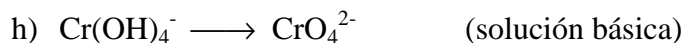


## Problemas para Resolver

- 6.1.** Indicar el número de oxidación para cada uno de los elementos de las siguientes sustancias, exceptuando el H y O: (a)  $\text{N}_2$ ; (b)  $\text{N}_2\text{O}_3$ ; (c)  $\text{HCOONa}$ ; (d)  $\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_5$ ; (e)  $\text{B}_4\text{O}_7^{2-}$ ; (f)  $\text{V}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]_2$ ; (g) hierro metálico; (h)  $\text{AlCl}_3$ ; (i)  $\text{NaNO}_2$ ; (j)  $\text{NO}_3^-$ ; (k)  $\text{H}_2\text{O}$ ; (l)  $\text{Cr}_2\text{O}_3$ ; (m)  $\text{CrO}_4^{2-}$ ; (n)  $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ .
- 6.2.** Clasificar cada una de las siguientes semirreacciones como oxidación o reducción: (a)  $\text{Hg} \longrightarrow \text{Hg}_2^{2+}$ ; (b)  $\text{OH}^- \longrightarrow \text{O}_2$ ; (c)  $\text{Fe}^{3+} \longrightarrow \text{Fe}^{2+}$ ; (d)  $\text{Cl}_2 \longrightarrow \text{ClO}_3^-$ .
- 6.3.** Para la reacción:  $\text{ClO}_3^- + \text{S}^{2-} + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow \text{Cl}^- + \text{S} + \text{OH}^-$ , identificar: (a) especie oxidada; (b) especie reducida; (c) agente oxidante; (d) agente reductor.
- 6.4.** En cada uno de los siguientes procesos redox, identifique el oxidante y el reductor. Escribir ambas semirreacciones: (a)  $\text{Al} + \text{NO}_3^- \longrightarrow \text{Al}(\text{OH})_3 + \text{NH}_3$ ; (b)  $\text{PbS} + \text{H}_2\text{O}_2 \longrightarrow \text{PbSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$ ; (c)  $\text{I}_2 + \text{Cl}_2 \longrightarrow \text{ICl}$ .
- 6.5.** El agua oxigenada en medio ácido puede actuar como oxidante o como reductor. Escribir las semirreacciones en cada caso.
- 6.6.** En cada una de las siguientes ecuaciones de oxidación-reducción, identifique los elementos que experimentan cambios en su número de oxidación e indique la magnitud del cambio en cada caso:
- $3 \text{H}_2\text{S} + 2 \text{HNO}_3 \longrightarrow 3 \text{S} + 2 \text{NO} + 4 \text{H}_2\text{O}$
  - $5 \text{H}_2\text{SO}_3 + 2 \text{MnO}_4^- \longrightarrow 5 \text{SO}_4^{2-} + 2 \text{Mn}^{2+} + 4 \text{H}^+ + 3 \text{H}_2\text{O}$
  - $2 \text{CrO}_2^- + 3 \text{ClO}^- + 2 \text{OH}^- \longrightarrow 2 \text{CrO}_4^{2-} + 3 \text{Cl}^- + \text{H}_2\text{O}$
  - $2 \text{Cu}^{2+} + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow 2 \text{Cu} + \text{O}_2 + 4 \text{H}^+$
  - $2 \text{KOH} + \text{Cl}_2 \longrightarrow \text{KCl} + \text{KClO} + \text{H}_2\text{O}$
  - $\text{BaSO}_4 + 4 \text{C} \longrightarrow \text{BaS} + 4 \text{CO}$
  - $5 \text{PbO}_2 + 2 \text{Mn}^{2+} + 5 \text{SO}_4^{2-} + 4 \text{H}^+ \longrightarrow 5 \text{PbSO}_4 + 2 \text{MnO}_4^- + 2 \text{H}_2\text{O}$
  - $\text{CH}_4 + 2 \text{O}_2 \longrightarrow \text{CO}_2 + 2 \text{H}_2\text{O}$
- 6.7.** Complete y balancee cada una de las siguientes semirreacciones:
- $\text{H}_2\text{O}_2 \longrightarrow \text{O}_2$  (solución ácida)
  - $\text{NO}_3^- \longrightarrow \text{NO}$  (solución ácida)
  - $\text{SO}_3^{2-} \longrightarrow \text{SO}_4^{2-}$  (solución básica)
  - $\text{MnO}_4^- \longrightarrow \text{MnO}_2$  (solución básica)
  - $\text{H}_2\text{O}_2 \longrightarrow \text{H}_2\text{O}$  (solución ácida)
  - $\text{PbO}_2 + \text{Cl}^- \longrightarrow \text{PbCl}_2$  (solución ácida)
  - $\text{ClO}^- \longrightarrow \text{Cl}^-$  (solución básica)

