9. Reacciones de transferencia de electrones

PREPARACIÓN DE LA UNIDAD (pág. 233)

- Hidróxido de cromo (III) ion sulfito
 Sulfato de hierro (III) ion cromato
 Ácido carbónico ion borato
 Nitrato de cinc ion nitrito
 - Óxido de nitrógeno (II) ion hidrogenosulfato

Yodato de potasio ion hipoclorito

- $\begin{array}{cccc} \bullet & \operatorname{Fe_2O_3} & & \operatorname{CO} \\ & \operatorname{HNO_3} & & \operatorname{H_2O_2} \\ & \operatorname{Cu(NO_3)_2} & & \operatorname{KMnO_4} \\ & \operatorname{ZnCr_2O_7} & & \operatorname{MnSO_4} \\ & \operatorname{Na_2C_2O_4} & & \operatorname{Hg_2CO_3} \\ \end{array}$
- 1. REACCIONES DE OXIDACIÓN-REDUCCIÓN (pág. 236)
- 2. No es posible la reducción de un agente oxidante si al mismo tiempo no se oxida un agente reductor.

La frase es correcta, ya que para que un agente oxidante se reduzca es necesario que gane electrones. Éstos deberán proceder de un agente reductor, que se oxide y pierda electrones.

- 3. Carácter oxidante $I_2 < Br_2 < Cl_2 < F_2$ Reductores conjugados $I^- Br^- Cl^- F^-$ Carácter reductor $F^- < Cl^- < Br^- < I^-$
- 4. a) $2 \overset{\text{+l}}{\text{K}} \overset{\text{+5}}{\text{Cl}} \overset{\text{-2}}{\text{O}_3} \rightarrow 2 \overset{\text{+l}}{\text{K}} \overset{\text{-l}}{\text{Cl}} + 3 \overset{\text{0}}{\text{O}_2}$ Reducción

 Oxidación

Agente oxidante: KClO₃ Agente reductor: KClO₃ Agente oxidante: CuSO₄ Agente reductor: Zn

c) $4\overset{3}{N}\overset{+1}{H}_{3} + 3\overset{0}{O}_{2} \rightarrow 2\overset{0}{N}_{2} + 6\overset{+1}{H}_{2}\overset{-2}{O}$ Oxidación

Reducción

Agente oxidante: O₂ Agente reductor: NH₃

d) $2 \stackrel{+2}{\text{Fe}} \stackrel{-1}{\text{Cl}_2} + \stackrel{0}{\text{Cl}_2} \rightarrow 2 \stackrel{+3}{\text{Fe}} \stackrel{-1}{\text{Cl}_3}$ Oxidación

Reducción

Agente oxidante: Cl₂ Agente reductor: FeCl₉

Agente oxidante: AgNO₃ Agente reductor: Cu

Agente oxidante: Cu(NO₃)₂ Agente reductor: Cu(NO₃)₂

- 2. AJUSTE DE ECUACIONES DE OXIDACIÓN-REDUCCIÓN (pág. 238)
- 5. a) $Na_9SO_4 + C \rightarrow CO_9 + Na_9S$
 - 1. Se expresa en forma iónica:

$$2 \text{ Na}^+ + \text{SO}_4^{2-} + \text{C} \rightarrow \text{CO}_2 + 2 \text{ Na}^+ + \text{S}^{2-}$$

2. Se escriben las semirreacciones:

De oxidación: C → CO₉

De reducción: $SO_4^{2-} \rightarrow S^{2-}$

- 3. Tanto C como S están ajustados.
- 4. Ajuste del oxígeno:

$$C + 2 H_2O \rightarrow CO_2$$

 $SO_4^{2-} \rightarrow S^{2-} + 4 H_2O$

5. Ajuste del hidrógeno:

$$C + 2 H_2O \rightarrow CO_2 + 4 H^+$$

 $SO_2^{2-} + 8 H^+ \rightarrow S^{2-} + 4 H_2O$

6. Ajuste de cargas:

$$\begin{aligned} \text{C} + 2 \; \text{H}_2\text{O} &\rightarrow \text{CO}_2 + 4 \; \text{H}^+ + 4 \; \text{e}^- \\ \text{SO}_4^{2-} + 8 \; \text{H}^+ + 8 \; \text{e}^- &\rightarrow \text{S}^{2-} + 4 \; \text{H}_9\text{O} \end{aligned}$$

7. Se igualan electrones y se suman las ecuaciones:

$$2 \text{ C} + 4 \text{ H}_2\text{O} \rightarrow 2 \text{ CO}_2 + 8 \text{ H}^+ + 8 \text{ e}^-$$

 $\text{SO}_4^{2-} + 8 \text{ H}^+ + 8 \text{ e}^- \rightarrow \text{S}^{2-} + 4 \text{ H}_9\text{O}$

$$SO_4^{2-} + 2 C + 8 H^+ + 4 H_2O \rightarrow S^{2-} + 2 CO_2 + 8 H^+ + 4 H_2O$$

8. Se simplifica y se escribe la ecuación en forma molecular:

$$\mathrm{Na_2SO_4} + 2~\mathrm{C} \rightarrow \mathrm{Na_2S} + 2~\mathrm{CO_2}$$

- b) $HCl + K_2Cr_2O_7 \rightarrow Cl_2 + CrCl_3 + KCl$
 - 1. Se expresa en forma iónica:

$$H^{+}+Cl^{-}+2K^{+}+Cr_{2}O_{7}^{2-}\rightarrow Cl_{2}+Cr^{3+}+3Cl^{-}+K^{+}+Cl^{-}$$

2. Se escriben las semirreacciones:

De oxidación:

 $Cl^- \rightarrow Cl_{\gamma}$

De reducción:

