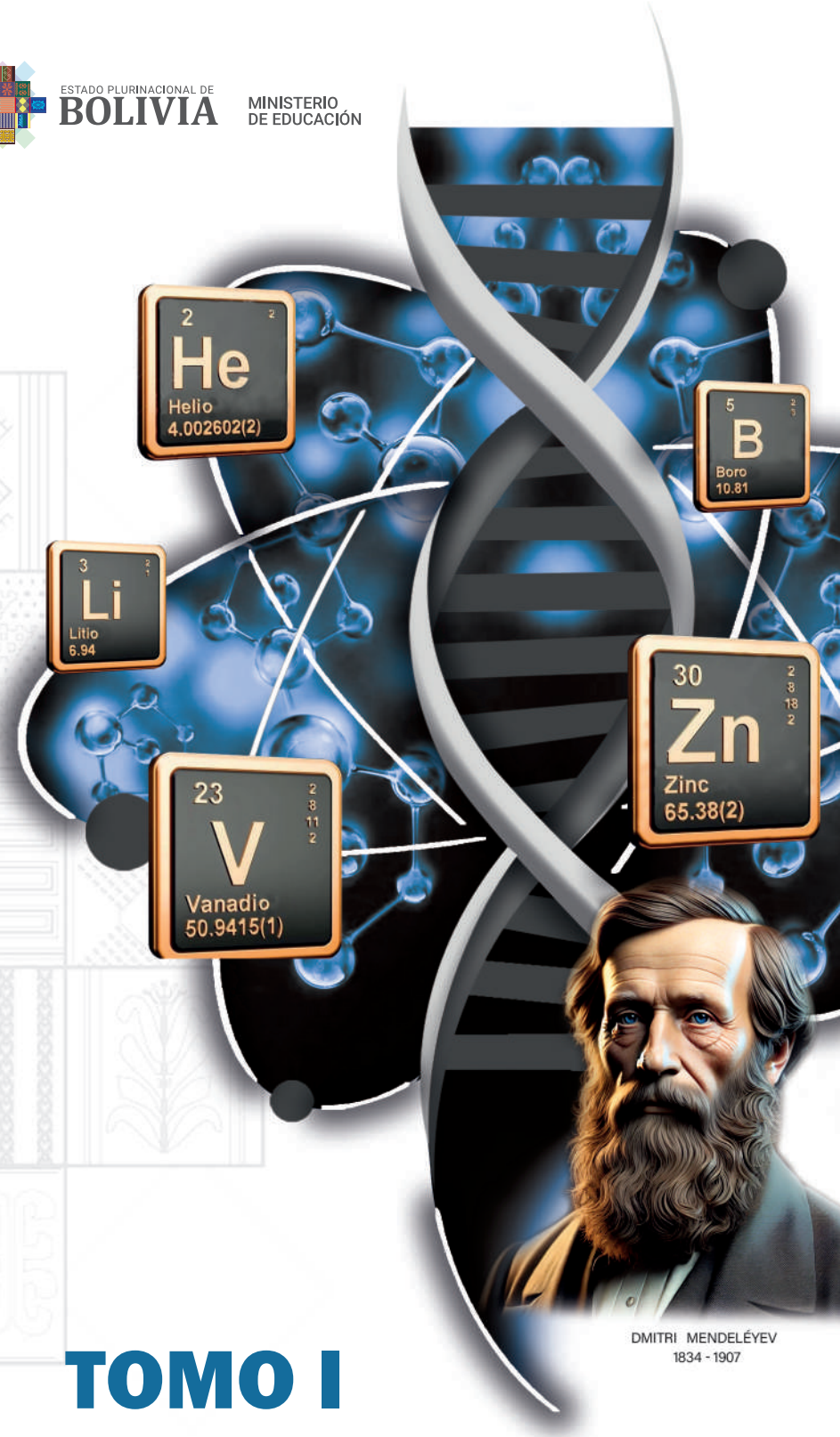
BICENTENARIO DE BOLIVIA

ESTADO PLURINACIONAL DE BOLIVIA

MINISTERIO DE EDUCACIÓN

SOLUCIONARIO QUÍMICA

EDUCACIÓN SECUNDARIA COMUNITARIA PRODUCTIVA



TOMO I

"2025 BICENTENARIO DE BOLIVIA"

SOLUCIONARIO

QUÍMICA

EDUCACIÓN SECUNDARIA COMUNITARIA PRODUCTIVA

TOMO I

"2025 BICENTENARIO DE BOLIVIA"

Solucionario de Química
Educación Secundaria Comunitaria Productiva

Omar Veliz Ramos
MINISTRO DE EDUCACIÓN

Manuel Eudal Tejerina del Castillo
VICEMINISTRO DE EDUCACIÓN REGULAR

Delia Yucra Rodas
DIRECTORA GENERAL DE EDUCACIÓN SECUNDARIA

Equipo de redacción
Dirección General de Educación Secundaria

Revisión
Instituto de Investigaciones Pedagógicas Plurinacional

Cómo citar este documento:
Ministerio de Educación (2025). Subsistema de Educación Regular.
"Solucionario de Química" Educación Secundaria Comunitaria Productiva. La Paz, Bolivia.

Depósito Legal
4-1-265-2024 P.O.

Impresión
Editorial del Estado Plurinacional de Bolivia


Luis Alberto Arce Catacora
PRESIDENTE DEL ESTADO PLURINACIONAL DE BOLIVIA

Índice general



Presentación 5

Química

INORGANICA
LA MATERIA 11
Clasificación de la materia 12
Propiedades de la materia 13
Estados de la materia 14
NOMENCLATURA INORGÁNICA 35
Óxidos metálicos 37
Óxidos especiales - Peróxidos 51
Óxidos especiales - Superóxidos 57
Óxidos salinos o mixtos 60
Hidróxidos 67
Anhidridos (óxidos no metalicos) 91
Óxidos anfóteros 121
Óxidos neutros 131
Ácidos oxácidos 137
Ácidos polhidratados 161
Radicales: cationes y aniones 169
Sales oxisales (neutras, ácidas, básica y dobles) 183
Sales hidrosales (neutras, ácidas, básica y dobles) 186
Hidruros métalicos 193
Ácidos hidrácidos e hidruros volátiles 205
ESTRUCTURA DEL ÁTOMO 213
Modelos atómicos (Dalton, Thompson, Perrin, Rutherford, Sommerfeld, Bohr, Shodinger) 213
Tabla periódica (conociendo grupos y periodos) 213
Propiedades del núcleo 214
Propiedades de la nube electrónica (isoelectrónicos, número atómico, masa atómica, isótopos, isóbaros, e isótonos) 215

Propiedades de la nube (isoelectrónicos) 243
CONFIGURACIÓN ELECTRÓNICA 271
Números cuántico principal, números cuántico azimutal 271
Números cuántico magnético 272
Números cuántico de spin 274
TABLA PERIÓDICA 309
Propiedades de la tabla periódica 310
Afinidad electrónica, electronegatividad, radio atómico e iónico y energia de ionización 311
ENLACES QUÍMICOS 337
UNIDADES QUÍMICAS DE MASA 365
Mol, número de avogadro, átomo - gramo (elementos) 365
UNIDADES QUÍMICAS DE MASA PARA COMPUESTOS 387
Mol, moléculas y compuestos 387
Peso molecular 388
ANALÍTICA
Densidades 403
REACCIONES QUÍMICAS: tipos e igualaciones de reacciones (redox e ión electrón) 419
Ley de conservación de la masa (Lavoisier) 477
Pureza de reactivos 513
Reactivo limitante 541
Reactivo en exceso 577
Rendimiento de reacción 609
Ley de proporciones definidas 627
Ley de las proporciones múltiples (Dalton) 633
Ley de las proporciones recíprocas 639
Ley de volúmenes de combinación 645
Composición centesimal 651
Fórmula empírica y molecular 659

Presentación

La Constitución Política del Estado establece que la educación es un derecho fundamental, tiene como misión formar integralmente a las personas y fortalecer la conciencia social crítica para transformar la realidad. En este marco la enseñanza de la Química es esencial, ya que permite comprender la naturaleza de la materia, las interacciones químicas que sustentan la vida- tecnología, y su impacto en la sociedad como en el medio ambiente.

El **Solucionario de Química**, elaborado por el Ministerio de Educación del Estado Plurinacional de Bolivia, es una herramienta clave para acompañar a los estudiantes en su aprendizaje. Este material abarca áreas fundamentales de la Química como la Química Inorgánica, Fisicoquímica, Química Analítica y Química Orgánica, organizadas en niveles progresivos de complejidad que aseguran una sólida formación científica.

Dividido en dos tomos, está diseñado para facilitar el aprendizaje de manera estructurada:

- El **Tomo I** aborda los conceptos básicos y avanzados de la Química Inorgánica y la Fisicoquímica, introduciendo temas como la nomenclatura de compuestos, las reacciones químicas y la estequiometría, con ejercicios prácticos que vinculan la teoría con la realidad cotidiana.

- El **Tomo II** profundiza en áreas como la Química Analítica y Orgánica, desarrollando habilidades en el manejo de soluciones, equilibrio químico, propiedades coligativas, y el estudio de hidrocarburos y compuestos funcionales, esenciales en la biología y la industria.

Los ejercicios, organizados en niveles de dificultad básico, intermedio, avanzado, tipo olimpiada y propuesto, permiten una progresión lógica en el aprendizaje. Este enfoque no solo refuerza los conceptos fundamentales, sino que también promueve el desarrollo del pensamiento crítico, la creatividad y la resolución autónoma de problemas.

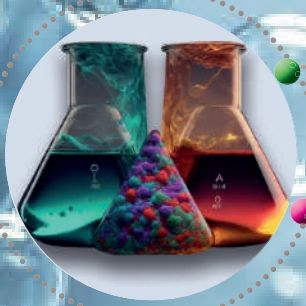
Hoy, más que nunca, necesitamos una educación transformadora que forme a mujeres y hombres comprometidos con el desarrollo científico, social y productivo de Bolivia. La Química, como ciencia aplicada, es una herramienta indispensable para enfrentar los desafíos de la industrialización y el crecimiento sostenible de nuestro país.

El **Solucionario de Química** refleja nuestro compromiso con una educación liberadora, en armonía con nuestra cosmovisión plurinacional y el respeto a la Madre Tierra. Este material contribuye a garantizar que los estudiantes de Bolivia adquieran conocimientos sólidos y habilidades prácticas para construir un futuro justo, inclusivo y sostenible, enmarcado en los valores colectivos del Vivir Bien.

Luis Alberto Arce Catacora
Presidente Constitucional del Estado Plurinacional de Bolivia

LA MATERIA

- Clasificación
  - Sustancias puras
    - Elementos
    - Compuestos
  - Mezcla
    - Homogénea
    - Heterogénea
- Propiedades
  - Físicas
    - Extensiva o general
    - Intensiva o específica
  - Químicas
    - Extensiva o general
    - Intensiva o específica
- Estados
  - Sólidos
  - Líquidos
  - Gaseosos
- Cambios
  - Físicos
  - Químicos



H_2O

La materia es todo lo que forma el universo; ocupa espacio, tiene masa y está en constante movimiento y transformación a través de fenómenos físicos y químicos, principalmente.







CLASIFICACIÓN DE LA MATERIA

Una de las formas de clasificar la materia es, por cómo se la encuentra en la naturaleza y para esto primero determinemos si una porción de la materia es una sustancia pura o una mezcla.

Sustancias puras

Son materiales de aspecto homogéneo formadas por un mismo constituyente, la combinación origina un desplazamiento o absorción de calor, presentan una composición invariable en toda su extensión, sus propiedades físicas y químicas son constantes.

Elementos

Son sustancias simples que no pueden descomponerse, formados por átomos del mismo elemento.

Ejemplos:
Monoatómicos
Li, Na, P...
Poliatómicos
Cl_2, N_2, O_2...

Compuestos

Es cuando los átomos de dos o más elementos químicos diferentes se combinan en cantidades fijas y forman otro con propiedades distintas, se pueden descomponer por procesos químicos (reacciones químicas).

Ejemplos:
H_2O, H_2SO_4, NaCl…

Mezcla

Es un material formado por la unión física de dos o más sustancias, en la cual conservan sus propiedades y características, los componentes de la mezcla pueden separarse por procedimientos físicos (destilación, filtración, decantación, cristalización y otros).

Homogénea

Presentan apariencia uniforme **no** se pueden distinguir visualmente, su composición es uniforme en toda la muestra, la proporción de sus componentes que la forman son variables, conocidos como sistemas **monofásicos.**

Ejemplos:
Bronce, latón...

Heterogénea

No presentan una apariencia uniforme es posible distinguir sus componentes a simple vista, la proporción de sus componentes que la forman son variables, conocidos como sistemas **polifásicos.**

Ejemplos:
Agua con arena, sopa de maní…

PROPIEDADES DE LA MATERIA

Características que se utilizan para describir o identificar a la materia

Propiedades químicas

Son aquellas que pueden ser observadas cuando una sustancia sufre un cambio en su composición o naturaleza.

Ejemplos:

- Reactividad
- Combustibilidad
- Corrosividad
- Acidez o basicidad
- Capacidad reductora

Propiedades físicas

Son características propias de la sustancia, **no** sufre un cambio en su composición o naturaleza.

Ejemplos:

- Punto de ebullición
- Punto de fusión
- Densidad
- Dureza
- Solubilidad
- Elasticidad

Propiedad intensiva

No depende de la cantidad de sustancia presente en un cuerpo.

Ejemplos: Punto de ebullición, densidad, color, sabor…

Propiedad extensiva

Si depende de la cantidad de sustancia presente en un cuerpo.

Ejemplos: Longitud, volumen, peso…

ESTADOS DE LA MATERIA

Las sustancias pueden presentarse en forma de sólidos, líquidos y gaseosos.

Estados de la materia	Sólidos	Líquidos	Gaseosos
Forma	Definida	Adopta la del recipiente	Adopta la del recipiente
Volumen	Posee volumen fijo	Posee volumen fijo	Posee volumen variable
Compresibilidad	Baja	Limitada	Alta
Fuerza entre sus partículas	Muy fuerte	Media	Casi nula

ESTADOS DE LA MATERIA

Las sustancias o mezclas modificando sus condiciones de temperatura o presión, pueden obtenerse distintos estados, denominados, **estados de agregación de la materia.**



CAMBIOS DE LA MATERIA

La materia que nos rodea puede experimentar cambios o procesos. Por ejemplo, arrugar una hoja de papel altera solo su apariencia, mientras que al quemarla se transforma en cenizas y libera humo. Estos cambios se dividen en dos categorías:

Fenómeno físico o cambio Físico

Los cambios físicos afectan solo la forma, el tamaño o el estado de la sustancia, sin alterar su composición química.

Ejemplos:
Los estados de agregación de la materia, cortar, romper, picar…

Fenómeno químico o cambio Químico

Los cambios químicos ocurren cuando una sustancia se transforma en una nueva sustancia.

Ejemplos:
Reacción química, oxidación, fermentación, digestión de alimentos…

Cuarto estado de la materia

Los estados sólido, líquido y gaseoso presentan solo aproximadamente el 1% de toda la materia observable en el universo. El 99% se encuentra en un estado menos familiar, conocido como el **cuarto estado de la materia, el plasma**



Fuente: Wallpapers.com

El plasma es un estado de la materia similar al gas, pero con átomos cargados eléctricamente (iones) a altas temperaturas. A diferencia de los gases, el plasma actúa como conductor eléctrico y tiene propiedades distintas. En el universo, el sol y las estrellas están en estado plasmático.



Fuente: Quiurevista.com

El rayo es un fenómeno de alta energía que se manifiesta como un camino luminoso de plasma, resultado de la ionización del aire debido a tensiones eléctricas extremas que recorren largas distancias.



Fuente: mgi.com.uy

La corona anaranjada en la llama de una vela se debe a la disociación e ionización de las moléculas del aire, formando un plasma de baja densidad y temperatura.



Fuente: partesdel.com

Las lámparas fluorescentes de bajo consumo contienen filamentos que, al calentarse, liberan electrones que ionizan el vapor de mercurio en el tubo, creando un plasma conductor. Este plasma emite luz visible y ultravioleta al desexcitarse.



Fuente: Perfil.com

Las televisores de plasma utilizan celdas pequeñas llenas de gases nobles (Ne, Xe, Ar) que, al convertirse en plasma por la electricidad, hacen que una sustancia fosforescente emita luz. Sin embargo, debido a la gran cantidad de calor generado, ya no se fabrican.



Fuente: Casadomo.com

1. En la naturaleza, la materia se presenta en diversas formas. ¿Cuál de las siguientes opciones es una mezcla homogénea?

a) Agua con arena **b)** Agua con aceite **c)** Sopa de maní **d)** Latón

Solución



Fuente: Shutterstock

a) El agua con arena es una mezcla **heterogénea** porque se pueden distinguir a simple vista sus componentes.



Fuente: Antena 3

b) El agua con aceite es una mezcla **heterogénea** porque se pueden distinguir a simple vista sus componentes.



Fuente: Antena 3

c) La sopa de maní es una mezcla **heterogénea** porque se pueden distinguir a simple vista sus componentes, papas, carne perejil, etc.

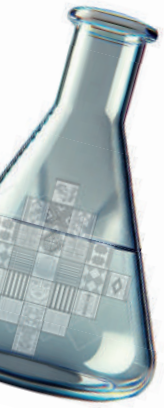


Fuente: Directindustry

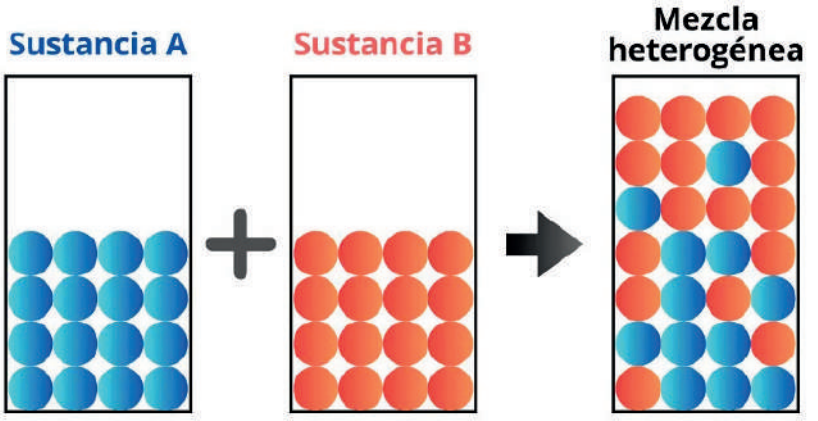
d) El latón es una aleación de cobre y zinc de un brillo intenso, **no** se puede distinguir estos metales en la aleación, por tanto, es una mezcla **homogénea.**

Respuesta d) Latón

2. Completa la siguiente frase seleccionando la opción correcta:
Las mezclas..... presentan apariencia uniforme y no se pueden distinguir visualmente a sus componentes, mientras que las mezclas..... son sistemas.....



a) homogéneas - heterogéneas - polifásicos.
b) heterogéneas - heterogéneas - monofásicos.
c) heterogéneas - heterogéneas - polifásicos.
d) homogéneas - heterogéneas - monofásicos.



Solución



Fuente: Shutterstock

Las mezclas **homogéneas** presentan una apariencia uniforme no se pueden distinguir visualmente, su composición es uniforme en toda la muestra o solución, conocidos como sistemas monofásicos.



Fuente: Shutterstock

Las mezclas **heterogéneas no** presentan una apariencia uniforme es posible distinguir sus componentes a simple vista, la proporción de sus componentes que la forman son variables, conocidos como sistemas polifásicos.

Respuesta a) homogéneas - heterogéneas - polifásicos

3. Clasifique la materia según su estado en la naturaleza. ¿Cuál de las siguientes relaciones es incorrecta?

a) Cereales con leche: mezcla heterogénea
b) Vinagre: mezcla homogénea
c) Agua salada: mezcla homogénea
d) Jugo de fresas con trozos de fresa: mezcla homogénea

Solución



Fuente: Dietfarma

a) Los cereales con leche son una mezcla **heterogénea** porque se puede distinguir a simple vista sus componentes, cereal y leche, conocidos como sistemas polifásicos.



Fuente: Ripley.Peru

b) El vinagre es una mezcla **homogénea** porque presentan una apariencia uniforme, su composición es la misma en toda la solución, conocidos como sistemas monofásicos.



Fuente: Clikisalud.net

c) El agua salada es una mezcla **homogénea** porque presentan una apariencia uniforme, su composición es la misma en toda la solución, conocidos como sistemas monofásicos.



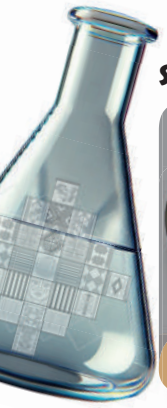
Fuente: Guíainfantil.com

d) El jugo de fresas con trozos de fresa es una mezcla **heterogénea** porque se puede distinguir a simple vista sus componentes, el jugo y las fresas, conocidos como sistemas polifásicos.

Respuesta d) El jugo de fresas con trozos de fresa

4. La materia que nos rodea puede experimentar diferentes tipos de cambios. ¿Cuál de los siguientes ejemplos representa un cambio físico?

a) La leche convertida en cuajo
b) Oxidación del hierro
c) El azúcar en agua
d) Combustión del papel

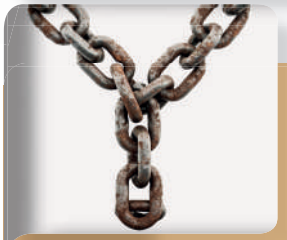


Solución



Fuente: CONtexto Ganadero

a) La leche sufre un cambio en su composición o naturaleza, sufre una transformación interna convirtiéndose en cuajo ya no puede volver a su estado inicial, por tanto, es un **cambio químico.**



Fuente: Alsimet

b) El hierro sufre un cambio en su composición o naturaleza, sufre una transformación interna convirtiéndose en óxido férrico ya no puede volver a su estado inicial, por tanto, es un **cambio químico.**



Fuente: Freepik

c) El azúcar cambia su **forma**, pero **no** sufre una transformación interna dentro el agua, puede invertirse el proceso, si evaporamos toda el agua aparece nuevamente el azúcar volviendo a su estado inicial, por tanto, es un **cambio físico.**



Fuente: Freepik

d) El papel cuando sufre la combustión (quemar) hay cambio en su composición o naturaleza, sufre una transformación interna ya **no** puede volver a su estado inicial, por tanto, es un **cambio químico.**

Respuesta c) El azúcar en agua

5. La materia que nos rodea puede experimentar diferentes tipos de cambios. ¿Cuál de los siguientes ejemplos representa un cambio químico?

a) Fundición del oro
b) Ruptura de un vaso de vidrio
c) Evaporación del agua
d) Encender un fósforo

Solución



Fuente: La Razón digital Bolivia

a) La fundición del oro cambia su **forma**, pero no sufre una transformación interna, volviendo a su estado inicial, cuando se enfría, por tanto, es un **cambio físico**.



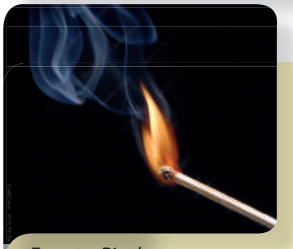
Fuente: Dreamstime.com

b) El vidrio cambia su **forma**, pero **no** sufre una transformación interna, cuando se rompe, sigue siendo vidrio, por tanto, es un **cambio físico**.



Fuente: iStock

c) El agua cambia su forma, pero **no** sufre una transformación interna, cuando pasa de estado líquido a estado gaseoso, volviendo a su estado inicial cuando se enfría, por tanto, es un **cambio físico**.



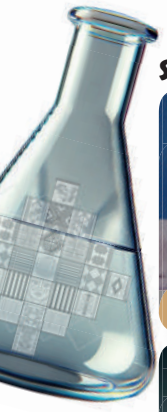
Fuente: Pixabay.com

d) El fósforo rojo sufre un cambio en su composición, una transformación interna ya no puede volver a su estado inicial, por tanto, es un **cambio químico**.

Respuesta d) Encender un fósforo

6. En la clasificación de la materia según su naturaleza, ¿cuáles de los siguientes ejemplos corresponden a sustancias puras y cuáles a mezclas?

a) El Peróxido de hidrógeno
b) El Ácido sulfúrico
c) El azúcar en agua
d) El Mercurio
e) El aire

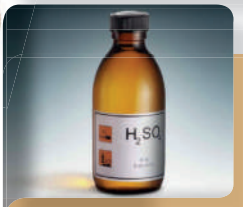


Solución



Fuente: MAPFRE

a) El peróxido de hidrógeno es una **sustancia** pura, **compuesto** de hidrogeno y oxígeno sus propiedades físicas y químicas son constantes su fórmula es H_2O_2.



Fuente: CTRscientific

b) El ácido sulfúrico es una **sustancia pura**, **compuesto** de hidrogeno, azufre y oxígeno sus propiedades físicas y químicas son constantes su fórmula es H_2SO_4.



Fuente: Freepik

c) El azúcar en agua es una unión física, una **mezcla** homogénea porque presentan una apariencia uniforme, su composición es igual en toda la solución, conocidos como sistemas monofásicos.



Fuente: Wellnessdoctorrx

d) El mercurio es una **sustancia pura**, **elemento** que no puede descomponerse en otra, sus propiedades físicas y químicas son constantes su fórmula es Hg.



Fuente: Pinterest

e) El aire es una **mezcla** homogénea porque presentan una apariencia uniforme, su composición es 78% N_2, 21% O_2 y 1% otros gases, conocidos como sistemas monofásicos.

7. ¿Cuál de las siguientes opciones es una propiedad extensiva de la materia?

a) Temperatura de ebullición del agua.
b) Temperatura de fusión del agua.
c) El sabor de un helado
d) El volumen de una canica

Solución



Fuente: istockphoto.com

a) **No** importa la **cantidad** de agua que coloques en la caldera, siempre hervirá a 89 °C en la ciudad de La Paz, ya que ese es el punto de ebullición específico para esa altitud. Por lo tanto, la temperatura de ebullición es una **propiedad intensiva**.



Fuente: cocinadelirante.com

b) **No** importa la **cantidad** de agua que coloques en la nevera, siempre se congelará a 0 °C, que es su punto de fusión o congelación. Por lo tanto, esta temperatura es una **propiedad intensiva**.



Fuente: sivarious.com

c) **No** importa la **cantidad** de helado que tomes, el sabor no cambia. Por lo tanto, el sabor es una **propiedad intensiva**.



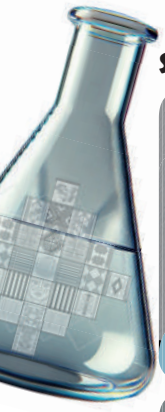
Fuente: shutterstock.com

d) **Sí** importa la **cantidad**, ya que un mayor volumen implica una mayor masa en la "canica". Por lo tanto, el volumen es una **propiedad extensiva**.

Respuesta d) El volumen de una canica

8. ¿Cuál de las siguientes opciones es una propiedad intensiva de la materia?

a) El peso de carne
b) La longitud de una persona
c) La viscosidad de la miel
d) La densidad del agua



Solución



Fuente: Alamy.com

a) El peso de la carne depende directamente de la cantidad de masa, por lo que es una **propiedad extensiva** de la materia.



Fuente: Alamy.com

b) Una variación en la masa puede afectar la longitud y generalmente, las personas más altas pesan más. Por lo tanto, el peso es una **propiedad extensiva** de la materia.



Fuente: Clarin.com

c) Independientemente de la cantidad de miel, ya sea una gota o un litro, siempre mantendrá su viscosidad. Por lo tanto, la viscosidad es una **propiedad intensiva** de la materia.



Fuente: Xataka.com

d) La densidad del agua es 1 $\frac{g}{cm^3}$ a 4 °C y este valor se mantiene constante sin importar la cantidad de agua, ya sea una gota o un litro. Por lo tanto, la densidad es una **propiedad intensiva** de la materia.

Respuesta c) y **d)** Son propiedades intensivas de la materia.

9. Indique cuáles de las siguientes proposiciones son incorrectas:

I. En las mezclas heterogéneas, no se pueden reconocer a sus componentes.

II. Los componentes de una mezcla se encuentran siempre en proporciones iguales.

III. Las mezclas homogéneas presentan apariencia física uniforme.

a) Solo I **b)** solo II **c)** solo III **d)** I y II **e)** II y III

Solución

I. En las mezclas heterogéneas, **no** presentan una apariencia uniforme **es posible reconocer** sus componentes a simple vista, conocidos como sistemas polifásicos.

II. Los componentes de una mezcla **no** siempre están en **proporciones iguales**, pueden variar sus cantidades.

III. Las mezclas homogéneas presentan apariencia física uniforme, **no** se pueden distinguir visualmente, su composición es uniforme en toda la muestra o solución, conocidos como sistemas monofásicos.

Respuesta d) Son incorrectas

Mezcla heterogénea



Fuente:sanatorium.com.ar

agua - aceite

Mezcla homogénea





Fuente:blog.nutritienda.com

agua - azúcar

10. Clasifique las siguientes características de los procesos como propiedades físicas o químicas:

a) Colocar anticongelante al radiador de un automóvil.
b) La cocción de un huevo.
c) El envejecimiento del vino.
d) El burbujeo que se produce al abrir una bebida gaseosa.

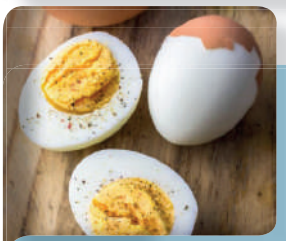


Solución



Fuente: laveci.com

a) El anticongelante, que se utiliza como líquido refrigerante en el motor del automóvil, no se transforma en otra sustancia y no cambia su naturaleza. Por lo tanto, es una **propiedad física**.



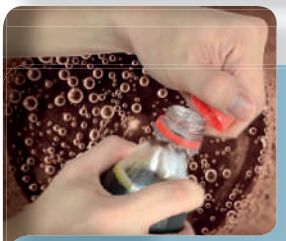
Fuente: Nestlécocina.es

b) Cuando el huevo se cocina, su composición cambia y las proteínas se desnaturalizan debido a la temperatura. Por lo tanto, este proceso representa una **propiedad química**.



Fuente: La republica.com

c) Cuando el vino envejece, el alcohol experimenta oxidación, lo que altera su composición y naturaleza. Por lo tanto, este proceso es una **propiedad química**.



Fuente: El español

d) Este proceso ocurre cuando el dióxido de carbono disuelto en el líquido escapa hacia la atmósfera, sin alterar la composición del líquido. Por lo tanto, es una **propiedad física**.

11. Complete el siguiente párrafo:
Al igual que el agua, todos los…….. están formados por…….. que pueden……en otras sustancias más simples mediante cambios…….

a) Elementos-compuestos-separarse-físicos
b) Elementos-compuestos-separarse-químicos
c) Compuestos-elementos-descomponerse-químicos
d) Compuestos-elementos-descomponerse-físicos
e) Compuestos-elementos-mezclarse-químicos

Solución

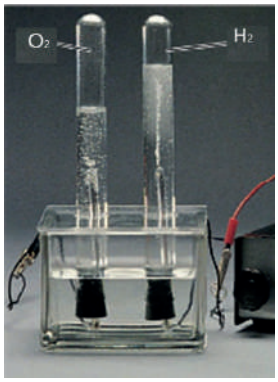
Los incisos a) y b) se descartan porque el agua es un **compuesto** y no un elemento.

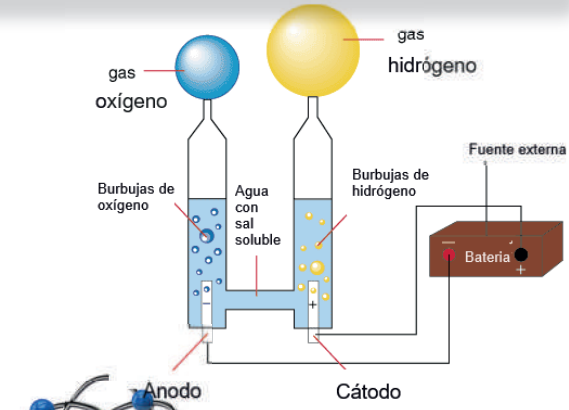
El inciso d) se descarta porque los compuestos formados por elementos solo pueden descomponerse en sustancias más simples a través de cambios o **procesos químicos**, no mediante cambios físicos.

El inciso e) se descarta porque los compuestos formados por elementos **no se mezclan**; en realidad, se combinan químicamente.

Respuesta c) Compuestos-elementos-descomponerse-químicos

El agua es un compuesto que puede descomponerse en hidrógeno y oxígeno mediante un proceso químico llamado electrólisis. La electrólisis utiliza electricidad para separar los elementos del compuesto.





12. Complete el siguiente párrafo:
Las transformaciones o cambios que sufre la materia se denominan…… son……si modifican la estructura interna, pero serán……si la sustancia sigue siendo la misma.



a) Propiedades-físicas-químicas
b) Cualidades-químicas-físicas
c) Movimientos-químicos-físicos
d) Cambios-físicos-químicos
e) Fenómenos-químicos-físicos

Solución

Las transformaciones o cambios que sufre la materia NO puede ser una propiedad, cualidad o movimiento por lo cual se descartan los incisos **a)**, **b)** y **c)**

El inciso **d)** vuelve a repetir cambio por tanto se descarta

Las transformaciones o cambios de la materia se conocen como fenómenos. Son fenómenos químicos si implican una modificación en la estructura interna de la sustancia, mientras que son fenómenos físicos si la sustancia sigue siendo la misma a pesar del cambio

Respuesta e) Fenómenos-químicos-físicos

13. Se corta un tubo de PVC en dos partes: una se sumerge en agua para evaluar su solubilidad y la otra se quema para analizar su inflamabilidad. Con base en los cambios experimentados por el PVC, ¿cuál de las siguientes afirmaciones es correcta?

I) Cortarlo en dos partes corresponde a un cambio físico
II) En el análisis de la solubilidad se espera un cambio químico
III) Al analizar la inflamabilidad del PVC sufre un cambio químico

a) Solo I **b)** I y II **c)** I y III **d)** Solo II **e)** II y III

Solución

I. El cortar, moler, pulverizar un material es un cambio físico mantiene sus propiedades.

II. La solubilidad es un proceso físico

III. La inflamabilidad es un cambio químico porque implica una alteración en la estructura interna de la sustancia durante la combustión.

Respuesta c) I y III

14. ¿Cuál de los siguientes estados de la materia es capaz de comprimirse, es decir, puede reducir su volumen cuando se aplica presión?

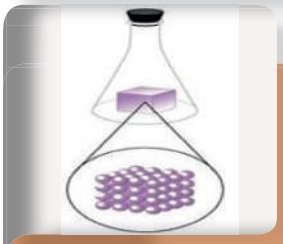
a) Líquidos **b)** Sólidos **c)** Gases

Solución

La compresibilidad es una propiedad de la materia la cual hace que los cuerpos disminuyan su volumen al someterlos a una presión o compresión.



a) En los **líquidos,** las moléculas están muy cerca unas de las otras, esta es la razón por qué los líquidos son muy poco compresibles.



b) En los **sólidos,** las moléculas son muy pegadas, ordenadas y existe poco espacio libre entre ellas como para acercarlas sin que aparezcan fuerzas de repulsión, por esta razón, son difíciles de comprimir.



c) En los **gases,** las moléculas están muy separadas entre sí, por esta razón se pueden comprimir fácilmente.

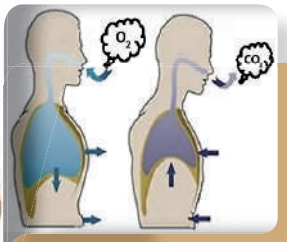
Respuesta c) Gases

15. Clasifique cada uno de los siguientes procesos como químico o físico y explique brevemente su clasificación:

a) La respiración
b) Fusión del hielo a 0°C
c) Moler granos de café
d) Fermentación de azúcares a alcohol



Solución



Fuente: Wordpress.com

a) La respiración es un **proceso químico**, ya que implica reacciones químicas en el organismo. Durante la respiración, el oxígeno se utiliza para producir dióxido de carbono y energía, procesos que ocurren en las células y pulmones.



Fuente: 123RF.com

b) La fusión del hielo es un **proceso o cambio físico**, porque solo cambia su estado, de sólido a líquido.



Fuente: Brazillianskin.com

c) El moler granos de café es un **proceso o cambio físico**, porque solo cambia su forma su tamaño al moler.



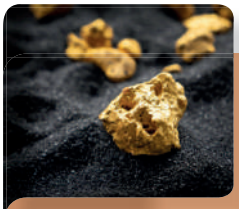
Fuente: Brazillianskin.com

d) La fermentación de azúcares a alcohol es un **proceso químico**. Por ejemplo, en la elaboración del vino, el azúcar presente en las uvas se transforma en alcohol mediante reacciones químicas específicas.

16. Clasifique cada uno de los siguientes ejemplos de materia como mezcla heterogénea, mezcla homogénea, compuesto o elemento.

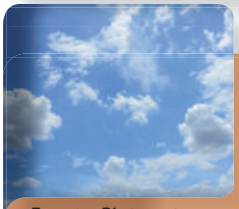
a) Oro **b)** Aire **c)** Cloruro de sodio **d)** Vino **e)** Chocolate con maní

Solución



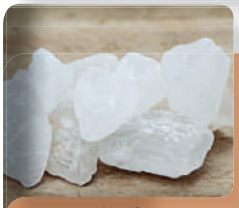
Fuente: mimoke.com

a) El oro es un **elemento**, porque es una sustancia simple que no puede descomponerse en otra.



Fuente: Pinterest

b) El aire es una **mezcla homogénea** porque tiene una composición uniforme. Aunque está compuesto principalmente de oxígeno y nitrógeno, estos gases se mezclan de manera que no se pueden distinguir visualmente.



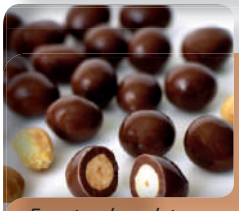
Fuente: kayfreesm.pics

c) El cloruro de sodio es un **compuesto** porque resulta de la combinación química del sodio (Na) y el cloro (Cl) en una proporción fija. Su fórmula química es NaCl, unidos por enlaces químicos.



Fuente: Udemy.com

d) El vino es una **mezcla homogénea** porque tiene una composición uniforme, lo que significa que sus componentes están completamente mezclados a nivel molecular.



Fuente: chocolategozo.com.

e) El chocolate con maní es una **mezcla heterogénea** porque no tiene una apariencia uniforme. Los componentes, como los trozos de maní y el chocolate, se pueden distinguir a simple vista.

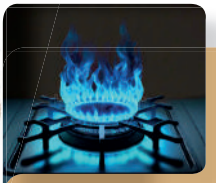
17. Tarija es el departamento de Bolivia más rico en hidrocarburos. El gas natural, que contiene principalmente metano, se transporta a través de gasoductos a otros departamentos. Completa la columna B de la tabla a continuación con la simbología correspondiente a cada elemento de la columna A, según el detalle proporcionado:



	A	B
I)	Combustión del gas para producir energía	
II)	Sublimación de la naftalina	
III)	Destilación del petróleo	
IV)	Combustión de la gasolina en los automóviles	

Cambio Físico **CF**
Cambio Químico **CQ**
Propiedad intensiva **PI**
Propiedad extensiva **PE**

Solución



Fuente: 20minutos.es

I) La combustión del gas, que es la quema de este hidrocarburo, implica una reacción química que produce dióxido de carbono y agua como productos. Este proceso representa un **cambio químico**.



Fuente: Dreamstime.com

II) La sublimación de la naftalina es un **cambio de estado físico** en el que la naftalina pasa directamente de sólido a gas, sin pasar por el estado líquido.



Fuente: Redactuando Bolivia

III) La destilación del petróleo es un **cambio de estado físico**, consiste en calentar el petróleo a diferentes temperaturas para separar sus componentes según sus puntos de ebullición.



Fuente: imfobae.com

IV) La combustión de la gasolina es un proceso en el que este hidrocarburo se quema, produciendo una reacción química. Este proceso es un **cambio químico**.

Respuesta:

	A	B
I)	Combustión del gas para producir energía	**CQ**
II)	Sublimación de la naftalina	**CF**
III)	Destilación del petróleo	**CF**
IV)	Combustión de la gasolina en los automóviles	**CQ**

18. Indique si cada una de las siguientes afirmaciones es verdadera (V) o falsa (F)

I) Sodio : Sustancia Simple
II) Acero : Mezcla
III) Etanol : Compuesto Químico
IV) Hielo → Agua : Solidificación
V) Bronce : Compuesto Químico

a) VVFVF **b)** FFFFV **c)** VVVVF **d)** VVVFF **e)** VVVFV

Respuesta .....

19. Clasifique cada uno de los siguientes casos como fenómeno físico (**F**) o fenómeno químico (**Q**):

I) Formación del granizo
II) Crecimiento de las plantas
III) Respiración de los seres vivos
V) Dilatación de los metales

a) FFFF **b)** FQFQ **c)** FQQF **d)** QFQF **e)** QFFQ

Respuesta .....

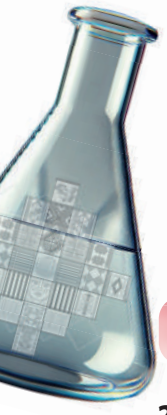
20. En relación con los estados de agregación de la materia, ¿cuáles de las siguientes proposiciones son correctas?

I) El cambio de estado sólido a estado líquido se denomina fusión
II) En el estado gaseoso la compresibilidad es alta
III) En el estado líquido el volumen y la forma son invariables.

a) I **b)** II **c)** III **d)** I y II **e)** II y III **f)** I y III

Respuesta .....

21. Se sabe que el cloruro de sodio tiene un punto de fusión de 801 °C y, una vez fundido, se convierte en un líquido claro e incoloro. Durante la electrólisis, produce sodio y cloro gaseoso. Con base en esta información, indique cuáles de las siguientes proposiciones son correctas:



I) El punto de fusión es una propiedad química
II) El color es una propiedad física.
III) La electrolisis es un proceso químico

a) I **b)** II **c)** III **d)** II y III **e)** I y II

Respuesta .....

22. Indique cuáles de las siguientes proposiciones son correctas:

I) La condensación, es el paso del vapor de un líquido a la fase sólida.
II) Cuando el alcohol líquido pasa a vapor de alcohol es que ha ocurrido una evaporación.
III) Un cambio de fase ocurre debido a la pérdida o ganancia de energía.

a) I **b)** II **c)** III **d)** I y II **e)** II y III

Respuesta .....

23. Complete el siguiente párrafo:

Las mezclas homogéneas como el……tienen una apariencia uniforme y sus componentes no se pueden distinguir visualmente, mientras que las mezclas……como un jugo de fresas con leche son sistemas…….

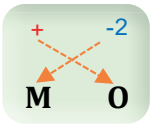
a) Aceite-heterogéneas-monofásicos
b) Bronce- heterogéneas-monofásicos
c) Latón- heterogéneas-polifásicos
d) Hierro- heterogéneas-monofásicos
e) Cobre-homogéneas-polifásicos

Respuesta .....

ÓXIDOS METÁLICOS Y SUS ÓXIDOS ESPECIALES

ÓXIDOS METÁLICOS

Compuestos formados por la unión del oxígeno con otro elemento metálico.



Metal: Número de oxidación positivo.
Oxígeno: Número de oxidación -2.

Ecuación de formación

$$M^{+} + O_2 \rightarrow M_2O_x$$

Metal + oxígeno molecular → óxido básico

ÓXIDOS ESPECIALES

PERÓXIDOS: Tienen un metal de los grupos IA (alcalinos) o de IIA (alcalino térreos) unido al grupo peróxido $(O_2)^{-2}$

metal + $(O_2)^{-2}$ -> peróxido

SUPERÓXIDOS: Compuestos de un metal de los grupos IA (alcalinos): Li, Na, k, Cs, Rb, Fr, seguido al grupo peróxido $(O_2)^{-1}$.

metal + $(O_2)^{-1}$ -> superóxido

ÓXIDOS SALINOS O MIXTOS: O óxidos dobles, son el resultado de la suma de dos óxidos básicos del mismo elemento metálico tomando en cuenta sus subíndices, estos óxidos tienen número de oxidación de **+2, +3 y +2, +4.**

M_3O_4

NOMENCLATURA

Existen tres formas para nombrar los óxidos:

NOMENCLATURA TRADICIONAL (Abrev. N.T.):
Se antepone la palabra genérica: **óxido, peróxido, superóxido** según corresponda el compuesto.
Si el metal tiene una valencia se nombra el metal después de la preposición **"de".**
Si el metal tiene dos valencias, se usan las terminaciones **"oso"** para la menor valencia e **"ico"** para la mayor valencia.

NOMENCLATURA STOCK (Abrev. N.S.):
Se escribe primero la palabra genérica que corresponda, seguido el nombre del metal con su número de oxidación en **números romanos** entre paréntesis.

NOMENCLATURA IUPAC (Abrev. N.I.):
Se nombran anteponiendo a la palabra genérica que corresponda los prefijos: **mono, di, tri, tetra,** etc según el número de subíndice del oxígeno, seguido la preposición **"de"** y a continuación el nombre del **metal** anteponiendo los prefijos **di(dos), tri(tres), tetra(cuatro),** exceptuando cuando solo hay un átomo del metal.

USOS Y APLICACIONES DE LOS ÓXIDOS EN BOLIVIA



El agua y sus minerales: el hierro y el manganeso

El agua de Santa Cruz es rica en minerales, los cuales, son fundamentales para el desarrollo humano. Entre estos minerales se encuentran el **manganeso** y **hierro** en bajos niveles.



Fuente: www.saguapac.com

A diario una cuadrilla de mineros cooperativistas explota **óxidos de plata** en la bocamina Moropoto, ubicada en los límites de la cúspide de la cota 4.400 del Cerro Rico de Potosí.

Fuente: comibol.gob.bo



Fotografía del cerro rico de Potosí

fuente: radiolider97.bo

Saber más...



Los óxidos metálicos son importantes para el ser humano y para las industrias, porque sirven de aditamento en muchos compuestos de aplicación cotidiana. Además, son materia prima en laboratorios químicos para la obtención de bases y otros compuestos, ya que su abundancia los hace mucho más fáciles de obtener y manipular.

Fuente: concepto.de

Extracción de litio en el Salar de Uyuni

El **litio**, conocido como el metal más liviano forma uno de los componentes más importantes del Salar de Uyuni, en la región de Potosí. Utilizado en diferentes industrias para las nuevas baterías de celulares, tabletas y distintos dispositivos electrónicos. La vasta región del Salar de Uyuni cuenta con alrededor de unos 10500 km^2 con una profundidad promedio de 10 a 12 metros, es el mayor deposito evaporítico de Sudamérica.

Fuente: iisec.ucb.edu.bo

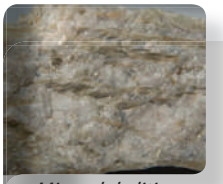


Planta de litio en Potosí

Fuente: Ministerio de Hidrocarburos y Energías, 2024.

COMPUESTOS BINARIOS OXIGENADOS
ÓXIDOS BÁSICOS

24. El **litio** es un elemento que se encuentra en el Salar de Uyuni, Potosí. Al combinarse con oxígeno, forma un compuesto. Escriba la fórmula del óxido de litio.



Mineral de litio
Fuente: es.geologyscience

ÓXIDO DE LITIO

Compuesto que resulta de la unión de un metal con el oxígeno.

Metal: Litio, Li^{+1}
Oxígeno: O^{-2}

Fórmula general

Escribir los símbolos del metal (**litio**) y del **oxígeno**.

Li O

La valencia del litio es +1 y del oxígeno -2, intercambiar las valencias y escribir los subíndices de los símbolos.

$$Li^{+1}\ O^{-2}$$

$$Li_2^{+1}\ O_1^{-2}$$

La valencia del litio es +1, al intercambiarse con el oxígeno se **sobreentiende**. La fórmula correcta del compuesto será:

Li_2O Óxido de litio

Igualación de la ecuación de formación

En una reacción, la suma de elementos que reaccionan entre si, dan lugar a otros compuestos llamados productos.

$Li + O_2 \rightarrow Li_2O$

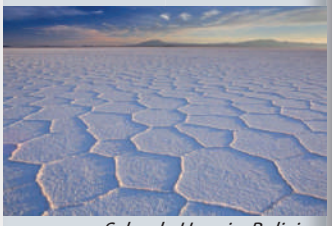
Litio + oxígeno molecular → óxido de litio

Igualando la reacción

$4\,Li + O_2 \rightarrow 2\,Li_2O$ Óxido de litio

Saber más...

Bolivia cuenta con una planta industrial de litio ubicada en el departamento de Potosí.



Salar de Uyuni – Bolivia

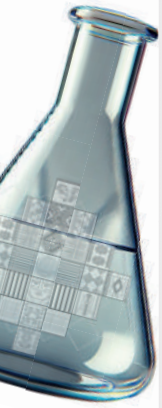


Sellado de baterías en Planta Piloto de baterías en La Palca-Potosí

Este elemento es fundamental como materia prima para la fabricación de baterías de litio.



Fuente: YLB



Dato importante

En caso de inhalación del **óxido de potasio**, provoca dolor de garganta, tos; con contacto con la piel llega a provocar el enrojecimiento y las quemaduras cutáneas graves y en los ojos provoca enrojecimiento.

Es un compuesto iónico formado por potasio y oxígeno, es un sólido amarrillo a temperatura ambiente.

Fuente:chemicalsafety.ilo.org/



Pictograma de corrosión
Fuente:ar.lisam.com

25. Es un compuesto raro y altamente reactivo, está formado por la unión de potasio y oxígeno. Escriba la fórmula del óxido de potasio.



Potasa, fuente natural de potasio
Fuente: geoalcali.com

ÓXIDO DE POTASIO

Compuesto que resulta de la unión de un metal con el oxígeno.

Metal: Potasio, K^{+1}

Oxígeno: O^{-2}

Fórmula general

Escribir los símbolos del metal (**potasio**) y del **oxígeno**.

$$K \quad O$$

La valencia del potasio es +1 y del oxígeno -2, se intercambia las valencias y se escribe los subíndices de los símbolos.

$$K^{+1}\ O^{-2}$$

$$K_2^{+1}\ O_1^{-2}$$

La valencia del potasio es +1, al intercambiarse con el oxígeno se **sobreentiende**. La fórmula correcta del compuesto será:

K_2O Óxido de potasio

Igualación de la ecuación de formación

En una reacción, la suma de elementos que reaccionan entre si, dan lugar a otros compuestos llamados productos.

$$K + O_2 \rightarrow K_2O$$

Potasio + oxígeno molecular → óxido de potasio

Igualando la reacción

$$4K + O_2 \rightarrow 2K_2O$$ Óxido de potasio

26. Es un producto alcalino de color blanco grisáceo, formado por la unión de calcio y oxígeno. Escriba la fórmula del óxido de calcio.



Fuente: mayacal.mx

ÓXIDO DE CALCIO

Compuesto que resulta de la unión de un metal con el oxígeno.

Metal: calcio, Ca^{+2}
Oxígeno: O^{-2}

Fórmula general

Escribir los símbolos del metal (**calcio**) y del **oxígeno**.

$$Ca \quad O$$

La valencia del calcio es +2 y del oxígeno -2, la valencia del metal es un número par y al intercambiarse con el oxígeno se simplifica y se **sobreentiende** el 1.

$$Ca^{+\cancel{2}}_{1}\ O^{-\cancel{2}}_{1}$$

La fórmula correcta del compuesto será:

$$Ca\,O$$ **Óxido de calcio**

Igualación de la ecuación de formación

En una reacción, la suma de elementos que reaccionan entre si, dan lugar a otros compuestos llamados productos.

$$Ca + O_2 \rightarrow Ca\,O$$

Calcio + oxígeno molecular → óxido de calcio

Igualando la reacción

$$2\,Ca + O_2 \rightarrow 2\,Ca\,O$$ **Óxido de calcio**

Saber más...

El **óxido de calcio** se utiliza en la industria metalúrgica con distintas finalidades. En la fabricación del acero se añade durante el proceso siderúrgico como agente escorificante y poder retirar las impurezas que contienen los metales. El óxido de calcio (cal viva) debe tener una alta pureza para mejorar su reactividad y rendimiento.

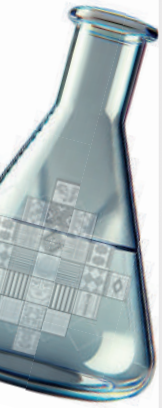
Fuente: calesdellierca.com



Adición de cal en hornos de arco eléctrico en la industria metalúrgica

Fuente: horcalsa.com

Saber más...



La alúmina industrial u **óxido de aluminio** material que se encuentra de forma natural en el corindón y el esmeril.
Tiene muchos usos como en la industria automotriz: Esta industria utiliza la alúmina industrial para la fabricación de recubrimientos cerámicos de las bujías de los vehículos de gasolina.



Bujía de repuesto
Fuente: aluminaindustrial.mx

27. Compuesto que presenta una alta dureza y resistencia al calor, se forma a partir de la combinación de aluminio y oxígeno. ¿Qué óxido se produce a partir de esta unión?.



Fuente: quimicaindustrial.cl

ÓXIDO DE ALUMINIO

Compuesto que resulta de la unión de un metal con el oxígeno.

Metal: Aluminio, Al^{+3}

Oxígeno: O^{-2}

Fórmula general

Escribir los símbolos del metal (**aluminio**) y del **oxígeno.**

$$Al \quad O$$

La valencia del aluminio es +3 y del oxígeno -2, se intercambia las valencias y se escribe los subíndices de los símbolos.

$$Al^{+3}\ O^{-2}$$
$$Al_2^{+3}\ O_3^{-2}$$

La fórmula correcta del compuesto será:

Al_2O_3 **Óxido de aluminio**

Igualación de la ecuación de formación

En una reacción, la suma de elementos que reaccionan entre si, dan lugar a otros compuestos llamados productos.

$$Al + O_2 \rightarrow Al_2O_3$$
Aluminio + oxígeno molecular → óxido de aluminio

Igualando la reacción

$4\,Al + 3\,O_2 \rightarrow 2\,Al_2O_3$ **Óxido de aluminio**

28. Es un óxido insoluble en agua y disolventes orgánicos. Se encuentra naturalmente como la mineral cuprita, presente en algunas rocas rojizas. Se forma a partir de la unión de cobre y oxígeno. Nombra el siguiente compuesto en las tres nomenclaturas: **Cu_2O**



Fuente: Quimicafacil

Cu_2O

Compuesto que resulta de la unión de un metal con oxígeno.

Metal: Cobre, tiene dos valencias:

Cu^{+1} (terminación *OSO*)
Cu^{+2} (terminación *ICO*)

Oxígeno: O^{-2}

Nomenclatura

Para obtener la fórmula general intercambiamos las valencias:

$$Cu^{+1}O^{-2}$$
$$Cu_2^{+1}O_1^{-2}$$

Al trabajar con la valencia +1, al intercambiarse con el oxígeno se sobreentiende.

Nombramos al Cu_2O de la siguiente manera:

NT: Usamos la terminación "**oso**" por ser la menor valencia del elemento.

Óxido cuproso

NS: El número de oxidación **+1** colocar entre paréntesis en **números romanos**.

Óxido de cobre (I)

NI: Anteponer el prefijo **mono** para nombrar el nombre genérico **óxido**, seguido escribir el prefijo **di** para anteponer al nombrar el **metal**.

Monóxido de dicobre

Dato importante

Usos y aplicaciones...

El **óxido de cobre** suele ser de color negro o marrón oscuro.

Debido a su naturaleza semiconductor, el óxido de cobre se utiliza en la fabricación de dispositivos electrónicos, como transistores y diodos.

Históricamente, se ha empleado como pigmento en pinturas y tintas debido a su color característico. También se usa en cerámica y esmaltes para modificar colores y propiedades.

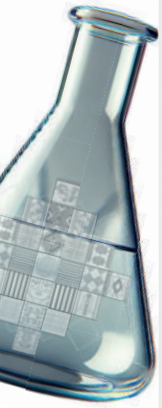
Fuente: quimicaindustrial.cl



Transistor

Fuente: capacitacióntecnica.com.ar

Dato importante



El **óxido de mercurio** (amarillo o rojo) se emplea en las celdas de mercurio, pinturas anti suciedad y como catalizador.

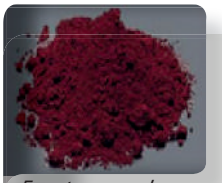
El óxido de mercurio (II) es una sustancia tóxica que se puede absorber por inhalación en forma de aerosol, a través de la piel y por ingestión. La sustancia irrita los ojos, la piel y el tracto respiratorio y puede tener efectos perjudiciales sobre los riñones, que provoque una insuficiencia renal o catalizador.

Fuente: ecured.cu



Peligro para la salud
Fuente: ar.lisam.com

29. Presenta un color rojo o anaranjado y su forma mineral se conoce como montroidita. Es un óxido formado por la unión de mercurio y oxígeno. Nombra el compuesto que se forma en las tres nomenclaturas: **HgO**



Fuente: ecured.cu

HgO

Compuesto que resulta de la unión de un metal con oxígeno.

Metal: El mercurio, tiene dos valencias positivas:
Hg^{+1} (*terminación OSO*)
Hg^{+2} (*terminación ICO*)

Oxígeno: O^{-2}

Nomenclatura

Para obtener la fórmula general intercambiamos las valencias:

$$Hg^{+2}O^{-2}$$

Estamos trabajando con la valencia +2, es un numero par y al intercambiar con el oxígeno se **simplifica** y se **sobreentiende** el 1.

$$Hg^{+\cancel{2}^{\,1}}O^{-\cancel{2}^{\,1}}$$

Nombramos al **HgO** de la siguiente manera:

NT: Usamos la terminación "**ico**" por la mayor valencia +2.

Óxido mercúrico

NS: El número de oxidación +2 colocar entre paréntesis en **números romanos**.

Óxido de mercurio (II)

NI: Se antepone el prefijo **mono** para nombrar la cantidad de oxígenos, seguido escribir la preposición **de** para anteponer al nombre del **metal**.

Monóxido de mercurio

30. La forma mineralógica de este óxido se conoce como bunsenita y se utiliza en la fabricación de esmaltes para porcelana. Está compuesto por la unión de un metal y oxígeno. Nombra el compuesto que se forma en las tres nomenclaturas: **NiO**



Fuente:ventadeniquel.com

NiO

Compuesto que resulta de la unión de un metal con oxígeno.

Metal: Níquel, tiene dos valencias:

$Ni^{+2}(terminación\ OSO)$

$Ni^{+3}(terminación\ ICO)$

Oxígeno: O^{-2}

Nomenclatura

Para obtener la fórmula general intercambiamos las valencias:

$$Ni^{+2}O^{-2}$$

Trabajamos con la valencia +2, es un numero par y al intercambiarse con el oxígeno se **simplifica** y se **sobreentiende** el 1.

$$Ni^{+\cancel{2}^{\,1}}\ O^{-\cancel{2}^{\,1}}$$

Nombramos al **NiO** de la siguiente manera:

NT: Trabajamos con la valencia **+2**, utilizar la terminación **OSO** por la menor valencia.

Óxido níquel oso

NS: El número de oxidación +2 colocar entre paréntesis en **números romanos**.

Óxido de níquel (II)

NI: Anteponer el prefijo **mono** para nombrar la cantidad de oxígenos, seguido escribir la preposición **de** para anteponer al nombre del **metal**.

Monóxido de níquel

Saber más...

El óxido de níquel (II), conocido también como óxido de níquel verde, es un compuesto de fórmula NiO, que ocurre en la naturaleza en el mineral poco común, la bunsenita. Se usa, principalmente, en: material para baterías, polvo metalúrgico, catalizador en cerámica, platos eléctricos, colorantes en esmaltes y barnices, electrodos de celdas de combustible.

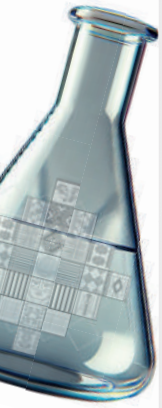
Fuente: oxidodeniquel.com



Peligro para la salud

Fuente: ar.lisam.com

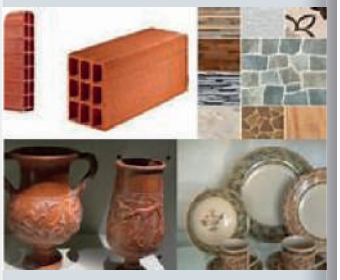
Saber más...



También conocido como catalizador de adams, es un catalizador en síntesis orgánica para hidrogenólisis e hidrogenación.

Es un compuesto empleado en la fabricación de los electrodos y sirven para las celdas de combustible y en la producción de los materiales cerámicos y de vidrio.

Fuente: dimateria.com



31. Es un óxido de color marrón oscuro, usado en la hidrogenación, hidrogenólisis y oxidación. Formado por el platino y oxígeno. Nombrar el compuesto que se forma en las tres nomenclaturas: **PtO_2**



Fuente: es.funcmater

PtO_2

El compuesto es un óxido porque es un metal combinado con oxígeno.

Metal: Platino, tiene dos valencias positivas:

Pt^{+2} *(terminación OSO)*

Pt^{+4} *(terminación ICO)*

Oxígeno: O^{-2}

Nomenclatura

Para obtener la fórmula general intercambiamos las valencias:

$$Pt^{+4}\ O^{-2}$$

Estamos trabajando con la valencia +4, es un numero par y al intercambiarse con el oxígeno se simplifica.

$$Pt^{+\cancel{4}^{\,2}}\ O^{-\cancel{2}^{\,1}}$$

Nombramos al **PtO_2** de la siguiente manera:

NT: Trabajamos con la mayor valencia +4, ocupar la terminación **ICO**.

Óxido platínico

NS: Escribir el número de oxidación +4 entre paréntesis en **números romanos**.

Óxido de platino (IV)

NI: Anteponer el prefijo **di** para nombrar la cantidad de oxígenos, seguido escribir la preposición **de** para anteponer al nombre del **metal**.

Dióxido de platino

32. Es un sólido incoloro y se descompone fácilmente, compuesto inestable que no se encuentra comúnmente en la naturaleza. Escriba la fórmula del monóxido de diamonio.



Fuente:spanish. globalsources.com

MONÓXIDO DE DIAMONIO

Compuesto que resulta de la unión de un metal y el oxígeno.

Metal: Amonio, $(NH_4)^{+1}$
Oxígeno: O^{-2}

Fórmula general

Escribir los símbolos del metal (**amonio**) y del **oxígeno**.

$$NH_4 \; O$$

La valencia del amonio es +1 y del oxígeno -2, intercambiar las valencias y escribir los subíndices de los símbolos.

$$(\boldsymbol{NH_4})^{+1}\boldsymbol{O}^{-2}$$

$$(NH_4)_2^{+1}\,O_1^{-2}$$

La fórmula correcta del compuesto será:

$(NH_4)_2O$ **Monóxido de diamonio**

Igualación de la ecuación de formación

En una reacción, la suma de elementos que reaccionan entre si, dan lugar a otros compuestos llamados productos.

$$NH_4 \quad + \quad O_2 \quad \rightarrow \quad (NH_4)_2O$$

Amonio + oxígeno molecular → monóxido de diamonio

Igualando la reacción

$$4\,(NH_4) + O_2 \rightarrow 2\,\mathbf{(NH_4)_2\,O}$$

Monóxido de diamonio

Dato importante

Este óxido al ser inestable, se descompone rápidamente en amoníaco y agua, este óxido no es tóxico, pero al liberarse en amoníaco puede ser peligrosa, su inhalación causa irritación en ojos, nariz y garganta.

Fuente: material -properties.org



Fuente: cuidateplus.marca.com

Saber más...

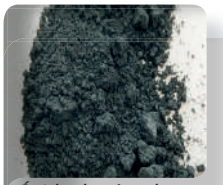
El Ni_2O_3 también llamado óxido de níquel negro puede causar cáncer y efectos negativos en el medio ambiente acuático, es ampliamente utilizado en la producción de catalizadores y adhesivos.

Fuente: oxidodeniquel.com.mx



Peligro para el medio ambiente fuente:ar.lisam.com

33. Es un compuesto del níquel que se encuentra en forma de polvo de color marrón oscuro o negro. Escriba la fórmula del trióxido de diníquel.



Óxido de níquel negro Fuente:labodegadelceramista.com

TRIÓXIDO DE DINÍQUEL

Compuesto que resulta de la unión de un metal con el oxígeno.

Metal: Níquel, tiene dos valencias positivas:

Ni^{+2} (*terminación OSO*)

Ni^{+3} (*terminación ICO*)

Oxígeno: O^{-2}

Fórmula general

Escribir los símbolos del metal (**níquel**) y del **oxígeno**.

Ni O

La valencia del níquel que ocuparemos es +3 y del oxígeno -2, intercambiar las valencias y escribir los subíndices de los símbolos.

$$Ni^{+3}\ O^{-2}$$

$$Ni_2^{+3}\ O_3^{-2}$$

La fórmula correcta del compuesto será:

Ni_2O_3 **Trióxido de diníquel**

Igualación de la ecuación de formación

En una reacción, la suma de elementos que reaccionan entre si, dan lugar a otros compuestos llamados productos.

$$Ni + O_2 \rightarrow Ni_2O_3$$

Níquel + oxígeno molecular → trióxido de diníquel

Igualando la reacción

$4\ Ni + 3\ O_2 \rightarrow 2\ Ni_2O_3$ **Trióxido de diníquel**

34. ¿Cuál es la fórmula correcta del monóxido de hierro? encierre el inciso correcto.

a) Fe_2O **c)** FeO_2
b) Fe_2O_3 **d)** Fe O



Óxido de hierro negro
Fuente: aquaterra.com.co

MONÓXIDO DE HIERRO

Compuesto que resulta de la unión de un metal con el oxígeno.

Metal: Hierro, tiene dos valencias positivas:

Fe^{+2} (*terminación OSO*)

Fe^{+3} (*terminación ICO*)

Oxígeno: O^{-2}

Fórmula general

Escribir los símbolos del metal (**hierro**) y del **oxígeno**.

Fe O

La valencia del hierro a ocupar es +2 y del oxígeno -2, la valencia del metal es un número par y al intercambiarse con el oxígeno se simplifica y se sobreentiende el 1.

$$Fe^{+2}\ O^{-2}$$

La fórmula correcta del compuesto será:

FeO Monóxido de hierro

Igualación de la ecuación de formación

En una reacción, la suma de elementos que reaccionan entre si, dan lugar a otros compuestos llamados productos.

$Fe + O_2 \rightarrow$ **Fe O**

Hierro + oxígeno molecular → monóxido de hierro

Igualando la reacción

$2\,Fe + O_2 \rightarrow 2\,$**FeO** **Monóxido de hierro**

Respuesta: inciso d)

Saber más...

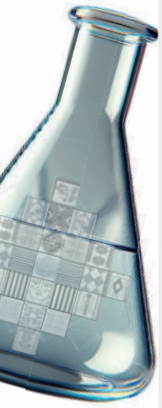
El **óxido ferroso** se usa como pigmento. La Administración de alimentos y medicamentos lo ha aprobado para su uso en productos cosméticos y, además, se utiliza en algunas tintas de tatuajes.

Fuente:ecured.cu



Òxidos de hierro usados para la pigmentación en la construcción.
Fuente: grupomathiesen.com

Saber más...



Se utiliza en la fabricación de baterías recargables de iones de litio. También es empleado como catalizador en reacciones químicas para la síntesis de compuestos orgánicos. En el sector industrial, se usa en la producción de pigmentos cerámicos y vidrios especiales. Sus propiedades magnéticas lo hacen útil en dispositivos electrónicos y almacenamiento de datos.

Fuente: quimicaly.com



Fuente: amazon.com.mx

35. Se forma por la combinación de un metal con símbolo Co y oxígeno ¿Cuál es la fórmula correcta de este óxido si utilizamos la terminación "**ico**"?.

a) Co_2
b) Co_2O_3
c) Co_3O_2
d) Co_3O



Fuente: amazon.com

TRIÓXIDO DE DICOBALTO

Compuesto que resulta de la unión de un metal con el oxígeno.

Metal: Cobalto, tiene dos valencias positivas:
Co^{+2} (*terminación OSO*)
Co^{+3} (*terminación ICO*)

Oxígeno: O^{-2}

Fórmula general

Escribir los símbolos del metal (**cobalto**) y del **oxígeno**.

$$Co \quad O$$

La valencia del cobalto que ocuparemos es +3 y del oxígeno -2, intercambiar las valencias y escribir los subíndices de los símbolos.

$$Co^{+3}\ O^{-2}$$

La fórmula correcta del compuesto será:

Co_2O_3 **Trióxido de dicobalto**

Igualación de la ecuación de formación

En una reacción, la suma de elementos que reaccionan entre si, dan lugar a otros compuestos llamados productos.

$$Co + O_2 \rightarrow Co_2O_3$$

Cobalto + oxígeno molecular → trióxido de dicobalto

Igualando la reacción

$4Co + 3O_2 \rightarrow 2Co_2O_3$ **Trióxido de dicobalto**

Respuesta: inciso b)

36. Compuesto químico de apariencia blanquecino resultante de la combinación de zinc y oxígeno, utilizado ampliamente como pigmento blanco y en productos cosméticos debido a sus propiedades antibacterianas. ¿Cuál es el nombre correcto del óxido de zinc (II) según la nomenclatura IUPAC? Encierre el inciso correcto.

a) Óxido de zinc (I)
b) Óxido de zinc
c) Monóxido de zinc
d) Dióxido de zinc

Respuesta .....

37. Compuesto inorgánico que tiene como fórmula química A_2O_3, que confiere un color rojizo a ciertos materiales, como el vidrio. ¿Cuál es el nombre correcto de este compuesto según la nomenclatura IUPAC?.

a) Trióxido de dioro
b) Monóxido de dioro
c) Óxido de oro
d) Óxido de oro (I)

Respuesta .....

38. Compuesto sólido de color blanco o incoloro, insoluble en agua, con diversos usos industriales pero de alta toxicidad. Se forma por la combinación de un metal con símbolo Tl y oxígeno. ¿Cuál es la fórmula correcta de este óxido si utilizamos la terminación "ico"?.

a) Tl_2O
b) Tl_2O_3
c) Tl_2O
d) Tl_2O_4

Respuesta .....

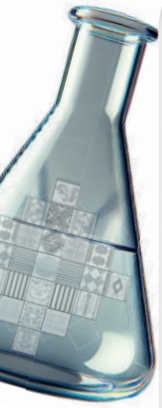
39. Este compuesto está formado por un elemento químico radioactivo que es muy inestable y es el segundo más escaso en el planeta. Se produce por la combinación de un metal con número atómico 87 y oxígeno. ¿Cuál es la fórmula correcta de este óxido?.

a) Fr_2O
b) FrO
c) Fr_2O_3
d) Fr_2O_2

Respuesta .....

ÓXIDOS ESPECIALES – PERÓXIDOS

Saber más...



Su uso más común es la desinfección de heridas en primeros auxilios.
También tiene usos en la agricultura para destruir gérmenes y organismos patógenos por oxidación, en la medicina como en la industria farmacéutica, muy usado en el ámbito doméstico por su poder blanqueador y quitamanchas.

Fuente: solimix.com



Usado en la industria farmacéutica como componente de pasta de dientes.
Fuente: ivanmalagonclinic.com

40. Compuesto químico muy inestable, líquido e incoloro que es usado para blanqueo de telas, algodón y madera. Escribe la fórmula del peróxido de hidrógeno.



Fuente: cuerpomente.com

PERÓXIDO DE HIDRÓGENO

Compuesto que resulta de la unión de un metal del grupo IA o IIA con el grupo peróxido.

Metal: El hidrógeno (H) pertenece al grupo **IA** con valencia +1.
Grupo peróxido : $(O_2)^{-2}$, **no** se simplifica el subíndice.

Fórmula general

Escribir los símbolos del metal (**hidrógeno**) seguido del grupo **peróxido.**

$$H \quad (O_2)^{-2}$$

La valencia del hidrógeno es +1 y del radical peróxido -2, al intercambiar las valencias se sobreentiende.

$$H^{+1}(O_2)^{-2}$$

La fórmula correcta del compuesto será:

$$\mathbf{H_2O_2}$$

Igualación de la ecuación de formación

En una reacción, la suma de elementos que reaccionan entre si, dan lugar a otros compuestos llamados productos.

$$H + (O_2)^{-2} \rightarrow \mathbf{H_2O_2}$$

Hidrógeno + grupo peróxido → peróxido de hidrógeno

Igualando la reacción

$$2\,H + (O_2)^{-2} \rightarrow \mathbf{H_2O_2}$$ Peróxido de hidrógeno

41. El peróxido de litio es un compuesto inorgánico que se encuentra en forma de sólido blanco de baja densidad. Escribe la fórmula de este compuesto.



Fuente:funcmater.com

PERÓXIDO DE LITIO

Compuesto que resulta de la unión de un metal del grupo IA o IIA con el grupo peróxido.

Metal: Litio (**Li**) pertenece al grupo **IA** y tiene valencia +1.

Grupo peróxido : $(O_2)^{-2}$, donde el subíndice **no** se simplifica.

Fórmula general

Escribir los símbolos del metal (**litio**) seguido del grupo **peróxido**.

$$Li \quad (O_2)^{-2}$$

La valencia del litio es +1 y del radical peróxido -2, al intercambiar las valencias se sobreentiende.

$$Li^{+1}(O_2)^{-2}$$

La fórmula correcta del compuesto será:

$$Li_2O_2$$

Igualación de la ecuación de formación

En una reacción, la suma de elementos que reaccionan entre si dan lugar a otros compuestos llamados productos.

$$Li + (O_2)^{-2} \rightarrow H_2O_2$$

Litio + grupo peróxido → peróxido de litio

Igualando la reacción

$$2\ Li + (O_2)^{-2} \rightarrow Li_2O_2$$ **Peróxido de litio**

Dato importante

Usos y aplicaciones...

Entre los diversos usos del peróxido de litio uno de los más significativos es el de ser utilizado como purificador en las naves espaciales. En este caso el peróxido de litio es utilizado para la eliminación del dióxido de carbono de la atmósfera liberando oxígeno debido a la reacción.

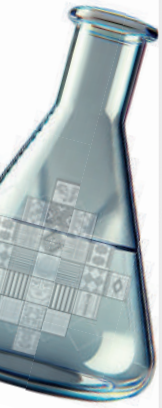
Fuente: formulacionquimica.com

Composición química del peróxido de litio

Elemento	Símb.	Cantidad
Litio	Li	63.9%
Oxígeno	O	36.1%

El peróxido de litio es un compuesto químico con una variedad de usos y aplicaciones en distintas áreas. Desde la industria química hasta la propulsión espacial, pasando por el cuidado dental, el peróxido de litio es un elemento importante para varias disciplinas.

Saber más...



Se utiliza como agente blanqueador en la industria textil y de papel, así como en la desinfección de agua y superficies.

Se emplea en plantas de tratamiento de agua para la eliminación de compuestos orgánicos y la desinfección.

En la producción de alimentos y bebidas, se utiliza para la desinfección y limpieza de equipos y superficies.

Se emplea en el blanqueo de pulpa de papel para producir papel de calidad.

Fuente:quimicainndustrial.cl



Reciclaje de papel

Fuente: quimicamoderna.net

42. Es un compuesto inestable que se descompone rápidamente en presencia de calor, usado agente oxidante en reacciones químicas. Nombrar el siguiente compuesto en las tres nomenclaturas: Na_2O_2



Fuente: MARBE

PERÓXIDO DE SODIO

Compuesto que resulta de la unión de un metal del grupo IA o IIA con el grupo peróxido.

Metal: El Sodio (**Na**) pertenece al grupo **IA** con valencia +1

grupo peróxido: $(O_2)^{-2}$ no se simplifica el subíndice

Resolución

Para obtener la fórmula general intercambiamos las valencias:

$$Na^{+1}(O_2)^{-2}$$

$$Na_2^{+1}(O_2)^{-2}$$

Al trabajar con la valencia +1, al intercambiarse con el radical peróxido se sobreentiende.

Nombramos al Na_2O_2 de la siguiente manera:

NT: Se antepone la palabra **peróxido** y seguido escribir el nombre del metal.

Peróxido de sodio

NS: Se escribe primero la palabra **peróxido de** seguido el nombre del metal cuando presenta una valencia.

Peróxido de sodio

NI: Se antepone el prefijo **di** para nombrar la cantidad de oxígenos y también se utiliza el prefijo **di** para anteponer al nombrar el metal.

Dióxido de disodio

43. Compuesto químico altamente reactivo usado como agente oxidante y agente blanqueador en las industrias. Nombrar el siguiente compuesto en las tres nomenclaturas: K_2O_2



Fuente: Alamy

K_2O_2

Compuesto que resulta de la unión de un metal del grupo IA o IIA con el grupo peróxido.

Metal: El potasio (**K**) pertenece al grupo **IA** con valencia +1

grupo peróxido: $(O_2)^{-2}$ no se simplifica el subíndice

Para obtener la fórmula general intercambiamos las valencias:

$$K^{+1}(O_2)^{-2}$$

$$K_2^{+1}(O_2)^{-2}$$

Al trabajar con la valencia +1, al intercambiarse con el radical peróxido se sobreentiende.

Nombramos al K_2O_2 de la siguiente manera:

NT: Se antepone la palabra **peróxido** y seguido escribir el nombre del metal.

Peróxido de potasio

NS: Se escribe primero la palabra **peróxido de** seguido el nombre del metal cuando presenta una valencia.

Peróxido de potasio

NI: Se antepone el prefijo **di** para nombrar la cantidad de oxígenos y también se utiliza el prefijo **di** para anteponer al nombrar el metal.

Dióxido de dipotasio

Dato importante

Usos y aplicaciones...

En la industria textil, se emplea como agente blanqueador para tejidos y fibras.
En la fabricación de papel, contribuye al proceso de blanqueo de la pulpa.
En el campo médico, se utiliza como desinfectante y agente oxidante en productos farmacéuticos.
En la industria alimentaria, es empleado como aditivo para mejorar la conservación de alimentos.

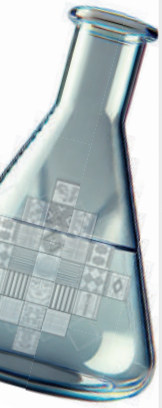
Fuente: quimicaly.com



Industria textil

Fuente: deltamaquinastexteis.com.br

Saber más...



¿Cuál es el uso del peróxido de estroncio?

Es un agente oxidante utilizado para blanquear, además de ser utilizado dentro de la pirotecnia como un oxidante y colorante pirotécnico de color rojo vivo, también puede ser utilizado como un antiséptico y en municiones trazadoras.



Fuente: Conceptoabc.com

44. Es un compuesto inorgánico que existe en forma anhidra como octahidrato, mismas que son sólidos blancos. Nombrar el dióxido de estroncio en las tres nomenclaturas.



Fuente: etsy.com

DIÓXIDO DE ESTRONCIO

Compuesto que resulta de la unión de un metal del grupo IA o IIA con el grupo peróxido.

Metal: El estroncio (**Sr**) pertenece al grupo **IIA** con valencia +2
grupo peróxido: $(O_2)^{-2}$ no se simplifica el subíndice

Resolución

Para obtener la fórmula general intercambiamos las valencias, al trabajar con la valencia +2, al intercambiarse con el radical peróxido se simplifica y se sobreentiende.

$$Sr^{+\cancel{2}^{\,1}}(O_2)^{-\cancel{2}^{\,1}}$$

Nombramos al $\mathbf{SrO_2}$ de la siguiente manera:

NT: Se antepone la palabra **peróxido** seguido del nombre del metal.

Peróxido de estroncio

NS: Se escribe primero la palabra **peróxido de** seguido el nombre del metal y entre paréntesis la valencia en número romano **(II)**.

Peróxido de estroncio (II)

NI: Se antepone el prefijo **di** para nombrar la cantidad de oxígenos y seguido se nombra el nombre del metal.

Dióxido de estroncio

45. ¿Cuál es el nombre correcto de la siguiente fórmula: **BaO_2**?, **encierre el inciso correcto.**

a) Peróxido de bario (I)
b) Óxido de bario
c) Peróxido de bario
d) Dióxido de dibario



Fuente:spanish.globalsources.com

BaO_2

Compuesto que resulta de la unión de un metal del grupo IA o IIA con el grupo peróxido.

Metal: Bario (**Ba**) pertenece al grupo **IIA** con valencia +2.
Grupo peróxido: $(O_2)^{-2}$, **no** se simplifica el subíndice.

Resolución

Para obtener la fórmula general se intercambia las valencias, al trabajar con la valencia +2, al intercambiarse con el radical peróxido se simplifica y se sobreentiende.

$$Ba^{\overset{1}{+2}}(O_2)^{\overset{1}{-2}}$$

Nomenclatura:

Nombramos al **BaO_2** de la siguiente manera:

NT: Se antepone la palabra **peróxido** seguido escribir el nombre del metal.

Peróxido de bario

NS: Se escribe primero la palabra **peróxido de** seguido el nombre del metal y entre paréntesis la valencia en número romano **(II)**

Peróxido de bario (II)

NI: Se antepone el prefijo **di** para nombrar la cantidad de oxígenos y seguido se nombra el nombre del metal.

Dióxido de bario

Respuesta: inciso c)

Dato importante

Usos y aplicaciones...

En Algunas de sus principales aplicaciones incluyen:

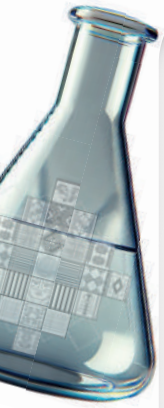
Agente oxidante en Pirotecnia: El peróxido de bario se utiliza en la fabricación de fuegos artificiales para producir llamas de color verde. Su capacidad como agente oxidante es crucial para la combustión de otros materiales en los dispositivos pirotécnicos.

Manufactura de vidrio: Se emplea en la fabricación de vidrio para mejorar su resistencia al calor y a los productos químicos. Esto lo hace útil en la producción de vidrio especializado que debe soportar condiciones extremas.

El manejo del peróxido de bario requiere precauciones debido a su naturaleza tóxica, y su uso está regulado para minimizar los riesgos de exposición en entornos laborales y ambientales.

Fuente: www.britannica.com

ÓXIDOS ESPECIALES - SUPERÓXIDOS



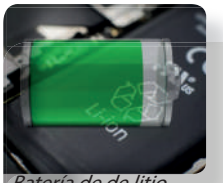
Saber más...

El superóxido de litio se descompone fácilmente y genera mayor eficiencia, se emplea como un sistema cerrado y por tanto seguro, de manera similar a las baterías de iones de litio.



Fuente: blogthinkbig.com

46. Compuesto que se puede producir a baja temperatura en ciertos disolventes no polares, formado por un metal del grupo IA con número atómico 3 y el grupo superóxido. **Escribir la fórmula general.**



Batería de de litio
Fuente: adslzone.net

SUPERÓXIDO DE LITIO

Compuesto que resulta de la unión de un metal del grupo IA (alcalinos) con el grupo **superóxido**.

Metal: Litio (**Li**) pertenece al grupo **IA** con valencia +1.
Grupo superóxido: $(O_2)^{-1}$, **NO** se simplifica el subíndice.

Fórmula general

Escribir los símbolos del metal (litio) seguido del grupo **superóxido**.

$$Li \quad (O_2)^{-1}$$

Al trabajar con valencia +1, al intercambiarse con el radical **superóxido** se sobreentiende.

$$Li^{+1}\ (O_2)^{-1}$$

La fórmula correcta del compuesto será:

LiO_2 Superóxido de litio

Igualación de la ecuación de formación

En una reacción, la suma de elementos que reaccionan entre si dan lugar a otros compuestos llamados productos.

$$Li \ + \ (O_2)^{-1} \ \rightarrow \ \boldsymbol{LiO_2}$$

$$litio + grupo\ superóxido \rightarrow superóxido\ de\ litio$$

Igualando la reacción

$Li + (O_2)^{-1} \rightarrow LiO_2$ Superóxido de litio

47. Compuesto inorgánico que presenta un color amarillo-anaranjado, formado por un metal del grupo IA en el periodo 3 de número atómico 11 y el grupo superóxido. Nombrar el compuesto que se forma en las tres nomenclaturas: **NaO_2**



Fuente: Elaboración propia

NaO_2

Compuesto que resulta de la unión de un metal del grupo **IA** con el grupo **superóxido.**

Metal: Sodio (**Na**) pertenece al grupo **IA** con valencia +1.
Grupo superóxido: $(O_2)^{-1}$, **NO** se simplifica el subíndice.

Fórmula general

Para obtener la fórmula general intercambiamos las valencias:

$$Na^{+1}(O_2)^{-1}$$

Al trabajar con valencia +1, al intercambiarse con el radical **superóxido** se sobreentiende.

Nombramos al **NaO_2** de la siguiente manera:

NT: Se antepone la palabra **superóxido** seguido del nombre del metal.

Superóxido de sodio

NS: Se escribe primero la palabra **superóxido de** seguido el nombre del metal escribiendo entre paréntesis su valencia en números romanos.

Superóxido de sodio (I)

NI: Se antepone el prefijo **di** para nombrar la cantidad de oxígenos y seguido se nombra el nombre del metal.

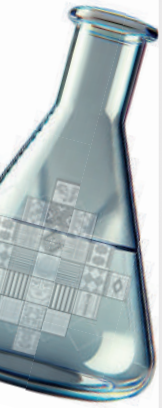
Dióxido de sodio

Dato importante

Tiene aplicaciones importantes en diversas áreas tecnológicas. Se utiliza principalmente en sistemas de generación de oxígeno, como en dispositivos de respiración para situaciones de emergencia, y también es un componente crítico en baterías de sodio-aire, que son investigadas por su potencial en almacenar energía de manera eficiente. Además, se ha explorado su uso en sensores de gases, especialmente para la detección de gases como el GLP (gas licuado de petróleo), debido a su capacidad de respuesta rápida y estabilidad.

Fuente: link.springer.com

Saber más...



Efectos de los peróxidos...

Cuando el ser humano entra en contacto con los peróxidos, éstos pueden producir varios tipos de efectos secundarios entre los cuales se puede mencionar la irritación en los ojos, en las vías respiratorios y también en la piel. Cuando se ingiere, se pueden producir graves problemas gastrointestinales.

Fuente: euston96.com



48. Compuesto químico que se usa como agente oxidante en la industria como un depurador de CO_2, formado por un metal del grupo IA del periodo 4 y el grupo superóxido. Nombrar en las tres nomenclaturas.



Fuente: Elaboración propia

KO_2

Compuesto que resulta de la unión de un metal del grupo **IA** con el grupo superóxido.

Metal: Potasio (K) pertenece al grupo IA con valencia +1.
Grupo superóxido: $(O_2)^{-1}$, **NO** se simplifica el subíndice.

Para obtener la fórmula general intercambiamos las valencias:

$$K^{+1}(O_2)^{-1}$$

Al trabajar con valencia +1, al intercambiarse con el radical **superóxido** se sobreentiende.

Nombramos al **KO_2** de la siguiente manera:

NT: Se antepone la palabra **superóxido** seguido del nombre del metal.

Superóxido de potasio

NS: Se escribe primero la palabra **superóxido de** seguido el nombre del metal escribiendo entre paréntesis su valencia en números romanos **(I)**.

Superóxido de potasio (I)

NI: Se antepone el prefijo **di** para nombrar la cantidad de oxígenos y seguido se nombra el nombre del metal.

Dióxido de potasio

49. ¿Cuál es el nombre correcto de la siguiente fórmula: **CsO_2**? encierre el inciso correcto.

a) Superóxido de cesio
b) Peróxido de cesio
c) Superóxido de dicesio
d) Superóxido de cesio (II)



Fuente: Elaboración propia

CsO_2

Compuesto que resulta de la unión de un metal del grupo **IA** con el grupo superóxido.

Metal: Cesio (**Cs**) pertenece al grupo **IA** con valencia +1

Grupo superóxido: $(O_2)^{-1}$ NO se simplifica el subíndice.

Para obtener la fórmula general intercambiamos las valencias:

$$Cs^{+1}(O_2)^{-1}$$

Al trabajar con la valencia +1, al intercambiarse con el radical **superóxido** se sobreentiende.

Nombramos al **CsO_2** de la siguiente manera:

NT: Se antepone la palabra **superóxido** seguido del nombre del metal.

Superóxido de cesio

NS: Se escribe primero la palabra **superóxido de** seguido el nombre del metal escribiendo entre paréntesis su valencia en números romanos **(I)**.

Superóxido de cesio (I)

NI: Se antepone el prefijo **di** para nombrar la cantidad de oxígenos y seguido se nombra el nombre del metal.

Dióxido de cesio

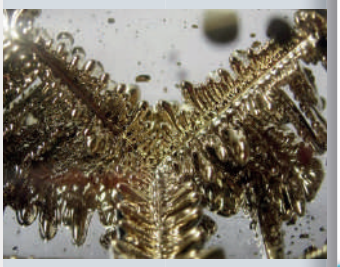
Respuesta: inciso a)

Saber más...

Para nombrar el superóxido en la nomenclatura Stock también podemos sustituirlo por la palabra HIPERÓXIDO.

Ejemplo:

Hiperóxido de cesio (I)



El cesio se trata de un elemento químico de la tabla periódica que se simboliza con las siglas Cs. Pertenece al grupo de los metales, específicamente alcalinos, formando parte de los componentes no orgánicos. De hecho, es el más pesado de los metales alcalinos.

ÓXIDOS ESPECIALES - ÓXIDOS SALINOS O MIXTOS

Saber más...

Óxido de fórmula Fe_3O_4. Sólido de color negruzco y lustre metálico, que posee propiedades magnéticas, insoluble en agua y poco soluble en ácidos. Se encuentra en la naturaleza formando el mineral magnetita.

Fuente: vctrac.es



Tiene uso en calderas industriales en el montaje de calderas industriales y tuberías de vapor

Fuente:magonicr.com

50. El óxido ferroso – férrico presenta propiedades magnéticas en su estado puro. Escriba la fórmula de este óxido mixto.



Mineral magnetita Fuente: umadivulga. uma.es

ÓXIDO FERROSO - FÉRRICO

Compuesto que resulta de la combinación de dos óxidos simples de un mismo metal y tienen número de oxidación **+2,+3** y **+2, +4.**

Metal: Hierro (Fe) con valencia +2,+3

Fórmula general

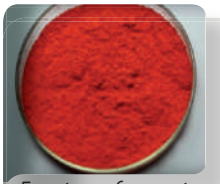
Escribir los óxidos del metal (**hierro**) con sus dos valencias y sumar los subíndices de ambos óxidos. (Incluyendo los subíndices 1 que no se coloca, pero se sobreentiende).

$$\begin{array}{r} FeO \\ + \quad Fe_2O_3 \\ \hline Fe_3O_4 \end{array}$$

La fórmula correcta del compuesto será:

Fe_3O_4 **Óxido ferroso-férrico**

51. Compuesto de color rojo brillante o naranja que por su toxicidad su uso es limitado, formado por la suma de las valencias de ambos óxidos del mismo elemento. Escriba la fórmula del óxido plumboso – plúmbico.



Fuente: es.funcmater.com

ÓXIDO PLUMBOSO – PLÚMBICO

Compuesto que resulta de la combinación de dos óxidos simples de un mismo metal y tienen número de oxidación **+2,+3 y +2, +4**

Metal: Plomo (Pb) con valencia +2,+4

Fórmula general

Escribir los óxidos del metal (**plomo**) con sus dos valencias y sumar los subíndices de ambos óxidos.

Para las valencias +2,+4 se debe sumar dos veces el óxido de menor valencia.

(Incluyendo los subíndices 1 que no se coloca, pero se sobreentiende).

+ **PbO** Óxido plumboso

PbO Óxido plumboso

PbO_2 Óxido plumbico

Pb_3O_4 **Óxido plumboso-plúmbico**

La fórmula correcta del compuesto será:

Pb_3O_4 **Óxido plumboso-plúmbico**

Saber más...

Es usado como pigmento en la fabricación de baterías y pinturas de imprimación anticorrosivas.

En el pasado se usó en la fabricación de estrellas pirotécnicas de huevos de dragón.

Fuente: es.funcmater.com



Aplicando pinturas anticorrosivas

Fuente:concretex.com.ar

52. Estos óxidos presentan la característica de ser abundantes, de bajo coste y baja toxicidad usados para fabricar dispositivos tecnológicos. Nombrar este óxido mixto en las tres nomenclaturas.



Saber más...

Este compuesto es ampliamente utilizado como catalizador en diferentes procesos químicos, especialmente en la síntesis orgánica y la descomposición de sustancias nocivas. Además, su resistencia a altas temperaturas lo hace ideal para la fabricación de cerámicas y otros materiales que deben soportar condiciones extremas.

Otro uso importante del óxido **manganoso-mangánico** es en la industria de los pigmentos, donde se emplea en la fabricación de pinturas y recubrimientos debido a su capacidad colorante. También es utilizado en la producción de baterías, especialmente en aquellas de litio-ion, debido a su capacidad para mejorar el rendimiento electroquímico.

Fuente: mineralmilling.com



Fuente: recorsrl.com.ar

Mn_3O_4

Compuesto que resulta de la combinación de dos óxidos simples de un mismo metal y tienen número de oxidación **+2,+3** y **+2, +4.**

Metal: Manganeso (Mn) con valencia +2+3

Fórmula general

Escribir los óxidos del metal (manganeso) con sus dos valencias y sumar los subíndices de ambos óxidos.

$$\begin{array}{l} Mn\ O \text{ Óxido manganoso} \\ + \quad Mn_2O_3 \text{ Óxido mangánico} \\ \hline Mn_3O_4 \text{ óxido mixto} \end{array}$$

Nombramos al Mn_3O_4 de la siguiente manera:

NT: Se antepone la palabra óxido y luego el nombre del metal terminado con la palabra **OSO** y luego **ICO.**

Mn_3O_4

Óxido manganoso - mangánico

NS: Se escribe primero la palabra **óxido** seguido del nombre del metal con las valencias menor y mayor en números romanos.

Óxido de manganeso (III -IV)

NI: Se antepone la palabra **óxido** a la sílaba **tetra** (cuatro) para el subíndice del oxígeno seguido la preposición **de** y finalmente el nombre del **metal** anteponiendo la silaba **tri** (tres).

Tetraóxido de trimanganeso

53. Compuesto de valencia mixta que tiene como metal el cobalto. ¿Cuál será la fórmula correcta de este óxido mixto?. Encierre el inciso correcto:

a) Co_2O_3 **c)** Co_4O_3
b) Co_3O_4 **d)** CoO



Fuente: Alibaba.com

ÓXIDO COBALTOSO - COBALTICO

Compuesto que resulta de la combinación de dos óxidos simples de un mismo metal y tienen número de oxidación **+2,+3 y +2, +4**

Metal: Cobalto (Co) con valencia +2,+3

Fórmula general

Escribir los óxidos del metal (cobalto) con sus dos valencias y sumar los subíndices de ambos óxidos.

(Incluyendo los subíndices 1 que no se coloca, pero se sobreentiende).

$$\begin{array}{r} Co\ \ O \\ +\ Co_2\ O_3 \\ \hline Co_3\ O_4 \end{array}$$

La fórmula correcta del compuesto será:

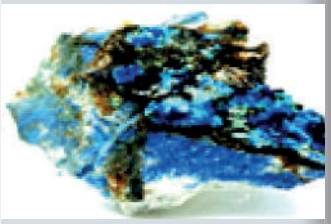
$Co_3\ O_4$ $\acute{O}xido\ cobaltoso - cobaltico$

Respuesta: inciso b)

¿SABIAS QUÉ?

Se utiliza como un agente colorante azul para el esmalte de la cerámica y el vidrio, también se usa como electrodo en algunas baterías de iones de litio.

Fuente: es.funcmater.com



En la naturaleza lo podemos encontrar de dos formas alotrópicas, ubicados en ciertos minerales como la esmaltita y la cobaltita. Se puede obtener como un subproducto de otros elementos como el plomo y el cobre. Los yacimientos más grandes del mundo de cobalto se encuentran en Canadá y Marruecos.

Su número atómico es 27, el punto de fusión es a 1496°, mientras que el punto de ebullición se da a los 2930°.

PERÓXIDOS

54. Compuesto químico oxidante de color blanco, que fue el primer peróxido descubierto. Se usa para fabricación de fuegos artificiales y está formado por el metal bario y el grupo peróxido. ¿Cuál es el nombre correcto según la nomenclatura Stock?



a) Peróxido de bario
b) Peróxido de bario (II)
c) Peróxido de bario (I)
d) Dióxido de bario

Respuesta .....

SUPERÓXIDOS

55. Compuesto que se caracteriza por ser sólido de color amarillo y soluble en agua. Formado por la unión de un metal del grupo IA del periodo 5 y el grupo superóxido. ¿Cuál es la fórmula correcta de este compuesto?

a) RbO_2
b) Cs_2O_2
c) Li_2O
d) FrO

Respuesta .....

ÓXIDO MIXTO

56. Óxido mixto que se presenta en forma de granos de color pardo oscuro formado por la suma de los óxidos del hierro. ¿Cuál es el nombre correcto de este óxido mixto en la nomenclatura IUPAC?

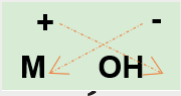
a) Óxido ferroso – férrico
b) Óxido de hierro (III – IV)
c) Trióxido de tetrahierro
d) Tetraóxido de trihierro

Respuesta .....

HIDRÓXIDOS

Los hidróxidos son compuestos ternarios que resultan de combinar un óxido básico con el agua.

FÓRMULA GENERAL



M^+ = metal

OH^- = radical oxhidrilo

FORMACIÓN

Los óxidos metálicos reaccionan con el agua originando hidróxidos. La ecuación general es la siguiente:

Óxido metálico + agua → hidróxido

Ejemplos:

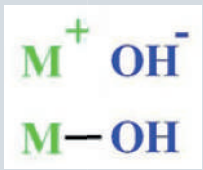
$$K_2O + H_2O \rightarrow 2K(OH)$$

Óxido de potasio + Agua → hidróxido de potasio

Saber más...



El radical o ión **OH-** es también llamado radical hidroxilo. Este radical es característico de los hidróxidos, alcoholes, fenoles, glicoles y hemiacetatos.



Saber más...



El radical hidroxilo (OH), es una molécula formada por un átomo de hidrógeno y un átomo de oxígeno con un electrón libre (desapareado), es uno de los gases más reactivos de la atmósfera.

Fuente: www.tiempo.com

NOMENCLATURA

Nomenclatura tradicional: NT

Cuando tiene solo una valencia se escribe primero el nombre genérico **hidróxido**, seguido nombrar el nombre del metal.

Cuando el metal tiene dos valencias, el metal se nombra utilizando la terminación **OSO** (menor valencia) y **ICO** (mayor valencia).

Nomenclatura STOCK: NS

Escribir primero el nombre genérico **hidróxido**, seguido nombrar el metal con su valencia en números romanos.

Nomenclatura I.U.P.A.C.: NI

Se nombra anteponiendo los prefijos: **monos** (uno), **di**(dos), **tri**(tres), etc. al nombre genérico **hidróxido**.

USOS Y APLICACIONES DE LOS HIDRÓXIDOS EN BOLIVIA



Bolivia acelera la industrialización del litio a través de nuevas tecnologías que permiten apresurar la producción a escala industrial del **hidróxido de litio** y cátodos de baterías.

Fuente: Ministerio de hidrocarburos y energías



En Cochabamba elaboran jabón casero con aceite vegetal usado...

Industrias Richter SRL se dedica al acopio de la materia prima para convertirlo en un producto de limpieza. El producto tiene como principal elemento el aceite usado de cocina, también contiene sebo de vaca y **sosa cáustica**.



Fuente: opinion.com.bo

Saber más...

Bolivia contempla la construcción e implementación de cuatro plantas industriales en la comunidad Kulla, del municipio de Uyuni en Potosí. La misma que producirá y suministrará insumos para industrias y sectores estratégicos, entre los insumos que se producirán está el hidróxido de calcio.

Fuente: www.mineria.gob.bo

El **hidróxido de magnesio**, es conocido comercialmente como leche de magnesia, siendo un antiácido que eleva el pH del jugo gástrico. Se utiliza para aliviar la acidez, la indigestión y los malestares estomacales asociados con enfermedades que causan hiperacidez gástrica.

Conocido como leche de magnesia, producto consumido por la población boliviana.

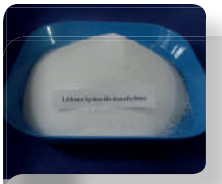
Fuente: accessmedicina.mhmedical.com



Leche de magnesia
Fuente:desertcart.bo

COMPUESTOS TERNARIOS: HIDRÓXIDOS

57. Bolivia posee vastas reservas de litio y se proyecta una producción significativa de hidróxido de litio, esencial para la fabricación de baterías de litio. Escriba fórmula general del hidróxido de litio, donde el metal precede al radical oxhidrilo.



Fuente: www.solostocks.com.co

HIDRÓXIDO DE LITIO

Para escribir la fórmula general se necesita un metal y el radical oxhidrilo.

Metal: Litio, Li^{+1}

Radical oxhidrilo: OH^{-1}

Fórmula general

Para escribir la fórmula general tomar en cuenta los siguientes pasos:

Escribir el símbolo del metal (**litio**) y el radical **oxhidrilo**.

$$Li \quad OH$$

El número de oxidación del litio es +1 y del radical oxhidrilo -1, al intercambiar los números de oxidación se sobreentiende.

$$Li^{+1}\ OH^{-1}$$

La fórmula correcta del compuesto será:

$Li(OH)$ hidróxido de litio

Igualación de la ecuación de formación

Resulta de la combinación de un óxido básico con el agua, igualar la ecuación tomando en cuenta que la cantidad de reactivos es igual a la cantidad de productos.

$$Li_2O + H_2O \rightarrow Li(OH)$$

Óxido de litio + agua → hidróxido de litio

Igualando la reacción

$Li_2O + H_2O \rightarrow 2Li(OH)$ **Hidróxido de litio**

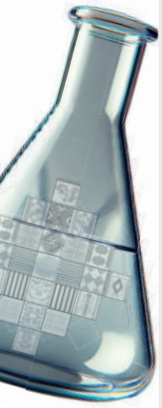
Saber más...

Hoy en día, las baterías de litio se han vuelto claves en el mercado de los vehículos. Una ventaja de las baterías de litio es que pueden llegar a tener hasta el doble de vida que las baterías de plomo-ácido, las baterías de litio pueden llegar a una vida útil de entre dos y cuatro años, mientras que las baterías de plomo pueden tener una vida útil de entre uno y dos años. En caso de guardar los vehículos por mucho tiempo, las baterías de litio tienen una tasa de auto descarga mucho más lenta que las baterías de plomo.



Fuente: revistaturbo.com

Saber más...



La soda cáustica es uno de los nombres más comunes para el hidróxido de sodio, una sustancia química que se encuentra en forma líquida, sólida, en escamas o cristalina.

Se utiliza como ingrediente en limpiadores de desagües, saponificación de grasas, en la producción de alimentos, en procesos de fabricación de plásticos. Para la fabricación de jabón, debido a sus fuertes propiedades alcalinas, debe usarse con cuidado.

Fuente: quimicaindustrial.com.bo



Fuente: dirna.net

58. Carla es una joven emprendedora del departamento de Tarija que elabora jabones artesanales a partir de aceites usados. Para ello, necesita agregar sosa cáustica, la cual neutraliza y reacciona con los aceites, transformándolos en jabón. Escriba la fórmula general del hidróxido de sodio.



Fuente: betanzamchemicals.com

HIDRÓXIDO DE SODIO

Para escribir la fórmula general se necesita un metal y el radical oxhidrilo.

Metal: sodio, Na^{+1}

Radical oxhidrilo: OH^{-1}

Fórmula general

Para escribir la fórmula general tomar en cuenta los siguientes pasos:

Escribir el símbolo del metal (sodio) y el radical oxhidrilo.

$$Na \quad OH$$

El número de oxidación del sodio es +1 y del radical oxhidrilo -1, al intercambiar los números de oxidación se sobreentiende el 1.

$$Na^{+1}\ OH^{-1}$$

La fórmula correcta del compuesto será:

$NaOH$ **Hidróxido de sodio**

Igualación de la ecuación de formación

Resulta de la combinación de un óxido básico con el agua, igualar la ecuación tomando en cuenta que la cantidad de reactivos es igual a la cantidad de productos.

$$Na_2O + H_2O \rightarrow Na(OH)$$

Óxido de sodio + agua → hidróxido de sodio

Igualando la reacción

$Na_2O + H_2O \rightarrow 2Na(OH)$ **Hidróxido de sodio**

59. La potasa cáustica es un compuesto que actúa como espesante, agente de control de pH y estabilizador. Para expresar su fórmula de manera directa, se utilizan los símbolos del metal potasio y el radical oxhidrilo. Escriba la fórmula del hidróxido de potasio.



Fuente:altairchimica.com

HIDRÓXIDO DE POTASIO

Para escribir la fórmula general se necesita un metal y el radical oxhidrilo.

Metal: potasio, K^{+1}

Radical oxhidrilo: OH^{-1}

Fórmula general

Para escribir la fórmula general tomar en cuenta los siguientes pasos:

Escribir el símbolo del metal (potasio) y el radical oxhidrilo.

$$K \quad OH$$

El número de oxidación del potasio es +1 y del radical oxhidrilo -1, al intercambiar los números de oxidación se sobreentiende el 1.

$$K^{+1}OH^{-1}$$

La fórmula correcta del compuesto será:

K(OH) **Hidróxido de potasio**

Igualación de la ecuación de formación

Resulta de la combinación de un óxido básico con el agua, igualar la ecuación tomando en cuenta que la cantidad de reactivos es igual a la cantidad de productos.

$$K_2O + H_2O \rightarrow K(OH)$$

Óxido de potasio + agua → hidróxido de potasio

Igualando la reacción

$K_2O + H_2O \rightarrow 2K(OH)$ **Hidróxido de potasio**

Dato importante

Usos y aplicaciones

Se aplica para la corrección de la acidez de los alimentos, producción de jabones líquidos, silicatos, fertilizantes y pilas alcalinas hasta la preparación de sales orgánicas del potasio. También se utiliza para el tratamiento de los gases y en los procesos en las refinerías, la producción de biodiésel y en los procesos de fermentación.

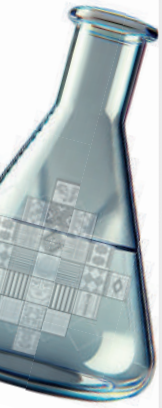
Fuente:altairchimica.com



Hidróxido de potasio 1 kg

Fuente: mercalab.com

Saber más...



Es un polvo cristalino seco incoloro que se obtiene al tratar el óxido de calcio de cal viva con agua en un proceso conocido como fundición.

Se utiliza en la fabricación de morteros, yesos, cemento, pinturas, productos de caucho duro, petroquímicos y curtidos.

Es uno de los materiales más empleados en el ámbito de la odontología gracias a sus propiedades antibacterianas y mineralizadoras sobre los tejidos.

Fuente: quimicaindustrial.com.bo



Hidróxido de calcio en polvo
Fuente: dropesac.com

60. Es un compuesto con múltiples aplicaciones, como en el tratamiento de aguas residuales, donde se utiliza en el proceso de tratamiento de lodos para eliminar olores y ajustar el pH. Para expresar su fórmula de manera directa, se emplean los símbolos del metal calcio y el radical oxhidrilo. Escriba la fórmula del hidróxido de calcio.



Fuente: spanish.globalsources.com

HIDRÓXIDO DE CALCIO

Para escribir la fórmula general se necesita un metal y el radical oxhidrilo.

Metal: Calcio, Ca^{+2}
Radical oxhidrilo: OH^{-1}

Fórmula general

Para escribir la fórmula general tomar en cuenta los siguientes pasos:
Escribir el símbolo del metal (**calcio**) y el radical **oxhidrilo**.

$$\mathbf{Ca\ \ OH}$$

El número de oxidación del calcio es +2 y del radical oxhidrilo -1, al intercambiar los números de oxidación se sobreentiende el 1.

$$\mathbf{Ca^{+2}\ OH^{-1}}$$

La fórmula correcta del compuesto será:

$\mathbf{Ca(OH)_2}$ **Hidróxido de calcio**

Igualación de la ecuación de formación

Resulta de la combinación de un óxido básico con el agua, igualar la ecuación tomando en cuenta que la cantidad de reactivos es igual a la cantidad de productos.

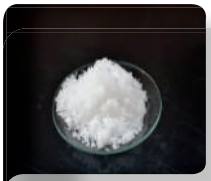
$$Ca\,O + H_2O \rightarrow Ca(OH)_2$$

Óxido de calcio + agua → hidróxido de calcio

Igualando la reacción

$Ca\,O + H_2O \rightarrow Ca(OH)_2$ **Hidróxido de calcio**

61. Este compuesto, que se presenta como cristales incoloros o polvo blanco, se utiliza principalmente en el proceso de refinación del azúcar de remolacha. Para expresar su fórmula de manera directa, se emplean los símbolos del metal estroncio y el radical oxhidrilo. Escriba la fórmula del hidróxido de estroncio.



Fuente: solostocks.com.co

HIDRÓXIDO DE ESTRONCIO

Para escribir la fórmula general se necesita un metal y el radical oxhidrilo.

Metal: Estroncio, Sr^{+2}
Radical oxhidrilo: OH^{-1}

Fórmula general

Para escribir la fórmula general tomar en cuenta los siguientes pasos:
Escribir el símbolo del metal (**estroncio**) y el radical **oxhidrilo**.

$$Sr \quad OH$$

El número de oxidación del estroncio es +2 y del radical oxhidrilo -1, al intercambiar los números de oxidación se sobreentiende.

$$Sr^{+2} \quad OH^{-1}$$

La fórmula correcta del compuesto será:

$Sr(OH)_2$ **Hidróxido de estroncio**

Igualación de la ecuación de formación

Resulta de la combinación de un óxido básico con el agua, igualar la ecuación tomando en cuenta que la cantidad de reactivos es igual a la cantidad de productos.

$$SrO + H_2O \rightarrow Sr(OH)_2$$

Óxido de estroncio + agua → hidróxido de estroncio

Igualando la reacción

$SrO + H_2O \rightarrow Sr(OH)_2$ **Hidróxido de estroncio**

Saber más...

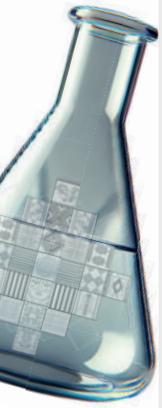
Este compuesto tiene características higroscópicas por lo cual es utilizado para diferentes aplicaciones en la industria: en la extracción de melaza y refinación del azúcar a partir de la remolacha, como estabilizador de plásticos; no puede ser utilizado como medicamento o medicina familiar.

Fuente: lidefer.com



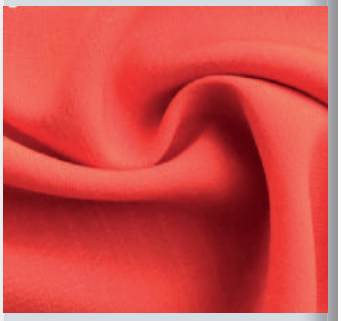
Azúcar de remolacha
Fuente:mejorconsalud.as.com

Saber más...



Se utiliza como aditivo para el lubricante de motor de combustión interna. Es aditivo de usos múltiples para la grasa y el aceite a base de bario. También se puede utilizar para la fabricación de azúcar de remolacha y la medicina. Es la materia prima de plástico y rayón. Se puede utilizar como estabilizador de la resina. Es adecuado para la síntesis orgánica y otra de fabricación de sal de bario, agua desmineralizada, vidrio y esmalte de porcelana.

Fuente:solostocks.com.co



Tela plana color viscosa de rayon texturalizado

62. Este compuesto químico, conocido comercialmente como monohidratado granular, tiene múltiples aplicaciones, siendo una de ellas su uso como aditivo para lubricantes en motores de combustión interna. Para expresar su fórmula de manera directa, se utilizan los símbolos del metal bario y el radical oxhidrilo. **Escriba la fórmula del hidróxido de bario.**



Fuente: solostocks.com.co

HIDRÓXIDO DE BARIO

Para escribir la fórmula general se necesita un metal y el radical oxhidrilo.

Metal: Bario, Ba^{+2}
Radical oxhidrilo: OH^{-1}

Fórmula general

Para escribir la fórmula general tomar en cuenta los siguientes pasos:
Escribir el símbolo del metal (**bario**) y el radical oxhidrilo.

$$Ba \quad OH$$

El número de oxidación del bario es +2 y del radical oxhidrilo -1, al intercambiar los números de oxidación se sobreentiende el 1.

$$Ba^{+2}\ OH^{-1}$$

La fórmula correcta del compuesto será:

$Ba(OH)_2$ Hidróxido de bario

Igualación de la ecuación de formación

Resulta de la combinación de un óxido básico con el agua, igualar la ecuación tomando en cuenta que la cantidad de reactivos es igual a la cantidad de productos.

$$Ba\,O + H_2O \rightarrow Ba(OH)_2$$

Óxido de bario + agua → hidróxido de bario

Igualando la reacción

$Ba\,O + H_2O \rightarrow Ba(OH)_2$ hidróxido de bario

63. Compuesto que se encuentra en medicamentos ampliamente consumidos por la población boliviana, utilizados para aliviar el dolor causado por la acidez estomacal y el estómago agrio, así como para favorecer la curación de las úlceras pépticas. Nombrar el siguiente compuesto en las tres nomenclaturas: **$Al(OH)_3$**



Antiácido que tiene en su composición hidróxido de aluminio
Fuente: farmacorp

$Al(OH)_3$

Para nombrar de manera directa se escribe el metal seguido del grupo oxhidrilo.

Metal: Aluminio, Al^{+3}
Grupo oxhidrilo: OH^{-1}

Para obtener la fórmula general intercambiamos los números de oxidación:

$$Al^{+3}\ OH^{-1}$$

La fórmula correcta es:

$$Al(OH)_3$$

Nombramos al compuesto **$Al(OH)_3$** de la siguiente manera:

NT: Escribir el nombre genérico **hidróxido**, seguido de la preposición **de** porque solo tiene una valencia.

Hidróxido de Aluminio

NS: Escribir el nombre genérico **hidróxido**, seguido del nombre del metal con su número de oxidación en **números romanos** entre paréntesis.

Hidróxido de aluminio (III)

NI: Anteponer el prefijo **tri** para nombrar la cantidad de grupos oxhidrilo, seguido escribir el nombre del metal.

Trihidróxido de aluminio

Saber más...

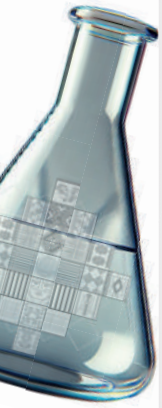
Compuesto con diversas aplicaciones como: antiácido en productos farmacéuticos para alivio de la acidez estomacal y malestar gástrico, como control de fosfato en pacientes con enfermedad renal crónica para reducir los niveles de fosfato en la sangre, en la fabricación de medicamentos de la industria farmacéutica y como coagulante en tratamiento del agua.

Fuente: quimicaindustrial.cl



Hidróxido de aluminio puro
Fuente: marbequimica.com.ar

Saber más...



Polvo blanco, insoluble en agua y álcali, soluble en ácidos orgánicos e inorgánicos. Se aplica en baterías, vidrios, cerámicas, reactivos químicos y semiconductores.

El hidróxido de indio es incompatible con ácidos fuertes y dióxido de carbono.

Fuente: es.sscmaterials.com





64. Es un compuesto que se encuentra en la naturaleza y es ampliamente estudiado en los campos de la química y la física, con aplicaciones que van desde la catálisis hasta la detección de dióxido de carbono. Nombrar el siguiente compuesto en las tres nomenclaturas: **$In(OH)_3$**



Metal Indio en su forma mineralógica

Fuente: Amazon.com.mx

$In(OH)_3$

Para nombrar de manera directa se escribe el metal seguido del grupo oxhidrilo.

Metal: Indio, In^{+3}

Grupo oxhidrilo: OH^{-1}

Fórmula general

Para obtener la fórmula general intercambiamos los números de oxidación:

$$In^{+3}\ OH^{-1}$$

la fórmula correcta es:

$$In(OH)_3$$

Nombramos al compuesto **$In(OH)_3$** de la siguiente manera:

NT: Escribir el nombre genérico **hidróxido**, seguido de la preposición **de** porque solo tiene una valencia.

Hidróxido de Indio

NS: Escribir el nombre genérico **hidróxido**, seguido del nombre del metal con su número de oxidación en **números romanos** entre paréntesis.

Hidróxido de Indio (III)

NI: Anteponer el prefijo **tri** para nombrar la cantidad de grupos oxhidrilo, seguido escribir el nombre del metal.

Trihidróxido de Indio

65. Es un compuesto químico que se presenta como un sólido de color azul o verdoso, utilizado en la fabricación de pigmentos para colorear papel. Nombrar el siguiente compuesto en las tres nomenclaturas: **$Cu(OH)_2$**



Fuente: Made-in-china

$Cu(OH)_2$

Para nombrar de manera directa se escribe el metal seguido del grupo oxhidrilo.

Metal: Cobre, Cu^{+2}
Grupo oxhidrilo: OH^{-1}

Fórmula general

Para obtener la fórmula general intercambiamos los números de oxidación:

$$Cu^{+2}\ OH^{-1}$$

la fórmula correcta es:

$$Cu(OH)_2$$

Nombramos al compuesto **$Cu(OH)_2$** de la siguiente manera:

NT: Escribir el nombre genérico **hidróxido**, seguido el nombre del metal con la terminación **ICO** (mayor valencia).

Hidróxido cúprico

NS: Escribir el nombre genérico **hidróxido**, seguido del nombre del metal con su número de oxidación en **números romanos** entre paréntesis

Hidróxido de cobre (II)

NI: Anteponer el prefijo **di** para nombrar la cantidad de grupos oxhidrilo, seguido escribir el nombre del metal.

Dihidróxido de cobre

Saber más...

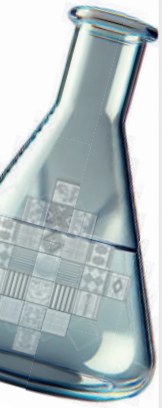
Este compuesto tiene diversos usos en la agricultura porque actúa como fungicida y antibacterianos en cultivos agrícolas.

Citemos algunos ejemplos: sirve contra manchas bacterianas de *Erwinia* en la lechuga para ello se aplica como tratamiento foliar, empleado contra la plaga de hoja y tallo de los arándanos.

Fuente: lifeder.com



Saber más...



Compuesto que en estado puro es un polvo de color marrón, mismo que por su nivel de humedad se torna color verde gelatinoso. Su poder reductor se emplea para la determinación de los compuestos nitro, como reductor de oxoaniones de selenio que son perjudiciales para la salud.

Fuente: www.lifeder.com



66. Es un compuesto químico que actúa como agente reductor y se presenta en forma de un coloide gelatinoso de difícil filtración. Nombrar el siguiente compuesto en las tres nomenclaturas: **$Fe(OH)_2$**



Fuente: Elaboración propia

$Fe(OH)_2$

Para nombrar de manera directa se escribe el metal seguido del grupo oxhidrilo.

Metal: Hierro, Fe^{+2}
Grupo oxhidrilo: OH^{-1}

Fórmula general

Para obtener la fórmula general intercambiamos los números de oxidación:

$$Fe^{+2}\ OH^{-1}$$

la fórmula correcta es:

$$Fe(OH)_2$$

Nomenclatura

Nombramos al compuesto **$Fe(OH)_2$** de la siguiente manera:

NT: Escribir el nombre genérico **hidróxido**, seguido de la seguido el nombre del metal con la terminación **"oso"** (menor valencia).

Hidróxido ferroso

NS: Escribir el nombre genérico **hidróxido**, seguido del nombre del metal con su número de oxidación en **números romanos** entre paréntesis.

Hidróxido de hierro (II)

NI: Anteponer el prefijo **"di"** para nombrar la cantidad de grupos oxhidrilo, seguido escribir el nombre del metal.

Dihidróxido de hierro

67. Es un compuesto insoluble utilizado en la recarga de baterías, que forma un precipitado de color verde manzana. Nombrar el siguiente compuesto en las tres nomenclaturas: **$Ni(OH)_2$**



Fuente: Elaboración propia

$Ni(OH)_2$

Para nombrar de manera directa se escribe el metal seguido del grupo oxhidrilo.

Metal: Níquel, Ni^{+2}
Radical oxhidrilo: OH^{-1}

Para obtener la fórmula general intercambiamos los números de oxidación:

$$Ni^{+2}\ OH^{-1}$$

la fórmula correcta es:

$$Ni(OH)_2$$

Nomenclatura

Nombramos al compuesto **$Ni(OH)_2$** de la siguiente manera:

NT: Escribir el nombre genérico **hidróxido**, seguido el nombre del metal con la terminación **"oso"** (menor valencia).

Hidróxido niqueloso

NS: Escribir el nombre genérico **hidróxido**, seguido del nombre del metal con su número de oxidación en **números romanos** entre paréntesis.

Hidróxido de níquel (II)

NI: Anteponer el prefijo **"di"** para nombrar la cantidad de grupos oxhidrilo, seguido escribir el nombre del metal.

Dihidróxido de níquel

Saber más...

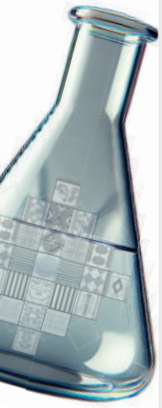
Este compuesto se presenta en forma de polvo verde, su forma mineral es rara, utilizado como componente de baterías y para la fabricación de otras sales de níquel.

Fuente: www.ampere.com





Saber más...



Es un compuesto puro de color rosa insoluble en agua. Se utiliza como agente de secado para pinturas y barnices, para secar las tintas litográficas y el catalizador en la preparación de soluciones de impregnación de electrodos de batería. También participa en la síntesis de otros compuestos de cobalto.

Fuente:es.funcmater.com



68. Es un compuesto inorgánico utilizado como agente de secado para pinturas y barnices. Nombrar el siguiente compuesto en las tres nomenclaturas: **$Co(OH)_2$**



Fuente:Alibaba.com

$Co(OH)_2$

Para nombrar de manera directa se escribe el metal seguido del grupo oxhidrilo.

Metal: Cobalto, Co^{+2}
Radical oxhidrilo: OH^{-1}

Fórmula general

Para obtener la fórmula general intercambiamos los números de oxidación:

$$Co^{+2}\ OH^{-1}$$

la fórmula correcta es:

$$Co(OH)_2$$

Nomenclatura

Nombramos al compuesto **$Co(OH)_2$** de la siguiente manera:

NT: Escribir el nombre genérico **hidróxido**, seguido de la seguido el nombre del metal con la terminación **"oso"** (menor valencia).

Hidróxido cobaltoso

NS: Escribir el nombre genérico **hidróxido**, seguido del nombre del metal con su número de oxidación en **números romanos** entre paréntesis.

Hidróxido de cobalto (II)

NI: Anteponer el prefijo **di** para nombrar la cantidad de grupos oxhidrilo, seguido escribir el nombre del metal.

Dihidróxido de cobalto

69. Es un compuesto sólido que se presenta en forma de polvo blanco o cristales incoloros, utilizado en la fabricación de productos electrónicos, catalizadores y en medicina en medicamentos tópicos. Este hidróxido se forma a partir de la reacción entre el óxido de plata y el agua. Nombrar el compuesto utilizando las tres nomenclaturas y escribir su ecuación de formación balanceada

Nomenclatura

La fórmula general de este compuesto es **Ag(OH)**, se nombra de la siguiente manera:

NT: Escribir el nombre genérico **hidróxido**, seguido de la preposición **de** porque solo tiene una valencia.

Hidróxido de plata

NS: Escribir el nombre genérico **hidróxido**, seguido del nombre del metal con su número de oxidación en **números romanos** entre paréntesis.

Hidróxido de plata (I)

NI: Se escribe primero el nombre genérico **hidróxido**, seguido escribir el nombre del metal, ya que tiene una sola valencia.

Hidróxido de plata

Igualación de la ecuación de formación

Resulta de la combinación de un óxido básico con el agua, igualar la ecuación tomando en cuenta que la cantidad de reactivos es igual a la cantidad de productos.

Ag_2O	+	H_2O	→	$Ag(OH)$
Óxido de plata	+	agua	→	hidróxido de plata

Igualando la reacción

$Ag_2O + H_2O \rightarrow 2Ag(OH)$ hidróxido de plata

Saber más...

Se confirmó un hallazgo de una mega yacimiento de plata en el municipio de Tacobamba, en Potosí, que puede convertirse en la mina más grande del mundo, capaz de producir aproximadamente 171 millones de onzas de plata en 14 años, aunque aún se encuentra en etapa de estudio.

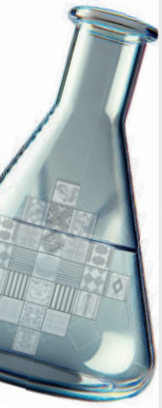
Es un yacimiento a cielo abierto para la explotación masiva, el mineral se encuentra diseminado.



Yacimiento de arenas de plata 'Silver sand' en Potosí

Fuente:www.la-razon.com

Saber más...



También conocido como leche de magnesia, es un antiácido que se utiliza para el alivio de la acidez, indigestión, malestares estomacales, laxante en casos de estreñimiento ocasional, en pacientes que van a ser sometidos a endoscopia, estudios radiológicos o cirugía y en pacientes que no responden a cambios en el estilo de vida o a la ingestión de fibra.

Fuente:accessmedicina.mhmedical.com



Fuente:naturalwheysuplementos.com

70. Es un compuesto conocido como leche de magnesia, es un antiácido que eleva el pH estomacal, utilizado para aliviar la acidez y otros malestares digestivos. Este hidróxido se forma a partir de la reacción entre el óxido de magnesio y el agua. Nombrar el compuesto utilizando las tres nomenclaturas y escribir su ecuación de formación balanceada.

Nomenclatura

La fórmula general de este compuesto es **$Mg(OH)_2$**, se nombra de la siguiente manera:

NT: Escribir el nombre genérico **hidróxido**, seguido de la preposición "**de**" porque solo tiene una valencia.

Hidróxido de magnesio

NS: Escribir el nombre genérico **hidróxido**, seguido del nombre del metal con su número de oxidación en **números romanos** entre paréntesis.

Hidróxido de magnesio (II)

NI: Anteponer el prefijo **di** para nombrar la cantidad de grupos oxhidrilo, seguido escribir el nombre del metal.

Dihidróxido de magnesio

Igualación de la ecuación de formación

Resulta de la combinación de un óxido básico con el agua, igualar la ecuación tomando en cuenta que la cantidad de reactivos es igual a la cantidad de productos.

$$MgO + H_2O \rightarrow Mg(OH)_2$$

Óxido de magnesio + agua → hidróxido de magnesio

Igualando la reacción

$MgO + H_2O \rightarrow Mg(OH)_2$ hidróxido de magnesio

71. Este compuesto químico se utiliza como catalizador en reacciones químicas selectivas y desempeña un papel crucial en prolongar la vida útil de las baterías de iones de litio. El hidróxido se forma a partir de la reacción entre el trióxido de dicobalto y agua. Nombrar el compuesto utilizando las tres nomenclaturas y escribir su ecuación de formación balanceada.

Nomenclatura

La fórmula general de este compuesto es **$Co(OH)_3$**, se nombra de la siguiente manera:

NT: Escribir el nombre genérico **hidróxido**, seguido el nombre del metal con la terminación "**ico**" (mayor valencia).

Hidróxido cobáltico

NS: Escribir el nombre genérico **hidróxido**, seguido del nombre del metal con su número de oxidación en **números romanos** entre paréntesis.

Hidróxido de cobalto (III)

NI: Anteponer el prefijo **tri** para nombrar la cantidad de grupos oxhidrilo, seguido escribir el nombre del metal.

Trihidróxido de cobalto

Igualación de la ecuación de formación

Resulta de la combinación de un óxido básico con el agua, igualar la ecuación tomando en cuenta que la cantidad de reactivos es igual a la cantidad de productos.

$$Co_2O_3 + H_2O \rightarrow Co(OH)_3$$

Trióxido de dicobalto + agua → hidróxido cobáltico

Igualando la reacción

$Co_2O_3 + 3H_2O \rightarrow 2Co(OH)_3$ Hidróxido cobáltico

Dato importante

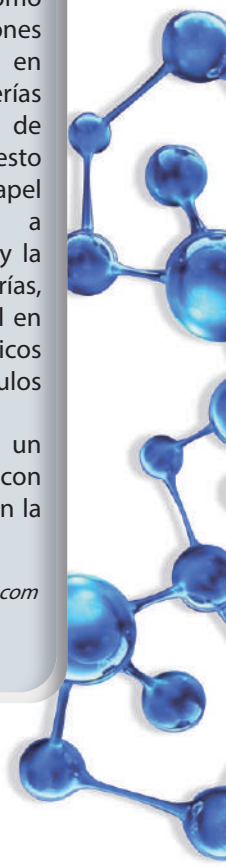


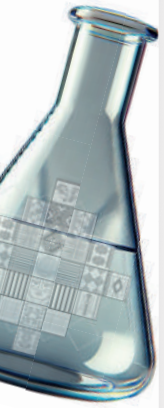
Usos y aplicaciones...

En la industria se usa como catalizador en reacciones químicas selectivas, en el campo de las baterías recargables de iones de litio, este compuesto desempeña un papel crucial. Contribuye a mejorar la capacidad y la vida útil de las baterías, lo que resulta esencial en dispositivos electrónicos modernos y vehículos eléctricos.

En investigaciones es un componente clave con temas relacionados con la nanotecnología.

Fuente:quimicaly.com





Saber más...

Compuesto inorgánico insoluble en agua que actúa como un absorbente, utilizado para fabricación de pinturas, elaboración de medicamentos para uso terapéutico ya que el hierro es un elemento esencial para el cuerpo humano.



Hidróxido de hierro en cristales de limonita y baritina.

Fuente: lifeder.com

72. Este compuesto inorgánico, insoluble en agua, adquiere una coloración naranja-amarillenta al ser calentado. Uno de sus usos principales es como pigmento en pinturas y cosméticos. El hidróxido se forma a partir de la reacción entre el trióxido de dihierro y agua. Nombrar el compuesto utilizando las tres nomenclaturas y escribir su ecuación de formación balanceada.

Nomenclatura

La fórmula general de este compuesto es **$Fe(OH)_3$**, se nombra de la siguiente manera:

NT: Escribir el nombre genérico **hidróxido**, seguido el nombre del metal con la terminación **ICO** (mayor valencia).

Hidróxido férrico

NS: Escribir el nombre genérico **hidróxido**, seguido del nombre del metal con su número de oxidación en **números romanos** entre paréntesis.

Hidróxido de hierro (III)

NI: Anteponer el prefijo **tri** para nombrar la cantidad de grupos oxhidrilo, seguido escribir el nombre del metal.

Trihidróxido de hierro

Igualación de la ecuación de formación

Resulta de la combinación de un óxido básico con el agua, igualar la ecuación tomando en cuenta que la cantidad de reactivos es igual a la cantidad de productos.

$$Fe_2O_3 + H_2O \rightarrow Fe(OH)_3$$

Trióxido de dihierro + agua → hidróxido férrico

Igualando la reacción

$Fe_2O_3 + 3H_2O \rightarrow 2Fe(OH)_3$ Hidróxido férrico

73. Este compuesto inorgánico de color verde, soluble en ácidos, es ampliamente utilizado en la fabricación de baterías recargables. Se forma a partir de la reacción entre el trióxido de diníquel y agua, produciendo un hidróxido como resultado. Nombrar el compuesto utilizando las tres nomenclaturas y escribir su ecuación de formación balanceada.

Nomenclatura

La fórmula general de este compuesto es **$Ni(OH)_3$**, se nombra de la siguiente manera:

NT: Escribir el nombre genérico **hidróxido**, seguido el nombre del metal con la terminación **ICO** (mayor valencia).

Hidróxido niquélico

NS: Escribir el nombre genérico **hidróxido**, seguido del nombre del metal con su número de oxidación en **números romanos** entre paréntesis.

Hidróxido de níquel (III)

NI: Anteponer el prefijo **tri** para nombrar la cantidad de grupos oxhidrilo, seguido escribir el nombre del metal.

Trihidróxido de níquel

Igualación de la ecuación de formación

Resulta de la combinación de un óxido básico con el agua, igualar la ecuación tomando en cuenta que la cantidad de reactivos es igual a la cantidad de productos.

$$Ni_2O_3 + H_2O \rightarrow Ni(OH)_3$$

Trióxido de diníquel + agua → hidróxido niquélico

Igualando la reacción

$Ni_2O_3 + 3H_2O \rightarrow 2Ni(OH)_3$ Hidróxido niquélico

Dato importante



Usos y aplicaciones...

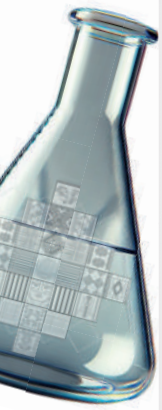
Se emplea en la fabricación de baterías recargables debido a su alta capacidad para almacenar energía.

Actúa como catalizador en diversas reacciones químicas, es fundamental en la industria electrónica por sus propiedades que contribuyen al desarrollo de componentes tecnológicos.

Fuente:quimicaly.com



Saber más...



Compuesto que desarrolla un papel crucial en la industria química utilizado para la producción de fármacos permitiendo la fabricación de medicamentos vitales para la salud del ser humano, en la industria petroquímica es usado para la producción de plásticos, importante para la aceleración de reacciones en campos de la nanotecnología y energía renovable.

Fuente:quimicaly.com

74. Este compuesto es ampliamente utilizado en la síntesis de productos farmacéuticos, lo que facilita la fabricación de medicamentos esenciales para la salud. El hidróxido se forma a partir de la reacción entre el dióxido de platino y agua. Nombrar el compuesto utilizando las tres nomenclaturas y escribir su ecuación de formación balanceada.

Nomenclatura

La fórmula general de este compuesto es **$Pt(OH)_4$**, se nombra de la siguiente manera:

NT: Escribir el nombre genérico **hidróxido**, seguido el nombre del metal con la terminación "**ico**" (mayor valencia).

Hidróxido platínico

NS: Escribir el nombre genérico **hidróxido**, seguido del nombre del metal con su número de oxidación en **números romanos** entre paréntesis.

Hidróxido de platino (IV)

NI: Anteponer el prefijo **tetra** para nombrar la cantidad de grupos oxhidrilo, seguido escribir el nombre del metal.

Tetrahidróxido de platino

Igualación de la ecuación de formación

Resulta de la combinación de un óxido básico con el agua, igualar la ecuación tomando en cuenta que la cantidad de reactivos es igual a la cantidad de productos.

$$PtO_2 + H_2O \rightarrow Pt(OH)_4$$

Dióxido de platino + agua → hidróxido platínico

Igualando la reacción

$PtO_2 + 2H_2O \rightarrow Pt(OH)_4$ hidróxido platínico

75. Este compuesto, conocido como agua de amoniaco, se caracteriza por ser tóxico y sofocante. Se utiliza en tratamientos para la limpieza de metales obsoletos. Hidróxido que se forma a partir de la reacción entre el monóxido de diamonio y agua. ¿Qué hidróxido se obtiene?

a) $(NH_4)_2O$ **c)** $(NH_4)_2OH$

b) NH_4OH **d)** NH_4O

Ecuación de formación

Resulta de la combinación de un óxido básico con el agua, igualar la ecuación tomando en cuenta que la cantidad de reactivos es igual a la cantidad de productos.

$$(NH_4)_2O + H_2O \rightarrow NH_4OH$$

Monóxido de diamonio + agua → hidróxido de amonio

Igualando la reacción

$(NH_4)_2O + H_2O \rightarrow 2NH_4OH$ hidróxido de amoni

Nomenclatura

Este hidróxido se nombra de la siguiente manera:

NT: Escribir el nombre genérico **hidróxido**, seguido el nombre del metal.

Hidróxido de amonio

NS: Escribir el nombre genérico **hidróxido**, seguido del nombre del metal con su número de oxidación en **números romanos** entre paréntesis.

Hidróxido de amonio (I)

NI: Se Anteponer el nombre genérico **hidróxido** y seguido escribir el nombre del metal.

Hidróxido de amonio

Respuesta: inciso b)

Saber más...

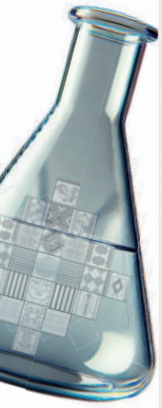
El hidróxido de amonio es un líquido incoloro con olor fuerte y penetrante también es conocido como agua amoniacal o amoniaco líquido. Sus principales usos en la industria y tratamiento de aguas son como regulador de pH, agente antimicrobiano e inhibidor de corrosión. En concentraciones bajas es utilizado ampliamente en productos de limpieza. En el sector agrícola es utilizado como fertilizante como furente de nitrógeno para las plantas.

Fuente: qpima.com



Hidróxido de Amonio 28 -30% Fuente:Artquimicamaringa.com.br

Saber más...



Es un compuesto inorgánico poco soluble en agua. Se presenta como un sólido de color blanco que es utilizado en diversas aplicaciones industriales, es esencial prestar atención a su manipulación debido a su toxicidad.

Sus usos en la industria son diversos: como precursor en la fabricación de otros compuestos de plomo, en la industria del vidrio y la cerámica para reducir su punto de fusión y para la fabricación de baterías de plomo.

Fuente: materialproperties.org

76. Este compuesto químico, poco soluble en agua y de color blanco, es ampliamente utilizado en la industria. Sin embargo, debido a su toxicidad, es necesario tomar precauciones durante su manipulación. Se forma a partir de la reacción entre el óxido de plomo (II) y agua. ¿Qué hidróxido se obtendrá? Encierre la opción correcta.

a) $Pb(OH)_2$ **c)** $Pb(OH)$

b) $Pb(OH)_4$ **d)** PbO_2

Ecuación de formación

Resulta de la combinación de un óxido básico con el agua, igualar la ecuación tomando en cuenta que la cantidad de reactivos es igual a la cantidad de productos.

$$PbO + H_2O \rightarrow Pb(OH)_2$$

Óxido de plomo (II) + agua → hidróxido plumboso

Igualando la reacción

$PbO + H_2O \rightarrow Pb(OH)_2$ Hidróxido plumboso

Nomenclatura

Este hidróxido se nombra de la siguiente manera:

NT: Escribir el nombre genérico **hidróxido**, seguido el nombre del metal. con la terminación **"oso"** (menor valencia).

Hidróxido plúmboso

NS: Escribir el nombre genérico **hidróxido**, seguido del nombre del metal con su número de oxidación en **números romanos** entre paréntesis.

Hidróxido de plomo (II)

NI: Anteponer el prefijo "**di**" para nombrar la cantidad de grupos oxhidrilo, seguido escribir el nombre del metal.

Dihidróxido de plomo

Respuesta: inciso a)

77. Este compuesto inorgánico, presente como un sólido blanco o ligeramente amarillo, se utiliza en la fabricación de textiles y pigmentos. Se forma a partir de la reacción entre el óxido de estaño (II) y agua.

¿Qué hidróxido se obtendrá? Encierre el inciso correcto.

a) $Sn(OH)_2$ **c)** $Sn(OH)_4$

b) SnO_2 **d)** $Sn(OH)$

Ecuación de formación

Resulta de la combinación de un óxido básico con el agua, igualar la ecuación tomando en cuenta que la cantidad de reactivos es igual a la cantidad de productos.

$$SnO + H_2O \rightarrow Sn(OH)_2$$

Óxido de estaño (II) + agua → hidróxido estannoso

Igualando la reacción

$SnO + H_2O \rightarrow Sn(OH)_2$ Hidróxido estannoso

Este hidróxido se nombra de la siguiente manera:

NT: Escribir el nombre genérico **hidróxido**, seguido el nombre del metal con la terminación **"oso"** (menor valencia).

Hidróxido estannoso

NS: Escribir el nombre genérico **hidróxido**, seguido del nombre del metal con su número de oxidación en **números romanos** entre paréntesis.

Hidróxido de estaño (II)

NI: Anteponer el prefijo "**di**" para nombrar la cantidad de grupos oxhidrilo, seguido escribir el nombre del metal.

Dihidróxido de estaño

Respuesta: inciso a)

Saber más...

Compuesto químico que está presente en forma de sólido blanco o ligeramente amarillo en forma de polvo. Este material es insoluble en agua y ácidos no oxidantes, pero soluble en ácidos minerales diluidos.

Utilizado en la industria química como agente reductor en síntesis de compuestos orgánicos y como estabilizador en la fabricación de plásticos, en la industria metalúrgica actúa como agente reductor en la galvanoplastia, en la industria farmacéutica usado para producir medicamentos.

Fuente: quimicaly.com

Saber más...

El hidróxido de paladio es un catalizador de reacciones de hidrogenación, así como en la síntesis de glicopéptidos utilizados en la obtención de anticuerpos de enfermedades autoinmunes.

Fuente: www.hspchem.com/





78. Este compuesto químico, que se presenta como un polvo de color negro, actúa como catalizador en reacciones de hidrogenación. Se forma a partir de la reacción entre el óxido paladioso y agua.
¿Qué hidróxido se obtendrá? Encierre el inciso correcto.

a) $Pd(OH)_4$ **c)** $Pd(OH)_2$

b) PdO_2 **d)** Pd O

Ecuación de formación

Resulta de la combinación de un óxido básico con el agua, igualar la ecuación tomando en cuenta que la cantidad de reactivos es igual a la cantidad de productos.

$$PdO + H_2O \rightarrow Pd(OH)_2$$

Óxido paladioso + agua → hidróxido de paladio (II)

Igualando la reacción

$PdO + H_2O \rightarrow Pd(OH)_2$ hidróxido de paladio (II)

Este hidróxido se nombra de la siguiente manera:

NT: Escribir el nombre genérico **hidróxido**, seguido el nombre del metal. con la terminación **"oso"** (menor valencia).

Hidróxido paladioso

NS: Escribir el nombre genérico **hidróxido**, seguido del nombre del metal con su número de oxidación en **números romanos** entre paréntesis.

Hidróxido de paladio (II)

NI: Anteponer el prefijo **"di"** para nombrar la cantidad de grupos oxhidrilo, seguido escribir el nombre del metal.

Dihidróxido de paladio

Respuesta: inciso c)

79. Este compuesto químico, insoluble en agua pero soluble en ácidos, se utiliza como catalizador en reacciones químicas, en sensores y en el campo de la medicina. Es un hidróxido que se forma a partir de la reacción entre el monóxido de dicobre y agua. ¿Cuál es el nombre de este hidróxido según la nomenclatura IUPAC? Encierre la opción correcta.

a) Dihidróxido de cobre **c)** Hidróxido de cobre

b) Monóxido de dicobre **d)** Hidróxido de cobre (I)

Respuesta .....

80. Este compuesto químico, que se presenta como un sólido cristalino de color blanco o amarillo claro, se utiliza en la fabricación de catalizadores para reacciones químicas y en la producción de pigmentos para la industria cerámica. Es un hidróxido que se forma a partir de la reacción entre el monóxido de platino y agua. ¿Cuál es el nombre de este hidróxido según la nomenclatura Stock? Encierre la opción correcta.

a) Dihidróxido de platino **c)** Hidróxido platínico

b) Hidróxido platinoso **d)** Hidróxido de platino (II)

Respuesta .....

81. Es un sólido blanco e higroscópico, lo que significa que absorbe la humedad del aire con facilidad. Su alto costo limita su uso principalmente a investigaciones científicas. Este hidróxido se forma a partir de la reacción entre el óxido de rubidio y agua. ¿Cuál es el nombre de este hidróxido según la nomenclatura tradicional? Encierre la opción correcta.

a) Hidróxido de rubidio (I) **c)** Rb(OH)

b) Hidróxido de rubidio **d)** Óxido de rubidio

Respuesta .....



82. Este compuesto químico, soluble en ácidos, se utiliza en la fabricación de vidrio, cerámica, productos electrónicos e industria textil. Es un hidróxido que se forma a partir de la reacción entre el dióxido de estaño y agua. ¿Cuál es el nombre de este hidróxido según la nomenclatura IUPAC? Encierre la opción correcta.

a) Tetrahidróxido de estaño **c)** $Sn(OH)_4$

b) Hidróxido de estaño (II) **d)** Hidróxido de estaño (IV)

Respuesta .....

83. Este compuesto inorgánico, que se presenta en forma de cristales blancos, se utiliza ampliamente en la industria para la fabricación de pigmentos intensos y duraderos en pinturas, tintas y plásticos. Es un hidróxido que se forma a partir de la reacción entre un óxido de un elemento del grupo IIB, período 5 y agua. ¿Cuál es el nombre de este hidróxido según la nomenclatura IUPAC? Encierre la opción correcta.

a) Dihidróxido de zinc **c)** Hidróxido de cadmio (II)

b) Hidróxido de plata (I) **d)** Dihidróxido de cadmio

Respuesta .....

84. Compuesto químico alcalino, de color blanco y con una apariencia similar a la sal común, posee propiedades corrosivas y se utiliza en diversos procesos industriales, entre ellos, como agente secante en la fabricación de resinas sintéticas. Es un hidróxido que se forma a partir de la reacción entre un óxido del elemento con número atómico 55 y agua. ¿Cuál es la fórmula correcta de este hidróxido? Encierre la opción correcta.

a) $Cs(OH)$ **c)** $Cs(OH)_2$

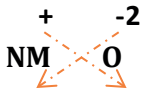
b) $Ra(OH)_2$ **d)** $Fr(OH)$

Respuesta .....

ÓXIDOS ÁCIDOS O ANHÍDRIDOS

Los anhídridos son óxidos no metálicos. Son Compuestos que están formados por su estructura por un no metal con número de oxidación positivo y oxígeno.

FÓRMULA GENERAL



FORMACIÓN

Los óxidos no metálicos se obtienen al combinar un no metal con el oxígeno. La ecuación general es la siguiente:

No metal + oxígeno →óxido ácido o anhídrido

Ejemplo

$$C + O_2 \rightarrow CO_2$$

Carbono + oxígeno molecular → dióxido de carbono

NOMENCLATURA

Nomenclatura tradicional: NT

- No metal que tiene **una** valencia: terminación **ICO**.
- No metal que tiene **dos** valencias: terminación **OSO** (menor valencia) y terminación **ICO** (mayor valencia)
- No metal que tiene **tres** valencias: prefijo **HIPO** y terminación **OSO** (mínima valencia), terminación **OSO** (menor valencia) y terminación **ICO** (mayor valencia).
- No metal que tienen cuatro valencias: prefijo **HIPO** y terminación **OSO** (mínima valencia), terminación **OSO** (menor valencia), terminación **ICO** (mayor valencia), prefijo **PER** y terminación **ICO** (máxima valencia).

Nomenclatura STOCK: NS

Se utiliza el nombre genérico **óxido**, seguido nombrar el no metal con su valencia en números romanos.

Nomenclatura I.U.P.A.C.: NI

Se nombra anteponiendo los prefijos **mono** (uno), **di**(dos), **tri**(tres), etc. al nombre genérico **óxido**.

Para formular anhídridos ocupamos los no metales con número de oxidación positivo, la diferencia entre positivos y negativos es la siguiente: El número de oxidación es **positivo** si el átomo pierde electrones, o los comparte con un átomo que tenga tendencia a captarlos.



Será **negativo** cuando el átomo gane electrones, o los comparta con un átomo que tenga tendencia a cederlos.



USOS Y APLICACIONES EN LA VIDA COTIDIANA





Foto: parque regional Lomas de arena
Fuente: america-ecotours.com

El **óxido de silicio** es un componente principal de la arena. En el departamento de Santa Cruz se encuentra ubicada las lomas de arena, según expertos es un tipo de desierto único en nuestro país, cumple un rol importante en la recarga acuífera gracias a los humedales propios de su ecosistema.

La arena es un agregado importante al momento de pensar en construir. La construcción dinamiza la actividad económica nacional y local, tiene un papel fundamental en el ámbito de edificaciones privadas y de las construcciones públicas, para atender la demanda de infraestructura social y productiva. El sector de la construcción tiende a ser una fuente importante de empleo en la llajta.

Fuente: construmarket.com.bo



Fuente: www.cochabamba.bo

Los extintores de CO_2 son agentes extintores no corrosivos, son aptos para el combate de fuegos tipo B y C, donde se involucre electricidad.
Es importante llevar a cabo capacitaciones contra prevención de incendios, en Cobija – Pando se llevó a cabo una capacitación sobre el manejo de estos extintores realizada por la dirección departamental de bomberos de Cobija, de este modo se puede responder de manera efectiva ante alguna situación similar.

Fuente: zofracobija.gob.bo

El Fósforo como P_2O_5, esencial para las plantas

El fósforo es esencial para el crecimiento de las plantas, promueve la formación temprana y el crecimiento de las raíces ya que ayuda a que las plántulas y las raíces se desarrollen más rápidamente. Acelera la madurez del fruto, lo cual es importante para la cosecha y para la calidad del cultivo y contribuye a aumentar la resistencia a las enfermedades en algunas plantas.

Fuente: fosfatosdelhuila.com



Cultivos con deficiencia de Fósforo
fuente: www.cropaia.com

ÓXIDOS ÁCIDOS O ANHÍDRIDOS

85. El yodo es un elemento natural que se encuentra en el agua de mar, así como en ciertas rocas y sedimentos. Para escribir su fórmula de manera directa, se utilizan los símbolos del no metal (I) y del oxígeno. Escriba la fórmula general del anhídrido hipoyodoso.

ANHÍDRIDO HIPOYODOSO

Para escribir la fórmula general se necesita un no metal con valencia positiva y oxígeno.

No metal: Yodo, I
tiene cuatro valencias positivas:

I^{+1} (terminación HIPO − OSO)
I^{+3} (terminación OSO)
I^{+5} (terminación ICO)
I^{+7} (terminación PER − ICO)

Oxígeno: O^{-2}

Fórmula general

Para escribir la fórmula general tomar en cuenta los siguientes pasos:
Escribir el símbolo del no metal (**yodo**) y el **oxígeno**.

$$I\ O$$

El número de oxidación del yodo es +1 y del oxígeno -2, intercambiar los números de oxidación.

$$I^{+1}\ O^{-2}$$

La fórmula correcta del compuesto será:

$$I_2O$$

Anhídrido hipoyodoso

Saber más...

El **yodo** es un elemento natural necesario para mantener buena salud. La exposición a niveles altos de yodo estable o radiactivo puede producir daño de la glándula tiroides.

El yodo es un elemento natural que se encuentra en el agua de mar y en ciertas rocas y sedimentos.

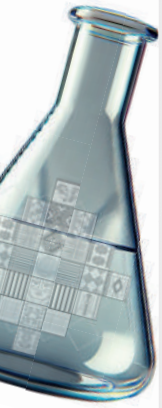
El yodo se usa como desinfectante para limpiar superficies y envases para almacenaje, en jabones para la piel y en vendajes y para purificar el agua.

Fuente: Agencia para sustancias tóxicas y el registro de enfermedades



Fuente: laboratorioslacofa.com

Saber más...



El **selenio** es un mineral indispensable para el buen funcionamiento de nuestro organismo.

Posee propiedades antioxidantes que ayuda a reforzar el sistema inmunitario y riesgo de padecer enfermedades cardiovasculares.

Los principales alimentos ricos en selenio son el pescado, carne roja o de ave, hortalizas, mariscos, huevos, ajos, granos o cereales y derivados.



Fuente: www.elmundo.es

86. El selenio es un mineral esencial para el buen funcionamiento de nuestro organismo y se encuentra en diversos alimentos. Para escribir su fórmula de manera directa, se utilizan los símbolos del no metal (Se) y del oxígeno. Escriba la fórmula general del anhídrido hiposelenioso.

ANHÍDRIDO HIPOSELENIOSO

Para escribir la fórmula general se necesita un no metal con valencia positiva y oxígeno.

No metal: Selenio, Se
Tiene tres valencias positivas:
Se^{+2} (terminación HIPO – OSO)
Se^{+4} (terminación OSO)
Se^{+6} (terminación ICO)
Trabajaremos con la valencia +2
Oxígeno: O^{-2}

Fórmula general

Para escribir la fórmula general tomar en cuenta los siguientes pasos:
Escribir el símbolo del no metal (**selenio**) y el **oxígeno.**

$$Se\ O$$

El número de oxidación del selenio es +2 y del oxígeno -2, intercambiar los números de oxidación.

$$Se^{+2}\ O^{-2}$$

La fórmula correcta del compuesto será:

SeO

Anhídrido hiposelenioso

87. El arsénico es un elemento cristalino de color blanco plateado y uno de los más tóxicos; en altas concentraciones, puede causar graves problemas de salud. Para escribir su fórmula de manera directa, se utilizan los símbolos del no metal (As) y del oxígeno. Escriba la fórmula general del anhídrido arsénico.

ANHÍDRIDO ARSÉNICO

Para escribir la fórmula general se necesita un no metal con valencia positiva y oxígeno.

No metal: Arsénico, As
Tiene dos valencias positivas:
As^{+3} (terminación OSO)
As^{+5} (terminación ICO)
Trabajaremos con la valencia +5
Oxígeno: O^{-2}

Fórmula general
Para escribir la fórmula general tomar en cuenta los siguientes pasos:
Escribir el símbolo del no metal (**arsénico**) y el **oxígeno**.

$$As\ O$$

El número de oxidación del arsénico a trabajar es +5 y del oxígeno -2, intercambiar los números de oxidación.

$$As^{+5}\ O^{-2}$$

La fórmula correcta del compuesto será:

$$As_2O_5$$

Anhídrido arsénico o óxido arsénico

Saber más...

El **arsénico** se ha usado históricamente en la fabricación de tintes para tejidos y papel, también en la agricultura como elemento fertilizante.

En la actualidad la mayor parte del mercado mundial de arsénico está dirigido a la preservación de la madera. Es difícil encontrarlo en estado sólido y su color puede variar entre gris plomo y gris oscuro.

Fuente: rockidentifier.com



Saber más...

Usos y aplicaciones...

Usado para sintetizar triahalogenuros de boro, combinado con el ácido bórico se emplea como insecticida doméstico, es un agente fundente para variedad de vidrios, cerámicas y esmaltes ya que ayuda a que el vidrio o cerámica adquieran una mayor resistencia, fuerza y durabilidad.

Fuente: lifeder.com



Compuestos de boro en la industria de vidrio y cerámica

Fuente: químicamoderna.net

88. Este compuesto químico, de color blanco o cristalino, se utiliza como aditivo en la fabricación de fibras de vidrio. Para escribir su fórmula de manera directa, utilizamos el símbolo del elemento con número atómico 5 y el oxígeno. Escriba la fórmula general del compuesto.

ÓXIDO DE BORO

Para escribir la fórmula general se necesita un no metal con valencia positiva y oxígeno.

No metal: Boro, B
Tiene una valencia positiva:
B^{+3} (terminación ICO)

Oxígeno: O^{-2}

Fórmula general

Para escribir la fórmula general tomar en cuenta los siguientes pasos:
Escribir el símbolo del no metal (**boro**) y el oxígeno.

$$B\ O$$

El número de oxidación del boro es +3 y del oxígeno -2, intercambiar los números de oxidación.

$$B^{+3}\ O^{-2}$$

La fórmula correcta del compuesto será:

$$B_2O_3$$

Óxido de boro

89. El telurio es un elemento químico con número atómico 52, utilizado comercialmente como agente aleante en aceros inoxidables. Para escribir su fórmula de manera directa, se utilizan los símbolos del no metal y del oxígeno. Escriba la fórmula general del anhídrido hipoteluroso e iguale la ecuación de formación.

ANHÍDRIDO HIPOTELUROSO

Para escribir la fórmula general se necesita un no metal con valencia positiva y oxígeno.

No metal: Telurio, Te
Tiene dos valencias positivas:
Te^{+2} (terminación HIPO – OSO)
Te^{+4} (terminación OSO)
Te^{+6} (terminación ICO)
Trabajaremos con la valencia +2
Oxígeno: O^{-2}

Fórmula general
Para escribir la fórmula general tomar en cuenta los siguientes pasos:
Escribir el símbolo del no metal (**telurio**) y el **oxígeno**.

$$Te\ O$$

El número de oxidación del telurio a trabajar es +2 y del oxígeno -2, intercambiar los números de oxidación y simplificar.

$$Te^{+2}\ O^{-2}$$

La fórmula correcta del compuesto será:

$$TeO$$

Anhídrido hipoteluroso

Igualación de la ecuación de formación
Igualar la ecuación tomando en cuenta que la cantidad de reactivos es igual a la cantidad de productos.

$$Te + O_2 \rightarrow TeO$$

Telurio + oxígeno molecular → anhídrido hipoteluroso

Igualando la reacción

$$2Te + O_2 \rightarrow 2TeO$$

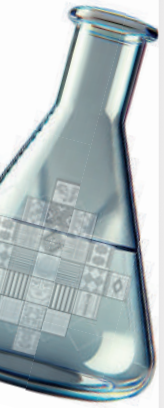
Saber más...

El **telurio** se utilizó inicialmente como aditivo del acero para incrementar su ductilidad, como abrillantador en electroplateados, como aditivo en catalizadores para la desintegración catalítica del petróleo, como material colorante de vidrios y como aditivo del plomo para incrementar su fuerza y resistencia a la corrosión.

Fuente: www.lenntech.es



Pigmentos cerámicos
Fuente: incolours.it



Saber más...

La hulla es un carbón de color negro con cierto brillo nacarado, duro y quebradizo.

La hulla es extraída de las minas y una vez lavada es sometida a un proceso de destilación seca o coqueizado (calefacción de materiales sólidos en seco sin ayuda de líquidos solventes).

Los productos obtenidos son alquitrán, sulfato de amonio, grafito y otros.

Fuente: blogger.googleusercontent.com



Hulla de carbón

90. Compuesto químico formado por carbono y oxígeno, el carbono es una sustancia inerte e insoluble en agua, el carbono libre se encuentra en grandes depósitos como hulla. Escriba la fórmula general del anhídrido carbonoso e iguale la ecuación de formación.

ANHÍDRIDO CARBONOSO

Para escribir la fórmula general se necesita un no metal con valencia positiva y oxígeno.

No metal: Carbono, C
Tiene dos valencias positivas:
C^{+2} (terminación OSO)
C^{+4} (terminación ICO)
Trabajaremos con la valencia +2
Oxígeno: O^{-2}

Fórmula general

Para escribir la fórmula general tomar en cuenta los siguientes pasos:
Escribir el símbolo del no metal (**carbono**) y el oxígeno.

$$C\ O$$

El número de oxidación del carbono a trabajar es +2 y del oxígeno -2, intercambiar los números de oxidación y simplificar.

$$C^{+2}\ O^{-2}$$

La fórmula correcta del compuesto será:

$$CO$$

Anhídrido carbonoso

Igualación de la ecuación de formación

Igualar la ecuación tomando en cuenta que la cantidad de reactivos es igual a la cantidad de productos.

$$C + O_2 \rightarrow CO$$

Carbono + oxígeno molecular → anhídrido carbonoso

Igualando la reacción

$$2C + O_2 \rightarrow 2CO$$

91. Este compuesto químico, soluble en agua y oxidante, posee acción bactericida, lo que le permite actuar como desinfectante de superficies a altas concentraciones. Está formado por un elemento con número atómico 17 y oxígeno. Nombra el compuesto utilizando las tres nomenclaturas, trabajando con la terminación "**hipo-oso**".

Fórmula general

Escribir el símbolo del no metal **(Cl)** y el **oxígeno**.

$$Cl\ O$$

El número de oxidación del **cloro** a trabajar es +1 y del oxígeno -2, intercambiar los números de oxidación.

$$Cl^{+1}\ O^{-2}$$

La fórmula correcta del compuesto será:

$$Cl_2O$$

Nomenclatura

Nombramos al compuesto Cl_2O :

NT: Se antepone el nombre genérico **anhídrido**, seguido anteponer el prefijo **hipo** al nombrar el no metal con la terminación **oso**.

Anhídrido hipocloroso

NS: Escribir el nombre genérico **óxido**, seguido del nombre del no metal con su número de oxidación en **números romanos** y entre paréntesis.

Óxido de cloro (I)

NI: Se antepone el prefijo "**mono**" para indicar la cantidad de oxígenos y seguido se antepone el prefijo "**di**" al nombrar el **no metal**.

Monóxido de dicloro

Dato importante

El óxido hipocloroso como desinfectante de superficies

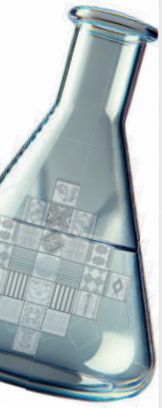
En elevadas concentraciones trabaja como desinfectante de superficies, son llamados productos higienizantes porque además de limpiar reducen la carga microbiana de la superficie.

Están diseñados para eliminar en su totalidad o limitar la peligrosidad de la salud de microorganismos.

Fuente: papelmic.com



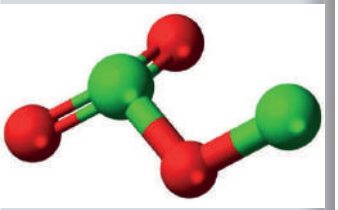
Saber más...



Es un sólido de color marrón oscuro descubierto en el año 1967 y tiene la cualidad de ser altamente explosivo, incluso por debajo de los 0°C de temperatura.

Es un compuesto bastante inestable por lo que no es útil para la neutralización de impurezas orgánicas y microbios.

Fuente: www.lifeder.com



92. Este compuesto químico inorgánico, de color marrón oscuro, es altamente explosivo. Está formado por el elemento del grupo VII A, período 3 y oxígeno. Nombre el compuesto utilizando las tres nomenclaturas conocidas, trabajando con la terminación "**oso**."

Fórmula general

Escribir el símbolo del no metal (**Cl**) y el **oxígeno**.

$$Cl\ O$$

El número de oxidación del **cloro** a trabajar es +3 y del oxígeno -2, intercambiar los números de oxidación.

$$Cl^{+3}\ O^{-2}$$

La fórmula correcta del compuesto será:

$$Cl_2O_3$$

Nombramos al compuesto Cl_2O_3 de la siguiente manera:

NT: Se antepone el nombre genérico **anhídrido**, seguido nombrar el no metal con la terminación "**oso**".

Anhídrido cloroso

NS: Escribir el nombre genérico **óxido**, seguido del nombre del no metal con su número de oxidación en **números romanos** y entre paréntesis.

Óxido de cloro (III)

NI: Se antepone el prefijo "**tri**" para indicar la cantidad de oxígenos y seguido se antepone el prefijo "**di**" al nombrar el **no metal**.

Trióxido de dicloro

93. Este compuesto está formado por el elemento Cl y oxígeno. El cloro (Cl) es un gas amarillo verdoso, altamente reactivo, que se encuentra de manera natural. Nombre el compuesto utilizando las tres nomenclaturas conocidas, trabajando con la terminación "**ico**."

Fórmula general

Escribir el símbolo del no metal (**Cl**) y el **oxígeno**.

$$Cl\ O$$

El número de oxidación del **cloro** a trabajar es +5 y del oxígeno -2, intercambiar los números de oxidación.

$$Cl^{+5}\ O^{-2}$$

La fórmula correcta del compuesto será:

$$Cl_2O_5$$

Nombramos al compuesto Cl_2O_5 de la siguiente manera:

NT: Se antepone el nombre genérico **Anhídrido**, seguido nombrar el no metal con la terminación "**ico**".

Anhídrido clórico

NS: Escribir el nombre genérico **óxido**, seguido del nombre del no metal con su número de oxidación en **números romanos** y entre paréntesis.

Óxido de cloro (V)

NI: Se antepone el prefijo "**penta**" para indicar la cantidad de oxígenos y seguido se antepone el prefijo "**di**" al nombrar el **no metal**.

Pentaóxido de dicloro

Saber más...

En el sector del transporte, el cloro desempeña un papel crucial en la **fabricación del nylon**, un material plástico presente en numerosos accesorios de vehículos, como los cinturones de seguridad, airbags y salpicaderos. Esto contribuye a reducir el peso de los vehículos, disminuyendo así su consumo energético.

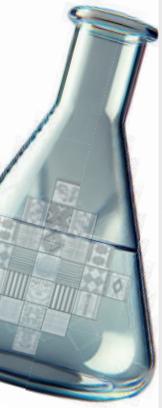
Fuente: zschimmer-schwarz.es



Rollo de nylon

Fuente: maquizora.com

Saber más...



El cloro es un elemento químico esencial en la fabricación de gran cantidad de productos. Desde chalecos antibalas hasta aislantes de espuma de plástico para los sistemas de calefacción. Además, el cloro se utiliza en la producción de una amplia variedad de medicamentos y dispositivos médicos.

Fuente: zschimmer-schwarz.es



Espuma aislante
Fuente: insulationguru.mx

94. Este compuesto químico se caracteriza por ser un líquido incoloro, volátil y aceitoso. Es inestable y explota al entrar en contacto con la llama. Está formado por el elemento con número atómico 17 y oxígeno. Nombre el compuesto utilizando las tres nomenclaturas conocidas, trabajando con la terminación "**per-ico**."

Fórmula general

Escribir el símbolo del no metal (**Cl**) y el **oxígeno**.

$$Cl\ O$$

El número de oxidación del **cloro** a trabajar es +7 y del oxígeno -2, intercambiar los números de oxidación.

$$Cl^{+7}\ O^{-2}$$

La fórmula correcta del compuesto será:

$$Cl_2O_7$$

Nombramos al compuesto Cl_2O_7 de la siguiente manera:

NT: Se antepone el nombre genérico **anhídrido**, seguido anteponer el prefijo **"per"** al nombrar el no metal con la terminación **"ico"**.

Anhídrido perclórico

NS: Escribir el nombre genérico **óxido**, seguido del nombre del no metal con su número de oxidación en **números romanos** y entre paréntesis.

Óxido de cloro (VII)

NI: Se antepone el prefijo **"hepta"** para indicar la cantidad de oxígenos y seguido se antepone el prefijo **"di"** al nombrar el **no metal**.

Heptaóxido de dicloro

95. Este compuesto inorgánico se presenta como un sólido blanco o cristalino. De forma natural, se encuentra como el mineral downeyita, que es un mineral raro. Está formado por un elemento del grupo VI A, período 4 y oxígeno. Nombre el compuesto utilizando las tres nomenclaturas conocidas, empleando la terminación "**oso**."

Fórmula general

Escribir el símbolo del no metal (**selenio**) y el **oxígeno**.

$$Se\ O$$

El número de oxidación del **selenio** a trabajar es +4 y del oxígeno -2, intercambiar los números de oxidación y simplificar.

$$Se^{+4}\ O^{-2} \quad (2,\ 1)$$

La fórmula correcta del compuesto será:

$$SeO_2$$

Nombramos al compuesto SeO_2 de la siguiente manera:

NT: Se antepone el nombre genérico **anhídrido**, seguido nombrar el no metal con la terminación "**oso**".

Anhídrido selenioso

NS: Escribir el nombre genérico **óxido**, seguido del nombre del no metal con su número de oxidación en **números romanos** y entre paréntesis.

Óxido de selenio (IV)

NI: Se antepone el prefijo "**di**" para indicar la cantidad de oxígenos y seguido se nombra el **no metal**.

Dióxido de selenio

Dato importante

Usos y aplicaciones...

Este sólido incoloro es uno de los compuestos de selenio que se encuentran con más frecuencia.

Es un reactivo importante en la síntesis orgánica.

Este compuesto imparte un color rojo al vidrio, es un ingrediente activo de soluciones de azulado en frío, también se utilizó como tóner en el revelado fotográfico.

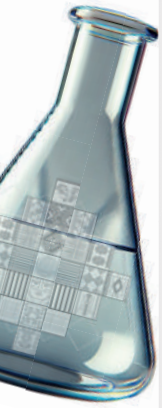
Fuente: academia-lab.com



Tóner para impresión

Fuente: tonerxperts.mx

Saber más...



Usos del nitrógeno en la alimentación

Las aplicaciones industriales de nitrógeno son muy amplias. Sectores destacados como la industria aeroespacial, alimentaria, etc.

El nitrógeno en la alimentación se utiliza comúnmente en el envasado de alimentos con el método de envasado en atmósfera modificada (EAM).

Método que actúa reduciendo la cantidad de oxígeno presente en la atmósfera que rodea a los alimentos, e incrementando la cantidad de nitrógeno, conseguimos reducir ese proceso de deterioro y alargar la frescura.

Fuente: www.serviaire.com



96. Este compuesto químico es un líquido azul de olor desagradable, que se vuelve inestable al contacto con el aire. Está compuesto por el elemento con número atómico 7 y oxígeno. Nombre el compuesto utilizando las tres nomenclaturas conocidas, empleando la valencia +3.

Fórmula general

Escribir el símbolo del no metal (**nitrógeno**) y el **oxígeno**.

$$N\ O$$

El número de oxidación del **nitrógeno** a trabajar es +3 y del oxígeno -2, intercambiar los números de oxidación.

$$N^{+3}\ O^{-2}$$

La fórmula correcta del compuesto será:

$$N_2O_3$$

Nombramos al compuesto N_2O_3 de la siguiente manera:

NT: Se antepone el nombre genérico **anhídrido**, seguido nombrar el no metal con la terminación **oso**.

Anhídrido nitroso

NS: Escribir el nombre genérico **óxido**, seguido del nombre del no metal con su número de oxidación en **números romanos** y entre paréntesis.

Óxido de nitrógeno (III)

NI: Se antepone el prefijo **tri** para indicar la cantidad de oxígenos y seguido se antepone el prefijo **di** al nombrar el **no metal**.

Trióxido de dinitrógeno

97. Este compuesto químico está formado por yodo y oxígeno. El yodo es un elemento natural presente en el agua de mar y se utiliza en medicina, como colorante y para enriquecer la sal de mesa. Obtén la ecuación de formación e iguala la reacción. Además, nombra el compuesto resultante utilizando las tres nomenclaturas conocidas, empleando la terminación "**per-ico**."

Ecuación de formación

Igualar la ecuación tomando en cuenta que la cantidad de reactivos es igual a la cantidad de productos.

$$I + O_2 \rightarrow I_2O_7$$

Yodo + oxígeno molecular → anhídrido peryódico

Igualando la reacción

$$4I + 7\,O_2 \rightarrow 2\,I_2O_7$$

Nombramos al compuesto I_2O_7 de la siguiente manera:

NT: Se antepone el nombre genérico **anhídrido**, seguido anteponer el prefijo **per** al no metal con la terminación **ico**.

Anhídrido peryódico

NS: Escribir el nombre genérico **óxido**, seguido del nombre del no metal con su número de oxidación en **números romanos** y entre paréntesis.

Óxido de yodo (VII)

NI: Se antepone el prefijo **hepta** para indicar la cantidad de oxígenos y seguido se antepone el prefijo **di** al nombrar el **no metal**.

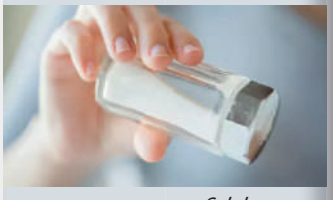
Heptaóxido de diyodo

Saber más...

En Bolivia se fortifica la sal con yodo para prevenir los desórdenes causados por la deficiencia de éste micronutriente (DDI), que es uno de los factores para contraer el bocio, hipotiroidismo, cretinismo endémico, entre otros.

La sal proporciona a los alimentos uno de los sabores básicos, su consumo modifica el comportamiento frente a los alimentos ya que es un generador del apetito y estimula su ingesta, se la emplea fundamentalmente como condimento y como conservante.

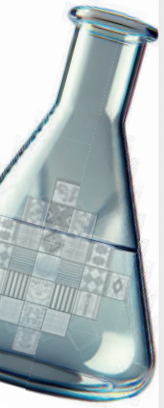
Fuente: ministerio de salud y deportes



Sal de mesa

Fuente:solnatural.bio

Saber más...



El bromo es un metaloide de consistencia líquida, color rojo, volátil, tóxico, muy reactivo y origina un olor sofocante muy desagradable. Se utiliza en múltiples aplicaciones, como potabilizadores de agua, agentes desinfectantes de albercas, pesticidas y plaguicidas, tanto de compuestos inorgánicos como orgánicos.

Fuente:www.esferasalud.com



Potabilización del agua

Fuente: www.bbva.com

98. Este compuesto químico está formado por un elemento del grupo VII A, período 4 y oxígeno. El elemento no metálico es químicamente muy reactivo, se encuentra en estado líquido a temperatura ambiente y puede ser peligroso para la salud si no se manipula con cuidado. Obtenga la ecuación de formación e iguale la reacción. También, nombre el compuesto obtenido utilizando la terminación **ico** en las tres nomenclaturas.

Ecuación de formación

Igualar la ecuación tomando en cuenta que la cantidad de reactivos es igual a la cantidad de productos.

$$Br + O_2 \rightarrow Br_2O_5$$

Bromo + Oxígeno molecular → Anhídrido brómico

Igualando la reacción

$4\,Br + 5\,O_2 \rightarrow 2\,Br_2O_5$ Anhídrido brómico

Nombramos al compuesto Br_2O_5 de la siguiente manera:

NT: Se antepone el nombre genérico **anhídrido**, seguido nombrar el no metal con la terminación "**ico**".

Anhídrido brómico

NS: Escribir el nombre genérico **óxido**, seguido del nombre del no metal con su número de oxidación en **números romanos** y entre paréntesis.

Óxido de bromo (V)

NI: Se antepone el prefijo "**penta**" para indicar la cantidad de oxígenos y seguido se antepone el prefijo "**di**" al nombrar el **no metal**.

Pentaóxido de dibromo

99. Este compuesto químico es un gas incoloro e irritante, con un fuerte olor característico. Aunque es altamente nocivo para la salud, también se utiliza como aditivo alimenticio. Está formado por un elemento del grupo VI A, período 3 y oxígeno. Obtenga la ecuación de formación e iguale la reacción. Además, nombre el compuesto obtenido en las tres nomenclaturas utilizando la terminación **oso**.

Ecuación de formación

Igualar la ecuación tomando en cuenta que la cantidad de reactivos es igual a la cantidad de productos.

$$S + O_2 \rightarrow SO_2$$

Azufre + Oxígeno molecular → Anhídrido sulfuroso

Igualando la reacción

$S + O_2 \rightarrow SO_2$ Anhídrido sulfuroso

Nombramos al compuesto SO_2 de la siguiente manera:

NT: Se antepone el nombre genérico **anhídrido**, seguido nombrar el no metal con la terminación "**oso** ".

Anhídrido sulfuroso

NS: Escribir el nombre genérico **óxido**, seguido del nombre del no metal con su número de oxidación en **números romanos** y entre paréntesis.

Óxido de sulfuro (IV)

NI: Se antepone el prefijo "**di**" para indicar la cantidad de oxígenos y seguido se nombra el **no metal**.

Dióxido de azufre

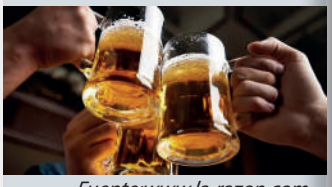
Saber más...

A pesar de ser un contaminante muy perjudicial, es también un aditivo alimenticio muy utilizado al tener características conservantes y antibacterianas. Se conoce como E220 y se emplea en vinos- los famosos sulfitos- cervezas, zumos, caramelos, yemas de huevo y otros productos con huevo.

Fuente: www.saludgeoambiental.org

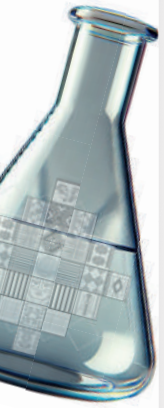


Fuente: www.infobae.com



Fuente:www.la-razon.com

Dato importante



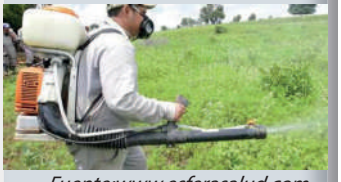
Usos y aplicaciones...

En la industria química, se utiliza en la fabricación de fertilizantes para mejorar la calidad del suelo y promover el crecimiento de las plantas.

También se emplea en la producción de insecticidas para controlar plagas agrícolas y proteger los cultivos.

En el sector de detergentes, el P_2O_3 actúa como agente espumante y acondicionador, mejorando la eficacia de estos productos.

Además, en la industria metalúrgica se utiliza en la producción de aleaciones metálicas, contribuyendo a mejorar las propiedades físicas de los metales.



Fuente:www.esferasalud.com

100. Este compuesto químico está formado por el elemento con número atómico 15, perteneciente al grupo VA, período 3 y oxígeno. Es un sólido blanco que se utiliza en la fabricación de productos químicos como detergentes, insecticidas y fertilizantes. Obtenga la ecuación de formación e iguale la reacción. También, nombre el compuesto obtenido en las tres nomenclaturas utilizando la terminación **oso**.

Ecuación de formación

Igualar la ecuación tomando en cuenta que la cantidad de reactivos es igual a la cantidad de productos.

$$P + O_2 \rightarrow P_2O_3$$

Fósforo + Oxígeno molecular → Anhídrido fosforoso

Igualando la reacción

$4\,P + 3\,O_2 \rightarrow 2\,P_2O_3$ Anhídrido fosforoso

Nomenclatura

Nombramos al compuesto P_2O_3 de la siguiente manera:

NT: Se antepone el nombre genérico **anhídrido**, seguido nombrar el no metal con la terminación "**oso**".

Anhídrido fosforoso

NS: Escribir el nombre genérico **óxido**, seguido del nombre del no metal con su número de oxidación en **números romanos** y entre paréntesis.

Óxido de fósforo (III)

NI: Se antepone el prefijo "**tri**" para indicar la cantidad de oxígenos y seguido se antepone el prefijo "**di**" al nombrar el **no metal**.

Trióxido de difósforo

101. Este compuesto químico está formado por un elemento del grupo VII A, período 4 y oxígeno. El elemento pertenece a la familia de los halógenos y tiene diversos usos, aunque es dañino si se toca o ingiere y puede afectar el tracto respiratorio. Obtenga la ecuación de formación e iguale la reacción. También, nombre el compuesto obtenido en las tres nomenclaturas utilizando la terminación **per-ico**.

Ecuación de formación

Igualar la ecuación tomando en cuenta que la cantidad de reactivos es igual a la cantidad de productos.

$$Br + O_2 \rightarrow Br_2O_7$$

Bromo + oxígeno molecular → anhídrido

Igualando la reacción

$$4\,Br + 7\,O_2 \rightarrow 2\,Br_2O_7$$

Nomenclatura

Nombramos al compuesto Br_2O_7 de la siguiente manera:

NT: Se antepone el nombre genérico **anhídrido**, seguido anteponer el prefijo **per** para nombrar el no metal con la terminación **ico**.

Anhídrido perbrómico

NS: Escribir el nombre genérico **óxido**, seguido del nombre del no metal con su número de oxidación en **números romanos** y entre paréntesis.

Óxido de bromo (VII)

NI: Se antepone el prefijo "**hepta** " para indicar la cantidad de oxígenos y seguido se antepone el prefijo "**di**" al nombrar el **no metal**.

Heptaóxido de dibromo

Dato importante

Aplicaciones del bromo

Se utiliza la industria de la fotografía para la creación de emulsiones sensibles a la luz y revelado fotográfico. En la industria agrícola, los usos del bromo incluyen pesticidas y fumigantes.

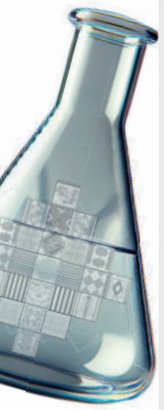
El bromo se usa a menudo como retardante de llama por los trabajadores industriales, especialmente en las industrias de plástico y placas de circuito impreso (PCB). También se utiliza en productos como alfombras, pinturas y electrodomésticos de cocina para inhibir la combustión.

Fuente: www.spiegato.com



Fuente:www.la-razon.com

Saber más...



Polvo de telurio

Es un polvo fino gris fabricado por tecnologías de molienda de bolas al vacío con bajo contenido de oxígeno y alta calidad.

Es aditivo en acero puro, fundición, pigmentos de vidrio y aleaciones. Es ampliamente utilizado para la taza de análisis térmico cuadrado, revestimiento de fundición, elemento de refrigeración, materiales detectores de infrarrojos, material de células solares, etc.



Fuente: www.sinosantech.com

102. Este compuesto químico está formado por un elemento de la familia de los anfígenos con número atómico 52. Es un compuesto insoluble en agua y ácidos y actúa como un potente agente oxidante. Obtenga la ecuación de formación e iguale la reacción. También, nombre el compuesto obtenido en las tres nomenclaturas utilizando la terminación **ico**.

Ecuación de formación

Igualar la ecuación tomando en cuenta que la cantidad de reactivos es igual a la cantidad de productos.

$$Te + O_2 \rightarrow TeO_3$$

Telurio + Oxígeno molecular → Anhídrido telúrico

Igualando la reacción

$2\,Te + 3\,O_2 \rightarrow 2\,TeO_3$ Anhídrido telúrico

Nomenclatura

Nombramos al compuesto $\mathbf{TeO_3}$ de la siguiente manera:

NT: Se antepone el nombre genérico **anhídrido**, seguido nombrar el no metal con la terminación "**ico**".

Anhídrido telúrico

NS: Escribir el nombre genérico **óxido**, seguido del nombre del no metal con su número de oxidación en **números romanos** y entre paréntesis.

Óxido de telurio (VI)

NI: Se antepone el prefijo "**tri** " para indicar la cantidad de oxígenos y seguido se nombra el **no metal**.

Trióxido de telurio

103. Este compuesto químico, de apariencia sólida y blanca, es soluble en ácidos y se utiliza como acelerador en la vulcanización del caucho. Está formado por un elemento del grupo VI A, período 5 y oxígeno. ¿Cuál es el nombre de este anhídrido según la nomenclatura I.U.P.A.C.? Utilice la terminación **oso** y encierre el inciso correcto.

a) Dióxido de telurio **c)** Monóxido de azufre
b) Dióxido de selenio **d)** Trióxido de azufre

Resolución

Primero escriba la fórmula del compuesto, escribir el símbolo del no metal (**telurio**) y el **oxígeno**.

$$Te\ O$$

El número de oxidación del telurio a trabajar es +4 y del oxígeno -2, intercambiar los números de oxidación y simplificar.

$$Te^{2}_{+4}\ O^{1}_{-2}$$

La fórmula correcta del compuesto será:

$$TeO_2$$

Nombramos al compuesto $\mathbf{TeO_2}$ de la siguiente manera:

NT: Se antepone el nombre genérico **anhídrido**, seguido nombrar el no metal con la terminación "**oso**".

Anhídrido teluroso

NS: Escribir el nombre genérico **óxido**, seguido del nombre del no metal con su número de oxidación en **números romanos** y entre paréntesis.

Óxido de telurio (IV)

NI: Se antepone el prefijo "**di**" para indicar la cantidad de oxígenos y seguido se nombra el **no metal**.

Dióxido de telurio

Respuesta: inciso a)

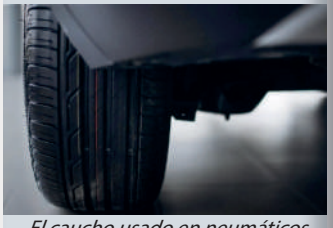
Dato importante

Usos y aplicaciones...

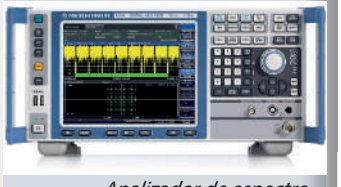
Se utiliza en la producción de metales básicos, aleaciones y otros productos minerales inorgánicos tales como cementos o revoques.

Asimismo, se usa en: producción de caucho como sustancia vulcanizante, colorante en las industrias de la cerámica y el vidrio, fabricación de moduladores acústico-ópticos, deflectores, analizadores de espectros, producción de discos ópticos regrabables (CD, DVD, etc.) e interruptores.

Fuente: www.insst.es

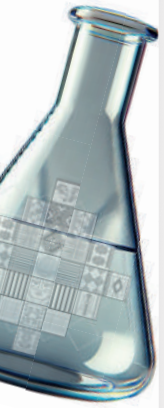


El caucho usado en neumáticos
Fuente: motor.es



Analizador de espectro
Fuente: afc-ingenieros.com

Saber más...



Usos del azufre en la agricultura

El azufre juega un papel importante en los mecanismos de defensa de las plantas contra plagas y enfermedades, se aplica contra hongos porque es capaz de frenar la infección en la planta. Se caracteriza por su capacidad para aportar al viñedo sus propiedades fitosanitarias, fertilizantes y bioestimulantes a partir de una única sustancia activa.



Fuente: archivo.revistaagricultura.com



Mineralización de un volcán donde se forman minerales como azufre

Fuente:www.agenciasinc.es

104. Este compuesto químico está formado por un elemento de la familia de los anfígenos, grupo VI A, período 3 y oxígeno. Este elemento se encuentra en forma nativa en regiones volcánicas y tiene diversos usos, desde la agricultura hasta la fabricación de fósforos. ¿Cuál es el coeficiente del producto obtenido al igualar la reacción mediante el método de tanteo? Utilice la terminación **hipo-oso** y encierre el inciso correcto.

a) 1 **c)** 2

b) 3 **d)** 0

Resolución

Igualar la ecuación tomando en cuenta que la cantidad de reactivos es igual a la cantidad de productos.

$S + O_2 \rightarrow SO$

No metal + Oxígeno molecular → Anhídrido

Igualando la reacción

$$2\,S + O_2 \rightarrow 2\,SO$$

Nombramos al compuesto **SO** de la siguiente manera:

NT: Se antepone el nombre genérico **anhídrido**, seguido escribir el prefijo **hipo** para nombrar el no metal con la terminación **oso**.

Anhídrido hiposulfuroso

NS: Escribir el nombre genérico **óxido**, seguido del nombre del no metal con su número de oxidación en **números romanos** y entre paréntesis.

Óxido de azufre (II)

NI: Se antepone el prefijo "**mono**" para indicar la cantidad de oxígenos y seguido se nombra el **no metal**.

Monóxido de azufre

Respuesta: inciso c)

105. Este compuesto químico, de apariencia cristalina en polvo o en grumos de color blanco, es altamente tóxico para los organismos acuáticos, lo que lo hace peligroso para el medio ambiente. Está formado por un elemento del grupo VA, período 4 y oxígeno. ¿Cuál es el nombre de este anhídrido según la nomenclatura Stock? Utilice la terminación **oso** y encierre el inciso correcto.

a) Óxido de fósforo (III)
b) Óxido de antimonio (III)
c) Óxido de antimonio (V)
d) Óxido de arsénico (III)

Resolución

Primero escriba la fórmula del compuesto, escribir el símbolo del no metal (arsénico) y el oxígeno.

$$As\ O$$

El número de oxidación del arsénico a trabajar es +3 y del oxígeno -2, intercambiar los números de oxidación.

$$As^{+3}\ O^{-2}$$

La fórmula correcta del compuesto será:

$$As_2O_3$$

Nombramos al compuesto As_2O_3 de la siguiente manera:

NT: Se antepone el nombre genérico **anhídrido**, seguido nombrar el no metal con la terminación "**oso**".

Anhídrido arsenioso

NS: Escribir el nombre genérico **óxido**, seguido del nombre del no metal con su número de oxidación en **números romanos** y entre paréntesis.

Óxido de arsénico (III)

NI: Se antepone el prefijo "**tri** " para indicar la cantidad de oxígenos y seguido se antepone el prefijo "**di**" al nombrar el **no metal**.

Trióxido de diarsénico

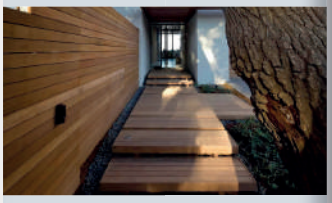
Respuesta: inciso d)

Dato importante

Usos y aplicaciones...

El trióxido de arsénico se emplea como material de partida para la producción de otros compuestos de arsénico, en la producción de vidrio y productos de vidrio, para crear pigmentos, herbicidas, fungicidas, insecticidas, rodenticidas, inhibidores de crecimiento, como mordiente y como preservador de madera.

Fuente:www.todini.com





Preservador para maderas
Fuente:www.easy.com.ar

Saber más...

Usos...

Como agente desecante es una sustancia que se utiliza para eliminar partículas de humedad que se encuentran en el ambiente; los típicos agentes desecantes están formados por anhídridos y sales hidratadas, que mediante su aplicación, éstas se hidratarán al absorber la humedad.

Fuente: dabesa.mx

También es utilizado en reacciones químicas, refinación del petróleo, como reactivo de laboratorio, fabricación de vidrio especiales para tubos de vacío y aumentar el punto de fusión del asfalto.



Fuente: www.anh.gob.bo

106. Este compuesto químico, formado por un elemento del grupo VA, período 3 y oxígeno, tiene la apariencia de un sólido cristalino blanco y es un potente agente desecante y deshidratante. ¿Cuál es el coeficiente del producto obtenido al igualar la reacción mediante el método de tanteo? Utilice la terminación **ico** y encierre el inciso correcto

a) 2 **c)** 5

b) 3 **d)** 1

Resolución

Igualar la ecuación tomando en cuenta que la cantidad de reactivos es igual a la cantidad de productos.

$$P + O_2 \rightarrow P_2O_5$$

No metal + Oxígeno molecular → Anhídrido

Igualando la reacción

$$4P + 5\,O_2 \rightarrow 2\,P_2O_5$$

Nombramos al compuesto P_2O_5 de la siguiente manera:

NT: Se antepone el nombre genérico **anhídrido**, seguido nombrar el no metal con la terminación "**ico**".

Anhídrido fosfórico

NS: Escribir el nombre genérico **óxido**, seguido del nombre del no metal con su número de oxidación en **números romanos** y entre paréntesis.

Óxido de fósforo (V)

NI: Se antepone el prefijo "**penta**" para indicar la cantidad de oxígenos y seguido se antepone el prefijo "**di** " al nombrar el **no metal**.

Pentaóxido de difósforo

Respuesta: inciso a)

107. Este compuesto químico es potencialmente peligroso y altamente reactivo cuando se disuelve en cloroformo. Está formado por un elemento de la familia de los nitrogenoides, período 2 y oxígeno. ¿Cuál es el nombre de este anhídrido según la nomenclatura tradicional? Utilice la terminación **ico** y encierre el inciso correcto.

a) Anhídrido nítrico **c)** Anhídrido fosfórico
b) Dióxido de selenio **d)** Anhídrido arsénico

Resolución

Primero escriba la fórmula del compuesto, escribir el símbolo del no metal (**nitrógeno**) y el oxígeno.

$$N \quad O$$

El número de oxidación del nitrógeno a trabajar es +5 y del oxígeno -2, intercambiar los números de oxidación.

$$N^{+5} \quad O^{-2}$$

La fórmula correcta del compuesto será:

$$N_2O_5$$

Nombramos al compuesto N_2O_5 de la siguiente manera:

NT: Se antepone el nombre genérico **anhídrido,** seguido nombrar el no metal con la terminación "**ico**".

Anhídrido nítrico

NS: Escribir el nombre genérico **óxido**, seguido del nombre del no metal con su número de oxidación en **números romanos** y entre paréntesis.

Óxido de nitrógeno (V)

NI: Se antepone el prefijo "**tri** " para indicar la cantidad de oxígenos y seguido se antepone el prefijo "**di** " al nombrar el **no metal**.

Pentaóxido de dinitrógeno

Respuesta: inciso a)

Saber más...

El nitrógeno en la industria farmacéutica

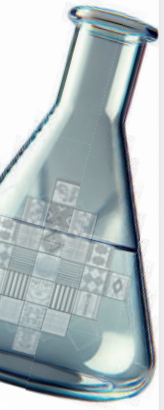
Es uno de los más exigentes sectores por sus altas exigencias de certificación de sus productos. La cantidad de controles que deben de superar para poder lanzar al mercado un medicamento es tremendamente exigente. El papel que juega el nitrógeno para farmacia es de proteger los medicamentos en sus blister, envase generalmente de plástico en forma de ampolla donde se encuentra envasado en atmosfera inerte el medicamento, para poder ser consumido con todas las garantías.

Fuente: gaslogic.es



Medicamentos en cápsulas
Fuente: nationalgeographic.es





Dato importante

Usos y aplicaciones...

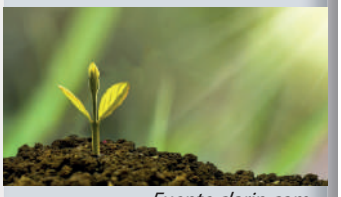
Uso en seguridad: el CO_2 se utiliza en extintores de incendios por ser un gas no combustible y que no reacciona químicamente con otras sustancias.



Fuente: tusocal.com

Agricultura: la utilización de dióxido de carbono en invernaderos favorece la fotosíntesis dando lugar a mayor crecimiento de las plantas.

