

Relaciones de masa en las reacciones químicas.

Constante de Avogadro y masa molar

- 3.9** Defina el término “mol”. ¿Cuál es la unidad de mol en los cálculos? ¿Qué tiene en común el mol con el par, la docena y la gruesa? ¿Qué representa la constante de Avogadro?
- 3.10** ¿Cuál es la masa molar de un átomo? ¿Cuáles son las unidades comúnmente utilizadas para masa molar?
- 3.11** La población mundial es aproximadamente de 65 mil millones. Suponga que cada persona sobre la Tierra participa en un proceso de contar partículas idénticas a una velocidad de dos partículas por segundo. ¿Cuántos años llevaría contar 6.0×10^{23} partículas? Suponga años de 365 días.
- 3.13** ¿Cuántos átomos hay en 5.10 moles de azufre (S)?
- 3.14** ¿Cuántos moles de átomos de cobalto (Co) hay en 6.00×10^9 (6 mil millones) de átomos de Co?
- 3.15** ¿Cuántos moles de átomos de calcio (Ca) hay en 77.4 g de Ca?
- 3.16** ¿Cuántos gramos de oro (Au) hay en 15.3 moles de Au?
- 3.19** ¿Cuál es la masa en gramos de 1.00×10^{12} átomos de plomo (Pb)?
- 3.20** ¿Cuántos átomos están presentes en 3.14 g de cobre (Cu)?
- 3.21** ¿Cuál de las siguientes cantidades contiene más átomos: 1.10 g de átomos de hidrógeno o 14.7 g de átomos de cromo?
- 3.22** ¿Cuál de las siguientes cantidades tiene mayor masa: 2 átomos de plomo o 5.1×10^{-23} moles de helio?

Masa molecular

3.23 Calcule la masa molecular (en uma) de cada una de las siguientes sustancias:

- a) CH₄ b) NO₂ c) SO₃ d) C₆H₆
e) NaI f) K₂SO₄ g) Ca₃(PO₄)₂

3.24 Calcule la masa molar de cada una de las siguientes sustancias:

- a) Li₂CO₃ b) CS₂
c) CHCl₃ (cloroformo) d) C₆H₈O₆ (ácido ascórbico, o vitamina C)
e) KNO₃ f) Mg₃N₂

3.25 Calcule la masa molar de un compuesto si 0.372 moles de él tienen una masa de 152 g.

3.26 ¿Cuántas moléculas de etano (C₂H₆) están presentes en 0.334 g de C₂H₆?

3.27 Calcule el número de átomos de C, H y O en 1.50 g del azúcar glucosa (C₆H₁₂O₆).

3.28 La urea [(NH₂)₂CO] se utiliza, entre otras cosas, como fertilizante. Calcule el número de átomos de N, C, O y H en 1.68×10^4 g de urea.

3.29 Las feromonas son un tipo especial de compuestos secretadas por las hembras de muchas especies de insectos con el fin de atraer a los machos para aparearse. Una feromona tiene la fórmula molecular C₁₉H₃₈O. Normalmente, la cantidad de esta feromona secretada por un insecto hembra es de alrededor de 1.0×10^{-12} g. ¿Cuántas moléculas hay en esta cantidad?

3.30 La densidad del agua es 1.00 g/mL a 4 °C. ¿Cuántas moléculas de agua están presentes en 2.56 mL de agua a dicha temperatura?

Fórmulas químicas

3.41 El alcohol cinámico se utiliza principalmente en perfumería, en especial en jabones y cosméticos. Su fórmula molecular es C₉H₁₀O. ¿Cuántas moléculas de alcohol cinámico están presentes en una muestra de 0.469 g?

3.42 Todas las sustancias que aparecen a continuación se utilizan como fertilizantes, que contribuyen a la nitrogenación del suelo. ¿Cuál de ellas representa una mejor fuente de nitrógeno, de acuerdo con su cantidad de nitrógeno en masa?

- a) Urea, (NH₂)₂CO b) Nitrato de amonio, NH₄NO₃
c) Guanidina, HNC(NH₂)₂ d) Amoníaco, NH₃

- 3.45** La fórmula de la herrumbre se puede representar como Fe_2O_3 . ¿Cuántos moles de Fe están presentes en 24.6 g del compuesto?
- 3.46** ¿Cuántos gramos de azufre (S) se necesitan para reaccionar completamente con 246 g de mercurio (Hg) para formar HgS ?
- 3.47** Calcule la masa en gramos de yodo (I_2) que reaccionará completamente con 20.4 g de aluminio (Al) para formar yoduro de aluminio (AlI_3).
- 3.48** Frecuentemente se agrega fluoruro de estaño(II) (SnF_2) a los dentífricos como un ingrediente para evitar las caries. ¿Cuál es la masa de F en gramos que existe en 24.6 g de este compuesto?
- 3.53** La masa molar de la cafeína es 194.19 g. ¿Cuál es la fórmula molecular de la cafeína, $\text{C}_4\text{H}_5\text{N}_2\text{O}$ o bien $\text{C}_8\text{H}_{10}\text{N}_4\text{O}_2$?

Propiedades físicas de las disoluciones.

Tipos de disoluciones

- 12.1** Distinga entre una disolución no saturada, una disolución saturada y una disolución sobresaturada.
- 12.2** ¿A partir de qué tipo de disolución, de las mencionadas en la pregunta 12.1, puede ocurrir cristalización o precipitación? ¿Cuál es la diferencia entre un cristal y un precipitado?

Enfoque molecular del proceso de disolución

- 12.3** Describa brevemente el proceso de disolución a nivel molecular. Utilice como ejemplo la disolución de un sólido en un líquido.
- 12.4** A partir de las fuerzas intermoleculares, explique el significado de “lo semejante disuelve a lo semejante”.
- 12.9** ¿Por qué el naftaleno (C_{10}H_8) es más soluble en benceno que el CsF ?
- 12.10** Explique por qué el etanol ($\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$) no es soluble en ciclohexano (C_6H_{12}).
- 12.11** Acomode los siguientes compuestos en orden creciente de solubilidad en agua: O_2 , LiCl, Br_2 , metanol (CH_3OH).
- 12.12** Explique las variaciones de la solubilidad en agua de los alcoholes que se presentan a continuación:

Compuesto	Solubilidad en agua (g/100 g) a 20°C
CH_3OH	∞
$\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$	∞
$\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{OH}$	∞
$\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{OH}$	9
$\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{OH}$	2.7

(Nota: ∞ significa que el alcohol y el agua son completamente miscibles en todas las proporciones.)

Unidades de concentración

- 12.13** Defina los siguientes términos de concentración y especifique sus unidades: porcentaje en masa, fracción molar, molaridad, normalidad. Compare sus ventajas y sus desventajas.
- 12.14** Describa brevemente los pasos que se requieren para la conversión entre molaridad, normalidad y porcentaje en masa.
- 12.15** Calcule el porcentaje en masa de soluto en cada una de las siguientes disoluciones acuosas:
- 5.50 g de NaBr en 78.2 g de disolución
 - 31.0 g de KCl en 152 g de agua
 - 4.5 g de tolueno en 29 g de benceno.
- 12.16** Calcule la cantidad de agua (en gramos) que se debe agregar a:
- 5.00 g de urea (NH_2)₂CO para preparar una disolución a 16.2 % en masa y

b) 26.2 g de MgCl_2 para preparar una disolución a 1.5 % en masa.