 $Cr_2O_7^{2-} \rightarrow Cr^{3+}$

3. Se ajusta cada elemento:

$$2 \text{ Cl}^- \rightarrow \text{Cl}_2$$

$$Cr_2O_7^{2-} \rightarrow 2 Cr^{3+}$$

4. Se ajusta el oxígeno:

$$2 \text{ Cl}^- \rightarrow \text{Cl}_2$$

$$Cr_2O_7^{2-} \rightarrow 2 Cr^{3+} + 7 H_2O$$

5. Se ajusta el hidrógeno:

$$2 \text{ Cl}^- \rightarrow \text{Cl}_2$$

$$Cr_2O_7^{2-} + 14 H^+ \rightarrow 2 Cr^{3+} + 7 H_2O$$

6. Se ajustan las cargas:

$$2 \text{ Cl}^- \rightarrow \text{Cl}_2 + 2 \text{ e}^-$$

$$6 e^{-} + Cr_{2}O_{7}^{2-} + 14 H^{+} \rightarrow 2 Cr^{3+} + 7 H_{2}O$$

7. Se igualan electrones y se suman las ecuaciones:

$$6 \text{ Cl}^- \rightarrow 3 \text{ Cl}_2 + 6 \text{ e}^-$$

$$6 e^{-} + Cr_{9} O_{7}^{2-} + 14 H^{+} \rightarrow 2 Cr^{3+} + 7 H_{9} O$$

$$6 \text{ Cl}^- + \text{Cr}_2 \text{ O}_7^{2-} + 14 \text{ H}^+ \rightarrow 3 \text{ Cl}_2 + 2 \text{ Cr}^{3+} + 7 \text{ H}_2 \text{O}$$

8. Se simplifica y se escribe la ecuación en forma molecular:

$$14 \, \text{HCl} + \text{K}_{2}\text{Cr}_{2}\text{O}_{7} \rightarrow 3 \, \text{Cl}_{2} + 2 \, \text{CrCl}_{3} + 2 \, \text{KCl} + 7 \, \text{H}_{2}\text{O}$$

c) $KMnO_4 + HCl \rightarrow Cl_9 + MnCl_9 + KCl$

1. Se expresa en forma iónica:

$$K^+ + MnO_4^- + H^+ + Cl^- \rightarrow Cl_9 + Mn^{2+} + 2 Cl^- + K^+ + Cl^-$$

2. Se escriben las semirreacciones:

De oxidación: $Cl^- \rightarrow Cl_9$

De reducción: $MnO_4^- \rightarrow Mn^{2+}$

3. Se ajusta cada elemento:

$$2 \text{ Cl}^- \rightarrow \text{Cl}_9$$

$$MnO_4^- \rightarrow Mn^{2+}$$

4. Se ajusta el oxígeno:

$$2 \text{ Cl}^- \rightarrow \text{Cl}_9$$

$$MnO_4^- \rightarrow Mn^{2+} + 4 H_9O$$

5. Se ajusta el hidrógeno:

$$2 \text{ Cl}^- \rightarrow \text{Cl}_9$$

$$MnO_4^- + 8 H^+ \rightarrow Mn^{2+} + 4 H_9O$$

6. Se ajustan las cargas:

$$2 \text{ Cl}^- \rightarrow \text{Cl}_9 + 2 \text{ e}^-$$

$$MnO_{4}^{-} + 8 H^{+} + 5 e^{-} \rightarrow Mn^{2+} + 4 H_{9}O$$

7. Se igualan electrones y se suman las ecuaciones:

$$10 \text{ Cl}^- \rightarrow 5 \text{ Cl}_9 + 10 \text{ e}^-$$

$$2 \text{ MnO}_4^{2-} + 16 \text{ H}^+ + 10 \text{ e}^- \rightarrow 2 \text{ Mn}^{2+} + 8 \text{ H}_2\text{O}$$

$$10 \, \text{Cl}^- + 2 \, \text{MnO}_4^{2-} + 16 \, \text{H}^+ \rightarrow 5 \, \text{Cl}_2 + 2 \, \text{Mn}^{2+} + 8 \, \text{H}_2 \text{O}$$

8. Se simplifica y se escribe en forma molecular:

$$2 \text{ K MnO}_4 + 16 \text{ HCl} \rightarrow$$

$$\rightarrow$$
 5 Cl₂ + 2 MnCl₂ + 2 KCl + 8 H₂O

 $d) \text{ KMnO}_4 + \text{FeSO}_4 + \text{H}_9\text{SO}_4 \rightarrow$

$$\rightarrow$$
 MnSO₄ + Fe₉(SO₄)₃ + K₉SO₄

1. Se expresa en forma iónica:

$$K^{+}$$
 + MnO₄⁻ + Fe²⁺ + SO₄²⁻ + 2 H⁺ + SO₄²⁻ →
→ Mn²⁺ + SO₄²⁻ + 2 Fe³⁺ + 3 SO₄²⁻ + 2 K⁺ + SO₄²⁻

2. Se escriben las semirreacciones:

De oxidación: $Fe^{2+} \rightarrow 2 Fe^{3+}$

De reducción: $MnO_4^- \rightarrow Mn^{2+}$

3. Se ajusta cada elemento:

$$2 \text{ Fe}^{2+} \rightarrow 2 \text{ Fe}^{3+}$$

$$MnO_4^- \rightarrow Mn^{2+}$$

4. Se ajusta el oxígeno:

$$2 \text{ Fe}^{2+} \rightarrow 2 \text{ Fe}^{3+}$$

$$MnO_4^- \rightarrow Mn^{2+} + 4 H_9O$$

5. Se ajusta el hidrógeno:

$$2 \text{ Fe}^{2+} \rightarrow 2 \text{ Fe}^{3+}$$

$$MnO_4^- + 8 H^+ \rightarrow Mn^{2+} + 4 H_9O$$

6. Se ajustan las cargas:

$$2 \text{ Fe}^{2+} \rightarrow 2 \text{ Fe}^{3+} + 2 \text{ e}^{-}$$

$$MnO_4^- + 8 H^+ + 5 e^- \rightarrow Mn^{2+} + 4 H_0O$$

7. Se igualan electrones y se suman las ecuaciones:

$$10~\mathrm{Fe^{2+}} \rightarrow 10~\mathrm{Fe^{3+}} + 10~\mathrm{e^{-}}$$

$$2~\mathrm{MnO_4^-} + 16~\mathrm{H^+} + 10~\mathrm{e^-} \rightarrow 2~\mathrm{Mn^{2+}} + 8~\mathrm{H_2O}$$

$$2~{\rm MnO_4^-} + 10~{\rm Fe^{2+}} + 16~{\rm H^+} \rightarrow 10~{\rm Fe^{3+}} + 2~{\rm Mn^{2+}} + 8~{\rm H_2O}$$