Fuente: www.aimplas.es



Fuente:clarin.com

108. Este compuesto químico es un gas incoloro y no inflamable que se encuentra de forma natural y es esencial para la vida en la Tierra. Está formado por un elemento de la familia de los carbonoides (grupo IV A, período 2) y oxígeno. ¿Cuál es el coeficiente del producto obtenido al balancear la reacción mediante el método de tanteo? Utilice la terminación **oso** y encierre el inciso correcto.

a) 1 **c)** 2

b) 4 **d)** 6

Resolución

Igualar la ecuación tomando en cuenta que la cantidad de reactivos es igual a la cantidad de productos.

$$C + O_2 \rightarrow CO_2$$

No metal + Oxígeno molecular → Anhídrido

Igualando la reacción

$$1\,C + 1\,O_2 \rightarrow 1\,CO_2$$

Nombramos al compuesto CO_2 de la siguiente manera:

NT: Se antepone el nombre genérico **anhídrido**, seguido nombrar el no metal con la terminación **oso**.

Anhídrido carbonoso

NS: Escribir el nombre genérico **óxido**, seguido del nombre del no metal con su número de oxidación en **números romanos** y entre paréntesis.

Óxido de carbono (IV)

NI: Se antepone el prefijo "**di**" para indicar la cantidad de oxígenos y seguido se nombra el **no metal**.

Dióxido de carbono

Respuesta: inciso a)

109. Este compuesto, de aspecto sólido cristalino blanco e higroscópico, es el único óxido estable de yodo y se utiliza como agente oxidante para eliminar el monóxido de carbono del gas. Está formado por el elemento de la familia de los halógenos del grupo VII A, período 5 y oxígeno. ¿Cuál es el coeficiente del producto obtenido mediante la reacción igualada por el método de tanteo? Trabaje con la terminación "**ico**" y seleccione el inciso correcto.

a) 1 **c)** 2

b) 3 **d)** 5

Respuesta .....

110. Este compuesto químico, de aspecto cristalino y color amarillento a blanco, es un fuerte oxidante y muy nocivo para los organismos acuáticos. Está formado por un elemento de la familia de los anfígenos del grupo VI A, período 4 y oxígeno. ¿Cuál es el nombre de este óxido no metálico según la nomenclatura IUPAC? Trabaje con la terminación "**ico**" y seleccione el inciso correcto.

a) Trióxido de azufre **c)** Trióxido de selenio

b) Dióxido de azufre **d)** Dióxido de telurio

Respuesta .....

111. Este compuesto inorgánico se encuentra en fase gaseosa diluida y está formado por un elemento de la familia de los anfígenos del grupo VI A, periodo 3 junto con oxígeno. ¿Cuál es el nombre de este óxido no metálico según la nomenclatura Stock? Utilice la terminación "**hipo-oso**" y seleccione el inciso correcto.

a) Óxido de fósforo (III) **c)** Óxido de selenio (IV)

b) Óxido de azufre (II) **d)** Óxido de telurio (VI)

Respuesta .....



112. Es un compuesto de aspecto sólido blanco, soluble en ácidos, que se encuentra en la naturaleza en forma de los minerales valentinita y senarmontita. Está formado por un elemento de la familia de los nitrogenoides del grupo VA, periodo 5 y oxígeno. ¿Cuál es la fórmula correcta de este compuesto? Utilice la terminación "**oso**" y seleccione el inciso correcto.

a) N_2O_3 **c)** P_2O_5

b) P_2O_3 **d)** Sb_2O_3

Respuesta .....

113. Es un oxidante fuerte que reacciona violentamente con combustibles y ciertos compuestos orgánicos; además, es altamente corrosivo y nocivo para los organismos acuáticos. Está formado por un elemento del grupo VI A, periodo 3 y oxígeno. ¿Cuál es el coeficiente del producto obtenido al igualar la reacción por el método de tanteo? Utilice la terminación "**per-ico**" y seleccione el inciso correcto.

a) 3 **c)** 6

b) 2 **d)** 4

Respuesta .....

114. Es uno de los principales componentes de la arena, uno de los minerales más abundantes en la naturaleza. Sin embargo, es perjudicial para la salud, ya que puede causar silicosis. Está compuesto por el elemento con número atómico 14 y oxígeno. ¿Cuál es el nombre de este óxido no metálico según la nomenclatura tradicional? Recuerde utilizar la terminación "**ico**" y y seleccione el inciso correcto.

a) Anhídrido carbónico **c)** Anhídrido fosfórico

b) Anhídrido silícico **d)** Anhídrido selénico

Respuesta .....

ÓXIDOS ANFÓTEROS

Son compuestos binarios que resultan de la combinación de algunos elementos químicos con el oxígeno, formando óxidos básicos cuando se comportan como metales con sus valencias menores o óxidos ácidos cuando se comportan como no metales con sus valencias mayores.

Elementos anfóteros: algunos ejemplos
Bismuto: presenta dos valencias +3 y +5.
Actúa como metal con su valencia +3 y como no metal con su valencia +5.
Cromo: presenta tres valencias +2,+3,+6.
Actúa como metal con su valencia +2,+3 y como no metal con su valencia +6.
Nomenclatura:
Los óxidos anfóteros se nombran de la misma manera que los óxidos básicos y óxidos anhídridos en el sistema tradicional, Stock e I.U.P.A.C.

La deficiencia del **molibdeno** puede en manera importante reducir el metabolismo de N y el crecimiento del árbol, dando como resultado rendimiento pobre y de mala calidad.



Deficiencia de molibdeno en la flor de pascua
Fuente: pthorticulture



ÓXIDOS NEUTROS

Son combinaciones binarias oxigenadas de elementos no metálicos, que se conocen como anhídridos imperfectos, son el grupo de óxidos menos reactivos ya que estos no reaccionan con el agua, ácidos o bases.

El **CO** es uno de los peligros a la hora de calefaccionar el hogar en invierno. En los casos en que este gas imperceptible es tóxico, la falta de ventilación de los espacios puede llevar a una intoxicación grave o, incluso, la muerte.

DFuente: ambito.com

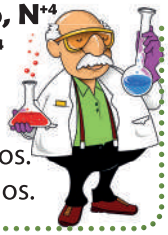


Fuente: www.a24.com

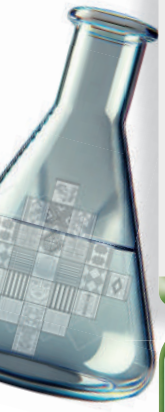
Elementos: Algunos ejemplos de elementos no metálicos que forman parte de este grupo son los siguientes:

Flúor, F^{+2}
Cloro, Cl^{+4}
Bromo, Br^{+4}
Yodo, I^{+4}
Nitrógeno, N^{+1}
Nitrógeno, N^{+2}
Nitrógeno, N^{+4}
Azufre, S^{+4}

Nomenclatura:
N.T.: No se utiliza este sistema
N.S.: Se nombran igual que los óxidos.
N.I.: Se nombran igual que los óxidos.



USOS Y APLICACIONES EN LA VIDA COTIDIANA



El uso principal del MnO_2 es para baterías de celda seca, como la batería alcalina y la batería de zinc-carbón. El MnO_2 también se utiliza como pigmento inorgánico en la producción de cerámica y vidrio y como precursor de otros compuestos de manganeso.



Fuente: reciclajecontemar.es *Fuente: www.durban.cl*

El titanio es el noveno elemento más abundante en el planeta.

El TiO_2 es un compuesto estable, que es aprovechado en la industria cosmética para la fabricación de pigmentos, protectores solares contra rayos ultravioleta (UVA), tintes para el cabello sobre todo en aquellos cuya presentación es en spray para aumentar su luminosidad del color, brillo y duración.





Protector solar
Fuente: www.isdin.com

CrO_3

El trióxido de cromo se utiliza en la industria de la galvanoplastia para recubrir objetos metálicos con una capa de cromo. Esto mejora la resistencia a la corrosión, proporciona una apariencia estética atractiva y aumenta la durabilidad de los objetos recubiertos.



Fuente: quimicaindustrial.cl

Investigación del dióxido de cloro llevado a cabo por la EMI

La Escuela Militar de Ingeniería, "Mcal. Antonio José de Sucre", entre otros proyectos expuso en el Campo Ferial Chuquiago Marka de la ciudad de La Paz, una investigación realizada sobre el dióxido de cloro en tres fases: 1.La obtención, 2.Control de calidad, 3. Elaboración de productos derivados en base a ClO_2 de uso externo, mismos que fueron valorados en su eficacia empleando modelos cuali-cuantitativos.



Fuente: www.emi.edu.bo

ÓXIDOS ANFÓTEROS

115. Este compuesto químico está formado por el elemento con número atómico 83 y oxígeno. Este elemento es quebradizo y de color blanco plateado y se emplea en aplicaciones como la soldadura, la fundición y en aleaciones de bajo punto de fusión. Trabaje el elemento anfótero como si fuera un no metal.

ANHÍDRIDO BISMÚTICO

Para escribir la fórmula general se necesita un no metal con valencia positiva y oxígeno.

El bismuto (Bi) presenta dos valencias:
Actúa como metal con su valencia +3
Actúa como **no metal** con su valencia +5
Oxígeno: O^{-2}

Fórmula general
Tomar en cuenta los siguientes pasos:
Escribir el símbolo del elemento (Bi) y el oxígeno.

$$Bi\ O$$

El número de oxidación del bismuto es 5+ y del oxígeno -2, intercambiar los números de oxidación.

$$Bi^{+5}\ O^{-2}$$

La fórmula correcta del compuesto será:

$$Bi_2O_5$$

116. Este compuesto se presenta en forma de cristales o escamas de color rojo oscuro. Escriba la fórmula general del compuesto formado por el elemento con número atómico 24 y oxígeno, considerando el elemento como un no metal.

Fórmula general
Tomar en cuenta los siguientes pasos:
Escribir el símbolo del no metal (**Cr**) y el oxígeno.

$$Cr\ O$$

El número de oxidación del cromo es +6 y del oxígeno -2, intercambiar los números de oxidación y simplificar.

$$Cr^{\overset{3}{+6}}\ O^{\overset{1}{-2}}$$

La fórmula correcta del compuesto será:

$$CrO_3$$

ANHÍDRIDO CRÓMICO

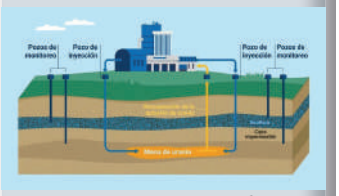
Para escribir la fórmula general se necesita un elemento con valencia positiva y oxígeno.

El cromo (Cr) presenta dos valencias:
Actúa como metal con su valencia +2 y +3
Actúa como **no metal** con su valencia +6
Oxígeno: O^{-2}

Saber más...

El **uranio** es el principal combustible de los reactores nucleares y debe ser gestionado adecuadamente y de manera segura y sostenible.

Durante el siglo XXI, se comenzó a extraer el uranio por el método "lixiviación in situ", se inyecta agua mezclada con otras sustancias a los depósitos subterráneos de uranio para extraer este elemento de la roca y bombearlo hasta la superficie.



Este líquido se transforma más tarde en la "torta amarilla".



Este es el primer paso del proceso denominado ciclo del combustible nuclear.

Fuente: www.lifeder.com

117. Este compuesto inorgánico está formado por el elemento con número atómico 92 y oxígeno. El uranio es uno de los más abundantes en la corteza terrestre, presente en las rocas, el suelo y los océanos. Nombre el compuesto utilizando las tres nomenclaturas conocidas, trabajando el elemento anfótero como un metal con número de oxidación +3.

Fórmula general

Para escribir la fórmula general se necesita un elemento con valencia positiva y oxígeno.

El **uranio (U)**

Tiene valencias +3,+4,+5,+6

Trabajaremos con la valencia +3

Escribir el símbolo del metal (U) y el oxígeno.

$$U\ O$$

Intercambiar los números de oxidación y simplificar.

$$U^{+3}\ O^{-2}$$

La fórmula correcta del compuesto será:

$$U_2O_3$$

Nombramos al compuesto U_2O_3 de la siguiente manera:

NT: Se antepone el nombre genérico **óxido**, seguido nombrar el metal con la terminación **ico**.

Óxido uránico

NS: Se antepone el nombre genérico **óxido** al nombre del metal con su número de oxidación en **números romanos** y entre paréntesis.

Óxido de uranio (III)

NI: Se antepone el prefijo "**tri** " para indicar la cantidad de oxígenos y seguido se antepone el prefijo "**di** " al nombrar el **metal**.

Trióxido de diuranio

118. Compuesto inorgánico también conocido como pirolusita, tiene apariencia de un polvo de color negro – marrón, formado por el elemento con número atómico 25 y oxígeno. Nombrar el compuesto en las tres nomenclaturas que conocemos, trabajar el elemento anfótero como no metal con número de oxidación +4.

Fórmula general

Para escribir la fórmula general se necesita un elemento con valencia positiva y oxígeno.

El **manganeso (Mn)**

Actúa como no metal con su valencia +4,+6,+7

Trabajaremos con la menor valencia +4

Escribir el símbolo del no metal (Mn) y el oxígeno.

$$Mn\ O$$

Intercambiar los números de oxidación y simplificar.

$$Mn^{+\cancel{4}}{}_{\cancel{2}}\ O^{-\cancel{2}}{}_{1}$$

La fórmula correcta del compuesto será:

$$MnO_2$$

Nombramos al compuesto MnO_2 de la siguiente manera:

NT: Se antepone el nombre genérico **anhídrido**, seguido nombrar el no metal con la terminación **"oso"**.

Anhídrido manganoso

NS: Se antepone el nombre genérico **óxido** al nombre del no metal con su número de oxidación en **números romanos** y entre paréntesis.

Óxido de manganeso (IV)

NI: Se antepone el prefijo **"di"** para indicar la cantidad de oxígenos y seguido se nombra el **no metal**.

Dióxido de manganeso

Saber más...

La pirolusita

La **pirolusita** o **manganesa blanda** es un mineral de mena del manganeso de color entre gris hierro o gris oscuro, de brillo metálico o terroso.

Aparece en condiciones de oxidación elevada en yacimientos sedimentarios propios o como producto secundario de otros yacimientos de manganeso. Se la encuentra en lagos, ciénagas, entornos marinos poco profundos o fondos oceánicos.



Fuente: vivescortadaimport.com

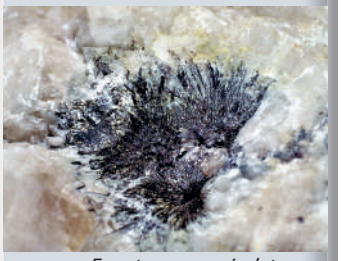
Saber más...

La karelianita es la forma mineral del óxido de vanadio (III), su nombre hace referencia al cinturón de esquistos de Karelia, región donde se encontró este mineral.

Se la encuentra en porciones ricas en sulfuros de bloques glaciares procedentes de rocas metamórficas, como esquistos o cuarcitas; también en depósitos primarios de uranio - vanadio no oxidados.

Fuente: rockidentifier.com





Fuente: www.mindat.org

119. Compuesto inorgánico con aspecto de polvo negro que vira a cristales azul índigo por la exposición al aire, formado por el elemento del grupo VB periodo 4 y oxígeno. Nombrar el compuesto en las tres nomenclaturas que conocemos, trabajar el elemento anfótero como metal con número de oxidación +3.

Fórmula general

Para escribir la fórmula general se necesita un elemento con valencia positiva y oxígeno.

El **vanadio (V)**

Actúa como **metal** con su valencia +2 y +3

Trabajaremos con la mayor valencia +3

Escribir el símbolo del metal (V) y el oxígeno.

$$V \quad O$$

Intercambiar los números de oxidación.

$$V^{+3} \quad O^{-2}$$

La fórmula correcta del compuesto será:

$$V_2O_3$$

Nombramos al compuesto V_2O_3 de la siguiente manera:

NT: Se antepone el nombre genérico **óxido**, seguido nombrar el metal con la terminación "**ico**".

Óxido vanádico

NS: Se antepone el nombre genérico **óxido** al nombre del metal con su número de oxidación en **números romanos** y entre paréntesis.

Óxido de vanadio (III)

NI: Se antepone el prefijo "**tri** " para indicar la cantidad de oxígenos y seguido se antepone el prefijo "**di**" al nombrar el **metal**.

Trióxido de divanadio

120. Este compuesto químico, de apariencia de polvo cristalino y color blanco, se utiliza principalmente como pigmento, catalizador, en pinturas y en materiales cerámicos, entre otros. Está compuesto por el elemento con número atómico 22 y oxígeno. Nombrar el compuesto en las tres nomenclaturas conocidas y trabajar el elemento anfótero como no metal con número de oxidación +4.

Fórmula general

Para escribir la fórmula general se necesita un elemento con valencia positiva y oxígeno.

El **titanio (Ti)**

Actúa como metal con su valencia +2 y +3

Actúa como **no metal** con su valencia **+4**

Trabajaremos con el no metal con valencia +4

Escribir el símbolo del no metal (Ti) y el oxígeno.

$$Ti \quad O$$

Intercambiar los números de oxidación y simplificar.

$$Ti^{+4}\ O^{-2} \rightarrow Ti^{2}\ O^{1}$$

La fórmula correcta del compuesto será:

$$TiO_2$$

Nombramos al compuesto TiO_2 de la siguiente manera:

NT: Se antepone el nombre genérico **anhídrido**, seguido nombrar el no metal con la terminación "**ico**".

Anhídrido titánico

NS: Se antepone el nombre genérico **óxido** al nombre del no metal con su número de oxidación en **números romanos** y entre paréntesis.

Óxido de titanio (IV)

NI: Se antepone el prefijo "**di**" para indicar la cantidad de oxígenos y seguido se nombra el **no metal**.

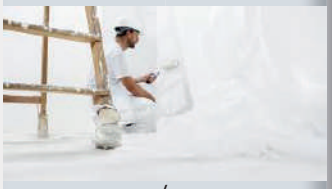
Dióxido de titanio

Dato importante

Usos y aplicaciones...

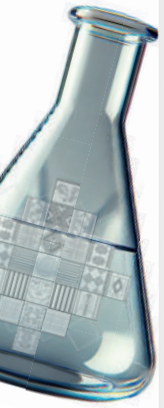
Tiene una amplia gama de aplicaciones, desde pintura hasta protector solar, hasta colorantes para alimentos. Cuando se utiliza como colorante para alimentos, tiene el número E171.

El dióxido de titanio es el pigmento blanco más usado y provee blancura y opacidad para pinturas, recubrimientos, plásticos y papel. Es resistente a las radiaciones UV y no se decolora durante un largo período de tiempo.



www.gab-neumann.com

Saber más...

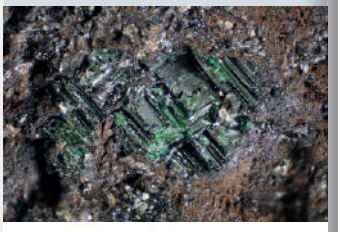


Manganosita

La manganosita es la forma mineral del óxido de manganeso (II), MnO. Fue descubierta en 1817 en una mina de la localidad de Elbingerode en el distrito de Harz (Sajonia-Anhalt, Alemania).

Es un mineral transparente o translúcido con brillo vítreo, cuyo color verde esmeralda se oscurece a negro al ser expuesto.

Fuente: rockidentifier.com





Fuente: www.mindat.org

121. Compuesto químico formado por un elemento del grupo VII B, período 4 y oxígeno. De apariencia cristalina y color verde, se encuentra de forma natural en el mineral conocido como manganosita. Es necesario obtener e igualar la ecuación de formación, con la fórmula obtenida proceda a nombrar el compuesto obtenido en las tres nomenclaturas conocidas, considerando el elemento anfótero como **metal** con número de oxidación +2.

Ecuación de formación

Igualar la ecuación tomando en cuenta que la cantidad de reactivos es igual a la cantidad de productos.

$$Mn + O_2 \rightarrow MnO$$

Metal + Oxígeno molecular → Óxido anfótero

$$2\,Mn + O_2 \rightarrow 2\,MnO$$

Nomenclatura

Nombramos al compuesto **MnO** de la siguiente manera:

NT: Se antepone el nombre genérico **óxido**, seguido nombrar el metal con la terminación "**oso**".

Óxido manganoso

NS: Se antepone el nombre genérico **óxido** al nombre del metal con su número de oxidación en **números romanos** y entre paréntesis.

Óxido de manganeso (II)

NI: Se antepone el prefijo "**mono**" para indicar la cantidad de oxígenos y seguido se nombra el **metal**.

Monóxido de manganeso

122. Compuesto químico formado por un elemento del grupo V-B, período 4 y oxígeno. Este compuesto, de apariencia sólida marrón o amarilla, se encuentra en la naturaleza como el mineral shcherbinaite. Es necesario obtener e igualar la ecuación de formación, además de nombrar el compuesto en las tres nomenclaturas conocidas. Trabaje el elemento anfótero como **no metal** con número de oxidación +5.

Ecuación de formación

Igualar la ecuación tomando en cuenta que la cantidad de reactivos es igual a la cantidad de productos.

$$V + O_2 \rightarrow V_2O_5$$

No metal + Oxígeno molecular → Óxido anfótero

$$4\ V + 5\ O_2 \rightarrow 2\ V_2O_5$$

Nomenclatura

Nombramos al compuesto V_2O_5 de la siguiente manera:

NT: Se antepone el nombre genérico **anhídrido**, seguido nombrar el no metal con la terminación **ico**.

Anhídrido vanádico

NS: Se antepone el nombre genérico **óxido** al nombre del metal con su número de oxidación en **números romanos** y entre paréntesis.

Óxido de vanadio (V)

NI: Se antepone el prefijo "**penta**" para indicar la cantidad de oxígenos y seguido se antepone el prefijo "**di**" al nombrar el **no metal**.

Pentaóxido de divanadio

Saber más...

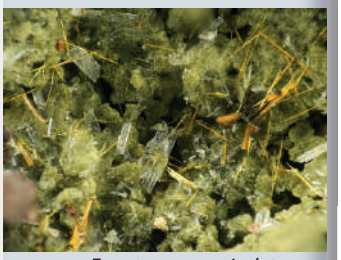
Debido a su alto estado de oxidación, es un óxido anfótero y un agente oxidante. Desde la perspectiva industrial, es el compuesto más importante de vanadio, siendo el principal precursor de las aleaciones de vanadio y es un catalizador industrial ampliamente utilizado.



Fuente: www.bbvaopenmind.com

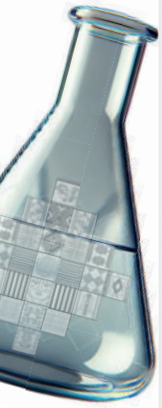
La forma mineral de este compuesto, la shcherbinaite, es extremadamente rara y casi siempre se encuentra entre las fumarolas.

Fuente: www.lcrl.net



Fuente: www.mindat.org

Saber más...



El molibdeno es esencial para el metabolismo de nitrógeno en la producción de cítricos.

Su deficiencia puede en manera importante reducir el metabolismo de N y el crecimiento del árbol, dando como resultado rendimiento pobre y de mala calidad.

Carencias de molibdeno se ven en verano en forma de puntos amarillos intervenales en las hojas.

Fuente: www.yara.bo



Fuente: azud.com

123. Compuesto químico utilizado en la fabricación de molibdeno metálico, el cual se emplea como aditivo en aceros y aleaciones resistentes a la corrosión. Está formado por un elemento del grupo VI B, período 5, de los metales de transición y oxígeno. ¿Cuál es el nombre de este compuesto según la nomenclatura I.U.P.A.C.? Trabaje con el número de oxidación +6 y encierre el inciso correcto.

a) Trióxido de wolfran
b) Trióxido de molibdeno
c) Trióxido de dimolibdeno
d) Hexaóxido de dicromo

Resolución

Igualar la ecuación tomando en cuenta que la cantidad de reactivos es igual a la cantidad de productos.

Mo	$+$	O_2	$\rightarrow$	MoO_3
No metal	+	oxígeno molecular	$\rightarrow$	óxido anfótero

$$2Mo + 3\,O_2 \rightarrow 2\,MoO_3$$

Nomenclatura

Nombramos al compuesto MoO_3 de la siguiente manera:

NT: Se antepone el nombre genérico **anhídrido**, seguido nombrar el no metal con la terminación "**ico**".

Anhídrido molíbdico

NS: Escribir el nombre genérico **óxido**, seguido del nombre del no metal con su número de oxidación en **números romanos** y entre paréntesis.

Óxido de molibdeno (VI)

NI: Se antepone el prefijo "**tri**" para indicar la cantidad de oxígenos y seguido se nombra el **no metal**.

Trióxido de molibdeno

Respuesta: inciso b)

124. Compuesto químico de apariencia sólida y color amarillo, insoluble en agua y soluble en álcalis. Está formado por el elemento del grupo VI B, con número atómico 74 y oxígeno. ¿Cuál es el nombre de este compuesto en la nomenclatura Stock? Trabaje con el número de oxidación +6 y encierre el inciso correcto.

a) Óxido de wolframio (VI)
b) Óxido de molibdeno (VI)
c) Óxido de uranio (VI)
d) trióxido de wolframio

Resolución

Igualar la ecuación tomando en cuenta que la cantidad de reactivos es igual a la cantidad de productos.

$$W + O_2 \rightarrow WO_3$$

No metal + oxígeno molecular → óxido anfótero

$$2W + 3\,O_2 \rightarrow 2\,WO_3$$

Nomenclatura

Nombramos al compuesto WO_3 de la siguiente manera:

NT: Se antepone el nombre genérico **anhídrido**, seguido nombrar el no metal con la terminación "**ico**".

Anhídrido wolfrámico

NS: Escribir el nombre genérico **óxido**, seguido del nombre del no metal con su número de oxidación en **números romanos** y entre paréntesis.

Óxido de wolframio (VI)

NI: Se antepone el prefijo "**tri**" para indicar la cantidad de oxígenos y seguido se nombra el **no metal**.

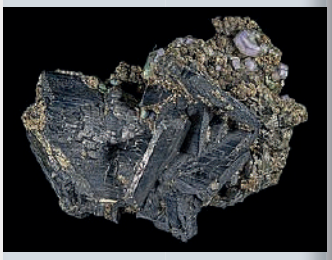
Trióxido de wolframio

Respuesta: inciso a)

Saber más...

Debido a su dureza y capacidad para soportar el calor, el wolframio es muy adecuado como componente crítico de las herramientas de corte utilizadas para perforar, prensar u otros metales, hormigón o roca (por ejemplo, brocas domésticas, herramientas de fabricación de metal, herramientas de dentistas, etc).

Fuente: www.saloro.com



Wolframio extraído de una mina

Fuente: www.diariodenavarra.es



125. Compuesto formado por el elemento con número atómico 23, situado en el grupo VB y oxígeno. Una característica principal de este compuesto es que se comporta como un aislante a temperatura ambiente, lo que lo hace muy útil para aplicaciones electrónicas. ¿Cuál es la fórmula correcta de este compuesto? Trabaje el elemento como no metal con su menor valencia y encierre el inciso correcto

a) W_2O_5 **c)** Ti_2O_3

b) U_2O_3 **d)** VO_2

Respuesta .....

126. Es un compuesto de color rojo oscuro o verde es un explosivo peligroso y un agente oxidante. Formado por el elemento con número atómico 25, situado en el grupo VIIB y oxígeno. ¿Cuál es el coeficiente del producto obtenido mediante la reacción igualada por el método de tanteo? Trabajar el elemento como no metal con su valencia +7 y encierre el inciso correcto.

a) 7 **c)** 2

b) 3 **d)** 4

Respuesta .....

127. Compuesto químico con diversas aplicaciones en la síntesis orgánica y en el tratamiento de superficies mediante galvanización decorativa o funcional. Se debe tener cuidado debido a su corrosividad y toxicidad. Está formado por el elemento situado en el grupo VIB, periodo 4 y oxígeno. ¿Cuál es el nombre de este compuesto en la nomenclatura I.U.P.A.C.? Trabaje el elemento como no metal y encierre el inciso correcto.

a) Trióxido de cromo **c)** Trióxido de dibismuto

b) Dióxido de dimanganeso **d)** Pentaóxido de dimolibdeno

Respuesta .....

ÓXIDOS NEUTROS

128. Compuesto químico que, en su estado puro, es un gas de color amarillo rojizo en condiciones normales. Es un oxidante y causa irritación por inhalación. Escriba la fórmula general e iguale la reacción de formación del óxido neutro formado por el elemento de la familia de los halógenos, con número atómico 17 y oxígeno

Resolución

Para escribir la fórmula general se necesita un elemento no metálico con número de oxidación especial y oxígeno.

No metal: Cloro (Cl), trabajaremos con la valencia +4
Oxígeno: O^{-2}

Fórmula general

Tomar en cuenta los siguientes pasos:

Escribir el símbolo del elemento (Cl) y el oxígeno.

$$Cl\ O$$

El número de oxidación especial del cloro es +4 y del oxígeno -2, intercambiar los números de oxidación y simplificar.

$$Cl^{+4}\ O^{-2}$$

La fórmula correcta del compuesto será:

$$ClO_2$$

Igualar la ecuación tomando en cuenta que la cantidad de reactivos es igual a la cantidad de productos.

$$Cl + O_2 \rightarrow ClO_2$$

No metal + oxígeno molecular → óxido neutro

Igualando la reacción

$$Cl + O_2 \rightarrow ClO_2$$ Dióxido de cloro

Saber más...

Aplicaciones...

Usos para la agricultura.- para la desinfección de sustratos y desinfección de salas de cultivo de hongos.



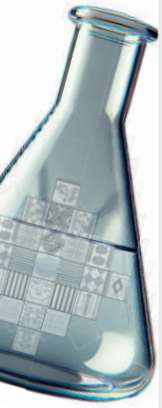
Aplicación en explotaciones intensivas.- Se aconseja la desinfección diaria con **dióxido de cloro** en presencia de aves de corral para reducir el avance en profilaxis de las infecciones por el virus de la influenza aviar.



Higiene, limpieza y desinfección.– El dióxido de cloro es un agente desinfectante recomendado para el mantenimiento de las condiciones higiénicas adecuadas en cualquier explotación porcina intensiva.

Fuente: dioxidodecloroleven.com

Saber más...



Importancia de una pasta de dientes que contiene flúor

Las pastas dentales que contienen flúor reducen el desarrollo de la caries en un 24%.

El flúor se añade a las pastas dentales porque se ha encontrado que es beneficioso en el fortalecimiento de las superficies dentales y la prevención de caries dentales.

La pasta dental con flúor no está destinada a ser ingerida.



Fuente: www. Acffglobal.org

129. Compuesto químico formado por el elemento del grupo VIIA, periodo y oxígeno. Este elemento es un mineral natural que se encuentra en la corteza terrestre, en algunos alimentos y en depósitos de agua. Nombre el óxido neutro utilizando las tres nomenclaturas que conocemos, trabajando con la valencia especial +2.

Fórmula general

Tomar en cuenta los siguientes pasos:
Escribir el símbolo del elemento (F) y el oxígeno.

$$F \quad O$$

El número de oxidación especial del flúor es 2+ y del oxígeno 2-, intercambiar los números de oxidación y para este compuesto **no** se simplifica.

$$F^{+2}O^{-2}$$

La fórmula correcta del compuesto será:

$$F_2O_2$$

Nomenclatura

Nombramos al compuesto F_2O_2 de la siguiente manera:

NT: No se utiliza este sistema.

NS: Escribir el nombre genérico **óxido**, seguido del nombre del no metal con su número de oxidación en **números romanos** y entre paréntesis.

Óxido de flúor (II)

NI: Se antepone el prefijo "**di**" para indicar la cantidad de oxígenos y seguido también se antepone el prefijo "**di**" al nombrar el **no metal**.

Dióxido de diflúor

130. Compuesto químico formado por el elemento de la familia de los nitrogenoides, periodo 2 y oxígeno. Se encuentra en forma de gas volátil, incoloro y ligeramente tóxico, que provoca un estado eufórico en las personas. Realice la reacción de formación del óxido neutro, iguale la ecuación y nómbrelo utilizando las tres nomenclaturas que conocemos. Trabaje con el número de oxidación +1.

Ecuación de formación

Igualar la ecuación tomando en cuenta que la cantidad de reactivos es igual a la cantidad de productos.

$$N + O_2 \rightarrow N_2O$$

No metal + Oxígeno molecular → Óxido neutro

$$4\,N + O_2 \rightarrow 2\,N_2O$$

Nomenclatura

Nombramos al compuesto N_2O de la siguiente manera:

NT: No se utiliza este sistema.

NS: Escribir el nombre genérico **óxido**, seguido del nombre del no metal con su número de oxidación en **números romanos** y entre paréntesis.

Óxido de nitrógeno (I)

NI: Se antepone el prefijo "**mono**" para indicar la cantidad de oxígenos y seguido se antepone el prefijo "**di**" al nombrar el **no metal**.

Monóxido de dinitrógeno

Saber más...

A nivel global, aproximadamente el 40% del total de emisiones de N_2O proviene de actividades del ser humano, conocido como óxido nitroso.

Agricultura, el óxido nitroso puede ser el resultado de diversas actividades de manejo de tierras agrícolas y de otras prácticas de cultivo, del manejo del estiércol o de la quema de residuos agrícolas.

Combustión de combustibles, se emite óxido nitroso al quemar combustibles.

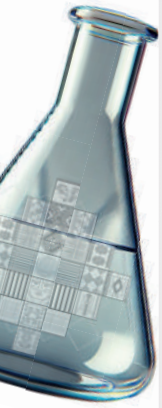
Industria, el óxido nitroso se genera como un producto derivado durante la producción de sustancias químicas como el ácido nítrico.

Residuos, también se genera óxido nitroso en el tratamiento de aguas residuales domésticas durante la nitrificación y desnitrificación del nitrógeno presente.



Fuente: www.lavanguardia.com

Saber más...



Conocido como óxido nítrico, tiene un efecto vasodilatador, lo que significa que contribuye a la expansión de los vasos sanguíneos.

Por lo anterior, su principal tarea es regular la presión arterial. Existen suplementos que prometen aumentar su disponibilidad en el organismo, estos no contienen óxido nítrico como tal, sino nutrientes que el cuerpo utiliza para "construirlo".

Si se va consumir algún suplemento se debe consultar antes con un especialista para saber el adecuado para tu organismo.

Fuente: www.farmaciasanpablo.com.mx



Fuente: www.enasport.com



Fuente:Cambiatufisico.com

131. Compuesto de apariencia incolora que tiene efectos en la atmósfera, ya que contribuye a la lluvia ácida y a la formación de smog. Sin embargo, también se utiliza en medicina para regular la presión arterial. Está formado por el elemento con número atómico 7 y oxígeno. ¿Cuál es el coeficiente del producto obtenido mediante la reacción igualada por el método de tanteo? Trabaje con el número de oxidación +2 y encierre el inciso correcto.

a) 2 **c)** 4

b) 1 **d)** 6

Ecuación de formación

Igualar la ecuación tomando en cuenta que la cantidad de reactivos es igual a la cantidad de productos.

$$N + O_2 \rightarrow NO$$

No metal + oxígeno molecular → óxido neutro

$$2\,N + O_2 \rightarrow 2\,NO$$

Nomenclatura

Nombramos al compuesto **NO** de la siguiente manera:

NT: No se utiliza este sistema.

NS: Escribir el nombre genérico **óxido**, seguido del nombre del no metal con su número de oxidación en **números romanos** y entre paréntesis.

Óxido de nitrógeno (II)

NI: Se antepone el prefijo "**mono**" para indicar la cantidad de oxígenos y seguido se nombra el **no metal**.

Monóxido de nitrógeno

Respuesta: inciso a)

132. Es un gas de color rojo oscuro a naranja, que al liberarse en el aire se presenta como una neblina de color marrón rojizo y actúa como un contaminante atmosférico. Está formado por el elemento del grupo VA, periodo 2 y oxígeno. ¿Cuál es el nombre de este óxido neutro en la nomenclatura STOCK? Trabaje con el número de oxidación +4 y encierre el inciso correcto.

a) Óxido de flúor (II)
b) Tetraóxido de diyodo
c) Monóxido de diazufre
d) Óxido de nitrógeno (IV)

Ecuación de formación

Igualar la ecuación tomando en cuenta que la cantidad de reactivos es igual a la cantidad de productos.

$N + O_2 \rightarrow NO_2$

No metal + oxígeno molecular → óxido neutro

$$N + O_2 \rightarrow NO_2$$

Nomenclatura

Nombramos al compuesto NO_2 de la siguiente manera:

NT: No se utiliza este sistema.

NS: Escribir el nombre genérico **óxido**, seguido del nombre del no metal con su número de oxidación en **números romanos** y entre paréntesis.

Óxido de nitrógeno (IV)

NI: Se antepone el prefijo "**di**" para indicar la cantidad de oxígenos y seguido se nombra el **no metal**.

Dióxido de nitrógeno

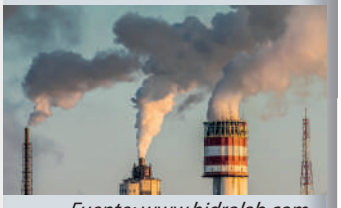
Respuesta: inciso d)

¿SABIAS QUÉ?

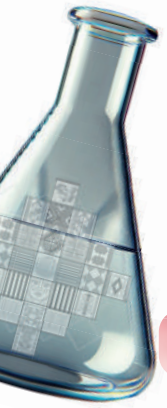
Las consecuencias del dióxido de nitrógeno en el aire

El dióxido de nitrógeno lo podemos ver presente a diario en acciones como las personas que fuman cigarro o en la combustión que producen los vehículos a través de la emisión de los gases que estos liberan y que, a su vez al entrar en contacto con el aire, genera contaminación ambiental y deterioro en su calidad.

La exposición al dióxido de nitrógeno en el aire, puede provocar serios efectos sobre la salud de un ser humano como irritación en los pulmones y disminuir la función pulmonar, además se corre el riesgo de contraer enfermedades de carácter respiratorio en niños y adultos como bronquitis aguda, tos convulsiva y flema.



Fuente: www.hidrolab.com



133. Compuesto de color negro, marrón o pardo, insoluble en agua e inestable, que se oxida en sílice al contacto con el aire. Es ampliamente utilizado para el recubrimiento de metales, en materiales semiconductores y en pigmentación. Está formado por el elemento de la familia de los carbonoides, grupo IVA, periodo y oxígeno. ¿Cuál es el coeficiente del producto obtenido mediante la reacción igualada por el método de tanteo? Trabaje con el número de oxidación +2 y encierre el inciso correcto.

a) 1 **c)** 2

b) 3 **d)** 5

Respuesta .....

134. Compuesto formado por el elemento de la familia de los nitrogenoides, grupo VA, periodo 2 y oxígeno. Este compuesto es un gas inorgánico y contaminante atmosférico que se encuentra en el aire que respiramos. Sus fuentes comunes incluyen el tráfico, las emisiones de gases industriales, entre otros. ¿Cuál es el nombre de este óxido neutro en la nomenclatura I.U.P.A.C.? Trabaje con el número de oxidación +4 y encierre el inciso correcto.

a) Monóxido de diazufre **c)** Monóxido de carbono

b) Dióxido de nitrógeno **d)** Dióxido de cloro

Respuesta .....

135. Es un gas incoloro que se produce por la combustión incompleta del carbón al encender combustibles como gas natural, gasolina, carbón, entre otros. La inhalación de este gas puede provocar intoxicaciones e incluso causar la muerte. Está formado por el elemento del grupo IVA, periodo 2 y oxígeno. ¿Cuál es el nombre de este óxido neutro en la nomenclatura Stock? Trabaje con el número de oxidación +2 y encierre el inciso correcto.

a) Óxido de yodo (IV) **c)** Monóxido de carbono

b) Óxido de cloro (IV) **d)** Óxido de carbono (II)

Respuesta .....

ÁCIDOS OXÁCIDOS
ÁCIDOS POLIHIDRATADOS
DERIVADOS DE LOS OXÁCIDOS (TIOÁCIDOS)

Son también llamados oxoácidos, son compuestos ternarios porque están formados por tres elementos químicos: hidrógeno, no metal y oxígeno.
El número de cargas positivas debe ser igual al número de cargas negativas.

Fórmula general

$$H^{+}\ NM^{+}\ O^{2-}$$

H^{1+} = Hidrógeno
NM^{+} = No metal
O^{2-} = Oxígeno

Formación química

Resulta de combinar los óxidos ácidos o anhídridos con el agua.

Óxido no metálico + agua → ácido oxácido

Ejemplo. -

$SO_3 + H_2O \rightarrow H_2SO_4$ Ácido sulfúrico

Ácidos polihidratados

Se denominan polihidratados por formar varios ácidos a partir de un mismo anhídrido, dando así tres ácidos oxácidos diferentes, se forman los prefijos "**meta", "piro" y "orto**".
Los elementos no metálicos son: P, As, Sb y Si, B, V, Ti.
(Para el **Si** y **Ti** estos prefijos no tienen el mismo significado).

Ejemplo de ácidos polihidratados

META: H NM O_x
$P_2O_3 + H_2O \rightarrow H_2P_2O_4 \rightarrow 2HPO_2$ ácido metafosforoso
PIRO: $H_4NM_2\ O_X$
$P_2O_3 + 2H_2O \rightarrow H_4P_2O_5$ ácido pirofosforoso
ORTO: $H_3NM\ O_X$
$P_2O_3 + 3H_2O \rightarrow H_6P_2O_6 \rightarrow 2H_3PO_3$ ácido ortofosforoso
*NM: No metal

Derivados de oxácidos

Se obtienen por la sustitución parcial o total de los oxígenos de un ácido oxácido con iones sulfuro o peroxo, o algún elemento de la familia de los halógenos (Cl, Br, I, F) dependiendo el caso.



Cuatro plantas químicas en Uyuni generarán empleos y dinamizarán la economía

Las plantas industriales de Ácido Sulfúrico, Planta de Ácido Clorhídrico e Hidróxido de Sodio, Planta de Hidróxido de Calcio y la Planta de Carbonato de Sodio serán edificadas en el municipio de Uyuni, provincia Antonio Quijarro del departamento de Potosí.

La industria química será el motor de calidad y progreso generando empleos directos e indirectos para los bolivianos. Se busca contribuir con el desarrollo de la industria química, contando con propia materia prima y reduciendo las importaciones.



Fuente: www.sedem.gob.bo



La Industria Boliviana Química será edificada en el municipio de Uyuni, Potosí.

Fuente: Agencia boliviana de información

Los colorantes azoicos se obtienen mediante diazotación con uso del ácido nitroso

Este tipo de colorantes están autorizados para uso como aditivos en la industria de alimentación y su característica principal es la solubilidad en agua. Al grupo de los colorantes para alimentos de este tipo pertenecen la tartracina, el amarillo anaranjado, la azorrubina, el amaranto, el rojo cochinilla. La tartrazina es ampliamente empleada en la industria y ejemplos de sus aplicaciones son los productos de repostería, conservas, salsas, derivados cárnicos, helados, postres y confitería.



fuente: farbe.com.mx

Una de las principales aplicaciones del **ácido ortofosfórico** se utiliza en la elaboración de bebidas no alcohólicas, néctares, zumos, panadería, polvos de hornear, aceitunas, quesos fundidos o rallados donde actúa como aditivo alimentario y se reconoce con el número E338.



Fuente: www.freepik.es

ÁCIDOS OXÁCIDOS U OXOÁCIDOS

136. Sustancia que produce de forma natural nuestro organismo, es producido por nuestros glóbulos blancos para combatir infecciones, este ácido es uno de los más eficaces y más antiguo desinfectante. Está formado por el anhídrido hipocloroso más agua. Escriba la fórmula general del compuesto e iguale la ecuación de formación.

Fórmula general

Tomar en cuenta los siguientes pasos:
Escribir los símbolos del hidrógeno, no metal (Cl) y el oxígeno.

H Cl O

El cloro trabaja con valencia +1, como es número impar, se agrega solo **1** hidrógeno (no se escribe en la fórmula).

HClO

Se suma el número de hidrógenos (1) con la valencia del cloro (1), el resultado es = **2**, se divide entre 2 dando resultado = **1** (no es necesario colocar en la fórmula).

La fórmula correcta del compuesto será:

HClO

Equilibrar la carga total del ácido:
H: Hidrógeno, con valencia positiva +1
No metal: Cloro, con la valencia +1
O^{-2}: Oxígeno, con valencia -2
Para que el compuesto sea neutro, la suma de las cargas de todos los átomos debe ser igual a 0:

$$1\times(+1)+1\times(+1)+1\times(-2) = 0$$
$$+1 \quad +1 \quad -2 = 0$$

El subíndice en la fórmula **HClO** no necesita incluir explícitamente el "-2" del oxígeno porque el subíndice en la fórmula química indica la cantidad de átomos, no sus cargas individuales.

Saber más...

El **ácido hipocloroso** es reconocido como el desinfectante más eficaz, seguro y biológico de la familia del cloro.
Este producto químico se utiliza ahora en muchas industrias, comercios, empresas y locales. Estas incluyen: procesamiento de alimentos, desinfección del hospital, la curación de las heridas, odontología, colegios, veterinaria, tratamiento del agua.

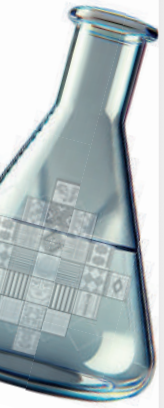
Fuente: axoncomunicacion.net





Fuente: wasservac.com

Dato importante



Usos y aplicaciones...

Debido a su capacidad corrosiva, este químico se usa sobre todo a nivel industrial.

Se utiliza en:

Fabricación de fertilizantes: Los fertilizantes que contienen fosfato se elaboran principalmente con ácido sulfúrico, produciendo el ácido fosfórico, que es mucho más seguro de manipular.



Fuente: www.fervalle.com

Baterías de los automóviles: Las baterías de los coches son capaces de producir energía gracias a la reacción química creada entre el plomo y el ácido sulfúrico.

Refinería de petróleo: El ácido sulfúrico se usa de forma habitual para el proceso de refinación del petróleo, ya que el petróleo tal cual necesita un ácido como catalizador.

Fuente:fluideco.com

137. Compuesto químico usado en varios sectores industriales, es muy reactivo y altamente corrosivo por lo que se debe tener precaución en su manipulación. Está formado por el trióxido de azufre más agua. Escriba la fórmula general e iguale la ecuación de formación.

Fórmula general

Tomar en cuenta los siguientes pasos:
Escribir los símbolos del hidrógeno, no metal (S) y el oxígeno.

$$H\ S\ O$$

El azufre trabaja con valencia +6, es número **par**, por tantose agrega **2** hidrógenos a la fórmula.

$$H_2\ S\ O$$

Se suma el número de hidrógenos (2) más la valencia del azufre (6), el resultado es = 8. Este resultado se divide entre 2, dando = **4** (colocar como subíndice del oxígeno en la fórmula).

La fórmula correcta del compuesto será:

$$H_2SO_4$$

Equilibrar la carga total del ácido:
H: Hidrógeno, con valencia positiva +1
No metal: Azufre, con la valencia +6
O^{-2}: Oxígeno, con valencia -2
Para que el compuesto sea neutro, la suma de las cargas de todos los átomos debe ser igual a 0:

$$2\times(+1)+1\times(+6)+4\times(-2) = 0$$
$$+2 \quad +6 \quad -8 = 0$$

El subíndice en la fórmula H_2SO_4 no necesita incluir explícitamente el "-2" del oxígeno porque el subíndice en la fórmula química indica la cantidad de átomos, no sus cargas individuales.

138. Compuesto que en estado puro es un líquido incoloro y cuando es impuro presenta un color amarillento, siendo un compuesto oxidante altamente corrosivo e inestable cuando es expuesto a metales. Este ácido está formado por el anhídrido nítrico y agua. Escriba la fórmula general e iguale la ecuación de formación.

Fórmula general

Tomar en cuenta los siguientes pasos:
Escribir los símbolos del hidrógeno, no metal (N) y el oxígeno.

H N O

El nitrógeno trabaja con valencia +5, es número **impar**, se agrega **1** hidrógeno (no se escribe en la fórmula).

H N O

Se suma el número de hidrógenos (1) más la valencia del nitrógeno (5), el resultado es = 6. Este resultado se divide entre 2, dando = **3** (colocar como subíndice del oxígeno en la fórmula).

La fórmula correcta del compuesto será:

$$HNO_3$$

Ecuación de formación

Igualar la ecuación tomando en cuenta que la cantidad de reactivos es igual a la cantidad de productos.
Resultan de combinar los óxidos ácidos o anhídridos con agua.

$$N_2O_5 + H_2O \rightarrow HNO_3$$

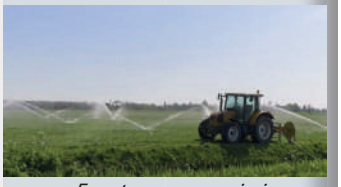
Anhídrido + agua → ácido oxácido

Igualando la reacción

$$N_2O_5 + H_2O \rightarrow 2\,HNO_3$$ Ácido nítrico

Saber más...

Conocido también como nitrato de hidrógeno. Se utiliza principalmente en:
Agricultura: Se usa como aporte de nitrógeno en cultivos de riego, su función principal es acidificar la solución fertilizante con el fin de equilibrar su pH para obtener la correcta solubilidad en el suelo.



Fuente: www.arquimi.com

Productos de limpieza

El uso del ácido nítrico en la formulación de productos para limpieza se ha popularizado como agente quitamanchas para baldosas, estufas y metales.

Limpieza de productos de joyería

También se utiliza ácido nítrico en la formulación de productos para limpiar joyas de plata u oro, donde elimina las manchas y evita el desgaste del metal.

Fuente: tienda.pochteca.com.mx

Dato importante

Usos y aplicaciones...

Se usa en la industria textil para blanquear tejidos.



Fuente: tintfinish.com

También se emplea en la fabricación de productos químicos.

Es un compuesto inestable con propiedades oxidantes y desinfectantes.

En la industria alimentaria, se utiliza como agente desinfectante para eliminar microorganismos patógenos en superficies y equipos de procesamiento.



Fuente: somprevencio.cat

Además, este compuesto químico tiene aplicaciones en el tratamiento de aguas, ya que su carácter oxidante le permite neutralizar bacterias, virus y otros agentes contaminantes presentes en el agua.

Fuente: quimicaly.com

139. Líquido incoloro e inestable que tiene un olor penetrante, a temperatura ambiente es altamente reactivo y se descompone fácilmente, causa irritación en contacto con la piel y ojos siendo peligroso en casos de inhalación e ingestión. Está formado por el anhídrido cloroso más agua. Escriba la fórmula general e iguale la ecuación de formación.

Fórmula general

Tomar en cuenta los siguientes pasos:

Escribir los símbolos del hidrógeno, no metal (Cl) y el oxígeno.

$$H\ Cl\ O$$

El cloro trabaja con valencia +3, es número **impar**, se agrega un hidrógeno (no se escribe en la fórmula).

$$H\ Cl\ O$$

Se suma el número de hidrógenos (1) más la valencia del cloro (3), nos da = 4. Este resultado dividir entre 2 dando como resultado = **2** (se coloca como subíndice al oxígeno en la fórmula).

La fórmula correcta del compuesto será:

$$HClO_2$$

Ecuación de formación

Igualar la ecuación tomando en cuenta que la cantidad de reactivos es igual a la cantidad de productos.

Resultan de combinar los óxidos ácidos o anhídridos con agua.

$$Cl_2O_3 + H_2O \rightarrow HClO_2$$

Anhídrido + agua → ácido oxácido

Igualando la reacción

$$Cl_2O_3 + H_2O \rightarrow 2\ HClO_2$$ Ácido cloroso

140. Compuesto de apariencia de un sólido higroscópico de color blanco que es soluble en agua y alcohol, al entrar en contacto con la piel y ojos es muy peligroso que puede causar irritación. Este ácido está formado por el dióxido de selenio y agua. Escriba la fórmula general e iguale la ecuación de formación.

Fórmula general

Tomar en cuenta los siguientes pasos:

Escribir los símbolos del hidrógeno, no metal (Se) y el oxígeno.

$$H\ Se\ O$$

El selenio trabaja con valencia +4, es un número **par**, se agrega dos hidrógenos en la fórmula.

$$H_2\ Se\ O$$

Se suma el número de hidrógenos (2) más la valencia del selenio (4), nos da = 6. Este resultado se divide entre 2 dando como resultado = **3** (se coloca como subíndice al oxígeno en la fórmula).

La fórmula correcta del compuesto será:

$$H_2SeO_3$$

Ecuación de formación

Igualar la ecuación tomando en cuenta que la cantidad de reactivos es igual a la cantidad de productos.

Resultan de combinar los óxidos ácidos o anhídridos con agua.

$$SeO_2 + H_2O \rightarrow H_2SeO_3$$

Anhídrido + agua → ácido oxácido

Igualando la reacción

$$SeO_2 + H_2O \rightarrow H_2SeO_3$$ Ácido selenioso

Saber más...

El uso principal es proteger y cambiar el color del acero, especialmente en piezas como armas de fuego. El denominado proceso de blanqueo en frío emplea ácido selenioso, nitrato de cobre y ácido nítrico para cambiar el color del acero de gris plata a gris azulado o negro.



Acero negro

Fuente: mercadoindustrialec.com

Otro uso para el ácido selenioso es el oscurecimiento químico del cobre, del latón y del bronce, produciendo un color marrón oscuro que se puede realzar más con abrasión mecánica.

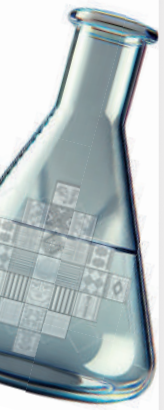
Fuente: www.lifeder.com



Ácido selenioso 30%

Fuente: www.lojaquimica.com.br

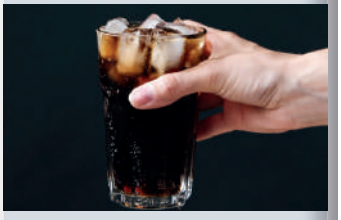
Saber más...



Actualmente, el rango de aplicación **del ácido carbónico** en la industria de las bebidas carbonatadas es muy amplio. Es seguro decir que, sin este ingrediente, nunca hubiéramos conocido el sabor de las bebidas icónicas, como el agua de soda clásica, el agua mineral carbonatada o las bebidas gaseosas.



Fuente: media.licdn.com



Fuente: psicologiaymente.com

El ácido carbónico también encuentra aplicación en laboratorios de la industria química , así como en cosmetología.

Fuente: www.products.pcc.eu

141. En el municipio de Warnes, del departamento de Santa Cruz se encuentra una planta productiva de bebidas gaseosas, este compuesto es un ingrediente utilizado para darle el sabor característico de estas bebidas. Compuesto químico formado por el dióxido de carbono más agua. Escriba la fórmula general e iguale la ecuación de formación.

Fórmula general

Tomar en cuenta los siguientes pasos:
Escribir los símbolos del hidrógeno, no metal (C) y el oxígeno.

$$\mathbf{H\ C\ O}$$

El carbono trabaja con valencia +4, es un número **par**, agregamos dos hidrógenos en la fórmula.

$$\mathbf{H_2\ C\ O}$$

Se suma el número de hidrógenos (2) más la valencia del carbono (4), nos da resultado = 6. Este resultado dividir entre 2, nos da = **3** (se coloca como subíndice al oxígeno en la fórmula).
La fórmula correcta del compuesto será:

$$H_2CO_3$$

Ecuación de formación

Igualar la ecuación tomando en cuenta que la cantidad de reactivos es igual a la cantidad de productos.
Resultan de combinar los óxidos ácidos o anhídridos con agua.

$$CO_2 + H_2O \rightarrow H_2CO_3$$

Anhídrido + agua → ácido oxácido

Igualando la reacción

$\mathbf{CO_2 + H_2O \rightarrow H_2CO_3}$ Ácido carbónico

142. Compuesto inorgánico inestable e incoloro es corrosivo para metales y tejidos. Está formado por un átomo de hidrógeno, uno de cloro y tres de oxígeno. Escriba la fórmula general y nombre el compuesto en las tres nomenclaturas.

Fórmula general

Escribir los símbolos del hidrógeno, no metal (Cl) y el oxígeno.

H Cl O

El cloro trabaja con valencia +5, es número **impar**, agregamos un hidrógeno en la fórmula (no es necesario escribir el 1).

H Cl O

Se suma el número de hidrógenos (1) más la valencia del cloro (5), nos da resultado = 6. Este resultado dividir entre 2, nos da = **3** (se coloca como subíndice al oxígeno. en la fórmula).

La fórmula correcta del compuesto será:

$HClO_3$

Nombramos al compuesto **$HClO_3$** de la siguiente manera:

NT: Se antepone el nombre genérico **ácido**, seguido nombrar el no metal con la terminación **ico**.

Ácido clórico

NS: Se antepone el nombre genérico **ácido**, seguido el nombre específico **oxo**, con el prefijo **tri**, para indicar el número de oxígenos **(trioxo)**, luego escribir el nombre del no metal con terminación **ico** con su número de oxidación en **números romanos** y entre paréntesis.

Ácido trioxoclórico (V)

NI: Escribir la palabra **oxo** con el prefijo **tri** para indicar el número de oxígenos, luego nombrar el no metal con la terminación **ato**, seguido de su valencia en números romanos en paréntesis y al final nombrar el hidrógeno.

Trioxoclorato (V) de (mono) hidrógeno

Saber más...

La principal producción de ácido clórico se inició durante la Revolución Industrial en Europa y se utilizó para fabricar cloruro de vinilo para tuberías de PVC.



Fuente: agruquero.com

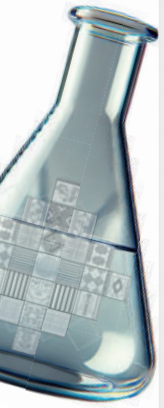
El ácido clórico es usado principalmente para la formación de sales de clorato, como clorato de sodio, de calcio, de magnesio, estroncio, plomo, cobre y plata, así como el perclorato de mercurio se preparan usando el ácido clórico como reactivo.

Fuente:www.lifeder.com



Fuente: psicologiaymente.com

Saber más...



Usos y aplicaciones...

Sus aplicaciones más destacadas son:

Síntesis de compuestos orgánicos: Se utiliza en la síntesis de compuestos orgánicos bromados, lo que permite la obtención de productos químicos importantes en industrias como la farmacéutica y la química.



Fuente: acidos.info

Tratamiento de aguas residuales: Gracias a su potencial oxidante, es empleado en procesos de oxidación avanzada para eliminar contaminantes en aguas residuales industriales.

Fuente: quimicaly.com



Fuente: evaporadoresindustriales. grupovento.com

143. Es un ácido fuerte y agente oxidante que se presenta como un líquido incoloro en su estado puro, sin aroma característico. Su principal uso es como agente reductor en laboratorio y en síntesis de compuestos orgánicos. Está formado por un átomo de hidrógeno, uno de bromo y cuatro de oxígeno. Escriba la fórmula general y nombre el compuesto.

Fórmula general

Escribir los símbolos del hidrógeno, no metal (Br) y el oxígeno.

$$H\ Br\ O$$

El bromo trabaja con valencia +7, es **impar**, escribimos un hidrógeno (no se escribe).

$$H\ Br\ O$$

Se suma el número de hidrógenos (1) más la valencia del bromo (7) da = 8. Este resultado dividir entre 2, da = **4**, se coloca como subíndice al oxígeno en la fórmula.

La fórmula correcta del compuesto será:

$$HBrO_4$$

Nombramos al compuesto $HBrO_4$ de la siguiente manera:

NT: Se antepone el nombre genérico **ácido**, seguido nombrar el no metal con la terminación **per-ico.**

Ácido perbrómico

NS: Se antepone el nombre genérico **ácido**, seguido el nombre específico "**oxo**", con el prefijo "**tetra**", para indicar el número de oxígenos **(tetraoxo)**, luego escribir el nombre del no metal con terminación **ico** con su número de oxidación en **números romanos** y entre paréntesis.

Ácido tetraoxobrómico (VII)

NI: Escribir la palabra **oxo** con el prefijo **tetra** para indicar el número de oxígenos, luego nombrar el no metal con la terminación **ato**, seguido de su valencia en números romanos en paréntesis y al final nombrar el hidrógeno.

Tetraoxobromato (VII) de hidrógeno

144. Compuesto inorgánico de color blanco soluble en agua, es un oxidante que se emplea en la producción de productos químicos, fármacos entre otros. Está formado por un átomo de hidrógeno, uno de yodo y tres de oxígeno. Escriba la fórmula general y nombre el compuesto en las tres nomenclaturas.

Fórmula general

Escribir los símbolos del hidrógeno, no metal (I) y el oxígeno.

H I O

El yodo trabaja con valencia +5, es **impar,** escribimos un hidrógeno en la fórmula (no se escribe).

H I O

Se suma el número de hidrógenos (1) con la valencia del yodo (5) nos da = 6. Este resultado dividir entre 2, nos da = **3**, se coloca como subíndice al oxígeno en la fórmula.
La fórmula correcta del compuesto será:

HIO_3

Nombramos al compuesto HIO_3 de la siguiente manera:

NT: Se antepone el nombre genérico **ácido**, seguido nombrar el no metal con la terminación "**ico**".

Ácido yódico

NS: Se antepone el nombre genérico **ácido**, seguido el nombre específico "**oxo**", con el prefijo "**tri**", para indicar el número de oxígenos **(trioxo)**, luego escribir el nombre del no metal con terminación "**ico**" con su número de oxidación en **números romanos** y entre paréntesis.

Ácido trioxoyódico (V)

NI: Escribir la palabra "**oxo**" con el prefijo "**tri**" para indicar el número de oxígenos, luego nombrar el no metal con la terminación "**ato**", seguido de su valencia en números romanos en paréntesis y al final nombrar el hidrógeno.

Trioxoyodato (V) de hidrógeno

Saber más...

El ácido yódico es comúnmente usado como un agente de estandarización para las soluciones de bases débiles y fuertes.

Se emplea en la industria de la sal para sintetizar sal de yodato de sodio o potasio. Mediante el uso de este compuesto de ácido yódico en la preparación de la sal, el contenido de yodo de la sal se incrementa.

Fuente: www.lifeder.com



Horno de secado de la planta PISABOL, empresa salinera de Cochabamba.

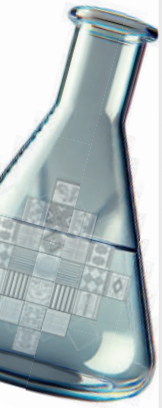
Fuente: www.lostiempos.com



Sal con yodo

Fuente: salroche.com

Saber más...



Se utiliza en una variedad de aplicaciones. Uno de sus principales usos es como agente oxidante en laboratorios de investigación química debido a su capacidad para oxidar una variedad de compuestos. También se utiliza en la industria del vidrio para decolorar el vidrio y eliminar el tono verdoso causado por trazas de hierro. Además, se emplea en la preparación de otros compuestos de selenio y como reactivo en análisis químicos específicos.

Fuente: material-properties.org



Fabricación de vidrio
Fuente: devitroeuropa.com



Fuente: www.anfevi.com

145. Compuesto soluble en agua y su solución acuosa es ácida, siendo una sustancia muy oxidante y tóxica. Está formado por dos átomos de hidrógeno, uno de selenio y cuatro de oxígeno. Escriba la fórmula general y nombre el compuesto en las tres nomenclaturas.

Fórmula general

Escribir los símbolos del hidrógeno, no metal (Se) y el oxígeno.

$$H\ Se\ O$$

Como el selenio trabaja con valencia +6, es **par**, escribimos **2** hidrógenos en la fórmula.

$$H_2\ Se\ O$$

Se suma el número de hidrógenos (2) con la valencia del selenio (6) da = 8. Dividimos el resultado entre 2 y da = **4** (colocar como subíndice).

La fórmula correcta del compuesto será:

$$H_2SeO_4$$

Nombramos al compuesto H_2SeO_4 de la siguiente manera:

NT: Se antepone el nombre genérico **ácido**, seguido nombrar el no metal con la terminación **ico**.

Ácido selénico

NS: Se antepone el nombre genérico **ácido**, seguido el nombre específico **oxo**, con el prefijo **tetra**, para indicar el número de oxígenos **(tetraoxo)**, luego escribir el nombre del no metal con terminación **ico** con su número de oxidación en **números romanos** y entre paréntesis.

Ácido tetraoxoselénico (VI)

NI: Escribir la palabra **oxo** con el prefijo **tetra** para indicar el número de oxígenos, luego nombrar el no metal con la terminación **ato**, seguido de su valencia en números romanos en paréntesis y al final nombrar el hidrógeno.

Tetraoxoseleniato (VI) de (di) hidrógeno

*Entre paréntesis el prefijo **di**, ya que se puede suprimir.

146. Ácido débil e inestable, es un fuerte bactericida y desinfectante del agua, se debe manipular con precaución debido a su capacidad oxidante. Compuesto formado por un átomo de hidrógeno, uno de bromo y uno de oxígeno. Escriba la fórmula general y nombre el compuesto en las tres nomenclaturas.

Fórmula general

Escribir los símbolos del hidrógeno, no metal (Br) y el oxígeno.

H Br O

Como el bromo trabaja con valencia +1, es impar, agregamos un hidrógeno (no se coloca).

H Br O

Se suma el número de hidrógenos (1) con la valencia del bromo (1) da = 2. Dividimos entre 2 y da = **1** (no se coloca en la fórmula).

La fórmula correcta del compuesto será:

HBrO

Nombramos al compuesto **HBrO** de la siguiente manera:

NT: Se antepone el nombre genérico **ácido**, seguido nombrar el no metal con la terminación **hipo - oso**.

Ácido hipobromoso

NS: Se antepone el nombre genérico **ácido**, seguido el nombre específico **oxo**, con el prefijo **mono**, para indicar el número de oxígenos **(monoxo)**, luego escribir el nombre del no metal con terminación **ico** con su número de oxidación en **números romanos** y entre paréntesis.

Ácido (mono) oxobrómico (I)

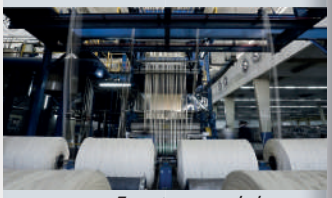
NI: Escribir la palabra **oxo** con el prefijo **mono** para indicar el número de oxígenos, luego nombrar el no metal con la terminación **ato**, seguido de su valencia en números romanos en paréntesis y al final nombrar el hidrógeno.

Oxobromato (I) de hidrógeno

Saber más...

Se utiliza como agente de blanqueo, oxidante, desodorante y desinfectante, debido a su capacidad para matar las células de muchos patógenos.

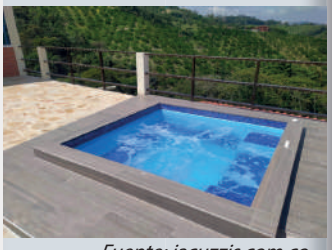
Es empleado por la industria textil como agente blanqueador y desecador.



Fuente: www.ksb.com

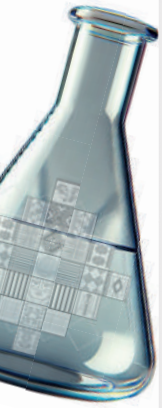
También se usa en bañeras de hidromasaje y spas como un agente germicida.

Fuente: www.lifeder.com



Fuente: jacuzzis.com.co

Saber más...



Se puede obtener por descomposición de un mineral que contenga volframato de calcio con ácido clorhídrico. Se utiliza en la industria textil, en la producción de filamentos de tungsteno, en la producción de materias plásticas y de pigmentos.

Fuente: www.todini.com



tungsteno

Fuente: www.la-pantalla.com.ar

147. Ácido de apariencia de polvo amarillo claro o amarillo grisáceo, es insoluble en agua, pero soluble en soluciones de hidróxidos alcalinos y amoníaco, es irritante para los ojos y la piel. Compuesto formado por dos átomos de hidrógeno, uno de wolframio y cuatro de oxígeno. Escriba la fórmula general y nombre el compuesto en las tres nomenclaturas.

Fórmula general

Escribir los símbolos del hidrógeno, no metal (W) y el oxígeno.

$$H\ W\ O$$

Como el wolframio trabaja con valencia +6, es par, escribimos 2 hidrógenos en la fórmula.

$$H_2\ W\ O$$

Se suma el número de hidrógenos (2) con la valencia del selenio (6) da = 8. El resultado dividimos entre 2, da = **4** (colocar como subíndice).

La fórmula correcta del compuesto será:

$$H_2WO_4$$

Nombramos al compuesto H_2WO_4 de la siguiente manera:

NT: Se antepone el nombre genérico **ácido**, seguido nombrar el no metal con la terminación **ico**.

Ácido wolfrámico

NS: Se antepone el nombre genérico **ácido**, seguido el nombre específico **oxo**, con el prefijo **tetra**, para indicar el número de oxígenos **(tetraoxo)**, luego escribir el nombre del no metal con terminación **ico** con su número de oxidación en **números romanos** y entre paréntesis.

Ácido tetraoxowolfrámico (VI)

NI: Escribir la palabra **oxo** con el prefijo **tetra** para indicar el número de oxígenos, luego nombrar el no metal con la terminación **ato**, seguido de su valencia en números romanos en paréntesis y al final nombrar el hidrógeno.

Tetraoxowolframato (VI) de (di) hidrógeno

*Entre paréntesis el prefijo **di**, ya que se puede suprimir.

148. Compuesto sólido de color blanco o amarillo o de apariencia de cristales incoloros, es un oxidante fuerte higroscópico incompatible con materiales orgánicos. Está formado por el anhídrido del elemento del grupo VIIA periodo 5 con terminación per – ico más agua. Escriba la ecuación de formación e iguale y nombrar el compuesto en las tres nomenclaturas.

Ecuación de formación

Igualar la ecuación tomando en cuenta que la cantidad de reactivos es igual a la cantidad de productos.

Resultan de combinar los óxidos ácidos o anhídridos con agua.

$$I_2O_7 + H_2O \rightarrow HIO_4$$

Anhídrido + Agua → Ácido oxácido

Igualando la reacción

$I_2O_7 + H_2O \rightarrow 2\ HIO_4$ **Ácido peryódico**

Nombramos al compuesto **HIO_4** de la siguiente manera:

NT: Se antepone el nombre genérico **ácido**, seguido nombrar el no metal con la terminación **per-ico**.

Ácido peryódico

NS: Se antepone el nombre genérico **ácido**, seguido el nombre específico **oxo**, con el prefijo **tetra**, para indicar el número de oxígenos **(tetraoxo)**, luego escribir el nombre del no metal con terminación **ico** con su número de oxidación en **números romanos** y entre paréntesis.

Ácido tetraoxoyódico (VII)

NI: Escribir la palabra **oxo** con el prefijo **tetra** para indicar el número de oxígenos, luego nombrar el no metal con la terminación **ato**, seguido de su valencia en números romanos en paréntesis y al final escribir la palabra **hidrógeno**.

Tetraoxoyodato (VII) de hidrógeno

Saber más...

Uso en la medicina

Se usa en las afecciones médicas siguientes: enfermedad de Paget, sarcoma de la parte blanda alveolar, detección de agregados de linfocitos en la micosis fungoides y en el síndrome de Sezany.



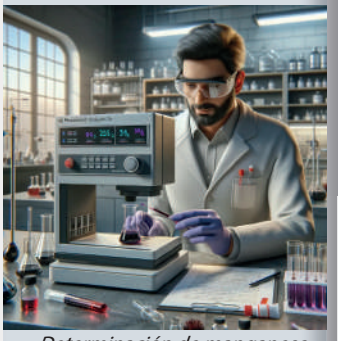
Enfermedad de paget en el hueso

Fuente: medlineplus.gov

En el laboratorio

Se utiliza en la determinación química del manganeso.

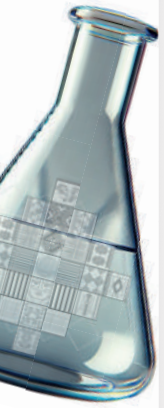
Fuente: www.lifeder.com



Determinación de manganeso

Fuente:laboratoriosxulu.com

Saber más...



Al trabajar con este ácido es fundamental utilizar equipo de protección personal para su manipulación.

Al ser un compuesto altamente tóxico, este ácido tiene un impacto ambiental significativo si no se maneja adecuadamente.

Algunas de las consecuencias más relevantes son:
Contaminación del suelo y aguas subterráneas.



Fuente: cgeologos.es

Daños a la flora y fauna locales.



Fuente: www.mindat.org

149. Compuesto sólido cristalino de color blanco altamente tóxico que es utilizado en síntesis de compuestos orgánicos por su capacidad como agente oxidante. Está formado por el anhídrido del elemento del grupo VIA periodo 5 con estado de oxidación +6 más agua. Escriba la ecuación de formación e iguale y nombrar el compuesto en las tres nomenclaturas que conocemos.

Ecuación de formación

Igualar la ecuación tomando en cuenta que la cantidad de reactivos es igual a la cantidad de productos.

Resultan de combinar los óxidos ácidos o anhídridos con agua.

$$Te\,O_3 \quad + \quad H_2O \quad \rightarrow \quad H_2\,Te\,O_4$$

Anhídrido + Agua → Ácido oxácido

Igualando la reacción

$Te\,O_3 + H_2O \rightarrow H_2TeO_4$ Ácido telúrico

Nombramos al compuesto H_2TeO_4 de la siguiente manera:

NT: Se antepone el nombre genérico **ácido**, seguido nombrar el no metal con la terminación **ico**.

Ácido telúrico

NS: Se antepone el nombre genérico **ácido**, seguido el nombre específico **oxo**, con el prefijo **tetra**, para indicar el número de oxígenos **(tetraoxo)**, luego escribir el nombre del no metal con terminación **ico** con su número de oxidación en **números romanos** y entre paréntesis.

Ácido tetraoxotelúrico (VI)

NI: Nombrar la palabra **oxo** con el prefijo **tetra** para indicar el número de oxígenos, luego nombrar el no metal con la terminación **ato**, seguido de su valencia en **números romanos** en paréntesis y al final nombrar el hidrógeno.

Tetraoxotelurato (VI) de (di) hidrógeno

150. Compuesto formado por el anhídrido del elemento con número atómico 35 terminación oso más agua, es un compuesto inestable que no se ha logrado aislar siendo un ácido débil. Escriba la ecuación de formación e iguale y nombrar el compuesto en las tres nomenclaturas que conocemos.

Ecuación de formación

Igualar la ecuación tomando en cuenta que la cantidad de reactivos es igual a la cantidad de productos.

Resultan de combinar los óxidos ácidos o anhídridos con agua.

$$Br_2O_3 + H_2O \rightarrow H_2Br_2O_4$$

Anhídrido + Agua → Ácido oxácido

Igualando la reacción

$Br_2O_3 + H_2O \rightarrow 2\ HBrO_2$ Ácido bromoso

Nombramos al compuesto $\mathbf{HBrO_2}$ de la siguiente manera:

NT: Se antepone el nombre genérico **ácido**, seguido nombrar el no metal con la terminación **oso**.

Ácido bromoso

NS: Se antepone el nombre genérico **ácido**, seguido el nombre específico **oxo**, con el prefijo **di**, para indicar el número de oxígenos **(dioxo)**, luego escribir el nombre del no metal con terminación **ico** con su número de oxidación en **números romanos** y entre paréntesis.

Ácido dioxobrómico (III)

NI: Escribir la palabra **oxo** con el prefijo **di** para indicar el número de oxígenos, luego nombrar el no metal con la terminación **ato**, seguido de su valencia en números romanos en paréntesis y al final escribir '**hidrógeno**'.

Dioxobromato (III) de hidrógeno

Saber más...

Entre los alimentos que contienen ácido bromoso incluyen incluyen las carnes curadas, principalmente tocino cocido, cerveza, algunos quesos, leche en polvo sin grasa y a veces, pescado.



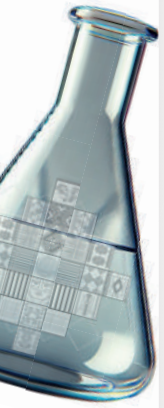
Son muchos los usos industrialmente entre los cuales están como agente de desincrustación de féculas oxidativas en el refinamiento de textiles, en la medicina es usado para la fabricación de medicamentos para tratar el cáncer y reactivos para las pruebas de ADN.

Fuente: acidos.co



Fuente: www.kalstein.com.bo

Dato importante



Usos y aplicaciones...

Compuesto químico que se utiliza comúnmente en la industria alimentaria como conservante y antioxidante. Se utiliza para preservar la frescura y el color de frutas, verduras y jugos. También se utiliza en la fabricación de vinos y cervezas para detener la fermentación y para esterilizar los equipos de producción.



Fuente: labodega.consum.es

Además, se utiliza en la industria textil como agente blanqueador y en la fabricación de productos de limpieza y desinfección. Cabe mencionar que el ácido sulfuroso puede tener efectos adversos en algunas personas, por lo que debe ser utilizado con precaución y según las regulaciones establecidas.

Fuente: herbivoreprotein.co

151. Se trata de un compuesto incoloro, con un olor picante a azufre, que es viscoso y altamente corrosivo; por tanto, debe manejarse con precaución. Está formado por el anhídrido cuyo elemento tiene el número atómico 16, con terminación -oso, combinado con agua. Escriba la ecuación de formación del compuesto, equilibre la ecuación y proporcione el nombre del compuesto en las tres nomenclaturas.

Ecuación de formación

Igualar la ecuación tomando en cuenta que la cantidad de reactivos es igual a la cantidad de productos.

Resultan de combinar los óxidos ácidos o anhídridos con agua.

$$SO_2 + H_2O \rightarrow H_2SO_3$$

Anhídrido + Agua → Ácido oxácido

Igualando la reacción

$SO_2 + H_2O \rightarrow H_2SO_3$ Ácido sulfuroso

Nombramos al compuesto H_2SO_3 de la siguiente manera:

NT: Se antepone el nombre genérico **ácido**, seguido nombrar el no metal con la terminación **oso**.

Ácido sulfuroso

NS: Se antepone el nombre genérico **ácido**, seguido el nombre específico **oxo**, con el prefijo **tri**, para indicar el número de oxígenos **(trioxo)**, luego escribir el nombre del no metal con terminación **ico** con su número de oxidación en **números romanos** y entre paréntesis.

Ácido trioxosulfúrico (IV)

NI: Escribir la palabra **oxo** con el prefijo **tri** para indicar el número de oxígenos, luego nombrar el no metal con la terminación **ato**, seguido de su valencia en **números romanos** en paréntesis y al final nombrar el hidrógeno.

Trioxosulfato (IV) de (di) hidrógeno

152. Compuesto inorgánico que se encuentra generalmente en solución acuosa con una coloración azul pálido, es inestable y tiene poco uso comercial entre ellos está la elaboración de colorantes azoicos. Está formado por el anhídrido nitroso más agua. Escriba la ecuación de formación e iguale y nombrar el compuesto en las tres nomenclaturas que conocemos.

Ecuación de formación

Igualar la ecuación tomando en cuenta que la cantidad de reactivos es igual a la cantidad de productos.

Resultan de combinar los óxidos ácidos o anhídridos con agua.

$$N_2O_3 + H_2O \rightarrow HNO_2$$

Anhídrido + Agua → Ácido oxácido

Igualando la reacción

$N_2O_3 + H_2O \rightarrow 2\,HNO_2$ Ácido nitroso

Nombramos al compuesto HNO_2 de la siguiente manera:

NT: Se antepone el nombre genérico **ácido**, seguido nombrar el no metal con la terminación **oso**.

Ácido nitroso

NS: Se antepone el nombre genérico **ácido**, seguido el nombre específico **oxo**, con el prefijo **di**, para indicar el número de oxígenos **(dioxo)**, luego escribir el nombre del no metal con terminación **ico** con su número de oxidación en **números romanos** y entre paréntesis.

Ácido dioxonítrico (III)

NI: Escribir la palabra **oxo** con el prefijo **di** para indicar el número de oxígenos, luego nombrar el no metal con la terminación **ato**, seguido de su valencia en números romanos en paréntesis y al final nombrar el hidrógeno.

Dioxonitrato (III) de hidrógeno

Saber más...

El impacto de los colorantes azoicos en la industria alimentaria

Desempeñan un papel fundamental en la industria alimentaria, ya que permiten agregar colores atractivos y agradables a la vista en una amplia variedad de productos, la apariencia visual es un aspecto clave que influye en la elección de los consumidores y los colorantes azoicos brindan una solución efectiva para realzar la presentación de los alimentos.

Por ello, es esencial que los fabricantes de alimentos sean transparentes y proporcionen información clara sobre los ingredientes utilizados en sus productos.





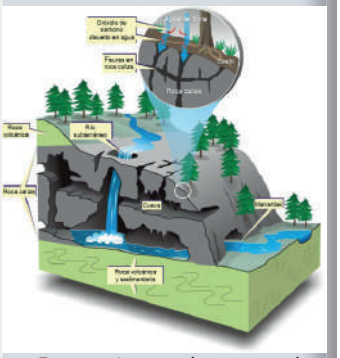
Fuente: thefoodtech.com

Dato importante

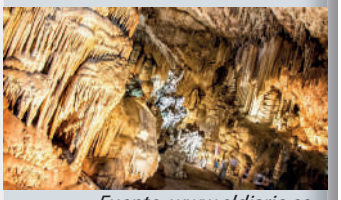
Usos y aplicaciones...

Entre los usos más comunes del ácido carbónico se encuentran:
Regulador del pH.
Presente en bebidas gaseosas.
Presente en la formación de cuevas: Se forman cuando el agua ácida (agria) subterránea desgasta las piedras más blandas, como la piedra caliza.

Fuente: formulacionquimica



Fuente: sites.northwestern.edu



Fuente: www.eldiario.es

153. Este compuesto, que tiene la capacidad de descomponer muchos minerales en rocas calcáreas, se forma a partir de la reacción entre dióxido de carbono y agua. Escriba la ecuación de formación del compuesto, equilibre la ecuación y proporcione el nombre del compuesto según las tres nomenclaturas.

Ecuación de formación

Igualar la ecuación tomando en cuenta que la cantidad de reactivos es igual a la cantidad de productos.

Resultan de combinar los óxidos ácidos o anhídridos con agua.

$$CO_2 + H_2O \rightarrow H_2CO_3$$

Anhídrido + Agua → Ácido oxácido

Igualando la reacción

$CO_2 + H_2O \rightarrow H_2CO_3$ **Ácido carbónico**

Nombramos al compuesto H_2CO_3 de la siguiente manera:

NT: Se antepone el nombre genérico **ácido**, seguido nombrar el no metal con la terminación **ico**.

Ácido carbónico

NS: Se antepone el nombre genérico **ácido**, seguido el nombre específico **oxo**, con el prefijo **tri**, para indicar el número de oxígenos **(trioxo)**, luego escribir el nombre del no metal con terminación **ico** con su número de oxidación en **números romanos** y entre paréntesis.

Ácido trioxocarbónico (IV)

NI: Escribir la palabra **oxo** con el prefijo **tri** para indicar el número de oxígenos, luego nombrar el no metal con la terminación **ato**, seguido de su valencia en números romanos en paréntesis y al final nombrar el hidrógeno.

Trioxocarbonato (IV) de (di) hidrógeno

154. Es un potente agente oxidante utilizado en diversas aplicaciones, desde la purificación del agua hasta como reactivo en síntesis orgánica. En la naturaleza, se encuentra en minerales como la pirolusita y la braunita. ¿Cuál es el nombre del ácido tetraoxomangánico (VII) según la nomenclatura IUPAC? Encierre la opción correcta.

a) Tetramanganato (VII) de hidrógeno
b) Tetraoxomanganato (VII) de hidrógeno
c) Tetraoxomangánico (VII) de hidrógeno
d) Tetraoxomanganato (VII) de dihidrógeno

Nomenclatura

Nombramos al compuesto $HMnO_4$ de la siguiente manera:

NT: Se antepone el nombre genérico **ácido**, seguido nombrar el no metal con la terminación **per-ico**.

Ácido permangánico

NS: Se antepone el nombre genérico **ácido**, seguido el nombre específico **oxo**, con el prefijo **tetra**, para indicar el número de oxígenos **(tetraoxo)**, luego escribir el nombre del no metal con terminación **ico** con su número de oxidación en **números romanos** y entre paréntesis.

Ácido tetraoxomangánico (VII)

NI: Escribir la palabra **oxo** con el prefijo **tetra** para indicar el número de oxígenos, luego nombrar el no metal con la terminación **ato**, seguido de su valencia en números romanos en paréntesis y finalmente escribir la palabra **hidrógeno**.

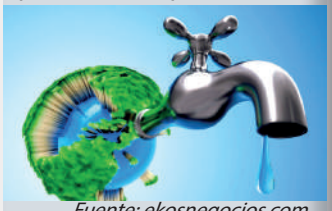
Tetraoxomanganato (VII) de hidrógeno

Respuesta: inciso b)

Saber más...

Usos del ácido permangánico

Tratamiento de aguas residuales: el ácido permangánico se utiliza para tratar aguas residuales y eliminar los compuestos orgánicos y metales pesados que puedan estar presentes.



Fuente: ekosnegocios.com

Esterilización: Se utiliza como agente esterilizante en la industria médica y farmacéutica. Es eficaz para matar microorganismos, incluyendo bacterias, virus y hongos.

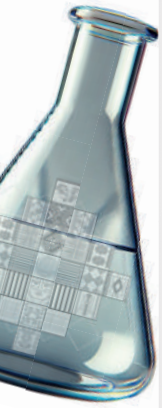
Producción de colorantes: Se utiliza en la producción de colorantes, especialmente para telas y papel. La solución se utiliza como oxidante para convertir los componentes de las tinturas en un producto final de color estable.

Fuente: quimicaindustrial.cl



Fuente: yorkshire-espana-sa.com

Saber más...



Al ser un ácido fuerte, es extremadamente peligroso en caso de contacto con la piel (corrosivo e irritante), de contacto con los ojos (irritante) y en caso de ingestión. Muy peligroso también, en caso de inhalación.

Una sobreexposición severa puede producir daño pulmonar, asfixia, pérdida del conocimiento o muerte. La exposición prolongada puede causar quemaduras en la piel y ulceraciones. La sobreexposición por inhalación puede causar irritación respiratoria.

Fuente: www.lifeder.com



Fuente:Cambiatufisico.com

155. Es un compuesto en solución acuosa que se torna amarillo al contacto con el aire. Dado que es un ácido fuerte, resulta peligroso en caso de contacto con el cuerpo humano. ¿Cuál es la fórmula correcta del trioxobromato (V) de hidrógeno? Encierre la opción correcta.

a) BrO_4 **c)** $HBrO_7$

b) $HBrO_3$ **d)** $HBrO$

Ecuación de formación

Igualar la ecuación tomando en cuenta que la cantidad de reactivos es igual a la cantidad de productos.

Br_2O_5	+	H_2O	→	$H\,Br\,O_3$
Anhídrido	+	Agua	→	Ácido oxácido

$$Br_2O_5 + H_2O \rightarrow 2\,HBrO_3$$

Nomenclatura

NT: Se antepone el nombre genérico **ácido**, seguido nombrar el no metal con la terminación **ico**.

Ácido brómico

NS: Se antepone el nombre genérico **ácido**, seguido el nombre específico **oxo**, con el prefijo **tri**, para indicar el número de oxígenos **(trioxo)**, luego escribir el nombre del no metal con terminación **ico** con su número de oxidación en **números romanos** y entre paréntesis.

Ácido trioxobrómico (V)

NI: Escribir la palabra **oxo** con el prefijo **tri** para indicar el número de oxígenos, luego nombrar el no metal con la terminación **ato**, seguido de su valencia en números romanos en paréntesis y al final nombrar el hidrógeno.

Trioxobromato (V) de hidrógeno

Respuesta: inciso b)

156. Es un compuesto inestable en solución acuosa, de color amarillento y es peligroso en contacto con la piel y los ojos, así como en casos de ingestión e inhalación. ¿Cuál es la ecuación balanceada del ácido monoxoyódico (I)? Encierre la opción correcta.

a) $2I_2 + O_2 \rightarrow 2\,I_2O$ **c)** $I_2O + H_2O \rightarrow 2\,HIO$

b) $IO + H_2O \rightarrow 2\,HIO$ **d)** $I_2O + H_2O \rightarrow 2\,HIO$

Ecuación de formación

Igualar la ecuación tomando en cuenta que la cantidad de reactivos es igual a la cantidad de productos.

Resultan de combinar los óxidos ácidos o anhídridos con agua.

$I_2O + H_2O \rightarrow 2\,HIO$

Anhídrido + Agua → Ácido oxácido

$I_2O + H_2O \rightarrow 2\,HIO$

Nomenclatura

NT: Se antepone el nombre genérico **ácido**, seguido nombrar el no metal con la terminación **hipo - oso**.

Ácido hipoyodoso

NS: Se antepone el nombre genérico **ácido**, seguido el nombre específico **oxo**, con el prefijo **mono**, para indicar el número de oxígenos **(monoxo)**, luego escribir el nombre del no metal con terminación **ico** con su número de oxidación en **números romanos** y entre paréntesis.

Ácido (mono) oxoyódico (I)

NI: Escribir la palabra **oxo** con el prefijo **mono** para indicar el número de oxígenos, luego nombrar el no metal con la terminación **ato**, seguido de su valencia en números romanos en paréntesis y al final nombrar el hidrógeno.

Oxoyodato (I) de hidrógeno

Respuesta: inciso d)

Dato importante

Usos y aplicaciones...

Es usado como un poderoso agente oxidante y como agente reductor en reacciones de laboratorio.



– Se utiliza para producir compuestos químicos conocidos como hipoyoditos.

– También se usan métodos espectrofotométricos para medir la formación del ácido hipoyodoso para hacer seguimiento a reacciones donde está involucrado el yodo.

Fuente: www.lifeder.com



Fuente:www.seasing.com.ar

157. Es un compuesto químico líquido, inodoro e insípido, que es inestable en su forma pura y se utiliza en la industria del plástico, en la fabricación de explosivos, entre otros. ¿Cuál es la ecuación balanceada del ácido dioxosulfúrico (II)? Encierre la opción correcta



a) $Se\,O + H_2O \rightarrow H_2SeO_4$

b) $SO_2 + H_2O \rightarrow H_2SO_3$

c) $SO + H_2O \rightarrow H_2SO_3$

d) $SO + H_2O \rightarrow H_2SO_2$

Respuesta .....

158. Es un compuesto sólido de color blanco a amarillo, inodoro y poco soluble en agua. Se utiliza como reactivo de laboratorio para análisis e investigación. Debido a su naturaleza corrosiva, debe manejarse con cuidado, ya que puede causar quemaduras. ¿Cuál es la fórmula correcta del ácido tetraoxomolíbdico (VI)? Encierre la opción correcta

a) H_2MoO_4

b) $HMoO_4$

c) H_2MlO_4

d) H_2MO_4

Respuesta .....

159. Es un fuerte agente oxidante que se utiliza en la industria como sustancia oxidante y reductora, así como en el blanqueo de textiles. ¿Cuál es el nombre del ácido manganoso según la nomenclatura IUPAC?

a) Ácido trioxomangánico (IV)

b) Trioxomanganato (IV) de hidrógeno

c) Tetraoxomanganato (VI) de hidrógeno

d) Trimanganato (IV) de hidrógeno

Respuesta .....

ÁCIDOS POLIHIDRATADOS

160. Compuesto de apariencia de sólido incoloro e inodoro a temperatura ambiente, es corrosivo y considerado dañino para los humanos. Es un ácido polihidratado formado por el pentaóxido de difósforo más una molécula de agua.
Escribir la fórmula general e iguale la ecuación de formación.

Para escribir la fórmula general se necesita:

H: Hidrógeno, con valencia positiva +1
No metal: Fósforo, con valencia positiva +5
Oxígeno: O^{-2} ,con valencia -2

Fórmula general
Tomar en cuenta los siguientes pasos:

$$H\ NM\ O_X$$

Escribir los símbolos del hidrógeno, no metal (P) y el oxígeno.

$$H^{+1}P^{+5}\ O^{-2}$$

Se suma el número de hidrógenos (1) con la valencia del fósforo (5), resulta 6.
Dividimos 6 entre la carga de oxígeno (2) da resultado **3**, este resultado colocar como subíndice del oxígeno.
La fórmula correcta del compuesto será:

$$HPO_3$$

Ecuación de formación
Igualar la ecuación tomando en cuenta que la cantidad de reactivos es igual a la cantidad de productos.
Resultan de combinar algunos no metales como P, As, Sb, B, V, Si, Ti con **una (1)** molécula de agua.

$$P_2O_5 + H_2O \rightarrow H_2P_2O_6$$

Anhídrido + Agua → Ácido polihidratados

Igualando la reacción

$P_2O_5 + H_2O \rightarrow 2\ HPO_3$ Ácido **meta**fósforico

Saber más...

El ácido metafosfórico se utiliza comúnmente en la industria alimentaria como agente secuestrante de minerales y regulador de acidez en bebidas y alimentos procesados.



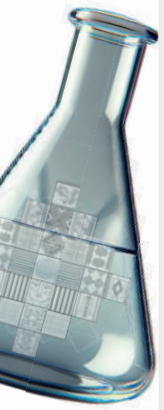
Fuente: es.vecteezy.com

También se utiliza en la industria de detergentes y limpieza como agente de limpieza y abrillantador. Además, el ácido metafosfórico se utiliza en la producción de productos farmacéuticos y cosméticos como agente quelante y regulador de pH.

Fuente: herbivoreprotein.co

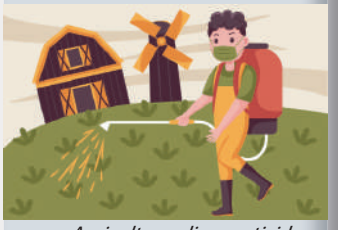


Saber más...

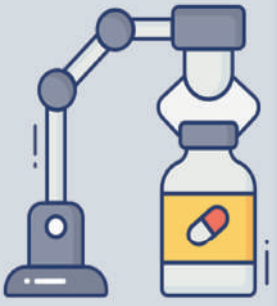


Se utiliza principalmente como intermediario de productos químicos industriales, como polímeros, tensioactivos, pesticidas, productos farmacéuticos y agentes de tratamiento de metales. En los últimos años, el campo de aplicación del pirofosfato y sus sales se ha ido expandiendo y su perspectiva de desarrollo es relativamente amplia.

Fuente:es.bloomtechz.com



Agricultor aplica pesticidas
Fuente: es.vecteezy.com



Fabricación de productos farmacéuticos

161. Ácido fuerte soluble en agua y alcohol, es un líquido viscoso e incoloro. Es un ácido polihidratado formado por el pentaóxido de difósforo más dos moléculas de agua. Escribir la fórmula general e iguale la ecuación de formación.

Para escribir la fórmula general se necesita:

H: Hidrógeno, con valencia positiva +1
No metal: Fósforo, con valencia positiva +5.
Oxígeno: O^{-2},con valencia -2

Fórmula general

Tomar en cuenta los siguientes pasos:

$$H_4\ NM_2\ O_X$$

Escribir los símbolos del hidrógeno, no metal (P) y el oxígeno.

$$H^{+1}P^{+5}\ O^{-2}$$

Los prefijos **"piro"**, lleva un subíndice **4** el hidrógeno y un subíndice **2** el no metal.

$$H_4^{+1}P_2^{+5}\ O^{-2}$$

Se multiplica los subíndices con las cargas, (4 * 1) y (2 * 5) los resultados se suman y dividen entre la carga de oxígeno (2).
4 + 10 = 14 / 2 da resultado **7**, colocar como subíndice del oxígeno.
La fórmula correcta del compuesto será:

$$H_4P_2\ O_7$$

Ecuación de formación

Igualar la ecuación tomando en cuenta que la cantidad de reactivos es igual a la cantidad de productos.
Resultan de combinar algunos no metales como P, As, Sb, B, V, Si, Ti con **dos (2)** moléculas de agua.

$$P_2O_5 \quad + \quad 2\ H_2O \quad \rightarrow \quad H_4\ P_2\ O_7$$

Anhídrido + Agua → Ácido polihidratado

Igualando la reacción. -

$P_2O_5 + 2H_2O \rightarrow H_4P_2\ O_7$ Ácido **piro**fósforico

162. Este compuesto químico, soluble en agua y oxidante, posee acción bactericida, lo que le permite actuar como desinfectante de superficies a altas concentraciones. Está formado por un elemento con número atómico 17 y oxígeno. Nombra el compuesto utilizando las tres nomenclaturas que conocemos, trabajando con la terminación "**hipo-oso**".

Para escribir la fórmula general se necesita:

H: Hidrógeno, con valencia positiva +1
No metal: Fósforo, con valencia positiva +5
Oxígeno: O^{-2}, con valencia -2

Fórmula general

Escribir los símbolos del hidrógeno, no metal (Br) y el oxígeno.

$$H_3\ NM\ O_X$$

Escribir los símbolos del hidrógeno, no metal (P) y el oxígeno.

$$H^{+1}P^{+5}\ O^{-2}$$

Los prefijos **"orto"**, lleva un subíndice **3** el hidrógeno.

$$H_3^{+1}P^{+5}\ O^{-2}$$

Se suma el subíndice **(3)** con la valencia del fósforo **(5)** y resultado se divide entre la carga de oxígeno (2).
3 + 5 = 8 / 2 da resultado 4, colocar como subíndice del oxígeno.
La fórmula correcta del compuesto será:

$$H_3P\ O_4$$

Ecuación de formación

Igualar la ecuación tomando en cuenta que la cantidad de reactivos es igual a la cantidad de productos.
Resultan de combinar algunos no metales como P, As, Sb, B, V, Si, Ti con **tres (3)** moléculas de agua.

$$P_2O_5 + 3\,H_2O \rightarrow H_6P_2O_8$$

Anhídrido + Agua → Ácido polihidratado

Igualando la reacción. -

$P_2O_5 + 3H_2O \rightarrow 2\ H_3P\ O_4$ Ácido **orto**fósforico

Saber más...

Industria alimentaria: Se utiliza como agente acidificante, regulador de pH y agente de limpieza para eliminar residuos y desinfectar equipos.
Fertilizantes: Es una fuente importante de fósforo, especialmente para cultivos con alta demanda de fósforo, como los cereales y las frutas.
Industria electrónica: Se utiliza para grabar placas de circuitos y en la fabricación de pantallas LCD.

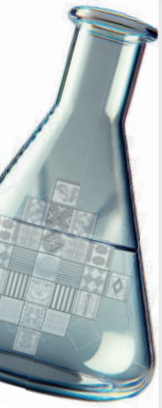


Fuente: tienda.tettsa.gt

Industria metalúrgica: Se utiliza en la limpieza de superficies metálicas antes de la soldadura y en la preparación de superficies metálicas para la pintura.
Tratamiento de agua: Se utiliza en el tratamiento de aguas residuales y en la eliminación de metales pesados.

Fuente:quimicaindustrial.cl

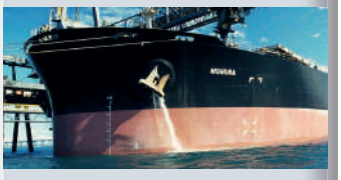
Saber más...



Debido a que es una sustancia altamente descompuesta e inestable, no se utiliza industrialmente en su forma pura. En cambio, suele manipularse en forma de sales.

Por ejemplo, el tiosulfato de sodio anhidro (tiosulfato de sodio) se utiliza como agente decolorante, auxiliar de tintura, reductor del curtido al cromo del cuero, neutralizador en el tratamiento químico del agua de lastre, agente de baño y como ingrediente en calentadores corporales desechables.

Fuente: es.metoree.com



Agua de lastre, son aguas empleadas en la navegación marítima para estabilizar los buques.

Fuente: www.mundomaritimo.cl

163. Compuesto inorgánico que pertenece a la clase de los oxácidos de azufre, el ácido libre producido es inestable. Se lo comercializa en forma de sal, uno de los más vendidos es el tiosulfato de sodio. Nombrar en las tres nomenclaturas el siguiente tioácido: $H_2S_2O_3$

Nomenclatura

NT: Se antepone el nombre genérico **ácido**, seguido nombrar el no metal con el prefijo **tio** (prefijo usado cuando se sustituye un oxígeno por un azufre) con la terminación ico.

Ácido tiosulfúrico

NS: Se antepone el nombre genérico **ácido**, seguido el nombre específico **oxo**, con el prefijo **tri**, para indicar el número de oxígenos **(trioxo)**, anteponer el prefijo **tio** (por la sustitución de un oxígeno por un azufre) al nombrar el no metal con terminación **ico** con su número de oxidación en **números romanos** y entre paréntesis.

Ácido trioxotiosulfúrico (VI)

NI: Escribir la palabra **oxo** con el prefijo **tri** para indicar el número de oxígenos, l anteponer el prefijo **tio** (por la sustitución de un oxígeno por un azufre) al nombrar el no metal con la terminación **ato**, seguido de su valencia en números romanos en paréntesis y al final nombrar el hidrógeno con el prefijo **di** (por el subíndice).

Trioxotiosulfato (VI) de (di) hidrógeno

*Entre paréntesis el prefijo **di**, ya que se puede suprimir.

164. Ácido sólido soluble en agua de color blanco, es un ácido polihidratado con el prefijo "meta", trabajar con el elemento del grupo IIIA periodo 2. Escribir la fórmula general y nombrar en las tres nomenclaturas.

Fórmula general

Tomar en cuenta los siguientes pasos:

$$H\ NM\ O_X$$

Escribir los símbolos del hidrógeno, no metal (B) y el oxígeno.

$$H^{+1}B^{+3}\ O^{-2}$$

Se suma el número de hidrógenos (1) con la valencia del boro (3), resulta 4.

Dividimos 4 entre la carga de oxígeno (2) da resultado 2, el resultado colocar como subíndice del oxígeno.

La fórmula correcta del compuesto será:

$$HBO_2$$

NT: Se antepone el nombre genérico **ácido**, seguido nombrar el no metal con el prefijo **meta** y terminación **ico** (similar a la terminación de los anhídridos).

Ácido metabórico

NS: Se antepone el nombre genérico **ácido**, seguido escribir la palabra **oxo**, con el prefijo **di**, para indicar el número de oxígenos **(dioxo)**, luego escribir el nombre del no metal con la terminación **ico** con su número de oxidación en **números romanos** y entre paréntesis.

Ácido dioxobórico (III)

NI: Escribir primero la palabra **oxo** con el prefijo **di** (según la cantidad de oxígenos), luego nombrar el no metal con la terminación **ato**, seguido de su valencia en números romanos en paréntesis y al final nombrar el **hidrógeno**.

Dioxoborato (III) de hidrógeno

Saber más...

Este ácido es utilizado en los tubos de extinción de incendios debido a su humo.



Fuente: slabon.pe

Es un material crítico en muchos campos diferentes, especialmente en la producción y aplicaciones industriales. Algunas de ellas son supresor de humos, catalizador de polimerización de olefinas en procesos de soldadura, pulido de epoxi resina, producción de , capa protectora producción y el aditivo electrolítico en el ion litio.

Fuente: acidos.co



Fuente: www.epodex.us

Saber más...

Se utiliza en las industrias de cerámica, vidrio, esmaltes, soldadura, textiles, como biocida en el tratamiento de la madera etc. y como antiséptico.

Fuente: vctrac.es



Fuente: ticnegocios.camaravalencia.com



Biocida para recubrimiento

Fuente: nordiik.com

165. Es un sólido blanco cristalino y tóxico, puede ser perjudicial para la fertilidad y dañar al feto humano. Es un ácido polihidratado con el prefijo "orto", trabajar con el elemento de la familia de metaloides con número atómico 5.
¿Cuál es la ecuación de formación del trioxoborato (III) de hidrógeno? Encierre el inciso correcto.

a) $B_2O_3 + 3H_2O \rightarrow 2\,H_3BO_3$ **c)** $B_2O_3 + 2H_2O \rightarrow 3H_3BO_3$

b) $B_2O_3 + 3H_2O \rightarrow HBO_3$ **d)** $B_2O_3 + 3H_2O \rightarrow 2\,H_3BO$

Resolución

Resultan de combinar algunos no metales como P, As, Sb, B, V, Si, Ti con **tres (3)** moléculas de agua.

$B_2O_3 + 3\,H_2O \rightarrow H_6B_2O_6$

Anhídrido + Agua → Ácido polihidratado

Igualando la reacción

$$B_2O_3 + 3H_2O \rightarrow 2\,H_3BO_3$$

Se nombra de la siguiente manera:

NT: Se antepone el nombre genérico **ácido**, seguido nombrar el no metal con el prefijo **orto** (puede omitirse) y terminación **ico** (similar a la terminación de los anhídridos).

Ácido ortobórico

NS: Se antepone el nombre genérico **ácido**, seguido escribir la palabra **oxo**, con el prefijo **tri**, para indicar el número de oxígenos **(trioxo)**, luego escribir el nombre del no metal con la terminación **ico** con su número de oxidación en **números romanos** y entre paréntesis.

Ácido trioxobórico (III)

NI: Escribir primero la palabra **oxo** con el prefijo **tri** (según cantidad de oxígenos), luego nombrar el no metal con la terminación **ato**, seguido de su valencia en números romanos en paréntesis y al final nombrar el **hidrógeno**.

Trioxoborato (III) de hidrógeno

Respuesta: inciso a)

166. Es un ácido oxidante dibásico que se forma a partir de óxido ácido con número atómico 24 y valencia +6, es un ácido inestable cuya coloración es anaranjada o roja, es higroscópico y absorbe humedad del ambiente.
¿Cuál es la fórmula de este ácido dibásico? Encierre el inciso correcto.

a) H_2CrO_3 **c)** $H_2Cr_2O_7$
b) $HCrO_3$ **d)** $H_2Cr_2O_6$

Resolución
Se produce al combinarse generalmente con un anfígeno.

$$CrO_3 + H_2O \rightarrow H_2Cr_2O_7$$

Anhídrido + Agua → Ácido diácido

Igualando la reacción

$$2\ CrO_3 + H_2O \rightarrow H_2Cr_2O_7$$

NT: Se antepone el nombre genérico **ácido**, seguido nombrar el no metal con el prefijo **di** y terminación **ico** (similar a la terminación de los anhídridos).

Ácido dicrómico

NS: Se antepone el nombre genérico **ácido**, seguido escribir la palabra **oxo**, con el prefijo **hepta**, para indicar el número de oxígenos **(heptaoxo)**, luego escribir el nombre del no metal con el prefijo **di** y la terminación **ico** con su número de oxidación en **números romanos** y entre paréntesis.

Ácido heptaoxodicrómico (VI)

NI: Escribir primero la palabra oxo con el prefijo **hepta** (según el número de oxígenos), luego nombrar el no metal con el prefijo **di** y con la terminación **ato**, seguido de su valencia en números romanos en paréntesis y al final nombrar el **hidrógeno**.

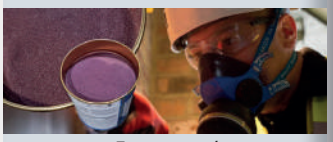
Heptaoxodicromato (VI) de hidrógeno

Respuesta: inciso c)

Saber más...

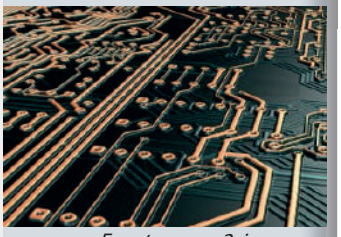
Aplicaciones del CrO_3

Utilizado en la galvanoplastia: Para depositar una capa de cromo en la superficie de los metales.
Utilizado en la síntesis orgánica: Para oxidar compuestos orgánicos, como alcoholes y cetonas.
Utilizado en la industria textil: Para teñir telas y para fijar ciertos tintes en las fibras textiles.
Industria química: Se utiliza como agente oxidante en la síntesis de diversos productos químicos.
Metalurgia: Se utiliza en la preparación de superficies de metal antes del recubrimiento con pinturas, ya que proporciona una superficie limpia y libre de óxido.



Fuente: codam.com.ar

Electrónica: Se utiliza para grabar y limpiar circuitos impresos.



Fuente: www.2cisa.com

167. Compuesto inorgánico que pertenece a los diácidos, se obtiene a partir del óxido ácido de la familia de los anfígenos, grupo VIA, periodo 5 y con valencia +6. ¿Cuál es la fórmula correcta de este ácido? Encierre la opción correcta.



a) $H_2Te_2O_5$ **c)** $HTeO_7$

b) $H_2Te_2O_7$ **d)** H_2TeO_7

Respuesta .....

168. Compuesto químico que se presenta en forma de sólido cristalino y es un ácido polihidratado con el prefijo "meta". Trabaja con el elemento de la familia de los nitrogenoides con número atómico 33. ¿Cuál es la fórmula correcta de este ácido polihidratado? Encierre la opción correcta.

a) $HAsO_3$ **c)** $HSeO_5$

b) $HSeO_7$ **d)** $HAsO_4$

Respuesta .....

169. Ácido polihidratado que es soluble en alcohol y agua y que se utiliza en la fabricación de insecticidas, vidrio y arseniatos. Trabaja con el prefijo "orto" y el elemento de la familia de los nitrogenoides, grupo VA, periodo 4. ¿Cuál es el nombre de este ácido según la nomenclatura de Stock? Encierre la opción correcta.

a) Ácido trioxotitánico (IV) **c)** Ácido tetraoxotitánico (IV)

b) Ácido heptaoxodiarsénico (VII) **d)** Ácido tetraoxoarsénico (V)

Respuesta .....

RADICALES – CATIONES Y ANIONES

CATIONES

Es un ion metálico, su carga eléctrica es numéricamente igual a su número de oxidación.

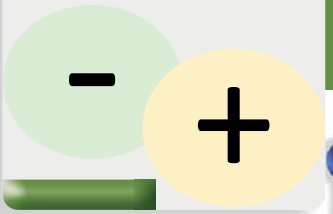
Para nombrarlos se utiliza el nombre genérico ion o catión, seguido el nombre del metal dependiendo el número de oxidación.

Ejemplo

Li^{+1} Ion litio-tiene un número de oxidación

Cu^{+1}, Cu^{+2} Ion cuproso, ion cúprico tiene dos números de oxidación

Los iones se clasifican en cationes (positivos) y en aniones (negativos).



ANIONES

Son moléculas incompletas, se dividen en:

Aniones monoatómicos. – Son resultado de la eliminación de los hidrógenos de un ácido hidrácido.

F^{-} Ion fluoruro o fluoruro

$Se^{=}$ Ion seleniuro o seleniuro

Aniones poliatómicos neutros. – Son el resultado de la eliminación total de los átomos de hidrógeno de los ácidos oxácidos.

Fórmula general

$N\ M\ O^{-}$

NM: no metal

O: Oxígeno (si es **par** la valencia se coloca dos cargas o guiones negativos, si es **impar** la valencia se coloca una carga o guion negativo).

Aniones poliatómicos ácidos. - Resultan de la eliminación parcial de los átomos de hidrógeno de un ácido oxácido o hidrácido dando lugar a la formación de radicales ácidos.

Fórmula general

$H\ NM\ O^{-}$

Si es par la valencia se coloca dos guiones negativos, si es "**orto**" colocar tres o cuatro, etc., si el radical es ácido se coloca una valencia o guion negativo, si es diácido se coloca dos hidrógenos para dos valencias negativas.

Aniones poliatómicos básicos. – Resulta de aumentar iones OH^{-} a un radical halogénico neutro.

Fórmula general

$[OH^{-}\ R^{-}]^{-}$

Se agregan las valencias del grupo **hidroxilo** y del radical halógeno neutro y el resultado se asigna como la carga total del radical halógeno básico.

USOS Y APLICACIONES EN LA VIDA



Las baterías de ion litio producidas a escala piloto por Yacimientos de Litio Bolivianos (YLB) son utilizadas en sistemas fotovoltaicos para proveer electricidad a las comunidades rurales del país, donde no se cuenta con este servicio. Se incrementó la producción de baterías de ion litio de manera continua, estable y con un rendimiento más elevado, para sus diferentes aplicaciones y usos como cargadores portátiles, sistemas fotovoltaicos y vehículos eléctricos.



Celdas prismáticas ensambladas
Fuente: www.ylb.gob.bo



Prototipo de batería para vehículos eléctricos
Fuente: www.ylb.gob.bo



Uyuni tiene el yacimiento más grande de litio en el mundo.
Fuente: www.la-razon.com

En la industria de alimentos y bebidas los antioxidantes son uno de los conservantes más utilizados para mantener la calidad y evitar su deterioro. Los antioxidantes más utilizados son los sulfitos; un grupo de compuestos que contienen el ion sulfito **($SO_3^{=}$)**. Estos compuestos interrumpen el metabolismo de los microorganismos evitando así su crecimiento y mejorando la estabilidad del producto, además de prevenir la oxidación. La oxidación puede resultar de la exposición a la luz y al oxígeno y es indeseable ya que provoca sabores y colores desagradables.

El sulfito libre ofrece una protección contra la oxidación y el crecimiento bacteriano en el periodo de almacenamiento.

El exceso de sulfitos puede causar un desagradable sabor y olor azufrados. De manera adicional las personas sensibles a los sulfatos presentaran una reacción similar a una reacción alérgica.



fuente: farbe.com.mx

170. Es un ion muy estable en agua, se produce de manera natural en el medio ambiente formándose en la atmósfera y precipitando en el suelo pasando a las aguas subterráneas. Escriba la fórmula general a partir de un elemento del grupo VIIA periodo 3 con la valencia máxima y oxígeno.

Para escribir la fórmula general se necesita un elemento no metálico y oxígeno.

Cloro (Cl) presenta 4 valencias positivas: +1, +3, +5, +7
Trabajaremos con la mayor valencia +7
Oxígeno: O^{-} (si la valencia es **impar** se anota un guión como carga negativa, si es **par** dos cargas negativas o dos guiones).

Fórmula general

Tomar en cuenta los siguientes pasos:

Escribir el símbolo del no metal (Cl) y el oxígeno.

$$Cl\ O$$

Cloro funciona con su valencia +7, es número impar, se anota una carga negativa o un guión (-).

$$Cl\ O^{-}$$

Sumar la valencia del cloro (7) más la carga negativa (1), nos da = 8. Este resultado lo dividimos entre 2, la mitad es = **4**, se anota este resultado como subíndice del oxígeno.

La fórmula correcta será:

$$ClO_4^{-}$$

Es un anión poliatómico neutro, radical perclorato.

Saber más...



Prevención y control del riesgo en el hogar

El perclorato asimilado por los vegetales no se puede eliminar una vez se ha acumulado en el alimento. La única forma de reducir la presencia en los vegetales es reduciendo su presencia en el suelo, agua y uso de fertilizantes. La presencia de percloratos fruto de la utilización de desinfectantes en la industria alimentaria es más superficial y se puede eliminar con el correcto lavado de los vegetales. A nivel doméstico, se recomienda lavar correctamente las frutas y verduras.

Buenas prácticas en el hogar



Fuente: seguridadalimentaria.elika.eus

171. Para escribir la fórmula general de este anión poliatómico ácido, primero debes identificar el radical ácido correspondiente. Comienza escribiendo los símbolos de los elementos del grupo VIA, en los periodos 3 y 2, con una valencia de +6. Luego, resuelve el problema de manera detallada.



Fórmula general: Tomar en cuenta los siguientes pasos:

Escribir el símbolo del no metal (S) y el oxígeno.

$$\mathbf{S\ O}$$

La valencia del azufre es +6, es par, se anota dos cargas negativas o dos guiones; el radical es ácido anotaremos un hidrógeno en **remplazo de un guión negativo.**

$$\mathbf{H\,S\,O^{-}}$$

Sumar la valencia del azufre (6) más la carga negativa (1) y (1) átomo de hidrógeno nos da = 8, la mitad es = **4**, se anota este resultado como subíndice del oxígeno.

La fórmula correcta será:

$$\mathbf{HSO_4^-}$$

Es un anión poliatómico ácido, radical sulfato ácido

172. Para escribir la fórmula general de este anión poliatómico básico, debes comenzar con un radical halogénico neutro. Primero, escribe los símbolos de los elementos del grupo VIIA, periodo 3 y del grupo VIA, periodo 2, para formar el anión. Luego, añade un radical oxhidrilo para resolver el problema de manera directa.

Fórmula general: Tomar en cuenta los siguientes pasos:

Escribir el símbolo del no metal (Cl) y el oxígeno.

$$\mathbf{Cl\ O}$$

Se forma el ion clorato a partir de la disociación del ácido clórico ($HClO_3$), recordemos que el cloro trabaja con valencia +5 y se coloca (1) hidrógeno del ácido en forma de un guion negativo al ion.

$$\mathbf{H\,S\,O^{-}}$$

Para formar el anión poliatómico básico se necesita un radical oxhidrilo que se antepone al ion clorato.

$$\mathbf{OH^-\ \ Cl\,O_3^-}$$

Sumar las valencias del radical oxhidrilo y del radical halogénico neutro que sería el ion clorato, el resultado colocar como carga total del anión poliatómico básico.

$$(-1) + (-1) = -2$$

La fórmula correcta será:

$$\mathbf{[\,OH^-\ ClO_3^-\,]^{2-}}$$

Es un anión poliatómico básico, radical o ion clorato básico

173. Es el anión oxocarbonado más simple. La presencia de carbonatos en las rocas se considera evidencia de agua líquida. Una de las funciones de este anión es contribuir a la corrosión de metales debido al dióxido de carbono ácido. Escriba la fórmula general de este anión poliatómico neutro de dos maneras, partiendo de un elemento del grupo IVA, periodo 2, con valencia +4 y oxígeno.

Fórmula general: una forma es siguiendo los siguientes pasos:
Escribir el símbolo del no metal (C) y el oxígeno.

$$C\ O$$

El carbono funciona con su valencia +4, es número **par**, se anota dos cargas negativas en forma de guiones.

$$C\ O^{=}$$

Sumar la valencia del carbono (4) más la valencia negativa (2), nos da = 6. Este resultado dividir entre 2 nos da el resultado de = 3, se anota este resultado como subíndice del oxígeno.

La fórmula correcta será:

$$C\ O_3^{=}$$

Otra forma de resolver

Primero escribir la fórmula del ácido carbónico.

$$H_2CO_3$$

Eliminar los hidrógenos, este número de hidrógenos eliminados se constituye en la carga del radical que en este caso es 2, se coloca como guiones negativos.

$$H_2CO_3 \xrightarrow{-2H} C\ O_3^{=}$$

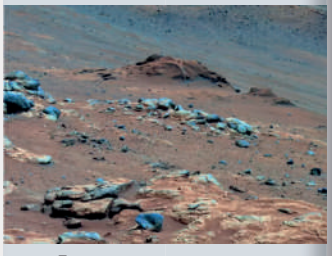
Se elimina los dos hidrógenos acídicos y se tiene el ion o radical carbonato.

Saber más...

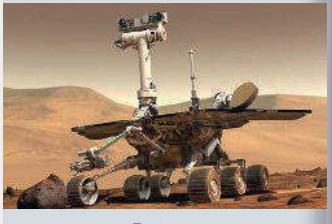
Las observaciones recientes de la nebulosa planetaria NGC 6302 muestran evidencia de carbonatos en el espacio, donde es poco probable una alteración acuosa similar a la de la Tierra.

Hasta hace poco, no se habían encontrado depósitos de carbonato en Marte a través de sensores remotos o misiones in situ, aunque los meteoritos marcianos contienen pequeñas cantidades.

Fuente: academia-lab.com

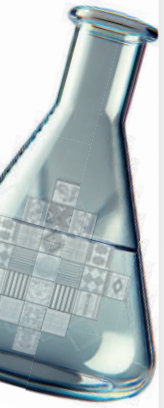


Fuente: www.europapress.es



Fuente: www.rtve.es

Saber más...



Las principales fuentes de sulfato en el agua subterránea son el yeso y la anhidrita, sustancias altamente solubles en agua. Los sulfatos en las aguas se forman por filtración a partir de yeso y otras sales o de desechos industriales.

El sulfato en el agua generalmente puede estar en altas concentraciones. La alta concentración de sulfato en el agua conduce a la corrosión de los metales en los sistemas de distribución.



Fuente: www.eldiario.es

Los métodos gravimétricos y turbidimétricos son los métodos más comúnmente utilizados para la determinación de sulfato en laboratorios.

Fuente: www.laboratuvar.com

174. Es un ion que está presente en aguas naturales, la mayoría es estos se disuelven de las rocas. Escriba la fórmula general y nombrar en las tres nomenclaturas, trabaje a partir de un elemento no metálico con número atómico 16 con la mayor valencia y oxígeno.

Fórmula general: Una forma es siguiendo los siguientes pasos:
Escribir el símbolo del no metal (S) y el oxígeno.

$$S\ O$$

El azufre funciona con su valencia +6, es número par, se anota dos cargas negativas o guiones.

$$S\ O^{=}$$

Sumar la valencia del azufre (6) más la valencia negativa (2), seria = 8. Este resultado lo dividimos entre 2 nos da = 4 (se anota este resultado como subíndice del oxígeno).

La fórmula correcta será:

$$S\ O_4^{=}$$

Nomenclatura

NT: Se antepone el nombre genérico **radical o ion**, seguido nombrar el no metal, cambiando la terminación del oxácido por **ato** (por su mayor valencia, ico por ato).

Radical sulfato

NS: Se nombra igual que la nomenclatura tradicional.

Radical o ion sulfato

NI: Se escribe el nombre genérico **ion**, seguido escribir el nombre especifico que lleva la palabra oxo, con el prefijo tetra que indica el número de oxígenos **(tetraoxo)**, finalmente escribir el no metal con la terminación **ato** con su valencia en números romanos.

Ion tetraoxosulfato (VI)

175. Nombrar en las tres nomenclaturas este anión poliatómico ácido, para escribir el radical trabaje a partir de un elemento del grupo VIA periodo 3 con la mayor valencia y oxígeno, añadir un hidrógeno para que sea un anión poliatómico ácido.

La fórmula es la siguiente: HSO_4^-

Nomenclatura

NT: Se antepone el nombre genérico **radical o ion**, seguido nombrar el radical halogénico neutro, luego se antepone el prefijo (ácido, diácido, triácido, etc.) para nuestra fórmula escribir el prefijo **ácido**.
También se puede utilizar el prefijo **bi**.

Radical sulfato ácido o radical bisulfato

NS: Se nombra primero la palabra **ion**, seguido nombrar la palabra **hidrógeno** (dependiendo la fórmula puede llevar los prefijos di, tri, etc.) y finalmente nombrar el radical halogénico neutro.

Ion hidrógeno sulfato

NI: Se escribe el nombre genérico **ion**, seguido escribir el nombre especifico que lleva la palabra **hidrógeno**, luego la palabra **oxo**, con el prefijo **tetra** que indica el número de oxígenos **(tetraoxo)**, finalmente escribir el no metal con la terminación **ato** con su valencia en números romanos.

Ion hidrógeno tetraoxosulfato (VI)

176. Escribir el nombre de este anión utilizando las tres nomenclaturas. Primero, identifica el radical halogénico neutro que se forma a partir de un elemento del grupo VIIA del periodo 3 con una valencia de +5, combinado con oxígeno. Luego, añade el radical oxhidrilo para formar el anión poliatómico básico.

Nomenclatura: La fórmula es la siguiente $[OH^- ClO_3^-]^{2-}$

NT: Primero se coloca el término genérico '**radical**' o '**ion**', seguido escribir el nombre del radical halógeno neutro. Luego, se añade el prefijo numérico que indica la cantidad de grupos hidroxilo (si es solo uno, se debe usar la palabra **básico**.

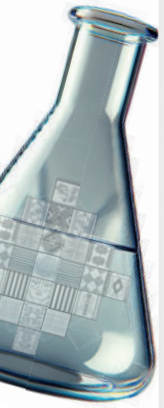
Radical o ion clorato básico

NS: Primero, se menciona la palabra "**ion**", seguida de "**hidroxi**" o "**hidróxido**" (según corresponda la fórmula, pudiendo incluir prefijos como "di"," tri", etc.) y finalmente se nombra el radical halogénico neutro.

Ion hidróxido clorato

NI: Primero, se escribe el nombre genérico "ion", seguido del nombre específico que incluye la palabra "hidroxi" o "**hidróxido**" (dependiendo de la fórmula, puede llevar prefijos como di-, tri-, etc.), luego se añade la palabra "oxo" con el prefijo "tri-" que indica el número de oxígenos (trioxo). Finalmente, se escribe el nombre del no metal con la terminación "ato" y su valencia en números romanos

Ion hidróxidotrioxoclorato (V)



Dato importante

Aplicaciones...

Los nitritos forman parte de muchas formulaciones de sales para salar carnes. Se debe a su capacidad se mantener un color rojizo deseado en la materia prima ya que reaccionan con la mioglobina de la carne. Sin embargo, la concentración debe ser muy baja.



Fuente: carniceriaangel.com

Su aplicación médica es como antídoto en caso de envenenamientos por cianuro de potasio, causando vasodilatación y es además antiespásmodico.



Fuente: www.freepik.es

177. Es un ion que pueden ser sales o ésteres, en la naturaleza se forman por oxidación biológica de aminas y amoníaco y en la industria al disolver trióxido de dinitrógeno en disolución básica. Escriba la fórmula general y nombrar en las tres nomenclaturas, trabaje a partir de un elemento no metálico del grupo VA periodo 2 con la menor valencia y oxígeno.

Fórmula general: seguir los siguientes pasos:
Escribir el símbolo del no metal (N) y el oxígeno.

$$N\ O$$

El nitrógeno funciona con su valencia +3, es número impar, se anota una carga negativa o guion.

$$N\ O^{-}$$

Sumar la valencia del nitrógeno (3) más la valencia negativa (1) nos da = 4. Dividimos entre 2y el resultado es = 2 (se anota este resultado como subíndice del oxígeno).
La fórmula correcta será:

$$N\ O_2^{-}$$

Nomenclatura

NT: Se antepone el nombre genérico **radical o ion**, seguido nombrar el no metal, cambiando la terminación del oxácido por **ito** (por su menor valencia, oso por ito).

Radical nitrito

NS: Se nombra igual que la nomenclatura tradicional.

Ion nitrito

NI: Se escribe el nombre genérico **ion**, seguido escribir el nombre especifico que lleva la palabra oxo, con el prefijo di que indica el número de oxígenos **(dioxo)**, finalmente escribir el no metal con la terminación **ato** con su valencia en números romanos.

Ion dioxonitrato (III)

178. Se añaden a los alimentos en forma de sales y actúan como agentes bacteriostáticos en una amplia variedad de productos. Aunque no son tóxicos, pueden ser alérgenos para personas sensibles. ¿Cuál es el nombre correcto de este anión poliatómico neutro según la nomenclatura de Stock? Trabaje a partir de un elemento no metálico del grupo VIA, periodo 3, con valencia +4 y oxígeno.

a) Ion nitrito **c)** Ion nitrato

b) Ion sulfito **d)** Ion perclorato

Primero escribir la fórmula general:
El azufre funciona con su valencia +4, número par, se anota dos cargas negativas.

$$S\ O^{=}$$

Sumar la valencia del azufre (4) más la carga negativa (2) nos da = 6. Dividimos entre 2 y el resultado es = 3 (se anota este resultado como subíndice del oxígeno)
La fórmula correcta será:

$$S\ O_3^{=}$$

Nomenclatura

NT: Se antepone el nombre genérico **radical o ion**, seguido nombrar el no metal, cambiando la terminación del oxácido por **ito** (por su valencia, se cambia el oso por ito).

Radical sulfito

NS: Se nombra igual que la nomenclatura tradicional.

Ion sulfito

NI: Se escribe el nombre genérico **ion**, seguido escribir el nombre especifico que lleva la palabra oxo, con el prefijo **tri** que indica el número de oxígenos **(trioxo)**, finalmente escribir el no metal con la terminación **ato** con su valencia en números romanos.

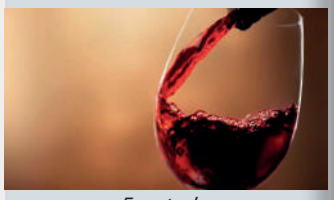
Ion trioxosulfato (IV)

Respuesta: inciso b)

Saber más...

Sulfitos: un compuesto importante en la elaboración de vinos

En la industria de alimentos y bebidas, los antioxidantes se utilizan ampliamente como conservadores para mantener la calidad y prevenir el deterioro. De los antioxidantes más comúnmente utilizados son los sulfitos.



Fuente: hoyaragon.es

Estos compuestos interrumpen el metabolismo de los microorganismos impidiendo así su crecimiento y potenciando la estabilidad del producto, además de que pueden prevenir la oxidación. La oxidación puede resultar de la exposición a la luz y al oxígeno y es indeseable ya que causa sabores y colores extraños.

Fuente: h.hannainst.com.mx



Fuente: es.vecteezy.com

Saber más...

El ion de nitrato se forma a través de un proceso llamado nitrificación, que ocurre cuando las bacterias en el suelo convierten iones de amonio en iones de nitrito y luego en iones de nitrato. El nitrato también se puede formar a través de la deposición atmosférica, que es el proceso de compuestos de nitrógeno que se depositan en la superficie de la tierra a través de la lluvia o la nieve. Es un nutriente esencial para el crecimiento de las plantas, ya que es un componente importante de la clorofila, que es responsable de la fotosíntesis.



Fuente:www.ntsensors.com

No tienen color ni sabor y se encuentran en la naturaleza tanto en los suelos como disueltos en el agua.



Fuente: es.greenpeace.org

179. Este ion se utiliza comúnmente como fertilizante en la agricultura debido a su importancia como nutriente para el crecimiento de las plantas. También se encuentra en el estiércol animal. ¿Cuál es el nombre correcto de este anión poliatómico neutro según la nomenclatura IUPAC? Trabaje a partir de un elemento no metálico del grupo VA, periodo 2, con su valencia máxima y oxígeno.

a) Ion trioxosulfato (IV)
b) Ion trioxonitrato (V)
c) Ion oxobromato (I)
d) Ion tetraoxosulfato (VI)

Primero escribir la fórmula general:
El nitrógeno funciona con su valencia +5, es **impar**, se anota una carga negativa.

$$N\ O^{-}$$

Sumar la valencia del nitrógeno (5) más la valencia o guion negativo (1), seria 6. Dividir entre 2 nos resulta = 3 (anotar este resultado como subíndice del oxígeno).
La fórmula correcta será:

$$N\ O_3^{-}$$

Nomenclatura

NT: Se antepone el nombre genérico **radical o ion**, seguido nombrar el no metal, cambiando la terminación del oxácido por **ato** (por su mayor valencia, se cambia el ico por ato).

Radical nitrato

NS: Se nombra igual que la nomenclatura tradicional.

Ion nitrato

NI: Se escribe el nombre genérico **ion**, seguido escribir el nombre especifico que lleva la palabra oxo, con el prefijo **tri** que indica el número de oxígenos **(trioxo)**, finalmente escribir el no metal con la terminación **ato** con su valencia en números romanos.

Ion trioxonitrato (V)

Respuesta: inciso b)

180. ¿Cuál es el nombre correcto de este anión poliatómico ácido según la nomenclatura IUPAC? Para determinar el nombre del radical, empieza con un elemento del grupo VIA, periodo 5, en su valencia máxima y combina con oxígeno.

a) Ion hidrógeno tetraoxotelurato (VI) **c)** Ion hidrógeno dioxosulfato (II)
b) Ion hidrógeno trioxosulfato (VI) **d)** Ion hidrógeno trioxocarbonato (IV)

Nomenclatura. - La fórmula es la siguiente: HSO_4^-

NT: Se antepone el nombre genérico **radical o ion**, luego se antepone el prefijo (ácido, diácido, triácido, etc.) para nuestra fórmula escribir el prefijo ácido. También se puede utilizar el prefijo **bi**.

Radical telurato ácido o radical bitelurato

NS: Se nombra primero la palabra **ion**, seguido nombrar la palabra **hidrógeno** y finalmente nombrar el radical halogénico neutro.

Ion hidrógeno telurato

NI: Se escribe el nombre genérico **ion**, seguido el nombre especifico que lleva la palabra **hidrógeno** seguido el prefijo **tetra** que indica el número de oxígenos **(tetraoxo)**, finalmente escribir el no metal con la terminación **ato**.

Ion hidrógeno tetraoxotelurato (VI)

Respuesta: inciso a)

181. Escribir la fórmula a partir del radical halogénico neutro que se forma a con el elemento con número atómico 7 con su menor valencia y oxígeno. ¿Cuál es la fórmula general de este anión poliatómico básico?

a) $[OH^- ClO_3^-]^{2-}$ **c)** $[OH^- PO_4]^{4-}$

b) $[(OH^-)_2 SO_4]^{4-}$ **d)** $[(OH^-)_3 NO_2]^{4-}$

Nomenclatura. - La fórmula es la siguiente:

NT: Se forma el ion clorato a partir de la disociación del ácido nitroso (HNO_2), recordemos que el nitrógeno trabaja con valencia 3+ y se coloca el hidrógeno del ácido en forma de un guion negativo al ion.

$$NO_2^-$$

NS: Para formar el anión poliatómico básico se necesita un radical oxhidrilo que se antepone al ion nitrito con el subíndice 3, por la valencia del anión.

$$(OH^-)_3\ NO_2^-$$

NI: Sumar las valencias del radical oxhidrilo y del radical halogénico neutro que sería el ion nitrito, el resultado colocar como carga total del anión poliatómico básico. La fórmula correcta será:

$$[(OH^-)_3 NO_2]^{4-}$$

Respuesta: inciso d)

182. Es un ion poliatómico altamente soluble en agua y los principales compuestos comerciales son el fosfito monopotásico y el fosfito dipotásico. ¿Cuál es la fórmula general de este anión poliatómico neutro? Para determinarla, utilice un elemento no metálico del grupo VA, periodo 3, en su valencia mínima y oxígeno.



a) $PO_3^{\equiv}$ **c)** P_2O_3

b) $SO_3^{\equiv}$ **d)** HPO_3

Respuesta .....

183. Es un ion extremadamente inestable que se presenta en solución. Para determinar su fórmula, utiliza un elemento no metálico del grupo VIIA, periodo 5, en su valencia mínima, junto con oxígeno. ¿Cuál es el nombre correcto de este anión poliatómico neutro según la nomenclatura de Stock? Encierre la opción correcta.

a) Ion hiposulfito **c)** Ion yodito

b) Ion perclorato **d)** Ion hipoyodito

Respuesta .....

184. Es un anión inestable en disolución acuosa, que se forma por la hidrólisis de ATP, resultando en AMP en la célula. Para determinar este anión, utiliza un elemento no metálico del grupo VA, periodo 3, con el prefijo "piro" y una valencia de +4, junto con oxígeno. ¿Cuál es el nombre correcto de este anión poliatómico neutro según la nomenclatura tradicional? Encierre la opción correcta.

a) Radical pirofosfito **c)** Radical pirofosfato

b) Radical pirofosforoso **d)** Ácido pirofosforoso

Respuesta .....

SALES
SALES OXISALES Y SALES HIDROSALES

SALES OXISALES

Resultan de la sustitución parcial o total de los átomos de hidrógeno de un ácido **oxácido** por radicales positivos o metales

Sales oxisales neutras

Fórmula general

$M^{+}\ R^{-}$

Ecuación de formación

Oxácido + metal → oxisal neutra + H_2
Oxácido + óxido → oxisal neutra + H_2O
Oxácido + hidróxido → oxisal neutra + H_2O

Sales oxisales ácidas

Fórmula general

$M^{+}\ HR^{-}$

Ecuación de formación

Oxácido + metal → oxisal ácida + H_2
Oxácido + óxido → oxisal ácida + H_2O
Oxácido + hidróxido → oxisal ácida + H_2O

Sales oxisales básicas

Fórmula general

$M^{+}\ OH^{-}\ R^{-}$

Ecuación de formación

Oxácido + hidróxido → oxisal básica + H_2O

Sales oxisales dobles

Fórmula general

$M^{+}\ M^{+}\ R^{-}$

Ecuación de formación

Oxácido + M + M → oxisal doble + H_2
Oxácido + óxido + óxido → oxisal doble + H_2O
Oxácido + hidróxido + hidróxido → oxisal doble + H_2O

SALES HALOIDEAS O HIDROSALES

Resultan de la sustitución parcial o total de los átomos de hidrógeno de un ácido **hidrácido** por radicales positivos o metales.

Sales hidrosales neutras

Fórmula general

$M^{+}\ NM^{-}$

Ecuación de formación

Hidrácido + metal → hidrosal neutra + H_2
Hidrácido + óxido → hidrosal neutra + H_2O
idrácido + hidróxido → hidrosal neutra + H_2O

Sales hidrosales ácidas

Fórmula general

$M^{+}\ HR^{-}$

Ecuación de formación

Hidrácido + metal → hidrosal ácida + H_2
Hidrácido + óxido → hidrosal ácida + H_2O
Hidrácido + hidróxido → hidrosal ácida + H_2O

Sales hidrosales básicas

Fórmula general

$M^{+}\ OH^{-}\ R^{-}$

Ecuación de formación

Hidrácido + hidróxido → hidrosal básica + H_2O

Sales hidrosales dobles

Fórmula general

$M^{+}\ M^{+}\ R^{-}$

Ecuación de formación

Hidrácido + M + M → hidrosal doble + H_2
Hidrácido + óxido + óxido → hidrosal doble + H_2O
Hidrácido + hidróxido + hidróxido → hidrosal doble + H_2O

USOS Y APLICACIONES EN LA VIDA DIARIA



En el salar de Uyuni, ubicado en el departamento de Potosí, el país cuenta con alrededor de 64 millones de toneladas de halita y **cloruro de sodio**; existe un gran potencial de estas materias primas.

La planta de YLB tiene cloruro de sodio almacenado 4,3 millones de toneladas, será una de las principales materias primas para la Industria de Hidróxido de Sodio y Ácido Clorhídrico.

Fuente: elpais.bo



El **carbonato de litio** es una sal inorgánica que no se encuentra en forma libre en la naturaleza. La Planta Industrial de Carbonato de Litio de YLB se encuentra en Colcha K, municipio de Llipi, Potosí.

Tiene una capacidad de producción de 15 mil toneladas al año producirá en una primera fase hasta el 30% de ese volumen y aumentará progresivamente la cantidad hasta alcanzar su máximo nivel. La obtención de este producto se efectuará mediante piscinas de evaporación.



Fuente: www.mhe.gob.bo



Fuente: www.ylb.gob.bo

El **bicarbonato potásico** alimentario se utiliza a menudo en la elaboración de alimentos para mejorar la textura y hacer que los alimentos sean más crujientes, es un agente leudante que se utiliza en la preparación de productos horneados como pan y galletas para hacer que la masa se eleve. Se utiliza como conservante natural en algunos alimentos, ya que puede inhibir el crecimiento de bacterias y hongos.

Fuente: factorchem.com



SALES OXISALES

185. Es muy utilizado en los hogares bolivianos como blanqueador y desinfectante, es conocido como lejía, tiene un olor penetrante de color verde amarillento y en los hogares se utiliza con el fin de desinfectar pisos, baños, para quitar manchas de prendas como sábanas. Para escribir la fórmula se debe escribir el símbolo del metal con número atómico 11 y el ion hipoclorito, escriba la fórmula general de esta sal oxisal neutra.

Fórmula general

Tomar en cuenta los siguientes pasos:

Escribir los símbolos del metal (Na) y el ion hipoclorito (ClO^-)

$$Na^{+1}\ ClO^{-}$$

Como el sodio trabaja con valencia +1 y el ion hipoclorito tiene un guion o carga negativa, se intercambia y se sobrentiende el subíndice.

La fórmula correcta del compuesto será:

NaClO

186. Es un compuesto de apariencia de polvo blanco o incoloro que se utiliza como agente estabilizador de plásticos. Para escribir la fórmula se debe escribir el símbolo del metal con número atómico 82 con su mayor valencia y el radical fosfato, escriba la fórmula general de esta sal oxisal neutra.

Fórmula general

Tomar en cuenta los siguientes pasos:

Escribir los símbolos del metal (Pb) y el radical fosfato

$$Pb^{+4}\ PbO_4^{\equiv}$$

Como el plomo trabaja con valencia +4 y el radical fosfato trabaja con carga -3, se intercambia y se escribe el subíndice, simplificar si es divisible.

La fórmula correcta del compuesto será:

$$Pb_3(PbO_4)_4$$

Saber más...

Prevención y control del riesgo en el hogar

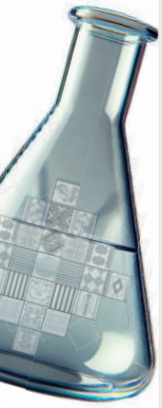
La composición de productos de limpieza para el hogar consta únicamente del 5% de hipoclorito de sodio, aunque la mayor parte de la producción comercial de este compuesto es para este tipo de productos. Generalmente la concentración del hipoclorito de sodio para potabilización del agua no puedo pasar del 10% y la cantidad del producto debe estar entre 0.5 y 1 mg/l. También se usa para tratar aguas residuales e industriales, esto se debe a que elimina olores desagradables y previene la propagación de bacterias y fangos.

Fuente: www.amoquimicos.com





Saber más...



Gracias a sus excelentes propiedades, el metasilicato de sodio es un componente esencial en la producción de detergentes. Se utiliza para fabricar una amplia variedad de detergentes, tanto líquidos como en polvo, debido a su gran capacidad para eliminar aceites, grasas y sebos.



Además, actúa como un agente de taponamiento que evita que la suciedad disuelta en el agua de lavado se vuelva a adherir a las superficies, lo que facilita el enjuague. También es altamente eficaz en la estabilización del pH de una solución, manteniéndolo elevado durante el proceso de limpieza, incluso cuando la solución se enfrenta a la suciedad ácida.



Fuente: proquinsa.com

187. Compuesto conocido como vidrio soluble por su apariencia físicamente blanco y cristalino, tiene aplicación en el tratamiento de aguas, en los detergentes y como desengrasante alcalino. Para escribir la fórmula se debe escribir el símbolo del metal con número atómico 11 y el radical silicato, escriba la fórmula general de esta sal oxisal neutra.

Fórmula general

Tomar en cuenta los siguientes pasos:
Escribir los símbolos del metal (Na) y el radical silicato

$$Na^{+1} \quad Si\,O_3^{=}$$

Como el sodio trabaja con valencia +1 y el radical silicato trabaja con carga negativa -2, se intercambia y se escribe el subíndice.
La fórmula correcta del compuesto será:

$$\mathbf{Na_2\,(Si\,O_3)}$$

188. Para escribir la fórmula directa se debe escribir el símbolo del metal del grupo IIA periodo 6 y el radical sulfato ácido, escriba la fórmula general de esta sal oxisal ácida.

Fórmula general

Tomar en cuenta los siguientes pasos:
Escribir los símbolos del metal (Ba) y el radical sulfato ácido

$$Ba \qquad H\,S\,O_4^{-}$$

El bario trabaja con valencia +1 y el radical sulfato ácido tiene carga -1.

$$Ba^{+2} \quad H\,S\,O_4^{-1}$$

Intercambiar las cargas y escribir los subíndices.
La fórmula correcta del compuesto será:

$$\mathbf{Ba\,(HSO_4)_2}$$

189. Para escribir la fórmula directa, debe utilizarse el símbolo del metal con número atómico 19, el radical oxhidrilo y el radical carbonato, que es una oxisal básica. Escriba la fórmula general de esta sal oxisal básica.

Fórmula general

Tomar en cuenta los siguientes pasos:
Escribir los símbolos del metal (K), el radical oxhidrilo y el radical halogénico.

$$K^{+1}\ OH^{-}\ CO_3^{=}$$

Se suman las valencias del radical oxhidrilo (1) y del radical carbonato (2), da resultado 3; luego dividir entre la valencia del potasio, seria 3 ÷ 1 = **3**, este resultado se coloca como subíndice del potasio.
La fórmula correcta del compuesto será:

$$K_3\ OH\ CO_3$$

190. Para escribir la fórmula directa se debe escribir el símbolo del metal con número atómico 3 y 20 seguido escribir el radical halogénico que es el nitrato, escriba la fórmula general de esta sal oxisal doble.

Fórmula general

Tomar en cuenta los siguientes pasos:
Escribir los símbolos de los metales litio (Li) y calcio (Ca) y el radical halogénico.

$$Li\ Ca\ NO_3$$

Sumar las cargas positivas del litio es +1 y del calcio es +2, sumado resulta +3.
Sumado el número de cargas negativas es -1, para igualar las cargas se coloca el número 3, eso se escribe como subíndice fuera del paréntesis del nitrato.

$$Li^{+1}\ Ca^{+2}\ NO_3^{-1}$$

+1 +2 -3 = 0

La fórmula correcta del compuesto será:

$$Li\ Ca\ (NO_3)_3$$

Saber más...

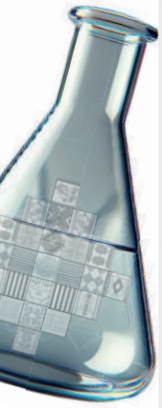
La terminación que utilizábamos anteriormente en óxidos, ácidos, etc. cambia para nombrar sales, para nombrar el nombre especifico del ácido se cambia la terminación que conocemos oso – ico por **ito – ato.**

Hipo-oso	por	**hipo - ito**
Oso	por	**ito**
Ico	por	**ato**
Per-ico	por	**per- ato**

De igual manera para los prefijos META, PIRO, ORTO.

Meta-oso	por	**meta- ito**
Piro-oso	por	**piro- ito**
Orto-oso	por	**orto- ito**
Meta-ico	por	**meta- ato**
Piro-ico	por	**piro- ato**
Orto-ico	por	**orto- ato**

Saber más...



El sulfuro de hierro se utiliza en las industrias de aleaciones y acero inoxidable para controlar la fragilización por hidrógeno. En la industria siderúrgica, se emplea como agente de re-sulfuración en la fabricación de aceros de corte, acero al carbono, aleaciones y acero inoxidable. Además, mejora la capacidad de las máquinas de fundición de acero, utilizadas en la producción de diversas piezas de acero. En la purificación del ácido fosfórico crudo, el sulfuro de hierro actúa como agente reductor para eliminar impurezas pesadas. También se usa en laboratorios para la preparación de gas sulfuro de hidrógeno. En tintes para cabello, pintura, cerámica, botellas y vasos, se utiliza como pigmento.

Fuente: www.lifeder.com

SALES HIDROSALES

191. Este compuesto, cuya reacción es altamente exotérmica, tiene apariencia metálica de color marrón. Se utiliza como agente en aleaciones, aceros y en la fundición. Para escribir su fórmula, primero coloque el símbolo del metal con número atómico 26, seguido del símbolo del halógeno neutro, que corresponde al no metal con número atómico 16 y valencia negativa. Escriba la fórmula general de esta sal hidrosal neutra.

Fórmula general

Tomar en cuenta los siguientes pasos:
Escribir los símbolos del metal (Fe) y radical halogénico neutro (S)

$$Fe\ \ S$$

El hierro trabaja con valencia +2 y el azufre con carga negativa -2, se intercambia y se simplifica por lo tanto no se coloca subíndice.

$$Fe^{+2}\ \ S^{-2}$$

La fórmula correcta del compuesto será:

FeS

192. Para escribir la fórmula directa se debe escribir el símbolo del metal con número atómico 29 con su menor valencia y el radical halogénico ácido (HSe), escriba la fórmula general de esta sal hidrosal ácida.

Fórmula general

Tomar en cuenta los siguientes pasos:
Escribir los símbolos del metal (Cu) y el radical (HSe)

$$Cu\ HSe$$

El cobre trabaja con valencia +1 y el radical sulfato ácido tiene carga negativa -1.

$$Cu^{+1}\ \ HSe^{-1}$$

Intercambiar las cargas, no es necesario colocar subíndices cuando es 1.
La fórmula correcta del compuesto será:

$$Cu\ HSe$$

193. Compuesto sólido cristalino e incoloro que se disuelve en aceite, utilizado para detectar presencia de cloruro en soluciones. Escribir la ecuación de formación de esta sal oxisal neutra a partir del ácido nítrico y un metal con número atómico 47 e igualar.

Ecuación de formación

Igualar la ecuación tomando en cuenta que la cantidad de reactivos es igual a la cantidad de productos.

Resultan de combinar un oxácido (ácido nítrico) con un metal (Ag), como resultado una oxisal neutra que resulta de la sustitución total de los átomos de hidrogeno acídicos de un oxácido.

$$HNO_3 + Ag \rightarrow AgNO_3 + H_2$$

Oxácido + metal → oxisal neutra + hidrógeno

Igualando la reacción. –

$$2HNO_3 + 2\ Ag \rightarrow 2\ AgNO_3 + H_2$$

Nitrato de plata

194. Es uno de los minerales más numerosos e importantes, lo encontramos en mayor cantidad en el departamento de Potosí y es conocido como sal común. Escribir la ecuación de formación de esta sal hidrosal neutra a partir del ácido clorhídrico y el óxido de sodio e igualar.

Ecuación de formación

Igualar la ecuación tomando en cuenta que la cantidad de reactivos es igual a la cantidad de productos.

Resultan de combinar un hidrácido (HCl) con un óxido (Na_2O), como resultado una hidrosal neutra que resulta de la sustitución total de los átomos de hidrogeno acídicos de un hidrácido.

$$HCl + Na_2O \rightarrow Na\,Cl + H_2O$$

hidrácido + óxido → hidrosal neutra + agua

Igualando la reacción. –

$$2HCl + Na_2O \rightarrow 2\ Na\,Cl + H_2O$$

Cloruro de sodio

Saber más...



Una de las aplicaciones más icónicas del Nitrato de plata es en la **fotografía**.



Se utiliza en la **fabricación de películas fotográficas y papel fotográfico** para crear imágenes al exponer el nitrato de plata a la luz y desarrollar la imagen en un proceso químico.

En la medicina, el Nitrato de Plata se ha utilizado como agente antimicrobiano y astringente en productos para el cuidado de la piel.

También se ha empleado históricamente en tratamientos oftalmológicos para prevenir infecciones en los ojos de los recién nacidos.

Se utiliza en la industria electrónica en **la fabricación de componentes** como contactos eléctricos y circuitos impresos.

Se emplea como reactivo en varias reacciones químicas, incluyendo la síntesis de otros compuestos de plata.

Fuente: quimicaindustrial.cl

Saber más...

El cloruro de potasio sirve para reemplazar el potasio perdido en el organismo. Se puede utilizar como fuente de potasio en situaciones de déficit provocadas por dietas inadecuadas, diarreas extremas.



Otros de los principales usos del cloruro de potasio son tratar o prevenir la hipopotasemia. Los niveles de potasio en el organismo se ven afectados tras padecer diarreas, vómitos, sirve para equilibrarlos. Aún así, siempre se debe tomar bajo prescripción médica.

Fuente: mundodeportivo

195. Compuesto de color blanquecino o transparente que se puede obtener de minerales terrestres y del agua del mar, su sabor es parecido a la sal de mesa, pero más amargo. Es el resultado de la unión del elemento del grupo IA periodo 4 con el radical halogénico del grupo VIIA periodo 3. Escribir los nombres de esta sal hidrosal neutra en las tres nomenclaturas que conocemos.

Nomenclatura

NT: Se antepone el nombre específico del radical halogénico, ósea el nombre del no metal con la terminación **uro**, luego escribir el nombre del metal con las terminaciones (oso – ico o preposición "de"), para nuestro metal utilizar la preposición **de**, solo tiene una valencia.

Cloruro de potasio

NS: Se antepone el nombre específico que se lo toma del nombre del no metal con la terminación **uro**, seguido nombrar el metal con la preposición **de** con su número de oxidación en **números romanos** y entre paréntesis.

Cloruro de potasio (I)

NI: Se antepone el nombre específico que se lo toma del nombre del no metal con la terminación **uro**, seguido nombrar el metal con la preposición **de**.

Cloruro de potasio

196. Escribir los nombres de esta sal hidrosal básica en las tres nomenclaturas, trabaje con el resultado de la unión del elemento con número atómico 47 y el radical bromuro.

Nomenclatura

NT: Se antepone el nombre específico **básico** al nombre del no metal con la terminación **uro**, luego escribir el nombre del metal con la preposición **de**, solo tiene una valencia.

Bromuro básico de plata

NS y NI: Se nombra primero la palabra **hidroxi**, luego nombrar el no metal con la terminación **uro** y al final el nombre del metal con la preposición **de**, indicando su número de oxidación en **números romanos** y entre paréntesis.

Hidroxi bromuro de plata (I)

197. Es un compuesto que es altamente soluble en agua y se utiliza en la industria farmacéutica, industria alimentaria y la agricultura. ¿Cómo se llama esta sal oxisal ácida formada por un radical halogénico ácido de número atómico 19 y el elemento de mayor valencia con número atómico 6?, encerrar el inciso correcto.

a) Hidrógeno sulfito de plomo (II)
b) Hidrógeno carbonato de potasio (I)
c) Hidrógeno sulfato de potasio
d) Hidrógeno sulfito de potasio

Resolución

NT: Se antepone el nombre específico **ácido** al nombre del radical halogénico con la terminación **ato**, luego escribir el nombre del metal con la preposición **de**. Se puede utilizar el prefijo **bi** antes del nombre del radical halogénico.

Carbonato ácido de potasio o Bicarbonato de potasio

NS: Se nombra primero la palabra **hidrógeno**, luego nombrar el radical halogénico y el nombre del metal con la preposición **de**, indicando su número de oxidación en **números romanos** y entre paréntesis.

Hidrógeno carbonato de potasio (I)

NI: Se escribe el nombre específico **hidrógeno** precedida por la palabra **trioxo**, luego el nombre del **no metal** con terminación **ato**, indicando su valencia entre paréntesis, seguido la preposición **de** para nombrar el nombre del **metal**.

Hidrógenotrioxocarbonato (IV) de potasio (I)

Respuesta: inciso b)

198. ¿Cuál es el nombre de esta sal oxisal doble Au $Cu(AsO_3)_3$ según la nomenclatura I.U.P.A.C.? Encierre el inciso correcto.

a) bis oxoclorato (I) de oro y cobre
b) Hidrógeno sulfato de potasio
c) tris trioxoarseniato (V) de oro (I) - cobre (II)
d) trioxoarseniato (V) de oro y cobre

Resolución

NI: Se escribe primero la palabra oxo con el prefijo **tri** (tres), luego el nombre del no metal con la terminación **ato** indicando su valencia en números romanos, seguido la preposición de para nombrar los metales en el orden de su formulación con sus valencias en **números romanos** y entre paréntesis. Se utilizan prefijos multiplicativos de cantidad, si el anión se ve afectado por algún subíndice como bis, tris, tetrakis, pentakis, etc.

Tris trioxoarseniato (V) de oro (I) – cobre (II)

Respuesta: inciso c)

199. ¿Cuál es la fórmula general de la oxisal neutra formada por el metal del grupo IIIA, periodo 3 y el radical nitrato? Encierre la opción correcta.



a) $Al(NO_3)_3$
b) $Cu(NO_3)$
c) $Hg_2(NO_2)_2$
d) $NH_4(NO_2)$

Respuesta .....

200. Compuesto formado por el elemento metálico del grupo IVA, período 6, en su mayor estado de oxidación y el radical halogénico ácido (HTe). ¿Cuál es el nombre de esta sal haloidea ácida en la nomenclatura Stock? Encierre la opción correcta.

a) Hidrógeno telururo de sodio (I)
b) Hidrógeno telururo de bario (II)
c) Hidrógeno telururo de plomo (IV)
d) Hidrógeno sulfuro de telurio (II)

Respuesta .....

201. Compuesto inorgánico que resulta de la unión del elemento con número atómico 28 en su menor estado de oxidación con el radical "cloruro". ¿Cuál es el nombre de esta sal haloidea básica según la nomenclatura IUPAC? Encierre la opción correcta.

a) Hidroxi telururo de sodio (I)
b) Hidroxi cloruro de níquel (II)
c) Hidroxi telururo de cloro (II)
d) Dihidroxi cloruro de hierro (III)

Respuesta .....

HIDRUROS

HIDRUROS METÁLICOS

Son compuestos binarios que se forman a partir del hidrógeno con su valencia -1 con un **metal** con valencia positiva.

Ecuación de formación

Considerar que el hidrógeno en la naturaleza se encuentra como un gas, en forma diatómica (H_2)

Ejemplo

$$Fe + H_2 \rightarrow FeH_2$$

NT: Hidruro ferroso
NS: Hidruro de hierro (II)
NI: Dihidruro de hierro

Fórmula general

$$M\ H_X$$

M: metal (valencia positiva)
H: hidrógeno (H^{-1})

ÁCIDOS HIDRÁCIDOS

Son también conocidos como HIDRUROS NO METÁLICOS, son combinaciones binarias que están formados por algunos **no metales** con estado de oxidación negativo.

Se combina el hidrógeno (número de oxidación +1) junto a los halógenos (F, Cl, Br, I) exceptuando el At, actúan con valencia -1 y con los anfígenos (S, Se, Te) exceptuando el O, actúan con valencia -2.

Fórmula general

$$NM\ H_X$$

NM: No metal (valencia negativa)
H: Hidrógeno (H^{+1})

HIDRUROS VOLÁTILES

Compuestos binarios que se forman mediante la combinación de ciertos **no metales** como: boro, silicio, nitrógeno, arsénico, carbono y antimonio, fósforo.

El número de oxidación del hidrógeno es +1 y del no metal es negativo.

Ecuación de formación

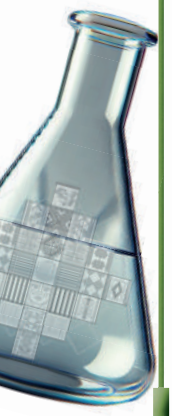
$$NM^{-X} + H^{-1} \rightarrow NM\ H_X$$

Fórmula general

$$NM\ H_X$$

NM: No metal (valencia negativa)
H: Hidrógeno (H^{+1})

USOS Y APLICACIONES EN LA VIDA COTIDIANA



La Planta de Amoniaco y Urea

La Planta de Amoniaco y Urea está ubicada en la localidad de Bulo Bulo, en el municipio de Entre Ríos, departamento de Cochabamba. Desde allí, suministra de urea a los 9 departamentos del país y también exporta a mercados externos de países vecinos. La planta tiene una capacidad de producción nominal de 1.200 toneladas de amoniaco y 2.100 toneladas métricas de urea por día. La materia prima utilizada para la producción es el gas natural y aproximadamente 400 personas trabajan en la operación de la planta.

Fuente: www.ypfb.gob.bo

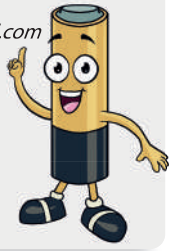


Fuente: www.bolpress.com

Pila Recargable AA (Ni-Mh)

Es una batería de níquel-metal hidruro o de **níquel-hidruro metálico (Ni-Mh)** es un tipo de batería recargable que utiliza un ánodo de oxihidróxido de níquel, su cátodo es de una aleación de **hidruro metálico** lo que representa un menor peligro para el medio ambiente, posee una mayor capacidad de carga.

Fuente: suconel.com



El gas natural es una de las varias e importantes fuentes de energía no renovables, formada por una mezcla de gases ligeros, que se encuentra en yacimientos de petróleo

Se puede encontrar disuelto o asociado con el petróleo y también en depósitos de carbón o de rocas porosas. Aunque su composición varía en función del yacimiento del que se extrae, está compuesto principalmente por metano, en cantidades que comúnmente pueden superar el 90 ó 95% y suele contener otros gases como nitrógeno, CO_2, H_2S, helio, mercaptanos y vapor de agua.

Fuente: www.gastransboliviano.com.bo



Fuente: Fuente:ypfbtransporte.com.bo

HIDRUROS METÁLICOS

202. Compuesto inorgánico que se distingue por ser un sólido inflamable y reactivo al contacto con el agua. Este sólido cristalino varía en color desde incoloro hasta gris. Para representarlo de manera directa, se utilizan los símbolos de los elementos con números atómicos 1 y 3. Escriba la fórmula general.

Fórmula general

Tomar en cuenta los siguientes pasos:

Escribir los símbolos del hidrógeno y el metal (Li).

$$Li\ H$$

El litio trabaja con valencia +1 y el hidrógeno con valencia -1, al intercambiar valencias se sobreentienden los subíndices.

$$Li^{+1}\ H^{-1}$$

La fórmula correcta del compuesto será:

LiH

203. Es un compuesto inorgánico formado por elementos del grupo IA, correspondientes al período 1 y período 5 de la tabla periódica. Para representarlo de manera directa, se utilizan los símbolos de estos elementos. Escriba la fórmula general.

Fórmula general

Tomar en cuenta los siguientes pasos:

Escribir los símbolos del hidrógeno y el metal (Rb).

$$Rb\ H$$

El rubidio trabaja con valencia +1 y el hidrógeno con valencia -1, al intercambiar se sobreentienden los subíndices.

$$Rb^{+1}\ H^{-1}$$

La fórmula correcta del compuesto será:

RbH

Saber más...

Usos y aplicaciones del Li H

Es un potencial moderador y material protector contra radiaciones nucleares para los sistemas de propulsión térmica nuclear de las naves espaciales para viajes muy largos.



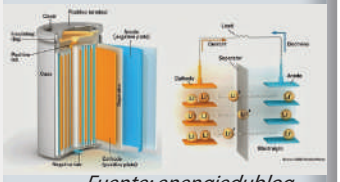
Fuente: www.lifeder.com

Hidruro que posee la mayor capacidad de almacenamiento de H_2, usado como medio de almacenamiento y transporte seguro de hidrógeno.



Fuente: www.ariema.com

Una aplicación del hidruro de litio es la batería de ion de litio también conocida como batería Li-Ion, que es un dispositivo diseñado para almacenamiento de energía.

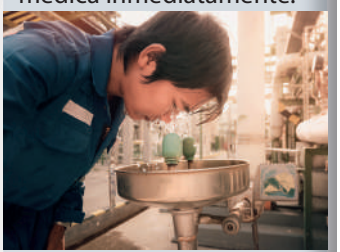


Fuente: enengiedublog.wordpress.com

Saber más...

El compuesto NaH es un poderoso agente reductor. Se considera corrosivo para la piel o los ojos.

En caso de contacto con los ojos, estos deben ser enjuagados con grandes cantidades de agua, debajo de los párpados durante al menos 15 minutos y buscar atención médica inmediatamente.



Fuente: Ini.wa.gov

Al considerar el impacto ambiental, es crucial tener en cuenta su alta reactividad con el agua, lo que puede generar riesgos asociados a posibles explosiones. Es fundamental manejar este compuesto con extrema precaución para evitar accidentes.

Fuente: quimicaly.com



204. Este compuesto, de apariencia sólida y blanca en su estado puro, es inestable y altamente reactivo. Tiene aplicaciones como agente reductor en síntesis orgánica y se utiliza como reactivo en la fabricación de productos farmacéuticos, entre otros usos. Para representarlo de manera directa, se combinan los símbolos de un elemento metálico con número atómico 11 y el hidrógeno. Escriba la fórmula general.

Fórmula general

Tomar en cuenta los siguientes pasos:

Escribir los símbolos del hidrógeno y el metal (Na).

$$\mathbf{Na\ H}$$

El sodio trabaja con valencia +1 y el hidrógeno con valencia -1, al intercambiar valencias se sobreentienden los subíndices.

$$\mathrm{Na}^{+1}\ \mathbf{H}^{-1}$$

La fórmula correcta del compuesto será:

NaH

205. Compuesto inorgánico formado por elementos de la familia de los alcalinos, específicamente del grupo IA. Involucra un elemento del período 1 con número atómico 1 y otro del período 7 con número atómico 87. Escriba la fórmula general.

Fórmula general

Tomar en cuenta los siguientes pasos:

Escribir los símbolos del hidrógeno y el metal (Fr).

$$\mathbf{Fr\ H}$$

El francio trabaja con valencia +1 y el hidrógeno con valencia -1, al intercambiar valencias se sobreentienden los subíndices.

$$\mathrm{Fr}^{+1}\ \mathbf{H}^{-1}$$

La fórmula correcta del compuesto será:

FrH

206. Este compuesto se forma a partir de la unión de un elemento con número atómico 19 y otro con número atómico 1. Se caracteriza por su alta solubilidad en agua, lo que facilita su manipulación y uso en disoluciones acuosas. Escriba la ecuación de formación de este hidruro metálico e iguale la reacción.

Ecuación de formación

Igualar la ecuación tomando en cuenta que la cantidad de reactivos es igual a la cantidad de productos.

Resultan de combinar un metal (potasio, K) con el hidrógeno.

$$K + H_2 \rightarrow KH$$

Metal + hidrógeno → Hidruro metálico

Igualando la reacción

$$2K + H_2 \rightarrow 2KH$$

Hidruro de potasio

207. Este compuesto inorgánico está formado por un elemento con número atómico 29 en su mayor valencia y por un elemento del grupo IA con número atómico 1. Escriba la ecuación de formación de este hidruro metálico e iguale la reacción.

Ecuación de formación

Igualar la ecuación tomando en cuenta que la cantidad de reactivos es igual a la cantidad de productos.

Resultan de combinar un metal (cobre con valencia +2, Cu^{+2}) con el hidrógeno.

$$Cu + H_2 \rightarrow CuH_2$$

Metal + hidrógeno → Hidruro metálico

Igualando la reacción

$$Cu + H_2 \rightarrow CuH_2$$

Hidruro cúprico

Dato importante

Usos y aplicaciones...

Síntesis química: Se utiliza en la síntesis de compuestos orgánicos complejos debido a su capacidad como agente reductor suave, facilitando reacciones selectivas y eficientes.

Catalizador en química: Este compuesto actúa como catalizador, acelerando procesos sin consumirse en la reacción.



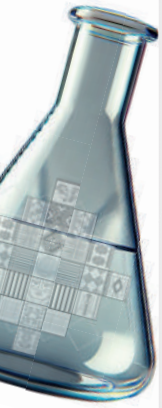
Fuente: www.shutterstock.com

Análisis químico: En laboratorio, este compuesto es utilizado para determinar la concentración de iones específicos en muestras líquidas, siendo fundamental para asegurar la calidad y pureza de productos químicos.

Fuente: quimicaly.com



Saber más...



Usos y Aplicaciones del MgH_2

Almacenamiento de hidrógeno: Sus principales ventajas son la abundancia de recursos, el alto rendimiento, la ligereza, el bajo coste y la seguridad. En comparación con otros hidruros utilizables para el almacenamiento de hidrógeno, este compuesto tiene las mayores densidades de almacenamiento de hidrógeno.

Fuente: www.hielscher.com



Fuente: www.informacion.es



Fuente: www.setapht.com

208. Este compuesto sólido cristalino, de color blanco, es una sustancia altamente reactiva utilizada como agente reductor en síntesis orgánica y para el almacenamiento de hidrógeno. Se forma a partir de la unión de un elemento de la familia de los metales alcalinotérreos, perteneciente al período 3 y con número atómico 12, con un elemento del grupo IA con número atómico 1. Escriba la ecuación de formación de este hidruro e iguale la reacción.

Ecuación de formación

Igualar la ecuación tomando en cuenta que la cantidad de reactivos es igual a la cantidad de productos.

Resultan de combinar un metal (magnesio con valencia +2, Mg^{+2}) con el hidrógeno.

$$Mg + H_2 \rightarrow MgH_2$$

Metal + hidrógeno → Hidruro metálico

Igualando la reacción. -

$$Mg + H_2 \rightarrow MgH_2$$

Hidruro de magnesio

209. Este compuesto inorgánico se forma a partir de la unión de un elemento con número atómico 26 y un elemento del grupo IA, período 1. Escriba la ecuación de formación de este hidruro e iguale la reacción.

Ecuación de formación

Igualar la ecuación tomando en cuenta que la cantidad de reactivos es igual a la cantidad de productos.

Resultan de combinar un metal (hierro con valencia +3, Fe^{+3}) con el hidrógeno.

$$Fe + H_2 \rightarrow FeH_3$$

Metal + hidrógeno → Hidruro metálico

Igualando la reacción. -

$$2\,Fe + 3\,H_2 \rightarrow 2\,FeH_3$$

Hidruro férrico

210. Este hidruro es un sólido blanco con apariencia cristalina y alta solubilidad en agua. Se utiliza como agente reductor para transformar grupos funcionales en compuestos orgánicos y como una alternativa para el almacenamiento de hidrógeno. Para representarlo de manera directa, se emplean los símbolos del elemento con número atómico 13 y del elemento del grupo IA, con número atómico 1. Escriba la fórmula general y nombre el compuesto utilizando las tres nomenclaturas.

Fórmula general

Tomar en cuenta los siguientes pasos:

Escribir los símbolos del hidrógeno y el metal (Al).

$$Al\ H$$

El aluminio trabaja con valencia +3 y el hidrógeno con valencia -1, al intercambiar las valencias se colocan los subíndices.

$$Al^{+3}\ H^{-1}$$

La fórmula correcta del compuesto será:

$$AlH_3$$

Nomenclatura

NT: Se antepone el nombre genérico **hidruro**, seguido nombrar el metal, como trabaja con una valencia se coloca la preposición **de**.

Hidruro de aluminio

NS: Se antepone el nombre genérico **hidruro**, seguido nombrar el metal con la preposición **de** con su número de oxidación en **números romanos** y entre paréntesis.

Hidruro de aluminio (III)

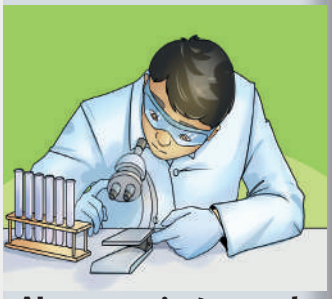
NI: Se escribe el nombre genérico **hidruro** con su prefijo numeral según la cantidad de hidrógenos, en este caso colocar **tri** (tres) seguido nombrar el metal.

Trihidruro de aluminio

Saber más...

Producción de combustibles: En la industria aeroespacial, el AlH_3 se utiliza en la fabricación de combustibles para cohetes debido a su alta densidad energética.

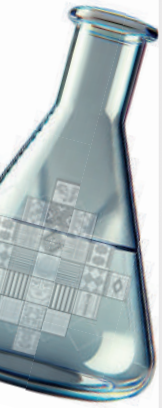
Materiales avanzados: Este compuesto es fundamental en la creación de materiales avanzados como catalizadores para reacciones químicas importantes, sirve también para reducir ciertos grupos funcionales de compuestos orgánicos tales como ácidos carboxílicos, cetonas, aldehídos y esteres.



Almacenamiento de hidrógeno: Su capacidad para almacenar y liberar hidrógeno lo convierte en un componente crucial en celdas de combustible y baterías recargables.

Fuente: quimicaly.com

Dato importante



Usos y aplicaciones...

Producción de metales puros: Se emplea en la metalurgia para la obtención de metales puros a través de procesos de reducción química.

Síntesis orgánica: En laboratorios y plantas especializadas, el facilita reacciones clave en síntesis orgánica al actuar como agente reductor.



Conservación de productos sensibles: Por su capacidad desecante, es ideal para conservar productos sensibles a la humedad, como aceites, grasas y ciertos compuestos químicos.

Purificación de disolventes: Se utiliza en la purificación de disolventes al eliminar trazas de agua u otros contaminantes.

Fuente: quimicaly.com

211. Es de apariencia sólida cristalina de color blanco y fácilmente absorbe la humedad, es un compuesto insoluble en agua destacando como agente reductor. Para escribir de manera directa se escribe el elemento del grupo IIA, periodo 4 y el elemento con grupo IA con número atómico 1. Escribir la fórmula general y nombrar el compuesto en las tres nomenclaturas que conocemos.

Fórmula general

Tomar en cuenta los siguientes pasos:

Escribir los símbolos del hidrógeno y el metal (Ca).

$$Ca\ H$$

Calcio trabaja con valencia +2 y el hidrógeno con valencia -1, AL intercambiar valencias se colocan los subíndices.

$$Ca^{+2}\ H^{-1}$$

La fórmula correcta del compuesto será:

$$CaH_2$$

Nomenclatura

NT: Se antepone el nombre genérico "**hidruro**", seguido nombrar el metal, como trabaja con una valencia se coloca la preposición "**de**".

Hidruro de calcio

NS: Se antepone el nombre genérico "**hidruro**", seguido nombrar el metal con la preposición "**de**" con su número de oxidación en **números romanos** y entre paréntesis.

Hidruro de calcio (II)

NI: El nombre genérico del compuesto se forma utilizando el término "hidruro" seguido del prefijo numeral correspondiente a la cantidad de átomos de hidrógeno presentes. En este caso, se usa el prefijo "di" (para indicar dos átomos) antes del nombre del metal.

Dihidruro de calcio

212. Es un sólido cristalino que se presenta como una estructura cúbica, al tener una estructura cristalina lo que influye en sus propiedades magnéticas. Para escribir de manera directa se escribe el símbolo del elemento con número atómico 29 y el elemento con grupo IA con número atómico 1. Escribir la fórmula general y nombrar el compuesto en las tres nomenclaturas que conocemos.

Fórmula general

Tomar en cuenta los siguientes pasos:

Escribir los símbolos del hidrógeno y el metal (Cu).

$$Cu\ H$$

Cobre trabaja con valencia +1 y el hidrógeno con valencia -1, al intercambia valencias se sobreentienden los subíndices.

$$Cu^{+1}\ H^{-1}$$

La fórmula correcta del compuesto será:

CuH

Nomenclatura

NT: Se antepone el nombre genérico "**hidruro**", seguido nombrar el metal, como trabaja con la menor valencia se coloca la terminación **"oso"**.

Hidruro cuproso

NS: Se antepone el nombre genérico "**hidruro**", seguido nombrar el metal con la preposición "**de**" con su número de oxidación en **números romanos** y entre paréntesis.

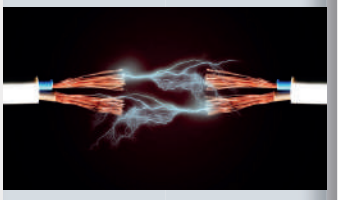
Hidruro de cobre (I)

NI: Se escribe el nombre genérico "**hidruro**" con su prefijo numeral según la cantidad de hidrógenos y finalmente nombrar el metal.

Hidruro de cobre

Saber más...

En la industria eléctrica, se ha identificado como un potencial revolucionario en la fabricación de cables superconductores. Gracias a su capacidad para transportar electricidad sin resistencia a temperaturas cercanas al ambiente, se vislumbra un futuro prometedor en la transmisión eficiente de energía.

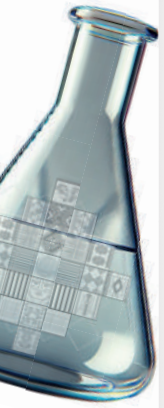


Fuente: alef.mx

En el campo de la electrónica, su estructura cristalina única le confiere propiedades magnéticas excepcionales que podrían ser aprovechadas en nuevos diseños para componentes electrónicos más eficientes.

Fuente: quimicaly.com

Dato importante



Usos y aplicaciones...

Tiene diversas aplicaciones en la industria química y la investigación científica.

En catálisis, se utiliza como catalizador en reacciones orgánicas clave para la síntesis de compuestos complejos.

Es un agente reductor fundamental en procesos industriales para la obtención de productos químicos específicos.

Su uso en el desarrollo de nuevos materiales lo convierte en un componente esencial en áreas como la electrónica y la energía renovable.

Fuente: quimicaly.com

213. Compuesto químico de apariencia sólida cristalina con color característico gris oscuro, es utilizado en la industria como catalizador en reacciones orgánicas. Para escribir de manera directa se escribe el símbolo del elemento con número atómico 27 y el elemento con grupo IA periodo 1 con número atómico 1. Escribir la fórmula general y nombrar el compuesto en las tres nomenclaturas que conocemos.

Fórmula general

Tomar en cuenta los siguientes pasos:

Escribir los símbolos del hidrógeno y el metal (Co).

$$\mathbf{Co\ H}$$

El cobalto trabaja con valencia +2 y el hidrógeno con valencia -1, se intercambian valencias y se colocan los subíndices.

$$\mathbf{Co}^{+2}\ \mathbf{H}^{-1}$$

La fórmula correcta del compuesto será:

$$CoH_2$$

Nomenclatura

NT: Se antepone el nombre genérico "**hidruro**", seguido nombrar el metal, como trabaja con la menor valencia se coloca la terminación **"oso"**.

Hidruro cobaltoso

NS: Se antepone el nombre genérico "**hidruro**", seguido nombrar el metal con la preposición "**de**" con su número de oxidación en **números romanos** y entre paréntesis.

Hidruro de cobalto (II)

NI: Se escribe el nombre genérico **hidruro** con su prefijo numeral según la cantidad de hidrógenos, en este caso colocar el prefijo "**di**" (dos) seguido nombrar el metal.

Dihidruro de cobalto

214. Este compuesto sólido de estructura cristalina es insoluble en agua y presenta baja conductividad. Su manipulación debe realizarse con precaución debido a su toxicidad y el posible riesgo para la salud. Resulta de la unión de un elemento del grupo IV A período 6, con la menor valencia y con un elemento del grupo IA, período 1. ¿Cuál es el nombre del compuesto según la nomenclatura I.U.P.A.C.? Encierre el inciso correcto.

a) FeH_3 **c)** PbH_2

b) PbH_4 **d)** FeH_2

Resolución

Trabajaremos con la valencia +2 del metal y el hidrógeno con valencia -1, se intercambian valencias y se colocan los subíndices.

$$Pb^{+2}\ H^{-1}$$

La fórmula correcta del compuesto será:

PbH_2

Nomenclatura

NT: Se antepone el nombre genérico "**hidruro**", seguido nombrar el metal, como trabaja con la menor valencia se coloca la terminación "**oso**".

Hidruro plumboso

NS: Se antepone el nombre genérico "**hidruro**", seguido nombrar el metal con la preposición "**de**" con su número de oxidación en **números romanos** y entre paréntesis.

Hidruro de plomo (II)

NI: Se escribe el nombre genérico **hidruro** con su prefijo numeral según la cantidad de hidrógenos, en este caso colocar el prefijo "**di**" (dos) seguido nombrar el metal.

Dihidruro de plomo

Respuesta: inciso **c)**

Saber más...

El **hidruro de plomo (II)** es un compuesto químico que ha despertado preocupaciones debido a su impacto ambiental.

Al ser un compuesto de plomo, presenta riesgos potenciales para la contaminación del aire, agua y suelo. La exposición prolongada a altas concentraciones de plomo puede causar daños neurológicos, renales y cardiovasculares en los seres vivos.

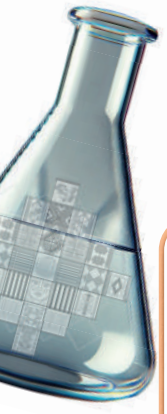
El manejo seguro de este compuesto, desde su producción hasta su disposición final, es esencial para proteger el medio ambiente y minimizar sus efectos nocivos.

Fuente: quimicaly.com



Fuente: ar.lisam.com

215. Este compuesto químico se caracteriza por su estructura cristalina, lo que le confiere alta estabilidad. Además, posee propiedades catalíticas en la producción de energía limpia. ¿Cuál es la fórmula correcta del compuesto inorgánico formado por un elemento metálico con número atómico 28 y un elemento del grupo IA con número atómico 1?. Trabaje con la menor valencia y encierre el inciso correcto



a) NiH_2 **c)** NiH_3

b) NaH **d)** FeH_3

Escribir los símbolos del hidrógeno y el metal (Ni).

Ni H

Trabajaremos con la valencia +2 del níquel y el hidrógeno con valencia -1, al intercambiar las valencias se colocan los subíndices.

$$Ni^{+2}\ H^{-1}$$

La fórmula correcta del compuesto será:

NiH_2

Respuesta: inciso a)

216. ¿Cuál es el nombre del compuesto formado por el elemento con número atómico 29 y el elemento del grupo IA con número atómico 1? Utilice la nomenclatura STOCK con la mayor valencia y encierre el inciso correcto.

a) Dihidruro de calcio **c)** Hidruro de calcio (II)

b) Hidruro de cobre (II) **d)** Hidruro de níquel (III)

NT: Se antepone el nombre genérico "**hidruro**", seguido nombrar el metal, como trabaja con la menor valencia se coloca la terminación **"ico"**.

Hidruro cúprico

NS: Se antepone el nombre genérico "**hidruro**", seguido nombrar el metal con la preposición "**de**" con su número de oxidación en **números romanos** y entre paréntesis.

Hidruro de cobre (II)

NI: Se escribe el nombre genérico "**hidruro**" con su prefijo numeral según la cantidad de hidrógenos, en este caso colocar el prefijo "**di**" (dos) seguido nombrar el metal.

Dihidruro de cobre

Respuesta: inciso b)

217. ¿Cuál es la fórmula correcta del compuesto inorgánico formado por el elemento metálico con grupo II B periodo 4 con número atómico 30 y por el elemento con grupo IA periodo 1 con número atómico 1? encierre el inciso correcto.

a) ZnH_2 **c)** KH

b) CaH_2 **d)** SnH_2

Respuesta .....

218. ¿Cuál es la fórmula correcta del compuesto inorgánico formado por el elemento metálico con número atómico 26 y por el elemento con grupo IA periodo 1 con número atómico 1? trabajar con la menor valencia, encierre el inciso correcto.

a) NiH_2 **c)** CuH

b) CoH_2 **d)** FeH_2

Respuesta .....

219. Es un hidruro utilizado como aditivo en plásticos para estabilizar su estructura, puede absorber gases polares para formar sólidos.
¿Cuál es la fórmula correcta del compuesto inorgánico formado por el elemento metálico del grupo II A con número atómico 38 y por el elemento con grupo IA periodo 1 con número atómico 1? encierre el inciso correcto.

a) FrH **c)** NaH

b) SrH_2 **d)** FeH_3

Respuesta .....

220. ¿Cuál es el nombre del hidruro metálico en la nomenclatura Stock, está formado por el elemento con número atómico 24 y por el elemento con grupo IA periodo 1 con número atómico 1? Trabajar con la mayor valencia, encierre el inciso correcto.



a) Hidruro de hierro (III) **c)** Hidruro de cromo (III)

b) Hidruro de cobre (II) **d)** Hidruro de hierro (II)

Respuesta .....

221. Es un compuesto formado por el elemento con número atómico 23 y por el elemento con grupo IA periodo 1 con número atómico 1, ¿Cuál será la fórmula correcta? Trabajar con la valencia +3, encierre el inciso correcto.

a) SrH_2 **c)** CrH_2

b) VH_3 **d)** CrH_3

Respuesta .....

222. Compuesto inorgánico producto del elemento del grupo IV A periodo 6 con número atómico 82 y por el elemento con grupo IA periodo 1 con número atómico 1.
¿Cuál es la ecuación de formación igualada de este hidruro metálico? trabajar con su mayor valencia, encierre el inciso correcto.

a) $Fe + H_2 \text{ ---> } FeH_3$ **c)** $2Co + 3H_2 \text{ ---> } 2CoH_3$

b) $Pb + 2H_2 \text{ ---> } PbH_4$ **d)** $Fe + H_2 \text{ ---> } FeH_2$

Respuesta .....

ÁCIDOS HIDRÁCIDOS E HIDRUROS VOLÁTILES

223. Compuesto líquido y transparente, es un ácido fuerte corrosivo, que es utilizado como reactivo químico, en la industria para limpiar y galvanizar metales, en el curtido de cueros, entre otros. Formado por el elemento del grupo VIIA periodo 3 y elemento del grupo IA periodo 1. Escriba la fórmula general del ácido hidrácido.

Fórmula general

Tomar en cuenta los siguientes pasos:

Escribir los símbolos del hidrógeno y el no metal (Cl)

$$H\ Cl$$

Para estos compuestos el hidrógeno trabaja con su valencia positiva +1 y el elemento no metálico trabaja con su valencia negativa -1, se intercambian valencias (no es necesario colocar subíndices).

$$H^{+1}Cl^{-1}$$

La fórmula correcta del compuesto será:

HCl Ácido clorhídrico

224. La producción de gas natural, compuesto por un porcentaje alto de metano, abastece el mercado interno de nuestro país y realizamos exportaciones a países vecinos. Formado por el elemento del grupo IVA periodo 2 y elemento del grupo IA periodo 1. Escriba la fórmula general del hidruro volátil.

Fórmula general

Tomar en cuenta los siguientes pasos:

Escribir el símbolo del no metal (C) a la izquierda y a la derecha el hidrógeno.

$$C\ H$$

Para estos compuestos el hidrógeno trabaja con su valencia positiva +1 y el elemento no metálico trabaja con su valencia negativa, del carbono es (-4), se intercambian valencias y se colocan los subíndices.

$$C^{-4}H^{+1}$$

La fórmula correcta del compuesto será:

CH_4

Saber más...

El **ácido clorhídrico** cuando es contaminado por hierro o materia orgánica, suele presentar una tonalidad amarillenta. Tiene una gran importancia en la industria, seguido del ácido sulfúrico, el ácido clorhídrico es el ácido de mayor importancia.

Su método de obtención es por medio de la combinación y absorción en agua de cloro e hidrógenos gaseosos.

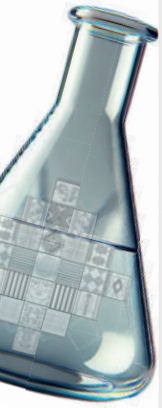
Es utilizado principalmente el decapado de metales en la industria metalúrgica, flotación y procesamiento de minerales, como neutralizante, reductor e intermediario en síntesis orgánica e inorgánica, neutralización de efluentes, fabricación de productos químicos para la industria farmacéutica.

Fuente: Grupo pochteca



Fuente:productosquimicos valencia.com

Saber más...



El **ácido sulfhídrico** ocurre naturalmente en petróleo crudo, gas natural, gases volcánicos y aguas termales. También puede producirse de la degradación de materia orgánica por bacterias. Bacterias que se encuentran en la boca y el tubo digestivo producen ácido sulfhídrico durante la digestión de alimentos que contienen proteínas vegetales o animales. También se puede formar como consecuencia de actividades industriales tales como el procesamiento de alimentos, hornos de coque, molinos de papel, plantas de curtido y refinerías de petróleo. Se usa principalmente en la producción de azufre y ácido sulfúrico.

Fuente: lacounty.gov



Fuente: smallops.eu

225. Es un gas más pesado que el aire, inflamable e incoloro con olor a materia orgánica en descomposición (huevo podrido), la exposición en bajas concentraciones de este ácido puede causar irritación de ojos, nariz y garganta. Es un ácido formado por el elemento con grupo VIA periodo 3 y por el elemento con grupo IA periodo 1. Escribir la ecuación de formación de este ácido hidrácido e igualar.

Ecuación de formación

Igualar la ecuación tomando en cuenta que la cantidad de reactivos es igual a la cantidad de productos.

Resultan de combinar el hidrógeno con un no metal (azufre con valencia su valencia negativa, S^{-2}).

$$H_2 + S \rightarrow H_2S$$

hidrógeno + no metal → ácido hidrácido

Igualando la reacción

$$\mathbf{H_2 + S \rightarrow H_2S}$$ Ácido sulfhídrico

226. Compuesto inorgánico formado por el elemento con grupo IIIA periodo 2 con su valencia negativa y por el elemento con grupo IA periodo 1. Escribir la ecuación de formación de este hidruro volátil e igualar.

Ecuación de formación

Igualar la ecuación tomando en cuenta que la cantidad de reactivos es igual a la cantidad de productos.

Resultan de combinar el hidrógeno con un no metal (boro con valencia su valencia negativa, B^{-3}).

$$B + H_2 \rightarrow BH_3$$

Boro + hidrógeno → hidruro volátil

Igualando la reacción

$$\mathbf{2B + 3\,H_2 \rightarrow 2BH_3}$$ Borano

227. Es un ácido utilizado en la industria en diversos procesos como refinación de petróleo, grabado de silicio y vidrio, producción de refrigerantes. Tiene un olor fuerte e irritante, ya que presenta alta corrosividad causando quemaduras en la piel. Para escribir la fórmula escriba los símbolos del elemento del grupo VIIA periodo 2 y el elemento con grupo IA periodo 1 con número atómico 1. Escribir la fórmula general y nombrar el compuesto en las tres nomenclaturas que conocemos.

Fórmula general

Para estos compuestos el hidrógeno trabaja con su valencia positiva +1 y el elemento no metálico trabaja con su valencia negativa -1, se intercambian valencias y se sobreentienden los subíndices.

$$H^{+1}\ F^{-1}$$

La fórmula correcta del compuesto será:

HF Ácido fluorhídrico

Nomenclatura

NT: Se antepone el nombre genérico **ácido**, seguido nombrar el no metal, como trabaja con la valencia negativa la terminación es "**hídrico**".

Ácido fluorhídrico

NS: Se nombra el nombre del no metal con la terminación "**uro**", seguido la preposición "**de**" y finalmente la palabra **"hidrógeno"**.

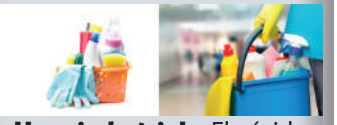
Fluoruro de hidrógeno

NI: Se nombra el nombre del no metal con la terminación "**uro**", seguido la preposición "**de**" y finalmente la palabra "**hidrógeno**". (igual que la nomenclatura stock).

Fluoruro de hidrógeno

Saber más...

El **ácido fluorhídrico** es, probablemente, el agente más corrosivo que existe. Está presente en concentraciones entre 6% a 12% en productos utilizados comúnmente en el hogar. Limpiadores de aseo fuertes, existen algunos productos utilizados para lograr limpiezas profundas tienen en su formulación, concentraciones de este ácido, como algunos limpiadores de inodoros, limpiadores de concreto.

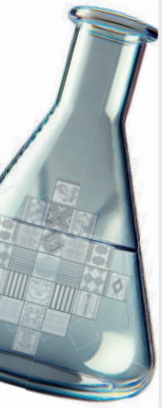


Uso industrial: El ácido fluorhídrico es utilizado en las industrias en concentraciones superiores a 20%. Esta sustancia es altamente tóxica por inhalación e ingestión y puede generar lesiones severas en la piel y toxicidad sistemática luego de que la piel haya sido expuesta.



Fuente: anphoterol.com

Dato importante



Usos y aplicaciones...

La fumigación con **fosfina** es un proceso crucial en la protección de granos y alimentos almacenados contra plagas de insectos y ácaros. Este método, que utiliza fosfina como fumigante, ofrece una serie de ventajas significativas, como la alta penetración en diferentes estados de vida de los insectos y la preservación de la calidad de los granos al no dejar residuos tóxicos.

La fosfina se utiliza ampliamente en la industria agrícola y alimentaria debido a su capacidad para penetrar en los granos y productos almacenados, llegando a los insectos en diferentes etapas de su ciclo de vida.

Además de su eficacia en la eliminación de plagas, la fosfina se destaca por su capacidad para preservar la calidad de los granos tratados.



Fuente: rizobacter.com.ec

228. Es un gas incoloro que tiene un olor similar al ajo, es soluble en alcohol etílico, éter y agua. Si se encuentra en la atmósfera es procedente de las emisiones y emanaciones de procesos industriales, ya que es muy escasa en la naturaleza y aparece de manera transitoria en el gas metano de pantanos. Formar este compuesto con el elemento del grupo VA periodo 3 y por el elemento con grupo IA periodo 1 con número atómico 1. Escribir la fórmula general de este hidruro volátil y nombrar el compuesto en las tres nomenclaturas que conocemos.

Fórmula general

Tomar en cuenta los siguientes pasos:

Escribir los símbolos del no metal (**P**) y el **hidrógeno**.

$$P\ H$$

Para estos compuestos el **hidrógeno** trabaja con su valencia positiva +1 y el elemento no metálico trabaja con su valencia negativa -3, se intercambian valencias y se anotan los subíndices.

$$P^{-3}\ H^{+1}$$

La fórmula correcta del compuesto será:

PH_3 Fosfamina o fosfina

Nomenclatura

NT: Reciben nombres especiales y comunes.

Fosfamina o fosfina

NS: y NI: Se nombra el nombre genérico hidruro con el prefijo "**tri**" para indicar la cantidad de hidrógenos (trihidruro), seguido la preposición "**de**" y finalmente nombrar el **no metal.**

Trihidruro de fósforo

229. Es soluble en agua y etanol y su alta volatilidad lo hace peligroso para inhalar, ya que puede causar irritación en los ojos, la nariz y la garganta. Está formado por el elemento del grupo VIIA, periodo 4 y el elemento del grupo IA, periodo 1, con número atómico 1.¿Cuál es el nombre de este ácido hidrácido, según la nomenclatura IUPAC? Encierre el inciso correcto.

a) Bromuro de hidrógeno
b) Cloruro de hidrógeno
c) Yoduro de hidrógeno
d) Fluoruro de hidrógeno

Resolución

Trabajaremos el no metal con su valencia -1 y el hidrógeno con valencia +1, se intercambian valencias (no es necesario colocar subíndices).

$$H^{+1}Br^{-1}$$

La fórmula correcta del compuesto será:

HBr

Nomenclatura

NT: Se antepone el nombre genérico "**ácido**", seguido nombrar el no metal, como trabaja con la valencia negativa la terminación es "**hídrico**".

Ácido bromhídrico

NS: Se nombra el nombre del no metal con la terminación "**uro**", seguido la preposición "**de**" y finalmente la palabra "**hidrógeno**".

Bromuro de hidrógeno

NI: Se nombra el nombre del no metal con la terminación "**uro**", seguido la preposición "**de**" y finalmente la palabra "**hidrógeno**". (igual que la nomenclatura stock).

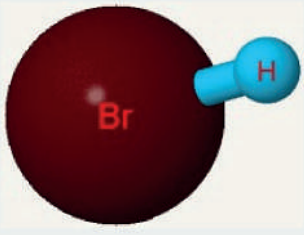
Bromuro de hidrógeno

Respuesta: inciso a)

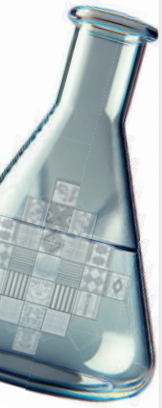
Saber más...