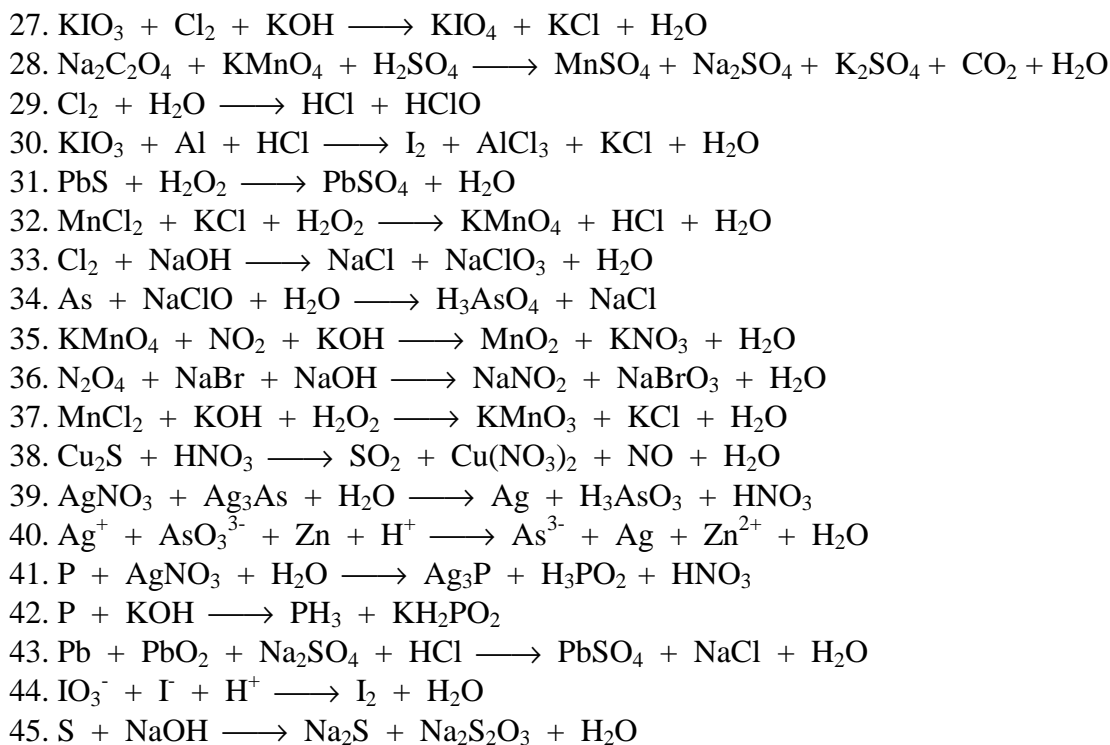


**6.8.** Complete y balancee cada una de las ecuaciones siguientes:

- (a)  $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + \text{I}^- \longrightarrow \text{Cr}^{3+} + \text{IO}_3^-$  (sol. ácida)  
 (b)  $\text{MnO}_4^- + \text{CH}_3\text{OH} \longrightarrow \text{Mn}^{2+} + \text{HCOOH}$  (sol. ácida)  
 (c)  $\text{As} + \text{ClO}_3^- \longrightarrow \text{H}_3\text{AsO}_3 + \text{HClO}$  (sol. ácida)  
 (d)  $\text{As}_2\text{O}_3 + \text{NO}_3^- \longrightarrow \text{H}_3\text{AsO}_4 + \text{N}_2\text{O}_3$  (sol. ácida)  
 (e)  $\text{MnO}_4^- + \text{Br}^- \longrightarrow \text{MnO}_2 + \text{BrO}_3^-$  (sol. básica)  
 (f)  $\text{H}_2\text{O}_2 + \text{Cl}_2\text{O}_7 \longrightarrow \text{ClO}_2^- + \text{O}_2$  (sol. básica)  
 (g)  $\text{Pb}(\text{OH})_4^{2-} + \text{ClO}^- \longrightarrow \text{PbO}_2 + \text{Cl}^-$  (sol. básica)  
 (h)  $\text{Tl}_2\text{O}_3 + \text{NH}_2\text{OH} \longrightarrow \text{TlOH} + \text{N}_2$  (sol. básica)  
 (i)  $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + \text{CH}_3\text{OH} \longrightarrow \text{HCOOH} + \text{Cr}^{3+}$  (sol. ácida)  
 (j)  $\text{NO}_2^- + \text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} \longrightarrow \text{Cr}^{3+} + \text{NO}_3^-$  (sol. ácida)  
 (k)  $\text{ClO}_3^- + \text{Cl}^- + \text{H}^+ \longrightarrow \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O}$  (sol. ácida)  
 (l)  $\text{NaCrO}_2 + \text{H}_2\text{O}_2 + \text{NaOH} \longrightarrow \text{Na}_2\text{CrO}_4 + \text{H}_2\text{O}$  (sol. básica)  
 (m)  $\text{Zn} + \text{OH}^- \longrightarrow \text{ZnO}_2^{2-} + \text{H}_2$  (sol. básica)