8. Se simplifica y se escribe la ecuación en forma molecular:

$$\begin{array}{l} 2~\rm K~MnO_4~+10~FeSO_4~+8~H_2SO_4 \rightarrow \\ \\ \rightarrow 2~\rm Mn~SO_4 + 5~Fe_2(SO_4)_3 + K_2SO_4 + 8~H_2O \end{array}$$

- e) $MnO_4^- + SO_9 \rightarrow Mn^{2+} + HSO_4^-$
 - 1. Está expresada en forma iónica.
 - 2. Se escriben las semirreacciones:

De oxidación:

 $SO_9 \rightarrow HSO_4^-$

De reducción:

 $MnO_4^- \rightarrow Mn^{2+}$

- 3. Los elementos están ajustados.
- 4. Se ajusta el oxígeno:

$$SO_9 + 2 H_9O \rightarrow HSO_4$$

$$\mathrm{MnO_4^-}\!\to\mathrm{Mn^{2+}}+4~\mathrm{H_2O}$$

5. Se ajusta el hidrógeno:

$$SO_2 + 2 H_2O \rightarrow HSO_4^- + 3 H^+$$

$$\rm MnO_4^- + 8~H^+ \rightarrow Mn^{2+} + 4~H_2O$$

6. Se ajustan cargas:

$$\mathrm{SO_2} + 2~\mathrm{H_2O} \rightarrow \mathrm{HSO_4^-} + 3~\mathrm{H^+} + 2~\mathrm{e^-}$$

$$MnO_4^- + 8~H^{\scriptscriptstyle +} + 5~e^- {\longrightarrow}~Mn^{2\scriptscriptstyle +} + 4~H_2O$$

7. Se igualan electrones y se suman las ecuaciones:

$$5 \text{ SO}_2 + 10 \text{ H}_2\text{O} \rightarrow 5 \text{ HSO}_4^- + 15 \text{ H}^+ + 10 \text{ e}^-$$

$$2~MnO_4^- + 16~H^+ + 10~e^- \rightarrow 2~Mn^{2+} + 8~H_2O$$

$$\begin{array}{l} 2\; \rm MnO_{4}^{-} + 5\; SO_{2} + 10\; H_{2}O + 16\; H^{+} \rightarrow \\ \rightarrow 5\; \rm HSO_{4}^{-} + 2\; Mn^{2+} + 15\; H^{+} + 8\; H_{2}O \end{array}$$

8. Se simplifica:

$$2 \text{ MnO}_{4}^{-} + 5 \text{ SO}_{9} + 2 \text{ H}_{9}\text{O} + \text{H}^{+} \rightarrow 5 \text{ HSO}_{4}^{-} + 2 \text{ Mn}^{2+}$$

- $f) \quad \text{Cr}_{9}\text{O}_{7}^{2-} + \text{C}_{9}\text{O}_{4}^{2-} \rightarrow \text{Cr}^{3+} + \text{CO}_{9}$
 - 1. Ya está expresada en forma iónica.
 - 2. Se escriben las semirreacciones:

De oxidación:

 $C_2O_4^{2-} \rightarrow CO_2$

De reducción:

 $Cr_2O_7^{2-} \rightarrow Cr^{3+}$

3. Se ajustan los elementos:

$$C_2O_4^{2-} \rightarrow 2CO_2$$

$$Cr_0O_7^{2-} \rightarrow 2Cr^{3+}$$

4. Se ajusta el oxígeno:

$$\mathrm{C_2O_4^{2-}} \rightarrow 2\,\mathrm{CO_2}$$

$$Cr_{9}O_{7}^{2-} \rightarrow 2 Cr^{3+} + 7 H_{9}O$$

5. Se ajusta el hidrógeno:

$$C_2O_4^{2-} \rightarrow 2CO_2$$

$$Cr_9O_7^{2-} + 14 H^+ + \rightarrow 2 Cr^{3+} + 7 H_9O$$

6. Se ajustan las cargas:

$$C_{9}O_{4}^{2-} \rightarrow 2CO_{9} + 2e^{-}$$

$$\text{Cr}_{9}\text{O}_{7}^{2-} + 14\,\text{H}^{+} + 6\,\text{e}^{-} \rightarrow 2\,\text{Cr}^{3+} + 7\,\text{H}_{9}\text{O}$$

7. Se igualan electrones y se suman las ecuaciones:

$$3 \text{ C}_{9}\text{O}_{4}^{2-} \rightarrow 6 \text{ CO}_{9} + 6 \text{ e}^{-}$$

$$Cr_9O_7^{2-} + 14 H^+ + 6 e^- \rightarrow 2 Cr^{3+} + 7 H_9O$$

$$Cr_9O_7^{2-} + 3 C_9O_4^{2-} + 14 H^+ \rightarrow 6 CO_9 + 2 Cr^{3+} + 7 H_9O$$

8. Finalmente obtenemos:

$$Cr_{9}O_{7}^{2-} + 3 C_{9}O_{4}^{2-} + 14 H^{+} \rightarrow 6 CO_{9} + 2 Cr^{3+} + 7 H_{9}O$$

- 6. a) $N_9O_4 + Br^- \rightarrow NO_9^- + BrO_9^-$
 - 1. Ya está expresada en forma iónica.
 - 2. Se escriben las semirreacciones:

De oxidación:

 $Br^- \rightarrow BrO_3^-$

De reducción:

 $N_9O_4 \rightarrow NO_9^-$

3. Se ajustan los elementos:

$$Br^- \rightarrow BrO_{3}^-$$

$$N_9O_4 \rightarrow 2 NO_9^-$$

4. Se ajusta el oxígeno:

$$Br^{-} + 6 OH^{-} \rightarrow BrO_{3}^{-} + 3 H_{9}O$$

$$N_9O_4 \rightarrow 2 NO_9^-$$

- Los hidrógenos ya quedaron ajustados en el paso anterior.
- 6. Se ajustan las cargas:

$$Br^{-} + 6OH^{-} \rightarrow BrO_{3}^{-} + 3H_{9}O + 6e^{-}$$

$$N_9O_4 + 2e^- \rightarrow 2NO_9^-$$

7. Igualamos el número de electrones y sumamos las dos ecuaciones:

$$Br^{-} + 6OH^{-} \rightarrow BrO_{2}^{-} + 3H_{2}O + 6e^{-}$$

$$3 \text{ N}_9 \text{O}_4 + 6 \text{ e}^- \rightarrow 6 \text{ NO}_9^-$$

$$3 \text{ N}_9 \text{O}_4 + \text{Br}^- + 6 \text{ OH}^- \rightarrow \text{BrO}_3^- + 6 \text{ NO}_9^- + 3 \text{ H}_9 \text{O}$$

Simplificamos y obtenemos:

$$3 \text{ N}_{9} \text{O}_{4} + \text{Br}^{-} + 6 \text{ OH}^{-} \rightarrow \text{BrO}_{3}^{-} + 6 \text{ NO}_{9}^{-} + 3 \text{ H}_{9} \text{O}$$

- b) $Cr(OH)_3 + KIO_3 \rightarrow KI + K_9CrO_4$
 - 1. Se expresa la ecuación en forma iónica:

$$Cr^{3+} + 3OH^{-} + K^{+} + IO_{3}^{-} \rightarrow K^{+} + I^{-} + 2K^{+} + CrO_{4}^{2-}$$

2. Se escriben las semirreacciones:

De oxidación:

 $\operatorname{Cr}^{3+} \to \operatorname{Cr}\operatorname{O}_4^{2-}$

De reducción: $IO_{\circ}^{-} \rightarrow I^{-}$

- 3. Los elementos ya están ajustados.
- 4. Se ajusta el oxígeno:

$$\text{Cr}^{3+} + 8 \text{ OH}^- \rightarrow \text{CrO}_4^{2-} + 4 \text{ H}_2\text{O}$$

$$IO_3^- + 3 H_2O \rightarrow I^- + 6 OH^-$$

- 5. El hidrógeno ya está ajustado.
- 6. Se ajustan las cargas:

$$\text{Cr}^{3+} + 8 \text{ OH}^- \rightarrow \text{CrO}_4^{2-} + 4 \text{ H}_2\text{O} + 3 \text{ e}^-$$

6 e⁻+ IO $_3^-$ + 3 H $_9\text{O} \rightarrow \text{I}^-$ + 6 OH $^-$

7. Se iguala el número de electrones y se suman las ecuaciones:

$$\begin{array}{l} 2~{\rm Cr^{3+}} + 16~{\rm OH^{-}} \rightarrow 2~{\rm CrO_4^{2-}} + 8~{\rm H_2O} + 6~{\rm e^{-}} \\ 6~{\rm e^{-}} + {\rm IO_3^{-}} + 3~{\rm H_2O} \rightarrow {\rm I^{-}} + 6~{\rm OH^{-}} \end{array}$$

$$\begin{array}{c} 2~{\rm Cr^{3^{+}}} + {\rm IO_{3}^{-}} + 3~{\rm H_{2}O} + 16~{\rm OH^{-}} \rightarrow \\ \rightarrow 2~{\rm CrO_{4}^{2^{-}}} + {\rm I^{-}} + 6~{\rm OH^{-}} + 8~{\rm H_{2}O} \end{array}$$

- 8. Se simplifica y se escribe en forma molecular:
- $2~\mathrm{Cr}(\mathrm{OH})_3 + \mathrm{KIO}_3 + 4~\mathrm{KOH} \rightarrow \mathrm{KI} + 2~\mathrm{K}_2\mathrm{CrO}_4 + 5~\mathrm{H}_2\mathrm{O}$
- c) $KI + KClO_3 \rightarrow I_9 + KCl + KOH$
 - 1. Se expresa la ecuación en forma iónica:

$$K^{+} + I^{-} + K^{+} + ClO_{3}^{-} \rightarrow I_{9} + K^{+} + Cl^{-} + K^{+} + OH^{-}$$

 $I^- \rightarrow I_{\circ}$

2. Se escriben las semirreacciones:

De oxidación:

-

De reducción: $ClO_3^- \rightarrow Cl^-$

3. Se igualan los elementos:

$$2 I^- \rightarrow I_9$$

$$ClO_3^- \rightarrow Cl^-$$

4. Se ajusta el oxígeno:

$$2 I^- \rightarrow I_9$$

$$ClO_3^- + 3 H_9O \rightarrow Cl^- + 6 OH^-$$

- 5. Los hidrógenos ya están ajustados.
- 6. Se ajustan las cargas:

$$2 \text{ I}^- \rightarrow \text{ I}_9 + 2 \text{ e}^-$$

$$6 e^{-} + ClO_{3}^{-} + 3 H_{9}O \rightarrow Cl^{-} + 6 OH^{-}$$

7. Se igualan los electrones y se suman las ecuaciones:

$$6 \text{ I}^- \rightarrow 3 \text{ I}_9 + 6 \text{ e}^-$$

$$6 e^{-}+ ClO_{3}^{-} + 3 H_{9}O \rightarrow Cl^{-} + 6 OH^{-}$$

$$6 \text{ I}^- + \text{ClO}_3^- + 3 \text{ H}_9\text{O} \rightarrow 3 \text{ I}_9 + \text{Cl}^- + 6 \text{ OH}^-$$

8. Se simplifica y se escribe en forma molecular:

6 KI + KClO
$$_3$$
 + 3 H $_2$ O \rightarrow 3 I $_2$ + KCl + 6 KOH

7. 1. Se escriben las semirreacciones:

De oxidación:

$$S^{2-} \rightarrow S$$

De reducción:

$$MnO_4^- \rightarrow Mn^{2+}$$

2. Los elementos ya están igualados. Se ajustan los oxígenos y los hidrógenos.

$$S^{2-} \rightarrow S$$

$$8~H^{\scriptscriptstyle +} + MnO_4^{\scriptscriptstyle -} \rightarrow Mn^{\scriptscriptstyle 2+} + 4~H_2O$$