El **bromuro de hidrógeno** está presente únicamente en procesos químicos. Se utiliza en la producción de bromuros inorgánicos y orgánicos, como agentes intermedios numerosas síntesis químicas. Está disponible comercialmente en forma de disolución acuosa, o como gas licuado. Se emplea en síntesis orgánica para adicionar átomos de bromo en alquenos o alcoholes. Las especies reactivas obtenidas son intermediarios para la industria farmacéutica. Los bromuros inorgánicos son producidos a partir de bromuro de hidrógeno.

Fuente: www.insst.es



Saber más...



Es cáustico y bastante peligroso. Una vez obtenido, se vende en formato líquido y es muy recurrido en diferentes industrias. Desde la preparación de fertilizantes hasta fármacos.

Es un producto de limpieza muy potente. Tiene **propiedades desengrasantes y quitamanchas**, lo que lo convierte en un producto perfecto para limpiar la superficie de la cocina. Otro uso importante del amoniaco es para la limpieza de textiles, como alfombras o incluso ropa. Además, se evapora muy de prisa.

Fuente: fluideco.com



Fuente: meta593.com

230. Es un gas incoloro y fuerte, con un olor penetrante, que puede causar intoxicación si se inhala, ingiere o entra en contacto sin las debidas precauciones. Está formado por el elemento del grupo VA, periodo 2 y el elemento del grupo IA, periodo 1, con número atómico 1. ¿Cuál es el nombre de este compuesto según la nomenclatura IUPAC? Encierre el inciso correcto.

a) Tetrahidruro de silicio
b) Trihidruro de arsénico
c) Trihidruro de nitrógeno
d) Tetrahidruro de carbono

Resolución

Trabajaremos el **hidrógeno** con valencia +1 y el **no metal** con su valencia -3 se intercambian valencias y escriben los subíndices.

$$Br^{-3}\ H^{+1}$$

La fórmula correcta del compuesto será:

$$NH_3$$

Nomenclatura

NT: Reciben nombres especiales y comunes.

Amoniaco o amina

NS: y NI: Se nombra el nombre genérico hidruro con el prefijo "**tri**" para indicar la cantidad de hidrógenos **(trihidruro)** y seguido escribir la preposición "**de**" para nombrar el no metal.

Trihidruro de nitrógeno

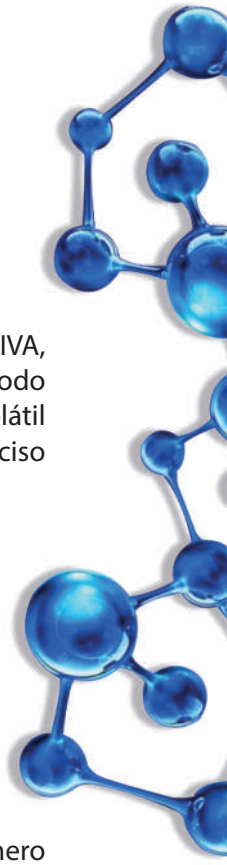
Respuesta: inciso c)

231. Este ácido es un gas incoloro con un olor característico y desagradable, similar al del ajo podrido. Es inflamable y una sustancia peligrosa si no se manipula correctamente. Se utiliza en la industria para la fabricación de compuestos de teluro, como agente reductor en síntesis orgánica y para la detección de metales pesados. Este ácido hidrácido se forma a partir del elemento del grupo VIA, periodo 5 y el elemento del grupo IA, periodo 1, con número atómico 1. ¿Cuál es el nombre de este compuesto según la nomenclatura IUPAC? Encierre el inciso correcto.

a) Fluoruro de hidrógeno **c)** Sulfuro de hidrógeno

b) Telururo de hidrógeno **d)** Ácido telurhídrico

Respuesta .....



232. Es un compuesto inorgánico formado por el elemento del grupo IVA, periodo 3, con número atómico 14 y el elemento del grupo IA, periodo 1, con número atómico 1. ¿Cuál es el nombre de este hidruro volátil en la nomenclatura tradicional o su nombre común? Encierre el inciso correcto.

a) Fosfamina **c)** Arsenamina

b) Estibina **d)** Silano

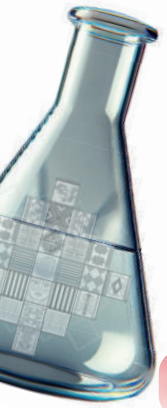
Respuesta .....

233. Este hidruro volátil está compuesto por el elemento con número atómico 51 y el elemento con número atómico 1. ¿Cuál es la fórmula correcta? Encierre el inciso correcto.

a) SrH_2 **c)** SbH_3

b) AsH_3 **d)** CrH_3

Respuesta .....



234. Es un gas incoloro que adquiere tonalidades amarillentas y marrones al entrar en contacto con el oxígeno. Tiene un olor característico acre y es un ácido muy fuerte, lo que lo hace corrosivo para metales y tejidos. Se utiliza como fuente de yodo en síntesis orgánica e inorgánica, ya que provee iones de yodo debido a su poder reductor. Este ácido hidrácido se forma a partir de la unión del elemento del grupo VIIA, periodo 5 y del elemento del grupo IA, periodo 1. Escribe el nombre de este compuesto utilizando la nomenclatura **tradicional** y encierra el inciso correcto.

a) Sulfuro de hidrógeno **c)** Ácido yodhídrico

b) Yoduro de hidrógeno **d)** Ácido telurhídrico

Respuesta .....

235. Es un compuesto muy utilizado como fertilizante líquido, que presenta un alto poder corrosivo para los metales y tiene un color amarillo. Su exposición prolongada puede causar irritación ocular leve. Este hidruro volátil está formado por el elemento con número atómico 5 y el elemento con número atómico 1. ¿Cuál es el nombre común de este compuesto? Encierre el inciso correcto.

a) Boramina **c)** Arsenamina

b) Metano **d)** Amoniaco

Respuesta .....

236. Este hidruro volátil está compuesto por el elemento con número atómico 33 y el elemento con número atómico 1. ¿Cuál es la fórmula correcta? Encierre el inciso correcto.

a) AsH_3 **c)** BH_3

b) SbH_3 **d)** BiH_3

Respuesta .....

ESTRUCTURA DEL ÁTOMO

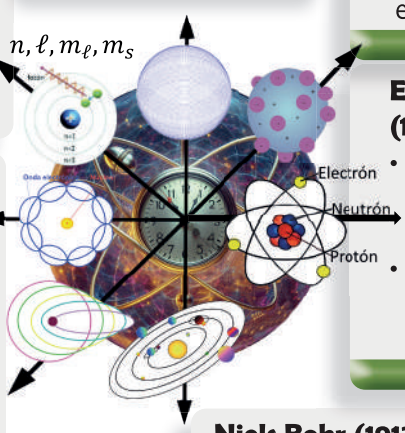
Modelos atómicos:
La fascinación por el átomo ha inspirado el desarrollo de modelos que exploran la naturaleza de la materia y revelan los secretos del universo.

Modelo atómico mecánico - cuántico.
- Describe a los electrones en "nubes de probabilidad" y no en órbitas fijas.
- No se puede determinar su posición y velocidad simultáneamente.

John Dalton (1803)
- Átomos como esferas indivisibles.
- Elementos únicos

Thomson (1897)
- Electrón descubierto
- Modelo del "pudín de pasas".
- El átomo es eléctricamente neutro

n, ℓ, m_ℓ, m_s



Ernest Rutherford (1911)
- Núcleo central densamente cargado con carga positiva.
- Los electrones giran alrededor del núcleo en órbitas.

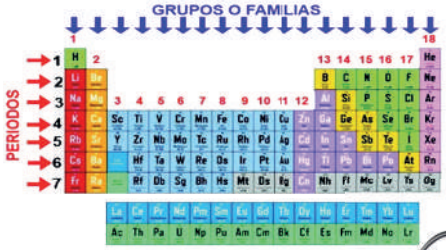
Erwin Schrödinger (1926)
- Describió a los electrones mediante funciones de onda, representándolos como ondas de probabilidad en regiones llamadas orbitales.

Niels Bohr (1913)
- Electrones en órbitas discretas por la cuantización de su energía.

Arnold Sommerfeld (1916)
- Órbitas elípticas y subniveles energéticos.
- Refinamiento del modelo de Bohr.

Tabla Periódica:

La tabla periódica se organiza en 7 períodos y 18 grupos. Los elementos del mismo grupo tienen propiedades similares por sus configuraciones electrónicas, mientras que los períodos indican los niveles de energía de los átomos.



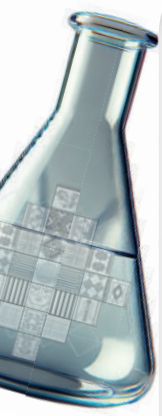
Saber más...

Mendeléyev:
Creó la tabla periódica y predijo propiedades de elementos "no descubiertos".

Elemento Sintético:
El primer elemento sintético, el tecnecio, se creó en 1937.

Gases Nobles:
Son inertes debido a su configuración electrónica completa.

PROPIEDADES DEL NÚCLEO



Saber más...

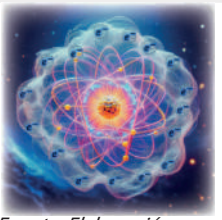
Tamaño relativo: El átomo es tan diminuto que un millón de átomos alineados en fila cabrían en el grosor de un cabello humano.

Vacío: Más del 99.99% del volumen de un átomo es espacio vacío. Si el núcleo fuera del tamaño de una uva, la nube electrónica ocuparía un estadio de fútbol.

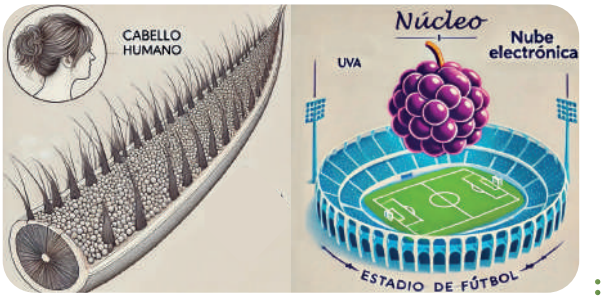
Saber más...

Densidad: El núcleo es extremadamente denso; si fuera del tamaño de una uva, pesaría más que un portaaviones.





Fuente: Elaboración propia



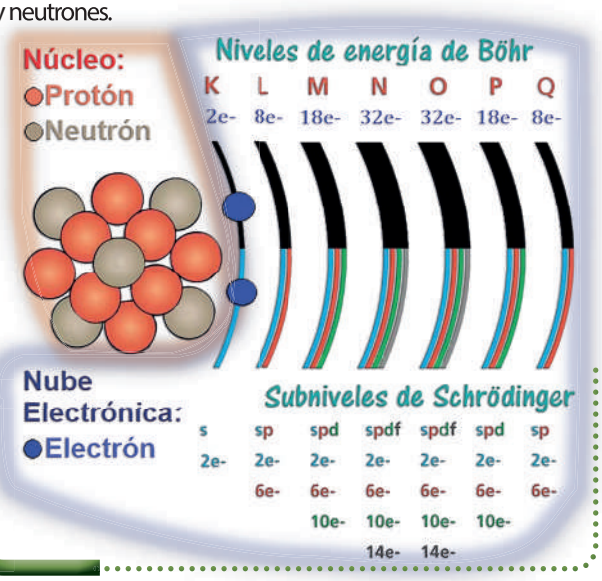
El átomo:

Un átomo mide aproximadamente 0,1 a 0,5 nanómetros de diámetro. Es unidad más pequeña de materia que conserva las propiedades de un elemento químico.

Composición del átomo: Núcleo y nube electrónica

El núcleo:

El núcleo, concentra el 99,99% de la masa del átomo, con carga positiva, formado por partículas subatómicas como protones y neutrones.



La nube electrónica:

Es una región de energía con carga negativa que rodea al núcleo y contiene los electrones, que también son partículas subatómicas.

Propiedades del núcleo del átomo:
En un átomo X, el número atómico (Z) corresponde al número de protones (p^+) en su núcleo, lo que define el elemento.
A representa el número de masa, siendo la suma de protones y neutrones (n^0)

Puede representarse como:

$$^{A}_{Z}X \;;\; ^{Z}_{A}X$$

$$A = p^+ + n^\circ$$

Isotopos: mismo elemento con diferente número de neutrones.

A : número de masa (protones + neutrones)
Z : número atómico (protones)
n^0: número de neutrones.

$A = Z + n^\circ$
$A_1 \neq A_2$
$Z_1 = Z_2$

Ejemplos:
$^{1}_{1}H$ hidrógeno $^{2}_{1}H$ deuterio $^{3}_{1}H$ tritio
$^{16}_{8}O$ $^{17}_{8}O$ $^{18}_{8}O$ $^{28}_{8}O$

Isóbaros: mismo número de masa, pero diferente número atómico.
A_1, A_2: números de masa.
Z_1, Z_2: números atómicos.

$n_1^0 = n_2^0$
$Z_1 \neq Z_2$

Ejemplos:
$^{14}_{6}C$ $^{14}_{7}N$
$^{40}_{18}Ar$ $^{40}_{19}K$

Isótonos: Átomos con el mismo número de neutrones, pero diferente número atómico.
A_1, A_2: Números de neutrones.
Z_1, Z_2: Números atómicos.

$n_1^0 = n_2^0$
$Z_1 \neq Z_2$

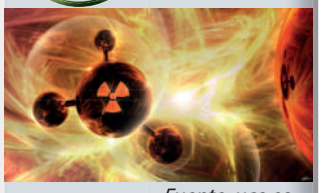
Ejemplos:
$^{13}_{6}C$ $^{14}_{7}N$ $^{40}_{20}Ca$ $^{39}_{19}K$

La masa atómica promedio de un elemento natural, se calcula usando las masas y las fracciones de sus isótopos. Las fracciones representan las proporciones de los isótopos en el elemento, y la masa atómica de cada isótopo es la masa de un átomo en unidades de masa atómica (uma).
Mezclas isotópicas:

$$A = \sum A_i \cdot x_i$$

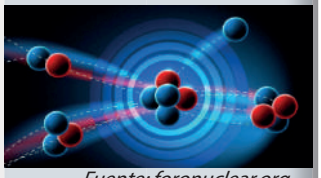
Donde:
A = masa atómica del elemento natural
A_i = masa atómica de cada isótopo
x_i = fracción de cada isótopo en la mezcla

Saber más...



Fuente: uco.es

Fuerza nuclear fuerte:
Mantiene unidos a protones y neutrones en el núcleo. Esta fuerza es mucho más fuerte que la repulsión entre protones.



Fuente: foronuclear.org

Desintegración radiactiva:
Algunos núcleos son inestables y pueden desintegrarse de manera espontánea, emitiendo partículas y energía.

Propiedades de la nube electrónica:

Configuración electrónica:

Distribución de electrones en niveles y subniveles de energía

Niveles de energía (n): Representados como:

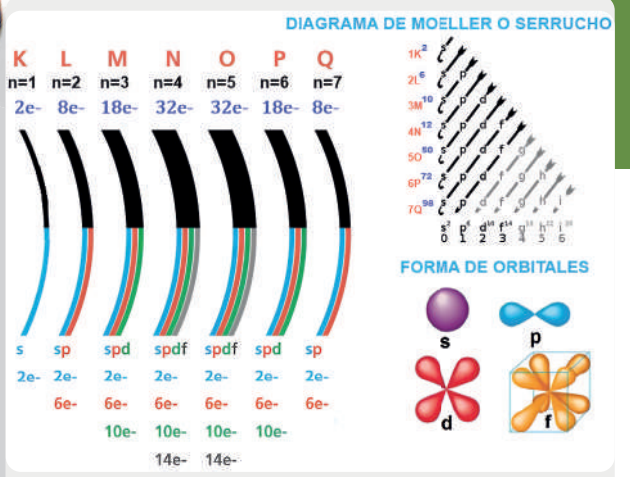
$$K, L, M, N, O, P, Q$$

$$1, 2, 3, 4, 5, 6, 7$$

Subniveles de energía (l): Representados como:

$$s, p, d, f$$

Los orbitales (m) son regiones del espacio alrededor del núcleo atómico donde es más probable encontrar un electrón. Cada orbital puede alojar hasta dos electrones, los cuales deben tener espines opuestos para cumplir con el principio de exclusión de Pauli.



Fuente: www.abc.com.py

$1s^2 2S^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^2 4f^{14} 5d^{10}$ ...

Isoelectrónicos: Átomos o iones con la misma configuración electrónica.

$$Li^0 \rightarrow Li^+ + 1e^- \qquad Be^0 \rightarrow Be^{2+} + 2e^-$$

$1s^2 2s^1$ $\boxed{1s^2}$ $1s^2 2s^2$ $\boxed{1s^2}$

Iones: Átomos o moléculas que han ganado o perdido electrones.

e^- Número de electrones

Z: Número atómico (protones)

q: carga del ión positivo (+) o ion negativo (-)

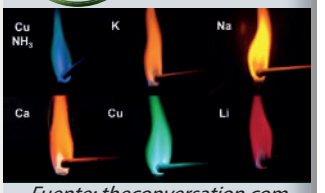
Fórmula para el número de electrones en un ion:

$$\text{Catión } (+): e^- = Z - q$$

$$\text{Anión } (-): e^- = Z + q$$

Saber más...





Fuente: theconversation.com

Niveles de energía:

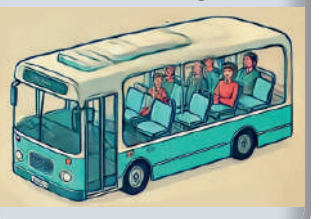
Los electrones ocupan niveles de energía discretos. Cuando un electrón salta de un nivel a otro, puede liberar o absorber energía en forma de luz, que a veces se manifiesta en diferentes colores.

Principio de Aufbau:

Los electrones llenan los orbitales de menor energía primero. Imagina llenar una casa desde el sótano hacia arriba.

Regla de Hund:

Los electrones ocupan orbitales vacíos antes de emparejarse. Es como sentarse en un autobús vacío; prefieres un asiento vacío antes de sentarte al lado de alguien.



Dato importante:

Los cationes y aniones se combinan para formar sales, como el cloruro de sodio (NaCl), que es la sal de mesa común.

237. En Bolivia, la minería es una de las principales industrias, y entender las propiedades de los elementos es crucial para esta actividad. Identifica el número atómico y la masa atómica de los siguientes elementos:

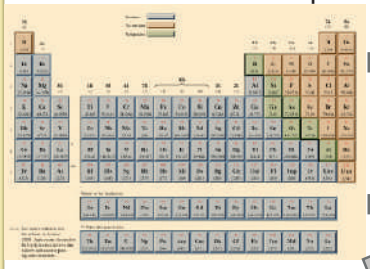
a) Plata (Ag)

b) Litio (Li)

c) Zinc (Zn)

Ruta de solución

Determinar el número atómico y la masa atómica a partir de los datos que pueden obtenerse en una tabla periódica:









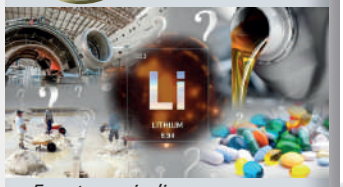
Datos

a) plata (Ag)
Número atómico: 47
Masa atómica: 107,86 uma

b) litio (Li)
Número atómico: 3
Masa atómica: 6,94 uma

c) zinc (Zn)
Número atómico: 30
Masa atómica: 65,38 uma

Saber más...



Fuente: periodicocorreo.com.mx

El litio (Li), es utilizada no solo en la minería sino también en aplicaciones médicas debido a sus propiedades antimicrobianas. Esto se debe a la capacidad de los iones de plata de interactuar con las proteínas bacterianas, inhibiendo su funcionamiento y eliminando las bacterias.

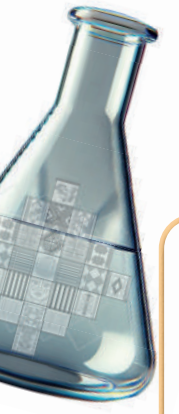
Fuente: (Rai et al., 2009)



Fuente:mejorconsalud.as.com

El zinc (Zn) juega un papel esencial en el sistema inmunológico humano y es vital para el crecimiento y el desarrollo celular (Prasad, 2013).

238. En un laboratorio de materiales, se está analizando la composición de varios átomos para un proyecto de investigación. Determina el número de protones, neutrones y electrones de los siguientes átomos:



a) Carbono $-$ 12 $^{12}_{6}C$

b) Sodio $-$ 23 $^{23}_{11}Na$

c) Oxigeno $-$ 16 $^{16}_{8}O$

Ruta de solución

Utilizar la definición de número atómico y masa atómica para **calcular** el número de protones, neutrones y electrones

Datos

a) $^{12}_{6}C$: número atómico es 6; masa atómica es 12
b) $^{23}_{11}Na$: número atómico es 11; masa atómica es 23
c) $^{16}_{8}O$: número atómico es 8; masa atómica es 16

Recuerda

$$\text{masa atómica} = \text{número de protones} + \text{número de neutrones.}$$
$$\text{número de masa} = \text{número atómico} + \text{número de neutrones}$$
$$A = p^{+} + n°$$

Solución

a) $p^{+} = Z = 6$
$n^{0} = A - Z = 12 - 6 = 6$
$e^{-} = Z = 6$

b) $p^{+} = Z = 11$
$n^{0} = A - Z = 23 - 11 = 12$
$e^{-} = Z = 11$

c) $p^{+} = Z = 8$
$n^{0} = A - Z = 16 - 8 = 8$
$e^{-} = Z = 8$

Respuesta

a) $p^{+} = 6; n^{0} = 6; e^{-} = 6$
b) $p^{+} = 11; n^{0} = 6; 12; e^{-} = 11$
c) $p^{+} = 8; n^{0} = 8; e^{-} = 8$

Saber más...



Realizar cálculos sobre la cantidad de protones, neutrones y electrones es esencial para comprender la estructura y propiedades de los elementos químicos, lo que permite predecir cómo reaccionarán en diferentes contextos. Este conocimiento es fundamental en campos como la química, la biología y la ingeniería, ya que influye en el diseño de materiales, medicamentos y tecnologías.

239. En una inspección de trabajo en una empresa química, necesitan identificar las relaciones entre diferentes átomos para asegurar la calidad de los productos. Se necesita identificar si las siguientes parejas de átomos son isótopos, isótonos o isóbaros:

a) ${}^{16}_{8}O$ y ${}^{17}_{8}O$

b) ${}^{14}_{6}Ca$ y ${}^{14}_{7}N$

c) ${}^{40}_{18}Ar$ y ${}^{40}_{20}Ca$

Ruta de solución

Comparar el número atómico y el número de neutrones

Datos

Para a)

${}^{16}_{8}O$; número atómico es 8; masa atómica es 16

${}^{17}_{8}O$; número atómico es 8; masa atómica es 17

Para b)

${}^{14}_{6}Ca$; número atómico es 6; masa atómica es 14

${}^{14}_{7}N$; número atómico es 7; masa atómica es 14

Para c)

${}^{40}_{18}Ar$; número atómico es 18; masa atómica es 40

${}^{40}_{20}Ca$; número atómico es 20; masa atómica es 40

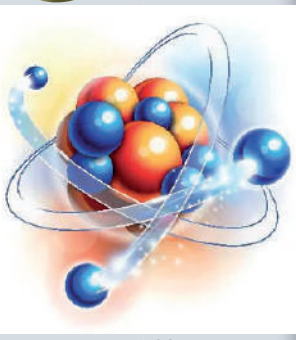
Solución

a) Ambos tienen el mismo número de protones (8) y diferente número de neutrones ($16 - 8 = 8$ y $17 - 8 = 9$).

b) Ambos tienen diferente número de protones (6 y 7 respectivamente) pero el mismo número de masa (14).

c) Ambos tienen diferente número de protones (18 y 20 respectivamente) pero el mismo número de masa (40).

Saber más...



Fuente: manualdaquimica.com

La clasificación de los átomos en isótopos, isótonos e isóbaros permite comprender mejor las fuerzas nucleares y las propiedades de los núcleos atómicos. Por ejemplo, los isótopos de hidrógeno (protio, deuterio y tritio) tienen aplicaciones muy diversas, desde el agua pesada en reactores nucleares hasta estudios de reacciones químicas.

Regla fácil para recordarlos:

Isóto**p**os: Mismo "**p**" (**p**rotones).

Isóto**n**os: Mismo "**n**" (**n**eutrones).

Isób**a**ros: Mismo "**A**" (número de masa).

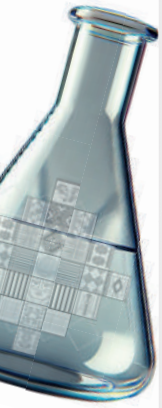
Respuesta

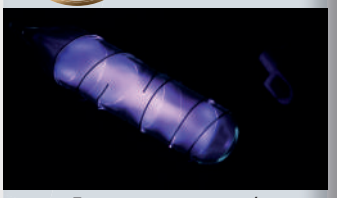
a) Isótopos: Mismo número de protones, diferente número de neutrones.

b) Isobaros: Mismo número de masa, diferente número atómico.

c) Isóbaros: Mismo número de masa, diferente número atómico.

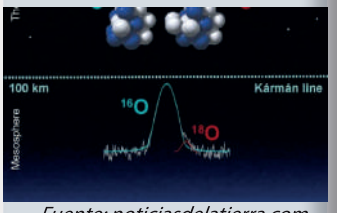
Saber más...





Fuente: ngenespanol.com

Los isótopos de oxígeno, como el $^{18}_{8}O$ y el $^{18}_{9}F$, son cruciales en estudios ambientales y paleoclimáticos para determinar las temperaturas pasadas de la Tierra a través de análisis de hielo y sedimentos marinos (Klaassen et al., 2019).



Fuente: noticiasdelatierra.com

Explore:

El análisis isotópico de oxígeno-18 en capas de hielo de la Antártida ha proporcionado información crítica sobre las fluctuaciones climáticas y los ciclos de glaciación en la historia de la Tierra. Estos estudios son fundamentales para comprender el cambio climático actual.

240. En un centro de investigación en, estudian los átomos para entender mejor sus propiedades y aplicaciones. Identifica si las siguientes parejas de átomos son isótopos, isótonos o isóbaros:

a) $^{18}_{8}O$ y $^{18}_{9}F$ **b)** $^{40}_{20}Ca$ y $^{40}_{19}K$ **c)** ^{23}Na y ^{24}Na

Ruta de solución

Comparar el número atómico y el número de neutrones

Recuerda

Masa atómica = número de protones + número de neutrones.
Numero de masa = número atómico + numero de neutrones

$$A = p^+ + n°$$

Datos

Para a)

$^{18}_{8}O$; número atómico es 8; masa atómica es 18
$^{18}_{9}F$número atómico es 9; masa atómica es 18

Para b)

$^{40}_{20}Ca$; número atómico es 20; masa atómica es 40
$^{40}_{19}K$; número atómico es 19; masa atómica es 40

Para c)

^{23}Na; número atómico es 11; masa atómica es 23
^{24}Na; número atómico es 11; masa atómica es 24

Solución

a) $^{18}_{8}O; n^0 = A - P^+ = 18 - 8 = 10$ neutrones
$^{18}_{9}F; n^0 = A - P^+ = 18 - 9 = 9$ neutrones

b) Ambos tienen diferente número de protones (20 y 19 respectivamente) pero el mismo número de masa (40).

c) Ambos tienen el mismo número de protones (11) pero diferente número de neutrones

$^{23}Na; n^0 = A - P^+ = 23 - 11 = 12$ neutrones
$^{24}Na; n^0 = A - P^+ = 24 - 11 = 13$ neutrones

Respuesta

a) Isótonos: Mismo número de neutrones.
b) Isóbaros: Mismo número de masa, diferente número atómico
c) Isótopos: Mismo número de protones, diferente número de neutrones.

241. En una planta de procesamiento de cobre en Oruro, es necesario determinar la pureza del cobre extraído. Determina la masa atómica promedio del cobre si se tiene una mezcla de dos isótopos.
$^{63}_{29}Cu$ (69,15%) y $^{65}_{29}Cu$(30,85%)

Ruta de solución

Calcular la masa atómica promedio utilizando la abundancia y masa isotópica de cada isótopo.

Recuerda

Conversión del porcentaje de abundancia.

$$x_i = \frac{\text{abundancia (\%)}}{100}$$

Donde:

- x_i representa la abundancia relativa como fracción decimal.
- % es el valor porcentual de la abundancia isotópica.

En mezclas isotópicas:

$A = \sum A_i \cdot x_i$, donde: A = *masa atómica del elemento natural*; A_i = *masa atómica de cada isótopo*; x_i = *fracción de cada isótopo en la mezcla*

Datos

Para $^{63}_{29}Cu$ (69,15%) la masa isotópica es 63 uma

$$\text{abundancia} = \frac{69{,}15\%}{100\%} = 0{,}6915$$

Para $^{65}_{29}Cu$(30,85%) : masa isotópica es 65 uma

$$\text{abundancia} = \frac{30{,}85\%}{100\%} = 0{,}3085$$

Solución

Masa atómica promedio:

$(63 \text{ uma} \cdot 0{,}6915) + (65 \text{ uma} \cdot 0{,}3085)$

Masa atómica promedio= 43,5645 uma + 20,0525 uma

Masa atómica promedio = 63,62 uma

Respuesta

Masa atómica promedio es de 63,62 uma

Saber más...

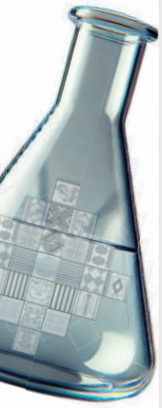


Fuente: manualdaquimica.com

Explore:

El cobre posee dos isótopos naturales principales, cuya proporción puede variar ligeramente según su origen geológico. Estas variaciones en la composición isotópica no solo alteran sus propiedades físicas y químicas, sino que también pueden influir en su comportamiento en procesos industriales y tecnológicos. Por ejemplo, en la producción de materiales avanzados y en la fabricación de componentes electrónicos, la composición isotópica del cobre puede ser un factor determinante para optimizar el rendimiento y la eficiencia de los productos finales (Meija et al., 2016).

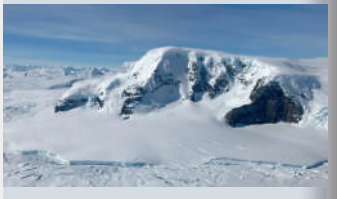
Saber más...





Fuente: engineeredlabs.com

La proporción de isótopos de cloro puede afectar la densidad y otras propiedades fisicoquímicas de los compuestos de cloro. Este conocimiento es esencial en la formulación de productos químicos industriales de alta precisión.



fuente: tiempo.com

Un estudio reciente muestra que los glaciares en la región de Vostok siguen liberando cloro-36, un isótopo radiactivo de aquellas pruebas. Este hallazgo podría mejorar la datación de núcleos de hielo y ayudar a entender mejor el clima histórico de la Tierra.

242. En un colegio de Sucre, los estudiantes realizan experimentos para entender mejor los elementos químicos. Calcula la masa atómica promedio del cloro si se tiene una mezcla de dos isótopos

$^{35}_{17}\text{Cl}\ (78{,}78\%)$ y $^{37}_{17}\text{Cl}(24{,}22\%)$

Ruta de solución

Calcular la masa atómica promedio utilizando la abundancia y masa isotópica de cada isótopo

Recuerda

Conversión del porcentaje de abundancia.

$$x_i = \frac{\text{abundancia (\%)}}{100}$$

Donde:

- x_i representa la abundancia relativa como fracción decimal.
- % es el valor porcentual de la abundancia isotópica.

En mezclas isotópicas:

$A = \sum A_i \cdot \text{x}_\text{i}$, donde: A = *masa atómica del elemento natural*; A_i = *masa atómica de cada isótopo*; x_i = *fracción de cada isótopo en la mezcla*

Datos

Para $^{35}_{17}\text{Cl}\ (78{,}78\%)$: masa isotópica es 35 uma

$$\text{abundancia} = \frac{78{,}78\%}{100\%} = 0{,}7878$$

Para $^{37}_{17}\text{Cl}(24.22\%)$: masa isotópica es 37 uma

$$\text{abundancia} = \frac{24{,}22\%}{100\%} = 0{,}2422$$

Solución

$$\text{A} = \sum A_i \cdot \text{x}_\text{i}$$

Masa atómica promedio

Es igual a: $(35 \cdot 0{,}7878) + (37 \cdot 0{,}2422)$

Masa atómica promedio= 43,5645+20,0525

Masa atómica promedio = 36,5384 uma

Respuesta

Masa atómica promedio = 36,54 uma

243. En una empresa agroquímica de Bolivia, es necesario entender las propiedades de los isótopos del potasio para mejorar los fertilizantes. Para: a) un átomo de Potasio-39 y b) un átomo de Potasio-41, determina el número de protones, neutrones y electrones. Explica por qué son isótopos.

Ruta de solución

Utilizar la definición de número atómico y masa atómica para calcular el número de protones, neutrones y electrones.

Datos

Potasio-39: número atómico es 19 y masa atómica (A) es 39 uma

Potasio-41: número atómico es 19 y masa atómica (A): 41 uma

Recuerda

Masa atómica = número de protones + número de neutrones

Solución

a) número de protones = número atómico = 19

número de neutrones = masa atómica - número atómico = 39-19 = 20

número de electrones = número atómico = 19

b) número de protones = número atómico = 11

número de neutrones = masa atómica - número atómico = 41 - 19 = 22

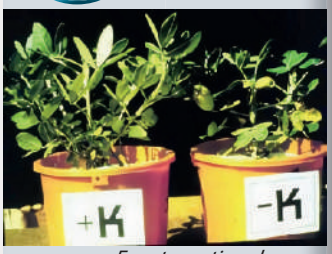
número de electrones = número atómico = 19

Respuesta

a) número de protones es 19; número de neutrones es 20; número de electrones es19

b) número de protones es 19; número de neutrones es 22; número de electrones es 19

Saber más...



Fuente: optigarden.es

El potasio es crucial en la bioquímica agrícola, ya que regula el balance hídrico en las plantas y mejora la eficiencia fotosintética. Los isótopos del potasio, como el Potasio-39 y el Potasio-41, tienen aplicaciones específicas en la investigación agrícola (Marschner, 2012) su crecimiento y rendimiento.

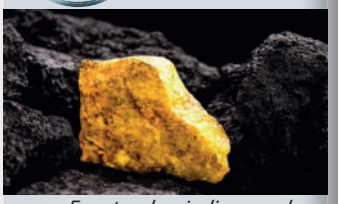
Explore:

El análisis isotópico de potasio puede proporcionar información valiosa sobre los procesos de absorción y transporte de nutrientes en las plantas, optimizando así las prácticas agrícolas para mejorar el rendimiento de los cultivos.

Explicación:

Son isótopos porque tienen el mismo número de protones (mismo número atómico) pero diferente número de neutrones.

Saber más...



Fuente: elperiodico.com.bo

Uranio-235 y Uranio-238 son fundamentales en la industria nuclear. Mientras que Uranio-235 es difícil y puede mantener una reacción en cadena, Uranio-238 es fértil y puede ser convertido en plutonio-239 en reactores nucleares (Walker, 2004).

Explore:

La escasez de Uranio-235 en comparación con Uranio-238 ha impulsado el desarrollo de tecnologías de enriquecimiento del uranio y reactores reproductores rápidos, que pueden convertir Uranio-238 en plutonio, proporcionando así una fuente más sostenible de combustible nuclear

244. En un centro de investigación nuclear en Bolivia, se estudia los isótopos de uranio para aplicaciones energéticas. Para un átomo de Uranio-238 y Uranio-235, determina el número de protones, neutrones y electrones. Explica por qué son isótopos.

Ruta de solución

Utilizar la definición de número atómico y masa atómica para calcular el número de protones, neutrones y electrones.

Datos

Uranio-238: Número atómico es 92 y Masa atómica es 238

Uranio-235: Número atómico es 92 y Masa atómica (A): 23.

Recuerda

Masa atómica = número de protones + número de neutrones

Solución

a) número de protones = número atómico = 92

número de neutrones = masa atómica - número atómico

número de neutrones = 238 - 92 = 146

número de electrones = número atómico = 91

b) número de protones = número atómico = 235

número de neutrones = masa atómica - número atómico

número de neutrones = 235 - 92 = 143

número de electrones = número atómico

número de electrones = 143

Explicación:

Son isótopos porque tienen el mismo número de protones (mismo número atómico) pero diferente número de neutrones.

Respuesta

a) Número de protones es 92; número de neutrones es 146; número de electrones es 92

b) Número de protones es 92; número de neutrones es 143; número de electrones es 92

245. En una compañía de análisis químico en La Paz, se requiere clasificar correctamente varios pares de átomos para el desarrollo de investigación en análisis. Identifica y clasifica como isótopos, isótonos o isóbaros los siguientes pares de átomos:

a) $^{14}_{6}C$ y $^{14}_{7}N$ **b)** $^{40}_{19}K$ y $^{40}_{18}Ar$ **c)** $^{24}_{12}Mg$ y $^{25}_{12}Mg$

Ruta de solución

Comparar el número atómico y el número de neutrones

Datos

Para a)

$^{14}_{6}C$; número atómico es 6; masa atómica es 14
$^{14}_{7}N$; número atómico es 7; masa atómica es 14

Para b)

$^{40}_{19}K$; número atómico es 19; masa atómica es 40
$^{40}_{18}Ar$; número atómico es 18; masa atómica es 40

Para c)

$^{24}_{12}Mg$; número atómico es 12; masa atómica es 24
$^{25}_{12}Mg$; número atómico es 12; masa atómica es 25

Solución

a) Ambos tienen diferente número de protones (6 y 7) pero la misma masa atómica (14).

b) Ambos tienen diferente número de protones (19 y 18) pero la misma masa atómica (40).

c) Ambos tienen el mismo número de protones (12) pero diferente número de neutrones (12 y 13).

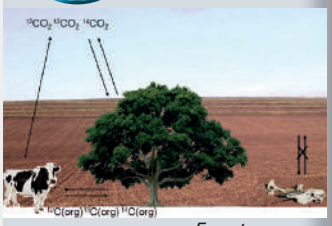
Respuesta

a) **Son isóbaros** (mismo número de masa, diferente número atómico).

b) **Son isóbaros** (mismo número de masa, diferente número atómico).

c) **Son isótopos** (mismo número de protones, diferente número de neutrones).

Saber más...



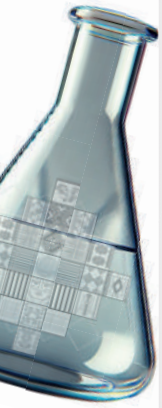
Fuente: uv.es

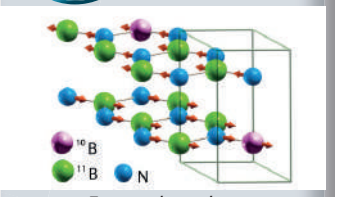
Algunos isótopos radiactivos, como el Carbono-14, son utilizados en datación arqueológica y geológica. El análisis de la proporción de Carbono-14 en restos fósiles y artefactos puede proporcionar estimaciones precisas de su edad, revelando detalles fascinantes sobre la historia de la Tierra y la evolución humana.

Explore:

La diferencia en el número de neutrones entre isótopos puede afectar significativamente su estabilidad nuclear. Isótopos con un número de neutrones muy diferente al de los protones tienden a ser inestables y radiactivos (Klaassen et al., 2019)

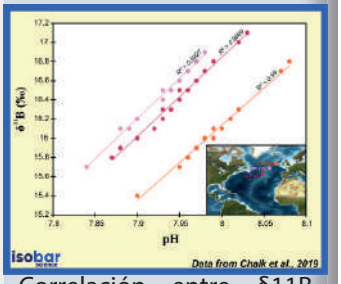
Saber más...





Fuente: barcelonesa.com

La proporción de isótopos de boro puede ser ajustada para mejorar la eficiencia de reactores nucleares y reducir la cantidad de residuos radiactivos, destacando su importancia en la tecnología de energía nuclear.



Correlación entre δ11B y el pH de carbonatos marinos en testigos de sedimentos del Atlántico norte durante los últimos 150 ky (Chalk et al., 2019).

Fuente: Chalk et al.com 2019

la proporción de los isótopos boro-10 y boro-11 se usa para estudiar el clima antiguo. Analizando esta relación en sedimentos marinos, los científicos pueden conocer la temperatura y el pH del agua de mar de hace millones de años.

246. En una mina de boro en Bolivia, se necesita calcular la abundancia de los isótopos de boro para maximizar la eficiencia de extracción. Calcula la abundancia porcentual de los isótopos $^{10}_{5}\mathbf{B}$ y $^{11}_{5}\mathbf{B}$ si la masa atómica promedio del boro es 10,81 uma.

Ruta de solución

Utilizar la fórmula de la masa atómica promedio considerando la abundancia de cada isótopo.

Recuerda

Conversión del porcentaje de abundancia.

$$x_i = \frac{\text{abundancia (\%)}}{100}$$

Donde:

- x_i representa la abundancia relativa como fracción decimal.
- % es el valor porcentual de la abundancia isotópica.

En mezclas isotópicas:

$$A = \sum A_i \cdot x_i \text{, donde:}$$

A = masa atómica del elemento natural
A_i = masa atómica de cada isótopo
x_i = fracción de cada isótopo en la mezcla

Datos

Para $^{10}_{5}\mathbf{B}$: masa isotópica es 10 uma
Para $^{11}_{5}\mathbf{B}$: masa isotópica es 11 uma
masa isotópica promedio es 10,81uma

Solución

Llamamos x a la fracción abundancia del $^{10}_{5}$B y 1-x a la fracción abundancia del $^{11}_{5}$B.

$$10x + 11(1 - x) = 10{,}81$$
$$10x + 11 - 11x = 10{,}81$$
$$-x + 11 = 10{,}81$$
$$-x = 10{,}81 - 11$$
$$-x = -0{,}19$$
$$x = 0{,}19$$

Por lo tanto, la abundancia porcentual del $^{10}_{5}$B es 19% y la del $^{11}_{5}$B es 81%.

Respuesta

la abundancia porcentual del $^{10}_{5}$B es 19%
la abundancia porcentual del $^{11}_{5}$B es 81%

247. En un laboratorio de química en Bolivia, se necesita determinar la composición isotópica del litio para una investigación avanzada. Calcula la abundancia porcentual de los isótopos $^{6}_{3}\text{Li}$ y $^{7}_{3}\text{Li}$, si la masa atómica promedio del litio es 6.94 uma.

Ruta de solución

Utilizar la fórmula de la masa atómica promedio considerando la abundancia de cada isótopo.

Recuerda

Conversión del porcentaje de abundancia.

$$x_i = \frac{\text{abundancia (\%)}}{100}$$

Donde:

- x_i representa la abundancia relativa como fracción decimal.
- % es el valor porcentual de la abundancia isotópica.

En mezclas isotópicas:

$$A = \sum A_i \cdot \text{x}_\text{i}\text{ , donde:}$$

$A = masa\ atómica\ del\ elemento\ natural$
$A_i = masa\ atómica\ de\ cada\ isótopo$
$x_i = fracción\ de\ cada\ isótopo\ en\ la\ mezcla$

Solución

Llamamos x a la fracción abundancia del $^{6}_{3}\text{Li}$ y 1-x a la fracción abundancia del $^{7}_{3}\text{Li}$.

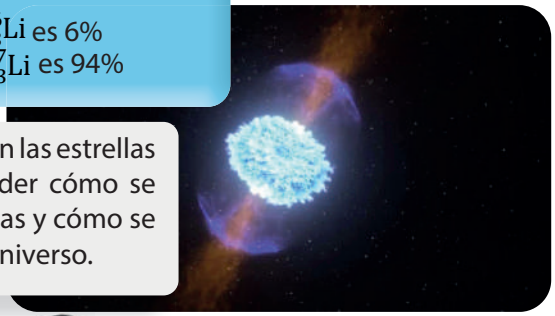
$$6\text{x} + 7(1 - \text{x}) = 6{,}94$$
$$6\text{x} + 1 - 7\text{x} = 6{,}94$$
$$-\text{x} + 7 = 6{,}94$$
$$-\text{x} = 6{,}94 - 7$$
$$-\text{x} = -0{,}06$$
$$\text{x} = 0{,}06$$

Por lo tanto, la abundancia porcentual del $^{6}_{3}\text{Li}$ es 6% y la del $^{7}_{3}\text{Li}$ es 94%.

Respuesta

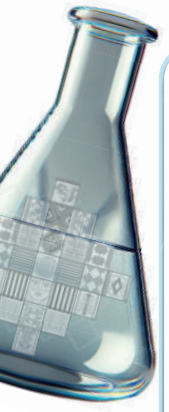
La abundancia porcentual del $^{6}_{3}\text{Li}$ es 6%
La abundancia porcentual del $^{7}_{3}\text{Li}$ es 94%

la proporción de litio-6 y litio-7 en las estrellas permite a los científicos entender cómo se forman y evolucionan las estrellas y cómo se crean nuevos elementos en el universo.



fuente:elconfidencial.com

248. Para asegurar la calidad de los productos en una industria química en Bolivia, debes determinar la abundancia de los isótopos del cloro. Calcula la abundancia porcentual de los isótopos $^{35}_{17}\mathbf{Cl}$ y $^{37}_{17}\mathbf{Cl}$ si la masa atómica promedio del cloro es 35.45 uma



Ruta de solución

Calcular la masa atómica promedio utilizando la abundancia y masa isotópica de cada isótopo

Recuerda

El porcentaje (%) se puede convertir a fracciones dividiendo entre 100%

$$x_i = \frac{\text{abundancia (\%)}}{100}$$

Donde:

- x_i representa la abundancia relativa como fracción decimal.
- % es el valor porcentual de la abundancia isotópica.

En mezclas isotópicas:

$$A = \sum A_i \cdot \mathrm{x_i}\text{ , donde:}$$

$A = masa\ atómica\ del\ elemento\ natural$
$A_i = masa\ atómica\ de\ cada\ isótopo$
$x_i = fracción\ de\ cada\ isótopo\ en\ la\ mezcla$

Datos

Para $^{35}_{17}\mathrm{Cl}$: masa isotópica es 35 uma
Para $^{37}_{17}\mathrm{Cl}$: masa isotópica es 37 uma

Masa atómica promedio: 35.45 u

Solucion

Llamamos x a la fracción abundancia del $^{35}_{17}\mathrm{Cl}$ y 1-x a la fracción abundancia del $^{37}_{17}\mathrm{Cl}$.

$$35\text{ uma} + 37\text{ uma}\,(1 - \mathrm{x}) = 35{,}45\text{ uma}$$
$$35\text{ uma} + 37\text{ uma} - 37\text{ uma} \cdot \mathrm{x} = 35{,}45\text{ uma}$$
$$-2\mathrm{x} + 37 = 35{,}45\text{ uma}$$
$$-\mathrm{x} = 35{,}45\text{ uma} - 37$$
$$\mathrm{x} = -1{,}55$$
$$\mathrm{x} = 0{,}775$$

Por lo tanto, la abundancia porcentual del $^{35}_{17}\mathrm{Cl}$ es 6% y la del $^{37}_{17}\mathrm{Cl}$ es 94%.

Respuesta

La abundancia porcentual del $^{35}_{17}\mathrm{Cl}$ es 77,5%
La abundancia porcentual del $^{37}_{17}\mathrm{Cl}$ es 22,5%

249. Durante un congreso internacional de química en Bolivia, se necesita explicar un concepto fundamental a tus colegas. Explica cómo se determina la masa atómica promedio de un elemento con múltiples isótopos en términos de la abundancia relativa y la masa isotópica.

Ruta de solución

Utilizar la fórmula de la masa atómica promedio considerando la abundancia y la masa isotópica de cada isótopo.

Explicación

La masa atómica promedio de un elemento se calcula utilizando la abundancia relativa y la masa isotópica de sus isótopos. La fórmula es:

$$A = \sum A_i \cdot x_i \text{, donde:} \quad \begin{array}{l} A = masa\ atómica\ del\ elemento\ natural \\ A_i = masa\ atómica\ de\ cada\ isótopo \\ x_i = fracción\ de\ cada\ isótopo\ en\ la\ mezcla \end{array}$$

Donde la fracción de abundancia es la proporción del isótopo en la muestra total del elemento, expresada como un decimal.

Puntos clave para destacar:

- La masa atómica promedio nunca será igual a la masa de un isótopo, ya que es un promedio ponderado.
- Este cálculo es importante para entender por qué los valores en la tabla periódica no son enteros.
- La abundancia relativa de los isótopos puede variar en diferentes lugares del planeta, lo que se usa en investigaciones como la datación isotópica y el análisis ambiental.

Respuesta

La masa atómica promedio de un elemento se calcula sumando el producto de la masa isotópica de cada isótopo por su abundancia relativa (expresada como fracción decimal). Es un promedio ponderado que refleja la contribución de cada isótopo en la naturaleza.

Saber más...



La masa atómica promedio de un elemento se determina considerando la abundancia relativa y la masa isotópica de cada isótopo. Esta información es crucial para calcular las propiedades físicas y químicas de los elementos en la tabla periódica (Walker, 2004).

Explore:

La variación en la abundancia isotópica de elementos como el carbono y el oxígeno ha permitido grandes avances científicos. Los isótopos estables son herramientas clave para analizar procesos biogeoquímicos como el ciclo del carbono, los cambios climáticos históricos y la fotosíntesis en plantas. Su estudio abre la puerta a comprender el impacto humano en el medio ambiente y a mejorar prácticas agrícolas sostenibles, vinculando la química con la naturaleza de manera práctica y significativa.

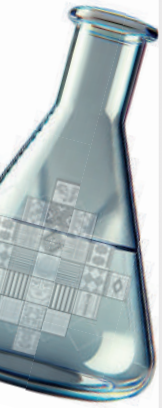
Saber más...





Fuente: newatlas.com

Los metales alcalinos se formaron en las estrellas mediante nucleosíntesis estelar. El litio, en particular, se crea a través de explosiones de supernovas y fusión nuclear. Además, ciertos isótopos de estos metales tienen un momento magnético nuclear, permitiendo su influencia por campos magnéticos, lo cual es esencial para la Resonancia Magnética Nuclear (RMN), una técnica clave en química y medicina.



250. En una planta industrial en Bolivia, se están estudiando los metales alcalinos para optimizar los procesos de producción. Considerando los metales alcalinos del grupo, IA, (Li,Na,K): a) Determine el número de protones y neutrones en el núcleo de cada átomo, y b) Calcule la proporción entre neutrones y protones en cada núcleo. Describa cualquier tendencia general observada en esta proporción a medida que aumenta el número atómico.

Ruta de solución

Identificar el número de protones y neutrones a partir del número atómico y la masa atómica.

Explicación

a) Determine el número de protones y neutrones en el núcleo de cada átomo

Para Li; $^{7}_{3}Li$; Protones $= 3$; Neutrones $=7\text{-}3 = 4$
Para Na; $^{23}_{11}Na$; Protones $= 11$; Neutrones $=23\text{-}11 = 12$
Para K; $^{39}_{19}K$; Protones $= 19$; Neutrones $=39\text{-}19 = 20$

b) Calcule la proporción entre neutrones y protones en cada núcleo.

Para Li; $\frac{4}{3} = 1{,}33$

Para Na; $\frac{12}{11} = 1{,}09$

Para K; $\frac{20}{19} = 1{,}05$

Respuesta

Li: 3 protones, 4 neutrones
Na: 11 protones, 12 neutrones
K: 19 protones, 20 neutrones

Tendencia general: A medida que aumenta el número atómico en el grupo IA, la proporción entre neutrones y protones tiende a disminuir ligeramente, mostrando que los elementos más pesados tienen una mayor proporción de neutrones para mantener la estabilidad del núcleo.

251. En una conferencia científica en Pando, piden explicar los detalles sobre la información proporcionada por los símbolos atómicos. ¿Cuál de los siguientes símbolos proporciona mayor información del átomo:

a) ^{7}Li b) $_{3}Li$

Ruta de solución

Analizar la información proporcionada por cada símbolo

Solución

El símbolo ^{7}Li proporciona más información porque incluye el número de masa (7), lo cual permite conocer tanto el número de protones (3) como el número de neutrones (7 - 3 = 4). Los símbolos $_{3}Li$ no incluyen información sobre la masa atómica, por lo que no se puede determinar el número de neutrones sin información adicional.

Respuesta

El símbolo ^{7}Li proporciona más información del átomo

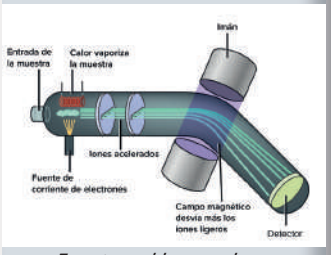
La Espectrometría de Masas

La espectrometría de masas es una técnica que identifica y analiza sustancias midiendo la masa de sus moléculas. Se utiliza para estudiar isótopos en geología, analizar proteínas y genes, detectar drogas, asegurar la calidad de productos, datar rocas y encontrar contaminantes. Es esencial en muchas áreas científicas debido a su precisión y versatilidad.

Saber más...



Los símbolos atómicos proporcionan información esencial sobre los elementos. Por ejemplo, ^{7}Li indica tanto el número de protones como la masa isotópica, mientras que O solo indica el símbolo químico sin especificar información nuclear detallada

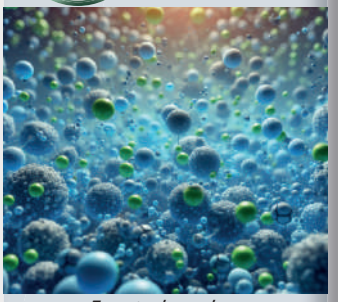


Fuente: es.khanacademy.org

Explore:

Conocer el símbolo atómico y la masa isotópica permite a químicos y físicos predecir las propiedades y el comportamiento de los elementos y sus isótopos en diversas reacciones. Esto se logra mediante una técnica llamada espectrometría de masas.

Saber más...



Fuente: barcelonesa.com

Los iones comunes como: Li^+ ,Zn^{2+}+,Ag^+, Al^{3+} Fe^{3+},Au^{3+},Sn^{2+}y Pb^{4+} , cumplen roles cruciales en la química y la industria. Cada uno tiene un número específico de protones y electrones, determinando sus propiedades y comportamientos en compuestos químicos (*Meija et al., 2016*).

Explore:

La carga y configuración electrónica de estos iones afectan su reactividad y capacidad para formar enlaces con otros elementos, lo que es fundamental en la síntesis de materiales, catálisis y procesos industriales.

252. En la industria metalúrgica en Potosí, es necesario identificar las características de varios iones comunes para optimizar los procesos de producción. Indique el número de protones y electrones de cada uno de los siguientes iones comunes:

Li^+ ,Zn^{2+}+,Ag^+, Al^{3+}, Fe^{3+}, Au^{3+}, Sn^{2+}, Pb^{4+}.

Ruta de solución

Identificar el número de protones y electrones a partir del número atómico y la carga del ion.

$$^{A}_{Z}x$$

$$A = P^+ + n^0$$

número atómico (Z) = número de protones

electrones = protones – carga neta;

$$e^- = P^+ - carga$$

Datos y solución

Para el $_3Li^+$: El numero atómico es 3, lo que significa que tiene 3 protones. Su carga positiva indica que ha perdido un electrón, resultando en un total de 2 electrones

$_{30}Zn^{2+}; Z = 30; P^+ = 30\ y\ e^- = P^+ - carga$
$e^- = 30 - 2 = 28\ electrones$

$_{47}Ag^+ ; Z = 47; P^+ = 47\ y\ e^- = P^+ - carga$
$e^- = 47 - 1 = 46\ electrones$

$_{13}Al^{3+} ; Z = 13; P^+ = 13\ y\ e^- = P^+ - carga$
$e^- = 13 - 3 = 10\ electrones$

$_{26}Fe^{3+}; Z = 26; P^+ = 26\ y\ e^- = P^+ - carga$
$e^- = 26 - 3 = 23\ electrones$

$_{79}Au^{3+}; Z = 79; P^+ = 79\ y\ e^- = P^+ - carga$
$e^- = 79 - 3 = 76\ electrones$

$_{50}Sn^{2+}; Z = 50; P^+ = 50\ y\ e^- = P^+ - carga$
$e^- = 50 - 2 = 48\ electrones$

$_{82}Pb^{4+} ; Z = 82; P^+ = 82\ y\ e^- = P^+ - carga$
$e^- = 82 - 4 = 78\ electrones$

Respuesta:

Li^+ ; protones = 3; electrones = 2
Zn^{2+} protones = 30; electrones = 28
Ag^+; protones = 47; electrones = 46
Al^{3+}; protones = 13; electrones = 10
Fe^{3+}; protones = 26; electrones = 23
Au^{3+}; protones = 79; electrones = 76
Sn^{2+}; protones = 50; electrones = 48
Pb^{4+}; protones = 82; electrones = 78

253. En un curso avanzado de química, se necesita completar una tabla con información faltante sobre algunos elementos. Complete los espacios en blanco de la siguiente tabla:

Símbolo	Protones	Neutrones	Electrones	Carga neta
A		4	2	+1
B	47	61		0
C	30	35	30	
$^{119}_{50}Sn^{2+}$				+2

Ruta de solución

Identificar el número de protones y neutrones a partir de los datos brindados.

Recuerda

Masa atómica = número de protones +número de neutrones.

Numero de masa = número atómico + número de neutrones

$$A = P^+ + n^0$$

número de protones = número atómico

número de neutrones = masa atómica - número atómico

Protones – electrones = carga neta.

Datos

Para A:

Protones – electrones = carga neta; protones = 2 + 1 = 3 protones

Tanto el número atómico con la masa atómica ,corresponde a Litio (+) que sería; $^{7}_{3}Li^{+}$

Para B:

protones – electrones = carga neta.

electrones = protones – carga net; electrones = 47 - 0 = 47 electrones

masa atómica = número de protones + número de neutrones.

masa atómica 47 + 61 = 108

Tanto el número atómico con la masa atómica ,corresponde a Plata (0) que corresponde a; $^{108}_{47}Ag^{0}$

Para C: Protones – electrones = carga neta.

carga neta = 30 - 30 = 0

masa atómica = número de protones + número de neutrones.

masa atómica 30 + 35 = 65

Para $^{119}_{50}Sn^{2+}$; masa atómica = 119, número atómico = 50 protones

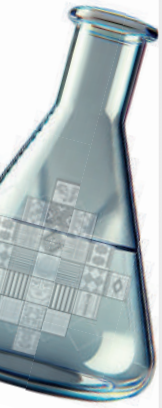
protones – electrones = carga neta.

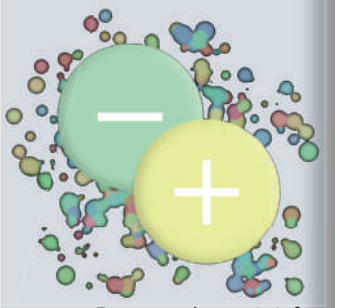
protones – electrones = carga neta.

Respuesta

símbolo	protones	neutrones	electrones	carga neta
$^{7}_{3}Li^{+}$	3	4	2	+1
$^{108}_{47}Ag$	47	61	2	0
$^{65}_{30}Zn$	30	35	30	0
$^{119}_{50}Sn^{2+}$	50	69	48	+2

Saber más...





Fuente: carbotecnia.info

Identificar las especies neutras, cargadas positivamente y negativamente es esencial para comprender cómo estas especies interactúan en sistemas químicos y biológicos.

Explore:

Analizar las características de especies atómicas como X, Y, y Z proporciona información valiosa sobre su estabilidad y reactividad química. Este análisis es fundamental para el diseño y desarrollo de nuevos productos químicos con aplicaciones en una amplia gama de industrias y tecnologías.

254. En una empresa química en Bolivia, se debe analizar las características de varias especies atómicas para desarrollar nuevos productos. En la siguiente tabla se indica el número de electrones, protones y neutrones de los átomos o iones de algunos elementos. Conteste lo siguiente:

Ion o átomo	protones	neutrones	electrones
X	20	20	18
Y	80	121	80
Z	9	10	10

Ruta de solución

Comparar el número de protones y electrones para determinar si la especie es neutra.

Datos y solución

Para X)

$p^+ - e^-$ = carga del ion

carga del ion = 20 - 18 = +2

$A = p^+ + n^0$

A = 20 + 20 = 40

Para Y)

$p^+ - e^-$ = carga del ion

carga del ion = 80 - 80 = 0

$A = p^+ + n^0$

Masa atómica = 80 + 121 = 201

Para Z)

$p^+ - e^-$ = carga del ion

carga del ion = 9 - 10 = -1

$A = p^+ + n^0$

A = 9 + 10 = 19

Respuesta

X: $^{40}_{20}Ca^{2+}$ Y: $^{201}_{80}Hg$ Z: $^{19}_{9}F$

255. En Bolivia, la minería es una de las principales industrias, y entender las propiedades de los elementos es crucial para esta actividad. Identifica el número atómico, numero de protones y numero de neutrones del zinc ($_{30}Zn$).

a) número atómico 30, numero de protones 30, numero de electrones 30.
b) número atómico 28, numero de protones 30, numero de electrones 30.
c) número atómico 27, numero de protones 30, numero de electrones 27.
d) número atómico 32, numero de protones 30, numero de electrones 32.

Ruta de solución

Identificar el número atómico y a partir del número atómico, obtener el número de protones y electrones para un isotopo de carga neutra

Datos

Para el $_{30}Zn$: El numero atómico es 30, lo que significa que tiene 30 protones. Como el átomo es neutro (sin carga), debe haber igual número igual de electrones, es decir, 30 electrones.

$_{30}Zn$ Número atómico es 30, electrones.

Respuesta

a) Número atómico 30, numero de protones 30, numero de electrones 30.

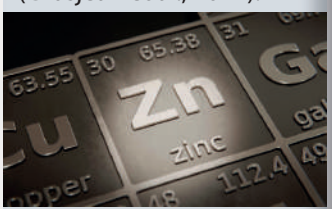


Saber más...



Fuente: quimica.es

La minería en Bolivia no solo es fundamental para la economía, sino que también proporciona minerales esenciales que son la base de muchas tecnologías modernas, como la electrónica y la energía renovable (Grosjean et al., 2012).



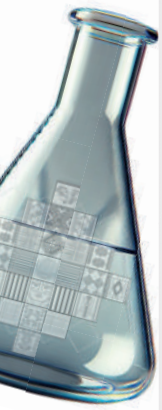
Fuente:nationalgeographic.com.es

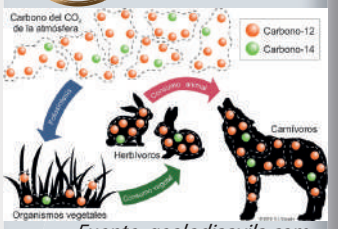


Explore:

Bolivia alberga algunas de las reservas más grandes del mundo de litio, plata y estaño, lo que la convierte en un jugador clave en el mercado global de minerales estratégicos para las tecnologías futuras.

Saber más...





Fuente: geolodiaavila.com

Los isótopos del carbono, como el carbono-12 y el carbono-13, son cruciales para la vida porque forman la base de la química orgánica en todos los seres vivos. Participan en procesos clave como la fotosíntesis y la respiración. El carbono-14, aunque es menos común, es fundamental para la datación de fósiles y restos orgánicos, ayudando a conocer la historia de la vida en la Tierra *(DOE, 2023; SpringerLink, 2023).*

Explore:

La estabilidad del isótopo Carbono-12 es crucial para la vida, ya que permite la formación de largas cadenas de carbono que son la base estructural de moléculas complejas como proteínas, ADN y carbohidratos. Esta capacidad de formar enlaces estables en múltiples configuraciones permite a los organismos construir las macromoléculas necesarias para la vida, facilitando la diversidad molecular y la complejidad biológica que vemos en los seres vivos *(OpenStax, 2023).*

256. En un laboratorio de materiales en La Paz, se está analizando la composición de varios átomos para un proyecto de investigación. Determina el número de protones, neutrones y electrones de un átomo de Carbono-14.

a) 6 protones, 8 neutrones, 6 electrones
b) 6 protones, 12 neutrones, 6 electrones
c) 12 protones, 6 neutrones, 12 electrones
d) 12 protones, 12 neutrones, 12 electrones

Ruta de solución

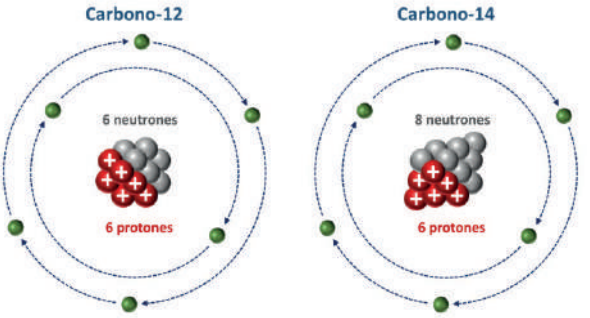
Identificar el número de protones, neutrones y electrones a partir del número atómico y la masa atómica.

Datos y Solución

Para el $^{14}_{6}C$: El numero atómico es 6, lo que significa que tiene 6 protones. Como el átomo es neutro (sin carga), debe haber igual número igual de electrones, es decir, 6 electrones. Por otro lado, la masa atómica es 14.

Respuesta

a) 6 protones, 8 neutrones, 6 electrones.



Fuente: cosillasinteresantes.com

257. En el diseño de materiales electrónicos, la relación entre isoelectronicidad y radio iónico es fundamental. ¿Cuál de las siguientes opciones describe correctamente la relación entre isoelectronicidad y radio iónico?

a) A medida que se aumenta el número atómico en una serie de iones isoelectrónicos, el radio iónico disminuye.
b) A medida que se aumenta el número atómico en una serie de iones isoelectrónicos, el radio iónico aumenta.
c) El radio iónico de los iones isoelectrónicos es siempre el mismo.
d) La relación entre isoelectronicidad y radio iónico no se puede determinar.

Ruta de solución

Analizar la relación entre isoelectronicidad y radio iónico

Datos

Los iones **isoelectrónicos** tienen el mismo número de electrones, pero diferente número atómico.

Radio iónico: A mayor número atómico en una serie isoelectrónica, el radio iónico disminuye porque la carga nuclear (+) atrae más los electrones, reduciendo su tamaño.

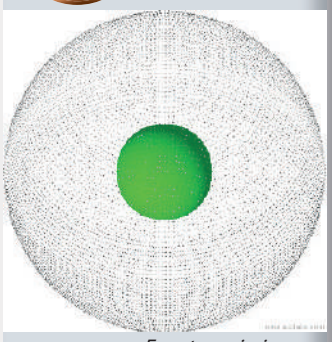
Solución

A medida que se aumenta el número atómico en una serie de iones isoelectrónicos, el radio iónico disminuye debido a la mayor atracción del núcleo por los electrones.

Respuesta

a) A medida que se aumenta el número atómico en una serie de iones isoelectrónicos, el radio iónico disminuye

Saber más...



Fuente: quimica.es

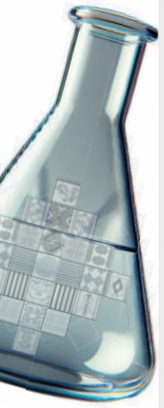
La relación entre isoelectronicidad y radio iónico es un principio clave en la química inorgánica y afecta cómo los iones interactúan en compuestos y soluciones (Klaassen et al., 2019).

Explore:

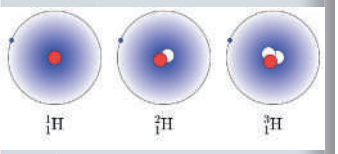
La relación entre isoelectronicidad y radio iónico es clave para entender:

- **Formación de cristales:** Influye en la estabilidad y la estructura de materiales sólidos.
- **Solubilidad de compuestos:** Determina cómo los iones interactúan en soluciones acuosas.
- **Materiales electrónicos:** Controla propiedades como la conductividad y la eficiencia en dispositivos tecnológicos.

Saber más...







La precisión en la masa atómica promedio del cobre es crucial en la electrónica, ya que cualquier variación puede afectar su conductividad y la fiabilidad de los productos. Esto es especialmente importante en aplicaciones que requieren alta precisión, como circuitos impresos y sistemas de comunicación, donde el cobre debe mantener sus propiedades óptimas para evitar problemas de rendimiento *(Altium, 2023; Polaridad.es, 2023).*



Fuente: geolodiaavila.com

Explore:
Determinar la masa atómica promedio del cobre es esencial para aplicaciones industriales donde la precisión en las propiedades materiales es crucial *(Meija et al., 2016).*

258. En una planta de procesamiento de cobre en Oruro, es necesario determinar la pureza del cobre extraído. Calcula la masa atómica promedio del cobre (Cu), si se tiene una mezcla de dos isótopos ^{63}Cu (69,15%) y ^{65}Cu (30,85%).

a) 63,45 %
b) 63,55 %
c) 64,15 %
d) 64,45 %

Ruta de solución
Utilizar la fórmula de la masa atómica promedio considerando la abundancia de cada isótopo.

Recuerda
El porcentaje (%) se puede convertir a fracciones dividiendo entre 100%

$$x_i = \frac{\text{abundancia (\%)}}{100}$$

Donde:
- x_i representa la abundancia relativa como fracción decimal.
- % es el valor porcentual de la abundancia isotópica.

En mezclas isotópicas:

$A = \sum A_i \cdot x_i$, donde: A = masa atómica del elemento natural; A_i = masa atómica de cada isótopo; x_i = fracción de cada isótopo en la mezcla

Datos

Masa isotópica de $^{63}_{29}Cu$; 63 umas
Abundancia de $^{63}_{29}Cu$; $69{,}15\% = 0{,}6915$
Masa isotópica de $^{65}_{29}Cu$; 65 umas
Abundancia de $^{65}_{29}Cu$; $30{,}85\% = 0{,}3085$

Solución

Masa atómica promedio
$= (63 \cdot 0{,}6915) + (65 \cdot 0{,}3085)$
Masa atómica promedio $= 43.5645 + 20.0525$
$= 43{,}5645 + 20.0525 = 63{,}617$ u

Respuesta: b) 63,55%

259. En un colegio de Sucre, los estudiantes realizan experimentos para entender mejor los elementos químicos. Calcula la masa atómica promedio del cloro si se tiene una mezcla de dos isótopos $^{35}_{17}\mathrm{Cl}(75{,}78)$ $^{37}_{17}\mathrm{Cl}(75{,}78)$

a) 35,24
b) 35,45
c) 35,78
d) 36,00

Ruta de solución

Utilizar la fórmula de la masa atómica promedio considerando la abundancia de cada isótopo.

Recuerda

El porcentaje (%) se puede convertir a fracciones dividiendo entre 100%

$$x_i = \frac{\text{abundancia (\%)}}{100}$$

Donde:

- x_i representa la abundancia relativa como fracción decimal.
- % es el valor porcentual de la abundancia isotópica.

En mezclas isotópicas:

$A = \sum A_i \cdot \mathrm{x_i}$, donde: $A = masa\ atómica\ del\ elemento\ natural$; $A_i = masa\ atómica\ de\ cada\ isótopo$; $x_i = fracción\ de\ cada\ isótopo\ en\ la\ mezcla$

Datos

masa isotópica de $^{35}_{17}\mathrm{Cl}$; 35 uma
abundancia de $^{35}_{17}\mathrm{Cl}$; $75.78\% = 0{,}7578$
masa isotópica de $^{37}_{17}\mathrm{Cl}$; 37 uma
abundancia de $^{37}_{17}\mathrm{Cl}$; $30{,}85\ \% = 0{,}2422$

Solución

masa atómica promedio $= (35 \cdot 0{,}7578) + (37 \cdot 0{,}2422)$
masa atómica promedio $= 26{,}523 + 8{,}9634$
masa atómica promedio $= 35{,}45\mathrm{u}$

Respuesta: b) 35,45

Saber más...

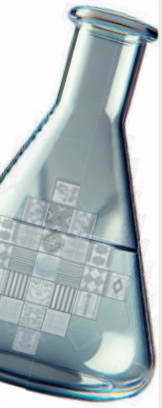


Calcular la masa atómica promedio del cloro con precisión es vital en industrias químicas y de producción, ya que el cloro es un componente clave en numerosos procesos industriales *(Srinivasan et al., 2011).*

Explore:

Las variaciones en la composición isotópica del cloro, como en los isotopos $^{35}_{17}\mathrm{Cl}$ y $^{37}_{17}\mathrm{Cl}$, pueden optimizar reacciones químicas y mejorar la eficiencia industrial al influir en la velocidad de reacción y la selectividad de los productos. Este conocimiento es esencial para procesos que requieren alta precisión, como la producción de compuestos químicos y farmacéuticos *(Barnes & Sharp, 2017; Sicinska et al., 2005).*

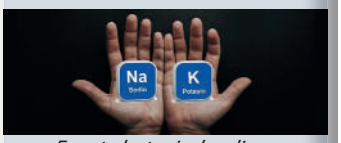
Saber más...





Fuente:mejorconsalud.as.com

Los isótopos del potasio, como Potasio-39 y Potasio-41, son esenciales para aplicaciones biológicas y médicas, incluyendo estudios de metabolismo y función celular (Marschner, 2012).



Fuente:botanical-online.com

Explore:
La investigación sobre los isótopos de potasio ha permitido avances en la comprensión de enfermedades como la hipertensión, donde el balance de potasio juega un papel crucial en la regulación de la presión sanguínea.

Respuesta: a) Porque tienen el mismo número de protones, pero diferente número de neutrones

260. En una empresa agroquímica de Bolivia, se necesita entender las propiedades de los isótopos del potasio para mejorar los fertilizantes. Para un átomo de Potasio-39 y Potasio-41, determina el número de protones, neutrones y electrones. ¿Por qué son isótopos?

a) Porque tienen el mismo número de protones, pero diferente número de neutrones
b) Porque tienen el mismo número de neutrones, pero diferente número de protones
c) Porque tienen diferente número de protones y neutrones
d) Porque tienen el mismo número de electrones, pero diferente número de protones

Ruta de solución
Identificar el número de protones, neutrones y electrones a partir del número atómico y la masa atómica.

Datos

potasio -39 $(^{39}_{19}\mathrm{K})$:
protones: 19
neutrones: $39 - 19 = 20$
electrones: 19
potasio -41 $(^{40}_{19}\mathrm{K})$:
protones: 19
neutrones: $41 - 19 = 22$
electrones: 19

Solución

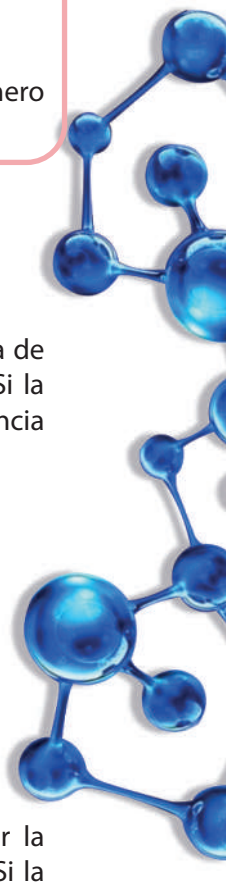
Potasio -39 $(^{39}_{19}\mathrm{K})$: 19 protones, 20 neutrones, 19 electrones.
Potasio -41 $(^{40}_{19}\mathrm{K})$: 19 protones, 22 neutrones, 19 electrones.

Explicación
Son isótopos porque tienen el mismo número de protones, pero diferente número de neutrones.

261. En un centro de investigación nuclear en Bolivia, se estudian los isótopos de uranio para aplicaciones energéticas. Para un átomo de Uranio-238 y Uranio-235, determina el número de protones, neutrones y electrones. ¿Por qué son isótopos?

a) Porque tienen el mismo número de protones, pero diferente número de neutrones
b) Porque tienen el mismo número de neutrones, pero diferente número de protones
c) Porque tienen diferente número de protones y neutrones
d) Porque tienen el mismo número de electrones, pero diferente número de protones.

Respuesta .....



262. En una mina de boro en Bolivia, se necesita calcular la abundancia de los isótopos de boro para maximizar la eficiencia de extracción. Si la masa atómica promedio del boro es 10,81 uma, ¿cuál es la abundancia porcentual de los isótopos ^{10}B y ^{11}B ?

a) ^{10}B (20%), ^{11}B (80%)
b) ^{10}B (30%), ^{11}B (70%)
c) ^{10}B (50%), ^{11}B (50%)
d) ^{10}B (80%), ^{11}B (20%)

Respuesta .....

263. En un laboratorio de química en Bolivia, se requiere determinar la composición isotópica del litio para una investigación avanzada. Si la masa atómica promedio del litio es 6,94 uma, ¿cuál es la abundancia porcentual de los isótopos ^{6}Li y ^{7}Li ?

a) ^{6}Li (7,5%), ^{7}Li (92,5%)
b) ^{6}Li (50,0%), ^{7}Li (50,0%)
c) ^{6}Li 25,0%), ^{7}Li (75,0%)
d) ^{6}Li (92,5%), ^{7}Li (7,5%)

Respuesta .....

264. Durante un congreso internacional de química en Bolivia, es necesario explicar un concepto fundamental a tus colegas. Explica cómo se determina la masa atómica promedio de un elemento con múltiples isótopos.



a) Mediante el promedio simple de las masas isotópicas
b) Usando la abundancia relativa de cada isótopo y su masa isotópica
c) Sumando las masas isotópicas y dividiendo por el número de isótopos
d) Tomando la masa del isótopo más abundante

Respuesta .....

265. En la industria metalúrgica en Potosí, un equipo de cient;ificos necesita identificar las características de varios iones comunes para optimizar los procesos de producción. ¿Cuántos protones y electrones tienen un ion Zn^{2+}?

a) 30 protones y 30 electrones
b) 28 protones y 30 electrones
c) 30 protones y 28 electrones
d) 28 protones y 28 electrones.

Respuesta .....

266. En un curso avanzado de química, es necesario completar una tabla con información faltante sobre algunos elementos. ¿Cuántos neutrones tiene el ion Sn^{2+} si su número atómico es 50 y su masa atómica es 120?

a) 50 **c)** 70
b) 60 **d)** 80

Respuesta .....

267. En una empresa química en Bolivia, se debe analizar las características de varias especies atómicas para desarrollar nuevos productos. Si una especie atómica tiene 15 protones, 16 neutrones y 18 electrones, ¿cuál es su símbolo convencional?

a) $^{31}_{15}P$
b) $^{31}_{15}P^{3-}$
c) $^{31}_{15}P^{+3}$
d) $^{31}_{16}S$

Respuesta .....



PROPIEDADES DE LA NUBE (ISOELECTRÓNICOS)

268. En un laboratorio de investigación de materiales para dispositivos electrónicos, se analizan el neón y el ion fluoruro para comprender su relación en términos de propiedades electrónicas. ¿Por qué se consideran isoeléctricos el neón (Ne) y el ion fluoruro (F^-)?

Ruta de solución

Para determinar si el neón (Ne), e ion fluoruro (F^-) son isoelectrónicos, debemos comparar sus configuraciones electrónicas.

Datos:

Para el $_{10}$Ne: El número atómico es 10, lo que significa que tiene 10 protones. Como el átomo es neutro (sin carga), debe haber igual número igual de electrones, es decir, 10 electrones.

Para el $_{9}F^-$: El número atómico es 9, lo que significa que tiene 9 protones. La carga negativa indica que tiene un electrón adicional, por lo que en total tiene 10 electrones.

Solución

La configuración electrónica del neón (Ne) es $1s^2\ 2s^2\ 2p^6$

También representada como [Ne].

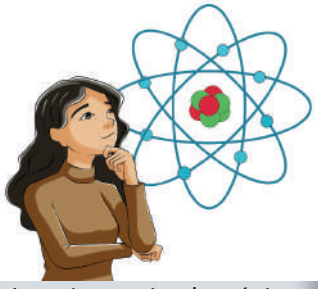
La Configuración electrónica del ion fluoruro (F^-) es: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6$

También representada como [Ne].

Respuesta

Se consideran isoeléctricas, ya que ambas especies presentan la misma configuración electrónica $1s^2\ 2s^2\ 2p^6$ correspondiente a la configuración de [Ne].

Saber más...

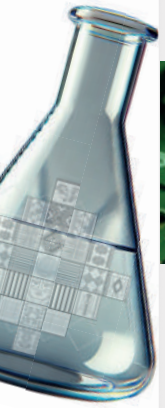


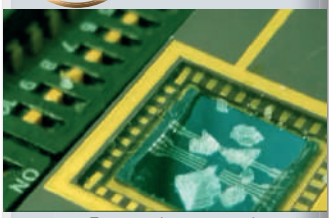
Los iones isoelectrónicos tienen el mismo número de electrones y configuraciones electrónicas similares, lo que es esencial para estudiar sus propiedades físicas y químicas en química cuántica, permitiendo predicciones más precisas sobre su comportamiento *(Atkins & de Paula, 2010; McQuarrie & Simon, 1997)*.

Explore

La cantidad de protones en el núcleo de iones isoelectrónicos influye en sus propiedades porque una mayor carga nuclear atrae más fuertemente a los electrones, reduciendo el tamaño del ion. Así, en una serie isoelectrónica, los iones con más protones son más pequeños y más estables debido a la mayor atracción nuclear (*Chemistry Fundamentals, 2023; General Chemistry for Gee-Gees, 2023).*

Saber más...





Fuente: innovaspain.com

En la industria, la configuración electrónica de los iones es fundamental para diseñar materiales con propiedades específicas, como los semiconductores, que son esenciales en dispositivos electrónicos modernos. Por ejemplo, la capacidad de los semiconductores para conducir electricidad depende de su estructura electrónica, lo que permite su uso en una amplia gama de aplicaciones tecnológicas, desde teléfonos móviles hasta paneles solares. Este diseño preciso de materiales es clave para mejorar la eficiencia y el rendimiento de los dispositivos electrónicos *(ACS Publications, 2023).*

Explore:

La configuración electrónica se utiliza para predecir reacciones químicas y la estabilidad de compuestos.

269. En un centro de innovación en nanotecnología, se estudia la configuración electrónica del ion sodio en comparación con el átomo de neón, para entender sus similitudes y diferencias. ¿Son isoelectrónicos el ion sodio (Na^+) y el átomo de neón (Ne)?

Ruta de solución

Escribir la configuración electrónica del ion Na^+ y compararla con la del Ne.

Datos

Para el $_{11}Na^+$: El número atómico es 11, lo que significa que tiene 10 protones. Su carga positiva indica que ha perdido un electrón, resultando en un total de 10 electrones.

Para el $_{10}Ne$: El número atómico es 10, lo que significa que tiene 10 protones. Como el átomo es neutro (sin carga), debe haber igual número igual de electrones, es decir, 10 electrones.

Solucion

La configuración electrónica del sodio (Na) es: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$,

También representada como: $[Ne]3s^1$.

Cuando Na pierde un electrón para formar el ion Na^+, la configuración se convierte en $1s^2 2s^2 2p^6$.

La configuración electrónica del neón Ne es $1s^2\ 2s^2\ 2p^6$

También representada como [Ne].

Respuesta

El ion sodio (Na^+) y el neón (Ne) comparten la misma configuración electrónica ($1s^2\ 2s^2\ 2p^6$), lo que indica que son isoelectrónicos.

270. En una empresa de diseño de materiales avanzados, se evalúan los radios atómicos de los iones magnesio (Mg^{2+}) y sodio (Na^{+}) para seleccionar el más adecuado en la fabricación de componentes electrónicos. ¿Cuál de estos iones tiene un radio atómico mayor y por qué?

Ruta de solución

Comparar el número de protones de Mg^{2+} y Na^{+}.

Relacionar la carga nuclear con el radio atómico.

Datos

Para el $_{11}Na^{+}$: El número atómico es 11, lo que significa que tiene 11 protones. Su carga positiva indica que ha perdido un electrón, resultando en un total de 10 electrones

Para el Mg^{2+}: Con un número atómico de 12, el magnesio tiene 12 protones. Su carga positiva indica que ha perdido dos electrones, resultando en un total de 10 electrones.

Solución

La configuración electrónica del ion magnesio (Mg^{2+}) es $1s^2\ 2s^2\ 2p^6$

También representada como [Ne].

La Configuración electrónica del ion sodio (Na^{+}) es $1s^2\ 2s^2\ 2p^6$

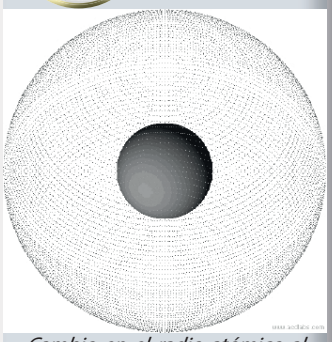
También representada como [Ne].

El ion Mg^{2+} tiene una carga nuclear más alta (+12) en comparación con Na^{+} (+11), lo que resulta en una mayor atracción de los electrones hacia el núcleo en Mg^{2+}.

Respuesta

Mg^{2+} tiene un radio atómico menor que Na^{+} debido a su mayor carga nuclear efectiva.

Saber más...



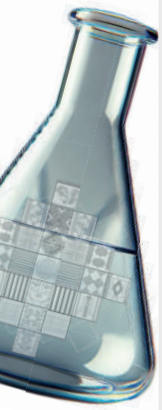
Cambio en el radio atómico al tomar iones

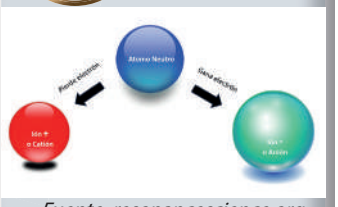
La disminución del radio atómico en iones isoelectrónicos con mayor carga nuclear efectiva se utiliza en el diseño de medicamentos, especialmente en la formulación de fármacos que deben interactuar con sitios específicos en enzimas y receptores.

Explore:

La carga nuclear efectiva es la carga neta que experimentan los electrones en un átomo o ion, influenciada por la atracción del núcleo y la repulsión de otros electrones. Esta carga afecta directamente el tamaño del átomo y la energía de sus electrones, lo que explica las tendencias periódicas en el tamaño atómico y otras propiedades *(Chemistry LibreTexts, 2023)*

Saber más...





Fuente: resonancescience.org

Los iones isoelectrónicos como Al^{3+} y Mg^{2+}, con el mismo número de electrones, son fundamentales en bioquímica, especialmente en la función de metales en enzimas. Ambos pueden estabilizar estructuras y activar reacciones enzimáticas debido a su similitud electrónica *(Science Info, 2023; JBIC, 2023)*

Explore:

La comparación de especies isoelectrónicas es clave para entender las propiedades similares de elementos en distintos estados de oxidación, ya que comparten la misma configuración electrónica. Esto permite predecir comportamientos químicos y reactividad de manera más eficiente *(Helmenstine, 2024; Chua, 2014).*

271. En un laboratorio de desarrollo de catalizadores, se investiga el número de electrones en el ion aluminio (Al^{3+}) y se compara con el ion magnesio (Mg^{2+}) para comprender sus propiedades catalíticas. ¿Son isoelectrónicos el ion aluminio y el ion magnesio?

Ruta de solución

Determinar el número de electrones en Al^{3+} y compararlo con Mg^{2+}.

Datos

Para el $^{24}_{12}Mg^{+2}$: Con un número atómico de 12, el magnesio tiene 12 protones. Su carga positiva indica que ha perdido dos electrones, resultando en un total de 10 electrones.

Para el $^{27}_{13}Al^{+3}$: El número atómico es 13, lo que significa que tiene 13 protones. Su carga positiva indica que ha perdido tres electrones, resultando en un total de 10 electrones.

Solución

La Configuración electrónica del ion aluminio ($^{27}_{13}Al^{+3}$) es $1s^2 2s^2 2p^6$

También representada como [Ne].

La Configuración electrónica del ion sodio ($^{24}_{12}Mg^{+2}$) es $1s^2 2s^2 2p^6$

También representada como [Ne].

La configuración electrónica del neón Ne es $1s^2\ 2s^2\ 2p^6$

También representada como [Ne].

Respuesta

Los iones Al^{3+} y Mg^{2+} tienen la misma configuración electrónica ($1s^2\ 2s^2\ 2p^6$), por lo tanto, son isoelectrónicos.

272. En un centro de investigación en energía renovable, se estudian los iones oxígeno (O^{2-}) y fluoruro (F^-) junto con el átomo de neón (Ne) para entender su relación en la estructura y comportamiento de materiales fotoactivos. ¿Por qué se consideran isoelectrónicos el ion oxígeno, el ion fluoruro y el átomo de neón?

Ruta de solución

Escribir la configuración electrónica del O^{2-} y compararla con F^- y Ne.

Datos

Para el ${}^{16}_{6}O^{2-}$: Con un número atómico de 8, el oxígeno tiene 8 protones. Su carga negativa indica que ha ganado dos electrones, resultando en un total de 10 electrones.

Para el ${}^{19}_{9}F^{-}$: El número atómico es 9, lo que significa que tiene 9 protones. Su carga negativa indica que ha ganado un electrón, resultando en un total de 10 electrones.

Para el ${}_{10}Ne$: El número atómico es 10, lo que significa que tiene 10 protones. Como el átomo es neutro (sin carga), debe haber igual número igual de electrones, es decir, 10 electrones.

Solución

La Configuración electrónica del ion oxigeno (${}^{16}_{6}O^{2-}$) es $1s^2 2s^2 2p^6$
También representada como [Ne].

La Configuración electrónica del ion flúor (${}^{19}_{9}F^{-}$) es $1s^2 2s^2 2p^6$
También representada como [Ne].

La Configuración electrónica del neón (Ne) es $1s^2 2s^2 2p^6$, también representada como [Ne]

Respuesta

Los iones (O^{2-}), (F^-) y el neón (Ne) tienen la misma configuración electrónica ($1s^2\ 2s^2\ 2p^6$), por lo tanto, son isoelectrónicos.

273. En una clase de química avanzada, se estudian los conceptos de isoelectronicidad. En el laboratorio, se identifican dos especies químicas isoelectrónicas con 18 electrones: un ion negativo X^- y ion positivo Y^+. ¿Cuál es el número atómico de cada especie y qué elemento químico representa cada una? Explica cómo llegaste a tu respuesta y por qué estas especies son isoelectrónicas.



Ruta de solución

Identificar las especies químicas: Una especie es un ion negativo con 18 electrones. La otra especie es un catión con 18 electrones.

Datos y Solución

Para el ${}_aX^-$: El número atómico es "a", lo que significa que tiene "a" protones. Su carga negativa indica que ha ganado un electrón, resultando en un total de 18 electrones. por lo tanto:

$18 = a + 1$; $a = 18 - 1 = 17$, por lo tanto, el número atómico es 17, correspondiente al ion cloruro Cl^-.

Para el ${}_bY^+$: El número atómico es "b", lo que significa que tiene "b" protones. Su carga positiva indica que ha perdido un electrón, resultando en un total de 18 electrones. por lo tanto:

Ambas especies tienen el mismo número total de electrones (18), lo que los hace isoelectrónicos.

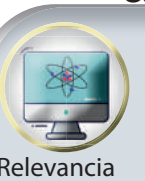
A pesar de pertenecer a diferentes elementos, la pérdida o ganancia de electrones los hace similares en sus propiedades químicas.

Respuesta:

El anión con 18 electrones tiene un número atómico de 19, correspondiente al potasio (K^+).

El catión con 18 electrones tiene un número atómico de 17, correspondiente al cloro (Cl^-).

Saber más...



Relevancia Biológica: En biología, la isoelectronicidad juega un papel en la función de iones como el calcio (Ca^{2+}) y el potasio (K^+) dentro de las células. Ambos pueden ser intercambiados en algunos procesos celulares debido a sus configuraciones electrónicas similares, lo que es esencial para la transmisión de señales nerviosas.

274. El litio (Li), ubicado en el grupo 1 de la tabla periódica, presenta propiedades similares a otros elementos de su grupo debido a la configuración electrónica similar en su nivel más externo. Al formar iones, el litio pierde un electrón, alcanzando una configuración electrónica estable similar a la de los gases nobles. ¿Cómo afecta la formación de iones de litio a las propiedades de su nube electrónica?

Ruta de solución

Entender la configuración electrónica del litio y su tendencia a formar iones. Analizar cómo la formación de iones afecta las propiedades de la nube electrónica.

Datos

Para el $_3Li^+$: El número atómico es 3, lo que significa que tiene 3 protones. Su carga positiva indica que ha perdido un electrón, resultando en un total de 2 electrones.

Solución

La configuración electrónica del ion litio (Li^+) es $1s^2\ 2s^1$

También representada como [Ne].

Para el $_3Li^+$: El número atómico es 3, lo que significa que tiene 3 protones. Su carga positiva indica que ha perdido un electrón, resultando en un total de 2 electrones.

Como resultado, la nube electrónica del litio se reduce en tamaño debido a la pérdida de un electrón.

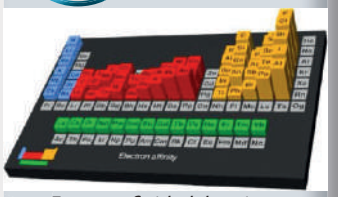
Además, al perder un electrón, el litio adquiere una carga positiva, lo que atrae menos intensamente a los electrones restantes en la nube electrónica. Esto puede resultar en una nube electrónica menos compacta y más extendida, en comparación con el átomo neutro de litio.

Respuesta:

La formación de iones de litio modifica la nube electrónica de dos maneras: se reduce en tamaño y se compacta alrededor del núcleo. Estos cambios confieren al ion mayor estabilidad y menor reactividad, propiedades características de los gases nobles.

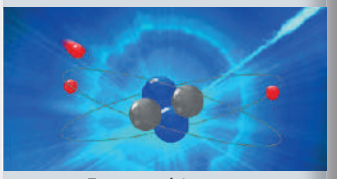
Saber más...





Fuente: afinidadelectrica.com

La afinidad electrónica mide la tendencia de un átomo a captar un electrón y formar un ion negativo. Este proceso libera energía, lo que indica cuán fácilmente un átomo puede ganar un electrón. Los elementos con alta afinidad electrónica, como los halógenos, son más propensos a captar electrones debido a la estabilidad adicional que obtienen *(ChemTalk, 2023; Science Notes, 2023).*



Fuente: objetos.unam.mx

Explore:

La afinidad electrónica mide la cantidad de energía liberada cuando un átomo neutral en estado gaseoso gana un electrón para formar un ion negativo. Es un indicador clave de la tendencia de un átomo a atraer electrones, lo que influye en su reactividad y comportamiento químico *(Chemistry LibreTexts, 2023; Sciencenotes.org, 2023).*

275. En un laboratorio de desarrollo de materiales semiconductores, se investiga la afinidad electrónica del argón (Ar) y del ion sulfuro (S^{2-}) para comprender su relevancia en la dopación de semiconductores. ¿Cómo se comparan la afinidad electrónica del neón y del ion fluoruro y qué implicaciones tienen en la donación de semiconductores?.

Ruta de solución

Comparar la afinidad electrónica de Ar y S^{2-}

Datos

Para el $_{18}Ar$: El número atómico es 18, lo que significa que tiene 18 protones. Como el átomo es neutro (sin carga), debe haber igual número igual de electrones, es decir, 10 electrones.

Para el $_{16}S^{2-}$: El número atómico es 16, lo que significa que tiene 16 protones. La carga negativa indica que tiene dos electrones adicionales, por lo que en total tiene 18 electrones.

Solucion

La Configuración electrónica del ion fluoruro (S^{2-}) es $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6$

También representada como la configuración electrónica de [Ar].

Respuesta

El Ar y S^{2-} tienen baja afinidad electrónica, aunque por razones diferentes (Ar por ser estable y S^{2-} porque perdido dos electrones).

276. En una planta de producción de aleaciones metálicas, se comparan la dureza y los puntos de fusión del ion litio (Li^+) y el ion berilio (Be^{2+}) para seleccionar el más adecuado en la fabricación de componentes estructurales. Explica cómo la isoelectronicidad afecta la dureza y los puntos de fusión de estos iones en aplicaciones de ingeniería.

Ruta de solución

Comparar propiedades físicas de iones isoelectrónicos.

Datos

Para el $_3Li^+$: El número atómico es 3, lo que significa que tiene 3 protones. Su carga positiva indica que ha perdido un electrón, resultando en un total de 2 electrones.

Para el $_4Be^{2+}$: El número atómico es 4, lo que significa que tiene 4 protones. Su carga positiva indica que ha perdido dos electrónes, resultando en un total de 2 electrones.

Solucion

$_3Li^+$ y $_4Be^{2+}$ son isoelectrónicos, ambos con la configuración $1s^2$ o [He]

- $_4Be^{2+}$ tiene una carga nuclear más alta en comparación con $_3Li^+$.
- La mayor carga nuclear de $_4Be^{2+}$ aumenta la fuerza de atracción entre los iones en el sólido, lo que generalmente resulta en una mayor dureza y punto de fusión.

Respuesta

$_4Be^{2+}$ tiene mayor dureza y punto de fusión comparado con $_3Li^+$ debido a su mayor carga nuclear efectiva que crea enlaces más fuertes en su **estructura cristalina**.

Saber más...



Fuente: contenidosdigitales.ulp.edu.ar

Los iones isoelectrónicos se estudian en materiales avanzados, como las aleaciones metálicas, para mejorar propiedades como la resistencia y la conductividad térmica. Esto permite diseñar aleaciones con características específicas para aplicaciones en industrias como la aeroespacial *(Phys. Rev. B, 2024).*

Explore:

La dureza y el punto de fusión de los compuestos dependen de su estructura cristalina y energía de red. El ion berilio (Be^{2+}) tiene una mayor carga y menor tamaño que el ion litio (Li^+), lo que resulta en una mayor energía de red, y por lo tanto, en compuestos más duros y con puntos de fusión más altos *(Chemistry LibreTexts, 2023; Saylor Academy, 2023)*

277. En un centro de investigación en ciencia de materiales, se analizan las configuraciones electrónicas del ion calcio (Ca^{2+}), el ion potasio (K^{+}) y el átomo de argón (Ar) para comprender su relación en la formación de enlaces y estructuras cristalinas. ¿Son isoelectrónicos el ion calcio, el ion potasio y el átomo de argón? ¿Cómo influye esto en su comportamiento químico?



Ruta de solución

Escribir las configuraciones electrónicas de Ca^{2+},K^{+} y Ar, luego analizar si son isoelectrónicos.

Datos

Para el $_{20}Ca^{2+}$: El número atómico es 20, lo que significa que tiene 20 protones. Su carga positiva indica que ha perdido dos electrones, resultando en un total de 18 electrones.

Para el $_{19}K^{+}$: El número atómico es 19, lo que significa que tiene 19 protones. Su carga positiva indica que ha perdido un electrón, resultando en un total de 18 electrones.

Para el $_{18}Ar$: El número atómico es 18, lo que significa que tiene 18 protones. Como el átomo es neutro (sin carga), debe haber igual número igual de electrones, es decir, 18 electrones.

Solucion:

Configuración electrónica del Ca^{2+}

Ca: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2$

Ca^(2+): $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6$ (pierde 2 electrones)

Configuración electrónica del K^{+}

K: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^1$

K^+: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6$ (pierde 1 electrón)

Configuración electrónica del Argón (Ar)

Ar: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6$

Respuesta

Ca^{2+},K^{+} y Ar son isoelectrónicos ya que todos tienen la configuración $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6$

278. En un laboratorio de investigación en materiales para aplicaciones biomédicas, se comparan los volúmenes atómicos del ion fósforo (P^{3-}), el ion azufre (S^{2-}) y el ion cloro (Cl^-) para entender su relación con la actividad biológica de los compuestos que los contienen. Explica cómo la isoelectronicidad influye en los volúmenes atómicos de estos iones y su relevancia en aplicaciones biomédicas.

Ruta de solución

Comparar los volúmenes atómicos basados en la carga nuclear.

Datos

Para el $_{15}P^{3-}$: El número atómico es 15, lo que significa que tiene 15 protones. La carga negativa indica que tiene tres electrones adicionales, por lo que en total tiene 18 electrones.

Para el $_{16}S^{2-}$: El número atómico es 16, lo que significa que tiene 16 protones. La carga negativa indica que tiene dos electrones adicionales, por lo que en total tiene 18 electrones.

Para el $_{17}Cl^-$: El número atómico es 17, lo que significa que tiene 17 protones. La carga negativa indica que tiene un electrón adicional, por lo que en total tiene 18 electrones.

Solucion

Volúmenes atómicos:

A mayor carga negativa, mayor es el radio atómico debido a la repulsión entre electrones adicionales.

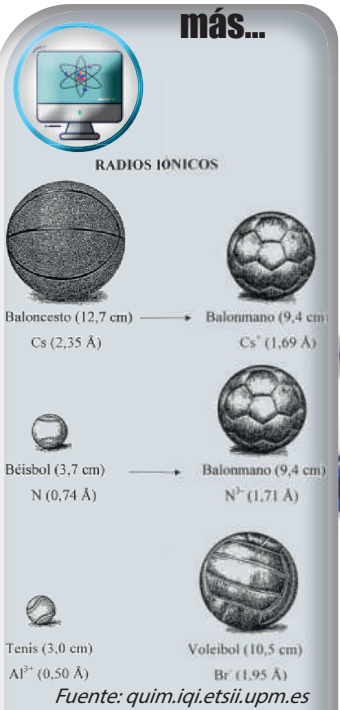
$P^{3-} > S^{2-} > Cl^-$ en términos de volumen atómico.

La del $^{7}_{3}Cl$ es 94%.

Respuesta

P^{3-} tiene el mayor volumen atómico, seguido de S^{2-} y luego Cl^- debido a la repulsión adicional de los electrones en los aniones con más carga negativa.

Saber más...



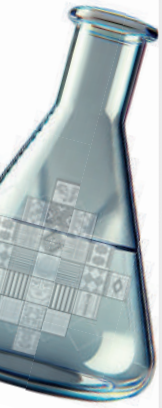
Fuente: quim.iqi.etsii.upm.es

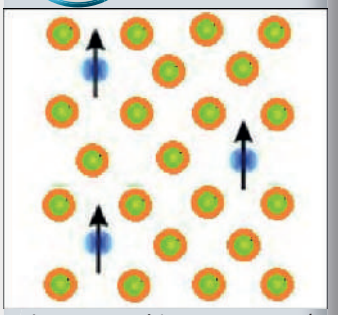
Los volúmenes atómicos de iones isoelectrónicos son importantes en la química de materiales, especialmente en la ingeniería de nuevos catalizadores y absorbentes.

Explore:

El volumen atómico es la medida del espacio que ocupa un átomo o ion en una estructura cristalina.

Saber más...





Iones magnéticos en una red semiconductora. Fuente:researchgate.net

Las propiedades magnéticas de los iones son esenciales para desarrollar materiales avanzados en almacenamiento de datos y tecnologías de imanes. Estos iones permiten almacenar información de manera eficiente gracias a su capacidad de alinearse en campos magnéticos, lo que es crucial para mejorar la tecnología de memoria y procesamiento de datos *(Nature, 2021; Cambridge Core, 2023)*

Explore:

Las propiedades magnéticas dependen del número de electrones desapareados en los iones y su interacción con campos magnéticos externos.

279. En un centro de investigación en nanotecnología, se discuten las propiedades magnéticas del ion nitrógeno (N^{3-}) y del ion oxígeno (O^{2-}) para comprender su potencial en aplicaciones de almacenamiento de datos magnéticos. ¿Cómo se relacionan las propiedades magnéticas del ion nitrógeno y el ion oxígeno con su isoelectronicidad? ¿Qué implicaciones tienen en aplicaciones de almacenamiento magnético?

Ruta de solución

Comparar la afinidad electrónica de Ar y S^{2-}

Datos

Para el $_7N^{3-}$: El número atómico es 7, lo que significa que tiene 7 protones. La carga negativa indica que tiene tres electrones adicionales, por lo que en total tiene 10 electrones.

Para el $^{16}_{6}\mathbf{O}^{2-}$: Con un número atómico de 8, el oxígeno tiene 8 protones. Su carga negativa indica que ha ganado dos electrones, resultando en un total de 10 electrones.

Solucion

Configuraciones electrónicas:

La Configuración electrónica del ion oxigeno ($^{16}_{6}O^{2-}$) es $1s^2 2s^2 2p^6$

También representada como [Ne].

La Configuración electrónica del ion oxigeno ($_7N^{3-}$) es $1s^2 2s^2 2p^6$, también representada como [Ne].

Propiedades magnéticas:

Los iones N^{3-} y O^{2-} tienen todos sus electrones emparejados en la configuración $2p^6$. Ambos son diamagnéticos porque no tienen electrones desapareados.

Respuesta

N^{3-} y O^{2-} tienen configuraciones electrónicas completas y no presentan magnetismo (son diamagnéticos) debido a la ausencia de electrones desapareados.

280. En un laboratorio de investigación en química inorgánica, se determina la configuración electrónica del ion cromo hexavalente (Cr^{6+}) y se busca identificar algún ion isoelectrónico con él para comprender su comportamiento químico. ¿Cuál es la configuración electrónica del ion cromo hexavalente y existirá algún ion isoelectrónico con el mismo?

Ruta de solución

Determinar la configuración electrónica de Cr^{6+} y explorar si hay algún ion isoelectrónico con él.

Datos

Para el $_{24}Cr^{6+}$: El número atómico es 24, lo que significa que tiene 24 protones. Su carga positiva indica que ha perdido seis electrones, resultando en un total de 30 electrones.

Solución

Configuración electrónica del Cr:

Cr: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 3d^5\ 4s^1$

Configuración electrónica del Cr^{6+}:

Cr^{6+}: Pierde 6 electrones (1 del 4*s* y 5 del 3*d*)

Cr^{6+}: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6$

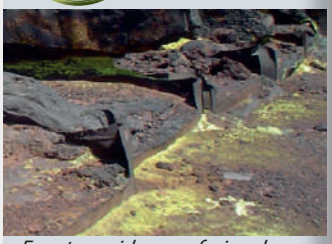
Comparación con otros iones:

Configuración similar a la del gas noble argón (Ar).

Respuesta

Cr^{6+} es isoelectrónico con Ar.

Saber más...



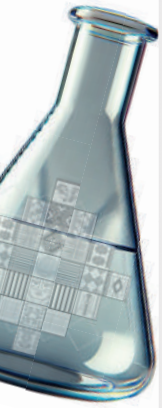
Fuente: residuosprofesional.com

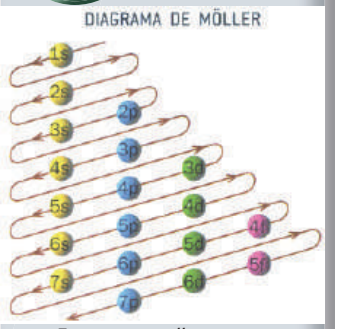
Los estados de oxidación altos, como Cr^6, son importantes en la química ambiental debido a su alta toxicidad y uso en la remediación de suelos contaminados. El cromo hexavalente es especialmente estudiado por su impacto negativo en la salud y el medio ambiente, así como por los métodos de reducción a formas menos tóxicas *(Dhal et al., 2013)*

Explore:

La configuración electrónica de los iones de transición es compleja debido a la participación de los orbitales d en los enlaces químicos, lo que resulta en múltiples estados de oxidación y propiedades únicas como colores y magnetismo. Esta complejidad es fundamental para comprender su reactividad y aplicaciones en química y materiales *(JoVE, 2023; Nature Reviews Chemistry, 2020)*

Saber más...





Fuente: portalhuarpe.com.ar

El análisis de las energías de los orbitales es fundamental en espectroscopía y en la investigación de la estructura electrónica de moléculas y sólidos, ya que permite comprender cómo los electrones se distribuyen y cómo se comportan bajo la influencia de la energía externa. Esto es crucial para interpretar los espectros electrónicos, determinar las energías de enlace y predecir las propiedades químicas y físicas de los materiales, tanto en aplicaciones básicas como en el desarrollo de nuevos materiales avanzados (Bagus et al., 2017; Mullins et al., 1998)

Explore:

La energía de los orbitales determina la distribución de los electrones y las propiedades químicas del ion.

281. En un centro de investigación en física atómica, se analiza la energía relativa de los orbitales del ion magnesio divalente (Mg^{2+}) en comparación con el átomo de neón (Ne) para entender su influencia en la formación de enlaces químicos. ¿Cómo se comparan las energías de los orbitales del ion magnesio divalente con los del átomo de neón y qué implicaciones tienen en la formación de enlaces?

Ruta de solución

Comparar las energías de los orbitales en un ion isoelectrónico con Ne.

Datos

Para el $^{24}_{12}\mathbf{Mg}^{+2}$: Con un número atómico de 12, el magnesio tiene 12 protones. Su carga positiva indica que ha perdido dos electrones, resultando en un total de 10 electrones.

La Configuración electrónica del ion sodio ($^{24}_{12}\mathrm{Mg}^{+2}$) es $1s^2 2s^2 2p^6$

También representada como [Ne].

Solución:

Ambos tienen la misma configuración electrónica.

La energía de los orbitales en Mg^{2+} será ligeramente mayor debido a una mayor carga nuclear en comparación con Ne, lo que reduce el tamaño y aumenta la energía.

Respuesta

Los orbitales $2s\ y\ 2p$ de Mg^{2+} tienen una energía baja similar a la de los orbitales en Ne debido a la misma configuración electrónica y carga nuclear efectiva.

282. En un laboratorio de investigación en química cuántica, se comparan las energías de ionización sucesiva del aluminio (Al), el io aluminio (Al^{+}), el ion aluminio (Al^{2+}) y el ion aluminio (Al^{3+}) para entender su relación con la estructura electrónica de los iones. ¿Cómo cambian las energías de ionización sucesiva considerando la isoelectronicidad entre estos iones?

Ruta de solución

Compara las energías de ionización sucesiva de Al,Al^{+},Al^{2+} y Al^{3+}. Explica los cambios considerando isoelectronicidad.

Datos:

Para el $^{27}_{13}Al^{+3}$: El número atómico es 13, lo que significa que tiene 13 protones. Su carga positiva indica que ha perdido tres electrones, resultando en un total de 10 electrones.

Solución

La configuración electrónica del ion aluminio ($^{27}_{13}Al^{0}$) es $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 2s^2\ 3P^1$.

La configuración electrónica del ion aluminio ($^{27}_{13}Al^{+1}$) es $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 2s^2$.

La configuración electrónica del ion aluminio ($^{27}_{13}Al^{+2}$) es $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 2s^1$.

La configuración electrónica del ion aluminio ($^{27}_{13}Al^{+3}$) es $1s^2\ 2s^2\ 2p^6$,

también representada como [Ne].

Energía de ionización:

- La primera ionización elimina un electrón del 3p.
- La segunda ionización elimina un electrón del 3s.
- La tercera ionización elimina el último electrón del 3s.
- La cuarta ionización elimina un electrón de una capa interna, lo que requiere mucha más energía.

O bien:

Primera ionización $(Al \rightarrow Al^{+} + e^{-})$: Menor energía.

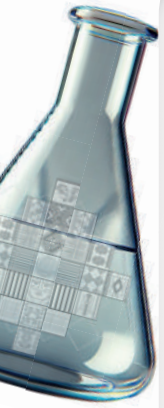
Segunda ionización $(Al^{+} \rightarrow Al^{2+} + e^{-})$: Mayor energía que la primera.

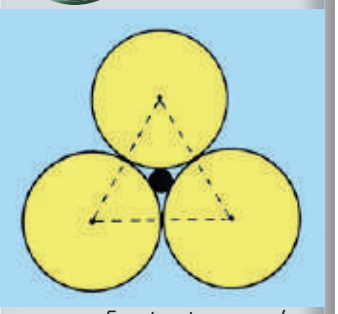
Tercera ionización $(Al^{2+} \rightarrow Al^{3+} + e^{-})$: Aún mayor energía.

Respuesta

Cada ionización sucesiva requiere más energía debido al aumento de la carga nuclear efectiva sobre los electrones restantes. Al^{3+} es isoelectrónico con Ne.

Saber más...





Fuente: ntecca.uned.es

La comparación de radios iónicos y covalentes es crucial en cristalografía para entender cómo se organizan los átomos en cristales y determinar estructuras moleculares. Esto nos ayuda a predecir cómo las moléculas encajan e interactúan, lo cual es esencial en el diseño de nuevos materiales y en la comprensión de propiedades de sustancias.

Explore:

Radio iónico: Es el tamaño de un ion en un cristal, que varía según la carga del ion y su entorno en el cristal.

Radio covalente:
Es el tamaño de un átomo en un enlace covalente, medido como la distancia entre los núcleos de dos átomos que comparten electrones.

283. En un centro de investigación en química teórica, se comparan los radios iónicos y covalentes del ion nitrógeno (N^{3-}) y el ion oxígeno (O^{2}-) para entender su comportamiento en enlaces químicos. ¿Cómo se relacionan los radios iónicos y covalentes del ion nitrógeno y el ion oxígeno y qué implicaciones tienen en la formación de enlaces?

Ruta de solución

Comparar los radios iónicos y covalentes basados en la carga nuclear.

Datos:

Nitrógeno (N): Z = 7,Número atómico = 7, carga -3

Oxígeno (O): Z = 8,Número atómico = 8, carga -2

Solución

Ambos tienen 10 electrones.

A mayor carga nuclear, menor radio iónico y covalente.

Dicho de otra forma:

Radios iónicos:

N^{3-}: Mayor radio iónico debido a menor carga nuclear efectiva y mayor repulsión electrónica.

O^{2-}: Menor radio iónico comparado con N^{3-}.

Radios covalentes:

Comparación similar a los radios iónicos, pero en enlaces covalentes.

Respuesta

N^{3-} tiene un mayor radio iónico y covalente en comparación con O^{2-} debido a la menor carga nuclear efectiva y mayor repulsión entre electrones.

284. En un laboratorio de investigación en química de materiales, se investiga la variación en electronegatividad entre el ion cloro (Cl^-) y el ion azufre (S^{2-}) para entender su influencia en la formación de compuestos iónicos y covalentes.? ¿Cómo se relaciona la isoelectronicidad con la variación en la electronegatividad entre el ion cloro y el ion azufre?

Ruta de solución

Investigar la variación en electronegatividad en isoelectrónicos como Cl^- y S^{2-}.

Datos

Cloro (Cl): Z = 17,Número atómico = 17,Cl^-; carga -1

Azufre (S): Z = 16,Número atómico = 16,S^{2-}; carga -2

Solución

Ambos tienen 18 electrones.

La electronegatividad tiende a disminuir con el aumento de la carga negativa debido a la repulsión entre electrones adicionales.

Dicho de otra forma:

La electronegatividad es la tendencia de un átomo a atraer los electrones hacia sí mismo cuando está unido a otro átomo en un enlace químico.

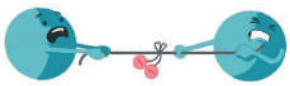
Cl^- tiene una mayor electronegatividad que S^{2-} debido a su mayor carga nuclear efectiva.

Respuesta

Cl^- es más electronegativo que S^{2-} debido a su mayor carga nuclear efectiva.

Saber más...





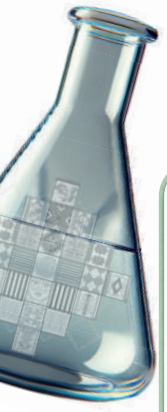
La electronegatividad es fundamental porque nos ayuda a predecir si un enlace entre dos átomos será polar o no, lo que significa que los electrones pueden estar desigualmente compartidos. Esto, a su vez, afecta la reactividad y las propiedades de las moléculas. Por ejemplo, en química orgánica, la electronegatividad nos permite entender por qué ciertas moléculas reaccionan de manera diferente cuando se combinan con otros compuestos. En química inorgánica, se usa para prever la formación de compuestos iónicos, como las sales, o covalentes, como las moléculas de agua. Conocer la electronegatividad de los átomos nos da una poderosa herramienta para predecir y diseñar reacciones químicas

Explore:

La electronegatividad afecta la distribución de electrones en enlaces químicos y determina la formación de enlaces iónicos o covalentes.



285. En la investigación bioquímica, comprender las moléculas isoelectrónicas es crucial para entender los mecanismos moleculares. Estas moléculas, similares en número de electrones, ofrecen valiosas perspectivas sobre cómo se comportan diferentes compuestos en entornos biológicos. Considera las moléculas isoelectrónicas y isoestructurales NO_3^- y CO_3^{2-}. Explica en detalle cómo estas moléculas son isoelectrónicas. Además, discute cómo las diferencias en sus componentes atómicos (nitrógeno y carbono) afectan sus propiedades químicas y estabilidad.



Ruta de solución

- Determinar el número de electrones de valencia para ambas moléculas.
- Analizar la estructura electrónica de NO_3^- , CO_3^{2-} y sus formas resonantes.
- Describir la geometría molecular de ambas moléculas.
- Comparar las propiedades químicas y la estabilidad de las moléculas considerando los átomos centrales (nitrógeno y carbono).

Datos

Nitrógeno (N): Z = 7,5 electrones de valencia.
Oxígeno (O): Z = 8,6 electrones de valencia.
Carbono (C): Z = 6,4 electrones de valencia.
Carga del ion nitrato NO_3^-: -1
Carga del ion carbonato CO_3^{2-}: -2

Solución

Número de Electrones de Valencia:

NO_3^-: Nitrógeno: 5 electrones, Oxígeno: 3 × 6 = 18 electrones, Carga: +1 electrón

$$\text{Total: } 5 + 18 + 1 = 24 \ = 24 \text{ electrones de valencia}$$

CO_3^{2-}: Carbono: 4 electrones, Oxígeno: 3 × 6 = 18, electrones, Carga: +2 electrones

$$\text{Total: } 4 + 18 + 2 = 24 = 24 \text{ electrones de valencia}$$

Estructura Electrónica:

Ambas moléculas tienen la misma cantidad de electrones de valencia y son isoelectrónicas.

Respuesta

Isoelectrónicos: NO_3^- y CO_3^{2-}, tienen 24 electrones de valencia.
Reactividad: NO_3^- es más reactivo debido a la mayor electronegatividad del nitrógeno.
Por lo tanto, las diferencias en los átomos centrales (nitrógeno y carbono) afectan sus propiedades químicas.

286. En una competición de química, se deben conocer las tendencias en las energías de ionización para resolver problemas complejos. ¿Cuál de las siguientes opciones describe correctamente la tendencia de las energías de ionización de los iones isoelectrónicos N^{3}, O^{2-} y F^{-}?

a) $N^{3-} < O^{2-} < F^{-}$
b) $N^{3-} > O^{2-} > F^{-}$
c) $N^{3-} = O^{2-} = F^{-}$
d) La tendencia no se puede determinar sin más información.

Ruta de solución

Considerar la carga nuclear efectiva y la repulsión entre electrones para determinar la energía de ionización de los iones isoelectrónicos.

Datos

N^{3-}: Número atómico (Z) = 7, carga -3
O_2-: Z = 8, carga -2
F^{-}: Z = 9, carga -1

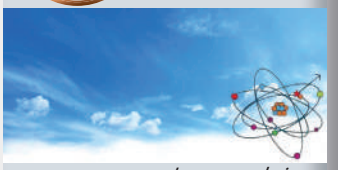
Solución

N^{3-}, O^{2-} y F^{-}, son isoelectrónicos porque todos tienen 10 electrones, igual a la configuración del Neón (Ne).
La energía de ionización está relacionada con la atracción que el núcleo ejerce sobre los electrones.
A mayor número de protones, mayor carga nuclear efectiva y, por lo tanto, mayor energía de ionización.
Cuanto mayor es la carga nuclear (*Z*), mayor es la atracción del núcleo sobre los electrones y mayor es la energía necesaria para remover un electrón.
N^{3-} tiene la menor carga nuclear efectiva, seguido de O^{2-} - y luego F^{-}.

Respuesta

La opción a) $N^{3-} < O^{2-} < F^{-}$ es correcta, ya que la energía de ionización aumenta con el aumento de la carga nuclear efectiva.

Saber más...



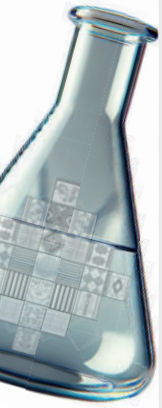
Iones en el aire:
Fuente:siberzone.es

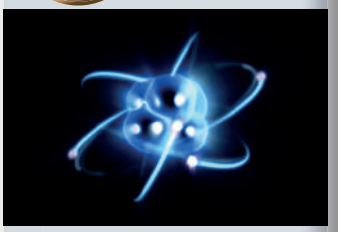
La tendencia de las energías de ionización en iones isoelectrónicos es estudiada para comprender las interacciones atómicas y moleculares en diferentes contextos, como la química atmosférica y la formación de aerosoles.

Explore:

La energía de ionización de los iones isoelectrónicos depende de la carga nuclear efectiva y la repulsión entre electrones. Una mayor carga nuclear efectiva incrementa la energía de ionización, ya que los electrones son atraídos más fuertemente al núcleo. En contraste, la repulsión entre electrones puede reducir esta energía al facilitar la separación de un electrón *(Dhal et al., 2013; Atkins & de Paula, 2014).*

Saber más...





Las energías de ionización son esenciales en la química cuántica y la física atómica porque permiten desarrollar modelos precisos de la estructura atómica al describir cómo los electrones interactúan con el núcleo y entre sí *(Atkins & de Paula, 2014; Levine, 2020)*.

Explore:

Los iones con una mayor carga nuclear efectiva tienen energías de ionización más altas debido a la mayor atracción entre el núcleo y los electrones. Esto ocurre porque, al aumentar la carga nuclear efectiva, los electrones son atraídos con más fuerza hacia el núcleo, lo que hace más difícil removerlos. Este fenómeno es clave para entender las tendencias en la tabla periódica, donde los elementos con mayor carga nuclear efectiva presentan mayores energías de ionización *(Chemistry Steps, 2023; Chemistry LibreTexts, 2023)*.

287. En el estudio de reacciones químicas, conocer la energía de ionización de iones es crucial. ¿Cuál de los siguientes iones isoelectrónicos tendría la energía de ionización más alta?

a) Na^+
b) Mg^{2+}
c) Al^{3+}
d) No se puede determinar sin más información

Ruta de solución

Comparar las cargas nucleares de los iones isoelectrónicos.

Datos

Na^+: Z = 11, Número atómico = 11.
Mg^{2+}: Z = 12, Número atómico = 12.
Al^{3+} : Z = 13, Número atómico = 13.

Solución

Configuraciones isoelectrónicas:

Na^+: Configuración electrónica = $1s^2\ 2s^2\ 2p^6$ (10 electrones).
Mg^{2+}: Configuración electrónica = $1s^2\ 2s^2\ 2p^6$ (10 electrones).
Al^{3+}: Configuración electrónica = $1s^2\ 2s^2\ 2p^6$ (10 electrones).

Carga nuclear efectiva:

Na^+ Carga nuclear efectiva más baja.
Mg^{2+}: Mayor que Na^+.
Al^{3+}: Mayor que Mg^{2+}.

Energía de ionización: A mayor carga nuclear efectiva, mayor es la atracción sobre los electrones y mayor la energía necesaria para remover un electrón o dicho de otra manera:
A mayor número de protones, mayor carga nuclear efectiva y mayor energía de ionización.

Respuesta

La opción **c)** Al^{3+} es correcta porque tiene la mayor carga nuclear efectiva, lo que significa que su energía de ionización es la más alta.

288. En el diseño de materiales electrónicos, la relación entre isoelectronicidad y radio iónico es fundamental. ¿Cuál de las siguientes opciones describe correctamente la relación entre isoelectronicidad y radio iónico?

a) A medida que se aumenta el número atómico en una serie de iones isoelectrónicos, el radio iónico disminuye.
b) A medida que se aumenta el número atómico en una serie de iones isoelectrónicos, el radio iónico aumenta.
c) El radio iónico de los iones isoelectrónicos es siempre el mismo.
d) La relación entre isoelectronicidad y radio iónico no se puede determinar.



Ruta de solución
Analizar la relación entre carga nuclear efectiva y radio iónico en una serie de iones isoelectrónicos.
Datos

Ejemplo: N^{3-}, O^{2-} , F^{-}:

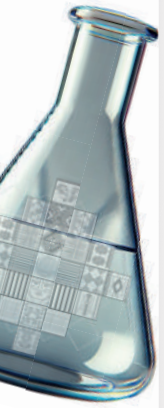
$\mathbf{N^{3-}}$: $Z = 7$, carga -3
$\mathbf{O^{2-}}$: $Z = 8$, carga -2
$\mathbf{F^{-}}$: $Z = 9$, carga -1

Solución
Carga Nuclear y Radio Iónico:
A mayor carga nuclear, mayor es la atracción del núcleo sobre los electrones.
Esta atracción reduce el tamaño del radio iónico.

Comparación:
$\mathbf{N^{3-}}$ tiene la menor carga nuclear y el mayor radio.
$\mathbf{F^{-}}$ tiene la mayor carga nuclear y el menor radio.

Respuesta
La opción a) es correcta, ya que el radio iónico disminuye con el aumento del número atómico en una serie de iones isoelectrónicos debido al incremento de la carga nuclear efectiva.

Saber más...





Fuente:uruguayeduca.anep.edu.uy

La entalpía de formación de iones isoelectrónicos es crucial en la química de materiales y la termodinámica porque permite predecir la estabilidad y reactividad de los compuestos. Esta propiedad proporciona información sobre la energía requerida o liberada cuando se forman iones a partir de elementos en su estado estándar, lo cual es esencial para diseñar y comprender materiales con propiedades específicas *(Atkins & de Paula, 2014; Housecroft & Sharpe, 2018).*

Explore:

La entalpía de formación mide la energía involucrada en la formación de un ion a partir de su elemento en su estado estándar. Es una propiedad termodinámica clave que indica si la formación de un ion es un proceso endotérmico o exotérmico, ayudando a comprender la estabilidad de los compuestos iónicos y sus tendencias reactivas (*Atkins & de Paula, 2014; Silberberg & Amateis, 2018).*

289. En la termoquímica, la formación de iones isoelectrónicos es clave para entender las reacciones químicas. ¿Qué propiedad termoquímica está más estrechamente relacionada con la formación de iones isoelectrónicos como Al^{3+} y Mg^{2+}?

a) Entropía
b) Entalpía de formación
c) Energía de enlace
d) Presión de vapor

Ruta de solución

Considerar la propiedad termoquímica relevante para la formación de iones isoelectrónicos.

Datos

Para el $^{27}_{13}\mathbf{Al}^{+3}$**:** El número atómico es 13, lo que significa que tiene 13 protones. Su carga positiva indica que ha perdido tres electrones, resultando en un total de 10 electrones, Carga +3

Para el $^{24}_{12}\mathbf{Mg}^{+2}$**:** Con un número atómico de 12, el magnesio tiene 12 protones. Su carga positiva indica que ha perdido dos electrones, resultando en un total de 10 electrones, carga +2.

Solución:

Formación de iones: La formación de iones se asocia a procesos que involucran romper y formar enlaces.

Propiedad relacionada: La energía de enlace es la energía necesaria para formar o romper enlaces en un compuesto iónico.

Respuesta

La opción c) Energía de enlace es correcta, ya que es la propiedad termoquímica más estrechamente relacionada con la formación de iones isoelectrónicos.

290. En la química cuántica, comparar los orbitales de iones isoelectrónicos es esencial para entender sus propiedades electrónicas. ¿Cuál de las siguientes afirmaciones describe correctamente la comparación de los orbitales $2p$ de O^{2-} y F^-.

a) Los orbitales $2p$ de O^{2-} son más energéticos que los de F^-.

b) Los orbitales $2p$ de F^- tienen mayor ocupación que los de O^{2-}.

c) Los orbitales $2p$ de O^{2-} y F^- tienen la misma energía y ocupación.

d) La comparación de los orbitales $2p$ de O^{2-} y F^- no se puede determinar sin más información.

Ruta de solución

Analizar la energía y ocupación de los orbitales en los iones isoelectrónicos.

Datos

O^{2-}: Z = 8, carga -2
F^-: Z = 9, carga -1
O^{2-}: 8 protones, 10 electrones.
F^-: 9 protones, 10 electrones

Solución

Configuración isoelectrónica:

O^{2-}: $1s^2 2s^2 2p^6$
F^-: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6$

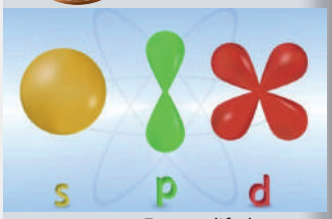
Energía de orbitales:

La energía de los orbitales $2p$ en O^{2-} es mayor que en F^- debido a una menor carga nuclear efectiva.
Ambos tienen la misma ocupación, ya que tienen la misma configuración electrónica.

Respuesta

La opción b) es correcta, ya que los orbitales $2p$ de O^{2-} son más energéticos que los de F^- debido a la menor carga nuclear efectiva.

Saber más...



Fuente: lifeder.com

comparación de los orbitales $2p$ en iones isoelectrónicos es esencial para entender sus propiedades electrónicas y magnéticas, importantes en la química y la física.

Explore:

Los orbitales $2p$ en iones isoelectrónicos tienen energías similares porque comparten la misma configuración electrónica. Sin embargo, la diferencia en la carga nuclear entre estos iones influye en la energía de los orbitales y en cómo se ocupan. Un ion con una carga nuclear mayor atraerá más fuertemente a los electrones, lo que resultará en una energía más baja para los orbitales $2p$, haciendo que los electrones se encuentren más cerca del núcleo y más estables. Esta variación en la energía también puede afectar el orden en que los orbitales se llenan.*(Atkins & de Paula, 2014; Petrucci et al., 2017)*

291. En la investigación de materiales avanzados, entender las propiedades magnéticas de los compuestos es esencial para diversas aplicaciones. Discute las propiedades magnéticas del ion N^{3-} y del O^{2-}, explicando por qué son isoelectrónicos y su comportamiento magnético.



Pregunta: ¿Cuál de las siguientes opciones describe correctamente la relación entre las propiedades magnéticas del ion N^{3-} y de O^{2-}?

a) Ambos iones tienen momentos magnéticos opuestos debido a su configuración electrónica, lo que los hace atraerse magnéticamente.
b) Ambos iones son diamagnéticos debido a su configuración electrónica y no muestran interacción magnética.
c) Ambos iones son ferromagnéticos debido a la presencia de electrones desapareados en sus orbitales.
d) Ambos iones son paramagnéticos debido a la presencia de electrones desapareados en sus orbitales.

Ruta de solución

Analizar las propiedades magnéticas de los iones N^{3-} y O^{2-} considerando su configuración electrónica y la isoelectronicidad.

Datos:

Número atómico del nitrógeno (N): Z = 7; N^{3-}: Carga -3
Número atómico del oxígeno (O): Z = 8; O^{2-}: Carga -2

Solución:

Configuración electrónica del nitrógeno y del ion N^{3-}
Nitrógeno neutro (N): $1s^2\ 2s^2\ 2p^3$; N^{3-} -: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6$
Configuración Electrónica del oxígeno y del ion O^{2-}
Oxígeno neutro (O): $1s^2\ 2s^2\ 2p^4$; O^{2-}: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6$

Isoelectronicidad:

Ambos iones, N^{3-} y O^{2-} tienen la misma configuración electrónica: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6$. Por lo tanto, ambos iones tienen 10 electrones, lo que los hace isoelectrónicos.

Propiedades magnéticas: Un ion o átomo es diamagético cuando todos sus electrones están emparejados. Los electrones emparejados tienen sus momentos magnéticos opuestos, lo que resulta en una cancelación total del momento magnético.

Para N^{3-} y O^{2-}: Ambos iones tienen la configuración $2p^6$, lo que significa que todos los electrones en el nivel 2*p* están emparejados.
Como resultado, ambos iones no tienen momentos magnéticos netos y no son atraídos por campos magnéticos externos.
momento magnético.

Respuesta inciso b)

292. En la espectroscopia, se estudian las transiciones electrónicas para identificar compuestos y entender sus propiedades. ¿Qué tipo de transiciones electrónicas son más probables en espectros de absorción de iones isoelectrónicos como N^{3-} y O^{2-} ?

a) Transiciones desde el nivel de energía más bajo al más alto.
b) Transiciones desde el nivel de energía más alto al más bajo.
c) Transiciones entre orbitales de igual energía.
d) Las transiciones electrónicas son impredecibles en estos iones.

Respuesta .....

293. En la química de soluciones, la solubilidad de compuestos formados por iones isoelectrónicos es crucial para diversas aplicaciones. ¿Qué factor influye más en la solubilidad de compuestos formados por iones isoelectrónicos?

a) La energía de ionización de los iones constituyentes.
b) La polaridad del enlace químico.
c) La temperatura del solvente.
d) La presión atmosférica.

Respuesta .....

294. En la química de los elementos de transición, las configuraciones electrónicas anómalas juegan un papel importante. ¿Qué característica de los elementos de transición contribuye a configuraciones electrónicas anómalas en compuestos isoelectrónicos?

a) La variación en el número cuántico principal.
b) La variación en el número cuántico de espín.
c) La repulsión de los electrones en los orbitales d.
d) La tendencia a formar enlaces covalentes.

Respuesta .....

295. En la investigación de la estabilidad química, la comparación de la estabilidad de iones isoelectrónicos es fundamental. ¿Qué determina principalmente la estabilidad de un ion isoelectrónico como N^{3-} en comparación con otros iones?

a) La energía de enlace.
b) La electronegatividad.
c) La carga nuclear efectiva.
d) La solubilidad.

Respuesta .....



296. En la química de los elementos de transición, se observan configuraciones electrónicas anómalas que afectan las propiedades de los compuestos isoelectrónicos. ¿Qué característica de los elementos de transición contribuye principalmente a configuraciones electrónicas anómalas en compuestos isoelectrónicos?

a) La variación en el número cuántico principal.
b) La variación en el número cuántico de espín.
c) La repulsión de los electrones en los orbitales "*d*.
d) La tendencia a formar enlaces covalentes.

Respuesta: .....

297. La estabilidad de los iones isoelectrónicos puede variar según el entorno químico. ¿En qué entorno químico se espera que los iones isoelectrónicos como S^{2-} y Cl^{-} sean más estables?

a) En soluciones ácidas.
b) En soluciones básicas.
c) En sólidos iónicos.
d) La estabilidad no se ve afectada por el entorno químico.

Respuesta: .....

298. En la investigación moderna, se utilizan técnicas de modelado computacional para predecir y entender las propiedades de los materiales isoelectrónicos. ¿Qué propiedad de los iones isoelectrónicos puede ser mejor modelada usando simulaciones computacionales?

a) Energía de ionización.
b) Configuración electrónica.
c) Radio iónico.
d) Propiedades magnéticas.

Respuesta: .....

299. En química, la energía de ionización es crucial para entender la estabilidad de los iones. ¿Cuál de los siguientes iones isoelectrónicos tendría la energía de ionización más alta?

a) Na^{+}
b) Mg^{2+}
c) Al^{3+}
d) Cr^{3+}

Respuesta: .....



300. La afinidad electrónica indica la tendencia de un átomo a aceptar un electrón adicional. ¿Cuál de los siguientes pares de iones isoelectrónicos tendría la mayor afinidad electrónica?

a) Ne y F^-
b) Mg^{2+} y Al^{3+}
c) O^{2-} y S^{2-}
d) P^{3-} y Cl^-

Respuesta: .....

301. La comparación de propiedades físicas es importante para entender el comportamiento de los compuestos isoelectrónicos. ¿Cuál de los siguientes pares de iones isoelectrónicos tendría un punto de fusión más alto?

a) Na^+ y Mg^{2+}
b) Al^{3+} y Mg^{2+}
c) N^{3-} y O^{2-}
d) S^{2-} y Cl^-

Respuesta: .....

302. Los volúmenes atómicos pueden variar entre iones isoelectrónicos debido a diferencias en su configuración electrónica. ¿Cuál de los siguientes iones isoelectrónicos tendría un volumen atómico más pequeño?

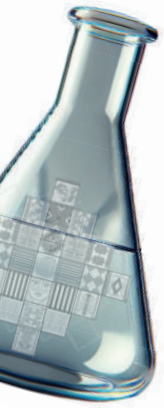
a) P^{3-}
b) S^{2-}
c) Cl^-
d) b) y c)

Respuesta: .....

303. La naturaleza de las propiedades magnéticas de los iones isoelectrónicos puede variar según su configuración electrónica. ¿Cuál de los siguientes pares de iones isoelectrónicos tendría propiedades magnéticas diferentes?

a) N^{3-} y O^{2-}
b) Mg^{2+} y Al^{3+}
c) Na^+ y Ne
d) S^{2-} y Cl^-

Respuesta: .....



304. En la industria de la minería en Bolivia, especialmente en la extracción de minerales y la refinación de metales, es crucial entender las propiedades químicas y electrónicas de los elementos involucrados. Este conocimiento permite la separación eficiente de metales y la predicción de sus comportamientos químicos. Por ejemplo, en el procesamiento de minerales como la arsenopirita (que contiene arsénico), es fundamental conocer cómo se comportan los iones de arsénico, selenio y bromo en sus formas ionizadas. Esta información es esencial para diseñar procesos de extracción y purificación más eficientes.¿Qué átomo neutro es isoelectrónico con cada uno de estos iones: As^{3-}, Se^{2-}, Br^{-}?

a) (Ar)
b) (He)
c) (Kr)
d) (Xe)

Respuesta: .....

305. En la industria de materiales avanzados y tecnología en Bolivia, especialmente en el desarrollo de dispositivos electrónicos y materiales superconductores, es crucial entender la configuración electrónica de los átomos y iones. Este conocimiento permite diseñar y optimizar materiales con propiedades específicas, como la conductividad y la resistencia. La capacidad de identificar átomos o iones que son isoelectrónicos, es decir, que tienen la misma cantidad de electrones, es fundamental para entender y predecir sus comportamientos químicos y físicos. Esto tiene aplicaciones directas en la fabricación de componentes electrónicos, baterías y otros dispositivos avanzados. De los conjuntos siguientes, seleccione los átomos o iones que son isoelectrónicos entre sí:

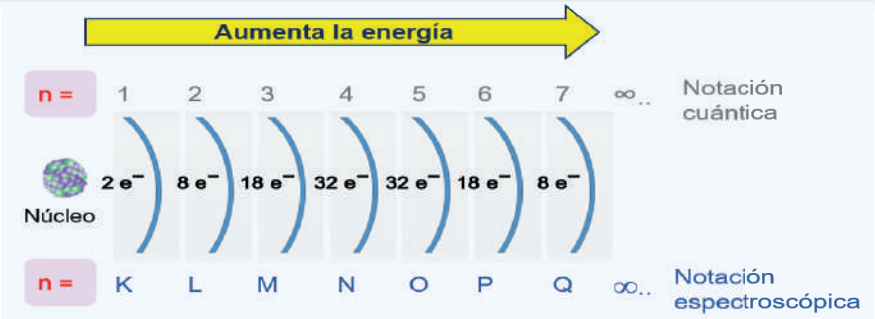
a) Ti^{4+}, Ca^{2+}, Ar y S^{-2}
b) Mg^{2+}, Al^{3+} y P^{-3} y Ar
c) Na^{+}, Ne, Cl^{-} y Ne
d) I^{-}, Cs^{+}, Kr *y* Xe

Respuesta: .....

CONFIGURACIÓN ELECTRÓNICA

1. Número cuántico principal (n)

(n) Es el nivel **energético principal**, es la región espacial alrededor del núcleo de un átomo en la cual es más probable encontrar los electrones. Se relaciona con el volumen o tamaño del orbital.
Los niveles de energía (n) son infinitos, siendo 7 los niveles principales.



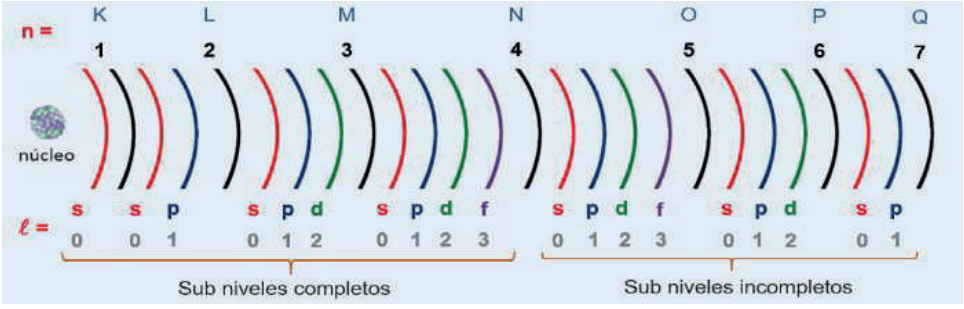
2. Número cuántico secundario o angular o azimutal (ℓ)

(ℓ) Señala el **subnivel** energético que son designados con las letras s, p, d, f …

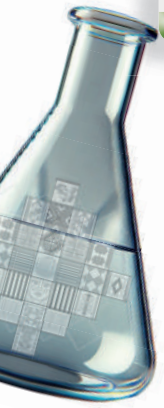
Valores permitidos para (ℓ):

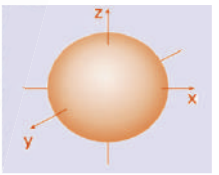
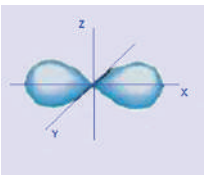
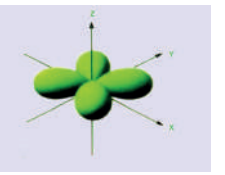
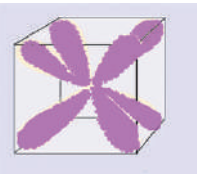
(ℓ)	S	P	d	f	...
	0	1	2	3	...

s: sharp (nítido)
p: principal (principal)
d: diffuse (difuso)
f : fundamental



(ℓ) El subnivel energético, se refiere también a la **forma** que tiene el movimiento electrónico o forma tridimensional del **orbital**.



Orbital esférico	Orbital lobular o di lobular	Orbital Tetra lobular o trébol	Orbital Octo lobular o compleja
			
s	p	d	f

Un **orbital** es una función de probabilidad, cuyo sentido físico se refiere a una región del espacio respecto al núcleo donde la **probabilidad** de encontrar un electrón es máxima.

3. Número cuántico magnético (m) o (m_ℓ)

(m_ℓ) Es el número cuántico que describe la **orientación** en el eje cartesiano del orbital en el espacio. Y para el electrón señala el orbital en el cual se encuentra dentro de un subnivel.

Sub nivel u orbital:

S

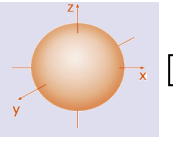
Su valor de $\ell = 0$

Sus valores permitidos son:

$m\ell = -\ell ... 0 ... +\ell$

$m\ell = 0 \ldots 0 \ldots 0$

El valor permitido:



0 ⇨ $m_\ell = 0$

□

S

⇩

En el sub nivel **S** hay **un** orbital (casilla) con un máximo de dos electrones.

S^2 ⟹ 2 electrones



Sub nivel u orbital:

P

Su valor de $\ell = 1$

Sus valores permitidos son:

$m_\ell = -\ell ... 0 ... +\ell$

$m_\ell = -1 ... 0 ... +1$



-1 0 +1 ⟹ $m_\ell = -1, 0, +1$

El valor permitido:

P_x P_y P_z ⟹ Orientación

En el sub nivel **P** hay **tres** orbitales (casillas) con un máximo de dos electrones por cada orbital.

P^6 ⟹ 6 electrones

Sub nivel u orbital:

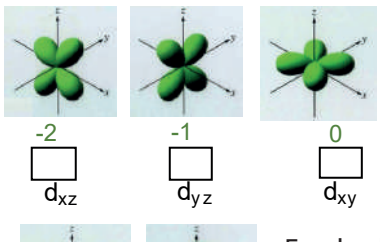
d

Su valor de $\ell = 2$

Sus valores permitidos son:

$m_\ell = -\ell ... 0 ... +\ell$

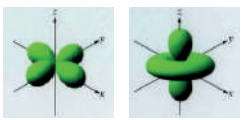
$m_\ell = -2, -1, 0, +1, +2$



-2 -1 0 ⟹ $m_\ell = -2, -1, 0, +1, +2$

El valor permitido:

d_{xz} d_{yz} d_{xy} ⟹ Orientación



+1 +2

$d_{x^2-y^2}$ d_z^2

En el sub nivel **d** hay **cinco** orbitales (casillas) con un máximo de dos electrones por cada orbital.

d^{10} ⟹ 10 electrones

Sub nivel u orbital:

f

Su valor de $\ell = 3$

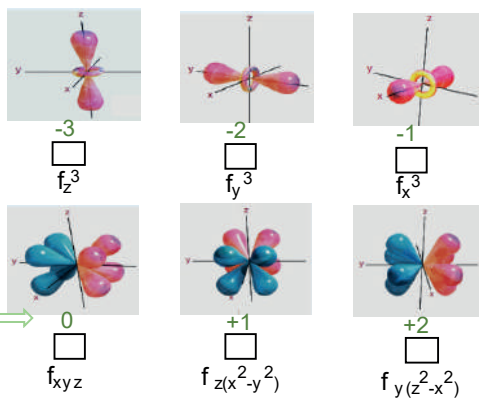
Sus valores permitidos son:

$m_\ell = -\ell ... 0 ... +\ell$

$m_\ell = -3, -2, -1, 0, +1, +2, +3$

El valor permitido:

$m_\ell = -3, -2, -1, 0, +1, +2, +3$



-3 -2 -1

f_z^3 f_y^3 f_x^3

0 +1 +2

f_{xyz} $f_{z(x^2-y^2)}$ $f_{y(z^2-x^2)}$

+3

$f_{x(z^2-y^2)}$

Orientación

En el sub nivel **f** hay **siete** orbitales (casillas) con un máximo de dos electrones por cada orbital.

f^{14} ⟹ 14 electrones



4. Número cuántico de spin electrónico (s) o (m_s)

(m_s) Indica el sentido de la **rotación del electrón** alrededor de su eje magnético.

Giro del electrón en sentido anti horario. Genera un campo electromagnético positivo.

spin



Valores permitidos:

$m_s = +\frac{1}{2}$

Giro del electrón en sentido horario. Genera un campo electromagnético negativo.



Valores permitidos:

$m_s = -\frac{1}{2}$

spin

Representación de un subnivel de energía

Número cuántico principal
n= 1,2,3….

$1s^2$

Número de electrones en el orbital.

Número cuántico secundario
ℓ = 0,1,2,3

DISTRIBUCIÓN ELECTRÓNICA

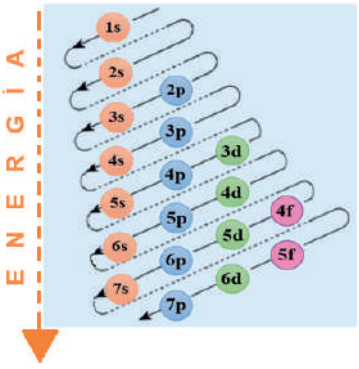
Ahora que se conoce las **formas y tamaños** de los orbitales atómicos, se puede averiguar cuáles son sus energías relativas (ER) y determinar cómo influyen estos niveles en la distribución electrónica.
Se obtiene **sumando** el número cuántico principal (n) y el número cuántico secundario (ℓ).

SUB NIVEL	n	ℓ	ER= n + ℓ
1s	1	0	1
2s	2	0	2
2p	2	1	2
3s	3	0	3
3p	3	1	4
4s	4	0	4
3d	3	2	5

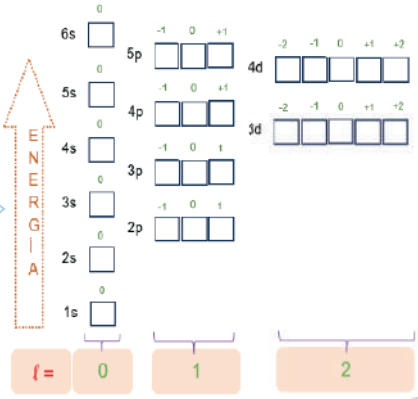
Consideraciones:

- El orbital de mayor energía es menos estable.
- Cuando en la suma (n + ℓ) se obtiene el mismo resultado el que tiene mayor valor de (n) es más energético.

Orden de Aufbau:



Otra forma de representar



Configuración electrónica lineal:

$$1s^2\,2s^2\,2p^6\,3s^2\,3p^6\,4s^2\,3d^{10}\,4p^6\,5s^2\,4d^{10}\,5p^6\,6s^2\,4f^{14}\,5d^{10}\,6p^6\,7s^2\,5f^{14}\,6d^{10}\,7p^6$$

$[_2He]$ $[_{10}Ne]$ $[_{18}Ar]$ $[_{36}Kr]$ $[_{54}Xe]$ $[_{86}Rn]$ ⇨ Distribución simplificada de Kernel

Ejemplo: Escribir la configuración electrónica del Oxígeno

Símbolo del oxígeno **O** Su número atómico (Z) es 8 indica la cantidad de electrones y protones

$_8O$: $1s^2\,2s^2\,2p^4$ (Configuración electrónica)

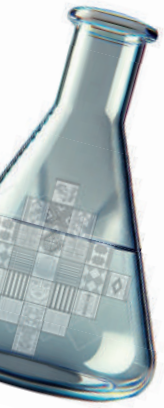
$_8O$: $[_2He]\;2s^2\,2p^4$ (Configuración electrónica simplificada o de Kernel)

$_8O$: $1s^2$ $2s^2$ $2p^4$



(Configuración electrónica, llenando los orbitales con flechas llamadas spin ↑ que representan a los electrones)

Regla de Hund:
Cuando existan orbitales con la misma energía (degenerados) los electrones se distribuyen primero con sus espines paralelos ↑ llenando todos los orbitales antes de comenzar el apareamiento con el spin opuesto ↓.



Paramagnetismo:

Ejemplo: $_{9}F$: $1s^2$ $2s^2$ $2p^5$



Las configuraciones con electrones desapareados, son **paramagnéticas,** son atraídos débilmente por campos magnéticos.

Diamagnetismo:

Ejemplo: $_{10}Ne$: $1s^2$ $2s^2$ $2p^6$



Las configuraciones con electrones apareados, son **diamagnéticas**, los campos magnéticos las repelen muy débilmente.

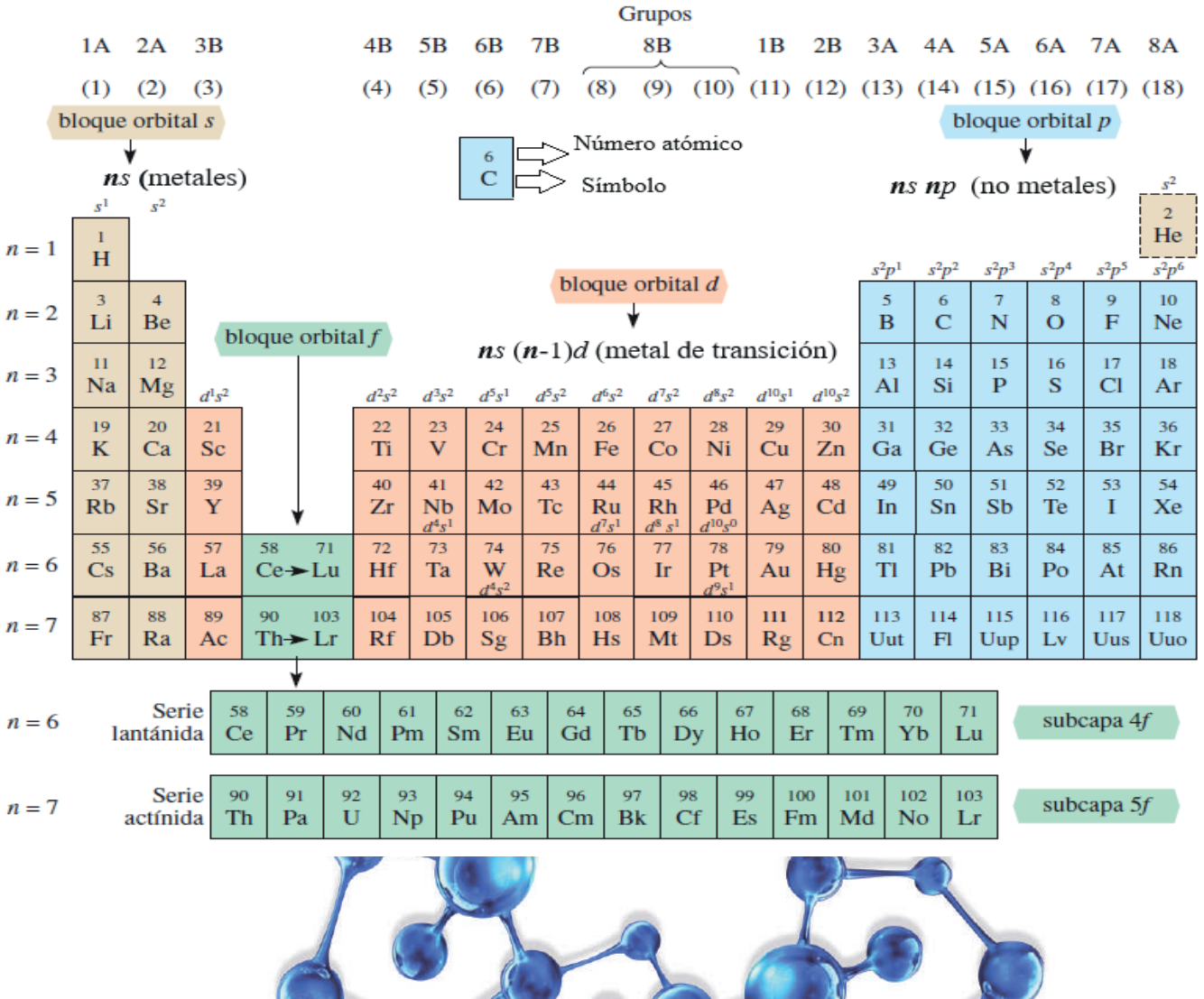
Principio de exclusión de Pauli:

Este principio establece que **no es posible que dos electrones de un átomo tengan los mismos cuatro números cuánticos.** Si dos electrones deben tener los mismos valores de n, ℓ y m_ℓ (es decir, están en el mismo orbital atómico), entonces deben tener distintos valores de (m_s)

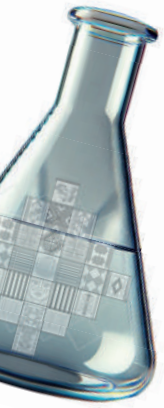
En la combinación de los números cuánticos se deben cumplir siempre:

$$n > \ell \geq |m_\ell|$$

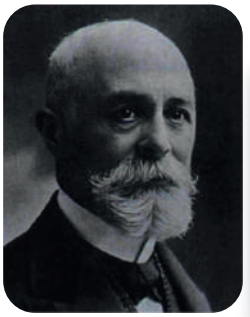



Grupos
1A 2A 3B 4B 5B 6B 7B 8B 1B 2B 3A 4A 5A 6A 7A 8A
(1) (2) (3) (4) (5) (6) (7) (8) (9) (10) (11) (12) (13) (14) (15) (16) (17) (18)
bloque orbital s
ns (metales)
6 C
Número atómico
Símbolo
bloque orbital p
ns np (no metales)
bloque orbital d
ns (n-1)d (metal de transición)
bloque orbital f
n = 1
n = 2
n = 3
n = 4
n = 5
n = 6
n = 7
1 H
2 He
3 Li
4 Be
5 B
6 C
7 N
8 O
9 F
10 Ne
11 Na
12 Mg
13 Al
14 Si
15 P
16 S
17 Cl
18 Ar
19 K
20 Ca
21 Sc
22 Ti
23 V
24 Cr
25 Mn
26 Fe
27 Co
28 Ni
29 Cu
30 Zn
31 Ga
32 Ge
33 As
34 Se
35 Br
36 Kr
37 Rb
38 Sr
39 Y
40 Zr
41 Nb
42 Mo
43 Tc
44 Ru
45 Rh
46 Pd
47 Ag
48 Cd
49 In
50 Sn
51 Sb
52 Te
53 I
54 Xe
55 Cs
56 Ba
57 La
58 Ce→71 Lu
72 Hf
73 Ta
74 W
75 Re
76 Os
77 Ir
78 Pt
79 Au
80 Hg
81 Tl
82 Pb
83 Bi
84 Po
85 At
86 Rn
87 Fr
88 Ra
89 Ac
90 Th→103 Lr
104 Rf
105 Db
106 Sg
107 Bh
108 Hs
109 Mt
110 Ds
111 Rg
112 Cn
113 Uut
114 Fl
115 Uup
116 Lv
117 Uus
118 Uuo
Serie lantánida
58 Ce 59 Pr 60 Nd 61 Pm 62 Sm 63 Eu 64 Gd 65 Tb 66 Dy 67 Ho 68 Er 69 Tm 70 Yb 71 Lu
subcapa 4f
Serie actínida
90 Th 91 Pa 92 U 93 Np 94 Pu 95 Am 96 Cm 97 Bk 98 Cf 99 Es 100 Fm 101 Md 102 No 103 Lr
subcapa 5f

¿Sabías qué es la radioactividad?



La radiactividad es la emisión de partículas o rayos desde el núcleo de un átomo, una propiedad inherente a ciertos elementos químicos. Esta emisión ocurre debido a un desequilibrio entre el número de neutrones y protones en el núcleo, lo que genera inestabilidad y resulta en la liberación de energía en forma de partículas o radiación. Algunos elementos con núcleos ricos en protones y neutrones emiten estas radiaciones de manera natural y espontánea.



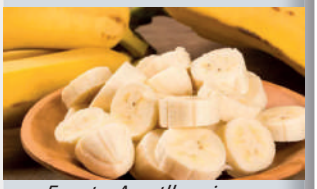
En 1896, el físico francés Antoine-Henri Becquerel descubrió que ciertas sustancias, como las sales de uranio, emitían radiaciones penetrantes de origen desconocido. Este fenómeno pasó a ser conocido como radiactividad.

¿Cómo descubrió la radioactividad?

Becquerel estaba trabajando en su laboratorio y dejó descuidadamente unas sales de uranio junto a unas placas fotográficas que aparecieron posteriormente veladas, a pesar de estar protegidas de la luz solar. Después de investigarlo se dio cuenta que el causante fueron las placas era el uranio. Gracias a su descubrimiento Becquerel se convirtió en el **"padre de la energía nuclear"**.

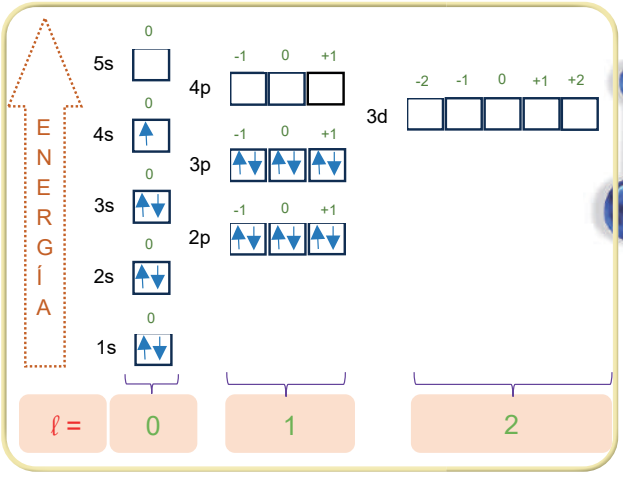
En la misma época, el matrimonio francés formado por Pierre y Marie Curie dedujeron con sus investigaciones la existencia de otro elemento de actividad más elevada que el uranio, que en honor a su patria fue llamado **polonio**. También fueron los descubridores de un segundo elemento al que denominaron **radio**. Actualmente, el combustible de prácticamente todas las centrales nucleares es el uranio.

El plátano una de las frutas más ricas en **potasio.**



Fuente: Ametllerorigen.com

306. El **potasio** es, un mineral que el cuerpo necesita para funcionar normalmente, ayuda a la función de los nervios y a la contracción de los músculos, además que el ritmo cardiaco, se mantenga constante.
Su número atómico es 19, escribir su configuración electrónica.



Símbolo del **potasio**: **K** (metal)
Número atómico (Z)
Z=19 Para un elemento que no tiene carga, los electrones también son: $e^- = 19$
Llenamos los 19 electrones en las casillas (orbitales) y escribimos su configuración electrónica.

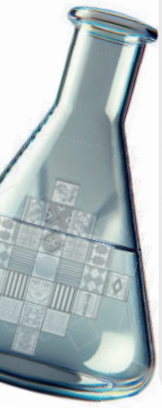
$_{19}K$: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$

Se puede también realizar la configuración electrónica simplificada o Kernel:

$_{19}K$: $[_{18}Ar\,]\ 4s^1$



Fuente:Vecteezy.com



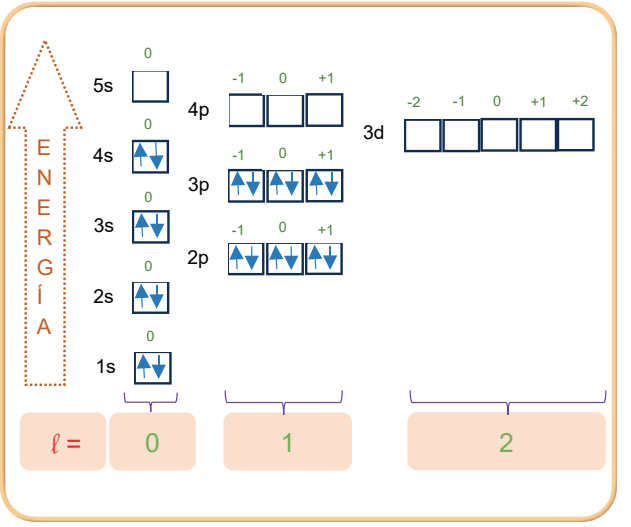
La espinaca es una verdura que aporta más cantidad de calcio que la leche.



Fuente:Cuidateplus.marca.com

307. El **calcio** es el mineral más abundante en el cuerpo. La mayor parte del calcio se almacena en los huesos y los dientes, proporcionando estructura y rigidez. Además, el cuerpo necesita calcio para que los músculos puedan moverse y para que los nervios transmitan mensajes desde el cerebro hacia las distintas partes del cuerpo.

Su número atómico es 20, escribir su configuración electrónica.



Símbolo del **calcio**: **Ca** (metal)
Número atómico (Z)

Z=20 Para un elemento que no tiene carga, los electrones también son: $e^- = 20$

Llenamos los 20 electrones en las casillas (orbitales) y escribimos su configuración electrónica.

$_{20}Ca:\ 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$

Se puede también realizar la configuración electrónica simplificada o Kernel:

$_{20}Ca:\ [_{18}Ar\ ]\ 4s^2$



Fuente:Vecteezy.com

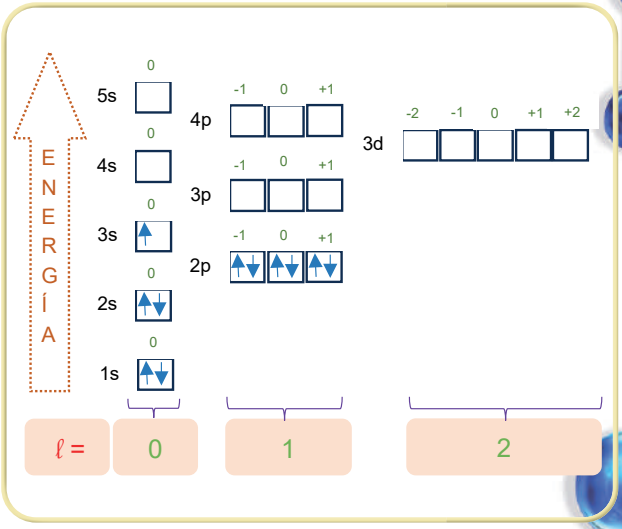
El sodio se encuentra en nuestra sal de mesa, como cloruro de sodio, es la única roca comestible para el ser humano.



Fuente: Esperity.com

308. El **sodio** es un mineral esencial en los líquidos corporales que regula el equilibrio de agua dentro y fuera de las células. Sin embargo, un consumo excesivo de sodio en la dieta diaria aumenta el riesgo de hipertensión, enfermedades cardíacas y daño renal, entre otros problemas de salud.

Su número atómico es 11, escribir su configuración electrónica.



Símbolo del **sodio**: **Na** (metal)

Número atómico (Z)

Z=11 Para un elemento que no tiene carga, los electrones también son: $e^- = 11$

Llenamos los 11 electrones en las casillas (orbitales) y escribimos su configuración electrónica.

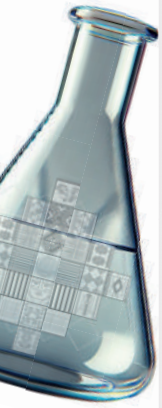
$_{11}$Na: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$

Se puede también realizar la configuración electrónica simplificada o Kernel:

$_{11}$Na: $[_{10}\text{Ne}\,]\, 3s^1$



Fuente:Vecteezy.com

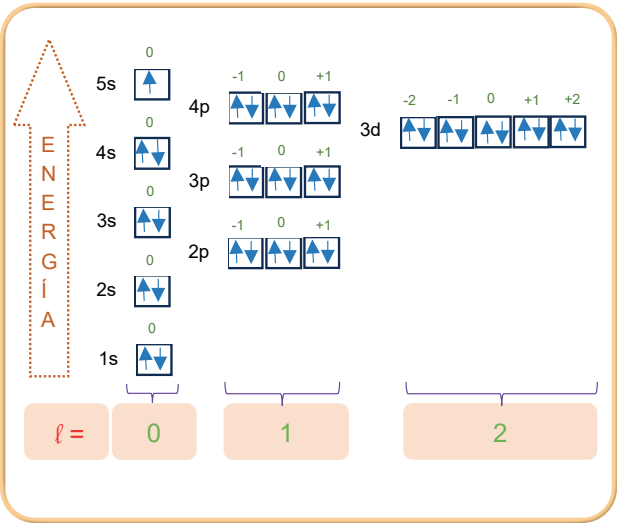


Cuando se trata de alimentar nuestro mundo con fuentes de energía limpias y renovables, las células fotovoltaicas están a la vanguardia del movimiento, conocidas como células solares, convierten la luz solar directamente en electricidad.



Fuente: Basengreen.com

309. El **rubidio** es un elemento químico de la tabla periódica cuyo número atómico es 37 es un metal muy blando y de color blanco plateado del grupo de los metales alcalinos, es utilizado como reactivo químico en la manufactura de celdas solares para mejorar sus eficiencias, escribir su configuración electrónica.



Símbolo, **rubidio**: **Rb** (metal)

Número atómico (Z)

Z=37 Para un elemento que no tiene carga, los electrones también son: $e^- = 37$

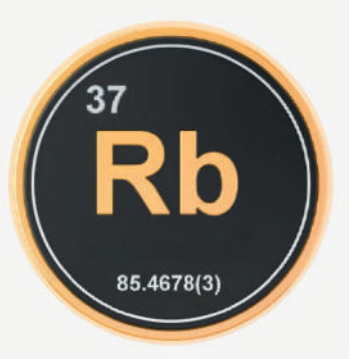
Llenamos los 37 electrones en las casillas (orbitales) y escribimos su configuración electrónica.

Observe que la casilla 4s está antes que la 3*d*.

$_{37}Rb$: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^1$

Se puede también realizar la configuración electrónica simplificada o Kernel:

$_{37}Rb$: $[_{36}Kr\,]\,5s^1$



Fuente:Vecteezy.com

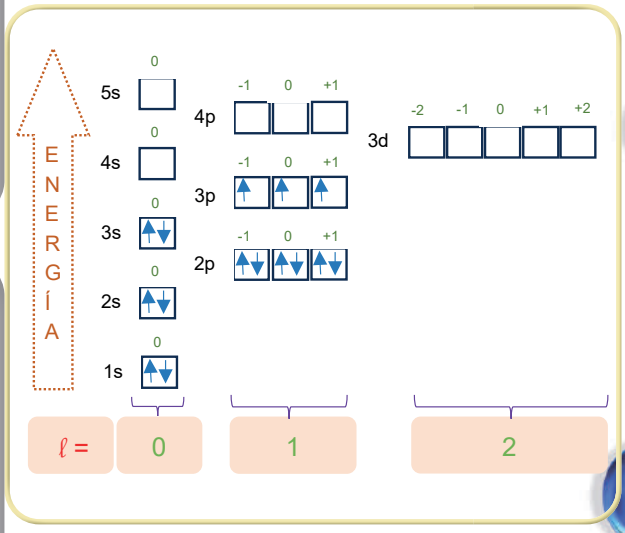
El fósforo se encuentra en muchos alimentos, como, la carne, queso, pescado, mariscos, huevo, lentejas, pistachos, soya, etc.



Fuente: casapia.com

310. El **fósforo** es un mineral esencial presente en todas las células del cuerpo, principalmente en los huesos, dientes y genes. Es crucial para la producción de energía y la síntesis de proteínas, siendo el segundo mineral más abundante en el organismo.

Su número atómico es 15, escribir su configuración electrónica.



Símbolo del **fósforo**: **P** (no metal)

Número atómico (Z)

Z=15 Para un elemento que no tiene carga, los electrones también son: $e^- = 15$

Llenamos los 15 electrones en las casillas (orbitales) y escribimos su configuración electrónica.

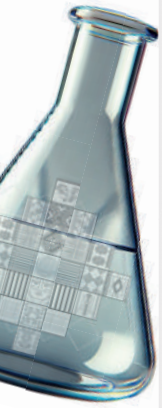
$_{15}P$: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$

Se puede también realizar la configuración electrónica simplificada o Kernel:

$_{15}P$: $[_{10}Ne\,]\,3s^2 3p^3$



Fuente:Vecteezy.com



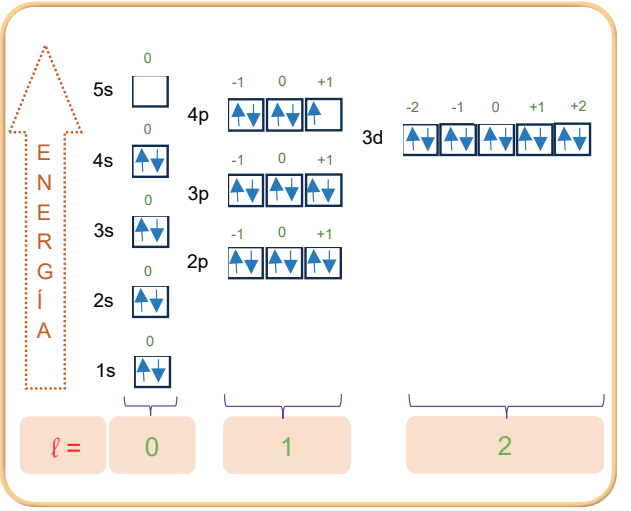
El bromo se emplea en la fabricación de productos de fumigación, agentes ininflamables.



Fuente: Esfera salud.com

Cuando comemos pan, galletas, comemos bromato de potasio que es una sal química que estabiliza el gluten y así formar masas elásticas.

311. El **bromo** elemental es altamente reactivo y, por ello, no se encuentra libre en la naturaleza, sino en forma de sales minerales, similares a la sal de mesa. Es un líquido no metálico de color rojizo. La alta solubilidad del ion bromuro (Br^-) ha llevado a su acumulación en los océanos. Su número atómico es 35, escribir su configuración electrónica.



Símbolo del **bromo**: **Br** (no metal)

Número atómico (Z)

Z= 35 Para un elemento que no tiene carga, los electrones también son: $e^- = 35$

Llenamos los 35 electrones en las casillas (orbitales) y escribimos su configuración electrónica.

$_{35}Br$: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^5$

Se puede también realizar la configuración electrónica simplificada o Kernel:

$_{35}Br$: $[_{18}Ar]\ 4s^2 3d^{10} 4p^5$



Fuente:Vecteezy.com

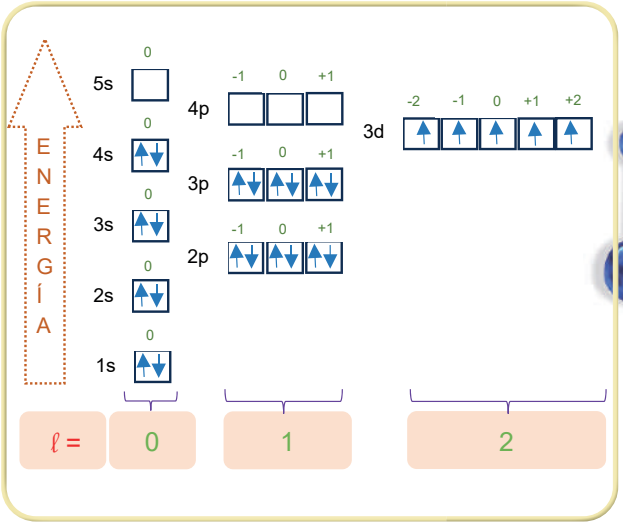
El **manganeso** es un metal de transición, blanco grisáceo.



Fuente: mineriaenlinea.com

312. El **manganeso** tiene diversas aplicaciones industriales, incluyendo su uso en alimentos, fertilizantes, fragancias y como relleno en pilas en forma de óxidos.

Su **número atómico** es 25, escribir su configuración electrónica.



Símbolo del **manganeso: Mn** (metal de transición)

Número atómico (Z)

Z=25 Para un elemento que no tiene carga, los electrones también son: $e^- = 25$

Llenamos los 25 electrones en las casillas (orbitales) y escribimos su configuración electrónica.

$_{25}\text{Mn}$: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^5$

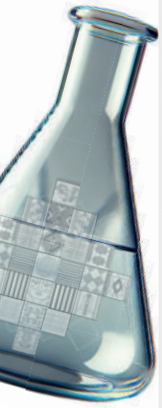
Se puede también realizar la configuración electrónica simplificada o Kernel:

$_{25}\text{Mn}$: $[_{18}\text{Ar}\,]\, 4s^2 3d^5$

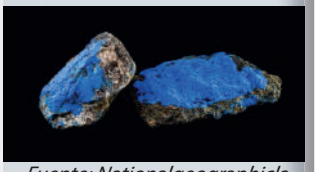


Fuente:Vecteezy.com

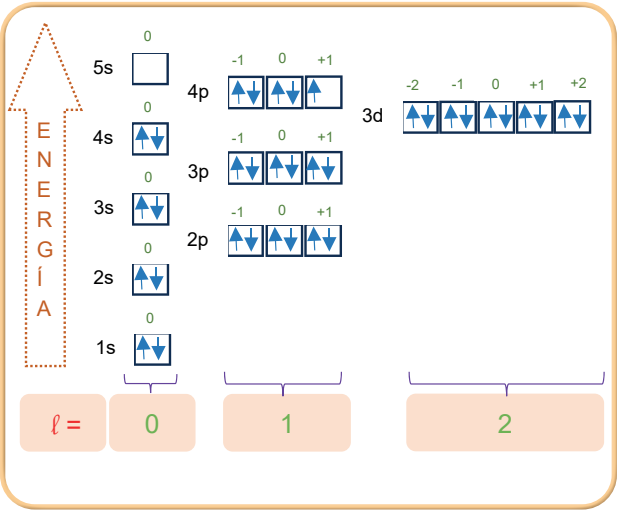
313. El **cobalto** es un metal azul plateado fundamental para la fabricación de baterías de litio, utilizadas en una amplia gama de dispositivos, desde automóviles hasta cigarrillos electrónicosy es esencial para la tecnología moderna.



El cobalto es inestable libera radiación a medida que se descompone por esta razón es tóxico. En el campo de la medicina, se usan en las pruebas de imagenología y para tratamiento.



Fuente: Nationalgeographicla.com



Símbolo del **cobalto**: **Co** (metal de transición)

Número atómico (Z)

Z= 27 Para un elemento que no tiene carga, los electrones también son: $e^- = 27$

Llenamos los 27 electrones en las casillas (orbitales) y escribimos su configuración electrónica.

$_{27}$Co: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^7$

Se puede también realizar la configuración electrónica simplificada o Kernel:

$_{27}$Co: $[_{18}\text{Ar}]\ 4s^2 3d^7$



Fuente:Vecteezy.com

CASOS ESPECIALES EN LA CONFIGURACIÓN ELECTRÓNICA

Algunos de los metales de transición, no cumplen el orden de la configuración electrónica, debido a que buscan su forma más estable con menor energía, la que se deduce experimentalmente por el método de espectroscopía atómica.

Ejemplos: Cromo, cobre, plata, oro, molibdeno, paladio, platino entre los más conocidos.

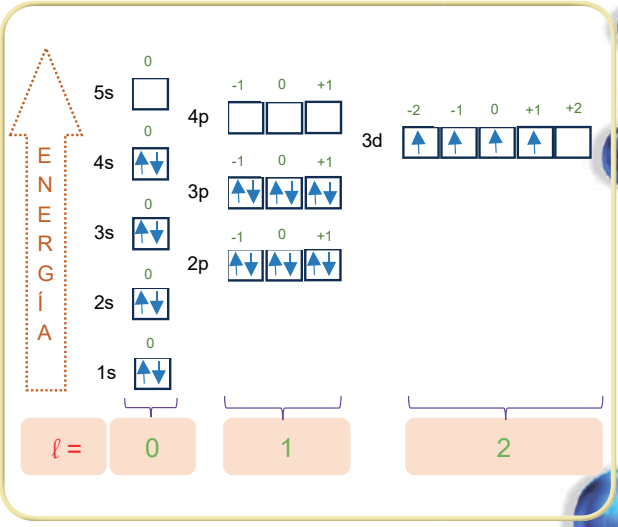
314.

El **cromo**, tiene un número atómico de 24, escribir su configuración electrónica.

Símbolo del **cromo**: **Cr** (metal de transición)

Z=24

Para un elemento que no tiene carga, los electrones también son: $e^- = 24$



$_{24}Cr:\ 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^4$ (incorrecto)

Según el método experimental, el orbital $4s^2$ cede un electrón al orbital $3d^4$, lo que resulta en una configuración más estable con menor energía.

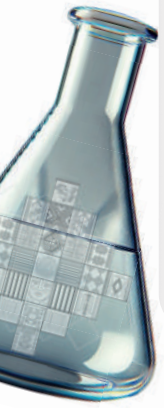
$_{24}Cr:\ 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1 3d^5$ (correcto)

Se puede también realizar la configuración electrónica simplificada o Kernel:

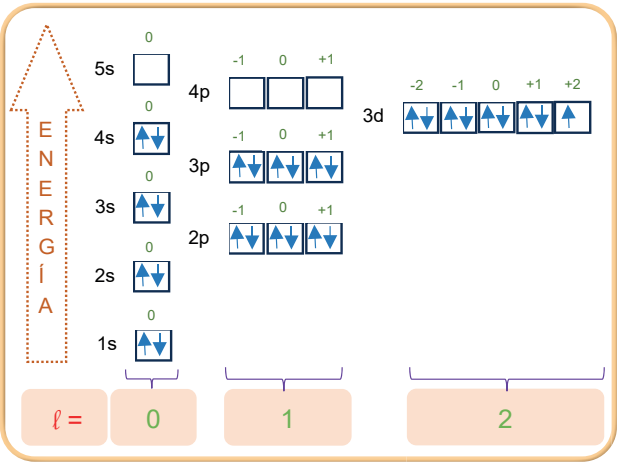
$_{24}Cr:\ [_{18}Ar\ ]\ 4s^1 3d^5$



Fuente:Vecteezy.com



315. El **cobre**, tiene un número atómico de 29, escribir su configuración electrónica.
Símbolo del **cobre**: **Cu** (metal de transición)
Z=29 entonces
$e^- = 29$



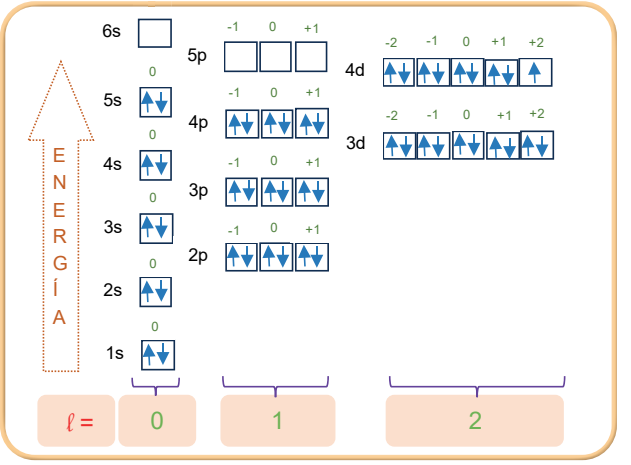
$_{29}Cu$: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^9$ (incorrecto)

$_{29}Cu$: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1 3d^{10}$ (correcto)

$_{29}Cu$: $[_{18}Ar]\ 4s^1 3d^{10}$ (simplificada o Kernel)



316. La **plata**, tiene un número atómico de 47, escribir su configuración electrónica.
Símbolo de la **plata**: **Ag** (metal de transición)
Z=47 entonces
$e^- = 47$



$_{47}Ag$: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^9$ (incorrecto)

$_{47}Ag$: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^1 4d^{10}$ (correcto)

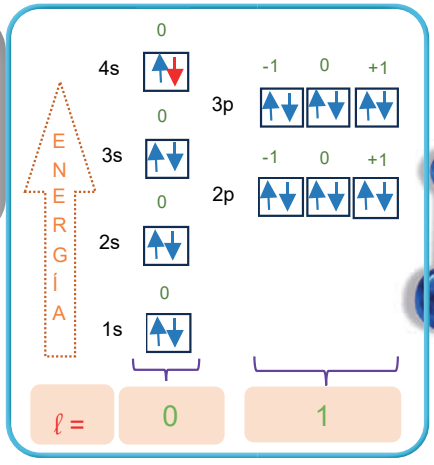
$_{47}Ag$: $[_{36}Kr\ ]\ 5s^1 4d^{10}$ (simplificada o Kernel

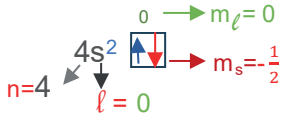


317. Los huesos están formados por matrices proteicas que se mineralizan de forma mayoritaria con **calcio**, si este elemento, tiene un número atómico de 20 ¿Cuáles son los números cuánticos de su **último electrón**?

a) $4,0,0,-\frac{1}{2}$ b) $4,0,0,+\frac{1}{2}$ c) $3,0,0,+\frac{1}{2}$ d) $3,1,0,+\frac{1}{2}$

Solución
Z= 20 entonces $e^- = 20$
Realizamos la configuración electrónica, y observamos el último electrón.





Los números cuánticos son:

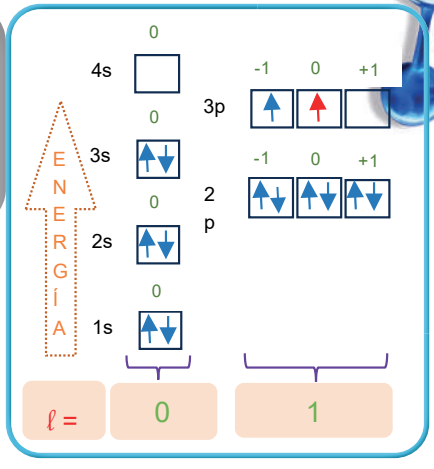
(n, ℓ, m_ℓ, m_s)

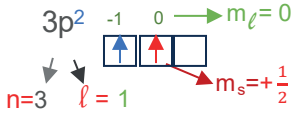
$4, 0, 0, -\frac{1}{2}$ → **Respuesta** inciso a)

318. El **silicio**, elemento más abundante de la corteza terrestre, tiene un número atómico igual a 14 ¿Cuáles son los números cuánticos de su **último electrón**?

a) $4,0,0,-\frac{1}{2}$ b) $4,1,0,+\frac{1}{2}$ c) $3,1,0,+\frac{1}{2}$ d) $3,1,0,-\frac{1}{2}$

Solución
Z= 14 entonces $e^- = 14$
Realizamos la configuración electrónica, y observamos el último electrón.





Los números cuánticos son:

(n, ℓ, m_ℓ, m_s)

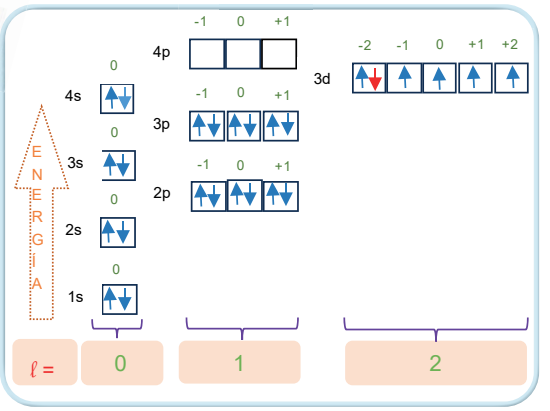
$3, 1, 0, +\frac{1}{2}$ → **Respuesta** inciso c)

319. El cuerpo utiliza el **hierro** para producir hemoglobina, una proteína en los glóbulos rojos que transporta oxígeno desde los pulmones hacia distintas partes del organismo, si este elemento, tiene un número atómico igual a 26.

a) Escriba su configuración electrónica.
b) ¿Cuáles son los números cuánticos de su **último electrón**?

Solución

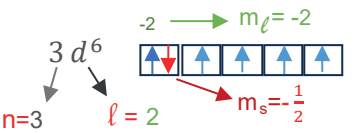
Z= 26 entonces $e^- = 26$ Realizamos la configuración electrónica.



a) La configuración electrónica es:

$_{26}Fe$: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^6$

b) El último electrón:



Los números cuánticos son:

(n, ℓ, m_ℓ, m_s)

$3, \ 2, -2, \ -\frac{1}{2}$

320. El nombre de **boro**, viene de cómo los árabes llamaban antiguamente al mineral bórax y la palabra deriva de su color blanco.
Indique si las siguientes proposiciones son verdaderas (V) o falsas (F):

I) El tercer electrón del $_5B$ puede tener los números cuánticos:$(2, \ 0, \ 0, \ -\frac{1}{2})$
II) El cuarto electrón del $_5B$ se encuentra en un orbital **S**.
III) El $_5B$ presenta en su estado, dos niveles de energía.

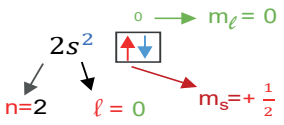
a) FFF **b)** FFV **c)** FVV **d)** VVV **e)** VVF

Solución

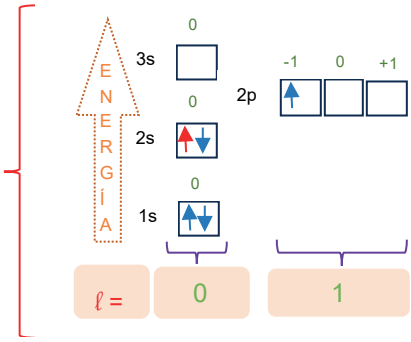
Para responder debemos realizar la configuración electrónica:

$Z = 5$ entonces $e^- = 5$

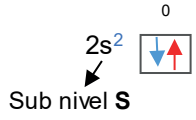
I) Para el **tercer** electrón:



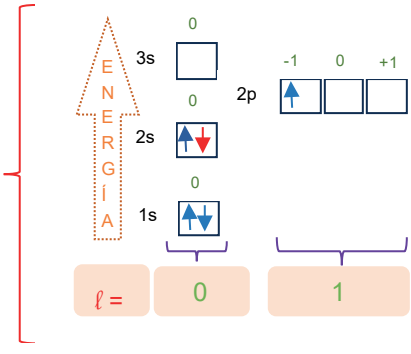
$(2,\ 0,\ 0,\ +\frac{1}{2})$ Comparando con el enunciado la respuesta es **FALSO**.



II) Para el **cuarto** electrón:



El cuarto electrón del $_5B$ se encuentra en el orbital o sub nivel "S" la respuesta es **VERDADERA**



III) Si escribimos la configuración electrónica:

$$_5B: 1s^2 2s^2 2p^1$$

n= 2 (nivel 2)

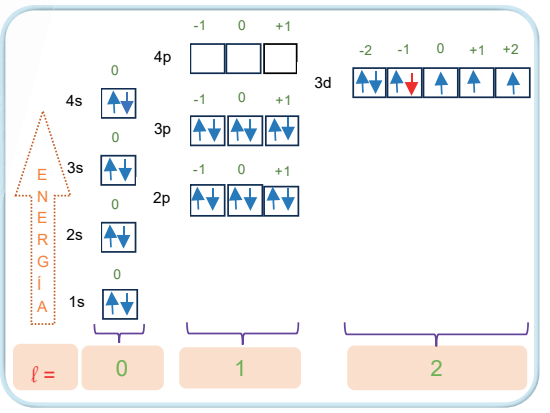
VERDADERA

Respuesta inciso c)

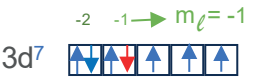
321. Determinar el número cuántico magnético para el último electrón de $3d^7$ e indicar de que elemento se trata.

Solución

Para responder debemos realizar la configuración electrónica hasta llegar a $3d^7$:



Para el último electrón:



El número cuántico magnético es -1

Para saber el elemento contamos los $e^- = 27$ entonces Z=27, por tabla es el **cobalto**.

322. Ordenar de menor a mayor energía relativa (ER) de los siguientes sub niveles: $3s, 3p, 2s, 1s, 4d$

a) $4d, 3p, 2s, 3s, 1s$ **b)** $3p, 4d, 3s, 2s, 1s$ **c)** $1s, 2s, 3s, 3p, 4d$ **d)** $1s, 2s, 3p, 3s, 4d$

Solución

SUB NIVEL	n	ℓ	ER= n + ℓ
3s	3	0	3
3p	3	1	4
2s	2	0	2
1s	1	0	1
4d	4	2	6

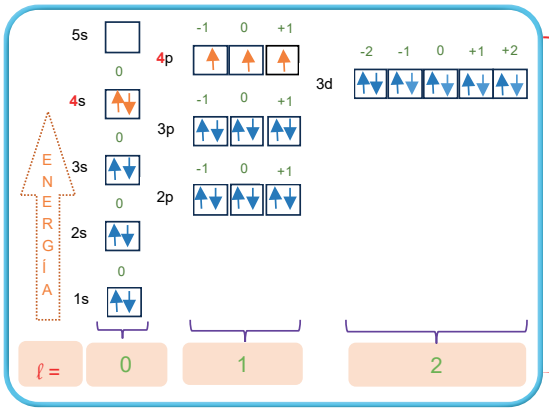
Ordenamos la energía de menor a mayor

ER= n + ℓ	SUB NIVEL
1	1s
2	2s
3	3s
4	3p
6	4d

Respuesta inciso c)

323. ¿Cuál es el número de protones de un átomo que posee cinco electrones en su cuarto nivel?.

Solución
Realizamos la configuración electrónica hasta el cuarto nivel, recordar, que para un átomo neutro los electrones totales son igual a los protones. $e^- = p^+$



Contamos los electrones totales:

$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^3$

$e^- = 33$ como $e^- = p^+$

Respuesta $p^+ = 33$

324. ¿Cuáles serían los posibles números cuánticos que corresponden a un electrón perteneciente al subnivel 4d?

a) 4,1,0,-1/2 **b)** 4,2,2,+1/2 **c)** 4,0,0,+1/2 **d)** 4,2,-3,-1/2

Solución
Los cuatro números cuánticos son: n, ℓ, m_ℓ y m_s. El subnivel u orbital **4d** tiene n=4 al ser "d" ℓ=2 y debe cumplir: $n > \ell \geq |m\ell|$

a) n=4 (correcto) ℓ=1 (incorrecto)

b) n=4 (correcto) ℓ=2 (correcto) $m_\ell = 2$ (correcto) m_s=+1/ 2 (correcto)

c) n=4 (correcto) ℓ=0 (incorrecto)

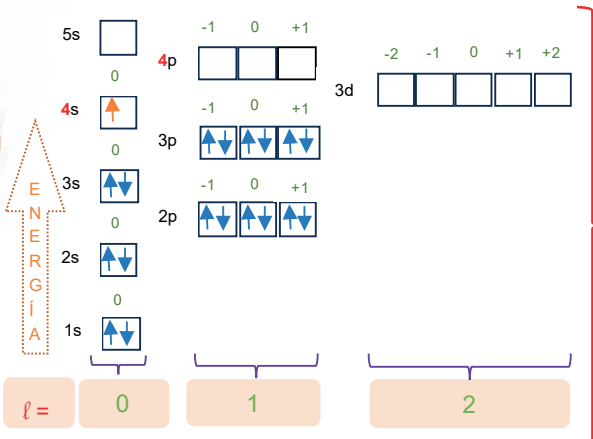
d) n=4 (correcto) ℓ=2 (correcto) $m_\ell = -3$ (incorrecto)

Respuesta inciso b)

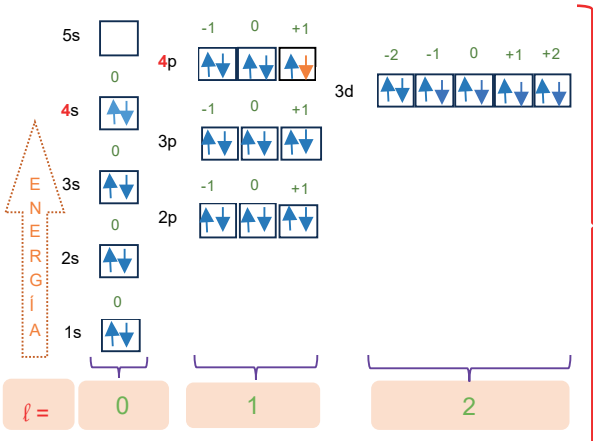
325. ¿Cuál es el mínimo y máximo número de electrones que puede tener un átomo cuya configuración electrónica llega hasta el nivel N?