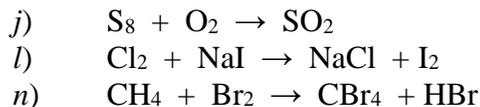
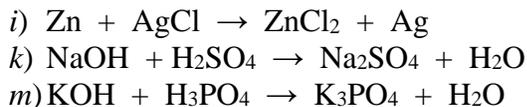
- 12.21** El contenido de alcohol de un licor se expresa en términos de la “prueba”, que se define como el doble del porcentaje en volumen de etanol ($\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$) presente. Calcule la cantidad en gramos de alcohol presente en 1.00 L de ginebra “prueba 75”. La densidad del etanol es 0.798 g/mL.
- 12.22** El ácido sulfúrico concentrado que se utiliza en el laboratorio es H_2SO_4 a 98.0 % en masa. Calcule la molaridad y la normalidad de la disolución ácida. La densidad de la disolución es 1.83 g/mL.
- 12.23** Calcule la molaridad y la normalidad (ácido-base) de una disolución de NH_3 preparada con 30.0 g de NH_3 en 70.0 g de agua. La densidad de la disolución es 0.982 g/mL.
- 12.24** La densidad de una disolución acuosa que contiene 10.0 % en masa de etanol ($\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$) es 0.984 g/mL. a) Calcule su molaridad. b) ¿Qué volumen de la disolución contendrá 0.125 moles de etanol?
- 12.106** El ácido clorhídrico concentrado comercial tiene una concentración de 37.7 % en masa. ¿Cuál es su concentración en molaridad? (La densidad de la disolución es 1.19 g/mL)
- 12.112** La concentración del ácido sulfúrico concentrado comercial es 98.0 % en masa, o 18 mol L^{-1} . Calcule la densidad de la disolución.
- 12.113** La concentración del ácido nítrico concentrado comercial es 70.0 % en masa, o 15.9 mol L^{-1} . Calcule la densidad de la disolución.
- 12.121** Una muestra de 2.6 L de agua contiene 192 mg de plomo. ¿Esta concentración de plomo excede el límite de seguridad de 0.050 ppm de plomo por litro de agua potable? [Sugerencia: 1 μg = 1×10^{-6} g. Partes por millón (ppm) se define como (masa del componente/masa de la disolución) $\times 10^6$.]

Dilución de disoluciones

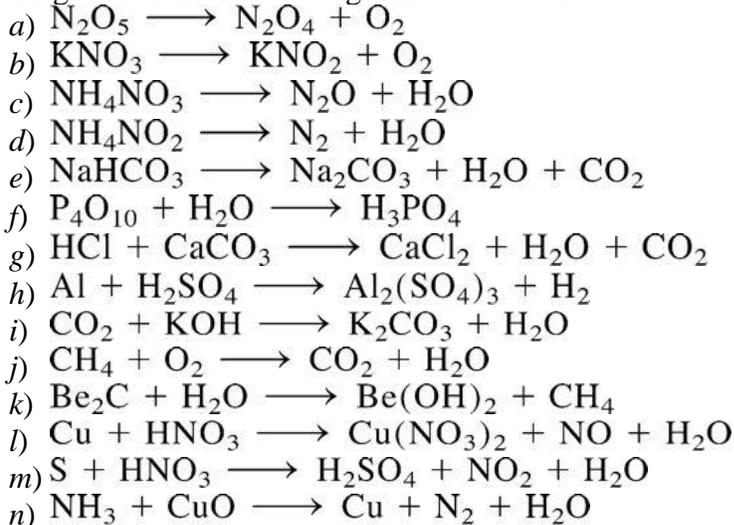
- 4.67** Describa los pasos básicos implicados en la dilución de una disolución de concentración conocida.
- 4.68** Escriba la ecuación que permite calcular la concentración de una disolución diluida. Asigne las unidades a todos los términos.
- 4.69** Describa cómo se prepara 1.00 L de una disolución de HCl 0.646 mol L^{-1} a partir de una disolución de HCl 2.00 mol L^{-1} .
- 4.70** A 25.0 mL de una disolución de KNO_3 0.866 mol L^{-1} se le agrega agua hasta que el volumen de la disolución es de 500 mL exactos. ¿Cuál es la concentración de la disolución final?
- 4.71** ¿Cómo prepararía 60.0 mL de disolución de HNO_3 0.200 mol L^{-1} a partir de una disolución concentrada de HNO_3 4.00 mol L^{-1} ?
- 4.72** Se tienen 505 mL de una disolución de HCl 0.125 mol L^{-1} y se quiere diluir para hacerla exactamente 0.100 mol L^{-1} . ¿Qué cantidad de agua debe añadirse?
- 4.73** Se mezclan 35.2 mL de una disolución de KMnO_4 1.66 mol L^{-1} con 16.7 mL de disolución de KMnO_4 0.892 mol L^{-1} . Calcule la concentración de la disolución final.
- 4.74** Se mezclan 46.2 mL de una disolución de nitrato de calcio [$\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$] 0.568 mol L^{-1} con 80.5 mL de una disolución de nitrato de calcio 1.396 mol L^{-1} . Calcule la concentración de la disolución final.

Reacciones químicas y ecuaciones químicas

- 3.55** Utilice la formación de agua a partir de hidrógeno y oxígeno para explicar los siguientes términos: reacción química, reactivo, producto.
- 3.56** ¿Cuál es la diferencia entre una reacción química y una ecuación química?
- 3.57** ¿Por qué se debe hacer el balanceo de una ecuación química? ¿Qué ley se obedece con este procedimiento?
- 3.58** Escriba los símbolos que se utilizan para representar un gas, un líquido, un sólido y la fase acuosa en las ecuaciones químicas.
- 3.59** Haga el balanceo de las siguientes ecuaciones, utilizando el método de tanteo:
- | | |
|---|--|
| a) $\text{C} + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}$ | b) $\text{C} + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2$ |
| c) $\text{H}_2 + \text{Br}_2 \rightarrow \text{HBr}$ | d) $\text{K} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{KOH} + \text{H}_2$ |
| e) $\text{Mg} + \text{O}_2 \rightarrow \text{MgO}$ | f) $\text{O}_3 \rightarrow \text{O}_2$ |
| g) $\text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{O} + \text{O}_2$ | h) $\text{N}_2 + \text{H}_2 \rightarrow \text{NH}_3$ |



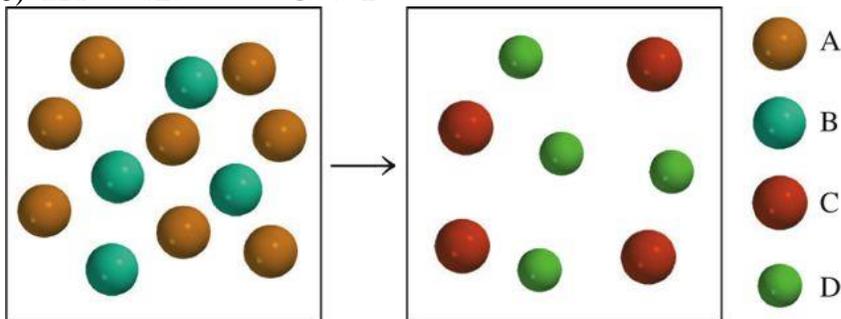
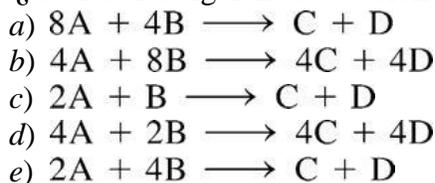
3.60 Haga el balanceo de las siguientes ecuaciones:



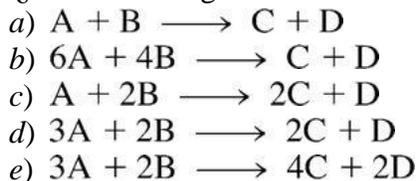
Cantidades de reactivos y productos

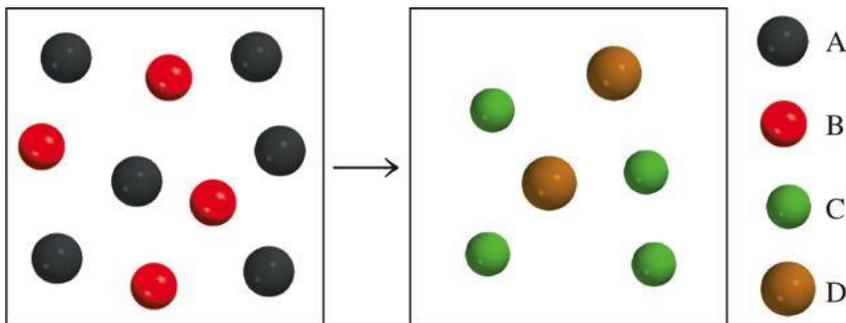
3.61 ¿En qué ley se basa la estequiometría? ¿Por qué es importante emplear ecuaciones balanceadas en la resolución de problemas estequiométricos?

