

## Equilibrios de solubilidad

- 16.39.** Utilice  $\text{BaSO}_4$  para describir la diferencia entre solubilidad, solubilidad molar y producto de solubilidad.
- 16.40.** ¿Por qué normalmente no se calculan los valores de  $K_{ps}$  para los compuestos iónicos solubles?
- 16.41.** Escriba las ecuaciones balanceadas y las expresiones del producto de solubilidad para los equilibrios de solubilidad de los compuestos que se dan a continuación:
- $\text{CuBr}$
  - $\text{ZnC}_2\text{O}_4$
  - $\text{Ag}_2\text{CrO}_4$
  - $\text{Hg}_2\text{Cl}_2$
  - $\text{AuCl}_3$
  - $\text{Mn}_3(\text{PO}_4)_2$ .
- 16.42.** Escriba la expresión del producto de solubilidad para el compuesto iónico  $\text{A}_x\text{B}_y$ .
- 16.43.** ¿Cómo se puede predecir si se forma un precipitado cuando se mezclan dos disoluciones?
- 16.44.** El cloruro de plata tiene una  $K_{ps}$  mayor que la del carbonato de plata (vea la [tabla 16.2](#)). ¿Esto significa que el  $\text{AgCl}$  también tiene una solubilidad molar mayor que la del  $\text{Ag}_2\text{CO}_3$ ?

## Problemas

- 16.45.** Calcule la concentración de los iones en las siguientes disoluciones saturadas:
- $[\text{I}^-]$  en una disolución de  $\text{AgI}$  con  $[\text{Ag}^+] = 9.1 \times 10^{-9} \text{ mol L}^{-1}$
  - $[\text{Al}^{3+}]$  en una disolución de  $\text{Al}(\text{OH})_3$  con  $[\text{OH}^-] = 2.9 \times 10^{-9} \text{ mol L}^{-1}$ .
- 16.46.** Con los datos de solubilidad que se dan, calcule los productos de solubilidad de los compuestos siguientes:
- $\text{SrF}_2$ ,  $7.3 \times 10^{-2} \text{ g/L}$
  - $\text{Ag}_3\text{PO}_4$ ,  $6.7 \times 10^{-3} \text{ g/L}$ .
- 16.47.** La solubilidad molar del  $\text{MnCO}_3$  es  $4.2 \times 10^{-6} \text{ mol L}^{-1}$ . ¿Cuál es la  $K_{ps}$  de este compuesto?
- 16.48.** La solubilidad de un compuesto iónico  $\text{MX}$  (masa molar =  $346 \text{ g/mol}$ ) es  $4.63 \times 10^{-3} \text{ g/L}$ . ¿Cuál es la  $K_{ps}$  del compuesto?
- 16.49.** La solubilidad de un compuesto iónico  $\text{M}_2\text{X}_3$  (masa molar =  $288 \text{ g/mol}$ ) es  $3.6 \times 10^{-17} \text{ g/L}$ . ¿Cuál es la  $K_{ps}$  del compuesto?
- 16.50.** Con los datos de la [tabla 16.2](#), calcule la solubilidad molar del  $\text{CaF}_2$ .
- 16.51.** ¿Cuál es el pH de una disolución saturada de hidróxido de zinc?
- 16.52.** El pH de una disolución saturada de un hidróxido metálico  $\text{MOH}$  es 9.68. Calcule la  $K_{ps}$  del compuesto.
- 16.53.** Si se añaden  $20.0 \text{ mL}$  de  $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$   $0.10 \text{ mol L}^{-1}$  a  $50.0 \text{ mL}$  de  $\text{Na}_2\text{CO}_3$   $0.10 \text{ mol L}^{-1}$ , ¿precipitará el  $\text{BaCO}_3$ ?
- 16.54.** Se mezcla un volumen de  $75 \text{ mL}$  de  $\text{NaF}$   $0.060 \text{ mol L}^{-1}$  con  $25 \text{ mL}$  de  $\text{Sr}(\text{NO}_3)_2$   $0.15 \text{ mol L}^{-1}$ . Calcule las concentraciones de  $\text{NO}_3^-$ ,  $\text{Na}^+$ ,  $\text{Sr}^{2+}$  y  $\text{F}^-$  en la disolución final. (La  $K_{ps}$  del  $\text{SrF}_2 = 2.0 \times 10^{-10}$ .)