Solución

Realizamos la configuración electrónica hasta el nivel N, recordar, que el nivel N es una notación espectroscópica, indica n=4.



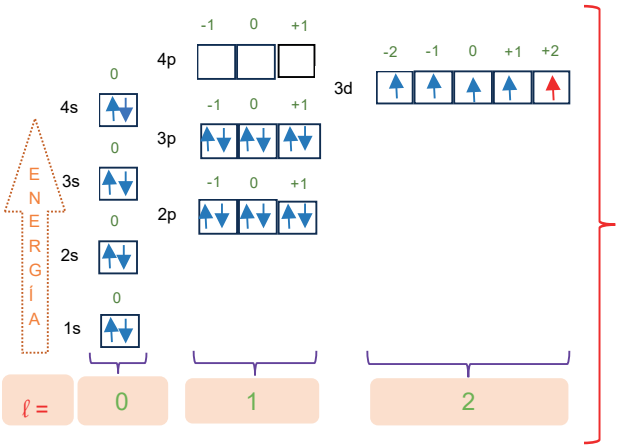
Hasta llegar a n=4 la cantidad mínima de electrones que podemos colocar es: **19**



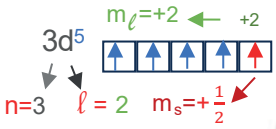
Hasta llegar a n=4 la cantidad máxima de electrones que podemos colocar es: **36**

326. Si un átomo tiene en su último electrón la representación cuántica (3, 2, +2, +1/2) ¿Qué cantidad de protones contiene su núcleo?

Solución:
Realizamos la configuración electrónica hasta n=3, ℓ=2, m_ℓ=+2 m_s= +1/2



El último electrón cumple con la representación cuántica: (3,2,+2,+1/2)

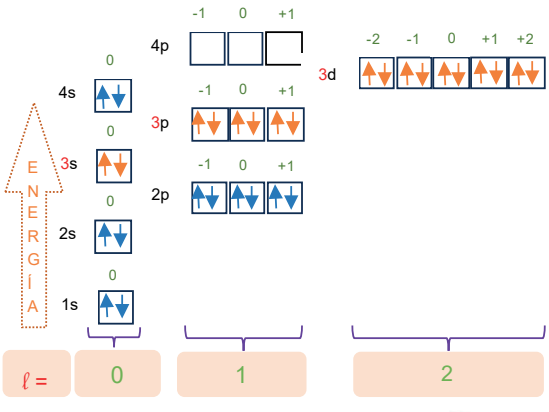


Los electrones en total, son 25

Respuesta P^+ =25

327. El zinc es un nutriente esencial que el cuerpo humano necesita para mantener una buena salud. Juega un papel crucial en el fortalecimiento del sistema inmunitario, ayudando a combatir bacterias y virus. Si su número atómico es 30. ¿Cuántos electrones presenta en el nivel "M"?

Solución:
Realizamos la configuración electrónica del zinc.
Z= 30 entonces e^- = 30



El nivel "M" es también el n= 3 se debe contar los electrones que presenta solo en este nivel 3

Respuesta e^- = 18

328. El **calcio** es un elemento químico esencial que se encuentra en la tierra, en el agua y en los tejidos de los seres vivos. Los cuerpos humanos contienen alrededor de 1-2 kilogramos de **calcio**, la mayoría de los cuales se encuentra en los huesos y dientes.

a) Escriba la configuración electrónica de $_{20}Ca^{+2}$

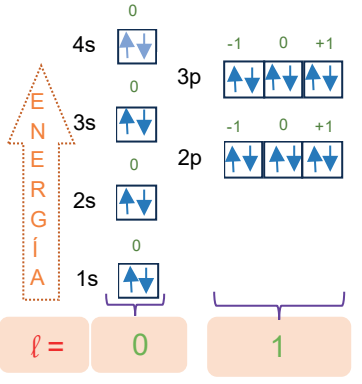
b) ¿Cuáles son los números cuánticos de su último electrón?



Solución Para un metal

El número atómico Z= 20

Sus e^- = 20 Para $_{20}$Ca(Neutro o sin carga) Para la configuración electrónica del $_{20}Ca^{+2}$ con carga (+2) se deben **restar dos** electrones del **último nivel**.



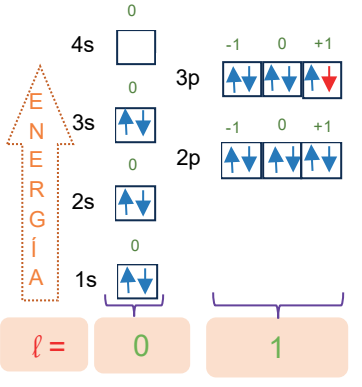
El número atómico Z= 20

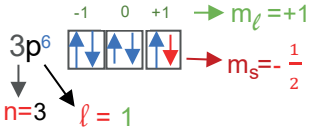
Sus e^- = 18 Para $_{20}Ca^{+2}$ (Con carga o valencia)

a) La configuración electrónica es:

$$_{20}Ca^{+2}\ 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$$

b) Los números cuánticos del último electrón:





(n, ℓ, m_ℓ, m_s)

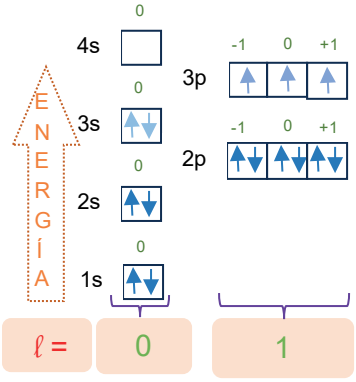
$3, 1, +1, -\frac{1}{2}$

329. El **fósforo** juega un papel muy importante para la agricultura, gracias a este nutriente muchas plantas crecen de forma óptima, actúa, de tal forma que los iones fosfóricos reciben la energía solar captada por la clorofila y la transporta por la planta. Es por ello que el **fósforo** es la base de muchos fertilizantes.

a) Escriba la configuración electrónica de $_{15}P^{+5}$

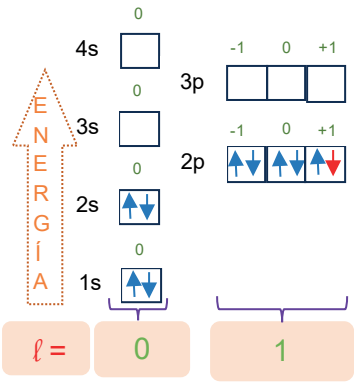
b) ¿Cuáles son los números cuánticos de su último electrón?

Solución Para un **no** metal



El número atómico Z= 15

Sus e^- = 15 Para $_{15}P$ (Neutro o sin carga) Para la configuración electrónica del $_{15}P^{+5}$ con carga (+5) se deben **restar cinco** electrones del **último nivel**.



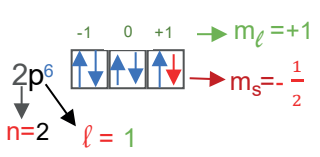
El número atómico Z= 15

Sus e^- = 10 Para $_{15}P^{+5}$ (Con carga o valencia)

a) La configuración electrónica es:

$$_{15}P^{+5}: 1s^2 2s^2 2p^6$$

b) Los números cuánticos del último electrón:



(n, ℓ , m_ℓ m_s)

2, 1, +1, $-\frac{1}{2}$

330. El **amoniaco (NH_3)** es un elemento fundamental que contribuye significativamente a las necesidades nutricionales de los organismos terrestres por ser un precursor de fertilizantes para el cultivo de plantas, el **amoniaco** es también un elemento importante para la fabricación de fármacos y productos de limpieza.



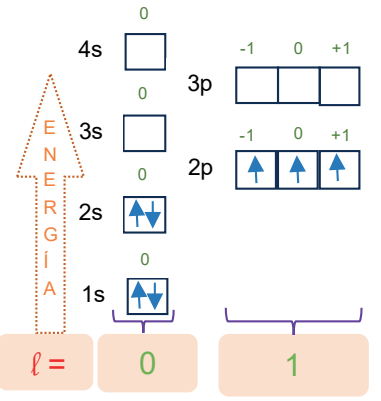
En Bolivia, departamento de Cochabamba, localidad de Bulo Bulo del municipio Entre Ríos se encuentra la planta de amoniaco y Urea desde ahí se abastece a todo el territorio nacional e internacional.

Escriba la configuración electrónica de $_7N^{-3}$

Solución Para un **No** metal

El número atómico Z= 7

Sus e^- = 7 Para $_7N$ (Neutro o sin carga) Para la configuración electrónica del $_7N^{-3}$ con carga (-3) se deben **sumar tres** electrones completando el **nivel**.

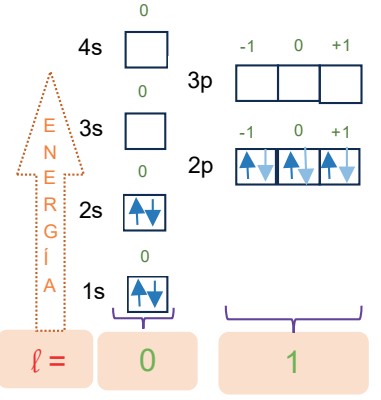


El número atómico Z= 7

Sus e^- = 10 Para $_7N^{-3}$ (Con carga o valencia)

La configuración electrónica es:

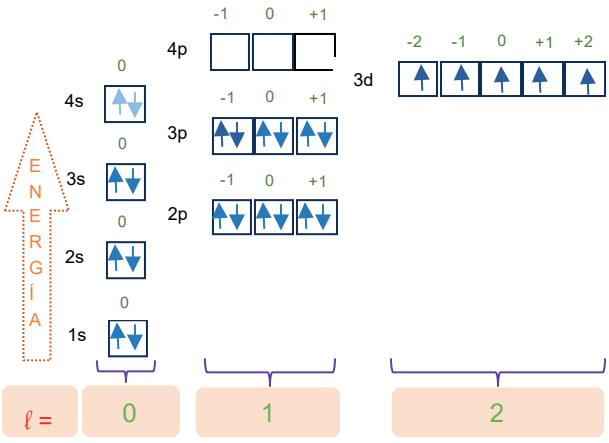
$_7N^{-3}$: $1s^2 2s^2 2p^6$



331. El **Manganeso** en estado divalente (+2) es muy estable en solución acuosa tiene un color rosa pálido, formando un complejo con el ion hexa acuoso $[Mn(H_2O)_6]^{+2}$

Escriba la configuración electrónica de $_{25}Mn^{+2}$

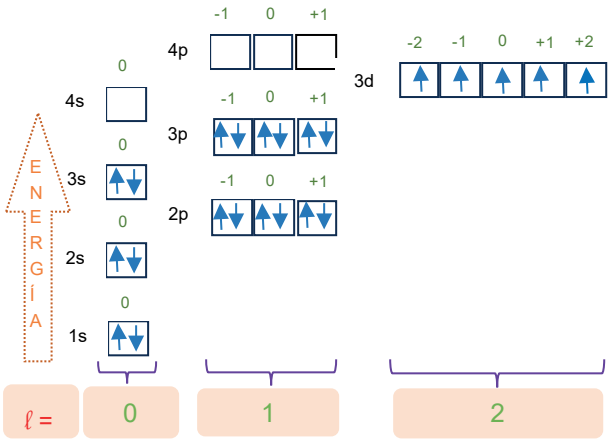
Solución Para un **metal** de **transición**



El número atómico Z= 25

Sus e^- = 25 Para $_{25}Mn$ (Neutro o sin carga).

Para la configuración electrónica del $_{25}Mn^{+2}$ con carga (+2) se deben **restar dos** electrones.



El número atómico Z= 25

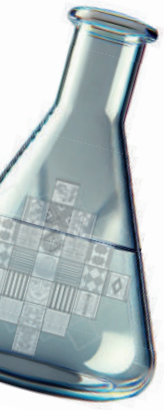
Sus e^- = 23 Para $_{25}Mn^{+2}$ (Con carga o valencia).

Para metales de transición se restan los electrones del último nivel en este caso (n=4) u orbitales (S).

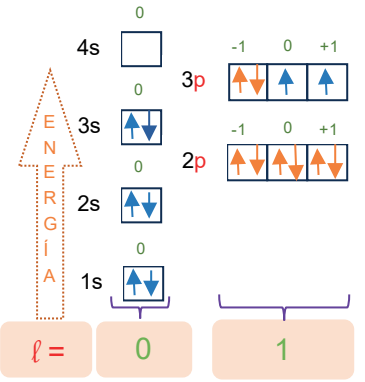
La configuración electrónica es:

$_{25}Mn^{+2}$: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^5$

332. Un átomo "A" presenta 4 orbitales "p" apareados, el ión "B^{+2}" es isoelectrónico con el ión "A^{-1}". Determine la cantidad de electrones que tiene el ion "B^{+2}"



Solución
La configuración electrónica del átomo "A" 4 orbitales "p" (Casillas) apareadas (llenas)
Escribimos la configuración electrónica:
A: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$ entonces "A" tiene en total $e^- = 16$

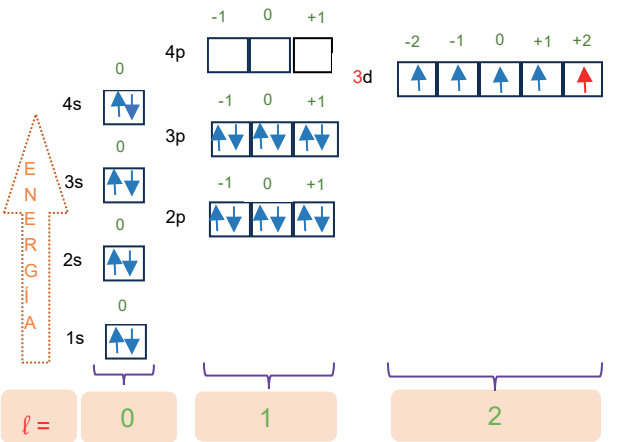


"B^{+2}" es **isoelectrónico** (misma cantidad de electrones) con "A^{-1}"
"A" = 16 e^-
A^{-1} = 17 e^- (se sumó 1 electrón por tener carga -1)

Respuesta $B^{+2} = 17\ e^-$

333. Si un átomo con 30 neutrones tiene en su último electrón de representación cuántica (3,2,+2,+1/2) ¿Cuál es su peso atómico?

Solución
Realizamos la configuración electrónica hasta:
n=3 ℓ=2 orbital "d"
$m_\ell = +2$ $m_s = +1/2$



Los $e^- = 25$ entonces el número atómico Z= 25
Los neutrones ($n^0 = 30$)
Para calcular el peso atómico (A) utilizamos la fórmula:

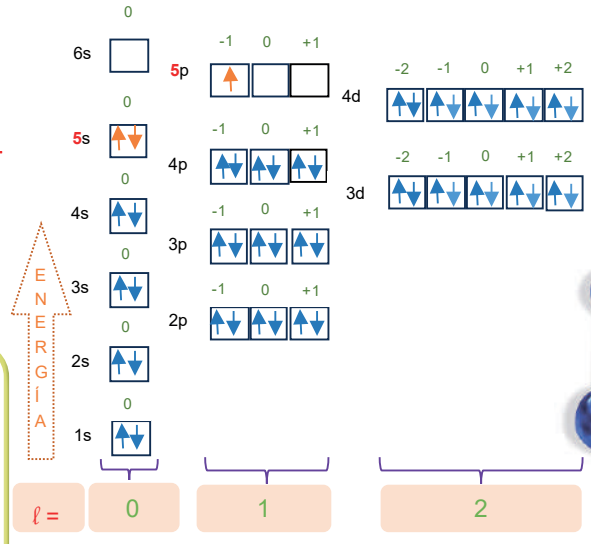
$A = Z + n^0$
(reemplazamos datos) $A = 25 + 30$



Respuesta A= 55

334. El quinto nivel de un ión tri positivo solo tiene tres electrones, ¿cuál es su número atómico?

Solución
Realizamos la configuración electrónica de:
X^{+3} (ión tri positivo)
hasta n=5 en este nivel solo hay $e^- = 3$



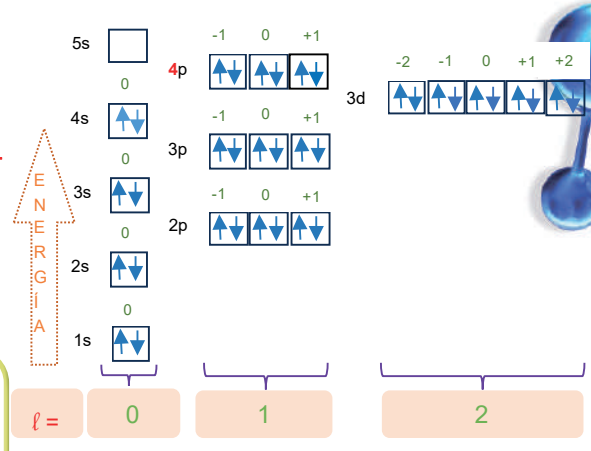
El ión X^{+3} tiene en total $e^- = 49$ para saber su número atómico (Z), se utiliza la fórmula:

$Z = e^- +$ carga positiva
$Z = 49 + 3$

Respuesta Z= 52

335. Un átomo tiene carga (-3) y su configuración termina en $4p^6$. Determine el número de neutrones si su peso atómico es 68

Solución
Realizamos la configuración electrónica de:
X^{+3} (ión tri negativo)
hasta $4p^6$ Su peso atómico A= 68



El ión X^{+3} tiene en total $e^- = 36$ para saber su número atómico (Z), se utiliza la fórmula:

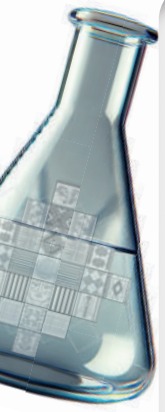
$Z = e^-$ - carga negativa
Z= 36 - 3
Z= 33

Para calcular sus neutrones usamos la siguiente fórmula:

$n^0 = A - Z$
$n^0 = 68 - 33$

Respuesta $n^0 = 35$

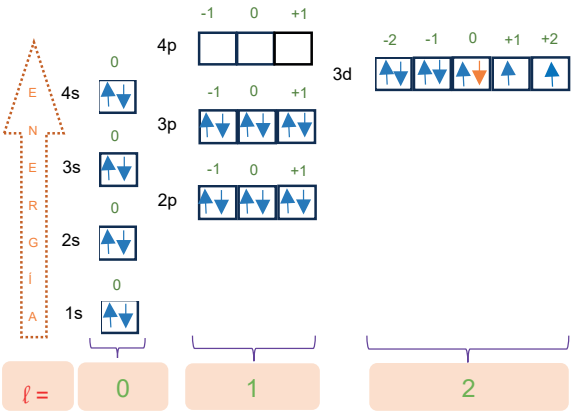
336. Determine el número cuántico magnético del último electrón del átomo **X**, que es isoelectrónico con $^{79}_{34}Se^{+6}$



Solución

Realizamos la configuración electrónica de:
X (átomo neutro)
isoelectrónico con $^{79}_{34}Se^{+6}$
de Z= 34
Calculamos cuantos electrones tiene $^{79}_{34}Se^{+6}$ con la fórmula:

$Z = e^- +$ carga positiva
$e^- = Z -$ carga positiva
$e^- = 34 - 6$
$e^- = 28$



El átomo X tiene también $e^- = 28$ y observamos el ultimo electrón.

Respuesta $m_l = 0$ (N.C. magnético)

337. Indicar el orbital más estable:

a) $5\ f_{xyz}$ **b)** $6\ p_x$ c) $3\ d_{xy}$ **d)** $4s$ **e)** $2\ p_x$

Solución

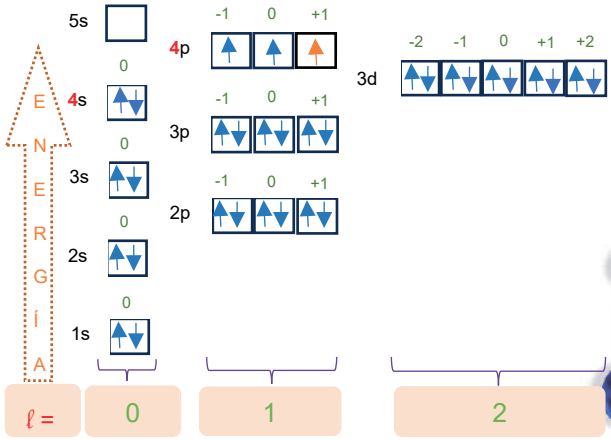
SUB NIVEL	n	ℓ	ER= n + ℓ
5 f_{xyz}	5	3	8
6 p_y	6	1	7
3 d_{xy}	3	2	5
4 s	4	0	4
2 p_x	2	1	3

Respuesta e)
El orbital más estable es 2 p_x por que tiene la menor energía.

338. La combinación de los números cuánticos del último electrón de un átomo es $n=4,\ \ell=1,\ m_\ell=+1,\ m_s=+1/2$. Hallar el peso atómico (A) sabiendo que la cantidad de neutrones excede en 4 a la de los protones.

Solución
Realizamos la configuración electrónica para un átomo "X" hasta:

$n=4 \quad \ell=1$ orbital "p"
$m_\ell=+1 \quad m_s=+1/2$



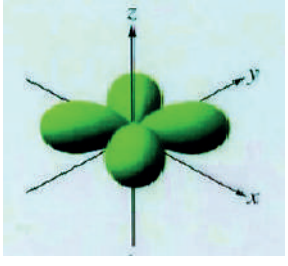
El átomo neutro "X" tiene en total $e^- = 33$ entonces su $Z= 33$ y sus $p^+= 33$
Sus neutrones exceden en 4 a p^+:
$n^0 = p^+ + 4$
$n^0 = 33 + 4$
$n^0 = 37$

Para calcular el peso atómico, usamos la siguiente fórmula:

$$A = n^0 + Z$$
$$A = 37 + 33$$

Respuesta A= 70

339. El diagrama representa la orientación del orbital:



a) P_x **b)** d_z **c)** P_y

d) f_{xy} **e)** d_{xy} **f)** s

g) Ninguo

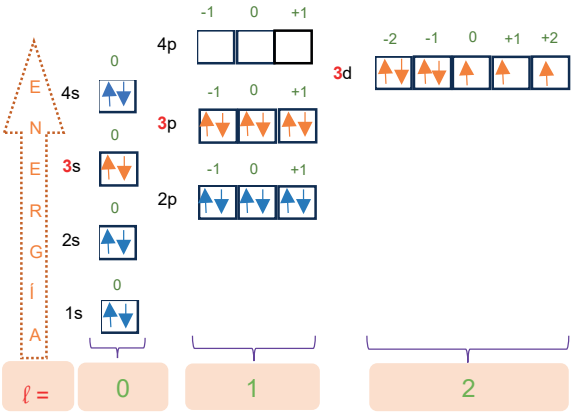
Respuesta Es un orbital dilobular "d" y está en los planos x,y entonces es el **inciso e)**

340. Un átomo posee 15 electrones en su tercera capa, determine los números cuánticos del penúltimo electrón, cuando dicho átomo queda ionizado con una carga (+2)

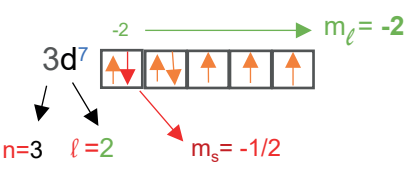


Solución

Para responder debemos realizar la configuración electrónica hasta n= 3 y en este nivel debe existir solo 15 electrones.



El átomo neutro X tiene $e^- = 27$ entonces Z= 27
La configuración electrónica $_{27}X: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^7$ (metal de transición).
Para X^{+2} su configuración es: $_{27}X^{+2}: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^0 3d^7$ (pierde 2 del orbital "4s" que es el último nivel).



Respuesta:
Los números cuánticos del penúltimo electrón es:

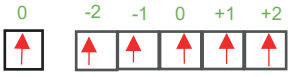
n= 3
ℓ = 2
m_ℓ= -2
m_s=-1/2.

341. ¿Cuáles de las siguientes configuraciones correspondientes a especies diamagnéticas y cuáles paramagnéticas?

a) $[_{18}Ar]: 4s^1 3d^5$ **b)** $[_{10}Ne]: 3s^2\ 3p^2$ **c)** $[_{18}Ar]: 4s^2 3d^{10}$

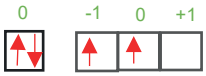
Solución

a) $[_{18}Ar]:\ 4s^1\quad 3d^5$



Electrones desapareados, son **paramagnéticas**, son atraídos débilmente por campos magnéticos.

b) $[_{10}Ne]:\ 3s^2\quad 3p^2$



Electrones desapareados, son **paramagnéticas**, son atraídos débilmente por campos magnéticos.

c) $[_{18}Ar]:\ 4s^2\quad 3d^{10}$



Electrones apareados, son **diamagnéticas**, los campos magnéticos las repelen débilmente.

342. Señale el posible juego de números cuánticos para un electrón ubicado en un subnivel de mayor energía del tercer nivel

a) 3, 2, -3, -1/2 **b)** 3, 1, +1, +1/2 **c)** 4, 3, -2, -1/2

d) 3, 2, -1, +1/3 **e)** 4, 3, 0, +1/2

Solución Deben cumplir $n > \ell \geq |m_\ell|$

a) n=3 (correcto) ℓ=2 (correcto) m_ℓ = -3 (incorrecto, mayor a ℓ)

b) n=3 (correcto) ℓ=1 (correcto) m_ℓ = +1 (correcto) m_s = +1/ 2 (correcto)

c) n=4 (incorrecto, debe ser solo nivel 3)

d) n=3 (correcto) ℓ=2 (correcto) m_ℓ = -1 (correcto) m_s =+1/ 3 (incorrecto)

e) n=4 (incorrecto, debe ser solo nivel 3)

Respuesta inciso b)

343. ¿Cuáles serían los posibles números cuánticos que corresponden a un electrón perteneciente al subnivel 4d?

a) 4, 1, 0, -1/2
c) 4, 0, 0, +1/2
b) 4, 2, 2, +1/2
d) 4, 2, -3, -1/2
e) 4, 3, -2, -1/2

Respuesta .....



344. Si un átomo con 30 neutrones tiene su último electrón la representación cuántica (3, 2,+2,+1/2) ¿Cuál es su número másico?

Respuesta .....

345. ¿Cuántos electrones están asociados como máximo al número cuántico principal "n"?

a) 2n+1
c) $2n^2$
e) n^2+1
b) n^2
d) 2n

Respuesta .....

346. Hallar los electrones en subniveles "p" del átomo de manganeso con 25 protones.

a) 2
c) 12
e) 10
b) 6
d) 1

Respuesta .....

347. Determinar el número atómico máximo de un átomo con 2 niveles completamente llenos.

a) 10
c) 18
e) 30
b) 12
d) 29

Respuesta .....

348. Determinar el mínimo y máximo número de electrones que tiene un átomo con 5 niveles de energía

Respuesta .....

349. Determine. ¿Cuántas proposiciones son correctas?

- En el tercer nivel hay como máximo 18 electrones.
- En un orbital "d" hay como máximo 2 electrones.
- El subnivel "p" puede alojar un máximo de 6 electrones.
- Un subnivel "f" presenta 7 orbitales.

a) 0 **c)** 2 **e)** 4

b) 1 **d)** 3

Respuesta .....

350. Señale el posible juego de números cuánticos para un electrón ubicado en un subnivel de mayor energía del tercer nivel.

a) 3, 2, -3, -1/2 **c)** 4, 3, -2, -1/2

b) 3, 1, +1, +1/2 **d)** 3, 2, -1, +1/3

e) 4, 3, 0, +1/2

Respuesta .....

351. Un orbital tiene como máximo:

a) 3 *e-* **c)** 2 *e-*

b) 0 *e-* **d)** 1 *e-*

Respuesta .....

352. De los siguientes subniveles, ¿cuál tendrá mayor energía?

a) 5p **c)** 3d **e)** 5s

b) 4s **d)** 4f

Respuesta .....

353. ¿Cuál es la configuración electrónica correcta del elemento oxígeno (O), que tiene un número atómico de 8?

a) $1s^2\ 2s^2\ 2p^4$ **c)** $1s^2\ 2s^1\ 2p^5$

b) $1s^2\ 2s^3\ 2p^3$ **d)** $1s^2\ 2s^2\ 2p^3$



Respuesta .....

354. ¿Cuál es la configuración electrónica correcta del elemento sodio (Na), que tiene un número atómico de 11?

a) $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2$ **c)** $1s^2\ 2s^2\ 2p^7$

b) $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^1$ **d)** $1s^2\ 2s^3\ 2p^6$

Respuesta .....

355. ¿Cuál es la configuración electrónica correcta del elemento hierro (Fe), que tiene un número atómico de 26?

a) $[_{18}Ar]: 4s^2\ 3d^5$ **c)** $[_{18}Ar]: 4s^2\ 3d^6$

b) $[_{18}Ar]: 4s^3\ 3d^5$ **d)** $[_{18}Ar]: 4s^2\ 3d^{10}$

Respuesta .....

356. ¿Cuál es la configuración electrónica del elemento azufre (S), que tiene un número atómico de 16?

a) $[Ar]: 2s^2\ 2p^4$ **c)** $[Ne]: 2s^2\ 3p^4$

b) $[Ne]: 4s^3\ 3d^5$ **d)** $[Ne]: 3s^2\ 3p^4$

Respuesta .....

357. ¿Cuál es la configuración electrónica del elemento potasio (K), que tiene un número atómico de 19?

a) $[Ar]: 4s^1$ **c)** $[Ne]: 4s^2$

b) $[Ne]: 4s^1$ **d)** $[Ne]: 3s^1$

Respuesta .....

TABLA PERIÓDICA

Los elementos químicos se clasifican teniendo en cuenta el orden creciente de sus números atómicos

PERIODOS: Es el ordenamiento de los elementos en filas, tienen propiedades diferentes, indican los niveles de energía del 1 al 7.

GRUPO: Es el ordenamiento de elementos en columnas 18 en total divididos en 8 grupos A y 8 grupos B, tienen propiedades químicas semejantes.



CLASIFICACIÓN DE LOS ELEMENTOS POR BLOQUES

Los elementos se clasifican en cuatro bloques (s, p, d, f) depende en el subnivel que termina su configuración electrónica.

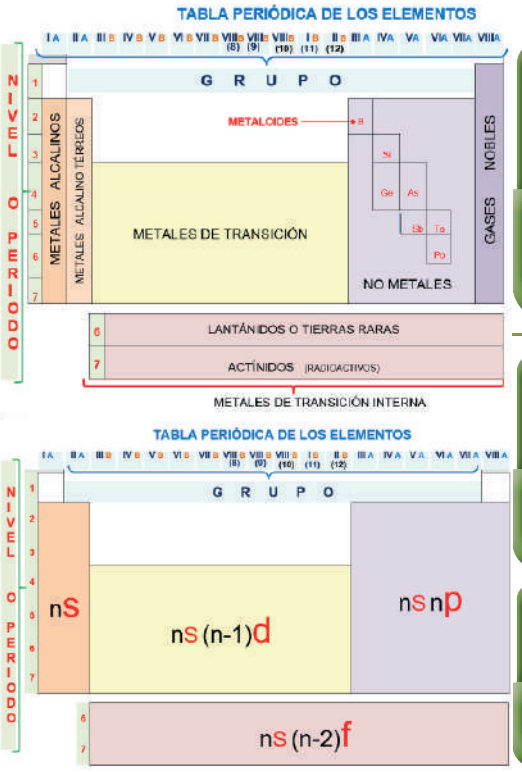
$$1s^2\,2s^2\,2p^6\,3s^2\,3p^6\,4s^2\,3d^{10}\,4p^6\;\;5s^2\,4d^{10}\,5p^6\,6s^2\,4f^{14}\,5d^{10}\,6p^6\,7s^2\,5f^{14}\,6d^{10}\,7p^6$$

$$[\,{}_{2}He]\;\;[\,{}_{10}Ne]\;\;[\,{}_{18}Ar]\;\;\;\;[\,{}_{36}Kr]\;\;\;\;\;\;[\,{}_{54}Xe]\;\;\;\;\;\;\;\;[\,{}_{86}Rn]$$

CONFIGURACIÓN ELECTRÓNICA	GRUPO	NIVEL
n S^a	a metal (representativo A)	n
n S^a n p^b	a+b no metal (representativo A)	n
n S^a (n-1) d^b	a+b metal de transición (no representativo B)	n
n S^a (n-2) f^b	a+b metal de transición interna (no representativo B)	n

Actualmente la tabla periódica cuenta con 118 elementos químicos de los cuales 28 han sido obtenidos en laboratorio.



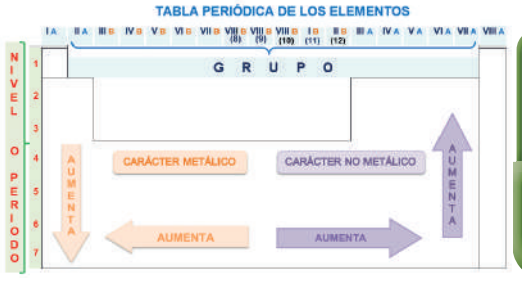


METALES: Son buenos conductores de calor y electricidad, tienden a perder electrones (oxidación) tienen poder reductor, dúctiles y maleables de elevados puntos de fusión, poseen brillo metálico.

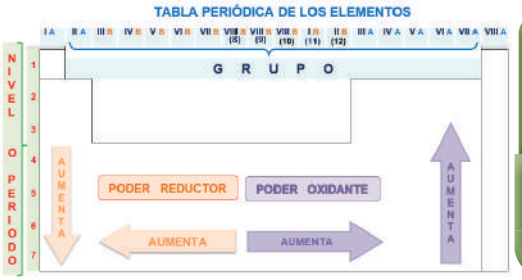
NO METALES: Son malos conductores de calor y electricidad, tienden a ganar electrones (reducción) tienen poder oxidante, No tienen brillo.

METALOIDES O SEMI METALES: Varían sus propiedades como metales y no metales, según la temperatura y presión.

PROPIEDADES DE LA TABLA PERIÓDICA



CARÁCTER METÁLICO: Se oxidan con facilidad pierden electrones.
CARÁCTER NO METÁLICO: Se reducen, ganan electrones.

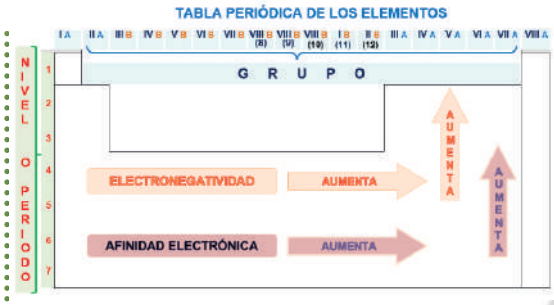


PODER REDUCTOR: Se caracterizan los metales, por qué pierden electrones.
PODER OXIDANTE: Se caracterizan los no metales, por qué ganan electrones.

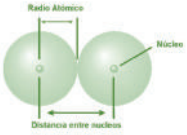
AFINIDAD ELECTRÓNICA: Es la energía (KJ) obtenida o liberada por un átomo neutro, en fase gaseosa cuando acepta un electrón.

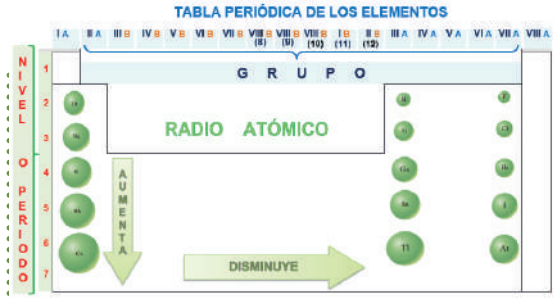
$$Cl_{(g)} + e^- \text{---> } Cl^- + AE(KJ)$$

ELECTRONEGATIVIDAD (EN): Mide la capacidad relativa de un átomo a atraer los electrones hacia sí mismo cuando está combinado químicamente con otro átomo.

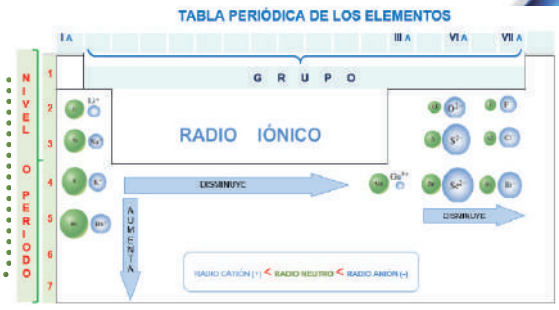


RADIO ATÓMICO: El radio atómico (RA) corresponde a la mitad de la distancia que hay entre los dos núcleos de dos átomos continuos.





RADIO IÓNICO: Es la mitad de la distancia que hay entre los dos núcleos de átomos iónicos. Nos da a entender el tamaño o volumen del átomo.

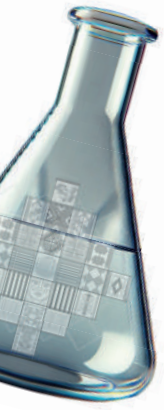


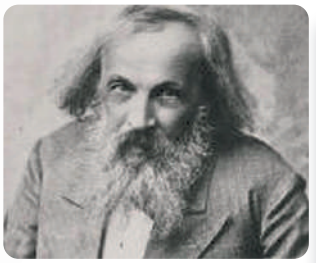
ENERGÍA DE IONIZACIÓN (EI): Llamado también potencial de ionización. Es la energía que se necesita para desalojar un electrón de un átomo gaseoso.

$$X_{(g)} + EI_{(1)} \quad X^{+1}{}_{(g)} + 1\bar{e}$$
$$X^{+1}{}_{(g)} + EI_{(2)} \quad X^{+2}{}_{(g)} + 1\bar{e}$$
$$EI_{(2)} > EI_{(1)}$$



¿Sabías quién sentó, las bases para la construcción de la tabla periódica?





Fuente: spektrum.de

En 1869 el químico ruso **Dimitri Mendeleev** publicó su primera tabla periódica donde ordenó los elementos según su propiedades físicas y químicas, y en especial la valencia en función periódica a sus pesos atómicos.

Casi de manera simultánea:

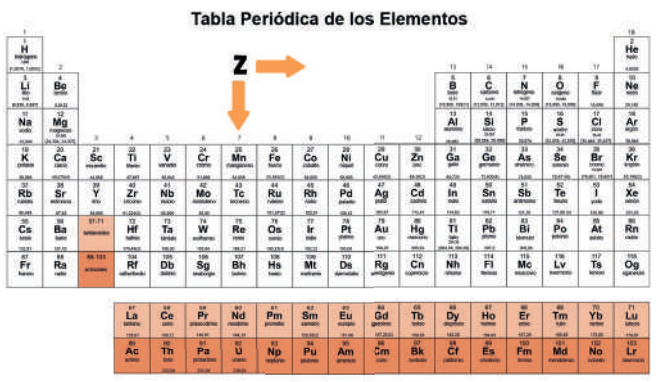


Fuente: biografiasyvidas.com

El químico alemán **Lothar Mayer** estudio la relación entre el peso atómico y sus propiedades físicas, lo que le llevo a representar los volúmenes atómicos, volatilidad, comportamiento electroquímico y otras propiedades en función a sus pesos atómicos.

El trabajo de **Mendeleev** sobre la clasificación periódica de los elementos es por muchos el aporte más importante del siglo XX.

Basándose en la ley periódica y las configuraciones electrónicas. El químico Suizo **Alfred Werner** diseñó la tabla periódica moderna.



358. El litio es el tercer elemento de la tabla periódica (Z=3) plateado y blando que se puede cortar con un cuchillo, es tan ligero que pesa la mitad del agua. Determine el periodo, grupo al cual pertenece y clasifique al elemento.

Solución
Realizamos la configuración electrónica.

Z= 3 sus $e^- = 3$

$_3Li: 1s^2\ 2\ s^1$ → Grupo I

↓

Nivel 2



Respuesta El litio es un **metal alcalino**, que pertenece, Grupo I, nivel 2.

359. El calcio (Z=20) es un constituyente invariable de todas las plantas, ya que es esencial para su crecimiento, y en los vertebrados se encuentra en el tejido blando, en fluidos tisulares y en la estructura del esqueleto. Determine el periodo, grupo al cual pertenece y clasifique al elemento.

Solución
Realizamos la configuración electrónica.

Z= 20 sus $e^- = 20$

$_{20}Ca: [_{18}Ar]\ 4\ s^2$ → Grupo II

↓

Nivel 4



Respuesta El calcio es un **metal alcalinotérreo**, que pertenece, Grupo II, nivel 4.

360. El azufre (Z=16) es un elemento químico esencial para la vida, ya que es uno de los constituyentes básicos de los aminoácidos cisteína y metionina necesarios para la síntesis de proteínas presentes en todos los organismos vivos. Determine el periodo, grupo al cual pertenece y clasifique al elemento.



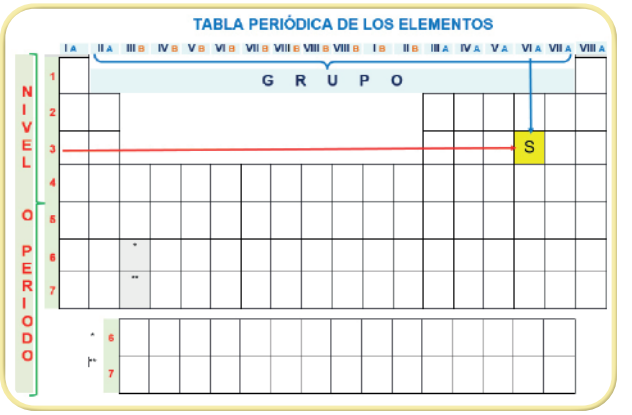
Solución
Realizamos la configuración electrónica.

Z= 16 sus e^- = 16

Grupo **VI**

$_{16}S: [_{10}Ne]\ 3s^2 3p^4$

Nivel 3



Respuesta El azufre es un **NO metal** que pertenece, Grupo VI, nivel 3.

361. El yodo (Z=53) es un mineral presente en algunos alimentos como el pescado (bacalao y atún), camarones y otros mariscos. El cuerpo necesita yodo para producir hormonas tiroideas para controlar el metabolismo del cuerpo. En nuestra dieta la sal de mesa contiene yodo que no le cambia el sabor. Determine el periodo, grupo al cual pertenece y clasifique al elemento.

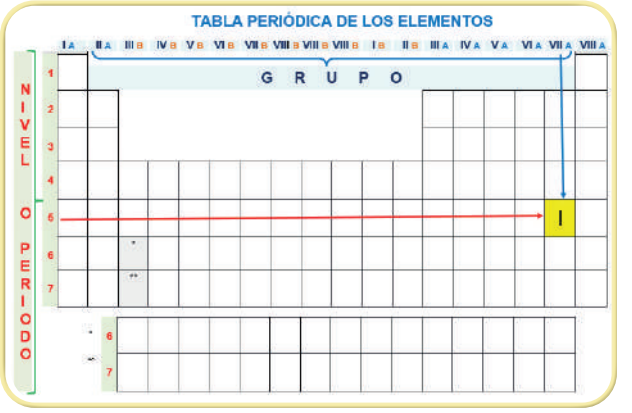
Solución
Realizamos la configuración electrónica.

Z= 53 sus e^- = 53

Grupo **VII**

$_{53}I: [_{36}Kr]\ 5s^2 4d^{10} 5p^5$

Nivel 5

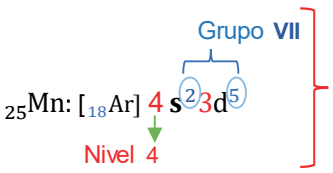


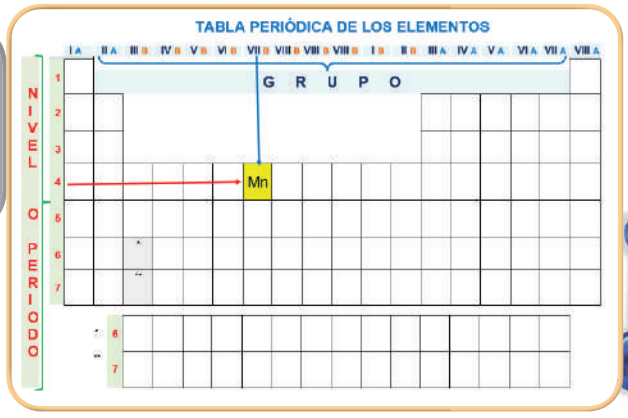
Respuesta El yodo es un **no metal**, que pertenece, Grupo VII, nivel 5.

362. El manganeso (Z=25) se usa principalmente en la producción de acero para mejorar su dureza, rigidez y solidez. También se puede usar como aditivo en la gasolina para mejorar su rendimiento. Determine el periodo, grupo al cual pertenece y clasifique al elemento.

Solución
Realizamos la configuración electrónica.

Z= 25 sus $e^- = 25$



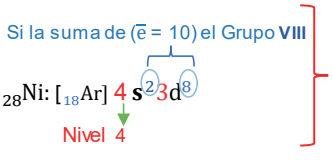


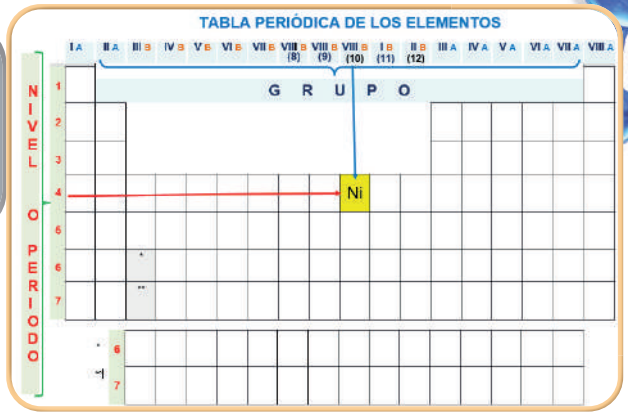
Respuesta El manganeso es un **metal de transición**, que pertenece, Grupo VIIB, nivel 4.

363. El níquel (Z=28) es un elemento químico muy abundante en la tierra, de hecho, el núcleo de nuestro planeta posee niveles muy puros de níquel, es frecuente hallarlo en el interior de ciertos meteoritos. Determine el periodo, grupo al cual pertenece y clasifique al elemento.

Solución
Realizamos la configuración electrónica.

Z= 28 sus $e^- = 28$





Respuesta El níquel es un **metal ade tansición**, que pertenece, Grupo VIIIB, nivel 4.

364. El cobre (Z=29) cuando se trata de energía eléctrica ofrece tres propiedades esenciales, conductividad, ductilidad y la facilidad de unión, como conductor eléctrico, el cobre solo es superado por la plata, cuyo precio es demasiado elevado. Determine el periodo, grupo al cual pertenece el cobre y clasifique el elemento.



Solución

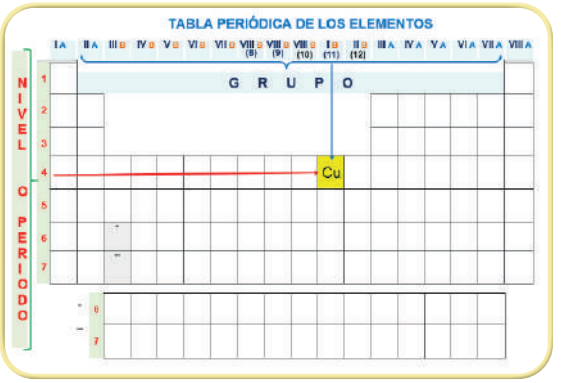
Realizamos la configuración electrónica.

Z= 29 sus e^- = 29

Si la suma de ($\bar{e}$ = 11) el Grupo IB

$_{29}Cu: [_{18}Ar]\ 4s^{1}\ 3d^{10}$

Nivel 4



Respuesta El cobre es un **metal de transición** que pertenece, Grupo IB, nivel 4.

365. Una característica de un elemento calcógeno es su capacidad de presentarse en diferentes formas moleculares, en los tres estados físicos, respecto a este elemento "X" (Z=34) se puede decir:

a) Se ubica en el grupo VA
b) Es un gas noble
c) Es un halógeno
d) Tiene 4 electrones de valencia
e) Se ubica en el cuarto periodo

Solución

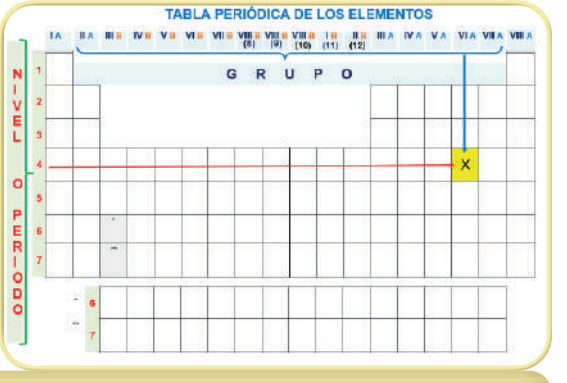
Realizamos la configuración electrónica.

Z= 34 sus e^- = 34

Grupo VI

$_{34}X: [_{18}Ar]\ 4s^{2}\ 3d^{10}\ 4p^{4}$

Nivel 4



Respuesta

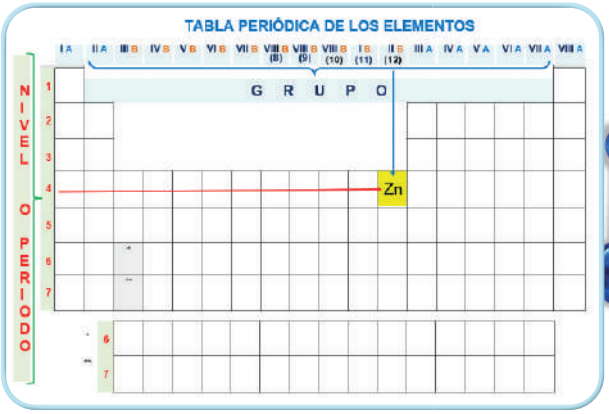
a) Se ubica en el grupo VA (Falso). Se ubica en el grupo VI
b) Es un gas noble (Falso). Un gas noble tiene está configuración $ns^2\ np^6$
c) Es un Halógeno (Falso). Grupo VI es un anfígeno (calcógeno)
d) Tiene 4 electrones de valencia (Falso). Tiene 6 electrones de valencia
e) Se ubica en el cuarto periodo (Verdadero). Periodo o Nivel 4

366. El Zinc (Z=30) es un elemento que en muy pequeñas cantidades es indispensable para las funciones fisiológicas (oligoelemento) para mantenerse saludables ¿Cuál de las proposiciones no corresponden al Zinc?

a) Grupo IIB, periodo 4
b) Elemento de transición
c) Diamagnético
d) Tiene orbitales semillenos.

Solución
Realizamos la configuración electrónica.

Z= 30 sus e^- = 30



Si la suma de ($\bar{e}$ = 12) el Grupo IIB

$_{30}Zn: [_{18}Ar]\ 4s^2\ 3d^{10}$

Nivel 4

a) Grupo IIB, Periodo 4 (Verdadero)
b) Elemento de transición (Verdadero). Es elemento de transición ns (n-1)d
c) Diamagnético (Verdadero). Todos sus electrones están apareados
d) Tiene orbitales semillenos (Falso). Todos sus orbitales están llenos.

Respuesta No corresponde d)

367. El ión X^{-3} posee una estructura de gas noble en su última capa, entonces dicho elemento "X" pertenece al grupo.

Solución
La configuración electrónica general de un **gas noble** en su última capa tiene.

La suma de ($\bar{e}$ = 8) última capa

$_zX^{-3}$: n s^2 n p^6 (Gas noble)

El ión X^{-3} para que pase a "X" (neutro) restamos los últimos 3 e^-

La suma de ($\bar{e}$ = 5) última capa

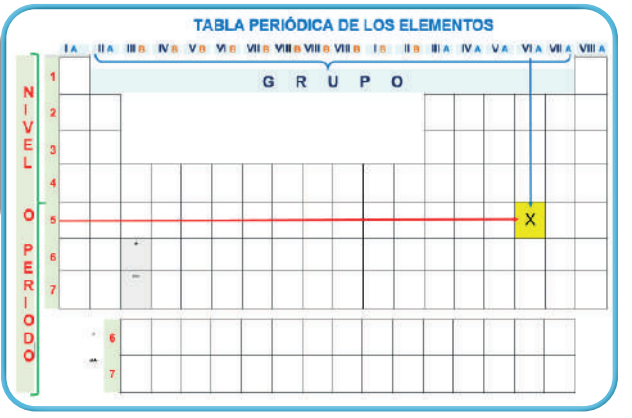
$_zX$: n s^2 n p^3 Grupo V

Respuesta "X" pertenece al grupo V

368. Hallar el número atómico (Z) y el grupo que pertenece un átomo "X" que se encuentra en el quinto periodo y posee 6 electrones en su último nivel.



Solución
Realizamos la configuración electrónica hasta n=5 con solo $e^- = 6$ en este **último nivel**.



Grupo **VI**

$_{Z}X: [_{36}Kr]\ 5\,s^{2}\ 4d^{10}\ 5\,p^{4}$

Nivel 5

En total se tiene 52 $\bar{e}$

Respuesta Z= 52, Grupo VI (teluro)

369. Si un átomo "X" pertenece al quinto periodo y al grupo VA de la tabla periódica entonces cuál es su número atómico y a que familia pertenece.



Solución
Del gráfico se observa que es un **no metal** (ns np) su configuración electrónica es hasta n=5 con solo 5 e^- (grupo) en este **último** nivel.

5$\bar{e}$ en su último nivel Grupo **V**

$_{Z}X: [_{36}Kr]\ 5\,s^{2}\ 4d^{10}\ 5\,p^{3}$

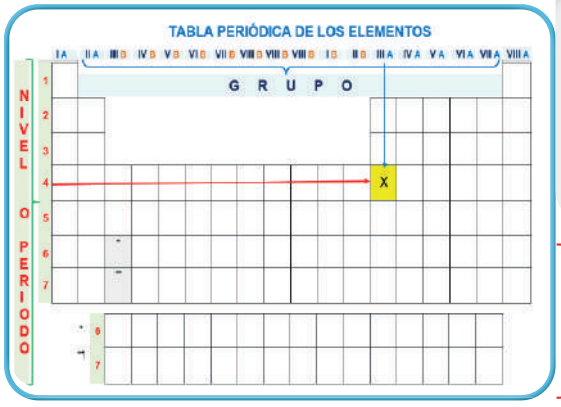
Nivel 5

En total se tiene 51 $\bar{e}$ para "X"

El átomo neutro "X" tiene 51 e^- es el mismo valor de su peso atómico.

Respuesta Z = 51 es el antimonio (Sb) de la familia de los nitrogenoides.

370. Si un átomo "X" pertenece al grupo IIIA y al cuarto periodo. ¿Cuántos electrones posee su átomo cuando se ioniza a catión trivalente?



Solución

Del gráfico se observa que es un **no metal** (**ns np**) su configuración electrónica es hasta n=4 con solo 3 e^- (grupo) en este **último** nivel.

$3\bar{e}$ en su último nivel Grupo **III**

$_{Z}X: [_{18}Ar]\, 4\,s^{2}\, 3d^{10}\, 4\,p^{1}$

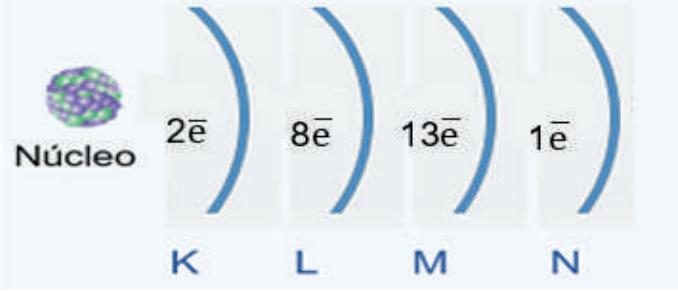
Nivel 4

En total se tiene 31 $\bar{e}$ para "X"

A los 31 e^- del átomo neutro "X" se debe restar tres electrones para tener su catión trivalente "X^{+3}"

Respuesta $X^{+3} = 28\ e^-$

371. El átomo que se muestra a continuación, corresponde al elemento "X" que se utiliza en la fabricación de acero para aumentar la resistencia a la corrosión.

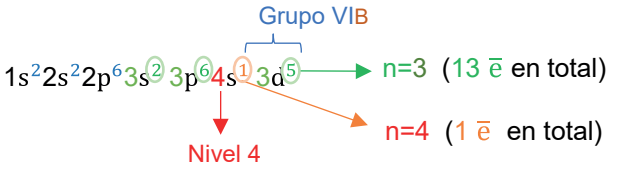


Dada las afirmaciones indique el correcto:

a) Pertenece al grupo VIA
b) Es metal de transición.
c) Pertenece al tercer periodo.
d) Es de la familia de los anfígenos.

Solución
Realizamos la configuración electrónica hasta el nivel N (n=4) con 1 electrón.





a) Pertenece al grupo VIA. (Falso). Pertenece al grupo VIB
b) Es metal de transición. (Correcto). Termina en ns(n-1) d.
c) Pertenece al tercer periodo. (Falso). Pertenece al periodo o nivel 4.
d) Es de la familia de los anfígenos. (Falso)

Respuesta b) Z= 24(cromo)

372. De los elementos con números atómicos 11,12,36,38 y 56 indique cuáles pertenecen al mismo grupo de la tabla periódica.

Solución
Realizamos la configuración electrónica de cada elemento, utilizando una tabla periódica.

$_{11}Na: [_{10}Ne]\ 3s^1$ → Grupo I

$_{12}Mg: [_{10}Ne]\ 3s^2$ → Grupo II

Grupo VIII

$_{36}Kr: [_{18}Ar]\ 4s^2 3d^{10} 4p^6$

$_{38}Sr: [_{36}Kr]\ 5s^2$ → Grupo II

$_{56}Ba: [_{54}Xe]\ 6s^2$ → Grupo II



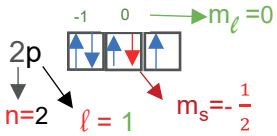
Respuesta Al mismo grupo II, pertenece el magnesio, estroncio y bario.

373. El último electrón del átomo "X" tiene por notación cuántica (2,1,0, -1/2). Indicar el grupo, periodo y el nombre del elemento que se trata.

Solución

Realizamos la configuración electrónica del elemento "X" hasta n=2

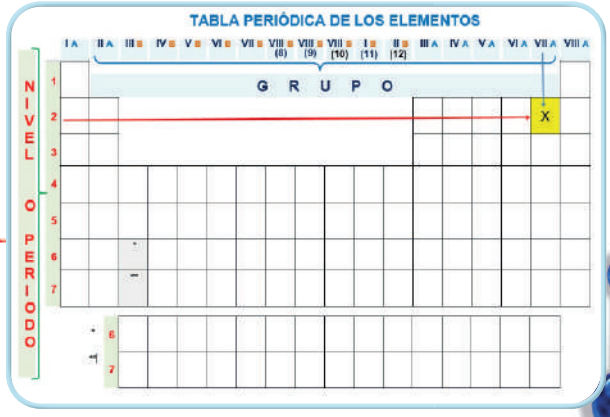
$\ell = 1$ (p) $m_{\ell} = 0$ $m_s = -1/2$



Grupo **VII**

$_{Z}X: 1s^2\ 2\ s^2\ 2p^5$

Nivel 2



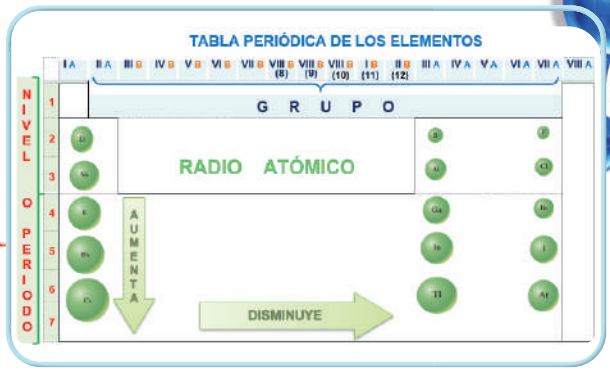
Respuesta Pertenece al grupo VIIA, periodo o nivel 2 y el elemento es el flúor.

374. Ordena los siguientes elementos en función de su radio atómico, de menor a mayor. Cloro, potasio, flúor y Cesio

Solución

Conforme avanzamos a la derecha de forma horizontal en la tabla el radio disminuye y aumenta de arriba hacia abajo.

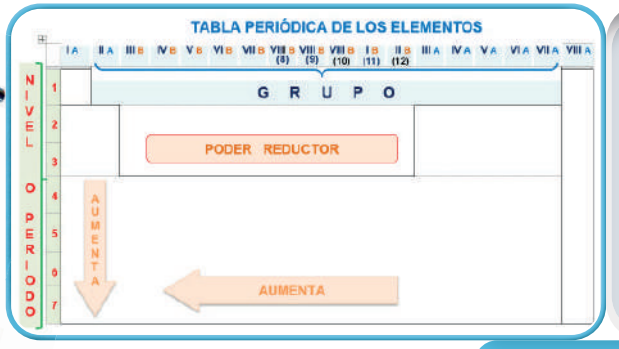
Debido a que aumenta la carga nuclear (p+), sí aumenta el número atómico, así aumente electrones, la carga nuclear atrae con más fuerza a los electrones más externos hacia el núcleo.



Respuesta En forma creciente su radio atómico:

F < Cl < K < Cs

375. Ordena los siguientes elementos de menor a mayor poder reductor: Li, Cr, Cl, Fe y Al

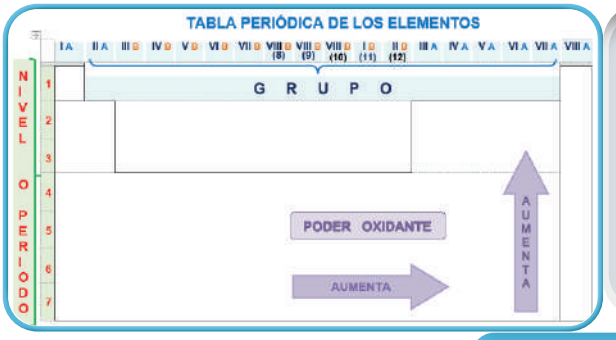


Solución

El poder reductor característica de los metales por que se oxidan más fácilmente (pierden e^-) y reducen al otro elemento.

Respuesta Ordenamos de menor a mayor: Cl < Al < Fe < Cr <Li

376. Ordena los siguientes elementos de menor a mayor poder oxidante: Li, Cr, Cl y F

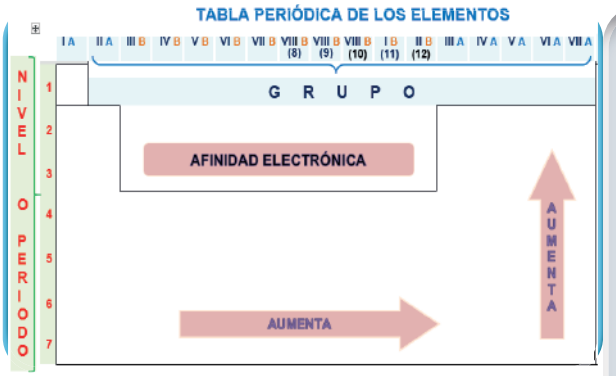


Solución

El poder oxidante característica de los no metales por que se reducen (ganan e^-) y oxidan al otro elemento.

Respuesta Ordenamos de menor a mayor: Li < Cr < Cl < F

377. Ordena los siguientes elementos de menor a mayor afinidad electrónica: F, Li y S



Solución

Los no metales tienden a ganar electrones para completar su capa electrónica, liberando energía.

$F_{(g)} + \bar{e} \quad F^{-1}_{(g)} + 328\ KJ/mol$

$Li_{(g)} + \bar{e} \quad Li^{+1}_{(g)} + 59\ KJ/mol$ — Tablas

$S_{(g)} + \bar{e} \quad S^{-1}_{(g)} + 200\ KJ/mol$

Respuesta Ordenamos de menor a mayor: Li < S < F

378. Dadas las proposiciones:

I. En un mismo grupo la electronegatividad varía inversamente con el número atómico.

II. Son metales alcalinos el magnesio y el calcio

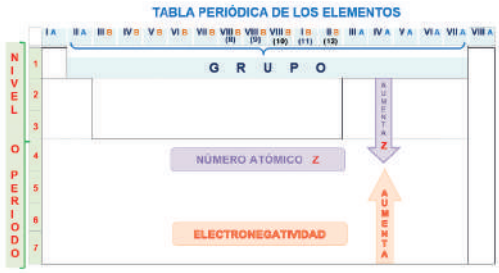
III. Respecto al potencial de ionización se puede decir: $_{14}Si < _{15}P < _{16}S$

IV. Para los volúmenes de las especies podemos afirmar: $P^{+5} > P^{-3} > P$

Indique las proposiciones verdaderas.

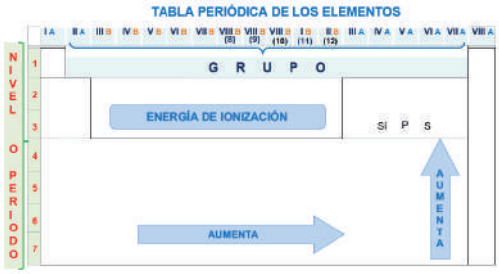
Solución

I. En un mismo grupo el número atómico aumenta de arriba hacia abajo, mientras la electronegatividad aumenta de abajo hacia arriba. VERDADERO



II. El Mg y Ca son metales alcalino térreos grupo II. FALSO

III. La energía que necesita para desalojar un electrón de su átomo gaseoso, aumenta de izquierda a derecha en mismo nivel. VERDADERO



IV. Los volúmenes son mayores cuánto más grande es el radio atómico o iónico. Radio Catión< Radio neutro< Radio anión $P^{+5} > P^{-3} > P$. FALSO.



Respuesta Las proposiciones verdaderas son **I** y **III**

379. Se tiene los elementos X, Y, Z y W cuyos números atómicos son 5, 9,16 y 17 respectivamente. ¿Qué elementos pertenecen al mismo grupo?

Solución



Grupo **III**

$_5X$: [$_2$He] 2 **s**^{2} 2p^1

Nivel 2

Grupo **VII**

$_9Y$: [$_2$He] 2 **s**^{2} 2p^5

Nivel 2

Grupo **VI**

$_{16}Z$: [$_{10}$Ne] 3 **s**^{2} 3p^4

Nivel 3

Grupo **VII**

$_{17}W$: [$_{10}$Ne] 3 **s**^{2} 3p^5

Nivel 3

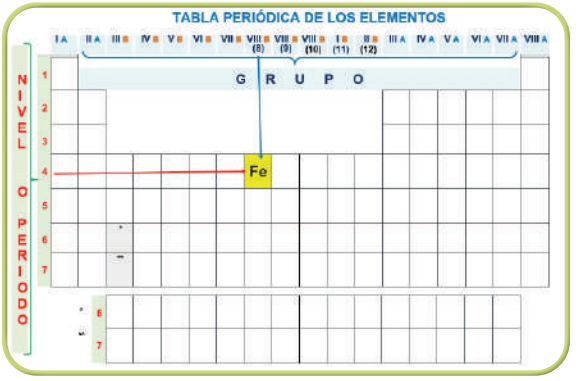
Respuesta Los elementos que pertenecen al mismo grupo son **Y** y **W** (Grupo VII)

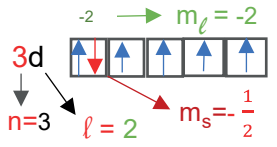
380. Uno de los elementos más abundantes en nuestro planeta es el **hierro** y fundamental para nuestra salud, ya que se encuentra en la estructura de muchas proteínas. Sí los números cuánticos de su último electrón son (3, 2, -2, -1/2). Determine el grupo, periodo y ubicación en la tabla periódica.

Solución

Realizamos la configuración electrónica del último electrón del "Fe" hasta n=3

$\ell = 2$ (d) $m_{\ell} = -2$ $m_s = -1/2$





Grupo **VIII**

$_Z$Fe: [$_{18}$Ar] 4 **s**^{2} 3d^6

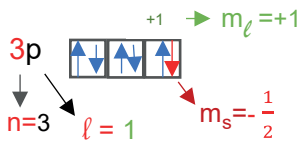
Nivel 4

Respuesta El **hierro** se encuentra en la tabla periódica n=4 y Grupo VIII B

381. La vitamina D promueve la salud ósea de la siguiente manera, ayuda a absorber el calcio Ca^{+2} que obtenemos de los alimentos. Junto con el calcio, ayuda a proteger a los adultos mayores de tener osteoporosis. Promueve el funcionamiento saludable de los músculos y el sistema inmunológico. Si el número cuántico del último electrón del ión Ca^{+2} es (3, 1, +1, -1/2). Determine el grupo, periodo y ubicación del calcio en la tabla periódica.

Solución

Realizamos la configuración electrónica del último electrón del "Ca+2" hasta n=3 $\ell = 1$ (p) $m_\ell = +1$ $m_s = -1/2$

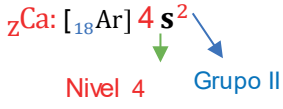


Entonces

Ca^{+2}: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$

Para el calcio neutro que está en la tabla se debe sumar 2 electrones:

Ca: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$



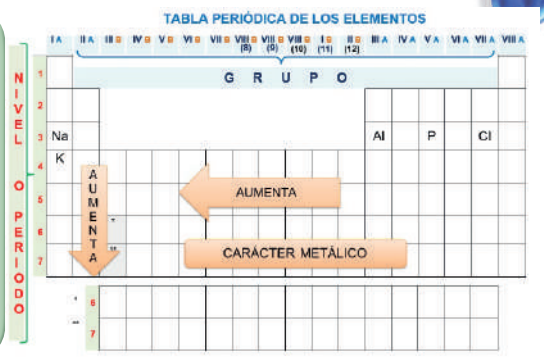


Respuesta El **calcio** se encuentra en la tabla periódica n=4 y Grupo II A

382. El elemento más metálico en el tercer periodo es:

a) K **b)** Al **c)** P **d)** Na **e)** Cl

El carácter metálico aumenta, en un mismo periodo de derecha a izquierda, tienden a perder más fácilmente los electrones. En el tercer periodo el sodio es de carácter más metálico que el aluminio. El potasio está en el cuarto periodo, no entra en comparación.



Respuesta El elemento más metálico en el tercer periodo es el Sodio **d)**

383. La especie $_{4x+3}^{39}E$ con $n^0 = 6x-4$ corresponde a un elemento:

a) Del 5° periodo **c)** Alcalino térreo
b) Grupo IIA **d)** Buen Reductor



Solución
Para responder debemos realizar la configuración electrónica, calculamos su número atómico que es igual al número de electrones.

Datos:

$A = 39$, $Z = 4x+3$

$n^0 = 6x-4$

Donde:

A= Peso atómico

Z= Número atómico

n^0= Neutrones

De la fórmula:

$Z = A - n^0$ (reemplazamos los datos)

$4X+3 = 39 - (6X-4)$ (despejamos X)

$4X+3 = 39 - 6X + 4$

$4X + 6X = 39 + 4 - 3$

$10X = 40$

$X = \frac{40}{10}$ entonces $X=4$

Reemplazamos "X" en el número atómico (Z).

Z= 19

$_{19}^{39}E : 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^1$ (Grupo I; n=4)

Respuesta d)

384. El elemento "X" es isoelectrónico con el ión $_{20}Ca^{+2}$ ¿A qué grupo y periodo pertenece "**X**" en la tabla periódica ¿A qué familia pertenece?

Solución
Isoelectrónicos **X** y $_{20}Ca^{+2}$ tienen la misma cantidad de electrones.
Calculamos los electrones del Ca^{+2} Z=20

Utilizamos la fórmula:

$\bar{e} = Z - carga$

$\bar{e} = 20 - 2$

$\bar{e} = 18$

Entonces:
X: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$ (Grupo VIIIA; n=3)



Respuesta Periodo 3, grupo VIIIA, pertenece a la familia de los gases nobles

385. Si los elementos $_9X$ y **Q** tienen propiedades químicas similares, determine el número atómico(Z) de **Q** si este pertenece al quinto periodo de la tabla periódica.

Solución
Para responder debemos realizar la configuración electrónica $_9X$ y determinar su grupo, que da mismas propiedades químicas a los elementos.

Grupo **VII**

$_9X$: $1s^2\ 2s^2\ 2p^5$

Nivel 2

Entonces:
Como X y **Q** tienen las **mismas propiedades** entonces **Q** es del grupo VII

Entonces:
La configuración electrónica de Q con la condición que sea grupo VII y llegue al quinto periodo:

Grupo **VII**

$_ZQ$: $[_{36}Kr]\ 5s^2\ 4d^{10}\ 5p^5$

Nivel 5

En total se tiene 53 $\bar{e}$ como Z= $\bar{e}$

Respuesta Z= 53

386. Si los iones A^{-3} y B^{+1} son especies isoelectrónicas y en total estos iones tienen 70 protones, indique el periodo y grupo al que pertenece el átomo **A**

Solución
Los iones son isoelectrónicos tienen la misma cantidad de electrones y el número atómico de **A** (Z_A) y número atómico de **B** (Z_B) suman 70 porque entre ambos suman 70 protones

De las fórmulas:

Para A^{-3}: $Z_A = \bar{e} - 3$ (1)

Para B^{+1}: $Z_B = \bar{e} + 1$ (2)

Como $Z_A + Z_B = 70$ (reemplazamos)

$\bar{e}-3 + \bar{e}+1 = 70$ (despejamos $\bar{e}$)

$2\bar{e} - 2 = 70$

$2\bar{e} = 70 + 2$

$\bar{e} = \frac{72}{2}$

$\bar{e} = 36$

Calculamos el número atómico de **A**:

De (1) $Z_A = \bar{e} - 3$

$Z_A = 36 - 3$

$Z_A = 33$

La configuración electrónica de **A**:

Grupo **V**

$_{33}A$: $[_{18}Ar]\ 4s^2\ 3d^{10}\ 4p^3$

Nivel 4

Respuesta El átomo **A** pertenece al periodo 4, grupo VA

387. Los átomos **X** y **Y** tienen propiedades químicas similares. El ión Y^{-2} es isoelectrónico con el Kriptón. Determine el número atómico (Z_x) del átomo **X** si este pertenece al tercer periodo.



Solución

En tablas buscamos al kriptón Z=36 entonces $e^- = 36$ que es isoelectrónico (misma cantidad de electrones) con Y^{-2}

Calculamos el número atómico de Y usando la fórmula

Para Y^{-2}: $Z_y = e^- - 2$

$Z_y = 36 - 2$

$Z_y = 34$

Grupo **VI**

$_{34}\mathbf{Y}$: $[_{18}Ar]\ 4\,s^2\,3d^{10}\ 4\,p^4$

Como **X** y **Y** tienen las mismas propiedades entonces **X** es del grupo VI y pertenece al tercer periodo.
La configuración eléctrica de **X**:

Grupo **VI**

$_{Zx}\mathbf{X}$: $1\,s^2\,2\,s^2\,2\,p^6\,3\,s^2\,3\,p^4$

Nivel 3

En total se tiene 16 e^- como $Z = e^-$

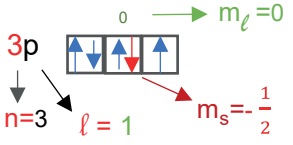
Respuesta $Z_x = 16$

388. El último electrón de un átomo **X** presenta los números cuánticos (3,1,0,-1/2). Determine el periodo y el grupo en la tabla periódica del elemento correspondiente.

Solución

Realizamos la configuración electrónica del último electrón del "X" hasta n=3

$\ell = 1$ (p) m_ℓ o $m_s = -1/2$

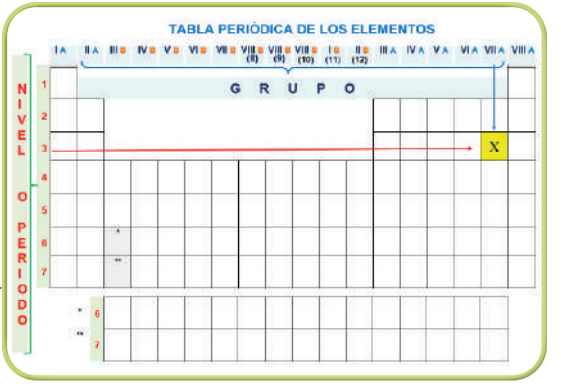


La configuración electrónica:

Grupo **VII**

$_{Z}X$: $1\mathbf{s}^2\,2\,\mathbf{s}^2\,2\,p^6\,3\,\mathbf{s}^2\,3\,p^5$

n=3



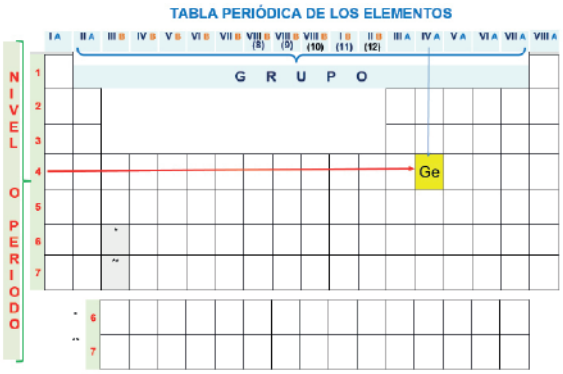
Respuesta El átomo **X** pertenece al periodo 3, grupo VIIA, es el Cloro.

389. El **germanio** (Z=32) es un semimetal que pertenece a la familia del carbono. Es un material importante en la electrónica, ya que se utiliza en la fabricación de transistores y de amplificadores de guitarras eléctricas. Determine en qué periodo y grupo se encuentra.

Solución

Realizamos la configuración electrónica.

Z= 32 sus e^- = 32



Grupo **IV**

$_{32}Ge:[_{18}Ar]\ 4s^2\ 3d^{10}4p^2$

Nivel 4

Respuesta
El **germanio** es un **Semimetal** que pertenece, Grupo IVA, nivel 4

390. El flúor es un mineral natural presente en la corteza terrestre, en alimentos y en depósitos de agua. Se añade al agua potable para ayudar a reducir las caries. ¿Cuál de los siguientes procesos corresponde a la primera ionización del flúor (Z = 9)?

a) $.1s^22s^22p^5 + 1\ \bar{e} \longrightarrow 1\ s^2\ s^2\ 2p^6$

b) $.1s^22s^22p^5 \longrightarrow 1\ s^2\ s^1\ 2p^5 + 1\ \bar{e}$

c) $.1s^22s^22p^6 \longrightarrow 1\ s^2\ s^2\ 2p^5 + 1\ \bar{e}$

d) $.1s^22s^22p^5 \longrightarrow 1\ s^2\ s^2\ 2p^4 + 1\ \bar{e}$

Solución

La primera energía de ionización se define como la mínima energía que absorbe un átomo gaseoso para arrancar un electrón del último nivel del orbital más energético.

$_9F_{(g)} + EI \longrightarrow {}_9F^{+1} + 1\ \bar{e}$ entonces $1s^22s^22p^5 \longrightarrow 1\ s^2\ s^2\ 2p^4 + 1\ \bar{e}$

Respuesta d)

391. Sobre la afinidad electrónica. Indique las correctas:



I. Entre más negativa sea su magnitud menor será la tendencia del átomo de aceptar un electrón.
II. Indica la atracción de un átomo por sus propios electrones externos.
III. Es una medida de la tendencia relativa de un átomo a aceptar electrones.

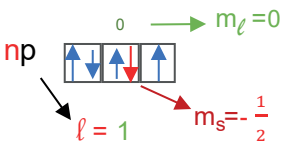
Solución
La afinidad electrónica es una medida del cambio energético cuando un átomo en estado gaseoso gana un electrón para convertirse en un anión (-). Cuanto más negativa sea la afinidad electrónica, el átomo tendrá mayor tendencia a ganar electrones, y, por tanto, el anión será más estable.

I. Incorrecto. El signo negativo indica que libera energía cuando acepta al electrón.
II. Incorrecto. La atracción de sus propios electrones no tiene relación con la afinidad electrónica.
III. Correcto. Acepta un electrón para convertirse en anión, esa medida produce un cambio energético.

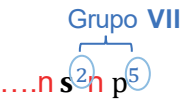
Respuesta correcto (III)

392. ¿A qué familia pertenece el elemento, cuyo átomo posee como último electrón la notación (n,1, 0, -1/2).

Solución
Realizamos la configuración electrónica del último electrón hasta $n=n$ $\ell = 1$ (p) $m_{\ell}=0$ $m_s=-1/2$



La configuración electrónica:



Respuesta Grupo VII, familia de los Halógenos.

393. El átomo de un elemento **X** posee 17 electrones en orbitales cuya energía relativa es 6 ¿Cuál es su ubicación en la tabla periódica?

Solución

Realizamos la configuración electrónica hasta orbitales que tengan energía de 6:

$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6\ 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^2 4f^{14} 5d^{10} 6p^6 7s^2 5f^{14} 6d^{10} 7p^6$

SUB NIVEL	n	ℓ	ER= n + ℓ
5s	5	0	5
4d	4	2	6
5p	5	1	6
6s	6	0	6
4f	4	3	7

Estos orbitales tienen energía de 6, en estos, se deben sumar e^- = 17

Grupo I

$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6\ 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^1$

n=6

Respuesta Grupo IA, periodo 6

394. El átomo **X** tiene 21 neutrones y el átomo del elemento **Y** 136 neutrones. Calcular la suma de sus pesos atómicos (A), utilizando la figura de la tabla periódica.



Solución de la figura

X: n= 4, grupo IIA y $n^0 = 21$
Su configuración termina $4s^2$
Y: n= 6, grupo VIIIA y $n^0 = 136$
Su configuración termina $6s^2\ 6p^6$

Para **X** su configuración:

$_{Zx}\mathbf{X}: 1\mathbf{s}^2 2\mathbf{s}^2 2\mathbf{p}^6 3\mathbf{s}^2 3\mathbf{p}^6 4\mathbf{s}^2$ Zx =20

Para peso atómico usamos las fórmulas:
Para X: Ax = Zx + n^0(reemplazamos)
Ax = 20 + 21
Ax = 41

Para **Y** su configuración:

$_{Zy}\mathbf{Y}: [_{54}Xe]\ 6s^2 4f^{14} 5d^{10} 6p^6$ Zy =86

Para Y: Ay = Zy + n^0 (reemplazamos)
Ay = 86 + 136
Ay = 222
Sumamos Ax + Ay
41 + 222 = 263

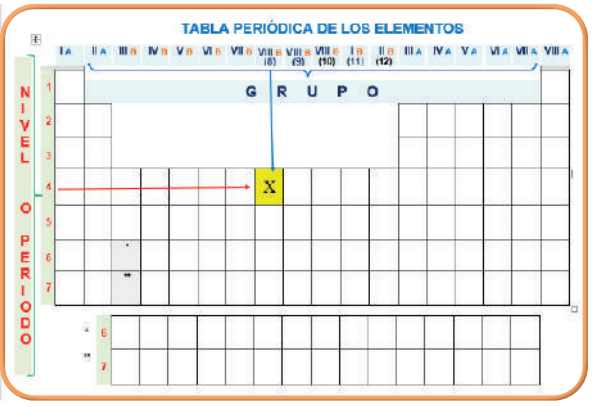
Respuesta Ax + Ay = 263

395. Señale la ubicación de un elemento en la tabla periódica que tiene un peso atómico igual a 56 y cuyo número de nucleones neutros es 30.



Solución

Realizamos la configuración electrónica.
Peso atómico A= 56
Los nucleones neutros son los neutrones $n^0 = 30$



Calculamos el número atómico (Z) con la fórmula:

$Z = A - n^0$

$Z = 56 - 30$

$Z = 26$

Grupo **VIII**

$X: [_{18}Ar]\, 4\, s^2\, 3d^6$

Nivel 4

Respuesta El elemento es un **metal de transición** que pertenece, Grupo VIIIB, nivel 4

396. Cierto átomo tiene 45 neutrones y el número de masa excede en 10 unidades al doble de su número atómico. Encuentre el grupo y periodo del átomo.

Solución

Realizamos la configuración electrónica.
Número de masa (A)
Número atómico (Z)
$n^0 = 45$

Realizamos la expresión algebraica del enunciado:

(1) A =2Z+10 (del enunciado)
(2) A= Z + n^0 (de fórmula)

Reemplazamos la ecuación (2) en (1)

$Z + n^0 = 2Z + 10$ (despejamos Z)

$Z - 2Z = 10 - n^0$

$-Z = 10 - 45$

$-Z = -35$

$Z = 35$

Realizamos la configuración electrónica:

Grupo **VII**

$X: [_{18}Ar]\, 4\, s^2\, 3d^{10} 4p^5$

Nivel 4

Respuesta El elemento es un No **metal** que pertenece, al Grupo VIIA, nivel 4

397. Indique verdadero (V) o falso (F) según corresponda:
- **I.** La Tabla Periódica actual está constituida únicamente por columnas.
- **II.** Los elementos representativos pertenecen a los grupos A.
- **III.** Todos los elementos del grupo IA, se consideran alcalinos.

a) VVF **b)** FFV **c)** FVF **d)** VVF **e)** VVF

Respuesta .....

398. Respecto a la descripción de la tabla periódica actual, indique verdadero (V) o falso(F) las proposiciones siguientes:
- **I.** La tabla periódica actual consta de16 columnas según la IUPAC.
- **II.** Los elementos de un mismo período tienen la misma cantidad de niveles de energía.
- **III.** Los elementos de un mismo grupo solo tienen propiedades físicas similares.

a) VVV **b)** FVF **c)** FFF **d)** FVV **e)** VFF

Respuesta .....

399. Tomando en cuenta las propiedades físicas y químicas de los elementos, indique verdadero (V) o falso (F) en las proposiciones siguientes:
- **I.** Los metales son buenos conductores del calor y de la electricidad, pero poco abundantes en la tabla periódica.
- **II.** Todos los elementos no metálicos, no conducen la electricidad.
- **III.** Los semimetales tienen propiedades químicas intermedias de metales y no metales.

a) VVV **b)** FVF **c)** FFV **d)** VFF **e)** VVF

Respuesta .....

400. Relacione a cada elemento con su respectiva propiedad:
- **a.** Sodio ( ) conductor eléctrico
- **b.** Mercurio ( ) metal líquido
- **c.** Bromo ( ) metal blando
- **d.** Carbono ( ) no metal líquido

a) bcda **b)** abcd **c)** acbd **d)** dbca **e)** dbac

Respuesta .....



401. Respecto a la tabla periódica moderna determine la alternativa incorrecta

a) El bloque **p** están los no metales y semimetales.
b) Los elementos del bloque **d** y **f** son los únicos elementos de la tabla que se clasifican como metales.
c) Todos los elementos del bloque **d** se les denomina, metales de transición.
d) En el grupo 17 según la IUPAC, pueden hallarse elementos en los 3 estados de agregación a condiciones ambientales.
e) Al bloque **f** se le denomina como elementos de transición interna

Respuesta .....

402. Dadas las siguientes proposiciones para los elementos Na (Z=11), Mg (Z=12) y Cl (Z=17) Indique las correctas:

I. El radio atómico del **Na** es mayor que el del **Mg**.
II. El Na^{+1} y Mg^{+1} son especies isoelectrónicas.
III. La energía de ionización del Na es menor que la del Cl.

a) I **b)** II **c)** III **d)** I y III **e)** II y III

Respuesta .....

403. En relación a las propiedades periódicas, ¿cuál proposición es correcta?

a) En un grupo al aumentar el número atómico disminuye el radio atómico
b) En un periodo al aumentar la electronegatividad disminuye la energía de ionización
c) En los halógenos el flúor tiene mayor electronegatividad y menor radio atómico
d) En los metales alcalinos el litio tiene menor afinidad electrónica
e) Los gases nobles forman compuesto químicos.

Respuesta .....

404. Se tienen 3 elementos químicos X, E y W cuyos números atómicos son 20; 26 y 35, respectivamente. Determine las proposiciones correctas:

I. El radio atómico de E es mayor que de W.
II. El volumen atómico de X es menor que de W.
III. Respecto al tamaño atómico, X> E >W

a) I, II y III **b)** I y III **c)** II y III **d)** solo III **e)** solo II

Respuesta .....

405. Usando la difracción de los rayos X se ha determinado que la distancia internuclear entre dos átomos de bromo enlazados es 228 [pm]. Calcule el radio atómico del bromo en picómetros.

a) 99 **b)** 72 **c)** 114 **d)** 133 **e)** 142

Respuesta .....

406. Se tiene las configuraciones de los siguientes elementos:

$^{z}X:[_{18}Ar]\ 4s^2 3d^{10} 4p^2$ $^{z}Y: 1s^2 2s^2 2p^2$ $^{z}T:[_{18}Ar]\ 4s^2 3d^{10} 4p^5$

A partir de esta información, determine las proposiciones incorrectas:

I. La afinidad electrónica de **T** es mayor que la de **X**.
II. Y es más electronegativo que **X**.
III. La energía de ionización de **X** es mayor que la de **Y**.

a) I y II **b)** II y III **c)** I, II y III **d)** solo I **e)** solo III

Respuesta .....

407. ¿Qué relación hay entre el radio de los elementos X, R y T? Número atómico: R= 8, T = 15, X =19

a) X < T =R **b)** X < T < R **c)** R < T < X **d)** T < X < R **e)** T < R < X

Respuesta .....

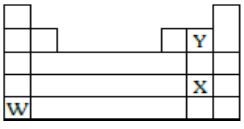
408. Determine el elemento de menor energía de ionización y el de mayor afinidad electrónica, respectivamente, en los siguientes casos:
$_{19}K$, $_{17}Cl$, $_{11}Na$ y $_{9}F$

a) K, Cl **b)** Cl, Na **c)** K, F **d)** Cl, F **e)** K, Na

Respuesta .....

409. Indique el elemento químico cuyo átomo posee mayor radio atómico y el elemento químico de mayor energía de ionización.

a) W, Y **b)** X, W **c)** Y, W **d)** Y, X



Respuesta .....

410. Un átomo tiene 30 neutrones y su número de masa es 55. ¿Cuál es su número atómico y a qué grupo y periodo pertenece?

a) Grupo VII A, Periodo 4
b) Grupo VII B, Periodo 4
c) Grupo VA, Periodo 4
d) Grupo VI B, Periodo 4

Respuesta .....



411. Un átomo tiene 20 neutrones y su número de masa es 39. ¿Cuál es su número atómico y a qué grupo y periodo pertenece?

a) Grupo I A, Periodo 4
b) Grupo I B, Periodo 4
c) Grupo VIA, Periodo 4A
d) Grupo VI B, Periodo 4

Respuesta .....

412. Un átomo tiene 34 neutrones y su número de masa es 65. ¿Cuál es su número atómico y a qué grupo y periodo pertenece?

a) Nivel 3, Grupo IIIB
b) Nivel 4, Grupo IIIA
c) Nivel 4, Grupo IIIA
d) Periodo 4, Grupo IA

Respuesta .....

413. Determine la suma de los números cuánticos del último electrón en la configuración electrónica de un elemento del grupo VI del periodo 6.

a) 10/2
b) 11/2
c) 13/2
d) 3/2

Respuesta .....

414. El elemento "X" es isoelectrónico con el ión $_{20}Ca^{+2}$. ¿A qué grupo y periodo pertenece "X" en la tabla periódica? ¿A qué familia pertenece?

a) Grupo IIA, periodo 3, alcalino
b) Grupo I, nivel 4, boroide
c) Periodo 3, nivel 3, halógeno
d) Grupo VIIIA, nivel 3, gas noble

Respuesta .....

ENLACES QUÍMICOS: ESTRUCTURA DE LEWIS, REGLA DEL OCTETO, ENLACE IÓNICO, COVALENTE, COORDINADO Y METÁLICO

¡El fascinante mundo de los enlaces químicos!

Imagina un mundo diminuto donde los átomos, como minúsculos bloques de construcción, se unen para formar estructuras asombrosas. Para lograr estas hazañas, emplean diversas técnicas de "construcción" conocidas como enlaces químicos.

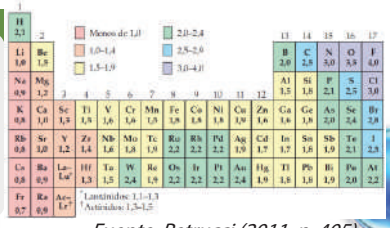
- **Estructura de Lewis: El plano de los átomos**

La estructura de Lewis muestra la distribución de los electrones de valencia (los que forman enlaces) alrededor de la última capa de cada átomo en una molécula. Se representan como puntos o cruces alrededor del símbolo del elemento.



Fuente: Whitten y Stanley (2014, p. 251)

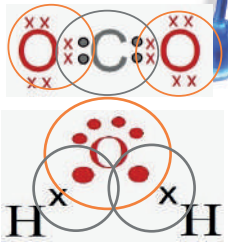
Electronegatividad: Es una propiedad química que mide la capacidad de un átomo para atraer hacia sí los electrones compartidos en un enlace químico.



Fuente: Petrucci (2011, p. 405)

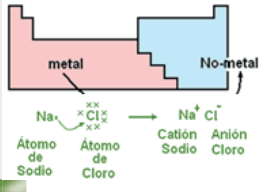
- **Regla del octeto: La búsqueda de la estabilidad.**

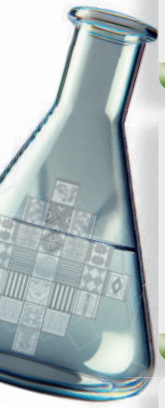
La mayoría de los átomos buscan completar su capa de valencia con ocho electrones (el octeto). El hidrógeno, por su parte, busca completar su capa de valencia con dos electrones.



- **Enlace iónico: Un intercambio electrizante**

En el enlace iónico, un átomo pierde electrones para convertirse en un catión (con carga positiva), mientras que otro gana electrones y se convierte en un anión (con carga negativa). La atracción entre estas cargas opuestas los une.





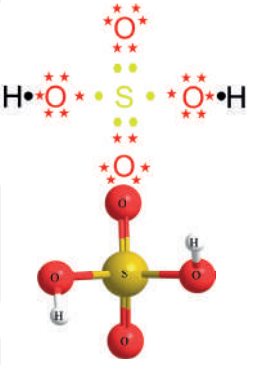
- **Enlace covalente: Compartiendo para unir**

En el enlace covalente, dos átomos comparten uno o más pares de electrones para alcanzar el octeto. Los electrones compartidos se ubican entre los núcleos atómicos, formando una fuerte atracción.



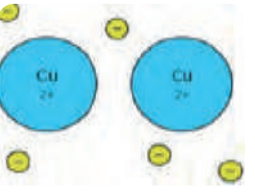
- **Enlace coordinado (dativo): Un regalo de electrones**

En el enlace coordinado, un átomo (donante) le regala un par de electrones a otro átomo (aceptor). El átomo donante no completa su octeto, pero sí satisface su estabilidad.



- **Enlace metálico:**

En el enlace metálico, los átomos se desprenden de sus electrones externos, que quedan libres como un "mar de electrones" alrededor de los cationes metálicos. La atracción entre estos iones positivos y el mar de electrones los mantiene unidos.



- **¡Guía exprés para escribir fórmulas de Lewis!**

- **Elige un esqueleto:** Construye la estructura básica de la molécula, procurando simetría si es factible.
- **Cuenta los electrones:** Es fundamental incluir todos los electrones de valencia de los átomos involucrados.
- **Llena los enlaces:** Para alcanzar el octeto estable, coloca pares de electrones compartidos entre los átomos. Utiliza enlaces dobles o triples si es necesario. Cabe destacar que los átomos de carbono (C), nitrógeno (N), oxígeno (O), fósforo (P) y azufre (S) tienen mayor propensión a formar enlaces covalentes múltiples.
- **Agrega pares solitarios:** Ubica los electrones restantes como pares no compartidos en los átomos de los grupos A (excepto H).
- **Verifica:** Verifica que la suma total de electrones coincida con el conteo de electrones esperado.

Dato Importante



- Los enlaces químicos son la clave para entender la formación de moléculas, compuestos e incluso materiales.
- Cada tipo de enlace tiene sus características y propiedades únicas.
- La estructura de Lewis nos ayuda a visualizar la distribución de electrones y predecir la formación de enlaces.

415. Las estructuras de Lewis son diagramas que muestran los electrones de valencia y los enlaces en una molécula. Dibuja las estructuras de Lewis para el agua, H_2O, el dióxido de carbono CO_2 y el amoníaco NH_3

Ruta de solución

- Contar los electrones de valencia para cada átomo.
- Dibujar la estructura base con el átomo central y unir los átomos con enlaces simples.
- Completar los octetos de los átomos externos.
- Colocar los electrones restantes en el átomo central.

Datos

- H_2O:

$2 \cdot 1\,(H) + 6\,(O) = 8$ electrones de valencia.

- CO_2:

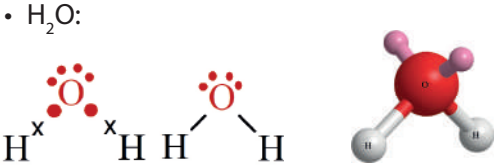
$4\,(C) + 2 * 6(O) = 16$ electrones de valencia.

- NH_3:

$5(N) + 3 * 1(H) = 8$ electrones de valencia.

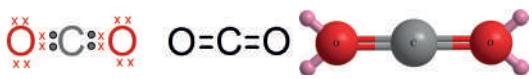
Solución

- H_2O:

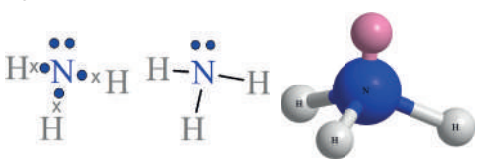


(2 pares de electrones no enlazantes en O)

- CO_2:



- NH_3:



(1 par de electrones no enlazantes en N)

Saber más...





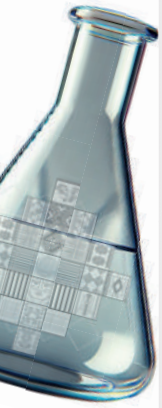
La molécula de agua (H_2O), con su forma angular y un par de electrones no compartidos en el oxígeno, posee propiedades únicas: alta tensión superficial, alto punto de ebullición y polaridad. Estas características la convierten en un solvente excepcional y la base de la vida en la Tierra.

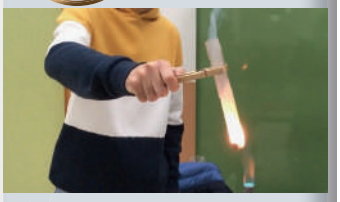
Explore:

La estructura de Lewis es una herramienta esencial en química para visualizar cómo se distribuyen los electrones en una molécula. Esta representación simplificada permite predecir tanto la geometría como la reactividad de la molécula al mostrar las posibles interacciones entre átomos y pares de electrones. Entender estas interacciones es crucial para anticipar cómo se comportará la molécula en reacciones químicas y cómo se organizarán espacialmente los átomos dentro de la molécula *(Silberberg, 2017; Brown et al., 2018).*



Saber más...





Fuente:experimentos-ciencia1bto.blogspot.com/

El clorato de potasio clorato $KClO_3$ es un compuesto común en fuegos artificiales y cerillas también se usa para purificar agua y... ¡hasta para tratar la tiroides! Un agente oxidante con usos sorprendentes.



Fuente: www.vozviva.es



Fuente: www.vozviva.es

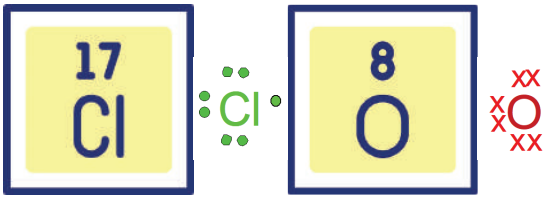
Identificar el átomo central es clave para construir correctamente la estructura de Lewis, especialmente en aniones complejos.

416. En las moléculas poliatómicas, un átomo suele actuar como el "centro" alrededor del cual los otros átomos se organizan. Identifica este átomo central y dibuja la estructura de Lewis para el ion clorato (ClO_3^-).

Ruta de solución

- Contar los electrones de valencia incluyendo la carga negativa.
- Colocar el átomo de cloro como átomo central.
- Dibujar enlaces simples entre Cl y O.
- Completar los octetos de los átomos de oxígeno.
- Ajustar los electrones en el átomo de cloro.

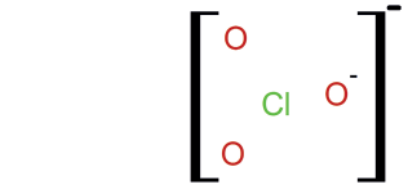
Datos

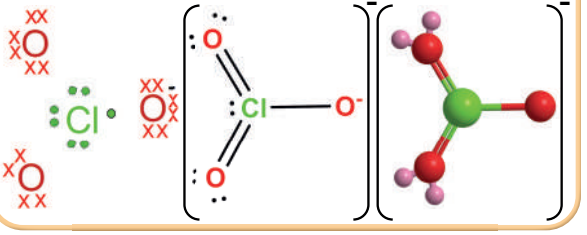


Cl: 7 (Cl) + 3 × 6 (O) + 1 (carga negativa) = 26 electrones de valencia.

Solución

El esqueleto es:





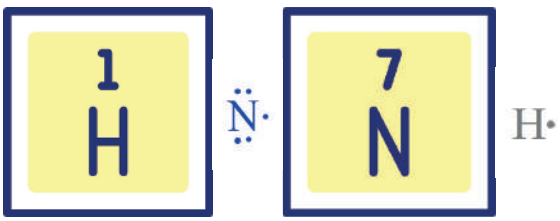
Respuesta A La estructura de Lewis de (ClO_3^-) muestra que cumple con la regla del octeto en todos los átomos.

417. Los iones poliatómicos son especies cargadas que consisten en dos o más átomos. Dibuja la estructura de Lewis para el ion amonio NH_4^+.

Ruta de solución

- Contar los electrones de valencia del nitrógeno y del hidrógeno, ajustando por la carga positiva.
- Dibujar el nitrógeno en el centro con cuatro enlaces simples hacia los hidrógenos.

Datos

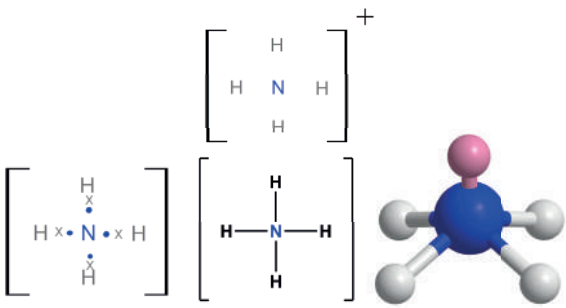


NH_4^+: $5(N) + 4 \cdot 1(H) - 1(\text{carga positiva})$

e^-valencia $= 8$ electrones de valencia

Solución:

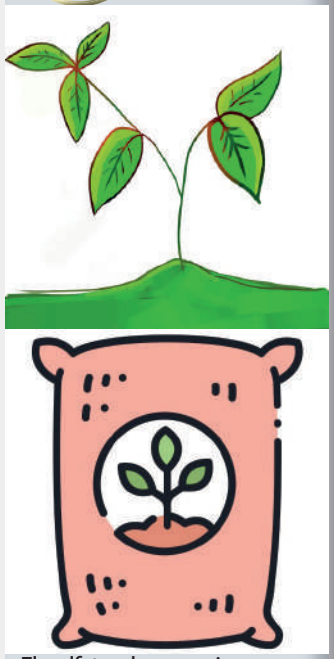
El esqueleto es:



(sin pares de electrones no enlazantes en N)

En el NH_4^+, el átomo de nitrógeno (N) comparte un electrón con cada uno de los átomos de hidrógeno (H), formando un total de cuatro enlaces covalentes. A pesar de que el átomo de N tiene 5 electrones de valencia y cada H tiene 1, el ion NH_4^+ solo tiene 8 electrones en total. Esto se debe a que el ion ha perdido un electrón, lo que le da una carga positiva.

Saber más...

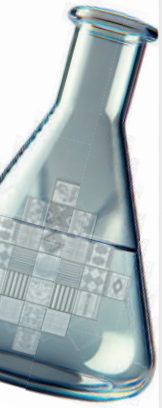


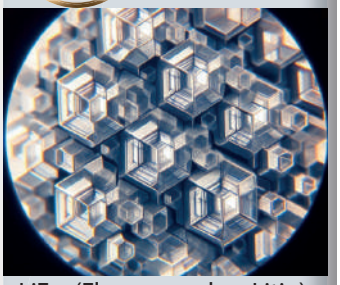
El sulfato de amonio es una fuente con gran cantidad de azufre como sulfato y nitrógeno es ideal para cultivos de trigo y maíz, los nutrientes son rápidamente absorbidos por la planta.

Explore:

Al estudiar iones, es crucial considerar cómo la carga del ion afecta la distribución de sus electrones de valencia. La carga influye directamente en la configuración electrónica, modificando la atracción entre los electrones y el núcleo, lo que afecta las propiedades químicas del ion *(Brown et al., 2018; Petrucci et al., 2017).*

Saber más...





LiF (Fluoruro de Litio): Bolivia es uno de los principales actores en la producción de litio, un componente clave del LiF.



$MgCl_2$ (Cloruro de magnesio): Este compuesto se utiliza ampliamente en diversas industrias. En la producción de cemento actúa como agente antiaglomerante, en la purificación de agua, y en la fabricación de textiles. Además, es un componente esencial en la producción de poliolefinas.

Explore:

Los compuestos iónicos se forman mediante la transferencia completa de electrones, resultando en la formación de cationes y aniones.

418. Los diagramas de puntos de Lewis son una forma de representar las configuraciones electrónicas de los átomos y la formación de enlaces en compuestos. Dibuja los diagramas de puntos de Lewis para el fluoruro de litio (LiF) y el cloruro de magnesio ($MgCl_2$).

Ruta de solución

- Contar los electrones de valencia para cada átomo.
- Dibujar los átomos involucrados y transferir electrones para formar enlaces iónicos.

Datos

LiF: 1 (**Li**) + 7 (**F**)

e^-**valencia = 8 electrones de valencia.**

$MgCl_2$: 2 (Mg) + 2 · 7(Cl)

e^-valencia = 16 electrones de valencia.

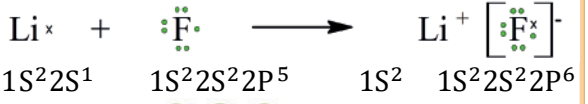
Solución

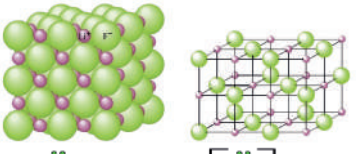
LiF:

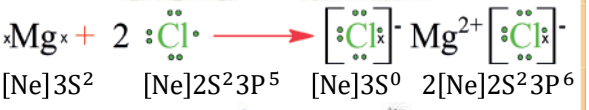
Li^+ F^- (F con 8 electrones en su capa de valencia)

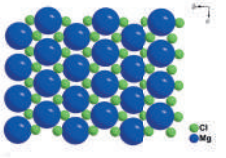
$MgCl_2$:

Mg^{2+}:2 · **Cl^-**(cada Cl con 8 electrones en su capa de valencia)









En su estructura tridimensional, LiF y $MgCl_2$ forman estructuras cristalinas.

419. Los enlaces iónicos se forman entre átomos con grandes diferencias en su electronegatividad. Describe cómo se forma el enlace iónico en el cloruro de sodio (NaCl) y el óxido de calcio (CaO).

Ruta de solución

- Identificar los elementos y sus configuraciones electrónicas.
- Describir la transferencia de electrones.
- Explicar la formación de los iones y la atracción electrostática resultante.

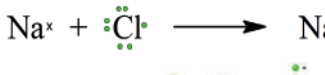
Datos

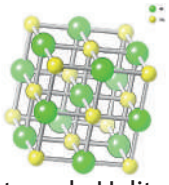
Na: (1 electrón de valencia)
Cl: (7 electrones de valencia).
Ca: (2 electrones de valencia)
O: (6 electrones de valencia).

Solución

NaCl:

Na, pierde un electrón para formar Na^+
Cl, gana un electrón para formar Cl^-
Se forma NaCl mediante atracción electrostática.

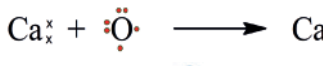


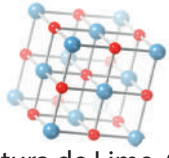


Estructura de Halite-NaCl

CaO:

Ca, pierde dos electrones para formar Ca^{2+}.
O, gana dos electrones para formar O_2^-.
Se forma CaO mediante atracción electrostática.





Estructura de Lime, CaO

Saber más...



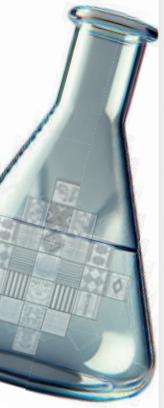
El cloruro de sodio (NaCl) es un ingrediente común en la cocina, pero también se utiliza en la fabricación de productos químicos y en la industria alimentaria como conservante. El óxido de calcio (CaO) se emplea en la fabricación de cemento, como agente secante y en la producción de vidrio.

Explore:

En el enlace iónico, los electrones son transferidos de un átomo a otro, formando iones con cargas opuestas que se atraen entre sí.

Respuesta: En NaCl y CaO, los iones no metálicos formados cumplen con la regla del octeto debido a la configuración electrónica estable alcanzada mediante la transferencia de electrones.

Saber más...





El ion sulfato es ampliamente utilizado en diversas industrias debido a sus propiedades versátiles. En la industria química, es un componente clave en la fabricación de fertilizantes, donde su capacidad para suministrar azufre es esencial para el crecimiento de las plantas. Además, el sulfato se encuentra en productos alimenticios y cosméticos, actuando como un conservante que ayuda a prolongar la vida útil de estos productos al prevenir el crecimiento de microorganismos y mantener la estabilidad de los ingredientes *(Patel, 2023;* Safe Cosmetics, 2023).

Explore:

Su estructura tetraédrica le permite formar enlaces con una gran variedad de átomos y moléculas, lo que lo convierte en un elemento versátil en la química.

420. El ion sulfato SO_4^{-2} es un ion poliatómico común. Determina su estructura de Lewis, teniendo en cuenta la carga negativa.

Ruta de solución

- Contar los electrones de valencia de todos los átomos, incluyendo la carga del ion.
- Colocar el átomo de azufre como átomo central y dibujar enlaces simples con los oxígenos.
- Completar los octetos de los átomos de oxígeno.
- Distribuir los electrones restantes en el átomo central.

Datos

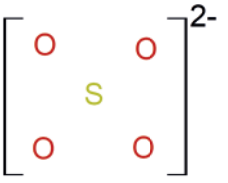


Las configuraciones electrónicas de las capas externas para el oxígeno y el azufre son: $2s^2 2p^4$ y $3s^2 3p^4$, respectivamente, de modo que hay:

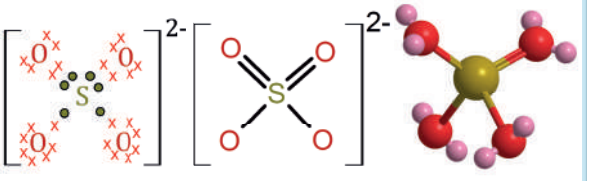
$$SO_4^{2-}: 6\,(S) + 4 \cdot 6\,(O) + 2\,(\text{carga negativa}) = 32 \text{ electrones de valencia}$$

Solución

La estructura básica es:



Luego se dibujan los electrones en forma de enlace covalente.



(cada oxígeno cuenta con **8** electrones en su capa de valencia)

421. Algunas moléculas pueden tener estructuras de resonancia, donde los enlaces pueden "moverse" para crear diferentes formas resonantes. Dibuja todas las estructuras de resonancia posibles para el ion nitrato NO_3^-.

Ruta de solución

- Contar los electrones de valencia de todos los átomos, incluyendo la carga del ion.
- Dibujar una estructura de Lewis.
- Dibujar las estructuras de resonancia moviendo los enlaces dobles.

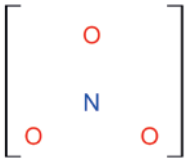
Datos



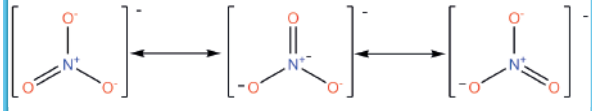
NO_3^-: 5 (N) + 3 · 6 (O) + 1(carga negativa) = 24 electrones de valencia.

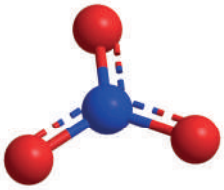
Solución

La estructura básica es:



Luego se dibujan los electrones en forma de enlace covalente.





La estructura presenta resonancia

Saber más...

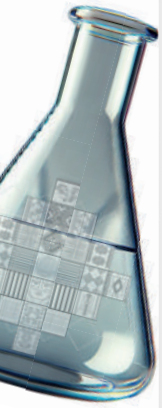


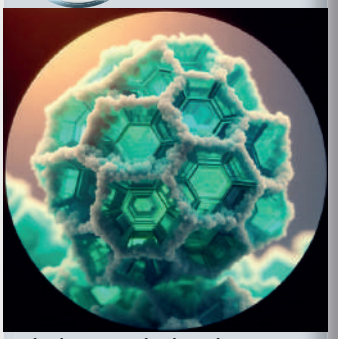
El ion nitrato es crucial en los fertilizantes porque suministra nitrógeno necesario para las plantas. Sin embargo, su uso excesivo puede filtrarse en cuerpos de agua, causando contaminación que daña la vida acuática y pone en riesgo la calidad del agua potable *(Camargo & Alonso, 2006; Smith et al., 1999).*

Explore:

Las estructuras de resonancia son diferentes formas de mostrar cómo los electrones pueden distribuirse en una molécula. Estas representaciones ayudan a entender por qué una molécula es más estable o cómo reaccionará en diferentes situaciones. En realidad, la molécula no "salta" entre estas estructuras; más bien, su verdadera forma es un híbrido de todas ellas, lo que le da mayor estabilidad y menor reactividad *(Chemistry LibreTexts, 2023; OrgoSolver, 2023).*

Saber más...





El cloruro de berilio es un compuesto químico que se emplea con frecuencia en la industria para obtener berilio metálico mediante electrólisis. Este metal, a su vez, tiene aplicaciones en diversos sectores, como el aeroespacial, el automotriz y el electrónico.

Explore:

La regla del octeto es una guía útil para entender la estabilidad de las moléculas, aunque hay excepciones como el BeCl2 que no cumplen con esta regla.

422. La regla del octeto establece que los átomos tienden a formar enlaces para alcanzar una configuración electrónica estable con ocho electrones de valencia. Verifica si las moléculas dadas cumplen con esta regla CH_4, H_2O, $BeCl_2$.

Ruta de solución

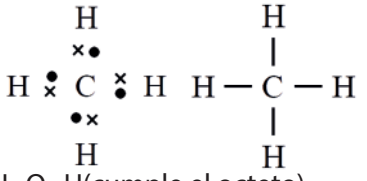
- Dibujar la estructura de Lewis para cada molécula.
- Contar los electrones alrededor de cada átomo y verificar si cumplen con la regla del octeto.

Datos

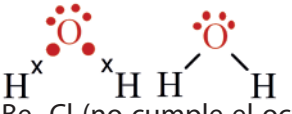
CH_4 : $4(C) + 4 \times 1(H) = 8$ electrones de valencia.
H_2O : $6(O) + 2 \times 1(H) = 8$ electrones de valencia.
$BeCl_2$: $2(Be) + 2 \times 7(Cl) = 16$ electrones de valencia.

Solución

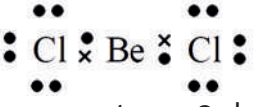
- CH_4 : H–C–H(cumple el octeto)



- H_2O: H–O–H(cumple el octeto)



- $BeCl_2$: Cl–Be–Cl (no cumple el octeto, solo tiene 4 electrones alrededor de Be)



(cada oxígeno cuenta con **8** electrones en su capa de valencia)

Respuesta:

- CH_4: Cumple la regla del octeto.
- H_2O: Cumple la regla del octeto.
- $BeCl_2$: No cumple la regla del octeto.

423. Algunas moléculas pueden no cumplir con la regla del octeto debido a la presencia de átomos de tercer período o elementos con vacíos en la capa de valencia. Identifica las moléculas dadas que no cumplen con esta regla,PCl_3, ICl_3, ClF_3.

Ruta de solución

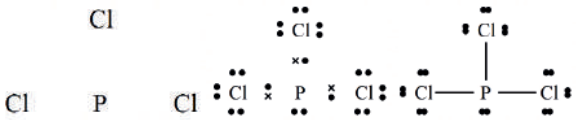
- Dibujar la estructura de Lewis para cada molécula.
- Contar los electrones alrededor de cada átomo y verificar si cumplen con la regla del octeto.

- PCl_3: $5(P) + 3 \cdot 7(Cl) = 26$ electrones de valencia.
- ICl_3: $7(I) + 3 \cdot 7(Cl) = 28$ electrones de valencia
- ClF_3: $7(Cl) + 3 \cdot 7(F) = 28$electrones de valencia.

Solución

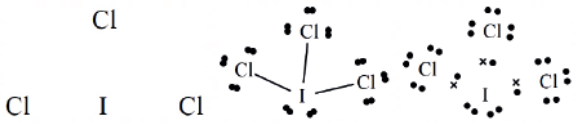
- PCl_3:

Cl – P – Cl (cumple el octeto)



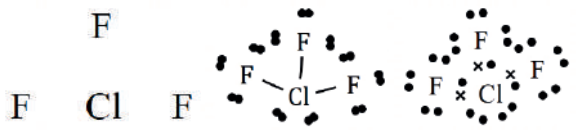
- ICl_3:

Cl – I – Cl (no cumple el octeto, tiene **10** electrones alrededor de **I**)



- **ClF_3**:

F – Cl – F (no cumple el octeto, tiene **10** electrones alrededor de **Cl**)



Saber más...



Fuente: chemwatch.net.

Algunas moléculas pueden no cumplir con la regla del octeto debido a la presencia de átomos de tercer período o elementos con vacíos en la capa de valencia. Identifica las moléculas dadas que no cumplen con esta regla. PCl_3, ICl_3, ClF_3

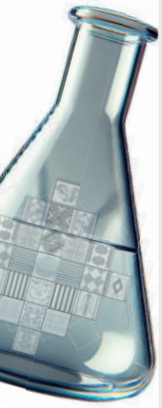
Explore:

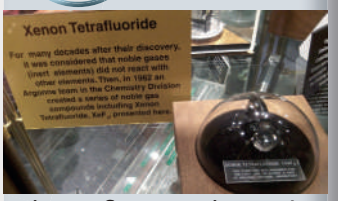
Algunas moléculas, especialmente aquellas con elementos en periodos mayores al segundo, pueden tener más de ocho electrones alrededor del átomo central debido a la expansión del octeto.

Respuesta:

- **PCl_3:** Cumple la regla del octeto
- **ICl_3:** Cumple la regla del octeto
- **ClF_3:** Cumple la regla del octeto

Saber más...





El tetrafluoruro de xenón (XeF_4) fue uno de los primeros compuestos de xenón descubiertos, demostrando que los gases nobles pueden formar compuestos.

Explore:

El xenón, un gas noble, tiene la capacidad de expandir su octeto debido a la disponibilidad de orbitales d en su capa de valencia. Esto ocurre porque, al ser un elemento del periodo 5, el xenón puede utilizar no solo sus orbitales s y p, sino también los orbitales d, que están disponibles en su nivel de energía. Esta expansión le permite acomodar más de ocho electrones en su capa de valencia, formando compuestos como el tetrafluoruro de xenón (XeF_4), donde el xenón tiene un total de 12 electrones en su capa de valencia *(Chemistry LibreTexts, 2023; Chemistry Guru, 2023).*

424. El xenón tetrafluoruro XeF_4 es un ejemplo de una molécula que puede expandir su octeto debido a la presencia de orbitales d. Dibuja su estructura de Lewis y discute si cumple o no con la regla del octeto.

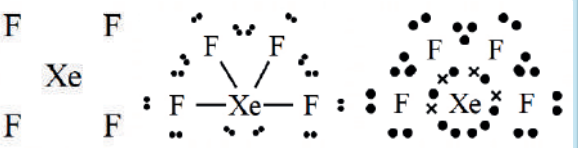
Ruta de solución

- Contar los electrones de valencia de todos los átomos.
- Colocar el átomo de xenón como átomo central y dibujar enlaces simples con los fluoruros.
- Completar los octetos de los átomos de flúor.
- Distribuir los electrones restantes en el átomo central.

Datos

$$XeF_4 = 8(Xe) + 4 \cdot 7(F)$$
$$= 36 \text{ electrones de valencia.}.$$

Solución



(dos pares de electrones no enlazantes en Xe)

Respuesta

- La estructura de Lewis de **XeF_4** muestra que el xenón expande su octeto para acomodar más de ocho electrones (**12** electrones)

425. En el aire que respiramos, en el agua que bebemos y en la inmensidad del espacio cósmico, encontramos dos moléculas diatómicas de vital importancia: el oxígeno (O_2) y el nitrógeno (N_2). Estas moléculas, compuestas por dos átomos del mismo.

Ruta de solución

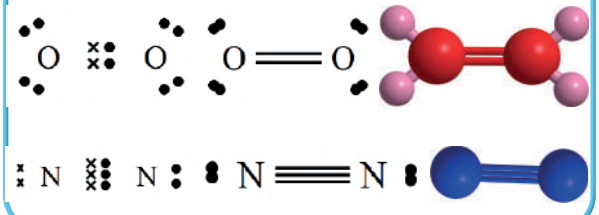
- Contar los electrones de valencia de los átomos.
- Dibujar la estructura de Lewis y determinar el tipo de enlace covalente.

Datos

El oxígeno, con 6 electrones de valencia, necesita dos electrones más para alcanzar la configuración estable del octeto. En la molécula de O_2, los dos átomos de oxígeno comparten dos pares de electrones, formando un enlace covalente doble (**O=O**).

El nitrógeno, con 5 electrones de valencia, necesita tres electrones para completar su octeto. En la molécula de **N_2**, los dos átomos de nitrógeno comparten tres pares de electrones, formando un enlace covalente triple (**$N \equiv N$**).

Solución

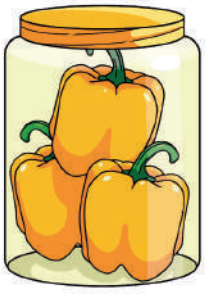


Respuesta

- Tanto **O_2** como **N_2** tienen enlaces covalentes simples, dobles y triples que están relacionados con la longitud y la fuerza del enlace.

Saber más...



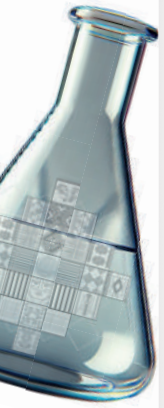


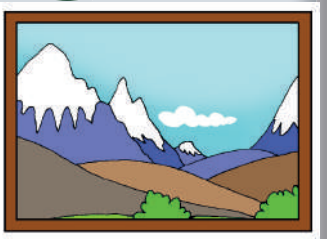
El nitrógeno molecular, N_2, junto a su triple enlace del nitrógeno, es uno de los más fuertes en toda la química, Esta fortaleza es la razón por la que el N_2 es tan inerte, y se utiliza en el envasado de alimentos como las papa fritas y otros.

Explore:

La presencia de dobles enlaces en O_2 y N_2 determina su reactividad de manera opuesta. El doble enlace del O_2 permite reacciones específicas como la combustión, mientras que el triple enlace del N_2 lo convierte en una molécula inerte en la mayoría de las condiciones. Este análisis demuestra la importancia de los enlaces múltiples en la química de los compuestos.

Saber más...





El ferrocianuro, $[Fe(CN)_6]^{4-}$, es el responsable del azul intenso en algunos pigmentos y papeles fotográficos, Su estructura de Lewis, con enlaces covalentes dativos entre el hierro y los átomos de cianuro, permite la absorción de luz en la región azul del espectro, dando como resultado ese color vibrante.

Explore:

La estabilidad de los iones de coordinación es esencial en la fotografía y la fabricación de pigmentos. En fotografía, estos iones permiten reacciones controladas para capturar imágenes de manera efectiva. En la fabricación de pigmentos, aseguran la durabilidad y viveza de los colores bajo diferentes condiciones ambientales, lo cual es crucial para la calidad de los productos finales *(Bioresources and Bioprocessing, 2023; AZoM, 2023).*

426. En la química de coordinación, los iones complejos juegan un papel fundamental. Un ejemplo importante es el ion hexacianoferrato (II), que se utiliza en la fabricación de pigmentos azules y en la fotografía. Dibuja la estructura de Lewis para el ion $[Fe(CN)_6]^{4-}$ y describe el tipo de enlace presente.

Ruta de solución

- Identificar el número total de electrones.
- Determinar el átomo central y sus enlaces.
- Dibujar los enlaces entre los átomos.
- Ajustar la estructura de Lewis según la carga del ion.

Datos

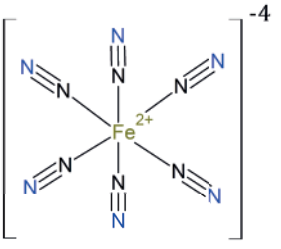
- El ion $[Fe(CN)_6]^{4-}$ tiene una carga de -4.
- El hierro (Fe) tiene una valencia de +2.
- El cianuro (CN) tiene una carga de -1.

Solución

El átomo central es el hierro (Fe), que tiene una valencia de +2. Cada ion cianuro (CN) tiene una carga de -1, por lo que necesitamos 4 de ellos para neutralizar la carga del hierro.

Dibujamos los enlaces entre el hierro y los ligandos (CN). Colocamos los átomos de cianuro alrededor del hierro, con un enlace entre cada átomo de cianuro y el hierro.

Ajustamos la estructura de Lewis para asegurarnos de que el hierro tenga una carga total de +2 y que el ion tenga una carga total de -4.



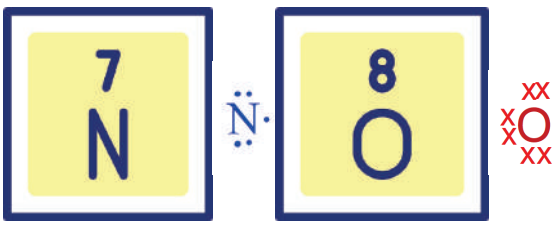


427. El dióxido de nitrógeno (NO_2), aunque estable, tiende a combinarse con otra molécula para formar tetróxido de dinitrógeno (N_2O_4) debido a razones de estabilidad. Explica por qué ocurre esta combinación y dibuja cuatro estructuras resonantes de N_2O_4, mostrando las cargas formales en cada una.

Ruta de solución

- Calcula el número total de electrones de valencia.
- Identifica los átomos centrales.
- Dibuja los enlaces
- Explica el enlace coordinado.

Datos



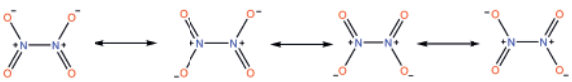
N_2O_4: $2 \cdot 5\ (N) + 4 \times 6\ (O)$

N_2O_4: $10 \cdot 24 = 34$ electrones de valencia.

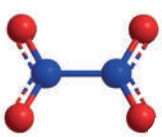
Solución

$$O_2N \cdot + \cdot NO_2 \rightarrow N_2O_4$$



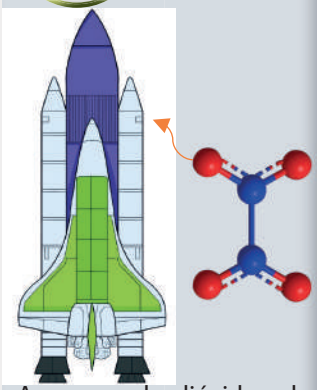


El electrón desapareado de cada átomo de N se compartirá para formar un enlace covalente:



Saber más...





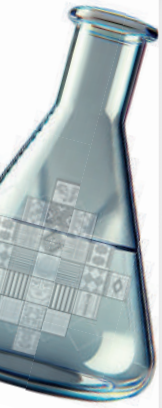
Aunque el dióxido de nitrógeno, NO_2, es un compuesto estable, dos moléculas pueden unirse para formar tetróxido de dinitrógeno, N_2O_4. Este proceso, llamado dimerización, se ve favorecido por la atracción electrostática entre las moléculas polares de NO_2. Las cuatro estructuras de resonancia del N_2O_4, con diferentes distribuciones de carga formal, ayudan a explicar su estabilidad.

Explore:

La dimerización del dióxido de nitrógeno (NO_2) a tetróxido de dinitrógeno (N_2O_4) es favorecida por bajas temperaturas y altas concentraciones de NO_2. Este proceso es crucial en la atmósfera, ya que afecta la química del aire, incluyendo la formación de ozono y otros compuestos importantes para la calidad del aire y el clima.



Saber más...





Fuente: mejorconsalud.as.com

El poder calmante del halotano y metoxiflurano reside en su química. Las estructuras de Lewis, representaciones de la disposición de átomos y electrones, nos revelan detalles fascinantes.

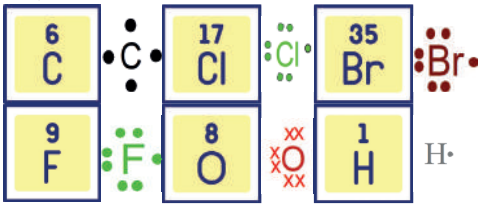
Halotano: Su distribución de electrones define la forma tridimensional de la molécula, impactando directamente en su interacción con el cerebro.

Metoxiflurano: La presencia del grupo metoxi **(CH_3O-)** unido a un átomo de carbono influye en las propiedades anestésicas y su interacción con el sistema nervioso central.

428. Los anestésicos inhalados son compuestos utilizados en medicina para inducir la anestesia. Estos compuestos suelen tener estructuras químicas complejas que les permiten interactuar con el sistema nervioso central. Entre los anestésicos inhalados comunes están: Halotano, $CF_3CHClBr$, y metoxiflurano, $CHCl_2CF_2OCH_3$, Dibuje las estructuras de Lewis de estas moléculas.

Ruta de solución

- Calcula el número total de electrones de valencia.
- Identifica los átomos centrales.
- Dibuja los enlaces.



Electrones de valencia $CF_3CHClBr$

$CF_3CHClBr$:

e^-Valencia

$= 2 \cdot 4\,(C) + 3 \cdot 7\,(F) + 7\,(Cl) + 7\,(Br) + 1(H)$

$= 8 + 21 + 7 + 7 + 1$

$= 44$ electrones de valencia

$CHCl_2CF_2OCH_3$:

e^-Valencia

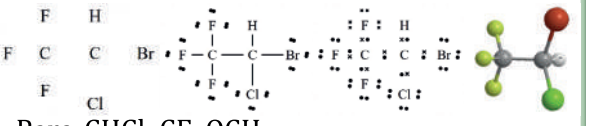
$= 3 \cdot 4\,(C) + 2 \cdot 7\,(F) + 2 \cdot 7\,(Cl) + 4 \cdot 1(H) + 6(O)$

$= 13 + 14 + 14 + 4 + 6$

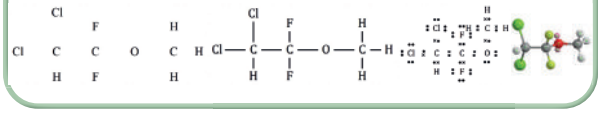
$= 51$ electrones de valencia

Solución

Para, $CF_3CHClBr$



Para, $CHCl_2CF_2OCH_3$:

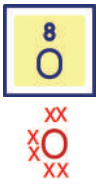


429. El oxígeno puede formar diferentes tipos de aniones, como el óxido (O^{2-}), el peróxido (O_2^{2-}) y el superóxido (O_2^{-}). Cada uno de estos iones tiene una estructura de Lewis característica que refleja sus propiedades químicas. Dibuje las estructuras de Lewis de estos iones.

Ruta de solución

- Calcula el número total de electrones de valencia.
- Identifica los átomos centrales.
- Dibuja los enlaces

Datos



Electrones de valencia

Para, O^{2-}:

$$e^{-}\text{Valencia} = 1 \cdot 6\,(O) + 2\,(\text{carga negativa}) = 8 \text{ electrones de valencia}$$

Para, O_2^{2-}:

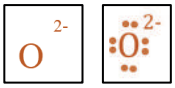
$$e^{-}\text{Valencia} = 2 \cdot 6\,(O) + 2\,(\text{carga negativa}) = 14 \text{ electrones de valencia}$$

Para, O_2^{-}:

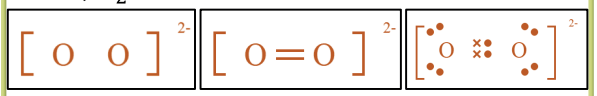
$$e^{-}\text{Valencia} = 2 \cdot 6\,(O) + 1\,(\text{carga negativa}) = 13 \text{ electrones de valencia}$$

Solución

Para, O^{2-}:



Para, O_2^{2-}:

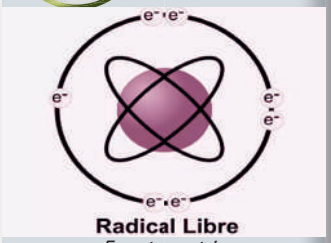


Para, O_2^{-}:



Saber más...





Fuente: nutrinews.com

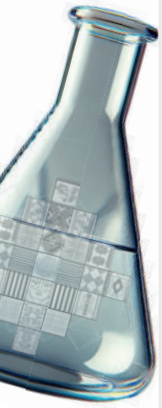
El oxígeno es un elemento fundamental que puede formar varios compuestos iónicos, cada uno con características químicas únicas.: óxido (O^{2-}), peróxido (O_2^{2-}) y superóxido (O_2^{-}).

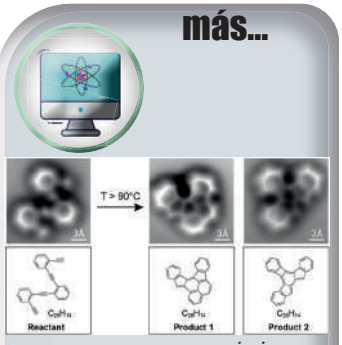
Óxidos (O^{2-}):
El oxígeno tiene un estado de oxidación de -2, lo que le permite formar compuestos estables con propiedades que pueden ser ácidas o básicas según el elemento con el que se una.

Peróxidos (O_2^{2-}):
Aquí, dos átomos de oxígeno están unidos, con cada oxígeno en estado de oxidación -1. Este enlace es débil, lo que hace a los peróxidos más reactivos.

Superóxidos (O_2^{-}):
Con un estado de oxidación de -½ y un electrón desapareado, estos compuestos son altamente reactivos y muestran propiedades magnéticas. Estas diferencias en estructura y reactividad se explican a través de las estructuras de Lewis de estos iones, que muestran cómo se distribuyen los electrones *(Chemistry LibreTexts, 2023; Pearson, 2023).*

Saber más...





www.agenciasinc.es

Las estructuras de Lewis, como mapas moleculares, nos muestran cómo están unidos los átomos y cómo se distribuyen los electrones en moléculas como el tetrafluoroetileno (antiadherente), el propano (combustible), el propino (reactivo) y el ácido benzoico (aroma y acidez).

Explore:

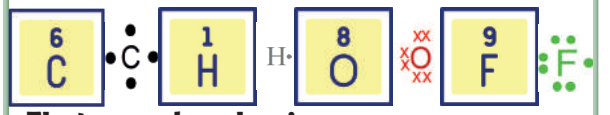
Las estructuras de Lewis son solo el primer paso para comprender el mundo de las moléculas orgánicas. La comprensión de las estructuras de Lewis es esencial para diseñar rutas sintéticas eficientes y obtener los productos químicos deseados.

430. Las moléculas orgánicas pueden tener estructuras muy diversas que se reflejan en sus propiedades químicas y físicas. La estructura de Lewis es una herramienta útil para representar estas moléculas. Dibuje estructuras de Lewis para las siguientes moléculas orgánicas: a) tetrafluoroetileno (C_2F_4), b) propano (C_3H_8), c) propino (CH_3CCH), d) ácido benzoico (C_6H_5COOH).

Ruta de solución:

- Calcula el número total de electrones de valencia.
- Identifica los átomos centrales.
- Dibuja los enlaces

Datos:



Electrones de valencia

Para, (C_2F_4):

$$2 \cdot 4(\mathrm{C}) + 4 \cdot 7(\mathrm{F}) = 36 \text{ electrones de valencia}$$

Para, (C_3H_8):

$$3 \cdot 4(\mathrm{C}) + 8 \cdot 1(\mathrm{H}) = 20 \text{ electrones de valencia}$$

Para, (CH_3CCH):

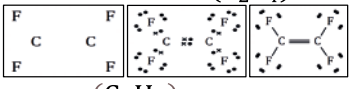
$$3 \cdot 4(\mathrm{C}) + 4 \cdot 1(\mathrm{H}) = 16 \text{ electrones de valencia}$$

Para, (C_6H_5COOH):

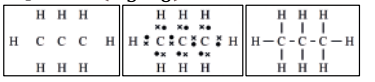
$$7 \cdot 4(\mathrm{C}) + 6 \cdot 1(\mathrm{H}) + 2 \cdot 6(\mathrm{O}) = 46 \text{ electrones de valencia}$$

Solución:

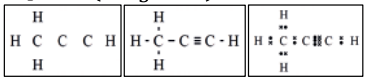
a) **tetrafluoroetileno** (C_2F_4)



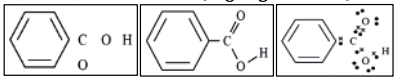
b) **propano** (C_3H_8)



c) **propino** (CH_3CCH)



d) **ácido benzoico** (C_6H_5COOH)



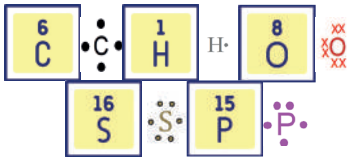
431. Los iones poliatómicos como HSO_4^{2-}, PO_4^{3-} HSO_3^- y SO_3^{2-} pueden tener múltiples estructuras de resonancia que representan la deslocalización de los electrones dentro del ion. Dibuje estructuras de resonancia razonables para los siguientes iones:

a) . HSO_4^{2-}, PO_4^{3-}, HSO_3^- y SO_3^{2-}

Ruta de solución:

- Calcula el número total de electrones de valencia.
- Identifica los átomos centrales.
- Dibuja los enlaces

Datos:



Electrones de valencia

Para, (HSO_4^{2-}):

$e^- valencia = 1(H) + 6(S) + 4 \cdot 6(O) + 2(\text{carga negativa})$

$e^- valencia = 33$ electrones de valencia

Para, (PO_4^{3-}):

$e^- valencia = 5(P) + 4 \cdot 6(O) + 2(\text{carga negativa})$

$e^- valencia = 31$ electrones de valencia

Para, (HSO_3^-):

$e^- valencia = 1(H) + 6(S) + 3 \cdot 6(O) + 1(\text{carga negativa})$

$e^- valencia = 26$ electrones de valencia

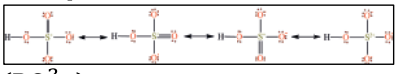
Para, (SO_3^{2-}):

$e^- valencia = 6(S) + 3 \cdot 6(O) + 2(\text{cargar negativa})$

$e^- valencia = 26$ electrones de valencia

Solución:

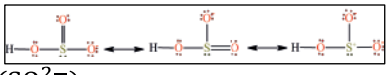
Para, (HSO_4^{2-}):



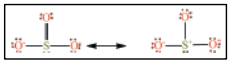
Para, (PO_4^{3-}):



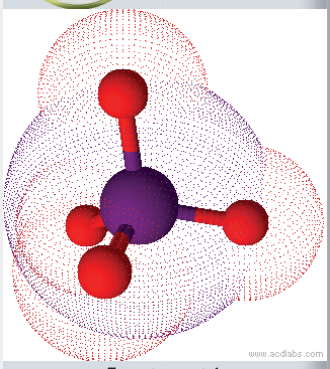
Para, (HSO_3^-):



Para, (SO_3^{2-}):



Saber más...



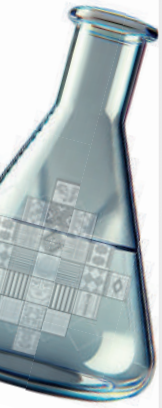
Fuente: nutrinews.com

El oxígeno, ese elemento esencial para la vida, puede formar tres tipos de compuestos iónicos con diferentes cargas: óxido (O^{2-}), peróxido (O_2^{2-}) y superóxido (O_2^-). Las estructuras de Lewis d e estos iones revelan la distribución de electrones y la carga formal en cada átomo de oxígeno, mostrando su versatilidad química.

Explore:

Analice las propiedades fisicoquímicas de los óxidos, peróxidos y superóxidos, relacionándolas con sus estructuras de Lewis.

Saber más...





Los iones de litio, utilizados como portadores de carga en las baterías de iones de litio (las más comunes hoy en día), son objeto de investigación constante para encontrar nuevos compuestos con mejores propiedades: mayor capacidad de almacenamiento de energía, mayor vida útil y mayor seguridad.

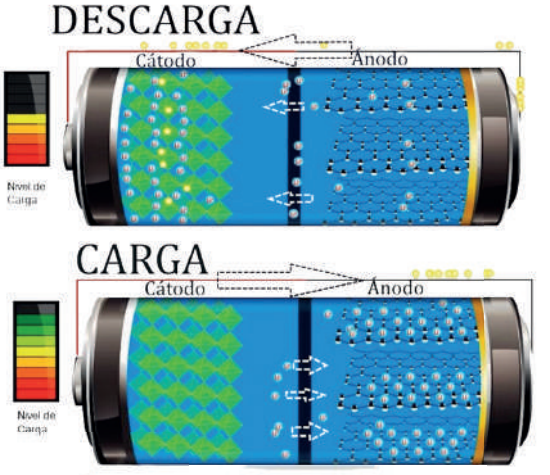
En las baterías de iones de litio, los iones de En las baterías de iones de litio, los iones (Li^+) se mueven entre el ánodo y el cátodo. Durante la carga, los iones se almacenan en el ánodo, y durante la descarga, regresan al cátodo, produciendo electricidad. La alta movilidad de estos iones, debido a su pequeño tamaño, es clave para la eficiencia de estas baterías *(Yoshio, Brodd, & Kozawa, 2009)*.

432. El litio es un elemento clave en la fabricación de baterías recargables. Entender la estructura de Lewis y los tipos de enlaces en los compuestos de litio es fundamental para mejorar la eficiencia de estas baterías. ¿Cuál de las siguientes estructuras de Lewis es correcta para el ion Li^+?

a) $[Li:]^+$ con un par de electrones libres
b) $[Li]^+$ sin electrones
c) $[Li\cdot]^+$ con un electrón no apareado
d) $[Li:]^-$ con un par de electrones libres.

Datos:
El litio tiene número atómico 3.
Configuración electrónica del litio neutro: $1s^2\ 2s^1$.
Ion Li^+: pierde un electrón del nivel 2s.

Solución:
Al perder un electrón, el Li^+ tiene configuración $1s^2$.
No tiene electrones de valencia.



433. El peróxido de hidrógeno (H_2O_2) se utiliza como desinfectante y agente blanqueador en medicina. Comprender su estructura de Lewis es crucial para entender su reactividad.
¿Cuál es la estructura de Lewis correcta para el H_2O_2?

a) Cada O con 3 pares libres y un enlace simple con H
b) Cada O con 2 pares libres y un enlace doble con H
c) Cada O con 2 pares libres, un enlace simple con H y un enlace simple con otro O
d) Cada O con 1 par libre y dos enlaces simples con H

Datos

Fórmula: H_2O_2.

Oxígeno típicamente forma 2 enlaces y tiene 2 pares de electrones libres.

Solución:

Cada oxígeno con 2 pares libres, un enlace simple con H y un enlace simple con otro O.

H_2O_2 tiene cada O con 2 pares libres y enlaces simples con H y O.

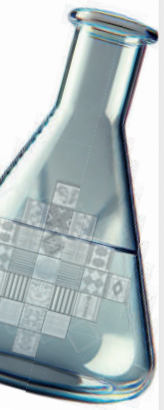
Explore Opciones correctas según la información.

Respuesta: c) Cada O con 2 pares libres, un enlace simple con H y un enlace simple con otro

Saber más...

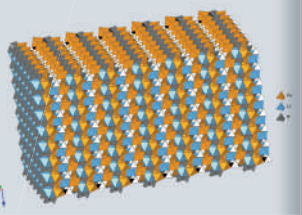


Comprender la estructura de Lewis del peróxido de hidrógeno (H_2O_2) es esencial para explicar su reactividad química. Esta molécula tiene un enlace O-O relativamente débil y polar, así como enlaces O-H polares. Los pares de electrones no compartidos en los átomos de oxígeno contribuyen a la polaridad general de la molécula, lo que le confiere un carácter dipolar. Esta polaridad, junto con la inestabilidad del enlace O-O, hace que el H_2O_2 sea un agente oxidante fuerte y un desinfectante eficaz. Estas propiedades son fundamentales para su uso en una amplia gama de aplicaciones industriales y médicas, desde la desinfección hasta la síntesis química *(Chemistry LibreTexts, 2023; Techiescientist, 2023).*



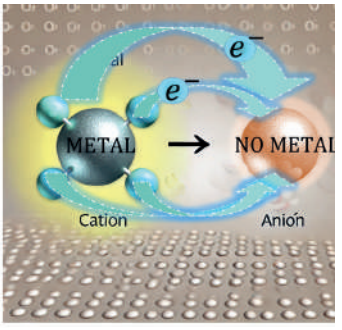
Saber más...





Los compuestos iónicos generalmente son sólidos a temperatura ambiente (redes cristalinas)debido a la fuerte atracción electrostática entre los iones.

Explore:
La diferencia de electronegatividad entre metales y no metales impulsa la transferencia de electrones y la formación de enlaces iónicos.



Los metales donan electrones y los no metales los aceptan electrones

434. Los compuestos iónicos se forman típicamente entre metales y no metales, donde los metales donan electrones y los no metales los aceptan, resultando en la formación de cationes y aniones.
¿Qué tipo de enlace se forma entre un metal y un no metal en un compuesto iónico?

a) Enlace covalente **c)** Enlace coordinado

b) Enlace metálico **d)** Enlace iónico

Metales: Elementos con baja electronegatividad y tendencia a perder electrones.
No metales: Elementos con alta electronegatividad y tendencia a ganar electrones.

Solución

a) Enlace covalente: Es un tipo de enlace donde los átomos comparten electrones.

b) Enlace metálico: Se da entre átomos de metales y consiste en una red de iones positivos inmersos en una "nube" de electrones libres.

c) Enlace coordinado: Ocurre cuando un par de electrones compartidos en un enlace covalente proviene de un solo átomo

d) Compuestos iónicos: Se forman típicamente cuando un metal y un no metal reaccionan entre sí. En esta reacción, el metal dona electrones, convirtiéndose en un ion con carga positiva (catión), mientras que el no metal acepta esos electrones, convirtiéndose en un ion con carga negativa (anión). La atracción electrostática entre estos iones de carga opuesta es lo que forma el enlace iónico.

Respuesta: d) Enlace iónico

435. Un equipo de investigación está desarrollando un nuevo fármaco para combatir infecciones bacterianas resistentes a los antibióticos tradicionales. La estructura molecular del compuesto contiene un enlace coordinado entre un metal de transición y un ligando orgánico.
¿Qué puede inferirse acerca de la naturaleza del enlace y su importancia en la actividad del fármaco?

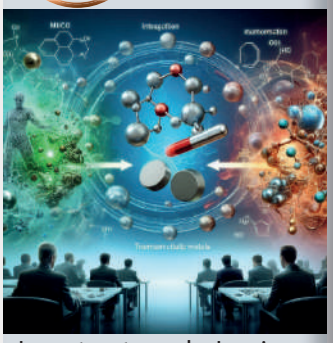
a) El enlace coordinado aumenta la solubilidad del compuesto en agua.
b) El enlace coordinado aumenta la reactividad química del fármaco.
c) El enlace coordinado estabiliza la estructura tridimensional del fármaco.
d) El enlace coordinado facilita la unión del fármaco a las proteínas bacterianas, mejorando su eficacia.

Datos
Un enlace coordinado implica la donación de un par de electrones por parte de un átomo o molécula al átomo metálico.

Solución
El enlace coordinado puede aumentar la estabilidad o la actividad biológica del fármaco al modificar su estructura tridimensional o su capacidad para unirse a dianas moleculares específicas.

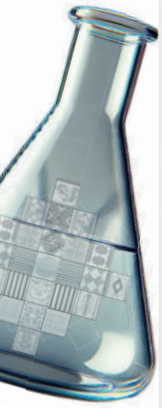
Respuesta d) El enlace coordinado facilita la unión del fármaco a las proteínas bacterianas, mejorando su eficacia.

Saber más...



La estructura de Lewis es esencial para entender cómo reaccionan los fármacos, especialmente los antibióticos con enlaces coordinados que están siendo diseñados para combatir bacterias resistentes. Estos fármacos, al adoptar una conformación específica gracias a su estructura molecular, mejoran su capacidad para unirse a bacterias y superar sus mecanismos de resistencia. Este enfoque innovador no solo aumenta la eficacia del tratamiento, sino que también ofrece una nueva esperanza en la lucha contra infecciones que los antibióticos actuales ya no pueden controlar, lo que podría salvar numerosas vidas y mejorar la salud pública a nivel mundial (Pharmafactz, 2023; Chemistry World, 2023).

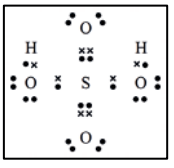
Saber más...





Los compuestos que no cumplen con la regla del octeto, como el ácido sulfúrico (H_2SO_4), tienen electrones adicionales en su capa de valencia, lo que les confiere propiedades químicas únicas. Estos compuestos son importantes en procesos industriales y biológicos, ya que pueden formar enlaces múltiples y participar en la síntesis de compuestos orgánicos, además de ser cruciales en la producción de fertilizantes y acero.

Respuesta: d) Ácido sulfúrico (H_2SO_4)



436. En una investigación sobre nuevos materiales poliméricos, un equipo de científicos detecta una anomalía en la estructura de Lewis de una de las moléculas orgánicas precursoras. Esta anomalía sugiere que la molécula no cumple con la regla del octeto, lo que genera incertidumbre sobre su estabilidad y comportamiento químico.

¿Cuál de las siguientes moléculas orgánicas exhibe una estructura de Lewis que no cumple con la regla del octeto?

a) Metano (CH_4)
b) Dióxido de carbono (CO_2)
c) Ácido clorhídrico (HCl)
d) Ácido sulfúrico (H_2SO_4)

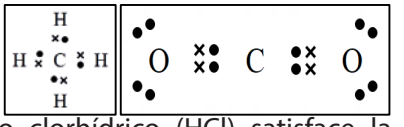
Ruta de solución

La regla del octeto establece que los átomos tienden a completar ocho electrones en su capa de valencia para lograr estabilidad.

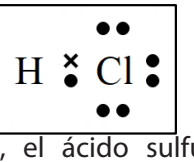
Solución

En el caso de las opciones dadas:

Metano (CH_4) y dióxido de carbono (CO_2) cumplen con la regla del octeto mediante enlaces covalentes simples y dobles, respectivamente.



- Ácido clorhídrico (HCl) satisface la regla del octeto debido a un enlace iónico entre hidrógeno y cloro.



- Sin embargo, el ácido sulfúrico (H_2SO_4) viola la regla del octeto, ya que el azufre tiene más de ocho electrones en su capa de valencia debido a enlaces covalentes dobles y simples.

437. Dado que estamos explorando materiales para baterías de sodio, y sabemos que un compuesto iónico típico en estas baterías está formado por un metal con configuración electrónica $[Ne]3s^1$ y un no metal con configuración electrónica $[Ne]3s^23p^4$,

¿cuál sería la fórmula química de este compuesto?

a) M_2X **c)** M_3X_2

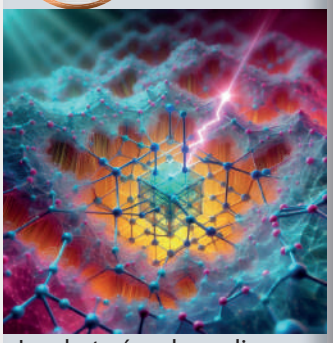
b) MX_2 **d)** M_4X

Explicación:
Para determinar la fórmula química del compuesto, debemos considerar la carga de los iones que lo forman. Los metales alcalinotérreos tienden a perder dos electrones para alcanzar la configuración electrónica del gas noble más cercano, mientras que los halógenos tienden a ganar un electrón para alcanzar la misma configuración.

En este caso, el metal tiene una carga de +2 y el halógeno tiene una carga de -1. Para que el compuesto sea neutro, la proporción de iones debe ser tal que las cargas se cancelen. Esto significa que se necesita un ion metálico por cada dos iones halógenos.

Solución
La fórmula química del compuesto es M_2X, donde M representa el metal y X representa el halógeno.

Saber más...



Las baterías de sodio son un ejemplo fascinante de cómo los principios de la química, como la estructura de Lewis, la regla del octeto y los enlaces iónicos, se aplican en tecnologías del mundo real. Su desarrollo continuo podría tener un impacto significativo en la forma en que almacenamos y utilizamos la energía en el futuro.

El sodio (Na), con configuración electrónica $[Ne]3s^1$, y el azufre (S), con $[Ne]3s^23p^4$, pueden formar sulfuro de sodio (Na_2S). Este compuesto iónico es clave en baterías de sodio, una alternativa prometedora y más económica que las baterías de litio.

438. Un compuesto iónico binario está formado por un metal del grupo 1 y un no metal del grupo 17. ¿Cuál de las siguientes ecuaciones representa correctamente la formación de este compuesto?

a) $M + X \rightarrow MX$ **c)** $M \rightarrow M+ + e^-$

b) $M_2 + X \rightarrow MX_2$ **d)** $X \rightarrow X- + e^-$

Respuesta: .....

439. ¿Cuál de las siguientes propiedades es característica de los compuestos con enlace metálico?

a) Alta solubilidad en agua.
b) Baja conductividad eléctrica y térmica.
c) Puntos de fusión y ebullición bajos.
d) Alta ductilidad y maleabilidad.

Respuesta: .....

440. En el enlace iónico entre el sodio (Na) y el cloro (Cl), ¿qué sucede con los electrones de valencia del sodio?

a) Se comparten entre los dos átomos.
b) Se transfieren completamente del sodio al cloro.
c) Se repelen entre sí.
d) Permanecen en el orbital más externo del sodio.

Respuesta: .....

441. En síntesis química, la configuración electrónica de un elemento es clave para predecir su comportamiento y estados de oxidación más comunes, cruciales en la formulación de compuestos. Un elemento presenta la siguiente configuración electrónica: [Ar]4s2. Según la regla del octeto, ¿cuál sería su estado de oxidación?

a) +1 **c)** -1

b) +2 **d)** -2

Respuesta: .....

442. En la industria de la electrónica y la construcción, la elección de materiales con alta conductividad eléctrica y térmica es crucial para la eficiencia y durabilidad de dispositivos y estructuras. Los metales son materiales comúnmente utilizados debido a sus propiedades únicas, que son explicadas por el tipo de enlace presente en ellos. ¿Qué propiedad del enlace metálico explica este comportamiento?

a) La presencia de iones con cargas opuestas.
b) La compartición de electrones de valencia entre átomos.
c) La existencia de una "nube de electrones deslocalizada" que permite el libre movimiento de los electrones.
d) La formación de moléculas con geometrías definidas.

Respuesta: .....



443. En la industria química y farmacéutica, la creación de compuestos iónicos es fundamental para el desarrollo de nuevos materiales y medicamentos. Comprender cómo se forman estos compuestos a partir de metales y no metales es esencial para predecir sus propiedades y comportamientos. Un compuesto iónico está formado por un metal del grupo 2 y un elemento del grupo 17. Si la configuración electrónica del metal es [Ar]3s2 y la del elemento del grupo 17 es [Ar]5s2p5, ¿cuál es la fórmula química del compuesto?

a) M_2X **c)** M_2X_3

b) MX_2 **d)** MX

Respuesta: .....

444. En el diseño de materiales y medicamentos, comprender las interacciones moleculares es fundamental para predecir y controlar las propiedades de los compuestos. Uno de los aspectos clave de estas interacciones es la naturaleza del enlace covalente polar, donde los átomos involucrados comparten electrones de manera desigual debido a diferencias en su electronegatividad. Identificar las parejas de átomos con la mayor diferencia de electronegatividad es crucial para diseñar compuestos con las propiedades deseadas. ¿Cuál de las siguientes parejas de átomos presenta la mayor diferencia de electronegatividad?

a) H-F **c)** N-O

b) C-Cl **d)** S-I

Respuesta: .....

445. La resonancia es un concepto químico que describe la existencia de diferentes estructuras para una misma molécula, las cuales se denominan estructuras resonantes. ¿Cuál de las siguientes moléculas presenta resonancia?



a) XeF_4 **c)** CO_2

b) NO_2^- **d)** CH_4

Respuesta: .....

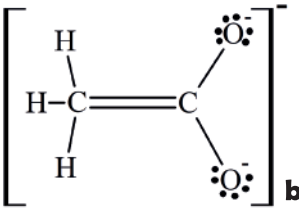
446. Un compuesto molecular está formado por un elemento del grupo 13 (Boro) y un elemento del grupo 17. Si la configuración electrónica del boro es [He]2s2 2p1 y la del elemento del grupo 17 es [He]2s2 2p5, ¿cuál es la fórmula química del compuesto?

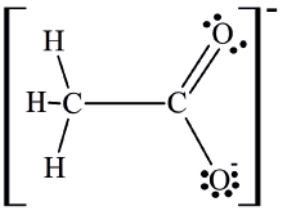
a) BX **c)** BX_3

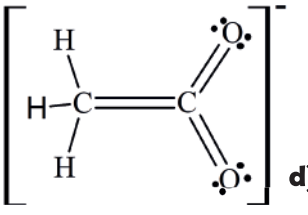
b) BX_2 **d)** B_2X_3

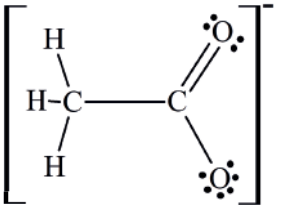
Respuesta: .....

447. En la industria alimentaria y farmacéutica, el ion acetato (CH_3COO^-) es un compuesto clave que se utiliza como conservante y como intermediario en diversas reacciones químicas. Conocer su estructura de Lewis es esencial para entender su reactividad y propiedades químicas. ¿Cuál de las siguientes opciones representa correctamente la estructura de Lewis del ion acetato (CH_3COO^-)?

a) 

b) 

c) 

d) 

Respuesta: .....

UNIDADES QUÍMICAS DE MASA

Introducción

Los cálculos químicos están relacionados con las masas de los átomos, moléculas, iones, etc. Estos átomos son extremadamente pequeños y por lo tanto sus masas también, por este motivo, hubo la necesidad de crear unidades de masa para estas entidades tan pequeñas, como la unidad de masa atómica (uma).

Unidad de masa atómica (uma)

Es la unidad para expresar adecuadamente las masas de los átomos, iones, moléculas o partículas subatómicas. Esta escala depende de mediciones de masa atómica por un instrumento llamado espectrómetro de masas, que realiza mediciones exactas de masa.

En la escala actual el isotopo del $^{12}_{6}C$ se escoge como estándar y se le asigna 12 unidades de masa atómica (uma), por consiguiente, una unidad de masa expresada en gramos, es exactamente la doceava parte de la masa de un átomo de carbono 12 (^{12}C)

Calculamos una unidad de masa atómica en gramos:

Datos del espectrómetro de masas		
Elemento	uma	Masa (g)
Carbono	12	$1{,}9927 \times 10^{-23}$

$$1\ \text{uma} = \frac{\text{masa}\ ^{12}C}{12}$$

$$1\ \text{uma} = \frac{1{,}9927 \times 10^{-23} g}{12}$$

$$1\ \text{uma} = 1{,}6606 \times 10^{-24}\ \text{g}$$

Número de Avogadro (NA)

$6{,}023 \times 10^{23}$ El número de Avogadro, también conocido como constante de Avogadro, es la cantidad de partículas elementales, como átomos o moléculas, presentes en un mol de una sustancia.

Mol

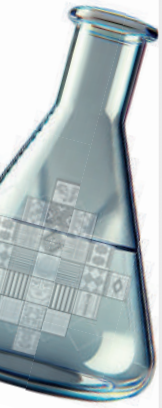
Es una unidad del sistema internacional que se utiliza para agrupar unidades estructurales en una determinada, cantidad de sustancia.

$$1\ \text{mol} = 6{,}023 \times 10^{23}\ \text{átomos} \quad \text{(Para elementos)}$$

Peso atómico (A)

El peso atómico es la masa promedio de todos los isotopos de un elemento, sus valores (uma) tienen decimales y son los que están en la tabla periódica. Y la masa atómica o número de masa es la masa total de protones y neutrones en un átomo, sus valores son enteros. Por definición son distintos, pero numéricamente la masa de un mol de átomos de un elemento, en gramos, es igual al peso atómico, también recibe el nombre de masa molar del elemento y sus unidades son $\frac{\text{gramos}}{\text{mol}}$ ó $\frac{\text{g}}{\text{mol}}$

Saber más...



- El número de Avogadro en esté texto se tomará como el valor de $6{,}023x10^{23}$ puede variar en otros textos $6{,}022x10^{23}$.
- En química siempre se compara cantidades de sustancia sujetas a la misma fuerza gravitacional, entonces decir **peso** es la misma proporción de **masa**.

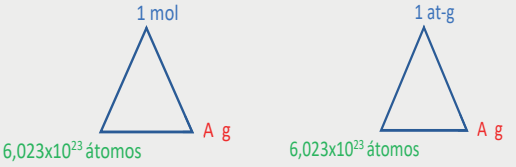
Ejemplo: Calculamos la masa molar del Carbono (C) que es el mismo valor del peso atómico expresado en $\frac{g}{mol}$:

$$\frac{6{,}023x\ 10^{23}\ \text{átomos C}}{1\ \text{mol C}} \times \frac{12\ \text{uma}}{1\ \text{átomo C}} \times \frac{1{,}6606x\ 10^{-24}\ \text{g C}}{1\ \text{uma}} = 12{,}00\frac{\text{g C}}{\text{mol}}$$

Átomo- gramo (at-g)

Es una cantidad de sustancia, para un elemento en su forma simple de átomo, que contiene un mol de átomos del elemento y cuya masa es el peso atómico expresada en gramos.

En resumen, los factores de conversión para un elemento son:



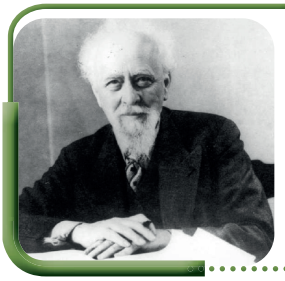
Amadeo Avogadro



El científico italiano que propuso por primera vez en 1811 que un volumen de gas, a una determinada presión y temperatura, contiene la misma cantidad de átomos o moléculas independientemente de la naturaleza del gas.

El postulado de Avogadro fue recibido con negatividad y confusión. De hecho, Avogadro no vio en vida aceptada su teoría.

EL NÚMERO DE AVOGADRO, LA CONSTANTE QUE SE LLEVÓ UN NOBEL



El reconocimiento fue años posteriores a la muerte de Avogadro que esta fue protagonista de un premio nobel en 1926. El homenajeado fue el físico francés Jean Baptiste Perrín, quien fue galardonado por su trabajo del descubrimiento de las leyes que rigen el movimineto de las particulas en suspención, trabajo que se relaciona con la constante de Avogadro.

448. El azufre en estado sólido es inodoro e insípido, sin embargo, al arder desprende una llama azul y combinado con otros elementos es el causante del inconfundible olor a huevos podridos. Si se tiene 50 g de este elemento Determinar a) ¿A cuántos moles equivale? **b)** ¿Cuantos átomos contiene? Peso atómico del azufre 32.

Datos

Azufre (S)

Masa 50 g S convertir a:

a) Moles S

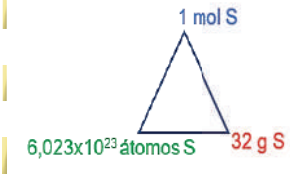
b) Átomos S



Fuente: Amazon.com

Solución

Factor de conversión:



a) $50\ \cancel{g}\ S \times \frac{1\ mol\ S}{32\ \cancel{g}\ S} = 1{,}56\ mol\ S$

b) $50\ \cancel{g}\ S \times \frac{6{,}023 \times 10^{23}\ átomos\ S}{32\ \cancel{g}\ S} = 9{,}41 \times 10^{23}\ átomos\ S$

Respuesta a) 1,56 mol S b) $9{,}41 \times 10^{23}$ átomos S

449. Un delantal plomado está fabricado con capas de plomo u otros materiales, son efectivos para absorber y atenuar la radiación de rayos X y gama, gracias a su elevada densidad, al alto número atómico y a su nivel de estabilidad, protege a los operarios de máquinas de radiografía en los hospitales o clínicas. Si dos chalecos plomados idénticos tienen alrededor de 48,30 mol de plomo ¿Cuánto pesa un chaleco en gramos? Peso atómico del plomo 207.

Datos

Plomo (Pb)



Pesan 48,30 mol Pb

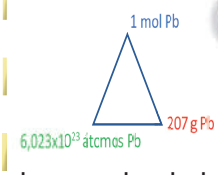
Convertir: moles de plomo a gramos

Solución

Como queremos el peso de un solo chaleco 48,30 mol lo dividimos entre dos.

$\frac{48{,}30\ mol\ Pb}{2} = 24{,}15\ mol\ Pb$

Factor de conversión:

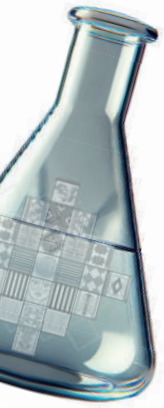


24,15 mol Pb es la cantidad de un solo chaleco, ahora lo convertimos a gramos con el factor de conversión:

$24{,}15\ \cancel{moles}\ Pb \times \frac{207\ g\ Pb}{1\ \cancel{mol}\ Pb} = 4999{,}05\ g\ Pb$

Respuesta Un solo chaleco plomado pesa 4999,05 gramos de plomo

450. Uno de los usos de la plata es para hacer cubiertos que son más saludables, que los cubiertos de acero o de madera por sus propiedades antibacterianas. Si tenemos un juego de cuatro cucharillas de plata y cada una pesa 12 ,5 g ¿Cuántos átomos de plata hay en el juego de cucharillas? Peso atómico de la plata 108





Fuente: Auctionet.com

Datos

Plata (Ag)

1 cucharilla pesa 12,5 g

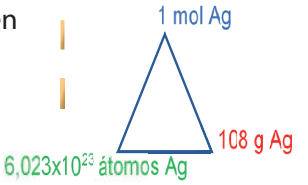
El juego tiene 4 cucharillas

Total, de gramos de Plata será: 12,5 g x 4 = 50 g Ag

Solución

Ahora convertimos los 50 g de Plata en átomos de Plata

Factor de conversión:



$$50\ g\ Ag \times \frac{6{,}023 \times 10^{23}\ \text{átomos Ag}}{108\ g\ Ag} = 2{,}79\times10^{23}\ \text{átomos Ag}$$

Respuesta Las cuatro cucharillas tienen un total de $2{,}79\times10^{23}$ átomos de plata

451. El grafito se compone de láminas de átomos de carbono paralelas entre sí, estas laminas pueden deslizarse unas sobre otras y combinadas con arcillas se utiliza en los lápices, cuanto mayor es la proporción de arcilla más duro es el lápiz y se denominan "HB". Sí en la punta de un lápiz hay 3 millones de átomos de carbono. Determine su peso en gramos. Peso atómico del carbono12



Fuente:carbotecnia.info

Datos

Carbono (C).

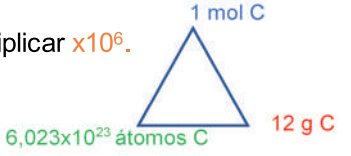
Millones es también multiplicar $x10^6$.

Tenemos:

$3\ x10^6$ átomos C

Convertimos a gramos C

Factor de conversión:



Solución

$$3\times10^6\ \text{átomos C} \times \frac{12\ g\ C}{6{,}023\times10^{23}\ \text{átomos C}} = 5{,}98\times10^{-17}\ g\ C$$

Respuesta La punta del lápiz tiene una masa de $5{,}98\times10^{-17}$ gramos de carbono

452. Un termómetro es un instrumento de medición de la temperatura que utiliza diferentes principios físicos para determinar y mostrar la cantidad de calor presente en un objeto o ambiente, si en un termómetro de mercurio hay alrededor de 0,015 moles de este elemento. Determinar a) ¿Cuántos gramos de mercurio contiene el termómetro? b) ¿Cuántos átomos de mercurio contiene este termómetro? Peso atómico del mercurio 201.



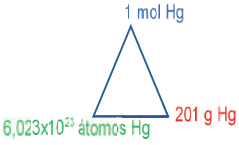
Fuente: El español.com

Datos

Mercurio (Hg)
0,015 moles Hg
convertir a:
a) Gramos Hg
b) Átomos Hg

¿moles?
moles = mol
Está en Plural

Factor de conversión:



Solución

a) 0,015 moles Hg $\times \frac{201\ g\ Hg}{1\ mol\ Hg} = 3{,}015$ g Hg

b) 0,015moles Hg $\times \frac{6{,}023 \times 10^{23}\ átomos\ Hg}{1\ mol\ Hg} = 9{,}034 \times 10^{21}$ átomos Hg

Respuesta En el termómetro hay a) 3,015 gramos de mercurio b) $9{,}034 \times 10^{21}$ átomos de mercurio

453. El oro es resistente a la corrosión al ser fácil de trabajar es altamente deseable para fines decorativos, y aún más en la industria, un ejemplo de usar el oro lo hacen los bancos centrales les gusta guardar el oro en lingotes para conservar su valor en tiempos difíciles, si un lingote pesa alrededor de 12,4 Kg. Determinar **a)** ¿A Cuántos moles equivale dos lingotes? **b)** ¿A cuántos átomos equivale dos lingotes? Peso atómico 197.



Fuente: Depor.com

Datos

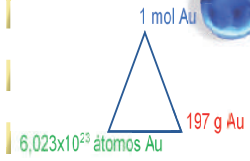
Oro (Au).
1 lingote pesa 12,4 Kg
2 lingotes pesan
12,4 Kg x 2= 24,8 Kg Au
convertir a:
a) Moles Au
b) Átomos Au

Solución

Para usar el factor de conversión convertimos de Kg a g como 1kg = 1000g

$24{,}8\ Kg \times \frac{1000\ g}{1\ Kg} = 24800$ g Au

Factor de conversión:

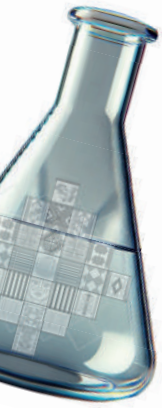


a) 24800 g Au $\times \frac{1\ mol\ Au}{197\ g\ Au} = 125{,}89$ mol Au

b) 24800 g Au $\times \frac{6{,}023 \times 10^{23}\ átomos\ Au}{197\ g\ Au} = 7{,}58 \times 10^{25}$ átomos Au

Respuesta Los dos lingotes tienen a) 125,89 mol de oro b) $7{,}58 \times 10^{25}$ átomos de oro

454. El helio es un gas noble valioso utilizado en la industria, en investigaciones en las que se requiere baja temperatura, en los tanques para buceo profundo y para inflar globos. ¿Cuántos gramos de helio hay dentro de un globo que contiene 1,61 mol de este gas? Peso atómico del Helio 4





Fuente: Amazon.com

Datos

Helio (He).
1,61 mol He
convertir a:
Gramos He

Solución

Convertimos 1,61 moles de Helio que hay en el globo a gramos de Helio

Factor de conversión:

1 mol He
4 g He
$6{,}023 \times 10^{23}$ átomos He

$$1{,}61 \text{ mol He} \times \frac{4 \text{ g He}}{1 \text{ mol He}} = 6{,}44 \text{ g He}$$

Respuesta Dentro el globo hay 6,44 gramos de helio

455. El zinc de peso atómico 65 es un metal plateado que se utiliza para fabricar latón (con cobre). Si una cerradura de latón pesa 520 g. Y el 40 % es de zinc ¿Cuántos átomos de zinc hay en la cerradura?



Fuente: Truper.com

Datos

Zinc (Zn).
La masa total (m_T) de la cerradura pesa 520 g que es una mezcla de zinc y cobre, para la conversión necesitamos solo la masa del Zinc (m_{Zn}) que ocupa el 40 %

Solución

Utilizamos la fórmula de porcentaje para calcular solo la masa del Zinc

$$m_{Zn} = \frac{\% * m_T}{100}$$

Factor de conversión:

1 mol Zn
65 g Zn
$6{,}023 \times 10^{23}$ átomos Zn

Reemplazamos datos:

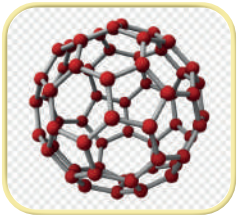
$$m_{Zn} = \frac{40 * 520g \text{ mezcla}}{100}$$

$$m_{Zn} = 208 \text{ g Zn}$$

$$208 \text{ g Zn} \times \frac{6{,}023 \times 10^{23} \text{ átomos Zn}}{65 \text{ g Zn}} = 1{,}93 \times 10^{24} \text{ átomos Zn}$$

Respuesta En la cerradura hay $1{,}93 \times 10^{24}$ átomos de zinc

456. El **buckminsterfullereno** o **futboleno** es una estructura esférica de 60 átomos de carbono unidos entre sí, su forma se asemeja a un balón de fútbol ¿Cuál es la masa en gramos de una estructura del buckminsterfullereno? Peso atómico del carbono12.



Fuente: Store.com

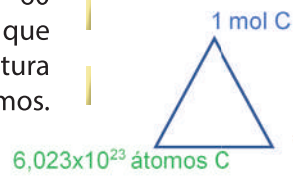
Datos

Carbono (C)
Tenemos 60 átomos de C
convertir a:
Gramos de C

Solución

Convertimos los 60 átomos de carbono que forman la estructura del futboleno a gramos.

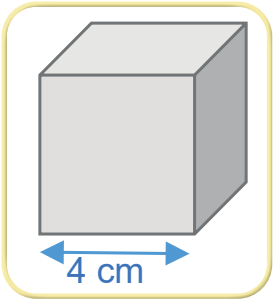
Factor de conversión:



$$60 \text{ átomos C} \times \frac{12\ g\ C}{6{,}023 \times 10^{23} \text{ átomos C}} = 1{,}20\times10^{-21} \text{ g C}$$

Respuesta La estructura del futboleno tiene una masa de $1{,}20\times10^{-21}$ gramos de carbono

457. Un cubo de Plomo tiene, 4 cm de longitud de uno de sus lados, si su densidad es de 11,3 g/cm³ ¿Cuántos átomos de Plomo hay en el cubo? Peso atómico del Plomo 207.



Datos

Plomo (Pb)
Para saber cuántos átomos de plomo hay, debemos saber cuántos gramos tiene el cubo.
La densidad nos dice que hay 11,3 gramos de plomo en un volumen de 1 cm^3 $\rightarrow \left(\frac{11{,}3\ g\ Pb}{1\ cm^3\ Pb}\right)$ pero, nuestro cubo tiene un volumen mayor, lo calculamos.

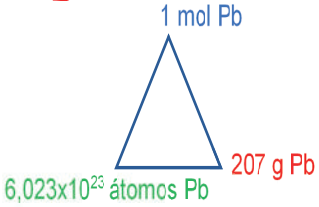
Solución

El volumen del cubo tiene la fórmula:

$V = (\text{lado})^3$
$V = (4)^3$
$V = 64\ cm^3\ Pb$

Ahora sabemos el volumen de nuestro cubo de plomo, usando su densidad, calculamos los gramos que tiene:

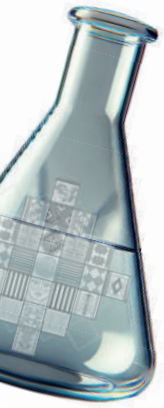
$$64\ cm^3 Pb \times \frac{11{,}3\ g\ Pb}{1\ cm^3\ Pb} = 723{,}2\ g\ Pb$$



$$723{,}2\ g\ Pb \times \frac{6{,}023 \times 10^{23} \text{ átomos Pb}}{207\ g\ Pb} = 2{,}10\times10^{24} \text{ átomos Pb}$$

Respuesta
El cubo de plomo tiene $2{,}10\times10^{24}$ átomos de plomo

458. Una firma escrita a lápiz suele tener en promedio un miligramo de masa. Suponiendo que la materia negra sea carbono, calcúlese el número aproximado de átomos que contiene la firma hecha con esté lápiz. Peso atómico del carbono12





Fuente: shutterstock.com

Datos

Carbono (C)

Tenemos 60 átomos de Carbono

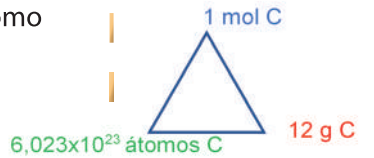
convertir a:

Gramos de Carbono

Solución

Para usar el factor de conversión convertimos de mg a g como 1000 mg = 1g

Factor de conversión:



$$1\ mg \times \frac{1\ g}{1000\ mg} = 0{,}001\ g\ C$$

$$0{,}001\ g\ C \times \frac{6{,}023 \times 10^{23}\ \text{átomos C}}{12\ g\ C} = 5{,}02 \times 10^{19}\ \text{átomos C}$$

Respuesta La firma contiene $5{,}02 \times 10^{19}$ átomos de carbono

459. ¿Cuántos ángeles pueden situarse sobre la punta de un alfiler de oro? Admitir que cada ángel necesita como mínimo un átomo para colocarse, el peso de la punta del alfiler es $10{,}11 \times 10^{-9}$ gramos. Peso atómico del Oro 197



Fuente: lilibisuteria.com

Datos

Oro (Au)

Tenemos $10{,}11 \times 10^{-9}$ gramos de oro

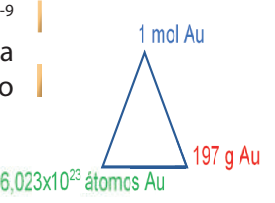
convertir a:

átomos de Au y en cada átomo se situará un ángel.

Solución

Convertimos los $10{,}11 \times 10^{-9}$ g de Oro que pesa la punta del alfiler en átomos de Oro

Factor de conversión:



$$10{,}11 \times 10^{-9}\ g\ Au \times \frac{6{,}023 \times 10^{23}\ \text{átomos Au}}{197\ g\ Au} = 3{,}10 \times 10^{13}\ \text{átomos Au}$$

Respuesta Como cada ángel necesita 1 átomo para colocarse entonces hay también $3{,}10 \times 10^{13}$ ángeles.

460. Determinar el peso de una olla de aluminio que contiene el mismo número de átomos de otra olla idéntica de cobre, que pesa 6,35 g. Los pesos atómicos del aluminio y cobre son 27 y 63,5 respectivamente.

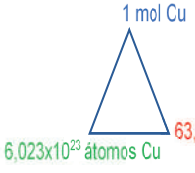
Datos

Cobre (Cu)

Aluminio (Al)

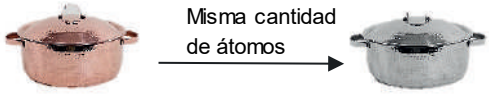
La olla de cobre pesa 6,35 gramos de Cu, calculamos cuántos átomos contiene y será la misma cantidad de átomos de Aluminio.

Factor de conversión:



Solución

$$6{,}35\ g\ Cu \times \frac{6{,}023 \times 10^{23}\ \text{átomos Cu}}{63{,}5\ g\ Cu} = 6{,}023\text{x}10^{22}\ \text{átomos Cu}$$



Fuente: joom.com

La olla de cobre pesa 6,35 gramos y tiene $6{,}023\text{x}10^{22}$ átomos de cobre

La olla de aluminio tiene $6{,}023\text{x}10^{22}$ átomos Al.

Calculamos su peso:



$$6{,}023\text{x}10^{22}\ \text{átomos Al} \times \frac{27\ g\ Al}{6{,}023 \times 10^{23}\ \text{átomos Al}} = 2{,}70\ g\ Al$$

Respuesta La olla de Aluminio tiene una masa 2,70 g

461. El mercurio tiene fuerzas adhesivas muy pequeñas con la mayoría de los envases, si se derramó 2 ml de mercurio y sabiendo que su densidad es de $13{,}6\ \frac{g}{cm^3}$ ¿Cuántos átomos de mercurio se derramo? Peso atómico del mercurio 201.



Fuente: gaceta.udg.mx

Datos

Mercurio (Hg)

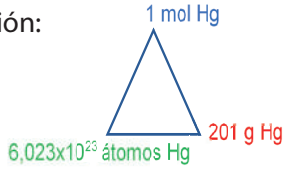
Tenemos un volumen de 2 ml de mercurio, lo convertimos a gramos con la ayuda de la densidad, y después lo convertimos a átomos.

Solución 1 ml = 1 cm^3 (Son equivalentes)

Convertimos el volumen (2 ml = 2 cm^3) de mercurio a gramos, usando su densidad:

$$2\ cm^3\ Hg \times \frac{13{,}6\ g\ Hg}{1\ cm^3\ Hg} = 27{,}2\ g\ Hg$$

Convertimos 27,2 g Hg a átomos de mercurio con el factor de conversión:

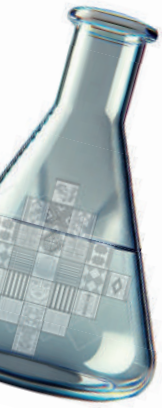


$$27{,}2\ g\ Hg \times \frac{6{,}023 \times 10^{23}\ \text{átomos Hg}}{201\ g\ Hg} = 8{,}15\text{x}10^{22}\ \text{átomos Hg}$$

Respuesta

Se derramó $8{,}15\text{x}\ 10^{22}$ átomos de mercurio

462. En una garrafa existen $3{,}012x10^{24}$ átomos de helio, si se extrae 8 g de este elemento en un globo. ¿Cuántos átomos de helio queda en la garrafa? Peso atómico del Helio 4.

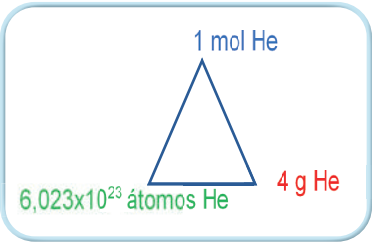




Fuente:Dreamstime.com

Datos
Helio (He)
No podemos restar átomos con gramos, entonces los 8 gramos de helio lo convertimos en átomos de helio.

Solución Usando el factor de conversión



$$8\ \cancel{g}\ He \times \frac{6{,}023 \times 10^{23}\ \text{átomos He}}{4\ \cancel{g}\ \text{He}} = 1{,}205x10^{24}\ \text{átomos He}$$

Ahora podemos restar los átomos y calcular cuántos quedan en la garrafa:

$$3{,}012x10^{24}\ \text{átomos He} - 1{,}205x10^{24}\ \text{átomos He} = 1{,}807x10^{24}\ \text{átomos He}$$

Respuesta En la garrafa queda $1{,}807x10^{24}$ átomos He

463. Un chip contiene silicio, es utilizado en un circuito de una computadora, tiene una masa de 6,20 mg ¿Cuántos átomos gramos de silicio hay en el chip? Peso atómico del Silicio 28.

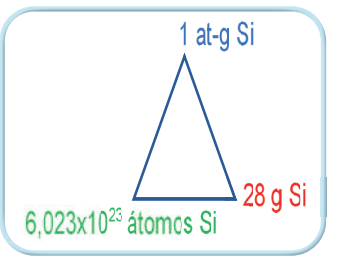


Fuente: pngtree.com

Datos
Silicio (Si)
Tenemos 6,20 miligramos de silicio en el chip
convertir a:
átomos-gramos

Solución

Para usar el factor de conversión convertimos de mg a g como 1000 mg = 1g



$$6{,}20\ \cancel{mg} \times \frac{1\ g}{1000\ \cancel{mg}} = 0{,}0062\ g\ Si$$

$$0{,}0062\ \cancel{g}\ Si \times \frac{1\ at\text{-}g\ Si}{28\ \cancel{g}\ Si} = 0{,}0002\ at\text{-}g\ Si$$

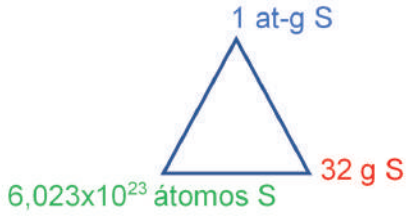
Respuesta
El chip contiene 0,0002 átomos-gramos de silicio

464. En un envase existen 31,25 átomos-gramos de azufre ¿Cuántos gramos de azufre contiene el frasco? Peso atómico de azufre 32



Fuente: Kremer.com

Datos
Azufre (S)
Tenemos 31,25 átomos-gramos de azufre en el frasco convertir a: gramos



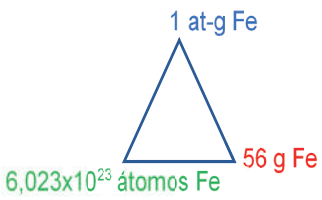
Solución Usando el factor de conversión

$$31{,}25 \text{ at-}\not{g}\ S \times \frac{32\ g\ S}{1\ \text{at}-\not{g}\ S} = 1000 \text{ g S}$$

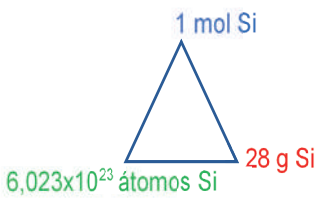
Respuesta El frasco contiene 1000 gramos de azufre

465. Ordenar las siguientes muestras de menor a mayor la cantidad de **gramos** que tienen: 0,18 at-g Fe, 0,25 mol Si, $1{,}205\times10^{24}$ átomos He
Pesos atómicos Fe=56 Si= 28 He = 4.

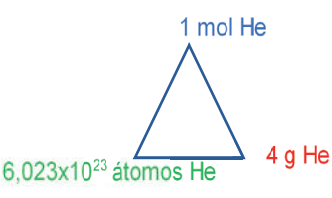
Solución



$$0{,}18 \text{ at-}\not{g}\ Fe \times \frac{56\ g\ Fe}{1\ \text{at}-\not{g}\ Fe} = 10{,}08 \text{ g Fe}$$



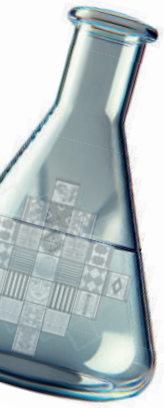
$$0{,}25 \text{ m}\not{o}\text{l Si} \times \frac{28\ g\ Si}{1\ \text{m}\not{o}\text{l Si}} = 7 \text{ g Si}$$



$$1{,}205\times10^{24} \text{ átom}\not{o}\text{s He} \times \frac{4\ g\ He}{6{,}023\times10^{23}\ \text{átom}\not{o}\text{s He}} = 8 \text{ g He}$$

Respuesta 7 g Si < 8 g He < 10,08 g Fe

466. Una mezcla contiene 0,44 átomos gramos de azufre y 0,48 átomos gramos de hierro, que pueden ser separados por un imán, debido a que el hierro es un elemento ferromagnético y es atraído por el campo magnético que produce el imán. ¿Cuál es el peso de la mezcla? Los pesos atómicos del azufre y del hierro son 32 y 56 respectivamente.





Fuente: EjerciciosFyQ.com

Datos

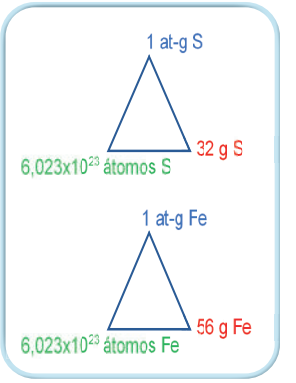
Azufre (S)
Hierro (Fe)
Tenemos 0,44 at-g S, 0,48 at-g Fe

Convertimos a:
Gramos y sumamos para saber el peso de la mezcla.

Solución
Usando los factores de conversión.

$$0{,}44\ \text{at-g S} \times \frac{32\ g\ S}{1\ \text{at-g}\ S} = 14{,}08\ \text{g S}$$

$$0{,}48\ \text{at-g Fe} \times \frac{56\ g\ Fe}{1\ \text{at-g}\ Fe} = 26{,}88\ \text{g Fe}$$



Ahora podemos sumar los gramos de "S" y "Fe" para saber el peso de la mezcla:

$$\underbrace{14{,}08\ \text{g S} + 26{,}88\ \text{g Fe}}_{40{,}96\ \text{g mezcla}}$$

Respuesta El peso de la mezcla es 40,96 gramos

Saber más...

El ferromagnetismo es una propiedad física que ciertos materiales exhiben y que les permite convertirse en imanes permanentes o ser atraídos fuertemente por un imán. Los materiales ferromagnéticos incluyen hierro, níquel, cobalto y algunas aleaciones y compuestos de estos metales.



Fuente: polaridad.es

467. Una muestra de mineral de cobre de peso atómico 63,5 pesa 1000 gramos, contiene $301,15x10^{22}$ átomos de cobre ¿Cuál es el porcentaje de pureza de la muestra?



Fuente: Cienciasfera.com

Datos

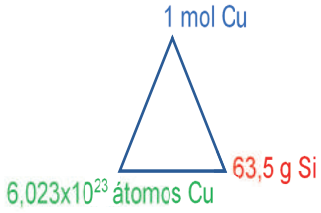
Cobre (Cu)

Tenemos una masa total (m_T) de1000 gramos de mineral y dentro $301,15x10^{22}$ átomos de cobre

Convertir:

Los átomos de cobre a gramos de cobre, para el porcentaje.

Solución



$$301,15x10^{22}\ \text{átomos Cu} \times \frac{63,5\ g\ Cu}{6,023 \times 10^{23}\ \text{átomos Cu}} = 317,5\ \text{g Cu}$$

Ahora, calculamos que porcentaje de cobre puro se encuentra en la muestra:

$$\%_{Cu} = \frac{m_{Cu}}{m_T} * 100$$

Reemplazamos datos

$$\%_{Cu} = \frac{317,5\ g\ Cu}{1000\ g\ \text{mineral}} * 100$$

$$\%_{Cu} = 31,75\ \%$$

Respuesta El porcentaje de cobre en el mineral es de 31,75 %

468. Para una reacción química se requiere contar con 0,25 moles de azufre. ¿Qué masa de azufre tendría que pesar? $^{32}_{16}S$

Datos

Azufre (S)

Tenemos 0,25 moles de azufre su peso atómico es 32

Convertir:

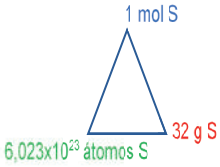
Los moles de azufre a gramos para pesar en la balanza

Solución

Usando el factor de conversión



Fuente: galileoequipos.com



$$0,25\ \text{mol S} \times \frac{32\ g\ S}{1\ \text{mol S}} = 8\ \text{g S}$$

Respuesta Para la reacción química se debe pesar 8 gramos de Azufre

469. Un mineral de hierro que pesa 2000 gramos tiene una pureza de 28 % ¿Cuántos átomos de este metal están contenidos en el mineral? Peso atómico del hierro 56.





Fuente: plataformaenergetica.org

Datos

Hierro (Fe)

Tenemos una masa total (m_T) de 2000 g de mineral y el 28% es de hierro puro

Convertir:

28 % a gramos de (Fe) (m_{Fe}) que hay en el mineral, para después calcular los átomos de (Fe)

Solución

Usando el factor de conversión

$$m_{Fe} = \frac{\% * m_T}{100}$$

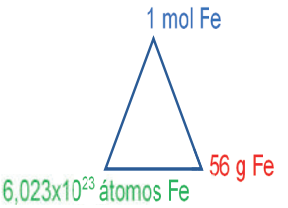
Reemplazamos datos

$$m_{Fe} = \frac{28 * 2000g \text{ mineral}}{100}$$

$$m_{Fe} = 560 \text{ g Fe}$$

$$560 \text{ g Fe} \times \frac{6{,}023 \times 10^{23} \text{ átomos Fe}}{56\ g \text{ Fe}} = 6{,}02 \times 10^{24} \text{ átomos Fe}$$

Factor de conversión:



Respuesta En mineral contiene $6{,}02 \times 10^{24}$ átomos de hierro

470. El fósforo es un elemento no metálico perteneciente al grupo VA de la tabla periódica y se encuentra en la naturaleza combinado en fosfatos inorgánicos y en organismos vivos. ¿Cuántos neutrones están contenidos en 5 átomos de fósforo, si su peso atómico es 31 y su número atómico es 15.

Datos

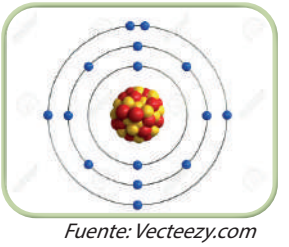
Fosforo (P)

Tenemos el peso atómico (A=31) y su número atómico (Z=15) en **1 átomo P**

Calculamos

Los neutrones (n^0) que hay en **1 átomo de P** y después en los 5 átomos de fósforo

Solución 1 átomo $^{31}_{15}P$



Fuente: Vecteezy.com

Utilizamos la fórmula

$$n^0 = A - Z$$

$$n^0 = 31 - 15$$

$$n^0 = 16 \text{ (En 1 átomo P)}$$

Calculamos los neutrones para los 5 átomos de fósforo:

$$5 \text{ átomos P} \times \frac{16\ n^0}{1 \text{ átomo P}} = 80n^0$$

Respuesta En 5 átomos de fósforo hay 80 neutrones



471. La plata, en la mayor parte de las veces se encuentra en minerales, algunas veces se encuentra en la naturaleza como elemento libre (plata nativa). Si se tiene 1 mg de plata Z= 47 y A= 108 ¿Cuántos neutrones contiene?