3.63 ¿Cuál de las siguientes ecuaciones representa mejor la reacción que se muestra en el diagrama?

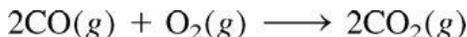


3.64 ¿Cuál de las siguientes ecuaciones representa mejor la reacción mostrada en el diagrama?



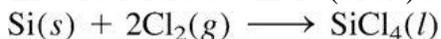


3.65 Considere la combustión del monóxido de carbono (CO) en oxígeno gaseoso:



Si la reacción se inicia con 3.60 moles de CO, calcule la cantidad de sustancia, en moles, de CO₂ que se producen si hay suficiente oxígeno para reaccionar con todo el CO.

3.66 El tetracloruro de silicio (SiCl₄) se puede preparar por calentamiento del Si en cloro gaseoso:



En una reacción se producen 0.507 mol de SiCl₄. ¿Cuántos moles de cloro molecular se utilizaron en la reacción?

3.67 El amoníaco es el principal fertilizante de nitrógeno. Se obtiene mediante la reacción entre hidrógeno y nitrógeno. $3\text{H}_2(g) + \text{N}_2(g) \longrightarrow 2\text{NH}_3(g)$

En una reacción particular se produjeron 6.0 moles de NH₃. ¿Cuántos moles de H₂ y cuántos de N₂ entraron en reacción para producir esta cantidad de NH₃?

3.68 Considere la combustión del butano (C₄H₁₀): $2\text{C}_4\text{H}_{10}(g) + 13\text{O}_2(g) \longrightarrow 8\text{CO}_2(g) + 10\text{H}_2\text{O}(l)$

En una reacción particular se hicieron reaccionar 5.0 moles de C₄H₁₀ con un exceso de O₂. Calcule la cantidad de sustancia, en moles, de CO₂ formado.

3.69 La producción anual de dióxido de azufre, como resultado de la combustión del carbón, de combustibles fósiles, de los escapes de los automóviles y otras fuentes es, aproximadamente, de 26 millones de toneladas. La ecuación para la reacción es $\text{S}(s) + \text{O}_2(g) \longrightarrow \text{SO}_2(g)$

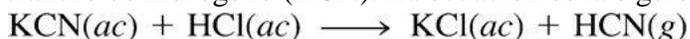
¿Qué cantidad de azufre (en toneladas) presente en los materiales originales produce esta cantidad de SO₂?

3.70 Cuando se calienta el polvo para hornear (bicarbonato de sodio o hidrógeno carbonato de sodio, NaHCO₃) libera dióxido de carbono gaseoso, que es el responsable de que se esponjen las galletas, las donas y el pan.

a) Escriba una ecuación balanceada para la descomposición de dicho compuesto (uno de los productos es Na₂CO₃)

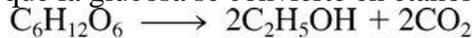
b) Calcule la masa de NaHCO₃ que se requiere para producir 20.5 g de CO₂.

3.71 Cuando el cianuro de potasio (KCN) reacciona con ácidos, se desprende un gas venenoso, letal, el cianuro de hidrógeno (HCN). La ecuación es la siguiente:



Calcule la cantidad de HCN en gramos que se formará si una muestra de 0.140 g de KCN se trata con un exceso de HCl.

3.72 La fermentación es un proceso químico complejo que se utiliza en la manufactura de los vinos, en el que la glucosa se convierte en etanol y dióxido de carbono:



glucosa etanol

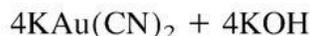
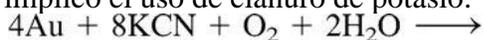
Si se empieza con 500.4 g de glucosa, ¿cuál es la máxima cantidad de etanol, en gramos y en litros, que se obtendrá por medio de este proceso? (Densidad del etanol = 0.789 g/mL)

3.73 Cada unidad de sulfato de cobre(II) está asociada a cinco moléculas de agua en el compuesto cristalino sulfato de cobre(II) pentahidratado (CuSO₄ · 5H₂O). Cuando este compuesto se calienta en aire por encima de 100 °C pierde las moléculas de agua y también su color azul:



Si quedan 9.60 g de CuSO_4 después de calentar 15.01 g del compuesto azul, calcule las moles de H_2O que había originalmente en el compuesto.

- 3.74** Durante muchos años, la recuperación del oro, es decir, la separación del oro de otros materiales, implicó el uso de cianuro de potasio:



¿Cuál es la mínima cantidad de KCN, en moles, que se necesita para extraer 29.0 g (alrededor de una onza) de oro?

- 3.75** La piedra caliza (CaCO_3) se descompone, por calentamiento, en cal viva (CaO) y dióxido de carbono. Calcule cuántos gramos de cal viva se pueden producir a partir de 1.0 kg de piedra caliza.

- 3.76** El óxido nitroso (N_2O) también se llama “gas hilarante”. Se puede preparar por la descomposición térmica de nitrato de amonio (NH_4NO_3). El otro producto es agua.

a) Escriba una ecuación balanceada para esta reacción.

b) ¿Cuántos gramos de N_2O se formarán si se utiliza 0.46 mol de NH_4NO_3 para la reacción?

- 3.77** El fertilizante sulfato de amonio [$(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$] se prepara mediante la reacción entre amoníaco (NH_3) y ácido sulfúrico: $2\text{NH}_3(\text{g}) + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{ac}) \longrightarrow (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4(\text{ac})$

¿Cuántos kilogramos de NH_3 se necesitan para producir 1.00×10^5 kg de $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$?

- 3.78** Un método común para la preparación de oxígeno gaseoso en el laboratorio utiliza la descomposición térmica de clorato de potasio (KClO_3). Suponiendo que la descomposición es completa, calcule el número de gramos de O_2 gaseoso que se obtendrán a partir de 46.0 g de KClO_3 . (Los productos son KCl y O_2 .)

Reactivo limitante

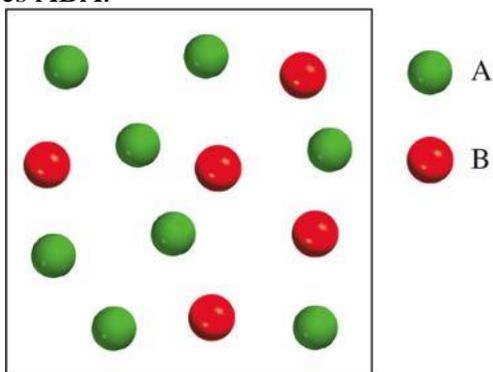
- 3.79** Defina reactivo limitante y reactivo en exceso. ¿Cuál es la importancia del reactivo limitante para la predicción de la cantidad de producto que se obtiene en una reacción? ¿Puede haber reactivo limitante en el caso de que sólo haya un reactivo presente?

- 3.80** Proporcione un ejemplo de la vida diaria que ejemplifique el concepto de reactivo limitante.

- 3.81** Considere la siguiente reacción $2\text{A} + \text{B} \longrightarrow \text{C}$

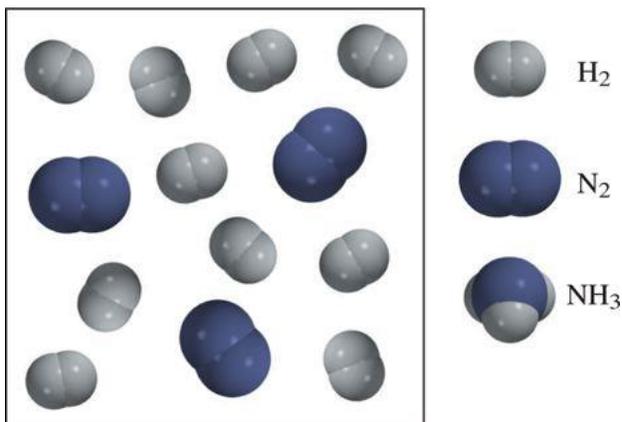
a) En el siguiente diagrama que representa la reacción, ¿cuál reactivo es el limitante, A o B?

b) Suponga una reacción completa y dibuje una representación con modelos moleculares de las cantidades de reactivos y productos que se obtienen después de la reacción. El arreglo atómico de C es ABA.