**6.9.** Complete y balancee cada una de las siguientes ecuaciones:

- $\text{KBr} + \text{Cl}_2 \longrightarrow \text{KCl} + \text{Br}_2$
- $\text{Ag} + \text{H}_2\text{SO}_4 \longrightarrow \text{Ag}_2\text{SO}_4 + \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
- $\text{KI} + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{SO}_4 \longrightarrow \text{I}_2 + \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
- $\text{I}_2 + \text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 \longrightarrow \text{Na}_2\text{S}_4\text{O}_6 + \text{NaI}$
- $\text{Zn} + \text{NO}_3^- \longrightarrow \text{Zn}(\text{OH})_4^{2-} + \text{NH}_3$
- $\text{NO}_3^- + \text{I}^- + \text{H}^+ \longrightarrow \text{NO} + \text{I}_2 + \text{H}_2\text{O}$
- $\text{IO}_3^- + \text{HSO}_3^- \longrightarrow \text{I}_2 + \text{SO}_4^{2-} + \text{H}_2\text{O}$
- $\text{MnO}_4^- + \text{Fe}^{2+} + \text{H}^+ \longrightarrow \text{Mn}^{2+} + \text{Fe}^{3+}$
- $\text{ClO}_3^- + \text{Co}^{2+} + \text{OH}^- \longrightarrow \text{Cl}^- + \text{Co}^{3+} + \text{H}_2\text{O}$
- $\text{I}_2 + \text{HNO}_3 \longrightarrow \text{NO} + \text{HIO}_3 + \text{H}_2\text{O}$
- $\text{P} + \text{HNO}_3 \longrightarrow \text{NO} + \text{H}_3\text{PO}_4$
- $\text{MnO}_2 + \text{HCl} \longrightarrow \text{MnCl}_2 + \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O}$
- $\text{KMnO}_4 + \text{NaNO}_2 + \text{HCl} \longrightarrow \text{MnCl}_2 + \text{NaNO}_3 + \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$
- $\text{Cu}_3(\text{AsO}_3)_2 + \text{NaOH} \longrightarrow \text{Na}_3\text{AsO}_4 + \text{Cu}_2\text{O} + \text{Na}_3\text{AsO}_3 + \text{H}_2\text{O}$
- $\text{KOH} + \text{CrCl}_3 + \text{Cl}_2 \longrightarrow \text{K}_2\text{CrO}_4 + \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$
- $\text{Br}_2 + \text{KAsO}_2 + \text{KOH} \longrightarrow \text{K}_3\text{AsO}_4 + \text{KBr} + \text{H}_2\text{O}$
- $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_4 + \text{Na}_3\text{AsO}_4 \longrightarrow \text{NaAsO}_2 + \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{NaOH}$
- $\text{H-CHO} + \text{Cu}^{2+} + \text{OH}^- \longrightarrow \text{H-COO}^- + \text{Cu}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O}$
- $\text{CH}_3\text{-CO-CO-CH}_3 + \text{MnO}_4^- \longrightarrow \text{CH}_3\text{-COO}^- + \text{Mn}^{2+}$
- $\text{C}_2\text{H}_6\text{O} + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{HCl} \longrightarrow \text{C}_2\text{H}_2\text{O} + \text{CrCl}_3 + \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$
- $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CHO} + \text{Ag}(\text{NH}_3)_2^+ + \text{OH}^- \longrightarrow \text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-COO}^- + \text{Ag} + \text{H}_2\text{O}$
- $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2(\text{OH})\text{CH}_3 + \text{H}_2\text{O}_2 \longrightarrow \text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CO-CH}_3 + \text{H}_2\text{O}$
- $\text{KNO}_3 + \text{Zn} + \text{H}_2\text{SO}_4 \longrightarrow \text{ZnSO}_4 + (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
- $\text{SCN}^- + \text{Al} + \text{H}^+ \longrightarrow \text{Al}^{3+} + \text{NH}_4^+ + \text{C} + \text{H}_2\text{S}$
- $\text{Pt} + \text{NO}_3^- + \text{Cl}^- + \text{H}^+ \longrightarrow \text{PtCl}_6^{2-} + \text{NO}_2$
- $\text{Al} + \text{OH}^- + \text{AsO}_2^- \longrightarrow \text{AsH}_3 + \text{Al}(\text{OH})_4^-$