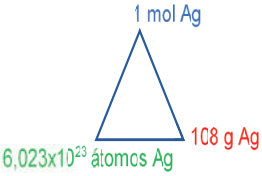


Fuente: shutterstock.com

Datos
Plata (Ag)
Tenemos 1 mg de plata
Con número atómico Z= 47 y peso atómico A= 108

Convertimos:
De miligramos de Plata a gramos de plata, para la conversión a átomos de plata

Solución
Como 1000 mg = 1g



$$1\,mg \times \frac{1\,g}{1000\,mg} = 0{,}001\,g\ Ag$$

$$0{,}001\,g\ Ag \times \frac{6{,}023 \times 10^{23}\ \text{átomos Ag}}{108\,g\ Ag} = 5{,}58\times10^{18}\ \text{átomos Ag}$$

Calculamos los neutrones en 1 átomo Ag:

$$n^0 = A - Z$$
$$n^0 = 108 - 47$$
$$n^0 = 61$$

(En 1 átomo Ag)

Ahora calculamos los neutrones de 1 mg de Plata = $5{,}58\times10^{18}$ átomos de plata

$$5{,}58\times10^{18}\ \text{átomos Ag} \times \frac{61\ n^0}{1\ \text{átomo Ag}} =$$

$$3{,}4\times10^{20}\ n^0$$

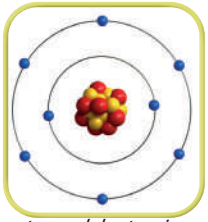
Respuesta 1 miligramo de plata contiene $3{,}4\times10^{20}$ neutrones

472. Cuántos protones están contenidos en 5 at-g de oxígeno Z= 8

Datos
Oxígeno (O)
Tenemos
5 átomos-gramos de oxígeno con número atómico Z= 8

Convertir
Los protones (p^+) que hay en **1 átomo de O** y después en 5 átomos-gramos de **oxígeno**

Solución 1 átomo O
Usando el factor de conversión

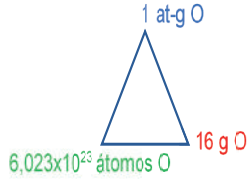


Fuente:modeloatomico.win

Como:

$$Z = p^+$$
$$p^+ = 8$$

(En 1 átomo O)



$$5\ \text{at-g O} \times \frac{6{,}023 \times 10^{23}\ \text{átomos O}}{1\ \text{at-g O}} =$$

$$3{,}01\times10^{24}\ \text{átomos de O}$$

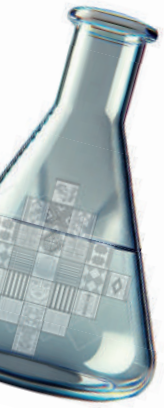
Ahora calculamos los protones en los $3{,}01\times10^{24}$ átomos O

$$3{,}01\times10^{24}\ \text{átomos O} \times \frac{8\ P^+}{1\ \text{átomo O}} =$$

$$2{,}41\times10^{25}\ p^+$$

Respuesta En 5 at-g O hay $2{,}41\times10^{25}$ protones

473. Que peso de mercurio, contiene la misma cantidad de átomos que tiene 120 g de calcio. Pesos atómicos del mercurio y calcio 201 y 40.



Datos

Mercurio (Hg)

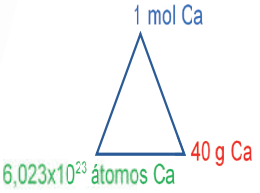
Calcio (Ca)

Tenemos 120 g Ca

Calculamos:

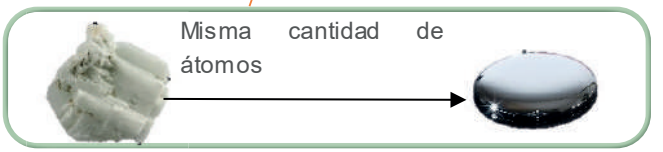
Los átomos que contiene los 120 g de Ca y será la misma cantidad de átomos de mercurio

Factor de conversión:



Solución

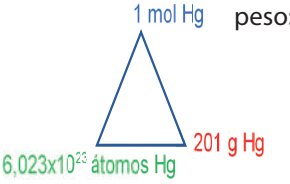
$$120\ g\ Ca \times \frac{6{,}023 \times 10^{23}\ \text{átomos Ca}}{40\ g\ Ca} = 1{,}81 \times 10^{24}\ \text{átomos Ca}$$



Fuente: periodictable.com *Fuente: Xataka.com*

La masa de calcio pesa 120 g y tiene $1{,}81 \times 10^{24}$ átomos Ca

Entonces la muestra de mercurio tiene $1{,}81 \times 10^{24}$ átomos Hg calculamos su peso:



$$1{,}81 \times 10^{24}\ \text{átomos Hg} \times \frac{201\ g\ Hg}{6{,}023 \times 10^{23}\ \text{átomos Hg}} = 604\ g\ Hg$$

Respuesta La muestra de mercurio pesa 604 gramos

474. El calcio también ayuda a que la sangre circule a través de los vasos sanguíneos por todo el cuerpo y a liberar las hormonas necesarias para muchas funciones del organismo. El consumo de calcio diario en un adulto es alrededor de 1300 mg. Calcular la cantidad de neutrones que contiene esa cantidad. A= 40 Z= 20.

Datos

Calcio (Ca)

Tenemos 1300 miligramos de calcio

Con A=40 Z= 20

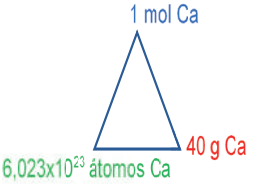
Convertir:

Los miligramos a gramos para la conversión.

Solución

Como 1000 mg = 1g

$$1300\ mg \times \frac{1\ g}{1000\ mg} = 1{,}3\ g\ Ca$$



$$1{,}3\ g\ Ca \times \frac{6{,}023 \times 10^{23}\ \text{átomos Ca}}{40\ g\ Ca} = 1{,}96 \times 10^{22}\ \text{átomos Ca}$$

Calculamos los neutrones:

$n^0 = A - Z$

$n^0 = 40 - 20$

$n^0 = 20$

En 1 átomo Ca

Ahora calculamos los neutrones en $1{,}96 \times 10^{22}$ átomos Ca.

$$1{,}96 \times 10^{22}\ \text{átomos Ca} \times \frac{20\ n^0}{1\ \text{átomo Ca}} =$$

$$3{,}92 \times 10^{23}\ n^0$$

Respuesta 1300 miligramos de calcio tiene $3{,}92 \times 10^{23}$ n^0

475. Un mineral de plata de 3000 g, tiene una pureza del 66%. Determinar la cantidad de átomos de plata presentes. A= 108.



Fuente: shutterstock.com

Datos

Plata (Ag)

Tenemos una masa total (m_T) de 3000 g de mineral y el 66% es de Plata pura

Convertimos:

66 % a gramos de (Ag) (m_{Ag}) que hay en el mineral, para después calcular los átomos de (Ag)

Solución

Utilizamos la fórmula de porcentaje:

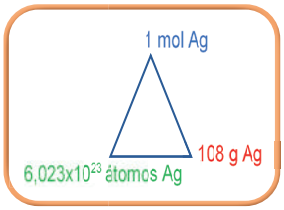
$$m_{Ag} = \frac{\% * m_T}{100}$$

Reemplazamos datos

$$m_{Ag} = \frac{66 * 3000g \text{ mineral}}{100}$$

$$m_{Ag} = 1980 \text{ g Ag}$$

Factor de conversión



$$1980 \text{ g Ag} \times \frac{6{,}023 \times 10^{23} \text{ átomos Ag}}{108 \text{ g Ag}} = 1{,}10 \times 10^{25} \text{ átomos Ag}$$

Respuesta En mineral contiene $1{,}10 \times 10^{25}$ átomos Ag

476. Una esfera de hierro contiene 10,80 at-g de este metal, si la densidad del hierro es 7,86 $\frac{g}{cm^3}$ Determinar su diámetro. A= 56



Fuente: shutterstock.com

D=?

Datos

Hierro (Fe)

Tenemos

10,80 at-g Fe

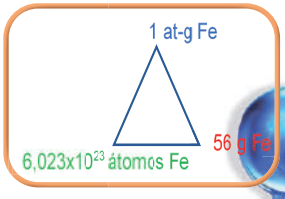
Con A=56

Convertir:

At-g a g luego lo convertimos en volumen y calculamos su Diámetro.

Solución

$$10{,}80 \text{ at-g Fe} \times \frac{56 \text{ g Fe}}{1 \text{ at-g Fe}} = 604{,}8 \text{ g Fe}$$



Convertimos los gramos en volumen, usando su densidad: $604{,}8 \text{ g Fe} \times \frac{1 \text{ cm}^3 \text{ Fe}}{7{,}86 \text{ g Fe}} = 76{,}95 \text{ cm}^3 \text{ Fe}$

(El volumen del hierro es también el volumen de la esfera)

Calculamos su diámetro usando la fórmula del volumen de una esfera:

$$V = \frac{1}{6}\pi D^3 \text{ (Despejamos "D")}$$

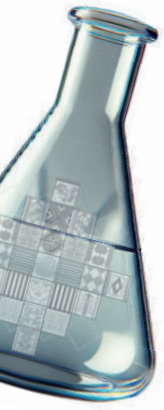
$$D = \sqrt[3]{\frac{6V}{\pi}} \text{ (Reemplazamos datos)}$$

$$D = \sqrt[3]{\frac{6 * 76{,}95 \text{ cm}^3}{\pi}}$$

$$D = 5{,}28 \text{ cm}$$

Respuesta El diámetro de la esfera de hierro es de 5,28 cm

477. Se tiene un mineral de zinc que tiene $1{,}25x10^{24}$ átomos ¿Cuál es el peso del mineral si este tiene una pureza del 84%? A= 65.





Fuente: latiza.zinc.org

Datos

Zinc (Zn)

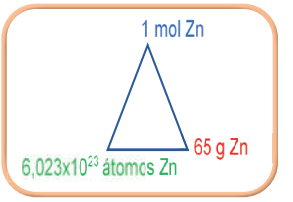
Tenemos $1{,}25x10^{24}$ átomos Zn que ocupa el 84% de la masa total (m_T) o masa del mineral.

Convertimos:

Los átomos de Zn a gramos de Zn, para después calcular la masa del mineral.

Solución

Utilizamos la fórmula de porcentaje:



$$1{,}25x10^{24}\ \text{átomos Zn} \times \frac{65\ g\ \text{Zn}}{6{,}023 \times 10^{23}\ \text{átomos Zn}} = 134{,}90\ \text{g Zn}$$

Convertimos los gramos de Zinc a gramos del mineral usando su porcentaje.

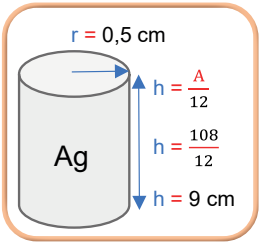
$$84\ \% = \frac{84\ g\ \text{Zn}}{100\ g\ \text{mineral}}$$ (Otra forma de expresar el porcentaje)

Convertimos:

$$134{,}90\ \text{g Zn} \times \frac{100\ g\ \text{mineral}}{84\ g\ \text{Zn}} = 160{,}60\ \text{g mineral}$$

Respuesta El peso del mineral es de 160,60 g

478. Determine la cantidad de átomos presentes en un cilindro de plata que tiene una altura en centimetros igual a la doceba parte de su peso átomico y un radio de 0,5 cm cuya densidad es $10{,}5\ \frac{g}{cm^3}$, A=108



Datos

Plata (Ag)

Tenemos la densidad $\frac{10{,}5\ g\ Ag}{1\ cm^3\ Ag}$

Convertir:

El volumen del cilindro que es el volumen de la plata (Ag), para después llevarlo a gramos y después a átomos.

Solución Calculamos el Volumen del cilindro

$$V = \pi r^2 h$$ (Reemplazamos datos)

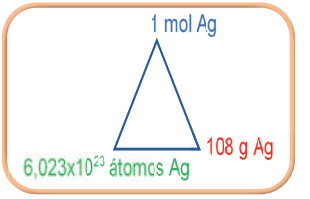
$$V = \pi * (0{,}5\ cm)^2 * 9\ cm$$

$$V = 7{,}07\ cm^3$$

Convertimos el volumen, en gramos usando su densidad:

$$7{,}07\ cm^3\ \text{Ag} \times \frac{10{,}5\ g\ Ag}{1\ cm^3\ Ag} = 74{,}24\ \text{g Ag}$$

Calculamos los átomos con el factor de conversión:



$$74{,}24\ g\ \text{Ag} \times \frac{6{,}023 \times 10^{23}\ \text{átomos Ag}}{108\ g\ Ag} = 4{,}14x10^{23}\ \text{átomos Ag}$$

Respuesta El cilindro tiene $4{,}14x10^{23}$ átomos Ag

479. Determinar la profundidad en centímetros de un bloque de hierro de densidad 7,86 g/cm^3 cuyo largo es 10 cm, y su altura es la tercera parte del largo. El bloque de hierro contiene 10,80 at-g. A= 56.

Datos

h = Altura

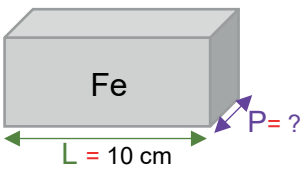
L = Largo

P = Profundidad

$h = \frac{L}{3}$

$h = \frac{10\ cm}{3}$

h = 3,33 cm



El Volumen es: $V = h * L * P$ (1)

Hierro (Fe)

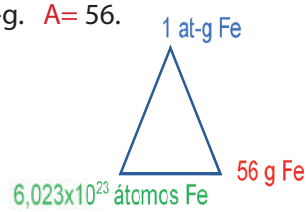
Tenemos la densidad $\frac{7,86\ g\ Fe}{1\ cm^3\ Fe}$

Y los 10,80 at-g Fe.

Convertir:

Los átomos gramos (Fe), a gramos (Fe), para después convertir a volumen con la densidad y después calculamos la profundidad, usando la ecuación (1).

Solución



$10,80\ at\text{-}g\ Fe \times \frac{56\ g\ Fe}{1\ at\text{-}g\ Fe} = 604,8\ g\ Fe$

Convertimos los gramos en volumen, usando su densidad:

$604,8\ g\ Fe \times \frac{1\ cm^3\ Fe}{7,86\ g\ Fe} = 76,95\ cm^3\ Fe.$

Este es el volumen (**V**) del bloque de hierro.

Calculamos la profundidad (P) usando la ecuación (1)

$V = h * L * P$ (Despejamos "P")

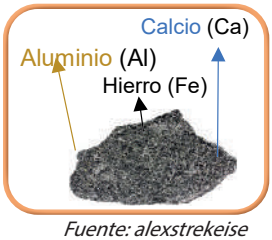
$P = \frac{V}{h*L}$ (Reemplazamos datos)

$P = \frac{76,95\ cm^3}{3,33\ cm * 10\ cm}$ $P = 2,31\ cm$

Respuesta La profundidad del bloque es 2,31 centímetros

480. Una muestra contiene 2 moles de hierro, 0,05 moles de calcio 0,08 moles de aluminio ¿Cuánto pesa la muestra en gramos?

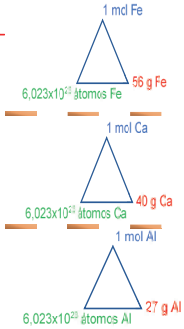
Datos



Fuente: alexstrekeise

Los moles lo convertimos en gramos, para después sumar los gramos para el peso de la muestra.

Solución



$2\ mol\ Fe \times \frac{56\ g\ Fe}{1\ mol\ Fe} = 112\ g\ Fe$

$0,05\ mol\ Ca \times \frac{40\ g\ Ca}{1\ mol\ Ca} = 2\ g\ Ca$

$0,08\ mol\ Al \times \frac{27\ g\ Al}{1\ mol\ Al} = 2,16\ g\ Al$

Calculamos la masa de la muestra m_T:

$m_T = m_{Fe} + m_{Ca} + m_{Al}$ (Reemplazamos datos)

$m_T = 112\ g + 2\ g + 2,16\ g$

$m_T = 116,16\ g$

Respuesta Masa de la muestra 116,16 gramos

481. La plata, se encuentra en la naturaleza como elemento libre (Plata nativa). Si se tiene 0,25 Kg de Plata Z= 47 y A= 108 ¿Cuántos neutrones contiene?

a) $8,5x10^{24}$ **b)** $8,5x10^{24}$ **c)** $8,5x10^{25}$ **d)** $8,5x10^{26}$ **e)** $9x10^{20}$

Respuesta .....



482. Una mezcla contiene 0,25 at-g de oxígeno y 1,25 at-g de azufre ¿Cuál es el peso de la mezcla? Los pesos atómicos del Oxígeno y Azufre 16 y 32 respectivamente

a) 44 g **b)** 88 g **c)** 4 g **d)** 40 g **e)** Ninguno

Respuesta .....

483. Cuántos protones están contenidos en 14 at-g de Azufre Z= 16

a) $8,5x10^{26}$ **b)** $8,4x10^{23}$ **c)** $8,4x10^{24}$ **d)** $1,35x10^{25}$ **e)** $1,35x10^{26}$

Respuesta .....

484. Un plátano mediano tiene alrededor de $6,64 \times 10^{21}$ átomos de potasio Determine el peso en miligramos de potasio. A= 39

a) 444 **b)** 450 **c)** 400 **d)** 430 **e)** Ninguno

Respuesta .....

485. ¿Cuántos moles hay en 36000 mg de carbono? A= 12

a) 3 **b)** 4 **c)** 12 **d)** 2 **e)** Ninguno

Respuesta .....

486. Una esfera de plomo tiene 5 cm de diámetro, si su densidad es de 11,4 $\frac{g}{cm^3}$ ¿Cuántos átomos de plomo hay en la esfera? A= 207

a) $21,7x10^{24}$ **a)** $2,17x10^{26}$ **c)** $17,2x10^{24}$ **d)** $2,17x10^{25}$ **e)** $2,17x10^{24}$

Respuesta .....



487. ¿Cuántos átomos gramos (at-g) de mercurio hay en una botella que contiene 2,20 lb de mercurio A= 201

a) 453,6 **b)** 5,2 **c)** 4,96 **d)** 8,96 **e)** Ninguno

Respuesta .....

488. Determinar la cantidad de neutrones que tiene $5,73x10^{-3}$ lb de calcio el peso atómico del calcio es 40

a) $7,84x10^{21}$ **b)** $7,84x10^{24}$ **c)** $6,84x10^{23}$ **d)** $7,84x10^{23}$ **e)** $8,84x10^{23}$

Respuesta .....

489. Que peso de mercurio en gramos contiene la misma cantidad de Átomos que tiene $240,41x10^{3}$ mg de calcio. Pesos atómicos del mercurio y calcio 201 y 40 respectivamente.

a) 1218,06 **b)** 2400 **c)** 1200 **d)** 1300 **e)** 1208,07

Respuesta .....

490. Un mineral de cobre que pesa 5 lb tiene una pureza de 30 % ¿Cuántos átomos de este metal están contenidos en el mineral? Peso atómico del cobre 63,5

a) $645x10^{24}$ **b)** $6,45x10^{24}$ **c)** $6,45x10^{23}$ **d)** $6,45x10^{22}$ **e)** $64,5x10^{24}$

Respuesta .....

491. En un envase se tiene 10 ml de mercurio con una densidad 13,6 g/cm^3 ¿Cuántos moles del metal se tiene en el envase? A= 201

a) 0,68 **b)** 0,86 **c)** 0,78 **d)** 0,96 **e)** Ninguno

Respuesta .....

492. Un joyero requiere contar con $1,53x10^{22}$ átomos de oro en un anillo ¿Qué masa de oro en gramos tendría que pesar? A= 197

a) 50 **a)** 0,5 **c)** 5000 **d)** 500 **e)** 5

Respuesta .....



493. El fósforo es un elemento no metálico perteneciente al grupo VA de la tabla periódica y se encuentra en la naturaleza combinado en fosfatos inorgánicos y en organismos vivos. ¿Cuántos neutrones están contenidos en 10 átomos de fósforo, si su peso atómico es 31 y su número atómico es 15

a) 16 neutrones
b) 26 neutrones
c) 31 neutrones
d) 160 neutrones

Respuesta .....

494. La plata, en la mayor parte de las veces se encuentra en minerales, algunas veces se encuentra en la naturaleza como elemento libre (Plata nativa). Si se tiene 3 mg de Plata Z= 47 y A= 108 ¿Cuántos neutrones contiene?

a) $1{,}02 \times 10^{21}$ neutrones
b) $1{,}02 \times 10^{22}$ neutrones
c) $1{,}02 \times 10^{23}$ neutrones
d) $2{,}02 \times 10^{21}$ neutrones

Respuesta .....

495. Un mineral de hierro que pesa 4000 gramos tiene una pureza de 28 % ¿Cuántos átomos de este metal están contenidos en el mineral? Peso atómico del hierro 56

a) $1{,}2 \times 10^{26}$ átomos Fe
b) $1{,}2 \times 10^{22}$ átomos Fe
c) $1{,}2 \times 10^{23}$ átomos Fe
d) $1{,}2 \times 10^{25}$ átomos Fe

Respuesta .....

496. Una muestra de mineral de cobre de peso atómico 63,5 pesa 2000 gramos, contiene $301{,}15 \times 10^{22}$ átomos de cobre ¿Cuál es el porcentaje de pureza de la muestra?

a) 25,9 %
b) 16,9 %
c) 15,9 %
d) 5,9 %

Respuesta .....

497. Un cubo de plomo tiene, 8 cm de longitud de uno de sus lados, si su densidad es de 11,3 $\frac{g}{cm^3}$ ¿Cuántos átomos de plomo hay en el cubo? Peso atómico del plomo 207

a) $1{,}7 \times 10^{25}$ átomos Pb
b) 17×10^{25} átomos Pb
c) $1{,}7 \times 10^{26}$ átomos Pb
d) $1{,}7 \times 10^{24}$ átomos Pb

Respuesta .....

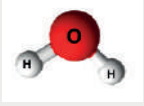
UNIDADES QUÍMICAS DE MASA PARA COMPUESTOS

En el apartado anterior de este texto se describía el desarrollo de la unidad de masa atómica, el concepto de pesos atómicos de los elementos químicos. Estas ideas pueden ampliarse para calcular el peso molecular (M) de un compuesto sumando las masas atómicas de todos los átomos representados en la fórmula del compuesto.

Compuesto Un compuesto químico es una sustancia formada por la combinación química de dos o más elementos diferentes.

Molécula Es la parte más pequeña de un compuesto químico formada por dos o más átomos iguales o diferentes y que conserva las propiedades de dicho compuesto.

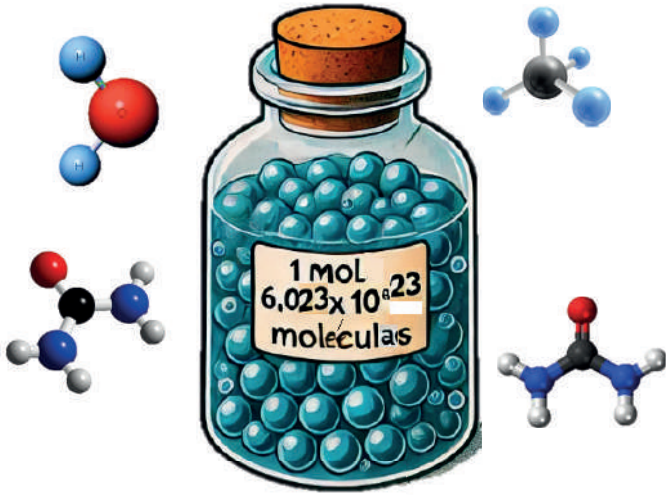
Ejemplo:



1 molécula Agua → 1 átomo de Oxígeno

Está formada por → 2 átomos de Hidrogeno

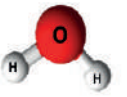
Mol Es una unidad del sistema internacional que se utiliza para agrupar unidades estructurales en una determinada, cantidad de sustancia, por lo tanto, es una unidad de medida ampliamente empleada en la ciencia, indica masa también cantidad de átomos y moléculas.



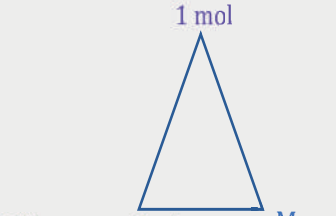
Peso molecular Es la suma de las masas atómicas de los átomos que constituyen la molécula. Para calcular es necesario saber que elementos forman el compuesto y sus pesos atómicos en la tabla periódica.



Ejemplo: Calcular el peso molecular del agua

Elemento	Cantidad (moles individuales)		Pesos atómicos (Tabla)		Total (gramos individuales)	Agua
H:	2	•	1	=	2 g H	
O:	1	•	16	=	16 g O	
Peso Molecular (M)				→	$\frac{18\ g\ H_2O}{1\ mol\ H_2O}$	

Factor de conversión para compuestos:



Relaciones de compuesto a elemento: También se puede relacionar los gramos y moles de un compuesto con los elementos que lo conforman

Ejemplo: Para el agua

$18\ g\ H_2O \rightarrow 2\ g\ H$
$18\ g\ H_2O \rightarrow 16\ g\ O$
$1\ mol\ H_2O \rightarrow 2\ g\ H$
$1\ mol\ H_2O \rightarrow 16\ g\ O$

$18\ g\ H_2O \rightarrow 2\ mol\ H$
$18\ g\ H_2O \rightarrow 1\ mol\ O$
$1\ mol\ H_2O \rightarrow 2\ mol\ H$
$1\ mol\ H_2O \rightarrow 1\ mol\ O$

498. Por su acción bactericida, el hidróxido de calcio es ampliamente utilizado en tratamientos odontológicos conservadores, especialmente en el tratamiento de dientes dañados. Si un recipiente contiene 150 gramos. Calcule a) La cantidad de moléculas de hidróxido de calcio. b) La cantidad total de moléculas de hidróxido de calcio presentes en el recipiente. Ca:40 O:16 H:1



Fuente: ArbottLtda.com

Datos

Hidróxido de Calcio

$Ca(OH)_2$

Tenemos

$150\ g\ Ca(OH)_2$

Convertimos a:

a) moles $Ca(OH)_2$

b) moléculas $Ca(OH)_2$

Solución

Calculamos el peso molecular

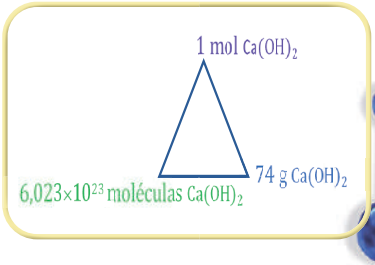
Ca: $1 \cdot 40 = 40\ g\ Ca$

O: $2 \cdot 16 = 32\ g\ O$

H: $2 \cdot 1 = 2\ g\ H$

$74\ \frac{g\ Ca(OH)_2}{mol}$

Factor de conversión:



a) $150\ g\ Ca(OH)_2 \times \frac{1\ mol\ Ca(OH)_2}{74\ g\ Ca(OH)_2} = 2{,}03\ mol\ Ca(OH)_2$

b) $150\ g\ Ca(OH)_2 \times \frac{6{,}023\times10^{23}\ moléculas\ Ca(OH)_2}{74\ g\ Ca(OH)_2} =$

$1{,}22\times10^{24}\ moléculas\ Ca(OH)_2$

Respuesta El frasco contiene **a)** 2,03 mol $Ca(OH)_2$ **b)** $1{,}22\times10^{24}$ moléculas $Ca(OH)_2$

499. Nuestro sistema inmunológico necesita cloruro de sodio para funcionar. Además, mantiene el equilibrio de los líquidos en nuestro cuerpo e incluso regula el ritmo cardíaco. Sí, se pueden encontrar $3{,}09\times10^{24}$ moléculas de cloruro de sodio en un salero. ¿Cuál es la cantidad de sal presente en el salero? Na:23 Cl:35,5



Fuente: Simnews.com

Datos

Cloruro de sodio

NaCl

Tenemos

$3{,}09\times10^{24}$ moléculas NaCl

Convertimos a:

gramos NaCl

Solución

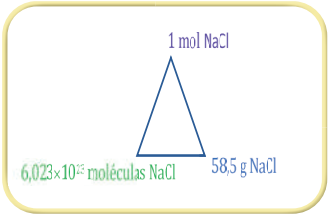
Calculamos el peso molecular

Na: $1 \cdot 23 = 23\ g\ Na$

Cl: $1 \cdot 35{,}5 = 35{,}5\ g\ Cl$

$58{,}5\ \frac{g\ NaCl}{mol}$

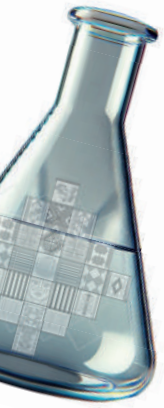
Factor de conversión:



$3{,}0910^{24}\ moléculas\ NaCl \times \frac{58{,}5\ g\ NaCl}{6{,}023\times10^{23}\ moléculas\ NaCl} = 300{,}12\ g$

Respuesta El salero tiene 300,12 gramos de NaCl

500. El fosfato de calcio se utiliza en el campo médico para implantes ortopédicos porque su estructura y composición son compatibles con los tejidos biológicos. Si un recipiente contiene 0,5 mol. Calcule a) Los gramos y b) La cantidad de moléculas en el frasco. Ca:40 P:31 O:16





Fuente: Amazon.com

Datos
Fosfato de Calcio
$Ca_3(PO_4)_2$
Tenemos
0,5 mol $Ca_3(PO_4)_2$

Convertimos a:
a) gramos $Ca_3(PO_4)_2$
b) moléculas $Ca_3(PO_4)_2$

Solución

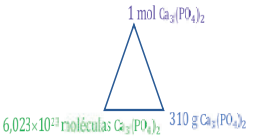
Ca: $3 \cdot 40 = 120$ g Ca

P: $2 \cdot 31 = 62$ g P

O: $8 \cdot 16 = 128$ g H

$$310 \ \frac{g\ Ca_3(PO_4)_2}{mol}$$

Factor de conversión



a) $0{,}5\ \text{mol}\ Ca_3(PO_4)_2 \times \frac{310\ g\ Ca_3(PO_4)_2}{1\ \text{mol}\ Ca_3(PO_4)_2} = 155\ g\ Ca_3(PO_4)_2$

b) $0{,}5\ \text{mol}\ Ca_3(PO_4)_2 \times \frac{6{,}023\times10^{23}\ \text{moléculas}\ Ca_3(PO_4)_2}{1\ \text{mol}\ Ca_3(PO_4)_2} =$

$3{,}01\times10^{23}$ moléculas $Ca_3(PO_4)_2$

Respuesta El frasco contiene a) 155 g $Ca_3(PO_4)_2$ b) $3{,}01\times10^{23}$ moléculas $Ca_3(PO_4)_2$

501. El fluoruro de sodio en la pasta de dientes estimula la remineralización del esmalte dental, inhibiendo así el crecimiento y desarrollo de bacterias dentro de la placa. Si la masa de una pasta de dientes es de 90 gramos y el fluoruro de sodio representa el 0,22% de la masa. Calcule el número de moles de fluoruro de sodio en la pasta. El peso molecular del fluoruro de sodio es 42 $\frac{g}{mol}$



Fuente: Lacomer.com

Datos
Fluoruro de sodio
Na F
Tenemos
90 gramos de pasta(m_T)

Convertimos a:
Gramos de NaF y después a moles de NaF

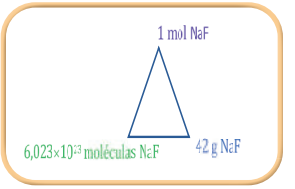
Solución
Utilizamos la fórmula de porcentaje para calcular solo la masa de 0,22 % NaF

$$m_{NaF} = \frac{\% * m_T}{100}$$

Reemplazamos datos:

$$m_{NaF} = \frac{0{,}22 * 90\ g\ pasta}{100} \rightarrow m_{NaF} = 0{,}20\ g\ NaF$$

Factor de conversión



$$0{,}20\ g\ NaF \times \frac{1\ \text{mol}\ NaF}{42\ g\ NaF} = 0{,}005\ \text{mol}\ NaF$$

Respuesta La pasta tiene 0,005 mol de fluoruro de sodio



502. El bórax, o tetra borato decahidratado, se forma naturalmente en sedimentos formados por la evaporación continua de lagos estacionarios como en la laguna Colorada, ubicada en la provincia Sur Lípez de Potosí, Bolivia. El bórax se utiliza a menudo en detergentes, suavizantes y desinfectantes, así como en la fabricación de vidrio y cerámica. Si una bolsa de bórax contiene 500 gramos, calcular cuántos gramos de agua contiene la bolsa. Na:23 B:11 H:1 O:16



Fuente: clsurte.2la.co

Datos

Bórax

$Na_2(B_4O_7)\cdot 10\ H_2O$

Tenemos

500 gramos de bórax

Calculamos:

Gramos de H_2O en la bolsa de bórax

Solución

Calculamos el peso molecular

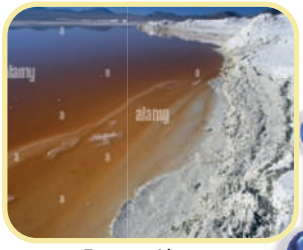
Na: $2 \cdot 23 = 46$ g Na

B: $4 \cdot 11 = 44$ g B

H: $20 \cdot 1 = 20$ g H

O: $17 \cdot 16 = 272$ g O

$382 \frac{g\ Na_2(B_4O_7)\cdot 10\ H_2O}{mol}$



Fuente: Alamy.com

Otra forma para calcular el peso molecular separando el agua, es más práctico para este ejercicio.

Na: $2 \cdot 23 = 46$ g Na

B: $4 \cdot 11 = 44$ g B

O: $7 \cdot 16 = 112$ g O

H_2O: $10 \cdot 18 = 180$ g H_2O

$382 \frac{g\ Na_2(B_4O_7)\cdot 10\ H_2O}{mol}$

$$500\ g\ Na_2(B_4O_7)\cdot 10H_2O \times \frac{180\ g\ H_2O}{382\ g\ Na_2(B_4O_7)\cdot 10\ H_2O} = 235{,}60\ g\ H_2O$$

Respuesta La bolsa de bórax tiene 235,60 gramos de agua

503. ¿Cuántos moles de agua hay en una "gota" de agua? Sabemos que la densidad del agua es $1\frac{g}{cm^3}$, su peso molecular es $18\frac{g}{mol}$ y que 20 gotas equivalen a $1cm^3$.



Fuente: grupomathiesen.com

Datos

Agua H_2O $\frac{1\ g\ H_2O}{1\ cm^3\ H_2O}$

Tenemos

Calculamos:

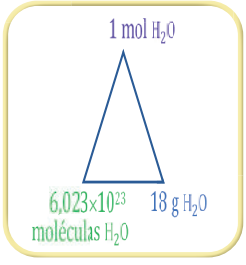
1 gota H_2O a cm^3

Solución 20 gota = 1 cm^3 H_2O

$$1 gota\ H_2O \times \frac{1\ cm^3\ H_2O}{20\ gotas\ H_2O} = 0{,}05\ cm^3\ H_2O$$

Calculamos los gramos usando su densidad:

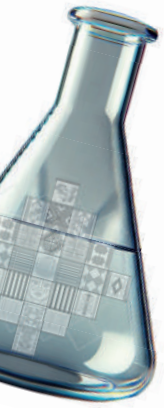
$$0{,}05\ cm^3\ H_2O \times \frac{1g\ H_2O}{1\ cm^3\ H_2O} = 0{,}05\ g\ H_2O$$



$$0{,}05 g\ H_2O \times \frac{1\ mol\ H_2O}{18 g\ H_2O} = 0{,}003\ mol\ H_2O$$

Respuesta La gota tiene 0,003 mol de agua

504. Uno de los productos químicos más conocidos y utilizados es el ácido sulfúrico, que se utiliza en casi todas las industrias. A pesar de sus beneficios para la industria, es un compuesto muy reactivo y corrosivo. Si se tiene un recipiente de 2000 cm^3 de ácido con una densidad $1{,}8\frac{g}{cm^3}$ a) Encuentre el número de moles de ácido en el recipiente. b) El número de moles de ácido en el recipiente al 97 % H:1 S:32 O:16





Fuente: Renylab

Datos
Ácido sulfúrico H_2SO_4

Tenemos
2000 cm^3 de ácido

Convertimos a:
a) Gramos, usando la densidad, luego a moles
b) Gramos, usando la densidad, luego aplicamos el factor de la pureza y finalmente a moles

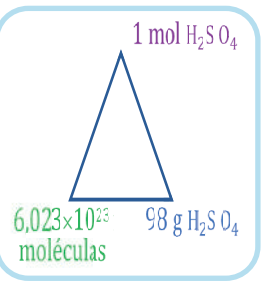
Solución
Tenemos la densidad: $\frac{1{,}8\ g\ H_2SO_4}{1\ cm^3\ H_2SO_4}$

$$2000\ cm^3\ H_2SO_4 \times \frac{1{,}8\ g\ H_2SO_4}{1\ cm^3\ H_2SO_4} = 3600\ g\ H_2SO_4$$

Calculamos el peso molecular

H: $2 \cdot 1 = 2$ g H
S: $1 \cdot 32 = 32$ g S
O: $4 \cdot 16 = 64$ g O
$98\ \frac{g\ H_2SO_4}{mol}$

Factor de conversión



a) Se considera que el ácido es 100% puro:

$$3600\ g\ H_2SO_4 \times \frac{1\ mol\ H_2SO_4}{98\ g\ H_2SO_4} = 36{,}74\ mol\ H_2SO_4$$

b) Se considera que el ácido es solo 97% puro, una manera de expresarlo es:

$$\frac{97\ g\ H_2SO_4\ (puro)}{100\ g\ H_2SO_4 (impuro)}$$

Entonces el valor de la densidad, no es pura, los gramos calculados lo expresamos así: 3600 g H_2SO_4 (impuro)
Para realizar el cálculo con el factor de conversión siempre se lo hace con valores de compuestos puros:

$$3600\ g\ H_2SO_4 (impuros) \times \frac{97\ g\ H_2SO_4\ (puro)}{100\ g\ H_2SO_4 (impuro)} = 3492\ g\ H_2SO_4$$

Calculamos los moles de 3492 g H_2SO_4 (puro)

$$3492\ g\ H_2SO_4 \times \frac{1\ mol\ H_2SO_4}{98\ g\ H_2SO_4} = 35{,}63\ mol\ H_2SO_4$$

Respuesta Los moles en el recipiente son
a) 36,74 mol H_2SO_4 b) 35,63 mol H_2SO_4

505. Un envase contiene 10 moles de glucosa ($C_6H_{12}O_6$) ¿Qué masa de carbono hay en el recipiente? C:12 H:1 O:16



Fuente: sweetrepostero

Datos

Glucosa $C_6H_{12}O_6$

Tenemos

10 moles de glucosa

Calculamos: Gramos de Carbono

Solución

Calculamos el peso molecular

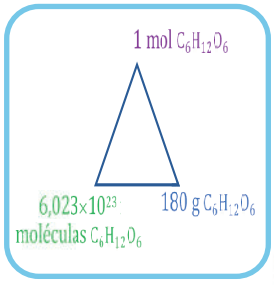
C: $6 \cdot 12 = 72$ g C

H: $12 \cdot 1 = 12$ g H

O: $6 \cdot 16 = 96$ g O

$$180 \frac{\text{g } C_6H_{12}O_6}{1 \text{ mol } C_6H_{12}O_6}$$

Factor de conversión



Para calcular los gramos de carbono se utiliza solo al factor del peso molecular:

$$10 \text{ mol } C_6H_{12}O_6 \times \frac{72 \text{ g C}}{1 \text{ mol } C_6H_{12}O_6} = 720 \text{ g C}$$

Respuesta En el recipiente hay 720 gramos de carbono

506. ¿Qué peso de calcio se obtendría de los huevos de un mamífero si de ellos se obtuvieran 12,4 kilogramos de fosfato de calcio? Ca:40 P:31 O:16



Fuente: superhuevos.es

Datos

Fosfato de calcio $Ca_3(PO_4)_2$

Tenemos

12,4 kilogramos de fosfato de calcio

Convertimos a:

Gramos de fosfato de calcio, luego a gramos de calcio

Solución

Calculamos el peso molecular

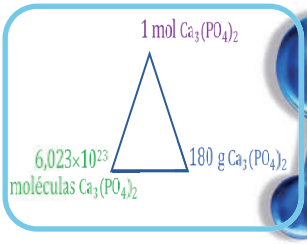
Ca: $3 \cdot 40 = 120$ g Ca

P: $2 \cdot 31 = 62$ g P

O: $8 \cdot 16 = 128$ g O

$$310 \frac{\text{g } Ca_3(PO_4)_2}{1 \text{ mol } Ca_3(PO_4)_2}$$

Factor de conversión



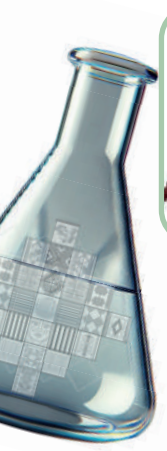
Para calcular los gramos de calcio se utiliza solo al factor del peso molecular:

$$12{,}4 \text{ Kg } Ca_3(PO_4)_2 \times \frac{1000 \text{ g } Ca_3(PO_4)_2}{1 \text{ Kg } Ca_3(PO_4)_2} = 12400 \text{ g } Ca_3(PO_4)_2$$

$$12400 \text{ g } Ca_3(PO_4)_2 \times \frac{120 \text{ g Ca}}{310 \text{ g } Ca_3(PO_4)_2} = 4800 \text{ g Ca}$$

Respuesta De los huevos se obtiene 4800 gramos de calcio.

507. ¿Cuántos gramos de hierro se pueden obtener de 2000 gramos de óxido férrico? Fe:56 O:16





Fuente: Lifeder.com

Datos
Óxido férrico Fe_2O_3
Tenemos
2000 gramos de Óxido férrico
Convertimos a:
Gramos de hierro

Solución
Calculamos el peso molecular

Fe: $2 \cdot 56 = 112$ g Fe
O: $3 \cdot 16 = 48$ g O
$160 \frac{g\ Fe_2O_3}{1\ mol\ Fe_2O_3}$

Para calcular los gramos de hierro se utiliza solo al factor del peso molecular:

$$2000\ g\ Fe_2O_3 \times \frac{112\ g\ Fe}{160\ g\ Fe_2O_3} = 1400\ g\ Fe$$

Respuesta De 2000 gramos de Fe_2O_3 se obtiene 1400 gramos de Fe

508. El carbonato de sodio decahidratado se usa en la industria como materia prima en la industria del vidrio, la fabricación de papel, el jabón, el detergente, el textil y el cuero. Determinar la cantidad de agua que hay en un recipiente que contiene 53 milimol de carbonato de sodio decahidratado. Na:23 C:12 H:1 O:16



Fuente: Scharlab.com

Datos
Carbonato de sodio decahidratado
$Na_2(CO_3)\cdot 10\ H_2O$
Tenemos
53 milimol de
$Na_2(CO_3)\cdot 10\ H_2O$
Calculamos a:
Moles y luego el agua que contiene.

Solución
Convertimos de milimoles a moles.
como 1mol = 1000 milimol

$$53 milimol \times \frac{1\ mol}{1000\ milimol} = 0{,}053 mol\ Na_2(CO_3)\cdot 10\ H_2O$$

Calculamos el peso molecular:

Na: $2 \cdot 23 = 46$ g Na
C: $1 \cdot 12 = 12$ g C
O: $3 \cdot 16 = 48$ g O
H_2O: $10 \cdot 18 = 180$ g H_2O
$286 \frac{g\ Na_2(CO_3)\cdot 10\ H_2O}{1 mol\ Na_2(CO_3)\cdot 10\ H_2O}$

$$0{,}053 mol\ Na_2(CO_3)\cdot 10\ H_2O \times \frac{180\ g\ H_2O}{1 mol\ Na_2(CO_3)\cdot 10\ H_2O} = 9{,}54\ g H_2O$$

Respuesta El recipiente tiene 9,54 gramos de agua

509. Determine la cantidad de moléculas de agua presentes en una botella con $500\ cm^3$ de este líquido. H:1 O:16



Fuente: shutterstock.com

Datos
Agua H_2O
Tenemos
$500\ cm^3$ de H_2O
Convertimos a:
Gramos, usando la densidad, luego a moléculas

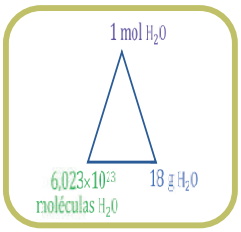
Solución
Convertimos a gramos de agua usando su densidad (dato teórico) $1\frac{g}{cm^3}$

$$500\ cm^3\ de\ H_2O \times \frac{1\ g\ H_2O}{1\ cm^3\ H_2O} 500\ g\ de\ H_2O$$

Calculamos su peso molecular:

H: $2 \cdot 1 = 2\ g\ H$
O: $1 \cdot 16 = 16\ g\ O$
$18\ \frac{g\ H_2O}{mol}$

Factor de conversión



$$500\ g\ H_2O \times \frac{6{,}023\times10^{23}\ moléculas\ H_2O}{18\ g\ H_2O} = 1{,}67\times10^{25}\ moléculas\ H_2O$$

Respuesta La botella tiene $1{,}67\times10^{25}$ moléculas de agua

510. ¿Cuántos moles de metano hay en una garrafa que contiene $1{,}2\times10^{24}$ moléculas de este gas? H:1 C:12



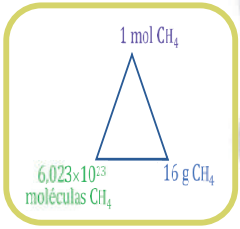
Fuente: madeinchina.com

Datos
Metano CH_4
Tenemos
$1{,}2\times10^{24}$ moléculas CH_4
Calculamos:
El peso molecular y usamos el factor de conversión.

Solución

C: $1 \cdot 12 = 12\ g\ C$
H: $4 \cdot 1 = 4\ g\ H$
$16\ \frac{g\ CH_4}{1\ mol\ CH_4}$

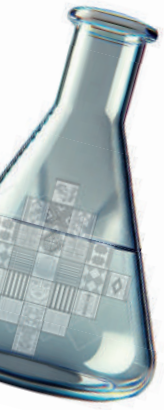
Factor de conversión:

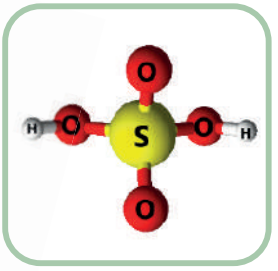


$$1{,}2\times10^{24}\ moléculas\ CH_4 \times \frac{1\ mol\ CH_4}{6{,}023\times10^{23}\ moléculas\ CH_4} = 2\ mol\ CH_4$$

Respuesta La garrafa tiene 2 mol de metano

511. El porcentaje de cada elemento en la fórmula del ácido sulfúrico será:
H:1 S:32 O:16





Datos
Ácido sulfúrico
H_2SO_4

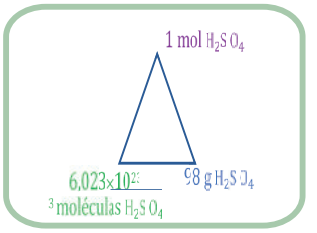
Fórmula de porcentaje en masa:

$$\% = \frac{m_{(elemento)}}{m_{(peso\ molecular)}} \times 100$$

Solución
Calculamos el peso molecular:

H: 2 · 1 = 2 g H
S: 1 · 32 = 32 g S
O: 4 · 16 = 64 g O
98 $\frac{g\ H_2SO_4}{mol}$

Factor de conversión



Ahora, calculamos que porcentaje de cada elemento:

$$\%_H = \frac{2\ g\ H}{98\ g\ H_2SO_4} \times 100 \qquad \%_S = \frac{32\ g\ S}{98\ g\ H_2SO_4} \times 100$$

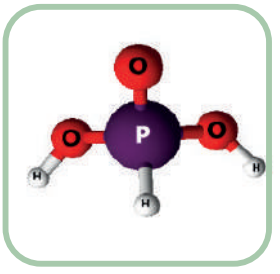
$$\%_H = 2{,}04\ \% \qquad \%_S = 32{,}65\ \%$$

$$\%_O = \frac{64\ g\ O}{98\ g\ H_2SO_4} \times 100$$

$$\%_O = 65{,}31\ \%$$

Respuesta Los porcentajes son 2,04% H, 32,65% S y 65,31% O

512. El porcentaje de cada elemento en la fórmula del ácido fosforoso será:
H:1 P:31 O:16



Datos
Ácido fosforoso
H_3PO_3

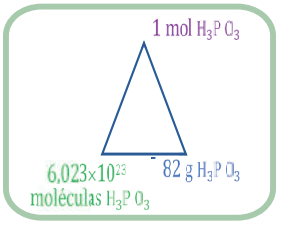
Fórmula de porcentaje en masa:

$$\% = \frac{m_{(elemento)}}{m_{(peso\ molecular)}} \times 100$$

Solución
Calculamos el peso molecular:

H: 3 · 1 = 3 g H
P: 1 · 31 = 31 g P
O: 3 · 16 = 48 g O
82 $\frac{g\ H_3PO_3}{mol}$

Factor de conversión



Ahora, calculamos que porcentaje de cada elemento:

$$\%_H = \frac{3\ g\ H}{82\ g\ H_3PO_3} \times 100 \qquad \%_P = \frac{31\ g\ P}{82\ g\ H_3PO_3} \times 100$$

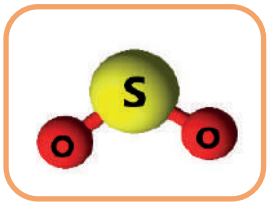
$$\%_H = 3{,}66\ \% \qquad \%_P = 37{,}80\ \%$$

$$\%_O = \frac{48\ g\ O}{82\ g\ H_3PO_3} \times 100$$

$$\%_O = 58{,}54\ \%$$

Respuesta Los porcentajes son 3,66% H, 37,80% P y 58,54% O

513. Los procesos metalúrgicos producen dióxido de azufre, un gas tóxico y contaminante. Determine el porcentaje de azufre en masa en dicho compuesto. S:32 O:16



Datos

Dióxido de azufre

SO_2

Fórmula de porcentaje en masa:

$$\% = \frac{m_{(elemento)}}{m_{(peso\ molecular)}} \times 100$$

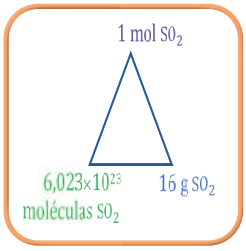
Solución

S: $1 \cdot 32 = 32$ g S

O: $2 \cdot 16 = 32$ g O

$64 \frac{g\ SO_2}{mol}$

Factor de conversión



Ahora, calculamos que porcentaje de azufre:

$$\%_S = \frac{32\ g\ S}{64\ g\ SO_2} \times 100$$

$$\%_S = 50\ \%$$

Respuesta
En el SO_2 el porcentaje de azufre es 50% de S

514. Una mezcla gaseosa está formada por 3,2 g de metano y 8,4 g de nitrógeno molecular ¿Cuál será el número de moles en la mezcla? C:12 H:1 N:14



Fuente: Brainly.lat

Datos

Metano CH_4

Nitrógeno molecular N_2

Tenemos

3,2 g CH_4

8,4 g N_2

Calculamos a:

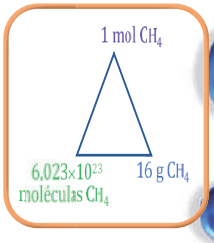
Moles por separado y sumamos para saber cuántos moles hay en la mezcla.

Solución Calculamos los pesos moleculares:

C: $1 \cdot 12 = 12$ g C

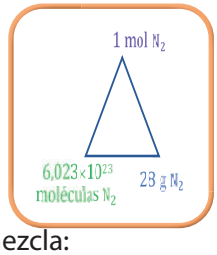
H: $4 \cdot 1 = 4$ g H

$16 \frac{g\ CH_4}{mol}$



$$3{,}2\ g\ CH_4 \times \frac{1\ mol\ CH_4}{16\ g\ CH_4} = 0{,}2\ mol\ CH_4$$

N: $2 \cdot 14 = 28$ g N_2



$$8{,}4\ g\ N_2 \times \frac{1\ mol\ N_2}{28\ g\ N_2} = 0{,}3\ mol\ N_2$$

Calculamos los moles en la mezcla:

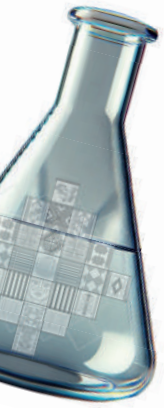
$moles_{mezcla} = moles_{CH_4} + moles_{N_2}$

$moles_{mezcla} = 0{,}2\ mol + 0{,}3\ mol$

$moles_{mezcla} = 0{,}5\ mol$

Respuesta La mezcla tiene 0,5 mol

515. El dióxido de titanio se utiliza como pigmento blanco en pinturas, también es esencial para crear una multitud de colores claros. ¿Cuántos átomos de oxígeno hay en 1,6 g de este compuesto? Ti:48 O:16



Dióxido de Titanio



Fuente: Adbaquim.com

Datos

Dióxido de Titanio TiO_2

Tenemos

1,6 g TiO_2

Calculamos a:

Gramos de oxígeno luego a átomos de oxígeno

Solución Calculamos el peso molecular:

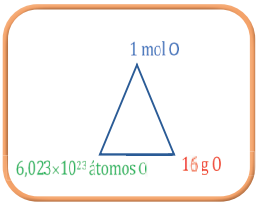
Ti: $1 \cdot 48 = 48$ g S

O: $2 \cdot 16 = 32$ g O

$80 \frac{g\ TiO_2}{mol}$

$$1{,}6\ g\ TiO_2 \times \frac{32\ g\ O}{80\ g\ TiO_2} = 0{,}64\ g\ O$$

Calculamos lo átomos de oxígeno usando el factor de conversión para elementos:



$$0{,}64\ g\ O \times \frac{6{,}023\times10^{23}\ \text{átomos O}}{16\ g\ O} = 2{,}41 \times 10^{22}\ \text{átomos O}$$

Respuesta En el compuesto hay $2{,}41\times10^{22}$ átomos de oxígeno

516. ¿Cuántos gramos de oxígeno hay en una muestra de caliza con diez moles de carbonato de calcio? Ca:40 C:12 O:16

Caliza



Fuente:istockphoto.com

Datos

Carbonato de calcio $CaCO_3$

Tenemos

10 mol de $CaCO_3$ dentro la piedra caliza

Calculamos a:

Gramos de oxígeno

Solución Calculamos el peso molecular:

Ca: $1 \cdot 40 = 40$ g Ca

C: $1 \cdot 12 = 12$ g C

O: $3 \cdot 16 = 48$ g O

$100 \frac{g\ CaCO_3}{1\ mol\ CaCO_3}$

$$10\ mol\ CaCO_3 \times \frac{48\ g\ O}{1\ mol\ CaCO_3} = 480\ g\ O$$

Respuesta La piedra caliza tiene 480 g de oxígeno.

517. Si en una muestra de dióxido de Azufre hay 3,2 g de oxígeno ¿Cuántos átomos de azufre tiene la muestra? S:32 O:16



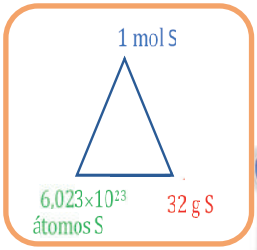
Datos
Dióxido de azufre
SO_2
Tenemos
3,2 g O
Calculamos:
Gramos de azufre y lo llevamos a átomos de azufre

Solución Calculamos el peso molecular:

S: $1 \cdot 32 = 32$ g S
O: $2 \cdot 16 = 32$ g O
64 $\frac{g\ SO_2}{mol}$

$3{,}2\ g\ O \times \frac{32\ g\ S}{32\ g\ O} = 3{,}2\ g\ S$

Calculamos lo átomos de azufre usando el factor de conversión para elementos:



$3{,}2\ g\ S \times \frac{6{,}023 \times 10^{23}\ \text{átomos S}}{32\ g\ S} = 6{,}02 \times 10^{22}\ \text{átomos S}$

Respuesta La piedra caliza tiene $6{,}02 \times 10^{22}$ átomos de azufre

518. ¿Cuántas moléculas de ácido acético hay en un recipiente de 600 gramos de vinagre que contiene 5% en masa de dicho ácido? H:1 C:12 O:16



Fuente: biofluidos.com

Datos
Ácido acético
$CH_3\ COOH$
Tenemos
Tenemos una masa total (mT) de 600 g de vinagre y el 5% es ácido acético puro ($m_{C\ H3\ COOH}$)
Convertimos:
5% en gramos de ácido ($m_{C\ H3\ COOH}$) para luego convertir a moléculas.

Solución Utilizamos la fórmula de porcentaje:

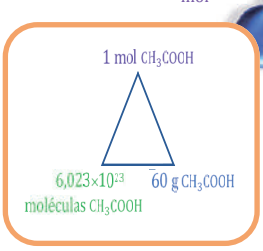
$$m_{CH_3COOH} = \frac{\% * m_T}{100}$$

Reemplazamos datos:

$$m_{CH_3COOH} = \frac{5 * 600\ g\ \text{vinagre}}{100}$$

$$m_{CH_3COOH} = 30\ g$$

Peso molecular:
C: $2 \cdot 12 = 24$ g C
H: $4 \cdot 1 = 4$ g H
O: $2 \cdot 16 = 32$ g O
60 $\frac{g\ CH_3COOH}{mol}$



$30\ g\ CH_3COOH \times \frac{6{,}023 \times 10^{23}\ \text{moléculas}\ CH_3COOH}{60\ g\ CH_3COOH} =$

$3{,}01 \times 10^{23}$ moléculas CH_3COOH

Respuesta El vinagre contiene $3{,}01 \times 10^{23}$ moléculas CH_3COOH

519. ¿Qué peso de carbono se tiene en una muestra formada por 300 g de metano CH_4 y 200 g de acetileno C_2H_2?

a) 4962 g **b)** 496,2 g **c)** 49,62 g **d)** 40,9 g **e)** 409,62 g

Respuesta .....



520. Calcular el número de moles de: 9,8 g H_3PO_4 y $1x10^{-3}$ g $Ca_3(PO4)_2$

a) 0,1 mol - $3,2x10^{-6}$ mol **b)** 0,2 mol - $6,2x10^{-6}$ mol
c) 0,1 mol - $6,2x10^{-6}$ mol **d)** 0,2 mol - $3,2x10^{-6}$ mol

Respuesta .....

521. Calcular el número de gramos presentes en: 0,002 moles de $Ca(NO_3)_2$ y 0,02 moles de H_3PO_4

a) 0,428 g - 1,96 g **b)** 0,328 g - 2,96 g
c) 0,328 g - 1,96 g **d)** 0,528 g - 2,96 g

Respuesta .....

522. Cuántos gramos de oxigeno hay en una muestra de 1,64 g de $K_2Cr_2O_7$

a) 0,82 g **b)** 0,62 g **c)** 0,92 g **d)** 0,52 g

Respuesta .....

523. Determine los gramos de anhídrido carbonico que contiene el mismo número de moléculas que 352 g de anhídrido sulfuroso.

a) 262 g **b)** 342 g **c)** 492 g **d)** 242 g

Respuesta .....

524. Calcular cuántos moles de cloro contiene 50 g de una muestra de cloruro de calcio al 80 % de pureza.

a) 0,92 mol **b)** 0,82 mol **c)** 0,32 mol **d)** 0,72 mol

Respuesta .....

525. A un globo de goma cuya masa es de 5,00 g se le infla con oxígeno puro y una vez inflado se cierra. Se pesa el sistema y se encuentra que ahora la masa es de 5,05 g. Calcular el número de moléculas de oxigeno que hay dentro del globo.

a) $9{,}4 \times 10^{21}$ moléculas
b) $9{,}4 \times 10^{20}$ moléculas
c) $9{,}4 \times 10^{22}$ moléculas
d) $19{,}4 \times 10^{20}$ moléculas

Respuesta .....

526. Determinar los átomos de fósforo que hay en una muestra de 2,79 kg de fosfato de calcio.

a) $1{,}08 \times 10^{25}$ átomos
b) $1{,}08 \times 10^{27}$ átomos
c) $1{,}08 \times 10^{23}$ átomos
d) $1{,}08 \times 10^{26}$ átomos

Respuesta .....

527. Calcular cuántos moles de cloro contiene 50 g de una muestra de cloruro de calcio al 40 % de pureza.

a) 0,92 mol **b)** 0,82 mol **c)** 0,32 mol **d)** 0,36 mol

Respuesta .....

528. Se tiene 2 Kg de óxido de aluminio al 86,7% de puerza. Determine el peso del alumino puro que se puede obtener a partir de dicha muestra.

a) 1058 g **b)** 10058 g **c)** 1158 g **d)** 10589 g

Respuesta .....

529. Una persona al pararse en una balanza, esta marca 69.75 Kg. Si el 50% son huesos y estos a su vez presentan el 80% de fosfato de calcio Calcule la cantidad de átomos de oxígeno.

a) $4{,}34 \times 10^{28}$ átomos
b) $4{,}34 \times 10^{26}$ átomos
c) $4{,}34 \times 10^{23}$ átomos
d) $8{,}34 \times 10^{26}$ átomos

Respuesta .....

530. El 45 % del peso de cierta muestra de agua oxigenada corresponde a H_2O_2 siendo el 55% del peso restante agua pura. Hallar el número total de átomos de hidrógeno presente en 1 lb de muestra.

a) $2,4 \times 10^{23}$ átomos
b) $2,4 \times 10^{21}$ átomos
c) $2,4 \times 10^{25}$ átomos
d) $4,4 \times 10^{25}$ átomos

Respuesta .....

531. ¿Cuántos moles de agua hay en tres "gota" de agua? Sabemos que la densidad del agua es $1\frac{g}{cm^3}$, su peso molecular es $18\frac{g}{mol}$ y que 20 gotas equivalen a 1 cm³.

a) 0,008 mol
b) 0,016 mol
c) 0,08 mol
d) 0,032 mol

Respuesta .....

532. Uno de los productos químicos más conocidos y utilizados es el ácido sulfúrico, que se utiliza en casi todas las industrias. A pesar de sus beneficios para la industria, es un compuesto muy reactivo y corrosivo. Si se tiene un recipiente de 4000 cm³ de ácido con una densidad $1,8\frac{g}{cm^3}$ a) Encuentre el número de moles de ácido en el recipiente. b) El número de moles de ácido en el recipiente al 97 % H:1 S:32 O:16

I) **a)** 78,47 mol H_2SO_4 **b)** 71, 26 mol H_2SO_4
II. **a)** 73,47 mol H_2SO_4 **b)** 71, 26 mol H_2SO_4
III. **a)** 73,47 mol H_2SO_4 **b)** 78, 26 mol H_2SO_4
IV. **a)** 7,347 mol H_2SO_4 **b)** 7,126 mol H_2SO_4

Respuesta .....

533. Un envase contiene 30 moles de glucosa ($C_6H_{12}O_6$) ¿Qué masa de carbono hay en el recipiente? C:12 H:1 O:16

a) 21600 g C
b) 21,60 g C
c) 2,160 g C
d) 2160 g C

Respuesta .....

DENSIDADES

La densidad absoluta es la relación entra la masa de una sustancia y el volumen que ocupa esa misma sustancia. La densidad es una propiedad intensiva y no depende de la cantidad de masa presente.

Usualmente la densidad disminuye con la temperatura.

Densidad $\rho = \frac{m}{V}$ (m: Masa, V: Volumen)

UNIDADES:

SISTEMA	S.I.	CGS
Masa	Kg	g
Volumen	m^3	cm^3
Densidad	$\frac{Kg}{m^3}$	$\frac{g}{cm^3}$

DENSIDAD DE ALGUNAS SUSTANCIAS:

Sustancia	$\frac{g}{cm^3}$
Agua	1,0
Mercurio	13,6
Aluminio	2,7
Oro	19,3
Plomo	11,3
Cobre	8,9

La unidad de densidad en el Sistema Internacional (SI) es demasiado grande para muchas aplicaciones químicas. Por ello, se utilizan con mayor frecuencia los gramos por centímetro cúbico $\frac{g}{cm^3}$ o su equivalente, $\frac{g}{mL}$ gramos por mililitro, para medir la densidad de sólidos y líquidos.

La densidad de los gases es generalmente muy baja, por lo que se expresa en gramos por litro $(\frac{g}{L})$

DENSIDAD RELATIVA (ρ_r) O PESO ESPECÍFICO RELATIVO (ρ_e)

$$\rho_r = \frac{\rho_x}{\rho_{H2O}}$$

La densidad relativa de una sustancia es la relación entre su densidad y la densidad del agua ambas a la misma temperatura, es un número adimensional.

Mezclas: Se puede calcular la densidad de una mezcla homogénea de sustancias.



Líquido 1: m_1, V_1, ρ_1 — Líquido 2: m_2, V_2, ρ_2

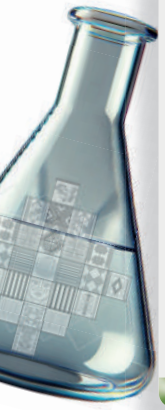
Solución total (T): m_T V_T ρ_T

FÓRMULAS:

$\rho = \frac{m}{V}$ $\quad V = \frac{m}{\rho}$ $\quad m = \rho . V$

$m_T = m_1 + m_2$ $\quad \rho_T V_T = \rho_V V_V + \rho_L V_L$

$V_T = V_1 + V_2$ $\quad \frac{m_T}{\rho_T} = \frac{m_1}{\rho_1} + \frac{m_2}{\rho_2}$



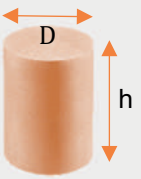
Volúmenes de figuras geométricas:

Cubo



$V_{cubo} = (lado)^3$

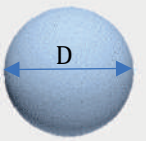
Cilindro



$V_{cilindro} = \frac{\pi D^2 h}{4}$

$V_{cilindro} = \pi r^2 h$

Esfera



$V_{esfera} = \frac{1}{6} \pi D^3$

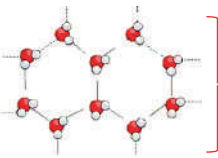
$V_{esfera} = \frac{4}{3} \pi r^3$

¡El hielo tiene la capacidad de flotar porque es menos denso que el agua!



Fuente: freepik.es

El agua es una de las muy pocas sustancias que al pasar al estado sólido no disminuye su volumen, sino que lo aumenta, disminuyendo su densidad, el hielo que forma los casquetes polares y el que cubre lagos y ríos en zonas heladas, se forma de arriba hacia abajo y se mantiene arriba, y no al revés. Lo que resulta fundamental para la vida de los organismos acuáticos.



Estructura del hielo

¿Cómo es posible que se pueda elevar un globo aerostático?

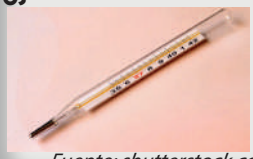


Fuente: america.sullair.com

Las partículas de aire dentro el globo ocupa un cierto espacio, cuando se calienta el aire las partículas tienen a moverse más rápidamente, es decir el volumen de aire se incrementa y su densidad disminuye. En consecuencia, el aire caliente tiende a elevarse por diferencia de densidades entre el aire caliente encerrado en el globo y el aire frio en el exterior.

534. El mercurio elemental, también conocido como mercurio metálico, es un metal de color plateado que se encuentra en estado líquido a temperatura ambiente. Se utiliza en termómetros, tiene una densidad de 13,6 g/mL. Calcule la masa de 5,50 mL del líquido.

Datos



Fuente: shutterstock.com

$\rho_{Hg} = 13{,}6\ \frac{g}{mL}$

$V_{Hg} = 5{,}50\ mL$

$m_{Hg} = ?$

Solución

El volumen lo expresamos en masa utilizando la fórmula de la densidad.

$\rho_{Hg} = \frac{m_{Hg}}{V_{Hg}}$ despejamos m_{Hg}

$m_{Hg} = \rho_{Hg} \cdot V_{Hg}$ reemplazamos datos

$m_{Hg} = 13{,}6\ \frac{g}{mL} \cdot 5{,}50\ mL \Rightarrow m_{Hg} = 74{,}8\ g$

Respuesta 5,50 mL de mercurio en masa equivale a decir 74,8 gramos.

535. El mercurio elemental o metálico es un metal plateado brillante y líquido a temperatura ambiente. Se utiliza en los termómetros, la densidad del mercurio, es de 13,6 g/mL. Calcule la masa de 5,50 mL del líquido.

Datos El volumen de la botella $V_b = 1000\ mL$



$\rho_{miel} = 1{,}4\ \frac{g}{mL}$



$\rho_{H2O} = 1{,}0\ \frac{g}{mL}$

Solución

El volumen de ambos líquidos es el volumen de la botella, calculamos la masa.

$m_{miel} = \rho_{miel} \cdot V_{miel}$

$m_{miel} = 1{,}4\ \frac{g}{mL} \cdot 1000\ mL$

$m_{miel} = 1400\ g$

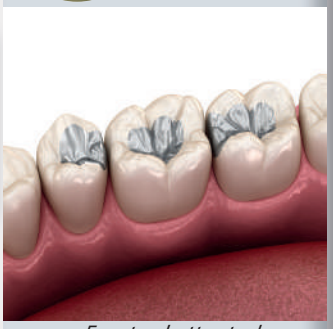
$m_{H2O} = \rho_{H2O} \cdot V_{H2O}$

$m_{H2O} = 1{,}0\ \frac{g}{mL} \cdot 1000\ mL$

$m_{H2O} = 1000\ g$

Respuesta La botella más pesada de llevar es de la miel que tiene una masa de 1400 gramos.

Dato importante



Fuente: shutterstock.com

Los empastes dentales utilizan amalgama, una mezcla de mercurio con zinc, cobre, estaño y plata, y según las últimas investigaciones científicas, la pasta es tóxica porque libera vapor de mercurio nocivo para el sistema nervioso y el sistema inmunológico.

Muchos expertos recomiendan el recambio de las amalgamas por otros productos más seguros y estéticos como las resinas.



Fuente: ohi-s.com

536. Para los adultos, la Organización Mundial de Salud recomienda una ingesta inferior a 2000 mg/día de sodio (el equivalente a menos de 5 g/día de sal: poco menos de una cucharadita). La densidad de la sal de mesa es de 2.16 g/mL a 20 °C. Calcule su densidad relativa.



Datos



Fuente: infosalus.com

$\rho_{sal} = 2{,}16\ \frac{g}{mL}$

$\rho_r = ?$

Solución Calculamos la densidad relativa

Dato teórico

$\rho_{H2O} = 1\ \frac{g}{mL}$

$$\rho_r = \frac{\rho_{sal}}{\rho_{H2O}}$$

reemplazamos datos

$$\rho_r = \frac{2{,}16\ \frac{g}{mL}}{1\ \frac{g}{mL}}$$

$$\rho_r = 2{,}16$$

Respuesta La densidad relativa de la sal es numéricamente igual que su densidad absoluta 2,16 no tiene unidades.

537. El oro es un metal precioso químicamente inerte. Utilizado principalmente en joyería, odontología y equipos electrónicos. El peso de un lingote de oro es de 301 gramos y el volumen es de 15,6 mL. Calcula la densidad del oro.

Datos



Fuente: shutterstock.com

$m_{Au} = 301\ g$

$V_{Au} = 15{,}6\ mL$

$\rho_{Au} = ?$

Solución Calculamos la densidad del oro con la fórmula.

$$\rho_{Au} = \frac{m_{Au}}{V_{Au}}$$

reemplazamos datos

$$\rho_{Au} = \frac{301\ g}{15{,}6\ mL}$$

$$\rho_{Au} = 19{,}3\ \frac{g}{mL}$$

Respuesta
La densidad del oro es de 19,3 $\frac{g}{mL}$

538. En un laboratorio de química, se pide a los estudiantes que utilicen 30 gramos de un ácido (1,2 g/mL). ¿Cuánto equivale en volumen?.

Datos



Fuente: rousselot.com

$m_{ácido} = 30\ g$

$\rho_{ácido} = 1{,}2\ \frac{g}{mL}$

$V_{ácido} = ?$

Solución

Calculamos el volumen con la fórmula

$$\rho_{ácido} = \frac{m_{ácido}}{V_{ácido}}$$ despejamos $V_{ácido}$

$$V_{ácido} = \frac{m_{ácido}}{\rho_{ácido}}$$ reemplazamos datos

$$V_{ácido} = \frac{30\ g}{1{,}2\ \frac{g}{mL}} \Rightarrow V_{ácido} = 25\ mL$$

Respuesta El volumen de 30 gramos de ácido es 25 mililitros

539. Un frasco se puede llenar con 880 gramos de agua o con 810 gramos de aceite a la temperatura de 4 °C. Calcular: **a**) La densidad del aceite **b)** El peso especifico relativo **c)** La capacidad del frasco en mililitros.

Datos

m_{H2O} = Masa del agua

V_{H2O} = Volumen del agua

ρ_{H2O} = Densidad del agua

m_a = Masa del aceite

V_a = Volumen del aceite

ρ_a = Densidad del aceite

El volumen del agua y del aceite es el mismo que la del frasco.



$m_{H2O} = 880\ g$

Dato teórico

$\rho_{H2O} = 1\ \frac{g}{mL}$

Calculamos el volumen del agua (V_{H2O})

$$V_{H2O} = \frac{m_{H2O}}{\rho_{H2O}}$$ reemplazamos datos

$$V_{H2O} = \frac{880\ g}{1\ \frac{g}{mL}} \Rightarrow V_{H2O} = 880\ mL \Rightarrow V_a = 880\ mL$$



$m_a = 810\ g$

$\rho_a = ?$

Calculamos la densidad del aceite (ρ_a)

$$\rho_a = \frac{m_a}{V_a}$$

$$\rho_a = \frac{810\ g}{880\ mL} \Rightarrow \rho_a = 0{,}92\ \frac{g}{mL}$$

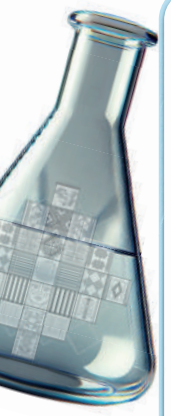
La densidad relativa

$$\rho_r = \frac{\rho_a}{\rho_{H2O}}$$

$$\rho_r = \frac{0{,}92\ \frac{g}{mL}}{1\ \frac{g}{mL}} \Rightarrow \rho_r = 0{,}92$$

Respuesta a) La densidad del aceite $0{,}92\ \frac{g}{mL}$ **b)** La densidad relativa del aceite es 0,92 **c)** La capacidad del frasco es 880 mililitros.

540. El picnómetro se llenó con un volumen de 5,63 mL de un líquido desconocido, pesando el conjunto 16,72 g. El picnómetro vacío pesaba 12, 05 g. Calcular la densidad del líquido a temperatura del laboratorio.



Datos

V_L = Volumen del líquido

m_V = Masa del picnómetro vacío

m_L = Masa del líquido

ρ_L = Densidad del líquido





$V_L = 5{,}63$ mL $\quad m_V = 12{,}05$ g

$m_T = 16{,}72$ g $\quad \rho_L = ?$

Solución

La masa total (m_T) es la suma del picnómetro vacío y el líquido.

$m_T = m_V + m_L$ despejamos m_L

$m_L = m_T - m_V$ reemplazamos datos

$m_L = 16{,}72\text{ g} - 12{,}05\text{ g}$

$m_L = 4{,}67$ g

Calculamos la densidad del líquido:

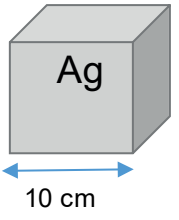
$\rho_L = \frac{m_L}{V_L}$ reemplazamos datos

$\rho_L = \frac{4{,}67\text{ g}}{5{,}63\text{ mL}} \Rightarrow \rho_L = 0{,}83\ \frac{g}{mL}$

Respuesta La densidad del líquido es 0,83 g/mL.

541. Los lingotes de plata producidos en la planta de Karachipampa en el departamento de Potosí tienen una densidad de 10,5 g/cm3 ¿Cuál es la masa de un lingote de plata cúbico con una longitud de arista de 10 cm?

Datos



$\rho_{Ag} = 10{,}5\ \frac{g}{cm3}$

$m_{Ag} = ?$

Solución

Calculamos el volumen del cubo que es igual al volumen de la plata.

$V_{cubo} = (\text{lado})^3$ reemplazamos datos

$V_{cubo} = (10\text{ cm})^3$

$V_{cubo} = 1000\text{ cm}^3 = V_{Ag} = 1000\text{ cm}^3$

Calculamos la masa de la plata de:

$\rho_{Ag} = \frac{m_{Ag}}{V_{Ag}}$ despejamos m_{Ag}

$m_{Ag} = \rho_{Ag} \cdot V_{Ag}$ reemplazamos datos

$m_{Ag} = 10{,}5\ \frac{g}{cm3} \cdot 1000\text{ cm}^3$

$m_{Ag} = 10500$ g

Respuesta La masa de la plata es 10 500 gramos

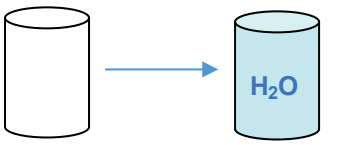
542. La masa del recipiente vacío es de 200 gramos y la masa del recipiente lleno de agua es de 750 gramos. Encuentra el volumen del recipiente.

Datos

m_v = Masa del recipiente vacío

m_T = Masa total

m_{H2O} = Masa del agua



$m_v = 200$ g $\qquad m_T = 750$ g

Solución

La masa total es la suma del recipiente vacío y la masa del agua.

$m_T = m_v + m_{H2O}$ despejamos m_{H2O}

$m_{H2O} = m_T - m_v$

$m_{H2O} = 750\text{ g} - 200\text{ g} \Rightarrow m_{H2O} = 550$ g

De la densidad del agua:

$\rho_{H2O} = \frac{m_{H2O}}{V_{H2O}}$ despejamos V_{H2O}

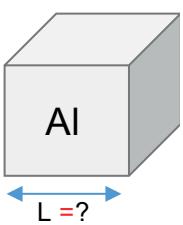
$V_{H2O} = \frac{m_{H2O}}{\rho_{H2O}}$ Dato teórico $\rho_{H2O} = 1\ \frac{g}{cm^3}$

$V_{H2O} = \frac{550\text{ g}}{1\ \frac{g}{cm^3}} \Rightarrow V_{H2O} = 550\ cm^3$

Respuesta El volumen del recipiente es igual al volumen del agua 550 cm³.

543. Bolivia es uno de los 35 países mayores exportadores de aluminio. La densidad del aluminio es de 2,7 g/cm³. ¿Cuál es la longitud (L) de los lados de un cubo de aluminio con una masa de 337,5 gramos?

Datos



$\rho_{Al} = 2{,}7\ \frac{g}{cm^3}$

$m_{Al} = 337{,}5$ g

Solución

De la fórmula de densidad, despejamos V_{Al}

$\rho_{Al} = \frac{m_{Al}}{V_{Al}}$ despejamos V_{Al}

$V_{Al} = \frac{m_{Al}}{\rho_{Al}}$ reemplazamos datos

$V_{Al} = \frac{337{,}5\text{ g}}{2{,}7\ \frac{g}{cm^3}}$

$V_{Al} = 125\ cm^3 \Rightarrow V_{cubo} = 125\ cm^3$

El volumen del Aluminio es igual al volumen del cubo. La fórmula del volumen del cubo es:

$V_{cubo} = L^3$ despejamos el lado (L)

$L = \sqrt[3]{V_{cubo}}$ reemplazamos datos

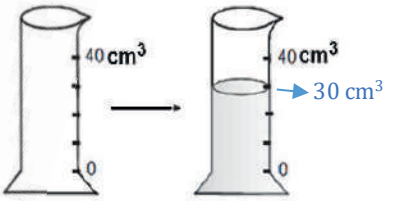
$L = \sqrt[3]{125\ cm^3} \Rightarrow L = 5$ cm

Respuesta El lado del cubo de aluminio mide 5 centìmetros

544. Dado el siguiente esquema. Hallar la densidad del líquido.



Datos



$m_{Probeta} = 250\ g$ $m_T = 275\ g$

Donde

m_L = Masa del líquido

V_L = Volumen del líquido

ρ_L = Densidad del líquido

Solución

La masa total es la suma del recipiente vacío y la masa del agua.

$m_T = m_{Probeta} + m_L$ despejamos m_L

$m_L = m_T - m_{Probeta}$ reemplazamos datos

$m_L = 275\ g - 250\ g$

$m_L = 25\ g$

Del gráfico calculamos el volumen del líquido

$V_L = 30\ cm^3$

La densidad del líquido:

$\rho_L = \frac{m_L}{V_L}$ despejamos V_L

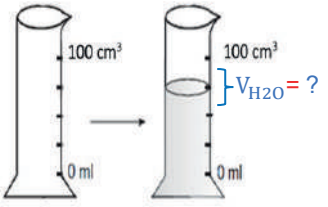
$\rho_L = \frac{25\ g}{30\ cm^3}$ reemplazamos datos

$\rho_L = 0{,}8\ \frac{g}{cm^3}$

Respuesta La densidad del líquido es $0{,}8\ \frac{g}{cm^3}$

545. Se agregan 750 g de mercurio a una probeta de 100 cm³. Si la densidad del mercurio es 13,56 g/cm³, ¿cuánta agua se debe agregar para alcanzar la marca de 100 cm³?

Datos



$m_{Hg} = 750\ g$

$\rho_{Hg} = 13{,}6\ \frac{g}{cm^3}$

Solución

De la densidad del mercurio.

$\rho_{Hg} = \frac{m_{Hg}}{V_{Hg}}$ despejamos V_{Hg}

$V_{Hg} = \frac{m_{Hg}}{\rho_{Hg}}$ reemplazamos datos

$V_{Hg} = \frac{750\ \cancel{g}}{13{,}6\ \frac{\cancel{g}}{cm^3}}$ reemplazamos datos

$V_{Hg} = 55{,}2\ cm^3$

Si tenemos que llenar hasta 100 cm³

$V_{Hg} + V_{H2O} = 100\ cm^3$ despejamos V_{H2O}

$V_{H2O} = 100\ cm^3 - V_{Hg}$

$V_{H2O} = 100\ cm^3 - 55{,}2\ cm^3$

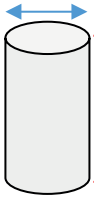
$V_{H2O} = 44{,}8\ cm^3$

Respuesta El volumen de agua que debe agregarse para llenar la probeta es 44,8 cm³

546. Un tubo de vidrio cilíndrico de 12,7 cm de largo se llena con mercurio (13,56 g/cm3). La masa necesaria para llenar el tubo de vidrio es 105,5 g. Calcule el diámetro (D) interior del tubo.

Datos

D=?



h=12,7 cm

ρ_{Hg}=13, 56 $\frac{g}{cm^3}$

m_{Hg}= 105,5 g

Solución:
Calculamos el volumen de mercurio que es el mismo volumen del cilindro.

$\rho_{Hg} = \frac{m_{Hg}}{V_{Hg}}$ despejamos V_{Hg}

$V_{Hg} = \frac{m_{Hg}}{\rho_{Hg}}$ reemplazamos datos

$V_{Hg} = \frac{105,5\ g}{13,56\ \frac{g}{cm3}} \Rightarrow V_{(cilindro)} = 7,78\ cm^3$

De la fórmula geométrica: despejamos D

$V_{cilindro} = \frac{\pi D^2 \cdot h}{4}$

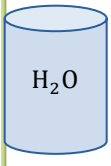
$D = \sqrt{\frac{V_{cilindro} \cdot 4}{\pi \cdot h}}$ reemplazamos datos

$D = \sqrt{\frac{7,78\ cm^3 \cdot 4}{\pi \cdot 12,7\ cm}} \Rightarrow D = 0,88\ cm$

Respuesta El diámetro del cilindro es de 0,88 centìmetros

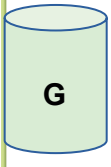
547. Los estudiantes de una escuela en Bolivia querían saber la densidad de la gasolina (G), por lo que confirmaron que un recipiente podía contener 200 libras de agua o 130 libras de gasolina. ¿Cuál es la densidad de la gasolina?

Datos 1 lb = 453,6 g



m_{H2O} = 200 lb

H_2O: 200 lb $\times \frac{453,6\ g}{1\ lb}$ =90720 g



m_G= 130 lb

ρ_G=?

G: 130 lb $\times \frac{453,6\ g}{1\ lb}$ =58968 g

Solución
Como la masa de Agua es 90720 g su volumen también es el mismo, porque su densidad es $(\frac{1g}{cm^3})$ y el volumen del recipiente y de la gasolina también es 90720 cm3.

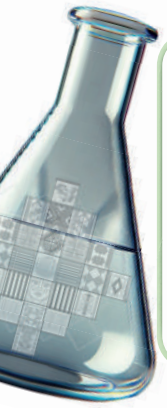
De la fórmula de densidad:

$\rho_G = \frac{m_G}{V_G}$ reemplazamos datos

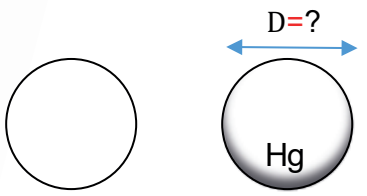
$\rho_G = \frac{58968\ g}{90720\ cm^3} \Rightarrow \rho_G = 0,65\ \frac{g}{cm^3}$

Respuesta La densidad de la gasolina es 0,65 $\frac{g}{cm3}$

548. La esfera de vidrio se calibra de la siguiente manera:
La masa de la esfera vacía es 5,56 g y la masa de la esfera con mercurio hasta su mitad es 8,35 g. Determina el diámetro (D) interior de la esfera en centímetros.



Datos



$m_v = 5{,}56$ g $m_T = 8{,}35$ g

Solución

La masa total (m_T) es la suma de la masa vacía (m_v) más la masa del mercurio (m_{Hg}).

$m_T = m_v + m_{Hg}$ despejamos m_{Hg}

$m_{Hg} = m_T - m_v$ reemplazamos datos

$m_{Hg} = 8{,}35\ g - 5{,}56\ g$

$m_{Hg} = 2{,}79$ g

Con la fórmula de la densidad calculemos el volumen del mercurio (V_{Hg}).

$$V_{Hg} = \frac{m_{Hg}}{\rho_{Hg}}$$

Dato teórico

$$\rho_{Hg} = 13{,}6\ \frac{g}{cm^3}$$

$$V_{Hg} = \frac{2{,}79\ g}{13{,}6\ \frac{g}{cm^3}}$$

$V_{Hg} = 0{,}20\ cm^3$

El volumen de la esfera (V_{es}) es el doble porque el mercurio ocupa la mitad.

$Ves = 2 \cdot V_{Hg}$ reemplazamos datos

$Ves = 2 \cdot (0{,}20\ cm^3)$

$Ves = 0{,}40\ cm^3$

De la fórmula geométrica:

$Ves = \frac{1}{6}\pi D^3$ despejamos (D)

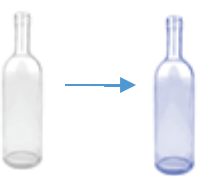
$D = \sqrt[3]{\frac{Ves \cdot 6}{\pi}}$ reemplazamos datos

$D = \sqrt[3]{\frac{0{,}40\ cm^3 \cdot 6}{\pi}} \Rightarrow D = 0{,}91$ cm

Respuesta El diámetro (D) de la esfera es 0,91 centìmretros

549. La botella se llenó con un volumen de 2,82 mL de un líquido desconocido, pesando el conjunto 8,36 g. La botella vacía (m_b) pesaba 6,02 g. Calcular la densidad del líquido.

Datos



$m_b = 6{,}02$ g $V_L = 2{,}82$ mL

$m_T = 8{,}36$ g

$\rho_L = ?$

Solución La masa total (m_T)

$m_T = m_b + m_L$ despejamos m_L

$m_L = 8{,}36\ g - 6{,}02\ g \Rightarrow m_L = 2{,}34$ g

Calculamos la densidad del líquido:

$$\rho_L = \frac{m_L}{V_L} \Rightarrow \rho_L = \frac{2{,}34\ g}{2{,}82\ mL} \Rightarrow \rho_L = 0{,}83\ \frac{g}{mL}$$

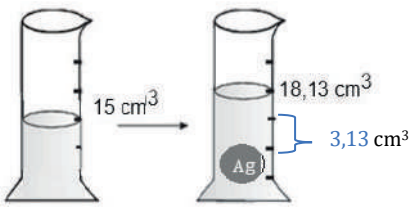
Respuesta La densidad del líquido es 0,83 g/mL

550. Una probeta se llena con agua hasta la marca de 15 cm^3 y fue pesada en una balanza, su masa es de 29,17 g. Se coloca un objeto de plata en la probeta el cual se sumerge completamente en agua. El nivel del agua en la probeta subió a 18.13 cm^3. Luego se pesa la probeta, que contiene el agua y el objeto de plata, su masa total es de 62 g. Calcular la densidad de la plata.

Datos

m_P = Masa de la probeta con agua

m_{Ag} = Masa de la plata



$m_P = 29{,}17$ g $m_T = 62$ g

$\rho_{Ag} = ?$

Solución

La masa total (m_T) es la suma de la masa de la probeta con agua y masa de la plata.

$m_T = m_P + m_{Ag}$ Despejamos m_{Ag}

$m_{Ag} = m_T - m_P$

$m_{Ag} = 62\text{ g} - 29{,}17\text{ g}$

$m_{Ag} = 32{,}83$ g

El volumen de la plata (V_{Ag}) podemos determinar del gráfico.

$V_{Ag} = 3{,}13\ cm^3$

Calculamos la densidad de la plata

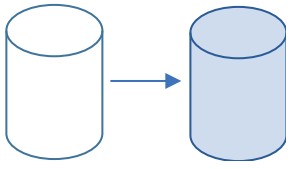
$\rho_{Ag} = \frac{m_{Ag}}{V_{Ag}}$ Reemplazamos datos

$\rho_{Ag} = \frac{32{,}83\text{ g}}{3{,}13\ cm^3} \Rightarrow \rho_{Ag} = 10{,}50\ \frac{g}{cm^3}$

Respuesta La densidad del objeto de plata es 10,50 $\frac{g}{cm3}$

551. Un recipiente se llenó con un volumen de 8,46 mL de un líquido desconocido, pesando el conjunto 25,08 g. El recipiente vacío pesaba 18,06 g. Calcular la densidad del líquido.

Datos



$m_r = 18{,}06$ g $V_L = 8{,}46$ mL

$m_T = 25{,}08$ g

$\rho_L = ?$

Solución La masa total (m_T)

$m_T = m_r + m_L$ Despejamos m_L

$m_L = 25{,}08\text{ g} - 18{,}06\text{ g} \Rightarrow m_L = 7{,}02$ g

Calculamos la densidad del líquido:

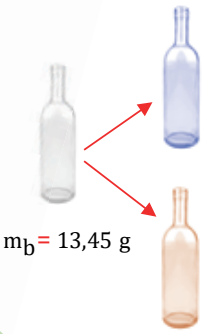
$\rho_L = \frac{m_L}{V_L} \Rightarrow \rho_L = \frac{7{,}02\text{ g}}{8{,}46\text{mL}} \Rightarrow \rho_L = 0{,}83\ \frac{g}{mL}$

Respuesta La densidad del líquido es 0,83 g/mL.

552. La masa de la botella vacía es 13,45 g, la masa de la botella llena de agua es 16,72 g y la masa de la misma botella llena con la solución de azúcar es 19,01 g. ¿Cuál es la densidad de la solución de azúcar?



Datos



$m_b = 13{,}45$ g

Solución

$m_b + m_{H_2O} = 16{,}72$ g despejamos **la masa** del **agua** (H_2O)

$m_{H_2O} = 16{,}72$ g $-$ m_b

$m_{H_2O} = 16{,}72$ g $- 13{,}45$ g $\Rightarrow$ $m_{H_2O} = 3{,}27$ g

$m_b + m_s = 19{,}01$ g **Despejamos la masa** de la **solución** (m_s)

$m_s = 19{,}01$ g $-$ m_b

$m_s = 19{,}01$ g $- 13{,}45$ g $\Rightarrow$ $m_s = 5{,}56$ g

La masa del agua nos indica el volumen del agua que es el mismo valor porque su densidad es 1 g/mL, $V_{H2O} = 3{,}27$ mL, el mismo valor tiene el volumen de la botella y el mismo volumen de la solución $V_S = 3{,}27$ mL.

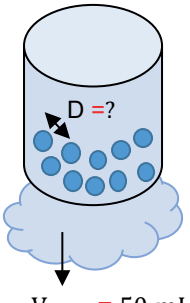
Calculamos la densidad de la solución:

$$\rho_S = \frac{m_S}{V_S} \Rightarrow \rho_S = \frac{5{,}56\text{ g}}{3{,}27\text{ mL}} \Rightarrow \rho_S = 1{,}70\ \frac{\text{g}}{\text{mL}}$$

Respuesta La densidad de la solución de azúcar es 1,70 g/mL

553. Un estudiante quiere saber el tamaño de unas bolas de cristal, para ello coloca un vaso lleno de agua, introduce 10 bolas de cristal del mismo tamaño al vaso y rebalsa 50 mL de agua. ¿Cuál es el diámetro (D) de cada bola?

Datos



$V_{H2O} = 50$ mL

Solución

Calculamos el volumen de una esfera (V_{esf})

$V_{H2O} = 50$ mL Este es el volumen de 10 esferas

$$V_{esf} = \frac{50\text{ mL}}{10}$$

Volumen de 1 esfera

$V_{esf} = 5$ mL $(\text{mL} = \text{cm}^3) \Rightarrow V_{esf} = 5\ \text{cm}^3$

De la fórmula geométrica:

$V_{esf} = \frac{1}{6}\pi D^3$ despejamos (D)

$D = \sqrt[3]{\frac{Vesf \cdot 6}{\pi}}$ reemplazamos datos

$D = \sqrt[3]{\frac{5\ \text{cm}^3 \cdot 6}{\pi}} \Rightarrow D = 2{,}1$ cm

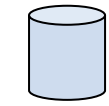
Respuesta El diámetro de cada bola es 2,1 cm

554. Cuando se mezclan masas iguales de dos líquidos miscibles cuyas densidades son 1,2 g/ mL y 1,6 g/mL respectivamente, se obtiene un volumen total de 350 mL. Determinar las masas de los componentes.

Datos

m_1 m_2

$\rho_1 = 1{,}2\ \frac{g}{mL}$ $\rho_2 = 1{,}6\ \frac{g}{mL}$



$V_T = 350\ mL$

Solución

Son dos líquidos que se mezclan utilizamos la fórmula

$$V_T = \frac{m_1}{\rho_1} + \frac{m_2}{\rho_2} \qquad \text{masas iguales "m"}$$

$$V_T = \frac{m}{\rho_1} + \frac{m}{\rho_2}$$

$$V_T = m\left(\frac{1}{\rho_1} + \frac{1}{\rho_2}\right) \qquad \text{despejamos "m"}$$

$$m = \frac{V_T}{\left(\frac{1}{\rho_1} + \frac{1}{\rho_2}\right)} \qquad \text{reemplazamos datos}$$

$$m = \frac{350\ mL}{\left(\frac{1}{1{,}2\ \frac{g}{mL}} + \frac{1}{1{,}6\ \frac{g}{mL}}\right)} \Rightarrow m = 240\ g$$

Respuesta La masa del componente es 240 g.

555. Se tiene una mezcla de vino y leche con una densidad de 1,2 g/mL. En la mezcla se han utilizado volúmenes iguales de ambos componentes. Si la densidad de la leche con respecto a la del vino es 2/3 ¿cuál es la densidad del vino?

Datos

Vino (V) Leche (L)



$\rho_V = ?$

$\rho_T = 1{,}2\ \frac{g}{mL}$

$V_V = V_L$ (1) $\rho_L = \frac{2}{3}\ \rho_V$ (2)

Solución

Utilizamos la ecuación del volumen total.

$V_T = V_V + V_L$ de (1)

$V_T = V_V + V_V$

$V_T = 2\ V_V$ (3)

De la fórmula de mezclas:

$$\rho_T\ V_T = \rho_V\ V_V + \rho_L\ V_L$$

En está ecuación reemplazamos (1), (2) y (3)

$$\rho_T\ 2\ V_V = \rho_V\ V_V + \frac{2}{3}\ \rho_V\ V_V$$

$$\rho_T\ 2 = \rho_V + \frac{2}{3}\ \rho_V$$

$$\rho_T\ 2 = \rho_V\left(1 + \frac{2}{3}\right) \qquad \text{despejamos "}\rho_V\text{"}$$

$$\rho_V = \frac{\rho_T \cdot 2}{\left(1 + \frac{2}{3}\right)} \qquad \text{reemplazamos datos}$$

$$\rho_V = \frac{1{,}2\ \frac{g}{mL} \cdot 2}{\left(1 + \frac{2}{3}\right)}$$

$$\rho_V = 1{,}44\ \frac{g}{mL}$$

Respuesta La densidad del vino es 1,44 $\frac{g}{mL}$

556. Se mezclan dos líquidos en una proporción de 2 a 1. La densidad del primer líquido es 1,8 g/mL y la densidad de la mezcla es 1,6 g/mL.



Datos

$V_1 = 2\ mL$ $V_2 = 1\ mL$

$\rho_1 = 1{,}8\ \frac{g}{mL}$ $\rho_2 = ?$

$\rho_T = 1{,}6\ \frac{g}{mL}$

Solución

Utilizamos la ecuación del volumen total.

$V_T = V_1 + V_2$ Reemplazamos datos

$V_T = 2\ mL + 1\ mL \Rightarrow V_T = 3\ mL$

De la fórmula de mezclas:

$\rho_T\ V_T = \rho_1\ V_1 + \rho_2\ V_2$ despejamos "ρ_2"

$\rho_2\ V_2 = \rho_T\ V_T - \rho_1\ V_1$

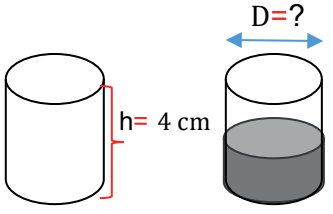
$\rho_2 = \frac{\rho_T\ V_T - \rho_1\ V_1}{V_2}$ reemplazamos datos

$\rho_2 = \frac{1{,}6\ \frac{g}{mL}\ 3\ mL - 1{,}8\ \frac{g}{mL}\ 2\ mL}{1\ mL} \Rightarrow \rho_2 = 1{,}2\ \frac{g}{mL}$

Respuesta La densidad del segundo líquido es 1,2 $\frac{g}{mL}$

557. La masa de un cilindro vacío es 2,78 g y la masa del cilindro con mercurio hasta el 50 % es 4,18 g, si tiene una altura de 4 cm. Determina el diámetro (D) interior del cilindro en centímetros.

Datos



$m_v = 2{,}78\ g$ $m_T = 4{,}18\ g$

Solución

La masa total(m_T)es la suma de la masa vacía (m_v) más la masa del mercurio (m_{Hg}).

$m_T = m_v + m_{Hg}$

$m_{Hg} = m_T - m_v$ reemplazamos datos

$m_{Hg} = 4{,}18\ g - 2{,}78\ g$

$m_{Hg} = 1{,}4\ g$

Calculamos el volumen del mercurio (V_{Hg})

$V_{Hg} = \frac{m_{Hg}}{\rho_{Hg}}$

Dato teórico

$\rho_{Hg} = 13{,}6\ \frac{g}{cm^3}$

$V_{Hg} = \frac{1{,}4\ g}{13{,}6\ \frac{g}{cm^3}}$

$V_{Hg} = 0{,}10\ cm^3$

El volumen del cilindro (Vc) es el doble porque el mercurio ocupa el 50%

$Vc = 2 \cdot V_{Hg}$ reemplazamos datos

$Vc = 2 \cdot (0{,}10\ cm^3) \Rightarrow Vc = 0{,}20\ cm^3$

De la fórmula geométrica:

$Vc = \frac{\pi}{4} D^2\ h$ despejamos (D)

$D = \sqrt{\frac{4\ Vc}{\pi h}} \Rightarrow D = \sqrt{\frac{4 \cdot 0{,}20\ cm^3}{\pi \cdot 4\ cm}} \Rightarrow D = 0{,}25\ cm$

Respuesta El diámetro del cilindro es 0,25 centìmetros

558. Exprese la densidad del agua en el sistema internacional

a) 1 **b)** 10 **c)** 100 **d)** 1000

Respuesta .....

559. Dado que 140 mL de cloro gaseoso tiene una masa de 0,45 g, determine su densidad.

a) $3{,}2x10^{-3}$g/mL **b)** 0,0321 g/mL **c)** 3,21 g/mL **d)** 32,1 g/mL

Respuesta .....

560. ¿Cuántos gramos de glicerina hay en una botella de 128 mL de glicerina con una densidad de 1,25 g/cm^3?

a) 150 g **b)** 160 g **c)** 165 g **d)** 16,5 g

Respuesta .....

561. ¿Cuál es la densidad de un cubo de corcho con una longitud de arista de 2 cm y una masa de 2,4 g?

a) 30 g/mL **b)** 3 g/mL **c)** 0,3 g/mL **d)** 0,6 g/mL

Respuesta .....

562. La masa del recipiente vacío es de 200 g y la masa del recipiente lleno con agua es de 750 g. Encuentra el volumen del recipiente.

a) 5 mL **b)** 0,5 mL **c)** 50 mL **d)** 550 mL

Respuesta .....

563. Se sabe que la densidad de 100 mL de etanol es de 0,8 g/cm^3. Encuentre la densidad de 16 mL de etanol.

a) 0,8 g/mL **b)** 8 g/mL **c)** 80 g/mL **d)** 800 g/mL

Respuesta .....

564. Una muestra de 8,47 g de un sólido se coloca en un matraz de 25 mL el volumen restante se llena con benceno en el cual el sólido es insoluble, el sólido y el benceno juntos pesan 24,54 g la densidad del benceno es 0,879 g/mL Calcular le densidad del sólido.



a) 12,6 g/mL **b)** 126 g/mL **c)** 1,26 g/mL **d)** 0,12 g/mL

Respuesta .....

565. En una probeta se introduce granos de cobre hasta llegar a la línea de 50 mL. La probeta se llena con agua hasta la misma división, el peso de la probeta vacía es 104 g, el peso de la probeta más el cobre 371 g, el peso de la probeta más el cobre y el agua 391 g. determinar la densidad del cobre.

a) 0,89 g/mL **b)** 89,0 g/mL **c)** 890 g/mL **d)** 8,9 g/mL

Respuesta .....

566. Una barra de hierro cilíndrica (7,87 g/mL) pesa 78,7 g y mide 2 cm de largo. Se le pide que calcule el radio del cilindro.

a) 1260 cm **b)** 1,26 cm **c)** 126 cm **d)** 0,126 cm

Respuesta .....

567. ¿Cuántos cilindros de 1 cm de diámetro y 3 cm de largo pueden fabricarse a partir de 10 kg de cobre, cuya densidad es de 8,9 g/mL?

a) 4,76 cilindros **b)** 4760 cilindros **c)** 746 cilindros **d)** 476 cilindros

Respuesta .....

568. El picnómetro se llenó con un volumen de 2,82 mL de un líquido desconocido, pesando el conjunto 8,36 g. El picnómetro vacío pesaba 6,02 g. Calcular la densidad del líquido a temperatura del laboratorio.

a) 88,3 g/mL **b)** 883 g/mL **c)** 0,83 g/mL **d)** 8,3 g/mL

Respuesta .....

REACCIONES QUÍMICAS

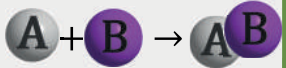


Reacciones químicas

Las reacciones químicas son procesos mediante los cuales las sustancias (reactivos) se transforman en otras (productos).

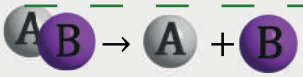
Tipos de reacciones químicas

Síntesis o combinación: Dos o más sustancias se combinan para formar un solo producto.



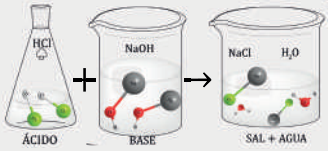
$$Fe + S \rightarrow FeS$$

Descomposición o análisis: Un compuesto se descompone en dos o más productos más simples.



$$CaCO_3 \rightarrow CaO + CO_2$$

Neutralización: Una reacción entre un ácido y una base para formar sal y agua.



$$HCl + NaOH \rightarrow NaCl + H_2O$$

Precipitación: Ocurre cuando dos soluciones acuosas se mezclan y forman un compuesto insoluble, que se precipita.



Fuente: alamy.com

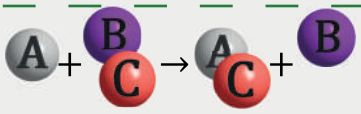
$$AB_{(ac)} + CD_{(ac)} \rightarrow AD_{(s)} + CB_{(ac)}$$

$$Pb(NO_3)_{2(ac)} + 2KI_{(ac)} \rightarrow PbI_{2(s)} \downarrow + 2KNO_{3(ac)}$$

Combustión: Un hidrocarburo reacciona con oxígeno para producir dióxido de carbono y agua.

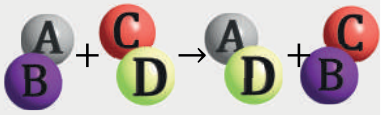
$$C_xH_y + O_2 \rightarrow CO_2 + H_2O$$

Desplazamiento simple: Un elemento desplaza a otro en un compuesto.



$$Fe + CuSO_4 \rightarrow FeSO_4 + Cu$$

Desplazamiento doble o metátesis: Dos compuestos intercambian iones o grupos de átomos.



$$Pb(NO_3)_2 + 2KI \rightarrow PbI_2 \downarrow + 2KNO_3$$

Redox (Oxidación-Reducción): Involucran la transferencia de electrones

$$\text{Oxidante} + \text{Reductor} \rightarrow \text{Producto Oxidado} + \text{Producto Reducido}$$

$$Zn + CuSO_4 \rightarrow ZnSO_4 + Cu$$

LEYES PONDERALES Y ESTEQUIOMETRÍA

Ley de Lavoisier (conservación de la masa)



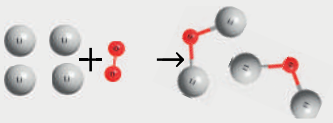
$$\underset{\substack{2\ \text{mol}\cdot 2\ \text{g/mol}\\ 4\text{g}}}{2H_2} + \underset{\substack{1\ \text{mol}\cdot 32{,}00\ \text{g/mol}\\ 32\text{g}}}{O_2} \rightarrow \underset{\substack{2\ \text{mol}\cdot 18{,}00\ \text{g/mol}\\ 36\text{g}}}{2H_2O}$$

$$2\ \text{mol} \rightarrow 2\ \text{mol}$$

$$36\text{g} \rightarrow 36\text{g}$$

La masa total de los reactivos es igual a la masa total de los productos.

Ley de Proust (proporciones definidas)



$$4Li + O_2 \rightarrow 2Li_2O$$

Los elementos se combinan en proporciones fijas para formar compuestos.

Ley de Dalton (proporciones múltiples)

Proporción de Oxígeno en Li_2O y Li_2O_2:
En Li_2O hay16 umas de oxígeno.
En Li_2O_2 hay 32 umas de oxígeno.

$$\text{Relación} = \frac{\cancel{16}}{\cancel{32}} = \frac{1}{2} \Rightarrow 1:2$$

Cuando dos elementos forman varios compuestos, las cantidades de uno que se combinan con una cantidad fija del otro están en una relación de números enteros pequeños.

Ley de Richter y Wenzel

$$\underset{4\cdot 7 = 28}{4\ Li} + \underset{2\cdot 16 = 32}{O_2} \rightarrow \underset{2\cdot(30) = 60}{2\ Li_2O}$$

$$\underset{4\cdot 35.5 = 142}{2\ Cl_2} + \underset{2\cdot 16 = 32}{O_2} \rightarrow \underset{2\cdot(30) = 174}{2\ Cl_2O}$$

$$\underset{2\cdot 7 = 14}{2\ Li} + \underset{2\cdot 35.5 = 71}{Cl_2} \rightarrow \underset{2\cdot(42.5) = 85}{2\ LiCl}$$

$$\frac{28\ Li}{142\ Cl_2} = \frac{14\ Li}{71\ Cl_2}$$

Si dos elementos (A y B) se combinan con un tercero (C) en diferentes proporciones, esas proporciones se reflejarán de manera similar cuando A y B se combinen entre sí, o serán múltiplos simples.

Ley de Gay-Lussac (volúmenes de combinación)



$$\underset{\substack{1\ \text{mol}\\ 1\ V\\ 1\ L}}{N_{2(g)}} + \underset{\substack{3\ \text{mol}\\ 3\ V\\ 3\ L}}{3H_{2(g)}} \rightarrow \underset{\substack{2\ \text{mol}\\ 2\ V\\ 2\ L}}{2NH_{3(g)}}$$

Los volúmenes de gases que reaccionan lo hacen en proporciones de números enteros sencillos.

Balanceo de Ecuaciones Químicas

El balanceo de ecuaciones químicas es esencial para asegurar que la ley de conservación de la masa se cumpla, lo que implica que la cantidad de cada elemento debe ser la misma en reactivos y productos.

Estado de Oxidación

En las reacciones de oxidación-reducción (redox), el estado de oxidación de un átomo ayuda a identificar qué especies se oxidan (pierden electrones) y cuáles se reducen (ganan electrones).

Reglas para Asignar Estados de Oxidación:

Elementos libres: El estado de oxidación de un átomo en su forma elemental es 0. Ejemplo:

$$O_2^{0}\ ; H_2^{0}\ ;\ Li^{0}\ ;\ Fe^{0}$$

Iones monoatómicos: El estado de oxidación es igual a la carga del ion. Ejemplo: Na^{+1} ; Li^{+1} tiene un estado de oxidación de +1.

Oxígeno: Generalmente tiene un estado de oxidación de -2 en la mayoría de sus compuestos, excepto en peróxidos donde es -1.

Hidrógeno: Tiene un estado de oxidación de +1 cuando está unido a no metales y -1 cuando está unido a metales.

Suma en moléculas y iones: La suma de los estados de oxidación en una molécula neutra es 0, y en un ion poliatómico es igual a la carga del ion.

Notación Iónica en las Ecuaciones

En las reacciones que ocurren en solución acuosa, es útil escribir las ecuaciones en forma iónica para visualizar mejor qué iones están participando en la reacción y cuáles son espectadores.

Ejemplo:

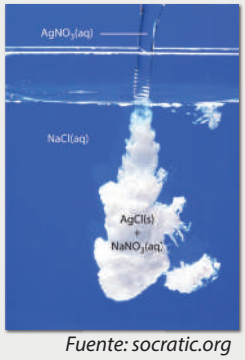
Reacción entre cloruro de sodio (NaCl) y nitrato de plata ($AgNO_3$):

$$AgNO_{3\,(ac)} + NaCl_{(ac)} \rightarrow AgCl_{(s)} \downarrow + NaNO_{3\,(ac)}$$

En notación iónica:

$$Ag^{+}_{(ac)} + Cl^{-}_{(ac)} \rightarrow AgCl_{(s)}$$

Aquí, los iones Na^{+} y NO_3^{-} no cambian y son iones espectadores.



Fuente: socratic.org



Ajuste de Ecuaciones de Oxidación-Reducción

Las reacciones redox involucran transferencia de electrones. El balanceo de estas ecuaciones es esencial para asegurar que tanto la materia como las cargas estén equilibradas.

Método del Estado de Oxidación (Redox)

En este método, se identifican los cambios en los números de oxidación de los átomos, se igualan los electrones transferidos y luego se ajusta el resto de la ecuación.

Pasos para el Balanceo:

- Asignar números de oxidación a todos los átomos.
- Identificar los átomos que cambian su número de oxidación.
- Calcular la cantidad de electrones transferidos.
- Ajustar los coeficientes para igualar la transferencia de electrones.
- Balancear los elementos restantes y ajustar el medio (ácido o básico)

Método del Ion-Electrón (método de las semirreacciones)

Pasos para el Balanceo:

Escribe Semirreacciones: Identifica y escribe las semirreacciones de oxidación y reducción.

Balancea Átomos (excepto H y O): Asegura que todos los elementos, excepto H y O, estén balanceados.

En medio ácido, balancea los oxígenos (O) añadiendo moléculas de agua (H_2O), al lado donde existe menos oxígeno (O)

En medio ácido, añade iones H^+ para balancear los átomos de hidrógeno.

$$14H^+ + Cr_2O_7^{2-} \rightarrow 2Cr^{+3} + 7H_2O$$

En medio básico, balancea los oxígenos (O) agregando la H_2O (al lado donde existan mas oxígenos (O))

En medio básico, para igualar los hidrógenos y oxígenos, se añade el doble de (OH-) que los H2O añadidos.

$$7\ H_2O + Cr_2O_7^{-2} \rightarrow 2Cr^{+3} + 14OH^-$$

Balancear las cargas: Añade electrones e^-para balancear las cargas de las semirreacciones.

Iguala electrones: Multiplica las semirreacciones para que los electrones coincidan.

Suma semirreacciones: Combínalas y cancela los electrones.

Verifica: Asegúrate de que átomos y cargas estén balanceados.

REACCIONES QUÍMICAS: TIPOS DE REACCIONES, IGUALACIONES DE REACCIONES (REDOX E IÓN ELECTRÓN)

569. El cloruro de potasio se puede sintetizar mediante la combinación de potasio metálico (K) y cloro gaseoso (Cl_2).Esta reacción es un ejemplo de **reacción de síntesis o combinación**, donde dos sustancias simples se combinan para formar un compuesto más complejo. ¿Puedes balancear la ecuación química que representa la síntesis del cloruro de potasio a partir de potasio metálico (K) y cloro gaseoso (Cl_2).

Ruta de solución

Identificar los reactivos y productos

Escribir la ecuación química no balanceada

Balancear la ecuación.

Datos

reactivo: potasio (K), cloro (Cl_2)

productos: cloruro de potasio (KCl)

Solución

Ecuación no balanceada:

Se verificar el balance: $K + Cl_2 \rightarrow KCl$

Átomo	Reactivos → Productos	
K	1	1
Cl	2	1

La ecuación no está equilibrada. Para balancearla, ajustamos los coeficientes en los reactivos y productos para que el número de átomos de cada elemento sea igual en ambos lados.

Balancear el potasio y cloro: $2K + Cl_2 \rightarrow 2KCl$

Nota: Los coeficientes multiplican el subíndice de cada elemento.

$$2K_1 + 1Cl_2 \rightarrow 2K_1Cl_1$$

Átomo	Reactivos → Productos	
K	$2 \cdot 1 = 2$	$2 \cdot 1 = 2$
Cl	$1 \cdot 2 = 2$	$2 \cdot 1 = 2$

RespuestaLa ecuación balanceada es:

$$2K + Cl_2 \rightarrow 2KCl$$

Dato importante

Símbolos químicos

Coeficiente ⇨ $2NH_3$

Subíndice

Coeficiente

Definición: Número delante de una fórmula química.

Función: Indica cuántas moléculas o unidades de la sustancia están presentes.

¿Se puede añadir/ajustar?: Sí, para balancear ecuaciones químicas.

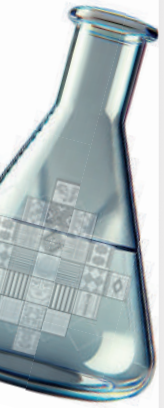
Subíndice

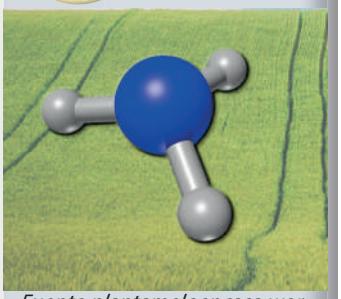
Definición: Número pequeño a la derecha y abajo de un símbolo químico.

Función: Indica la cantidad de átomos de ese elemento en una molécula.

¿Se puede añadir/ajustar?: No, cambiarlo altera la identidad de la sustancia.

¿SABIAS QUÉ?





Fuente:plantameloencasa.wordpress.com

El amoníaco (NH_3) es una molécula muy versátil en la química redox. Puede actuar como agente reductor, cediendo electrones, o como agente oxidante, aceptándolos, según el entorno. Esta dualidad le permite participar en diversas reacciones, haciéndolo esencial en procesos industriales y de laboratorio. Por ejemplo, en la síntesis de hidrazina, el amoníaco funciona como reductor, mientras que en la producción de óxidos metálicos puede actuar como oxidante bajo ciertas condiciones, demostrando su gran utilidad en química industrial y ambiental (Smith & Brown, 2021).

570. El amoníaco desempeña un papel fundamental en la producción de fertilizantes, los cuales son vitales para la agricultura mundial. Se forma mediante una **reacción de síntesis o combinación** entre nitrógeno molecular e hidrógeno molecular. ¿Puedes balancear la ecuación química que muestra la formación de amoníaco a partir de nitrógeno (N_2) gaseoso e hidrógeno(H_2) gaseoso?

Ruta de solución

Identificar los reactivos y productos

Escribir la ecuación química no balanceada

Balancear la ecuación.

Datos

Reactivos: Nitrogeno (N_2), Hidrogeno (H_2).

Productos: Amoniaco (NH_3)

Solución

Ecuación no balanceada: $N_2 + H_2 \rightarrow NH_3$

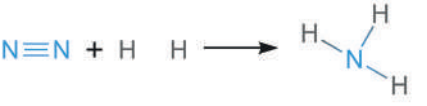
Balancear los reactivos y productos:

$$N_2 + 3H_2 \rightarrow 2NH_3$$

Nota: Los coeficientes multiplican el subíndice de cada elemento.

$$N_2 + 3H_2 \rightarrow 2NH_3$$

Átomo	Reactivos → Productos	
N	$1 \cdot 2 = 2$	$2 \cdot 1 = 2$
H	$3 \cdot 2 = 6$	$2 \cdot 3 = 6$



Respuesta La ecuación balanceada es:

$$N_2 + 3H_2 \rightarrow 2NH_3$$

571. El peróxido de hidrógeno H_2O_2 agua oxigenada es utilizado comúnmente como desinfectante y en procesos industriales de blanqueo. Escribe la ecuación para la descomposición o análisis del peróxido de hidrógeno (H_2O_2) en agua (H_2O) y oxígeno (O_2).

Ruta de solución
Identificar los reactivos y productos
Escribir la ecuación química sin balancear
Balancear la ecuación.

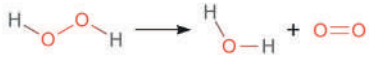
Datos
Reactivos: peróxido de hidrogeno
Productos: Agua H_2O , oxígeno O_2



Fuente: mejorconsalud.as.com

Solución
Ecuación no balanceada:
Balancear los reactivos y productos:
Nota: Los coeficientes multiplican el subíndice de cada elemento.

$$2H_2O_2 \rightarrow 2H_2O + O_2$$



Átomo	Reactivos → Productos	
H	$2 \cdot 2 = 4$	$2 \cdot 2 = 4$
O	$2 \cdot 2 = 4$	$2 \cdot 1 + 2 = 4$

Respuesta: La ecuación balanceada es: $2H_2O_2 \rightarrow 2H_2O + O_2$

572. El clorato de potasio es utilizado en la producción de oxígeno para equipos de respiración y como agente oxidante en fuegos artificiales. Escribe la ecuación química balanceada para la descomposición o análisis del cloarto de potasio en cloruro de potasio y oxígeno.

Ruta de solución
Identificar los reactivos y productos
Escribir la ecuación química sin balancear
Balancear la ecuación.

Datos
Reactivos: Clorato de potasio ($KClO_3$)
Productos: Cloruro de potasio (KCl), oxígeno (O_2)

Solución
Ecuación no balanceada:
Balancear los reactivos y productos:

$$2KClO_3 \rightarrow 2KCl + 3O_2$$



Átomo	Reactivos → Productos	
K	$2 \cdot 1 = 4$	$2 \cdot 1 = 2$
Cl	$2 \cdot 1 = 4$	$2 \cdot 1 = 2$
O	$2 \cdot 3 = 6$	$3 \cdot 2 = 6$

Respuesta: La ecuación balanceada es: $2KClO_3 \rightarrow 2KCl + 3O_2$

573. El cloruro de zinc se utiliza en la galvanoplastia, mientras que el hidrógeno liberado puede utilizarse como combustible o reactivo en diversas reacciones industriales. Escribe la ecuación química para la reacción entre ácido clorhídrico y zinc.



Ruta de solución
Identificar los reactivos y productos
Escribir la ecuación química sin balancear
Balancear la ecuación.



Fuente: altichem.es

Datos
Reactivos: Zn, HCl
Productos: $ZnCl_2, H_2$

$$Zn + HCl \rightarrow ZnCl_2 + H_2$$

Balancear los reactivos y productos:

Solución
Ecuación no balanceada:

$$Zn + 2HCl \rightarrow ZnCl_2 + H_2$$

Átomo	Reactivos → Productos	
Zn	1	1
Cl	$2 \cdot 1 = 2$	2
H	$2 \cdot 1 = 2$	2

Respuesta: La ecuación balanceada es: $Zn + 2HCl \rightarrow ZnCl_2 + H_2$

574. El hierro (Fe) reacciona con ácido nítrico (HNO_3) diluido para formar nitrato de ferroso, $Fe(NO_3)_2$, y gas hidrógeno (H_2). Esta reacción es importante en la química de los metales y se utiliza en la preparación de sales de hierro y en procesos de laboratorio para la producción de gas hidrógeno: Escribe la ecuación química para la reacción entre hierro Fe y ácido nítrico $2HNO_3$.

Ruta de solución
Identificar los reactivos y productos
Escribir la ecuación química sin balancear
Balancear la ecuación.

Datos
Reactivos: Fe, HNO_3
Productos: $Fe(NO_3)_2$, H_2

Dato importante:
Los subíndices multiplican a todos los átomos contenidos dentro de los paréntesis ().

$$Fe + 2HNO_3 \rightarrow Fe(NO_3)_2 + H_2$$

Solución
Ecuación no balanceada:
Balancear los reactivos y productos:

$$Fe + HNO_3 \rightarrow Fe(NO_3)_2 + H_2$$

Átomo	Reactivos → Productos	
Fe	1	1
H	$2 \cdot 1 = 2$	2
N	$2 \cdot 1 = 2$	$2 \cdot 1 = 2$
O	$2 \cdot 3 = 6$	$2 \cdot 3 = 6$

Respuesta: La ecuación balanceada es: $Fe + 2HNO_3 \rightarrow Fe(NO_3)_2 + H_2$

575. El hidróxido cúprico $Cu(OH)_2$ se usa como reactivo en química analítica y fungicida, mientras que el sulfato de sodio (Na_2SO_4) se emplea en la fabricación de detergentes. Escribe la ecuación química ajustada para la reacción de doble desplazamiento entre sulfato de cúprico ($CuSO_4$) y hidróxido de sodio ($NaOH$)?

Ruta de solución

Identificar los reactivos y productos.
Escribir la ecuación química sin balancear.
Balancear la ecuación.



Fuente: Ceramic-glazes.com

Datos

Reactivos: $CuSO_4$, $NaOH$
Productos: $Cu(OH)_2$, Na_2SO_4

Solución

Ecuación no balanceada:

$$CuSO_4 + NaOH \rightarrow Cu(OH)_2 + Na_2SO_4$$

Respuesta: La ecuación balanceada es:

$$CuSO_4 + 2NaOH \rightarrow Cu(OH)_2 + Na_2SO_4$$

Balancear los reactivos y productos:

$$CuSO_4 + 2NaOH \rightarrow Cu(OH)_2 + Na_2SO_4$$

Átomo	Reactivos → Productos	
Cu	1	1
S	1	1
Na	$2 \cdot 1 = 2$	2
H	$2 \cdot 1 = 2$	$2 \cdot 1 = 2$
O	$4 + 2 \cdot 1 = 6$	$2 \cdot 1 + 4 = 6$

576. La reacción entre cloruro de calcio, $CaCl_2$, y fosfato de sodio, Na_3PO_4, produce fosfato de calcio, $Ca_3(PO_4)_2$, fundamental en fertilizantes y como fortificante de calcio en alimentos y bebidas, además de cloruro de sodio. Escribe la ecuación química balanceada de doble desplazamiento para esta reacción.

Ruta de solución

Identificar los reactivos y productos.
Escribir la ecuación química sin balancear.
Balancear la ecuación.



Fuente: dedienteadiente.es

Solución

Ecuación no balanceada:

$$CaCl_2 + Na_3PO_4 \rightarrow Ca_3(PO_4)_2 + NaCl$$

Respuesta: La ecuación balanceada es:

$$3CaCl_2 + 2Na_3PO_4 \rightarrow Ca_3(PO_4)_2 + 6NaCl$$

Balancear los reactivos y productos:

$$3CaCl_2 + 2Na_3PO_4 \rightarrow Ca_3(PO_4)_2 + 6NaCl$$

Átomo	Reactivos → Productos	
Ca	$3 \cdot 1 = 3$	3
Cl	$3 \cdot 2 = 6$	$6 \cdot 1 = 6$
Na	$2 \cdot 3 = 6$	$6 \cdot 1 = 6$
P	$2 \cdot 1 = 2$	$2 \cdot 1 = 2$
O	$2 \cdot 4 = 8$	$2 \cdot 4 = 8$

577. En el tratamiento de aguas residuales, la neutralización es crucial. Cuando el ácido sulfúrico (H_2SO_4) se combina con el hidróxido de sodio ($NaOH$), se produce una reacción que neutraliza el pH de las aguas ácidas. Esto forma sulfato de sodio (Na_2SO_4) y agua (H_2O).



Ruta de solución
Identificar los reactivos y productos.
Escribir la ecuación química sin balancear.
Balancear la ecuación.

Datos
Reactivos: H_2SO_4, $NaOH$
Productos: Na_2SO_4, H_2O



Fuente: possehl.mx

Solución
Ecuación no balanceada:

$$H_2SO_4 + NaOH \rightarrow Na_2SO_4 + H_2O$$

Balancear los reactivos y productos:

$$H_2SO_4 + 2NaOH \rightarrow Na_2SO_4 + 2H_2O$$

Átomo	Reactivos → Productos	
Na	$2 * \cdot 1 = 2$	1
S	1	1
H	$2 + 2 \cdot 1 = 4$	$2 \cdot 2 = 4$
O	$2 + 2 \cdot 1 = 2$	$2 = 2$

Respuesta: La ecuación balanceada es:

$$H_2SO_4 + 2NaOH \rightarrow Na_2SO_4 + 2H_2O$$

578. En la construcción y el tratamiento de aguas, se utiliza una reacción de neutralización importante entre el ácido clorhídrico (HCl) y el hidróxido de calcio ($Ca(OH)_2$). Esta reacción produce cloruro de calcio ($CaCl_2$) y agua (H_2O), y es esencial para ajustar el pH de las soluciones. La ecuación química balanceada es:

Ruta de solución
Identificar los reactivos y productos.
Escribir la ecuación química sin balancear.
Balancear la ecuación.



Fuente: possehl.mx

Solución
Ecuación no balanceada:

$$HCl + Ca(OH)_2 \rightarrow CaCl_2 + H_2O$$

Balancear los reactivos y productos:

$$2HCl + Ca(OH)_2 \rightarrow CaCl_2 + 2H_2O$$

Respuesta: La ecuación balanceada es:

$$2HCl + Ca(OH)_2 \rightarrow CaCl_2 + 2H_2O$$

579. La reacción entre nitrato de plomo, $Pb(NO_3)_2$, y yoduro de potasio (KI) es un ejemplo clásico de una reacción de precipitación, que se utiliza en demostraciones de química para enseñar sobre las reacciones en soluciones acuosas. En esta reacción, se forma un precipitado amarillo brillante de yoduro de plomo (PbI_2).

Ruta de solución
Identificar los reactivos y productos.
Escribir la ecuación química sin balancear.
Balancear la ecuación.

Solución
Ecuación no balanceada:

$$Pb(NO_3)_2 + KI \rightarrow PbI_2 + KNO_3$$

Balancear los reactivos y productos:

$$Pb(NO_3)_2 + 2KI \rightarrow PbI_2 + 2KNO_3$$

Respuesta: La ecuación balanceada es:

$$Pb(NO_3)_2 + 2KI \rightarrow PbI_2 + 2KNO_3$$



Fuente: alamy.com

El yoduro de plomo (PbI_2) es conocido por su color amarillo brillante y se forma comúnmente como un precipitado en reacciones químicas.

580. La reacción entre sulfato de férrico $(Fe_2(SO_4)_3)$ y hidróxido de sodio $(NaOH)$ tiene aplicaciones prácticas, como en el tratamiento de aguas residuales para eliminar iones de hierro. El hidróxido de férrico $(Fe(OH)_3)$ formado es un precipitado que puede filtrarse para purificar el agua, mejorando así su calidad antes de ser devuelta al medio ambiente.

Ruta de solución
Identificar los reactivos y productos.
Escribir la ecuación química sin balancear.
Balancear la ecuación.

$$Fe_2(SO_4)_3 + NaOH \rightarrow Fe(OH)_3 + Na_2SO_4$$

Solución

Balancear los reactivos y productos:

$$Fe_2(SO_4)_3 + 6NaOH \rightarrow 2Fe(OH)_3 + 3Na_2SO_4$$

Respuesta: La ecuación balanceada es:

$$Fe_2(SO_4)_3 + 6NaOH \rightarrow 2Fe(OH)_3 + 3Na_2SO_4$$



Fuente: funcmater.com

El hidróxido de hierro(III) ($Fe(OH)_3$) es un compuesto que se forma como un precipitado de color marrón rojizo, comúnmente visto en la formación de óxido cuando el hierro se corroe.

581. La combustión completa del metano (CH_4) con oxígeno (O_2) produce dióxido de carbono (CO_2) y agua (H_2O), liberando energía en forma de calor y luz. Esta reacción es fundamental para la generación de energía y tiene impactos ambientales significativos debido a las emisiones de CO_2. Escribe la ecuación química para la combustión completa del metano.



Ruta de solución
Identificar los reactivos y productos.
Escribir la ecuación química sin balancear.
Balancear la ecuación.

Solución

Balancear los reactivos y productos:

$$CH_4 + 2O_2 \rightarrow CO_2 + 2H_2O$$

Respuesta: La ecuación balanceada es:

$$CH_4 + 2O_2 \rightarrow CO_2 + 2H_2O$$



Fuente: possehl.mx

La combustión del metano (CH_4) produce dióxido de carbono (CO_2) y agua (H_2O), liberando mucha energía. Es la reacción básica que ocurre cuando usamos gas natural como combustible.

582. La combustión completa del etanol (C_2H_5OH) en presencia de oxígeno (O_2) produce dióxido de carbono (CO_2) y agua (H_2O) como principales productos. Esta reacción es fundamental no solo en el ámbito de la química básica, sino también en diversas aplicaciones industriales y energéticas.

Ruta de solución
Identificar los reactivos y productos.
Escribir la ecuación química sin balancear.
Balancear la ecuación.

Solución

Ecuación no balanceada:

$$C_2H_5OH + O_2 \rightarrow CO_2 + H_2O$$

Balancear los reactivos y productos:

$$C_2H_5OH + 3O_2 \rightarrow 2CO_2 + 3H_2O$$

Respuesta: La ecuación balanceada es:

$$C_2H_5OH + 3O_2 \rightarrow 2CO_2 + 3H_2O$$



Fuente: viajarapie.info

Cuando el etanol (C_2H_5OH) reacciona con oxígeno, se produce dióxido de carbono (CO_2), agua (H_2O) y se libera energía, lo que convierte al etanol en un combustible eficiente y común en biocombustibles.

583. Identificar si las siguientes reacciones son redox o no:

a) $H_2 + O_2 \rightarrow H_2O$

b) $HCl + NaOH \rightarrow NaCl + H_2O$

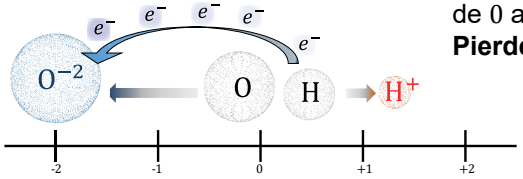
c) $Zn + CuSO_4 \rightarrow ZnSO_4 + Cu$

Ruta de solución

Identifica los números de oxidación: Determina los números de oxidación de cada elemento en los reactivos y productos de la ecuación química.

Analiza los cambios: Observa si los números de oxidación cambian entre reactivos y productos. Estos cambios indican una reacción de óxido-reducción.

Para a)



de 0 a +1, (oxidación)
Pierde,1 e^-, 1 electrón

de 0 a -2, (reducción)
gana, $2e^-$,electrones

(reducción) (oxidación)

$$\overset{0}{O_2} + \overset{0}{H_2} \rightarrow \overset{+1\ -2}{H_2O}$$

$+1 \cdot 2 - 2 = 0$, carga neutra

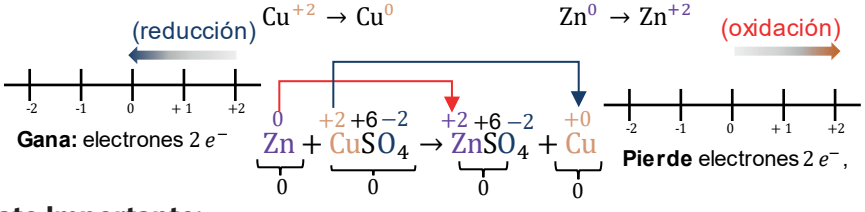
Respuesta: Redox (hay cambio en los números de oxidación de H y O).

Para b)

$$\overset{+1-1}{\underset{0}{HCl}} + \overset{+1-2+1}{\underset{0}{NaOH}} \rightarrow \overset{+1-1}{\underset{0}{NaCl}} + \overset{+1-2}{\underset{0}{H_2O}}$$

Respuesta: No es redox (no hay cambio en los números de oxidación).

Para c)



Dato Importante:

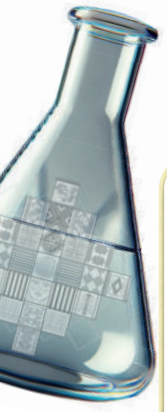
El número de oxidación es esencial para seguir el movimiento de electrones en las reacciones redox. Representa la carga teórica de un átomo en una molécula o compuesto iónico si los electrones se transfirieran completamente. Asignar estos números tanto a reactivos como a productos ayuda a balancear las reacciones de manera correcta.

584. Determinar los números de oxidación de cada elemento en las siguientes reacciones:

a) $Fe_2O_3 + CO \rightarrow Fe + CO_2$

b) $KClO_3 \rightarrow KCl + O_2$

c) $Na + Cl_2 \rightarrow NaCl$



Datos importantes:

Reglas básicas:

Metales alcalinos (Grupo 1): +1

Hidrógeno: +1 (excepto en hidruros metálicos: -1)

Oxígeno: -2 (excepto en peróxidos: -1)

Solución

Reacción química sin igualar. $Fe_2O_3 + CO \rightarrow Fe + CO_2$

Asigna los números de oxidación conocidos. $\overset{x\ -2}{Fe_2O_3} + \overset{y-2}{CO} \rightarrow \overset{0}{Fe} + \overset{z-2}{CO_2}$

Ajusta los números de oxidación

Para a)

Para: $\overset{x\ -2}{Fe_2O_3}$

$2 \cdot x + 3 \cdot (-2) = 0$

$2 \cdot x - 6 = 0$

$2 \cdot x = +6$

$x = +\frac{6}{2}$

$x = +3$

$+3\ -2$

Fe_2O_3

$\overset{y-2}{CO}$

$1 \cdot y + 1 \cdot (-2) = 0$

$y - 2 = 0$

$y = +2$

$+2\ -2 = 0$

CO

Para: $\overset{z-2}{CO_2}$

$1 \cdot z + 2 \cdot (-2) = 0$

$z - 4 = 0$

$z = +4$

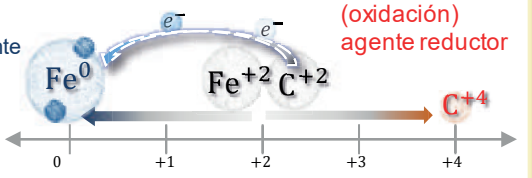
$+4\ -2$

CO_2

comprobando: $2 \cdot +3 + 3 \cdot (-2) = 0$ → carga neutra

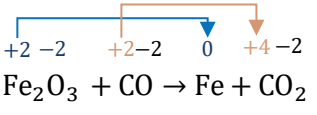
(reducción) agente oxidante

(oxidación) agente reductor

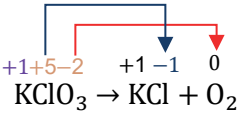


Respuesta:

Para a)



Para b)



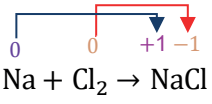
Para: $\overset{+1\ x\ -2}{KClO_3}$

$1 + x + 3 \cdot (-2) = 0$

$1 + x = 6$

$x = 5$

Para c)



585. En un experimento, se colocan dos clavos, uno de acero y otro de acero galvanizado, en un vaso de agua. Después de un tiempo, se observa que el clavo de acero presenta signos de oxidación (corrosión), mientras que el clavo de acero galvanizado se mantiene en mejor estado. Explica el proceso de oxidación-reducción que ocurre en este experimento, identificando cuál de los dos clavos se oxida y cuál se reduce.

Ruta de solución

Identificar los materiales y sus reacciones posibles.
Determinar la especie que se oxida y la que se reduce.
Escribir las ecuaciones de oxidación y reducción.
Analizar los resultados.



Fuente: elaboración propia

En un recipiente con agua hasta la mitad, hay dos tipos de clavos metálicos sumergidos: uno de acero y otro galvanizado. En la parte izquierda se muestra el sistema recién instalado, y en la derecha, aproximadamente tres días después.

Datos

Clavo de acero: Compuesto principalmente de hierro (Fe).
Clavo de acero galvanizado: Recubierto con una capa de zinc (Zn).
Condiciones del experimento: Clavos sumergidos en agua.

Solución

Reacciones posibles:

(reducción)
agente oxidante

$0 \rightarrow 2 \cdot (-2) = -4$

-2

$O_{2(g)} + 4\,H^{+}_{(ac)} + 4e^{-} \rightarrow 2H_2O_{(l)}$

$-4 \quad -2 \quad 0 \quad 2 \quad 4$

Reducción:
El oxígeno se reduce en presencia de agua.
Oxidación:
Clavo de acero:

(oxidación)
agente reductor

$0 \quad +2$

$Fe \rightarrow Fe + 2e^{-}$

$-2 \quad -1 \quad 0 \quad +1 \quad +2$

El hierro del clavo galvanizado no se oxida porque está protegido por la capa de zinc.
En una segunda etapa el Fe^{2+} se oxida a Fe^{3+} (rojo amarillento) con la ecuación: $4\,Fe^{2+}_{(ac)} + O_{2(g)} + 4\,H2O_{(l)} \rightarrow 2\,Fe_2O_{3(s)} + 8\,H^{+}_{(ac)}$

En el experimento, el clavo de acero se oxida y corrode, mientras que el clavo de acero galvanizado se protege gracias al zinc que lo recubre.

Respuesta: En el experimento, el clavo de acero experimenta oxidación $(Fe \rightarrow Fe^{2+} + 2e^{-})$ y muestra corrosión. En cambio, el clavo de acero galvanizado está protegido por el zinc, que actúa como una capa protectora, evitando la corrosión del hierro subyacente.

586. En la industria y los hogares bolivianos, se utilizan productos de limpieza como el hipoclorito de sodio (lavandina) y el amoníaco. La mezcla de estos compuestos puede generar vapores tóxicos, como la cloramina, que pueden causar graves problemas respiratorios. Explica la reacción redox entre hipoclorito de sodio y amoníaco. Identifica el agente oxidante y el agente reductor, así como los electrones involucrados. ¿Por qué es crucial realizar esta identificación para evitar problemas en entornos domésticos e industriales?



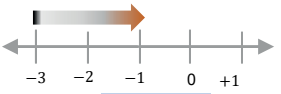


Fuente: palermomio.com

$-3 \rightarrow -1$

$\overset{-3}{N} \rightarrow \overset{-1}{N} + 2e^-$

(oxidación) agente reductor



$+1 \rightarrow -1$

$2e^- + \overset{+1}{Cl} \rightarrow \overset{-1}{Cl}$

(reducción) agente oxidante

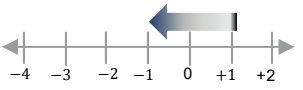


Tabla de verificación:

Átomo	R → P	
Na	1	1
Cl	1	1
N	1	1
O	1	1
H	3	3

Datos

Reactivos: Hipoclorito de sodio ($NaClO$) y amoníaco (NH_3).

Productos: Monocloramina (NH_2Cl) y hidróxido de sodio ($NaOH$).

Solución

Escribir la ecuación de la reacción y sus cargas redox.

$$\overset{+1\,+1-2}{NaClO} + \overset{-3+1}{NH_3} \rightarrow \overset{-1\,+1-1}{NH_2Cl} + \overset{+1-2\,+1}{NaOH}$$

Dividir la reacción en semirreacciones:

$2e^- + \overset{-3}{Cl} \rightarrow \overset{-1}{Cl}$

Oxidación $\overset{-3}{N} \rightarrow \overset{-1}{N} + 2e^-$ $\times (2)$

Reducción. $2e^- + \overset{+1}{Cl} \rightarrow \overset{-1}{Cl}$ $\times (2)$

$$N^{-3} + \cancel{e^-} + Cl^- \rightarrow N^{-1} + \cancel{e^-} + Cl^-$$

$$NaClO + NH_3 \rightarrow NH_2Cl + NaOH$$

Respuesta: La ecuación balanceada es:

$$NaClO + NH_3 \rightarrow NH_2Cl + NaOH$$

En un recipiente con agua hasta la mitad, hay dos tipos de clavos metálicos sumergidos: uno de acero y otro galvanizado. En la parte izquierda se muestra el sistema recién instalado, y en la derecha, aproximadamente tres días después.

587. La reacción $Mg + O_2 \rightarrow MgO$ forma óxido de magnesio a partir de magnesio metálico y oxígeno molecular. Es crucial en la industria para materiales refractarios, siderurgia, cemento y cerámica. Identifica el agente oxidante y reductor. identifica el agente oxidante y el agente reductor.

Datos

Reactivos: Magnesio (Mg) y Oxígeno (O_2).
Producto: Óxido de magnesio (MgO).

Solución

Identificar los números de oxidación:

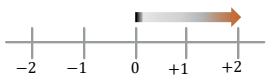
En Mg (magnesio metálico), el número de oxidación es 0.
En $O2$ (oxígeno molecular), el número de oxidación es 0.
En MgO, el número de oxidación del magnesio es +2 y el del oxígeno es –2

$$\overset{0}{Mg} + \overset{0}{O_2} \rightarrow \overset{+2}{Mg}\overset{-2}{O}$$

Separar las siguientes reacciones en semirreacciones de oxidación y reducción y determinar las especies que se oxidan y reducen en las **semireacciones**:

(oxidación)
agente reductor

$$Mg^0 \rightarrow Mg^{+2} + 2e-$$



(reducción)
agente oxidante



$$4e^- + O_2^0 \rightarrow 2O^{-2}$$

0 −4

Carga para O^{-2}: $2 \cdot (-2) = -4$

Nota importante:
El coeficiente multiplica a la carga total del elemento

Identificar el agente oxidante y el agente reductor:

El magnesio se oxida, por lo tanto, es el agente reductor.
El oxígeno se reduce, por lo tanto, es el agente oxidante.

Respuesta:

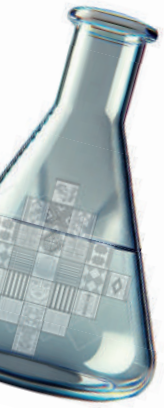
En la reacción $Mg + O_2 \rightarrow MgO$
Agente oxidante (reduce): O_2
Agente reductor (oxida): Mg

Saber más...



Fuente: agrofeed.cl

El óxido de magnesio (MgO) se emplea también como aditivo (E530) en la industria alimentaria para ajustar el pH, además de tener aplicaciones como antiácido en medicina.



588. En el tratamiento de aguas residuales, es crucial reducir los niveles de cromo hexavalente Cr^{+6}, ya que es muy tóxico. Una técnica para hacerlo es la reducción química a Cr^{+3}, que es menos tóxico y móvil. Este proceso no solo descontamina el agua, sino que también puede recuperar metales valiosos. Iguala la siguiente reacción por método redox en medio ácido:

$$K_2Cr_2O_7 + Fe + H_2SO_4 \rightarrow Cr_2(SO_4)_3 + Fe_2(SO_4)_3 + K_2SO_4 + H2O$$

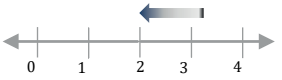
Ruta de solución

Escribir y ajustar las semirreacciones, combinarlas para obtener la ecuación redox balanceada y verificar que átomos y cargas estén equilibrados.

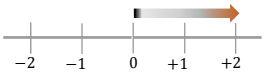
+2 +1 12 -14 = 0 +6 -2 0 +3 +3

$$K_2Cr_2O_7 + Fe + H_2SO_4 \rightarrow Cr_2(SO_4)_3 + Fe_2(SO_4)_3 + K_2SO_4 + H2O$$

(reducción)
agente oxidante



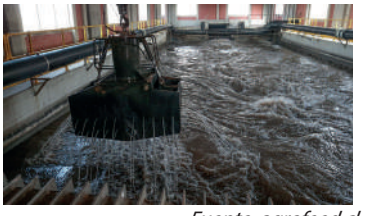
(oxidación)
agente reductor



$$Cr_2^{+6} \rightarrow Cr^{+3}$$
$$Fe \rightarrow Fe^{+3}$$

Balancear las cargas añadiendo electrones e^- y simplificar:

$$2e^- \quad +12 \rightarrow +6$$
$$6e^- + Cr_2^{+6} \rightarrow 2Cr^{+3} \qquad 1e^-$$
$$Fe^0 \rightarrow Fe^{+3} + 3e^-$$



Fuente: agrofeed.cl

Igualar el número de electrones en ambas semirreacciones:
Multiplicar la semirreacción de oxidación $Fe \rightarrow Fe^{+2} + 2e^-$ por $(\cdot 2)$

$$(2e^- + Cr_2^{+6} \rightarrow 2Cr^{+3}) \cdot 1$$
$$(Fe^0 \rightarrow Fe^{+3} + 1e^-) \cdot 2$$

Sumar ambas semirreacciones:

$$2e^- + Cr_2^{+6} \rightarrow 2Cr^{+3}$$
$$2Fe \rightarrow 2Fe^{+2} + 2e^-$$
$$2e^- + Cr_2^{+6} + 2Fe \rightarrow 2Cr^{+3} + 2Fe^{+2} + 2e^-$$

Átomo	Reactivos → Productos	
K	2	2
Cr	2	2
Fe	2	2
S	7	7
O	35	35
H	14	14

$$K_2Cr_2O_7 + 2Fe + H_2SO_4 \rightarrow Cr_2(SO_4)_3 + Fe_2(SO_4)_3 + K_2SO_4 + H2O$$

Balancear por método de inspección:

Respuesta:

$$K_2Cr_2O_7 + 2Fe + 7H_2SO_4 \rightarrow Cr_2(SO_4)_3 + Fe_2(SO_4)_3 + K_2SO_4 + 7H_2O$$

589. En la industria aeroespacial, el hidrógeno y el oxígeno se utilizan como combustible en los cohetes. La reacción de combinación o síntesis de estos elementos produce agua y una enorme cantidad de energía. ¿Puedes balancear la reacción redox que ocurre cuando el hidrógeno reacciona con el oxígeno para formar agua?

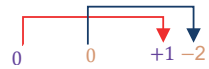
Datos

Reactivos: Hidrógeno (H_2) y Oxígeno (O_2)
Producto: Agua (H_2O)
Ecuación no balanceada:

$$H_2 + O_2 \rightarrow H_2O$$

Solución

Asignar números de oxidación:



Escribir las semirreacciones:

· Oxidación: El hidrógeno pasa de un estado de oxidación de 0 a +1.

$$H_2 \rightarrow 2H^+ + 2e^-$$

· Reducción: El oxígeno pasa de un estado de oxidación de 0 a -2.

$$O_2 + 4e^- \rightarrow 2O^{2-}$$

Balancear las semirreacciones:

Oxidación: $H_2 \rightarrow 2H^+ + 2e^-$

Reducción: $O_2 + 4e^- \rightarrow 2O^{2-}$

Igualar los electrones transferidos:

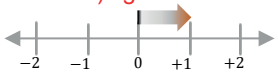
Para igualar los electrones transferidos, multiplicamos la semirreacción de oxidación por 2:

$$2(H_2 \rightarrow 2H^+ + 2e^-)$$
$$2H_2 \rightarrow 4H^+ + 4e^-$$

$0 \rightarrow +1$

$$H_2 \rightarrow 2H^+ + 2e^-$$

(oxidación) agente reductor



$0 \rightarrow -2$

$$4e^- + O_2 \rightarrow 2O^{2-}$$

(reducción) agente oxidante

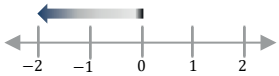


Tabla de verificación:

$$2H_2 + O_2 \rightarrow 2H_2O$$

Átomo	Reactivos → Productos	
H	2 · 2=4	2 · 2=4
O	1 · 2=2	2 · 1=2

Sumar las semirreacciones:

$$2H_2 \rightarrow 4H^+ + 4e^-$$
$$O_2 + 4e^- \rightarrow 2O^{2-}$$
$$2H_2 + O_2 \rightarrow 2H_2O$$

Combinar las ecuaciones:

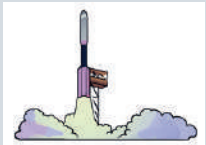
$$2H_2 + O_2 \rightarrow 2H_2O$$

Respuesta: La ecuación balanceada es:

$$2H_2 + O_2 \rightarrow 2H_2O$$

Saber más...

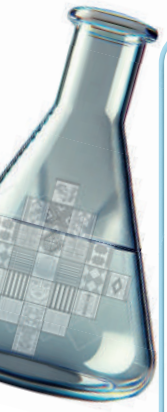




El hidrógeno es una fuente de energía limpia que, al quemarse, reacciona con el oxígeno para formar agua, sin generar dióxido de carbono.

590. La sal de mesa que usamos diariamente se obtiene a través de la reacción entre el sodio y el cloro. ¿Cómo se equilibra esta reacción redox en la síntesis de cloruro de sodio a partir de sodio y cloro?.

$$Na + Cl_2 \rightarrow NaCl$$

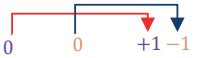


Datos

El estado de oxidación del sodio en Na es 0.
El estado de oxidación del cloro en Cl_2 es 0.
En NaCl:
El sodio tiene un estado de oxidación de +1.
El cloro tiene un estado de oxidación de -1.

Solución

Asignar números de oxidación:



$$Na + Cl_2 \rightarrow NaCl$$

Escribir las semirreacciones:

Oxidación: El sodio pasa de un estado de oxidación de 0 a +1.

$$Na \rightarrow Na^+ + e^-$$

Reducción: El cloro pasa de un estado de oxidación de 0 a -1.

$$Cl_2 + 2e^- \rightarrow 2Cl^-$$

Balancear las semirreacciones:

Oxidación: $Na \rightarrow Na^+ + e^-$

Reducción: $Cl_2 + 2e^- \rightarrow 2Cl^-$

Igualar los electrones transferidos:

Para balancear los electrones, multiplicamos la semirreacción de oxidación por 2:

$2(Na \rightarrow Na^+ + e^-)$
$2Na \rightarrow 2Na^+ + 2e^-$

$0 \rightarrow +1$

$Na \rightarrow Na^+ + e^-$

(oxidación) agente reductor



$0 \rightarrow -1$

$Cl_2 + 2e^- \rightarrow 2Cl^-$

(reducción) agente oxidante



Tabla de verificación:

Átomo	R → P	
Na	2	2
Cl	2	2

Sumar las semirreacciones:

$$2Na \rightarrow 2Na^+ + 2e^-$$
$$Cl_2 + 2e^- \rightarrow 2Cl^-$$
$$2Na + Cl_2 \rightarrow 2NaCl$$

Combinar las ecuaciones:

$$2Na + Cl_2 \rightarrow 2NaCl$$

Respuesta

La ecuación balanceada es:

$$2Na + Cl_2 \rightarrow 2NaCl$$

Saber más...



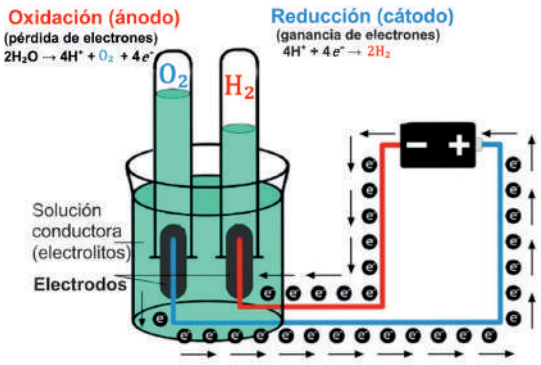


El cloruro de sodio (NaCl) se forma directamente al combinar sodio y cloro, dos elementos muy reactivos, para crear un compuesto estable y ampliamente utilizado en la vida diaria

Fuente: Elaboración propia

591. La electrólisis del agua es un método utilizado para obtener hidrógeno y oxígeno. Este proceso es fundamental en la industria de energías renovables. ¿Cómo se equilibra esta reacción de descomposición redox?

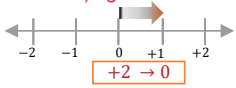
$$2H_2O \rightarrow 2H_2 + O_2 \text{ (Redox) } 2H_2 + O_2 \rightarrow 2H_2O \text{ (Redox)}$$



$-2 \rightarrow 0$

$2O^{2-} \rightarrow 4e^- + O_2$

(oxidación) agente reductor



$4H^+ + 4e^- \rightarrow 2H_2$

(reducción) agente oxidante

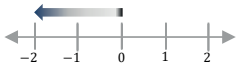


Tabla de verificación:

Átomo	R→ P	
H	4	4
O	2	2

Solución

Escribir las semirreacciones de oxidación y reducción:

Oxidación (pérdida de electrones): $2H_2O \rightarrow 4H^+ + O_2 + 4e^-$

Reducción (ganancia de electrones): $4H^+ + 4e^- \rightarrow 2H_2$

Balancear las semirreacciones:

Oxidación: $2H_2O \rightarrow 4H^+ + O_2 + 4e^-$

Reducción: $4H^+ + 4e^- \rightarrow 2H_2$

Igualar el número de electrones transferidos:

Ambas semirreacciones ya tienen el mismo número de electrones (4 electrones).

Sumar las semirreacciones:

$$2H_2O \rightarrow \cancel{4H^+} + O_2 + \cancel{4e^-}$$
$$\cancel{4H^+} + \cancel{4e^-} \rightarrow 2H_2$$
$$2H_2O \rightarrow 2H_2 + O_2$$

Respuesta

La ecuación balanceada

$$2H_2O \rightarrow 2H_2 + O_2$$

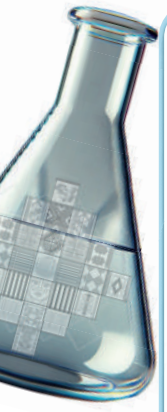
Saber más...



Electrólisis del agua se considera una tecnología clave para almacenar energía renovable, ya que puede utilizarse para producir hidrógeno mediante energía eléctrica procedente de fuentes renovables como la solar o la eólica.

Fuente: abi.bo

592. El clorato de potasio se descompone para liberar oxígeno, un proceso utilizado en la fabricación de fuegos artificiales y dispositivos pirotécnicos. ¿Cuál es el proceso para balancear esta reacción de descomposición redox?



$$KClO_3 \rightarrow KCl + O_2$$

Datos

Reactivo: Clorato de potasio $(KClO_3)$

Productos: Cloruro de potasio (KCl) y Oxígeno (O_2)

Solución

Escribir la ecuación no balanceada

$$KClO_3 \rightarrow KCl + O_2$$

Asignar números de oxidación

$$\overset{+1\ +5\ -2}{KClO_3} \rightarrow \overset{+1\ -1}{KCl} + \overset{0}{O_2}$$

Escribir las semirreacciones

Reducción (ganancia de electrones):

$$6e^- + Cl^{+5} \rightarrow Cl^{-1}$$

$$(-x) + 5 = -1$$

$$X = 6$$

Oxidación (pérdida de electrones):

$$2O^{-2} \rightarrow O_2^0 + 4e^-$$

Balancear las semirreacciones:

$$2 \cdot (6e^- + Cl^{+5} \rightarrow Cl^{-1})$$

$$3 \cdot (O^{-2} \rightarrow O_2^0 + 4e^-)$$

Los electrones pueden simplificarse si sus coeficientes pueden dividirse o son múltiplos.

Igualar el número de electrones :

$$6e^- + 2Cl^{+5} \rightarrow 2Cl^{-1})$$

$$3O^{-2} \rightarrow 3O_2^0 + 6e^-$$

Ahora ambas semirreacciones tienen 6 electrones transferidos.

Sumar las semirreacciones:

$$6e^- + 2Cl^{+5} \rightarrow 2Cl^{-1}$$

$$3O^{-2} \rightarrow 3O_2^0 + 6e^-$$

$$6e^- + 2Cl^{+5} + 3O^{-2} \rightarrow 2Cl^{-1} + 3O_2^0 + 6e^-$$

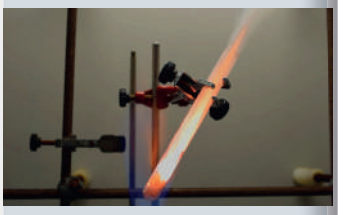
Combinar las ecuaciones:

$$2KClO_3 \rightarrow 2\ KCl + 3O_2$$

Respuesta: La ecuación balanceada es:

$$2KClO_3 \rightarrow 2\ KCl + 3O_2$$

¿SABIAS QUÉ?



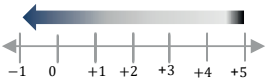
Fuente: abi.bo

El clorato de potasio ($KClO_3$) se utiliza en la fabricación de cerillas porque facilita la ignición rápida y consistente de la cabeza de fósforo.

$+5 \rightarrow -1$

$$6e^- + Cl^{+5} \rightarrow Cl^{-1}$$

(reducción) agente oxidante



$-4 \rightarrow +0$

$$2O^{-2} \rightarrow O_2^0 + 4e^-$$

(oxidación) agente reductor

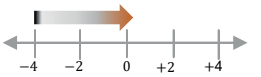


Tabla de verificación:

Átomo	R → P	
K	2	2
Cl	2	2
O	6	6

593. En la combustión del metano en presencia de permanganato de potasio y ácido sulfúrico, se produce dióxido de carbono y sulfato de manganeso, una reacción de interés en la industria energética. ¿Cómo se balancea esta reacción redox en medio ácido?

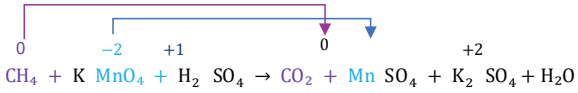
$$CH_4 + KMnO_4 + H_2SO4 \rightarrow CO_2 + MnSO4 + K_2SO_4 + H_2O$$

Solución

Escribir la ecuación no balanceada:

$CH_4 + KMnO_4 + H_2SO_4 \rightarrow CO_2 + MnSO_4 + K_2SO_4 + H_2O$

Asignar números de oxidación:



Oxidación del metano:

Primero balanceamos los átomos de carbono:

$CH_4 \rightarrow CO_2$

Luego balanceamos los átomos de hidrógeno añadiendo H^+ en medio ácido:

$CH_4 \rightarrow CO_2 + 4H^+$

Balanceamos las cargas añadiendo electrones:

$\boxed{0 \rightarrow +4}$

$CH_4 \rightarrow O_2 + 4H^+ + 4e^-$

Reducción del permanganato:

$MnO_4^- \rightarrow Mn^{2+}$

Primero balanceamos los átomos de oxígeno añadiendo moléculas de agua:

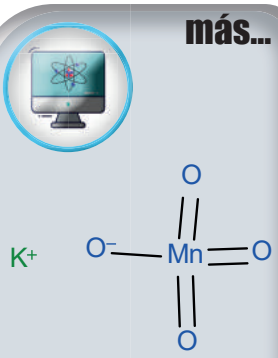
$MnO_4^- + 8H^+ \rightarrow Mn^{2+} + 4H_2O$

Luego balanceamos las cargas con e^-:

$\boxed{+7 \rightarrow +2}$

$5e^- + 8H^+ + MnO_4^{-1} \rightarrow Mn^{+2} + 4H_2O$

Saber más...



En $KMnO_4$, el catión potasio (K+) estabiliza el compuestomientras que el anión permanganato (MnO_4^-) con manganeso en +7 puede aceptar electrones fácilmente. Esto hace que $KMnO_4$ sea un potente oxidante usado en tratamientos de agua y química analítica.

Combinación de las semirreacciones

Multiplicamos la semirreacción

$$5(CH_4 \rightarrow CO_2 + 4H^+ + 4e^-)$$
$$4(MnO_4^- + 8H^+ + 5e^- \rightarrow Mn^{2+} + 4H_2O)$$
$$5CH_4 + 4MnO_4^- + 32H^+ + 20e^- \rightarrow 5CO_2 + 4Mn^{2+} + 16H_2O + 20H^+ + 20e^-$$

Simplificamos las especies comunes y obtenemos:

$5CH_4 + 4MnO_4^- + 12H^+ \rightarrow 5CO_2 + 4Mn^{2+} + 16H_2O$

Ajuste de los coeficientes para incluir las sales

La reacción completa con las sales:

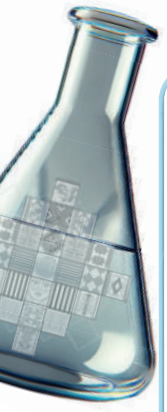
$5CH_4 + 4KMnO_4 + 12H_2SO_4 \rightarrow 5CO_2 + 4MnSO_4 + 2K_2SO_4 + 16H_2O$

Resultados:

$5CH_4 + 4KMnO_4 + 12H_2SO_4 \rightarrow 5CO_2 + 4MnSO_4 + 2K_2SO_4 + 16H_2O$

594. La oxidación parcial del etanol produce ácido acético, un compuesto esencial en la industria química. ¿Cómo se equilibra esta reacción redox por método ion electrón en medio básico?

$$C_2H_6O + O_2 \rightarrow C_2H_4O_2 + H_2O$$



Solución

1. Dividir la reacción en semirreacciones de oxidación y reducción.

Primero, identificamos las semirreacciones de oxidación y reducción:

Oxidación del etanol (C_2H_6O) a ácido acético ($C_2H_4O_2$):

$C_2H_6O \rightarrow C_2H_4O_2$

Reducción del oxígeno (O_2) a agua (H_2O):

$O_2 \rightarrow H_2O$

2: Balancear los átomos diferentes de hidrogeno, H, y oxigeno, O.

Balanceamos los átomos de carbono:

Para la semirreacción de oxidación:

$C_2H_6O \rightarrow C_2H_4O_2$ (ya esta balanceado "C")

3: Balancear los átomos de oxígeno y hidrógeno

Oxidación del etanol a ácido acético:

$$C_2H_6O \rightarrow C_2H_4O_2 + 2H^+ + 2e^-$$

En medio básico, añadimos OH^- para neutralizar los H^+:

$$C_2H_6O \rightarrow C_2H_4O_2 + 2H_2O + 2e^-$$

Reducción del oxígeno a agua:

$$O_2 + 4e^- \rightarrow 2H_2O$$

4: Igualar el número de electrones en ambas semirreacciones.

Multiplicamos la semirreacción de oxidación por 2 para igualar el número de electrones:

Oxidación: $2(C_2H_6O \rightarrow C_2H_4O_2 + 2H_2O + 2e^-) \rightarrow 2C_2H_6O \rightarrow 2C_2H_4O_2 + 4H_2O + 4e^-$

Reducción: $O_2 + 4e^- \rightarrow 2H_2O$

5: Sumar las semirreacciones.

Sumamos las dos semirreacciones:

$$\begin{array}{l} 2C_2H_6O \rightarrow 2C_2H_4O_2 + 4H_2O + \cancel{4e^-} \\ O_2 + \cancel{4e^-} \rightarrow 2H_2O \\ \hline 2C_2H_6O + O_2 \rightarrow 2C_2H_4O_2 + 4H_2O \end{array}$$

Respuesta: La ecuación balanceada es: $2C_2H_6O + 3O_2 \rightarrow 2C_2H_4O_2 + 2H_2O$

595. El zinc es un metal que reacciona con ácido clorhídrico (HCl) para formar cloruro de zinc ($ZnCl_2$) y liberar hidrógeno molecular (H_2). Esta reacción es un ejemplo clásico de un proceso de desplazamiento simple en el cual un metal desplaza a otro de una sal para formar un nuevo compuesto y liberar hidrógeno gaseoso. ¿Cómo se balancea esta reacción redox?

$$Zn + HCl \rightarrow ZnCl_2 + H_2$$

Ruta de solución

Identificar los estados de oxidación.
Determinar las semirreacciones.
Balancear las semirreacciones.
Combinar las semirreacciones.

Datos

Reacción dada:

$Zn + HCl \rightarrow ZnCl_2 + H_2$

Solución

Identificación de las semirreacciones

Semirreacción de oxidación.

$$\overset{0 \rightarrow +2}{Zn^0 \rightarrow Zn^{+2} + 2e^-}$$

Semirreacción de reducción.

$$\overset{+2 \rightarrow 0}{2H^{+1} + 2e^- \rightarrow H_2^0}$$

Balanceamos las semirreacciones:

$Zn \rightarrow Zn^{2+} + 2e^-$

$2H^+ + 2e^- \rightarrow H_2$

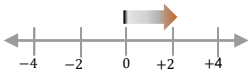
$Zn + 2HCl \rightarrow ZnCl_2 + H_2$

Combinar las semirreacciones:

$Zn + 2HCl \rightarrow ZnCl_2 + H_2$

$$\overset{0 \rightarrow +2}{Zn^0 \rightarrow Zn^{+2} + 2e^-}$$

(oxidación) agente reductor



$$\overset{+2 \rightarrow 0}{2H^{+1} + 2e^- \rightarrow H_2^0}$$

(reducción) agente oxidante

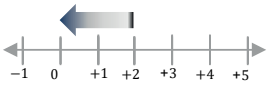
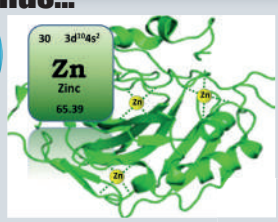


Tabla de verificación:

Átomo	R → P	
Zn	1	1
Cl	2	2
H	2	2

Respuesta: La ecuación balanceada es: $Zn + 2HCl \rightarrow ZnCl_2 + H_2$

Saber más...

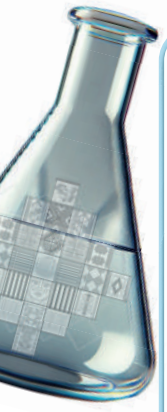


El zinc es crucial para funciones biológicas vitales, como el metabolismo celular y el sistema inmunológico humano, además de ser fundamental en la protección contra la corrosión en la industria.

Fuente: phloem.cl

596. La oxidación del hierro en presencia de peróxido de hidrógeno es un proceso relevante en la química ambiental. ¿Cómo se equilibra esta reacción ión-electrón en medio ácido?

$$FeSO_4 + H_2O_2 + H_2SO_4 \rightarrow Fe_2(SO_4)_3 + H_2O$$



Ruta de solución

Identificar los estados de oxidación.
Determinar las semirreacciones.
Balancear las semirreacciones.
Combinar las semirreacciones.

Datos

Ecuacion no balanceada.

$$FeSO_4 + H_2O_2 + H_2SO_4 \rightarrow Fe_2(SO_4)_3 + H_2O$$

Solución

Identificar las semirreacciones de oxidación y reducción:

Semirreacción de oxidación (Fe): $Fe^{2+} \rightarrow Fe^{3+} + e^-$

Semirreacción de reducción (H_2O_2): $H_2O_2 \rightarrow H_2O$

Equilibrar los átomos de oxígeno agregando H_2O:

$$H_2O_2 + 2H^+ + 2e^- \rightarrow H_2O + H_2O$$

Balanceamos las semirreacciones:

Oxidación: $Fe^{2+} \rightarrow Fe^{3+} + e^-$

Reducción: $H_2O_2 + 2H^+ + 2e^- \rightarrow 2H_2O$

$2\cdot(Fe^{2+} \rightarrow Fe^{3+} + 1e^-)$

$1\cdot(H_2O_2 + 2H^+ + 2e^- \rightarrow 2H_2O)$

$$2Fe^{2+} + H_2O_2 + 2H^+ + \cancel{2e^-} \rightarrow 2Fe^{3+} + \cancel{2e^-}\ 2H_2O$$

Respuesta: La ecuación balanceada es:

$2FeSO_4 + H_2O_2 + H_2SO_4 \rightarrow Fe_2(SO_4)_3 + 2H_2O$

+2 → +3

$Fe^{2+} \rightarrow Fe^{3+} + e^-$

(oxidación) agente reductor



+2 → 0

$H_2O_2 + 2H^+ + 2e^- \rightarrow 2H_2O$

(reducción) agente oxidante

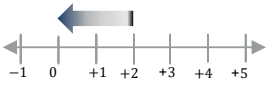
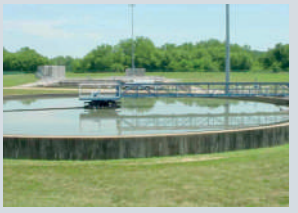


Tabla de verificación:

Átomo	R → P	
Fe	2	2
S	3	3
O	14	14
H	4	4

Saber más...



La Reacción de Fenton, utiliza peróxido de hidrógeno (H_2O_2) y hierro (Fe^{2+}) para generar radicales hidroxilo ($\bullet OH$), que degradan contaminantes orgánicos en el agua.

Fuente: es.utelectrode.com

597. La combustión del magnesio para formar óxido de magnesio es utilizada en la industria de materiales refractarios. ¿Cómo se equilibra esta reacción redox? $Mg + O_2 \rightarrow MgO$

Datos

Reacción no balanceada: $Mg + O_2 \rightarrow MgO$

Solución

Identificar las semirreacciones de oxidación y reducción:

Oxidación del magnesio: $Mg \rightarrow Mg^{2+}$

Reducción del oxígeno: $O_2 \rightarrow O_2^-$

2. Equilibrar los átomos distintos al oxígeno y al hidrógeno:

En la semirreacción de oxidación, ya tenemos el magnesio equilibrado:

$Mg \rightarrow Mg^{2+} + 2e^-$

En la semirreacción de reducción, se adiciona un coeficiente para equilibrar el oxigeno (O): $O_2 \rightarrow 2O_2^-$

Equilibrar las cargas agregando electrones:

Oxidación del magnesio: $Mg \rightarrow Mg^{2+} + 2e^-$

Reducción del oxígeno: $O_2 + 4e^- \rightarrow 2O_2^-$

Igualar el número de electrones en ambas semirreacciones:

Multiplicamos la semirreacción de oxidación por 2 para igualar el número de electrones:

$$2\cdot(Mg \rightarrow Mg^{2+} + 2e^-)$$
$$2Mg \rightarrow 2Mg^{2+} + 4e^-$$

Sumar las semirreacciones y simplificar:

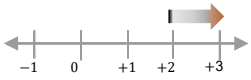
Sumamos las dos semirreacciones:

$$\begin{array}{r} 2Mg \rightarrow 2Mg^{2+} + 4e^- \\ O_2 + 4e^- \rightarrow 2O_2^- \\ \hline 2Mg + O_2 + \cancel{4e^-} \rightarrow 2Mg^{2+} + 2O_2^- + \cancel{4e^-} \end{array}$$

$0 \rightarrow +2$

$Mg \rightarrow Mg^{2+} + 2e^-$

(oxidación) agente reductor



$0 \rightarrow -4$

$O_2 + 4e^- \rightarrow 2O_2^-$

(reducción) agente oxidante

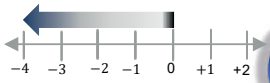


Tabla de verificación:

Átomo	R → P	
Mg	2	2
O	2	2

Respuesta: La ecuación balanceada es: $2Mg + O_2 \rightarrow 2MgO$

Saber más...

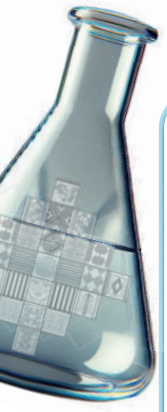


La combustión del magnesio para formar óxido de magnesio (MgO) es esencial en la fabricación de materiales que resisten altas temperaturas. En Bolivia, esta reacción es especialmente relevante debido a las grandes reservas de magnesio en el Salar de Uyuni, lo que podría impulsar el desarrollo industrial del país.

Fuente: antipode-bolivia.com

598. Entender los electrones en las reacciones redox, como en la formación de HF ($H_2 + F_2 \rightarrow 2HF$), es crucial porque permite optimizar procesos industriales, mejorar la eficiencia energética, prevenir la corrosión de equipos y garantizar la calidad en la producción de compuestos esenciale. ¿Cuál es el proceso de balanceo de esta reacción redox?

$$H_2 + F_2 \rightarrow HF$$



Datos

$\overset{0}{H_2} + \overset{0}{F_2} \rightarrow \overset{+1\,-1}{HF}$

Solución

Identificar las semirreacciones de oxidación y reducción:

Oxidación del hidrógeno: $H_2 \rightarrow 2H^+ + 2e^-$

Reducción del flúor: $F_2 + 2e^- \rightarrow 2F^-$

Equilibrar los átomos distintos al oxígeno y al hidrógeno:

En la semirreacción de oxidación, ya tenemos el hidrógeno equilibrado:

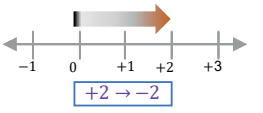
$H_2 \rightarrow 2H^+ + 2e^-$

En la semirreacción de reducción, el flúor ya está equilibrado: $F_2 + 2e^- \rightarrow 2F^-$

$0 \rightarrow +2$

$H_2 \rightarrow 2H^+ + 2e^-$

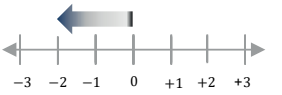
(oxidación) agente reductor



$+2 \rightarrow -2$

$F_2 + 2e^- \rightarrow 2F^-$

(reducción) agente oxidante



Equilibrar los átomos de oxígeno agregando O_2:

En este caso, no hay oxígeno en la reacción.

Equilibrar las cargas agregando electrones:.

Oxidación del hidrógeno: $H_2 \rightarrow 2H^+ + 2e^-$

Reducción del flúor: $F_2 + 2e^- \rightarrow 2F^-$

Igualar el número de electrones en ambas semirreacciones y sumar

$$F_2 + \cancel{2e^-} \rightarrow 2F^-$$
$$H_2 \rightarrow 2H^+ + \cancel{2e^-}$$
$$H_2 + F_2 \rightarrow 2HF$$

Tabla de verificación:

Átomo	R → P	
F	2	2
H	2	2

Respuesta: La ecuación balanceada es: $H_2 + F_2 \rightarrow 2HF$

Saber más...



El ácido fluorhídrico es un compuesto extremadamente versátil y útil en la industria y la investigación, pero su manejo requiere una gran precaución debido a su naturaleza corrosiva y tóxica.

Fuente:es.utelectrode.com

599. En el tratamiento de aguas, el permanganato de potasio se usa para oxidar el hierro disuelto. Iguala la reacción por el método rédox (oxidación-reducción).

$$FeSO_4 + KMnO_4 + H_2SO_4 \rightarrow Fe_2(SO_4)_3 + MnSO_4 + K_2SO_4 + H_2O$$

Solución

Identificar la carga de los elementos o compuestos que cambian de numero de oxidación:

$$\overset{+2}{Fe}\overset{6-2}{SO_4} + \overset{+1}{K}\overset{+7-2}{MnO_4} + \overset{+1}{H_2}\overset{+6-2}{SO_4} \rightarrow \overset{+3}{Fe_2}\overset{+6-2}{(SO_4)_3} + \overset{+2}{Mn}\overset{+6-2}{SO_4} + \overset{+1}{K_2}\overset{+6-2}{SO_4} + \overset{+1-2}{H_2O}$$

$Mn^{+7} \rightarrow Mn^{+2}$ (reducción) agente oxidante

+1 +2 +3 +4 +5 +6 +7

$+2 \rightarrow +3$

$Fe^{+2} \rightarrow Fe_2^{+3}$

$+7 \rightarrow +2$

$Mn^{+7} \rightarrow Mn^{+2}$

$Fe^{+2} \rightarrow Fe^{+3}$ (oxidación) agente reductor

−1 0 +1 +2 +3

Comprobar el balance de los elementos o compuestos y luego hacer un balance de carga añadiendo electrones (e^-), al lado "mas positivo"

$+4 \rightarrow +6$

$2Fe^{+2} \rightarrow Fe_2^{+3} + 2e^-$ | × (5)

$+7 \rightarrow +2$

$5e^- + Mn^{+7} \rightarrow Mn^{+2}$ | × (2)

$10Fe^{+2} + \cancel{10e^-} + 2Mn^{+7} \rightarrow 5Fe_2^{+3} + \cancel{10e^-} + 2Mn^{+2}$

· Multiplicar para el balance de electrones en las semirreacciones

· Sumar y simplificar las semirreacciones.

$$10FeSO_4 + 2KMnO_4 + 8H_2SO_4 \rightarrow 5Fe_2(SO_4)_3 + 2MnSO_4 + K_2SO_4 + 8H_2O$$

Por método ion electrón, se escribe la ecuación en forma iónica.

$$(Fe)^{+2}(SO_4)^{-2} + (K)^{+}(MnO_4)^{-} + (H_2)^{+}(SO_4)^{-2} \rightarrow (Fe_2)^{+3}(SO_4)_3^{-2} + (Mn)^{+2}(SO_4)^{-2} + (K_2)^{+}(SO_4)^{-2} + H_2O^0$$

$+4 \rightarrow +6$

$2Fe^{+2} \rightarrow Fe_2^{+3} + 2e^-$ | × (5)

$+7 \rightarrow +2$

$5e^- + 8H^+ + (MnO_4)^- \rightarrow (Mn)^{+2} + 4H_2O$ | × (2)

$10Fe^{+2} + \cancel{10e^-} + 2(MnO_4)^- \rightarrow 5Fe_2^{+3} + \cancel{10e^-} + 2Mn^{+2}$

Equilibrar los átomos de oxígeno agregando H_2O y luego completamos los hidrógenos (H^+) faltantes.
Sumar y simplificar la ecuación resultante

Respuesta: La ecuación balanceada es:

$$10FeSO_4 + 2KMnO_4 + 8H_2SO_4 \rightarrow 5Fe_2(SO_4)_3 + 2MnSO_4 + K_2SO_4 + 8H_2O$$

600. En el tratamiento de aguas residuales, es crucial reducir los niveles de cromo hexavalente Cr^{+6}, ya que es muy tóxico. Una técnica para hacerlo es la reducción química a Cr^{+3}, que es menos tóxico y móvil. Este proceso no solo descontamina el agua, sino que también puede recuperar metales valiosos. Iguala la siguiente reacción redox por el método ión electrón en medio ácido:

$$K_2Cr_2O_7 + Fe + H_2SO_4 \rightarrow Cr_2(SO_4)_3 + Fe_2(SO_4)_3 + K_2SO_4 + H_2O$$

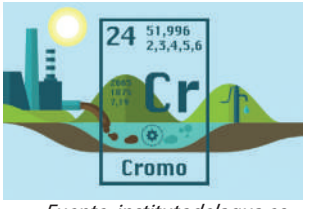
Ruta de solución

Escribir y ajustar las semirreacciones, combinarlas para obtener la ecuación redox balanceada y verificar que átomos y cargas estén equilibrados.

$$\overset{-2}{K_2}\overset{+6}{Cr_2}\overset{-2}{O_7} + \overset{0}{Fe} + \overset{+6}{H_2}\overset{-2}{SO_4} \rightarrow \overset{+3}{Cr_2}(SO_4)_3 + \overset{+3}{Fe_2}(SO_4)_3 + K_2SO_4 + H_2O$$

Semirreacciones.

$Fe^0 \rightarrow Fe^{+3}$ (oxidación)agente reductor



Fuente: institutodelagua.es

$Cr_2O_7^{2-} \rightarrow 2Cr^{+3}$ (reducción) agente oxidante

Balancear los átomos que no son oxígeno ni hidrógeno.

$$Cr_2O_7^{2-} \rightarrow 2Cr^{+3}$$
$$Fe^0 \rightarrow Fe^{+3}$$

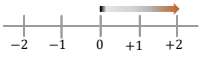
Balancear el oxígeno añadiendo H_2O:

$$Cr_2O_7^{2-} \rightarrow 2Cr^{+3} + 7H_2O$$
$$Fe^0 \rightarrow Fe^{+3}$$

Balancear el hidrógeno añadiendo H+:

$$14H^+ + Cr_2O_7^{2-} \rightarrow 2Cr^{+3} + 7H_2O$$
$$Fe^0 \rightarrow Fe^{+3}$$

(oxidación)agente reductor



(reducción) agente oxidante



Tabla de verificación:

Átomo	R → P	
K	2	2
Cr	2	2
Fe	2	2
S	7	7
O	35	35
H	14	14

Balancear las cargas añadiendo electrones, e^-, simplificar y sumar ambas semirreacciones:

$$1 \times 3 \times [6e^- + 14H^+ + Cr_2O_7^{2-} \rightarrow 2Cr^{+3} + 7H_2O]$$
$$2 \times 6 \times [Fe^0 \rightarrow Fe^{+3} + 3e^-]$$

$$14H^+ + Cr_2O_7^{2-} + 2Fe \rightarrow 2Cr^{+3} + 7H_2O + 2Fe^{+2}$$

Respuesta: La ecuación balanceada es:

$$K_2Cr_2O_7 + 2Fe + 7H_2SO_4 \rightarrow Cr_2(SO_4)_3 + Fe_2(SO_4)_3 + K_2SO_4 + 7H_2O$$

601. En la industria de fertilizantes, la síntesis del amoníaco a partir de nitrógeno e hidrógeno es un proceso vital conocido como el proceso Haber-Bosch. Este proceso ha revolucionado la agricultura, permitiendo la producción masiva de fertilizantes nitrogenados.¿Cuál es el proceso de balanceo de esta reacción redox en un medio básico?

$$N_2 + H_2 \rightarrow NH_3$$

Ruta de solución

Identificar los estados de oxidación.
Determinar las semirreacciones.
Balancear las semirreacciones.
Combinar las semirreacciones.

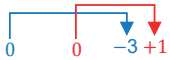
Datos

Estados de oxidación

H_2: 0
O_2: 0
H_2O: H: +1, O: -2

Solución

Identificar los estados de oxidación:



$$N_2 + H_2 \rightarrow NH_3$$

Semirreacción de oxidación:

$$2H_2 \rightarrow 4H^+ + 4e^-$$

Semirreacción de reducción:

$$6e^- + N_2 \rightarrow 2NH_3$$

Balanceamos las semirreacciones:

$$2H_2 \rightarrow 4H^+ + \cancel{4e^-}^{\,2e^-} \cdot (3)$$
$$\cancel{6e^-} + N_2 \rightarrow 2NH_3 \cdot (2)$$
$$6H_2 + \cancel{6e^-} + 2N_2 \rightarrow 12H^+ + \cancel{6e^-} + 4NH_3$$

Respuesta: La ecuación balanceada es:

$$2N_2 + 6H_2 \rightarrow 4NH_3$$

Saber más...



fuente: interempresas.net

Un dato interesante sobre el proceso Haber-Bosch, que permite la síntesis de amoníaco a partir de nitrógeno e hidrógeno, fue un factor decisivo en la expansión de la agricultura a nivel mundial. Antes de su invención, los fertilizantes nitrogenados se obtenían principalmente a través de fuentes naturales, como el guano y los depósitos de nitrato, que eran limitados. La capacidad de producir amoníaco en grandes cantidades permitió un aumento significativo en la producción de alimentos, contribuyendo a la explosión demográfica del siglo XX. De hecho, se estima que hoy en día cerca del 50% del nitrógeno en nuestro cuerpo proviene de este proceso industrial *(Erisman et al., 2008)*.

602. El peróxido de sodio se utiliza en respiradores químicos, como en submarinos, para generar oxígeno. La reacción con agua produce hidróxido de sodio y peróxido de hidrógeno. ¿Cómo se iguala la ecuación redox para la reacción entre peróxido de sodio y agua en medio básico?

$$Na_2O_2 + H_2O \rightarrow NaOH + H_2O_2$$



Ruta de solución

Dividir la reacción en semirreacciones de oxidación y reducción.
Balancear los átomos de cada elemento excepto oxígeno e hidrógeno.
Balancear los átomos de oxígeno agregando H_2O.
Balancear los átomos de hidrógeno agregando H^+ y luego neutralizarlos con OH^-.
Balancear las cargas agregando electrones.
Igualar el número de electrones en ambas semirreacciones.
Sumar las semirreacciones y simplificar.

Datos

Reacción no balanceada: $O_2^{-2} \rightarrow O_2 + 2e^-$

$Na_2O_2 + H_2O \rightarrow NaOH + H_2O_2$

Semirreacciones:

Oxidación del peróxido de sodio:

$H_2O + 2e^- \rightarrow H_2O_2 + 2OH^-$

Reducción del agua:

$O_2^{2-} + H_2O \rightarrow O_2 + H_2O_2 + 2OH^-$

Sumar las semirreacciones:

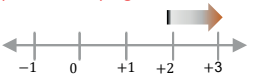
$Na_2O_2 + 2H_2O \rightarrow 2NaOH + H_2O_2$

Agregar el balance a la ecuación principal:

$-2 \rightarrow 0$

$O_2^{-2} \rightarrow O_2 + 2e^-$

(oxidación) agente reductor



$0 \rightarrow -2$

$H_2O + 2e^- \rightarrow H_2O_2 + 2OH^-$

(reducción) agente oxidante

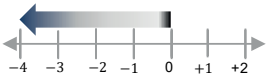


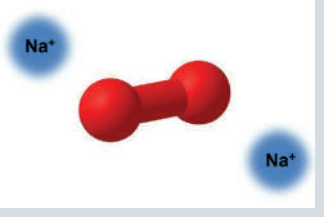
Tabla de verificación:

Átomo	R → P	
Na	2	2
O	4	4
H	4	4

Respuesta: La ecuación balanceada es: $Na_2O_2 + 2H_2O \rightarrow 2NaOH + H_2O_2$

Saber más...





El peróxido de sodio (Na_2O_2) se usa en submarinos para generar oxígeno, asegurando un suministro continuo en ambientes cerrados al reaccionar con agua y producir oxígeno.

Fuente: lifeder.com

603. En el tratamiento de aguas residuales, la eliminación de contaminantes como el sulfito se logra mediante la oxidación con permanganato, produciendo sulfato y óxidos de manganeso, un proceso importante para garantizar la calidad del agua. ¿Cómo se balancea la ecuación redox para la reacción entre permanganato de potasio y sulfito en medio básico?

Ruta de solución

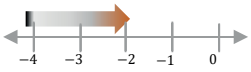
Dividir la reacción en semirreacciones.
Balancear átomos excepto O y H.
Balancear O con H_2O, H con OH^-.
Balancear las cargas con electrones.
Igualar electrones y sumar semirreacciones

Datos

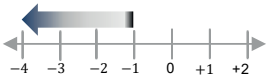
Reaccion sin balancear:

$$\overset{+1}{K}\overset{+7}{Mn}\overset{-2}{O_4} + \overset{+4}{K_2S}\overset{-2}{O_3} \rightarrow \overset{+4}{Mn}\overset{-2}{O_2} + \overset{+6}{K_2S}\overset{-2}{O_4}$$

$-4 \rightarrow -2$
(oxidación) agente reductor



$-1 \rightarrow -4$
(reducción) agente oxidante



Solución

Semirreacciones:

Oxidación: $-4 \rightarrow -2$

$$2OH^- + SO_3^{-2} \rightarrow SO_4^{-2} + 2e^- + H_2O$$

Reducción: $-1 \rightarrow -4$

$$2H_2O + 3e^- + MnO_4^- \rightarrow MnO_2^{\,0} + 4OH^-$$

Igualar electrones y sumar:

$$2OH^- + SO_3^{-2} \rightarrow SO_4^{-2} + 2e^- + H_2O \quad \| \cdot (3)$$
$$2H_2O + 3e^- + MnO_4^- \rightarrow MnO_2^{\,0} + 4OH^- \quad \| \cdot (2)$$

$$3SO_3^{2-} + 2H_2O + 6e^- + 2MnO_4^- \rightarrow 3SO_4^{2-} + 6e^- + 2MnO_2 + 4OH^-$$

Agregar especies iónicas:

$$3K_2SO_3 + 2KMnO_4 + H_2O \rightarrow 3K_2SO_4 + 2MnO_2 + 2KOH$$

Respuesta: La ecuación balanceada es:

$$3K_2SO_3 + 2KMnO_4 + H_2O \rightarrow 3K_2SO_4 + 2MnO_2 + 2KOH$$

Tabla de verificación:

Átomo	R → P	
K	8	8
Mn	2	2
S	3	3
O	18	18
H	2	2

Saber más...



El sulfato de potasio, que resulta de esta reacción, es ampliamente utilizado como fertilizante en la agricultura debido a su alto contenido en potasio, esencial para el crecimiento de las plantas (Fu-Wang Zhao, 2011).

Fuente: quimicoglobal.mx

604. En la industria química, la reacción del dicromato con el para formar hidróxido de (Cr^{+3}) y sulfato ($SO_4{}^{-2}$), es utilizada para la remoción de sulfuro de soluciones industriales, un proceso crucial en la producción de compuestos químicos.

¿Cómo se iguala la ecuación redox para la reacción del dicromato con sulfuro en medio básico?

$$K_2Cr_2O_7 + K_2SO_3 + H_2O \rightarrow KOH + Cr(OH)_3 + K_2SO_4$$



Datos

Los estados de oxidación son:

$$\overset{+1}{K_2}\overset{-2}{Cr_2O_7} + \overset{+1}{K_2}\overset{-2}{SO_3} + H_2O \rightarrow KOH + \overset{+3}{Cr}(OH)_3 + \overset{+1}{K_2}\overset{-2}{SO_4}$$

Solución

Semirreacciones:

Oxidación del sulfito:

$$SO_3^{-2} \rightarrow SO_4^{-2}$$

Reducción del dicromato:

$$\overset{-2}{Cr_2O_7} \rightarrow 2\overset{+3}{Cr}$$

Balancear átomos de oxígeno y hidrógeno:

$$2OH^- + SO_3^{-2} \rightarrow SO_4^{-2} + H_2O$$

$$7H_2O + Cr_2O_7^{-2} \rightarrow 2Cr^{+3} + 14OH^-$$

Igualar electrones y sumar semirreacciones:

$$\overset{-4 \rightarrow -2}{2OH^- + SO_3^{-2} \rightarrow SO_4^{-2} + H_2O + 2e^-}$$

$$\overset{-2 \rightarrow -8}{6e^- + 7H_2O + Cr_2O_7^{-2} \rightarrow 2Cr^{+3} + 14OH^-}$$

Sumamos las dos semirreacciones:

$$3\ \cancel{6}\times [\ 2OH^- + SO_3^{-2} \rightarrow SO_4^{-2} + H_2O + 2e^-\ ]$$
$$1\ \cancel{2}\times [\ 6e^- + 7H_2O + Cr_2O_7^{-2} \rightarrow 2Cr^{+3} + 14OH^-\ ]$$
$$\cancel{6}\,OH^- + 3SO_3^{-2} + \cancel{6e^-} + \overset{4H_2O}{\cancel{7H_2O}} + Cr_2O_7^{-2} \rightarrow 3SO_4^{-2} + \cancel{3H_2O} + \cancel{6e^-} + 2Cr^{+3} + 14\,OH^- - \overset{8OH^-}{\cancel{}}$$

Simplificar y agregar especies iónicas:

$$K_2Cr_2O_7 + 3K_2SO_3 + 4H_2O \rightarrow 2KOH + 2Cr(OH)_3 + 3K_2SO_4$$

Respuesta: La ecuación balanceada es:

$$K_2Cr_2O_7 + 3K_2SO_3 + 4H_2O \rightarrow 2KOH + 2Cr(OH)_3 + 3K_2SO_4$$

Dato importante:

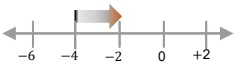
En soluciones básicas o alcalinas, cada átomo de oxígeno en exceso se ajusta añadiendo una molécula de H_2O en el mismo lado de la ecuación y dos iones OH^- en el lado opuesto.