- 3.82** Considere la siguiente reacción $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \longrightarrow 2\text{NH}_3$

Suponiendo que cada modelo representa 1 mol de sustancia, muestre el número de moles de producto y el reactivo en exceso que se obtiene después de completada la reacción.



- 3.83** El óxido nítrico (NO) reacciona inmediatamente con el oxígeno gaseoso para formar dióxido de nitrógeno (NO₂), un gas café oscuro: $2\text{NO}(g) + \text{O}_2(g) \longrightarrow 2\text{NO}_2(g)$
En un experimento se mezclaron 0.886 mol de NO con 0.503 mol de O₂. Calcule cuál de los dos reactivos es el limitante. Calcule también la cantidad en moles de NO₂ producido.
- 3.84** La disminución del ozono (O₃) en la estratosfera ha sido tema de gran preocupación entre los científicos en los últimos años. Se cree que el ozono puede reaccionar con el óxido nítrico (NO) que proviene de las emisiones de los aviones de propulsión, a alturas elevadas. La reacción es:
 $\text{O}_3 + \text{NO} \longrightarrow \text{O}_2 + \text{NO}_2$
Si 0.740 g de O₃ reaccionan con 0.670 g de NO, ¿cuántos gramos de NO₂ se producirán? ¿Cuál compuesto es el reactivo limitante? Calcule los moles del reactivo en exceso que se recupera al finalizar la reacción.
- 3.85** El propano (C₃H₈) es un componente del gas natural y se utiliza para cocinar y para la calefacción doméstica.
a) Haga el balanceo de la siguiente ecuación, que representa la combustión del propano en el aire:
 $\text{C}_3\text{H}_8 + \text{O}_2 \longrightarrow \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
b) ¿Cuántos gramos de dióxido de carbono se pueden producir por la combustión de 3.65 moles de propano? Suponga que el oxígeno es el reactivo en exceso en esta reacción.
- 3.86** Considere la reacción $\text{MnO}_2 + 4\text{HCl} \longrightarrow \text{MnCl}_2 + \text{Cl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$
Si reaccionan 0.86 mol de MnO₂ y 48.2 g de HCl, ¿cuál de los reactivos se consumirá primero? ¿Cuántos gramos de Cl₂ se producirán?

Rendimiento de reacción

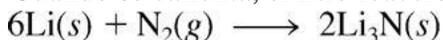
- 3.87** ¿Por qué el rendimiento de una reacción está determinado sólo por la cantidad de reactivo limitante?
- 3.88** ¿Por qué el rendimiento real de una reacción casi siempre es menor que el rendimiento teórico?
- 3.89** El fluoruro de hidrógeno se utiliza en la manufactura de los freones (los cuales destruyen el ozono de la estratosfera) y en la producción de aluminio metálico. Se prepara por la reacción
 $\text{CaF}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \longrightarrow \text{CaSO}_4 + 2\text{HF}$
En un proceso, se tratan 6.00 kg de CaF₂ con un exceso de H₂SO₄ y se producen 2.86 kg de HF. Calcule el porcentaje de rendimiento de HF.
- 3.90** La nitroglicerina (C₃H₅N₃O₉) es un explosivo muy potente. Su descomposición se puede representar por $4\text{C}_3\text{H}_5\text{N}_3\text{O}_9 \longrightarrow 6\text{N}_2 + 12\text{CO}_2 + 10\text{H}_2\text{O} + \text{O}_2$
Esta reacción genera una gran cantidad de calor y muchos productos gaseosos. La velocidad de formación de estos gases, así como su rápida expansión, es lo que causa la explosión.
a) ¿Cuál es la máxima cantidad de O₂ en gramos que se obtendrá a partir de 2.00×10^2 g de nitroglicerina?
b) Calcule el porcentaje de rendimiento de esta reacción si se encuentra que la cantidad de O₂ producida fue de 6.55 g.
- 3.91** El óxido de titanio(IV) (TiO₂) es una sustancia blanca que se produce por la reacción de ácido sulfúrico con el mineral ilmenita (FeTiO₃): $\text{FeTiO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \longrightarrow \text{TiO}_2 + \text{FeSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$

Sus propiedades de opacidad y no toxicidad lo convierten en una sustancia idónea para pigmentos de plásticos y pinturas. En un proceso, $8.00 \times 10^3 \text{ kg}$ de FeTiO_3 produjeron $3.67 \times 10^3 \text{ kg}$ de TiO_2 . ¿Cuál es el porcentaje de rendimiento de la reacción?

3.92 El etileno (C_2H_4), un importante reactivo químico industrial, se puede preparar calentando hexano (C_6H_{14}) a 800°C : $\text{C}_6\text{H}_{14} \longrightarrow \text{C}_2\text{H}_4 + \text{otros productos}$

Si el rendimiento de la producción de etileno es 42.5 %, ¿qué masa de hexano se debe utilizar para producir 481 g de etileno?

3.93 Cuando se calienta, el litio reacciona con el nitrógeno para formar nitruro de litio:



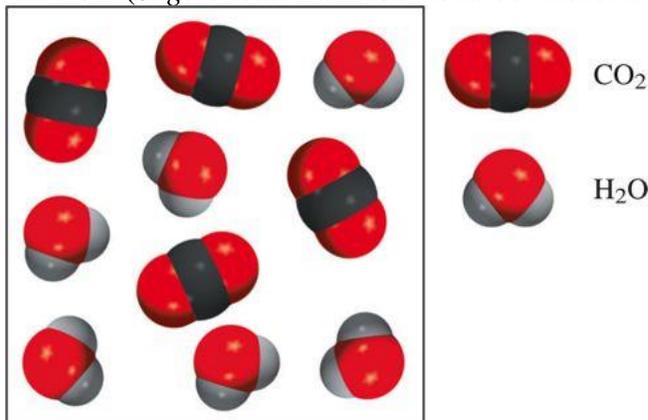
¿Cuál es el rendimiento teórico de Li_3N en gramos cuando 12.3 g de Li se calientan con 33.6 g de N_2 ?

Si el rendimiento real de Li_3N es 5.89 g, ¿cuál es el porcentaje de rendimiento de la reacción?

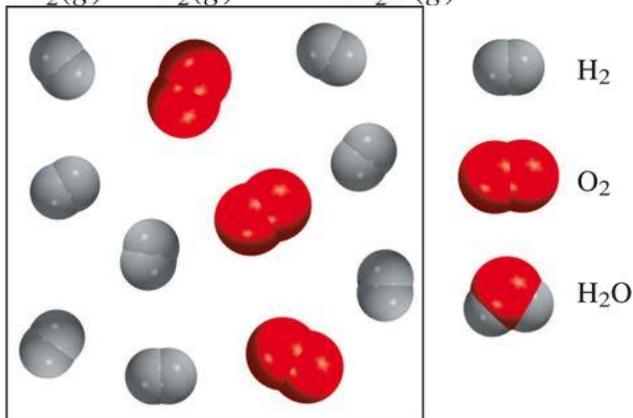
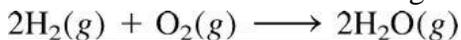
3.94 El dicloruro de diazofre (S_2Cl_2) se utiliza en la vulcanización del caucho, un proceso que impide que las moléculas del caucho se separen cuando éste se estira. Se prepara mediante el calentamiento del azufre en una atmósfera con cloro: $\text{S}_8(l) + 4\text{Cl}_2(g) \longrightarrow 4\text{S}_2\text{Cl}_2(l)$

¿Cuál es el rendimiento teórico de S_2Cl_2 en gramos cuando 4.06 g de S_8 se calientan con 6.24 g de Cl_2 ? Si el rendimiento real de S_2Cl_2 es 6.55 g, ¿cuál es el porcentaje de rendimiento?