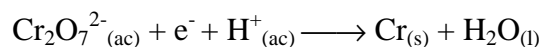
- 6.10.** Escriba e iguale las ecuaciones correspondientes a las siguientes reacciones redox: (a) nitrato potásico + sulfato ferroso en medio ácido sulfúrico para dar óxido nítrico + sulfato férrico+ sulfato potásico + agua; (b) permanganato potásico + dióxido de azufre + agua, para dar sulfato de manganeso(II) + sulfato potásico + ácido sulfúrico; (c) bromuro potásico + dicromato potásico + ácido clorhídrico para dar cloruro de cromo(III) + cloruro potásico + bromo + agua; (d) permanganato potásico + yoduro potásico + hidróxido potásico para dar manganato potásico, yodato potásico y agua.
- 6.11.** Determine el peso equivalente de los siguientes oxidantes en los procesos que se indican: (a)  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 \longrightarrow \text{Cr}^{3+}$ ; (b)  $\text{KMnO}_4 \longrightarrow \text{Mn}^{2+}$ ; (c)  $\text{HNO}_3 \longrightarrow \text{NO}$ ; (d)  $\text{H}_2\text{O}_2 \longrightarrow \text{H}_2\text{O}$ .
- 6.12.** Los iones nitrato en medio ácido se reducen a ion nitrito. Calcular el peso de nitrato de potasio necesario para preparar 100 mL de solución 0,2 N que será usada como oxidante.
- 6.13.** El dióxido de manganeso reacciona con ácido clorhídrico formando cloruro de manganeso(II) y cloro molecular: (a) determinar el peso equivalente de oxidante y reductor de este proceso; (b) calcular las cantidades estequiométricas de ambos reactivos para obtener 16 litros de cloro medidos en condiciones normales.
- 6.14.** Determinar si en condiciones estándar los iones  $\text{Cr}^{3+}$  oxidan al cobre metálico, o por el contrario, los iones  $\text{Cu}^{2+}$  oxidan al Cr metálico a  $\text{Cr}^{3+}$ .  $E_{\text{Cr}^{3+}/\text{Cr}}^\circ = -0,74 \text{ V}$ ;  $E_{\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}}^\circ = 0,337 \text{ V}$ .