## El efecto del ion común y la solubilidad

- 16.57.** ¿Cómo influye el efecto del ion común en los equilibrios de solubilidad? Utilice el principio de Le Châtelier para explicar la disminución de la solubilidad de  $\text{CaCO}_3$  en una disolución de  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ .
- 16.58.** La solubilidad molar del  $\text{AgCl}$  en una disolución de  $\text{AgNO}_3$   $6.5 \times 10^{-3} \text{ mol L}^{-1}$  es  $2.5 \times 10^{-8} \text{ mol L}^{-1}$ . ¿Cuáles de las siguientes suposiciones son razonables para estimar la  $K_{ps}$  a partir de estos datos?
- La  $K_{ps}$  es la misma que la solubilidad.
  - La  $K_{ps}$  del  $\text{AgCl}$  es igual en  $\text{AgNO}_3$   $6.5 \times 10^{-3} \text{ mol L}^{-1}$  que en agua pura.
  - La solubilidad del  $\text{AgCl}$  es independiente de la concentración de  $\text{AgNO}_3$ .

- d) La  $[Ag^+]$  en la disolución no cambia de manera significativa al agregar  $AgCl$  a una disolución de  $AgNO_3$   $6.5 \times 10^{-3} \text{ mol L}^{-1}$ .
- e) Después de añadir  $AgCl$  a  $AgNO_3$   $6.5 \times 10^{-3} \text{ mol L}^{-1}$ , la  $[Ag^+]$  en la disolución es la misma que en el agua pura.

### Problemas

- 16.59. ¿Cuántos gramos de  $CaCO_3$  se disolverán en  $3.0 \times 10^2 \text{ mL}$  de  $Ca(NO_3)_2$   $0.050 \text{ mol L}^{-1}$ ?
- 16.60. El producto de solubilidad del  $PbBr_2$  es  $8.9 \times 10^{-6}$ . Determine la solubilidad molar:
- en agua pura
  - en una disolución de  $KBr$   $0.20 \text{ mol L}^{-1}$
  - en una disolución de  $Pb(NO_3)_2$   $0.20 \text{ mol L}^{-1}$ .
- 16.61. Calcule la solubilidad molar del  $AgCl$  en una disolución que se prepara disolviendo  $10.0 \text{ g}$  de  $CaCl_2$  en  $1.00 \text{ L}$  de disolución.
- 16.62. Calcule la solubilidad molar del  $BaSO_4$ :
- en agua
  - en una disolución que contiene iones  $SO_4^{2-}$   $1.0 \text{ mol L}^{-1}$ .

### El pH y la solubilidad

#### Problemas

- 16.63. ¿Cuáles de los siguientes compuestos iónicos serán más solubles en una disolución ácida que en agua?
- $BaSO_4$
  - $PbCl_2$
  - $Fe(OH)_3$
  - $CaCO_3$ .
- 16.64. ¿Cuáles de los siguientes compuestos serán más solubles en una disolución ácida que en agua pura?
- $CuI$
  - $Ag_2SO_4$
  - $Zn(OH)_2$
  - $BaC_2O_4$
  - $Ca_3(PO_4)_2$ .
- 16.65. Compare la solubilidad molar del  $Mg(OH)_2$  en agua y en una disolución amortiguadora con un pH de 9.0.
- 16.66. Calcule la solubilidad molar del  $Fe(OH)_2$  en una disolución amortiguadora con:
- un pH de 8.00
  - un pH de 10.00.
- 16.67. El producto de solubilidad del  $Mg(OH)_2$  es  $1.2 \times 10^{-11}$ . ¿Cuál es la mínima concentración de  $OH^-$  que se debe tener (por ejemplo, añadiendo  $NaOH$ ) para que la concentración de  $Mg^{2+}$  sea inferior a  $1.0 \times 10^{-10} \text{ mol L}^{-1}$  en una disolución de  $Mg(NO_3)_2$ ?