3. Se iguala el número de electrones y se suman las ecuaciones:

$$(S^{2-} \to S + 2e^{-}) 5$$

2 (5 e⁻ + 8 H⁺ + MnO₄⁻
$$\rightarrow$$
 Mn²⁺ + 4 H₉O

$$16 \text{ H}^+ + 2 \text{ MnO}_4^- + 5 \text{ S}^{2-} \rightarrow 5 \text{ S} + 2 \text{ Mn}^{2+} + 8 \text{ H}_9\text{O}$$

Para expresarlo en forma molecular, suponemos medio ácido de HCl:

 $2 \text{ KMnO}_4 + 6 \text{ HCl} + 5 \text{ H}_9\text{S} \rightarrow 5 \text{ S} + 2 \text{ MnCl}_9 + 2 \text{ KCl} + 8 \text{ H}_9\text{O}$

Oxidante Reductor

Se oxida: S2-

Se reduce: MnO₄

1. Se expresa en forma iónica:

$$2K^{+} + Cr_{9}O_{7}^{2-} + CH_{3}CH_{9}OH + 2H^{+} + SO_{4}^{2-} \rightarrow$$

$$\rightarrow 2 \text{ Cr}^{3+} + 3 \text{ SO}_{4}^{2-} + \text{CH}_{3} \text{COO}^{-} + \text{H}^{+} + 2 \text{K}^{+} + \text{SO}_{4}^{2-} + \text{H}_{2} \text{O}$$

2. Se escriben las semirreacciones con los elementos igualados:

De oxidación: CH₃CH₀OH → CH₃COO-

De reducción: $Cr_0O_7^{2-} \rightarrow 2 Cr^{3+}$

3. Se ajusta el oxígeno:

$$\mathrm{H_{2}O} + \mathrm{CH_{3}CH_{2}OH} \rightarrow \mathrm{CH_{3}COO^{-}} + 2~\mathrm{H^{+}}$$

$$14 H^{+} + Cr_{9}O_{7}^{2-} \rightarrow 2 Cr^{3+} + 7 H_{9}O$$

4. Se ajusta el hidrógeno:

$$H_2O + CH_3CH_2OH \rightarrow CH_3COO^- + 5 H^+$$

 $14H^+ + Cr_9O_7^{2-} \rightarrow 2 Cr^{3+} + 7 H_9O$

5. Se ajustan las cargas:

$$H_2O + CH_3CH_2OH \rightarrow CH_3COO^- + 5 H^+ + 5 e^-$$

 $6e^- + 14 H^+ + Cr_9O_7^{2-} \rightarrow 2 Cr^{3+} + 7 H_9O$

6. Se igualan los electrones y se suman las ecuaciones:

$$3 \text{ H}_{9}\text{O} + 3 \text{ CH}_{3}\text{CH}_{9}\text{OH} \rightarrow 3 \text{ CH}_{3}\text{COO}^{-} + 15 \text{ H}^{+} + 12 \text{ e}^{-}$$

$$12 e^{-} + 28 H^{+} + 2 Cr_{9}O_{7}^{2-} \rightarrow 4 Cr^{3+} + 14 H_{9}O$$

$$3 \text{ H}_2\text{O} + 28 \text{ H}^+ + 3 \text{ CH}_3\text{CH}_2\text{OH} + 2 \text{ Cr}_2\text{O}_7^{2-} \rightarrow$$

 $\rightarrow 3 \text{ CH}_3\text{COO}^- + 15 \text{ H}^+ + 4 \text{ Cr}^{3+} + 14 \text{ H}_3\text{O}$

7. Se simplifica y se escribe en forma molecular:

$$\begin{array}{l} 2 \; \mathrm{K_2Cr_2O_7} + 3 \; \mathrm{CH_3CH_2OH} + 8 \; \mathrm{H_2SO_4} \rightarrow \\ \rightarrow 2 \; \mathrm{Cr_9(SO_4)_3} + 3 \; \mathrm{CH_3COOH} + 2 \; \mathrm{K_9SO_4} + 11 \mathrm{H_9O} \end{array}$$

3. VALORACIONES DE OXIDACIÓN-REDUCCIÓN (pág. 239)

9. Datos:

$$V(KMnO_4) = 15.4 \text{ mL}; V(Na_9C_9O_4) = 25.0 \text{ mL}$$

$$M(KMnO_4) = 0.1205 \frac{mol}{I}$$
 $M(Na_2C_2O_4) = ?$

$$M(Na_2C_2O_4) = 3$$

Ecuación iónica:

$$2 \text{ MnO}_{4}^{-} + 5 \text{ C}_{2}\text{O}_{4}^{2-} + 16 \text{ H}^{+} \rightarrow 2 \text{ Mn}^{2+} + 10 \text{ CO}_{2} + 8 \text{ H}_{2}\text{O}$$

Se calculan los moles de KMnO₄ utilizados:

$$15.4\,\mathrm{mL\,KMnO_4} \cdot \frac{1\,\,\mathrm{L}}{1\,000\,\mathrm{mL}} \cdot \frac{0.1205\,\mathrm{mol\,KMnO_4}}{1\,\mathrm{L}} =$$

$$=1,856 \cdot 10^{-3} \text{ mol KMnO}_4$$

Según la reacción, 2 mol de KMnO4 reaccionan con 5 mol de Na₉C₉O₄:

$$1,856 \cdot 10^{-3} \text{ mol KMnO}_4 \cdot \frac{5 \text{ mol Na}_2 \text{C}_2 \text{O}_4}{2 \text{ mol KMnO}_4} =$$

$$=4,639 \cdot 10^{-3} \text{ mol Na}_2 \text{C}_2 \text{O}_4$$

Se calcula la molaridad de la disolución de Na₂C₂O₄:

$$M(Na_{2}C_{2}O_{4}) = \frac{4,639 \cdot 10^{-3} \ mol \ Na_{2}C_{2}O_{4}}{25,0 \ mL} \cdot \frac{1\ 000 \ mL}{1\ L} =$$

$$=0.1856 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \text{Na}_2 \text{C}_2 \text{O}_4$$

La disolución de Na₂C₂O₄ es 0,1856 M. El oxidante es KMnO₄. El reductor es Na₂C₂O₄.