Dato importante:

No te olvides igualr los elementos que no sean oxigeno e hidrogeno.

$$\overset{-4 \rightarrow -2}{2OH^- + SO_3^{-2} \rightarrow SO_4^{-2} + H_2O + 2e^-}$$

(oxidación) agente reductor



$$\overset{-2 \rightarrow +3}{7H_2O + Cr_2O_7^{-2} \rightarrow Cr^{+3} + 14OH^-}$$

(reducción) agente oxidante

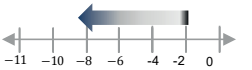


Tabla de verificación:

Átomo	R→ P	
K	8	8
Cr	2	2
S	3	3
O	20	20
H	8	8

605. La combustión del etanol es una reacción clave en la producción de biocombustibles, que son una alternativa sostenible a los combustibles fósiles. Cómo se iguala la ecuación redox para la combustión del etanol?

$$C_2H_5OH + O_2 \rightarrow CO_2 + H_2O$$

Datos

Los estados de oxidación son:

$$\overset{0}{C_2}H_5\overset{}{O}H + \overset{0}{O_2} \rightarrow \overset{0}{CO_2} + \overset{0}{H_2O}$$

Solución

Semirreacción de oxidación

$$C_2H_5OH^0 \rightarrow 2CO_2^0$$

$0 \rightarrow +12$

$$3H_2O + C_2H_5OH \rightarrow 2CO_2 + 12H^+ + 12e^-$$

Semirreacción de reducción

$$O_2^0 \rightarrow H_2O^0$$

$+12 \rightarrow 0$

$$12e^- + 12H + +3O_2{}^0 \rightarrow 6H_2O^0$$

Balanceamos las semirreacciones:

$$3H_2O + C_2H_5OH \rightarrow 2CO_2 + \cancel{12H^+} + \cancel{12e^-}$$

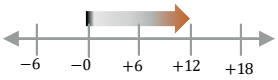
$$\cancel{12e^-} + \cancel{12H^+} + 3O_2{}^0 \rightarrow 6H_2O^0$$

$$3H_2O + C_2H_5OH + 3O_2{}^0 \rightarrow 2CO_2 + 6H_2O^0$$

$0 \rightarrow +12$

$$3H_2O + C_2H_5OH \rightarrow 2CO_2 + 12H^+ + 12e^-$$

(oxidación) agente reductor



$+12 \rightarrow 0$

$$12e^- + 12H + 3O_2{}^0 \rightarrow 6H_2O^0$$

(reducción) agente oxidante

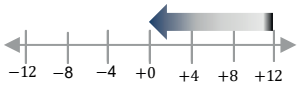


Tabla de verificación:

Átomo	R→ P	
C	2	2
O	10	10
H	12	12

Respuesta: La ecuación balanceada es: $3H_2O + C_2H_5OH + 3O_2{}^0 \rightarrow 2CO_2 + 6H_2O^0$

Saber más...





La combustión del etanol produce menos emisiones de gases de efecto invernadero que los combustibles fósiles y puede provenir de biomasa renovable. Además, genera calor y vapor de agua, aumentando la eficiencia energética de los motores.

Fuente: ingenieros.es

606. En Bolivia, el uso de productos de limpieza como lavandina, también conocida como hipoclorito de sodio ($NaClO$), vinagre (ácido acético, CH_3COOH) y sal de mesa (cloruro de sodio, $NaCl$), es común tanto en el hogar como en la industria. Sin embargo, su mezcla puede desencadenar reacciones químicas peligrosas, como la liberación de gas cloro. ¿Cuál es la reacción redox que ocurre al mezclar lavandina, vinagre y cloruro de sodio?

$$NaClO + CH_3COOH + NaCl \rightarrow Cl_2 + CH_3COONa + H_2O$$



Datos

Los estados de oxidación son:

$$\overset{+1\ \ -1}{NaClO} + \overset{}{CH_3COOH} + \overset{0\ \ +1\ \ -1}{NaCl} \rightarrow \overset{0}{Cl_2} + \overset{-1\ \ +1}{CH_3COONa} + \overset{0}{H_2O}$$

Solución

Semirreacciones:

Semirreacciones:

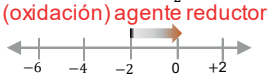
Oxidación del ion cloruro:

$$Cl^{-1} \rightarrow Cl_2^0$$

$-2 \rightarrow -0$

$2Cl^{-1} \rightarrow Cl_2^0 + 2e^-$

(oxidación) agente reductor



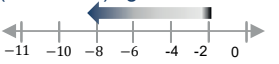
Reducción del ion hipoclorito:

$$2e^- + 4H^+ + 2ClO^{-1} \rightarrow Cl_2^0 + 2H_2O$$

$-2 \rightarrow 0$

$2e^- + 4H^+ + 2ClO^{-1} \rightarrow Cl_2^0 + 2H_2O$

(reducción) agente oxidante



Balancear átomos de oxígeno y hidrógeno:

$-2 \rightarrow 0$

$$2Cl^{-1} \rightarrow Cl_2^0 + 2e^-$$

$+2 \rightarrow 0$

$$2e^- + 4H^+ + 2ClO^{-1} \rightarrow Cl_2^0 + 2H_2O$$

$$2Cl^{-1} + 4H^+ + 2ClO^{-1} \rightarrow 2Cl_2^0 + 2H_2O$$

Simplificar por su común denominador

$$Cl^{-1} + 2H^+ + ClO^{-1} \rightarrow Cl_2^0 + H_2O$$

Tabla de verificación:

Átomo	R→ P	
Na	2	2
Cl	2	2
C	4	4
O	5	5
H	8	8

Agregar a especies iónicas:

$$NaClO + 2CH_3COOH + NaCl \rightarrow Cl_2 + 2CH_3COONa + H_2O$$

Respuesta: La ecuación balanceada es:

$$NaClO + 2CH_3COOH + NaCl \rightarrow Cl_2 + 2CH_3COONa + H_2O$$

Saber más...





El cloro que se produce al mezclar lavandina con vinagre es peligroso.

Fuente: cluma.es

607. La reacción del aluminio con sulfato de cobre para producir sulfato de aluminio y cobre es utilizada en la recuperación de cobre en procesos industriales. ¿Cómo se iguala la ecuación redox para la reacción entre aluminio y sulfato de cobre?

$$Al + CuSO_4 \rightarrow Al_2(SO_4)_3 + Cu$$

Solución

Los estados de oxidación son:

$$\overset{0}{Al} + \overset{+2\ -2}{CuSO_4} \rightarrow \overset{+3\ \ -2}{Al_2(SO_4)_3} + \overset{0}{Cu}$$

Semirreacciones:

Semirreacciones:

Oxidación $\overset{0}{2Al} \rightarrow \overset{+3}{Al_2} + 6e^-$

Reducción $2e^- + \overset{+2}{Cu} \rightarrow \overset{0}{Cu}$

$$1\ \cancel{2\times}\ [\ 2Al^0 \rightarrow Al_2^{+3} + 6e^-\ ]$$
$$3\ \cancel{6\times}\ [\ 2e^- + Cu^{+2} \rightarrow Cu^0\ ]$$

$$2Al^0 + \cancel{6e^-} + 3Cu^{+2} \rightarrow Al_2^{+3} + \cancel{6e^-} + 3Cu^0$$

Agregar a especies iónicas:

$$2Al + 3CuSO_4 \rightarrow Al_2(SO_4)_3 + 3Cu$$

Respuesta: La ecuación balanceada es:

$$2Al + 3CuSO_4 \rightarrow Al_2(SO_4)_3 + 3Cu$$

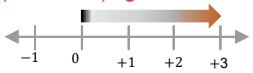


Fuente: resizepixel.com

$0 \rightarrow +6$

$2Al \rightarrow Al_2 + 6e^-$

(oxidación) agente reductor



$+2 \rightarrow 0$

$2e^- + Cu \rightarrow Cu$

(reducción) agente oxidante



Tabla de verificación:

Átomo	R→ P	
Al	2	2
Cu	3	3
S	3	3
O	12	12

608. La reacción entre el galio (Ga) y el sulfato de cobre ($CuSO_4$) es importante en metalurgia y minería, relevantes en Bolivia por su riqueza mineral. El galio se usa en semiconductores y LEDs. ¿Cómo se iguala la ecuación redox para la reacción entre el galio y sulfato de cobre?

Solución

Estados de oxidación de la reacción química:

$$\overset{0}{Ga} + \overset{+2\ -2}{CuSO_4} \rightarrow \overset{+3\ \ -2}{Ga_2(SO_4)_3} + \overset{0}{Cu}$$

$$1\ \cancel{2\times}\ [\ 2Ga^0 \rightarrow Ga_2^{+3} + 6e^-]$$
$$3\ \cancel{6\times}\ [\ 2e^- + Cu^{+2} \rightarrow Cu^0\ ]$$

$$2Ga^0 + \cancel{6e^-} + 3Cu^{+2} \rightarrow Ga_2^{+3} + \cancel{6e^-} + 3Cu^0$$

Respuesta: La ecuación balanceada es:

$$2Ga + 3CuSO_4 \rightarrow Ga_2(SO_4)_3 + 3Cu$$



Fuente: es.funcmater.com

Tabla de verificación:

Átomo	R→ P	
Ga	2	2
Cu	3	3
S	3	3
O	12	12

609. La fosfina (PH_3) es un compuesto de fósforo e hidrógeno que puede actuar como un agente reductor fuerte. En presencia de un agente oxidante, como el permanganato de litio ($LiMnO_4$), se puede producir una reacción redox. El ácido sulfúrico (H_2SO_4) actúa como un medio ácido que facilita la reacción. ¿Cómo se balancea la ecuación redox para la reacción entre la fosfina y el permanganato de litio?



Datos

Los estados de oxidación son:

$$\overset{+1}{Li}\overset{-1}{Mn}\overset{0}{O_4} + \overset{+1}{P}\overset{-2}{H_3} + \overset{+1}{H_2}\overset{-2}{S}O_4 \rightarrow \overset{+2}{Mn}\overset{-2}{S}O_4 + \overset{+1}{H_3}\overset{-3}{P}O_4 + \overset{+1}{Li_2}\overset{-2}{S}O_4 + \overset{0}{H_2O}$$

Solución

Semirreacciones:

Semirreacciones:

Oxidación del sulfito:

$$MnO_4^- \rightarrow Mn^{+2}$$

Reducción del dicromato:

$$PH_3^0 \rightarrow PO_4^{-3}$$

Balancear átomos de oxígeno y hidrógeno:

$$\overset{+7 \rightarrow +2}{5e^- + 8H^+ + MnO_4^-} \rightarrow Mn^{+2} + 4H_2O$$

$$\overset{0 \rightarrow +8}{4H_2O + PH_3^0} \rightarrow PO_4^{-3} + 11H^+ + 8e^-$$

Igualar electrones y sumar semirreacciones:

Sumamos las dos semirreacciones:

$$8 \times [5e^- + 8H^+ + MnO_4^- \rightarrow Mn^{+2} + 4H_2O]$$
$$5 \times [4H_2O + PH_3^0 \rightarrow PO_4^{-3} + 11H^+ + 8e^-]$$

$$\cancel{40e^-} + \cancel{64H^+}^{9H^+} + 8MnO_4^- + \cancel{20H_2O} + 5PH_3^0 \rightarrow 8Mn^{+2} + \cancel{32H_2O}^{+12H_2O} + 5PO_4^{-3} + \cancel{55H^+} + \cancel{40e^-}$$

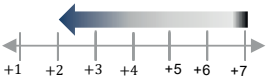
$$8LiMnO_4 + 5PH_3 + 12H_2SO_4 \rightarrow 8MnSO_4 + 5H_3PO_4 + 12H_2O + 4Li_2SO_4$$

Respuesta: La ecuación balanceada es:

$$8LiMnO_4 + 5PH_3 + 12H_2SO_4 \rightarrow 8MnSO_4 + 5H_3PO_4 + 12H_2O + 4Li_2SO_4$$

$\overset{+7 \rightarrow +2}{5e^- + 8H^+ + MnO_4^-} \rightarrow Mn^{+2} + 4H_2O$

(reducción) agente oxidante



$\overset{0 \rightarrow +8}{4H_2O + PH_3^0} \rightarrow PO_4^{-3} + 11H^+ + 8e^-$

(oxidación) agente reductor

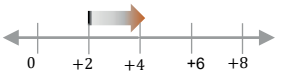


Tabla de verificación:

Átomo	R→ P	
Li	8	8
Mn	8	8
S	12	12
O	80	80
H	39	39

Saber más...

En septiembre de 2020, la detección de fosfina en Venus generó debate sobre la posibilidad de vida microbiana, ya que en la Tierra este gas está ligado a procesos biológicos anaeróbicos *(Greaves et al., 2021)*.

610. La reacción del hierro con cloro para formar cloruro férrico es un proceso industrial importante para producir este compuesto, que se utiliza como coagulante en el tratamiento de aguas. ¿Cómo se balancea la ecuación redox de la reacción entre hierro y cloro?

$$Fe + Cl_2 \rightarrow FeCl_3$$

Datos

Los estados de oxidación son:

$$\overset{0}{Fe} + \overset{0}{Cl_2} \rightarrow \overset{+3\ -1}{FeCl_3}$$

$0 \rightarrow +3$

$$Fe^0 \rightarrow Fe^{+3} + 3e^-$$

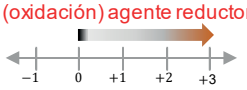
$0 \rightarrow -6$

$$6e^- + 3Cl_2^0 \rightarrow 2Cl_3^{-1}$$

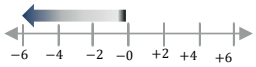


Fuente: adequimica.com

(oxidación) agente reductor



(reducción) agente oxidante



$$2 \times \cancel{6}\times [\quad Fe^0 \rightarrow Fe^{+3} + 3e^- \quad]$$
$$1 \times \cancel{3}\times [6e^- + 3Cl_2^0 \rightarrow 2Cl_3^{-1} \quad]$$

$$2Fe^0 + \cancel{6e^-} + 3Cl_2^0 \rightarrow 2Fe^{+3} + \cancel{6e^-} + 2Cl_3^{-1}$$

Respuesta: La ecuación balanceada es: $2Fe + 3Cl_2 \rightarrow 2FeCl_3$

611. El ácido nítrico (HNO_3) puede recuperar metales como el plomo (Pb) y el estaño ($SnO2$), esenciales para la industria en Bolivia. La reacción produce agua (H_2O), dióxido de nitrógeno (NO_2), nitrato de plomo ($Pb(NO_3)_2$) y ácido metatunstánico (H_2SnO_3). ¿Puedes balancear la reacción entre HNO_3, Pb y Sn usando el método redox?

Datos

Los estados de oxidación son:

$$\overset{0}{SnO_2} + \overset{+1\ -1}{HNO_3} + \overset{0}{Pb} \rightarrow \overset{+2\ \ -1}{Pb(NO_3)_2} + \overset{0}{Sn} + \overset{0}{H_2O}$$

$0 \rightarrow +2$ (oxidación) agente reductor

$$Pb^0 \rightarrow Pb^{+2} + 2e^-$$

$+4 \rightarrow 0$ (reducción) agente oxidante

$$4e^- + 4H^+ + SnO_2^0 \rightarrow Sn^0 + 2H_2O$$

$$2 \times \cancel{4}\times [\quad Pb^0 \rightarrow Pb^{+2} + 2e^- \quad]$$
$$1 \times \cancel{2}\times [4e^- + 4H^+ + SnO_2^0 \rightarrow Sn^0 + 2H_2O \quad]$$

$$2Pb^0 + \cancel{4e^-} + 4H^+ + SnO_2^0 \rightarrow 2Pb^{+2} + \cancel{2e^-} + Sn^0 + 2H_2O$$

Tabla de verificación:

Átomo	R → P	
Pb	2	2
Sn	1	1
N	4	4
O	14	14
H	4	4

Respuesta: La ecuación balanceada es:

$$4HNO_3 + 2Pb + SnO_2 \rightarrow 2H_2O + 2Pb(NO_3)_2 + Sn$$

612. En la oxidación del oxalato por permanganato en medio ácido, se produce dióxido de carbono y manganeso(II), un proceso que se utiliza en la determinación de la concentración de oxalatos en muestras biológicas. ¿Cómo se balancea la ecuación ión-electrón para la reacción entre permanganato y oxalato en medio ácido?



Datos

Los estados de oxidación son:

$$\overset{+1\ \ -2}{K_2}\overset{+1\ \ -1}{C_2O_4} + \overset{+1\ \ -2}{KMnO_4} + \overset{+1\ \ -2}{H_2SO_4} \rightarrow \overset{0}{CO_2} + \overset{+1\ \ -2}{H_2O} + \overset{+1\ \ -2}{K_2SO_4} + \overset{+2\ \ -2}{MnSO_4}$$

Solución

Semirreacciones:

Oxidación: $MnO_4{}^{-1} \rightarrow Mn^{+2}$

Reducción: $C_2O_4{}^{-2} \rightarrow 2CO_2{}^{0}$

Balance de semirreacciones:

Oxidación: (oxidación) agente reductor $+7 \rightarrow +2$

$$5e^- + 8H^+ + MnO_4{}^{-1} \rightarrow Mn^{+2} + 4H_2O$$

Reducción: (reducción) agente oxidante $+6 \rightarrow -2$

$$C_2O_4{}^{-2} \rightarrow 2CO_2{}^{0} + 2e^-$$

Igualar electrones y sumar semirreacciones:

$$2 \times [5e^- + 8H^+ + MnO_4{}^{-1} \rightarrow Mn^{+2} + 4H_2O]$$
$$5 \times [C_2O_4{}^{-2} \rightarrow 2CO_2{}^{0} + 2e^-]$$

$$10e^- + 16H^+ + 2MnO_4{}^{-1} + 5C_2O_4{}^{-2} \rightarrow 2Mn^{+2} + 8H_2O + 10CO_2{}^{0} + 10e^-$$

$$5K_2C_2O_4 + 2KMnO_4 + 8H_2SO_4 \rightarrow 10CO_2 + 8H_2O + K_2SO_4 + 2MnSO_4$$

Respuesta: La ecuación balanceada es:

$$5K_2C_2O_4 + 2KMnO_4 + 8H_2SO_4 \rightarrow 10CO_2 + 8H_2O + 6K_2SO_4 + 2MnSO_4$$

Saber más...



En la reacción de oxidación del oxalato por permanganato en medio ácido, el permanganato púrpura se reduce a ion manganeso incoloro, haciendo que el cambio de color sea un indicador visual útil en análisis químicos.

Fuente: heurema.com

613. La fotosíntesis es el proceso mediante el cual las plantas verdes, las algas y algunas bacterias utilizan la energía de la luz para convertir el dióxido de carbono y el agua en glucosa y oxígeno. Es una reacción redox crucial para la vida en la Tierra.

$$6CO_2 + 6H_2O + \text{energía lumínica} \rightarrow C_6H_{12}O_6 + 6O_2$$

Solución

Estados de oxidación de la reacción química:

$$\overset{0}{6CO_2} + \overset{0}{6H_2O} + \text{energía lumínica} \rightarrow \overset{0}{C_6H_{12}O_6} + \overset{0}{6O_2}$$

Semirreacciones:

Oxidación: $H_2O \rightarrow O_2$

Reducción: $6CO_2 \rightarrow C_6H_{12}O_6$

Balance de semirreacciones:

Oxidación:

(oxidación) agente reductor

$+7 \rightarrow +2$

$$6H_2O \rightarrow 6O_2 + 24H^+ + 24e^-$$

Reducción:

(reducción) agente oxidante

$+6 \rightarrow -2$

$$6CO_2 + 24H^+ + 24e^- \rightarrow C_6H_{12}O_6 + 6H_2O$$

Igualar electrones y sumar semirreacciones:

$$24 \times [6CO_2 + \cancel{24H^+} + \cancel{24e^-} \rightarrow C_6H_{12}O_6 + 6H_2O\ ]$$
$$24 \times [\quad 6H_2O \rightarrow 6O_2 + \cancel{24H^+} + \cancel{24e^-}\ ]$$

$$6CO_2 + 6H_2O \rightarrow C_6H_{12}O_6 + 6O_2$$

Tabla de verificación:

Átomo	Reactivos → Productos	
C	6	6
O	18	18
H	12	12

Respuesta: La ecuación balanceada es: $6CO_2 + 6H_2O \rightarrow C_6H_{12}O_6 + 6O_2$

Saber más...

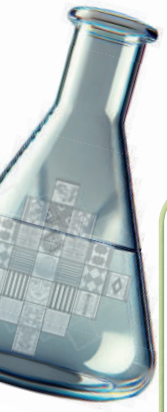


Fotosíntesis anoxigénica

No todas las fotosíntesis producen oxígeno. Algunas bacterias, como las púrpuras, utilizan sulfuro de hidrógeno en lugar de agua, liberando compuestos de azufre en vez de oxígeno. Este proceso antiguo muestra cómo la vida ha desarrollado diversas formas de aprovechar la luz solar.

Fuente: ingenieros.es

614. La Laguna Colorada destaca por el tono rojizo de sus aguas. Este color se debe a la formación de hidróxido de hierro ($Fe(OH)_3$), producido cuando el hierro de los sedimentos reacciona con el oxígeno y el agua. Para entender mejor este fenómeno, igualemos la ecuación redox que muestra cómo el hierro metálico se convierte en hidróxido de hierro, explicando así el característico color rojo de la Laguna Colorada. ¿Puedes ayudar a balancear esta ecuación?



$$Fe + O_2 + H_2O \rightarrow Fe(OH)_3$$

Datos

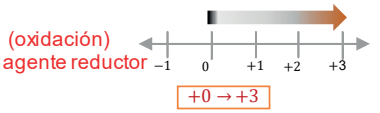
Los estados de oxidación son:

$$\overset{0}{Fe} + \overset{0}{O_2} + \overset{0}{H_2O} \rightarrow \overset{+3}{Fe}(\overset{-1}{OH})_3$$

Solución

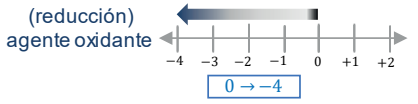
Determinar las semirreacciones:

Oxidación del hierro (Fe a $Fe(OH)_3$):



$$Fe^0 \rightarrow Fe^{3+} + 3e^-$$

Reducción del oxígeno (O_2 a agua):



$$4e^- + 2H_2O + O_2 \rightarrow OH^- + 3OH^-$$

Balancear las semirreacciones:

$$4 \times [\quad Fe^0 \rightarrow Fe^{3+} + 3e^- \quad]$$
$$3 \times [4e^- + 2H_2O + O_2 \rightarrow 4OH^- \quad]$$

$$4Fe^0 + \cancel{12e^-} + 6H_2O + 3O_2 \rightarrow 4Fe^{3+} + \cancel{12e^-} + 12OH^-$$

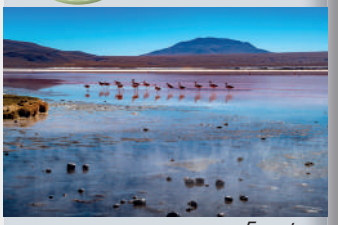
Tabla de verificación

Átomo	Reactivos → Productos	
C	6	6
O	18	18
H	12	12

Respuesta: La ecuación balanceada es:

$$4Fe + 3O_2 + 6H_2O \rightarrow 4Fe(OH)_3$$

Saber más...

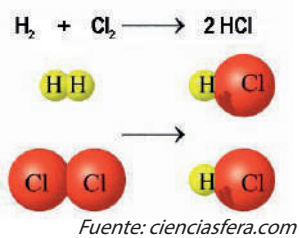


Fuente: agenciaturismobolivia.com

La Laguna Colorada en Bolivia, famosa por su impresionante color rojo, debe su singular apariencia a la combinación de minerales y algas, que también sirven de alimento a miles de flamencos andinos. Este rincón mágico del mundo nos recuerda la fragilidad y la maravilla de la naturaleza. Cuidemos nuestro planeta para que estas bellezas puedan ser disfrutadas por las futuras generaciones. La naturaleza es un regalo precioso; preservémosla con amor y respeto.

615. Muchos productos que usamos, como limpiadores, medicinas y alimentos procesados, se crean mediante reacciones químicas. Una reacción común es la de síntesis, donde dos o más sustancias se combinan para formar una nueva. ¿Cuál de las siguientes es una reacción de síntesis?

a) $2H_2O \rightarrow 2H_2 + O_2$
b) $H_2 + Cl_2 \rightarrow 2HCl$
c) $NaCl \rightarrow Na + Cl_2$
d) $CuSO_4 + Fe \rightarrow FeSO_4 + Cu$



Fuente: cienciasfera.com

Ruta de solución
Identificar el tipo de reacción.
Las reacciones de síntesis o combinación implican la formación de un solo producto a partir de dos o más reactivos.
Solución
a) $2H_2O \rightarrow 2H_2 + O_2$ - Descomposición.
b) $H_2 + Cl_2 \rightarrow 2HCl$ - Síntesis.
c) $NaCl \rightarrow Na + Cl_2$ - Descomposición.
d) $CuSO_4 + Fe \rightarrow FeSO_4 + Cu$ - Desplazamiento simple.
La opción b) es una reacción de síntesis, donde H_2 y Cl_2 se combinan para formar $2HCl$.

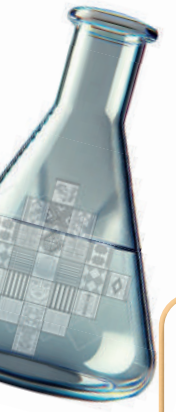
Respuesta inciso b)

616. La naturaleza está llena de reacciones de síntesis, desde la fotosíntesis en las plantas hasta la formación de minerales en la corteza terrestre. Estas reacciones son esenciales para la vida y la estructura del planeta. ¿Qué ocurre en una reacción de síntesis?

a) Dos o más reactivos se combinan para formar un solo producto.
b) Un compuesto se descompone en dos o más productos.
c) Un ácido y una base reaccionan para formar sal y agua.
d) Dos soluciones reaccionan para formar un precipitado.

Resolución
En una reacción de síntesis, dos o más reactivos se combinan para formar un solo producto

Respuesta inciso a)



617. La neutralización es una reacción química con aplicaciones prácticas importantes. Por ejemplo, cuando el suelo de cultivo es demasiado ácido, se puede neutralizar con cal agrícola (carbonato de calcio, $CaCO3$) para mejorar su fertilidad. Este proceso es esencial en la agricultura para asegurar que los cultivos reciban los nutrientes adecuados. ¿Cuál es el producto principal de la reacción entre un ácido y la cal agrícola (carbonato de calcio)?

A) Agua (H_2O)
B) Sal ($NaCl$)
C) Dióxido de carbono (CO_2)
D) Amoníaco (NH_3)



Fuente: agromatica.es

Ruta de solución
Identificar los productos de una reacción de neutralización entre un ácido y una base.
Datos
Reacción: $CaCO_3 + 2\,H^+ \rightarrow Ca^{2+} + CO_2 + H_2O$
Solución
La reacción entre un ácido (H^+ y una base ($CaCO_3$)
produce CO_2 + H_2O

Respuesta inciso c)

618. La industria cementera en Bolivia utiliza carbonato de calcio en grandes cantidades. Este compuesto es esencial en el proceso de producción de cemento, fundamental para la construcción de infraestructuras. Durante el proceso de producción, el carbonato de calcio se somete a descomposición térmica. ¿Cuál de las siguientes opciones corresponde a los productos de la descomposición térmica del carbonato de calcio ($CaCO_3$)?

a) CaO y CO_2
b) Ca y CO_3
c) CaO y CO
d) $CaCO_2$ y O_2



Ruta de solución
dentificar los productos de la descomposición térmica del carbonato de calcio.
Datos
$CaCO_3$ se descompone en CaO y CO_2 bajo calentamiento.
Solución
La reacción es: $CaCO_3 \rightarrow CaO + CO_2$.

Respuesta inciso a)

619. En una clase de química, los estudiantes están aprendiendo sobre reacciones químicas. La profesora presenta la reacción entre ácido sulfúrico (H_2SO_4) y hidróxido de potasio (KOH) y les pide identificar su tipo. Considera la siguiente reacción:

$$H_2SO_4 + KOH \rightarrow K_2SO_4 + 2H_2O$$

¿Cuál de las siguientes opciones describe correctamente esta reacción?

a) Esta es una reacción redox porque hay transferencia de electrones entre el H_2SO_4 y el KOH.
b) Esta no es una reacción redox porque no hay cambio en los estados de oxidación de los elementos involucrados.
c) Esta es una reacción de combustión debido a la formación de agua y sulfato de potasio.
d) Esta es una reacción de descomposición porque el H_2SO_4 se descompone en K_2SO_4 y agua.

Datos
Estado de oxidación:

$$\overset{+1+6-2}{H_2SO_4} + \overset{+1\,+1}{KOH} \rightarrow \overset{+1\,+6-2}{K_2SO_4} + \overset{+1-2}{H_2O}$$

No es una reacción redox porque no hay cambio en los estados de oxidación.

Respuesta inciso b)

620. En la extracción de metales, como el cobre y el hierro, las reacciones redox juegan un papel crucial. En la reacción:

$Zn + CuSO_4 \rightarrow ZnSO_4 + Cu$ ¿cuál es el agente reductor?

a) Zn **b)** Cu **c)** SO_4 **d)** $ZnSO_4$

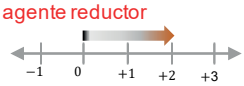
Solución
Estado de oxidación de la reacción completa:

$$\overset{0}{Zn} + \overset{+2+6-2}{CuSO_4} \rightarrow \overset{+2\,+6-2}{ZnSO_4} + \overset{0}{Cu}$$

Identificar cuales elementos cambian de estado de oxidación

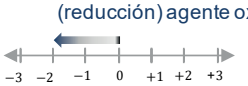
$0 \rightarrow +2$ (oxidación) agente reductor

$2e^- + Zn^0 \rightarrow Zn^{+2}$

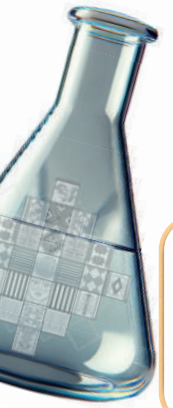


(reducción) agente oxidante $+2 \rightarrow 0$

$Cu^{+2} \rightarrow Cu^0 + 2e^-$



Respuesta inciso a)



621. Las reacciones de precipitación son cruciales en el tratamiento de aguas residuales. Al añadir ciertos reactivos, se pueden formar precipitados que eliminan contaminantes del agua, haciendo el proceso de purificación más eficiente y seguro para el medio ambiente. En una reacción de precipitación, ¿qué sucede?

a) Dos líquidos se mezclan para formar un gas.
b) Dos soluciones se mezclan para formar un sólido insoluble.
c) Un sólido se descompone en dos soluciones.
d) Un gas se disuelve en una solución.

Solución
En una reacción de precipitación, dos soluciones acuosas se mezclan y reaccionan para formar un sólido insoluble, conocido como precipitado.
Fuente: lifeder.com

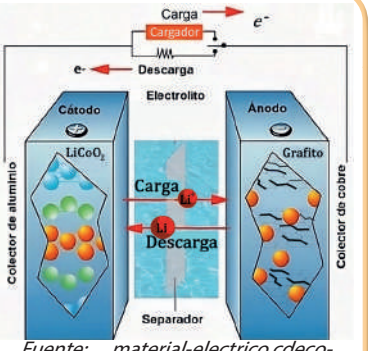


Respuesta inciso b)

622. En el mundo de la química, las reacciones redox (abreviatura de reducción-oxidación) son fundamentales. Estas reacciones son responsables de muchos procesos importantes, tanto en la naturaleza como en diversas aplicaciones. ¿Qué ocurre en una reacción redox?

a) Un elemento se oxida y otro se reduce.
b) Dos elementos se combinan para formar uno nuevo.
c) Un compuesto se descompone en sus componentes.
d) Un gas se disuelve en una solución.

Solución
Oxidación:
Ocurre cuando una sustancia pierde electrones.
Reducción:
Ocurre cuando una sustancia gana electrones.
Oxidación: En el ánodo, el litio, (Li^0) pierde electrones que viajan al cátodo y se convierte en iones de litio (Li^+).
Reducción: En el cátodo, los iones de litio (Li^+) ganan electrones y se convierten nuevamente en litio, (Li^0).



Fuente: material-electrico.cdeco-municacion.es

Respuesta inciso a)

623. En la química ambiental, es crucial entender cómo las reacciones redox afectan la movilidad y la toxicidad de los metales en el suelo y en el agua. Por ejemplo, el cromo en el estado de oxidación +6 es muy tóxico, mientras que en el estado +3 es mucho menos dañino. ¿Qué elemento se oxida en la siguiente reacción?

$$Fe + K_2Cr_2O_7 + H_2SO_4 \rightarrow Cr_2(SO_4)_3 + Fe_2(SO_4)_3 + K_2SO_4 + H_2O$$

a) Cromo **b)** Hierro **c)** Oxígeno **d)** Hidrógeno

Ruta de solución:
Identificar el elemento que pierde electrones (se oxida).

$$\overset{0}{Fe} + \overset{+1}{K_2}\overset{}{Cr_2}\overset{-2}{O_7} + \overset{+1+6-2}{H_2SO_4} \rightarrow \overset{+3+6-2}{Cr_2(SO_4)_3} + \overset{+3+6-2}{Fe_2(SO_4)_3} + \overset{+1+6-2}{K_2SO_4} + \overset{+1-2}{H_2O}$$

$$3e^- + Fe^0 \rightarrow Fe^{3+}$$ (oxidación) agente reductor

Solución:
Hierro (Fe^0) pierde 3 electrones dando asi: Fe^{3+} (oxidación).

Respuesta inciso b)

624. La elección de un agente oxidante adecuado es esencial en muchas reacciones químicas industriales, como la producción de compuestos orgánicos y la purificación de metales. Un agente oxidante fuerte puede facilitar la conversión de reactivos en productos deseados de manera más eficiente. ¿Cuál es el agente oxidante en la reacción

$$H_2O_2 + Fe^{2+} \rightarrow Fe^{3+} + H_2O?$$

a) H_2O **b)** H_2O_2 **c)** Fe^{2+} **d)** Fe^{3+}

Datos
Estados de oxidación:

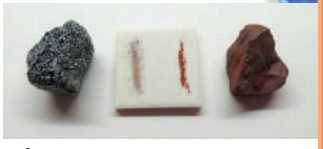
$$\overset{+2 \rightarrow +3}{\text{(oxidación) agente reductor } Fe^{2+}} \rightarrow Fe^{3+} + e^-$$

$$\overset{+2 \rightarrow 0}{\text{ucción) nte oxidante } 2e^- + 2H^+ + H_2O_2^0} \rightarrow 2H_2O^0$$

Solución:
El agente oxidante es el que se reduce

$$2e^- + 2H^+ + H_2O_2^0 \rightarrow 2H_2O^0$$

Óxido férrico Fe_2O_3



Óxido férroso FeO



Fuente: tecnitool.es

Respuesta inciso b)



625. Conocer el número de oxidación de los elementos en un compuesto es fundamental para entender sus propiedades químicas y reactividades. Por ejemplo, el cromo en el dicromato de potasio tiene un estado de oxidación específico que determina su comportamiento en reacciones redox. ¿Cuál es el número de oxidación del cromo en el dicromato de potasio ($K_2Cr_2O_7$)?

a) +3 **b)** +6 **c)** +2 **d)** +7

Ruta de solución

Asignar el número de oxidación del cromo en $K_2Cr_2O_7$

Datos

Número de oxidación de K es +1.

Número de oxidación de O es -2.

Solución:

Ecuación: $2(+1) + 2(x) + 7(-2) = 0$

$2 + 2x - 14 = 0$

$2x - 12 = 0$

$2x = 12$

$x = +6$

Respuesta inciso b)

626. En la química inorgánica, la identificación del agente oxidante y reductor es esencial para comprender las reacciones redox. En la reacción entre el yoduro y el cloro, el cloro actúa como agente oxidante, permitiendo la conversión de yoduro a yodo. Determina el agente oxidante en la reacción no balanceada: $I^- + Cl_2 \rightarrow Cl^- + I_2$.

a) I^- **b)** Cl_2 **c)** Cl^- **d)** I_2

Ruta de solución

Identificar la sustancia que se reduce y actúa como agente oxidante.

Solución

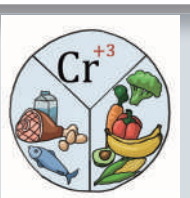
Cl_2 se convierte en Cl^- (reducción). $\boxed{+2 \rightarrow 0}$

El agente oxidante es Cl_2. $2e^- + Cl_2^{\,+0} \rightarrow 2Cl^-$

Respuesta inciso b)

Saber más...





El cromo en el estado de oxidación +6 es muy oxidante y tóxico. En contraste, el cromo en el estado de oxidación +3 es seguro y es un nutriente esencial para los humanos.

627. En el análisis químico, balancear ecuaciones redox en medio ácido es una habilidad crucial para predecir los productos de una reacción. Esto es especialmente importante en la investigación y desarrollo de nuevos materiales y compuestos químicos.

Pregunta: Balancea la siguiente ecuación redox en medio ácido:

$$m\ Cr_2O_7^{2-} + n\ C_2O_4^{2-} + 14\ H^+ \rightarrow o\ (Cr)3+ + p\ CO_2 + 7\ H_2O$$

a) m: 2, n: 1, o:4, p:2 **b)** m: 2, n: 1, o:4, p:2

c) m: 1, n: 3, o:2, p:6 **d)** m: 3, n: 5, o:7, p:1

Datos

Oxidación: $C_2O_4^{2-} \rightarrow CO_2$

Reducción: $Cr_2O_7^{2-} \rightarrow Cr^{3+}$

Solución:

$$1 \quad 2\times [Cr_2O_7^{2-} + 14H^+ + 6e^- \rightarrow 2Cr^{3+} + 7H_2O \quad]$$
$$3 \quad 6\times [\quad C_2O_4^{2-} \rightarrow 2CO_2 + 2e^- \quad]$$

$$Cr_2O_7^{2-} + 14H^+ + 6e^- + 3C_2O_4^{2-} \rightarrow 2Cr^{3+} + 7H_2O + 6CO_2 + 6e^-$$

$$1\ Cr_2O_7^{2-} + 3\ C_2O_4^{2-} + 14\ H^+ \rightarrow 2\ (Cr)^{3+} + 6\ CO_2 + 7\ H_2O$$

$$m\ Cr_2O_7^{2-} + n\ C_2O_4^{2-} + 14\ H^+ \rightarrow o\ (Cr)^{3+} + p\ CO_2 + 7\ H_2O$$

El inciso correcto es: c) m: 1, n: 3, o:2, p:6

Respuesta inciso c)

628. Estás en un laboratorio observando una reacción química donde una sustancia llamada agente reductor está participando. Sabes que el agente reductor interactúa con otras sustancias de una manera específica. ¿Qué sucede con el agente reductor en esta reacción?

a) Pierde electrones y se oxida, aumentando su número de oxidación

b) Gana electrones y se reduce, disminuyendo su número de oxidación

c) Pierde protones y se reduce, formando una nueva sustancia

d) Gana protones y se oxida, liberando energía en forma de calor

Solución:

El agente reductor es el que se oxida y pierde electrones, aumentando su número de oxidación

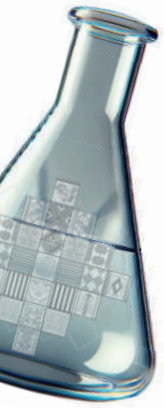
Respuesta inciso a)

Saber más...

$Cl^- + Ag^+ \rightarrow AgCl$

Las ecuaciones iónicas se pueden simplificar eliminando los "iones espectadores", que son los iones que no participan directamente en la reacción química.

629. Un investigador en el Salar de Uyuni está analizando una reacción redox que involucra compuestos de litio. La hoja de trabajo del investigador se ha mojado y necesita tu ayuda para recordar los coeficientes correctos de los reactivos en la reacción. Además, el procedimiento experimental indica que se debe empezar añadiendo el agente oxidante. ¿Cuáles son los coeficientes correctos de los reactivos para balancear esta reacción y con cuál compuesto debe empezar la reacción?.



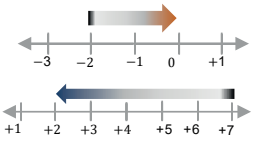
$$LiI + KMnO_4 + H_2CO_3 \rightarrow MnCO_3 + K_2CO_3 + I_2 + Li_2CO_3 + H_2O$$

a) $10\ LiI + 2KMnO_4 + 8H_2CO_3$, comienza con LiI
b) $10\ LiI + 2KMnO_4 + 8H_2CO_3$, comienza con KMnO4
c) $5\ LiI + 1KMnO_4 + 4H_2CO_3$, comienza con H_2CO_3
d) $10\ LiI + 2KMnO_4 + 8\ H_2CO_3$, comienza con H_2CO_3



Solución:

$$\overset{+1\ -1}{LiI} + \overset{+1\ \ -1}{KMnO_4} + \overset{+1\ \ -2}{H_2CO_3} \rightarrow \overset{+2\ -2}{MnCO_3} + \overset{+1\ -2}{K_2CO_3} + \overset{0}{I_2} + \overset{+1\ -2}{Li_2CO_3} + \overset{0}{H_2O}$$



(oxidación) agente reductor $-2 \rightarrow 0$

$$2I^- \rightarrow I_2^0 + 2e^-$$

(reducción) agente oxidante $+7 \rightarrow +2$

$$5e^- + 8H^+ + MnO_4^- \rightarrow Mn^{+2} + 4H_2O$$

$$5 \times \left[2I^- \rightarrow I_2^0 + 2e^- \right]$$
$$2 \times \left[5e^- + 8H^+ + MnO_4^- \rightarrow Mn^{+2} + 4H_2O \right]$$

$$10\ I^- + \cancel{10e^-} + 16H^+ + 2MnO_4^- \rightarrow 5I_2^0 + \cancel{10e^-} + 2Mn^{+2} + 8H_2O$$

$$10LiI + 2KMnO_4 + 8H_2CO_3 \rightarrow 2MnCO_3 + K_2CO_3 + 5I_2 + 5Li_2CO_3 + 8H_2O$$

Resultado:

b) $10\ LiI + 2KMnO_4 + 8H_2CO_3$, comienza con KMnO4

A partir de la ecuación balanceada, se pueden determinar los coeficientes correctos de los reactivos y el orden de adición, lo que facilita el correcto desarrollo de la reacción redox.

Tabla de verificación:

Átomo	Reactivos → Productos	
Li	10	10
I	10	10
K	2	2
Mn	2	2
C	10	10
O	32	32
H	16	16

Respuesta inciso b)

630. En la minería boliviana, la precipitación química se utiliza para extraer metales valiosos de las soluciones acuosas. ¿Cuál de las siguientes ecuaciones representa una reacción de precipitación?

a) $NaCl + AgNO_3 \rightarrow AgCl + NaNO_3$
b) $HCl + NaOH \rightarrow NaCl + H_2O$
c) $2H_2 + O_2 \rightarrow 2H_2O$
d) $CaCO_3 \rightarrow CaO + CO_2$

Respuesta: .....

631. En la industria química, identificar los productos de las reacciones es esencial para controlar la calidad de los procesos y productos finales. Por ejemplo, en la producción de compuestos de bario, la precipitación del sulfato de bario es un paso crítico para obtener productos de alta pureza.¿Cuál es el precipitado en la reacción entre el cloruro de bario ($BaCl_2$) y el sulfato de sodio (Na_2SO_4)?

a) $NaCl$ **b)** $BaSO_4$ **c)** $BaSO_3$ **d)** Na_2SO_3

Respuesta: .....

632. Las reacciones de neutralización también son fundamentales en la industria farmacéutica. Muchas veces, los medicamentos se desarrollan neutralizando ácidos o bases para obtener compuestos más estables y seguros para el consumo humano. En una reacción de neutralización, ¿qué sustancia se forma además del agua?

a) Una base **b)** Un ácido **c)** Una sal **d)** Un gas

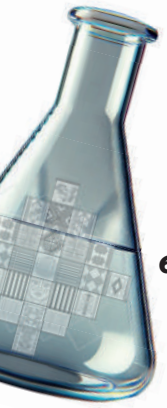
Respuesta: .....

633. Las reacciones ácido-base son comunes en muchos aspectos de la vida cotidiana, como en la limpieza y la cocina. ¿Qué sustancia puede usarse para neutralizar un derrame de ácido en la cocina?

a) Vinagre **b)** Lejía **c)** Bicarbonato de sodio **d)** Agua

Respuesta: .....

634. Las reacciones redox son esenciales en la biotecnología para procesos como la producción de biocombustibles. En una reacción redox, el NAD^+ se reduce a $NADH$ durante la fermentación.
¿Cuántos electrones se transfieren por cada molécula de NADH formada?



a) 1 electrón **b)** 2 electrones **c)** 3 electrones **d)** 4 electrones

635. Agregar bicarbonato de sodio a un plato ácido puede neutralizar la acidez. ¿Qué tipo de reacción ocurre cuando el bicarbonato de sodio ($NaHCO_3$) reacciona con el ácido acético (CH_3COOH) del vinagre?

a) Redox **b)** Precipitación **c)** Neutralización **d)**Combustión

Respuesta: .....

636. El hidróxido de litio se produce a partir del carbonato de litio y se usa en la fabricación de baterías. En la reacción $Li_2CO_3 + Ca(OH)_2 \rightarrow 2LiOH + CaCO_3$, ¿cuántos electrones gana el ion hidróxido (OH^-) durante la reacción?

a) 1 electrón **b)** 2 electrones **c)** 3 electrones **d)** 0 electrones

Respuesta: .....

637. Las baterías de ion-litio con ánodos de litio-titanato ($Li_4Ti_5O_{12}$) son conocidas por su alta seguridad y durabilidad. ¿Cuál es la ecuación balanceada para la reacción redox en el ánodo de una batería de ion-litio con litio-titanato durante la descarga, considerando los electrones involucrados?

a) $Li_4Ti_5O_{12} + 3Li^+ + 3e^- \rightarrow Li_7Ti_5O_{12}$
b) $Li_4Ti_5O_{12} \rightarrow Li_7Ti_5O_{12} + 3Li^+ + 3e^-$
c) $Li_7Ti_5O_{12} \rightarrow Li_4Ti_5O_{12} + 3Li^+ + 3e^-$
d) $Li_7Ti_5O_{12} + 3Li^+ + 3e^- \rightarrow Li_4Ti_5O_{12}$

Respuesta: .....

638. En la electroquímica, la oxidación y reducción son procesos clave para entender cómo funcionan las baterías y las celdas de combustible. Conocer qué ocurre durante la oxidación es esencial para desarrollar tecnologías de almacenamiento y generación de energía más eficientes. ¿Qué se entiende por oxidación en una reacción redox?

a) La ganancia de electrones por una sustancia.
b) La pérdida de electrones por una sustancia.
c) La ganancia de oxígeno por una sustancia.
d) La pérdida de oxígeno por una sustancia.

Respuesta: .....

639. El hidrógeno verde se produce mediante la electrólisis del agua, donde el agua se descompone en hidrógeno y oxígeno. En este proceso, el oxígeno se oxida en el ánodo y el hidrógeno se reduce en el cátodo. ¿Cuántos electrones se transfieren por cada molécula de oxígeno (O_2) formada durante la electrólisis del agua?

a) 2 electrones **b)** 4 electrones
c) 6 electrones **d)** 8 electrones

Respuesta: .....

640. En la industria química, la comprensión de las reacciones redox permite la síntesis de compuestos valiosos y la optimización de procesos. Por ejemplo, la reacción entre cobre y ácido nítrico es crucial para la producción de nitratos, que se utilizan en fertilizantes y explosivos.
Pregunta: En la reacción $Cu + HNO_3 \rightarrow Cu(NO_3)_2 + NO_2 + H_2O$, ¿qué sustancia se reduce?

a) Cu **b)** HNO_3 **c)** NO_2 **d)** H_2O

Respuesta: .....

641. El peróxido de hidrógeno (agua oxigenada, H_2O_2) se utiliza como desinfectante y agente blanqueador. ¿Cuál es la especie que se reduce en la descomposición del peróxido de hidrógeno?

a) O_2 **b)** H_2O **c)** H_2 **d)** O^-

Respuesta: .....



642. La combustión de gasolina en motores de automóviles es una reacción redox que produce energía para el movimiento. ¿Cuál es el principal producto de la combustión completa de octano (C_8H_{18}), un componente de la gasolina?

a) CO **b)** CO_2 **c)** CH_4 **d)** H_2O

a) $C_6H_{12}O_6 + 6O_2 \rightarrow 6CO_2 + 6H_2O +$ energía
b) $C_6H_{12}O_6 + O_2 \rightarrow CO_2 + H_2O +$ energía
c) $C_6H_{12}O_6 + 2O_2 \rightarrow 2CO_2 + 2H_2O +$ energía
d) $C_6H_{12}O_6 + 12O_2 \rightarrow 12CO_2 + 6H_2O +$ energía

Respuesta: .....

643. En la química inorgánica, el cálculo del número de oxidación de los elementos es crucial para entender sus propiedades y reactividad. Por ejemplo, el azufre en el sulfato de sodio tiene un estado de oxidación específico que determina su comportamiento en las reacciones químicas.
Pregunta: ¿Cuál es el número de oxidación del azufre en el sulfato de sodio (Na_2SO_4)?

a) +2 **b)** +4 **c)** +6 **d)** +8

Respuesta: .....

644. El hipoclorito de sodio (NaClO) se usa en productos de limpieza y blanqueo. En la reacción de blanqueo, ¿qué especie actúa como agente reductor?

a) ClO^- **b)** H_2O **c)** Na^+ **d)** Contaminantes orgánicos

Respuesta: .....

645. En las reacciones redox, el permanganato de potasio es un agente oxidante comúnmente utilizado en la industria para oxidar compuestos orgánicos e inorgánicos. Su reacción con ácido sulfúrico produce varios productos útiles en síntesis química y purificación. ¿Qué productos se obtienen de la oxidación del ácido sulfúrico concentrado con permanganato de potasio en medio ácido

a) $MnSO_4$ y H_2O
b) $MnSO_4$, K_2SO_4 y H_2O
c) MnO_2, K_2SO_4 y H_2O
d) MnO_2 y H_2O

Respuesta: .....

646. En la purificación de metales, se utilizan agentes oxidantes para convertir impurezas en compuestos más manejables. Por ejemplo, el permanganato de potasio puede oxidar el ion cloruro a cloro en medio ácido, facilitando su eliminación o conversión en productos útiles.¿Qué agente oxidante se utiliza en la reacción de oxidación del ion ioduro (I^-) a iodo (I_2)?

a) $KMnO_4$ **b)** $NaOH$ **c)** HCl **d)** H_2O

Respuesta: .....

647. La industria química boliviana utiliza frecuentemente el permanganato de potasio como agente oxidante en diversos procesos. Entender cómo calcular el número de oxidación del manganeso en este compuesto es fundamental para el diseño y control de reacciones químicas. ¿Cuál es el número de oxidación del manganeso en el permanganato de potasio ($KMnO_4$)?

a) +2 **b)** +4 **c)** +6 **d)** +7

Respuesta: .....

648. En la producción industrial de hierro y acero, las reacciones redox son esenciales para extraer y purificar estos metales. Por ejemplo, el hierro se reduce utilizando agentes reductores adecuados para obtener metales de alta pureza. Determina el agente reductor en la reacción:

$$H_2O_2 + Fe^{2+} \rightarrow Fe^{3+} + H_2O$$

a) +2 **b)** +4 **c)** +6 **d)** +7

Respuesta: .....

649. Las baterías de iones de litio en los teléfonos móviles almacenan energía química que se convierte en energía eléctrica. ¿Qué tipo de reacción química se utiliza en las baterías de iones de litio para generar electricidad?



a) Reacción redox **b)** Reacción de precipitación
c) Reacción de neutralización **d)** Reacción de combustión

Respuesta: .....

650. El litio metálico se obtiene mediante la electrólisis del cloruro de litio ($LiCl$). En la reacción de electrólisis $2LiCl \rightarrow 2Li + Cl_2$, ¿cuántos electrones se transfieren por cada átomo de cloro producido?

a) 1 electrón **b)** 2 electrones **c)** 3 electrones **d)** 4 electrones

Respuesta: .....

651. El litio reacciona con agua produciendo hidróxido de litio y gas hidrógeno. En la reacción $2Li + 2H_2O \rightarrow 2LiOH + H_2$, ¿cuántos electrones pierde cada átomo de litio?

a) 1 electrón **b)** 2 electrones **c)** 3 electrones **d)** 4 electrones

Respuesta: .....

652. El cloro se utiliza comúnmente para desinfectar el agua potable. ¿Qué efecto tiene el cloro en los microorganismos presentes en el agua?

a) Los oxida **b)** Los reduce **c)** Los precipita **d)** Los neutraliza

Respuesta: .....

653. Cuando una manzana se corta y se deja al aire, su superficie se vuelve marrón debido a la oxidación. ¿Qué puede aplicarse a la superficie cortada de una manzana para reducir la oxidación?

a) Sal **b)** Limón **c)** Agua **d)** Ninguno

Respuesta: .....

654. Los antioxidantes se añaden a los alimentos para evitar la oxidación y prolongar su vida útil. ¿Qué función desempeñan los antioxidantes en los alimentos?

a) Aceleran la oxidación de los nutrientes
b) Inhiben la oxidación de los nutrientes
c) Aumentan la acidez de los alimentos
d) Producen gas en los alimentos

Respuesta: .....

655. La oxidación de alimentos como las frutas cortadas puede causar decoloración y pérdida de nutrientes. Los antioxidantes se utilizan para prevenir esta oxidación. ¿Cuál de los siguientes compuestos actúa como un agente antioxidante en los alimentos?

a) Ácido ascórbico (vitamina C) **b)** Cloruro de sodio
c) Peróxido de hidrógeno **d)** Hidróxido de litio

Respuesta: .....

656. En el altiplano boliviano, la agricultura tradicionalmente incluye la práctica de encalar suelos ácidos para mejorar la productividad. La cal reacciona con los ácidos en el suelo para formar sales y agua. ¿Qué tipo de reacción ocurre en este proceso?

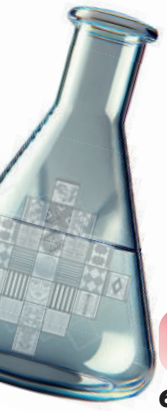
a) Reacción de combustión
b) Reacción de oxidación-reducción
c) Reacción de neutralización
d) Reacción de descomposición

Respuesta: .....

657. Las celdas solares de perovskita son una tecnología emergente en la g eneración de energía solar. En una reacción redox dentro de la celda, el yoduro (I^-) se oxida a yodo (I_2) y el óxido de plomo (PbO_2) se reduce a plomo metálico (Pb). En la reacción redox dentro de una celda solar de perovskita, ¿cuántos electrones se transfieren por cada molécula de yodo (I_2) formada?

a) 1 electrón **b)** 2 electrones **c)** 4 electrones **d)** 6 electrones

Respuesta: .....



658. En un laboratorio de química, en La Paz, Bolivia, se estudia la reacción entre litio y cloro para obtener cloruro de litio. Los estudiantes deben calcular la masa total de cloruro de litio formado y la cantidad de reactivos que quedan sin reaccionar. Si 2 gramos de litio (Li) reaccionan con 8 gramos de cloro (Cl_2), ¿cuál es la masa total de cloruro de litio ($LiCl$) formado y cuántos gramos de cloro (Cl_2) quedan sin reaccionar? (Datos: Li = 7, Cl = 35.5)

a) 5,82 gramos de LiCl, 0,92 gramos de Li sin reaccionar
b) 6,81 gramos de LiCl, 1,12 gramos de Li sin reaccionar
c) 4,81 gramos de LiCl, 0,42 gramos de Li sin reaccionar
d) 6,21 gramos de LiCl, 16,2 gramos de Li sin reaccionar

Respuesta: .....

659. En Oruro, Bolivia, los estudiantes realizan un experimento para estudiar la reacción entre litio y agua y determinar la cantidad de productos formados y reactivos no utilizados. Si 4 gramos de litio (Li) reaccionan con 12 gramos de agua (H_2O), ¿cuál es la masa total de hidróxido de litio ($LiOH$) y gas hidrógeno (H_2) producidos, y cuántos gramos de agua quedan sin reaccionar? (Datos: Li = 7, H = 1, O = 16)

Ecuación química: $2Li + 2H_2O \rightarrow 2LiOH + H_2$

a) 14,27 gramos de productos, 1,73 gramos de H_2O sin reaccionar
b) 14,58 gramos de productos, 6,21 gramos de H_2O sin reaccionar
c) 12,15 gramos de productos, 8,30 gramos de H_2O sin reaccionar
d) 16,78 gramos de productos, 6,33 gramos de H_2O sin reaccionar

Respuesta: .....

660. En un laboratorio de química, en Santa Cruz, Bolivia, se investiga la reacción entre litio y nitrógeno para formar nitruro de litio (Li_3N). Si 7 gramos de litio (Li) reaccionan completamente con 3 gramos de nitrógeno (N_2), ¿cuál será la masa total de nitruro de litio (Li_3N) formado y cuántos gramos de nitrógeno (N_2) quedan sin reaccionar? (Datos: Li=7,N=14)

Ecuación química: $6Li+N_2 \rightarrow 2Li_3N$

a) 3,64 gramos de Li3N , 2,26 gramos de Li sin reaccionar
b) 4,51 gramos de Li3N , 17,1 gramos de Li sin reaccionar
c) 6,26 gramos de Li3N , 2,15 gramos de Li sin reaccionar
d) 3,64 gramos de Li3N , 2,51 gramos de Li sin reaccionar

Respuesta: .....

REACCIONES QUÍMICAS: LEY DE CONSERVACIÓN DE LA MASA (LAVOISIER)

661. Las baterías de litio-aire son una tecnología revolucionaria en almacenamiento de energía gracias a su alta densidad energética. La reacción química clave, $Li_2O_2+CO_2 \rightarrow Li_2CO_3+O_2$, debe seguir la ley de conservación de masa de Lavoisier, que asegura que la masa de los reactivos es igual a la de los productos. Esta ley es vital para que las reacciones sean predecibles y las baterías funcionen de manera eficiente y segura.

Ruta de solución

Identificar la ecuación química de la reacción.
Listar los átomos presentes en los reactivos y productos.
Calcular el número de mol de cada reactivo y producto.
Calcular la masa total de los reactivos y productos.
Comparar los resultados para verificar que la masa se conserva.

Datos

Masa molar de cada compuesto:
Litio (Li): 6,94 g/mol
Oxígeno (O): 16,00 g/mol
Carbono (C): 12,01 g/mol

Solución Ecuación química balanceada:

Tabla de verificación:

Átomo	Reactivos	Productos
Li	4	4
C	2	2
O	8	8

$2 \cdot 2 = 4$ (Li) $\quad (2 \cdot 3) + 2 = 8$ (O)

$$2Li_2O_2 + 2CO_2 \rightarrow 2Li_2CO_3 + O_2$$

Reactivos — Productos

Calcular el número de mol de cada reactivo y producto.

Li_2O_2:	CO_2 :	Li_2CO_3:	O_2:
$2\cdot(Li): 2\cdot 6{,}94$ g/mol $+ 2\cdot(O): 2\cdot 16{,}00$ g/mol	$1\cdot(C): 1\cdot 12{,}01$ g/mol $+ 2\cdot(O): 2\cdot 16{,}00$ g/mol	$2\cdot(Li): 2\cdot 6{,}94$ g/mol $+ 1\cdot(C): 1\cdot 12{,}01$ g/mol $+ 3\cdot(O): 3\cdot 16{,}00$ g/mol	$2\cdot(O): 3\cdot 16{,}00$ g/mol
Li_2O_2: 45,88 g/mol	CO_2: 44,01 g/mol	Li_2CO_3: 73,89 g/mol	O_2: 32,00 g/mol

$$2Li_2O_2 + 2CO_2 \rightarrow 2Li_2CO_3 + O_2$$
$$2 \cdot 45{,}88 \text{ g/mol} + 2 \cdot 44{,}01 \text{ g/mol} \rightarrow 2 \cdot 73{,}89 \text{ g/mol} + 32{,}00 \text{ g/mol}$$
$$91{,}76 \text{ g/mol} + 88{,}02 \text{ g/mol} \rightarrow 147{,}78 \text{ g/mol} + 32{,}00 \text{ g/mol}$$
$$179{,}78 \text{ g/mol} \rightarrow 179{,}78 \text{ g/mol}$$

Respuesta: La masa total de los reactivos es igual a la masa total de los productos, confirmando la ley de conservación de masa,

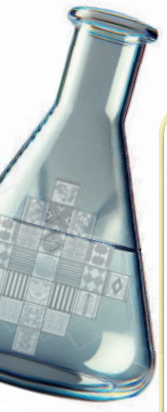
Saber más...

Antes de comenzar, asegúrate de que la ecuación esté balanceada!!!.

- **Balance de ecuaciones químicas**

Identifica los elementos comunes y balancea esos primero.
Usa el mayor subíndice como coeficiente.
Balancea los elementos sueltos al final.
Recuerda, no cambies los subíndices, solo ajusta los coeficientes.

662. En la industria química, la producción de agua a partir de hidrógeno y oxígeno es una reacción fundamental, especialmente en procesos que requieren agua ultrapura o en la generación de energía en celdas de combustible, Esta reacción se representa mediante la ecuación química balanceada $H_2 + O_2 \rightarrow H_2O$, Demuestra, mediante el análisis estequiométrico de la ecuación química, que la masa total de los reactivos (H_2 y O_2) es igual a la masa total del producto (H_2O),



Ruta de solución

Masa molar :

Masa molar de H: 1,00 g/mol

Masa molar de O: 16,00 g/mol

Solución

Ecuación química balanceada

Reactivos Productos

$$2H_2 + O_2 \rightarrow 2H_2O$$

Tabla de verificación:

Átomo	R → P	
O	2	2
H	4	4

Calcular el número de mol de cada reactivo y producto.

H_2:	O_2:	H_2O:
2·(H): 2· 1,00 g/mol	2·(O): 2·16,00 g/mol	1·(H): 2· 1,00 g/mol + 1·(O): 1·16,00 g/mol
H_2: 2 g/mol	O_2: 32,00 g/mol	H_2O: 18,00 g/mol

$$2H_2 + O_2 \rightarrow 2H_2O$$

$$2\,\text{mol} \quad 1\,\text{mol} \rightarrow 2\,\text{mol}$$

$$2\text{mol} \cdot 2\,\text{g/mol} \quad 1\text{mol} \cdot 32{,}00\,\text{g/mol} \rightarrow 2\text{mol} \cdot 18{,}00\,\text{g/mol}$$

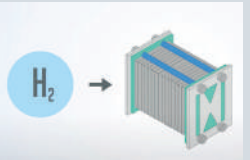
$$4\text{g} \quad 32\text{g} \rightarrow 36\text{g}$$

$$36\text{g} \rightarrow 36\text{g}$$

Respuesta: La masa total de los reactivos es igual a la masa total de los productos, confirmando la ley de conservación de masa.

Saber más...





fuente:eshidrogeno.com

En celdas de combustible, la reacción entre hidrógeno y oxígeno no solo produce agua ultrapura, sino que también genera electricidad. Esto ocurre porque el hidrógeno se oxida en el ánodo y el oxígeno se reduce en el cátodo, creando un flujo de electrones que produce energía limpia.

Dato importante



Una ecuación química balanceada te indica cuántos mol de cada sustancia reaccionan para formar una cantidad específica de productos, Esto te ayuda a ver claramente la relación entre los reactivos y los productos en una reacción química.

663. En la industria metalúrgica, la producción de óxidos de hierro es esencial para la fabricación de aceros y otros materiales. Supongamos que en un proceso industrial se mezclan 50 g de hierro (Fe) con suficiente (O_2) para producir óxido ferroso férrico (Fe_3O_4). Calcula la masa de óxido ferroso férrico (Fe_3O_4) que se forma.

Ruta de solución

Balancear la ecuación de la reacción.
Convertir la masa de Fe y O_2 a mol.
Usar la relación estequiométrica para encontrar mol de Fe_3O_4 formados.
Convertir de mol de Fe_3O_4 a masa de Fe_3O_4

Datos

Ecuación balanceada:
Masa de Fe: 50 g
Masa de O_2: 32 g
Masa molar de Fe: 55,85 g/mol
Masa molar de O_2: 32 g/mol
Masa molar de Fe_3O_4: 231,55 g/mol

Reactivos Productos

$$3Fe + 2O_2 \rightarrow Fe_3O_4$$
$$3\ mol \quad 2\ mol \quad 1\ mol$$

Tabla de verificación:

Átomo	R→ P	
Fe	3	3
O	4	4

Solución

Calcular los mol de Fe:

$$50\,g\,Fe = \frac{1\,mol\,Fe}{55{,}85\,g\,Fe} = 0{,}8957\,mol\,Fe$$

Relación estequiométrica (conversión) de Fe a Fe_3O_4 es 3:1.

$$\frac{3\,mol\,Fe}{1\,mol\,Fe_3O_4} \text{ ó } \frac{1\,mol\,Fe_3O_4}{3\,mol\,Fe}$$

Mol de Fe_3O_4 formados por 0,8957 mol de Fe

$$0{,}8954\,mol\,de\,Fe = \frac{1\,mol\,Fe_3O_4}{3\,mol\,Fe} = 0{,}2986\,mol\,Fe_3O_4$$

Convertir los mol de Fe_3O_4 a masa:

$$0{,}2986\,mol\,de\,Fe_3O_4 * \frac{231{,}55\,g\,Fe_3O_4}{1\,mol\,de\,Fe_3O_4} = 69{,}14\,g\,Fe_3O_4$$

Respuesta: Se forman 69,14 g de óxido férrico ferroso (Fe_3O_4).

Saber más...



fuente: es.ceramic.school

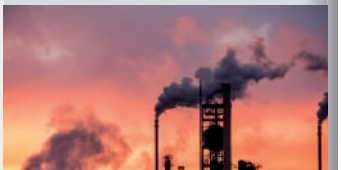
El óxido ferroso férrico (Fe_3O_4) es también conocido como magnetita y es uno de los minerales de hierro más importantes. La magnetita no solo es utilizada en la fabricación de aceros, sino que también es un mineral magnético natural que ha sido usado por siglos para la fabricación de brújulas debido a sus propiedades magnéticas únicas.

664. La quema de combustibles fósiles, como el metano (CH_4), es una fuente común de energía, pero también genera emisiones de dióxido de carbono (CO_2) y agua (H_2O). En un experimento, se queman 12 g de metano en presencia de oxígeno. Determina la cantidad de gramos de dióxido de carbono (CO_2) y agua (H_2O) que se producen.



Dato importante

Las ecuaciones químicas deben estar equilibradas para cumplir con la Ley de Conservación de la Masa, que establece que la cantidad total de materia no cambia en una reacción química. Esto significa que el número de átomos de cada elemento debe ser igual tanto en los reactivos como en los productos. Para lograr esto, se ajustan los coeficientes en la ecuación, asegurando que no se creen ni se destruyan átomos, sino que simplemente se reorganicen (LibreTexts, 2023; ChemTeam, 2023).



Fuente: renovablesverdes.com

Ruta de solución

Masa de CH4: 12 g CH4
Masa molar de CH_4: 16 g/mol
Masa molar de CO_2: 44 g/mol
Masa molar de H_2O: 18 g/mol
Ecuación balanceada:

Reactivos Productos

$$CH_4 + 2O_2 \rightarrow CO_2 + 2H_2O$$
$$1mol \quad 2mol \quad 1mol \quad 2mol$$

Tabla de verificación:

Átomo	R → P	
C	1	1
O	4	4
H	4	4

Solución

Calcular los mol de CH_4:

$$12\ g\ CH_4 \times \frac{mol\ CH_4}{g\ CH_4} = 0{,}75 mol\ CH_4$$

Relación estequiométrica (conversión) de CH4 a CO2 es 1:1.

$$0{,}75 mol\ CH_4 = 0{,}75\ mol\ CO_2$$

Relación estequiométrica (conversión) de CH_4 a H_2O es 1:2.

$$\frac{1\ mol\ CH_4}{2 mol\ H_2O} \text{ ó } \frac{2 mol\ H_2O}{1\ mol\ CH_4}$$

$$0{,}75 mol\ CH_4 \times \frac{2 mol\ H_2O}{1\ mol\ CH_4} = 1{,}5 mol\ H_2O$$

Convertir los mol de CO_2 a masa:

$$\text{De mol } CO_2 \text{ a g } CO_2$$

$$0{,}75\ mol\ CO_2 \times \frac{44\ g\ CO_2}{1\ mol\ CO_2} = 33\ g\ CO_2$$

$$\text{De mol } H_2O \text{ a g } H_2O$$

$$1{,}5\ mol\ H_2O \times \frac{18\ g\ H_2O}{1\ mol\ H_2O} = 27\ g\ H_2O$$

Respuesta: Se producen 33 gramos de CO_2 y 27 gramos de H_2O al quemar 12 gramos de CH_4.

665. La descomposición del carbonato de calcio ($CaCO_3$) es una reacción importante en la producción de cal y cemento. En Bolivia, la industria de la construcción depende de estos materiales para infraestructura y edificación. Determina la masa total de reactivos y productos en la reacción: $CaCO_3 \rightarrow CaO + CO_2$, si se utilizan 100 g de $CaCO_3$.

Ruta de solución

Balancear la ecuación.

Convertir la masa de $CaCO_3$ a mol.

Usar la relación estequiométrica para encontrar los mol de CaO y CO_2 formados.

Convertir los mol de CaO y CO_2 a masa.

Datos

Masa de $CaCO_3$: 100 g

Masa molar de Ca: 40 g/mol

Masa molar de O: 16 g/mol

Masa molar de C: 12 g/mol

Tabla de verificación:

Átomo	R → P	
Ca	1	1
C	1	1
O	3	3

Solución

Ecuación balanceada:

$CaCO_3 \rightarrow CaO + CO_2$

Calcular el número de mol del reactivo y productos.

$CaCO_3$:

$1\cdot(Ca): 1\cdot 40$ g/mol
$1\cdot(C): 1\cdot 12{,}01$ g/mol
$3\cdot(O): 3\cdot 16{,}00$ g/mol

Li_2CO_3: 100,01 g/mol

CaO :

$1\cdot(Ca): 1\cdot 40{,}00$ g/mol
$1\cdot(O): 1\cdot 16{,}00$ g/mol

CaO: 56,00 g/mol

CO_2 :

$1\cdot(C): 1\cdot 12{,}01$ g/mol
$2\cdot(O): 2\cdot 16{,}00$ g/mol

CO_2: 44,01 g/mol

$$CaCO_3 \rightarrow CaO + CO_2$$
$$1\text{ mol} \rightarrow 1\text{ mol} + 1\text{ mol}$$
$$1\text{mol} \cdot 100{,}00\text{ g/mol} \rightarrow 1\text{mol} \cdot 56{,}00\text{ g/mol} + 1\text{mol} \cdot 44{,}01\text{ g/mol}$$
$$100{,}01g \rightarrow 100{,}01\,g$$

Respuesta: La masa total de reactivos y productos es 100,01 g

Dato importante



Fuente: bloquescando.com

La descomposición del carbonato de calcio ($CaCO_3$) es una reacción crucial en la producción de cal y cemento. En Bolivia, la industria de la construcción depende en gran medida de estos materiales para la infraestructura y la edificación.

666. En la industria farmacéutica, la ecuación química $3X + 5Y2 \rightarrow Z$ describe la síntesis de un medicamento. Si se tienen 6 mol del reactivo X, ¿cuántos mol del reactivo Y se necesitan para reaccionar completamente con estos 6 mol de X y producir la máxima cantidad del medicamento Z?



Datos

Ecuación química: $3X + 5Y_2 \rightarrow Z$

mol(X):6mol $\quad$ 3 mol $\quad$ 5 mol $\quad$ 1 mol

Solución

Relación Estequiométrica:

La ecuación balanceada nos dice que 3 mol de X reaccionan con 5 mol de Y_2 para producir 1 mol de Z.

Lo que quiere decir que: $\frac{5 \text{ mol } Y_2}{3 \text{ mol X}}$ ó $\frac{3 \text{ mol X}}{5 \text{ mol } Y_2}$

Cálculo

Entonces, se parte del dato obtenido para llegar al dato desconocido, de tal manera que:

$$6 \text{ mol de X} * \frac{5 \text{ mol } Y_2}{3 \text{ mol X}} = 10 \text{ mol } Y_2$$

Respuesta: Para reaccionar completamente con 6 mol del reactivo X y producir la máxima cantidad del medicamento Z, se necesitan 10 mol del reactivo Y_2.

667. Del anterior ejercicio, si el producto Z, tiene una masa molar, Z: 36,00 g/mol y el reactivo Y: 1,20 g/mol, cual sería la masa molar de X para que pueda cumplirse la ley de conservación de la masa (Lavoisier)?

Datos

Masa molar.

Z: 36,00 g/mol

Y: 1,20 g/mol

Y_2: 2·1,20 g/mol

Y_2: 2,40 g/mol

$$\underset{3 \text{ mol}}{3X} + \underset{5 \text{ mol}}{5Y_2} \rightarrow \underset{1 \text{ mol}}{Z}$$

$$3 \text{ mol} \times (a) \frac{g}{mol} \qquad 5 \text{ mol} \times 2{,}40 \frac{g}{mol} \qquad 36{,}00 \text{ mol} \times \frac{g}{mol}$$

$$3{,}00 \text{ (a) g} \qquad 12 \text{ g} \qquad 36 \text{ g}$$

$$3 \text{ (a) g} + 12 \text{ g} = 36 \text{g}$$

$$\text{(a)} = \frac{36{,}00\text{g} - 12{,}00 \text{ g}}{3{,}00\text{g}} = 8 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

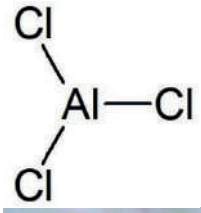
$$\boxed{\text{(a)} = 8\text{g/mol}}$$

Respuesta: La masa molar del reactivo X es: 8 g/mol

668. La formación de tricloruro de aluminio es importante en la industria de la galvanización y producción de aluminio. En Bolivia, la industria de productos de limpieza y la producción de aluminio dependen de estas reacciones. En una reacción donde 400 g de aluminio (Al) reaccionan con suficiente cloro (Cl_2), calcula la masa de tricloruro de aluminio ($AlCl_3$) producido. La reacción.

Ruta de solución

Balancear la ecuación.
Convertir la masa de Al y Cl_2 a mol.
Usar la relación estequiométrica para encontrar los mol de $AlCl_3$ formados y mol de Cl_2 que reacciona.
Convertir los mol de $AlCl_3$ a masa.





Fuente:adda247.com

Datos

Ecuación balanceada: $2Al + 3Cl_2 \rightarrow 2AlCl_3$
Masa de Al: 40 g
Masa molar de Al: 27 g/mol
Masa molar de Cl_2: 71 g/mol
Masa molar de $AlCl_3$: 133,5 g/mol

Calcular el número de mol del reactivo y productos.

$$2\,Al + 3\,Cl_2 \rightarrow 2\,AlCl_3$$

Solución

Calcular los mol de Al:

$$40\,g\,Al = \frac{1\,mol\,Al}{27\,g\,Al} = 1{,}481\,mol\,Al$$

Tabla de verificación:

Atomo	R → P	
Al	2	2
Cl	6	6

Relación estequiométrica (conversión) de Al a $AlCl_3$ es 2:2, lo que quiere decir que:

$$\frac{2\,mol\,Al}{2\,mol\,AlCl_3} \text{ ó } \frac{2\,mol\,AlCl_3}{2\,mol\,Al}$$

Mol de $AlCl_3$ formados por 1,481 mol de Al y luego Convertir los mol de Fe_3O_4 a masa:

$$1{,}481\,mol\,de\,Al = \frac{2\,mol\,AlCl_3}{2\,mol\,Al} * \frac{133{,}5\,gAlCl_3}{1\,mol\,AlCl^3} = 87{,}74\,gAlCl_3$$

Respuesta: Se producen 87,74 gramos de tricloruro de aluminio ($AlCl_3$).

669. La síntesis de amoníaco (NH_3) es crucial para la producción de fertilizantes, que son esenciales para la agricultura. En Bolivia, el sector agrícola depende de estos fertilizantes para aumentar la productividad de los cultivos. La ecuación química representada por $N_2 + 3H_2 \rightarrow 2NH_3$ indica que se necesitan 3 mol de hidrógeno (H_2) para reaccionar con 1 mol de nitrógeno (N_2). ¿Cuántos mol de amoníaco (NH_3) se producen al reaccionar 2 mol de nitrógeno (N_2)?.



Rula de solución

Identificar la relación estequiométrica entre N_2 y NH_3.

Usar la proporción de la ecuación balanceada para calcular los mol de NH_3 producidos.

Datos

Ecuación:

mol de N_2: 2 mol

$$N_2 + 3H_2 \rightarrow 2NH_3$$

3mol 2mol 1mol

Reactivos Productos

Tabla de verificación:

Átomo	Reactivos → Productos	
N	2	2
H	6	6

Solución

La relación estequiométrica entre N_2 y NH_3 es de 1:2.

$$\frac{1\ mol\ N_2}{2\ mol\ NH_3}\ ó\ \frac{2mol\ NH_3}{1mol\ N_2}$$

Para cada mol de N_2, se producen 2 mol de NH_3.

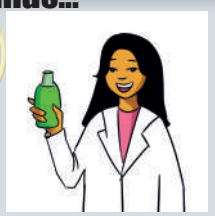
Resultados: Se producen 4 mol de amoníaco (NH_3) al reaccionar 2 mol de nitrógeno (N_2).

$$2\ \cancel{mol\ de}\ N_2 \times \frac{2\ mol\ de N_2}{1\ mol\ de\ \cancel{NH_3}} = 4\ mol\ de\ NH_3$$

Respuesta: Se producen 4 mol de amoníaco (NH_3) al reaccionar 2 mol de nitrógeno (N_2).

Saber más...





La ley de conservación de la masa es una de las primeras leyes científicasv que se enseñan en las escuelas debido a su simplicidad y aplicabilidad universal.

670. La descomposición de clorato de potasio ($KClO_3$) es una reacción importante en la fabricación de oxígeno. En Bolivia, esta reacción puede ser relevante en industrias que requieren oxígeno puro para procesos químicos o médicos. En la reacción $KClO_3 \rightarrow KCl + O_2$, ¿cuántos gramos de oxígeno se liberan al descomponer 10 gramos de $KClO_3$?

Datos

Masa de $KClO_3$: 10 g

Masa molar de $KClO_3$: 122z5 g/mol

Masa molar de O_2: 32 g/mol

Ecuación balanceada :

Reactivo Productos

$$2KClO_3 \rightarrow 2KCl + 3O_2$$

$$2\text{ mol} \quad 2\text{ mol} \quad 3\text{ mol}$$

Solución

Calcular los mol de $KClO_3$:

$$10\text{ g } KClO_3 \times \frac{1\text{ mol } KClO_3}{122{,}5\text{g } KClO_3} = 0{,}0816\text{ mol } KClO_3$$

Relación estequiométrica de $KClO_3$ a O_2 es 2:3, entonces:

$$\frac{2\text{ mol } KClO_3}{3\text{ mol } O_2} \text{ ó } \frac{3\text{ mol } O_2}{2\text{ mol } KClO_3}$$

$$0{,}0816\text{ mol } KClO_3 \times \frac{3\text{ mol } O_2}{2\text{ mol } KClO_3} = 0{,}1224\text{ mol de } O_2$$

Convertir los mol de CO_2 a masa:

$$\text{De (mol } CO_2\text{) a (g } CO_2\text{)}$$

$$0{,}1224\text{ mol } CO_2 \times \frac{44\text{ g } CO_2}{1\text{ mol } CO_2} = 3{,}9168\text{ g } CO_2$$

Respuesta: Se liberan 3,92 gramos de oxígeno al descomponer 10 g de $KClO_3$.

Dato importante



Fuente: quimins.wordpress.com

La ley es fundamental para la estequiometría, que permite a los químicos calcular las cantidades de reactivos y productos en una reacción química. Gracias a esto, podemos determinar cuánto reactivo necesitamos para obtener una cantidad específica de producto.

671. La producción de hidróxido de sodio ($NaOH$) es crucial para la industria química, especialmente en la fabricación de papel y detergentes. En Bolivia, la industria de productos de limpieza depende del $NaOH$ como un componente básico. Calcula la masa de $NaOH$ que se forma cuando 20 gramos de Na_2O reaccionan con agua según la ecuación

$$Na_2O + H_2O \rightarrow NaOH$$

Rula de solución

Balancear la ecuación.
Convertir la masa de Na_2O a mol.
Usar la relación estequiométrica para encontrar los mol de $NaOH$ producidos.
Convertir los mol de $NaOH$ a masa.

Tabla de verificación:

Átomo	R→ P	
Na	2	2
O	2	2
H	2	2

Datos

Masa de Na_2O: 20 g
Masa molar de Na_2O: 62 g/mol
Masa molar de $NaOH$: 40 g/mol

Ecuación balanceada : Reactivos Productos

$$Na_2O + H_2O \rightarrow 2NaOH$$

$$1mol \quad 1mol \quad 2mol$$

Solución

Calcular los mol de Na_2O :

$$20\ g\ Na_2O \times \frac{1\ mol\ Na_2O}{62\ g\ Na_2O} = 0{,}3226\ mol\ Na_2O$$

Relación estequiométrica de Na_2O a $NaOH$ es 1:2, entonces:

$$\frac{1\ mol Na_2O}{2\ mol\ NaOH}\ \text{ó}\ \frac{2\ mol\ NaOH}{1 mol Na_2O}$$

$$0{,}3226\ mol\ Na_2O \times \frac{2\ mol\ NaOH}{1\ mol Na_2O} \times \frac{40\ g\ NaOH}{1\ mol\ NaOH} = 25{,}808\ g\ NaOH$$

Respuesta: Se forman $25{,}81$ g $NaOH$ al reaccionar 20 gramos de Na_2O con agua.

Dato importante



El NaOH se utiliza en la producción de biodiesel. Actúa como un catalizador en la transesterificación de aceites vegetales, convirtiéndolos en biodiesel y glicerina.

Fuente: researchgate.net

672. La formación de óxido de aluminio es importante en la industria de la construcción y en la fabricación de materiales cerámicos. En Bolivia, la producción de cemento y otros materiales de construcción puede beneficiarse de esta reacción. Si 10 gramos de aluminio (Al) reaccionan con oxígeno (O_2) para formar óxido de aluminio (Al_2O_3), ¿cuántos gramos de oxígeno se necesitan?

Rula de solución

Balancear la ecuación.
Convertir la masa de Al a mol.
Usar la relación estequiométrica para encontrar los mol de O_2 necesarios.
Convertir los mol de O_2 a masa.

Datos

Masa de Al: 10 g
Masa molar de Al: 27 g/mol
Masa molar de O_2: 32 g/mol

Tabla de verificación:

Átomo	R→	P
Fe	3	3
O	4	4

Ecuación balanceada : Reactivos Productos

$$4\ Al + 3\ O_2 \rightarrow 2\ Al_2O_3$$

4 mol 3 mol 2 mol

Solución

Calcular los mol de Al :

$$10\ g\ Al \times \frac{1\ mol\ Al}{27\ g\ Al} = 0{,}370\ mol\ Al$$

Relación estequiométrica de Al a O_2 es 4:3, entonces:

$$\frac{4\ mol\ Al}{3\ mol\ O_2} \text{ ó } \frac{3\ mol\ O_2}{4\ mol\ Al}$$

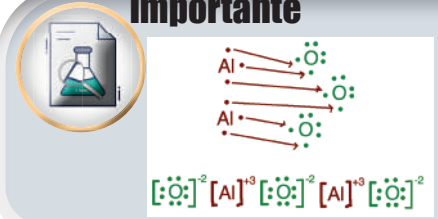
$$0{,}370\ mol\ Al \times \frac{3 mol O_2}{4 mol\ Al} \times \frac{40\ g\ NaOH}{1\ mol\ NaOH} = 0{,}2775\ mol\ de\ O_2$$

Convertir los mol de O_2 a masa:

$$0{,}2775\ mol\ de\ O_2 \times \frac{32 g\ O_2}{1 mol O_2} = 8{,}88\ g\ O_2$$

Respuesta: Se necesitan 8,88 gramos de oxígeno para reaccionar con 10 gramos de aluminio

Dato importante



La comprensión de la conservación de la masa ha llevado al desarrollo de nuevas teorías y leyes en química, como la teoría atómica de Dalton y la ley de las proporciones múltiples.

Fuente: chemistnate.com

673. La formación de óxido de hierro (III) es relevante en la industria del acero y la construcción. En Bolivia, la industria siderúrgica, como en el Mutún, utiliza esta reacción para producir materiales resistentes y duraderos. En la reacción $Fe + O_2 \rightarrow Fe_2O_3$, ¿cuántos gramos de Fe_2O_3 se producen al reaccionar 8 mol de Fe?



Rula de solución

Balancear la ecuación.

Usar la relación estequiométrica para encontrar los mol de Fe_2O_3 producidos.

Datos

mol de Fe: 8 mol Fe

Ecuación: $4Fe + 3O_2 \rightarrow 2Fe_2O_3$

Reactivos Productos

Tabla de verificación:

Átomo	R → P	
Fe	4	4
O	6	6

Solución

Relación estequiométrica de Fe a Fe_2O_3 es

$$\frac{1\text{mol Fe}}{2\text{mol}Fe_2O_3} \text{ ó } \frac{2\text{mol}Fe_2O_3}{1\text{mol Fe}}$$

$$8 \text{ mol Fe} \times \frac{2\text{mol}Fe_2O_3}{1\text{mol Fe}} = 4 \text{ mol de } Fe_2O_3.$$

Respuesta: Se producen 4 mol de Fe_2O_3 al reaccionar 8 mol de Fe.

674. La reacción entre zinc y ácido clorhídrico es importante en la galvanización y producción de cloruro de zinc, que se utiliza en baterías y galvanoplastia. En Bolivia, la industria de la galvanización usa esta reacción para proteger estructuras metálicas contra la corrosión. Si se mezclan 50 gramos de zinc (Zn) con suficiente ácido clorhídrico (HCl), ¿cuántos gramos de cloruro de zinc ($ZnCl_2$) se formarán?.

La ecuación de la reacción es $Zn + HCl \rightarrow ZnCl_2 + H_2$.

Datos

Masa de Zn: 50 g

Masa molar de Zn: 65,38 g/mol

Masa molar de HCl: 36,46 g/mol

Masa molar de $ZnCl_2$: 136,3 g/mol

Ecuación: $Zn + 2\,HCl \rightarrow ZnCl_2 + H_2$

Solución

Usar mol de Zn para encontrar mol de $ZnCl_2$ (1:1):

$$50 \text{ g Zn} \times \frac{1 \text{ mol Zn}}{65{,}38 \text{ g Zn}} \times \frac{1 \text{ mol } ZnCl_2}{1 \text{ mol Zn}} \times \frac{136{,}3 \text{ g } ZnCl_2}{1 \text{ mol Zn}} = 104{,}24 \text{ g } ZnCl_2$$

Respuesta: Se formarán 104,24 g de cloruro de zinc ($ZnCl_2$) al mezclar 50 g de zinc con ácido clorhídrico.

675. La combustión del butano es utilizada en encendedores y en el gas de cocina. En Bolivia, este tipo de combustibles son comunes en los hogares para cocinar y calentar agua. Si se queman 20 gramos de butano (C_4H_{10}) en presencia de oxígeno, ¿cuántos gramos de H_2O se producen?. La ecuación química es:

$$C_4H_{10} + O_2 \rightarrow CO_2 + H_2O$$

Datos

Masa de C_4H_{10}: 20 g
Masa molar de C_4H_{10}: 58 g/mol
Masa molar de H_2O: 18 g/mol

Tabla de verificación:

Átomo	R → P	
C	4	4
O	26	26
H	20	20

Ecuación balanceada:

Reactivo Productos

$$2\,C_4H_{10} + 13\,O_2 \rightarrow 8\,CO_2 + 10\,H_2O$$

2mol 13mol 8mol 10mol

Solución

Como la ecuación ya está balanceada se parte del dato que ya se tiene (20 gramos de butano (C_4H_{10}) y por relación estequiométrica (de C_4H_{10} a H_2O es 2:10) calcular la masa de agua producida a partir de la masa molar de H2O.

Relación estequiométrica $\frac{2\ mol C_4H_{10}}{10\ mol H_2O}$ ó $\frac{10\ mol H_2O}{2\ mol C_4H_{10}}$

$$20\ g\,C_4H_{10} \times \frac{1\ mol\ C_4H_{10}}{58\ g\ C_4H_{10}} \times \frac{10\ mol\ H_2O}{2\ mol\ C_4H_{10}} \times \frac{18\ g\ H_2O}{1\ mol\ H_2O} = 31{,}03\ g\ H_2O$$

Otra forma de resolver (por regla de 3):

Solución

Se calcula la masa total en la reacción química balanceada.
Masa de C_4H_{10}: 20 g
Masa de H_2O: X g

$$2C_4H_{10} + 13O_2 \rightarrow 8CO_2 + 10H_2O$$

$$2mol \cdot 58\,\tfrac{g}{mol} = 116\ g\,C_4H_{10} \qquad 10\ mol \cdot 18\,\tfrac{g}{mol} = 180\ g\,H_2O$$

$116\ g\,C_4H_{10} \rightarrow 180\ g\,H_2O$
$20\ g\,C_4H_{10} \rightarrow X\ g\,H_2O$

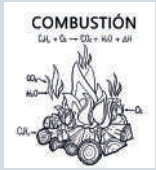
Orden de operación

$116g\,C_4H_{10} \rightarrow 180gH_2O$
$20\,C_4H_{10} \rightarrow X\ g\,H_2O$

$$X\ g\,H_2O = \frac{20\,C_4H_{10} \times 180\ g\,H_2O}{116g\,C_4H_{10}} = 31{,}03\ g\,H_2O$$

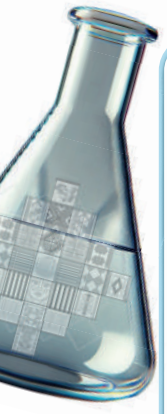
Respuesta: Se producen 31,03 gramos de H_2O al quemar 20 gramos de C_4H_{10}.

Saber más...



Lavoisier descubrió la ley mientras realizaba experimentos de combustión y observó que la masa total de reactivos y productos permanecía constante.

676. La combustión del hexano es utilizada en la industria petrolera y química. En Bolivia, este tipo de combustibles se emplean en la generación de energía y como solventes en procesos industriales. Si se queman 15 gramos de hexano (C_6H_{14}), ¿cuántos gramos de CO_2 y H_2O se producen? Ecuación : $C_6H_{14} + O_2 \rightarrow CO_2 + H_2O$



Rula de solución

Balancear la ecuación.

Convertir la masa de C_6H_{14} a mol.

Usar la relación estequiométrica para encontrar los mol de CO_2 y H_2O producidos.

Convertir los mol de CO_2 y H_2O a masa.

Tabla de verificación:

Átomo	R → P	
C	12	12
O	38	38
H	28	28

Datos

Masa de C_6H_{14}: 15 g

Masa molar de C_6H_{14}: 86 g/mol

Masa molar de CO_2: 44 g/mol

Masa molar de H_2O: 18 g/mol

Ecuación balanceada: $\underset{\text{Reactivo}}{2\,C_6H_{14}} + 19\,O_2 \rightarrow \underset{\text{Productos}}{12\,CO_2 + 14\,H_2O}$

$2\text{ mol} \quad 19\text{ mol} \quad 12\text{ mol} \quad 14\text{ mol}$

Relación estequiométrica de

C_6H_{14} a H_2O es 2:14.

$$\frac{2\,C_6H_{14}}{14\,mol H_2O} \text{ ó } \frac{14\,mol H_2O}{2\,mol C_6H_{14}}$$

$$15\,g\,C_6H_{14} \times \frac{1\,mol C_6H_{14}}{86\,g\,C_6H_{14}} \times \frac{14\,mol H_2O}{2\,mol C_6H_{14}} \times \frac{18\,g\,H_2O}{1\,mol H_2O} = 21{,}97\,g\,H_2O$$

Relación estequiométrica de C_6H_{14} a CO_2 es 2:12.

$$\frac{2\,C_6H_{14}}{12\,mol\,CO_2} \text{ ó } \frac{12\,mol\,CO_2}{2\,mol C_6H_{14}}$$

$$15\,g\,C_6H_{14} \times \frac{1\,mol C_6H_{14}}{86\,g\,C_6H_{14}} \times \frac{12\,mol\,CO_2}{2\,mol C_6H_{14}} \times \frac{44\,g\,CO_2}{1\,mol\,CO_2} = 45{,}94\,g\,CO_2$$

Respuesta: Se producen 45,94 gramos de CO_2 y 21,97 gramos de H_2O al quemar 15 gramos de C_6H_{14}.

Dato importante



La combustión es una reacción química rápida entre una sustancia (el combustible) y el oxígeno, que produce calor y luz. Este proceso es fundamental para muchas aplicaciones industriales y cotidianas.

Fuente: chemistnate.com

677. La combustión del etano es importante en la industria petroquímica para la producción de energía y productos químicos. En Bolivia, la producción de gas natural incluye etano como uno de sus componentes principales.
En la combustión completa de 10 gramos de etano (C_2H_6), determina la masa de CO_2 y H_2O formados.

Ruta de solución

Balancear la ecuación.
Convertir la masa de C_2H_6 a mol.
Usar la relación estequiométrica para encontrar los mol de CO_2 y H_2O producidos.
Convertir los mol de CO_2 y H_2O a masa.

Tabla de verificación:

Átomo	R → P	
C	4	12
O	14	14
H	12	12

Datos

Masa de C_2H_6: 10 g
Masa molar de C_2H_6: 30 g/mol
Masa molar de CO_2: 44 g/mol
Masa molar de H_2O: 18 g/mol

Reactivo Productos

Ecuación: $2C_2H_6 + 7O_2 \rightarrow 4CO_2 + 6H_2O$

$$\frac{2 \text{ mol } C_2H_6}{6 \text{ mol } H_2O} \text{ ó } \frac{6 \text{ mol } H_2O}{2 \text{ mol } C_2H_6}$$

Relación estequiométrica de C_2H_6 a H_2O es 2:6.

$$15 \text{ g } C_6H_{14} \times \frac{1 \text{ mol } C_2H_6}{86 \text{ g } C_2H_6} \times \frac{6 \text{ mol } H_2O}{2 \text{ mol } C_2H_6} \times \frac{18 \text{g } H_2O}{1 \text{ mol } H_2O} = 18 \text{ g } H_2O$$

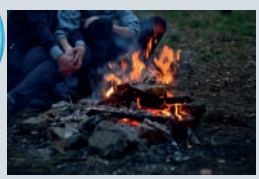
$$\frac{2 \text{ } C_6H_6}{4 \text{mol } CO_2} \text{ ó } \frac{4 \text{mol } CO_2}{2 \text{ mol} C_6H_6}$$

Relación estequiométrica de C_2H_6 a CO_2 es 2:4.

$$15 \text{ g } C_6H_{14} \times \frac{1 \text{ mol} C_2H_6}{86 \text{ g} C_2H_6} \times \frac{4 \text{mol } CO_2}{2 \text{ mol} C_6H_6} \times \frac{44 \text{ g } CO_2}{1 \text{ mol } CO_2} = 29{,}33 \text{ g } CO_2$$

Respuesta: Se producen 29,33 gramos de CO_2 y 18 gramos de H_2O al quemar 10 gramos de C_2H_6.

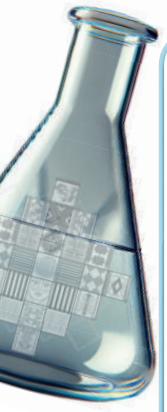
Dato importante



La combustión de combustibles fósiles es una fuente significativa de contaminación del aire. El seguimiento de la masa de reactivos y productos ayuda a controlar y reducir las emisiones de contaminantes.

Fuente: chemistnate.com

678. La combustión del propano es utilizada en calentadores y estufas. En Bolivia, el propano es un combustible común para el uso doméstico y en áreas rurales. Si se queman 8 gramos de propano (C_3H_8), ¿cuántos gramos de CO_2 y H_2O se producen?



Rula de solución

Balancear la ecuación.
Convertir la masa de C_3H_8 a mol.
Usar la relación estequiométrica para encontrar los mol de CO_2 producidos.
Convertir los mol de CO_2 a masa.

Datos

Masa de C_3H_8: 8 g
Masa molar de C_3H_8: 44 g/mol
Masa molar de CO_2: 44 g/mol

Tabla de verificación:

Átomo	R → P	
C	3	3
O	10	10
H	8	8

Ecuación balanceada: Reactivo Productos

$$C_3H_8 + 5O_2 \rightarrow 3CO_2 + 4H_2O$$

Relación estequiométrica de C_3H_8 a H_2O es 1:4

$$\frac{1\,mol\,C_3H_8}{4\,mol\,H_2O} \text{ ó } \frac{4\,mol\,H_2O}{1\,mol\,C_3H_8}$$

$$8\,g\,C_3H_8 \times \frac{1\,mol\,C_3H_8}{44\,g\,C_3H_8} \times \frac{4\,mol\,H_2O}{1\,mol\,C_3H_8} \times \frac{18\,g\,H_2O}{1\,mol\,H_2O} = 13{,}10\,g\,H_2O$$

Relación estequiométrica de C_3H_8 a CO_2 es 1:3.

$$\frac{1\,mol\,C_3H_8}{3\,mol\,CO_2} \text{ ó } \frac{3\,mol\,CO_2}{1\,mol\,C_3H_8}$$

$$8\,g\,C_3H_8 \times \frac{1\,mol\,C_3H_8}{44\,g\,C_3H_8} \times \frac{3\,mol\,CO_2}{1\,mol\,C_3H_8} \times \frac{44\,g\,CO_2}{1\,mol\,CO_2} = 24{,}00\,g\,CO_2$$

Respuesta: Se producen 24,00 gramos de CO_2 y 13,10 gramos de H_2O al quemar 8 gramos de C_3H_8.

Saber más...



En estufas y chimeneas, la combustión de leña produce calor para calentar los hogares. La eficiencia de la combustión y la conservación de la masa determinan la cantidad de calor generado y los residuos producidos.

Fuente: xataka.com

679. La combustión del octano es fundamental en los motores de combustión interna utilizados en automóviles. En Bolivia, la gasolina contiene octano como componente principal para proporcionar energía en vehículos. En la combustión completa de 25 gramos de octano (C_8H_{18}), ¿cuántos gramos de H_2O y CO_2 se producen?

Rula de solución

Balancear la ecuación.
Convertir la masa de C_8H_{18} a mol.
Usar la relación estequiométrica para encontrar los mol de H_2O producidos.
Convertir los mol de H_2O a masa.

Tabla de verificación:

Átomo	R → P	
C	16	16
O	50	50
H	36	36

Datos

Masa de C_8H_{18}: 25 g
Masa molar de C_8H_{18}: 114 g/mol
Masa molar de H_2O: 18 g/mol

Reactivo Productos

Ecuación balanceada: $2\,C_8H_{18} + 25\,O_2 \rightarrow 16\,CO_2 + 18\,H_2O$

Relación estequiométrica de C_8H_{18} a H_2O es 2:18.

$$\frac{2\text{ mol } C_8H_{18}}{18\text{ mol } H_2O} \text{ ó } \frac{18\text{ mol } H_2O}{2\text{ mol } C_8H_{18}}$$

$$25\text{ g } C_8H_{18} \times \frac{1\text{ mol } C_8H_{18}}{86\text{ g } C_8H_{18}} \times \frac{18\text{ mol } H_2O}{2\text{ mol } C_8H_{18}} \times \frac{18\text{ g } H_2O}{1\text{ mol } H_2O} = 35{,}53\text{ g } H_2O$$

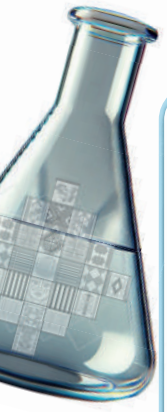
Relación estequiométrica de C_2H_6 a CO_2 es 2:16.

$$\frac{2\text{ mol } C_8H_{18}}{16\text{ mol } CO_2} \text{ ó } \frac{16\text{ mol } CO_2}{2\text{ mol } C_6H_6}$$

$$25\text{ g } C_8H_{18} \times \frac{1\text{ mol } C_8H_{18}}{86\text{ g } C_8H_{18}} \times \frac{16\text{ mol } CO_2}{2\text{ mol } C_6H_6} \times \frac{44\text{ g } CO_2}{1\text{ mol } CO_2} = 102{,}33\text{ g } CO_2$$

Respuesta: . Se producen 102,33 gramos de CO_2 y 35,53 gramos de H_2O al quemar 25 gramos de C_8H_{18}

680. El aluminio es un metal ampliamente utilizado en la industria, especialmente en la fabricación de productos químicos y materiales. La reacción del aluminio con bromo es un ejemplo clásico de reacción de síntesis utilizada en la producción de bromuro de aluminio. Si se necesitan 4 mol de Al para reaccionar completamente con 6 mol de Br_2, ¿cuántos mol de $AlBr_3$ se producirán?



Rula de solución

Escribir la ecuación química balanceada de la reacción entre Al y Br_2.
Utilizar las relaciones estequiométricas de la ecuación balanceada para determinar los mol de $AlBr_3$ producidos a partir de los mol de Al y Br_2 proporcionados.

Datos

$nAl = 4$ mol Al
$nBr_2 = 6$ mol Br

Reactivo Productos

$$2\,Al + 3\,Br_2 \rightarrow 2\,AlBr_3$$

Tabla de verificación:

Átomo	R → P	
Al	2	2
Br	6	6

Ecuación balanceada: $\dfrac{2 \text{ mol } AlBr_3}{2 \text{ mol Al}}$ ó $\dfrac{2 \text{ mol Al}}{2 \text{ mol } AlBr_3}$

De la ecuación balanceada, vemos que 2 mol de Al reaccionan con 3 mol de Br_2 para producir 2 mol de $AlBr_3$.

Relación estequiométrica $4 \text{ mol Al} \times \dfrac{2 \text{ mol } AlBr_3}{2 \text{ mol Al}} = 4 \text{ mol } AlBr_3$

Respuesta: Se producen 4 mol de $AlBr_3$.

681. La producción de amoníaco (NH_3) mediante el proceso Haber-Bosch es una de las reacciones más importantes en la industria química, ya que es fundamental para la fabricación de fertilizantes. verificar la masa para la reacción $N_2 + H_2 \rightarrow NH_3$.

Datos

masa molar N = 14 g/mol
masa molar H = 1 g/mol

Solución

Verificación de la masa:

$$\underset{1\text{mol} \times 28\text{ g/mol}}{\underset{28\text{g}}{N_2}} + \underset{3\text{mol} \times 2\text{ g/mol}}{\underset{6\text{ g}}{3H_2}} \rightarrow \underset{2\text{mol} \times 17\text{ g/mol}}{\underset{34\text{ g}}{2NH_3}}$$

$$34\text{ g} \rightarrow 34\text{ g}$$

Respuesta: La masa total de reactivos y productos es igual, verificando la conservación de la masa.

682. El peróxido de hidrógeno (H_2O_2) es un compuesto ampliamente utilizado como desinfectante y blanqueador. Su descomposición produce agua y oxígeno, lo cual es una reacción importante tanto en aplicaciones industriales como en tratamientos médicos. Calcular la masa de los productos a partir de 34 g de H_2O_2.

$$H_2O_2 \rightarrow H_2O + O_2$$

Rula de solución

Balancear la ecuación química.
Calcular la masa molar de H_2O_2.
Convertir la masa de H_2O_2 a mol.
Usar las relaciones estequiométricas para determinar los mol de productos.
Convertir los mol de productos a masa.

Datos

Masa de H_2O_2 = 34 g H_2O_2
Masa molar de H: 1,00 g/mol
Masa molar de O: 16,00 g/mol
Masa molar de H_2O_2: 34 g/mol

Tabla de verificación:

Átomo	R → P	
O	4	4
H	4	4

Reactivo Productos

$$2\,H_2O_2 \rightarrow 2H_2O + O_2$$

Ecuación balanceada:

Relación estequiométrica de H_2O_2 a H_2O es 2:2 o 1:1

$$\frac{2\text{ mol }H_2O_2}{2\text{ mol}H_2O} \text{ ó } \frac{1\text{ mol}H_2O}{1\text{ mol }H_2O_2}$$

$$34\text{ g }H_2O_2 \times \frac{1\text{ mol }H_2O_2}{34\text{ g }H_2O_2} \times \frac{1\text{ mol }H_2O}{1\text{ mol }H_2O_2} \times \frac{18\text{g }H_2O}{1\text{ mol }H_2O} = 18\text{ g }H_2O$$

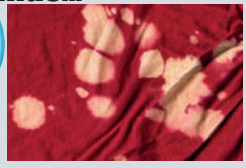
Relación estequiométrica de H_2O_2 a O_2 es 2:1

$$\frac{2\text{ mol }H_2O_2}{1\text{ mol}O2} \text{ ó } \frac{1\text{ mol}O2}{2\text{ mol }H_2O_2}$$

$$34\text{ g }H_2O_2 \times \frac{1\text{ mol }H_2O_2}{34\text{ g }H_2O_2} \times \frac{1\text{ mol }O_2}{2\text{ mol }H_2O_2} \times \frac{32\text{ g }O_2}{1\text{ mol }O_2} = 16{,}00\text{ g }H_2O$$

Respuesta: . Se producen 18 g de H_2O y 16 g de O_2

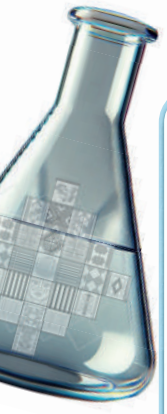
Saber más...



En la industria textil, el H_2O_2 se usa para blanquear telas y mejorar la calidad del color en los productos textiles terminados.

Fuente:institutotextil-nacional.com

683. La neutralización es una reacción química fundamental en diversas aplicaciones industriales y ambientales, como el tratamiento de aguas residuales y la producción de sal de mesa. La reacción entre ácido clorhídrico (HCl) y hidróxido de sodio (NaOH) es un ejemplo clásico de neutralización. $HCl + NaOH \rightarrow NaCl + H_2O$. Determinar la masa de sal y agua producida a partir de 73 g de HCl.



Rula de solución

Balancear la ecuación química.
Calcular la masa molar de HCl.
Convertir la masa de HCl a mol.
Usar las relaciones estequiométricas para determinar los mol de productos.
Convertir los mol de productos a masa.

Datos

Masa de HCl = 73 g
Masa molar de HCl = 36z5 g/mol
Masa de NaCl= 58.5 g/mol

Tabla de verificación:

Átomo	R → P	
Na	1	1
Cl	1	1
O	1	1
H	2	2

$$HCl + NaOH \rightarrow NaCl + H_2O$$
Reactivo Productos

Relación molar de HCl a NaCl y H_2O
Relación estequiométrica de HCl a H_2O es 1:1.

$$\frac{1\,mol\,HCl}{1\,mol\,H_2O} \text{ ó } \frac{1\,mol\,H_2O}{1\,mol\,HCl}$$

$$73\,g\,HCl \times \frac{1\,mol\,HCl}{36{,}5\,g\,HCl} \times \frac{1\,mol\,H_2O}{1\,mol\,HCl} \times \frac{18\,g\,H_2O}{1\,mol\,H_2O} = 36\,g\,H_2O$$

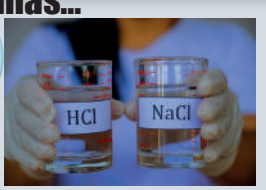
Relación estequiométrica de HCl a NaCl es 1:1.

$$\frac{1\,mol\,HCl}{1\,mol\,NaCl} \text{ ó } \frac{1\,mol\,NaCl}{1\,mol\,HCl}$$

$$73\,g\,HCl \times \frac{1\,mol\,HCl}{36{,}5\,g\,HCl} \times \frac{1\,mol\,NaCl}{1\,mol\,HCl} \times \frac{44\,g\,CO_2}{1\,mol\,NaCl} = 88{,}00\,g\,CO_2$$

Respuesta: Se producen 36 g H_2O y 88,00 g CO_2.

Saber más...



El NaCl se utiliza en una variedad de aplicaciones industriales, como en la fabricación de productos químicos, en la producción de cloro y soda cáustica, y en la descalcificación del agua.

Fuente: spl-latam.com

684. La neutralización del ácido sulfúrico (H_2SO_4) con hidróxido de sodio (t) es una reacción importante en la producción de sulfato de sodio (Na_2SO_4), utilizado en la fabricación de detergentes y en la industria del papel. Calcular la masa de Na_2SO_4 y H_2O producida a partir de 49 g de H_2SO_4.

Rula de solución

Balancear la ecuación química.
Calcular la masa molar de H_2SO_4.
Convertir la masa de H_2SO_4 a mol.
Usar las relaciones estequiométricas para determinar los mol de productos.
Convertir los mol de productos a masa

Datos

Masa de H_2SO_4 = 49 g H_2SO_4
Masa molar de H_2SO_4 = 98 g/mol
Masa molar de Na_2SO_4 =142 g/mol

Tabla de verificación:

Átomo	R → P	
Na	2	2
S	1	1
O	6	6
H	4	4

Reactivo Productos

Ecuación balanceada: $H_2SO_4 + 2NaOH \rightarrow Na_2SO_4 + 2H_2O$

Relación estequiométrica de H_2SO_4 a Na_2SO_4 es 1:1

$$49\ g\ H_2SO_4 \times \frac{1\ mol\ H_2SO_4}{98\ g\ H_2SO_4} \times \frac{1\ mol\ Na_2SO_4}{1\ mol\ H_2SO_4} \times \frac{142\ g\ Na_2SO_4}{1\ mol\ Na_2SO_4} = 71\ g\ Na_2SO_4$$

Relación estequiométrica de H_2SO_4 a H_2O es 1:2

$$\frac{2\ mol\ H_2O_2}{1\ mol O2} \text{ ó } \frac{1\ mol O2}{2\ mol\ H_2O_2}$$

$$49\ g\ H_2SO_4 \times \frac{1\ mol\ H_2SO_4}{98\ g\ H_2SO_4} \times \frac{2\ mol\ H_2O}{1\ mol\ H_2SO_4} \times \frac{18\ g\ H_2O}{1\ mol\ H_2O} = 18\ g\ H_2O$$

Respuesta: Se producen 71 g de Na_2SO_4 y 18 g de H_2O.

Saber más...



En cualquier reacción que produce un precipitado, la masa total de los reactivos es igual a la masa total de los productos, incluido el precipitado. Esto refleja la Ley de Conservación de la Masa de Lavoisier.

Fuente: liceoagb.es

685. La formación de precipitados es un proceso común en la industria química para la purificación y separación de compuestos. La reacción entre nitrato de plata ($AgNO_3$) y cloruro de sodio ($NaCl$) produce cloruro de plata ($AgCl$), un compuesto utilizado en fotografía y como desinfectante. $AgNO_3 + NaCl \rightarrow AgCl + NaNO_3$. Calcular la masa de $AgCl$ producido a partir de 17 g de $AgNO_3$.



Rula de solución

Balancear la ecuación química.
Calcular la masa molar de $AgNO_3$
Convertir la masa de $AgNO_3$ a mol.
Usar las relaciones estequiométricas para calcular mol de $AgCl$ producidos.
Convertir los mol de $AgCl$ a masa.

Datos

Masa de $AgNO_3$ = 17 g $AgNO_3$
Masa molar de $AgNO_3$ = 169,87 g/mol

Ecuación balanceada:

$$AgNO_3 + NaCl \rightarrow AgCl + NaNO_3$$

Relación molar de

$$1\text{mol } AgNO_3 \rightarrow 1\text{mol } AgCl$$

$$17\ g\ AgNO_3 \times \frac{1\ mol\ AgNO_3}{36,5\ g\ AgNO_3} \times \frac{1\ mol\ AgCl}{1\ mol\ AgNO_3} \times \frac{143,32\ gAgCl}{1\ mol\ AgCl} = 14,33\ gAgCl$$

Respuesta: Se producen 14,33 g de $AgCl$.

686. El sulfato de bario ($BaSO_4$) es un compuesto insoluble utilizado en la industria médica como medio de contraste para radiografías del sistema digestivo. Se forma como un precipitado cuando se mezcla cloruro de bario ($BaCl_2$) con sulfato de sodio (Na_2SO_4). Calcular la masa de $BaSO_4$ precipitado a partir de 20 g de $BaCl_2$.

Datos

Masa de $BaCl_2$ = 20 g $BaCl_2$
Masa molar de $BaCl_2$ = 208,23 g/mol (137,33 + 2·35,45)

Ecuación balanceada:

$$BaCl_2 + Na_2SO_4 \rightarrow BaSO_4 + 2NaCl$$

Relación molar de

$$1\text{mol de } BaCl_2 \rightarrow 1\text{mol de } BaSO_4$$

$$20\ g\ BaCl_2 \times \frac{1\text{mol } BaCl_2}{208,23\ g\ BaCl_2} \times \frac{1\text{mol } BaSO_4}{1\text{mol } BaCl_2} \times \frac{233,39gBaSO_4}{1\text{mol } BaSO_4} = 22,42gBaSO_4$$

Respuesta: Se producen 22,42 g de $BaSO_4$.

687. El cobre (Cu) puede reaccionar con nitrato de plata ($AgNO_3$) en una reacción de desplazamiento simple para formar nitrato de cobre(II) ($Cu(NO_3)_2$) y plata metálica (Ag). Esta reacción se utiliza en la recuperación de plata y en procesos de purificación de metales.
Calcular la masa de Ag producida y el $Cu(NO_3)_2$ formado a partir de 32 g de Cu.

Rula de solución
Balancear la ecuación química.
Calcular la masa molar de Cu.
Convertir la masa de Cu a mol.
Usar las relaciones estequiométricas para determinar los mol de Ag y $CuNO_3)_2$ producidos.
Convertir los mol de Ag y $Cu(NO_3)_2$ a masa.

Datos
Masa de Cu = 32 g
Masa molar de Cu = 63,55 g/mol
"Masa molar de $Cu(NO_3)_2$=187, 56g/mol

Ecuación balanceada:

Reactivo Productos

$$Cu + 2AgNO_3 \rightarrow Cu(NO_3)_2 + 2Ag$$

Relación estequiométrica:

$$1\ mol\ Cu \rightarrow 2\ mol\ Ag$$

$$32\ g\ de\ Cu \times \frac{1\ mol\ Cu}{63{,}55\ g\ Cu} \times \frac{2 mol Ag}{1\ mol\ Cu} \times \frac{107{,}87 g\ Ag}{1 mol\ Ag} = 108{,}61 g\ Ag$$

Relación estequiométrica

$$1mol\ Cu \rightarrow 1mol\ Cu(NO_3)_2$$

$$32\ g\ de\ Cu \times \frac{1\ molCu}{63{,}55\ gCu} \times \frac{1mol\ Cu(NO_3)_2}{1\ mol\ Cu} \times \frac{187{,}56 gCu(NO_3)_2}{1mol\ Cu(NO_3)_2} = 94{,}48 g\ H_2$$

Respuesta: Se producen 108,61 g de Ag y 94,48 g de $Cu(NO_3)_2$.

Dato importante

El equilibrio de solubilidad determina si un precipitado se formará o se disolverá en una solución. El producto de solubilidad (Kps) es una constante que indica la solubilidad de un compuesto en agua.

Fuente: selliliar.live



688. El hierro (Fe) reacciona con sulfato de cobre ($CuSO_4$) en una reacción de desplazamiento simple para formar sulfato de hierro(II) ($FeSO_4$) y cobre metálico (Cu). Esta reacción se utiliza en procesos de galvanización y en la producción de hierro en polvo. Determinar la masa de $FeSO_4$ y Cu producida a partir de 28 g de Fe.



Datos

Masa de Fe = 28 g

Masa molar de Fe = 55,85 g/mol

Masa molar de $FeSO_4$: 151,91 g/mol

Masa molar de Cu: 63,55 g/mol

Ecuación balanceada:

$$Fe + CuSO_4 \rightarrow FeSO_4 + Cu$$



Fuente: brainly.lat

Relación molar de 1 mol Fe → 1 mol $FeSO_4$ + Cu

$$28\ g\ Fe \times \frac{1\ mol\ Fe}{55{,}85\ g\ Fe} \times \frac{1\ mol\ FeSO_4}{1\ mol\ Fe} \times \frac{143{,}32\ g\ FeSO_4}{1\ mol\ FeSO_4} = 63{,}55\ g\ FeSO_4$$

Relación molar de 1mol Fe → 1mol Cu

$$28\ g\ Fe \times \frac{1\ mol\ Fe}{55{,}85\ g\ Fe} \times \frac{1\ mol\ Cu}{1\ mol\ Fe} \times \frac{63{,}55\ g\ Cu}{1\ mol\ Cu} = 31{,}87\ g\ Cu$$

Respuesta: Se producen 76,15 g de $FeSO_4$ y 31,87 g de Cu.

689. El sulfato de bario ($BaSO_4$) es un compuesto insoluble utilizado en la industria médica como medio de contraste para radiografías del sistema digestivo. Se forma como un precipitado cuando se mezcla cloruro de bario ($BaCl_2$) con sulfato de sodio (Na_2SO_4). Calcular la masa de $BaSO_4$ precipitado a partir de 2 kg de $BaCl_2$.

Datos

Masa de $BaCl_2$ = 2kg=2000 g $BaCl_2$

Masa molar de $BaCl_2$ = 208,23 g/mol (137,33 + 2·35,45)

Ecuación balanceada:

$$BaCl_2 + Na_2SO_4 \rightarrow BaSO_4 + 2NaCl$$

Relación molar de 1 mol de $BaCl_2$ → 1 mol de $BaSO_4$

$$2000\ g\ BaCl_2 \times \frac{1\ mol\ BaCl_2}{208{,}23\ g\ BaCl_2} \times \frac{1\ mol\ BaSO_4}{1\ mol\ BaCl_2} \times \frac{233{,}39\ g\ BaSO_4}{1\ mol\ BaSO_4} = 2\,241{,}66$$

Respuesta: Se producen 2 241,66 g de $BaSO_4$.

690. El yoduro de plomo(II) (PbI_2) es un compuesto que se forma como un precipitado amarillo brillante y se utiliza en celdas solares y materiales semiconductores. Su formación a partir de nitrato de plomo(II) ($Pb(NO_3)_2$) y yoduro de potasio (KI) es una reacción común en experimentos de laboratorio. Calcular la masa de PbI_2 producido a partir de 33 g de $Pb(NO_3)_2$.

Datos

Masa de $Pb(NO_3)_2$ = 33 g $Pb(NO_3)_2$

Masa molar de $Pb(NO_3)_2$ = 331,2 g/mol

Masa molar de PbI_2= 461g/mol PbI_2



Fuente: hemistrytalk.org

Solución

Ecuación balanceada:

$$Pb(NO_3)_2 + 2KI \rightarrow PbI_2 + 2KNO_3$$

Relación estequiométrica:

$$1\ mol\ Pb(NO_3)_2 \rightarrow 1mol\ PbI_2$$

$$33\ g\ Pb(NO_3)_2 \times \frac{1molPb(NO_3)_2}{331,2\ g\ Pb(NO_3)_2} \times \frac{1mol\ PbI_2}{1molPb(NO_3)_2} \times \frac{461g\ PbI_2}{1mol\ PbI_2} = 46,10g\ PbI_2$$

Respuesta: Se producen 46,1 g de PbI_2,

691. El cloruro de plata ($AgCl$) es un compuesto insoluble que se utiliza en la fotografía, la fabricación de lentes ópticas y como agente antimicrobiano. Se forma como un precipitado cuando se mezcla nitrato de plata ($AgNO_3$) con cloruro de sodio ($NaCl$). Calcular la masa de $AgCl$ producido a partir de 17 g de $AgNO_3$.

Datos

Masa de $AgNO_3$ = 17 g $AgNO_3$

Masa molar de $AgNO_3$ = 169,87 g/mol $AgNO_3$

Masa molar de $AgCl$= 143,32 g/mol $AgCl$

Tabla de verificación:

Átomo	R → P	
Na	1	1
Ag	1	1
N	1	1
Cl	1	1
O	3	3

Solución

Ecuación balanceada:

$$AgNO_3 + NaCl \rightarrow AgCl + NaNO_3$$

Relación estequiométrica:

$$1\ mol\ AgNO_3 \rightarrow 1mol\ AgCl$$

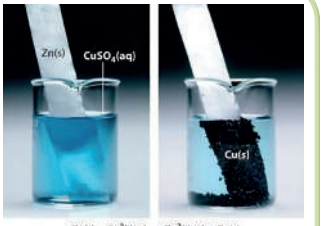
$$17gAgNO_3 \times \frac{1\ mol\ AgNO_3}{169,87gAgNO_3} \times \frac{1mol\ AgCl}{1\ mol\ AgNO_3} \times \frac{143,32gAgCl}{1mol\ AgCl} = 14,33\ gAgCl$$

Respuesta: Se producen 14,33 g de AgCl.

692. El zinc (Zn) reacciona con sulfato de cobre(II) ($CuSO_4$) en una reacción redox para producir sulfato de zinc ($ZnSO_4$) y cobre metálico (Cu), Esta reacción es importante en la industria de galvanoplastia y recuperación de cobre, calcular la masa de $ZnSO_4$ producida a partir de 20 g de Zn.



Datos
Masa de Zn = 20 g
Masa molar de Zn = 65,38 g/mol
Masa molar de Cu = 63,55 g/mol
Masa molar de $ZnSO_4$ = 161,47g/mol



Fuente: quora.com

Solución
Ecuación balanceada:

$$Zn + CuSO_4 \rightarrow ZnSO_4 + Cu$$

Relación estequiométrica: 1mol Zn →1 mol $ZnSO_4$

$$33\ g\ Zn \times \frac{1\ mol\ Zn}{331{,}2\ g\ Zn_2} \times \frac{1\ mol\ ZnSO_4}{1\ mol Zn} \times \frac{61{,}47\ g\ ZnSO_4}{1\ mol\ ZnSO_4} = 49{,}38\ g\ ZnSO_4$$

Respuesta: Se producen Se producen 49,38 g de $ZnSO_4$ y 19,44 g de Cu

693. El hierro (Fe) reacciona con sulfato de cobre(II) ($CuSO_4$) en una reacción redox para formar sulfato de hierro(II) ($FeSO_4$) y cobre metálico (Cu). Esta reacción es utilizada en la galvanización del hierro y en la producción de cobre metálico. calcular la masa de $FeSO_4$ y Cu producida a partir de 56 g de Fe.

Datos
Masa de Fe = 56 g Fe
Masa molar de Fe = 55,85 g/mol
Masa molar de $FeSO_4$ = 151,91 g/mol
Masa molar de Cu = 63,55 g/mol

Solución
Ecuación balanceada:

$$Fe + CuSO_4 \rightarrow FeSO_4 + Cu$$

Relación estequiométrica: 1molFe →1molFeSO_4

$$56\ g\ Fe \times \frac{1\ mol Fe}{169{,}87\ g\ Fe} \times \frac{1\ mol FeSO_4}{1\ mol Fe} \times \frac{151{,}91\ g\ FeSO_4}{1\ mol\ FeSO_4} = 152{,}36\ g\ FeSO_4$$

Relación estequiométrica: 1molFe → 1mol Cu

$$56\ g\ Fe \times \frac{1 mol Fe}{169{,}87\ g\ Fe} \times \frac{1\ mol Cu}{1\ mol Fe} \times \frac{63{,}55\ g\ Cu}{1\ mol\ Cu} = 63{,}74\ g\ Cu$$

Respuesta: Se producen 152,36 g de $FeSO_4$ y 63,74 g de Cu.

694. La termita es una reacción altamente exotérmica entre el aluminio (Al) y el óxido de hierro(III) (Fe_2O_3) que produce aluminio fundido (Al_2O_3) y hierro (Fe). Esta reacción se utiliza en la soldadura de raíles de ferrocarril y en la producción de metal de alta pureza. calcular la masa de Al_2O_3 y Fe producida a partir de 27 g de Al.

Datos
Masa de Al = 27 g
Masa molar de Al = 26,98 g/mol
Masa molar de Al_2O_3 = 101,96 g/mol
Masa molar de Fe = 55,85 g/mol



Fuente: agicorieles.com

Solución
Ecuación balanceada:

$$2Al + Fe_2O_3 \rightarrow Al_2O_3 + 2Fe$$

Relación estequiométrica: $2\ molAl \rightarrow 1\ molAl_2O$

$$27\ g\ de\ Al \times \frac{1\ mol\ Al}{331{,}2\ g\ de\ Al} \times \frac{1\ mol\ Al_2O_3}{1 mol\ Al} \times \frac{61{,}47\ gAl_2O_3}{1\ mol\ Al_2O_3} = 50{,}98\ g\ Al_2O_3$$

Relación estequiométrica: $2molAl \rightarrow 2molFe$

$$27\ g\ de\ Al \times \frac{1\ mol\ Al}{331{,}2\ g\ de\ Al} \times \frac{1\ mol\ Fe}{1\ mol\ Al} \times \frac{61{,}47\ g\ Fe}{11\ mol\ Fe} = 55{,}85\ g\ Fe$$

Respuesta: Se producen 50,98 g de Al_2O_3 y 55,85 g de Fe.

695. El hierro (Fe) puede ser producido mediante la reducción del óxido de hierro(III) (Fe_2O_3) con carbono (C) en un alto horno. Esta reacción es fundamental en la industria siderúrgica para la producción de hierro y acero. Calcular la masa de Fe producida a partir de 160 g de Fe_2O_3.

$$Fe_2O_3 + C \rightarrow Fe + CO$$

Datos
Masa de Fe_2O_3 = 160 g
Masa molar de Fe_2O_3 = 159,7 g/mol
Masa molar de Fe = 55,85 g/mol

Solución
Ecuación balanceada:

$$1\ mol\ Fe_2O_3 \rightarrow 2\ molFe$$

Relación estequiométrica: $1molFe \rightarrow 1molFeSO_4$

$$56\ gFe_2O_3 \times \frac{1\ mol\ Fe_2O_3}{169{,}87\ g\ Fe_2O_3} \times \frac{1\ molFe}{1\ molFe_2O_3} \times \frac{55{,}85\ g\ Fe}{1\ mol\ Fe} = 111{,}88\ gFe$$

Respuesta: Se producen 111,88 g de Fe.

696. El carbonato de calcio ($CaCO_3$) reacciona con ácido clorhídrico (HCl) para producir cloruro de calcio ($CaCl_2$), dióxido de carbono (CO_2) y agua (H_2O). Esta reacción es utilizada en la industria para la producción de cloruro de calcio, un compuesto utilizado en la descongelación de carreteras y en la fabricación de cemento. Determinar la masa de $CaCl_2$, CO_2 y H_2O producida a partir de 50 g de $CaCO_3$.





Fuente: agicorieles.com

Datos

Masa de $CaCO_3$ = 50 g

Masa molar de $CaCO_3$ = 100,09 g/mol

Masa molar de $CaCl_2$= 110,98 g/mol

Masa molar de CO_2= 44,01g/mol

Masa molar de H_2O= 18,02 g/mol

Ecuación balanceada:

$$CaCO_3 + 2HCl \rightarrow CaCl_2 + CO_2 + H_2O$$

Relación estequiométrica: $1mol\ CaCO_3 \rightarrow 1mol\ CaCl$

$$50\ gCaCO_3 \times \frac{1molCaCO_3}{100,09gCaCO_3} \times \frac{1\ molCaCl}{1molCaCO_3} \times \frac{61,47\ gCaCl}{1\ molCaCl} = 55,49\ gCaCl$$

Relación estequiométrica: $1mol\ CaCO_3 \rightarrow 1molCO_2$

$$50\ gCaCO_3 \times \frac{1molCaCO_3}{100,09gCaCO_3} \times \frac{1\ molCO_2}{1molCaCO_3} \times \frac{63,55\ gCO_2}{1molCO_2} = 22,01\ gCO_2$$

Relación estequiométrica: $1mol\ CaCO_3 \rightarrow 1molH_2O$

$$50\ gCaCO_3 \times \frac{1molCaCO_3}{100,09gCaCO_3} \times \frac{1\ molH_2O}{1molCaCO_3} \times \frac{63,55\ gH_2O}{1molH_2O} = 9,01\ gH_2O$$

Respuesta: Se producen 55,49 g de $CaCl_2$, 22,01 g de CO_2 y 9,01 g de H_2O.

697. El yoduro de hidrógeno (HI) se utiliza en síntesis orgánica y en la fabricación de compuestos de yodo. Se forma por la combinación directa de hidrógeno (H_2) y yodo (I_2). y verificar la masa de los reactivos y productos.

Datos

Masa molar de H= 55,85 g/mol

Masa molar de I = 126,90g/mol

Solución

Ecuación balanceada:

Reactivo Productos

$$\underset{2g}{H_2} + \underset{253,8g}{I_2} \rightarrow \underset{2\times(1+126,90)g}{2HI}$$

$$255,8g = 255,8g$$

Respuesta: La masa de reactivos es igual a la masa de productos, lo que verifica la ley de conservación de la masa.

698. En el departamento de Potosí, se investiga la reacción de la calcopirita ($CuFeS_2$) con oxígeno para producir cobre, óxido de hierro y dióxido de azufre. Si 200 gramos de calcopirita reaccionan completamente y producen 80 gramos de cobre, 90 gramos de óxido de hierro y 20 gramos de dióxido de azufre, ¿cuál es la masa de otros subproductos?.

a) 15 gramos **b)** 10 gramos **c)** 20 gramos **d)** 30 gramos

Solución
La Ley de Conservación de la Masa nos dice que, en una reacción química, la cantidad total de masa de los reactivos siempre se mantiene igual a la masa de los productos que se forman.
Masa total de los reactivos:
Calcopirita (200 g).
Masa de los productos conocidos:
Cobre (80 g) + Óxido de hierro (90 g) + Dióxido de azufre (20 g) = 190 g.
Masa de otros subproductos:
200 g (reactivos) - 190 g (productos) = 10 g.

Respuesta inciso b)

699. En la región de los valles, se estudia la producción de compost a partir de residuos vegetales. La descomposición de los residuos produce dióxido de carbono, agua y compost. Si 1000 gramos de residuos vegetales se descomponen y producen 400 gramos de dióxido de carbono, 300 gramos de agua y 250 gramos de compost, ¿cuál es la masa de otros subproductos?

a) 1 000 gramos **b)** 10 gramos **c)** 20 gramos **d)** 50 gramos

Solución
La Ley de Conservación de la Masa nos dice que, en una reacción química, la cantidad total de masa de los reactivos siempre se mantiene igual a la masa de los productos que se forman.
Masa total de los reactivos:
Residuos vegetales (1000 g).
Masa de los productos conocidos:
Dióxido de carbono (400 g) + Agua (300 g) + Compost (250 g) = 950 g.
Masa de otros subproductos:
1000 g (reactivos) - 950 g (productos) = 50 g.

Respuesta inciso d)

700. En una planta química en Santa Cruz, se produce amoníaco (NH_3) a partir de nitrógeno e hidrógeno. Se están investigando las cantidades precisas de reactivos para optimizar la producción. Si se usan 84 gramos de nitrógeno (N_2) y suficiente hidrógeno, (H_2), ¿cuál es la masa total de amoníaco producido?.



a) 124 g NH_3 **b)** 100 g NH_3
c) 102 g NH_3 **d)** 142 g NH_3

Datos
Masa de nitrógeno N_2: 84 g N_2
Masa molar de cada compuesto:
Masa molar de N_2: 28 g/mol
Masa molar de NH_3: 17 g/mol

Escribir la ecuación balanceada:

$$N_2 + 3H_2 \rightarrow 2NH_3$$

Usar la relación estequiométrica:
1 mol de N_2 reacciona con 3 mol de H_2 para producir 2 mol de NH_3.

Solución

$$84\ g\ N_2 \times \frac{1\ mol\ N_2}{28\ g\ N_2} \times \frac{2\ mol\ NH_3}{1\ mol\ N_2} \times \frac{17\ g\ NH_3}{1\ mol\ NH_3} = 102\ g\ NH_3$$

Respuesta inciso c)

701. En La Paz, se realiza un experimento para determinar la cantidad de dióxido de carbono producido al quemar propano (C_3H_8) en un laboratorio escolar. Si se queman 22 gramos de propano con suficiente oxígeno, ¿cuál es la masa total de dióxido de carbono (CO_2) producido?

a) 44 g CO_2 **b)** 66 g CO_2
c) 132 g CO_2 **d)** 176 g CO_2

Datos
Masa propano (C_3H_8): 22 g C_3H_8
Masa molar de C_3H_8: 44 g/mol
Masa molar de CO_2: 44 g/mol

Escribir la ecuación balanceada:

$$C_3H_8 + 5\ O_2 \rightarrow 3\ CO_2 + 4\ H_2O$$

Usar la relación estequiométrica:
1 mol de C_3H_8 produce 3 mol de CO_2.

Solución

$$22\ g\ C_3H_8 \times \frac{1\ mol\ C_3H_8}{44\ g\ C_3H_8} \times \frac{3\ mol\ CO_2}{1\ mol\ CO_2} \times \frac{44\ g\ CO_2}{1\ mol\ CO_2} = 66\ g\ CO_2$$

Respuesta inciso b)

702. En Cochabamba, una industria de fertilizantes está evaluando la eficiencia de la producción de nitrato de amonio (NH_4NO_3) a partir de amoníaco (NH_3) y ácido nítrico (HNO_3). Si se combinan 56,0 gramos de amoníaco en presencia de ácido nítrico, ¿cuál es la masa total de nitrato de amonio producido?

a) 263,5 g NH_4NO_3 **b)** 262,8 g NH_4NO_3
c) 266,7 g NH_4NO_3 **d)** 265,4 g NH_4NO_3

Datos
Masa de NH_3 : 56,0 g NH_3
Masa molar de cada compuesto:
Masa molar de NH_3: 17 g/mol
Masa molar de NH_4NO_3: 80 g/mol

Escribir la ecuación balanceada:

$$NH_3 + HNO_3 \rightarrow NH_4NO_3$$

Usar la relación estequiométrica:
1 mol de NH_3 reacciona con 1 mol de HNO_3 para producir 1 mol de NH_4NO_3.

Solución

$$56{,}0\ \text{g}\ NH_3 \times \frac{1\ \text{mol}\ NH_3}{17\ \text{g}\ NH_3} \times \frac{1\ \text{mol}\ NH_4NO_3}{1\ \text{mol}\ NH_3} \times \frac{80\ \text{g}\ NH_4NO_3}{1\ \text{mol}\ NH_4NO_3} = 263{,}5\ \text{g}\ NH_4NO_3$$

Respuesta inciso c)

703. En Potosí, los ingenieros mineros están evaluando la cantidad de sulfato de cobre (II) que se puede obtener a partir de cobre y ácido sulfúrico en el proceso de extracción de cobre. Si se utilizan 48,0 gramos de cobre (Cu) en presencia de acido sulfúrico (H_2SO_4), ¿cuál es la masa total de sulfato cúprico ($CuSO_4$) producido?

a) 128 gramos **b)** 120 gramos
c) 162 gramos **d)** 172 gramos

Datos
Masa de Cu : 48,0 g Cu
Masa molar :
Masa molar de Cu: 64 g/mol
Masa molar de $CuSO_4$: 160 g/mol

Escribir la ecuación balanceada:

$$Cu + H_2SO_4 \rightarrow CuSO_4 + H_2$$

Usar la relación estequiométrica:
1 mol de Cu reacciona con 1 mol de H_2SO_4 para producir 1 mol de $CuSO_4$.

Solución

$$48{,}0\ \text{g}\ Cu \times \frac{1\ \text{mol}\ Cu}{64\ \text{g}\ Cu} \times \frac{1\ \text{mol}\ CuSO_4}{1\ \text{mol}\ Cu} \times \frac{160\ \text{g}\ CuSO_4}{1\ \text{mol}\ CuSO_4} = 120\ \text{g}\ CuSO_4$$

Respuesta inciso b)

704. En Oruro, se investiga la síntesis de sulfato de hierro ($FeSO_4$) a partir de hierro (Fe) y ácido sulfúrico (H_2SO_4) en el proceso de extracción de metales. Si se utilizan 90 gramos de hierro en presencia de ácido sulfúrico, ¿cuál es la masa total de sulfato de hierro producido?

a) 244,3 g $FeSO_4$ **b)** 244,0 g $FeSO_4$
c) 252,0 g $FeSO_4$ **d)** 254,0 g $FeSO_4$



Datos
Masa de Fe: 90 g Fe
Masa molar de cada compuesto:
Masa molar de Fe: 56 g/mol
Masa molar de $FeSO_4$: 152 g/mol

Escribir la ecuación balanceada:

$$Fe + H_2SO_4 \rightarrow FeSO_4 + H_2$$

Usar la relación estequiométrica:
1 mol de Fe reacciona con 1 mol de H_2SO_4 para producir 1 mol de $FeSO_4$.

Solución

$$90\ g\ Fe \times \frac{1\ mol\ Fe}{56\ g\ Fe} \times \frac{1\ mol\ FeSO_4}{1\ mol\ Fe} \times \frac{152\ g\ FeSO_4}{1\ mol\ FeSO_4} = 244{,}3\ g\ FeSO_4$$

Respuesta inciso a)

705. En Beni, se estudia la fotosíntesis en plantas acuáticas nativas. Durante la fotosíntesis, las plantas convierten dióxido de carbono (CO_2) y agua (H_2O) en glucosa ($C_6H_{12}O_6$) y oxígeno (O_2). Si una planta acuática absorbe 89,5 gramos de dióxido.

a) 365,1 g $C_6H_{12}O_6$ **b)** 367,1 g $C_6H_{12}O_6$
c) 366,1 g $C_6H_{12}O_6$ **d)** 367,2 g $C_6H_{12}O_6$

Datos
Masa de CO_2: 89,5 g CO2
Masa molar de cada compuesto:
Masa molar de CO_2: 44 g/mol
Masa molar de $C_6H_{12}O_6$: 180 g/mol
Masa molar de O_2: 32 g/mol

Escribir la ecuación balanceada:

$$6CO_2 + 6H_2O \rightarrow C_6H_{12}O_6 + 6O_2$$

Usar la relación estequiométrica:
6 mol de CO_2 reaccionan con 6 mol de H_2O para producir 1 mol de $C_6H_{12}O_6$ y 6 mol de O_2.

Solución

$$89{,}5\ g\ CO_2 \times \frac{1\ mol\ CO_2}{44\ g\ CO_2} \times \frac{1\ mol\ C_6H_{12}O_6}{1\ mol\ CO_2} \times \frac{180\ g\ C_6H_{12}O_6}{1\ mol\ C_6H_{12}O_6} = 366{,}1\ g\ C_6H_{12}O_6$$

Respuesta inciso c)

706. En Cochabamba, se realiza un experimento para sintetizar sulfato de zinc ($ZnSO_4$) a partir de zinc (Zn) y ácido sulfúrico (H_2SO_4) en el laboratorio de una universidad. Si se utilizan 79 gramos de zinc y la cantidad suficiente de ácido sulfúrico, ¿cuál es la masa total de sulfato de zinc producido?

a) 194,6 g $ZnSO_4$ **b)** 199,7 g $ZnSO_4$
c) 195,7 g $ZnSO_4$ **d)** 161,0 g $ZnSO_4$

Datos
Masa molar de Zn: 79 g Zn
Masa molar de cada compuesto:
Masa molar de Zn: 65 g/mol
Masa molar de $ZnSO_4$: 161 g/mol

Escribir la ecuación balanceada:

$$Zn + H_2SO_4 \rightarrow ZnSO_4 + H_2$$

Usar la relación estequiométrica:
1 mol de Zn reacciona con 1 mol de H_2SO_4 para producir 1 mol de $ZnSO_4$.

Solución

$$79\ g\ Zn \times \frac{1\ mol\ Zn}{65\ g\ Zn} \times \frac{1\ mol\ ZnSO_4}{1\ mol\ Zn} \times \frac{161\ g\ ZnSO_4}{1\ mol\ ZnSO_4} = 195{,}7\ g\ ZnSO_4$$

Respuesta inciso c)

707. En Tarija, se está evaluando la producción de ácido sulfúrico (H_2SO_4) a partir de dióxido de azufre (SO_2) en una planta industrial. Si se com binan 98,1 gramos de dióxido de azufre en presencia de oxigeno (O_2), ¿cuál es la masa total de ácido sulfúrico producido?

a) 151,3 g H_2SO_4 **b)** 123,4 g H_2SO_4
c) 196,0 g H_2SO_4 **d)** 150,2 g H_2SO_4

Datos
Masa de SO_2: 98,1 g SO_2
Masa molar :
Masa molar de SO_2: 64 g/mol
Masa molar de H_2SO_4: 98 g/mol

Escribir la ecuación balanceada:

$$2\ SO_2 + O_2 + 2\ H_2O \rightarrow 2\ H_2SO_4$$

Usar la relación estequiométrica:
2 mol de SO_2 reaccionan con 1 mol de O_2 y 2 mol de H_2O para producir 2 mol de H_2SO_4.

Solución

$$98{,}1\ g\ SO_2 \times \frac{1\ mol\ SO_2}{64\ g\ SO_2} \times \frac{2\ mol\ H_2SO_4}{2\ mol\ SO_2} \times \frac{98\ g\ H_2SO_4}{1\ mol\ H_2SO_4} = 150{,}2\ g\ H_2SO_4$$

Respuesta inciso d)



708. En Potosí, los ingenieros mineros están evaluando la cantidad de sulfato de cobre (II) que se puede obtener a partir de cobre y ácido sulfúrico en el proceso de extracción de cobre. Si se utilizan 11,6 gramos de cobre (Cu) en exceso de ácido sulfúrico (H_2SO_4), ¿cuál es la masa total de sulfato de cobre (II) ($CuSO_4$) producido?

a) 29,2 g $CuSO_4$ **b)** 29,2 g $CuSO_4$
c) 172 29,2 g $CuSO_4$ **d)** 29,2 g $CuSO_4$

Datos
Masa molar de Cu: 11,6 g Cu
Masa molar de cada compuesto:
Masa molar de Cu: 63,55 g/mol
Masa molar de $CuSO_4$: 160 g/mol

Escribir la ecuación balanceada:

$$Cu + H_2SO_4 \rightarrow CuSO_4 + H_2$$

Usar la relación estequiométrica:
1 mol de Cu reacciona con 1 mol de H_2SO_4 para producir 1 mol de $CuSO_4$.

Solución

$$11{,}6\ g\ Cu \times \frac{1\ mol\ Cu}{63{,}55\ g\ Cu} \times \frac{1\ mol\ CuSO_4}{1\ mol\ Cu} \times \frac{160\ g\ CuSO_4}{1\ mol\ CuSO_4} = 29{,}2\ g\ CuSO_4$$

Respuesta inciso d)

709. En Santa Cruz, una empresa química está investigando la producción de sulfato de calcio ($CaSO_4$) a partir de la reacción entre ácido sulfúrico (H_2SO_4) y carbonato de calcio ($CaCO_3$). La reacción se realiza en un recipiente cerrado. Si se combinan 46 mol de ácido sulfúrico con suficiente carbonato de calcio, ¿cuántos gramos de dióxido de carbono se producirán?

a) 2023 g CO_2 **b)** 2025 g CO_2
c) 2030 g CO_2 **d)** 2024 g CO_2

Datos
mol de H_2SO_4: 46 mol H_2SO_4
Masa molar :
Masa molar de CO_2: 44 g/mol
Masa molar de O_2: 32 g/mol
Masa molar de H_2SO_4: 98 g/mol

Escribir la ecuación balanceada:

$$H_2SO_4 + CaCO_3 \rightarrow CaSO_4 + CO_2 + H_2O$$

Usar la relación estequiométrica:
1 mol de H_2SO_4 reacciona con 1 mol de $CaCO_3$ para producir 1 mol de CO_2.

Solución

$$46\ mol\ H_2SO_4 \times \frac{1\ mol\ CO_2}{1\ mol\ H_2SO_4} \times \frac{44\ g\ CO_2}{1\ mol\ CO_2} = 2024\ g\ CO_2$$

Respuesta inciso d)

710. En un laboratorio de química en Santa Cruz, Bolivia, los estudiantes están investigando la reacción entre el hidróxido de sodio ($NaOH$) y el ácido clorhídrico (HCl). Si 40 g de hidróxido de sodio (NaOH) reaccionan completamente con 36.5 g de ácido clorhídrico (HCl) para formar 58,5 g de cloruro de sodio ($NaCl$) y agua, ¿cuánta masa de agua (H_2O) se produce?

Ecuación química: $NaOH+HCl \rightarrow NaCl+H2O$

a) 20 g de H_2O **b)** 18 g de H_2O
c) 17,5 g de H_2O **d)** 16 g de H_2O

Respuesta .....

711. En un laboratorio escolar en Sucre, Bolivia, los estudiantes están aprendiendo sobre la reacción del óxido de calcio (CaO) con agua (H_2O) para formar hidróxido de calcio ($Ca(OH)_2$). Si 56 g de óxido de calcio (CaO) reaccionan completamente con exceso de agua (H_2O), ¿cuánta masa de hidróxido de calcio ($Ca(OH)_2$) se produce?

Ecuación química: $CaO+H_2O \rightarrow Ca(OH)_2$

a) 74 g de $Ca(OH)_2$ **b)** 56 g de $Ca(OH)_2$
c) 82 g de $Ca(OH)_2$ **d)** 50 g de $Ca(OH)_2$

Respuesta .....

712. En un laboratorio de química en La Paz, Bolivia, los estudiantes investigan la reacción del aluminio (Al) con ácido sulfúrico (H_2SO_4) para formar sulfato de aluminio ($Al_2(SO_4)_3$) y gas hidrógeno (H_2). Si 54 g de aluminio (Al) reaccionan completamente con exceso de ácido sulfúrico (H_2SO_4), ¿cuánta masa de sulfato de aluminio ($Al_2(SO_4)_3$) se produce?

Ecuación química: $2Al+3H_2SO_4 \rightarrow Al_2(SO_4)_3+3H_2$

a) 342 g de $Al_2(SO_4)_3$ **b)** 270 g de $Al_2(SO_4)_3$
c) 150 g de $Al_2(SO_4)_3$ **d)** 234 g de $Al_2(SO_4)_3$

Respuesta .....



713. En el Instituto Tecnológico de La Paz, Bolivia, los estudiantes están estudiando la reacción del sulfato de cobre (II) ($CuSO_4$) con zinc (Zn) para formar sulfato de zinc ($ZnSO_4$) y cobre (Cu). Si 159,5 g de sulfato de cobre (II) ($CuSO_4$) reaccionan completamente con exceso de zinc (Zn), ¿cuánta masa de cobre (Cu) se produce?

Ecuación química: $CuSO_4+Zn \rightarrow ZnSO_4+Cu$

a) 65 g de Cu
b) 127 g de Cu
c) 63,5 g de Cu
d) 32 g de Cu

Respuesta .....

714. En la cocina de una casa en La Paz, Bolivia, se realiza la reacción del vinagre (ácido acético, CH_3COOH) con bicarbonato de sodio ($NaHCO_3$) para producir dióxido de carbono (CO_2), agua (H_2O) y acetato de sodio (CH_3COONa). Si se usan 84 g de bicarbonato de sodio ($NaHCO_3$) y este reacciona completamente con exceso de vinagre (CH_3COOH), ¿cuánta masa de acetato de sodio (CH_3COONa) se produce?

Ecuación química: $NaHCO_3+CH_3COOH \rightarrow CO_2+H_2O+CH_3COONa$

a) 82 g de CH_3COONa
b) 60 g de CH_3COONa
c) 44 g de CH_3COONa
d) 100 g de CH_3COONa

Respuesta .....

715. En una fábrica de alimentos en Santa Cruz, Bolivia, se produce pan mediante la fermentación de la glucosa ($C_6H_{12}O_6$) por la levadura, produciendo etanol (C_2H_5OH) y dióxido de carbono (CO_2). Si se fermentan 180 g de glucosa ($C_6H_{12}O_6$) ¿cuánta masa de etanol (C_2H_5OH) se produce?.

Ecuación química: $C_6H_{12}O_6 \rightarrow 2\ C_2H_5OH + 2\ CO_2$

a) 92 g de C_2H_5OH
b) 88 g de C_2H_5OH
c) 90 g de C_2H_5OH
d) 100 g de C_2H_5OH

Respuesta .....

PUREZA DE REACTIVOS

716. En la minería de Potosí, determinar la pureza de los minerales es puro. Calcula la pureza del compuesto en porcentaje. crucial para su valor comercial y uso industrial. Un compuesto Z tiene una masa total de 15 gramos. Al realizar un análisis se encontró que contiene 12 gramos del componente.

Datos
Masa total del compuesto Z = 15,00 g
Masa del componente puro = 12,00 g
Solución
La fórmula para calcular la pureza en porcentaje es:

$$\text{Pureza } (\%) = \left(\frac{\text{Masa del componente puro}}{\text{Masa total}}\right) * 100\%$$

Sustituyendo los valores en la fórmula:

$$\text{Pureza } (\%) = \left(\frac{12{,}00 \text{ g Z}}{15{,}00 \text{ g muestra}}\right) * 100\%$$

$$\text{Pureza } (\%) = 80{,}00\%$$

Respuesta: La pureza del compuesto Z es del 80%.

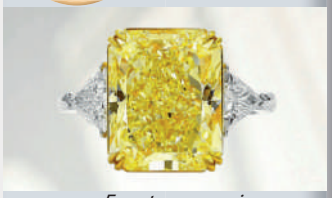
717. E un laboratorio se determinó que una muestra de 30 gramos de sulfato cúprico pentahidratado ($CuSO_4{\cdot}5H_2O$) contenía 22 gramos de sulfato de cobre puro ($CuSO_4$) ¿Cuál es la pureza de sulfato cúprico pentahidratado ($CuSO_4{\cdot}5H_2O$) ?

Datos
Masa total de $CuSO_4{\cdot}5H_2O$ = 30 g
Masa de $CuSO_4$ puro = 22 g
Solución
Sustituyendo los valores en la fórmula:

$$\text{Pureza } (\%) = \left(\frac{22 \text{ g Cu}}{30 \text{ g } CuSO_4 \cdot 5H_2O}\right) * 100\% = 73{,}33\%.$$

Respuesta: La pureza de la muestra de $CuSO_4{\cdot}5H_2O$ es del 73,33%.

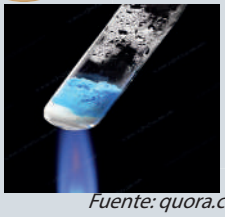
Saber más...



Fuente: expansion.com

Los diamantes naturales, aunque parezcan puros, a menudo contienen pequeñas impurezas que les dan color, como trazas de nitrógeno que pueden teñirlos de amarillo.

Saber más...



Fuente: quora.com

$CuSO_4{\cdot}5H_2O$ significa que el sulfato de cobre tiene cinco moléculas de agua, dándole su característico color azul.

718. En laboratorios de química de Bolivia, la técnica de precipitación se usa para evaluar la calidad de los productos químicos en la industria minera. Se disuelven 6,00 gramos de cloruro de sodio ($NaCl$) en agua. Al añadir nitrato de plata ($AgNO_3$), se forma un precipitado de cloruro de plata ($AgCl$) que pesa 5,00 gramos. Calcula la pureza del cloruro de sodio utilizado.



Ruta de solución:
Identificar la masa de la muestra original de $NaCl$.
Identificar la masa del precipitado formado.
Calcular la masa teórica de $NaCl$ necesaria para formar el precipitado observado.
Calcular la pureza usando la masa teórica y la masa real de $NaCl$.

Datos
Masa molar de $NaCl$: 58,50 g/mol
Masa molar de $AgCl$: 143,50 g/mol
Masa de $NaCl$ disuelto = 6,00 g $NaCl$
Masa del precipitado de $AgCl$ = 5,00 g $AgCl$

• **Ecuación química balanceada:**

$$NaCl + AgNO_3 \rightarrow AgCl + NaNO_3$$

Solución:
Calcular la masa teórica del $NaCl$ formado a partir de la relación estequiométrica.
Relación estequiométrica: 1 mol $AgCl \rightarrow$ 1mol $NaCl$
• Se parte de la masa del precipitado obtenido ($AgCl$)

$$5{,}00\ \text{g AgCl} \times \frac{1\ \text{mol AgCl}}{143{,}50\ \text{g AgCl}} \times \frac{1\ \text{mol NaCl}}{1\ \text{mol AgCl}} \times \frac{58{,}50\ \text{g NaCl}}{1\ \text{mol NaCl}} = 2{,}04\ \text{g NaCl}$$

• La pureza de un compuesto se determina comparando el valor numérico obtenido mediante cálculos estequiométricos con el valor numérico inicial proporcionado en el problema.

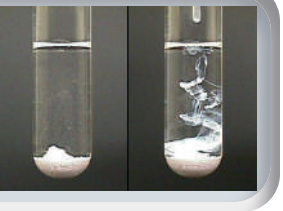
$$\text{Pureza (\%)} = \left(\frac{\text{masa teórica}}{\text{masa total}}\right) = \left(\frac{2{,}04\ \text{g NaCl}}{6{,}00\ \text{g de muestra}}\right) \times 100\% = 34{,}00\%$$

Respuesta: La pureza del cloruro de sodio utilizado es del 34,00%.

Dato importante

La masa del precipitado formado puede indicar la cantidad de cloruro de sodio puro presente inicialmente.

Fuente: dept.harpercollege.edu



719. La industria farmacéutica boliviana utiliza la titulación para asegurar la calidad de los medicamentos, determinando la pureza de sus componentes activos. Una muestra de 3,00 gramos de hidróxido de sodio ($NaOH$) impuro se disuelve en agua y se titula con 0,1 [M] de ácido clorhídrico (HCl). Se requieren 60,00 ml de HCl para neutralizar completamente la muestra. Calcula la pureza del $NaOH$.

Ruta de solución:

Determinar los moles de HCl usados en la titulación.
Relacionar los moles de HCl con los moles de NaOH en la muestra.
Calcular la masa de NaOH puro.
Calcular la pureza de la muestra.

Datos

Masa de $NaOH$ = 3,00 g
Volumen de HCl: 60,00 mL = 60,00 L
Concentración de HCl = 0,1 [M]

• Ecuación química balanceada:

$$NaOH + HCl \rightarrow NaCl + H_2O$$

Factor de conversión

• Cómo calcular los moles de HCl a partir de la concentración (molaridad [M])

$$[M] = \text{molaridad} = \frac{\text{moles de soluto}}{\text{litros de disolución}} = \frac{n}{V}$$

Para calcular los moles de soluto (n), primero aislamos esta variable en la ecuación correspondiente. Esto se conoce como despejar la variable.

se desea calcular — dado — dado

$$n = [M] \cdot V$$

$$n = [M] \cdot V = 0{,}1\ [M]\ HCl \cdot 0.06\ L\ disol$$

$$n = [M] \cdot V = 0{,}1 \left(\frac{mol\ HCl}{L\ disol}\right) \cdot 0.06\ \cancel{L\ disol}$$

$$n = 0{,}006\ mol\ HCl$$

Solución

Calcular la masa teórica del NaOH a partir de la relación estequiométrica con HCl.

Relación estequiométrica: 1 mol $NaOH \rightarrow$ 1 mol HCl

$$0{,}006\ \cancel{mol\ HCl} \times \frac{1\ mol\ \cancel{NaOH}}{1\ \cancel{mol\ HCl}} \times \frac{40\ g\ NaOH}{1\ \cancel{mol\ NaOH}} = 0{,}24\ g\ NaOH$$

La pureza de un compuesto se determina comparando el valor numérico obtenido mediante cálculos estequiométricos con el valor numérico inicial proporcionado en el problema.

$$\text{Pureza}\ (\%) = \left(\frac{\text{masa teórica}}{\text{masa total}}\right) = \left(\frac{0{,}24\ g\ NaOH}{3{,}00\ g\ de\ muestra}\right) \times 100\% = 8{,}00\%$$

Respuesta: La pureza de la muestra de $NaOH$ es del 8%.

720. En una planta de tratamiento de aguas en Sucre, Bolivia, se usa cloruro de sodio ($NaCl$) con una pureza del 90% para producir cloro (Cl_2), hidróxido de sodio ($NaOH$) y gas hidrógeno (H_2). Si se usan 200 g de cloruro de sodio ($NaCl$) impuro (90% de pureza), ¿cuánta masa de cloro (Cl_2) se produce?



Ruta de solución:
Calcular la masa de $NaCl$ puro.
Usar la estequiometría de la reacción para calcular la masa de Cl_2 producido
Datos
Masa de $NaCl_{impuro}$: 200 g $NaCl_{impuro}$
Pureza de NaCl: 90%
Masa molar de Cl_2 = 71 g/mol Cl2
Masa molar de $NaCl$ = 58,5 g/mol Na

• **Ecuación química balanceada:**

$$2\ NaCl + 2\ H_2O \rightarrow 2\ NaOH + H_2 + Cl_2$$

Solución:
Calcular la masa de $NaCl$ puro:

$$\text{masa NaCl Puro} = \frac{\text{Pureza (\%)}}{100\ \%} \cdot \text{masa Cloruro de sodio}$$

$$\text{masa NaCl Puro} = 0.90 \cdot 200\ \text{g} = 180\ \text{g NaCl}$$

Calcular la masa de Cl_2 producido:

$$180\ \text{g NaCl} \times \frac{1\ \text{mol NaCl}}{58{,}5\ \text{g NaCl}} \times \frac{1\ \text{mol } Cl_2}{2\ \text{mol NaCl}} \times \frac{71\text{g } Cl_2}{1\ \text{mol } Cl_2} = 109{,}2\ \text{g } Cl_2$$

Respuesta: La masa de cloro (Cl_2) producida es $109{,}2$ g.

Dato importante



La purificación de reactivos aumenta el costo de los productos finales. Sin embargo, en procesos donde la precisión y la calidad son esenciales, el costo adicional está justificado.

Fuente. news-medical.net

721. En una fábrica de productos químicos en Cochabamba, Bolivia, se usa carbonato de calcio ($CaCO_3$) de una pureza del 95% para producir óxido de calcio (CaO) y dióxido de carbono (CO_2). Si se usan 100 g de carbonato de calcio ($CaCO_3$) impuro (95% de pureza), ¿cuánta masa de dióxido de carbono (CO_2) se produce?

Ruta de solución:
Calcular la masa de $CaCO_3$ puro.
Usar la estequiometría de la reacción para calcular la masa de CO_2 producido

Datos
Masa de $CaCO_{3\,Impuro}$: 100 g
Pureza de $CaCO_3$: 95%
Masa molar de $CaCO_3$: 100 g/mol
Masa molar de CO_2 : 44 g/mol.

Ecuación química: $CaCO_3 \rightarrow CaO + CO_2$

Solución
Calcular la masa de $CaCO_3$ puro:

$$\text{Pureza (\%)} = \left(\frac{\text{masa } CaCO_{3\,Puro}}{\text{masa de } CaCO_{3\,Impuro}}\right) \cdot 100\%$$

$$\text{masa } CaCO_3 \text{ Puro} = \frac{\text{Pureza (\%)}}{100\ \%} \cdot \text{masa carbonato}$$

$$\text{masa } CaCO_3 \text{ Puro} = 0.95 \cdot 100 \text{ g } CaCO_3 = 95 \text{ g } CaCO_3$$

Calcular la masa de CO_2 producido:

Según la ecuación química, 1 mol de $CaCO_3$ produce 1 mol de CO_2.

$$95 \text{ g } CaCO_3 \times \frac{1 \text{ mol } CaCO_3}{100 \text{ g } CaCO_3} \times \frac{1 \text{ mol } CO_2}{1 \text{ mol } CaCO_3} \times \frac{44 \text{ g } CO_2}{1 \text{ mol } CO_2} = 41{,}8 \text{ g } CO_2$$

Respuesta: La masa de dióxido de carbono (CO_2) producida es 41,8 g CO_2

Dato importante



La pureza de los reactivos es crucial porque las impurezas pueden afectar la reacción y el producto final. En la fabricación de medicamentos, una alta pureza asegura eficacia y seguridad. Se mide en porcentaje y se verifica mediante técnicas como la cromatografía.

Fuente: mundoeducacao.uol.com.br

722. En la producción de cemento, la pureza del carbonato de calcio es esencial para asegurar la calidad del producto final. Se calientan 12 gramos de carbonato de calcio ($CaCO_3$) impuro hasta descomponerlo completamente en óxido de calcio (CaO) y dióxido de carbono (CO_2). Si se obtienen 7 gramos de CaO, calcula la pureza del $CaCO_3$.



Ruta de solución:
Identificar la masa total de la muestra.
Identificar la masa del componente puro.
Usar la fórmula de pureza para calcular el porcentaje de pureza.

Datos
Masa total de $CaCO_3$ = 12 gramos
Masa de CaO obtenido = 7 g CaO
Masa molar $CaCO_3$: 100 g/mol $CaCO_3$
Masa molar CaO: 56 g/mol CaO

• **Ecuación química balanceada:** $CaCO_3 \rightarrow CaO + CO_2$

Solución
Identificar la masa del componente puro y relacionarla con la ecuación química balanceada (estequiometría).

Relación estequiométrica: 1 mol $CaO \rightarrow$ 1 mol $CaCO_3$

• Se parte de la masa del precipitado obtenido ($AgCl$)

$$7\ \text{g CaO} \times \frac{1\ \text{mol CaO}}{56\ \text{g CaO}} \times \frac{1\ \text{mol CaCO}_3}{1\ \text{mol CaO}} \times \frac{100\ \text{g CaCO}_3}{1\ \text{mol CaCO}_3} = 12{,}5\ \text{g CaCO}_3$$

$$\text{Pureza (\%)} = \left(\frac{\text{masa teórica}}{\text{masa total}}\right) = \left(\frac{12{,}5\ \text{g CaCO}_3}{12{,}00\ \text{g de muestra}}\right) \times 100\% = 104{,}17\%$$

$$\text{Pureza (\%)} = 104.17\%$$

Respuesta: La pureza del $CaCO_3$ es del 104,17%, lo que indica un error experimental ya que no puede ser mayor al 100%.

Dato importante



Usar la estequiometría de la reacción química permite calcular la cantidad de producto obtenido y, a su vez, la pureza del reactivo inicial.

Fuente: epicmilling.com

723. En la joyería y la industria de metales preciosos, la pureza del oro es fundamental para determinar su valor. Una aleación de oro de 60 gramos contiene impurezas de plata y cobre. Si se sabe que el oro representa el 88% de la masa total de la aleación, calcula la masa de las impurezas presentes.

Datos

Masa total de la aleación = 60 gramos

Pureza de oro = 88%

Solución

La fórmula para calcular la pureza en porcentaje es:

$$\text{Pureza } (\%) = \left(\frac{\text{Masa del componente puro}}{\text{Masa total}}\right) * 100\%$$

Sustituyendo los valores en la fórmula:

$$\text{Masa del componente puro} = \frac{\text{Pureza } (\%)}{100\%} \cdot Masa\ total$$

$$\text{Masa del Oro}_{\text{puro}} = \frac{88\ \%\ Au}{100\%\ Oro} \cdot 60\ g\ Oro = 52{,}80\ g\ Au$$

Masa de las impurezas $\quad 60{,}00\ \text{g} - 52{,}80\ \text{g Au} = 7{,}2\text{g impurezas}$

Respuesta: La masa de las impurezas en la aleación es de 7,2 g.

724. La electroforesis es una técnica utilizada para analizar la pureza de proteínas en investigación biológica. Se analiza una muestra de proteínas mediante electroforesis y se encuentra que contiene 15% de proteínas impuras. Si la muestra total pesa 50 gramos, calcula la masa de proteínas puras.

Datos

Masa total de la muestra = 50 gramos

Porcentaje de impurezas = 15%

Solución

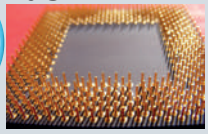
La fórmula para calcular la pureza en porcentaje es:

$$\text{Masa}_{\text{proteina pura}} = \text{Masa total} \cdot \left(1 - \frac{\text{Porcentaje de impurezas}}{100\%}\right)$$

$$\text{Masa}_{\text{proteina pura}} = 50\ \text{g} \times \left(1 - \frac{15\%}{100\%}\right) = 50\ \text{g} \cdot 0.85 = 42{,}5\ \text{g}$$

Respuesta: La masa de proteínas puras en la muestra es de 42,5 gramos.

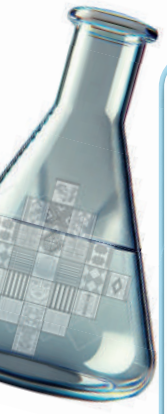
Saber más...



La pureza del oro y otros metales preciosos es crucial en la joyería y la electrónica, donde las impurezas pueden afectar el valor y las propiedades mecánicas.

Fuente: spl-latam.com

725. En el análisis de soluciones industriales, es importante conocer la pureza para asegurar su efectividad. Una disolución contiene 20 gramos de ácido oxálico ($H_2C_2O_4 \cdot 2H_2O$) y tiene un volumen total de 300 ml. Sabiendo que la disolución es 85% pura, calcula la masa de $H_2C_2O_4$ puro y la concentración en mol/L de la disolución.



Ruta de solución:
Identificar la masa total de la muestra.
Calcular la masa del componente puro.
Calcular la concentración molar de la disolución

Datos
Masa total de ácido oxálico ($H_2C_2O_4 \cdot 2H_2O$) = 20 g
Volumen de la disolución = 300 ml = 0.3 L
Masa molar $H_2C_2O_4 \cdot 2H_2O$: 126,07 g/mol.
Pureza de la disolución = 85%
• **Ecuación química balanceada:**

Solución
Calcular la masa del componente puro:

$$\text{Masa de } H_2C_2O_{4\text{puro}} = \frac{85_{\text{puro}}}{100_{\text{impuro}}} \cdot 20g_{impuro}$$

$$\text{Masa de } H_2C_2O_{4\text{puro}} = 17 \text{ g } H_2C_2O_{4\text{puro}}$$

Calcular moles de $H_2C_2O_4$:

$$\text{Moles de } H_2C_2O_4 = \frac{\text{masa}}{\text{Masa molar}}$$

$$\text{Moles de } H_2C_2O_4 = \frac{17 \text{ g} H_2C_2O_4}{126{,}07 \text{ g /mol } H_2C_2O_4} = 0.1348 \text{ mol } H_2C_2O_4$$

Calcular la concentración molar:

$$\text{Concentración } \left(\frac{\text{mol}}{\text{L}}\right) = \frac{0{,}1348 \text{ mol } H_2C_2O_4}{0{,}3\text{L}} = 0{,}4493 \text{ [M] } H_2C_2O_4$$

$$\text{Concentración } = 0{,}4493 \text{ [M] } H_2C_2O_4$$

Respuesta: La masa de $H_2C_2O_4$ puro es de 17 gramos y la concentración de la disolución es de 0,4493 M

Saber más...



La concentración de soluciones es fundamental en la formulación de productos farmacéuticos y químicos.
Fuente: notiactual.com

Dato importante

La pureza afecta la concentración de la solución, y conocer la cantidad de compuesto puro te permite calcular la molaridad.

726. Los métodos gravimétricos son fundamentales en la minería para evaluar la pureza de los minerales. Una muestra de sulfato de bario ($BaSO_4$) de 6 gramos se calienta en presencia de carbón para convertirla en sulfuro de bario (BaS) y dióxido de azufre (SO_2). Si se obtienen 3 gramos de BaS, determina la pureza del $BaSO_4$.

Ruta de solución:
Identificar la masa total de la muestra.
Identificar la masa del producto obtenido.
Calcular la pureza usando la relación estequiométrica de la reacción
Datos
Masa de $BaSO_4$ = 6,00 g $BaSO_4$
Masa de BaS obtenida = 3,00 $g\ BaS$
Masa molar $BaSO_4$: 233,4 g/mol
Masa molar BaS : 169,4 g/mol.
Ecuación química

Solución
Calcular la masa de BaS obtenido:
Relación molar 1mol $BaS \rightarrow 1$ mol $BaSO_4$

$$3{,}00\ \text{g BaS} \times \frac{1\ \text{mol BaS}}{169{,}4\ \text{g BaS}} \times \frac{1\ \text{mol BaSO}_4}{1\ \text{mol BaS}} \times \frac{233{,}4\ \text{g BaSO}_4}{1\ \text{mol BaSO}_4} = 4{,}13\ \text{g BaSO}_4$$

$$\text{Pureza (\%)} = \left(\frac{\text{masa teórica}}{\text{masa total}}\right)$$

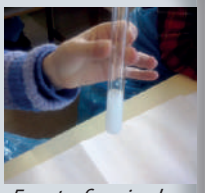
$$\text{Pureza (\%)} = \left(\frac{4{,}13\ \text{g BaSO}_4}{6{,}00\ \text{g BaSO}_4}\right) \times 100\% = 68{,}83\%$$

$$\text{Pureza (\%)} = 68{,}83\%$$

Respuesta: La pureza del $BaSO_4$ es del 68,83%

Saber más...

El análisis gravimétrico permite determinar la cantidad de un analito mediante la medición de la masa de un precipitado.

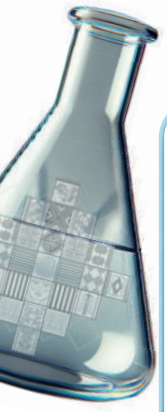


Fuente: fisquiweb.es

Dato importante

La precisión en la medición de masas antes y después de la reacción es crucial para determinar la pureza de la muestra inicial.

727. En la industria química, es esencial conocer la pureza de los reactivos para la síntesis de compuestos. Por ejemplo, al sintetizar 20,24 gramos de cloruro de aluminio ($AlCl_3$) a partir de aluminio (Al) y cloro (Cl_2), es importante considerar que la pureza del aluminio utilizado es del 87%. Con esta información, se debe calcular tanto la masa total de aluminio impuro (inicial) necesaria como la masa de aluminio puro presente en la reacción para asegurar una producción eficiente y precisa.



Ruta de solución:

Identificar la masa total de $AlCl_3$ sintetizado.

Calcular la masa teórica de Al, a partir de la relación estequiométrica

Usando la masa pura del Al, calcular la masa de aluminio total impura.

Datos

Masa molar Al = 26,98 g/mol

Masa molar $AlCl_3$ = 133,33 g/mol

Masa de $AlCl_3$ sintetizado = 20,24 g $AlCl_3$

Pureza del Al = 87%

Masa de aluminio puro

- **Ecuación química balanceada:**

$$2\ Al + 3\ Cl_2 \rightarrow 2\ AlCl_3$$

Relación estequiométrica: $2\ mol\ AlCl_3 \rightarrow 2\ mol\ Al$

Solución

Calcular la masa de Al a partir de la relación estequiométrica, la pureza.

$$20{,}24\ g\ AlCl_3 = \frac{1\ mol AlCl_3}{133{,}33\ g\ AlCl_3} \times \frac{2\ mol\ Al}{2\ mol\ AlCl_3} \times \frac{26{,}98\ g\ Al}{1\ mol\ Al} = 4{,}10\ g\ Al$$

"La masa de presente en la reaccion es: "

$$\text{masa } Al_{puro} = 4{,}10\ g\ Al_{puro}$$

"Cálculo de aluminio impuro a partir de la pureza de aluminio "

$$\text{Pureza (\%)} = \left(\frac{\text{masa pura}}{\text{masa total}}\right) \cdot 100\%$$

$$\text{masa total} = \left[\frac{\text{masa pura}}{\frac{\text{Pureza (\%)}}{100\%}}\right] = \left[\frac{4{,}10\ g\ Al_{puro}}{\left(\frac{87\%\ Al_{puro}}{100\%g\ Al_{Impuro}}\right)}\right] = 4.71\ g\ Al_{impuro}$$

Respuesta: La masa de aluminio (Al) puro obtenida de $AlCl_3$ es 4,10 g, mientras que la masa inicial de aluminio impuro es 4,71 g.

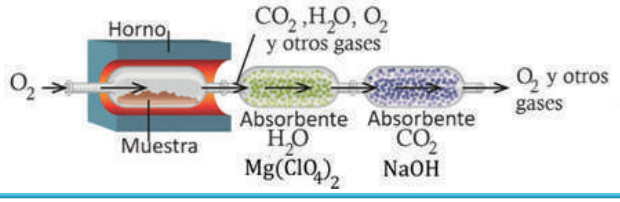
Dato importante

Combinar la pureza del reactivo inicial permite calcular la cantidad teórica de producto.

$87\%\ Al_{puro}$

Al

728. Los análisis elementales son clave en la industria química para determinar la composición de los compuestos. Se quema completamente una muestra de 0,60 gramos de una sustancia orgánica que contiene solo carbono, hidrógeno. Se obtienen 1,80 gramos de dióxido de carbono (CO_2) y 0,90 gramos de agua (H_2O). Determina la pureza de la muestra.



Datos

Masa molar CO_2 =44,01g/mol
Masa molar H_2O =18,02 g/mol
Masa de la muestra = 0,60 gramos
Masa de CO_2 obtenido = 1,80 g CO_2
Masa de H_2O obtenido = 0,90 g H_2O
Pureza conocida de la muestra = 92%

Ecuación química

$$C_xH_y + O_2 \longrightarrow CO_2 + H_2O$$

Solución

Calcular la masa de carbono e hidrógeno obtenido:

$$1.80\ g\ CO_2 \times \frac{1\ mol\ CO_2}{44,01\ g\ CO_2} \times \frac{1\ mol\ C}{1\ mol CO_2} \times \frac{12,01\ g\ C}{1\ mol\ C} = 0,49\ g\ C$$

$$0.90\ g\ H_2O \times \frac{1\ mol\ H_2O}{18,02\ g\ H_2O} \times \frac{2\ mol\ H}{1\ mol H_2O} \times \frac{1,01\ g\ H}{1\ mol\ H} = 0,10\ g\ C$$

"Masa total de la muestra orgánica (C y H):"

$$0,49\ g\ C + 0,10\ g\ C = 0.59g\ CxHy$$

$$\text{Pureza (\%)} = \left(\frac{0.59\ g\ C_xH_x}{6,00\ g\ muestra}\right) \times 100\% = 98,33\%$$

Respuesta: La pureza de la muestra es del 98,33%.

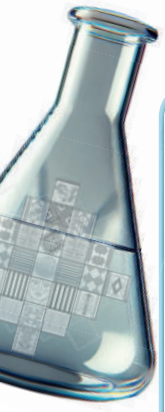
Saber más...

La combustión de una muestra orgánica es una técnica utilizada para determinar las proporciones de carbono, hidrógeno y oxígeno.

Dato importante

La masa del dióxido de carbono y el agua producidos durante la combustión permite calcular la cantidad de carbono e hidrógeno en la muestra original.

729. Las mezclas de sales se utilizan en diversas aplicaciones industriales y es importante conocer su composición. Una muestra de 25 gramos de una mezcla de cloruro de calcio ($CaCl_2$) y cloruro de sodio ($NaCl$) se disuelve en agua. Al añadir nitrato de plata ($AgNO_3$), se forma un precipitado de cloruro de plata ($AgCl$) que pesa 35,8 gramos. Calcula la cantidad de $CaCl_2$ y $NaCl$ en la muestra.



Ruta de solución

1. Identificar la masa total de la mezcla.
2. Identificar la masa del precipitado formado.
3. Calcular la masa teórica de cada componente usando la relación estequiométrica.

Datos

Masa molar de $CaCl_2$ = 110,98 g/mol
Masa molar de $NaCl$ = 58,44 g/mol
Masa molar de $AgCl$ = 143,32 g/mol.
Masa de la mezcla = 25 g
Masa del precipitado formado de $AgCl$ = 35,8 g

- **Ecuación química balanceada**

$$CaCl_2 + 2AgNO_3 \rightarrow 2AgCl \downarrow + Ca(NO_3)_2$$

$$NaCl + AgNO_3 \rightarrow AgCl + NaNO_3$$

Solución

- Calcular moles de $AgCl$ formado:

$$\text{Moles de AgCl} = \frac{\text{masa AgCl}}{\text{masa molar AgCl}} = \frac{(35.8\ \text{gAgCl})}{\left(143.32 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \text{AgCl}\right)} = 0.2497\ \text{mol AgCl}$$

- Moles de $CaCl_2$ (1:2 relación molar) y $NaCl$ (1:1 relación molar):

$$0.2497\ \text{mol AgCl} \times \frac{1\ \text{mol}\ CaCl_2}{2\ \text{mol AgCl}} \times \frac{110{,}98\ \text{g}\ CaCl_2}{1\ \text{mol}\ CaCl_2} = 13.86\ \text{g}\ CaCl_2$$

- Moles $NaCl$ (1:1 relación molar):

$$0.2497\ \text{mol AgCl} \times \frac{1\ \text{mol NaCl}}{1\ \text{mol AgCl}} \times \frac{58{,}44\ \text{g NaCl}}{1\ \text{mol NaCl}} = 14{,}59\ \text{g NaCl}$$

Respuesta: La cantidad de $CaCl_2$ en la muestra es de 13,86 gramos y la cantidad de $NaCl$ es de 14,60 gramos.

Dato importante





Las reacciones de precipitación tienen su símbolo (↓) y son utilizadas para separar y purificar compuestos, esenciales en la preparación de reactivos de alta pureza.

Fuente:comoseresuelvelafisica.blogspot.com

730. En la industria química, es esencial preparar soluciones con concentraciones precisas para procesos industriales. Se prepara una disolución de 1 litro de ácido clorhídrico (HCl) a partir de 5 mL de HCl una disolución al 37% en masa de HCl con una densidad de 1,18 g/mL. Calcula la concentración molar [M] de la disolución en mol/L.

Datos

Volumen de = HCl_{impuro} : 5mL HCl_{impuro}

Densidad de HCl= 1,18 g/mL

Pureza de HCl = 37%

Volumen de la disolución = 1 litro

Masa Molar de HCl: 36,5 g HCl



Fuente: productosquimicosvalencia.com

Solución

La fórmula para ajustar la masa de HCl puro

$$\text{densidad} = \rho = \frac{\text{masa}}{\text{Volumen}} = \frac{\text{m}}{v} = \frac{1{,}18\ g}{1\ ml}$$

$$\rho_{HCl} = \frac{1{,}18\ \text{g}}{1\ \text{ml}} \qquad Pureza\ (37\%) = \frac{37g}{100g}$$

$$25\text{mL HCl}_{imp} \times \frac{1{,}18\text{gHCl}_{imp}}{1\text{ml HCl}_{imp}} \times \frac{37\ \text{g}_{puro}\ \text{HCl}}{100\ \text{g}_{imp}\ \text{HCl}} = 10{,}92\ \text{g HCl}_{puro}$$

Calcular moles de HCl

$$10{,}92\ \text{g HCl} = \frac{1\ \text{mol HCl}}{36{,}5\ \text{g HCl}} = 0{,}30\ \text{mol HCl}$$

Calcular la concentración de la disolución:

$$\text{Concentración [M] HCl} = \left(\frac{\text{mol}}{\text{L}}\right)\ \text{HCl}$$

$$[\text{M}] = \frac{0.30\ \text{mol HCl}}{1\text{L}} = 0{,}30\ \left(\frac{\text{mol}}{\text{L}}\right)\text{HCl}$$

Respuesta: La concentración molar de la disolución final de HCl es 0,30 mol/L.

Dato importante

La densidad no se utiliza directamente para calcular la masa de una sustancia pura. En su lugar, se emplea la pureza de la sustancia, que es un valor más preciso, para determinar la masa real.

Dato importante

Determinar la concentración de una disolución ácida requiere conocer la cantidad de ácido puro y el volumen total de la disolución.

731. En la fabricación de productos químicos, es vital conocer la pureza de los reactivos para obtener productos de alta calidad. Se disuelven 10 gramos de hidróxido de potasio (KOH) en agua y se ajusta el volumen a 1 litro. Si la pureza del KOH es del 90%, calcula la concentración de la disolución en mol/L.



Ruta de solución:

Aldentificar la masa total de la muestra.

justar la masa por la pureza del KOH.

Calcular la concentración de la disolución en mol/L.

Datos

Masa total de KOH = 10 g KOH

Masa molar KOH= 56,11 g/mol

Pureza del KOH = 90%

Volumen de la disolución = 1 L

Solución

La fórmula para ajustar la masa de KOH es:

$$\text{Masa ajustada de KOH} = \left(\frac{\text{Pureza (\%)}}{100}\right) \times \text{Masa total}$$

Sustituyendo los valores en la fórmula:

$$\text{Masa ajustada de KOH} = \left(\frac{90\ \text{KOH}_{\text{puro}}}{100\ \text{KOH}_{\text{imp}}}\right) \times 10\ \text{g KOH}_{\text{imp}} = 9\ \text{g KOH}_{\text{puro}}$$

Calcular moles de KOH:

$$\text{Moles de KOH} = \frac{9\ \text{g KOH}}{56{,}11\ \frac{\text{g}}{\text{mol}}\text{KOH}} = 0{,}1604\ \text{mol KOH}$$

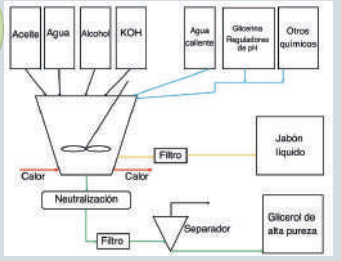
Calcular la concentración de la disolución:

$$\text{Concentración}\left(\frac{\text{mol}}{\text{L}}\right)\text{KOH} = \frac{0.1604\ \text{mol KOH}}{1\text{L}} = 0{,}16\ [\text{M}]$$

Respuesta: La concentración de la disolución de KOH es de 0,1604 M.

Dato importante





La pureza del hidróxido de potasio es importante en la fabricación de jabones y detergentes, donde se requiere una base fuerte para la saponificación.

732. En una planta de producción de ácido fosfórico en Santa Cruz, Bolivia, se usa fosfato de calcio ($Ca_3(PO_4)_2$) con una pureza del 92% para producir ácido fosfórico (H_3PO_4) mediante la reacción con ácido sulfúrico (H_2SO_4). Si se usan 500 g de fosfato de calcio ($Ca_3(PO_4)_2$) impuro (92% de pureza), ¿cuánta masa de ácido fosfórico (H_3PO_4) se produce?

Ruta de solución

Calcular la masa de $Ca_3(PO_4)_2$ puro.

Usar la estequiometría de la reacción para calcular la masa de H_3PO_4 producido.

Datos

Masa molar de $Ca_3(PO_4)_2$: 310 g/mol

Masa molar de H_3PO_4 : 98 g/mol.

Masa fosfato de calcio ($Ca_3(PO_4)_2$): 500 g $Ca_3(PO_4)_2$

Pureza fosfato de calcio: 92% de pureza

• **Ecuación química**

$$Ca_3(PO_4)_2 + 3\ H_2SO_4 \rightarrow 3\ CaSO_4 + 2\ H_3PO_4$$

Solución

Calcular la masa de $Ca_3(PO_4)_2$ puro:

$$\text{Pureza } (\%) = \left(\frac{masa\ de\ Ca_3(PO_4)_{2\,puro}}{masa\ de\ Ca_3(PO_4)_{2\,imp}}\right) \cdot 100\%$$

$$\text{m Ca}_3(\text{PO}_4)_{2\text{puro}} = \text{m Ca}_3(\text{PO}_4)_{2\text{imp}} \times \frac{\text{Pureza (\%)}}{100\%}$$

$$\text{m Ca}_3(\text{PO}_4)_{2\text{puro}} = 500\ \text{g Ca}_3(\text{PO}_4)_{2\text{imp}} \times \frac{92\ \%\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_{2\text{puro}}}{100\%\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_{2\text{imp}}} = 460\ \text{g Ca}_3(\text{PO}_4)_{2\text{puro}}$$

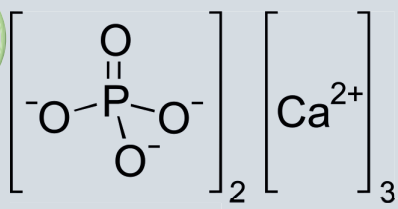
Calcular la masa de H_3PO_4 producido:

Según la ecuación química, 1 mol de $Ca_3(PO_4)_2$ produce 2 moles de H_3PO_4.

$$460\ \text{g Ca}_3(\text{PO}_4)_2 \times \frac{1\ \text{mol Ca}_3(\text{PO}_4)_2}{310\ \text{g Ca}_3(\text{PO}_4)_2} \times \frac{(2\ \text{mol H}_3\text{PO}_4) \cdot \left(98\frac{g}{mol}\right) \text{H}_3\text{PO}_4.}{1\ \text{mol Ca}_3(\text{PO}_4)_2} = 290{,}08\ \text{g H}_3\text{PO}_4$$

Respuesta: La masa de ácido fosfórico (H_3PO_4) producida es 290,08 g H_3PO_4.

Dato importante



Aunque los reactivos puros pueden ser más caros, su uso puede reducir los costos de purificación del producto final, disminuyendo la necesidad de procesos adicionales.

Fuente: lifeder.com

733. En una planta de producción de biodiesel en Cochabamba, Bolivia, se usa aceite vegetal (triglicéridos) con una pureza del 85% para producir biodiesel (ésteres metílicos) mediante la transesterificación con metanol (CH_3OH). Si se usan 600 g de aceite vegetal (triglicéridos) impuro (85% de pureza), ¿cuánta masa de biodiesel (ésteres metílicos) se produce?



Ruta de solución

Calcular la masa de triglicéridos puros. Usar la estequiometría de la reacción para calcular la masa de ésteres metílicos producidos.

Datos

Masa de aceite vegetal impuro: 600 g
Pureza de aceite vegetal: 85%
masa molar promedio de triglicéridos: 885 g/mol
ésteres metílicos: 296 g/mol

Ecuación química

$$\text{Triglicérido} + 3CH_3OH \rightarrow \text{Glicerol} + 3\ \text{Ésteres metílicos}$$

Solución

Calcular la masa de triglicéridos puros:

$$\text{mTrigli}_{\text{puro}} = \text{Masa de aceite}_{\text{imp}} \times \text{Pureza Masa}$$

$$\text{mTrigli}_{\text{puro}} = 600\ \text{g aceite}_{\text{imp}} * \left(\frac{85\ \%}{100\ \%}\right) = 510\ \text{g Trigli}_{\text{puro}}$$

Calcular la masa de ésteres metílicos producidos:

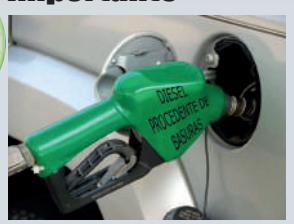
Según la ecuación química simplificada, 1 mol de triglicérido produce 3 moles de ésteres metílicos.

$$\text{Mol trigli} = \frac{510\ \text{g trigli}}{\left(885\frac{\text{g}}{\text{mol}}\right)\text{trigli}} = 0.576\ \text{mol trigli}$$

$$0.576\ \text{mol trigli} \times \frac{3\ \text{mol Ésteres}}{1\ \text{mol trigli}} \times \frac{296\ \text{g Éstere}}{1\ \text{mol Ésteres}} = 511.488\ \text{g Éstere}$$

Respuesta: La masa de biodiesel (ésteres metílicos) producida es 511, 488 g.

Dato importante



La ley ayuda en la aplicación de la química verde, promoviendo el uso de reactivos y procesos que generan menos residuos y productos no deseados, lo cual es crucial para la sostenibilidad.

Fuente: agenciasinc.es

734. La titulación redox es común en la industria metalúrgica para evaluar la pureza de los metales. Una muestra de 10,00 gramos de una muestra que contiene hierro (Fe) se disuelve en ácido clorhídrico (HCl) y se titula con permanganato de potasio ($KMnO_4$). Se utilizan 25 mL de $KMnO_4$ de concentración [1M] para oxidar completamente el hierro a Fe^{+3} en presencia de ácido clorhídrico. Calcula la pureza del hierro.

Datos

Masa de hierro = 5,00 g hierro (Fe)

Masa molar Fe: 55,85 g/mol

Volumen de $KMnO_4$ utilizados = 25mL = 0,025 L

Concentración de $KMnO_4$ = [1M] KMnO4

Factor de conversión

Calcular los moles de KMnO4 a partir del volumen de titulante gastado (25mL) y su concentración [1M]

$$[\mathrm{M}] = \frac{numero\ de\ moles}{Volumen} = \frac{n}{\mathrm{V}} = \frac{mol}{L}$$

$$\mathrm{n} = [\mathrm{M}] \cdot \mathrm{V} = 1\left(\frac{\mathrm{mol\ KMnO_4}}{\mathrm{L\ KMnO_4}}\right) \cdot 0{,}025\ \mathrm{L\ KMnO_4}$$

Ecuación química

Primera etapa: Disolución de hierro en presencia de ácido clorhídrico (HCl)

$$Fe + 2HCl \rightarrow FeCl_2 + H_2$$

Segunda etapa: Reacción del hierro disuelto (FeCl2) con el titulante permanganato de potasio (KMnO4)

$$5FeCl_2 + KMnO_4 + 8HCl \rightarrow 5FeCl_3 + MnCl_2 + 4H_2O + KCl$$

Relación molar: 5 mol Fe : 1 mol $KMnO_4$

Solución

Calcular la masa obtenida de hierro, Fe:

$$0{,}025\ \mathrm{mol\ KMnO_4} \times \frac{5\ \mathrm{mol\ FeCl_2}}{1\ \mathrm{mol\ KMnO_4}} \times \frac{1\ \mathrm{mol\ Fe}}{1\mathrm{mol\ FeCl_2}} \times \frac{55{,}85\ \mathrm{g\ Fe}}{1\mathrm{mol\ Fe}} = 6{,}98\ \mathrm{g\ Fe}$$

$$\text{Pureza de hierro (\%)} = \left(\frac{\text{masa teórica}}{\text{masa total}}\right) = \left(\frac{6{,}98\ \mathrm{g\ Fe}}{10{,}00\ \mathrm{g\ hierro}}\right) \times 100\%$$

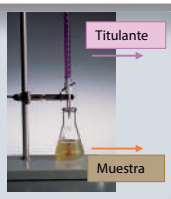
$$\text{Pureza de hierro (\%)} = 69{,}81\%$$

Respuesta: La pureza del hierro es del 69,81 %.

Dato importante

La imagen muestra la adición de una disolución de permanganato de potasio ($KMnO_4$) desde una bureta a una disolución que contiene hierro (Fe).

Fuente: Whitten y Stanley (2014)



735. El análisis volumétrico es una técnica común en laboratorios para determinar la pureza de compuestos mediante titulación. Una muestra de 3 gramos de carbonato de sodio (Na_2CO_3) impuro se disuelve en agua y se titula con 0,1 M de ácido clorhídrico (HCl). Se requieren 40 ml de HCl para neutralizar completamente la muestra. Calcula la pureza del Na_2CO_3.



Ruta de solución:
Identificar la masa total de la muestra.Determinar los moles de HCl utilizados en la titulación.Relacionar los moles de HCl con los moles de Na_2CO_3. Calcular la masa de Na_2CO_3 puro.Calcular la pureza de la muestra

Datos
Masa total de Na_2CO_3 impuro = 3 g
Masa molar Na_2CO_3 =105.99g/mol
Volumen de HCl = 40 ml = 0.040 L HCl
Concentración de HCl = 0.1 [M] HCl

Solución

Moles de HCl utilizados:

$$\text{Moles de HCl} = \text{Concentración} \times \text{Volumen}$$

$$\text{Moles de HCl} = 0{,}1\left(\frac{\text{mol}}{\text{L}}\right)\text{HCl} \times 0{,}040\ \text{L} = 0{,}004\ \text{mol HCl}$$

La reacción química es:

$$Na_2CO_3 + 2HCl \rightarrow 2NaCl + H_2O + CO_2$$

Relación molar 1:2, por lo tanto:

$$0{,}004\ \text{mol HCl} \times \frac{1\ \text{mol HCl}}{105{,}99\ \text{g HCl}} \times \frac{1\ \text{mol } Na_2CO_3}{2\ \text{mol HCl}} \times \frac{105{,}99\ \text{g } Na_2CO_3}{1\ \text{mol } Na_2CO_3} = 0{,}21\text{g } Na_2CO_3$$

Calcular pureza:

$$\text{Pureza (\%)} = \left(\frac{\text{masa } CaCO_{3\,Puro}}{\text{masa de } CaCO_{3\,Impuro}}\right) \cdot 100\%$$

$$\text{Pureza (\%)} = \left(\frac{0{,}21\ \text{g } CaCO_{3\,Puro}}{3\ \text{g } CaCO_{3\,Impuro}}\right) \cdot 100\%$$

$$\text{Pureza (\%)} = 7{,}07\ \%$$

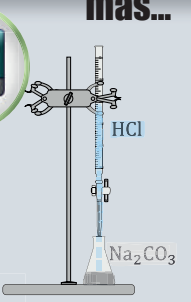
Respuesta: La pureza de la muestra de Na_2CO_3 es del 7,07%.

Dato importante

La cantidad de titulación necesaria para neutralizar la muestra te permite calcular la pureza del compuesto inicial.

Fuente: Whitten y Stanley (2014)

Saber mas...



El análisis volumétrico, o titulación, es una técnica fundamental para determinar la concentración y pureza de compuestos químicos en solución.