- 6.15.** A partir de los potenciales normales, determinar si el  $\text{Fe}^{3+}$  puede oxidar el  $\text{I}^-$  a  $\text{I}_2$  en condiciones estándar.
- 6.16.** Deducir si el cloro o el yodo pueden reaccionar con iones  $\text{Fe}^{2+}$  y transformarlos en iones  $\text{Fe}^{3+}$  en medio acuoso, a partir de los siguientes datos:  $E^\circ_{\text{Cl}_2/\text{Cl}^-} = 1,36 \text{ V}$  ;  
 $E^\circ_{\text{I}_2/\text{I}^-} = 0,54 \text{ V}$  ;  $E^\circ_{\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}} = 0,77 \text{ V}$  .
- 6.17.** Utilizando los potenciales del Apéndice D predecir si el siguiente proceso ocurrirá en forma espontánea:  $\text{Sn}^{2+} + \text{I}^- \longrightarrow \text{Sn} + \text{I}_2$ .
- 6.18.** Busque los potenciales estándar de reducción en el Apéndice D para determinar si: (a) el cloro,  $\text{Cl}_2$ , puede oxidar al manganeso; (b) el ion permanganato puede oxidar al ácido clórico; (c) el manganeso puede reducir al ácido clórico.
- 6.19.** El ácido nítrico en disolución 1 M reacciona con cadmio metálico produciendo nitrato de cadmio y monóxido de nitrógeno. Calcular el potencial normal de la reacción y deducir si habrá reacción con cobre metálico. Indicar los agentes oxidante y reductor en cada caso. Datos :  $E^\circ_{\text{NO}_3/\text{NO}} = 0,96 \text{ V}$  ;  $E^\circ_{\text{Cd}^{2+}/\text{Cd}} = -0,40 \text{ V}$  ;  $E^\circ_{\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}} = 0,34 \text{ V}$  .
- 6.20.** El oro se encuentra en dos estados de oxidación comunes, +1 y +3. Los potenciales estándar de reducción son:  $E^\circ_{\text{Au}^+/\text{Au}} = 1,69 \text{ V}$  y  $E^\circ_{\text{Au}^{3+}/\text{Au}} = 1,60 \text{ V}$  . Utilice estos datos para determinar el potencial estándar de reducción  $E^\circ_{\text{Au}^{3+}/\text{Au}^+}$  .
- 6.21.** Los potenciales normales de los pares redox  $\text{Cl}_2/\text{Cl}^-$ ,  $\text{Br}_2/\text{Br}^-$  y  $\text{I}_2/\text{I}^-$  son 1,36 V, 1,06 V y 0,53 V, respectivamente. Justificar si serán o no espontáneas las siguientes reacciones en medio acuoso: (a) cloro + yoduro potásico  $\longrightarrow$  cloruro potásico + yodo; (b) bromo + cloruro potásico  $\longrightarrow$  bromuro potásico + cloro.
- 6.22.** El agua oxigenada en medio ácido puede actuar como oxidante o como reductor. Consultando la Tabla de potenciales de reducción (Apéndice D), indicar como se comportaría frente a los siguientes reactivos:  $\text{MnO}_4^-$ ,  $\text{I}_2$ .
- 6.23.** Utilizando los datos del Apéndice D, indicar si la dismutación del ion  $\text{Hg}_2^{2+}$  es espontánea o no.
- 6.24.** En base a los potenciales del Apéndice D indique: (a) cual de los siguientes oxidantes es más fuerte y cual es el más débil en solución ácida:  $\text{Ce}^{4+}$ ,  $\text{Br}_2$ ,  $\text{H}_2\text{O}_2$ ,  $\text{Zn}^{2+}$ ; (b) cual reductor es el más fuerte y cual es el más débil en solución ácida:  $\text{F}^-$ ,  $\text{Zn}$ ,  $\text{N}_2\text{H}_5^+$ ,  $\text{I}_2$ ,  $\text{NO}$ .
- 6.25.** Utilizando datos del Apéndice D, indicar que ocurre cuando en una disolución de sulfato de hierro(II) se introduce una lámina de los siguientes metales: (a) Cd; (b) Zn; (c) Cu.

- 6.26.** Utilizando los potenciales estándar del Apéndice D sugiera uno o más agentes capaces de reducir el  $\text{Eu}^{3+}$  a  $\text{Eu}^{2+}$  bajo condiciones normales ( $E^\circ_{\text{Eu}^{3+}/\text{Eu}^{2+}} = -0,43 \text{ V}$ ).
- 6.27.** Dadas las siguientes semirreacciones y sus correspondientes potenciales normales de electrodo: (a)  $\text{AuBr}_4^- + 3e^- \longrightarrow \text{Au} + 4 \text{Br}^-$  ( $E^\circ = -0,858 \text{ V}$ ); (b)  $\text{Eu}^{3+} + e^- \longrightarrow \text{Eu}^{2+}$  ( $E^\circ = -0,43 \text{ V}$ ); (c)  $\text{IO}^- + \text{H}_2\text{O} + 2e^- \longrightarrow \text{I}^- + 2 \text{OH}^-$  ( $E^\circ = +0,49 \text{ V}$ ); (d)  $\text{Sn}^{2+} + 2e^- \longrightarrow \text{Sn}$  ( $E^\circ = -0,14 \text{ V}$ ). Escriba la combinación de reacciones que producen la mayor fem y determine este valor y escriba además la combinación de reacciones que den el menor valor para la fem.
- 6.28.** Una celda utiliza la reacción siguiente:  $2 \text{Co}^{3+} + \text{Zn} \longrightarrow 2 \text{Co}^{2+} + \text{Zn}^{2+}$ . ¿Cuál es el efecto sobre la fem de la celda cada una de las siguientes situaciones: (a) se disuelve nitrato de cobalto(II) en el compartimiento del cátodo; (b) se disuelve nitrato de cobalto(III) en el compartimiento del cátodo; (c) se duplica el tamaño del electrodo de Zn; (d) se agrega agua en el compartimiento del ánodo.
- 6.29.** Se construye una celda voltaica que consiste en un compartimiento electrodo que consta de una tira de cadmio sumergida en una solución de nitrato de cadmio y otro compartimiento que tiene una tira de níquel colocada en una solución de cloruro de níquel(II). La reacción total de la celda es:  $\text{Cd}_{(s)} + \text{Ni}^{2+}_{(ac)} \longrightarrow \text{Ni}_{(s)} + \text{Cd}^{2+}_{(ac)}$ . Para esta pila indique: (a) la semirreacción que ocurre en cada uno de los compartimientos electrodo; (b) cuál electrodo es el ánodo y cuál es el cátodo; (c) los signos de los electrodos; (d) sentido en que fluyen los electrones.
- 6.30.** Representar las pilas cuyas reacciones de pila son las siguientes:  
 (a)  $\text{Cl}_{2(g)} + \text{Cd}_{(s)} \longrightarrow \text{Cd}^{2+} + 2 \text{Cl}^-$   
 (b)  $2 \text{Fe}^{2+} + \text{Cl}_{2(g)} \longrightarrow 2 \text{Fe}^{3+} + 2 \text{Cl}^-$   
 (c)  $2 \text{Ag}^+ + \text{Cu} \longrightarrow 2 \text{Ag} + \text{Cu}^{2+}$
- 6.31.** Escribir las semirreacciones del ánodo y del cátodo:  
 (a)  $\text{Pt}_{(s)} | \text{H}_{2(g)} | \text{H}^+ || \text{Ag}^+ | \text{Ag}_{(s)}$   
 (b)  $\text{Zn}_{(s)} | \text{Zn}^{2+} || \text{Fe}^{3+}, \text{Fe}^{2+} | \text{Pt}_{(s)}$
- 6.32.** Calcular la fem de una pila cuya reacción global es:  $\text{Ag}^+ + \text{Cr}^{2+} \longrightarrow \text{Ag} + \text{Cr}^{3+}$  y las concentraciones iónicas son 1 M para todos los iones.
- 6.33.** Hallar la fem normal de la pila:  $\text{Pt}_{(s)} | \text{Fe}^{2+}, \text{Fe}^{3+} || \text{Cl}^- | \text{Cl}_2 | \text{Pt}_{(s)}$ .
- 6.34.** Se tiene una pila formada por un electrodo de cobre y otro de zinc, sumergidos en soluciones de sus mismos iones: (a) indicar cuál electrodo es el polo positivo y cuál el polo negativo; (b) calcular la f.e.m. si la concentración de ambos iones es 1 M; (c) calcular la fem si la concentración de  $\text{Cu}^{2+}$  es 2 M y la de  $\text{Zn}^{2+}$  es 0,3 M
- 6.35.** Hallar el potencial de reducción para el electrodo  $\text{Fe}^{3+}|\text{Fe}^{2+}$  si la concentración de  $\text{Fe}^{2+}$  es 3 veces mayor que la concentración de  $\text{Fe}^{3+}$ .