### Reacciones de oxidación-reducción

- 4.35. Dé un ejemplo de una reacción redox de combinación, de descomposición y de desplazamiento.
- 4.36. Todas las reacciones de combustión son reacciones redox. ¿Es falso o verdadero? Explique.
- 4.37. ¿Qué es el número de oxidación? ¿Cómo se utiliza para identificar las reacciones redox? Explique por qué, con excepción de los compuestos iónicos, el número de oxidación no tiene un significado físico.
- 4.38. a) Sin consultar ninguna fuente bibliográfica, dé los números de oxidación de los metales alcalinos y alcalinotérreos en sus compuestos.
- b) Dé los números de oxidación máximos que pueden tener los elementos de los grupos 3A al 7A.



- c)  $\underline{\text{Al}}_2\text{O}_3$
- d)  $\text{H}_3\underline{\text{As}}\text{O}_3$
- e)  $\underline{\text{Ti}}\text{O}_2$
- f)  $\underline{\text{Mo}}\text{O}_4^{2-}$
- g)  $\underline{\text{Pt}}\text{Cl}_4^{2-}$
- h)  $\underline{\text{Pt}}\text{Cl}_6^{2-}$
- i)  $\underline{\text{Sn}}\text{F}_2$
- j)  $\underline{\text{Cl}}\text{F}_3$
- k)  $\underline{\text{Sb}}\text{F}_6^-$

4.50. Dé el número de oxidación de los átomos subrayados en las siguientes moléculas e iones:

- a)  $\text{Mg}_3\underline{\text{N}}_2$
- b)  $\text{Cs}\underline{\text{O}}_2$
- c)  $\text{Ca}\underline{\text{C}}_2$
- d)  $\underline{\text{C}}\text{O}_3^{2-}$
- e)  $\underline{\text{C}}_2\text{O}_4^{2-}$
- f)  $\text{Zn}\underline{\text{O}}_2^{2-}$
- g)  $\text{Na}\underline{\text{B}}\text{H}_4$
- h)  $\underline{\text{W}}\text{O}_4^{2-}$

4.51. El ácido nítrico es un agente oxidante fuerte. Deduzca cuál de las especies siguientes es la que tiene *menos* probabilidad de formarse cuando el ácido nítrico reacciona con un agente reductor fuerte como el zinc metálico; explique por qué:  $\text{N}_2\text{O}$ ,  $\text{NO}$ ,  $\text{NO}_2$ ,  $\text{N}_2\text{O}_4$ ,  $\text{N}_2\text{O}_5$ ,  $\text{NH}_4^+$ .

4.52. ¿Cuáles de los metales siguientes pueden reaccionar con agua?

- a) Au
- b) Li
- c) Hg
- d) Ca
- e) Pt

4.53. En los términos del número de oxidación, uno de los óxidos siguientes no reaccionaría con el oxígeno molecular:  $\text{NO}$ ,  $\text{N}_2\text{O}$ ,  $\text{SO}_2$ ,  $\text{SO}_3$ ,  $\text{P}_4\text{O}_6$ . ¿Cuál es este óxido? ¿Por qué?

4.54. Prediga el resultado de las reacciones representadas por las siguientes ecuaciones utilizando la serie de actividad, y efectúe el balance de las ecuaciones.