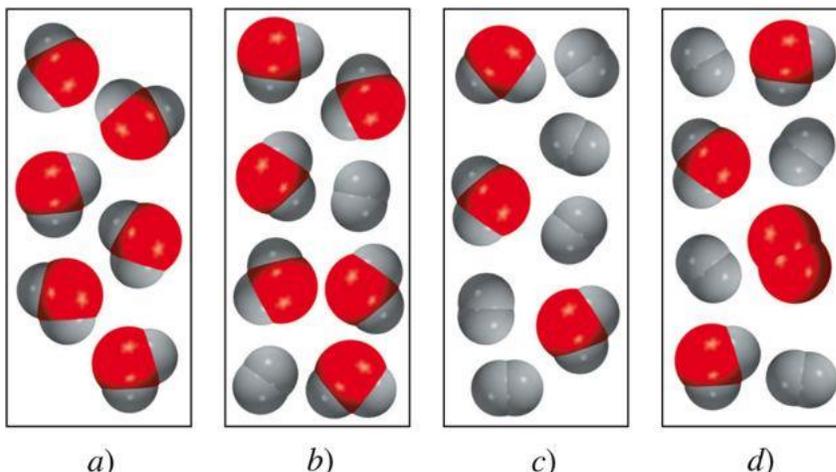
3.95 El siguiente diagrama representa los productos (CO_2 y H_2O) formados después de la combustión de un hidrocarburo (un compuesto que contiene sólo átomos de C y H). Escriba una ecuación para la reacción. (*Sugerencia:* La masa molar del hidrocarburo es aproximadamente 30 g.)



3.96 Considere la reacción del hidrógeno gaseoso con el oxígeno gaseoso:

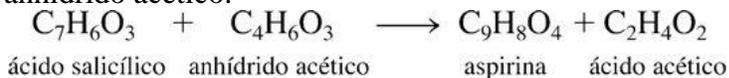


Suponga que ocurre una reacción completa, ¿cuál de los siguientes diagramas representa las cantidades de reactivos y productos que se pueden recuperar una vez finalizada la reacción?



- 3.97** El ácido nítrico se produce industrialmente mediante el proceso de Ostwald, representado con las siguientes ecuaciones:
- $$4\text{NH}_3(g) + 5\text{O}_2(g) \longrightarrow 4\text{NO}(g) + 6\text{H}_2\text{O}(l)$$
- $$2\text{NO}(g) + \text{O}_2(g) \longrightarrow 2\text{NO}_2(g)$$
- $$2\text{NO}_2(g) + \text{H}_2\text{O}(l) \longrightarrow \text{HNO}_3(ac) + \text{HNO}_2(ac)$$
- ¿Qué masa de NH_3 (en gramos) se debe utilizar para producir 1.00 tonelada de HNO_3 de acuerdo con el procedimiento anterior?; suponga un porcentaje de rendimiento de 80 % en cada uno de los pasos (1 tonelada = 2 000 lb; 1 lb = 453.6 g).
- 3.99** La masa atómica de un elemento X es 33.42 *uma*. Una muestra de 27.22 g de X se combina con 84.10 g de otro elemento, Y, para formar un compuesto XY. Calcule la masa atómica de Y.
- 3.100** ¿Cuántos moles de O se necesitan para combinarse con 0.212 *mol* de C para formar:
- CO y
 - CO₂?
- 3.104** El quilate es la unidad de masa que utilizan los joyeros. Un quilate es exactamente igual a 200 *mg*. ¿Cuántos átomos de carbono están presentes en un diamante de 24 quilates?
- 3.107** Una muestra impura de zinc (Zn) se trata con un exceso de ácido sulfúrico (H_2SO_4) para formar sulfato de zinc (ZnSO_4) e hidrógeno molecular (H_2).
- Escriba una ecuación balanceada para la reacción.
 - Si se obtienen 0.0764 g de H_2 a partir de 3.86 g de la muestra, calcule el porcentaje de pureza de la muestra.
 - ¿Qué suposiciones se deben hacer en el inciso b)?
- 3.108** Una de las reacciones que se llevan a cabo en un alto horno donde el mineral de hierro se convierte en hierro fundido, es $\text{Fe}_2\text{O}_3 + 3\text{CO} \longrightarrow 2\text{Fe} + 3\text{CO}_2$
- Suponga que se obtienen 1.64×10^3 kg de Fe a partir de una muestra de 2.62×10^3 kg de Fe_2O_3 . Suponiendo que la reacción llegue a completarse, ¿cuál es el porcentaje de pureza del Fe_2O_3 en la muestra original?
- 3.109** El dióxido de carbono (CO_2) es el compuesto gaseoso principal responsable del calentamiento del planeta (efecto invernadero). La combustión de los combustibles fósiles es la causa principal del incremento de la concentración de CO_2 en la atmósfera. El dióxido de carbono también es el producto final del metabolismo. Utilizando la glucosa como ejemplo de un alimento, calcule la producción anual de CO_2 en gramos, suponiendo que cada persona consume 5.0×10^2 g de glucosa al día. La población mundial es de 6.5 mil millones y hay 365 días por año.
- 3.111** ¿En dónde hay mayor cantidad de masa: en 0.72 g de O_2 o en 0.0011 *mol* de clorofila ($\text{C}_{55}\text{H}_{72}\text{MgN}_4\text{O}_5$)?
- 3.115** Calcule el número de cationes y aniones en cada uno de los siguientes compuestos:
- 8.38 g de KBr
 - 5.40 g de Na_2SO_4
 - 7.45 g de $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$

3.117 La aspirina o ácido acetilsalicílico se sintetiza mediante la reacción del ácido salicílico con el anhídrido acético:



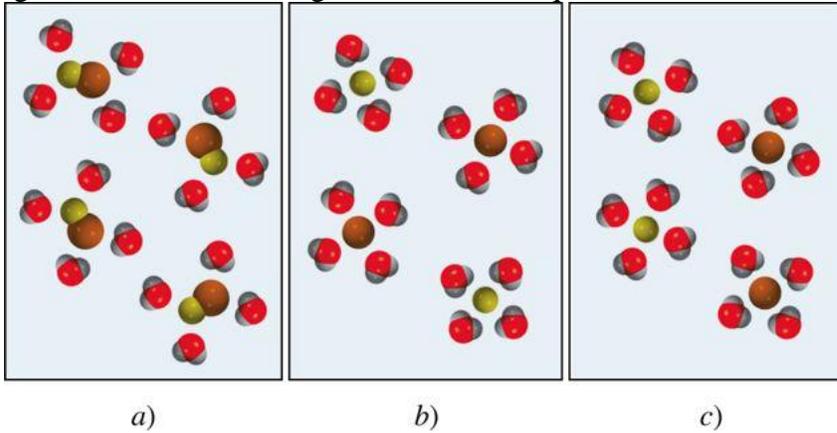
- a) ¿Cuánto ácido salicílico se necesita para producir 0.400 g de aspirina (aproximadamente el contenido de una tableta), en caso de que el anhídrido acético se presente en exceso?
- b) Calcule la cantidad de ácido salicílico necesaria si sólo 74.9 % de ácido salicílico se convierte en aspirina.
- c) En un experimento, 9.26 g de ácido salicílico se hicieron reaccionar con 8.54 g de anhídrido acético. Calcule el rendimiento teórico de aspirina y el porcentaje de rendimiento si sólo se producen 10.9 g de aspirina.
- 3.120** ¿Un gramo de moléculas de hidrógeno contiene la misma cantidad de átomos que 1 g de átomos de hidrógeno?
- 3.121** Algunas veces se ha descrito a la constante de Avogadro como un factor de conversión entre una y gramos. Utilice el átomo de flúor (19.00 *uma*) como ejemplo para mostrar la relación entre la unidad de masa atómica y el gramo.
- 3.125** ¿Qué relación molar resultaría entre cloro molecular (Cl_2) y oxígeno molecular (O_2) por la descomposición del compuesto Cl_2O_7 en los elementos que lo forman?
- 3.126**Cuál de las siguientes sustancias contiene la mayor masa en átomos de cloro?
- a) 5.0 g de Cl_2
- b) 60.0 g de NaClO_3
- c) 0.10 mol de KCl
- d) 30.0 g de MgCl_2
- e) 0.50 mol de Cl_2
- 3.131** La fórmula del cloruro de bario hidratado es $\text{BaCl}_2 \cdot x\text{H}_2\text{O}$. Si 1.936 g del compuesto producen 1.864 g de BaSO_4 anhidro cuando se trata con ácido sulfúrico, calcule el valor de x .
- 3.132** Se ha calculado que durante la erupción del Monte Santa Elena (el 18 de mayo de 1980) se emitieron a la atmósfera alrededor de 4.0×10^5 toneladas de SO_2 . Si todo el SO_2 se convirtiera en ácido sulfúrico, ¿cuántas toneladas de H_2SO_4 se producirían?
- 3.144** Industrialmente, el hidrógeno gaseoso se prepara por la reacción del propano gaseoso (C_3H_8) con vapor a una temperatura de alrededor de 400 °C. Los productos son monóxido de carbono (CO) e hidrógeno gaseoso (H_2). a) Escriba una ecuación balanceada para la reacción. b) ¿Cuántos kilogramos de H_2 se pueden obtener a partir de 2.84×10^3 kg de propano?
- 3.145** Una reacción que tiene 90 % de rendimiento se puede considerar como un experimento exitoso. Sin embargo, en la síntesis de moléculas complejas como la clorofila y muchos fármacos anticancerígenos, muchas veces un químico tiene que realizar síntesis de múltiples etapas. ¿Cuál será el porcentaje de rendimiento de una síntesis de ese tipo, si se trata de una reacción de 30 etapas con 90 % de rendimiento en cada una de ellas?
- 3.148** Una muestra de magnesio de 21.496 g entra en combustión con el aire para formar óxido de magnesio y nitruro de magnesio. Cuando los productos se tratan con agua, se generan 2.813 g de amoníaco gaseoso. Calcule las cantidades formadas de nitruro de magnesio y óxido de magnesio.
- 3.150** Una muestra de hierro que pesa 15.0 g se calentó con clorato de potasio (KClO_3) en un contenedor al vacío. El oxígeno generado por la descomposición del KClO_3 convirtió una parte del Fe en Fe_2O_3 . Si la masa combinada de Fe y Fe_2O_3 fue 17.9 g, calcule la masa de Fe_2O_3 formada y la masa de KClO_3 que se descompuso.