- 6.36.** Calcular la fem de la pila :  $2\text{Co}^{3+} + \text{Zn} \rightarrow 2\text{Co}^{2+} + \text{Zn}^{2+}$ , bajo las siguientes condiciones:  $[\text{Co}^{3+}] = 0,25 \text{ M}$ ;  $[\text{Co}^{2+}] = 0,040 \text{ M}$ ;  $[\text{Zn}^{2+}] = 0,023 \text{ M}$
- 6.37.** Calcular el potencial de reducción para el electrodo  $\text{Cl}_2 | \text{Cl}^-$  cuando la presión parcial de  $\text{Cl}_2$  es 8 atm y la concentración de ion  $\text{Cl}^-$  es  $10^{-2} \text{ M}$ .
- 6.38.** Calcular el potencial de una pila formada por la semipila  $\text{Fe}^{3+} | \text{Fe}^{2+}$ , en la que la concentración de  $\text{Fe}^{3+}$  es 1 M y la concentración de  $\text{Fe}^{2+}$  es 0,01 M y la otra semipila  $\text{MnO}_4^- | \text{Mn}^{2+}$  en solución ácida con una concentración de iones  $\text{MnO}_4^-$  de  $10^{-4} \text{ M}$ , de iones  $\text{Mn}^{2+}$   $10^{-2} \text{ M}$  y de iones  $\text{H}^+$  0,01 M.
- 6.39.** Se construye una celda voltaica basada en la reacción:  $\text{Sn}^{2+} + \text{Pb} \rightarrow \text{Pb}^{2+} + \text{Sn}$ . Si la concentración de  $\text{Sn}^{2+}$  en el compartimiento del cátodo es 1,00 M y la celda genera una fem de 0,22 V, ¿cuál es la concentración de ion  $\text{Pb}^{2+}$  en el compartimiento del ánodo? Si el compartimiento del ánodo contiene una concentración de ion  $\text{SO}_4^{2-}$  de 1,00 M en equilibrio con  $\text{PbSO}_{4(s)}$ , ¿cuál es el Kps del  $\text{PbSO}_4$ ?
- 6.40.** Hallar la constante de equilibrio para la reacción:  $\text{Sn}_{(s)} + \text{Pb}^{2+}_{(ac)} \rightleftharpoons \text{Sn}^{2+}_{(ac)} + \text{Pb}_{(s)}$  a partir de los correspondientes potenciales de electrodo.
- 6.41.** Utilizando los potenciales de electrodo estándar del Apéndice D, calcule la constante de equilibrio para la desproporción del ion cobre(I).
- 6.42.** Utilizando los potenciales estándar del Apéndice D, calcule la constante de equilibrio para cada una de las reacciones siguientes, a 298 K: (a)  $\text{Zn} + \text{Sn}^{2+} \rightleftharpoons \text{Zn}^{2+} + \text{Sn}$ ; (b)  $\text{Co} + 2 \text{H}^+ \rightleftharpoons \text{H}_2 + \text{Co}^{2+}$ ; (c)  $10 \text{Br}^- + 2\text{MnO}_4^- + 16\text{H}^+ \rightleftharpoons 2\text{Mn}^{2+} + 8\text{H}_2\text{O} + 5\text{Br}_2$ .
- 6.43.** Calcular la constante de equilibrio, a 25° C, para la siguiente reacción:  $2 \text{Cu} + \text{PtCl}_6^{2-} \rightleftharpoons 2 \text{Cu}^+ + \text{PtCl}_4^{2-} + \text{Cl}^-$ .
- 6.44.** Calcular la constante de equilibrio de la reacción:  $\text{Fe}^{2+} + \text{Ce}^{4+} \rightleftharpoons \text{Fe}^{3+} + \text{Ce}^{3+}$ .
- 6.45.** En una reacción redox sencilla:  $\text{ox}_1 + \text{red}_2 \rightleftharpoons \text{red}_1 + \text{ox}_2$ , en la que tiene lugar el intercambio de un electrón, cuando se alcanza el equilibrio se cumple que:  $[\text{red}_1]/[\text{ox}_1] = [\text{ox}_2]/[\text{red}_2] = 1.000$ . Calcular  $E^\circ$  del proceso.
- 6.46.** A una solución de cloruro cúprico 0,05 M se le añade una lámina de Zn metálico. Calcular las concentraciones de  $\text{Cu}^{2+}$  y  $\text{Zn}^{2+}$  en el equilibrio.
- 6.47.** Sea el proceso de pila:  $\text{Br}_2 + 2 \text{I}^- \rightleftharpoons \text{I}_2 + 2 \text{Br}^-$ . A partir de los potenciales normales de reducción, determinar: (a) el valor del potencial; (b) el valor de la constante de equilibrio.