736. En el laboratorio de química de la Universidad de La Paz, Bolivia, los estudiantes están realizando una reacción de neutralización usando carbonato de sodio (Na_2CO_3) para determinar su pureza.
Se disuelven 8,00 gramos de Na_2CO_3 impuro en agua y se titulan con HCl 0,2 [M]. Se requieren 150 ml de HCl para neutralizar completamente la muestra. ¿Cuál es la pureza del Na_2CO_3?.

a) 80.1% **b)** 68.2% **c)** 19,9% **d)** Ninguno

Datos
Masa molar de cada compuesto:
m Na_2CO_3: 8,00 g de Na_2CO_3 impuro
Masa molar Na_2CO_3 : 105,99 g/mol
Volumen titulante: 150 mL HCl
Concentración de HCl: 0,2 [M] HCl

Escribir la ecuación balanceada:

$$Na_2CO_3 + 2\,HCl \rightarrow 2\,NaCl + H_2O + CO_2$$

Solución
Moles de HCl utilizados:
Volumen titulante: 0,150 L HCl

$$\text{Moles de HCl} = 0{,}2\left(\frac{\text{mol}}{\text{L}}\right)\text{HCl} \cdot 0.150\ \text{L HCl} = 0{,}03\ \text{mol HCl}$$

Usar la relación estequiométrica: Relación molar 1:2, por lo tanto, moles de Na_2CO_3:

$$0{,}03\ \text{mol HCl} \times \frac{1\ \text{mol } Na_2CO_3}{2\ \text{mol HCl}} \times \frac{105{,}99\ \text{g } Na_2CO_3}{1\ \text{mol } Na_2CO_3} = 1{,}59\ \text{g } Na_2CO_3$$

Calcular pureza:

$$\text{Pureza (\%)} = \left(\frac{1.59\ \text{g } Na_2CO_{3\,puro}}{8\ \text{g } Na_2CO_{3\,impuro}}\right) \cdot 100\% = 19{,}9\ \%$$

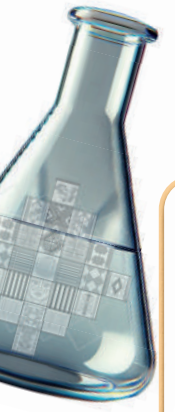
Respuesta inciso c)

737. ¿Cuál de las siguientes afirmaciones es verdadera con respecto a la pureza de un reactivo?

a) Un reactivo con 95% de pureza contiene 5% de componentes puros.
b) La pureza de un reactivo siempre se mide en porcentaje de masa.
c) Un reactivo con 80% de pureza contiene 20% de impurezas.
d) La pureza de un reactivo se puede determinar únicamente por métodos gravimétrico

La pureza de un reactivo indica el porcentaje del reactivo que es químicamente puro. Si un reactivo tiene una pureza del 80%, eso significa que el 80% de la masa del reactivo es puro y el 20% restante son impurezas.

Respuesta inciso c)



738. En un experimento de química en Santa Cruz, Bolivia, se está estudiando la pureza del sulfato de cobre (II) ($CuSO_4$) mediante una reacción de precipitación. Se disuelven 12,00 gramos de $CuSO_4$ impuro en agua y se añaden suficientes iones de bario para precipitar todo el sulfato como $BaSO_4$. Si se obtienen 10,00 gramos de $BaSO_4$, ¿cuál es la pureza del $CuSO_4$? (Masa molar de $BaSO_4$ = 233,39 g/mol, masa molar de $CuSO_4$ = 159,61 g/mol).

a) 89.0% **b)** 28.2% **c)** 39,5% **d)** 56,9%

Datos

Masa molar de cada compuesto:

m $CuSO_4$: 12,00 g $CuSO_4$ impuro

m $BaSO_4$: 10,00 g $BaSO_4$ puro

Escribir la ecuación balanceada:

$$CuSO_4 + Ba^{+2} \rightarrow BaSO_4 + Cu^{+2}$$

Solución

Calcular moles de $BaSO_4$ formado:

$$\text{Moles de BaSO4} = \frac{10 \text{ g } BaSO_4}{233{,}39 \text{ g/mol } BaSO_4} = 0.0428 \text{ mol } BaSO_4$$

Usar la relación estequiométrica: Relación molar 1:1, por lo tanto, moles de $CuSO_4$:

$$0{,}0428 \text{ mol } BaSO_4 \times \frac{1 \text{ mol } CuSO_4}{1 \text{ mol } BaSO_4} \times \frac{159{,}61 \text{ g } CuSO_4}{1 \text{ mol } CuSO_4} = 6{,}83\text{g } CuSO_4$$

Calcular pureza:

$$\text{Pureza (\%)} = \left(\frac{6{,}83\text{g } CuSO_4}{12{,}00 \text{ g } CuSO_4 \text{ impuro}}\right) \cdot 100\% = 56{,}9\%$$

Respuesta inciso d)

739. ¿Cuál de los siguientes métodos NO es adecuado para determinar la pureza de un reactivo?

a) Titulación. **b)** Cromatografía.

c) Calorimetría. **d)** Espectroscopía de masas.

Solución

La calorimetría mide los cambios de calor en una reacción química, lo cual no es directamente adecuado para determinar la pureza de un reactivo. En contraste, la titulación, la cromatografía y la espectroscopía de masas son métodos analíticos comunes y efectivos para determinar la pureza de un reactivo al identificar y cuantificar la cantidad de impurezas presentes.

Respuesta inciso c)

740. En la ciudad de Potosí, Bolivia, un grupo de estudiantes está determinando la pureza del bicarbonato de sodio ($NaHCO_3$) mediante la descomposición térmica. Se calientan 25,00 gramos de $NaHCO_3$ impuro hasta descomponerlo completamente en Na_2CO_3, H_2O y CO_2. Si se obtienen 14,00 gramos de Na_2CO_3, ¿cuál es la pureza del $NaHCO_3$? (Masa molar de $NaHCO_3$ = 84 g/mol, masa molar de Na_2CO_3 = 106 g/mol).

a) 88,8% **b)** 53,3% **c)** 55,5% **d)** 55,7%

Datos

Masa molar de cada compuesto:

m $NaHCO_3$ impuro : 25,00 g $NaHCO_3$

m Na_2CO_3 : 14,00 g Na_2CO_3 puro

Escribir la ecuación balanceada:

$$2NaHCO_3 \rightarrow Na_2CO_3 + H_2O + CO_2$$

Solución

Calcular moles de Na_2CO_3 obtenido:

$$\text{moles de } Na_2CO_3 = \frac{14{,}00 \text{ g } Na_2CO_3}{106 \text{ g/mol } Na_2CO_3} = 0{,}1321 \text{ mol } Na_2CO_3$$

Usar la relación estequiométrica: : Relación molar 2:1, por lo tanto, moles de $NaHCO_3$:

$$0{,}1321 \text{ mol } Na_2CO_3 \times \frac{2 \text{ mol } NaHCO_3}{1 \text{ mol } Na_2CO_3} \times \frac{84 \text{ g } NaHCO_3}{1 \text{ mol } NaHCO_3} = 22{,}2 \text{ g } NaHCO_3$$

Calcular pureza:

$$\text{Pureza (\%)} = \left(\frac{22{,}2 \text{ g } NaHCO_{3_{puro}}}{25{,}00 \text{ g } NaHCO_{3_{imp}}}\right) \cdot 100\% = 88{,}8\%$$

Respuesta inciso a)

741. ¿Qué significa cuando un reactivo se describe como "100% puro"?.

a) Contiene solo una sustancia química sin ninguna impureza.

b) Contiene un 10% de impurezas.

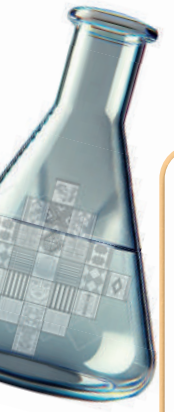
c) Contiene agua como única impureza.

d) Puede tener impurezas no detectables por métodos analíticos comunes.

Solución

Un reactivo descrito como "100% puro" indica que está compuesto únicamente de una sustancia química y no contiene ninguna impureza. Aunque en la práctica es difícil alcanzar una pureza absoluta, este término se usa para indicar que no hay impurezas detectables dentro de los límites de precisión de los métodos analíticos utilizados.

Respuesta inciso a)



742. En un proyecto ambiental en Cochabamba, Bolivia, se está analizando la pureza del óxido de calcio (CaO) obtenido a partir de la calcinación de carbonato de calcio ($CaCO_3$). Se calientan 18,00 gramos de $CaCO_3$ impuro hasta descomponerlo completamente en CaO y CO_2. Si se obtienen 10,00 gramos de CaO, ¿cuál es la pureza del $CaCO_3$? (Masa molar de $CaCO_3$ = 100 g/mol, masa molar de CaO = 56 g/mol).

a) 27,4% **b)** 27,3% **c)** 63,5% **d)** 99,2%

Datos
Masa molar de cada compuesto:
m $CaCO_3$:18,00 g $CaCO_3$ impuro
m CaO : 10,00 g CaO puro

Escribir la ecuación balanceada

$$CaCO_3 \rightarrow CaO + CO_2$$

Solución
Calcular moles de CaO obtenido

$$\text{moles de CaO} = \frac{10{,}00\ \text{g CaO}}{56\ \text{g/mol CaO}} = 0{,}18\ \text{mol CaO}$$

Usar la relación estequiométrica: Relación molar 1:1, por lo tanto, moles de $CaCO_3$:

$$0{,}18\ \text{mol CaO} \times \frac{1\text{mol } CaCO_3}{1\ \text{mol CaO}} \times \frac{100\ \text{g } CaCO_3}{1\ \text{mol } CaCO_3} = 17{,}86\ \text{g } CaCO_3$$

Calcular pureza:

$$\text{Pureza (\%)} = \left(\frac{17{,}86\ \text{g } CaCO_{3_{puro}}}{18{,}00\ \text{g } CaCO_{3_{impuro}}}\right) \cdot 100\% = 99{,}2\%$$

Respuesta inciso d)

743. En un análisis de pureza, ¿qué se entiende por "rendimiento porcentual" de un reactivo?.

a) El porcentaje de reactivo puro respecto a la masa total.
b) El porcentaje de producto obtenido respecto a la cantidad teórica esperada.
c) El porcentaje de impurezas detectadas en el reactivo.
d) La diferencia entre la masa inicial y la masa final del reactivo.

Solución
El "rendimiento porcentual" se refiere a la cantidad de producto obtenido en una reacción química en comparación con la cantidad teórica calculada, expresada como un porcentaje. No se refiere directamente a la pureza del reactivo, sino al éxito de la reacción química en términos de producción de producto deseado.

Respuesta inciso a)

744. En un laboratorio de química en Sucre, Bolivia, los estudiantes están analizando la pureza del ácido oxálico ($H_2C_2O_4$) utilizado en reacciones de titulación. Se disuelven 5 gramos de $H_2C_2O_4$ impuro en agua y se titulan con $KMnO_4$ 0,1 [M]. Se requieren 75 ml de $KMnO_4$ para completar la titulación. ¿Cuál es la pureza del $H_2C_2O_4$? (Masa molar de $H_2C_2O_4$ = 90,04 g/mol).

$$H_2C_2O_4 + 2\ KMnO_4 + 3\ H_2SO_4 \rightarrow 10\ CO_2 + 2\ MnSO_4 + 8\ H_2O + K_2SO_4$$

a) 17,5% **b)** 35,0% **c)** 33,8% **d)** 28,2%

Datos
Masa molar de cada compuesto:
m $H_2C_2O_4$: 5,00 g $H_2C_2O_4$ impuro
Volumen titulante: 75 mL $KMnO_4$
Concentración de $KMnO_4$: 0,1 [M]

Solución
Volumen titulante: 0,0075 L $KMnO_4$

$$\text{moles de } KMnO_4 = 0{,}1\left(\frac{\text{mol}}{\text{L}}\right) KMnO_4 \cdot 0{,}0075\ \text{L}\ KMnO_4 = 0{,}0075\ \text{mol}\ KMnO_4$$

Usar la relación estequiométrica: Relación molar 5:2, por lo tanto, moles de $H_2C_2O_4$:

$$0{,}0075\ \text{mol}\ KMnO_4 \times \frac{5\ \text{mol}\ H_2C_2O_4}{2\ \text{mol}\ KMnO_4} \times \frac{90{,}04\ \text{g}\ H_2C_2O_4}{1\ \text{mol}\ H_2C_2O_4} = 1{,}69\ \text{g}\ H_2C_2O_4$$

Calcular pureza

$$\text{Pureza}\ (\%) = \left(\frac{1{,}69\ \text{g}\ H_2C_2O_{4_{puro}}}{5{,}00\ \text{g}\ H_2C_2O_{4_{impuro}}}\right) \cdot 100\% = 33{,}8\%$$

Respuesta inciso c)

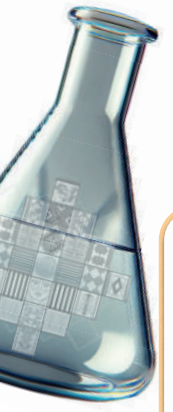
745. ¿Por qué es importante determinar la pureza de los reactivos en una reacción química?.

a) Porque las impurezas siempre aumentan la eficiencia de la reacción.
b) Porque las impurezas pueden afectar los resultados y la reproducibilidad de la reacción.
c) Porque la pureza de los reactivos no tiene ningún efecto en la reacción.
d) Porque los reactivos impuros son siempre más baratos y preferibles.

Solución
Las impurezas en los reactivos pueden alterar el curso de una reacción química, afectando los rendimientos, la reproducibilidad y la exactitud de los resultados.

Respuesta inciso b)

746. En una planta de fabricación de fertilizantes en Cochabamba, Bolivia, se está evaluando la pureza del nitrato de potasio (KNO_3) utilizado en la producción. Se disuelven 15,00 gramos de KNO_3 impuro en agua y se titulan con HCl 0,1 [M]. Se requieren 120 ml de HCl para completar la titulación. ¿Cuál es la pureza del KNO_3? (Masa molar de KNO_3 = 101,1 g/mol)La reacción química de titulación es:



$$KNO_3 + HCl \rightarrow KCl + HNO_3$$

a) 8,09 % **b)** 27,0% **c)** 5,8% **d)** 31,9%

Datos
Masa molar de cada compuesto:
m KNO_3 : 15,00 g KNO_3 impuro
Volumen titulante: 120 mL HCl
Concentración de HCl: 0,1 [M]

Solución
Volumen titulante: 0,12 L HCl

$$\text{moles de HCl} = 0{,}1\left(\frac{\text{mol}}{\text{L}}\right)\text{HCl} \cdot 0{,}0075\ \text{L HCl} = 0{,}0075\ \text{mol HCl}$$

Usar la relación estequiométrica: Relación molar 1:1, por lo tanto, moles de KNO_3:

$$0{,}0075\ \text{mol HCl} \times \frac{1\ \text{mol}\ KNO_3}{1\ \text{mol HCl}} \times \frac{101{,}1\ \text{g}\ KNO_3}{1\ \text{mol}\ KNO_3} = 1{,}21\ \text{g}\ KNO_3$$

Calcular pureza

$$\text{Pureza (\%)} = \left(\frac{1{,}21\ \text{g}\ KNO_{3_{\text{puro}}}}{15{,}00\ \text{g}\ KNO_{3_{\text{impuro}}}}\right) \cdot 100\% = 8{,}09\ \%$$

Respuesta inciso a)

747. ¿Qué información se necesita para calcular la pureza de un reactivo mediante titulación?.

a) El volumen y la concentración del titulante utilizado.
b) El peso molecular del reactivo y del producto.
c) La temperatura y la presión durante la reacción.
d) La masa del recipiente de reacción.

Solución
Para calcular la pureza de un reactivo mediante titulación, se necesita conocer el volumen del titulante utilizado y su concentración. Esta información permite determinar la cantidad de sustancia reactiva presente y, comparándola con la masa total de la muestra, calcular la pureza del reactivo.

Respuesta inciso a)

748. En una universidad en Cochabamba, se estudia la pureza del cloruro de sodio ($NaCl$) usado en experimentos de química. Se disuelven 10 gramos de NaCl impuro en agua. Al añadir nitrato de plata ($AgNO_3$), se forma un precipitado de cloruro de plata ($AgCl$) que pesa 14,35 gramos. ¿Cuál es la pureza del $NaCl$ utilizado? (Masa molar de $NaCl$ = 58,44 g/mol, masa molar de $AgCl$ = 143,32 g/mol).

$$NaCl + AgNO_3 \rightarrow AgCl + NaNO_3$$

a) 28.6% **b)** 58,5% **c)** 12,7% **d)** 34,5 %

Respuesta: .....



749. En Bolivia, el litio se extrae de los salares para su uso en baterías de iones de litio. La pureza del carbonato de litio (Li_2CO_3) es crucial para la eficiencia de estas baterías. Se disuelven 10 gramos de Li_2CO_3 impuro en agua y se titulan con ácido clorhídrico (HCl) 0,5 M. Se requieren 120 ml de HCl para neutralizar completamente la muestra. ¿Cuál es la pureza del Li_2CO_3? (Masa molar de Li_2CO_3 = 73,89 g/mol).

$$Li_2CO_3 + 2HCl \rightarrow 2LiCl + H_2O + CO_2$$

a) 28,0% **b)** 22,2% **c)** 35,6% **d)** 85,9%

Respuesta: .....

750. En una planta de procesamiento de litio, se verifica la pureza del hidróxido de litio ($LiOH$) utilizado en la fabricación de lubricantes de alto rendimiento. Se disuelven 15 gramos de $LiOH$ impuro en agua y se titulan con ácido sulfúrico (H_2SO_4) 0,25 M. Se requieren 300 ml de H_2SO_4 para neutralizar completamente la muestra. ¿Cuál es la pureza del $LiOH$? (Masa molar de $LiOH$ = 23,95 g/mol).

$$2\ LiOH + H_2SO_4 \rightarrow Li_2SO_4 + 2\ H_2O$$

a) 20,24% **b)** 90,11% **c)** 15,78% **d)** 23,93 %

Respuesta: .....



751. En una investigación sobre baterías recargables, se evalúa la pureza del cloruro de litio ($LiCl$) utilizado en la producción de celdas de batería. Se disuelven 20 gramos de LiCl impuro en agua y se titulan con nitrato de plata ($AgNO_3$) 0,1 M. Se requieren 250 ml de $AgNO_3$ para precipitar completamente la muestra. ¿Cuál es la pureza del LiCl? (Masa molar de LiCl = 42,39 g/mol, masa molar de AgCl = 143,32 g/mol).

$$LiCl + AgNO_3 \rightarrow AgCl + LiNO_3$$

a) 5,3% **b)** 14,5% **c)** 25,7% **d)** 85,5 %

Respuesta: .....

752. En una planta de extracción de litio, se analiza la pureza del carbonato de litio (Li_2CO_3) obtenido directamente del salar. Se disuelven 50 gramos de Li_2CO_3 impuro en agua y se titulan con ácido sulfúrico (H_2SO_4) 0,1 M. Se requieren 500 ml de H_2SO_4 para neutralizar completamente la muestra.
¿Cuál es la pureza del Li_2CO_3? (Masa molar de Li_2CO_3 = 73, 89 g/mol)

$$Li_2CO_3 + H_2SO_4 \rightarrow Li_2SO_4 + H_2O + CO_2$$

a) 56,4% **b)** 11,6% **c)** 7,38% **d)** 13,8%

Respuesta .....

753. En un laboratorio de química, se investiga la pureza del sulfato de litio (Li_2SO_4) utilizado en la síntesis de materiales avanzados. Se disuelven 25 gramos de Li_2SO_4 impuro en agua y se añaden iones de bario para precipitar todo el sulfato como $BaSO_4$. Si se obtienen 28 gramos de $BaSO_4$.
¿cuál es la pureza del Li_2SO_4? (Masa molar de Li_2SO_4 = 109,94 g/mol, masa molar de $BaSO_4$ = 233,39 g/mol).

$$Li_2SO_4 + Ba^{+2} \rightarrow BaSO_4 + 2Li^+$$

a) 13,89% **b)** 52,76% **c)** 25.80% **d)** 111,10%

Respuesta: .....

754. En un laboratorio de investigación en química de materiales, se evalúa la pureza del nitrato de litio ($LiNO_3$) utilizado en la síntesis de compuestos cerámicos. Se disuelven 25 gramos de $LiNO_3$ impuro en agua y se titulan con una solución de ácido clorhídrico (HCl) 0,2 M. Se requieren 200 mL de HCl para neutralizar completamente la muestra. ¿Cuál es la pureza del $LiNO_3$? (Masa molar de $LiNO_3$ = 68,95 g/mol).

$$LiNO_3 + HCl \rightarrow LiCl + HNO_3$$

a) 5,2% **b)** 24,5% **c)** 11,04 % **d)** 13,5 %

Respuesta .....

755. En un laboratorio de control de calidad, se evalúa la pureza del fosfato de litio (Li_3PO_4) utilizado en la producción de cerámicas de alta resistencia. Se disuelven 15 gramos de Li_3PO_4 impuro en agua y se añaden iones de calcio para precipitar todo el fosfato como fosfato de calcio ($Ca_3(PO_4)_2$). Si se obtienen 12 gramos de $Ca_3(PO_4)_2$, ¿cuál es la pureza del Li_3PO_4? (Masa molar de Li_3PO_4 = 115,79 g/mol, masa molar de $Ca_3(PO_4)_2$ = 310,18 g/mol).

$$2Li_3PO_4 + 3Ca^{+2} \rightarrow Ca_3(PO_4)_2 + 6Li^{+}$$

a) 10,20% **b)** 65,15% **c)** 17,94% **d)** 59,73%

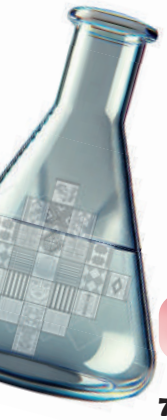
Respuesta .....

756. Un laboratorio de química está evaluando la pureza del acetato de sodio (CH_3COONa) utilizado en la investigación de materiales avanzados. Se disuelven 15 gramos de CH_3COONa impuro en agua y se titulan con una solución de ácido clorhídrico (HCl) 0,2 M. Se requieren 75 ml de HCl para neutralizar completamente la muestra. ¿Cuál es la pureza del CH_3COONa? (Masa molar de CH_3COONa = 82.03 g/mol).

$$CH_3COONa + HCl \rightarrow CH_3COOH + NaCl$$

a) 8,2% **b)** 2,6% **c)** 5.8% **d)** 1,10%

Respuesta .....



757. Un laboratorio de investigación está evaluando la pureza del ácido ascórbico ($C_6H_8O_6$) utilizado en suplementos vitamínicos. Saben que las impurezas pueden afectar la biodisponibilidad del ácido ascórbico. Se disuelven 10 gramos de ácido ascórbico impuro en agua y se titulan con una solución de yodo (I_2) 0,1 M. Se requieren 50 ml de I_2 para completar la titulación. ¿Cuál es la pureza del ácido ascórbico? (Masa molar de $C_6H_8O_6$ = 176,12 g/mol).

$$C_6H_8O_6 + I_2 \rightarrow C_6H_6O_6 + 2HI$$

a) 8,81% **b)** 34,50% **c)** 13,24 % **d)** 18, 81%

Respuesta .....

758. Un laboratorio farmacéutico está evaluando la pureza del ácido salicílico ($C_7H_6O_3$) utilizado en la fabricación de medicamentos. Las impurezas pueden afectar la eficacia del producto final. Se disuelven 5 gramos de ácido salicílico impuro en agua y se titulan con una solución de hidróxido de sodio (NaOH) 0,1 M. Se requieren 25 ml de NaOH para completar la titulación. ¿Cuál es la pureza del ácido salicílico? (Masa molar de $C_7H_6O_3$ = 138,12 g/mol).

$$C_7H_6O_3 + NaOH \rightarrow C_7H_5O_3Na + H_2O$$

a) 20,00 % **b)** 0,03% **c)** 6.91% **d)** 17,58%

Respuesta .....

759. Un equipo de científicos está analizando la pureza del ácido perclórico ($HClO_4$) utilizado en la síntesis de materiales avanzados. Las impurezas pueden afectar las propiedades del material resultante. Se disuelven 12 gramos de $HClO_4$ impuro en agua y se titulan con una solución de hidróxido de potasio (KOH) 0,2 M. Se requieren 60 ml de KOH para completar la titulación. ¿Cuál es la pureza del $HClO_4$? (Masa molar de $HClO_4$ = 100,46 g/mol).

$$H_2SO_4 + 2NaOH \rightarrow Na_2SO_4 + 2H_2O$$

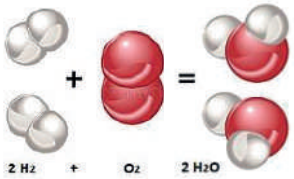
a) 82,23% **b)** 12,64% **c)** 55.85% **d)** 10,05 %

Respuesta .....

REACCIONES QUÍMICAS: REACTIVO LIMITANTE

760. En una clase de química básica, se está estudiando la reacción entre el hidrógeno y el oxígeno para formar agua. Si se mezclan 4 gramos de H_2 con 32 gramos de O_2, ¿cuál es el reactivo limitante y cuántos gramos de H_2O se formarán? (Masa molar de H_2 = 2 g/mol, masa molar de O_2 = 32 g/mol, masa molar de H_2O = 18 g/mol)

Datos
Masa de H_2 = 4 g
Masa de O_2 = 32 g
Masa molar de H_2 = 2 g/mol
Masa molar de O_2 = 32 g/mol
Masa molar de H_2O = 18 g/mol



Fuente: expotipsescuelas.com

Ecuación química balanceada:

$$2H_2 + O_2 \rightarrow 2H_2O$$

Calcular moles de H_2:

$$\text{mol de } H_2 = \frac{4 \text{ g } H_2}{2 \text{ g/mol } H_2} = 2 \text{ mol } H_2$$

Calcular moles de O_2:

$$\text{mol } O_2 = \frac{32 \text{ g } O_2}{32 \text{ g/mol } O_2} = 1 \text{ mol } O_2$$

Relación estequiométrica: 2 moles de H_2 reacciona con 1 mol de O_2

El reactivo limitante es O_2

Calcular masa de H_2O:

$$1 \text{ mol } O_2 \times \frac{2 \text{ mol } H_2O}{1 \text{ mol} O_2} \times \frac{18 \text{ g } H_2O}{1 \text{ mol } H_2O} = 36 \text{ g } H_2O$$

Resultado: El reactivo limitante es O_2. Se forman 36 g de H_2O

761. En una reacción de síntesis, los reactivos se combinan para formar un producto. ¿Por qué es importante identificar el reactivo limitante en una reacción química?

a) Para maximizar la cantidad de reactivos utilizados.
b) Para determinar la cantidad de productos formados.
c) Para reducir la cantidad de productos formados.
d) Para aumentar la cantidad de reactivos restantes.

Solución
El reactivo limitante determina la cantidad de productos que se pueden formar en una reacción química.

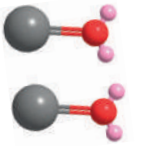
Respuesta: b)

762. En una clase de laboratorio, se está llevando a cabo una reacción entre magnesio y oxígeno para formar óxido de magnesio. Si se queman 24 gramos de Mg en 32 gramos de O_2, ¿cuál es el reactivo limitante y cuántos gramos de MgO se formarán? (Masa molar de Mg = 24 g/mol, masa molar de O_2 = 32 g/mol, masa molar de MgO = 40 g/mol)



Datos
Masa de Mg = 24 g
Masa de O_2 = 32 g
Masa molar de Mg = 24 g/mol
Masa molar de O_2 = 32 g/mol
Masa molar de MgO = 40 g/mol

$$2Mg + O = O \rightarrow$$



Ecuación química balanceada:

$$2Mg + O_2 \rightarrow 2MgO$$

Solución

Calcular moles de H_2:

$$\text{mol de Mg} = \frac{4\ \text{g Mg}}{2\ \text{g/mol Mg}} = 1\ \text{mol Mg}$$

Calcular moles de O_2:

$$\text{mol } O_2 = \frac{32\ \text{g } O_2}{32\ \text{g/mol } O_2} = 1\ \text{mol } O_2$$

Relación estequiométrica: 2 moles de Mg reacciona con 1 mol de O_2

El reactivo limitante es O_2

Calcular masa de MgO:

$$1\ \text{mol Mg} \times \frac{2\ \text{mol MgO}}{2\ \text{mol Mg}} \times \frac{40\ \text{g MgO}}{1\ \text{mol MgO}} = 40\ \text{g MgO}$$

Resultado: El reactivo limitante es Mg. Se forman 40 g de MgO.

763. En una reacción química, se utilizan cantidades exactas de reactivos para producir productos sin dejar residuos de reactivos. ¿Cuál de las siguientes afirmaciones describe mejor el concepto de reactivo limitante?

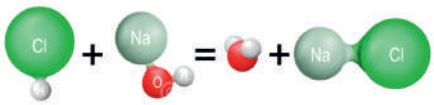
a) El reactivo que se agota completamente antes que los demás.
b) El reactivo que queda en exceso después de la reacción.
c) El reactivo que determina la cantidad de producto formado.
d) Ambos a y c.

Solución
El reactivo limitante es aquel que se consume completamente primero (a) y también determina la cantidad de producto formado (c), por lo tanto, ambas afirmaciones son correctas.
Respuesta: d) Ambos a y c.

764. En una clase de química, se está estudiando la reacción de neutralización entre hidróxido de sodio y ácido clorhídrico. Si se mezclan 40 gramos de NaOH con 73 gramos de HCl, ¿cuál es el reactivo limitante y cuántos gramos de NaCl se formarán? (Masa molar de NaOH = 40 g/mol, masa molar de HCl = 36,5 g/mol, masa molar de NaCl = 58,5 g/mol)

Datos

Masa de NaOH = 40 g
Masa de HCl = 73 g
Masa molar de NaOH = 40 g/mol
Masa molar de HCl = 36.5 g/mol
Masa molar de NaCl = 58.5 g/mol



Fuente: www.dreamstime.com

Solución

Ecuación química:

$$HCl + NaOH \rightarrow NaCl + H_2O$$

Calcular moles de HCl:

$$\text{mol HCl} = \frac{70\ \text{g HCl}}{36.5\ \text{g/mol HCl}}$$

$$\text{mol HCl} = 2\ \text{mol HCl}$$

Calcular moles de NaOH:

$$\text{mol NaOH} = \frac{40\ \text{g NaOH}}{40\ \text{g/mol NaOH}} =$$

$$\text{mol NaOH} = 1\ \text{mol NaOH}$$

Relación estequiométrica: 1 mol de NaOH reacciona con 1 mol de HCl

Calcular masa de NaCl:

El reactivo
limitante es NaOH

$$1\ \text{mol NaOH} \times \frac{1\ \text{molNaCl}}{1\ \text{mol NaOH}} \times \frac{58{,}5\ \text{gNaCl}}{1\ \text{molNaCl}} = 58{,}5\ \text{g NaCl}$$

Resultado: El reactivo limitante es NaOH, se forman 58.5 g de NaCl.

765. En una reacción entre A y B para formar C, se utilizan cantidades no estequiométricas de A y B. ¿Qué sucede cuando el reactivo limitante se agota en una reacción química?

a) La reacción se detiene.
b) La reacción continúa con otros reactivos.
c) Se forman más productos.
d) El exceso de reactivos se convierte en productos.

Solución

Cuando el reactivo limitante se agota, no hay más reactivo disponible para continuar la reacción, por lo que la reacción se detiene.

Respuesta: a)

766. En un laboratorio de química, se está estudiando la reacción entre aluminio y ácido clorhídrico. Si se mezclan 54 gramos de Al con 146 gramos de HCl, ¿cuál es el reactivo limitante y cuántos gramos de $AlCl_3$ se formarán? (Masa molar de Al = 27 g/mol, masa molar de HCl = 36,5 g/mol, masa molar de $AlCl_3$ = 133,5 g/mol)



Datos
Masa de Al = 54 g
Masa de HCl = 146 g
Masa molar de Al = 27 g/mol
Masa molar de HCl = 36,5 g/mol
Masa molar de $AlCl_3$ = 133,5 g/mol
Ecuación química:
$2\ Al + 6\ HCl \rightarrow 2\ AlCl_3 + 3\ H_2$

Solución
Calcular moles de Al:

$$\text{mol Al} = \frac{54\ \text{g Al}}{27\ \text{g/mol Al}} = 2\ \text{mol Al}$$

Calcular moles de HCl:

$$\text{mol HCl} = \frac{146\ \text{g HCl}}{36{,}5\ \text{g/mol HCl}} = 4\ \text{mol HCl}$$

Relación estequiométrica: : 2 moles de Al reacciona con 6 moles de HCl

$$2\ \text{mol Al} \times \frac{2\ \text{mol } AlCl_3}{2\ \text{mol Al}} \times \frac{133{,}5\ \text{g } AlCl_3}{1\ \text{mol } AlCl_3} = 267\ \text{g } AlCl_3 \text{l}$$



$$4\ \text{mol HCl} \times \frac{2\ \text{mol } AlCl_3}{6\ \text{mol HCl}} \times \frac{133{,}5\ \text{g } AlCl_3}{1\ \text{mol } AlCl_3} = 178\ \text{g } AlCl_3$$

El reactivo limitante es HCl porque se consume completamente antes que los otros reactivos, limitando así la cantidad total de producto formado

Resultado: El reactivo limitante es HCl, Se forman 178 g de $AlCl_3$.

767. En una reacción química, se observa que uno de los reactivos queda en exceso. ¿Qué sucede con el reactivo que queda en exceso después de la reacción?.

a) Se convierte en producto.
b) Se reutiliza en la reacción.
c) Permanece sin reaccionar.
d) Se descompone.

Solución
El reactivo que queda en exceso permanece sin reaccionar porque la reacción se detiene cuando el reactivo limitante se agota.
Respuesta: a)

768. En una planta de producción de hidrógeno, se está utilizando aluminio para reaccionar con hidróxido de sodio en agua para producir hidrógeno y aluminato de sodio. Si se mezclan 54 gramos de Al con 80 gramos de NaOH, ¿cuál es el reactivo limitante y cuántos gramos de H_2 se formarán? (Masa molar de Al = 27 g/mol, masa molar de NaOH = 40 g/mol, masa molar de H_2 = 2 g/mol).

Datos

Masa de Al = 54 g
Masa de NaOH = 80 g
Masa molar de Al = 27 g/mol
Masa molar de NaOH = 40 g/mol
Masa molar de H_2 = 2 g/mol

Solución

Calcular moles de Al:

$$\text{mol Al} = \frac{54\ \text{g Al}}{27\ \text{g/mol Al}} = 2\ \text{mol Al}$$

Calcular moles de NaOH:

$$\text{mol NaOH} = \frac{80\ \text{g NaOH}}{40\ \text{g/mol NaOH}} = 2\text{mol NaOH}$$

Ecuación química:

$$2Al + 6\ NaOH + 6H_2O \rightarrow 2\ Na_3AlO_3 + 3\ H_2$$

Relación estequiométrica: 2 moles de Al reacciona con 6 moles de NaOH

$$2\ \text{mol Al} \times \frac{3\ \text{mol}\ H_2}{2\ \text{mol Al}} \times \frac{2\ \text{g}\ H_2}{1\ \text{mol}\ H_2} = 6\ \text{g}\ H_2$$

$$2\ \text{mol NaOH} \times \frac{3\ \text{mol}\ H_2}{6\ \text{mol NaOH}} \times \frac{2\ \text{g}\ H_2}{1\ \text{mol}\ H_2} = 2\ \text{g}\ H_2$$



El **reactivo limitante** es NaOH porque se consume completamente antes que los otros reactivos, limitando así la cantidad total de producto formado.

Resultado: El reactivo limitante es HCl, Se forman 178 g de $AlCl_3$.

769. En una reacción química, se mezclan cantidades no estequiométricas de reactivos. ¿Cómo se puede ajustar una reacción química para que no haya reactivo limitante?.

a) Aumentando la cantidad de ambos reactivos.
b) Mezclando cantidades estequiométricas de reactivos.
c) Reduciendo la cantidad de uno de los reactivos.
d) Cambiando las condiciones de la reacción.

Solución

Para que no haya reactivo limitante, se deben mezclar cantidades estequiométricas de los reactivos, asegurando que ambos se consuman completamente.

Respuesta: b)

770. En una fábrica de producción de fertilizantes, se está utilizando nitrato de amonio para producir ácido nítrico mediante la reacción con ácido sulfúrico. Si se mezclan 100 gramos de NH_4NO_3 con 150 gramos de H_2SO_4, ¿cuál es el reactivo limitante y cuántos gramos de ácido nítrico (HNO_3) se producirán? (Masa molar de NH_4NO_3 = 80 g/mol, masa molar de H_2SO_4 = 98 g/mol, masa molar de HNO_3 = 63 g/mol).



Ruta de solución

Determinar la ecuación química balanceada.
Calcular los moles de cada reactivo.
Identificar el reactivo limitante.
Calcular la cantidad de producto formado.

Datos

Masa de NH_4NO_3 = 100 g
Masa de H_2SO_4 = 150 g
Masa molar de NH_4NO_3 = 80 g/mol
Masa molar de H_2SO_4 = 98 g/mol
Masa molar de HNO_3 = 63 g/mol

Ecuación química

$$NH_4NO_3 + H_2SO_4 \rightarrow HNO_3 + NH_4HSO_4$$

Solución

Calcular moles de NH_4NO_3:

$$\text{mol de } NH_4NO_3 = \frac{100 \text{ g } NH_4NO_3}{80 \text{ g/mol } NH_4NO_3} = 1{,}25 \text{ mol } NH_4NO_3$$

Calcular moles de H_2SO_4

$$\text{mol } H_2SO_4 = \frac{150 \text{ g } H_2SO_4}{98 \text{ g/mol } H_2SO_4} = 1{,}53 \text{ mol } H_2SO_4$$

Relación estequiométrica: 1 mol de NH_4NO_3 reacciona con 1 mol de H_2SO_4.
El reactivo limitante e s NH_4NO_3

Calcular masa de $CaSO_4$:

$$1.25 \text{ mol } NH_4NO_3 \times \frac{1 \text{ mol} HNO_3}{1 \text{ mol } NH_4NO_3} \times \frac{63 \text{g} HNO_3}{1 \text{ mol } HNO_3} = 78{,}75 \text{ g} HNO_3$$

Resultado: El reactivo limitante es NH_4NO_3.
Se forman 78,75 g de HNO_3.

Dato importante



En una reacción química, el reactivo limitante determina la cantidad de producto formado y es fundamental para calcular rendimientos y eficiencias en procesos industriales.

771. En una planta de tratamiento de aguas, se utiliza sulfato de aluminio para precipitar contaminantes presentes en el agua. Si se añaden 50 gramos de $Al_2(SO_4)_3$ a una solución que contiene 100 gramos de $CaCl_2$, ¿cuál es el reactivo limitante y cuántos gramos de $CaSO_4$ se formarán? (Masa molar de $Al_2(SO_4)_3$ = 342 g/mol, masa molar de $CaCl_2$ = 111 g/mol, masa molar de $CaSO_4$ = 136 g/mol).

Ruta de solución
Determinar la ecuación química balanceada.
Calcular los moles de cada reactivo.
Identificar el reactivo limitante.
Calcular la cantidad de producto formado.

Datos
Masa de $Al_2(SO_4)_3$ = 50 g
Masa de $CaCl_2$ = 100 g
Masa molar de $Al_2(SO_4)_3$ = 342 g/mol
Masa molar de $CaCl_2$ = 111 g/mol
Masa molar de $CaSO_4$ = 136 g/mol

Ecuación química

$$Al_2(SO_4)_3 + 3CaCl_2 \rightarrow 3CaSO_4 + 2AlCl_3$$

Solución
Calcular moles de $Al_2(SO_4)_3$:

$$\text{mol de } Al_2(SO_4)_3 = \frac{50 \text{ g } Al_2(SO_4)_3}{342 \text{ g/mol } Al_2(SO_4)_3} = 0{,}146 \text{ mol } Al_2(SO_4)_3$$

Calcular moles de $Al_2(SO_4)_3$:

$$\text{mol } CaCl_2 = \frac{100 \text{ g } CaCl_2}{111 \text{ g/mol } CaCl_2} = 0{,}900 \text{ mol } CaCl_2$$

Relación estequiométrica: : 1 mol de $Al_2(SO_4)_3$ reacciona con 3 moles de $CaCl_2$.

Se necesitan $0{,}146 \text{ mol} \cdot 3 = 0{,}438 \text{ mol de CaCl2}$

El reactivo limitante es $Al_2(SO_4)_3$.
Calcular masa de $CaSO_4$:

$$0{,}146 \text{ mol } Al_2(SO_4)_3 \times \frac{3 \text{ mol } CaSO_4}{1 \text{ mol } Al_2(SO_4)_3} \times \frac{136 \text{ g } CaSO_4}{1 \text{ mol } CaSO_4} = 59{,}5 \text{ g } CaSO_4$$

Resultado: El reactivo limitante es $Al_2(SO_4)_3$.
Se forman 59,5 g de $CaSO_4$.

Saber mas...



En el tratamiento de aguas, el sulfato de aluminio ayuda a coagular y eliminar partículas suspendidas, mejorando la claridad del agua.

Fuente: agua-viva.info

772. En una planta química, se está utilizando etileno (C_2H_4) para producir etanol mediante la reacción con agua en presencia de un catalizador. Si se mezclan 28 gramos de C_2H_4 con 36 gramos de H_2O, ¿cuál es el reactivo limitante y cuántos gramos de etanol (C_2H_5OH) se formarán? (Masa molar de C_2H_4 = 28 g/mol, masa molar de H_2O = 18 g/mol, masa molar de C_2H_5OH = 46 g/mol).



Ruta de solución

Determinar la ecuación química balanceada.
Calcular los moles de cada reactivo.
Identificar el reactivo limitante.
Calcular la cantidad de producto formado.

Datos

Masa de C_2H_4 = 28 g
Masa de H_2O = 36 g
Masa molar de C_2H_4 = 28 g/mol
Masa molar de H_2O = 18 g/mol
Masa molar de C_2H_5OH = 46 g/mol

Ecuación química

$$C_2H_4 + H_2O \rightarrow C_2H_5OH$$

Solución

Calcular moles de C_2H_4 :

$$\text{mol de} C_2H_4 = \frac{28\ \text{g}\ C_2H_4}{28\ \text{g/mol} C_2H_4}$$

$$\text{mol de} C_2H_4 = 1\ \text{mol}\ C_2H_4$$

Calcular moles de H_2O:

$$\text{mol}\ H_2O = \frac{100\ \text{g}\ H_2O}{111\ \text{g/mol}\ H_2O}$$

$$\text{mol}\ H_2O = 2\ \text{mol}\ H_2O$$

Relación estequiométrica: 1 mol de C_2H_4 reacciona con 1 mol de H_2O.

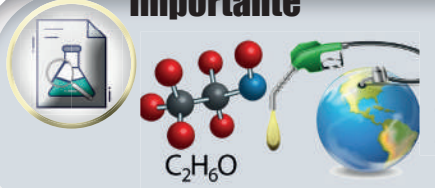
El reactivo limitante es C_2H_4.

Calcular masa de C_2H_5OH

$$1\ \text{mol}\ C_2H_4 \times \frac{1\ \text{mol}\ C_2H_5OH}{1\ \text{mol}\ C_2H_4} \times \frac{46\text{g}\ C_2H_5OH}{1\ \text{mol}\ C_2H_5OH} = 46\ \text{g} C_2H_5OH$$

Resultado: El reactivo limitante es C_2H_4 y se forman 46 g de C_2H_5OH

Dato importante



La estequiometría de una reacción química nos permite calcular la cantidad exacta de reactivos y productos, ayudando a optimizar los procesos de fabricación.

Fuente: 24-horas.mx

773. En un laboratorio de investigación, se está utilizando ácido clorhídrico para reaccionar con óxido de magnesio y producir cloruro de magnesio y agua. Si se mezclan 40 gramos de MgO con 73 gramos de HCl, ¿cuál es el reactivo limitante y cuántos gramos de cloruro de magnesio ($MgCl_2$) se formarán? (Masa molar de MgO = 40 g/mol, masa molar de HCl = 36.5 g/mol, masa molar de $MgCl_2$ = 95 g/mol).

Ruta de solución

Determinar la ecuación química balanceada.
Calcular los moles de cada reactivo.
Identificar el reactivo limitante.
Calcular la cantidad de producto formado.

Datos

Masa de MgO = 40 g
Masa de HCl = 73 g
Masa molar de MgO = 40 g/mol
Masa molar de HCl = 36.5 g/mol
Masa molar de $MgCl_2$ = 95 g/mol

Ecuación química

$$MgO + 2HCl \rightarrow MgCl_2 + H_2O$$

Solución

Calcular moles de MgO

$$\text{mol de}MgO = \frac{40\ gMgO}{40\ g/MgO} = 1\ \text{mol}\ MgO$$

Calcular moles de HCl

$$molHCl = \frac{73\ gHCl}{36{,}5\ g/molHCl} = 2\ \text{mol}\ HCl$$

Relación estequiométrica: 1 mol de MgO reacciona con 2 moles de HCl.

El reactivo limitante es MgO.

Calcular masa de $MgCl_2$:

$$1\ \text{mol}\ MgO \times \frac{1\ molMgCl_2}{1\ \text{mol}\ MgO} \times \frac{95\ \ gMgCl_2}{1\ molMgCl_2} = 95\ g\ MgCl_2$$

Resultado: El reactivo limitante es MgO.
Se forman 95 g de $MgCl_2$.

Saber mas...



Fuente: foundinbio.com

El cloruro de magnesio (MgCl2) es una fuente importante de magnesio en la alimentación. Ayuda a regular funciones musculares y nerviosas, estabiliza el ritmo cardíaco, fortalece los huesos y mejora el sistema inmunológico. Se usa como suplemento para prevenir la deficiencia de magnesio, que puede causar calambres y fatiga.

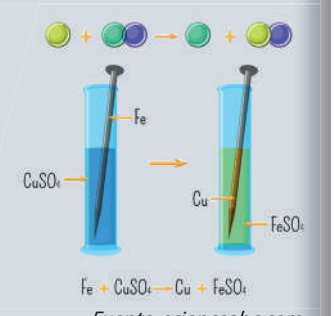
Dato importante:

Identificar el reactivo limitante es esencial para determinar la cantidad máxima de producto que se puede formar en una reacción química.

774. En un proyecto de investigación, se está utilizando sulfato de cobre(II) para reaccionar con hierro y producir sulfato de hierro(II) y cobre metálico. Si se mezclan 159.5 gramos de $CuSO_4$ con 112 gramos de Fe, ¿cuál es el reactivo limitante y cuántos gramos de cobre (Cu) se formarán? (Masa molar de $CuSO_4$ = 159,5 g/mol, masa molar de Fe = 56 g/mol, masa molar de Cu = 63,5 g/mol)



Saber mas...



Fuente: scienceabc.com

Esta reacción es visible por el cambio de color de azul a verde pálido. En este proceso, el reactivo limitante es la sustancia que se consume primero, deteniendo la reacción. Si, por ejemplo, tienes menos hierro que sulfato de cobre, el hierro será el reactivo limitante.

Dato importante:
El reactivo limitante determina la cantidad máxima de producto que se puede obtener en una reacción.

Ruta de solución
Determinar la ecuación química balanceada.
Calcular los moles de cada reactivo.
Identificar el reactivo limitante.
Calcular la cantidad de producto formado.

Datos
Masa de $CuSO_4$ = 159,5 g
Masa de Fe = 115 g
Masa molar de $CuSO_4$ = 159,5 g/mol
Masa molar de Fe = 56 g/mol
Masa molar de Cu = 63,5 g/mol

Ecuación química:

$$CuSO_4 + Fe \rightarrow FeSO_4 + Cu$$

Solución
Calcular moles de $CuSO_4$:

$$\text{mol de}CuSO_4 = \frac{159{,}5\ \text{g}CuSO_4}{159{,}5\ \text{g/mol}CuSO_4} = 1\ \text{mol}\ CuSO_4$$

Calcular moles de Fe

$$\text{mol}Fe = \frac{112\ \text{g}Fe}{56\ \text{g/mol}Fe} = 2\ \text{mol}Fe$$

Relación estequiométrica: 1 mol de $CuSO_4$ reacciona con 1 mol de Fe.

El reactivo limitante es $CuSO_4$
Calcular masa de Cu:

$$1\ \text{mol}\ CuSO_4 \times \frac{1\ \text{mol Cu}}{1\ \text{mol}\ CuSO_4} \times \frac{63\text{g}Cu}{1\ \text{mol}Cu} = 63{,}5\ \text{g}Cu$$

Resultado: El reactivo limitante es $CuSO_4$.
Se forman 63,5 g de Cu.

775. En una planta de reciclaje, se está utilizando hidróxido de sodio para reaccionar con dióxido de carbono y producir carbonato de sodio y agua. Si se mezclan 80 gramos de $NaOH$ con 88 gramos de CO_2, ¿cuál es el reactivo limitante y cuántos gramos de carbonato de sodio (Na_2CO_3) se formarán? (Masa molar de $NaOH$ = 40 g/mol, masa molar de CO_2 = 44 g/mol, masa molar de Na_2CO_3 = 106 g/mol).

Ruta de solución
Determinar la ecuación química balanceada.
Calcular los moles de cada reactivo.
Identificar el reactivo limitante.
Calcular la cantidad de producto formado

Datos
Masa de $NaOH$ = 80 g
Masa de CO_2 = 88 g
Masa molar de $NaOH$ = 40 g/mol
Masa molar de CO_2 = 44 g/mol
Masa molar de Na_2CO_3 = 106 g/mol

Ecuación química:

$$2NaOH + CO_2 \rightarrow Na_2CO_3 + H_2O$$

Solución

Calcular moles de NaOH:

$$\text{mol de} NaOH = \frac{40\ gNaOH}{40\ g/mol\ NaOH} = 2\ mol\ NaOH$$

Calcular moles de CO_2:

$$molCO_2 = \frac{88\ gCO_2}{44\ g/molCO_2} = 2\ molCO_2$$

Relación estequiométrica: 2 moles de $NaOH$ reaccionan con 1 mol de CO_2.

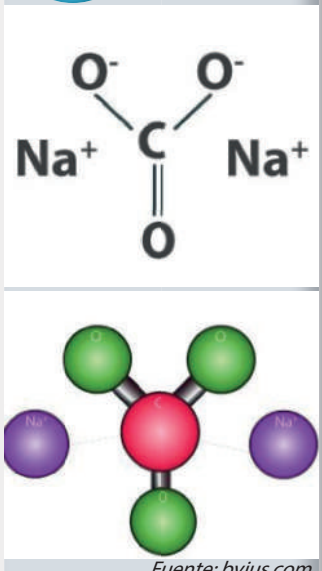
El reactivo limitante es CO_2.

Calcular masa de Na_2CO_3:

$$1\ molCO_2 \times \frac{1\ mol\ Na_2CO_3}{1\ molCO_2} \times \frac{106\ g\ Na_2CO_3}{1\ molNa_2CO_3} = 106\ gNa_2CO_3$$

Resultado: El reactivo limitante es CO_2.
Se forman 106 g de Na_2CO_3.

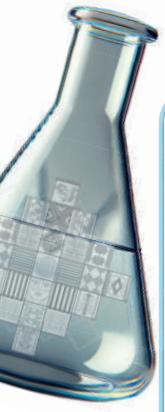
Dato importante



Fuente: byjus.com

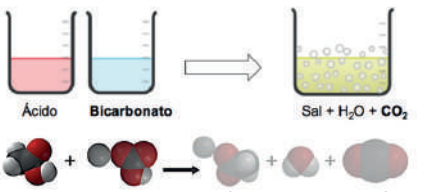
No siempre los reactivos están en las proporciones necesarias para reaccionar completamente.
Esto se debe a que las cantidades de reactivos disponibles pueden variar, lo que afecta la cantidad de producto formado.

776. En un laboratorio escolar, se está utilizando ácido acético para reaccionar con bicarbonato de sodio y producir acetato de sodio, agua y dióxido de carbono. Si se mezclan 120 gramos de CH_3COOH con 420 gramos de $NaHCO_3$, ¿cuál es el reactivo limitante y cuántos gramos de acetato de sodio (CH_3COONa) se formarán? (Masa molar de CH_3COOH = 60 g/mol, masa molar de $NaHCO_3$ = 84 g/mol, masa molar de CH_3COONa = 82 g/mol)



Datos

Masa de CH_3COOH = 120 g
Masa de $NaHCO_3$ = 420 g
Masa molar de CH_3COOH = 60 g/mol
Masa molar de $NaHCO_3$ = 84 g/mol
Masa molar de CH_3COONa = 82 g/mol



Fuente: museodeciencias.unav.edu

Ecuación química balanceada:

$$CH_3COOH + NaHCO_3 \rightarrow CH_3COONa + H_2O + CO_2$$

Solución

Calcular moles de CH_3COOH:

$$\text{mol de } CH_3COOH = \frac{120\ \text{g } CH_3COOH}{60\ \text{g/mol} CH_3COOH} = 0\ \text{mol } CH_3COOH$$

Calcular moles de $NaHCO_3$:

$$\text{mol} NaHCO_3 = \frac{420\ \text{g } NaHCO_3}{84\ \text{g/mol } NaHCO_3} = 5\ \text{mol } NaHCO_3$$

Relación estequiométrica: : 1 mol de CH_3COOH reacciona con 1 mol de $NaHCO_3$.

El reactivo limitante es CH_3COOH

Calcular masa de CH_3COONa:

$$2\ \text{mol } CH_3COOH \times \frac{1\ \text{mol } CH_3COONa}{1\ \text{mol } CH_3COOH} \times \frac{82\ \text{g } CH_3COONa}{1\ \text{mol } CH_3COONa} = 164\ \text{g } CH_3COONa$$

Resultado: El reactivo limitante es CH_3COOH (2 moles)
Se forman 164 g de CH_3COONa.

777. En una planta de energía, se está utilizando hidróxido de calcio para reaccionar con dióxido de carbono y producir carbonato de calcio y agua. Si se mezclan 70,3 gramos de $Ca(OH)_2$ con 202,4 gramos de CO_2, ¿cuál es el reactivo limitante y cuántos gramos de carbonato de calcio ($CaCO_3$) se formarán? (Masa molar de $Ca(OH)_2$ = 74 g/mol, masa molar de CO_2 = 44 g/mol, masa molar de $CaCO_3$ = 100 g/mol).

Datos

Masa de $Ca(OH)_2$ = 70,3 g
Masa de CO_2 = 202,4 g
Masa molar de $Ca(OH)_2$ = 74 g/mol
Masa molar de CO_2 = 44 g/mol
Masa molar de $CaCO_3$ = 100 g/mol

Ecuación química balanceada:

$$Ca(OH)_2 + CO_2 \rightarrow CaCO_3 + H_2O$$

Solución

Calcular moles de $Ca(OH)_2$:

$$\text{mol de } Ca(OH)_2 = \frac{70{,}3 \text{ g } Ca(OH)_2}{74 \text{ g/mol } Ca(OH)_2}$$

$$\text{mol de } Ca(OH)_2 = 0{,}95 \text{ mol } Ca(OH)_2$$

Calcular moles de CO_2:

$$\text{mol } CO_2 = \frac{202{,}4 \text{ g } CO_2}{44 \text{ g/mol } CO_2} = 4{,}6 \text{ mol } CO_2$$

Relación estequiométrica: 1 mol de $Ca(OH)_2$ reacciona con 1 mol de CO_2.

El reactivo limitante es $Ca(OH)_2$

Calcular masa de $CaCO_3$:

$$m_{CaCO_3} = 0{,}95 \text{ mol } CaCO_3 \times \frac{1 \text{ mol } CaCO_3}{1 \text{ mol } CaCO_3} \times \frac{100 \text{ g } CaCO_3}{1 \text{ mol } CaCO_3}$$

$$m_{CaCO_3} = 95 \text{ g } CaCO_3$$

Resultado: El reactivo limitante es $Ca(OH)_2$.
Se forman 95 g de $CaCO_3$.

Saber mas...



Fuente: researchgate.net

Conocer el reactivo limitante ayuda a evitar desperdiciar materiales en experimentos y procesos industriales. Al ajustar las cantidades de reactivos correctamente, se puede maximizar la eficiencia y minimizar el desperdicio.

Dato importante:

No siempre los reactivos están en las proporciones necesarias para reaccionar completamente. Esto se debe a que las cantidades de reactivos disponibles pueden variar, lo que afecta la cantidad de producto formado.

778. En una planta de producción de vidrio, se está utilizando sílice (SiO_2) para reaccionar con carbonato de sodio y producir silicato de sodio y dióxido de carbono. Si se mezclan 196,16 gramos de SiO_2 con 80.53 gramos de Na_2CO_3, ¿cuál es el reactivo limitante y cuántos gramos de silicato de sodio (Na_2SiO_3) se formarán? (Masa molar de SiO_2 = 60 g/mol, masa molar de Na_2CO_3 = 106 g/mol, masa molar de Na_2SiO_3 = 122 g/mol).



Saber mas...



Fuente: es.funcmater.com

El vidrio no es un material sólido en el sentido convencional; en realidad es un líquido super enfriado. Esto significa que, aunque parece y se siente sólido, sus moléculas están en un estado desordenado similar al de un líquido, pero con una viscosidad extremadamente alta. Esta estructura molecular única le confiere sus propiedades de transparencia y fragilidad.

Datos

Masa de SiO_2 = 196,16 g
Masa de Na_2CO_3 = 80.53 g
Masa molar de SiO_2 = 60 g/mol
Masa molar de Na_2CO_3 = 106 g/mol
Masa molar de Na_2SiO_3 = 122 g/mol

Ecuación química balanceada:

$$SiO_2 + Na_2CO_3 \rightarrow Na_2SiO_3 + CO_2$$

Solución

Calcular moles de SiO_2:

$$\text{mol de } SiO_2 = \frac{196{,}16 \text{ g } SiO_2}{60 \text{ g/mol } SiO_2}$$

$$\text{mol de } SiO_2 = 3{,}27 \text{ mol } SiO_2$$

Calcular moles de Na_2CO_3:

$$\text{mol } Na_2CO_3 = \frac{80{,}53 \text{ g } Na_2CO_3}{106 \text{ g/mol } Na_2CO_3}$$

$$\text{mol } Na_2CO_3 = 0{,}76 \text{ mol } Na_2CO_3$$

Relación estequiométrica: 1 mol de SiO_2 reacciona con 1 mol de Na_2CO_3.

El reactivo limitante es Na_2CO_3

Calcular masa de Na_2SiO_3:

$$0{,}76 \text{ mol } Na_2CO_3 \times \frac{1 \text{ mol } Na_2SiO_3}{1 \text{ mol } Na_2CO_3} \times \frac{122 \text{ g } Na_2SiO_3}{1 \text{ mol } Na_2SiO_3}$$

$$= 92{,}72 \text{ g } Na_2SiO_3$$

Resultado: El reactivo limitante es $Ca(OH)_2$.
Se forman 92,72 g de $CaCO_3$.

779. En una planta de producción de baterías, en Uyuni-Bolivia se está utilizando litio (Li) para reaccionar con agua y producir hidróxido de litio (LiOH) y gas hidrógeno (H_2). La densidad del agua es de 0,998 g/mL a 20°C. Si se añaden 250 gramos de litio a 500 mL de agua, ¿cuál es el reactivo limitante y cuántos gramos de hidróxido de litio se formarán? (Masa molar de Li = 6.94 g/mol, masa molar de H_2O = 18 g/mol, masa molar de LiOH = 23.94 g/mol).

Datos

Masa de Li = 50 g
Volumen de H_2O = 500 mL
Densidad de H_2O = 1 g/mL
Masa molar de Li = 6.94 g/mol
Masa molar de H_2O = 18 g/mol
Masa molar de LiOH = 23.94 g/mol

Solución

Calcular moles de Li:

$$\text{mol de Li} = \frac{250\ \text{g Li}}{6{,}94\ \text{g/mol Li}} = 36{,}02\ \text{mol Li}$$

Calcular masa de H_2O a partir de su densidad:

$$m_{H_2O} = V_{H_2O} * \rho_{H_2O}$$

$$m_{H_2O} = 500\text{mL} * 0{,}998\ \left(\frac{\text{g}}{\text{mL}}\right) = 499\ \text{g}\ H_2O$$

Ecuación química balanceada:

$$2\ Li + 2\ H_2O \rightarrow 2\ LiOH + H_2\uparrow$$

Calcular moles de H_2O: $$\text{mol de } H_2O = \frac{499\ \text{g}\ H_2O}{18\ \text{g/mol}\ H_2O} = 27{,}72\ \text{mol}\ H_2O$$

Relación estequiométrica: 2 moles de Li reaccionan con 2 moles de H_2O.

El reactivo limitante es Na_2CO_3

Calcular masa de hidróxido de litio LiOH:

$$499\ \text{g}\ H_2O \times \frac{1\ \text{mol}\ H_2O}{18\ \text{g}\ H_2O} \times \frac{2\ \text{mol LiOH}}{2\ \text{mol}\ H_2O} \times \frac{23{,}94\ \text{g LiOH}}{1\text{mol LiOH}} = 663{,}67\ \text{g LiOH}$$

Resultado: El reactivo limitante es H_2 O, Se forman 663,67 g LiOH.

780. Juan está planeando un picnic con sus amigos y quiere llevar ensaladas. Él revisa su refrigerador y encuentra los siguientes ingredientes:

- 6 tomates
- 4 pepinos
- 3 zanahorias

La receta de la ensalada que quiere preparar requiere:

- 2 tomates
- 1 pepino
- 1 zanahoria

¿Cuántas ensaladas completas puede Juan hacer para compartir con sus amigos?

Determinar las cantidades necesarias para una ensalada:

- Para los tomates: (6 tomates / 2 tomates por ensalada) = 3 ensaladas
- Para los pepinos: (4 pepinos / 1 pepino por ensalada) = 4 ensaladas
- Para las zanahorias: (3 zanahorias / 1 zanahoria por ensalada) = 3 ensaladas

Identificar el reactivo limitante:

El reactivo limitante es la zanahoria, permitiendo hacer 3 ensaladas.

Resultado: María puede realizar 3 ensaladas

781. En una planta de producción de compuestos de litio, se utiliza hidróxido de litio ($LiOH$) para neutralizar ácido sulfúrico (H_2SO_4) en una titulación. La densidad del H_2SO_4 es $1{,}84\ g/mL$ con una pureza del 98%. Si se titulan $100\ mL$ de una solución de $LiOH$ de $2\ M$ con $50\ mL$ de H_2SO_4, ¿cuál es el reactivo limitante y cuántos gramos de sulfato de litio (Li_2SO_4) se formarán? (Masa molar de $LiOH = 23{,}94\ g/mol$, masa molar de $H_2SO_4 = 98\ g/mol$, masa molar de $Li_2SO_4 = 109{,}94\ g/mol$).



Datos

Volumen de $LiOH = 100\ mL$
Concentración de $LiOH = 2\ M$
Volumen de $H_2SO_4 = 50\ mL$
Densidad de $H_2SO_4 = 1.84\ g/mL$
Pureza $H_2SO_4 = 98\%$

Solución

Calcular moles de LiOH:

Ecuación química balanceada:

$$2\ LiOH + H_2SO_4 \rightarrow Li_2SO_4 + 2\ H_2O$$

Concentración:

$$[M]LiOH = \left(\frac{mol}{L}\right) LiOH$$

Densidad

$$m = V \cdot \rho$$

$$\text{mol LiOH} = 100\text{mL} \times \frac{1\text{L}}{1000\ \text{mL}} \times \frac{2\text{mol LiOH}}{1\text{L}} = 0.2\ \text{mol LiOH}$$

Calcular moles de H_2SO_4:

$$50\ \text{mL}\ H_2SO_{4_{imp}} \times \frac{1{,}84\ \text{g}\ H_2SO_{4_{imp}}}{1\text{mL}\ H_2SO_{4_{imp}}} \times \frac{98\ \text{g}\ H_2SO_{4_{puro}}}{100\text{g}\ H_2SO_{4_{imp}}} \times \frac{1\ \text{mol}\ H_2SO_4}{98\ \text{g}\ H_2SO_4} = 0{,}92\ \text{mol}\ H_2SO_4$$

Relación estequiométrica: 2 moles de $LiOH$ reaccionan con 1 mol de H_2SO_4.

El reactivo limitante es LiOH.

Calcular masa de Li_2SO_4:

$$0.2\ \text{mol LiOH} \times \frac{1\ \text{mol}\ Li_2SO_4}{2\ \text{mol LiOH}} \times \frac{109{,}94\ \text{g}\ Li_2SO_4}{1\ \text{mol}\ Li_2SO_4} = 10{,}99\ \text{g}\ Li_2SO_4$$

Resultado: El reactivo limitante es $LiOH$ y se forman $10{,}99\ g$ de Li_2SO_4.

782. Una pequeña empresa de papelería tiene los siguientes materiales para fabricar lápices: 50 piezas de madera, 30 minas de grafito y 40 borradores.

Para fabricar un lápiz se necesita:

• 1 pieza de madera • 1 mina de grafito • 1 borrador

¿Cuántos lápices completos puede fabricar la empresa?

Convertir la receta a proporciones:

1. Madera: 50 / 1 = 50 lápices
2. Minas de grafito: 30 / 1 = 30 lápices
3. Borradores: 40 / 1 = 40 lápices

Identificar el reactivo limitante: El reactivo limitante es la mina de grafito, permitiendo fabricar 30 lápices.

Resultado: Se pueden realizar 30 lápices.

783. En una planta de producción de cerámicas avanzadas, se utiliza óxido de litio (Li_2O) para reaccionar con dióxido de silicio (SiO_2) y formar metasilicato de litio (Li_2SiO_3). Si se mezclan 75 gramos de Li_2O con 100 gramos de SiO_2, ¿cuál es el reactivo limitante y cuántos gramos de Li_2SiO_3 se formarán? (Masa molar de Li_2O = 29,88 g/mol, masa molar de SiO_2 = 60,08 g/mol, masa molar de Li_2SiO_3 = 105,94 g/mol)



Fuente: es.funcmater.com

Datos

Masa de Li_2O = 75 g. Masa molar de Li_2O = 29,88 g/mol

Masa de SiO_2 = 100 g. Masa molar de SiO_2 = 60,08 g/mol

Masa molar de Li_2SiO_3 = 105,94 g/mol

Ecuación química balanceada:

$$Li_2O + SiO_2 \rightarrow Li_2SiO_3$$

Solución

Calcular moles de Li_2O: $75\ g\ Li_2O = \frac{75\ g\ Li_2O}{29{,}88\ g/mol Li_2O} = 2{,}51\ mol\ Li_2O$

Calcular moles de SiO_2 $100\ g\ SiO_2 = \frac{100\ g\ SiO_2}{60{,}08\ g/mol\ SiO_2} = 1{,}66\ mol\ SiO_2$

Relación estequiométrica: 1 mol de Li_2O reacciona con 1 mol de SiO_2.

El reactivo limitante es SiO_2

Calcular masa de Li_2SiO_3:

$$2{,}51\ mol\ Li_2O \times \frac{1\ mol Li_2SiO_3}{18\ g Li_2O} \times \frac{2\ mol\ Li_2SiO_3}{2\ mol Li_2SiO_3} \times \frac{23{,}94\ g\ Li_2SiO_3}{1 mol\ Li_2SiO_3} = 176{,}27 g\ Li_2SiO_3$$

Resultado: El reactivo limitante es SiO_2 y se forman 176,27 g de Li_2SiO_3.

784. María está organizando una fiesta de cumpleaños para su hija y quiere preparar pasteles para sus invitados. Ella revisa su despensa y encuentra los siguientes ingredientes:

•2 tazas de harina •1 taza de azúcar •3 huevos •1 taza de leche

La receta del pastel que ella planea hacer requiere:

•1 taza de harina •0,5 tazas de azúcar •1 huevo •0,25 tazas de leche

¿Cuántos pasteles completos puede María?

Determinar las cantidades necesarias para un pastel:

- Para la harina: 2 tazas / 1 taza por pastel = 2 pasteles
- Para el azúcar: 1 taza / 0.5 tazas por pastel = 2 pasteles
- Para los huevos: 3 huevos / 1 huevo por pastel = 3 pasteles
- Para la leche: 1 taza / 0.25 tazas por pastel = 4 pasteles

Identificar el reactivo limitante:

El reactivo limitante es el que permite hacer la menor cantidad de pasteles, que en este caso es la harina o el azúcar, ambos permitiendo hacer 2 pasteles.

Resultado: María puede realizar 2 pasteles

785. En un laboratorio de investigación, se está utilizando cloruro de litio ($LiCl$) para reaccionar con nitrato de plata ($AgNO_3$) en una titulación para producir cloruro de plata ($AgCl$) y nitrato de litio ($LiNO_3$). Si se titulan 150 mL de una solución de $LiCl$ de 0,5 M con 100 mL de $AgNO_3$ de 1 M, ¿cuál es el reactivo limitante y cuántos gramos de $AgCl$ se formarán? (Masa molar de $LiCl$ = 42,39 g/mol, masa molar de $AgNO_3$ = 169,87 g/mol, masa molar de $AgCl$ = 143,32 g/mol).



Datos
Volumen de $LiCl$ = 150 mL
Concentración de $LiCl$ = 0.5 [M]
Volumen de $AgNO_3$ = 100 mL
Concentración de $AgNO_3$ = 1 [M]
Masa molar de $LiCl$ = 42,39 g/mol
Masa molar de $AgNO_3$ = 169,87 g/mol
Masa molar de $AgCl$ = 143,32 g/mol

Ecuación química balanceada:

$$LiCl + AgNO_3 \rightarrow AgCl + LiNO_3$$

Concentración:

$$[M]LiOH = \left(\frac{mol}{L}\right) LiOH$$

Densidad

$$m = V \cdot \rho$$

Solución

Calcular moles de LiCl:

$$\text{mol LiCl:} = 150\ \text{mL} \times \frac{1\ \text{L}}{1000\ \text{mL}} \times \frac{0{,}5\ \text{mol LiCl:}}{1\text{L}} = 0{,}075\ \text{mol LiCl:}$$

Calcular moles de $AgNO_3$:

$$\text{mol } AgNO_3 = 100\ \text{mL} \times \frac{1\text{L}}{1000\ \text{mL}} \times \frac{1\ \text{mol } AgNO_3}{1\text{L}} = 0{,}1\ \text{mol } AgNO_3$$

Relación estequiométrica: 1 mol de $LiCl$ reacciona con 1 mol de $AgNO_3$.
El reactivo limitante es $LiCl$:

Calcular masa de AgCl:

$$0{,}075\ \text{mol LiCl} \times \frac{1\ \text{mol AgCl}}{1\ \text{mol LiCl}} \times \frac{143{,}32\ \text{g AgCl}}{1\ \text{mol AgCl}} = 10{,}99\ \text{g AgCl}$$

Resultado: El reactivo limitante es $LiCl$ y se forman 10,75 g de $AgCl$.

786. En un gimnasio, los entrenadores tienen los siguientes ingredientes para preparar batidos de proteína: 15 plátanos, 10 cucharadas de proteína en polvo y 20 vasos de leche. Para preparar un batido, se necesita: 1 plátano, 2 cucharadas de proteína en polvo, 2 vasos de leche. ¿Cuántos batidos completos pueden preparar los entrenadores?

Convertir la receta a proporciones:
- Plátanos: 15 / 1 = 15 batidos,
- Proteína en polvo: 10 / 2 = 5 batidos
- Leche: 20 / 2 = 10 batidos

Identificar el reactivo limitante:
El reactivo limitante es la proteína en polvo, permitiendo preparar 5 batidos.

Resultado: Se puede prepara 5 batidos.

787. En una planta de producción de cerámicas, se utiliza carbonato de litio (Li_2CO_3) para reaccionar con óxido de aluminio (Al_2O_3) y producir aluminato de litio ($LiAlO_2$) y dióxido de carbono. Si se mezclan 60 gramos de Li_2CO_3 con 100 gramos de Al_2O_3, ¿cuál es el reactivo limitante y cuántos gramos de $LiAlO_2$ se formarán? (Masa molar de Li_2CO_3 = 73,89 g/mol, masa molar de Al_2O_3 = 101,96 g/mol, masa molar de $LiAlO_2$ = 65,88 g/mol).

Datos
Masa de Li_2CO_3 = 60 g. Masa molar de Li_2CO_3 = 73,89 g/mol
Masa de Al_2O_3 = 100 g. Masa molar de Al_2O_3 = 101,96 g/mol
Masa molar de $LiAlO_2$ = 65,88 g/mol
Ecuación química balanceada:

$$Li_2CO_3 + Al_2O_3 \rightarrow 2LiAlO_2 + CO_2$$

Solución
Calcular moles de Li_2CO_3: $\frac{60\ g\ Li_2CO_3}{73{,}89\ g/mol\ Li_2CO_3} = 0{,}812\ mol\ Li_2CO_3$

Calcular moles de Al_2O_3: $\frac{100\ g\ Al_2O_3}{101{,}96\ g/mol\ Al_2O_3} = 0{,}981 mol\ Al_2O_3$

Relación estequiométrica: : 1 mol de Li_2CO_3 reacciona con 1 mol de Al_2O_3.

El reactivo limitante es Li_2CO_3

Calcular moles de $LiAlO_2$ producidos:

$$0{,}812\ mol\ Li_2CO_3 \times \frac{2\ mol LiAlO_2}{1\ mol\ Li_2CO_3} \times \frac{65{,}88\ g\ LiAlO_2}{1\ mol LiAlO_2} = 107{,}03\ g\ LiAlO_2$$

Resultado: El reactivo limitante es Li_2CO_3 y se forman 107,03 g de $LiAlO_2$.

788. Una empresa tiene los siguientes ingredientes para producir bebidas energéticas: 100 litros de agua, 80 kg de azúcar, 60 litros de jarabe de sabores, 50 litros de extracto de cafeína. ¿Cuántas bebidas energéticas completas puede producir la empresa?
Para producir una bebida energética se necesita:
1 litro de agua, 0.8 kg de azúcar, 0.5 litros de jarabe de sabores y 0.4 litros de extracto de cafeína.

Convertir la receta a proporciones:
- Agua: 100 litros / 1 litro por bebida = 100 bebidas
- Azúcar: 80 kg / 0.8 kg por bebida = 100 bebidas
- Jarabe de sabores: 60 litros / 0.5 litros por bebida = 120 bebidas
- Extracto de cafeína: 50 litros / 0.4 litros por bebida = 125 bebidas

Resultado: : Tanto el agua como el azúcar permiten producir 100 bebidas.

789. En un laboratorio de química avanzada, se está utilizando nitrato de litio ($LiNO_3$) para reaccionar con fosfato de sodio (Na_3PO_4) y producir fosfato de litio (Li_3PO_4) y nitrato de sodio ($NaNO_3$). Si se mezclan 45 gramos de $LiNO_3$ con 60 gramos de Na_3PO_4, ¿cuál es el reactivo limitante y cuántos gramos de Li_3PO_4 se formarán? (Masa molar de $LiNO_3$ = 68,95 g/mol, masa molar de Na_3PO_4 = 163,94 g/mol, masa molar de Li_3PO_4 = 115,79 g/mol).



Datos

Masa de $LiNO_3$: 45 g. Masa molar de $LiNO_3$:68,95 g/mol
Masa de Na_3PO_4 : 60 g. Masa molar de Na_3PO_4:163,94 g/mol
Masa molar de Li_3PO_4 = 115,79 g/mol



Fuente: funcmater.com

Ecuación química balanceada:

$$3\ LiNO_3 + Na_3PO_4 \rightarrow Li_3PO_4 + 3\ NaNO_3$$

Calcular moles de $LiNO_3$: $\frac{45\ g\ LiNO_3}{68{,}95\ g/mol LiNO_3} = 0{,}653\ mol\ LiNO_3$

Calcular moles de Na_3PO_4: $\frac{60\ g\ Na_3PO_4}{163{,}94\ g/mol\ Na_3PO_4} = 0{,}366\ mol\ Na_3PO_4$

Relación estequiométrica: 3 moles de $LiNO_3$ reacciona con 1 mol de Na_3PO_4.

Reactivo limitante

$$0{,}653\ mol\ LiNO_3 \times \frac{1\ mol\ Li_3PO_4}{3\ mol\ LiNO} = 0.218\ mol\ Li_3PO_4$$

$$0{,}366\ mol\ Na_3PO_4 \times \frac{1\ mol\ Li_3PO_4}{1\ mol\ Na_3PO_4} = 0{,}366\ mol\ Li_3PO_4$$

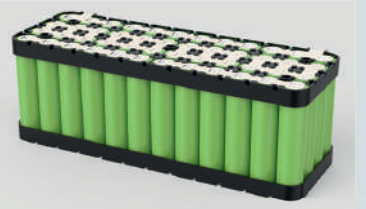
Calcular masa de Li_3PO_4:

$$0{,}653 mol\ LiNO_3 \times \frac{1\ mol\ Li_3PO_4}{3\ mol\ LiNO_3} \times \frac{115{,}79\ g\ Li_3PO_43}{1\ mol\ Li_3PO_4} = 25{,}20\ g\ Li_3PO_{4k}$$

Resultado: El reactivo limitante es $LiNO_3$, Se forman 25,23 g de Li_3PO_4.

Saber mas...





El fosfato de litio (Li_3PO_4) mejora las baterías de estado sólido al ser no inflamable, operar a temperaturas extremas y evitar cortocircuitos, aumentando la seguridad y durabilidad en dispositivos electrónicos y vehículos eléctricos.

Fuente: lybess.com

790. En una planta de tratamiento de aguas, se utiliza sulfato de aluminio para precipitar contaminantes presentes en el agua. Si se añaden 50 gramos de $Al_2(SO_4)_3$ a una solución que contiene 100 gramos de $CaCl_2$, ¿cuál es el reactivo limitante y cuántos gramos de $CaSO_4$ se formarán? (Masa molar de $Al_2(SO_4)_3$ = 342 g/mol, masa molar de $CaCl_2$ = 111 g/mol, masa molar de $CaSO_4$ = 136 g/mol).

a) $Al_2(SO_4)_3$, 80 g **b)** $CaCl_2$, 122.4

c) $Al_2(SO_4)_3$, 59.5 g **d)** $CaCl_2$, 136 g

Datos

Masa de $Al_2(SO_4)_3$ = 50 g

Masa de $CaCl_2$ = 100 g

Masa molar de $Al_2(SO_4)_3$ = 342 g/mol

Masa molar de $CaCl_2$ = 111 g/mol

Masa molar de $CaSO_4$ = 136 g/mol

Solución

Escribir la ecuación balanceada:

$$Al_2(SO_4)_3 + 3\ CaCl_2 \rightarrow 3\ CaSO_4 + 2AlCl_3$$

Calcular moles de $Al_2(SO_4)_3$

$$\text{mol } Al_2(SO_4)_3 = \frac{50\ g Al_2(SO_4)_3}{342\ g/mol Al_2(SO_4)_3} = 0{,}146\ \text{mol } Al_2(SO_4)_3$$

Calcular moles de $CaCl_2$:

$$\text{mol } CaCl_2 = \frac{50\ g\ CaCl_2}{342\ g/mol\ CaCl_2} = 0{,}90\ \text{mol } CaCl_2$$

Relación estequiométrica: : 1 mol de $Al_2(SO_4)_3$ reacciona con 3 moles de $CaCl_2$.

$$0.146\ \text{mol } Al_2(SO_4)_3 \times \frac{1\ mol CaCl_2}{2\ \text{mol } Al_2(SO_4)_3} = 044 mol CaCl_2$$

El reactivo limitante es: $Al_2(SO_4)_3$.

Calcular masa de $CaSO_4$:

$$0.146\ \text{mol } Al_2(SO_4)_3 \times \frac{3\ mol CaSO_4}{1\ mol Al_2(SO_4)_3} \times \frac{136\ g CaSO_4}{1\ \text{mol } CaSO_4} = 59{,}57\ g\ CaSO_4$$

Resultado: El reactivo limitante es $Al_2(SO_4)_3$. Se forman 59,5 g de $CaSO_4$

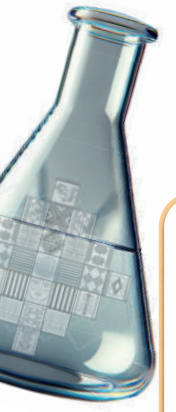
Respuesta inciso c)

Saber mas...



El sulfato de calcio ($CaSO_4$), conocido como yeso, se utiliza en la construcción para hacer paredes y techos (paneles de yeso), en la medicina para fabricar moldes y en la agricultura para mejorar la calidad del suelo.

Fuente: drbrug.com



791. En una fábrica de producción de fertilizantes, se está utilizando nitrato de amonio para producir ácido nítrico mediante la reacción con ácido sulfúrico. : Si se mezclan 100 gramos de NH_4NO_3 con 150 gramos de H_2SO_4, ¿cuál es el reactivo limitante y cuántos gramos de ácido nítrico (HNO_3) se producirán? (Masa molar de NH_4NO_3 = 80 g/mol, masa molar de H_2SO_4 = 98 g/mol, masa molar de HNO_3 = 63 g/mol)

a) NH_4NO_3, 114.75 g **b)** H_2SO_4, 127.5 g
c) NH_4NO_3, 78.75 g **d)** H_2SO_4, 95 g

Datos
Masa de NH_4NO_3 = 100 g
Masa de H_2SO_4 = 150 g
Masa molar de NH_4NO_3 = 80 g/mol
Masa molar de H_2SO_4 = 98 g/mol
Masa molar de HNO_3 = 63 g/mol

Solución
Escribir la ecuación balanceada:

$$NH_4NO_3 + H_2SO_4 \rightarrow HNO_3 + NH_4HSO_4$$

Calcular moles de NH_4NO_3:

$$\text{mol } NH_4NO_3 = \frac{100 \text{ g } NH_4NO_3}{80 \text{ g/mol } NH_4NO_3} = 1{,}25 \text{ mol } NH_4NO_3$$

Calcular moles de H_2SO_4:

$$\text{mol } H_2SO_4 = \frac{150 \text{ g } H_2SO_4}{98 \text{ g/mol } H_2SO_4} = 1{,}53 \text{ mol } H_2SO_4$$

Relación estequiométrica: 1 mol de NH_4NO_3 reacciona con 1 mol de H_2SO_4

El reactivo limitante es NH_4NO_3

Calcular masa de HNO_3

$$1{,}25 \text{ mol } NH_4NO_3 \times \frac{3 \text{ mol } HNO_3}{1 \text{ mol } NH_4NO_3} \times \frac{136 \text{ g } HNO_3}{1 \text{ mol } HNO_3} = 78{,}75 \text{ g } HNO_3$$

Resultado: El reactivo limitante es NH_4NO_3. Se forman 78,75 g de HNO_3.

Respuesta inciso c)

Saber mas...

El sulfato de amonio (NH_4HSO_4) se utiliza en la agricultura como fertilizante para proporcionar nitrógeno y azufre esenciales para el crecimiento de las plantas. Además, se emplea en la industria química para la producción de otros compuestos, y en el tratamiento de aguas para la precipitación de impurezas.

792. En una planta química, se está utilizando etileno (C_2H_4) para producir etanol mediante la reacción con agua en presencia de un catalizador. Si se mezclan 28 gramos de C_2H_4 con 36 gramos de H_2O, ¿cuál es el reactivo limitante y cuántos gramos de etanol (C_2H_5OH) se formarán? (Masa molar de C_2H_4 = 28 g/mol, masa molar de H_2O = 18 g/mol, masa molar de C_2H_5OH = 46 g/mol).

a) C_2H_4, 46 g
b) H_2O, 54 g
c) C_2H_5OH, 32 g
d) H_2O, 64 g

Datos
Masa de C_2H_4 = 28 g
Masa de H_2O = 36 g
Masa molar de C_2H_4 = 28 g/mol
Masa molar de H_2O = 18 g/mol
Masa molar de C_2H_5OH = 46 g/mol

Escribir la ecuación balanceada:

$$C_2H_4 + H_2O \rightarrow C_2H_5OH$$





Fuente: motor.mapfre.es

Solución

Calcular moles de C_2H_4:

$$\text{Moles de } C_2H_4 = \frac{28\ \text{g}\ C_2H_4}{28\ \text{g/mol}\ C_2H_4} = 1\ \text{mol}\ C_2H_4$$

Calcular moles de Calcular moles de H_2O:

$$\text{Moles de} H_2O = \frac{36\ \text{g}\ H_2O}{18\ \text{g/mol}\ H_2O} = 2\ \text{mol}\ H_2O$$

Usar la relación estequiométrica: 1 mol de C_2H_4 reacciona con 1 mol de H_2O

El reactivo limitante es C_2H_4.

Calcular moles de C_2H_5OH formados:

$$1\ \text{mol}\ C_2H_4 \times \frac{1\ \text{mol}\ C_2H_5OH}{1\ \text{mol}\ C_2H_4} \times \frac{32\ \text{g}\ C_2H_5OH}{1\ \text{mol}\ C_2H_5OH} = 46\ \text{g}\ C_2H_5OH$$

Respuesta inciso a)

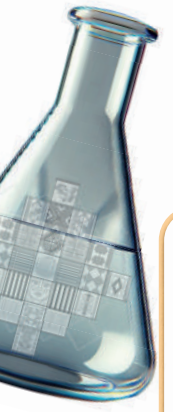
Saber mas...





Fuente: elperiodicodelaenergia

El etanol, producido de cultivos como el maíz y la caña de azúcar, es un biocombustible que reduce las emisiones de gases de efecto invernadero y disminuye la dependencia del petróleo. Su producción promueve el desarrollo rural y agrícola, y al mezclarse con gasolina, crea combustibles más limpios y eficientes.



793. En una planta de producción de detergentes, se está utilizando carbonato de sodio para reaccionar con ácido clorhídrico y producir cloruro de sodio, dióxido de carbono y agua. Si se mezclan 40,15 gramos de Na_2CO_3 con 98,00 gramos de HCl, ¿cuál es el reactivo limitante y cuántos gramos de cloruro de sodio (NaCl) se formarán? (Masa molar de Na_2CO_3 = 106 g/mol, masa molar de HCl = 36.5 g/mol, masa molar de NaCl = 58,5 g/mol).

a) Na_2CO_3, 44,46 g NaCl **b)** HCl, 58,53 g NaCl
c) Na_2CO_3, 58,51 g NaCl **d)** HCl, 73,81 g NaCl

Datos

Masa de Na_2CO_3 = 40,15 g
Masa de HCl = 98,00 g
Masa molar de Na_2CO_3 = 106 g/mol
Masa molar de HCl = 36,55 g/mol
Masa molar de NaCl = 58,5 g/mol

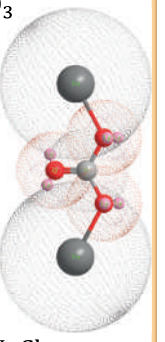
Escribir la ecuación balanceada:

$$Na_2CO_3 + 2\ HCl \rightarrow 2\ NaCl + CO_2 + H_2O$$

Solución

Calcular moles de Na_2CO_3:

$$\text{Moles de} Na_2CO_3 = \frac{40{,}15\ \text{g}\ Na_2CO_3}{106\ \text{g/mol}\ Na_2CO_3} = 0{,}38\ \text{mol}\ Na_2CO_3$$



Calcular moles de HCl:

$$\text{Moles de HCl} = \frac{98{,}00\ \text{g HCl}}{36{,}5\ \text{g/mol HCl}} = 2{,}68\ \text{mol HCl}$$

Usar la relación estequiométrica:

1 mol de Na_2CO_3 reacciona con 2 moles de HCl

El reactivo limitante es Na_2CO_3.

Calcular moles de NaCl formados:

$$0{,}38\ \text{mol}\ Na_2CO_3 \times \frac{2\ \text{mol NaCl}}{1\ \text{mol}\ Na_2CO_3} \times \frac{58{,}5\ \text{g NaCl}}{1\ \text{mol NaCl}} = 44{,}46\ \text{g NaCl}$$

Respuesta inciso a)

Saber mas...

El carbonato de sodio, comúnmente conocido como sosa o ceniza de soda, no solo potencia la eficacia de los detergentes al suavizar el agua dura, sino que también ayuda a mantener estables los niveles de pH durante el lavado, lo que mejora la capacidad de limpieza y prolonga la vida útil de la ropa.



Fuente: products.pcc.eu

794. En una planta de tratamiento de aguas, se utiliza sulfato de aluminio para precipitar contaminantes presentes en el agua. Si se añaden 50 gramos de $Al_2(SO_4)_3$ a una solución que contiene 100 gramos de $CaCl_2$, ¿cuál es el reactivo limitante y cuántos gramos de $CaSO_4$ se formarán? (Masa molar de $Al_2(SO_4)_3$ = 342 g/mol, masa molar de $CaCl_2$ = 111 g/mol, masa molar de $CaSO_4$ = 136 g/mol)

a) $Al_2(SO_4)_3$, 80 g **b)** $CaCl_2$, 122.4 g
c) $Al_2(SO_4)_3$, 59.5 g **d)** $CaCl_2$, 136 g

Datos
Masa de $Al_2(SO_4)_3$ = 50 g
Masa de $CaCl_2$ = 100 g
Masa molar de $Al_2(SO_4)_3$ = 342 g/mol
Masa molar de $CaCl_2$ = 111 g/mol
Masa molar de $CaSO_4$ = 136 g/mol

Escribir la ecuación balanceada:

$$Al_2(SO_4)_3 + 3\ CaCl_2 \rightarrow 3\ CaSO_4 + 2\ AlCl_3$$

Solución

Calcular moles de $Al_2(SO_4)_3$:

$$\text{Moles de } Al_2(SO_4)_3 = \frac{50\ \text{g}\ Al_2(SO_4)_3}{136\ \text{g/mol}\ Al_2(SO_4)_3} = 0{,}146\ \text{mol}\ Al_2(SO_4)_3$$

Calcular moles de $CaCl_2$:

$$\text{Moles de } CaCl_2 = \frac{100\ \text{g}\ CaCl_2}{111\ \text{g/mol}CaCl_2} = 0{,}90\ \text{mol}\ CaCl_2$$

Determinar el reactivo limitante: Relación estequiométrica.

$$1\ \text{mol}\ Al_2(SO_4)_3 :\ 3\ \text{mol}\ CaCl_2$$

$$0{,}146\ \text{mol}\ Al_2(SO_4)_3 = \frac{3\ \text{mol}\ CaCl_2}{1\text{mol}\ Al_2(SO_4)_3} = 0{,}44\ \text{mol}\ CaCl_2$$

Se necesitan

El reactivo limitante es $Al_2\ (SO_4\ )_3$.

Calcular masa de $CaSO_4$:

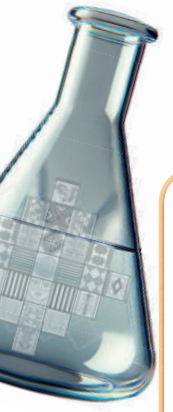
$$0.146\ \text{mol}\ Al_2(SO_4)_3 \times \frac{3\ \text{mol}\ CaSO_4}{1\text{mol}\ Al_2(SO_4)_3} \times \frac{136\ \text{g}\ CaSO_4}{1\text{mol}CaSO_4} = 59{,}5\ \text{g}CaSO_4$$

Respuesta inciso c)

Saber mas...

El sulfato de aluminio en plantas de tratamiento de aguas es que, además de precipitar contaminantes, también ayuda a reducir el crecimiento de bacterias y algas, mejorando así la calidad microbiológica del agua.

Fuente: es.123rf.com



795. En una cocina en La Paz, Bolivia, se utiliza bicarbonato de sodio ($NaHCO_3$) y ácido cítrico ($C_6H_8O_7$) para hacer una bebida efervescente casera. Si se mezclan 5 gramos de $NaHCO_3$ con 5 gramos de ácido cítrico, ¿cuál es el reactivo limitante y cuántos gramos de dióxido de carbono (CO_2) se formarán? (Masa molar de $NaHCO_3$ = 84 g/mol, masa molar de $C_6H_8O_7$ = 192 g/mol, masa molar de CO_2 = 44 g/mol).

a) $NaHCO_3$, 2,15 g CO_2 **b)** $NaHCO_3$, 3,13 g CO_2

c) Acido cítrico 3,43 g CO_2 **d)** Ácido cítrico, 5,3 g CO_2

Escribir la ecuación balanceada:

$$3NaHCO_3 + C_6H_8O_7 \rightarrow Na_3C_6H_5O_7 + 3CO_2 + 3H_2O$$

Solución

Calcular moles de $NaHCO_3$:

$$\text{Moles de } NaHCO_3 = \frac{5\ \text{g } NaHCO_3}{84\ \text{g/mol } NaHCO_3} = 0{,}060\text{mol } NaHCO_3$$

Calcular moles de ácido cítrico:

$$\text{Moles de } C_6H_8O_7 = \frac{5\ \text{g } C_6H_8O_7}{192\ \text{g/mol } C_6H_8O_7} = 0{,}026\ \text{mol } C_6H_8O_7$$

Determinar el reactivo limitante:

Relación estequiométrica. 3 mol $NaHCO_3$: 1 mol $C_6H_8O_7$

se necesitan

$$0.026\ \text{mol } C_6H_8O_7 = \frac{3\ \text{mol } NaHCO_3}{1\ \text{mol } C_6H_8O_7} = 0{,}078\ \text{mol } NaHCO_3$$

El reactivo limitante es el ácido cítrico: $C_6\ H_8\ O_7$.

Calcular masa de CO_2:

$$0{,}026\ \text{mol } C_6H_8O_7 \times \frac{3\ \text{mol } CO_2}{1\ \text{mol} C_6H_8O_7} \times \frac{44\ \text{g } CO_2}{1\ \text{mol } CO_2} = 3{,}43\text{g } CO_2$$

Resultado

El reactivo limitante es el ácido cítrico. Se forman 3,43 g de CO_2.

Respuesta inciso c)

Saber mas...



Fuente: es.123rf.com

El citrato de sodio es que, además de ser utilizado como un anticoagulante en bancos de sangre para prevenir la coagulación, también se usa en la industria alimentaria como un agente saborizante y regulador de la acidez en productos como refrescos y gelatinas.

796. Bolivia es rica en minerales como el estaño y el zinc. En las industrias mineras, es crucial determinar el reactivo limitante para optimizar las reacciones de extracción de metales. ¿Qué información es necesaria para calcular el reactivo limitante en una reacción química?.

a) Masa molar y volumen de los reactivos
b) Masa molar y cantidad en moles de los reactivos
c) Volumen y presión de los reactivos
d) Concentración y temperatura de los reactivos

Respuesta .....

797. En la producción de alimentos como la quinoa en Bolivia, es importante identificar el reactivo limitante para maximizar la eficiencia de la síntesis de fertilizantes. ¿Cuál de las siguientes afirmaciones sobre el reactivo limitante es correcta?.

a) El reactivo limitante siempre es el que tiene menor masa.
b) El reactivo limitante siempre es el que tiene mayor masa molar.
c) El reactivo limitante es el que determina la cantidad de producto formado.
d) El reactivo limitante siempre es el que tiene mayor volumen.

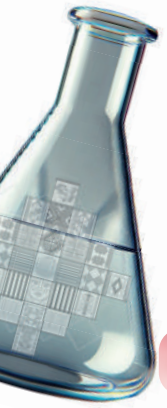
Respuesta .....

798. Las plantas químicas en Bolivia necesitan balancear ecuaciones químicas para identificar el reactivo limitante y optimizar la producción de compuestos industriales. ¿Por qué es importante balancear una ecuación química antes de calcular el reactivo limitante?.

a) Para conocer el número de átomos en los productos
b) Para asegurar que la reacción ocurra a temperatura ambiente
c) Para determinar las proporciones molares correctas de los reactivos
d) Para medir la pureza de los reactivos

Respuesta .....

799. En una planta de manufactura, se está utilizando cloruro de sodio y ácido sulfúrico para producir cloruro de hidrógeno y sulfato de sodio. Si se mezclan 58 gramos de $NaCl$ con 98,00 gramos de H_2SO_4, ¿cuál es el reactivo limitante y cuántos gramos de cloruro de hidrógeno (HCl) se formarán? (Masa molar de $NaCl$ = 58 g/mol, masa molar de H_2SO_4 = 98 g/mol, masa molar de HCl = 36,5 g/mol).



La reacción química es: $2NaCl + H_2SO_4 \rightarrow 2HCl + Na_2SO_4$

a) El reactivo limitante es NaCl, se forman 98 g de HCl
b) El reactivo limitante es NaCl, se forman 73 g de HCl
c) El reactivo limitante es $H_2 SO_4$, se forman 73 g de HCl
d) El reactivo limitante es $H_2 SO_4$, se forman 67 g de HCl

Respuesta .....

800. En un laboratorio de nanociencia en La Paz, Bolivia, los investigadores están sintetizando nanopartículas de plata (Ag) utilizando una reacción entre nitrato de plata ($AgNO_3$) y ácido ascórbico ($C_6H_8O_6$) como agente reductor. Se mezclan 50 mL de una solución 0,1 M de $AgNO_3$ con 100 mL de una solución 0,2 M de $C_6H_8O_6$. ¿Cuál es el reactivo limitante y cuántos átomos de plata se formarán? (Masa molar de Ag = 107.87 g/mol, Número de Avogadro = $6{,}023\times10^{23}$ átomos/mol).

La reacción química es: $2AgNO_3 + C_6H_8O_6 \rightarrow 2Ag + C_6H_6O_6 + 2HNO_3$

a) $AgNO_3$, $7{,}022\times10^{22}$ átomos Ag **b)** $C_6H_8O_6$, $4{,}022\times10^{21}$ átomos Ag
c) $AgNO_3$, $3{,}011\times10^{21}$ átomos Ag **d)** $C_6H_8O_6$, $6{,}022\times10^{23}$ átomos Ag

Respuesta .....

801. En un laboratorio de nanociencia en Santa Cruz, Bolivia, los investigadores están sintetizando nanopartículas de oro (Au) mediante la reducción de cloruro de oro ($AuCl_3$) con citrato de sodio ($Na_3C_6H_5O_7$). Se mezclan 75 mL de una solución 0,05 M de $AuCl_3$ con 125 mL de una solución 0.1 M de $Na_3C_6H_5O_7$. ¿Cuál es el reactivo limitante y cuántos átomos de oro se formarán? (Masa molar de Au = 197 g/mol, Número de Avogadro = $6{,}023\times10^{23}$átomos/mol).

La reacción química es: $CO(NH_2)_2 + H_2O \rightarrow NH_3 + CO_2$

a) $AuCl_3$, $2{,}51\times10^{21}$átomos Au **b)** $Na_3C_6H_5O_7$, $4{,}52\times10^{23}$ átomos Au
c) $AuCl_3$, $3{,}38\times10^{23}$átomos Au **d)** $Na_3C_6H_5O_7$, $6{,}02\times10^{23}$ átomos Au

Respuesta .....

802. En Bolivia, la producción de amoníaco es fundamental para la industria de fertilizantes. Es crucial entender la relación molar en la reacción de síntesis de amoníaco. En la reacción $4\ NH_3 + 5\ O_2 \rightarrow 4\ NO + 6\ H_2O$, ¿cuál es la relación molar entre NH_3 y O_2?

a) 1:1 **b)** 4:5 **c)** 5:4 **d)** 4:6

Respuesta .....



803. Las plantas químicas en Bolivia producen oxígeno mediante la descomposición de clorato de potasio. Es crucial saber cuántos moles de oxígeno se producen. En la reacción $2\ KClO_3 \rightarrow 2\ KCl + 3\ O_2$, si se tienen 122,5 g de $KClO_3$ (masa molar = 122,5 g/mol), ¿cuántos moles de O_2 se producen?

a) 1 mol **b)** 2 moles **c)** 3 moles **d)** 4 moles

Respuesta .....

804. En la industria química boliviana, la formación de agua es un proceso común. Es importante calcular cuántos gramos de agua se forman a partir de una cantidad dada de hidrógeno. En la reacción $2H_2 + O_2 \rightarrow 2H_2O$, ¿cuántos gramos de H_2O se formarán a partir de 4 gramos de H_2 (masa molar = 2 g/mol) y exceso de O_2?

a) 18 g **b)** 36 g **c)** 72 g **d)** 9 g

Respuesta .....

805. En la industria de plásticos en Bolivia, el etileno reacciona con oxígeno para formar dióxido de carbono y agua. Es importante determinar el reactivo limitante. ¿Cuál es el reactivo limitante si se mezclan 5 moles de C_2H_4 y 6 moles de O_2 en la reacción $C_2H_4 + 3\ O_2 \rightarrow 2\ CO_2 + 2\ H_2O$?.

a) C_2H_4 **b)** O_2 **c)** Ninguno **d)** Ambos

Respuesta .....

806. La industria química en Bolivia utiliza ácido sulfúrico en varias aplicaciones. Es crucial calcular el rendimiento porcentual de la reacción para optimizar su producción. ¿Qué es el rendimiento porcentual en una reacción química?.



a) La cantidad mínima de reactivo limitante
b) La relación entre el rendimiento real y el rendimiento teórico
c) La cantidad máxima de producto que se puede formar
d) La relación entre el reactivo en exceso y el reactivo limitante

Respuesta .....

807. En la producción de productos químicos en Bolivia, es vital utilizar métodos adecuados para determinar el reactivo limitante y optimizar las reacciones. ¿Cuál de los siguientes no es un método para determinar el reactivo limitante?.

a) Comparar las cantidades molares
b) Realizar un análisis gravimétrico
c) Medir las velocidades de reacción
d) Balancear la ecuación química

Respuesta .....

808. En las industrias químicas bolivianas, identificar el reactivo limitante es clave para mejorar la eficiencia de las reacciones y minimizar residuos. ¿Cuál es el propósito de determinar el reactivo limitante en una reacción química?.

a) Mejorar la eficiencia de la reacción
b) Minimizar los residuos
c) Calcular el rendimiento teórico
d) Todas las anteriores

Respuesta .....

809. En Bolivia, la producción de cloruro de aluminio es fundamental para varias industrias. Identificar el reactivo limitante en esta reacción es crucial. En una reacción $2Al + 3Cl_2 \rightarrow 2AlCl_3$, si se tienen 2 moles de Al y 3 moles de Cl_2, ¿cuál es el reactivo limitante?.

a) Al **b)** Cl_2 **c)** Ninguno **d)** Ambos

Respuesta .....

810. En la industria química boliviana, conocer la masa molar de los reactivos es fundamental para convertir masas en moles y determinar el reactivo limitante. ¿Cuál es la importancia de conocer la masa molar de los reactivos al calcular el reactivo limitante?.

a) Para identificar la pureza de los reactivos
b) Para determinar la velocidad de reacción
c) Para convertir las masas de los reactivos en moles
d) Para medir las propiedades físicas de los reactivos

Respuesta .....

811. En la industria boliviana, es posible que las reacciones necesiten reiniciarse añadiendo más reactivo limitante. Esto es importante para la producción continua. ¿Qué sucede si se añade más reactivo limitante después de que la reacción ha cesado?.

a) La reacción se reinicia
b) La cantidad de producto formado no cambia
c) Se forma un nuevo producto
d) Se incrementa la velocidad de reacción

Respuesta .....

812. En la industria química boliviana, la síntesis de pentóxido de fósforo (P_4O_{10}) requiere identificar el reactivo limitante para maximizar la producción. En una reacción $P_4 + 5O_2 \rightarrow P_4O_{10}$, si se tienen 1 mol de P_4 y 6 moles de O_2, ¿cuál es el reactivo limitante?.

a) P_4 **b)** O_2 **c)** Ninguno **d)** Ambos

Respuesta .....

813. En Bolivia, la producción de metano es esencial para la industria energética. Es crucial identificar el reactivo limitante para optimizar esta reacción. ¿Cuál es el reactivo limitante en la reacción $CH_4 + 2O_2 \rightarrow CO_2 + 2H_2O$ si se mezclan 10 moles de CH_4 y 15 moles de O_2?.

a) CH_4 **b)** O_2 **c)** Ninguno **d)** Ambos

Respuesta .....



814. En una planta de producción de baterías de litio en Potosí, Bolivia, se utiliza carbonato de litio (Li_2CO_3) para producir hidróxido de litio ($LiOH$). Si se mezclan 100 gramos de Li_2CO_3 con 150 gramos de $Ca(OH)_2$, ¿cuál es el reactivo limitante y cuántos gramos de $LiOH$ se formarán? (Masa molar de Li_2CO_3 = 73,89 g/mol, masa molar de $Ca(OH)_2$ = 74,1 g/mol, masa molar de $LiOH$ = 23,95 g/mol).

La reacción química es: $Li_2CO_3 + Ca(OH)_2 \rightarrow LiOH + CaCO_3$

a) Li_2CO_3, 75,29 g $LiOH$ **b)** $Ca(OH)_2$, 85,21 g $LiOH$
c) Li_2CO_3, 65,09 g $LiOH$ **d)** $Ca(OH)_2$, 73,18 g $LiOH$

Respuesta .....

815. En una fábrica de baterías de sodio en Santa Cruz, Bolivia, se utiliza carbonato de sodio (Na_2CO_3) para producir hidróxido de sodio ($NaOH$). Si se mezclan 200 gramos de Na_2CO_3 con 180 gramos de $Ca(OH)_2$, ¿cuál es el reactivo limitante y cuántos gramos de $NaOH$ se formarán? (Masa molar de Na_2CO_3 = 106 g/mol, masa molar de $Ca(OH)_2$ = 74,1 g/mol, masa molar de $NaOH$ = 40 g/mol).

La reacción química es: $Na_2CO_3 + Ca(OH)_2 \rightarrow NaOH + CaCO_3$

a) Na_2CO_3, 75,69 g $NaOH$ **b)** $Ca(OH)_2$, 85,85 g $NaOH$
c) Na_2CO_3, 150,94 g $NaOH$ **d)** $Ca(OH)_2$, 106,13 g $NaOH$

Respuesta .....

816. En una planta de producción de fertilizantes en Cochabamba, Bolivia, se utiliza urea ($CO(NH_2)_2$) para producir amoníaco (NH_3) y dióxido de carbono (CO_2). Si se mezclan 300 gramos de urea con 400 gramos de agua, ¿cuál es el reactivo limitante y cuántos gramos de NH_3 se formarán? (Masa molar de urea = 60 g/mol, masa molar de agua = 18 g/mol, masa molar de NH_3 = 17 g/mol).

La reacción química es: $CO(NH_2)_2 + H_2O \rightarrow NH_3 + CO_2$

a) Urea, 170 g NH_3 **b)** Agua, 190 g NH_3
c) Urea, 75 g NH_3 **d)** Agua, 70 g NH_3

Respuesta .....

817. En una mina de hierro en el Cerro Rico de Potosí, Bolivia, se utiliza carbonato de sodio (Na_2CO_3) para extraer hierro de la mena. Si se mezclan 200 gramos de mena que contiene Fe_2O_3 con 100 gramos de Na_2CO_3, ¿cuál es el reactivo limitante y cuántos gramos de Fe se formarán? (Masa molar de Fe_2O_3 = 159,7 g/mol, masa molar de Na_2CO_3 = 106 g/mol, masa molar de Fe = 55,85 g/mol).

La reacción química es: $Fe_2O_3 + 3\ Na_2CO_3 \rightarrow 2Fe + 3Na_2O + 3CO_2$

a) Fe_2O_3, 75,59 g Fe
b) Na_2CO_3, 85,49 g Fe
c) Fe_2O_3, 70,19 g Fe
d) Na_2CO_3, 35,13 g Fe

Respuesta .....

818. En una planta de producción de amoniaco en Cochabamba, Bolivia, se utiliza nitrógeno (N_2) y hidrógeno (H_2) para producir amoniaco (NH_3). La reacción química balanceada es: Si se mezclan 50 gramos de N_2 con 12 gramos de H_2, ¿cuál es el reactivo limitante y cuántos gramos de NH_3 se formarán? (Masa molar de N_2 = 28 g/mol, masa molar de H_2 = 2 g/mol, masa molar de NH_3 = 17 g/mol).

La reacción química es: $N_2 + H_2 \rightarrow NH_3$

a) N_2, 60,71 g NH_3
b) H_2, 58,17 g NH_3
c) N_2, 75,24 g NH_3
d) H_2, 68,61 g NH_3

Respuesta .....

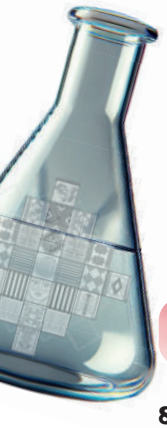
819. En una planta de tratamiento de aguas en La Paz, Bolivia, se utiliza permanganato de potasio ($KMnO_4$) para oxidar materia orgánica. Si se mezclan 200 gramos de $KMnO_4$ con 150 gramos de materia orgánica que se representa como CH_2O, ¿cuál es el reactivo limitante y cuántos gramos de CO_2 se formarán? (Masa molar de $KMnO_4$ = 158 g/mol, masa molar de CH_2O = 30 g/mol, masa molar de CO_2 = 44 g/mol).

La reacción química balanceada es:

$$4\ KMnO_4 + 3\ CH_2O \rightarrow 2K_2CO_3 + 4\ MnO_2 + CO_2 + 3\ H_2O$$

a) $KMnO_4$, 13,92 g CO_2
b) CH_2O, 90,17 g CO_2
c) $KMnO_4$, 150,15 g CO_2
d) CH_2O, 70,25 g CO_2

Respuesta .....



820. En una fábrica de producción de ácido sulfúrico en Sucre, Bolivia, se utiliza dióxido de azufre (SO_2) y oxígeno (O_2) para producir trióxido de azufre (SO_3). Si se mezclan 50 gramos de SO_2 con 32 gramos de O_2, ¿cuál es el reactivo limitante y cuántos gramos de SO_3 se formarán? (Masa molar de SO_2 = 64 g/mol, masa molar de O_2 = 32 g/mol, masa molar de SO_3 = 80 g/mol).

La reacción química balanceada es:

$$2SO_2 + O_2 \rightarrow 2SO_3$$

a) SO_2, 62,5 g SO_3 **b)** O_2, 68,8 g SO_3
c) SO_2, 60 ,1 g SO_3 **d)** O_2, 51,3 g SO_3

Respuesta .....

821. En un proyecto de producción de ácido nítrico en Trinidad, Bolivia, se desea sintetizar acido nítrico a partir de amoníaco (NH_3) y oxígeno (O_2). Si se mezclan 68 gramos de NH_3 con 96 gramos de O_2, ¿cuál es el reactivo limitante y cuántos gramos de HNO_3 se formarán? (Masa molar de NH_3 = 17 g/mol, masa molar de O_2 = 32 g/mol, masa molar de HNO_3 = 63 g/mol).

La reacción química es: $NH_3 + 2O_2 \rightarrow HNO_3 + H_2O$

a) N_2, 60,7 g HNO_3 **b)** O_2, 58,1 g HNO_3
c) N_2, 75,4 g HNO_3 **d)** O_2, 94,5 g HNO_3

Respuesta .....

822. En una planta de producción de detergentes en Tarija, Bolivia, se utiliza hidróxido de sodio (NaOH) y ácido clorhídrico (HCl) para producir cloruro de sodio (NaCl). Si se mezclan 100 gramos de NaOH con 200 gramos de HCl, ¿cuál es el reactivo limitante y cuántos gramos de NaCl se formarán? (Masa molar de NaOH=40 g/mol, masa molar de HCl = 36.5 g/mol, masa molar de NaCl = 58,5 g/mol).

La reacción química es: $NaOH + HCl \rightarrow NaCl + H_2O$

a) NaOH, 91,25 g NaCl **b)** HCl, 200,15 g NaCl
c) NaOH, 146,25 g NaCl **d)** HCl, 73,25 g NaCl

Respuesta .....

823. En una planta de producción de cemento en Oruro, Bolivia, se utiliza óxido de calcio (CaO) y dióxido de carbono (CO_2) para producir carbonato de calcio ($CaCO_3$). Si se mezclan 100 gramos de CaO con 100 gramos de CO_2, ¿cuál es el reactivo limitante y cuántos gramos de $CaCO_3$ se formarán? (Masa molar de CaO = 56 g/mol, masa molar de CO_2 = 44 g/mol, masa molar de $CaCO_3$ = 100 g/mol).

La reacción química es: $CaO + CO_2 \rightarrow CaCO_3$

a) CaO, 178,57g $CaCO_3$ **b)** CO_2, 100,00 g $CaCO_3$
c) CaO, 56,25 g $CaCO_3$ **d)** CO_2, 44 g,25 $CaCO_3$

Respuesta .....

824. En una planta de producción de fertilizantes en La Paz, Bolivia, se utiliza sulfato de amonio ($(NH_4)_2SO_4$) y óxido de calcio (CaO) para producir sulfato de calcio ($CaSO_4$) y amoníaco (NH_3). Si se mezclan 132 gramos de $(NH_4)_2SO_4$ con 280 gramos de CaO, ¿cuál es el reactivo limitante y cuántos gramos de NH_3 se formarán? (Masa molar de $(NH_4)_2SO_4$ = 132 g/mol, masa molar de CaO = 56 g/mol, masa molar de NH_3 = 17 g/mol).

La reacción química es: $(NH\,4\,)_2SO_4 + CaO \rightarrow CaSO_4 + 2\,NH_3 + H_2O$

a) $(NH_4)_2SO_4$, 34 g NH_3 **b)** CaO, 68 g NH_3
c) $(NH_4)_2SO_4$, 60 g NH_3 **d)** CaO, 51 g NH_3

Respuesta .....

825. En una fábrica de producción de ácido acético en Cochabamba, Bolivia, se utiliza etanol (C_2H_5OH) y oxígeno (O_2) para producir ácido acético (CH_3COOH). Si se mezclan 92 gramos de C_2H_5OH con 96 gramos de O_2, ¿cuál es el reactivo limitante y cuántos gramos de CH_3COOH se formarán? (Masa molar de C_2H_5OH = 46 g/mol, masa molar de O_2 = 32 g/mol, masa molar de CH_3COOH = 60 g/mol).

La reacción química balanceada es:

$$C_2H_5OH + O_2 \rightarrow CH_3COOH + H_2O$$

a) C_2H_5OH, 75 g CH_3COOH **b)** O_2, 68 g CH_3COOH
c) C_2H_5OH, 120 g CH_3COOH **d)** O_2, 120 g CH_3COOH

Respuesta .....



826. En una planta de producción de acero en Potosí, Bolivia, se utiliza óxido de hierro (Fe_2O_3) y carbono (C) para producir hierro (Fe) y dióxido de carbono (CO_2). Si se mezclan 100 gramos de Fe_2O_3 con 50 gramos de C, ¿cuál es el reactivo limitante y cuántos gramos de Fe se formarán? (Masa molar de Fe_2O_3 = 160 g/mol, masa molar de C = 12 g/mol, masa molar de Fe = 56 g/mol).

La reacción química balanceada es: $Fe_2O_3 + 3C \rightarrow 2Fe + 3CO_2$

a) Fe_2O_3, 70 g Fe **b)** C, 112 g Fe
c) Fe_2O_3, 56 g Fe **d)** C, 56 g Fe

Respuesta .....

827. En una planta de producción de productos químicos en La Paz, Bolivia, se utiliza dióxido de azufre (SO_2) y oxígeno (O_2) para producir trióxido de azufre (SO_3). Si se mezclan 50 gramos de SO_2 con 50 gramos de O_2, ¿cuál es el reactivo limitante y cuántos gramos de SO_3 se formarán? (Masa molar de SO_2 = 64 g/mol, masa molar de O_2 = 32 g/mol, masa molar de SO_3 = 80 g/mol).

$$2SO_2 + O_2 \rightarrow 2SO_3$$

a) SO_2, 62,5 g SO_3 **b)** O_2, 124,96 g SO_3
c) SO_2, 64,1 g SO_3 **d)** O_2, 100 g SO_3

Respuesta .....

828. En un laboratorio de análisis químico en La Paz, Bolivia, se está llevando a cabo un experimento para determinar la cantidad de cloruro de plata (AgCl) que se puede obtener al reaccionar una solución de cloruro de sodio (NaCl) con una solución de nitrato de plata ($AgNO_3$). Se mezclan 100 mL de una solución 0,5 M de NaCl con 150 mL de una solución 0,4 M de $AgNO_3$. ¿Cuál es el reactivo limitante y cuántos gramos de AgCl se formarán? (Masa molar de NaCl = 58,5 g/mol, masa molar de $AgNO_3$ = 169,87 g/mol, masa molar de AgCl = 143,32 g/mol).

La reacción química es: $NaCl + AgNO_3 \rightarrow AgCl + NaNO_3$

a) NaCl, 7.97 g AgCl **b)** $AgNO_3$, 8,16 g AgCl
c) NaCl, 7.17 g AgCl **d)** $AgNO_3$, 11,45 g AgCl

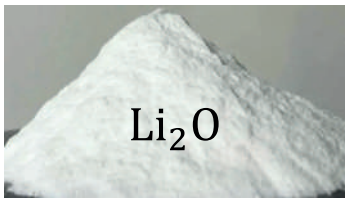
Respuesta .....

REACCIONES QUÍMICAS: REACTIVO EN EXCESO

829. En un estudio de la extracción de litio en el Salar de Uyuni, Bolivia, se investigan las reacciones entre el litio y el oxígeno para formar óxido de litio. Si se mezclan 10 moles de litio (Li) con 3 moles de oxígeno (O_2), ¿cuál es el reactivo en exceso y cual es la masa del reactivo restante?.

Datos

Moles de Li = 10 mol
Moles de O_2 = 3 mol
Masa molar de Li = 6,94 g/mol
Masa molar de O_2 = 32 g/mol



Fuente: westchemco.com

Solución

Relación molar entre Li y O_2 es 4:1

Ecuación química balanceada:

$$4Li + O_2 \rightarrow 2\ Li_2O$$

Calcular los moles de producto formado (Li_2O):

$$10\ mol\ Li \times \frac{2\ mol\ Li_2O}{4\ mol\ Li} = 5\ mol\ Li_2O$$

$$3\ mol\ O_2 \times \frac{2\ mol\ Li_2O}{1\ mol\ O_2} = 6\ mol\ Li_2O$$

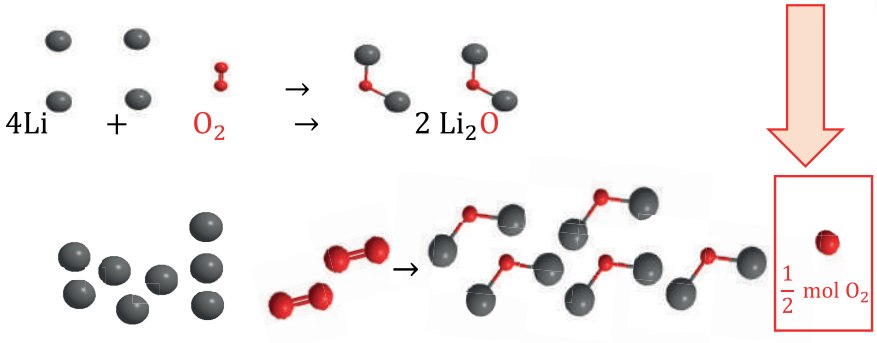
Mol del reactivo en exceso restante después de la reacción:

$$5\ mol\ Li_2 \times \frac{1\ mol\ O_2}{2\ mol\ Li_2O} = 2{,}5\ mol\ O_2 \text{ que reacciona:}$$

$$O_{2\,total} = O_{2\,reacciona} + O_{2\,sobrante}$$

$$O_{2\,exceso} = O_{2\,total} - O_{2\,reacciona} = 3\ mol\ O_2 - 2.5\ mol O_2 = \frac{1}{2}\ mol\ O_2$$

Resultado:
Luego de la reacción química, los moles del reactivo en exceso que no reacciona son de 0,5 mol O_2



830. En un laboratorio de La Paz, se está analizando la reacción de litio con cloro para formar cloruro de litio. Si se tienen 10 moles de litio (Li) y 7 moles de cloro (Cl_2), ¿cuál es el reactivo en exceso?.



Datos

Moles de Li = 10 mol

Moles de Cl_2 = 7 mol

Masa molar de Li = 6.94 g/mol

Masa molar de Cl_2 = 70.9 g/mol

Ecuación química no balanceada : $Li + Cl_2 \rightarrow LiCl$

Ecuación química balanceada : $2Li + Cl_2 \rightarrow 2LiCl$

Relación molar entre Li y Cl_2 es 2:1

Calcular los moles de producto formado (LiCl)**:**

$$10 \text{ mol Li} \times \frac{2 \text{ mol LiCl}}{2 \text{ mol Li}} = 10 \text{ mol LiCl}$$

$$7 \text{ mol } Cl_2 \times \frac{2 \text{ mol } Li_2O}{1 \text{ mol } Cl_2} = 14 \text{ mol } Li_2O$$

Resultado

El reactivo en exceso es el Cl_2, por lo cual permanece sin reaccionar

831. ¿Qué sucede si ambos reactivos están en exceso en una reacción?.

a) La reacción no ocurre.

b) Se forma más producto del esperado.

c) Ambos reactivos se consumen completamente.

d) No puede suceder; uno siempre es limitante.

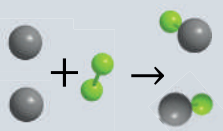
Solución

Siempre habrá un reactivo limitante que determine la cantidad.

Respuesta: a)

Dato importante





$2Li + Cl_2 \rightarrow 2LiCl$

Conocer el reactivo en exceso permite optimizar el uso de materiales y reducir costos en procesos industriales.

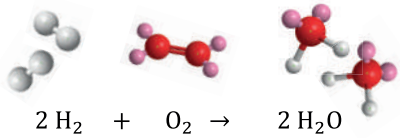
Fuente: 24-horas.mx

832. En un estudio para mejorar las celdas de combustible de hidrógeno, se investiga la formación de agua a partir de hidrógeno y oxígeno en Bolivia. Si se mezclan 4 moles de hidrógeno (H_2) con 3 moles de oxígeno (O_2), ¿cuál es el reactivo en exceso?.

Datos

Moles de $H_2 = 4$

Moles de $O_2 = 3$



$$2\,H_2 \quad + \quad O_2 \quad \rightarrow \quad 2\,H_2O$$

Ecuación química balanceada :

Solución

Relación molar H_2 es 2:1. 4 moles de H_2 requieren 2 moles de O_2.

Calcular los moles de producto formado (H_2O):

$$4\ \text{mol}\ H_2 \times \frac{2\ \text{mol}\ H_2O}{2\ \text{mol}\ H_2} = 4\ \text{mol}\ H_2O$$

$$3\ \text{mol}\ O_2 \times \frac{2\ \text{mol}H_2O}{1\ \text{mol}\ O_2} = 6\ \text{mol}\ H_2O$$

Mol del reactivo en exceso restante después de la reacción:

$$4\ \text{mol}\ H_2O \times \frac{1\ \text{mol}\ O_2}{2\ \text{mol}\ H_2O} = 2\ \text{mol}\ O_2 \text{ que reaccionan:}$$

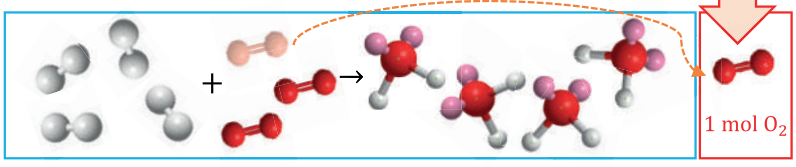
$$O_{2\text{total}} = O_{2\text{reacciona}} + O_{2\text{exceso}}$$

$$O_{2\text{exceso}} = O_{2\text{total}} - O_{2\text{reacciona}} = 3\ \text{mol}\ O_2 - 2\ \text{mol}\ O_{2\text{exceso}} = 1\ \text{mol}\ O_2$$

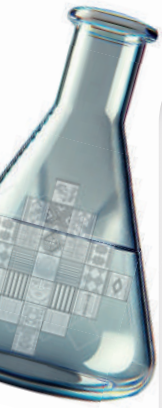
Resultado

Luego de la reacción química, los moles del reactivo en exceso que **no reacciona** son de 1 mol O_2

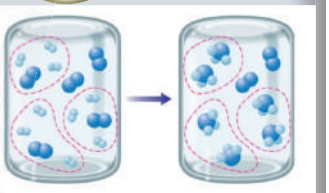
$$4\,H_2 \quad + \quad 2\,O_2 \quad \rightarrow \quad 4\,H_2O$$



833. En una investigación sobre la síntesis de amoniaco para mejorar la producción de fertilizantes en Bolivia. Si se mezclan 5 moles de nitrógeno (N_2) con 10 moles de hidrógeno (H_2), ¿cuál es el reactivo en exceso?



Dato importante



Fuente: cienciadelux.wordpress

En la síntesis de amoniaco mediante el proceso Haber-Bosch, se usa un exceso de hidrógeno para aumentar la conversión de nitrógeno. Este hidrógeno sobrante se recicla, mejorando la eficiencia y reduciendo costos, lo que es crucial para la producción de fertilizantes.

Datos

Moles de $N_2 = 5$

Moles de $H_2 = 10$

Ecuación química no balanceada :

$$N_2 + H_2 \rightarrow NH_3$$

Ecuación química balanceada :

$$N_2 + 3\,H_2 \rightarrow 2\,NH_3$$

Relación molar N_2 es 1:3.

5 moles de N_2 requieren 15 moles de H_2.

Calcular los moles de producto formado (NH_3):

$$10\ \text{mol}\ H_2 \times \frac{2\ \text{mol}\ NH_3}{3\ \text{mol}\ H_2} = 6{,}67\ \text{mol}\ NH_3$$

$$\text{Moles}\ N_{2\,\text{exceso}} = 5\ \text{mol}\ NH_2 - 10\ \text{mol}\ H_2 \times \frac{1\ \text{mol}\ NH_2}{3\ \text{mol}\ H_2}$$

$$= 1{,}67\ \text{mol}\ NH_3$$

Resultado: El reactivo en exceso es el N_2

834. En una reacción química balanceada, si se comienza con cantidades iguales de dos reactivos en moles, ¿cómo se determina cuál es el reactivo limitante?.

a) Por la masa molar de cada reactivo.

b) Por la cantidad de producto formado.

c) Comparando las cantidades iniciales con la relación estequiométrica de la reacción.

d) Midiendo el tiempo de reacción.

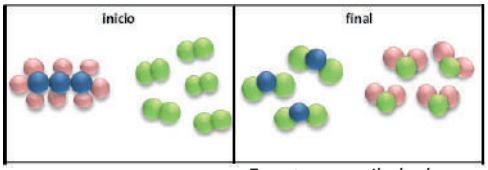
Solución

La relación estequiométrica determina cuál reactivo se consume primero según los coeficientes de la ecuación balanceada.

Respuesta: c)

835. En un experimento sobre la combustión de propano (C_3H_8) para estudiar sus aplicaciones en la generación de energía limpia en Bolivia. Si se queman 44 g de propano con 192 g de oxígeno, ¿cuál es el reactivo en exceso? (Masa molar de C_3H_8 = 44 g/mol, O_2 = 32 g/mol)

Masa de C_3H_8 = 44 g
Masa de O_2 = 192 g
Masa molar de C_3H_8 = 44 g/mol
Masa molar de O_2 = 32 g/mol



Fuente: rea.ceibal.edu.uy

Ecuación química:

$$C_3H_8 + 5\,O_2 \rightarrow 3\,CO_2 + 4\,H_2O$$

Relación molar C_3H_8 y O_2 es 1:5.

Solución

Calcular moles de C_3H_8 :

$$\text{moles de } C_3H_8 = \frac{44\text{ g } C_3H_8}{44\text{ g/mol } C_3H_8}$$

$$\text{moles de } C_3H_8 = 1\ \text{mol } C_3H_8$$

Calcular moles de O_2 :

$$\text{moles de } O_2 = \frac{192\text{ g } O_2}{32\text{ g/mol } O_2}$$

$$\text{moles de } O_2 = 6\ \text{mol } O_2$$

El **reactivo en exceso** O_2

Respuesta

El reactivo en exceso es : O_2

836. En una planta de producción de ácido sulfúrico en Bolivia, se está investigando la reacción entre dióxido de azufre y oxígeno para formar trióxido de azufre. Si se mezclan 64 g de SO_2 con 48 g de O_2, ¿cuál es el reactivo en exceso? (Masa molar de SO_2 = 64 g/mol, O_2 = 32 g/mol).

Datos

Masa de SO_2 = 64 g
Masa de O_2 = 48 g
Masa molar de SO_2 = 64 g/mol
Masa molar de O_2 = 32 g/mol

Ecuación química:

$$2SO_2 + O_2 \rightarrow 2SO_3$$

Solución

Calcular moles de SO_2 :

$$\text{moles de } SO_2 = \frac{64\text{ g } SO_2}{64\text{ g/mol } SO_2}$$

$$\text{moles de } SO_2 = 1\ \text{mol } SO_2$$

Calcular moles de O_2:

$$\text{moles de } O_2 = \frac{48\text{ g } O_2}{32\text{ g/mol } O_2} = 1{,}5\ \text{mol } O_2$$

Relación molar SO_2 y O_2 es 2:1.
1 mol de SO_2 requiere 0.5 moles de O_2.

$$1\ \text{mol } SO_2 \times \frac{1\ \text{mol } O_2}{2\ \text{mol } SO_2} = 0{,}5\ \text{mol } O_2$$

Por lo tanto, el oxigeno en exceso es:

$$\text{Exceso } O_2 = 1{,}5\ \text{mol } O_2 - 0{,}5\ \text{mol}$$

$$\text{Exceso } O_2 = 1\ \text{mol } O_2$$

El **reactivo en exceso** O_2

Respuesta El reactivo en exceso es: O_2

837. En una planta de tratamiento de aguas residuales en Bolivia, se utiliza cloruro férrico ($FeCl_3$) para precipitar fosfatos presentes en el agua. Si se mezclan 81 g de $FeCl_3$ con 68 g de fosfato de sodio (Na_3PO_4), ¿cuál es el reactivo en exceso? (Masa molar de $FeCl_3$ = 162,2 g/mol, Na_3PO_4 = 164 g/mol).



Datos

Masa de $FeCl_3$ = 81 g
Masa de Na_3PO_4 = 68 g
Masa molar de $FeCl_3$ = 162.2 g/mol
Masa molar de Na_3PO_4 = 164 g/mol

Ecuación química balanceada:

$$FeCl_3 + Na_3PO_4 \rightarrow FePO_4 + 3NaCl$$

Solución

Calcular moles de $FeCl_3$ y Na_3PO_4:

$$\text{moles de } FeCl_3 = \frac{81 \text{ g } FeCl_3}{162{,}2 \text{ g/mol } FeCl_3}$$

$$\text{moles de } FeCl_3 = 0{,}5 \text{ mol } FeCl_3$$

Calcular moles de Na_3PO_4:

$$\text{moles de } Na_3PO_4 = \frac{68 \text{ g } Na_3PO_4}{164 \text{ g/mol } Na_3PO_4}$$

$$\text{moles de } Na_3PO_4 = 0{,}41 \text{ mol } Na_3PO_4$$

Relación molar $FeCl_3$ y Na_3PO_4 es 1:1, por lo tanto, el reactivo en exceso es $FeCl_3$.

Mol del reactivo en exceso restante después de la reacción:

$$\text{mol } FeCl_{3\,exceso} = 0{,}5 \text{ mol } FeCl_3 - 0{,}41 \text{ mol } Na_3PO_4 \times \frac{1 \text{ mol } FeCl_3}{1 \text{ mol } Na_3PO_4}$$

$$\text{mol } FeCl_{3\,exceso} = 0.09 \text{ mol } FeCl_3 \times \frac{162{,}2 \text{ g } FeCl_3}{1 \text{ mol } FeCl_3}$$

$$\text{masa } FeCl_{3\,exceso} = 14{,}60 \text{ g } FeCl_3$$

Respuesta

El reactivo en exceso es el $FeCl_3$, del cual 14,60 g $FeCl_3$ no participan en la reacción

Saber mas...



El cloruro férrico ($FeCl_3$) se usa para precipitar fosfatos. Este método no solo elimina fosfatos, previniendo la eutrofización, sino que también permite recuperarlos para su uso como fertilizantes, promoviendo la sostenibilidad.

Fuente: www.tecpa.es

838. En un proyecto para la producción de baterías de litio en Cochabamba, se mezcla litio metálico con agua para producir hidróxido de litio e hidrógeno gaseoso. Si se mezclan 20 g de litio (Li) con 36 g de agua (H_2O), ¿cuál es el reactivo en exceso? (Masa molar de Li = 6,94 g/mol, H_2O = 18 g/mol)

Datos

Masa de Li = 20 g
Masa de H_2O = 36 g
Masa molar de Li = 6,94 g/mol
Masa molar de H_2O = 18 g/mol

Ecuación química:

$$2\ Li + 2\ H_2O \rightarrow 2\ LiOH + H_2$$

Solución

Calcular moles de Li:

$$\text{moles de Li} = \frac{20\ \text{g Li}}{6{,}94\ \text{g/Li}} = 2{,}88\ \text{mol Li}$$

Calcular moles de H_2O:

$$\text{mol}\ H_2O = \frac{36\ \text{g}\ H_2O}{18\ \text{g/mol}\ H_2O} = 2\ \text{mol}\ H_2O$$

Relación estequiométrica: 2 moles de Li reacciona con 2 moles de H_2O.

Respuesta

El reactivo en exceso es : Li

Dato importante



LiOH se utiliza en naves espaciales y submarinos para purificar el aire. Absorbe el dióxido de carbono (CO_2) exhalado por las personas, convirtiéndolo en carbonato de litio (Li_2CO_3) y agua (H_2O), lo que ayuda a mantener el aire limpio y respirable durante largas misiones.

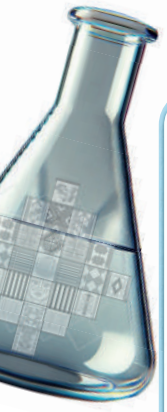
839. En la síntesis de hidróxido de litio, se mezclan litio metálico y moléculas de agua en una reacción explosiva, ¿Cuál es la importancia de identificar el reactivo en exceso en esta reacción?.

a) Para disminuir la cantidad de hidróxido de litio.
b) Para evitar reacciones peligrosas y desperdicio de reactivos.
c) Para cambiar el estado físico del litio.
d) Para eliminar gas hidrógeno.

Solución

Identificar el reactivo en exceso es crucial para evitar reacciones peligrosas y asegurar un uso eficiente de los reactivos.
Respuesta: b)

840. En una planta química en Oruro, se estudia la reacción entre el carbonato de litio y ácido clorhídrico para producir cloruro de litio, dióxido de carbono y agua. Si se mezclan 74 g de carbonato de litio (Li_2CO_3) con 146 g de ácido clorhídrico (HCl), ¿cuál es el reactivo en exceso y que cantidad de masa no participa en la reacción? (Masa molar de Li_2CO_3 = 73,89 g/mol, HCl = 36,5 g/mol)



Datos

Masa de Li_2CO_3 = 74 g
Masa de HCl = 146 g
Masa molar de Li_2CO_3 = 73,89 g/mol
Masa molar de HCl = 36,5 g/mol

Ecuación química balanceada:

$$Li_2CO_3 + 2\ HCl \rightarrow 2\ LiCl + H_2O + CO_2$$

Solución

Calcular moles de Li_2CO_3:

$$\text{mol } Li_2CO_3 = \frac{74\text{ g } Li_2CO_3}{73{,}89\text{ g/mol } Li_2CO_3}$$

$$\text{mol } Li_2CO_3 = 1\text{ mol } Li_2CO_3$$

Calcular moles de HCl:

$$\text{mol HCl} = \frac{146\text{ g HCl}}{36{,}5\text{ g/mol HCl}} = 4\text{ mol HCl}$$

Relación estequiométrica: 1 moles de Li_2CO_3 reacciona con 2 moles de HC

Mol del reactivo en exceso restante después de la reacción:

$$1\text{ mol } Li_2CO_3 \times \frac{2\text{ mol HCl}}{1\text{ mol } Li_2CO_3} = 2\text{ mol HCl}_{\text{reacciona}}$$

$$\text{HCl}_{\text{total}} = \text{HCl}_{\text{reacciona}} + \text{HCl}_{\text{sobrante}}$$

$$\text{HCl}_{\text{exceso}} = \text{HCl}_{\text{total}} - \text{HCl}_{\text{reacciona}} = 4\text{ mol HCl}_{\text{total}} - 2\text{ mol HCl}_{\text{reacciona}}$$

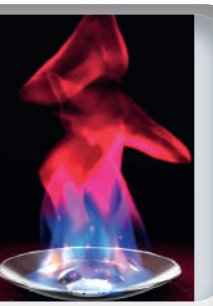
$$2\text{ mol HCl}_{\text{exceso}} \times \frac{36{,}5\text{ g}}{1\text{ mol HCl}} = 70\text{g HCl}_{\text{exceso}}$$

Respuesta

El reactivo en exceso es el HCl, del cual 70 g no participan en la reacción.

Saber mas...

LiCl se utiliza en la fabricación de aires acondicionados y deshumidificadores porque tiene la capacidad de absorber la humedad del aire de manera muy efectiva. Además, es empleado en algunos tipos de pirotecnia para producir un color rojo brillante en los fuegos artificiales.



841. En un experimento sobre la síntesis de acetato de sodio (CH_3COONa) para aplicaciones en la conservación de alimentos en Bolivia. Si se mezclan 30 g de ácido acético (CH_3COOH) con 40 g de hidróxido de sodio (NaOH), ¿cuál es el reactivo en exceso? (Masa molar de CH_3COOH = 60 g/mol, NaOH = 40 g/mol).

Datos

Masa de CH_3COOH = 30 g
Masa de NaOH = 40 g
Masa molar de CH_3COOH = 60 g/mol
Masa molar de NaOH = 40 g/mol

Ecuación química:

$$CH_3COOH + NaOH \rightarrow CH_3COONa + H_2O.$$

Solución

Calcular moles de CH_3COOH y NaOH:

$$\text{moles de } CH_3COOH = \frac{30 \text{ g } CH_3COOH}{60 \text{ g/mol } CH_3COOH}$$

$$\text{moles de } CH_3COOH = 0{,}5 \text{ mol } CH_3COOH$$

Calcular moles de NaOH **:**

$$\text{moles de NaOH} = \frac{192 \text{ g NaOH}}{32 \text{ g/mol NaOH}}$$

$$\text{moles de NaOH} = 6 \text{ mol NaOH}$$

Relación molar CH_3COOH y NaOH es 1:1, lo que indica que el reactivo en exceso es NaOH

El **reactivo en exceso:** NaOH

Respuesta: El reactivo en exceso es : NaOH

842. En una planta de producción de cloruro de aluminio ($AlCl_3$) en Bolivia, se está investigando la reacción entre aluminio y cloro. Si se mezclan 54 g de Al con 355 g de Cl_2, ¿cuál es el reactivo en exceso? (Masa molar de Al = 27 g/mol, Cl_2 = 71 g/mol).

Datos

Masa de Al = 54 g
Masa de Cl_2 = 355 g
Masa molar de Al = 27 g/mol
Masa molar de Cl_2 = 71 g/mol

Ecuación química:

$$2\ Al + 3\ Cl_2 \rightarrow 2\ AlCl_3$$

Solución

Calcular moles de Al:

$$\text{moles de Al} = \frac{54 \text{ g Al}}{27 \text{ g/mol Al}}$$

$$\text{moles de Al} = 2 \text{ mol Al}$$

Calcular moles de Cl_2**:**

$$\text{moles de } Cl_2 = \frac{355 \text{ g } Cl_2}{71 \text{ g/mol } Cl_2} = 5 \text{ mol } Cl_2$$

Relación molar Al y Cl_2 es 2:3, ambos reactivos están en proporciones estequiométricas.

El **reactivo en exceso:** Cl_2

Por lo tanto, el Cl_2 en exceso es:

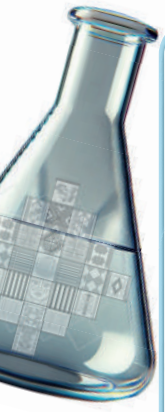
$$\text{Exceso } Cl_2 = 5 \text{ mol } Cl_2 - 2 \text{ mol Al} \times \frac{3 \text{ mol } Cl_2}{2 \text{ mol Al}}$$

$$\text{Exceso } Cl_2 = 2 \text{ mol } Cl_2 \times \frac{71 \text{ g } Cl_2}{1 \text{ mol } Cl_2} = 142 \text{ g } Cl_2$$

Respuesta

El reactivo en exceso es : Cl_2, del cual 142 g no participan en la reacción.

843. En una investigación sobre la síntesis de cloruro de magnesio ($MgCl_2$) para su uso en la desalinización de agua en Bolivia. Si se mezclan 202,4 g de Mg con 202,4 g de Cl_2, ¿cuál es el reactivo en exceso? (Masa molar de Mg = 24 g/mol, Cl_2 = 71 g/mol).



Datos

Masa de Mg = 202,4 g
Masa de Cl_2 = 202,4 g
Masa molar de Mg = 24 g/mol
Masa molar de Cl_2 = 71 g/mol

Ecuación química:

$$Mg + Cl_2 \rightarrow MgCl$$

Solución

Calcular moles de Mg :

$$\text{moles de Mg} = \frac{202{,}4\text{g Mg}}{24\ \text{g/mol Mg}}$$

$$\text{moles de Mg} = 8{,}83\ \text{mol Mg}$$

Calcular moles de Cl_2

$$\text{moles de } Cl_2 = \frac{202{,}4\text{g } Cl_2}{71\ \text{g/mol } Cl_2} = 2{,}85\ \text{mol } Cl_2$$

Relación molar Mg y Cl_2 es 1:1, por lo tanto, el reactivo en exceso Mg.

El **reactivo en exceso:** Mg

Por lo tanto, el Mg en exceso es:

$$Mg_{ex} = 8{,}83\ \text{mol Mg} - 2{,}85\ \text{mol } Cl_2 \times \frac{1\ \text{mol Mg}}{1\ \text{mol } Cl_2}$$

$$Mg_{ex} = 5{,}98\ \text{mol Mg}$$

$$Mg_{ex} = 5{,}98\ \text{mol Mg} \times \frac{24\ \text{g Mg}}{1\ \text{mol Mg}} = 143{,}52\ \text{gMg}$$

Respuesta

El reactivo en exceso es: Mg del cual 143,52 g no participan en la reacción.

844. En una planta de producción de sulfato de aluminio ($Al_2(SO_4)_3$) en Bolivia, se está investigando la reacción entre aluminio y ácido sulfúrico. Si se mezclan 54 g de Al con 196 g de H_2SO_4, ¿cuál es el reactivo en exceso? (Masa molar de Al = 27 g/mol, H_2SO_4 = 98 g/mol).

Datos

Masa de Al = 54 g
Masa de H_2SO_4 = 196 g
Masa molar de Al = 27 g/mol
Masa molar de H_2SO_4 = 98 g/m

Ecuación química:

$$2Al + 3\ H_2SO_4 \rightarrow Al_2(SO_4)_3 + 3H_2$$

Solución

Calcular moles de Mg :

Calcular moles de Al:

$$\text{moles de Al} = \frac{54\ \text{g Al}}{27\ \text{g/mol Al}}$$

$$\text{moles de Al} = 2\ \text{mol Al}$$

Calcular moles de H_2SO_4:

$$\text{moles de } H_2SO_4 = \frac{196\ \text{g } H_2SO_4}{98\ \text{g/mol } H_2SO_4}$$

$$\text{moles de } H_2SO_4 = 2\ \text{mol } H_2SO_4$$

Relación molar Al y H_2SO_4 es 2:3,

El **reactivo en exceso:** Al

Por lo tanto, el Al en exceso es:

$$\text{mol Al}_{ex} = 2\ \text{mol Al} - 2\ \text{mol } H_2SO_4 \times \frac{2\ \text{molAl}}{3\ \text{mol } H_2SO_4}$$

$$\text{mol Al}_{ex} = 0{,}67\ \text{mol Al} \times \frac{27\ \text{g Al}}{1\ \text{mol Al}} = 18\ \text{g Al}$$

Respuesta

El reactivo en exceso es: Al, del cual 18 g de Al no participan en la reacción.

845. En una planta de tratamiento de agua en Bolivia, se utiliza cloruro de calcio ($CaCl_2$) para ablandar el agua. Se disuelven 50 g de $CaCl_2$ en 500 mL de agua. La densidad de la solución es 1.1 g/mL. Si se añaden 200 mL de una solución de Na_2CO_3 0,5 M, ¿cuál es el reactivo en exceso? (Masa molar de $CaCl_2$ = 111 g/mol, Na_2CO_3 = 106 g/mol).

Datos

Masa de $CaCl_2$ = 50 g
Volumen de solución de Na_2CO_3 = 200 mL
Concentración de Na_2CO_3 = 0,5 M
Masa molar de $CaCl_2$ = 111 g/mol
Masa molar de Na_2CO_3 = 106 g/mol

La relación molar $CaCl_2$ y Na_2CO_3 es 1:1, por lo tanto, el reactivo limitante es $CaCl_2$

Ecuación química:

$$CaCl_2 + Na_2CO_3 \rightarrow CaCO_3 + 2NaCl$$

Solución

Calcular moles de $CaCl_2$:

$$\text{moles de } CaCl_2 = \frac{50 \text{ g } CaCl_2}{111 \text{ g/mol } CaCl_2}$$

$$\boxed{\text{moles de } CaCl_2 = 0{,}45 \text{ mol } CaCl_2}$$

Calcular moles de Na_2CO_3:

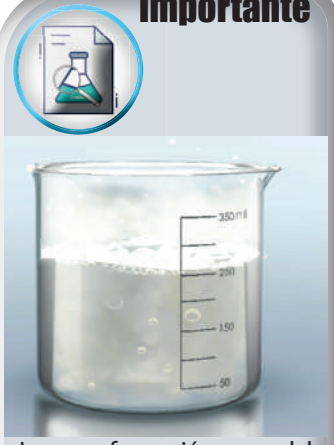
$$\text{mol } Na_2CO_3 = 0.2 \text{ L } Na_2CO_3 \times \frac{0{,}5 \text{ mol } Na_2CO_3}{1 \text{ L } Na_2CO_3}$$

$$\text{mol } Na_2CO_3 = 0{,}1 \text{ mol } Na_2CO_3$$

El **reactivo en exceso:** $CaCl_2$

Respuesta: El reactivo en exceso es : $CaCl_2$

Dato importante



La formación del precipitado de $CaCO_3$ es extremadamente rápida, lo que la convierte en una reacción ideal para experimentos de laboratorio y demostraciones educativas. La rapidez de la precipitación se debe a la alta insolubilidad del $CaCO_3$ en agua.

846. En una reacción, si después de que un reactivo se ha agotado, se observa que aún queda una cantidad significativa de otro reactivo, esto indica que:

a) Ambos reactivos son limitantes.
b) No hay reactivo limitante.
c) Hay un error en la ecuación balanceada.
d) El reactivo que se agotó primero es el reactivo limitante.

Solución

El reactivo que se agotó primero es el reactivo limitante.
Respuesta: d)

847. En un estudio sobre la contaminación del agua en Bolivia, se está utilizando sulfato de cobre (II) y cloruro de bario para precipitar sulfato de bario, un compuesto utilizado para la detección de contaminantes. Si se mezclan 100 mL de una solución de $CuSO_4$ 0,2 M con 150 mL de una solución de $BaCl_2$ 0,1 M, ¿cuál es el reactivo en exceso? (Masa molar de $CuSO_4$ = 159,61 g/mol, $BaCl_2$ = 208,23 g/mol).



Saber mas...



En un estudio sobre la contaminación del agua en Bolivia, se utiliza sulfato de cobre (II) y cloruro de bario para precipitar sulfato de bario. Curiosamente, este método no solo detecta contaminantes, sino que también puede indicar la presencia de ciertos minerales en el agua, proporcionando datos valiosos para la gestión de recursos hídricos.

Datos

Volumen de solución de $CuSO_4$ = 100 mL
Concentración de $CuSO_4$ = 0.2 [M]
Volumen de solución de $BaCl_2$ = 150 mL
Concentración de $BaCl_2$ = 0.1 [M]
Masa molar de $CuSO_4$ = 159.61 g/mol
Masa molar de $BaCl_2$ = 208.23 g/mol

Ecuación química balanceada:

$$CuSO_4 + BaCl_2 \rightarrow BaSO_4 + CuCl_2$$

Solución

Calcular moles de $CuSO_4$:

$$\text{mol } CuSO_4 = 0.1 \text{ L } CuSO_4 \times \frac{0{,}2 \text{ mol } CuSO_4}{1 \text{ L } CuSO_4}$$

$$\text{mol } CuSO_4 = 0{,}02 \text{ mol } CuSO_4$$

Calcular moles de $BaCl_2$:

$$\text{mol } BaCl_2 = 0.15 \text{ L } BaCl_2 \times \frac{0{,}1 \text{ mol } BaCl_2}{1 \text{ L } BaCl_2}$$

$$\text{mol } BaCl_2 = 0{,}015 \text{ mol } BaCl_2$$

Relación estequiométrica: 1 moles de $CuSO_4$ Reacciona con 1 mol de $BaCl_2$.

Mol del reactivo en exceso restante después de la reacción:

$$0{,}015 \text{ mol } BaCl_2 \times \frac{1 \text{ mol } CuSO_4}{1 \text{ mol } BaCl_2} = 0{,}015 \text{ mol } CuSO_{4\text{reacciona}}$$

$$CuSO_{4\text{total}} = CuSO_{4\text{reacciona}} + CuSO_{4\text{sobrante}}$$

$$CuSO_{4\text{exceso}} = CuSO_{4\text{total}} - CuSO_{4\text{reacciona}}$$

$$CuSO_{4\text{exceso}} = 0{,}02 \text{ mol } CuSO_4 - 0{,}015 \text{ mol} CuSO_{4\text{reacciona}}$$

$$= 0{,}005 \text{ mol } CuSO_4$$

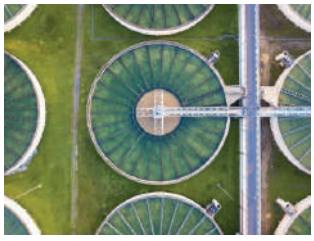
Respuesta

El reactivo en exceso es el $CuSO_4$, del cual 0,005 moles no participan en la reacción

848. En una planta de tratamiento de aguas residuales en Oruro, Bolivia, se utiliza hidróxido de sodio ($NaOH$) y ácido fosfórico (H_3PO_4) para ajustar el pH del agua. Si se mezclan 12 gramos de $NaOH$ con 20 gramos de H_3PO_4, ¿cuál es el reactivo en exceso y cuántos gramos de este reactivo quedarán sin reaccionar? (Masa molar de $NaOH$ = 40 g/mol, masa molar de H_3PO_4 = 98 g/mol).

Datos

Masa molar de $NaOH$ = 40 g/mol
Masa de $NaOH$ = 12 g
Masa molar de H_3PO_4 = 98 g/mol
Masa de H_3PO_4 = 20 g



Fuente: es.airliquide.com

Ecuación química balanceada:

$$3\ NaOH + H_3PO_4 \rightarrow Na_3PO_4 + 3\ H_2O$$

Solución

Calcular moles de NaOH : $\frac{12\ g\ NaOH}{40 g/mol\ NaOH_3} = 0{,}3\ mol\ NaOH$

Calcular moles de H_3PO_4 : $\frac{20\ g\ H_3PO_4}{98\ g/mol\ H_3PO_4} = 0{,}204\ mol\ H_3PO_4$

De la ecuación balanceada, 3 moles de $NaOH$ reaccionan con 1 mol de H_3PO_4. Comparando los moles disponibles:

$$0{,}3\ mol\ NaOH \times \frac{1\ mol\ H_3PO_4}{3\ mol\ NaOH} = 0{,}1\ mol\ H_3PO_4$$

Determinar el reactivo limitante:

El reactivo limitante es $NaOH$ porque se necesitan 0.204 moles de $NaOH$ para reaccionar con 0.204 moles de H_3PO_4, pero solo tenemos 0.3 moles de $NaOH$.

Calcular la cantidad de $NaOH$ en exceso que queda sin reaccionar:

$$\text{Moles de NaOH requerido} = 0{,}3 - 0{,}204 = 0.096\ mol\ NaOH$$

Calcular la masa NaOH en exceso

$$\text{mas de NaOH} = 0.096\ \text{molNaOH} \times \frac{40\ g\ NaOH_4}{1\ mol\ NaOH} = 3{,}84\ g\ NaOH$$

Respuesta

El reactivo en exceso es $NaOH$ cuya cantidad sin reaccionar es 3,84 g.

849. En una pastelería en La Paz, Bolivia, se utiliza bicarbonato de sodio ($NaHCO_3$) y ácido cítrico ($C_6H_8O_7$) para hacer que los pasteles se eleven. La reacción química produce dióxido de carbono (CO_2), que hace que la masa se esponje. Si se mezclan 5 gramos de $NaHCO_3$ con 5 gramos de ácido cítrico, ¿cuál es el reactivo en exceso y cuántos gramos de este reactivo quedarán sin reaccionar? (Masa molar de $NaHCO_3$ = 84 g/mol, masa molar de $C_6H_8O_7$ = 192 g/mol).



Datos

Masa de $NaHCO_3$ = 5 g
Masa de $C_6H_8O_7$ = 5 g
Masa molar de $NaHCO_3$ = 84 g/mol
Masa molar de $C_6H_8O_7$ = 192 g/mol



Fuente: vainillamolina.com

Ecuación química balanceada:

$$NaHCO_3 + C_6H_8O_7 \rightarrow CO_2 + H_2O + Na_3C_6H_5O_7$$

Calcular los moles de cada reactivo:

Para el $NaHCO_3$: $$\text{Moles de } NaHCO_3 = \frac{5\ g NaHCO_3}{84\ g/mol NaHCO_3} = 0{,}060\ \text{mol } NaHCO_3$$

Para el $NaHCO_3$: $$\text{Moles de } C_6H_8O_7 = \frac{5\ g C_6H_8O_7}{192\ g/mol C_6H_8O_7} = 0{,}026\ \text{mol } C_6H_8O_7$$

Determinar el reactivo limitante:

La ecuación balanceada muestra que se necesita 1 mol de $NaHCO_3$ por 1 mol de ácido cítrico ($C_6H_8O_7$). Comparamos los moles disponibles de cada reactivo:

Moles de $NaHCO_3$ necesarios para reaccionar con 0,026 moles de ácido cítrico:

Tenemos 0,060 moles de $NaHCO_3$, lo que significa que el ácido cítrico es el reactivo limitante.

Calcular los gramos del reactivo en exceso que quedan sin reaccionar:

Moles de $NaHCO_3$ que reaccionan con 0,026 moles de ácido cítrico:

Moles de $NaHCO_3$ restantes:

$$\text{Moles de } NaHCO_3 = 0{,}060\ \text{mol } NaHCO_3 - 0{,}026\ \text{mol } C_6H_8O_7 \times \frac{1\ \text{mol } NaHCO_3}{1\ \text{mol } C_6H_8O_7}$$

$$\text{Moles de } NaHCO_3 = 0.0335\ \text{mol } NaHCO_3$$

Masa de $NaHCO_3$ restantes:

$$0.0335\ \text{mol } NaHCO_3 \times 84\ g/mol = 2{,}814\ g\ NaHCO3$$

Respuesta

El reactivo en exceso es $NaHCO_3$ y quedan sin reaccionar 2,814 gramos.

850. En una investigación sobre las propiedades de los electrolitos en las baterías de litio, se mezcla hidróxido de litio con ácido sulfúrico para formar sulfato de litio y agua. Si se mezclan 150 ml de una solución 2 [M] de hidróxido de litio (LiOH) con 200 ml de una solución 1,5 [M] de ácido sulfúrico (H_2SO_4), ¿cuál es el reactivo en exceso?.

Datos

Volumen de LiOH = 150 mL
Volumen de LiOH =0,15L
Concentración de LiOH = 2 [M]
Volumen de H_2SO_4 = 200 mL
Volumen de H_2SO_4 = 0,20L

Solución

Calcular moles de LiOH:

$$\text{mol LiOH} = 0{,}15\ \text{L LiOH} \times \frac{2\ \text{mol LiOH}}{1\text{L}}$$

$$\text{mol LiOH} = 0{,}3\ \text{mol LiOH}$$

Calcular moles de H_2SO_4:

$$\text{mol } H_2SO_4 = 0{,}20\ \text{L } H_2SO_4 \times \frac{1{,}5\ \text{mol } H_2SO_4}{1\text{L}}$$

$$\text{mol } H_2SO_4 = 0{,}3\ \text{mol } H_2SO_4$$

Ecuación química balanceada:

$$2\ LiOH + H_2SO_4 \rightarrow Li_2SO_4 + 2\ H_2O$$

Relación estequiométrica: 2 moles de LiOH reaccionan con 1 mol de $H_2\ SO_4$

Calcular moles del producto obtenido a partir de la ecuación química balanceada: $Li_2\ SO_4$

$$\text{mol } Li_2SO_4 = 0{,}3\ \text{mol LiOH} \times \frac{1\ \text{mol } Li_2SO_4}{2\ \text{mol LiOH}} = 0{,}15\ \text{mol } Li_2SO_4$$

$$\text{mol } Li_2SO_4 = 0{,}3\ \text{mol } H_2SO_4 \times \frac{1\ \text{mol } Li_2SO_4}{1\ \text{mol LiOH}} = 0{,}3\ \text{mol } Li_2SO_4$$

El **reactivo en exceso:** H_2SO_4

Respuesta

El reactivo en exceso es el acido sulfurico ($H_2\ SO_4$)

851. ¿Qué información es necesaria para calcular cuál es el reactivo en exceso en una reacción?

a) Masa molar de los reactivos.
b) Rendimiento teórico de la reacción.
c) Cantidades iniciales de todos los reactivos.
d) Velocidad de la reacción.

Solución

Conocer las cantidades iniciales de los reactivos permite determinar cuál de ellos se consume completamente y cuál queda en exceso..

Respuesta: c)

852. En el Salar de Uyuni, se está evaluando la producción de carbonato de litio a partir de litio extraído de las salmueras. Supongamos que tenemos 500 ml de una salmuera con una concentración de 0,5 [M] de LiCl y le añadimos 300 ml de una solución 1 [M] de Na_2CO_3. Se desea calcular el reactivo en exceso y la cantidad de masa de Li_2CO_3 formado.



Datos

Volumen de LiCl = 500 mL
Volumen de LiCl = 0,5 L
Concentración de LiCl = 0.5 [M]
Volumen de Na_2CO_3 = 300 mL
Volumen de Na_2CO_3 = 0,3 L
Concentración de Na_2CO_3 = 1 [M]
Masa molar de Li_2CO_3 = 73,89 g/mol

Ecuación química balanceada:

$$LiCl + Na_2CO_3 \rightarrow Li_2CO_3 + 2NaCl$$

Solución

Calcular masa de Li_2CO_3 a partir de LiCl:

$$\text{masa de } Li_2CO_3 = 0{,}5 \text{ L LiCl} \times \frac{0{,}5 \text{ mol LiCl}}{1 \text{ L LiCl}} \times \frac{1 \text{ mol } Li_2CO_3}{1 \text{ mol LiCl}} \times \frac{73{,}89 \text{ g } Li_2CO_3}{1 \text{ mol } Li_2CO_3}$$

masa de $Li_2CO_3 = 18{,}47$ g Li_2CO_3

El **reactivo en exceso:** LiCl

Calcular masa de Li_2CO_3 a partir de Na_2CO_3 :

$$\text{masa de } Li_2CO_3 = 0{,}20 \text{ L } Na_2CO_3 \times \frac{1 \text{ mol } Na_2CO_3}{1 \text{ L } Na_2CO_3} \times \frac{1 \text{ mol } Li_2CO_3}{1 \text{ mol} Na_2CO_3} \times \frac{73{,}89 \text{ g } Li_2CO_3}{1 \text{ mol } Li_2CO_3}$$

masa de $Li_2CO_3 = 14{,}78$ g Li_2CO_3

Respuesta

El reactivo en exceso es LiCl, y se forma 14,78 g Li_2CO_3, a partir del reactivo limitante (Na_2CO_3).

Saber mas...



Fuente: www.abi.bo

En la extracción directa de litio (EDL) en el Salar de Uyuni, calcular con precisión los reactivos químicos es crucial. Esto optimiza la eficiencia y rentabilidad del proceso, reduciendo el consumo de agua, energía y residuos. Así, no solo transforma la industria del litio en Bolivia, sino que también impulsa un desarrollo económico sostenible y un futuro energético más limpio.

853. En un laboratorio de análisis químico en La Paz, Bolivia, se realiza la síntesis de cloruro de calcio ($CaCl_2$) mediante la reacción entre carbonato de calcio ($CaCO_3$) y ácido clorhídrico (HCl) con el objetivo de evaluar la eficiencia del proceso y la pureza de los reactivos. Se mezclan 150 g de $CaCO_3$ (pureza del 90%) con 500 mL de HCl 1,5 M. Si la densidad del HCl es 1,18 g/mL, ¿cuál es el reactivo en exceso?.

Datos

Masa de $CaCO_3$ = 150 g
Pureza de $CaCO_3$ = 90%
Volumen de HCl = 500 mL
Concentración de HCl = 1.5 M
Densidad del HCl = 1,18 g/mL
Masa molar de $CaCO_3$ = 100 g/mol
Masa molar de HCl = 36,46 g/mol

Ecuación química balanceada:

$$CaCO_3 + 2HCl \rightarrow CaCl_2 + H_2O + CO_2$$

Solución

Calcular la masa real de $CaCO_3$:

$$\text{Masa real de } CaCO3 = 150g \cdot 0.90$$

$$\text{Masa real de } CaCO3 = 135 \text{ g } CaCO3$$

Calcular los moles de $CaCO_3$:

$$\text{Moles de } CaCO3 = \frac{135g}{100g/mol} = 1.35mol$$

Calcular los moles de HCl:

$$\text{Moles de HCl} = 1{,}5M \times 0{,}500L$$

$$\text{Moles de HCl} = 0{,}75 \text{ mol HCl}$$

Calcular la cantidad de HCl necesaria para reaccionar con el $CaCO_3$:

$$\text{Moles de HCl necesarios} = 1{,}35mol \times 2 = 2{,}70mol$$

Los moles disponibles de HCl (0,75 mol) son menores que los moles necesarios (2,70 mol) para reaccionar completamente con los moles de $CaCO_3$ disponibles.

Respuesta

El reactivo en exceso es Carbonato de calcio ($CaCO_3$).

854. En una reacción química, determinar el reactivo en exceso es crucial para optimizar el uso de materiales y reducir costos. Considera la siguiente reacción química hipotética donde se mezclan 10 moles de A con 8 moles de B para producir el compuesto C: ¿Cuál es el reactivo en exceso en esta reacción y por qué es importante identificarlo?

$$2A+3B \rightarrow 2C$$

Solución

Calculamos la cantidad de B necesaria para reaccionar completamente con 10 moles de A:

Relación estequiométrica: 2 moles de A reaccionan con 3 mol de B

$$10 \text{ moles de A} \times \frac{3 \text{ moles de B}}{2 \text{ moles de A}} = 15 \text{ moles de B}$$

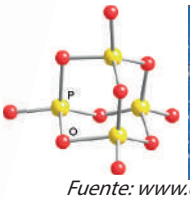
Como solo tenemos 8 moles de B, B es el reactivo limitante, y A es el reactivo en exceso.

Respuesta

A es reactivo en exceso porque se consume menos moles en la reacción.

855. En un estudio de la síntesis de ácido fosfórico (H_3PO_4) a partir de fósforo blanco (P_4) y oxígeno (O_2) para aplicaciones industriales en Cochabamba, Bolivia. Se queman 62 g de P_4 (pureza del 95%) en un exceso de oxígeno (densidad de O_2 = 1,429 g/L a 0°C y 1 atm). Si se utilizan 50 L de oxígeno, ¿cuál es el reactivo en exceso? (Masa molar de P_4 = 123,88 g/mol, O_2 = 32 g/mol).







Fuente: www.chemicalbook.com

Ecuación química balanceada

$$P4 + 5\ O_2 \rightarrow P_4O_{10}$$

Solución

Calcular la masa real de P_4

$$\text{Masa real de } P_4 = 62\ gP_4 \cdot 0{,}95$$

$$\text{Masa real de } P_4 = 58{,}9\ g\ P_4$$

Calcular los moles de P_4

$$\frac{58.9\ g\ P_4}{123.88\ g/mol\ P_4} = 0{,}475\ \ mol\ P_4$$

Datos

Masa de P_4 = 62 g
Pureza de P_4 = 95%
Volumen de O_2 = 50 L
Densidad de O_2 = 1,429 g/L
Masa molar de P_4 = 123,88 g/mol
Masa molar de O_2 = 32 g/mol

Calcular la masa de O_2:

$$\text{Masa de } O_2 = 50\ L\ O_2\ \cdot 1{,}429\ g/L\ O_2$$

$$\text{Masa de } O_2 = 71{,}45\ g\ O_2$$

Calcular los moles de O_2:

$$\text{Moles de } O_2 = \frac{71{,}45\ \ g}{32\ \ g/mol}$$

$$\text{Moles de } O_2 = 2{,}23\ \ mol\ \ O_2$$

Calcular la cantidad de O_2 necesaria para reaccionar con el P_4

$$\text{Moles de } O_{2_{necesarios}} = 0{,}475\ mol\ P_4 \times \frac{5\ mol\ O_2}{1\ mol\ P_4} = 2{,}38\ molO_2$$

Los moles disponibles de O_2 (2,23 mol) son menores que los moles necesarios (2,38 mol) para reaccionar completamente con los moles de P_4 disponibles.

El **reactivo en exceso:** PO_4

Resultado: Por lo tanto, el reactivo en exceso es fósforo blanco (P_4).

856. ¿Qué efecto tiene la presencia de un reactivo en exceso en la selectividad de una reacción química?

a) Aumenta la formación de productos secundarios no deseados.

b) Reduce la formación de productos secundarios no deseados.

c) No tiene ningún efecto sobre la selectividad de la reacción.

d) Depende de la naturaleza de la reacción específica.

Solución

La presencia de un reactivo en exceso puede afectar la selectividad de una reacción, dependiendo de su naturaleza. En algunas reacciones, puede favorecer productos secundarios no deseados, mientras que en otras puede dirigir la reacción hacia el producto principal.

Respuesta: d) Depende de la naturaleza de la reacción específica.

857. En la producción de etanol (C_2H_5OH) a partir de etileno (C_2H_4) y agua en una planta química en Santa Cruz, Bolivia. Se mezclan 28 g de etileno (C_2H_4) con 150 g de agua (pureza del 80%). La reacción se realiza a 1 atm y 25°C, y la densidad del agua es 0.997 g/mL. ¿Cuál es el reactivo en exceso? (Masa molar de C_2H_4 = 28 g/mol, H_2O = 18 g/mol).

Datos

Masa de C_2H_4 = 28 g
Masa de H_2O = 150 g
Pureza de H_2O = 80%
Masa molar de C_2H_4 = 28 g/mol
Masa molar de H_2O = 18 g/mol

Ecuación química balanceada:

$$C_2H_4 + H_2O \rightarrow C_2H_5OH$$

Solución

Calcular la masa real de H_2O:

$$\text{Masa real de } H_2O = 150\text{g} \cdot 0.80$$
$$\text{Masa real de } H_2O = 120\text{ g } H_2O$$

Calcular los moles (n) de H_2O:

$$\text{n } H_2O = \frac{120\text{ g } H_2O}{18\text{ g/mol } H_2O} = 6{,}67\text{mol } H_2O$$

Calcular los moles de C_2H_4:

$$\text{n}C_2H_4 = \frac{28\text{ g } C_2H_4}{28\text{ g/mol } C_2H_4} = 1\text{ mol } C_2H_4$$

Calcular la cantidad de H_2O necesaria para reaccionar con el C_2H_4:

$$\text{Moles de } H_2O \text{ necesarios} = 1\text{ mol } C_2H_4 \times \frac{1\text{ mol } H_2O}{1\text{mol } C_2H_4} = 1\text{ mol } H_2O$$

Los moles disponibles de H_2O (6,67 mol) son mayores que los moles necesarios (1 mol) para reaccionar completamente con los moles de C_2H_4 disponibles.

Respuesta

El reactivo en exceso es **Agua (H_2O)**.

858. ¿Qué ocurre si no se añade suficiente reactivo en exceso en una reacción química?.

a) La reacción se detiene antes de completarse.
b) Se aumenta la formación de productos secundarios.
c) Se incrementa la eficiencia del proceso.
d) Se reduce la cantidad de reactivo limitante utilizado.

Solución

Si no se añade suficiente reactivo en exceso, el reactivo limitante se agotará antes de que la reacción se complete, reduciendo el rendimiento de productos.

Respuesta: a)

859. En la producción de sulfato de aluminio ($Al_2(SO_4)_3$) en una planta de tratamiento de aguas en Tarija, Bolivia. Se mezclan 54 g de aluminio (Al) con 300 mL de ácido sulfúrico (H_2SO_4) 2 M. La densidad del H_2SO_4 es 1.84 g/mL. ¿Cuál es el reactivo en exceso? (Masa molar de Al = 27 g/mol, H_2SO_4 = 98 g/mol).



Datos

Masa de Al = 54 g
Volumen de H_2SO_4 = 300 mL
Concentración de H_2SO_4 = 2 M
Densidad del H_2SO_4 = 1.84 g/mL
Masa molar de Al = 27 g/mol
Masa molar de H_2SO_4 = 98 g/mol

Ecuación química balanceada:

$$2\ Al + 3\ H_2SO_4 \rightarrow Al_2(SO_4)_3 + 3\ H_2$$

Solución

Calcular los moles de Al:

$$n\ Al = \frac{54\ gAl}{27\ g/molAl}$$

$$n\ Al = 2\ mol\ Al$$

Calcular los moles de H_2SO_4:

$$n\ H_2SO_4 = 2\ M \times 0.300\ L$$

$$n\ H_2SO_4 = 0.6\ mol\ H_2SO_4$$

Calcular la cantidad de H_2SO_4 necesaria para reaccionar con el Al:

$$\text{Moles de } H_2SO_{4_{necesarios}} = 2\ mol\ Al \times \frac{3mol\ H_2SO_4}{2\ mol\ Al} = 3\ mol\ H_2SO_4$$

Los moles disponibles de H_2SO_4 (0,6 mol) son menores que los moles necesarios (3 mol) para reaccionar completamente con los moles de Al disponibles.

Respuesta

El reactivo en exceso es Aluminio (Al).

860. ¿Cuál es el principal beneficio de usar un reactivo en exceso en una reacción química industrial?.

a) Acelerar la velocidad de la reacción.
b) Garantizar la completa conversión del reactivo limitante.
c) Reducir la cantidad de subproductos formados.
d) Disminuir la energía necesaria para la reacción.

Solución

Usar un reactivo en exceso asegura que todo el reactivo limitante se consuma, maximizando la producción del producto deseado.

Respuesta: b)

861. En un estudio sobre la producción de dióxido de carbono ultra puro (CO_2) a partir de carbonato de sodio (Na_2CO_3) y ácido clorhídrico (HCl) en Potosí, Bolivia. Se mezclan 106 g de Na_2CO_3 (pureza del 85%) con 500 mL de HCl 2 M. La densidad del HCl es 1.18 g/mL. ¿Cuál es el reactivo en exceso? (Masa molar de Na_2CO_3 = 106 g/mol, HCl = 36.46 g/mol).

a) Carbonato de sodio (Na_2CO_3)
b) Ácido clorhídrico (HCl)
c) Ambos
d) Ninguno

Datos

Masa de Na_2CO_3 = 106 g
Pureza de Na_2CO_3 = 85%
Volumen de HCl = 500 mL
Concentración de HCl = 2 M
Densidad del HCl = 1,18 g/mL
Masa molar de Na_2CO_3 = 106 g/mol
Masa molar de HCl = 36,46 g/mol

Calcular los moles de HCl:

$$\text{moles de HCl} = 2\,[\text{M}]\ \text{HCl} \times 0.500\text{L}$$
$$\text{moles de HCl} = 1\text{mol HCl}$$

Solución

Escribir la ecuación balanceada:

$$Na_2CO_3 + 2HCl \rightarrow 2NaCl + H2O + CO_2$$

Calcular la masa (m) real de Na_2CO_3:

$$\text{masa } Na_2CO_{3_{real}} = 106\,\text{g } Na_2CO_3 \times 0{,}85$$
$$\text{masa } Na_2CO_{3_{real}} = 90{,}1\,\text{g}$$

Calcular los moles (n) de Na_2CO_3:

$$\text{moles } Na_2CO_3 = \frac{90{,}1\ \text{g } Na_2CO_3}{106\ \text{g/mol} Na_2CO_3}$$
$$\text{moles } Na_2CO_3 = 0{,}85\ \text{mol } Na_2CO_3$$

Relación estequiométrica: Calcular la cantidad de moles (n) HCl necesaria para reaccionar con el Na_2CO_3:

$$\text{moles HCl necesarios} = 0{,}85\ \text{mol } Na_2CO_3 \times \frac{2\text{mol HCl}}{1\text{mol } Na_2CO_3}$$
$$\text{moles HCl necesarios} = 1{,}7\ \text{mol HCl}$$

Los moles disponibles de HCl (1 mol) son menores que los moles necesarios (1,7 mol) para reaccionar completamente con los moles de Na_2CO_3 disponibles. Por lo tanto, el reactivo en exceso es a) Carbonato de sodio (Na_2CO_3).

Respuesta inciso a)

Saber mas...





El CO_2 puro tiene un sinfín de aplicaciones: desde carbonatar bebidas y conservar alimentos en la industria alimentaria, hasta fabricar medicamentos en la farmacéutica. En el mundo petroquímico, se convierte en materia prima para plásticos y otros productos químicos, mientras que también juega un papel crucial en la captura y almacenamiento de carbono para combatir el cambio climático.

Fuente: noticias.coches.com

862. En una planta de fabricación de baterías de litio en Potosí, Bolivia, se utiliza litio (Li) y cloro (Cl_2) para producir cloruro de litio (LiCl). Si se mezclan 10 g de Li (pureza del 98%) con 50 g de Cl_2, ¿cuál es el reactivo en exceso? (Masa molar de Li = 6.94 g/mol, Cl_2 = 71 g/mol).

a) Litio (Li) **b)** Cloro (Cl_2) **c)** Ambos **d)** Ninguno



Ruta de solución

Determinar los moles de cada reactivo, considerando la pureza del litio. Comparar la cantidad estequiométrica necesaria para identificar el reactivo en exceso.

Datos

Masa de Li = 10 g
Pureza de Li = 98%
Masa de Cl_2 = 50 g
Masa molar de Li = 6,94 g/mol
Masa molar de Cl_2 = 71 g/mol

Escribir la ecuación balanceada:

$$2Li + Cl_2 \rightarrow 2LiCl$$

Calcular la masa real de Li:

$$\text{Masa real de Li} = 10\ \text{gLi} \times 0.98$$
$$\text{Masa real de Li} = 9.8\ \text{g Li}$$

Calcular los moles de Cl_2:

$$\text{Moles de}Cl_2 = \frac{50\ \text{g}Cl_2}{71\ \text{g/mol}\ Cl_2}$$
$$\text{Moles de}\ Cl_2 = 0{,}70\ \text{mol}\ Cl_2$$

Calcular los moles de Li:

$$\text{Moles de Li} = \frac{9{,}8\ \text{g Li}}{6.94\ \text{g/mo l Li}}$$
$$\text{Moles de Li} = 1{,}41\ \text{mol Li}$$

Calcular la cantidad de Li necesaria para reaccionar con el Cl_2:

$$\text{Moles de Li necesarios} = 0{,}70\ \text{mol}\ Cl_2 \times \frac{2\ \text{Li}}{1\ \text{mol}\ Cl_2} = 1.40\ \text{mol Li}$$

Los moles disponibles de Li (1,41 mol) son mayores que los moles necesarios (1,40 mol) para reaccionar completamente con los moles de Cl_2 disponibles. Por lo tanto, el reactivo en exceso es a) Litio (Li).

Respuesta inciso a)

863. En una reacción en la que se utiliza un reactivo en exceso, ¿qué se debe hacer con el exceso de reactivo al final de la reacción?

a) Desecharlo como residuo.
b) Reciclarlo para su reutilización en futuras reacciones.
c) Mezclarlo con otros reactivos.
d) Convertirlo en un subproducto útil.

Solución

Reciclar el exceso de reactivo es una práctica económica y ambientalmente responsable, permitiendo su reutilización y reduciendo el desperdicio.

Respuesta inciso b)

864. En una planta de fabricación de fertilizantes en Santa Cruz, Bolivia, se utiliza urea ($CO(NH_2)_2$) y ácido nítrico (HNO_3) para producir nitrato de amonio (NH_4NO_3). Si se mezclan 100 g de urea (pureza del 90%) con 200 mL de HNO_3 3 M. La densidad del HNO_3 es 1,42 g/mL, ¿cuál es el reactivo en exceso? (Masa molar de urea = 60 g/mol, HNO_3 = 63,01 g/mol)).

a) Urea ($CO(NH_2)_2$) **b)** Ácido nítrico (HNO_3)
c) Ambos **d)** Ninguno

Ruta de solución
Determinar los moles de cada reactivo, considerando la pureza de la urea. Comparar la cantidad estequiométrica necesaria para identificar el reactivo en exceso.

Datos
Masa de urea = 100 g
Pureza de urea = 90%
Volumen de HNO_3 = 200 mL
Concentración de HNO_3 = 3 M
Densidad del HNO_3 = 1,42 g/mL
Masa molar de urea = 60 g/mol
Masa molar de HNO_3 = 63,01 g/mol

Calcular los moles de HNO_3:

$$\text{Moles de } HNO_3 = 3\,[\text{M}] \times 0.200\,\text{L}$$
$$\text{Moles de } HNO_3 = 0{,}60\ \text{mol } HNO_3$$

Escribir la ecuación balanceada:

$$CO(NH_2)_2 + 2HNO_3 \rightarrow NH_4NO_3 + CO_2 + H_2O$$

Calcular la masa real de urea:

$$\text{Masa real de urea} = 100\ \text{g urea} \times 0.90$$
$$\text{Masa real de urea} = 90\ \text{g urea}$$

Calcular los moles de urea:

$$\text{Moles de urea} = \frac{90\ \text{g } CO(NH_2)_2}{60\ \text{g/mol } CO(NH_2)_2}$$
$$\text{Moles de urea} = 1{,}50\ \text{mol } CO(NH_2)_2$$

Calcular la cantidad de HNO_3 necesaria para reaccionar con la urea:

$$\text{Moles de } HNO3_{\text{necesarios}} = 1{,}50\ \text{mol } CO(NH_2)_2 \times \frac{2\ \text{mol } HNO_3}{1.50\ \text{mol } CO(NH_2)_2}$$
$$\text{Moles de } HNO3_{\text{necesarios}} = 3{,}00\ \text{mol } HNO_3$$

Los moles disponibles de HNO_3 (0,60 mol) son menores que los moles necesarios (3,00 mol). Por lo tanto, el reactivo en exceso es urea

Respuesta inciso a)

Saber mas...



Fuente: agroproductores.com

El nitrato de amonio es un fertilizante altamente eficaz gracias a su alto contenido de nitrógeno, esencial para el crecimiento de las plantas. Además de su aplicación agrícola, se utiliza en la industria de explosivos, lo que lo convierte en un compuesto con usos múltiples. Debido a esta versatilidad, su producción y almacenamiento están rigurosamente regulados para evitar su mal uso y cuidado.

865. En una planta de producción de nitrato de amonio (NH_4NO_3) en Tarija, Bolivia, se usa amoniaco (NH_3) y ácido nítrico (HNO_3). Si se mezclan 34 g de NH_3 (pureza del 95%) con 150 mL de HNO_3 3 M. La densidad del HNO_3 es 1,42 g/mL, ¿cuál es el reactivo en exceso? (Masa molar de NH_3 = 17 g/mol, HNO_3 = 63.01 g/mol)

a) Amoniaco (NH_3)
b) Ácido nítrico (HNO_3)
c) Ambos
d) Ninguno

Datos

Masa de NH_3 = 34 g
Pureza de NH_3 = 95%
Volumen de HNO_3 = 150 mL
Concentración de HNO_3 = 3 M
Densidad del HNO_3 = 1,42 g/mL
Masa molar de NH_3 = 17 g/mol
Masa molar de HNO_3 = 63,01 g/mol

Calcular los moles de HNO_3:

$$\text{moles de } HNO_3 = 3\ [M] \times 0.150\ L$$
$$\text{moles de } HNO_3 = 0.45\ \text{mol HNO3}$$

Escribir la ecuación balanceada:

$$NH_3 + HNO_3 \rightarrow NH_4NO_3$$

Calcular la masa real de NH_3:

$$\text{Masa real de } NH_3 = 34\ g\ NH_3 \times 0.95$$
$$\text{Masa real de } NH_3 = 32.3\ g\ NH_3$$

Calcular los moles de NH_3:

$$\text{Moles de } NH_3 = \frac{32{,}3\ g\ NH_3}{17\ g/mol\ NH_3}$$
$$\text{Moles de } NH_3 = 1{,}90\ mol\ NH_3$$

Calcular la cantidad de NH_3 necesaria para reaccionar con el HNO_3:

$$\text{Moles de } NH_{3_{necesarios}} = 0{,}45\ \text{mol HNO3} \times \frac{1\ \text{mol } NH_3}{1\ \text{mol HNO3}}$$
$$\text{Moles de } NH_{3_{necesarios}} = 0{,}45\ \text{mol } NH_3$$

Los moles disponibles de NH_3 (1,90 mol) son mayores que los moles necesarios (0,45 mol) para reaccionar completamente con los moles de HNO_3 disponibles. Por lo tanto, el reactivo en exceso es a) Amoniaco (NH_3).

Respuesta inciso a)

866. ¿Cuál es el impacto ambiental de no controlar adecuadamente el reactivo en exceso en un proceso industrial?.

a) No hay impacto significativo.
b) Puede causar la liberación de sustancias químicas no deseadas al medio ambiente.
c) Mejora la eficiencia del proceso.
d) Reduce la necesidad de purificación del producto final.

Solución

El exceso de reactivos no controlado puede resultar en la liberación de sustancias químicas no deseadas al medio ambiente, causando contaminación y daños ecológicos.

Respuesta inciso b)

867. En una planta de tratamiento de agua en El Alto, Bolivia, se utiliza cloruro de calcio ($CaCl_2$) y carbonato de sodio (Na_2CO_3) para precipitar carbonato de calcio ($CaCO_3$). Se mezclan 111 g de $CaCl_2$ (pureza del 85%) con 106 g de Na_2CO_3. ¿Cuál es el reactivo en exceso? (Masa molar de $CaCl_2$ = 111 g/mol, Na_2CO_3 = 106 g/mol).

a) Cloruro de calcio ($CaCl_2$) **b)** Carbonato de sodio (Na_2CO_3)
c) Ambos **d)** Ninguno

Datos
Masa de $CaCl_2$ = 111 g
Pureza de $CaCl_2$ = 85%
Masa de Na_2CO_3 = 106 g
Masa molar de $CaCl_2$ = 111 g/mol
Masa molar de Na_2CO_3 = 106 g/mol

Escribir la ecuación balanceada:

$$CaCl_2 + Na_2CO_3 \rightarrow CaCO_3 + 2NaCl$$

Calcular la masa real de $CaCl_2$:

$$\text{Masa real de } CaCl_2 = 111 \text{ g } CaCl_2 \times 0.85$$
$$\text{Masa real de } CaCl_2 = 94{,}35 \text{ g } CaCl_2$$

Calcular los moles de Na_2CO_3:

$$\text{Moles de } Na_2CO_3 = \frac{106 \text{ g } Na_2CO_3}{106 \text{ g/mol } Na_2CO_3}$$
$$\text{Moles de } Na_2CO_3 = 1 \text{ mol } Na_2CO_3$$

Calcular los moles de $CaCl_2$:

$$\text{Moles de } CaCl_2 = \frac{94{,}35 \text{ g } CaCl_2}{111 \text{ g/mol } CaCl_2}$$
$$\text{Moles de } CaCl_2 = 0.85 \text{ mol } CaCl_2$$

Calcular la cantidad de Na_2CO_3 necesaria para reaccionar con el $CaCl_2$:

$$\text{Moles de } Na_2CO_{3\,\text{necesarios}} = 0.85 \text{ mol } CaCl_2 \times \frac{1 \text{ mol } Na_2CO_3}{1 \text{ mol } CaCl_2}$$
$$\text{Moles de } Na_2CO_{3\,\text{necesarios}} = 0.85 \text{ mol } Na_2CO_3$$

Los moles disponibles de Na_2CO_3 (1 mol) son mayores que los moles necesarios (0,85 mol) para reaccionar completamente con los moles de $CaCl_2$ disponibles. Por lo tanto, el reactivo en exceso es b) Carbonato de sodio (Na_2CO_3).

Respuesta inciso b)

868. ¿Por qué es importante realizar un balance de masa en un proceso químico donde hay reactivos en exceso?.

a) Para calcular la energía total del sistema.
b) Para determinar la cantidad de reactivo en exceso y minimizar desperdicios.
c) Para medir la velocidad de la reacción.
d) Para equilibrar la ecuación química.

Solución
Un balance de masa permite identificar la cantidad exacta de reactivo en exceso, lo que ayuda a minimizar desperdicios y optimizar el uso de materiales.

Respuesta inciso b)

869. En un estudio sobre la producción de óxido de hierro (III) (Fe_2O_3) a partir de hierro (Fe) y oxígeno (O_2) en una mina de hierro en Potosí, Bolivia. Se mezclan 112 g de Fe (pureza del 95%) con 32 g de O_2. ¿Cuál es el reactivo en exceso? (Masa molar de Fe = 56 g/mol, O_2 = 32 g/mol).



a) Hierro (Fe)
b) Oxígeno (O_2)
c) Ambos
d) Ninguno

Datos

Masa de Fe = 112 g
Pureza de Fe = 95%
Masa de O_2 = 32 g
Masa molar de Fe = 56 g/mol
Masa molar de O_2 = 32 g/mol

Escribir la ecuación balanceada:

$$4Fe + 3O_2 \rightarrow 2Fe_2O_3$$

Calcular la masa real de Fe:

$$\text{Masa real de Fe} = 112\ \text{g Fe} \times 0.95$$
$$\text{Masa real de Fe} = 106.4\ \text{g Fe}$$

Calcular los moles de O_2:

$$\text{Moles de } O_2 = \frac{32\ \text{g } O_2}{32\ \text{g/mol } O_2}$$
$$\text{Moles de } O_2 = 1\ \text{mol } O_2$$

Calcular los moles de Fe:

$$\text{Moles de Fe} = \frac{106{,}4\ \text{g Fe}}{56\ \text{g/mol Fe}}$$
$$\text{Moles de Fe} = 1{,}90\ \text{mol Fe}$$

Calcular la cantidad de Fe necesaria para reaccionar con el O_2:

$$\text{Moles de Fe}_{\text{necesarios}} = 1\ \text{mol } O_2 \times \frac{4\ \text{mol de Fe}}{3\ \text{mol } O_2}$$
$$\text{Moles de Fe}_{\text{necesarios}} = 1{,}33\ \text{mol Fe}$$

Los moles disponibles de Fe (1,90 mol) son mayores que los moles necesarios (1,33 mol) para reaccionar completamente con los moles de O_2 disponibles. Por lo tanto, el reactivo en exceso es a) Hierro (Fe).

Respuesta inciso a)

870. ¿Cómo afecta el exceso de un reactivo en una reacción química en la pureza del producto final en una reacción química ?.

a) Aumenta la pureza del producto final.
b) No tiene ningún efecto sobre la pureza del producto final.
c) Puede reducir la pureza del producto final debido a la presencia de reactivo sin reaccionar.
d) Mejora la eficiencia energética de la reacción.

Solución

El exceso de reactivo sin reaccionar puede quedar mezclado con el producto final, reduciendo su pureza y requiriendo pasos adicionales de purificación.

Respuesta inciso c)

871. En una planta de producción de cloruro de sodio (NaCl) en Uyuni, Bolivia, se utiliza sodio (Na) y cloro (Cl_2). Si se mezclan 57,30 g de Na con 71,05 g de Cl_2, ¿cuál es el reactivo en exceso? (Masa molar de Na = 23 g/mol, Cl_2 = 71 g/mol). La reacción química es:

$$2Na + Cl_2 \rightarrow 2NaCl$$

a) Sodio (Na) **b)** Cloro (Cl_2)
c) Ambos **d)** Ninguno

Respuesta .....

872. En una planta de producción de nitrato de potasio (KNO_3) en La Paz, Bolivia, se utiliza hidróxido de potasio (KOH) y ácido nítrico (HNO_3). Si se mezclan 56 g de KOH (pureza del 88%) con 63 g de HNO_3, ¿cuál es el reactivo en exceso? (Masa molar de KOH = 56 g/mol, HNO_3 = 63,01 g/mol).

La reacción química es:

$$KOH + HNO_3 \rightarrow KNO_3 + H_2O$$

a) Hidróxido de potasio (KOH) **b)** Ácido nítrico (HNO_3)
c) Ambos **d)** Ninguno

Respuesta .....

873. En una planta de producción de fosfato de calcio ($Ca_3(PO_4)_2$) en Cochabamba, Bolivia, se utiliza calcio (Ca) y ácido fosfórico (H_3PO_4). Si se mezclan 80 g de Ca con 98 g de H_3PO_4, ¿cuál es el reactivo en exceso? (Masa molar de Ca = 40 g/mol, H_3PO_4 = 98 g/mol).

La reacción química es:

$$Ca + 2H_3PO_4 \rightarrow Ca_3(PO_4)_2 + H_2$$

a) Calcio (Ca) **b)** Ácido fosfórico (H_3PO_4)
c) Ambos **d)** Ninguno

Respuesta .....

874. En la reacción $2A + 3B \rightarrow C$, si se tienen 5 moles de A y 9 moles de B, ¿cuál es el reactivo en exceso y cuánto queda sin reaccionar?.

a) A, 1 mol **b)** B, 1 mol **c)** A, 0.5 moles **d)** B, 0.5 moles

Respuesta .....

875. En un estudio sobre la producción de sulfato de magnesio ($MgSO_4$) en una planta de tratamiento de aguas en Tarija, Bolivia. Se mezclan 96 g de Mg con 96 g de H_2SO_4. ¿Cuál es el reactivo en e xceso? (Masa molar de Mg = 24 g/mol, H_2SO_4 = 98 g/mol). La reacción química es:



$$Mg + H_2SO_4 \rightarrow MgSO_4 + H_2$$

a) Magnesio (Mg) **b)** Ácido sulfúrico (H_2SO_4)
c) Ambos **d)** Ninguno

Respuesta .....

876. En una planta de producción de cloruro de calcio ($CaCl_2$) en Cochabamba, Bolivia, se utiliza calcio (Ca) y ácido clorhídrico (HCl). Se mezclan 52 g de Ca con 73 g de HCl. ¿Cuál es el reactivo en exceso? (Masa molar de Ca = 40 g/mol, HCl = 36,46 g/mol) La reacción química es:

$$Ca + 2HCl \rightarrow CaCl_2 + H_2$$

a) Calcio (Ca) **b)** **Ácido clorhídrico (HCl)**
c) Ambos **d)** Ninguno

Respuesta .....

877. En una planta de producción de nitrato de potasio (KNO_3) en La Paz, Bolivia, se utiliza hidróxido de potasio (KOH) y ácido nítrico (HNO_3). Si se mezclan 56 g de KOH (pureza del 88%) con 63 g de HNO_3, ¿cuál es el reactivo en exceso? (Masa molar de KOH = 56 g/mol, HNO_3 = 63,01 g/mol) La reacción química es:

$$KOH + HNO_3 \rightarrow KNO_3 + H_2O$$

a) Hidróxido de potasio (KOH) **b)** Ácido nítrico (HNO_3)
c) Ambos **d)** Ninguno

Respuesta .....

878. En un estudio sobre la producción de sulfato de magnesio ($MgSO_4$) en una planta de tratamiento de aguas en Tarija, Bolivia. Se mezclan 24 g de Mg con 98 g de H_2SO_4. ¿Cuál es el reactivo en exceso? (Masa molar de Mg = 24 g/mol, H_2SO_4 = 98 g/mol) La reacción química es:

$$Mg + H_2SO_4 \rightarrow MgSO_4 + H_2$$

a) Magnesio (Mg) **b)** Ácido sulfúrico (H_2SO_4)
c) Ambos **d)** Ninguno

Respuesta .....

879. En un estudio reciente sobre la eficiencia de producción de amoniaco en Bolivia, se está investigando el uso óptimo de nitrógeno (N_2) y hidrógeno (H_2) para maximizar la producción en una planta de síntesis de amoniaco. Si se mezclan 56 g de nitrógeno con 18 g de hidrógeno, ¿cuál es el reactivo en exceso y cual es la masa del reactivo restante ? (Masa molar de N_2 = 28 g/mol, H_2 = 2 g/mol). La ecuación química es:

$$N_2 + 3H_2 \rightarrow 2NH_3$$

a) Nitrógeno (N_2),17,2 g N_2 **b)** Hidrógeno (H_2), 6,0 g H_2
c) Nitrógeno (N_2), 23,1 g N_2 **d)** Hidrógeno (H_2), 15,3 g H_2

Respuesta .....