Reacciones en disolución acuosa.

Propiedades de las disoluciones acuosas

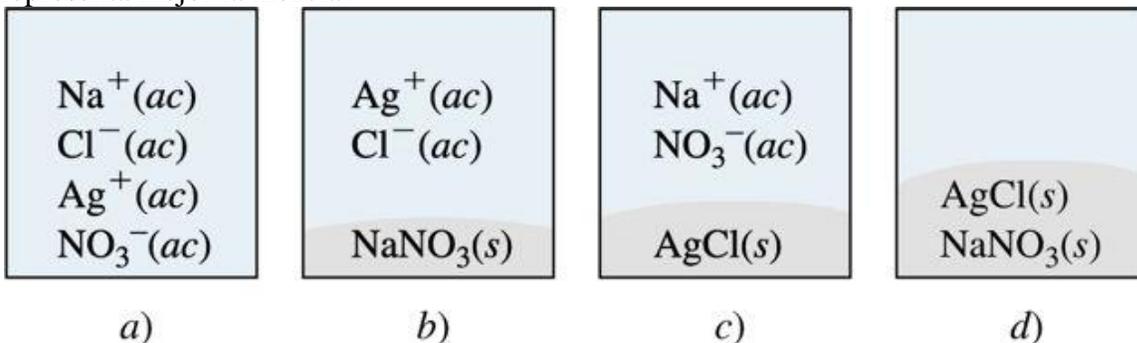
4.1 Defina soluto, disolvente y disolución, describiendo el proceso de disolución de un sólido en un líquido.

4.8 ¿Cuál de los siguientes diagramas representa mejor la hidratación del NaCl cuando se disuelve en agua? El ion Cl^- es más grande en tamaño que el ion Na^+ .

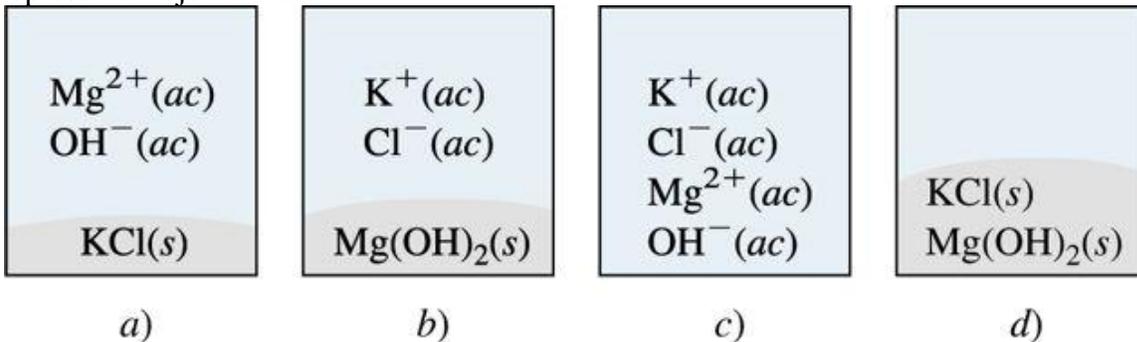


Reacciones de precipitación

4.17 Se mezclan dos disoluciones acuosas, de AgNO_3 y de NaCl . ¿Cuál de los siguientes diagramas representa mejor la mezcla?



4.18 Se mezclan dos disoluciones acuosas, de KOH y de MgCl_2 . ¿Cuál de los siguientes diagramas representa mejor la mezcla?



4.19 Clasifique los compuestos siguientes como solubles o insolubles en agua:

- | | |
|---------------------------------|-----------------------------|
| a) $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ | b) $\text{Mn}(\text{OH})_2$ |
| c) AgClO_3 | d) K_2S |

4.20 Clasifique los compuestos siguientes como solubles o insolubles en agua:

- | | | |
|-------------------------------|--------------------|------------------------------|
| a) CaCO_3 | b) ZnSO_4 | e) NH_4ClO_4 |
| c) $\text{Hg}(\text{NO}_3)_2$ | d) HgSO_4 | |

4.23 ¿En cuál de los procesos siguientes es más factible que se efectúe una reacción de precipitación?

- Al mezclar una disolución de NaNO_3 con una disolución de CuSO_4 .
- Al mezclar una disolución de BaCl_2 con una disolución de K_2SO_4 . Escriba la ecuación iónica neta para la reacción de precipitación.

Reacciones ácido-base

4.34 Balancee las siguientes ecuaciones y escriba las ecuaciones iónicas y las ecuaciones iónicas netas correspondientes (cuando sea apropiado):

- $\text{CH}_3\text{COOH}(ac) + \text{KOH}(ac) \longrightarrow$
- $\text{H}_2\text{CO}_3(ac) + \text{NaOH}(ac) \longrightarrow$
- $\text{HNO}_3(ac) + \text{Ba}(\text{OH})_2(ac) \longrightarrow$

Concentración de disoluciones

4.57 Escriba la ecuación para calcular la molaridad. ¿Por qué es ésta una unidad de concentración conveniente en química?

4.58 Describa los pasos implicados en la preparación de una disolución de concentración molar conocida utilizando un matraz volumétrico.

4.59 Calcule la masa de KI, en gramos, que se requiere para preparar $5.00 \times 10^2 \text{ mL}$ de una disolución 2.80 mol L^{-1} .

4.60 Describa cómo prepararía 250 mL de una disolución de NaNO_3 0.707 mol L^{-1} .

4.61 ¿Cuántos moles de MgCl_2 están presentes en 60.0 mL de una disolución de MgCl_2 0.100 mol L^{-1} ?

4.62 ¿Cuántos gramos de KOH están presentes en 35.0 mL de una disolución 5.50 mol L^{-1} ?