- 6.48.** En presencia de  $\text{Br}^-$ , el  $\text{Cu(II)}$  se puede reducir a  $\text{CuBr}_{(s)}$ :  $\text{Cu}^{2+} + \text{Br}^- + e^- \longrightarrow \text{CuBr}_{(s)}$  ( $E^\circ = +0,640 \text{ V}$ ). Utilizando este valor de  $E^\circ$ , junto con otro potencial de electrodo tomado del Apéndice D, calcule el valor del  $K_{ps}$  del  $\text{CuBr}$ .
- 6.49.** El valor del  $K_{ps}$  para el  $\text{PbS}$  es  $8,0 \times 10^{-28}$ . Utilizando este valor, junto con un potencial de electrodo del Apéndice D, determine el valor del potencial estándar para la reacción:  $\text{PbS}_{(s)} + 2e^- \longrightarrow \text{Pb}_{(s)} + \text{S}^{2-}_{(ac)}$ .
- 6.50.** Sabiendo que el  $\Delta G^\circ$  es  $-460 \text{ kJ}$ , a  $25^\circ \text{ C}$ , para la reacción:  $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 14 \text{ H}^+ + 6 \text{ I}^- \rightleftharpoons 2 \text{ Cr}^{3+} + 3 \text{ I}_2 + 7 \text{ H}_2\text{O}$ . Determinar: (a) el potencial normal de la pila; (b) la constante de equilibrio.
- 6.51.** El valor de  $\Delta G^\circ$  para la reacción:  $\text{Hg}_2\text{Br}_2 + \text{Ni} \rightleftharpoons 2 \text{ Hg} + 2 \text{ Br}^- + \text{Ni}^{2+}$  es  $-72.300 \text{ J}$ . ¿Cuál será el voltaje de la pila que utilice esta reacción si la concentración de  $\text{NiBr}_2$  es  $0,30 \text{ M}$ ?
- 6.52.** A partir de los potenciales normales, determinar (a)  $\Delta G^\circ$  de electrodo para el proceso:  $3 \text{ Sn}^{4+} + 2 \text{ Cr} \longrightarrow 3 \text{ Sn}^{2+} + 2 \text{ Cr}^{3+}$ ; (b) la constante de equilibrio.
- 6.53.** Dadas las fem de las siguientes celdas:  $\text{Ag}|\text{AgCl}_{(s)}; \text{KCl} \parallel \text{PbCl}_{2(s)}|\text{Pb}$   $E^\circ = +0,49 \text{ V}$ ;  $\text{Ag}|\text{AgI}_{(s)}; \text{KCl} \parallel \text{PbI}_{2(s)}|\text{Pb}$   $E^\circ = +0,21 \text{ V}$ , determinar el valor de  $\Delta G^\circ$  de la reacción:  $\text{PbI}_{2(s)} + 2\text{AgCl}_{(s)} \rightleftharpoons \text{PbCl}_{2(s)} + 2 \text{ AgI}_{(s)}$ .
- 6.54.** Considere la electrólisis de cloruro de bario fundido,  $\text{BaCl}_2$ . (a) Escriba las semirreacciones; (b) ¿cuántos gramos de bario metálico pueden producirse haciendo pasar una corriente de  $0,50 \text{ A}$  por  $30$  minutos.
- 6.55.** ¿Cuántos Faradays de electricidad se requieren para producir: (a)  $0,84 \text{ L}$  de  $\text{O}_2$  exactamente a  $1 \text{ atm}$  y  $25^\circ \text{ C}$  a partir de una solución acuosa de  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ; (b)  $1,50 \text{ L}$  de  $\text{Cl}_2$  a  $750 \text{ mm}$  de  $\text{Hg}$  y  $20^\circ \text{ C}$  a partir de  $\text{NaCl}$  fundido; (c)  $6,0 \text{ g}$  de  $\text{Sn}$  a partir de  $\text{SnCl}_2$  fundido?
- 6.56.** En la electrólisis de una solución acuosa de  $\text{AgNO}_3$ , se depositan  $0,67 \text{ g}$  de  $\text{Ag}$  después de un cierto tiempo. (a) Escriba la semirreacción para la reducción de  $\text{Ag}^+$ ; (b) ¿cuál es la semirreacción de oxidación probable?; (c) calcule la cantidad de electricidad usada, en coulombs.
- 6.57.** El cromado se aplica por electrólisis de objetos sustentados en una disolución de dicromato, de acuerdo a la siguiente semirreacción sin balancear:



Calcule el tiempo (en horas) que tomaría aplicar una capa de cromo de  $1,0 \times 10^{-2} \text{ mm}$  de espesor al parachoques de un auto que tiene una superficie de  $0,25 \text{ m}^2$ , en una celda electrolítica por la que pasa una corriente de  $25,0 \text{ A}$ ? La densidad del cromo es  $7,19 \text{ g/mL}$ .

- 6.58.** La oxidación de 25,0 mL de una solución que contiene  $\text{Fe}^{2+}$  requiere 26,0 mL de una solución de  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$  0,0250 M en medio ácido. Balancee la siguiente ecuación y calcule la concentración molar de  $\text{Fe}^{2+}$ :



- 6.59.** Una muestra de mineral de hierro de 0,2792 g de peso se disolvió en un exceso de ácido diluido. Todo el Fe(II) se convirtió a Fe(III). La titulación requirió 23,30 mL de  $\text{KMnO}_4$  0,0194 M. Calcule el porcentaje en peso de Fe en la muestra.
- 6.60.** El ácido oxálico ( $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$ ) está presente en muchos vegetales. (a) Balancee la siguiente ecuación en medio ácido:  $\text{MnO}_4^- + \text{C}_2\text{O}_4^{2-} \longrightarrow \text{Mn}^{2+} + \text{CO}_2$ ; (b) Si una muestra de ácido oxálico de 1,00 g requiere 24,0 mL de solución de  $\text{KMnO}_4$  0,0100 M para alcanzar el punto de equivalencia, calcule el porcentaje en masa de  $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$  en la muestra.
- 6.61.** El oxalato de calcio ( $\text{CaC}_2\text{O}_4$ ) es insoluble en agua. Esta propiedad ha sido usada para determinar la cantidad de iones calcio en la sangre. El oxalato de calcio precipitado de la sangre, se disuelve en ácido y se titula con una solución estandarizada de  $\text{KMnO}_4$ , como se describe en el problema anterior. En un ensayo se encontró que el oxalato de calcio obtenido de una muestra de sangre de 10,0 mL requiere 24,2 mL de  $\text{KMnO}_4$   $9,56 \times 10^{-4}$  M. Calcule el número de miligramos de calcio por mililitro de sangre.