10. Datos:

$$M(K_2Cr_2O_7) = ?; M(Na_2SO_3) = 0.3143 \frac{mol}{I}$$

$$V(K_9Cr_9O_7) = 28,42 \text{ mL}; V(Na_9SO_3) = 25,00 \text{ mL}$$

La ecuación iónica:

$$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 3 \text{ SO}_3^{2-} + 8 \text{ H}^+ \rightarrow 2 \text{ Cr}^{3+} + 3 \text{ SO}_4^{2-} + 4 \text{ H}_2\text{O}$$

Se calculan los moles de Na₂SO₃ utilizados:

$$25{,}00 \text{ mL} \cdot \frac{1 \text{ L}}{1\,000 \text{ mL}} \cdot \frac{0{,}3143 \text{ mol Na}_2 \text{SO}_3}{1 \text{ L}} =$$

$$= 7.858 \cdot 10^{-3} \,\mathrm{mol}\,\mathrm{Na}_{2}\mathrm{SO}_{4}$$

Según la reacción, 3 moles de Na₂SO₃ reaccionan con 1 mol de K₂Cr₂O₇:

$$7,858 \cdot 10^{-3} \,\text{mol Na}_2 \,\text{SO}_4 \cdot \frac{1 \,\text{mol K}_2 \,\text{Cr}_2 \,\text{O}_7}{3 \,\text{mol Na}_3 \,\text{SO}_3} =$$

$$= 2,619 \cdot 10^{-3} \text{ mol K}_{2}\text{Cr}_{2}\text{O}_{7}$$

Se calcula la molaridad de la disolución de K₂Cr₂O₂:

$$M(K_2Cr_2O_7) = \frac{2,619 \cdot 10^{-3} \ mol \ K_2Cr_2O_2}{28,42 \ mL} \cdot \frac{1000 \ mL}{1 \ L} =$$

$$=0.0922 \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

La disolución de K₂Cr₂O₇ es **0,0922 M.** El oxidante es K₂Cr₂O₇. El reductor es Na₂SO₃.

11. Datos:

$$V(K_2Cr_2O_7) = 30.5 \text{ mL}; V(FeSO_4) = 25.0 \text{ mL}$$

$$M(K_2Cr_2O_7) = 0.1507 M; M(FeSO_4) = ?$$

Ecuación iónica:

$$6 \text{ Fe}^{2+} + \text{Cr}_{9}\text{O}_{7}^{2-} + 14 \text{ H}^{+} \rightarrow 6 \text{ Fe}^{3+} + 2 \text{ Cr}^{3+} + 7 \text{ H}_{9}\text{O}$$

Se calculan los moles de K₂Cr₂O₇ utilizados:

$$30,5 \text{ mL } \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 \cdot \frac{1 \text{ L}}{1\,000 \text{ mL}} \cdot \frac{0,1507 \text{ mol } \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7}{1 \text{ L}} =$$

=
$$4,596 \cdot 10^{-3} \text{ mol } \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$$

Según la ecuación, 1 mol de K₂Cr₂O₇ reacciona con 6 moles de FeSO₄:

$$4,596 \cdot 10^{-3} \text{ mol } \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 \cdot \frac{6 \text{ mol FeSO}_4}{1 \text{ mol K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7} =$$

$$=27,576 \cdot 10^{-3} \text{ molFeSO}_4$$

Se calcula la molaridad de la disolución de FeSO4

$$M(FeSO_4) = \frac{27,576 \cdot 10^{-3} \text{ mol} FeSO_4}{25,0 \text{ mL}} \cdot \frac{1000 \text{ mL}}{1 \text{ L}} = 1,1030 \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

La molaridad de la disolución de FeSO₄ es 1,1030 M. El oxidante es K₂Cr₂O₇. El reductor es FeSO₄

4. PILAS VOLTAICAS (pág. 243)

- 12. Si el electrodo estándar de cobre hace de cátodo, significa que se produce la reacción de reducción, y esto se puede comprobar porque aumentará el peso de la lámina de cobre.
- 13. Datos: El electrodo de cobre es ánodo.

Ánodo: Semirreacción de oxidación:

$$Cu(s) - 2e^- \rightarrow Cu^{2+}$$
 (aq)

Cátodo: Semirreacción de reducción

$$Ag^+(aq) + 1 e^- \rightarrow Ag(s)$$

Reacción global de la pila:

$$Cu(s) + 2 Ag(aq) \rightarrow Cu^{2+}(aq) + Ag(s)$$

Los electrones son cedidos por el electrodo de cobre y circulan hacia el electrodo de plata, es decir, del ánodo al cátodo.

Notación abreviada:

$$Cu(s) | Cu^{2+}(aq) | | (Ag^{+}(aq) | Ag(s)$$

14. Datos:

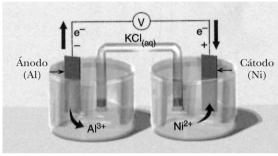
Al (s) $|A|^{3+}$ (aq, 1,0 M) $|Ni^{2+}$ (aq, 1,0 M) Ni(s)

Ánodo: Semirreacción de oxidación:

 $Al(s) - 3e^- \rightarrow Al^{3+} (aq)$

Cátodo: Semirreacción de reducción:

$$Ni^{2+}$$
 (aq) + 2 e⁻ $\rightarrow Ni(s)$

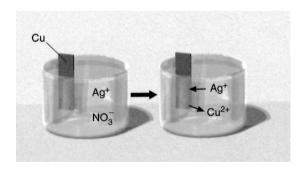


Oxidación
Al (s) – 3
$$e^- \rightarrow Al^{3+}$$
 (aq)

Reducción
$$Ni^{2+}$$
 (aq) + 2 $e^- \rightarrow Ni$ (s)

En el ánodo tiene lugar la semirreacción de oxidación del aluminio, de manera que parte del aluminio de la placa metálica se desprende y pasa a la disolución como Al³+, liberando 3 electrones que circulan por el conductor externo metálico hasta el cátodo. Estos electrones son utilizados en el cátodo para reducir el Ni²+ de la solución y transformarlo en niquel sólido que se deposita en la placa metálica, aumentando así la masa de níquel.