- a)  $\text{Cu}(s) + \text{HCl}(ac) \longrightarrow$
- b)  $\text{I}_2(s) + \text{NaBr}(ac) \longrightarrow$
- c)  $\text{Mg}(s) + \text{CuSO}_4(ac) \longrightarrow$
- d)  $\text{Cl}_2(g) + \text{KBr}(ac) \longrightarrow$

### Balanceo de ecuaciones redox

19.1. Balancee las siguientes ecuaciones redox por el método del ion electrón:

- a)  $\text{H}_2\text{O}_2 + \text{Fe}^{2+} \longrightarrow \text{Fe}^{3+} + \text{H}_2\text{O}$  (en disolución ácida)
- b)  $\text{Cu} + \text{HNO}_3 \longrightarrow \text{Cu}^{2+} + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$  (en disolución ácida)
- c)  $\text{CN}^- + \text{MnO}_4^- \longrightarrow \text{CNO}^- + \text{MnO}_2$  (en disolución básica)
- d)  $\text{Br}_2 \longrightarrow \text{BrO}_3^- + \text{Br}^-$  (en disolución básica)
- e)  $\text{S}_2\text{O}_3^{2-} + \text{I}_2 \longrightarrow \text{I}^- + \text{S}_4\text{O}_6^{2-}$  (en disolución ácida)

19.2. Balancee las siguientes ecuaciones redox por el método del ion electrón:

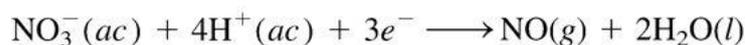
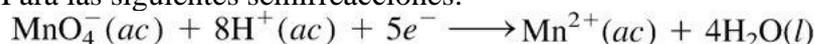
- a)  $\text{Mn}^{2+} + \text{H}_2\text{O}_2 \longrightarrow \text{MnO}_2 + \text{H}_2\text{O}$  (en disolución básica)
- b)  $\text{Bi}(\text{OH})_3 + \text{SnO}_2^{2-} \longrightarrow \text{SnO}_3^{2-} + \text{Bi}$  (en disolución básica)
- c)  $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + \text{C}_2\text{O}_4^{2-} \longrightarrow \text{Cr}^{3+} + \text{CO}_2$  (en disolución ácida)
- d)  $\text{ClO}_3^- + \text{Cl}^- \longrightarrow \text{Cl}_2 + \text{ClO}_2$  (en disolución ácida)

### Fuerza electromotriz

- 19.11. Calcule la fem estándar de una celda que utiliza las reacciones de semicelda Mg/Mg<sup>2+</sup> y Cu/Cu<sup>2+</sup> a 25 °C. Escriba la ecuación de la reacción de la celda en condiciones de estado estándar.
- 19.12. Calcule la fem estándar de una celda que utiliza las reacciones de semicelda Ag/Ag<sup>+</sup> y Al/Al<sup>3+</sup>. Escriba la ecuación de la reacción de la celda que se lleva a cabo en condiciones de estado estándar.

### Predicción de reacciones redox

- 19.13. Prediga si el Fe<sup>3+</sup> puede oxidar el ion I<sup>-</sup> hasta I<sub>2</sub> en condiciones de estado estándar.
- 19.14. ¿Cuál de los siguientes reactivos es capaz de oxidar el H<sub>2</sub>O a O<sub>2</sub> (g) en condiciones de estado estándar? H<sup>+</sup>(ac), Cl<sup>-</sup>(ac), Cl<sub>2</sub>(g), Cu<sup>2+</sup>(ac), Pb<sup>2+</sup>(ac), MnO<sup>-</sup>(ac), (en ácido).
- 19.15. Para las siguientes semirreacciones:



prediga si los iones NO<sub>3</sub><sup>-</sup> oxidarán el Mn<sup>2+</sup> a MnO<sub>4</sub><sup>-</sup> en condiciones de estado estándar.