4.63 Calcule la molaridad de cada una de las siguientes disoluciones:

- 29.0 g de etanol ($\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$) en 545 mL de disolución.
- 15.4 g de sacarosa ($\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$) en 74.0 mL de disolución.
- 9.00 g de cloruro de sodio (NaCl) en 86.4 mL de disolución.

4.64 Calcule la molaridad de cada una de las siguientes disoluciones:

- 6.57 g de metanol (CH_3OH) en $1.50 \times 10^2 \text{ mL}$ de disolución.
- 10.4 g de cloruro de calcio (CaCl_2) en $2.20 \times 10^2 \text{ mL}$ de disolución.
- 7.82 g de naftaleno (C_{10}H_8) en 85.2 mL de disolución de benceno

4.65 Calcule el volumen en mL de disolución requerida para tener lo siguiente:

- 2.14 g de cloruro de sodio a partir de una disolución 0.270 mol L^{-1} .
- 4.30 g de etanol a partir de una disolución 1.50 mol L^{-1} .
- 0.85 g de ácido acético (CH_3COOH) a partir de una disolución 0.30 mol L^{-1} .

4.66 Determine los gramos de cada uno de los siguientes solutos que se necesitan para preparar $2.50 \times 10^2 \text{ mL}$ de una disolución 0.100 mol L^{-1} de:

- yoduro de cesio (CsI).
- ácido sulfúrico (H_2SO_4).
- carbonato de sodio (Na_2CO_3).
- dicromato de potasio ($\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$).
- permanganato de potasio (KMnO_4).

Análisis gravimétrico

4.77 Si se agregan 30.0 mL de una disolución de CaCl_2 0.150 mol L^{-1} a 15.0 mL de disolución de AgNO_3 0.100 mol L^{-1} , ¿cuál es la masa en gramos del precipitado de AgCl ?

4.79 ¿Cuántos gramos de NaCl se necesitan para precipitar la mayor parte de los iones Ag^+ de $2.50 \times 10^2 \text{ mL}$ de una disolución de AgNO_3 $0.0113 \text{ mol L}^{-1}$? Escriba la ecuación para la reacción.

4.80 La concentración de iones Cu^{2+} en el agua (que también contiene iones sulfato) que descarga cierta planta industrial, se determina agregando una disolución de sulfuro de sodio (Na_2S) en exceso a 0.800 L del agua. La ecuación molecular es:



Calcule la concentración molar de Cu^{2+} en la muestra de agua si se formaron 0.0177 g de CuS sólido.

Valoraciones ácido-base

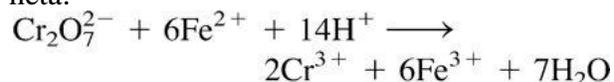
4.83 Una estudiante llevó a cabo dos valoraciones usando una disolución de NaOH de una concentración desconocida en la bureta. En una valoración pesó 0.2558 g de $\text{KHC}_8\text{H}_4\text{O}_4$ (un ácido monoprótico) y lo

transfirió a un matraz Erlenmeyer. Después agregó 20.00 mL de agua destilada para disolver el ácido. En la otra valoración, pesó 0.2507 g de $\text{KHC}_8\text{H}_4\text{O}_4$ pero agregó 40.00 mL de agua destilada para disolver el ácido. En caso de que no hubiera error experimental, ¿obtendría el mismo resultado para la concentración de la disolución de NaOH?

- 4.84** ¿El volumen de una disolución de NaOH 0.10 mol L⁻¹ necesario para valorar 25.0 mL de una disolución HNO₂ 0.10 mol L⁻¹ (un ácido débil) sería diferente de la necesaria para valorar 25.0 mL de una disolución HCl 0.10 mol L⁻¹ (un ácido fuerte)?
- 4.85** Se necesitan 18.68 mL de una disolución KOH para neutralizar 0.4218 g de $\text{KHC}_8\text{H}_4\text{O}_4$. ¿Cuál es la concentración (en molaridad) de la disolución de KOH?
- 4.86** Calcule la concentración (en molaridad) de una disolución de NaOH si se necesitan 25.0 mL de la disolución para neutralizar 17.4 mL de una disolución de HCl 0.312 mol L⁻¹.
- 4.87** Calcule el volumen en mililitros de una disolución de NaOH 1.420 mol L⁻¹ requerido para valorar las disoluciones siguientes:
- 25.00 mL de una disolución de HCl 2.430 mol L⁻¹.
 - 25.00 mL de una disolución de H₂SO₄ 4.500 mol L⁻¹.
 - 25.00 mL de una disolución de H₃PO₄ 1.500 mol L⁻¹.
- 4.88** ¿Qué volumen de una disolución de HCl 0.500 mol L⁻¹ se necesita para neutralizar por completo cada una de las disoluciones siguientes:
- 10.0 mL de una disolución de NaOH 0.300 mol L⁻¹.
 - 10.0 mL de una disolución de Ba(OH)₂ 0.200 mol L⁻¹.

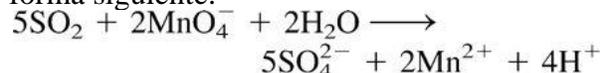
Valoraciones redox

- 4.91** El hierro(II) se puede oxidar por una disolución ácida de $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ de acuerdo con la ecuación iónica neta:



Si se utilizan 26.0 mL de una disolución de $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ 0.0250 mol L⁻¹ para valorar 25.0 mL de una disolución que contiene iones Fe²⁺, ¿cuál es la concentración en molaridad del Fe²⁺?

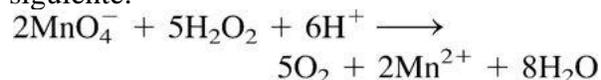
- 4.92** El SO₂ presente en el aire es el principal responsable del fenómeno de la lluvia ácida. Se puede determinar su concentración al valorarlo con una disolución patrón de permanganato de potasio, en la forma siguiente:



Calcule la cantidad en gramos de SO₂ presentes en una muestra de aire si en la valoración se requieren 7.37 mL de una disolución de KMnO_4 0.00800 mol L⁻¹.

- 4.93** Una muestra de un mineral de hierro (que contiene únicamente iones Fe²⁺) que pesa 0.2792 g se disolvió en una disolución de un ácido diluido; todo el Fe(II) se convirtió en iones Fe(III). La disolución requirió en la valoración 23.30 mL de una disolución de $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ 0.0194 mol L⁻¹. Calcule la cantidad en masa de hierro en la muestra. (Sugerencia: Véase el problema 4.91 para la ecuación balanceada.)

- 4.94** La concentración de una disolución de peróxido de hidrógeno se puede determinar al valorarla contra una disolución valorada de permanganato de potasio, en medio ácido, de acuerdo con la ecuación siguiente:

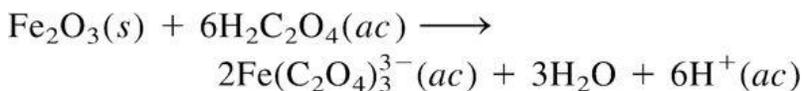


Si se requieren 36.44 mL de una disolución de KMnO_4 0.01652 mol L⁻¹ para oxidar completamente 25.00 mL de una disolución de H₂O₂, calcule la molaridad y la normalidad de esta disolución.

- 4.97** El ion yodato, IO_3^- , oxida al ion SO_3^{2-} en disolución ácida. La semirreacción para la oxidación es
- $$\text{SO}_3^{2-} + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow \text{SO}_4^{2-} + 2\text{H}^+ + 2e^-$$

Una muestra de 100.0 mL de una disolución que contiene 1.390 g de KIO_3 , reacciona con 32.5 mL de disolución de Na_2SO_3 0.500 mol L^{-1} . ¿Cuál es el estado de oxidación final del yodo después de que la reacción ha ocurrido?