15.



El color azul de la disolución indica la presencia del ion Cu²⁺ en la disolución. Por tanto, parte de Cu metálico se habrá oxidado, cediendo electrones que pueden utilizar los iones Ag⁺ de la disolución para reducirse y depositarse sobre la placa de cobre como Ag sólida.

Oxidación:

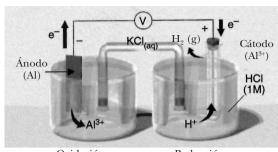
Cu(s)
$$-2 e^- \rightarrow Cu^{2+}$$
 (aq) $E^0 = -0.34 \text{ V}$

Reducción:

$$Ag^{+}(aq) + 1 e^{-} \rightarrow Ag(s)$$
 $E^{0} = +0.80 \text{ V}$

Comprobamos que la reacción es favorable.

16.



Oxidación Reducción Al (s) \rightarrow Al³⁺ + 3 e⁻ 2 H⁺ (aq) + 2 e⁻ \rightarrow H₂ (g)

El ánodo será el electrodo de aluminio y el cátodo el electrodo de hidrógeno. De manera que en el ánodo tendrá lugar la oxidación del aluminio, cediendo electrones que circularán por el circuito exterior hasta el cátodo, donde se producirá la reducción de protones de la disolución del cátodo (por ejemplo, una disolución HCl(1 M)). Y se desprenderá H₉(g).

El aluminio que se oxide pasará a la disolución, como podría ser $\mathrm{Al}_2(\mathrm{SO}_4)_3$.

Las reacciones son:

Semirreacción de oxidación: Al(s) → Al³⁺ (aq) + 3 e⁻

Semirreacción de reducción: $2 H^+ (aq) + 2 e^- \rightarrow H_2(g)$

$$Al(s) + 2 H^{+}(aq) \rightarrow Al^{3+} (aq) + H_{2} (g)$$

La fem de la pila será: $E^0_{pila} = +1,66 \text{ V}$

 $E_{pila}^0 = E_{cátodo}^0 - E_{ánodo}^0$, de manera que se puede calcular el potencial del aluminio a partir del de la pila:

$$E_{\text{ánodo}}^{0} = E_{\text{cátodo}}^{0} - E_{\text{pila}}^{0} = 0 - 1,66 \text{ V} = -1,66 \text{ V}$$

Notación abreviada:

 $Al(s) | Al^{3+} ((aq), 1,0 M) | | H^{+}(aq, 1,0 M) H_{2}(g, 1 atm) | Pt(s)$

5. SERIE DE POTENCIALES ESTÁNDAR DE REDUCCIÓN (pág. 247)

17. *a*) Br₂ o I₂

$$\begin{split} Br_2(e) + 2 & \ e^- \rightarrow 2 \ Br^- \ (aq) \qquad E^0 = +1,07 \ V \\ I_2(e) + 2 & \ e^- \rightarrow 2 \ I^- \ (aq) \qquad E^0 = +0,53 \ V \end{split}$$

Como el carácter oxidante es mayor cuanto más positivo es E⁰, el Br₂ es más oxidante.

b) Fe³⁺ o Fe²⁺

Fe³⁺ (aq) + 1 e⁻
$$\rightarrow$$
 Fe²⁺ (aq) $E^0 = +0.77 \text{ V}$
Fe²⁺ (aq) + 2 e⁻ \rightarrow Fe (s) $E^0 = -0.44 \text{ V}$

El oxidante más fuerte es Fe³⁺, por tener un potencial estándar de reducción más positivo.

c) $\operatorname{Cr}_2\operatorname{O}_7^{2-}$ en medio ácido o $\operatorname{H}_2\operatorname{O}_2$ en medio ácido.

$$\begin{split} \mathrm{Cr_2O_7^{2^-}\,(aq)} + 14\ \mathrm{H^+(aq)} + 6\ e^- \to \\ & \to 2\ \mathrm{Cr^{3^+}(aq)} + 7\ \mathrm{H_2O}\ (\mathrm{l}) \\ & \to 2\ \mathrm{Cr^{3^+}(aq)} + 7\ \mathrm{H_2O}\ (\mathrm{l}) \end{split}$$

$$\mathrm{H_2O_2}$$
 (g) + 2 H⁺(aq) + 2 e⁻ \rightarrow 2 H₂O (l)
 $\mathrm{E^0}$ = +1,77 V

El oxidante más fuerte es H₂O₂, por tener un E⁰ más positivo.

d) MnO₄ en medio ácido o MnO₄ en medio básico.

$${\rm MnO_4^-(aq)} + 8~{\rm H^+(aq)} + 5~{\rm e^-} \rightarrow {\rm Mn^{2+}(aq)} + 4~{\rm H_2O(l)} \ {\rm E^0} = +1.51~{\rm V}$$

$$\begin{array}{l} MnO_{4}^{-}(aq) + 2\;H_{2}O(l) + 3\;e^{-} \!\to\! MnO_{2}(s) + 4\;OH^{-}\left(aq\right) \\ E^{0} = \!+0{,}59\;V \end{array}$$

El oxidante más fuerte es MnO₄ en medio ácido, por tener un E⁰ más positivo.

18. Cd o Ca

$$Cd^{2+}(aq) + 2e^{-} \rightarrow Cd(s)$$

$$E^0 = -0.40 \text{ V}$$

$$Ca^{2+}(aq) + 2e^{-} \rightarrow Cd(s)$$

$$E^0 = -2.87 \text{ V}$$

El reductor más fuerte será aquel que su oxidante conjugado sea el oxidante más débil; el oxidante más débil es aquel que tiene un E⁰ más negativo (o menos positivo).

El reductor más fuerte es el Ca.

Fe o Mg

$$Fe^{2+}$$
 (aq) + 2 e⁻ \rightarrow Fe (s)

$$E^0 = -0.44 \text{ V}$$

$$Mg^{2+}$$
 (aq) + 2 e⁻ \to Mg (s)

$$E^0 = -2.37 \text{ V}$$

El reductor más fuerte es Mg, porque el oxidante conjugado es el oxidante más débil.