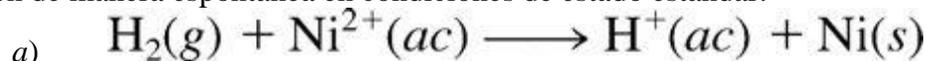
- 19.16. Prediga si las siguientes reacciones sucederán espontáneamente en disolución acuosa a 25 °C. Suponga que la concentración inicial de todas las especies disueltas es 1.0 mol L<sup>-1</sup>.
- a)  $\text{Ca}(s) + \text{Cd}^{2+}(ac) \longrightarrow \text{Ca}^{2+}(ac) + \text{Cd}(s)$
- b)  $2\text{Br}^-(ac) + \text{Sn}^{2+}(ac) \longrightarrow \text{Br}_2(l) + \text{Sn}(s)$
- c)  $2\text{Ag}(s) + \text{Ni}^{2+}(ac) \longrightarrow 2\text{Ag}^+(ac) + \text{Ni}(s)$
- d)  $\text{Cu}^+(ac) + \text{Fe}^{3+}(ac) \longrightarrow \text{Cu}^{2+}(ac) + \text{Fe}^{2+}(ac)$

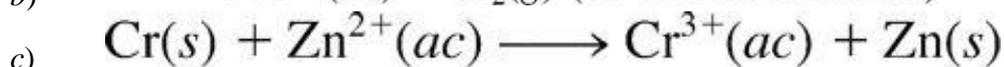
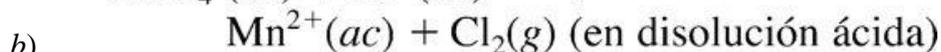
- 19.17. ¿Cuál especie de cada uno de los siguientes pares es mejor agente oxidante en condiciones de estado estándar?
- a) Br<sub>2</sub> o Au<sup>3+</sup>
- b) H<sub>2</sub>O o Ag<sup>+</sup>
- c) Cd<sup>2+</sup> o Cr<sup>3+</sup>
- d) O<sub>2</sub> en medio ácido u O<sub>2</sub> en medio básico
- 19.18. ¿Cuál especie de cada uno de los siguientes pares es mejor agente reductor en condiciones de estado estándar?
- a) Na o Li
- b) H<sub>2</sub> o I<sub>2</sub>
- c) Fe<sup>2+</sup> o Ag
- d) Br<sup>-</sup> o Co<sup>2+</sup>

- 19.25. ¿Qué reacción espontánea se llevará a cabo en condiciones de estado estándar entre los iones Ce<sup>4+</sup>, Ce<sup>3+</sup>, Fe<sup>3+</sup> y Fe<sup>2+</sup> en disolución acuosa?

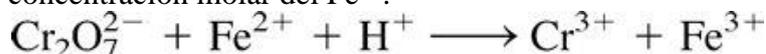
### Problemas adicionales

- 19.61. Para cada una de las siguientes reacciones redox, i) escriba las semirreacciones; ii) escriba la ecuación balanceada para la reacción global; iii) determine en qué dirección procederá la reacción de manera espontánea en condiciones de estado estándar:

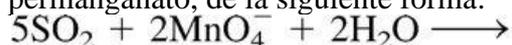




- 19.62.** La oxidación de 25.0 mL de una disolución de  $\text{Fe}^{2+}$  consume 26.0 mL de una disolución de  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$  0.0250 mol  $L^{-1}$  en un medio ácido. Balancee la siguiente ecuación y calcule la concentración molar del  $\text{Fe}^{2+}$ :



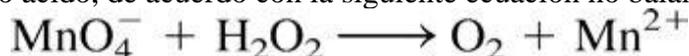
- 19.63.** El  $\text{SO}_2$  presente en el aire es el principal responsable del fenómeno de la lluvia ácida. La concentración de  $\text{SO}_2$  se puede determinar por valoración con una disolución valorada de permanganato, de la siguiente forma:



Calcule el número de gramos de  $\text{SO}_2$  presentes en una muestra de aire si en la valoración se consumen 7.37 mL de una disolución de  $\text{KMnO}_4$  0.00800 mol  $L^{-1}$ .