- 4.98** El oxalato de calcio (CaC_2O_4), componente principal de los cálculos renales, es insoluble en agua. Por esta razón, se puede usar para determinar la cantidad de iones Ca^{2+} presentes en los fluidos como la sangre. El oxalato de calcio aislado de la sangre se disuelve en ácido y se valora con una disolución patrón de KMnO_4 , como se muestra en el problema 4.95. En una prueba se encontró que la valoración del oxalato de calcio obtenido de una muestra de 10.0 mL de sangre consumió 24.2 mL de disolución de KMnO_4 $9.56 \times 10^{-4} \text{ mol L}^{-1}$. Calcule la cantidad en miligramos de calcio por mililitro de sangre.
- 4.102** Una muestra de $5.00 \times 10^2 \text{ mL}$ de una disolución de HCl 2.00 mol L^{-1} se trata con 4.47 g de magnesio. Calcule la concentración de la disolución del ácido después de que todo el metal ha reaccionado. Suponga que el volumen de la disolución permanece constante.
- 4.103** Calcule el volumen de una disolución de CuSO_4 0.156 mol L^{-1} que reaccionaría con 7.89 g de zinc.
- 4.104** El carbonato de sodio (Na_2CO_3) se puede obtener en forma muy pura, por lo que se puede usar para valorar disoluciones de ácidos. ¿Cuál es la molaridad de una disolución de HCl si se requieren 28.3 mL de esta disolución para reaccionar con 0.256 g de Na_2CO_3 ?
- 4.105** Una muestra de 3.664 g de un ácido monoprótico se disolvió en agua. Se consumieron 20.27 mL de una disolución de NaOH $0.1578 \text{ mol L}^{-1}$ para neutralizar el ácido. Calcule la masa molar del ácido.
- 4.106** El ácido acético (CH_3COOH) es un ingrediente importante del vinagre. Una muestra de 50.0 mL de un vinagre comercial se valoró con una disolución de NaOH 1.00 mol L^{-1} . ¿Cuál es la concentración molar (en molaridad) del ácido acético en el vinagre si se necesitaron 5.75 mL de la base para la valoración?
- 4.107** Se diluyeron 15.00 mL de una disolución de nitrato de potasio (KNO_3) a 125.0 mL; posteriormente 25.00 mL de esta disolución se diluyeron a un volumen de $1.000 \times 10^3 \text{ mL}$. La concentración de la disolución final es de $0.00383 \text{ mol L}^{-1}$. Calcule la concentración de la disolución original.
- 4.109** Calcule la masa del precipitado que se forma al mezclar 2.27 L de una disolución de $\text{Ba}(\text{OH})_2$ $0.0820 \text{ mol L}^{-1}$ con 3.06 L de Na_2SO_4 $0.0664 \text{ mol L}^{-1}$.
- 4.110** Calcule la concentración del ácido (o base) remanente en la disolución cuando se agregan 10.7 mL de HNO_3 0.211 mol L^{-1} a 16.3 mL de NaOH 0.258 mol L^{-1} .
- 4.111** La leche de magnesia contiene principalmente $\text{Mg}(\text{OH})_2$ y es eficaz en contra de la acidez estomacal (en gran parte debido al ácido clorhídrico). Calcule el volumen de una disolución de HCl 0.035 mol L^{-1} (una concentración típica de ácido en la parte superior del estómago) necesario para que reaccione con dos cucharadas (aproximadamente 10 mL) de leche de magnesia [0.080 g de $\text{Mg}(\text{OH})_2/\text{mL}$].
- 4.113** Una definición cuantitativa de solubilidad es el número de gramos de un soluto que se disolverá en un volumen dado de agua a una temperatura específica. Describa un experimento que permita determinar la solubilidad de un compuesto soluble.
- 4.114** Se mezclan 60.0 mL de una disolución de glucosa ($\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$) 0.513 mol L^{-1} con 120.0 mL de una disolución de glucosa 2.33 mol L^{-1} . ¿Cuál es la concentración de la disolución final? Suponga que los volúmenes son aditivos.
- 4.121** La concentración de iones plomo (Pb^{2+}) en una muestra de agua contaminada, que también contiene iones nitrato (NO_3^-), se determina al añadir sulfato de sodio sólido (Na_2SO_4) a 500 mL exactos del agua.
- a) Escriba la ecuación molecular de la reacción.
- b) Calcule la concentración molar de Pb^{2+} si se hubieran requerido 0.00450 g de Na_2SO_4 para precipitar por completo los iones Pb^{2+} en forma de PbSO_4 .
- 4.131** El cloro forma varios óxidos con los siguientes números de oxidación: +1, +3, +4, +6 y +7. Escriba una fórmula para cada uno de estos compuestos.
- 4.132** Una aplicación útil del ácido oxálico consiste en eliminar la herrumbre (Fe_2O_3) de las argollas de la bañera, de acuerdo con la reacción



Calcule la cantidad en gramos de herrumbre que se pueden remover con $5.00 \times 10^2 \text{ mL}$ de una disolución de ácido oxálico 0.100 mol L^{-1} .

- 4.133** El ácido acetilsalicílico ($\text{C}_9\text{H}_8\text{O}_4$) es un ácido monoprótico comúnmente conocido como “aspirina”. Una tableta típica de aspirina contiene, sin embargo, sólo una pequeña cantidad del ácido. En un experimento, una tableta se trituró y se disolvió en agua para determinar su composición. Se gastaron 12.25 mL de una disolución de NaOH $0.1466 \text{ mol L}^{-1}$ para neutralizar la disolución. Calcule la cantidad en granos de aspirina en la tableta. (Un grano = 0.0648 g .)
- 4.136** Una muestra de 325 mL de una disolución contiene 25.3 g de CaCl_2 .
- Calcule la concentración en molaridad de Cl^- en la disolución.
 - ¿Cuántos gramos de Cl^- hay en 0.100 L de la disolución?
- 4.139** ¿La siguiente es una reacción redox? Explique.
- $$3\text{O}_2(g) \longrightarrow 2\text{O}_3(g)$$
- 4.140** ¿Cuál es el número de oxidación del O en el HFO?
- 4.142** El alcohol contenido en una muestra de 10.0 g de sangre de un conductor necesitó 4.23 mL de $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ $0.07654 \text{ mol L}^{-1}$ para su valoración. ¿Podría la policía procesar al individuo por conducir ebrio? (*Sugerencia:* Véase la sección La química en acción.)
- 4.148** El procedimiento recomendado para preparar una disolución muy diluida no es pesar una masa muy pequeña o medir un volumen muy pequeño de una disolución concentrada. En vez de ello, esto se realiza mediante una serie de diluciones. Una muestra de 0.8214 g de KMnO_4 se disolvió en agua y se llenó hasta la marca del volumen en un matraz volumétrico de 500 mL . Una muestra de 2.000 mL de esta disolución se transfirió a un matraz volumétrico de $1\ 000 \text{ mL}$ y se diluyó hasta la marca con agua. Después, 10.00 mL de la disolución diluida se transfirieron a un matraz de 250 mL y se diluyó hasta la marca con agua.
- Calcule la concentración (en molaridad) de la disolución final.
 - Calcule la masa de KMnO_4 que se necesita para preparar directamente la disolución final.
- 4.149** El siguiente experimento del “ciclo de cobre” se lleva a cabo en algunos laboratorios de química. La serie de reacciones inicia con cobre y termina con cobre metálico. Los pasos son los siguientes: (1) Una pieza de alambre de cobre de masa conocida se deja reaccionar con ácido nítrico concentrado [los productos son nitrato de cobre(II), dióxido de nitrógeno y agua]. (2) El nitrato de cobre(II) se trata con una disolución de hidróxido de sodio para formar el precipitado de hidróxido de cobre(II). (3) El hidróxido de cobre(II) se descompone por calentamiento para formar óxido de cobre(II). (4) El óxido de cobre(II) se hace reaccionar con ácido sulfúrico concentrado para formar sulfato de cobre(II). (5) El sulfato de cobre(II) se trata con un exceso de zinc metálico para formar cobre metálico. (6) El zinc metálico remanente se elimina por tratamiento con ácido clorhídrico y el cobre metálico se filtra, se seca y se pesa.
- Escriba una ecuación balanceada para cada uno de los pasos y clasifique las reacciones.
 - Suponiendo que un estudiante empezó con 65.6 g de cobre, calcule el rendimiento teórico en cada etapa.
 - Considerando la naturaleza de las etapas, diga por qué es posible recuperar la mayor parte del cobre usado al inicio.