880. Un proyecto de investigación en Tarija, Bolivia, está evaluando la producción de slfato de sodio (Na_2SO_4) a partir de la reacción entre hidróxido de sodio ($NaOH$) y ácido sulfúrico (H_2SO_4) para mejorar los métodos de tratamiento de aguas residuales. Si se mezclan 360 g de $NaOH$ con 392 g de H_2SO_4, ¿cuál es el reactivo en exceso? (Masa molar de $NaOH$ = 40 g/mol, H_2SO_4 = 98 g/mol). La ecuación química es:

$$2NaOH + H_2SO_4 \rightarrow Na_2SO_4 + 2H_2O$$

a) Hidróxido de sodio (NaOH) **b)** Ácido sulfúrico (H_2SO_4)
c) Ambos **d)** Ninguno

Respuesta .....

881. En una planta de tratamiento de aguas residuales en Yungas-Bolivia , se utiliza peróxido de hidrógeno (H_2O_2) y permanganato de potasio ($KMnO_4$) para oxidar compuestos orgánicos contaminantes. Si se mezclan 10 gramos de H_2O_2 con 15 gramos de $KMnO_4$, ¿cuál es el reactivo en exceso y cuántos gramos de este reactivo quedarán sin reaccionar? (Masa molar de H_2O_2 = 34 g/mol, masa molar de $KMnO_4$ = 158 g/mol). La ecuación química es:

$$5H_2O_2 + 2KMnO_4 \rightarrow 2MnO_2 + 5O_2 + 2KOH + 2H_2O$$

a) H_2O_2, 0,30 g **b)** H_2O_2, 1,92 g
c) $KMnO_4$, 3,45 g **d)** $KMnO_4$, 7,50 g

Respuesta .....



882. Se evalúa un método donde se utiliza bicarbonato de sodio ($NaHCO_3$) y ácido acético (CH_3COOH) para neutralizar contaminantes ácidos en aguas y suelos. Si se mezclan 10 gramos de $NaHCO_3$ con 15 gramos de ácido acético, ¿cuál es el reactivo en exceso y cuántos gramos de este reactivo quedarán sin reaccionar? (Masa molar de $NaHCO_3$ = 84 g/mol, masa molar de CH_3COOH = 60 g/mol) La ecuación química es:

$$NaHCO_3 + CH_3COOH \rightarrow CO_2 + H_2O + CH_3COONa$$

a) $NaHCO_3$, 3,10 g
b) $NaHCO_3$, 5,25 g
c) CH_3COOH, 4,50 g
d) CH_3COOH, 7,75 g

Respuesta .....

883. En una investigación sobre residuos acuíferos en Santa Cruz, Bolivia, se utiliza sulfato de aluminio ($Al_2(SO_4)_3$) y hidróxido de sodio ($NaOH$) para precipitar impurezas. Si se mezclan 10 gramos de $Al_2(SO_4)_3$ con 20 gramos de $NaOH$, ¿cuál es el reactivo en exceso y cuántos gramos de este reactivo quedarán sin reaccionar? (Masa molar de $Al_2(SO_4)_3$ = 342 g/mol, masa molar de $NaOH$ = 40 g/mol).

a) $Al_2(SO_4)_3$, 13,00 g
b) $Al_2(SO_4)_3$, 21,00 g
c) NaOH, 13,04 g
d) NaOH, 10,00 g

Respuesta .....

884. Se evalúa la calidad de agua en el lago Titicaca, se mezcla ácido sulfúrico (H_2SO_4) con hidróxido de calcio ($Ca(OH)_2$) para neutralizar residuos alcalinos. Si se utilizan 20 gramos de H_2SO_4 y 25 gramos de $Ca(OH)_2$, ¿cuál es el reactivo en exceso y cuántos gramos de este reactivo quedarán sin reaccionar? (Masa molar de H_2SO_4 = 98 g/mol, masa molar de $Ca(OH)_2$ = 74 g/mol).

$$H_2SO_4 + Ca(OH)_2 \rightarrow CaSO_4 + 2H_2O$$

a) H_2SO_4, 3,30 g
b) H_2SO_4, 6,50 g
c) $Ca(OH)_2$, 9,92 g
d) $Ca(OH)_2$, 11,25 g

Respuesta .....

885. En la industria alimentaria, el cloruro de calcio ($CaCl_2$) se utiliza como aditivo alimentario y se produce a partir de la reacción entre carbonato de calcio ($CaCO_3$) y ácido clorhídrico (HCl). Si se mezclan 30 gramos de $CaCO_3$ con 50 gramos de HCl, ¿cuál es el reactivo en exceso y cuántos gramos de este reactivo quedarán sin reaccionar? (Masa molar de $CaCO_3$ = 100 g/mol, masa molar de HCl = 36.5 g/mol). La reacción es:

$$CaCO_3 + 2HCl \rightarrow CaCl_2 + CO_2 + H_2O$$

a) $CaCO_3$, 12,53 g sin reaccionar **b)** $CaCO_3$, 15,21 g sin reaccionar
c) HCl, 28,11 g sin reaccionar **d)** HCl, 18,18 g sin reaccionar

Respuesta .....

886. La hidroxiapatita ($Ca_5(PO_4)_3(OH)$) se utiliza en la remineralización de dientes para fortalecer el esmalte dental. Una forma de producir hidroxiapatita es mediante la reacción entre fosfato de calcio ($Ca_3(PO_4)_2$) y hidróxido de calcio ($Ca(OH)_2$). Si se mezclan 50 gramos de $Ca_3(PO_4)_2$ con 20 gramos de $Ca(OH)_2$, ¿cuál es el reactivo en exceso y cuántos gramos de este reactivo quedarán sin reaccionar? (Masa molar de $Ca_3(PO_4)_2$ = 310 g/mol, masa molar de $Ca(OH)_2$ = 74 g/mol). La reacción es:

$$3Ca_3(PO_4)_2 + Ca(OH)_2 \rightarrow 2Ca_5\,(PO_4)_3(OH)$$

a) $Ca_3(PO_4)_2$, 15.32 g sin reaccionar **b)** $Ca_3(PO_4)_2$, 28.57 g sin reaccionar
c) $Ca(OH)_2$, 5.42 g sin reaccionar **d)** $Ca(OH)_2$, 15,98 g sin reaccionar

Respuesta .....

887. Para aliviar los síntomas de la gastritis, se puede usar hidróxido de magnesio ($Mg(OH)_2$) para neutralizar el exceso de ácido clorhídrico (HCl) en el estómago. Si se ingieren 10 gramos de $Mg(OH)_2$ y hay 12 gramos de HCl en el estómago, ¿cuál es el reactivo en exceso y cuántos gramos de este reactivo quedarán sin reaccionar? (Masa molar de $Mg(OH)_2$ = 58.3 g/mol, masa molar de HCl = 36.5 g/mol). La reacción es:

$$Mg(OH)_2 + 2HCl \rightarrow MgCl_2 + 2H_2O$$

a) $Mg(OH)_2$, 0,41 g sin reaccionar **b)** $Mg(OH)_2$, 0,25 g sin reaccionar
c) HCl, 0.21 g sin reaccionar **d)** HCl, 4,81 g sin reaccionar

Respuesta .....



888. En la agricultura, el fosfato de calcio ($Ca_3(PO_4)_2$) se utiliza como fertilizante. Puede producirse a partir de la reacción entre ácido fosfórico (H_3PO_4) e hidróxido de calcio ($Ca(OH)_2$). Si se mezclan 30 gramos de H_3PO_4 con 40 gramos de $Ca(OH)_2$, ¿cuál es el reactivo en exceso y cuántos gramos de este reactivo quedarán sin reaccionar? (Masa molar de H_3PO_4 = 98 g/mol, masa molar de $Ca(OH)_2$ = 74 g/mol) La reacción es:

$$2H_3PO_4 + 3Ca(OH)_2 \rightarrow Ca_3(PO_4)_2 + 6H_2O$$

a) H_3PO_4, 0,65 g sin reaccionar
b) H_3PO_4, 6,06 g sin reaccionar
c) $Ca(OH)_2$, 16,23 g sin reaccionar
d) $Ca(OH)_2$, 6,07 g sin reaccionar

Respuesta .....

889. El cloruro de magnesio ($MgCl_2$) se utiliza como suplemento dietético para tratar deficiencias de magnesio. Puede producirse a partir de la reacción entre hidróxido de magnesio ($Mg(OH)_2$) y ácido clorhídrico (HCl). . Si se mezclan 25 gramos de $Mg(OH)_2$ con 30 gramos de HCl, ¿cuál es el reactivo en exceso y cuántos gramos de este reactivo quedarán sin reaccionar? (Masa molar de $Mg(OH)_2$ = 58.3 g/mol, masa molar de HCl = 36.5 g/mol). La reacción es:

$$Mg(OH)_2 + 2HCl \rightarrow MgCl_2 + 2H_2O$$

a) $Mg(OH)_2$, 2,60 g sin reaccionar
b) $Mg(OH)_2$, 1,05 g sin reaccionar
c) HCl, 3,14 g sin reaccionar
d) HCl, 8,25 g sin reaccionar

Respuesta .....

890. El carbonato de litio (Li_2CO_3) se utiliza en el tratamiento del trastorno bipolar. Puede producirse a partir de la reacción entre el hidróxido de litio ($LiOH$) y el dióxido de carbono (CO_2). Si se mezclan 30 gramos de $LiOH$ con 44 gramos de CO_2, ¿cuál es el reactivo en exceso y cuántos gramos de este reactivo quedarán sin reaccionar? (Masa molar de $LiOH$ = 24 g/mol, masa molar de CO_2 = 44 g/mol). La reacción es:

$$2LiOH + CO_2 \rightarrow Li_2CO_3 + H_2O$$

a) LiOH, 44,6 g sin reaccionar
b) LiOH, 8,0 g sin reaccionar
c) CO_2, 32,2 g sin reaccionar
d) CO_2, 16,5 g sin reaccionar

Respuesta .....

REACCIONES QUÍMICAS: RENDIMIENTO DE REACCIÓN

891. En una fábrica de refrescos carbonatados, se utiliza ácido tartárico ($C_4H_6O_6$) para reaccionar con bicarbonato de sodio ($NaHCO_3$) y producir una bebida efervescente. Si se mezclan 4 gramos de ácido tartárico con 4 gramos de bicarbonato de sodio, ¿cuál es el rendimiento teórico en gramos de dióxido de carbono (CO_2) producido? (Masa molar de $NaHCO_3$ = 84 g/mol, masa molar de $C_4H_6O_6$ = 150 g/mol, masa molar de CO_2 = 44 g/mol).

Datos :
Masa de $NaHCO_3$: 4 g
Masa de $C_4H_6O_6$: 4 g
Masa molar de $NaHCO_3$: 84 g/mol
Masa molar de $C_4H_6O_6$: 150 g/mol
Masa molar de CO_2: 44 g/mol

Ruta de solución
1. Balancear la ecuación química.
2. Calcular moles de reactivos usando sus masas molares.
3. Identificar el reactivo limitante.
4. Calcular moles y masa de CO_2 producido usando el reactivo limitante.

Fórmulas $\text{moles} = \dfrac{\text{masa}}{\text{masa molar}}$

Solución $\text{masa} = \text{moles} \cdot \text{masa molar}$

1. Ecuación balanceada: $C_4H_6O_6 + 2\ NaHCO_3 \rightarrow Na_2C_4H_4O_6 + 2\ CO_2 + 2\ H_2O$

2. Calcular los moles de cada reactivo:

- Moles de $NaHCO_3$:

$$\text{Moles de } NaHCO_3 = \frac{4\ \text{g } NaHCO_3}{84\ \text{g/mol } NaHCO_3}$$
$$\text{Moles de } NaHCO_3 = 0{,}0476\ \text{mol } NaHCO_3$$

- Moles de ácido tartárico:

$$\text{Moles de } C_4H_6O_6 = \frac{4\ \text{g}C_4H_6O_6}{150\ \text{g/mol}C_4H_6O_6}$$
$$\text{Moles de } C_4H_6O_6 = 0{,}0267\ \text{mol}C_4H_6O_6$$

3. Determinar el reactivo limitante:

Relación molar $C_4H_6O_6$ y 2 $NaHCO_3$ es 1:2

$$\frac{0{,}0267\ \text{mol } C_4H_6O_6}{1} = 0{,}0267 \qquad \frac{0{,}0476\ \text{mol } NaHCO_3}{2} = 0{,}0238$$

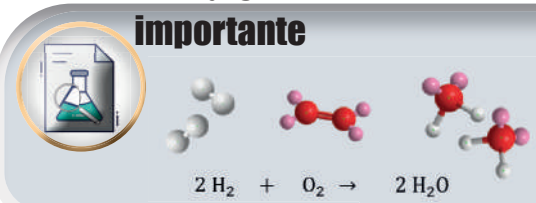
El reactivo limitante es: $NaHCO_3$

4. Calcular el rendimiento teórico de CO_2:

$$0{,}0476\ \text{mol } NaHCO_3 \times \frac{2\ \text{mol } CO_2}{2\ \text{mol } NaHCO_3} \times \frac{44\ \text{g } CO_2}{1\ \text{mol } CO_2} = 2{,}09\ \text{g } CO_2$$

Respuesta: El rendimiento teórico es 2,09 g de dióxido de carbono (CO_2).

Dato importante



Rendimiento Teórico: Es la cantidad máxima de producto que se espera obtener en una reacción química, basado en los reactivos disponibles.

892. En un laboratorio escolar en Cochabamba, Bolivia, se realiza un experimento para producir oxígeno (O_2) a partir de peróxido de hidrógeno (H_2O_2). Este experimento es parte de un proyecto para demostrar la descomposición catalítica. Si se utilizan 10 gramos de H_2O_2 y se obtienen 2,8 gramos de O_2, ¿cuál es el porcentaje de rendimiento de la reacción? (Masa molar de H_2O_2 = 34 g/mol, masa molar de O_2 = 32 g/mol).



Ruta de solución

1. Balancear la ecuación química.
2. Calcular moles de H_2O_2 usando su masa molar.
3. Calcular moles y masa teórica de O_2.
4. Calcular el porcentaje de rendimiento

Datos :

Masa de H_2O_2: 10 g
Masa molar de H_2O_2: 34 g/mol
Masa molar de O_2: 32 g/mol
Masa real de O_2: 2,8 g

Fórmulas

$$\text{moles} = \frac{\text{masa}}{\text{masa molar}}$$

$$\text{masa} = \text{moles} \cdot \text{masa molar}$$

$$\%\ \text{de rendimiento} = \left(\frac{\text{Masa obtenida}}{\text{Masa teórica}}\right) \times 100\%$$

Solución

1. Ecuación balanceada: $2H_2O_2 \rightarrow 2H_2O + O_2$

2. Calcular moles de H_2O_2:

$$\text{mol } H_2O_2 = \frac{10 \text{ g } H_2O_2}{34 \text{ g/mol } H_2O_2} = 0{,}29 \text{ mol } H_2O_2$$

3. Calcular el rendimiento teórico de O_2:

$$0{,}294 \text{ mol } H_2O_2 \times \frac{1 \text{ mol } O_2}{2 \text{ mol } H_2O_2} = 0{,}147 \text{ mol } H_2O_2$$

$$0{,}147 \text{ mol } H_2O_2 \times \frac{1 \text{ mol } O_2}{1 \text{ mol } H_2O_2} \times \frac{32 \text{ g } O_2}{1 \text{ mol } O_2} = 4{,}7 \text{ g } O_2$$

4. Calcular el porcentaje de rendimiento:

$$\%\ rendimiento = \frac{2{,}8 \text{ g } O_2}{4{,}704 \text{ g } O_2} \times 100\% = 59{,}5\ \%$$

Respuesta: El rendimiento de la reacción es del 59,5%.

Dato importante

Rendimiento Real: La cantidad de producto que realmente se obtiene al finalizar la reacción suele ser menor que el rendimiento teórico, como cuando sigues una receta pero el pastel no sale igual.

Fuente: periodicocentral.mx



893. En una planta de producción de cloro en Santa Cruz, Bolivia, se descompone clorato de potasio ($KClO_3$) para obtener cloruro de potasio (KCl) y oxígeno (O_2). Esta planta es fundamental para suministrar productos de limpieza y desinfectantes a la región. Si se parten de 15 gramos de $KClO_3$ y se obtienen 5,4 gramos de O_2, ¿cuál es el porcentaje de rendimiento? (Masa molar de $KClO_3$ = 122,5 g/mol, masa molar de O_2 = 32 g/mol).

Datos :
Masa de $KClO_3$ = 15 g
Masa de O_2 obtenida = 5,4 g
Masa molar de $KClO_3$ = 122,5 g/mol
Masa molar de O_2 = 32 g/mol

Fórmulas

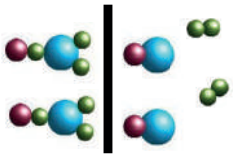
$$\text{moles} = \frac{\text{masa}}{\text{masa molar}}$$

$$\text{masa} = \text{moles} \cdot \text{masa molar}$$

$$\%\text{ de rendimiento} = \left(\frac{\text{Masa obtenida}}{\text{Masa teórica}}\right) \times 100\%$$

Ruta de solución
1. Balancear la ecuación química.
2. Calcular moles de $KClO_3$ usando su masa molar.
3. Calcular moles y masa teórica de O_2.

Calcular el porcentaje de rendimiento.



$2\ KClO_3 \rightarrow 2KCl + 3O_2$

Solución

1. Ecuación balanceada: $2\ KClO_3 \rightarrow 2KCl + 3O_2$

2. Calcular moles de $KClO_3$:

$$\frac{15\text{ g } KClO_3}{122{,}5\text{ g/mol } KClO_3} = 0{,}122\text{ mol } KClO_3$$

3. Calcular el rendimiento teórico de O_2:

$$0{,}122\text{ moles} \times \frac{3\text{ moles } O_2}{2\text{ moles } KClO_3} = 0{,}183\text{ moles}$$

4. Calcular el porcentaje de rendimiento:

$$\frac{5{,}4\text{ g}}{13{,}01\text{ g}} \times 100 = 41{,}5\%$$

Respuesta: El rendimiento de la reacción es del 41,5%.

Dato importante

Porcentaje de Rendimiento: Este porcentaje se calcula dividiendo el rendimiento real entre el rendimiento teórico y multiplicando por 100. ¡Es como obtener una calificación de tu experimento químico!

894. En un laboratorio de química en Sucre, Bolivia, se realiza una reacción de neutralización utilizando ácido sulfúrico (H_2SO_4) para neutralizar hidróxido de sodio ($NaOH$). Esta reacción es parte de un estudio para crear soluciones de limpieza eficientes. Si se utilizan 5 gramos de H_2SO_4 y 8 gramos de $NaOH$, y se obtiene un rendimiento del 85%, ¿cuántos gramos de sulfato de sodio (Na_2SO_4) se producen? (Masa molar de H_2SO_4 = 98 g/mol, masa molar de $NaOH$ = 40 g/mol, masa molar de Na_2SO_4 = 142 g/mol).



Datos :

Masa de H_2SO_4 = 5 g
Masa de $NaOH$ = 8 g
Rendimiento = 85%
Masa molar de H_2SO_4 = 98 g/mol
Masa molar de $NaOH$ = 40 g/mol
Masa molar de Na_2SO_4 = 142 g/mol

Formulas

$$\text{moles} = \frac{\text{masa}}{\text{masa molar}}$$

$$\text{masa} = \text{moles} \cdot \text{masa molar}$$

$$\%\text{ de rendimiento} = \left(\frac{\text{Masa obtenida}}{\text{Masa teórica}}\right) \times 100\%$$

Ruta de solución

1. Balancear la ecuación química.
2. Calcular moles de cada reactivo usando sus masas molares.
3. Identificar el reactivo limitante.
4. Calcular moles y masa de Na_2SO_4 producido usando el reactivo limitante.
5. Calcular el rendimiento real aplicando el porcentaje de rendimiento.

Solución

1. Ecuación balanceada: $H_2SO_4 + 2NaOH \rightarrow Na_2SO_4 + 2H_2O$

2. Calcular los moles de cada reactivo:

$$\frac{15\text{ g } KClO_3}{122{,}5\text{ g/mol } KClO_3} = 0{,}122\text{ mol } KClO_3$$

3. Calcular el rendimiento teórico de Cl_2:

$$0{,}122\text{ moles} \times \frac{3\text{ moles } Cl_2}{2\text{ moles } KClO_3} = 0{,}183\text{ moles}$$

$$0{,}183\text{ moles} \times 71\text{ g/mol} = 13{,}01\text{ g}$$

4. Calcular el porcentaje de rendimiento:

$$\frac{5{,}4\text{ g}}{13{,}01\text{ g}} \times 100 = 41{,}5\%$$

Respuesta: El rendimiento de la reacción es del 41,5%.

Dato importante

Factores que afectan el rendimiento:
Incluyen la pureza de los reactivos y la precisión en la medición, similar a cómo la calidad de los ingredientes y la exactitud en las cantidades afectan una receta.



895. En una fábrica de detergentes en Oruro, Bolivia, se produce fosfato de sodio (Na_3PO_4) a partir de fosfato de calcio ($Ca_3(PO_4)_2$) y carbonato de sodio (Na_2CO_3). La producción de detergentes es crucial para la economía local y para mantener los estándares de limpieza. Si se utilizan 20 gramos de $Ca_3(PO_4)_2$ y 25 gramos de Na_2CO_3, ¿cuál es el rendimiento teórico en gramos de Na_3PO_4? (Masa molar de $Ca_3(PO_4)_2$ = 310 g/mol, masa molar de Na_2CO_3 = 106 g/mol, masa molar de Na_3PO_4 = 164 g/mol).

Datos :

Masa de $Ca_3(PO_4)_2$ = 20 g
Masa de Na_2CO_3 = 25 g
Masa molar de $Ca_3(PO_4)_2$ = 310 g/mol
Masa molar de Na_2CO_3 = 106 g/mol
Masa molar de Na_3PO_4 = 164 g/mol

Ruta de solución

1. Balancear la ecuación química.
2. Calcular moles de cada reactivo usando sus masas molares.
3. Identificar el reactivo limitante.
4. Calcular moles y masa de Na_3PO_4 producido usando el reactivo limitante.

Fórmulas

$$\text{moles} = \frac{\text{masa}}{\text{masa molar}} \qquad \text{masa} = \text{moles} \cdot \text{masa molar}$$

Solución

1. Ecuación balanceada: $Ca_3(PO_4)_2 + 3\,Na_2CO_3 \rightarrow 2\,Na_3PO_4 + 3CaCO_3$

2. Calcular los moles de cada reactivo:

- Moles de $Ca_3(PO_4)_2$

$$\frac{20\text{ g } Na_2CO_3}{310\text{ g/mol}} = 0{,}0645\text{ mol } Ca_3(PO_4)_2$$

- Moles de Na_2CO_3:

$$\frac{25\text{ g } Na_2CO_3}{106\text{ g/mol}} = 0{,}2358\,\text{mol } Na_2CO_3$$

3. Determinar el reactivo limitante:

El reactivo limitante es: $Ca_3\,(PO_4)$

4. Calcular el rendimiento teórico de Na_3PO_4:

- Moles de Na_3PO_4

$$0{,}065\text{ mol } Ca_3(PO_4)_2 \times \frac{2\text{ mol } Na_3PO_4}{1\text{ mol } Ca_3(PO_4)_2} = 0{,}13\text{ mol } Na_3PO_4$$

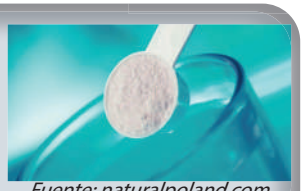
- Masa de Na_3PO_4:

$$0{,}129\text{ moles} \cdot 164\text{ g/mol} = 21{,}16\text{ g}Na_3PO_4$$

Respuesta: El rendimiento teórico es 21,16 g $Na_3\,PO_4$.

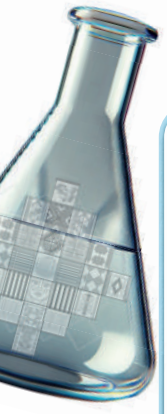
Dato importante

secundarias: Estas reacciones no deseadas consumen reactivos y forman productos diferentes, disminuyendo el rendimiento del producto deseado.



Fuente: naturalpoland.com

896. En una planta química en Potosí, Bolivia, se produce ácido fosfórico (H_3PO_4) a partir de fosfato de calcio $Ca_3(PO_4)_2$ y ácido sulfúrico (H_2SO_4). Este proceso es fundamental para la producción de fertilizantes que mejoran la productividad agrícola de la región. Si se utilizan 30 gramos de $Ca_3(PO_4)_2$ y 40 gramos de H_2SO_4, y se obtiene un rendimiento del 90%, ¿cuántos gramos de H_3PO_4 se producen? (Masa molar de $Ca_3(PO_4)_2$ = 310 g/mol, masa molar de H_2SO_4 = 98 g/mol, masa molar de H_3PO_4 = 98 g/mol).



Ruta de solución

1. Balancear la ecuación química.
2. Calcular moles de cada reactivo usando sus masas molares.
3. Identificar el reactivo limitante.
4. Calcular moles y masa de H_3PO_4 producido usando el reactivo limitante.
5. Calcular el rendimiento real aplicando el porcentaje de rendimiento.

Datos :

Masa molar de H_3PO_4 = 98 g/mol
Masa de $Ca_3(PO_4)_2$ = 30 g
Masa de H_2SO_4 = 40 g
Rendimiento = 90%
Masa molar de $Ca_3(PO_4)_2$ = 310 g/mol
Masa molar de H_2SO_4 = 98 g/mol

Fórmulas $\%\text{ de rendimiento} = \left(\frac{\text{Masa obtenida}}{\text{Masa teórica}}\right) \times 100\%$

Solución

1. Ecuación balanceada: $Ca_3(PO_4)_2 + 3\ H_2SO_4 \rightarrow 2H_3PO_4 + 3CaSO_4$

2. Calcular los moles de cada reactivo:

- Moles de $Ca_3(PO_4)_2$

$$\frac{30\text{ g } Na_2CO_3}{310\text{ g/mol}} = 0{,}097\text{ mol } Ca_3(PO_4)_2$$

3. Determinar el reactivo limitante: El reactivo limitante es: $Ca_3(PO_4)$

4. Calcular el rendimiento teórico de H_3PO_4:

- Moles de Na_3PO_4

$$0{,}097\text{ moles } Ca_3(PO_4)_2 \times \frac{2\text{ moles} H_3PO_4}{1\text{ mol } Ca_3(PO_4)_2} = 0{,}194\text{ mol } H_3PO_4$$

- Masa de H_3PO_4:

$$0{,}194\text{ mol } H_3PO_4 \cdot 98\text{ g/mol } H_3PO_4 = 18{,}87\text{ g } H_3PO_4$$

5. Calcular el rendimiento real:

$$18{,}87\text{ g } H_3PO_4 \cdot 0{,}9 = 17{,}07\text{ g } H_3PO_4$$

Respuesta: Se producen 0,9 = 17,07 g H_3PO_4.

Dato importante



Reactivo Limitante

Es el reactivo que se consume completamente primero, limitando la cantidad de producto que se puede formar, parecido a quedarse sin azúcar al preparar el desayuno.

897. En una planta de fertilizantes en Cochabamba, Bolivia, se produce amoníaco (NH_3) a partir de nitrógeno (N_2) e hidrógeno (H_2). El amoníaco es esencial para la producción de fertilizantes que aumentan la productividad agrícola. Si se utilizan 50 gramos de N_2 y 10 gramos de H_2, y se obtiene un rendimiento del 75%, ¿cuántos gramos de NH_3 se producen? (Masa molar de N_2 = $28\ g/mol$, masa molar de H_2 = $2\ g/mol$, masa molar de NH_3 = $17\ g/mol$).

Datos :

Masa de N_2 = 50 g
Masa de H_2 = 10 g
Rendimiento = 75%
Masa molar de N_2 = $28\ g/mol$
Masa molar de H_2 = $2\ g/mol$
Masa molar de NH_3 = $17\ g/mol$

Ruta de solución

1. Balancear la ecuación química.
2. Calcular moles de cada reactivo usando sus masas molares.
3. Identificar el reactivo limitante.
4. Calcular moles y masa de NH_3 producido usando el reactivo limitante.
5. Calcular el rendimiento real aplicando el porcentaje de rendimiento

Solución

1. Ecuación balanceada:

$$N_2 + 3H_2 \rightarrow 2NH_3$$

2. Calcular los moles de cada reactivo:

- Moles de N_2:

$$\frac{50\ g}{28\ g/mol} = 1{,}7857\ mol$$

- Moles de H_2:

$$\frac{10\ g}{2\ g/mol} = 5\ mol$$

Fórmulas

$$moles = \frac{masa}{masa\ molar}$$

$$masa = moles \cdot masa\ molar$$

$$\%\ r = \left(\frac{Masa\ obtenida}{Masa\ teórica}\right) \times 100\%$$

3. Determinar el reactivo limitante: El reactivo limitante es: N_2

4. Calcular el rendimiento teórico de NH_3:

- Moles de NH_3

$$0{,}7857\ moles\ N_2 \times \frac{2\ moles\ NH_3}{1\ mol\ N_2} = 3{,}5714\ mol$$

- Masa de NH_3:

$$3{,}5714\ mol \cdot 17\ g/mol = 60{,}71\ g\ NH_3$$

5. Calcular el rendimiento real:

$$60{,}71\ g\ NH_3 \cdot 0{,}75 = 45{,}53\ g$$

Respuesta ESe producen 45,53 g de NH_3

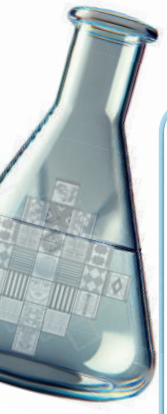
Dato importante

Reactivo en Exceso: Es el reactivo que queda sin reaccionar después de que se ha consumido el reactivo limitante.

Fuente: es-es.ecolab.com



898. En una planta de plásticos en Santa Cruz, Bolivia, se produce etileno (C_2H_4) a partir de etano (C_2H_6). El etileno es un monómero importante en la producción de plásticos. Si se utilizan 60 gramos de C_2H_6 y se obtienen 45 gramos de C_2H_4, ¿cuál es el porcentaje de rendimiento de la reacción? (Masa molar de C_2H_6 = 30 g/mol, masa molar de C_2H_4 = 28 g/mol).



Ruta de solución

1. Balancear la ecuación química.
2. Calcular moles de C_2H_6 usando su masa molar.
3. Calcular moles y masa teórica de C_2H_4.
4. Calcular el porcentaje de rendimiento.

Datos :

Masa de C_2H_6 = 60 g
Masa de C_2H_4 obtenida = 45 g
Masa molar de C_2H_6 = 30 g/mol
Masa molar de C_2H_4 = 28 g/mola

Fórmulas

$$\text{moles} = \frac{\text{masa}}{\text{masa molar}}$$

$$\text{masa} = \text{moles} \cdot \text{masa molar}$$

$$\%\ r = \left(\frac{\text{Masa obtenida}}{\text{Masa teórica}}\right) \times 100\%$$

Solución

1. Ecuación balanceada:

$$C_2H_6 \rightarrow C_2H_4 + H_2$$

2. Calcular los moles de C_2H_6:

$$\frac{60\ g}{30\ g/mol} = 2\ mol$$

3. Calcular el rendimiento teórico de C_2H_4:

$$2\ mol C_2H_6 \times \frac{1\ mol C_2H_4}{1\ mol\ C_2H_6} = 2\ mol\ C_2H_4$$

$$2\ mol\ C_2H_4 \times 28\ g/mol\ C_2H_4 = 56\ g\ C_2H_4$$

4. Calcular el porcentaje de rendimiento:

$$\frac{45\ g}{56\ g} \times 100 = 80{,}36\ \%$$

Respuesta: El porcentaje de rendimiento de la reacción es 80,36%.

Dato importante



Calidad del producto: La pureza de los reactivos y la precisión en las proporciones garantizan que el plástico final cumpla con los estándares de calidad requeridos para diferentes aplicaciones, desde envases hasta componentes electrónicos.

Fuente: energias-renovables.com

899. En una planta de procesamiento de alimentos en La Paz, Bolivia, se produce ácido láctico ($C_3H_6O_3$) a partir de glucosa ($C_6H_{12}O_6$). El ácido láctico se utiliza en conservantes y productos fermentados. Si se utilizan 40 gramos de glucosa y se obtienen 35 gramos de ácido láctico, ¿cuál es el porcentaje de rendimiento de la reacción? (Masa molar de $C_6H_{12}O_6$ = 180 g/mol, masa molar de $C_3H_6O_3$ = 90 g/mol).

Datos

Masa de $C_6H_{12}O_6$ = 40 g
Masa de $C_3H_6O_3$ obtenida = 35 g
Masa molar de $C_6H_{12}O_6$ = 180 g/mol
Masa molar de $C_3H_6O_3$ = 90 g/mol

Fórmulas

$$\text{moles} = \frac{\text{masa}}{\text{masa molar}}$$

$$\%\ r = \left(\frac{\text{Masa obtenida}}{\text{Masa teórica}}\right) \times 100\%$$

Ruta de solución

1. Balancear la ecuación química.
2. Calcular moles de $C_6H_{12}O_6$ usando su masa molar.
3. Calcular moles y masa teórica de $C_3H_6O_3$.
4. Calcular el porcentaje de rendimiento.

Solución

1. Ecuación balanceada:

$$C_6H_2O_6 \rightarrow 2\ C_3H_6O_3$$

2. Calcular los moles de $C_6H_{12}O_6$:

$$\frac{40\ \text{g}}{180\ \text{g/mol}} = 0{,}22\ \text{mol}\ C_6H_2O_6$$

3. Calcular el rendimiento teórico de $C_3H_6O_3$:

$$0{,}22\ \text{mol}C_6H_2O_6 \times \frac{2\ \text{moles}C_3H_6O_3}{1\ \text{mol}C_6H_2O_6} = 0{,}44\ \text{mol}\ C_3H_6O_3$$

4. Calcular el porcentaje de rendimiento:

$$\frac{35\ \text{g}}{40\ \text{g}} \times 100 = 87{,}5\%$$

Respuesta

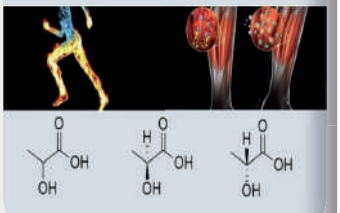
El porcentaje de rendimiento es del 87,5%.

Saber mas...

El ácido láctico y los músculos

El ácido láctico es conocido por acumularse en los músculos durante el ejercicio intenso, causando fatiga muscular. Sin embargo, este ácido también desempeña un papel importante en el metabolismo energético y en la producción de ATP, la molécula que proporciona energía a las células. Además de su uso en la industria alimentaria, el ácido láctico se utiliza en la fabricación de plásticos biodegradables, cosméticos y productos farmacéuticos.

Fuente: proquinsa.com



900. En una planta de procesamiento de alimentos en La Paz, Bolivia, se produce ácido láctico ($C_3H_6O_3$) a partir de glucosa ($C_6H_{12}O_6$). El ácido láctico se utiliza en conservantes y productos fermentados. Si se utilizan 40 gramos de glucosa y se obtienen 35 gramos de ácido láctico, ¿cuál es el porcentaje de rendimiento de la reacción? (Masa molar de $C_6H_{12}O_6 = 180\ g/mol$, masa molar de $C_3H_6O_3 = 90\ g/mol$).



Saber mas...

El ácido hipocloroso: un desinfectante natural del organismo

Aunque el ácido hipocloroso ($HClO$) es un compuesto químico utilizado para desinfectar el agua potable, también se produce de forma natural en nuestro propio cuerpo. Células como los neutrófilos, que forman parte de nuestro sistema inmunológico, generan $HClO$ como mecanismo de defensa contra patógenos invasores.



Fuente: hocimax.com

Datos

masa de $C_6H_{12}O_6 = 40\ g$
masa de $C_3H_6O_3$ obtenida $= 35\ g$
masa molar de $C_6H_{12}O_6 = 180\ g/mol$
masa molar de $C_3H_6O_3 = 90\ g/mol$

Ruta de solución

1.Balancear la ecuación química.
2.Calcular moles de $C_6H_{12}O_6$ usando su masa molar.
3.Calcular moles y masa teórica de $C_3H_6O_3$.
4.Calcular el porcentaje de rendimiento.

Fórmulas

$$\text{moles} = \frac{\text{masa}}{\text{masa molar}}$$

$$\text{masa} = \text{moles} \cdot \text{masa molar}$$

$$\%\ r = \left(\frac{\text{Masa obtenida}}{\text{Masa teórica}}\right) \times 100\%$$

Solución

1. Ecuación balanceada:

$$C_6H_2O_6 \rightarrow 2\ C_3H_6O_3$$

2. Calcular los moles de $C_6H_{12}O_6$:

$$\frac{40\ g}{180\ g/mol} = 0{,}22\ mol\ C_6H_2O_6$$

3. Calcular el rendimiento teórico de $C_3H_6O_3$:

$$0{,}22\ mol C_6H_2O_6 \times \frac{2\ moles C_3H_6O_3}{1\ mol C_6H_2O_6} = 0{,}44\ mol\ C_3H_6O_3$$

4. Calcular el porcentaje de rendimiento:

$$\frac{35\ g}{40\ g} \times 100 = 87{,}5\%$$

Respuesta:
El porcentaje de rendimiento es del 87,5%

901. En una fábrica de baterías en Oruro, Bolivia, se produce sulfato de manganeso ($MnSO_4$) a partir de dióxido de manganeso (MnO_2) y ácido sulfúrico (H_2SO_4). El sulfato de manganeso es un componente clave en las baterías recargables. Si se utilizan 10 gramos de MnO_2 con un 95% de pureza y 15 gramos de H_2SO_4 con un 90% de pureza, y se obtiene un rendimiento del 85%, ¿cuántos gramos de $MnSO_4$ se producen? (Masa molar de MnO_2 = 86 g/mol, masa molar de H_2SO_4 = 98 g/mol, masa molar de $MnSO_4$ = 151 g/mol).

Datos

Masa de MnO_2 = 10 g (pureza 95%)
Masa de H_2SO_4 = 15 g (pureza 90%)
Rendimiento = 85%
Masa molar de MnO_2 = 86 g/mol
Masa molar de H_2SO_4 = 98 g/mol
Masa molar de $MnSO_4$ = 151 g/mol

Ruta de solución

1. Balancear la ecuación química.
2. Calcular moles de cada reactivo considerando su pureza.
3. Identificar el reactivo limitante.
4. Calcular moles y masa de $MnSO_4$ producido usando el reactivo limitante.
5. Calcular el rendimiento real aplicando el porcentaje de rendimiento.

Fórmulas

$$\text{moles} = \frac{\text{masa}}{\text{masa molar}}$$

$$\text{masa} = \text{moles} \cdot \text{masa molar}$$

$$\%\ \text{pureza} = \left(\frac{\text{Masa pura}}{\text{Masa } total}\right) \times 100\%$$

$$\%\ \text{r} = \left(\frac{\text{Masa obtenida}}{\text{Masa teórica}}\right) \times 100\%$$

Solución

1. Ecuación balanceada:

$$MnO_2 + H_2SO_4 \rightarrow MnSO_4 + H_2O$$

2. Calcular los moles de cada reactivo:

- Moles de MnO_2 considerando pureza:

$$\frac{10\ \text{g} \times 0{,}95}{86\ \text{g/mol}} = 0{,}1105\ \text{mol}$$

- Moles de H_2SO_4 considerando pureza:

$$\frac{15\ \text{g} \times 0{,}90}{98\ \text{g/mol}} = 0{,}1378\ \text{mol}$$

3. Determinar el reactivo limitante:

MnO_2 es el reactivo limitante.

4. Calcular el rendimiento teórico de $MnSO_4$:

$$0{,}1105\ \text{mol}\ MnO_2 \times \frac{1\text{mol}MnSO_4}{1\ \text{mol}\ MnO_2} \times \frac{151\ \text{g}MnSO_4}{1\ \text{mol}\ MnO_2} = 16{,}67\ \text{g}MnSO_4$$

5. Calcular el rendimiento real:

$$16{,}67\ \text{g}MnSO_4 \cdot 0{,}85 = 14{,}19\ g MnSO_4$$

Respuesta: Se producen 14,19 g $MnSO_4$

902. En una planta química en La Paz, Bolivia, se produce hidróxido de sodio ($NaOH$) a partir de cloruro de sodio ($NaCl$) y agua (H_2O). Este proceso es esencial para la producción de muchos productos químicos y de limpieza. Si se utilizan 20 gramos de $NaCl$ con un 92% de pureza y 18 gramos de agua con un 95% de pureza, y se obtiene un rendimiento del 88%, ¿cuántos gramos de $NaOH$ se producen? (Masa molar de $NaCl$ = 58,5 g/mol, masa molar de H_2O = 18 g/mol, masa molar de $NaOH$ = 40 g/mol).



Ruta de solución

1. Balancear la ecuación química.
2. Calcular moles de cada reactivo considerando su pureza.
3. Identificar el reactivo limitante.
4. Calcular moles y masa de NaOH producido usando el reactivo limitante.
5. Calcular el rendimiento real aplicando el porcentaje de rendimiento.

Datos

Masa de $NaCl$ = 20 g (pureza 92%)
Masa de H_2O = 18 g (pureza 95%)
Rendimiento = 88%
Masa molar de $NaCl$ = 58,5 g/mol
Masa molar de H_2O = 18 g/mol
Masa molar de $NaOH$ = 40 g/mol

Fórmulas

$$\text{moles} = \frac{\text{masa}}{\text{masa molar}}$$

$$\text{masa} = \text{moles} \cdot \text{masa molar}$$

$$\%\ \text{r} = \left(\frac{\text{Masa obtenida}}{\text{Masa teórica}}\right) \times 100\%$$

$$\%\ \text{pureza} = \left(\frac{\text{Masa pura}}{\text{Masa } total}\right) \times 100\%$$

Solución

1. Ecuación balanceada:

$$NaCl + H_2O \rightarrow NaOH + HCl$$

2. Calcular los moles de cada reactivo:

- Moles de NaCl considerando pureza

$$\frac{20\ \text{g} \times 0{,}92}{58{,}5\ \text{g/mol}} = 0{,}3147\ \text{mol}$$

- Moles de H_2O considerando pureza:

$$\frac{18\ \text{g} \times 0{,}95}{18\ \text{g/mol}} = 0{,}95\ \text{mol}$$

3. Determinar el reactivo limitante: $NaCl$ es el reactivo limitante.

4. Calcular el rendimiento teórico de NaOH:

$$0{,}31\ \text{mol NaCl} \times \frac{1\text{mol NaOH}}{1\text{mol NaCl}} \times \frac{40\ \text{g NaOH}}{1\ \text{mol NaOH}} = 12{,}59\ \text{g NaOH}$$

5. Calcular el rendimiento real: 12,59 g NaOH · 0,88 = 11,08 g NaOH

Respuesta: se producen 11,08 g $NaOH$

Dato importante

Condiciones de Reacción: La temperatura, presión y pH pueden afectar significativamente el rendimiento de una reacción.

903. En una planta de productos de limpieza en Santa Cruz, Bolivia, se produce hipoclorito de sodio ($NaClO$) a partir de cloro (Cl_2) y hidróxido de sodio ($NaOH$). El hipoclorito de sodio es un ingrediente activo en muchos productos de limpieza y desinfección. Si se utilizan 30 gramos de Cl_2 con un 90% de pureza y 35 gramos de $NaOH$ con un 85% de pureza, y se obtiene un rendimiento del 92%, ¿cuántos gramos de $NaClO$ se producen? (Masa molar de Cl_2 = 71 g/mol, masa molar de $NaOH$ = 40 g/mol, masa molar de $NaClO$ = 74,5 g/mol) La reacción química es:

$$Cl_2 + 2\ NaOH \rightarrow NaClO + NaCl + H_2O$$

a) 22,58 g $NaClO$ **b)** 26,33 g $NaClO$ **c)** 26,06 g $NaClO$ **d)** 33,83 g$NaClO$

Datos

Masa de Cl_2 = 30 g (pureza 90%)
Masa de $NaOH$ = 35 g (pureza 85%)
Rendimiento = 92%
Masa molar de Cl_2 = 71 g/mol
Masa molar de $NaOH$ = 40a g/mol
Masa molar de $NaClO$ = 74,5 g/mol

Ruta de solución

1. Balancear la ecuación química.
2. Calcular moles de cada reactivo considerando su pureza.
3. Identificar el reactivo limitante.
4. Calcular moles y masa de $NaClO$ producido usando el reactivo limitante.
5. Calcular el rendimiento real aplicando el porcentaje de rendimiento.

Solución

1. Escribir la ecuación balanceada:

$Cl_2 + 2\ NaOH \rightarrow NaClO + NaCl + H_2O$

2. Calcular los moles de cada reactivo:

- Moles de NaOH considerando pureza:

$$\frac{35\ g \times 0{,}85}{40\ g/mol} = 0{,}7438\ mol$$

- Moles de Cl_2 considerando pureza:

$$\frac{30\ g \times 0{,}90}{71\ g/mol} = 0{,}3803\ mol$$

3. Determinar el reactivo limitante:

Cl_2 es el reactivo limitante.

4. Calcular el rendimiento teórico de NaClO:

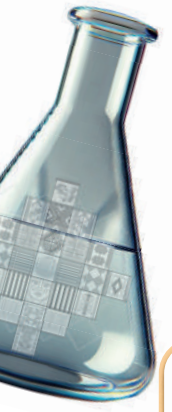
- Moles de NaClO:

$$0{,}3803\ mol\ Cl_2 \times \frac{1\ mol\ NaClO}{1\ mol\ Cl_2} \times \frac{74{,}5\ g\ NaClO}{1\ mol\ NaClO} = 28{,}33\ g$$

5. Calcular el rendimiento real:

$$28{,}33\ g \cdot 0{,}92 = 26{,}0636\ g$$

Respuesta inciso c)



904. En una planta de medicamentos en Cochabamba, Bolivia, se produce ácido acetilsalicílico (aspirina, $C_9H_8O_4$) a partir de ácido salicílico ($C_7H_6O_3$) y anhídrido acético ($C_4H_6O_3$). La aspirina es un medicamento común utilizado para aliviar el dolor y reducir la fiebre. Si se utilizan 15 gramos de ácido salicílico con un 95% de pureza y 20 gramos de anhídrido acético con un 90% de pureza, y se obtiene un rendimiento del 88%, ¿cuántos gramos de ácido acetilsalicílico se producen? (Masa molar de $C_7H_6O_3$ = 138 g/mol, masa molar de $C_4H_6O_3$ = 102 g/mol, masa molar de $C_9H_8O_4$ = 180 g/mol). La reacción química es:

$$C_7H_6O_3 + C_4H_6O_3 \rightarrow C_9H_8O_4 + CH_3COOH$$

a) 20,52 g $C_9H_8O_4$ **b)** 16,36 g $C_9H_8O_4$
c) 29,16 g $C_9H_8O_4$ **d)** 33,48 g $C_9H_8O_4$

Solución

1. Ecuación balanceada:

$C_7H_6O_3 + C_4H_6O_3 \rightarrow C_9H_8O_4 + CH_3COOH$

2. Calcular los moles de cada reactivo:

- Moles de $C_7H_6O_3$ considerando pureza:

$$\frac{15\ g \times 0{,}95}{138\ g/mol} = 0{,}10\ mol$$

- Moles de $C_4H_6O_3$ considerando pureza:

$$\frac{20\ g \times 0{,}90}{102\ g/mol} = 0{,}18\ mol$$

3.Determinar el reactivo limitante:

$C_7H_6O_3$ es el reactivo limitante.

4. Calcular el rendimiento teórico de $C_9H_8O_4$:

- Moles de $C_9H_8O_4$:

$$0{,}10\ mol\ C_7H_6O_3 \times \frac{1\ mol\ C_9H_8O_4}{1\ mol\ C_7H_6O_3} \times \frac{180\ g\ C_9H_8O_4}{1\ mol\ C_9H_8O_4} = 18{,}60\ g\ C_9H_8O_4$$

5. Calcular el rendimiento real:

$$18{,}60\ g\ C_9H_8O_4 \cdot 0{,}88 = 16{,}36\ g\ C_9H_8O_4$$

Datos

Masa de $C_7H_6O_3$ = 15 g (pureza 95%)
Masa de $C_4H_6O_3$ = 20 g (pureza 90%)
Rendimiento = 88%
Masa molar de $C_7H_6O_3$ = 138 g/mol
Masa molar de $C_4H_6O_3$ = 102 g/mol
Masa molar de $C_9H_8O_4$ = 180 g/mol

Respuesta inciso b)

905. En una planta de producción de biodiésel en Tarija, Bolivia, se produce metiléster ($C_{17}H_{34}O_2$) a partir de aceite vegetal ($C_{57}H_{104}O_6$) y metanol (CH_3OH). El biodiésel es una alternativa renovable al diésel convencional. Si se utilizan 50 gramos de aceite vegetal con un 80% de pureza y 20 gramos de metanol con un 95% de pureza, y se obtiene un rendimiento del 90%, ¿cuántos gramos de metiléster se producen? (Masa molar de $C_{57}H_{104}O_6$ = 884 g/mol, masa molar de CH_3OH = 32 g/mol, masa molar de $C_{17}H_{34}O_2$ = 270 g/mol).

$$C_{57}H_{104}O_6 + 3\ CH_3OH \rightarrow 3\ C_{17}H_{34}O_2 + \text{Glicerina}$$

a) 18,45 g $C_{17}H_{34}O_2$ **b)** 22,98 g $C_{17}H_{34}O_2$
c) 27,51 g $C_{17}H_{34}O_2$ **d)** 32,95 g $C_{17}H_{34}O_2$

Datos

Masa de $C_{57}H_{104}O_6$ = 50 g (pureza 80%)
Masa de CH_3OH = 20 g (pureza 95%)
Rendimiento = 90%
Masa molar de $C_{57}H_{104}O_6$ = 884 g/mol
Masa molar de CH_3OH = 32 g/mol
Masa molar de $C_{17}H_{34}O_2$ = 270 g/mol

Ruta de solución

1. Balancear la ecuación química.
2. Calcular moles de cada reactivo considerando su pureza.
3. Identificar el reactivo limitante.
4. Calcular moles y masa de $C_{17}H_{34}O_2$ producido usando el reactivo limitante.
5. Calcular el rendimiento real aplicando el porcentaje de rendimiento.

Solución

1. Escribir la ecuación balanceada:

$$C_{57}H_{104}O_6 + 3\ CH_3OH \rightarrow \rightarrow 3\ C_{17}H_{34}O_2 + \text{Glicerina}$$

2. Calcular los moles de cada reactivo:

- Moles de $C_{57}H_{104}O_6$ considerando pureza:

$$\frac{50\ \text{g} \times 0{,}80}{884\ \text{g/mol}} = 0{,}0452\ \text{mol}$$

- Moles de CH_3OH considerando pureza:

$$\frac{20\ \text{g} \times 0{,}95}{32\ \text{g/mol}} = 0{,}59375\ \text{mol}$$

3. Determinar el reactivo limitante:

$C_{57}H_{104}O_6$ es el reactivo limitante.

4. Calcular el rendimiento teórico de $C_{17}H_{34}O_2$:

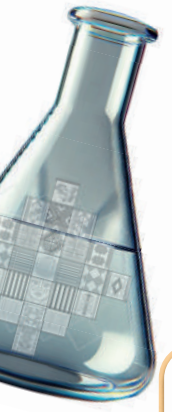
- Masa de $C_{17}H_{34}O_2$:

$$0{,}045\ \text{mol}\,C_{57}H_{104}O_6 \times \frac{3\ \text{mol}\ C_{17}H_{34}O_2}{1\ \text{mol}\,C_{57}H_{104}O_6} \times \frac{170\ \text{g}\ C_{17}H_{34}O_2}{1\ \text{mol}\ C_{17}H_{34}O_2} = 36{,}61\ \text{g}\ C_{17}H_{34}O_2$$

5. Calcular el rendimiento real:

$$36{,}61\ \text{g}\ C_{17}H_{34}O_2 \times 0{,}90 = 32{,}95\ \text{g}\ C_{17}H_{34}O_2$$

Respuesta inciso d)



906. En una planta de procesamiento de alimentos en Santa Cruz, Bolivia, se produce sorbato de potasio ($C_6H_7KO_2$) a partir de ácido sórbico ($C_6H_8O_2$) y hidróxido de potasio (KOH). El sorbato de potasio es un conservante alimentario comúnmente utilizado. Si se utilizan 25 gramos de ácido sórbico con un 90% de pureza y 15 gramos de KOH con un 95% de pureza, y se obtiene un rendimiento del 85%, ¿cuántos gramos de sorbato de potasio se producen? (Masa molar de $C_6H_8O_2$ = 112 g/mol, masa molar de KOH = 56 g/mol, masa molar de $C_6H_7KO_2$ = 150 g/mol). La reacción química es:

$$C_6H_8O_2 + KOH \rightarrow C_6H_7KO_2 + H_2O$$

a) 21,38 g sorbato de potasio
b) 26,06 g sorbato de potasio
c) 28,86 g sorbato de potasio
d) 32,60 g sorbato de potasio

Datos

Masa de $C_6H_8O_2$ = 25 g (pureza 90%)
Masa de KOH = 15 g (pureza 95%)
Rendimiento = 85%
Masa molar de $C_6H_8O_2$ = 112 g/mol
Masa molar de KOH = 56 g/mol
Masa molar de $C_6H_7KO_2$ = 150 g/mol

Ruta de solución

1. Balancear la ecuación química.
2. Calcular moles de cada reactivo considerando su pureza.
3. Identificar el reactivo limitante.
4. Calcular moles y masa de $C_6H_7KO_2$ producido usando el reactivo limitante.
5. Calcular el rendimiento real aplicando el porcentaje de rendimiento.

Solución

1. Escribir la ecuación balanceada:

$$C_6H_8O_2 + KOH \rightarrow C_6H_7KO_2 + H_2O$$

2. Calcular los moles de cada reactivo:

- Moles de $C_6H_8O_2$ considerando pureza:

$$\frac{25\text{ g} \times 0{,}90}{112\text{ g/mol}} = 0{,}20\text{ mol } C_6H_8O_2$$

- Moles de KOH considerando pureza:

$$\frac{15\text{ g} \times 0{,}95}{56\text{ g/mol}} = 0{,}25\text{ mol KOH}$$

3. Determinar el reactivo limitante:

$C_6H_8O_2$ es el reactivo limitante.

4. Calcular el rendimiento teórico de $C_6H_7KO_2$:

- Masa de $C_6H_7KO_2$:

$$0{,}20\text{ mol } C_6H_8O_2 \times \frac{1\text{ mol } C_6H_7KO_2}{1\text{ mol } C_6H_8O_2} \times \frac{74{,}5\text{ g } C_6H_7KO_2}{1\text{ mol } C_6H_7KO_2} = 25{,}61\text{ g } C_6H_7KO_2$$

5. Calcular el rendimiento real:

$$25{,}61\text{ g } C_6H_7KO_2 \cdot 0{,}92 = 26{,}06\text{ g } C_6H_7KO_2$$

Respuesta inciso b)

907. En una planta de producción de ácido acético (CH_3COOH) en La Paz, Bolivia, se utiliza etanol (C_2H_5OH) y oxígeno (O_2). Si se utilizan 45 gramos de etanol con un 95% de pureza y 40 gramos de oxígeno con un 92% de pureza, y se obtiene un rendimiento del 88%, ¿cuántos gramos de ácido acético se producen? (Masa molar de C_2H_5OH = 46 g/mol, masa molar de O_2 = 32 g/mol, masa molar de CH_3COOH = 60 g/mol. La reacción química es:

$$C_2H_5OH + O_2 \rightarrow CH_3COOH + H_2O$$

a) 49,04 g CH_3COOH **b)** 38,40 g CH_3COOH
c) 43,68 g CH_3COOH **d)** 48,96 g CH_3COOH

Respuesta .....

908. En Bolivia, uno de los países con mayores reservas de litio, se extrae litio (Li) de las salmueras de los salares. Una de las reacciones clave en el procesamiento del litio es la reacción del carbonato de litio (Li_2CO_3) con cloruro de calcio ($CaCl_2$) para producir cloruro de litio (LiCl) y carbonato de calcio ($CaCO_3$). Si se mezclan 50 gramos de Li_2CO_3 y 75 gramos de $CaCl_2$, ¿cuál es el rendimiento teórico en gramos de LiCl producido? (Masa molar de Li_2CO_3 = 73,89 g/mol, masa molar de $CaCl_2$ = 110,98 g/mol, masa molar de LiCl = 42,39 g/mol). La reacción química es:

$$Li_2CO_3 + CaCl_2 \rightarrow LiCl + CaCO_3$$

a) 27,36 g LiCl **b)** 57,29 g LiCl
c) 43,88 g LiCl **d)** 52,64 g LiCl

Respuesta .....

909. En la extracción de litio en el Salar de Uyuni, Bolivia, se utiliza cloruro de litio (LiCl) para producir carbonato de litio (Li_2CO_3), que es esencial para la fabricación de baterías de ion-litio. Si se mezclan 50 gramos de LiCl con 30 gramos de carbonato de sodio (Na_2CO_3), y se obtiene un rendimiento del 85%, ¿cuántos gramos de Li_2CO_3 se producen? (Masa molar de LiCl = 42,39 g/mol, masa molar de Na_2CO_3 = 106 g/mol, masa molar de Li_2CO_3 = 73,89 g/mol). La reacción química es:

$$2LiCl + Na_2CO_3 \rightarrow Li_2CO_3 + 2NaCl$$

a) 17,78 g Li_2CO_3 **b)** 19,02 g Li_2CO_3
c) 21,45 g Li_2CO_3 **d)** 23,68 g Li_2CO_3

Respuesta .....



910. En la fabricación de vidrio, se utiliza carbonato de sodio (Na_2CO_3) y arena (SiO_2) para producir silicato de sodio (Na_2SiO_3) Si se mezclan 45 gramos de Na_2CO_3 con 60 gramos de SiO_2, y se obtiene un rendimiento del 75%, ¿cuántos gramos de Na_2SiO_3 se producen? (Masa molar de Na_2CO_3 = 106 g/mol, masa molar de SiO_2 = 60,08 g/mol, masa molar de Na_2SiO_3 = 122,06 g/mol). La reacción química es:

$$Na_2CO_3 + SiO_2 \rightarrow Na_2SiO_3 + CO_2$$

a) 40,50 g Na_2SiO_3 **b)** 38,84 g Na_2SiO_3
c) 50,20 g Na_2SiO_3 **d)** 54,35 g Na_2SiO_3

Respuesta .....

911. En la síntesis de amoníaco (NH_3) en el proceso Haber-Bosch, se utiliza nitrógeno (N_2) e hidrógeno (H_2). Si se mezclan 28 gramos de N_2 con 10 gramos de H_2, y se obtiene un rendimiento del 80%, ¿cuántos gramos de NH_3 se producen? (Masa molar de N_2 = 28 g/mol, masa molar de H_2 = 2 g/mol, masa molar de NH_3 = 17 g/mol) . La reacción química es:

$$N2 + H_2 \rightarrow NH_3$$

a) 16,24 g NH_3 **b)** 19,04 g NH_3
c) 21,68 g NH_3 **d)** 27,2 g NH_3

Respuesta .....

912. En la producción de ácido sulfúrico (H_2SO_4), se utiliza dióxido de azufre (SO_2) y oxígeno (O_2) en la etapa de oxidación. Si se mezclan 128 gramos de SO_2 con 32 gramos de O_2, y se obtiene un rendimiento del 90%, ¿cuántos gramos de H_2SO_4 se producen? (Masa molar de SO_2 = 64 g/mol, masa molar de O_2 = 32 g/mol, masa molar de H_2SO_4 = 98 g/mol) La reacción química es:

$$2SO_2 + O_2 \rightarrow 2SO_3 \text{ (producción de trióxido de } SO_3\text{)}$$
$$SO_3 + H_2O \rightarrow H_2SO_4 \text{ (formación de ácido sulfúrico)}$$

a) 88,20 g H_2SO_4 **b)** 91,44 g H_2SO_4
c) 96,60 g H_2SO_4 **d)** 102,48 g H_2SO_4

Respuesta .....

REACCIONES QUÍMICAS: LEY DE LAS PROPORCIONES DEFINIDAS (PROUST)

913. En una planta de producción de baterías de litio en Bolivia, se analiza la composición de cloruro de litio ($LiCl$). Si una muestra de $LiCl$ contiene $6{,}94$ g de litio y $35{,}45$ g de cloro, ¿cuál es la proporción en masa de litio a cloro?.



$$2Li + Cl_2 \rightarrow 2LiCl \qquad 4Li + 2Cl_2 \rightarrow 4LiCl$$

Datos
Masa de Li = 6.94 g
Masa de Cl = 35,45 g

Ruta de solución
Determinar la proporción en masa de litio a cloro.

Solución

$$\text{Proporción en masa} = \frac{\text{Masa de Li}}{\text{Masa de Cl}}$$

$$\text{Proporción en masa} = \frac{6.94\ \text{g}}{35{,}45\ \text{g}} = 0{,}196 \cong 0{,}2 = \frac{1}{5}$$

Respuesta
La proporción en masa es aproximadamente 1:5

Dato importante



Naturaleza de los Compuestos:
La ley ayudó a destapar el misterio de la naturaleza constante y específica de los compuestos químicos. Antes de esta ley, se pensaba que las sustancias podían combinarse en cualquier proporción.

914. Las baterías de litio están compuestas principalmente por litio (Li) y oxígeno (O). Si una batería contiene 7 g de litio y 56 g de oxígeno, ¿cuál es la proporción de masa de litio a oxígeno en la batería?.

Datos
Masa de litio (Li): 7 g
Masa de oxígeno (O): 56 g

Ruta de solución
1. Determinar la proporción de masa de litio a oxígeno.
2. Dividir la masa de litio por la masa de oxígeno.

Solución

$$\text{Proporción} = \frac{\text{Masa de litio}}{\text{Masa de oxígeno}} = \frac{7}{56} = \frac{1}{8}$$

Respuesta
La proporción de masa de litio a oxígeno en la batería es 1:8

Saber mas...

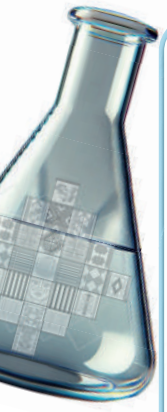




Fundamento para la Teoría Atómica: La Ley de las Proporciones Definidas proporcionó una base sólida para el desarrollo de la teoría atómica de John Dalton. Dalton usó las observaciones de Proust para argumentar que los átomos se combinan en proporciones fijas para formar compuestos.

Fuente: univision.com

915. La Laguna Colorada en Bolivia tiene altas concentraciones de sal ($NaCl$). Si la proporción de masa de sodio (Na) a cloro (Cl) en la sal es de $1{:}1{,}54$ y se disuelven 23 g de sodio en el agua, ¿cuántos gramos de cloro están presentes?



Datos
Masa de sodio (Na): 23 g
Proporción de masa de Na a Cl: $1{:}1{,}54$

Solución
Utilizamos la proporción dada para encontrar la masa de cloro correspondiente a 23 g de sodio.

$$\frac{\text{masa de Cl}}{\text{masa de Na}} = 1{,}54$$

Ruta de solución
1. Utilizar la proporción de masa para encontrar la masa de cloro.
2. Multiplicar la masa de sodio por la proporción de cloro a sodio

Esto significa que por cada 1 g de Na, hay 1.54 g de Cl.
Entonces, si tenemos 23 g de Na, la masa de Cl se calcula como:

$$\text{masa de Cl} = 23 \text{ g de Na} \cdot 1{,}54$$

$$\text{masa de Cl} = 35{,}42 \text{ g}$$

Respuesta: Para 23 g de sodio disuelto en el agua, hay 35,42 g de cloro presente.

916. En la combustión del metano (CH_4), la proporción de masa de carbono (C) a oxígeno (O) en el dióxido de carbono (CO_2) es $3{:}8$. Si se producen 88 g de dióxido de carbono, ¿cuántos gramos de carbono hay en la muestra?

Datos
Masa de dióxido de carbono (CO_2): 88 g
Proporción de masa de C a O en CO_2: $3{:}8$

Solución
La proporción de masas de C a O es 3:8, lo que significa que por cada 3 g de carbono hay 8 g de oxígeno.

Primero, encontramos la masa total de CO_2 correspondiente a esta proporción:

La proporción total de la masa de CO_2 se puede expresar como la suma de las partes:

$$3 + 8 = 11 \text{ partes}$$

- Calculamos la masa de una parte:

$$\frac{88 \text{ g de } CO_2}{11 \text{ partes}} = 8 \text{ g por parte}$$

- Ahora, calculamos la masa de carbono, que corresponde a 3 partes de la proporción:

$$\text{masa de carbono} = 3 \text{ partes} \times 8 \text{ g por parte}$$

$$\text{masa de carbono} = 24 \text{ g}$$

Respuesta: Para 88 g de dióxido de carbono, hay 24 g de carbono en la muestra.

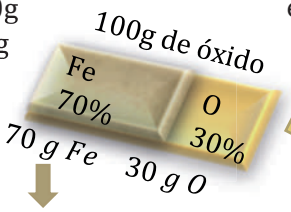
917. Un mineral extraído de la Laguna Colorada contiene 70 % de hierro y 30,00% de oxígeno en masa. Si un análisis muestra que el mineral contiene un óxido de hierro, determina la fórmula empírica del compuesto.

Datos

Masa molar de Fe = 56 g/mol
Masa molar de O = 16 g/mol
Masa de óxido =100g
Masa de Fe = 70g
Masa de O = 30g

Ruta de solución

Determinar las moles de cada elemento, establecer la proporción molar y encontrar la fórmula empírica.



Moles de Fe:

$$\text{Moles de Fe} = \frac{70\ \text{g Fe}}{56\ \text{g/mol}}$$

$$\text{Moles de Fe} = 1{,}25\ \text{mol}$$

Porcentaje de H en el amoníaco restante: 17,65 g

Moles de O:

$$\text{Moles de O} = \frac{30\ \text{g O}}{16.00\ \text{g/mol}}$$

$$\text{Moles de O} = 1{,}88\ \text{mol}$$

Relación molar:

$$\frac{1.25\ \text{mol Fe}}{1.875\ \text{mol O}} = \frac{2}{3}$$

Respuesta: La relación molar más simple de Fe y O es 2:3 respectivamente, lo que se aproxima a Fe_2O_3.

918. En la fabricación de baterías de litio para autos eléctricos, es fundamental conocer la composición exacta de los compuestos utilizados. Para esto, Se realiza el análisis de una muestra de un compuesto de litio y oxígeno que contiene 46,75% de litio en masa. Si la masa atómica del litio es 6,94 u y la del oxígeno es 16,00 u, ¿cuál es la fórmula empírica del compuesto.

Datos

Porcentaje de litio: 46,75%
Masa atómica de litio (Li): 6,94 g/mol
Masa atómica de oxígeno (O): 16,00 g/mol

Solución

Supongamos 100 g del compuesto, entonces hay 46,75 g de litio.

Moles de Li:

$$\text{moles de Li} = \frac{46{,}75\ \text{g Li}}{56\ \text{g/mol}} 6{,}74\ \text{mol}$$

Moles de O:

$$\text{Moles de O} = \frac{53{,}25\ \text{g O}}{16.00\ \text{g/mol}}$$

3,33 mol

Relación molar:

$$\frac{6{,}74\ \text{mol } Li}{3{,}33\ \text{mol O}} \approx 2{,}02 \approx \frac{2}{1}$$

Respuesta: La relación molar más simple es 2:1, por lo tanto, la fórmula empírica es Li_2O.

919. En una planta de producción de baterías de litio, se necesita producir cloruro de litio (LiCl) a partir de litio metálico (Li) y cloro gaseoso (Cl_2). Si se mezclan 21 g de Li con 71 g de Cl_2, ¿cuál es la proporción en masa de Li y Cl en LiCl? (Masa molar de Li = 7 g/mol, Cl_2 = 71 g/mol, LiCl = 42,5 g/mol).



a) 1:5 **b)** 1:3 **c)** 2:1 **d)** 3:1

Datos

Masa molar de Li = 7 g/mol
Masa molar de Cl_2 = 71 g/mol
Masa molar de LiCl = 42,5 g/mol

Solución

Calcular la masa de Li en LiCl:

Masa de Li en LiCl=1·7g/mol

Masa de Li en LiCl= 7g

Ruta de solución

Calcular la proporción en masa de Li y Cl en LiCl usando sus masas molares.

Calcular la masa de Cl en LiCl:

$$\text{Masa de Cl en LiCl} = 1 \cdot \frac{35{,}5\text{g}}{\text{mol}}$$

$$\text{Masa de Cl en LiCl} = 35{,}5\text{g}$$

Calcular la proporción en masa de Li y Cl:

$$\text{Proporción} = \frac{7\text{ g de Li}}{35{,}5\text{ g de Cl}} = \frac{7}{35{,}5} = \frac{1}{5} = 1:5$$

Respuesta inciso a)

920. En una planta de producción de cloruro de potasio (KCl) a partir de potasio (K) y cloro (Cl_2) en Bolivia. Si se mezclan 39 g de K con 71 g de Cl_2, ¿cuál es la proporción en masa de K y Cl en KCl?.

a) 1:1 **b)** 1:2 **c)** 2:1 **d)** 3:1

Datos

Masa molar de K = 39 g/mol
Masa molar de Cl_2 = 71 g/mol
Masa molar de KCl = 74,5 g/mol

Solución

Calcular la masa de K en KCl:

$$\text{Masa de K en KCl} = 39\text{g}$$

Ruta de solución

Calcular la proporción en masa de K y Cl en KCl usando sus masas molares.

Calcular la masa de Cl en LiCl:

$$\text{Masa de Cl en KCl} = 74.5\text{g/mol} - 39\text{g/mol}$$

$$\text{Masa de Cl en KCl} = 35{,}5\text{g}$$

Calcular la proporción en masa de Li y Cl:

$$\text{Proporción} = \frac{39\text{ g de K}}{35{,}5\text{ g de Cl}} = \frac{39}{35{,}5} = 1:1{,}1$$

Respuesta inciso a)

921. En una planta de extracción de litio en el Salar de Uyuni se necesita analizar la pureza del cloruro de litio (LiCl) obtenido. Por ello se debe demostrar que el cloruro de litio siempre tiene la misma proporción de litio y cloro. Si se tiene 74 g de cloruro de litio (LiCl), ¿cuántos gramos de litio y cloro contiene?.

a) 12,14 g de litio, 61,86 g de cloro
b) 7 g de litio, 67 g de cloro
c) 6.5 g de litio, 67,5 g de cloro
d) 7.2 g de litio, 66.8 g de cloro

Datos
- Masa molar del cloruro de litio (LiCl): 42,39 g/mol
- Masa molar del litio (Li): 6,94 g/mol
- Masa molar del cloro (Cl): 35,45 g/mol

Solución

Calculamos la fracción en masa de cada elemento en el LiCl.:

$$\text{Masa de LiCl} = \text{Masa de Li} + \text{Masa de Cl}$$
$$\text{Masa de LiCl} = 6{,}94\ \text{g} + 35{,}45\ \text{g} = 42{,}39\ \text{g/mol}$$

Fracción en masa de litio:

$$\frac{35{,}45\ \text{g de Cl}}{42{,}39\ \text{g de LiCl}} = \frac{35{,}45}{42{,}39} \approx 0.836$$

Fracción en masa de cloro:

$$\frac{6{,}94\ \text{g de Li}}{42{,}39\ \text{g de LiCl}} = \frac{6{,}94}{42{,}39} \approx 0{,}164$$

Para 74 g de LiCl:

$$\text{Masa de litio} = 0{,}164 \times 74\ \text{g} = 12{,}14\ \text{g}$$
$$\text{Masa de cloro} = 0{,}836 \times 74\ \text{g} = 61{,}86\ \text{g}$$

Respuesta inciso a)

922. En un estudio de la composición de minerales en la Laguna Colorada, se analiza un mineral específico para determinar su proporción constante de aluminio y oxígeno. Un mineral contiene 40 % de aluminio y 60% de oxígeno. Si se tienen 200 g de este mineral, ¿cuántos gramos de cada elemento contiene?.

a) 80 g Al, 120 g O_2
b) 60 g Al, 140 g O_2
c) 90 g Al, 110 g O_2
d) 70 g Al, 130 g O_2

Datos
Masa total del mineral: 200 g
Porcentaje de aluminio: 40%
Porcentaje de oxígeno: 60%

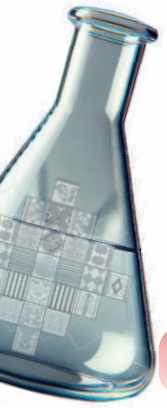
Solución

Calcular la masa de cada elemento en el mineral.

$$\text{Masa de aluminio} = 0{,}40 \times 200\ \text{g} = 80\ \text{g}$$
$$\text{Masa de oxígeno} = 0{,}60 \times 200\ \text{g} = 120\ \text{g}$$

Respuesta inciso a)

923. En un laboratorio escolar en La Paz, Bolivia, se está investigando la composición del agua (H_2O). Se quiere demostrar que el agua siempre tiene la misma proporción de hidrógeno y oxígeno, sin importar la cantidad total de agua disponible. Si se tiene una muestra de 100 g de agua (H_2O), ¿cuántos gramos de hidrógeno y oxígeno contiene dicha muestra?.



a) 11,2 g de hidrógeno, 88,8 g de oxígeno
b) 10 g de hidrógeno, 90 g de oxígeno
c) 12 g de hidrógeno, 88 g de oxígeno
d) 11 g de hidrógeno, 89 g de oxígeno

Respuesta: .....

924. En la producción industrial de ácido sulfúrico (H_2SO_4), uno de los productos químicos más importantes y ampliamente utilizados en diversas industrias, se considera crucial el control preciso de los componentes involucrados en su síntesis. El ácido sulfúrico está compuesto principalmente de azufre (S) y oxígeno (O), con una proporción de masa entre estos elementos de 1:1.5. Si en un proceso de producción se obtienen 98 gramos de ácido sulfúrico, surge la pregunta: ¿cuántos gramos de azufre están presentes en esta muestra?

a) 32,5 g **b)** 39,2 g **c)** 28,5 g **d)** 20,0 g

Respuesta: .....

925. El bicarbonato de sodio ($NaHCO_3$) es un compuesto ampliamente utilizado en la industria alimentaria, especialmente en la panadería, donde actúa como agente leudante, ayudando a que las masas aumenten su volumen y adquieran una textura esponjos. La proporción de masa de sodio (Na) a bicarbonato (HCO_3) es 1:1.4. Si se utilizan 84 g de bicarbonato de sodio, ¿cuántos gramos de sodio están presentes?

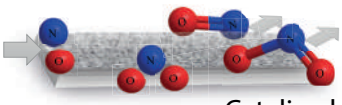
a) 32 g **b)** 40 g **c)** 35 g **d)** 20 g

Respuesta: .....

REACCIONES QUÍMICAS: LEY DE LAS PROPORCIONES MÚLTIPLES DALTON

926. En una fabrica de catalizadores en Bolivia, se realiza un análisis de los gases de escape de un vehículo donde muestra que contienen óxido de nitrógeno (NO) y dióxido de nitrógeno (NO_2). Si se tienen 30 g de NO y 46 g de NO_2, ¿cuál es la relación de masas de oxígeno entre los dos compuestos? (Masa atómica de nitrógeno (N): 14 g/mol, masa atómica de oxígeno (O): 16 g/mol).

Datos :
Masa de NO: 30 g
Masa de NO_2: 60 g
Masa atómica de nitrógeno (N): 14 g/mol
Masa atómica de oxígeno (O): 16 g/mol



Catalizador

Solución

Masa de O en NO:

$$\text{Masa de O en NO} = 30 \times \frac{16\ \text{g}}{16+14} = 16g$$

Relación de masas de O entre NO y NO_2:

Masa de O en NO_2:

$$46\text{g} \times \frac{2 \times 16\text{g/mol}}{46\ \text{g/mol}} = 32g$$

$$\text{Masa de O en } NO_2 = 32\ \text{g}$$

$$\frac{16\ \text{g}}{32\ \text{g}} = 1:2$$

Respuesta: La relación de masas de oxígeno entre NO y NO_2 es 1:2.

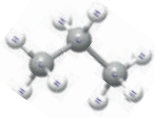
927. En una planta de producción de plásticos en Cochabamba, Bolivia, Se analiza la composición de dos hidrocarburos, etano (C_2H_6) y propano (C_3H_8). Si una muestra contiene 30 g de etano y 44 g de propano, ¿cuál es la relación de masas de hidrógeno entre los dos compuestos? (Masa atómica de carbono (C): 12 g/mol, masa atómica de hidrógeno (H): 1 g/mol).

Datos :
Masa de etano (C_2H_6): 30 g
Masa de propano (C_3H_8): 44 g
Masa atómica del carbono (C): 12 g/mol
Masa atómica del hidrógeno (H): 1 g/mol

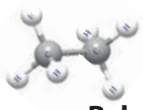
Solución

Cálculo de las moles de cada compuesto:
Etano: Masa molar del etano = 30 g/mol.
Moles de etano = 30 g / 30 g/mol = 1 mol.
Propano: Masa molar del propano = 44 g/mol.
Moles de propano = 44 g / 44 g/mol = 1 mol

Cálculo de las moles de hidrógeno en cada compuesto



1 mol (C_3H_8) : 8 g H



1 mol (C_2H_6) : 6 g H

Relación de masas de H entre C_2H_6 y C_3H_8:

$$\frac{6\ \text{g}}{8\ \text{g}} = \frac{3}{4} = 3:4$$

Respuesta: La relación de masas de hidrógeno entre C_2H_6 y C_3H_8 es 3:4.



928. En una planta de producción de fertilizantes, se obtienen dos compuestos de nitrógeno: amoníaco (NH_3) y urea ($CO(NH_2)_2$). Si una muestra contiene 17 g de amoníaco y otra muestra contiene 60 g de urea, ¿cuál es la relación de masas de nitrógeno entre los dos compuestos? (Masa atómica de nitrógeno (N): 14 g/mol, masa atómica de hidrógeno (H): 1 g/mol, masa atómica de carbono (C): 12 g/mol, masa atómica de oxígeno (O): 16 g/mol).

Ruta de solución

Calcular la masa de nitrógeno por unidad de masa en cada compuesto y luego encontrar la relación entre las masas de nitrógeno.

Solución

Masa de N en NH_3:

Masa de N en NH_3=14 g

Datos :

Masa molar de amoníaco (NH_3): 30 g

Masa molar de urea ($CO(NH_2)_2$): 60 g

Masa de N en $CO(NH_2)_2$:

Masa de N en $CO(NH_2)_2$=2×14=28 g

Relación de masas de N entre NH_3 y $CO(NH_2)_2$:

$$\frac{14\ g}{28\ g} = 1:2$$

Respuesta: La relación de masas de nitrógeno entre NH_3 y $CO(NH_2)_2$ es 1:2.

929. En un centro de investigación en Sucre, Bolivia, se estudian las propiedades de compuestos de sodio para su aplicación en baterías. Se obtienen dos compuestos de sodio: NaCl y Na_2O. Si una muestra contiene 40 g de NaCl y otra muestra contiene 60 g de Na_2O, ¿cuál es la relación de masas de sodio entre los dos compuestos? (Masa atómica de sodio (Na): 23 g/mol, masa atómica de cloro (Cl): 35,45 g/mol, masa atómica de oxígeno (O): 16 g/mol).

Ruta de solución

Calcular la masa de sodio por unidad de masa en cada compuesto y luego encontrar la relación entre las masas de sodio.

Solución

Masa de Na en NaCl:

Masa de Na en NaCl = 23 g

Datos :

Masa de NaCl: 40 g

Masa de Na_2O: 60 g

Masa de Na en Na_2O:

Masa de Na en Na_2O=2×23=46 g

Relación de masas de Na entre NaCl y Na_2O:

$$\frac{23\ g}{46\ g} = 1:2$$

Respuesta: La relación de masas de sodio entre NaCl y Na_2O es 1:2.

930. En las minas de hierro de Potosí, Bolivia, Se analizan dos compuestos de hierro: Fe_2O_3 y Fe_3O_4. Si una muestra contiene 159,7 g de Fe_2O_3 y otra muestra contiene 231,5 g de Fe_3O_4, ¿cuál es la relación de masas de hierro entre los dos compuestos? (Masa atómica de hierro (Fe): 55,85 g/mol, masa atómica de oxígeno (O): 16 g/mol).

Datos :
Masa de Fe_2O_3: 50 g
Masa de Fe_3O_4: 70 g

Ruta de solución
Calcular la masa de hierro por unidad de masa en cada compuesto y luego encontrar la relación entre las masas de hierro.


Fuente: rumbominero.com

Solución

Masa de Fe en Fe_2O_3:

$$\text{Masa de Fe en } Fe_2O_3 = 2 \times 55{,}85$$
$$\text{Masa de Fe en } Fe_2O_3 = 111{,}7 \text{ g}$$

Masa de Fe en Fe_3O_4:

$$\text{Masa de Fe en } Fe_2O_3 = 2 \times 55{,}85$$
$$\text{Masa de Fe en } Fe_2O_3 = 111{,}7 \text{ g}$$

Relación de masas de Fe entre Fe_2O_3 y Fe_3O_4:

$$\frac{111{,}7 \text{ g}}{167{,}55 \text{ g}} \approx 2:3$$

Respuesta: La relación de masas de hierro entre Fe_2O_3 y Fe_3O_4 es 2:3.

931. Se analizan dos compuestos de hierro: $FeCl_2$ y $FeCl_3$. Si una muestra contiene 126,75 g de $FeCl_2$ y otra muestra contiene 162,2 g de $FeCl_3$, ¿cuál es la relación de masas de cloro entre los dos compuestos?.

Datos :
Masa de $FeCl_2$: 126,75 g
Masa de $FeCl_3$: 162,2 g

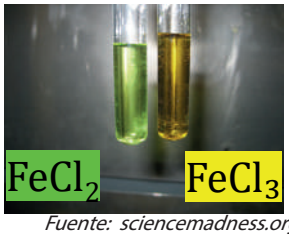
Solución

Masa de Cl en $FeCl_2$:

$$\text{Masa de Cl en } FeCl_2 = 2 \times 35{,}45$$
$$\text{Masa de Cl en } FeCl_2 = 70{,}90 \text{ g}$$

Masa de Cl en $FeCl_3$:

$$\text{Masa de Cl en } FeCl_3 = 3 \times 35{,}45 =$$
$$\text{Masa de Cl en } FeCl_3 = 106{,}35 \text{ g}$$



Fuente: sciencemadness.org

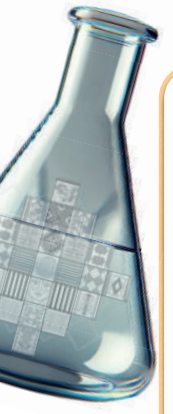
Relación de masas de Cl entre $FeCl_2$ y $FeCl_3$:

$$\frac{70{,}90 \text{ g}}{106{,}35 \text{ g}} = \frac{2}{3} = 2:3$$

Respuesta: La relación de masas de cloro entre $FeCl_2$ y $FeCl_3$ es 2:3.

932. Se analiza la composición de dos minerales: casiterita (SnO_2) y estannita (Cu_2FeSnS_4). Si una muestra contiene 150 g de casiterita y otra muestra contiene 250 g de estannita, ¿cuál es la relación de masas de estaño (Sn) entre los dos compuestos?.

a) 1:2 **b)** 2:1 **c)** 1:1 **d)** 3:2



Datos :
Masa de casiterita (SnO_2): 150 g
Masa de estannita (Cu_2FeSnS_4): 250 g
Masa atómica de estaño (Sn): 118,71 g/mol
Masa atómica de oxígeno (O): 16 g/mol
Masa atómica de cobre (Cu): 63,55 g/mol
Masa atómica de hierro (Fe): 55,85 g/mol
Masa atómica de azufre (S): 32,07 g/mol

Solución

Masa de Sn en Cu_2FeSnS_4:

$$250\ \text{g} \times \frac{118{,}71\ g}{2 \times 63{,}55 + 55{,}85 + 118{,}71 + 4 \times 32{,}07} = 83{,}54\ \text{g}$$

Masa de Sn en SnO_2:

$$150\ \text{g} \times \frac{118{,}71}{118{,}71 + 2 \times 16} = 120{,}51\ \text{g}$$

Relación de masas de Sn entre SnO_2 y Cu_2FeSnS_4:

$$\frac{120{,}51\ \text{g}}{83{,}54\ \text{g}} \approx 1:2$$

Respuesta inciso a)

933. En una planta de producción de fertilizantes, se obtienen dos compuestos de nitrógeno: nitrato de amonio (NH_4NO_3) y sulfato de amonio ($(NH_4)_2SO_4$). Si una muestra contiene 200 g de nitrato de amonio y otra muestra contiene 300 g de sulfato de amonio, ¿cuál es la relación de masas de nitrógeno entre los dos compuestos?.

a) 1:2 **b)** 2:1 **c)** 1:1 **d)** 3:2

Datos :
Masa de nitrato de amonio (NH_4NO_3): 200 g
Masa de sulfato de amonio ($(NH_4)_2SO_4$): 300 g
Masa atómica de nitrógeno (N): 14 g/mol
Masa atómica de hidrógeno (H): 1 g/mol
Masa atómica de oxígeno (O): 16 g/mol
Masa atómica de azufre (S): 32,07 g/mol

Solución

Masa de Sn en Cu_2FeSnS_4:

$$300\ \text{g} \times \frac{2 \times 14}{2 \times 14 + 8 \times 1 + 32{,}07 + 4 \times 16} = 42{,}86\ \text{g}$$

Masa de N en NH_4NO_3:

$$200\ \text{g} \times \frac{2 \times 14}{2 \times 14 + 4 \times 1 + 3 \times 16}$$

Masa de N en $NH_4NO_3 = 35{,}0$ g

Relación de masas de N entre NH_4NO_3 y $(NH_4)_2SO_4$:

$$\frac{35{,}0\ \text{g}}{42{,}86\ \text{g}} \approx 1:2$$

Respuesta inciso a)

934. Se analizan los compuestos de plomo en el proceso de minería y refinación. Se obtienen dos compuestos de plomo: sulfuro de plomo (PbS) y óxido de plomo (PbO). Si una muestra contiene 300 g de PbS y otra muestra contiene 400 g de PbO, ¿cuál es la relación de masas de plomo entre los dos compuestos?

a) 1:1 **b)** 1:2 **c)** 2:3 **d)** 3:2

Datos :
Masa de PbS: 300 g
Masa de PbO: 400 g
Masa atómica de plomo (Pb): 207,2 g/mol
Masa atómica de azufre (S): 32,07 g/mol
Masa atómica de oxígeno (O): 16 g/mol



Fuente: geologiaweb.com

Solución

Masa de Pb en PbS:

$$300\ \text{g} \times \frac{207{,}2}{207{,}2 + 32{,}07} = 254{,}2\ \text{g}$$

Masa de Pb en PbO:

$$400\ \text{g} \times \frac{207{,}2}{207{,}2 + 16} = 373{,}1\ \text{g}$$

Relación de masas de Pb entre PbS y PbO:

$$\frac{254{,}2\ \text{g}}{373{,}1\ \text{g}} \approx 2:3$$

Respuesta inciso c)

935. Se analizan dos compuestos de aluminio utilizados en el tratamiento de aguas: sulfato de aluminio ($Al_2(SO_4)_3$) y cloruro de aluminio ($AlCl_3$). Si una muestra contiene 400 g de sulfato de aluminio y otra muestra contiene 200 g de cloruro de aluminio, ¿cuál es la relación de masas de aluminio entre los dos compuestos?.

a) 1:2 **b)** 2:1 **c)** 1:1 **d)** 3:2

Datos :
Masa de sulfato de aluminio ($Al_2(SO_4)_3$): 400 g
Masa de cloruro de aluminio ($AlCl_3$): 200 g
Masa atómica de aluminio (Al): 26,98 g/mol
Masa atómica de oxígeno (O): 16 g/mol
Masa atómica de azufre (S): 32,07 g/mol
Masa atómica de cloro (Cl): 35,45 g/mol

Solución

Masa de Al en $Al_2(SO_4)_3$:

$$400\ \text{g} \times \frac{2 \times 26{,}98}{2 \times 26{,}98 + 3 \times (32{,}07 + 4 \times 16)} = 23{,}67\ \text{g}$$

Masa de Al en $AlCl_3$:

$$200\ \text{g} \times \frac{26{,}98}{26{,}98 + 3 \times 35{,}45} = 40{,}21\ \text{g}$$

Relación de masas de Al entre $Al_2(SO_4)_3$ y $AlCl_3$:

$$\frac{23{,}67\ \text{g}}{40{,}21\ \text{g}} \approx 1:2$$

Respuesta inciso a)



936. Se analiza la composición de dos minerales de plata. Se tienen dosinerales de plata: sulfuro de plata (Ag_2S) y cloruro de plata ($AgCl$). Si una muestra contiene 200 g de Ag_2S y otra contiene 143 g de $AgCl$, ¿cuál es la relación de masas de azufre (S) y cloro (Cl) entre los dos compuestos?(masa molar Ag_2S : 247,8 g/mol), masa molar $AgCl$: 43,32 g/mol).

a) 1:1 **b)** 2:1 **c)** 1:2 **d)** 3:2

Respuesta .....

937. Se tienen dos compuestos de cromo: óxido de cromo (Cr_2O_3) y cloruro de cromo ($CrCl_3$). Si una muestra contiene 300 g de Cr_2O_3 y otra contiene 266,5 g de $CrCl_3$, ¿cuál es la relación de masas de oxígeno (O) y cloro (Cl) entre los dos compuestos? (masa molar Cr_2O_3: 151,99 g/mol, masa molar $CrCl_3$ 158,36 g/mol).

a) 2:1 **b)** 1:3 **c)** 3:1 **d)** 1:2

Respuesta .....

938. En la extracción de litio, se obtienen dos compuestos: Li_2CO_3 y $LiOH$. Si una muestra contiene 50 g de Li_2CO_3 y otra muestra contiene 40 g de $LiOH$, ¿cuál es la relación de masas de litio entre los dos compuestos?

a) 2:3 **b)** 1:2 **c)** 3:2 **d)** 2:1

Respuesta .....

939. En la minería de estaño, se obtienen los compuestos SnO y SnO_2. Si una muestra contiene 120 g de SnO y otra muestra contiene 160 g de SnO_2, ¿cuál es la relación de masas de oxígeno entre los dos compuestos?.

a) 2:3 **b)** 1:1 **c)** 1:2 **d)** 3:2

Respuesta .....

REACCIONES QUÍMICAS: LEY DE LAS PROPORCIONES RECIPROCAS

940. En un laboratorio en La Paz, Bolivia, se investigan nuevos compuestos para el desarrollo de baterías eficientes de litio y sodio. En una batería de litio, un compuesto contiene litio y oxígeno en una relación de masas de $1{:}2$. En una batería de sodio, un compuesto contiene sodio y oxígeno en una relación de masas de $2{:}1$. Si se forma un nuevo compuesto con litio y sodio, ¿cuál sería la proporción de masas de litio a sodio en el nuevo compuesto?.

Datos

Relación de masas de Li y O: $1{:}2$

Relación de masas de Na y O: $2{:}1$



Solución

Proporción recíproca de litio a sodio en el nuevo compuesto:

$$\text{proporción en masa Li:Na} = \frac{1}{2} \times \frac{2}{1} = 1{:}1$$

Respuesta

La proporción de masas de litio a sodio en el nuevo compuesto es 1:1.

Saber mas...

La preparación del café es un ejemplo claro de la ley de proporciones recíprocas: al aumentar la cantidad de café molido sin modificar la de agua, la intensidad del sabor se incrementa de manera proporcional.

941. En una planta química en Cochabamba, Bolivia, se estudian las reacciones para la producción de urea, un importante fertilizante agrícola. En una reacción para producir urea, se combinan amoníaco ($\mathrm{NH_3}$) y dióxido de carbono ($\mathrm{CO_2}$). Si la masa de nitrógeno en amoníaco es 14 g y la masa de oxígeno en dióxido de carbono es 32 g, ¿cuál sería la proporción recíproca de masas de nitrógeno a oxígeno en la urea producida?.

Datos

Masa de nitrógeno en $\mathrm{NH_3}$: 14 g

Masa de oxígeno en $\mathrm{CO_2}$: 32 g

Solución

Proporción recíproca de litio a sodio en el nuevo compuesto:

$$\text{Proporción de masas N:O} = \frac{14\ \text{g}}{32\ \text{g}} = \frac{7}{16} \approx 1{:}2$$

Respuesta

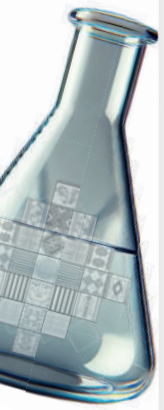
La proporción recíproca de masas de nitrógeno a oxígeno en la urea es 1:2

Saber mas...



Fuente: milenio.com

Imagina que estás haciendo una receta de pastel. Para que el pastel salga bien, necesitas las cantidades correctas de harina, azúcar y huevos. Si cambias la proporción de estos ingredientes, el resultado final será diferente.



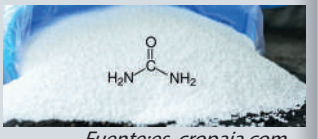
Saber mas...



Fuente:es.wired.com

La ley de proporciones recíprocas es fundamental para el desarrollo de nuevos materiales con propiedades específicas, como los superconductores o los materiales compuestos.

Saber mas...



Fuente:es. cropaia.com

Predicción de reacciones químicas: La ley de proporciones definidas es una herramienta esencial para predecir y controlar las reacciones químicas, en particular aquellas involucradas en la producción de compuestos como la urea.

942. En una batería de sodio, un compuesto contiene sodio y oxígeno en una relación de masas de 2:1. En otro compuesto de sodio, se contiene sodio y cloro en una relación de masas de 1:1. Si se forma un nuevo compuesto con oxígeno y cloro, ¿cuál sería la proporción de masas de oxígeno a cloro en el nuevo compuesto? (Masa atómica de sodio (Na): 23 g/mol, masa atómica de oxígeno (O): 16 g/mol, masa atómica de cloro (Cl): 35,45 g/mol).

Datos

Relación de masas de Na y O: 2:1

Relación de masas de Na y Cl: 1:1

Solución

Proporción recíproca de oxígeno a cloro en el nuevo compuesto:

$$\text{Proporción de masas O:Cl} = \frac{1}{2} \times \frac{1}{1} = 1:2$$

Respuesta

La proporción de masas de oxígeno a cloro en el nuevo compuesto es 1:2.

943. En una reacción para producir urea, se combinan amoníaco (NH_3) y dióxido de carbono (CO_2). Si la masa de hidrógeno en amoníaco es 6 g y la masa de carbono en dióxido de carbono es 12 g, ¿cuál sería la proporción recíproca de masas de hidrógeno a carbono en la urea producida? (Masa atómica de hidrógeno (H): 1 g/mol, masa atómica de carbono (C): 12 g/mol).

Datos

Masa de hidrógeno en NH_3: 6 g

Masa de carbono en CO_2: 12 g

Solución

Proporción recíproca de hidrógeno a carbono en la urea:

$$\text{Proporción de masas H:C} = \frac{6\ \text{g}}{12\ \text{g}} = \frac{1}{2}$$

Respuesta

La proporción recíproca de masas de hidrógeno a carbono en la urea es 1:2

944. En una mina de hierro, se encuentran dos compuestos: hematita (Fe_2O_3) y magnetita (Fe_3O_4). Si la masa de hierro en hematita es 112 g y la masa de oxígeno en magnetita es 64 g, ¿cuál es la proporción recíproca de masas de hierro a oxígeno en un nuevo compuesto que se forma a partir de estos dos?.

Ruta de solución

Calcular las proporciones recíprocas de hierro y oxígeno en los compuestos originales y luego determinar la proporción en el nuevo compuesto.

Datos :

Masa de hierro en hematita: 112 g
Masa de oxígeno en magnetita: 64 g

Solución

Proporción recíproca de hierro a oxígeno:

$$\text{Proporción de masas Fe:O} = \frac{112\text{ g}}{64\text{ g}} = \frac{7}{4} = 1{,}75\text{: }1$$

Respuesta

La proporción recíproca de masas de hierro a oxígeno en el nuevo compuesto es aproximadamente 2:1.

945. En una planta industrial, el amoníaco (NH_3) se produce a partir de hidrógeno (H_2) y nitrógeno (N_2). Si la masa de hidrógeno utilizada es 6 g y la masa de nitrógeno es 28 g, ¿cuál es la proporción recíproca de masas de hidrógeno a nitrógeno en el amoníaco producido?.

Ruta de solución

Calcular las proporciones recíprocas de hidrógeno y nitrógeno en la reacción y luego determinar la proporción en el amoníaco.

Datos :

Masa de hidrógeno: 6 g
Masa de nitrógeno: 28 g

Solución

Proporción recíproca de hidrógeno a nitrógeno en el amoníaco:

$$\text{Proporción de masas H:N} = \frac{6\text{ g}}{28\text{ g}} = \frac{3}{14} \approx 1\text{: }4$$

Respuesta

La relación de La proporción recíproca de masas de hidrógeno a nitrógeno en el amoníaco es $1{:}4$. masas de sodio entre $NaCl$ y Na_2O es $1{:}2$.

946. En la producción de baterías en Bolivia, se investigan las proporciones de los compuestos involucrados para optimizar la eficiencia de las baterías. En la producción de baterías de litio y sodio, se obtienen dos compuestos: Li_2O y Na_2O. Si una muestra contiene $46{,}94$ g de litio y otra muestra contiene $46{,}00$ g de sodio, ¿cuál es la proporción recíproca de masas de litio a sodio en un nuevo compuesto que se forma a partir de estos dos? (Masa atómica de litio (Li): $6{,}94$ g/mol, masa atómica de sodio (Na): 23 g/mol).



Datos

Masa de litio en Li_2O: $46{,}94$ g

Masa de sodio en Na_2O: $46{,}00$ g

Ruta de solución

Calcular las proporciones recíprocas de litio y sodio en los compuestos originales y luego determinar la proporción en el nuevo compuesto.

Solución

Proporción recíproca de litio a sodio en el nuevo compuesto:

$$\text{Proporción de masas Li:Na} = \frac{46{,}94\ \text{g}}{46{,}00\ \text{g}} \approx 1:1$$

Respuesta

La proporción recíproca de masas de litio a sodio en el nuevo compuesto es 1:1.

947. Se analizan dos compuestos de hierro: $FeCl_2$ y $FeCl_3$. Si una muestra contiene $126{,}75$ g de $FeCl_2$ y otra muestra contiene $162{,}2$ g de $FeCl_3$, ¿cuál es la relación de masas de cloro entre los dos compuestos?.

Datos

Masa de $FeCl_2$: 126 g

Masa de $FeCl_3$: 162 g

Solución

Masa de Cl en $FeCl_2$:

$$\text{Masa de Cl en } FeCl_2 = 2 \times 35{,}45$$
$$\text{Masa de Cl en } FeCl_2 = 70{,}90\ \text{g}$$

Masa de Cl en $FeCl_3$:

Masa de Cl en $FeCl_3$=3×35,45

Masa de Cl en $FeCl_3$=106,35 g3,33 mol

Relación de masas de Cl entre $FeCl_2$ y $FeCl_3$:

$$\frac{70{,}90\ \text{g}}{106{,}35\ \text{g}} = \frac{2}{3} = 2:3$$

Respuesta

La relación de masas de cloro entre $FeCl_2$ y $FeCl_3$ es 2:3.

948. En un mineral de estaño, un compuesto contiene estaño y oxígeno en una relación de masas de 4:3. En otro compuesto, se contiene estaño y azufre en una relación de masas de 3:2. Si se forma un nuevo compuesto con oxígeno y azufre, ¿cuál sería la proporción de masas de oxígeno a azufre en el nuevo compuesto?.

a) 1:2 **b)** 2:1 **c)** 1:1 **d)** 3:2

Datos
Relación de masas de Sn y O: 4:3
Relación de masas de Sn y S: 3:2

Ruta de solución:
Calcular las proporciones recíprocas de litio y sodio en los compuestos originales y luego determinar la proporción en el nuevo compuesto.

Proporción recíproca de oxígeno a azufre en el nuevo compuesto:

Solución

$$\text{Proporción de masas O:S} = \frac{3}{4} \times \frac{2}{3} = \frac{3 \times 2}{4 \times 3} = \frac{1}{2} = 1:2$$

Respuesta inciso a)

949. En una planta de producción de fertilizantes, un compuesto contiene nitrógeno y oxígeno en una relación de masas de 1:2. En otro compuesto, se contiene nitrógeno y hidrógeno en una relación de masas de 2:1. Si se forma un nuevo compuesto con oxígeno e hidrógeno, ¿cuál sería la proporción de masas de oxígeno a hidrógeno en el nuevo compuesto?.

a) 1:2 **b)** 2:1 **c)** 1:1 **d) 3:2**

Datos
Relación de masas de N y O: 1:2
Relación de masas de N y H: 2:1

Ruta de solución
Calcular las proporciones recíprocas de oxígeno e hidrógeno en relación con el nitrógeno y luego determinar la proporción entre oxígeno e hidrógeno.

Proporción recíproca de oxígeno a hidrógeno en el nuevo compuesto:

$$\text{Proporción de masas O:H} = \frac{2}{1} \times \frac{1}{2} = 1:1$$

La proporción de masas de oxígeno a hidrógeno en el nuevo compuesto es 1:1.

Respuesta inciso c)

950. En el tratamiento de aguas residuales, un compuesto contiene aluminio y oxígeno en una relación de masas de 1:1. En otro compuesto, se contiene aluminio y azufre en una relación de masas de 2:3. Si se forma un nuevo compuesto con oxígeno y azufre, ¿cuál sería la proporción de masas de oxígeno a azufre en el nuevo compuesto?.



a) 1:1 **b)** 2:1 **c)** 1:2 **d)** 3:2

Respuesta .....

951. En una salmuera de litio, un compuesto contiene litio y bromo en una relación de masas de 1:5. En otro compuesto de litio, se contiene litio y oxígeno en una relación de masas de 3:2. Si se forma un nuevo compuesto con bromo y oxígeno, ¿cuál sería la proporción de masas de bromo a oxígeno en el nuevo compuesto?.

a) 5:2 **b)** 1:3 **c)** 3:1 **d)** 3:5

Respuesta .....

952. En un mineral de plata, un compuesto contiene plata y azufre en una relación de masas de 1:1. En otro compuesto, se contiene plata y oxígeno en una relación de masas de 2:1. Si se forma un nuevo compuesto con azufre y oxígeno, ¿cuál sería la proporción de masas de azufre a oxígeno en el nuevo compuesto?.

a) 2:3 **b)** 1:2 **c)** 3:2 **d)** 2:1

Respuesta .....

953. En una planta de producción de fertilizantes, un compuesto contiene fósforo y oxígeno en una relación de masas de 1:3. En otro compuesto, se contiene fósforo y azufre en una relación de masas de 3:2. Si se forma un nuevo compuesto con oxígeno y azufre, ¿cuál sería la proporción de masas de oxígeno a azufre en el nuevo compuesto?.

a) 2:3 **b)** d:1 **c)** 1:2 **d)** 3:2

Respuesta .....

REACCIONES QUÍMICAS: LEY DE VOLÚMENES DE COMBINACIÓN

954. En Bolivia, la producción de hidrógeno verde mediante la electrólisis del agua es una tecnología emergente para la movilidad sostenible. La electrólisis del agua produce hidrógeno (H_2) y oxígeno (O_2) según la siguiente ecuación: $2H_2O(l) \rightarrow 2H_2\,(g) + O_2\,(g)$. Si se producen 40 L de H_2, ¿qué volumen de O_2 se producirá?.

Datos

Volumen de H_2: 40 L

Solución

1. Identificar la relación estequiométrica:

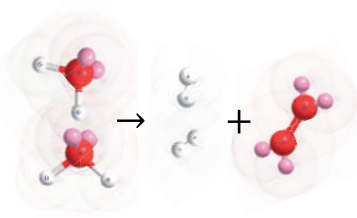
La ecuación balanceada muestra que 2 volúmenes de H_2O producen 2 volúmenes de H_2 y 1 volumen de O_2.

2. Calcular el volumen de O_2 producido:

$$V\,O_2 = \frac{V \text{ de } H_2}{2} \Rightarrow V\,O_2 = \frac{40\text{ L}}{2} = 20\text{ L}$$

Respuesta

Se producirán 20 litros de O_2.



$$2H_2O(l) \rightarrow 2H_2(g) + O_2(g)$$

2 mol	2 mol	1 mol
2V	2V	1V
40 L	40 L	20 L

955. En Sucre, Bolivia, el óxido de nitrógeno (NO) es producido a partir de la combustión de amoníaco (NH_3) en presencia de oxígeno (O_2). Esta reacción es utilizada en la síntesis de ácido nítrico. La ecuación balanceada es: $4NH_3(g) + 5O_2(g) \rightarrow 4NO(g) + 6H_2O(g)$. Si se tienen 8 litros de NH_3, ¿qué volumen de O_2 se necesita para reaccionar completamente y qué volumen de NO se producirá?

Datos

Volumen de NH_3: 8 litros

Solución

1. Identificar la relación estequiométrica:

La ecuación balanceada muestra que 4 volúmenes de NH_3 reaccionan con 5 volúmenes de O_2 para producir 4 volúmenes de NO.

2. Calcular el volumen de NO producido:

$$\text{Vol de NO} = \text{Vol de } NH_3$$

$$\text{Volumen de NO} = 8 \text{ litros}$$

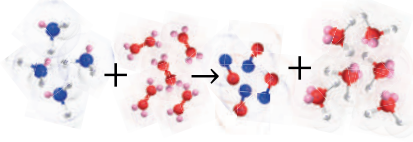
Respuesta

Se necesitan 10 litros de O_2 para reaccionar completamente con 8 litros de NH_3, y se producirán 8 litros de NO.

3. Calcular el volumen necesario de O_2:

$$\text{Volumen de } O_2 = \frac{5}{4} \times \text{Vol de } NH_3$$

$$\text{Volumen de } O_2 = \frac{5}{4} \times 8\text{ L} = 10\text{ L}$$



$$4NH_3(g) + 5O_2(g) \rightarrow 4NO(g) + 6H_2O(g)$$

4 mol	5mol	4mol	6mol
4V	5V	4V	6V
8 L	10 L	8 L	12L

956. La descomposición del peróxido de hidrógeno (H_2O_2) para producir oxígeno (O_2) es una reacción comúnmente utilizada en laboratorios y en aplicaciones industriales. Esta reacción es fundamental en la síntesis química y en procesos de limpieza y desinfección. La reacción se describe por la siguiente ecuación balanceada: $2H_2O_{2(l)} \rightarrow 2H_2O_{(l)} + O_{2(g)}$. Si se descomponen 5 litros de H_2O_2, ¿qué volumen de O_2 se producirá?.



Datos

Volumen de H_2O_2: 5 litros

1. Identificar la relación estequiométrica:

La ecuación balanceada muestra que 2 volúmenes de H_2O_2 se descomponen para producir 1 volumen de O_2.

Respuesta

Se producirán 2.5 litros de O_2.

2. Calcular el volumen necesario de Cl_2:

$$\text{Volumen de } O_2 = \frac{\text{Volumen de } H_2O_2}{2}$$

$$\text{Volumen de } O_2 = \frac{5\text{ L}}{2} = 2.5\text{ L}$$

$2H_2O_2(l) \rightarrow 2H_2O(l) + O_2(g)$.

2 mol	2mol	1mol
2V	2V	1V
5 L	5 L	2,5 L

957. La síntesis de amoníaco es un proceso clave en la industria química, crucial para la producción de fertilizantes. Este proceso utiliza la reacción entre nitrógeno (N_2) e hidrógeno (H_2) para formar amoníaco (NH_3), y su eficiencia depende de la correcta relación volumétrica de los reactivos. La reacción entre nitrógeno (N_2) y hidrógeno (H_2) para formar amoníaco (NH_3) sigue la ecuación: Si se tienen 50 litros de N_2 y 150 litros de H_2, ¿qué volumen de NH_3 se producirá?.

Datos

Volumen de N_2: 50 litros

Volumen de H_2: 150 litros

1. Identificar la relación estequiométrica:

La ecuación balanceada muestra que 1 volumen de N_2 reacciona con 3 volúmenes de H_2 para producir 2 volúmenes de NH_3.

Respuesta

Se producirán 100 litros de NH_3.

2. Calcular el volumen de NH_3 producido: Volumen de

$$NH_3 = 2 \times \text{Volumen de } N_2$$

$N_2(g) + 3H_2(g) \rightarrow 2NH_3(g)$

1 mol	3 mol	2 mol
1V	3V	2V
50 L	150 L	100 L

958. En Potosí, Bolivia, la producción de ácido sulfúrico (H_2SO_4) a partir de dióxido de azufre (SO_2) es una industria clave debido a la abundancia de minerales sulfurosos. La reacción de formación de trióxido de azufre (SO_3), un paso intermedio en la producción de ácido sulfúrico, se puede describir con la siguiente ecuación balanceada: $2SO_{2(g)} + O_{2(g)} \rightarrow 2SO_{3(g)}$. Si se tienen 10 litros de SO_2 y 5 litros de O_2, ¿qué volumen de SO_3 se producirá, considerando que la reacción es 100% eficiente?.

Datos

Volumen de SO_2: 10 litros
Volumen de O_2: 5 litros

1. Identificar la relación estequiométrica:

La ecuación balanceada muestra que 2 volúmenes de SO_2 reaccionan con 1 volumen de O_2 para producir 2 volúmenes de SO_3.

Respuesta

Se producirán 10 litros de SO_3.

2. Calcular el volumen de SO_3 producido

Volumen de SO_3 = Volumen de SO_2
Volumen de SO_3 = 10 litros

$$2SO_2(g) + O_2(g) \rightarrow 2SO_3(g).$$

2 mol	1mol	2mol
2V	1V	2V
10 L	5 L	10 L

959. La síntesis de metanol a partir de dióxido de carbono (CO_2) e hidrógeno (H_2) en un reactor de alta presión es una tecnología avanzada para la captura y reutilización de CO_2. La reacción es: $CO_{2(g)} + 3H_{2(g)} \rightarrow CH_3OH_{(g)} + H_2O_{(g)}$.
Si se tienen 20 litros de CO_2 y 60 litros de H_2, y se sabe que la eficiencia del proceso es del 80%, ¿qué volumen de metanol (CH_3OH) se producirá realmente?

Datos

Volumen de CO_2: 20 litros
Volumen de H_2: 60 litros
Eficiencia: 80%

1. Identificar la relación estequiométrica:

La ecuación balanceada muestra que 1 volumen de CO_2 reacciona con 3 volúmenes de H_2 para producir 1 volumen de CH_3OH.

$$CO_2(g) + 3H_2(g) \rightarrow CH_3OH(g) + H_2O(g)$$

Calcular el volumen de CH_3OH teórico:

$$\text{Vol de } CH_3OH_{\text{teorico}} = \text{Volumen de } CO_2$$

$$\text{Vol de } CH_3OH_{\text{teorico}} = 20 \text{ L}$$

$$\text{Vol de } CH_3OH_{\text{Real}} = \text{Vol de } CH_3OH_{\text{teorico}} \cdot \text{Eficiencia}$$

$$\text{Vol de } CH_3OH_{\text{Real}} = 20 \text{ L} \cdot 0.80\ \% = 16 \text{L}$$

Respuesta

Se producirán 16 litros de metanol (CH_3OH) considerando la eficiencia del proceso.

960. El ácido nítrico es un producto químico crucial en la fabricación de fertilizantes y explosivos. Se produce mediante el proceso Ostwald, que incluye la oxidación de amoníaco (NH_3) para formar óxidos de nitrógeno, que luego se absorben en agua. La reacción inicial es: $4NH_{3(g)}+5O_{2(g)}\rightarrow 4NO_{(g)}+6H_2O_{(g)}$. Si se tienen 60 litros de NH_3 y 75 litros de O_2, ¿qué volumen total de productos (NO y H_2O) se obtendrá?.



Datos

Volumen de NH_3: 60 litros

Volumen de O_2: 75 litros

1. Identificar la relación estequiométrica:

La ecuación balanceada muestra que 4 volúmenes de NH_3 reacciona con 5 volúmenes de O_2 para producir 4 volúmenes de NO y 6 volúmenes de H_2O.

Respuesta

Se obtendrán 150 litros de productos (NO y H_2O).

2. Calcular el volumen de $C_2H_4Cl_2$ producido:

$$\text{Volumen de NO} = \text{Volumen de } NH_3$$

Volumen de NO=60 litros

$$\text{Volumen de } H_2O = \frac{6}{4} \times \text{Vol de } NH_3$$

$$\text{Volumen de } H_2O = \frac{6}{4} \times 60\ \text{L} = 90\ \text{L}$$

$$\text{Vol}_{\text{total}} = (\text{Vol de NO}) + (\text{Vol de } H_2O)$$

$$\text{Vol}_{\text{total}} = 60\text{L} + 90\ L$$

961. El grafeno, un material bidimensional con propiedades extraordinarias, se puede producir a partir de la descomposición de metano (CH_4) sobre un catalizador de cobre. Este proceso involucra la reacción de metano con oxígeno para formar dióxido de carbono (CO_2) y agua (H_2O), liberando carbono que se deposita como grafeno. La reacción es: $CH_{4(g)} + 2O_{2(g)} \rightarrow CO_{2(g)} + 2H_2O_{(g)}$ Si se utilizan 8 litros de CH_4 y 16 litros de O_2, ¿qué volumen de CO_2 se producirá?

Datos

Volumen de CH_4: 8 litros

Volumen de O_2: 16 litros

1. Identificar la relación estequiométrica:

La ecuación balanceada muestra que 1 volumen de CH_4 reacciona con 2 volúmenes de O_2 para producir 1 volumen de CO_2.

Respuesta

Se producirán 8 litros de CO_2.

Calcular el volumen de CO_2 producido:

$$\text{Volumen de } CO_2 = \text{Volumen de } CH_4$$

$$\text{Volumen de } CO_2 = 8\ \text{L}$$

$CH_4(g) + 2O_2(g) \rightarrow CO_2(g) + 2H_2O(g)$

1 mol	2 mol	1 mol	2 mol
1 V	2 V	1V	2V
8 L	16 L	8 L	16 L

962. La combustión de combustibles fósiles libera óxidos de nitrógeno a la atmósfera, contribuyendo a la formación de smog y lluvia ácida, produciéndose la siguiente reacción: $4\,NH_{3(g)} + 5\,O_{2(g)} \rightarrow 4\,NO_{(g)} + 6H_2O_{(g)}$. Si se liberan 20 litros de amoníaco (NH_3) y 25 litros de oxígeno (O_2), ¿qué volumen de de óxido nítrico (NO) se emitirá a la atmósfera?

a) 5 litros **b)** 10 litros **c)** 15 litros **d)** 20 litros

Datos
Volumen de NH_3: 20 litros
Volumen de O_2: 25 litros



Fuente:es. climatetrade.com

Solución

1. Identificar la relación estequiométrica:

La ecuación balanceada muestra que 4 volúmenes de NH_3 reaccionan con 5 volúmenes de O_2 para producir 4 volúmenes de NO.

Calcular el volumen de NO producido:

$$\text{Volumen de NO} = \text{Volumen de } NH_3$$
$$\text{Volumen de NO} = 20 \text{ litros}$$

Respuesta inciso d)

963. En la producción de hidrógeno para celdas de combustible, el reformado de gas natural (principalmente metano, CH_4) es una tecnología clave. Este proceso convierte metano y vapor de agua en hidrógeno y monóxido de carbono mediante la reacción de reformado con vapor es: $CH_{4(g)} + H_2O_{(g)} \rightarrow CO_{(g)} + 3H_{2(g)}$
Si se reforman 15 litros de CH_4 y 15 litros de H_2O, ¿qué volumen total de productos $(CO$ y $H_2)$ se obtendrá?

a) 15 litros **b)** 45 litros **c)** 60 litros **d)** 75 litros

Datos
Volumen de CH_4: 15 litros
Volumen de H_2O: 15 litros

2. Calcular el volumen total de productos:

$$\text{Volumen de CO} = \text{Volumen de } CH_4$$
Volumen de CO=15 litros

Solución

1. Identificar la relación estequiométrica:

La ecuación balanceada muestra que 1 volumen de CH_4 reacciona con 1 volumen de H_2O para producir 1 volumen de CO y 3 volúmenes de H_2.

$$\text{Volumen de } H_2 = 3 \times \text{Volumen de } CH_4$$
$$\text{Volumen de } H_2 = 3 \times 15 \text{ litros}$$
$$\text{Volumen de H} = 45 \text{ litros}$$
$$V_{total} = (\text{Volumen de CO}) + (\text{Volumen de } H_2)$$
$$V_{total} = 15 \text{ litros} + 45 \text{ litros} = 60 \text{ litros}$$

Respuesta inciso b)

964. La síntesis de metanol a partir de dióxido de carbono (CO_2) e hidrógeno (H_2) en un reactor de alta presión es una tecnología avanzada para la captura y reutilización de CO_2. La reacción es:

$$CO_2(g)+3H_2(g)\rightarrow CH_3OH(g)+H_2O(g)$$



a) 8 litros **b)** 12 litros **c)** 16 litros **d)** 20 litros

Respuesta .....

965. La síntesis de amoníaco es un proceso clave en la industria química, crucial para la producción de fertilizantes. Este proceso utiliza la reacción entre nitrógeno (N_2) e hidrógeno (H_2) para formar amoníaco (NH_3), y su eficiencia depende de la correcta relación volumétrica de los reactivos. La reacción entre nitrógeno (N_2) y hidrógeno (H_2) para formar amoníaco (NH_3) sigue la ecuación: $N_{2(g)}+3H_{2(g)}\rightarrow 2NH_{3(g)}$ Si se tienen 5 litros de N_2 y 15 litros de H_2, ¿qué volumen de NH_3 se producirá?.

a) 5 litros **b)** 10 litros **c)** 15 litros **d)** 20 litros

Respuesta .....

966. La gasificación de biomasa para producir gas de síntesis (syngas) es una tecnología sostenible que convierte residuos orgánicos en una mezcla de monóxido de carbono (CO) e hidrógeno (H_2). La reacción de gasificación puede representarse como:
$C_6H_{12}O_{6(s)}+6H_2O_{(g)}\rightarrow 6CO_{(g)}+12H_{2(g)}$
. Si se gasifican 10 litros de $C_6H_{12}O_6$ y 10 litros de H_2O, ¿qué volumen total de syngas (CO y H_2) se producirá?

a) 40 litros **b)** 60 litros **c)** 80 litros **d)** 100 litros

Respuesta .....

REACCIONES QUÍMICAS: COMPOSICIÓN CENTESIMAL

967. El agua (H_2O) es un compuesto esencial en numerosos procesos industriales y biológicos. Determinar la composición centesimal de sus elementos es crucial para entender su comportamiento en diversas aplicaciones. ¿Cuál es el porcentaje en masa de hidrógeno en el agua (H_2O)?.

Datos

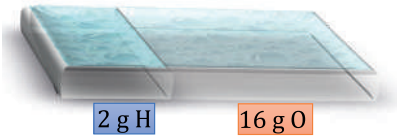
Masa atómica de H =1 g/mol

Masa atómica de O= 16 g/mol

Solución

1. Masa de H y O en un mol de H_2O:

$1\ mol\ H_2O = 18\ g$



1 mol de H_2O tiene:

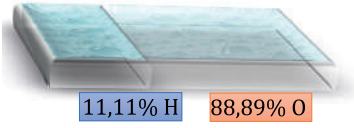
- 1 mol de O: $1\ mol \cdot 16\ g/mol = 16\ g\ O$
- 2 mol de H: $2\ mol \cdot 1\ g/mol = 2\ g\ H$

1 mol de H_2O tiene: 18g

2. Calcular la composición centesimal de H:

$$\text{Composición centesimal de H} = \left(\frac{\text{masa H}}{\text{masa } H_2O}\right) = \left(\frac{2\ g}{18g}\right) \times 100\%$$

$$\text{Composición centesimal de H} = 11{,}11\%$$



Respuesta

La composición centesimal de hidrógeno en el agua es 11,11%.

968. El dióxido de carbono (CO_2) es un gas de efecto invernadero importante y su análisis es esencial en estudios ambientales y procesos industriales como la captura y almacenamiento de carbono. ¿Cuál es la composición centesimal de oxígeno en el dióxido de carbono (CO_2)?.

Datos

Masa atómica de C =12 g/mol

Masa atómica de O= 16 g/mol

Solución

1. Masa molar de CO_2:

Masa molar de O_2 = 2 × 16 g/mol = 32 g/mol

Masa molar de C = 12 g/mol

Masa molar de CO_2 = 12 + 32 = 44 g/mol

2. Calcular la composición centesimal de O:

$$\text{Comp.\%} = \left(\frac{\text{masa O}}{\text{masa } CO_2}\right) \times 100\%$$

$$\text{Comp.\%} = \left(\frac{32\ g}{44\ g}\right) \times 100\%$$

$$\text{Comp.\%} = 72{,}37\%$$

Respuesta

La composición centesimal de oxígeno en el dióxido de carbono es 72.73%.

969. El sulfato de cobre ($CuSO_4$) es utilizado en la industria como algicida, fungicida y en galvanoplastia?. Conocer su composición centesimal ayuda a determinar la cantidad de cobre disponible en las aplicaciones industriales. ¿Cual es la composición centesimal de cobre en el sulfato de cobre?



Datos

Masa molar de Cu = 63,55 g/mol
Masa molar de S = 32,07 g/mol
Masa molar de O_4 = 4 × 16 g/mol = 64 g/mol
Masa molar de $CuSO_4$ = 63,55 + 32,07 + 64 = 159,62 g/mol



Fuente: solquifar.com

Solución

1. Calcular la composición centesimal de Cu:

$$\text{Composición centesimal de Cu} = \left(\frac{\text{masa Cu}}{\text{masa } Cu_2SO_4}\right)$$

$$\text{Composición centesimal de Cu} = \left(\frac{2\text{ g}}{18\text{g}}\right) \times 100\% = 39{,}81\%\text{ Cu}$$

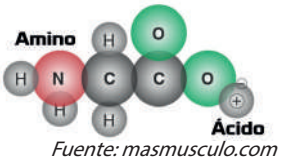
Respuesta

La composición centesimal de cobre en el sulfato de cobre es 39,81%.

970. La glicina ($C_2H_5NO_2$) es el aminoácido más simple y es fundamental en la síntesis de proteínas y en la industria farmacéutica. Calcular su composición centesimal es esencial para su análisis y uso en la biotecnología. ¿Cuál es la composición centesimal de carbono en la glicina ($C_2H_5NO_2$)?.

Datos

1. Masa molar de $C_2H_5NO_2$:



Fuente: masmusculo.com

Masa molar de C_2 = 2 × 12 g/mol = 24 g/mol
Masa molar de H_5 = 5 × 1 g/mol = 5 g/mol
Masa molar de N = 14 g/mol
Masa molar de O_2 = 2 × 16 g/mol = 32 g/mol
Masa molar de $C_2H_5NO_2$: 24 + 5 + 14 + 32 = 75 g/mol

Solución

2. Calcular la composición centesimal de C:

$$\text{Comp.\%} = \left(\frac{\text{masa C}}{\text{masa } C_2H_5NO_2}\right) \times 100\% = \left(\frac{24\text{ g}}{75\text{ g}}\right) \times 100\%$$

$$\text{Comp.\%} = 32{,}00\ \%$$

Respuesta

La composición centesimal de carbono en la glicina es 32,00%.

971. El metanol (CH_3OH) es un alcohol simple utilizado como solvente, anticongelante y en la producción de biodiesel. Conocer su composición centesimal es crucial para su uso en diversas aplicaciones industriales y energéticas. ¿Cuál es la composición centesimal de hidrógeno en el metanol (CH_3OH)?

Datos



Fuente: biodisol.com

Masa molar de C = 12 g/mol
Masa molar de H_3 = 3 × 1 g/mol = 3 g/mol
Masa molar de O = 16 g/mol
Masa molar de H = 1 g/mol
Masa molar de CH_3OH = 12 + 3 + 16 + 1 = 32 g/mol

Solución

• Calcular la composición centesimal de H:

$$\text{Composición centesimal de H} = \left(\frac{\text{H}}{\text{masa } CH_3OH}\right)$$

$$\text{Composición centesimal de H} = \left(\frac{2\text{ g}}{32\text{ g}}\right) \times 100\% = 12{,}50\%\text{ H}$$

Respuesta

La composición centesimal de hidrógeno en el metanol es 12,50%.

972. El acetato de etilo ($C_4H_8O_2$) es un éster utilizado en la producción de pinturas, recubrimientos y adhesivos. Determinar su composición centesimal es esencial para su análisis y uso en la industria química. ¿Cuál es la composición centesimal de carbono en el acetato de etilo ($C_4H_8O_2$)?.

Datos



Fuente: vadequimica.com

1. Masa molar de $C_4H_8O_2$:
Masa molar de C_4 = 4 × 12 g/mol = 48 g/mol
Masa molar de H_8 = 8 × 1 g/mol = 8 g/mol
Masa molar de O_2 = 2 × 16 g/mol = 32 g/mol
Masa molar de $C_4H_8O_2$ = 48 + 8 + 32 = 88 g/mol

Solución

2. Calcular la composición centesimal de C:

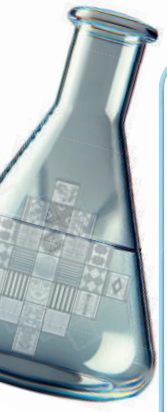
$$\text{Comp. \%} = \left(\frac{\text{masa C}}{\text{masa}C_4H_8O_2}\right) \times 100\% = \left(\frac{48\text{ g}}{88\text{ g}}\right) \times 100\%$$

$$\text{Comp. \%} = 55{,}81\ \%$$

Respuesta

La composición centesimal de carbono en el acetato de etilo es 55,81%.

973. La urea ($CO(NH_2)_2$) es un compuesto importante utilizado en fertilizantes y productos farmacéuticos. Calcular su composición centesimal ayuda a determinar su eficiencia y aplicabilidad en diferentes campos. ¿Cuál es la composición centesimal de nitrógeno en la urea ($CO(NH_2)_2$)?



Datos



Fuente: ypfbtransporte.com

Masa molar de C = 12 g/mol
Masa molar de O = 16 g/mol
Masa molar de N_2 = 2 × 14 g/mol = 28 g/mol
Masa molar de H_4 = 4 × 1 g/mol = 4 g/mol
Masa molar de $CO(NH_2)_2$ = 12 + 16 + 28 + 4 = 60 g/mol

Solución

1. Calcular la composición centesimal de N:

$$\text{Composición centesimal de N} = \left(\frac{\text{masa N}}{\text{masa } CO(NH_2)_2}\right)$$

$$\text{Composición centesimal de N} = \left(\frac{28\ \text{g}}{60\ \text{g}}\right) \times 100\% = 46{,}67\ \%\ \text{N}$$

Respuesta

La composición centesimal de nitrógeno en la urea es 46,67%.

974. El sulfato de amonio ($(NH_4)_2SO_4$) es un fertilizante ampliamente utilizado en la agricultura. Conocer su composición centesimal es crucial para calcular la cantidad de nutrientes que aporta al suelo. ¿Cuál es la composición centesimal de azufre en el sulfato de amonio ($(NH_4)_2SO_4$)?.

Datos



Sulfato de amonio
Fuente: sembralia.com

Masa molar de $(NH_4)_2SO_4$:
Masa molar de N_2 = 2 × 14 g/mol = 28 g/mol
Masa molar de H_8 = 8 × 1 g/mol = 8 g/mol
Masa molar de S = 32 g/mol
Masa molar de O_4 = 4 × 16 g/mol = 64 g/mol
Masa molar de $(NH_4)_2SO_4$ = 28 + 8 + 32 + 64 = 132 g/mol

Solución

Calcular la composición centesimal de S:

$$\text{Comp.}\% = \left(\frac{\text{masa S}}{\text{masa } (NH_4)_2SO_4}\right) \times 100\% = \left(\frac{32\ \text{g}}{132\ \text{g}}\right) \times 100\%$$

$$\text{Comp.}\% = 24{,}36\ \%\ \text{S}$$

Respuesta

La composición centesimal de carbono en la glicina es 32,00%.

975. El silicio dopado con fósforo ($Si_{1-x}P_x$) es utilizado en la fabricación de dispositivos electrónicos avanzados, como microchips y células solares. Determinar la composición centesimal de fósforo en el material es esencial para controlar sus propiedades eléctricas. Si un material semiconductor tiene una composición de $Si_{0,99}P_{0,01}$, ¿cuál es la composición centesimal de fósforo en el material?.

Datos

Masa molar de Si = 28,09 g/mol
Masa molar de P = 30,97 g/mol

$$\text{Comp. de P} = \left(\frac{\text{masa P}}{\text{masa } Si_{0,99}P_{0,01}}\right) \times 100\%$$

Masa molar del material:

Masa molar del material = 0,99 × (Si) + 0,01 × (P)
Masa molar del material = 0,99 × 28.09 + 0,01 × 30,97
Masa molar del material = 27,92 + 0.31 = 28,23 g/mol

Calcular la composición centesimal de P:

$$\text{Comp. de P} = \left(\frac{0{,}31\text{g}}{28{,}33\text{g}}\right) \times 100\% = 1{,}10\%$$

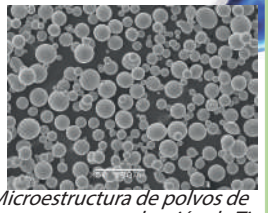
Respuesta

La composición centesimal de fósforo en el material semiconductor es 1,10%.

976. Las aleaciones de titanio (Ti_6Al_4V) son utilizadas en aplicaciones aeroespaciales y médicas debido a su alta resistencia y bajo peso. Conocer la composición centesimal de cada elemento en la aleación es crucial para asegurar su rendimiento. ¿Cuál es la composición centesimal de aluminio en la aleación Ti_6Al_4V?.

Datos

Masa molar de Ti = 6 × 47,87 g/mol = 287,22 g/mol
Masa molar de Al = 4 × 26,98 g/mol = 107,92 g/mol
Masa molar de V = 1 × 50,94 g/mol = 50,94 g/mol
Masa molar de Ti_6Al_4V :
287,22 + 107,92 + 50,94 = 446,08 g/mol



Microestructura de polvos de aleación de Ti
Fuente: prep-system.com

Calcular la composición centesimal de Al:

$$\text{Comp. de Al} = \left(\frac{\text{masa Al}}{\text{masa } Ti_6Al_4V}\right) \times 100\%$$

$$\text{Comp. de Al} = \left(\frac{107{,}92\text{ g}}{446{,}08\text{ g}}\right) \times 100\% = 24{,}19\ \%$$

Respuesta

La composición centesimal de aluminio en la aleación Ti_6Al_4V es 24,19%.

977. El clorato de potasio ($KClO_3$) es utilizado en la fabricación de cerillas y fuegos artificiales debido a sus propiedades oxidantes. Conocer la composición centesimal de sus componentes es crucial para controlar la calidad y seguridad de estos productos. ¿Cuál es la composición centesimal de oxígeno (O) en el clorato de potasio ($KClO_3$)?.

a) 19,90% (O) **b)** 28,39% (O) **c)** 37,24% (O) **d)** 44,76% (O)



Datos

Masa molar de K = 39,10 g/mol

Masa molar de Cl = 35,45 g/mol

Masa molar de O_3 = 3 × 16 g/mol = 48 g/mol

Masa molar de $KClO_3$ = 39,10 + 35,45 + 48 = 122,55 g/mol

$$\text{Comp. de O} = \left(\frac{\text{masa O}}{\text{masa } KClO_4}\right) \times 100\%$$

Calcular la composición centesimal de O:

$$\text{Comp. de O} = \left(\frac{48\ \text{g}}{122{,}55\ \text{g}}\right) \times 100\% = 39{,}17\ \%$$

La composición centesimal de oxígeno (O) en el clorato de potasio es 28,90%.

Respuesta inciso b)

978. El ácido cítrico ($C_6H_8O_7$) es un ácido orgánico débil presente en muchas frutas y utilizado como conservante y antioxidante en la industria alimentaria. Calcular su composición centesimal es crucial para la formulación de productos alimenticios y bebidas. ¿Cuál es la composición centesimal de carbono en el ácido cítrico ($C_6H_8O_7$)?.

a) 26,02% C **b)** 37,50% C **c)** 41,18% C **d)** 48,24% C

Datos

Masa molar de C_6 = 6 × 12 g/mol = 72 g/mol

Masa molar de H_8 = 8 × 1 g/mol = 8 g/mol

Masa molar de O_7 = 7 × 16 g/mol = 112 g/mol

Masa molar de $C_6H_8O_7$ = 72 + 8 + 112 = 192 g/mol

Calcular la composición centesimal de C:

$$\text{Comp. de C} = \left(\frac{\text{masa C}}{\text{masa } C_6H_8O_7}\right) \times 100\%$$

$$\text{Comp. de O} = \left(\frac{72\ \text{g}}{192\ \text{g}}\right) \times 100\% = 37{,}50\ \%$$

La composición centesimal de carbono en el ácido cítrico es 37,50%.

Respuesta inciso b)

979. En la fabricación de componentes electrónicos, es crucial conocer la composición centesimal de las aleaciones metálicas. Supongamos una aleación que contiene 70% de Cu y 30% de Zn en masa. Si la aleación total pesa 150 g, ¿cuál es la composición centesimal de cada metal en términos de masa?.

a) Cu: 70%, Zn: 30%
b) Cu: 60%, Zn: 40%
c) Cu: 66,67%, Zn: 33,33%
d) Cu: 75%, Zn: 25%

Datos
Masa de la aleación = 150 g
Calcular la masa de cada metal:
Masa de Cu = 0,70 × 150 g = 105 g
Masa de Zn = 0,30 × 150 g = 45 g

$$\text{Comp. de Zn} = \left(\frac{\text{masa Zn}}{\text{masa aleación}}\right) \times 100\%$$

$$\text{Comp. de Zn} = \left(\frac{45\text{ g}}{150\text{ g}}\right) \times 100\% = 30\ \%$$

Calcular la composición centesimal:

$$\text{Comp. de Cu} = \left(\frac{\text{masa Cu}}{\text{masa aleación}}\right) \times 100\%$$

$$\text{Comp. de Cu} = \left(\frac{105\text{ g}}{150\text{ g}}\right) \times 100\%$$

$$\text{Comp. de Cu} = 70\ \%$$

La composición centesimal de Cu es 70,00% y de Zn es 30,00%.

Respuesta inciso b)

980. En la industria de la energía, es esencial conocer la composición centesimal de los productos de combustión. Supongamos que 10 g de un hidrocarburo C_xH_y se quema completamente en exceso de oxígeno, produciendo 29.3 g de CO_2 y 14.4 g de H_2O. ¿Cuál es la composición centesimal del carbono y del hidrógeno en el hidrocarburo?.

a) C: 74,07%, H: 25,93%
b) C: 68,29%, H: 31,71%
c) C: 79,80%, H: 16,00%
d) C: 63,16%, H: 36,84%

Datos
Calcular la masa de carbono en CO_2:

Masa de carbono en $CO_2 = 29{,}3\text{ g} \times (12\text{ g/mol} / 44\text{ g/mol}) = 7{,}98\text{ g C}$

Calcular la masa de hidrógeno en H_2O:

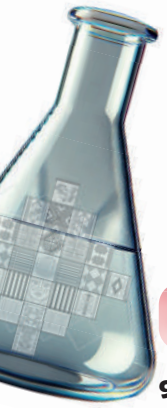
Masa de hidrógeno en $H_2O = 14{,}4\text{ g} \times (2\text{ g/mol} / 18\text{ g/mol}) = 1{,}60\text{ g H}$

Calcular la composición centesimal de C:

$$\text{Comp. de C} = \left(\frac{\text{masa C}}{\text{masa}C_xH_y}\right) \times 100\% = \frac{7{,}98\text{ g}}{10\text{ g}} \times 100\% = 79{,}8\ \%$$

$$\text{Comp. de C} = \left(\frac{\text{masa H}}{\text{masa}C_xH_y}\right) \times 100\% = \frac{16{,}00\text{ g}}{10\text{ g}} \times 100\% = 16{,}0\ \%$$

Respuesta inciso c)



981. En un laboratorio de química analítica, se está investigando el sulfato de cobre, un compuesto comúnmente utilizado en procesos industriales. Durante el análisis, se observó un cambio de color en el sulfato de cobre al ser calentado, pasando de un azul brillante a un blanco grisáceo. Además, se ha encontrado que el peso molecular experimental de una muestra de sulfato de cobre es $249{,}68\ g/mol$, lo cual no coincide con el peso molecular teórico del sulfato de cobre anhidro. El sulfato de cobre anhidro tiene la fórmula empírica $CuSO_4$. Calcula la fórmula molecular del compuesto teniendo en cuenta la observación experimental.

a) $CuSO_4$ **b)** $CuSO_4 \cdot 3H_2O$ **c)** $CuSO_4 \cdot 5H_2O$ **d)** $CuSO_4 \cdot 7H_2O$

Respuesta .....

982. En la fabricación de baterías, es fundamental conocer la composición centesimal de los compuestos utilizados. Supongamos que una batería contiene 30 g de $LiCoO_2$ y 70 g de grafito (C). ¿Cuál es la composición centesimal de litio, cobalto y oxígeno en la batería?

a) Li: 2,13 %, Co: 18,05 %, O: 9,82 % **b)** Li: 5,18 %, Co: 19,50 %, O: 5,32 %
c) Li: 12,28%, Co: 39,50%, O: 48,22% **d)** Li: 15,28%, Co: 29,50%, O: 55,22%

Respuesta .....

983. En estudios ambientales, es crucial conocer la composición centesimal de los gases de efecto invernadero. Supongamos que una muestra de gas contiene 10 g de CO_2, 15 g de CH_4 y 5 g de N_2O. ¿Cuál es la composición centesimal de carbono en la muestra de gases?.

a) 20,19% **b)** 20,24% **c)** 35,30% **d)** 51,13%

Respuesta .....

984. El sulfato de bario ($BaSO_4$) es utilizado en radiología para mejorar la visibilidad del tracto gastrointestinal en imágenes de rayos X. Determinar su composición centesimal es fundamental para asegurar su eficacia y seguridad. ¿Cuál es la composición centesimal de azufre en el sulfato de bario ($BaSO_4$)?.

a) 9,97% **b)** 13,73% **c)** 20,59% **d)** 22,88%

Respuesta: .....



REACCIONES QUÍMICAS: FORMULA EMPÍRICA Y MOLECULAR

985. En la producción de combustibles alternativos, es fundamental conocer la fórmula empírica de los hidrocarburos. Un compuesto de combustión contiene 75,00% de carbono y 25,00% de hidrógeno en masa, ¿Cuál es la fórmula empírica del compuesto?.

Datos
Masa atómica de C =14 g/mol
Masa atómica de H= 1 g/mol

Solución

1. Convertir los porcentajes en gramos (suponiendo 100 g de compuesto):
Carbono: 85.7 g
Hidrógeno: 14.3 g

2. Calcular los moles de cada elemento:

$$\text{mol C} = \frac{75{,}0\ \text{g}}{12\ \text{g/mol}} = 6{,}25\ \text{mol C}$$

$$\text{mol H} = \frac{25{,}0\ \text{g}}{1\ \text{g/mol}} = 25{,}00\ \text{mol H}$$

3. Determinar la relación molar de (C) más simple:

$$\text{Relaciónde C} = \frac{6{,}25}{6{,}25} = 1$$

Determinar la relación molar de (H) más simple:

$$\text{Relaciónde H} = \frac{25{,}00}{6{,}25} = 4$$

Respuesta: La fórmula empírica es CH4.

986. En la fabricación de materiales cerámicos, es crucial determinar la composición de los óxidos metálicos. Un óxido metálico contiene 72,7% de hierro y 27,3% de oxígeno en masa. ¿Cuál es la fórmula empírica del óxido?.

Datos
Masa atómica de O =16 g/mol
Masa atómica de Fe= 55,85 g/mol

Solución

1. Convertir los porcentajes en gramos (suponiendo 100 g de compuesto):



Fuente: static.wikia.nocookie.net

$$\text{mol Fe} = \frac{72{,}7\ \text{g}}{55{,}85\ \text{g/mol}} = 1{,}30\ \text{mol Fe}$$

$$\text{mol O} = \frac{27{,}3\ \text{g}}{16\ \text{g/mol}} = 1{,}71\ \text{mol O}$$

2. Determinar la relación molar más simple en función de (Fe):

$$\text{Relación de Fe} : \frac{1{,}30}{1{,}30} = 1$$

$$\text{Relación de O} : \frac{1{,}71}{1{,}30} = 1{,}31$$

Respuesta: La fórmula empírica es FeO

987. En la industria farmacéutica, conocer la fórmula molecular de los compuestos es crucial para la síntesis de medicamentos. Un compuesto tiene una fórmula empírica de CH_2O y una masa molar de $180\ g/mol$. ¿Cuál es la fórmula molecular del compuesto?.



Datos

Masa atómica de $(C) = 12\ g/mol$
Masa atómica de $(O) = 16\ g/mol$
Masa atómica de $(H) = 16\ g/mol$

Solución

1. Calcular la masa molar de la fórmula empírica:

$$CH_2O:\ 12 + (2 \times 1) + 16 = 30\ g/mol$$

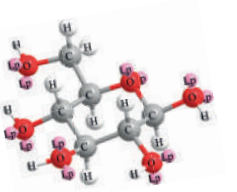
2. Determinar el factor de multiplicación:

$$\text{Factor} = \frac{180\ g/mol}{30\ g/mol} = 6$$

3. Multiplicar la fórmula empírica por el factor:

$$(CH_2O)_6 = C_6H_{12}O_6$$

Respuesta: La fórmula molecular es $C_6H_{12}O_6$.



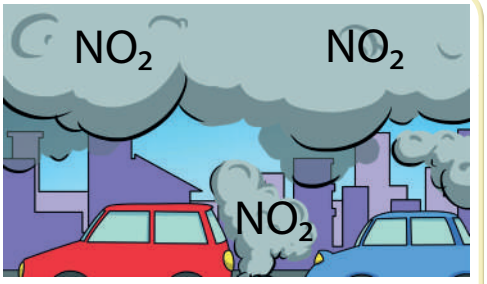
Desarrollo de nuevos medicamentos:

La fórmula molecular es el punto de partida para diseñar nuevos medicamentos. Al modificar ligeramente la estructura de una molécula, los científicos pueden crear compuestos con propiedades terapéuticas mejoradas.

988. En la investigación de gases atmosféricos, es importante identificar la fórmula empírica de los compuestos que forman parte de la atmósfera. Un compuesto de nitrógeno y oxígeno contiene $30{,}4\%$ de nitrógeno y $69{,}6\%$ de oxígeno en masa. ¿Cuál es la fórmula empírica del compuesto?.

Datos

Masa atómica de $(N) = 14\ g/mol$
Masa atómica de $(O) = 16\ g/mol$



1. Convertir los porcentajes en gramos (suponiendo 100 g de compuesto):

Nitrógeno: $30{,}4\ g$
Oxígeno: $69{,}6\ g$

2. Calcular los moles de cada elemento:

3. Determinar la relación molar más simple:

$$\text{Relación de N a O:}\ \frac{2{,}17}{2{,}17} = 1, \frac{4{,}35}{2{,}17} = 2$$

Respuesta: La fórmula empírica es NO_2.

989. En la investigación de biocombustibles, es esencial conocer la fórmula empírica de los compuestos orgánicos utilizados. Un compuesto orgánico contiene 40.0% de carbono, 6.7% de hidrógeno y 53.3% de oxígeno en masa. ¿Cuál es la fórmula empírica del compuesto?.

Datos
Masa atómica de C $=14$ g/mol
Masa atómica de H$= 1$ g/mol

Solución
1. Convertir los porcentajes en gramos (suponiendo 100 g de compuesto):

- C: 40,0 g
- H: 6,7 g
- O: 53,3 g

Respuesta:
La fórmula empírica es CH_2O.

2. Calcular los moles de cada elemento:

$$\text{Moles de C: } \frac{40{,}0\ \text{g}}{12\ \text{g/mol}} = 3{,}33\ \text{mol C}$$

$$\text{Moles de H: } \frac{6{,}7\ \text{g}}{1\ \text{g/mol}} = 6{,}7\ \text{mol H}$$

$$\text{Moles de O: } \frac{53{,}3\ \text{g}}{16\ \text{g/mol}} = 3{,}33\ \text{mol O}$$

3. Determinar la relación molar más simple:

Relación de C a H a O

$$\frac{3{,}33}{3{,}33} = 1;\ \frac{6{,}7}{3{,}33} = 2;\ \frac{3{,}33}{3{,}33} = 1$$

990. En la fabricación de dispositivos electrónicos, es crucial conocer la fórmula molecular de los compuestos de silicio utilizados. Un compuesto de silicio tiene una fórmula empírica de SiH_3 y una masa molar de 60 g/mol. ¿Cuál es la fórmula molecular del compuesto?.

Datos
Masa atómica de (Si) $=28$ g/mol
Masa atómica de (H)$= 1$ g/mol

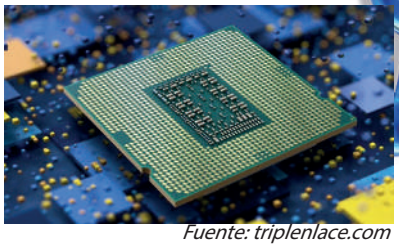
Solución
1. Calcular la masa molar de la fórmula empírica:

$$SiH_3:\ 28\ \text{g/mol} + (3 \cdot 1\ \text{g/mol})$$
$$SiH_3:\ =\ 31\ \text{g/mol}$$

2. Determinar el factor de multiplicación:

$$\frac{60}{31} = 1{,}94 \approx 2$$

Respuesta: La fórmula molecular es Si_2H_6.

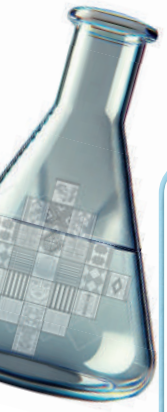


Fuente: triplenlace.com

3. Multiplicar la fórmula empírica por el factor:

$(SiH_3)_2 = Si_2H_6$

991. Un equipo de investigadores en un laboratorio de química orgánica recibe un misterioso frasco etiquetado como "AB," posiblemente hallado en una antigua bodega de fermentación. Se cree que contiene un ácido graso de interés industrial. Para identificarlo, oxidan 2,00 g del compuesto, obteniendo 4,00 g de CO_2 y 1,72 g de H_2O. el frasco indica que su masa molar es de 88,12 g/mol. ¿Cuál es la fórmula molecular del compuesto? (peso atómico de C, H, O: 12,01 g/mol;1,01 g/mol; 16,00 g/mol, respectivamente.



Datos

$m_{compuesto}$: 2,00 g
m_{CO_2}: 4,00 g
m_{H_2O}: 1,72 g
masa molar: 88,12 g/mol

Solución

Paso 1: Determinación de la composición porcentual

Carbono (C)

El carbono proviene del CO_2:

$$4{,}00\ \text{g}\ CO_2 \times \frac{12{,}01\ \text{g/mol de C}}{44{,}01\ \text{g/mol de}\ CO_2}$$

$$m_C = 1{,}09\ \text{g C}$$

Hidrógeno (H)

$$1{,}72 \times \frac{2{,}02\ \text{g/mol de H}}{18{,}02\ \text{g/mol de}\ H_2O}$$

$$m_H = 0{,}19\ \text{g H}$$

Oxígeno (O)

El porcentaje de oxígeno se obtiene restando el porcentaje de carbono e hidrógeno:

$$m_{total} = m_C + m_H + m_O$$

$$m_O = m_{total} - m_C - m_H$$
$$m_O = 2\ \text{g} - 1{,}09\ \text{g} - 0{,}19\ \text{g}$$
$$m_O = 0{,}72\ \text{g O}$$

Respuesta

La fórmula empírica es C_2H_4O y la formula molecular es: $C_4H_8O_2$

Paso 2: Cálculo de la fórmula empírica.

Carbono:

$$\frac{1{,}09\ \text{g C}}{12{,}01\ \frac{\text{g}}{\text{mol}}\ \text{C}} = 0{,}09\ \text{mol C}$$

Hidrógeno:

$$\frac{0{,}19\ \text{g H}}{1{,}01\ \frac{\text{g}}{\text{mol}}\ \text{H}} = 0{,}19\ \text{mol H}$$

Oxígeno:

$$\frac{0{,}72\ \text{g O}}{16{,}00\ \frac{\text{g}}{\text{mol}}\ \text{O}} = 0{,}045\ \text{mol O}$$

Dividimos estos valores por el menor número (0,05) para obtener la relación más simple:

Fórmula empírica: C_2H_4O

C:	H:	O:
$\frac{0{,}09}{0{,}045}$	$\frac{0{,}19}{0{,}045}$	$\frac{0{,}05}{0{,}045}$
$C = 2{,}00$	$H = 4{,}22$	$O = 1{,}11$

Masa molar de la formula empírica:

$$\begin{matrix}(12{,}01 \cdot 2)\ \text{g/mol} \\ (1{,}01 \cdot 4\ )\ \text{g/mol} \\ (16{,}00 \cdot 1)\ \text{g/mol}\end{matrix} \qquad \frac{44{,}06}{88{,}12} = 2$$

$$44{,}06\ \text{g/mol}\ C_2H_4O$$

Paso 3: Determinación de la fórmula molecular:

Fórmula molecular: $(C_2H_4O)_n; n = 2$

992. En la fabricación de compuestos organohalogenados, es importante conocer tanto la fórmula empírica como la fórmula molecular. Un compuesto contiene 14,14% de carbono, 2,37% de hidrógeno y 83,49% de cloro en masa. Su masa molar es de 84,93 g/mol. ¿Cuál es la fórmula molecular del compuesto?.

Datos

Masa atómica de (Cl)=35,45 g/mol
Masa atómica de (C) =12 g/mol
Masa atómica de (H)= 1 g/mol

Solución

1. Convertir los porcentajes en gramos (suponiendo 100 g de compuesto):

- Carbono: 14,14 g
- Hidrógeno: 2,37 g
- Cloro: 83,49 g

2. Calcular los moles de cada elemento:

$$\text{Moles de C: } \frac{17,17\ \text{g}}{12\ \text{g/mol}} = 1,43\ \text{mol C}$$

$$\text{Moles de H: } \frac{2,37\ \text{g}}{1\ \text{g/mol}} = 2,37\ \text{mol H}$$

$$\text{Moles de Cl: } \frac{83,49\ \text{g}}{35,45\ \text{g/mol}} = 2,36\ \text{mol Cl}$$

3. Determinar la relación molar más simple:

Relación de C a H y N

$$\frac{1,43}{1,43} = 1;\ \frac{2,37}{1,43} = 2;\ \frac{2,36}{1,43} = 2$$

$$CH_2Cl_2$$

4. Calcular la masa molar de la fórmula empírica: CH_2Cl_2

$$12\ \text{g/mol} + (2 \times 1\text{g/mol}) + (2 \times 35,45\text{g/mol})$$

$$CH_2Cl_2 = 84.9\ \text{g/mol}$$

5. Determinar el factor de multiplicación:

$$\text{Factor} = \frac{84,90\ \text{g/mol}}{84,93\ \text{g/mol}} \approx 1$$

Respuesta: La fórmula molecular es CH_2Cl_2.

993. En la fabricación de catalizadores metálicos, es esencial conocer la fórmula empírica de los compuestos. Un compuesto metálico contiene 85,91 % de platino y 14,09 % de oxígeno en masa. ¿Cuál es la fórmula empírica del compuesto?.

Datos

Masa atómica de (Pt)=195,08 g/mol
Masa atómica de (O) =16 g/mol

1. Convertir los porcentajes en gramos (suponiendo 100 g de compuesto):

- Platino: 85,91 g
- Oxígeno: 14,09 g

2. Calcular los moles de cada elemento:

$$\text{Moles de Pt: } \frac{85,91\text{g}}{195,08\ \text{g/mol}} = 0,44\ \text{mol Pt}$$

$$\text{Moles de O: } \frac{14,09\ \text{g}}{16\ \text{g/mol}} = 0,88\ \text{mol H}$$

2. Determinar la relación molar más simple: Relación de Pt a O

$$\frac{0.44\ \text{mol}}{0,44\ \text{mol}} = 1\ \text{Pt};\ \frac{0.88\ \text{mol}}{0,44\ \text{mol}} = 2\ \text{O}$$

Respuesta: La fórmula empírica es PtO_2.

994. Se está investigando un aminoácido crucial para el desarrollo del crecimiento en los bebés y la producción de proteínas, músculos, enzimas y neurotransmisores. Este aminoácido tiene una composición de 64,7% de carbono, 5,9% de hidrógeno, 15,7% de oxígeno y 13,7% de nitrógeno en masa. Su masa molar es de 204,23 g/mol. ¿Cuál es la fórmula molecular del aminoácido?.



Datos

Masa atómica de (C) =12 g/mol
Masa atómica de (N) =14 g/mol
Masa atómica de (O)= 16 g/mol
Masa atómica de (H)= 1 g/mol

Solución

1. Convertir los porcentajes en gramos (suponiendo 100 g de compuesto):

- Carbono: 64,7 g
- Hidrógeno: 5,9 g
- Oxígeno: 15,7 g
- Nitrógeno: 13,7 g

2. Calcular los moles de cada elemento:

$$\text{Moles de C: } \frac{64{,}7\text{ g}}{12\text{ g/mol}} = 5{,}39\text{ mol C}$$

$$\text{Moles de H: } \frac{5{,}9\text{g}}{1\text{ g/mol}} = 5{,}9\text{ mol H}$$

$$\text{Moles de O: } \frac{15{,}7\text{ g}}{16\text{ g/mol}} = 0{,}98\text{ mol O}$$

$$\text{Moles de N: } \frac{13{,}7\text{ g}}{14\text{ g/mol}} = 0{,}98\text{ mol N}$$

3. Determinar la relación molar más simple:

- Relación de C a H a O a N:

$$\frac{3{,}33}{3{,}33} = 1; \frac{6{,}7}{3{,}33} = 2; \frac{2{,}92}{3{,}33} \cong 1; \frac{0{,}47}{3{,}33} = 0{,}14$$

4. Determinar la fórmula empírica:

Dividir los moles por el menor valor molar, que es 0.98:

$$\text{C: } \frac{5{,}39}{0{,}98} = 5{,}5 \cdot 2 = 11$$

$$\text{H: } \frac{5{,}9}{0{,}98} = 6{,}02 \cdot 2 = 12$$

$$\text{O: } \frac{0{,}98}{0{,}98} = 1 \cdot 2 = 2$$

$$\text{N: } \frac{0{,}98}{0{,}98} = 1 \cdot 2 = 2$$

4. Calcular la masa molar de la fórmula empírica:

$C_{11}H_{12}N_2O_2$:

C: (11 · 12 g/mol) =132 g C
H: (12 · 1 g/mol) =12 g H
N: (2 · 14 g/mol) =28 g N
O: (2 · 16 g/mol) =32 g O

$204\text{ g/mol } C_{11}H_{12}N_2O_2$

5. Determinar el factor de multiplicación:

$$\text{Factor} = \frac{204\text{ g/mol}}{204{,}23\text{ g/mol}} \approx 1$$

Respuesta: La fórmula molecular es $C_{11}H_{12}N_2O_2$

995. Un equipo de investigadores está desarrollando un nuevo catalizador que contiene los elementos X y Y. Después de realizar un análisis, descubrieron que el compuesto tiene una masa molecular de 256 g/mol y que en 100 gramos de muestra se encontraron 48 gramos de X y 52 gramos de Y. Sabiendo que la fórmula empírica del compuesto es XY_4, determina la fórmula molecular del compuesto y los pesos atómicos de X y Y. ¿Cuál es la fórmula molecular del compuesto y cuáles son los pesos atómicos de X y Y?.

a) X_2Y_8; X: 24 g/mol, Y: 52 g/mol
b) X_4Y_{16}; X: 48 g/mol, Y: 13 g/mol
c) X_3Y_{12}; X: 16 g/mol, Y: 36 g/mol
d) X_6Y_{24}; X: 48 g/mol, Y: 13 g/mol

1. Fórmula empírica: XY_4.

2. Masas en la muestra: 48 g de X y 52 g de Y.

3. Moles de X y Y:

$$\text{Moles de X} = \frac{48\text{ g}}{M_X};\ \text{Moles de Y} = \frac{52\text{ g}}{M_Y}$$

4. Relación molar: La fórmula empírica da una proporción 1:4.

5. Ecuación para masas atómicas

$$M_X + 4M_Y.$$

6. Masa molecular:

$$n \cdot (M_X + 4M_Y) = 256\text{g/mol}$$

6. Relación de masas:

$$n \cdot (M_X + 4M_Y) = 256\text{ g/mol}$$
$$4M_Y = 52 \implies M_Y = 13$$
$$M_X = 48$$

6. Fórmula molecular:

$$n \times 48 + 4 \times 13 = 256$$
$$n = 4$$
$$(XY_4)_n = (XY_4)_4$$

La fórmula molecular es: X_4Y_{16}

Respuesta inciso b)

996. En la fabricación de baterías de iones de litio, es esencial conocer la fórmula empírica de los compuestos de litio. Un compuesto de litio contiene 7,09% de litio, 60,22% de cobalto y 32,69% de oxígeno en masa. ¿Cuál es la fórmula empírica del compuesto?

a) $LiCoO_2$ **b)** Li_2CoO_3 **c)** $Li_3Co_2O_4$ **d)** $Li_4Co_3O_6$

Solución

1. Convertir los porcentajes en gramos (suponiendo 100 g de compuesto):

Litio: 7,09 g; Cobalto: 60,22 g Oxígeno: 32,69 g

2. Calcular los moles de cada elemento:

$$\text{Mol Li:}\frac{7{,}09\text{ g}}{6.94\text{ g/mol}} = 1{,}02\text{ mol Li}$$

$$\text{Mol Co:}\frac{60{,}22\text{ g}}{58.93\text{ g/mol}} = 1{,}02\text{ mol Co}$$

$$\text{Mol O:}\frac{32{,}69\text{ g}}{16\text{ g/mol}} = 2{,}04\text{ mol O}$$

3. Determinar la relación molar más simple:

Relación de:
Li ; Co ; O:
1 : 1 : 2

Respuesta inciso b)



997. En la industria farmacéutica, es crucial conocer la fórmula molecular de los compuestos activos. Un fármaco tiene una fórmula empírica de $C_{10}H_{14}N_2$ y una masa molar de $324{,}48\ g/mol$. ¿Cuál es la fórmula molecular del fármaco?.

a) $C_{10}H_{14}N_2$ **b)** $C_{20}H_{28}N_4$ **c)** $C_{30}H_{42}N_6$ **d)** $C_{40}H_{56}N_8$

Respuesta .....

998. En la fabricación de catalizadores industriales, es crucial conocer la fórmula empírica de los compuestos de níquel. Un compuesto contiene $70{,}98\%$ de níquel y $29{,}02\%$ de oxígeno en masa. ¿Cuál es la fórmula empírica del compuesto?.

a) NiO **b)** NiO_2 **c)** Ni_2O_3 **d)** Ni_3O_4

Respuesta .....

999. En la investigación de nuevos materiales, es crucial determinar la composición de compuestos complejos. Supongamos que se está estudiando un compuesto de hierro y oxígeno. Este compuesto contiene $69{,}9\%$ de hierro y $X\%$ de oxígeno. ¿Cuál es el valor de X y la fórmula empírica del compuesto?.

a) $x=30{,}1\%x = 30{,}1, FeO$ **b)** $x=34{,}2\%x = 34{,}2, Fe_3O_4$
c) $x=34{,}2\%x = 34{,}2, FeO_2$ **d)** $x=30{,}1\%x = 30{,}1, Fe_2O_3$

Respuesta .....

1000. En la fabricación de componentes aeroespaciales, es crucial conocer la fórmula empírica de los compuestos de titanio. Un compuesto contiene $66{,}61\%$ de titanio y $33{,}39\%$ de oxígeno en masa. ¿Cuál es la fórmula empírica del compuesto?.

a) TiO **b)** TiO_2 **c)** Ti_2O_3 **d)** TiO_3

Respuesta .....

RESPUESTAS EJERCICIOS PROPUESTOS

LA MATERIA

18. d) VVVFF
19. c) FQQF
20. d) I y II
21. d) II y III
22. e) II y III
23. c) Latón-heterogéneas-polifásicos

ÓXIDOS BÁSICOS

36. c) Monóxido de zinc
37. a) Trióxido de dioro
38. b) Tl_2O_3
39. a) Fr_2O

PERÓXIDOS

54. b) Peróxido de bario (II)

SUPERÓXIDOS

55. a) RbO_2

ÓXIDOS MIXTOS

56. d) Tetraóxido de trihierro

HIDRÓXIDOS

79. c) Hidróxido de cobre
80. d) Hidróxido de platino (II)
81. b) Hidróxido de rubidio
82. a) Tetrahidróxido de estaño
83. d) Dihidróxido de cadmio
84. a) Cs(OH)

ANHÍDRIDOS

109. c) 2
110. c) Trióxido de selenio
111. b) Óxido de selenio (IV)
112. d) Sb_2O_3
113. b) 2
114. b) Anhídrido silícico

ÓXIDOS ANFÓTEROS

125. d) VO_2
126. c) 2
127. a) Trióxido de cromo

ÓXIDOS NEUTROS

133. c) 2
134. b) Dióxido de nitrógeno
135. d) Óxido de carbono (II)

ÁCIDOS OXÁCIDOS

157. d) $SO + H_2O \rightarrow H_2SO_2$
158. a) H_2MoO_4
159. b) Trioxomanganato (IV) de hidrógeno

ÁCIDOS POLIHIDRATADOS

167. b) $H_2Te_2O_7$
168. a) $HAsO_3$
169. d) Ácido tetraoxoarsénico (V)

RADICALES - CATIONES Y ANIONES

182. a) $PO_3^{\equiv}$
183. d) Ion hipoyodito
184. c) Radical pirofosfato

SALES OXISALES

199. a) $Al(NO_3)_3$
200. c) Hidrógeno telururo de plomo (IV)
201. b) Hidroxi cloruro de níquel (II)

HIDRUROS METÁLICOS

217. a) ZnH_2
218. d) FeH_2
219. b) SrH_2
220. c) Hidruro de cromo (III)
221. b) VH_3
222. b) $Pb + 2H_2$ ---> PbH_4

ÁCIDOS HIDRÁCIDOS

231. b) Telururo de hidrógeno
232. d) Silano
233. c) SbH_3
234. c) Ácido yodhídrico
235. a) Boramina
236. a) AsH_3

RESPUESTAS EJERCICIOS PROPUESTOS

ESTRUCTURA DE ÁTOMO

261. a) Porque tienen el mismo número de protones, pero diferente número de neutrones

262. a) ^{10}B (20%), ^{11}B (80%)

263. a) ^{6}Li (7,5%), ^{7}Li (92,5%)

264. b) Usando la abundancia relativa de cada isótopo y su masa isotópica

265. c) 30 protones y 28 electrones

266. c) 70

267. b)

PROPIEDADES DE LA NUBE (ISOELECTRÓNICOS)

292. d) Las transiciones electrónicas son impredecibles en estos iones.

293. b) La polaridad del enlace químico.

294. c) La repulsión de los electrones en los orbitales d.

295. c) Usando la abundancia relativa de cada isótopo y su masa isotópica

296. c) La repulsión de los electrones en los orbitales d.

297. d) La estabilidad no se ve afectada por el entorno químico.

298. d) Propiedades magnéticas.

299. c) Al^{3+}

300. a) Ne y F^-

301. b) Al^{3+} y Mg^{2+}

302. c) Cl^-

303. a) N^{3-} y O^{2-}

304. c) (Kr)

305. a) Ti^{4+}, Ca^{2+}, Ar y S^{-2}

CONFIGURACIÓN ELECTRÓNICA

343. b) 4, 2, 2, +1/2

344. a) 55

345. c) $2n^2$

346. c) 12

347. a) 10

348. a) 37 - 54

349. d) 3

350. b) 3, 1, +1, +1/2

351. c) 2 *e-*

352. d) 4*f*

353. a) $1s^2\ 2s^2\ 2p^4$

354. b) $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^1$

355. c) $[_{18}Ar]: 4s^2\ 3d^6$

356. d) $[Ne]: 3s^2\ 3p^4$

357. a) $[Ar]: 4s^1$

TABLA PERIÓDICA

397. c) FVF

398. b) FVF

399. c) FFV

400. e) dbac

401. b) Los elementos del bloque **d** y **f** son los únicos elementos de la tabla que se clasifican como metales.

402. d) I y III

403. c) En los halógenos el flúor tiene mayor electronegatividad y menor radio atómico

404. b) I y III

405. c) I y III

406. e) solo III

407. c) R < T < X

408. a) K, Cl

409. a) W, Y

410. b) Grupo VII B, periodo 4

411. a) Grupo I A, periodo 4

412. c) Nivel 4, grupo IIIA

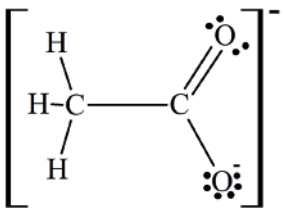
413. b) 11/2

414. d) Periodo 3, nivel 3, halógeno

RESPUESTAS EJERCICIOS PROPUESTOS

ENLACES QUÍMICOS

438. a) $M + X \rightarrow MX$
439. d) Alta ductilidad y maleabilidad
440. b) Se transfieren completamente del sodio al cloro
441. b) +2
442. c) La existencia de una "nube de electrones deslocalizada" que permite el libre movimiento de los electrones
443. b) MX_2
444. a) H-F
445. b) NO_2^-
446. c) BX_3
447. b)



UNIDADES QUÍMICAS DE MASA

481. c) $8{,}5x10^{25}$
482. a) 44 g
483. e) $1{,}35x10^{26}$
484. d) 430
485. a) 3
486. e) $2{,}17x10^{24}$
487. c) 4,96
488. d) $7{,}84x10^{23}$
489. e) 1208,07
490. b) $6{,}45x10^{24}$
491. a) 0,68
492. e) 5
493. d) 160 neutrones
494. a) $1{,}02\ x10^{21}$ neutrones
495. d) $1{,}2\ x10^{25}$ átomos Fe
496. c) 15,9 %
497. a) $1{,}7\ x10^{25}$ átomos Pb

UNIDAD DE MASA PARA COMPUESTOS

519. e) 409,62 g
520. a) 0,1 mol - $3{,}2x10^{-6}$ mol
521. c) 0,328 g - 1,96 g
522. b) 0,62 g
523. d) 242 g
524. d) 0,72 mol
525. b) $9{,}4\ x10^{20}$ moléculas
526. a) $1{,}08\ x10^{25}$ átomos
527. d) 0,36 mol
528. a) 1058 g
529. b) $4{,}34\ x10^{26}$ átomos
530. c) $2{,}4\ x10^{25}$ átomos
531. c) 0,008 mol
532. II) 73,47 mol H_2SO_4
533. d) 2160 g C

DENSIDADES

558. d) 1000
559. a) $3{,}2x10^{-3}$g/mL
560. b) 160 g
561. c) 0,3 g/mL
562. d) 550 mL
563. a) 0,8 g/mL
564. c) 1,26 g/mol
565. d) 8,9 g/mL
566. c) 1,26 cm
567. d) 476 cilindros
568. c) 0,83 g/mL

REACCIONES QUÍMICAS

630. a) $NaCl + AgNO_3 \rightarrow AgCl + NaNO_3$
631. b) $BaSO_4$
632. c) Una sal
633. c) Bicarbonato de sodio
634. b) 2 electrones
635. c) Neutralización
636. c) 3 electrones

RESPUESTAS EJERCICIOS PROPUESTOS

637. **a)** $Li_4Ti_5O_{12} + 3Li^+ + 3e^- \rightarrow Li_7Ti_5O_{12}$
638. **b)** La pérdida de electrones por una sustancia
639. **b)** 4 electrones
640. **a)** Cu
641. **b)** H_2O
642. **b)** $C_6H_{12}O_6 + O_2 \rightarrow CO_2 + H_2O$ + energía
643. **c)** +6
644. **d)** Contaminantes orgánicos
645. **b)** $MnSO_4$, K_2SO_4 y H_2O
646. **a)** $KMnO_4$
647. **d)** +7
648. **b)** $MnSO_4$, K_2SO_4 y H_2O + energía
649. **a)**
650. **b)**
651. **a)**
652. **a)** Los oxida
653. **c)** Agua
654. **b)** Inhiben la oxidación de los nutrientes
655. **a)** Ácido ascórbico (vitamina C)
656. **c)**
657. **b)** 2 electrones
658. **c)** 4,81 gramos de LiCl, 0,42 gramos de Li sin reaccionar
659. **a)**
660. **d)** 3,64 gramos de Li_3N , 2,51 gramos de Li sin reaccionar

LEY DE CONSERVACIÓN DE MASA

710. **c)** 17,5 g de H_2O
711. **a)** 74 g de $Ca(OH)_2$
712. **a)** 342 g de $Al_2(SO_4)_3$
713. **c)** 63,5 g de Cu
714. **a)** 82 g de CH_3COONa
715. **b)** 88 g de C_2H_5OH

PUREZA DE REACTIVOS

748. **b)** 58,5%
749. **b)** 22,2%
750. **d)** 23,93 %
751. **a)** 5,3%
752. **c)** 7,38%
753. **d)** 111,10%
754. **c)** 11,04 %
755. **d)** 59,73%
756. **a)** 8,2%
757. **a)** 8,81%
758. **c)** 6.91%
759. **d)** 10,05 %

REACTIVO LIMITANTE

796. **b)** Masa molar y cantidad en moles de los reactivos
797. **c)** El reactivo limitante es el que determina la cantidad de producto
798. **c)** Para determinar las proporciones molares correctas de los reactivos
799. **b)** El reactivo limitante es NaCl, se forman 73 g de HCl
800. **c)** $AgNO_3$, $3{,}011 \times 10^{21}$ átomos Ag
801. **a)** $AuCl_3$, $2{,}51 \times 10^{21}$ átomos Au
802. **b)** 4:5
803. **c)** 3 moles
804. **a)** 18 g
805. **b)** O_2
806. **b)** La relación entre el rendimiento real y el rendimiento teórico
807. **c)** Medir las velocidades de reacción
808. **d)** Todas las anteriores
809. **b)** Cl_2
810. **c)** Para convertir las masas de los reactivos en moles

RESPUESTAS EJERCICIOS PROPUESTOS

811. **a)** La reacción se reinicia
812. **a)** P_4
813. **b)** O_2
814. **a)** Li_2CO_3, 75,29 g LiOH
815. **c)** Na_2CO_3, 150,94 g NaOH
816. **a)** Urea, 170 g NH_3
817. **d)** Na_2CO_3, 35,13 g Fe
818. **a)** N_2, 60,71 g NH_3
819. **a)** $KMnO_4$, 13,92 g CO_2
820. **a)**
821. **d)** O_2, 94,5 g HNO_3
822. **a)** NaOH, 91,25 g NaCl
823. **a)** CaO, 178,57g $CaCO_3$
824. **a)** $(NH_4)_2SO_4$, 34 g NH_3
825. **c)** C_2H_5OH, 120 g CH_3COOH
826. **a)** Fe_2O_3, 70 g Fe
827. **a)** SO_2, 62,5 g SO_3
828. **c)**

REACTIVO EN EXCESO

871. **a)** Sodio (Na)
872. **b)** Ácido nítrico (HNO_3)
873. **a)** Calcio (Ca)
874. **d)** B, 0,5 moles
875. **a)** Magnesio (Mg)
876. **e)** Calcio (Ca)
877. **b)** Ácido nítrico (HNO_3)
878. **b)**
879. **b)** Hidrógeno (H_2), 6,0 g H_2
880. **a)** Hidróxido de sodio (NaOH)
881. **b)** H_2O_2, 1,92 g
882. **a)** $NaHCO_3$, 3,10 g
883. **c)** NaOH, 13,04 g
884. **c)** $Ca(OH)_2$, 9,92 g
885. **c)** HCl, 28,11 g sin reaccionar
886. **d)** $Ca(OH)_2$, 15,98 g sin reaccionar
887. **a)** $Mg(OH)_2$, 0,41 g sin reaccionar
888. **d)** $Ca(OH)_2$, 6,07 g sin reaccionar
889. **b)** $Mg(OH)_2$, 1,05 g sin reaccionar
890. **d)** CO_2, 16,5 g sin reaccionar

RENDIMIENTO DE REACCIÓN

907. **a)** 49,04 g CH_3COOH
908. **b)** 57,29 g LiCl
909. **a)** 17,78 g Li_2CO_3
910. **b)** 38,84 g Na_2SiO_3
911. **d)** 27,2 g NH_3
912. **a)** 88,20 g H_2SO_4

LEY DE LAS PROPORCIONES DEFINIDAS

923. **d)** 11 g de hidrógeno, 89 g de oxígeno
924. **b)** 39,2 g
925. **c)** 35 g

LEY DE LAS PROPORCIONES MÚLTIPLES

936. **a)** 1:1
937. **d)** 1:2
938. **a)** 2:3
939. **a)** 2:3

LEY DE LAS PROPORCIONES RECIPROCAS

950. **d)** 3:2
951. **a)** 5:2
952. **a)** 2:3
953. **b)** 9:2

LEY DE VOLÚMENES DE COMBINACIÓN

964. **c)** 16 litros
965. **b)** 10 litros
966. **b)** 60 litros

COMPOSICIÓN CENTESIMAL

981. **c)** $CuSO_4 \cdot 5H_2O$
982. **a)** Li: 2,13 %, Co: 18,05 %, O: 9,82 %
983. **d)** 51,13%
984. **b)** 13,73%

RESPUESTAS EJERCICIOS PROPUESTOS

FÓRMULA EMPÍRICA Y MOLECULAR

997. b)
998. b)
999. d)
1000. c)

TABLA DE SIMBOLOGÍA

NOMBRE	VARIABLE	UNIDAD
Peso atómico	A	$\mathrm{g/mol}$
Número atómico	Z	
Volumen	V	$\mathrm{L, mL, cm^3}$
Velocidad	v	$\mathrm{m/s}$
moles	n	
masa	m	$\mathrm{kg, g}$
estados de la materia	$(s), (l), (g), (ac)$	
Constante K equilibrio	K	
Fracción molar	χ	
Concentración molar	M	$\mathrm{mol/L}$
Concentración normal	N	$\mathrm{eq-g\,/\,L}$
Concentración molal	m	mol/kg
Equivalentes-gramo	$\mathrm{eq-g}$	
densidad	ρ	$\mathrm{g/mL, g/L, g/cm^3}$
concentración física	$\%\, m/m, \%m/v$	
Constante universal de los gases	R	
Temperatura	T	°C, °F, K
Protones	p^+	
neutrones	n^0	
electrones	e^-	

BIBLIOGRAFÍA

Atkins, P., & Jones, L. (2012). *Principios de química: Los caminos del descubrimiento* (5ª ed.). Ed. Médica Panamericana.

Brown, T. L., LeMay, H. E., Bursten, B. E., Murphy, C. J., Woodward, P. M., Stoltzfus, M. W., & Lufaso, M. W. (2014). *Química: La ciencia central* (12ª ed.). Pearson Educación.

Carey, F. A., & Giuliano, R. M. (2014). *Química orgánica*. McGraw-Hill.

Chang, R., & Goldsby, K. A. (2017). *Química* (12ª ed.). McGraw-Hill Interamericana Editores.

Ibarz, A. J. (1976). *Problemas de química general* (2ª ed.). Editorial Marín.

Instituto Boliviano de Metrología (IBMETRO). Ministerio de Desarrollo Productivo y Economía Plural.

Petrucci, R. H., Herring, F. G., Madura, J. D., & Bissonnette, C. (2017). *Química general* (11ª ed.). Pearson Educación.

Rosenberg, J. L., & Epstein, L. M. (1990). *Schaum's outline of theory and problems of college chemistry. Schaum's Outline Series.*

Sistema Internacional de unidades de medidas (2019). *Reglas de uso* . Novena edición. Editado en español por el Sistema Internacional de Metrología.

Whitten, K. W., Davis, R. E., Peck, M. L., & Stanley, G. G. (2015). *Química* (10ª ed.). Cengage Learning.

¿Qué es la Metrología?

Ciencia de las mediciones y sus aplicaciones.

Legislación

En Bolivia el Sistema Internacional de Unidades (S.I.) fue declarado de uso obligatorio e irrestricto en 1978, mediante la Ley Nacional de Metrología.

Ley N° 15380 Ley Nacional de Metrología — **1978**

- Se crea el Servicio Metrológico Nacional (SERMETRO), para aplicar las políticas nacionales en materia de metrología.
- Se establece el uso obligatorio del Sistema Internacional de Unidades - (S.I.), en todo el territorio nacional.

Decreto Supremo N° 24498 — **1997**

- Se crea el Instituto Boliviano de Metrología (IBMETRO), para administrar el SERMETRO.
- Se establece el Organismo Boliviano de Acreditación (OBA).
- Faculta a IBMETRO a prestar servicios en los ámbitos de metrología industrial, legal y científica.

Decreto Supremo Nº 28243 — **2005**

- Se crea la Dirección Técnica de Acreditación (DTA) como parte de la estructura organizacional de IBMETRO.

Decreto Supremo Nº 29727 — **2008**

- Se dispone que el Ministerio de Desarrollo Productivo y Economía Plural tiene bajo su tuición o dependencia al IBMETRO, como entidad desconcentrada.



REGLAS DE USO

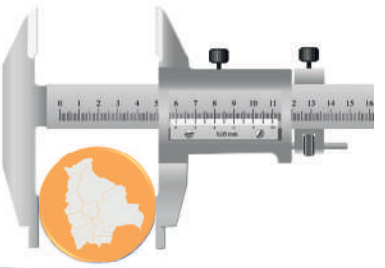
En la escritura de los símbolos del Sistema Internacional de Unidades (S.I.) se cometen una serie de errores fruto del desconocimiento de los mismos o simplemente por factores de castellanización.

Algunos de los errores más comunes se encuentran listados a continuación:

Nombre	Correcto	Incorrecto
metro	m	mts, mt, Mt, M
kilogramo	kg	kgr, kgrs, Kilo, KG, Kg
gramo	g	Gr, grs, Grs, g.
litro	l o L	Lts, lt, Lt
kelvin	K	Kv
centímetro cúbico	cm^3	cc, cmc, c.c.
kilómetro por hora	km/h	kph, kmph, kmh
kilómetro	km	Km, Kmt, kmt

Los símbolos de las unidades no son seguidos de puntuación, salvo cuando se trate del fin de la oración. Es incorrecto pluralizar con la letra “s” como se muestra en el segundo ejemplo.

Correcto	Incorrecto
50 m	50 m.
50 kg	50 kgs

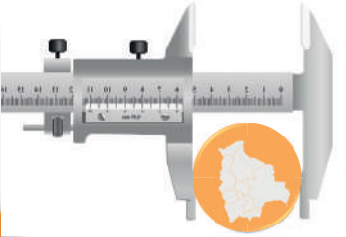


La sustitución de una mayúscula por una minúscula no se la debe realizar, pues puede alterar el significado.

Correcto	Incorrecto
5 km	5 Km Se lee 5 Kelvin metro
20 kg	20 Kg Se lee 20 Kelvin gramo

Los símbolos de las unidades son inalterables en el plural.

Correcto	Incorrecto
5 m	5 mts
2 s	2 segs
1 lux, 100 lux	100 luxes
1 hertz, 100 hertz	100 hertzes



Los valores numéricos serán expresados, cuando así correspondan, en decimales y nunca en fracciones.

Correcto	Incorrecto
1,75 m	1 3/3 m
0,5 °C	½ °C

Para la escritura de las fechas en forma numérica se debe respetar el siguiente orden: **AÑO MES DÍA**

Ejemplo	Correcto	Incorrecto
27 de septiembre de 2024	2024-09-27	27-09-2024
	2024 09 27	27/09/2024

Error

1. El símbolo de metro no es M. Debe ser: m
2. El símbolo de kilómetro no es KM. Debe ser km

Error

1. El símbolo de kilogramo (kg.) no termina en punto, salvo al final de la frase. Debe ser: kg
2. El símbolo de kilogramo no es Kg. Debe ser kg
3. Cuando se establece un intervalo entre medidas hay que indicar las unidades. No se escribe entre los 70 y los 95 kg. Debe escribirse: entre los 70 kg y los 95 kg

Error

1. El símbolo de kilogramo no es KG. Debe ser: kg
2. El símbolo de kilogramo no es kgs. Debe ser: kg
3. 7,5KG no es correcto. Debe ser: 7,5 kg

Los símbolos de las unidades deben escribirse en minúscula a excepción de los que derivan del nombre de un/ una científico/a.

Los símbolos de las unidades no deben ponerse en plural, ya que la letra "s" puede originar confusión, al representar al segundo. Al expresar un espacio entre el valor numérico de la magnitud y el símbolo de su unidad.

Error

1. No se escribe 9ºC. Debe ser: 9 ºC
2. El símbolo del grado Celsius no es º. Debe ser: ºC
3. La unidad de temperatura no es el grado centígrado. Es el grado Celsius desde 1948.

Error

Correcto	Incorrecto
$800\ W \cdot h/m^2$	$800\ w/h/m^2$

1. En la expresión de un cociente no debe usarse más de una línea inclinada.
2. No se puede dividir potencia (W), por tiempo (h), y por superficie (m^2). Genera un error en la expresión. Si es potencia por unidad de superficie, no puede estar dividida por una unidad de tiempo, h (W/m^2). Si fuera energía por unidad de superficie, la barra de dividir debería cambiarse por un punto de multiplicar centrado, ($W \cdot h/m^2$) o simplemente suprimirla y debería añadir el dato de cuánto tiempo tarda en generarla.
3. Error en la unidad reflejada (w), pues al proceder el vatio del apellido de James Watt, debería ponerse con mayúscula (W).

Error

Correcto	Incorrecto
$80\ g{\cdot}m^{-2}$	$80\ g.m^{-2}$

1. La expresión reflejada $g.m^{-2}$ contiene el error de colocar el punto de multiplicación bajo, cuando debería estar centrado verticalmente, de este modo $g{\cdot}m^{-2}$
2. Otra forma correcta es g/m^2

Ejemplo

Las **llantas de 19'' de serie** ofrecen acabados de metal mecanizado …

La vertiente tecnológica viene dada por **un cuadro de instrumentos digital con pantalla de 12,3'' y un sistema de infoentretenimiento SYNC 3 con pantalla táctil de 8''** y compatibilidad …

Bajo el capó, … esconde el bloque gasolina del … Estamos hablando del **motor 1.5 EcoBoost de 200 CV de potencia y un par máximo de 320 Nm**

Fuente: AUTOFÁCIL

1. La pulgada ('') no es una unidad del S.I. y por lo tanto no es una unidad legal de medida. La magnitud debería expresarse en mm, al menos entre paréntesis, complementando así en unidades legales la información dada.
2. El caballo de vapor (**CV**) no es unidad del SI y, por lo tanto no es una unidad legal de medida. La potencia debería expresarse en kilovatios (**kW**). La unidad de par está mal escrita. El newton y el metro han de separarse por un espacio en blanco o un punto centrado: **N m; N · m**

Enzimas

Prueba	Resultado	Unidades	Valores de Normalidad
AST (GOT)	17	UI/I	(5 - 50)
ALT (GPT)	14	UI/I	(5 - 50)
Gamma - GT	15	UI/I	(Inf. 50)
Amilasa	91	UI/I	(80 - 118)

Fuente: LABORATORIO DE ANÁLISIS CLÍNICOS

Error

La unidad de actividad enzimática, **U** o **UI** no es unidad del S.I. y por lo tanto no es una unidad legal de medida. La unidad de medida del S.I. es el katal (**kat**). Los parámetros de ejemplo deberían darse en submúltiplos del katal: microkatal (**µkat**) y nanokatal (**nkat**).
La unidad de actividad enzimática (**UI**) es la cantidad de enzima que cataliza la transformación de 1 µmol de sustrato en un minuto. Se ha estado usando ampliamente en medicina y en bioquímica desde 1964 para expresar la actividad catalítica y desde 1999 la Conferencia General de Pesas y Medidas, sancionó como unidad de actividad enzimática el **katal** para evitar errores interpretativos provenientes de resultados de las medidas clínicas proporcionadas en diferentes unidades locales.

Ejemplo	Correcto	Incorrecto
¿Cómo deberia escribirse? 1200000	1 200 000	1.200.000

Los números con muchas cifras pueden agruparse de tres cifras separadas por un pequeño espacio.
Sin embargo cuando no hay más que cuatro cifras delante o detras del separador decimal, es usual no insertar un espacio.

Redondeo de cifras

Redondear significa sustituir la magnitud de un número dado por otro número denominado número redondeado, seleccionado de la secuencia de múltiplos enteros de un intervalo de redondeo seleccionado.

NB/ISO 80000-1:2022

Ejemplo: 1

Intervalo de redondeo: 0,1

Múltiplos enteros: 10,1; 10,2; 10,3; 10,4; etc.

Ejemplo: 2

Intervalo de redondeo: 10

Múltiplos enteros: 1 010; 1 020; 1 030; 1 040; etc.

Si sólo hay un múltiplo entero más cercano al número dado, éste se acepta como el número redondeado

NB/ISO 80000-1:2022

Ejemplo: 1

Intervalo de redondeo: 0,1

Número dado, número redondeado

10,223	→	10,2
10,251	→	10,3
10,275	→	10,3

Ejemplo: 2

Intervalo de redondeo: 10

Número dado, número redondeado

1022,3	→	1020
1025,1	→	1030
1027,5	→	1030

Si hay dos múltiplos enteros sucesivos igualmente cerca del número dado, **hay en uso dos reglas diferentes.**

Regla A

Se selecciona el múltiplo par como el número redondeado.

Ejemplo: 1

Intervalo de redondeo: 0,1

Número dado, número redondeado

10,25 → 10,2
10,35 → 10,4

Ejemplo: 2

Intervalo de redondeo: 10

Número dado, número redondeado

1025,0 → 1020
1035,0 → 1040

Regla B

Se selecciona el múltiplo de mayor magnitud como el número redondeado.

Ejemplo: 1

Intervalo de redondeo: 0,1

Número dado, número redondeado

10,25 → 10,3
10,35 → 10,4
-10,25 → -10,3
-10,35 → -10,4

Ejemplo: 2

Intervalo de redondeo: 10

Número dado, número redondeado

1025,0 → 1030
1035,0 → 1040
-1025,0 → -1030
-1035,0 → -1040

Las reglas dadas anteriormente deberían utilizarse sólo si no existen criterios especiales a tomar en cuenta para la selección del número redondeado. Por ejemplo, en los casos en que tienen que respetarse los requisitos de seguridad u otros límites, es aconsejable redondear sólo en una dirección.
El intervalo de redondeo debería indicarse siempre.

NB/ISO 80000-1:2022

Unidades básicas del S.I.

Nombre	Nombre	Símbolo
Tiempo	segundo	s
Longitud	metro	m
Masa	kilogramo	kg
Corriente eléctrica	amperio	A
Temperatura termodinámica	Kelvin	K
Cantidad de sustancia	mol	mol
Intensidad luminosa	candela	cd

Cuando se multiplican o dividen símbolos de magnitudes, puede emplearse cualquiera de las formas escritas siguientes:

Multiplicación: ab, $a\ b$, $a{\cdot}b$, $a \times b$

División: a/b, $\frac{a}{b}$, $a\ b^{-1}$

Unidades derivadas del S.I. con nombres especiales

Magnitud Derivada	Nombre especial de la unidad	Símbolo y expresión en unidades básicas	Unidad expresada en S.I.
Ángulo plano	radián	rad = m/m	
Ángulo sólido	estereorradián	sr = m^2/m^2	
Frecuencia	hercio	Hz = s^{-1}	
Fuerza	newton	N = kg m s^{-2}	
Presión, tensión	pascal	Pa = kg m^{-1} s^{-2}	N/m^2
Energía, trabajo, cantidad de calor	julio	J = kg m^2 s^{-2}	N m
Potencia, flujo radiante	vatio	W = kg m^2 s^{-3}	J/s
Carga eléctrica	culombio	C = A s	
Diferencia de potencial eléctrico	voltio	V = kg m^2 s^{-3} A^{-1}	W/A
Capacidad eléctrica	faradio	F = kg^{-1} m^{-2} s^4 A^2	C/V
Resistencia eléctrica	ohmio	Ω = kg m^{-2} s^{-3} A^2	V/A
Conductancia eléctrica	siemens	S = kg^{-1} m^{-2} s^3 A^2	A/V
Flujo magnético	weber	Wb = kg $m^2s^{-2}A^{-1}$	V s
Densidad de flujo magnético	tesla	T = kg s^{-2} A^{-1}	Wb/m^2
Inductancia	henrio	H = kg m^2 s^{-2} A^{-2}	Wb/A
Temperatura Celsius	grado Celsius	°C = K	
Flujo luminoso	lumen	lm = cd sr	
Iluminancia	lux	lx = cd sr m^{-2}	lm/m^2

Actividad referida a un radionucleido	becquerel	Bq = s^{-1}	Wb/A
Dosis absorbida, kerma	gray	Gy = m^2 s^{-2}	J/kg
Dosis equivalente	sievert	Sv = m^2 s^{-2}	J/kg
Actividad catalítica	katal	kat = mol s^{-1}	

Prefijos de S.I.

Factor	Prefijo	Símbolo	Factor	Prefijo	Símbolo
10^{1}	deca	da	10^{-1}	deci	d
10^{2}	hecto	h	10^{-2}	centi	c
10^{3}	kilo	k	10^{-3}	mili	m
10^{6}	mega	M	10^{-6}	micro	μ
10^{9}	giga	G	10^{-9}	nano	n
10^{12}	tera	T	10^{-12}	pico	p
10^{15}	peta	P	10^{-15}	femto	f
10^{18}	exa	E	10^{-18}	atto	a
10^{21}	zetta	Z	10^{-21}	zepto	z
10^{24}	yotta	Y	10^{-24}	yocto	y

Conversión de unidades

Tiempo

1 h = 3600 s 1 min = 60 s
1 día = 24 h 1 año = 365 días

Masa

1 unidad de masa atómica (uma)
$= 1{,}6605 \times 10^{-27}$ kg
1 kg = 1000 g = 0,06852 slug
1 lb = 453,6 g

Fuerza

1 lb_f = 4,448 N 1 kg_f = 9,8 N
1 N = 10^5 dyn = 0,2248 lb_f 1 kg_f = 1 kp

Energía y trabajo

1 J = 10^7 ergs = 0,7376 ft · lb
1 ft · lb = 1,356 J = $1{,}29 \times 10^{-3}$ Btu
$= 3{,}24 \times 10^{-4}$ kcal
1 kcal = $4{,}19 \times 10^3$ J = 3,97 Btu
1 eV = $1{,}602 \times 10^{-19}$ J
1 kWh = $3{,}600 \times 10^6$ J = 860 kcal

Potencia

1 W = 1 J/s = 0,7376 ft · lb/s = 3,41 Btu/h
1 hp = 550 ft · lb/s = 746 W

Presión

1 atm = 1,01325 bar = $1{,}01325 \times 10^5$ N/m^2
= 14,7 lb/$in.^2$ = 760 torr
1 lb/$in.^2$ = $6{,}895 \times 10^3$ N/m^2
1 Pa = 1 N/m^2 = $1{,}450 \times 10^{-4}$ lb/$in.^2$

Ángulo

π rad = 180°

Longitud

1 in = 2,54 cm
1 cm = 0,3937 in
1 ft = 30,48 cm
1 m = 39,37 in = 3,281 ft
1 mi = 5280 ft = 1,609 km
1 km = 0,6214 mi
1 milla náutica (E.U.A.) = 1,151 mi
1 fermi = 1 fentómetro (fm) = 10^{-15} m
1 angstrom (Å) = 10^{-10} m = 0,1 nm
1 año-luz (a. l.) (ly) = $9{,}461 \times 10^{15}$ m
1 parsec = 3,26 ly = $3{,}09 \times 10^{16}$ m

Volumen

1 litro (L) = 1000 mL = 1000 cm^3 =
$1{,}0 \times 10^{-3}$ m^3 = 1,057 cuarto (E.U.A)
= 61,02 $in.^3$

1 gal (U.S.) = 4 cuarto (E.U.A) = 231
$in.^3$ = 3,785 = 0,8327 gal (inglés)
1 pinta (inglesa) = 1,20 pintas
(E.U.A) = 568 mL
1 m^3 = 35,31 ft^3

BICENTENARIO DE
BOLIVIA

ESTADO PLURINACIONAL DE
BOLIVIA

MINISTERIO
DE EDUCACIÓN

(591) 71550970 - 71530671

www.minedu.gob.bo

@minedubol

Ministerio de Educación - Oficial

@minedu_bol

MinEduBol

@minedubol

informacion@minedu.gob.bo

AV. ARCE NO. 2147 · TELÉFONOS: (591-2) 2442144 - 2442074
LA PAZ - BOLIVIA