- 19.64.** Una muestra de un mineral de hierro de 0.2792 g se disolvió en un exceso de una disolución ácida diluida. Todo el hierro se convirtió primero en iones  $\text{Fe(II)}$ . Para valorar la disolución se necesitaron 23.30 mL de  $\text{KMnO}_4$  0.0194 mol  $L^{-1}$  para la oxidación a iones  $\text{Fe(III)}$ . Calcule el porcentaje en masa de hierro en el mineral.

- 19.65.** La concentración de una disolución de peróxido de hidrógeno se puede determinar adecuadamente por valoración con una disolución valorada de permanganato de potasio en medio ácido, de acuerdo con la siguiente ecuación no balanceada:

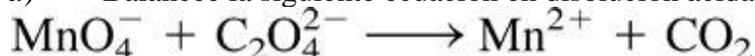


a) Balancee esta ecuación

b) Si se gastaron 36.44 mL de una disolución de  $\text{KMnO}_4$  0.01652 mol  $L^{-1}$  para oxidar completamente 25.00 mL de una disolución de  $\text{H}_2\text{O}_2$ , calcule la molaridad de esta disolución

- 19.66.** El ácido oxálico ( $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$ ) está presente en muchas plantas y verduras.

a) Balancee la siguiente ecuación en disolución ácida:



b) Si una muestra de 1.00 g de  $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$  consume 24.0 mL de disolución de  $\text{KMnO}_4$  0.0100 mol  $L^{-1}$  para que se alcance el punto de equivalencia, ¿cuál es el porcentaje en masa de  $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$  en la muestra?

- 19.68.** El oxalato de calcio ( $\text{CaC}_2\text{O}_4$ ) es insoluble en agua. Esta propiedad se ha utilizado para medir la cantidad de iones  $\text{Ca}^{2+}$  en la sangre. El oxalato de calcio aislado de la sangre se disuelve en ácido y se valora con una disolución valorada de  $\text{KMnO}_4$ , como se describió en el problema 19.66. En una prueba se encuentra que el oxalato de calcio, aislado de una muestra de 10.0 mL de sangre, consume 24.2 mL de  $\text{KMnO}_4$   $9.56 \times 10^{-4}$  mol  $L^{-1}$  en la valoración. Calcule el número de miligramos de calcio por mililitro de sangre.

- 19.72.** Explique por qué razón el gas cloro se puede preparar al electrolizar una disolución acuosa de  $\text{NaCl}$ , en tanto que el gas flúor no se puede preparar por electrólisis de una disolución acuosa de  $\text{NaF}$ .

- 19.83.** Cuando una disolución acuosa que contiene una sal de oro(III) se electroliza, el oro metálico se deposita en el cátodo y en el ánodo se genera el gas oxígeno.

Si 9.26 g de  $\text{Au}$  se depositan en el cátodo, calcule el volumen (en litros) que se genera de  $\text{O}_2$  a 23 °C y 747 mmHg.

- 19.102.** Cuando se valoran 25.0 mL de una disolución que contiene iones  $\text{Fe}^{2+}$  y  $\text{Fe}^{3+}$  con 23.0 mL de  $\text{KMnO}_4$  0.0200 mol  $L^{-1}$  (en ácido sulfúrico diluido), todos los iones  $\text{Fe}^{2+}$  se oxidan a iones  $\text{Fe}^{3+}$ . La disolución se trata después con  $\text{Zn}$  metálico para convertir todos los iones  $\text{Fe}^{3+}$  a iones  $\text{Fe}^{2+}$ . Por último, a la disolución se le agregan 40.0 mL de la misma disolución de  $\text{KMnO}_4$  para oxidar los iones  $\text{Fe}^{2+}$  a  $\text{Fe}^{3+}$ . Calcule las concentraciones molares de los iones  $\text{Fe}^{2+}$  y  $\text{Fe}^{3+}$  en la disolución original.

**19.104.** Utilice los datos de la [tabla 19.1](#) para mostrar que la descomposición del  $\text{H}_2\text{O}_2$  (una reacción de dismutación) es espontánea a  $25\text{ }^\circ\text{C}$ .