Sn2+o Cu+

$$Sn^{4+}$$
 (aq) + 2 e⁻ $\rightarrow Sn^{2+}$ (s)

$$E^0 = +0.13 \text{ V}$$

$$Cu^{2+}$$
 (aq) + 1 e⁻ \rightarrow Cu^{+} (s)

$$E^0 = +0.15 \text{ V}$$

El reductor más fuerte es Sn2+, porque el oxidante conjugado es el oxidante más débil.

I-o Ag

$$I_2(s) + 2e^- \rightarrow 2I^-(aq)$$

$$E^0 = +0.53 \text{ V}$$

$$Ag^+$$
 (aq) + $e^- \rightarrow Ag$ (s)

$$E^0 = +0.80 \text{ V}$$

El reductor más fuerte es I- porque el oxidante conjugado es el oxidante más débil.

19. Escribimos las semirreacciones y sus potenciales estándar:

$$\mathrm{Cr_2O_7^{2-}}\ (aq) + 14\ \mathrm{H^+}(aq) + 6\ \mathrm{e^-} \rightarrow 2\ \mathrm{Cr^{3+}}(aq) + 7\ \mathrm{H_2O}\ (l)$$

 $E^0 = +1.33 \text{ V}$

$$O_2(g) + 2 H^+(aq) + 2 e^- \rightarrow H_2O_2(aq)$$

$$E^0 = +0.68 \text{ V}$$

$$\text{Cl}_2(g) + 2 e^- \rightarrow 2 \text{ Cl}^-(aq)$$

$$E^0 = +1.36 \text{ V}$$

$$2 \text{ H}^+ \text{ (aq)} + 2 \text{ e}^- \rightarrow \text{H}_2(\text{g})$$

$$E^0 = +0.00 \text{ V}$$

$$O_3(g) + 2H^+(aq) + 2e^- \rightarrow O_2(g) + 2H_2O(l)$$
 $E^0 = +2.07 \text{ V}$

$$Au^{3+}$$
 (aq) + 3 e⁻ \rightarrow $Au(s)$

$$E^0 = +1,50 \text{ V}$$

El de mayor poder oxidante es aquel que tenga un E⁰ más positivo:

$$O_3 > Au^{3+} > Cl_2 > Cr_2O_7^{2-} > O_2 > H^+$$

20. Escribimos las semirreacciones de oxidación y el potencial de oxidación correspondiente cambiando el signo cuando se invierta una ecuación:

Semirreacciones de oxidación:

$$Zn (s) \rightarrow Zn^{2+} (aq) + 2 e^{-}$$

$$E^0 = -(-0.76 \text{ V})$$

Ni (s)
$$\to$$
 Ni²⁺ (ag) + 2 e⁻

$$E^0 = -(-0.25 \text{ V})$$

$$H_9(g) \to 2 H^+(aq) + 2 e^-$$

$$E^0 = 0.00 \text{ V}$$

$$Ag(s) \rightarrow Ag^+(aq) + 1e^-$$

$$E^0 = -(+0.80 \text{ V})$$

$$2 \operatorname{Br}^{-} (\operatorname{aq}) \to \operatorname{Br}_{2} (\operatorname{l}) + 2 \operatorname{e}^{-}$$

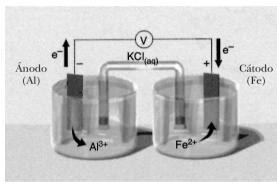
$$E^0 = -(+1.07 \text{ V})$$

$$Ce^{3+}$$
 (ag) $\rightarrow Ce^{4+}$ (ag) + 1 e^{-} $E^{0} = -(+1.61 \text{ V})$

Será mayor reductor aquel que tenga el potencial estándar de oxidación mayor:

$$Zn > Ni > H_9 > Ag > Br^- > Ce^{3+}$$

21. Fe²⁺/Fe y Al³⁺/Al



Oxidación $Al \rightarrow Al^{3+} + 3 e^{-}$

Reducción $Fe^{2+} + 2 e^{-} \rightarrow Fe$

$$(E^0 = -0.44 \text{ V})$$

$$(E^0 = -1.66 \text{ V})$$

Actuará como cátodo el electrodo con potencial estándar mayor: Fe²⁺/Fe.

El ánodo será: Al³⁺/Al.

Se escriben las semirreacciones y la reacción global:

Oxidación (ánodo):

$$2 \cdot \left[Al(s) \rightarrow Al^{3+} (aq) + 3e^{-} \right] \quad E_{an}^{0} = -(-1,66 \text{ V})$$

Reducción (cátodo):

$$3 \cdot \left[\text{Fe}^{2+} \text{ (aq)} + 2 \text{ e}^{-} \rightarrow \text{Fe (s)} \right] \quad \text{E}_{\text{cat}}^{0} = -0.44 \text{ V}$$

Reacción global:

$$2 \text{ Al (s)} + 3 \text{ Fe}^{2+} \text{ (aq)} \rightarrow 2 \text{ Al}^{3+} + 3 \text{ Fe (s)}$$

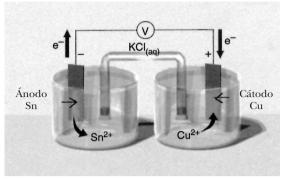
Fem estándar de la pila:

$$E_{\text{pila}}^0 = E_{\text{cátodo}}^0 - E_{\text{ánodo}}^0$$

$$E_{\text{pila}}^{0} = -0.44 \text{ V} - (-1.66 \text{ V}) = +1.22 \text{ V}$$

Notación abreviada:

Al (s)
$$|A|^{3+}$$
 (aq) $|Fe^{2+}$ (aq) $|Fe(s)|$



Oxidación $Sn \rightarrow Sn^{2+} + 2 e^{-}$

Reducción $Cu^{2+} + 2 e^{-} \rightarrow Cu$

Cu²⁺/Cu

$$(E^0 = +0.34 \text{ V})$$

Sn²⁺/Sn

$$(E^0 = -0.14 \text{ V})$$

Actuará como cátodo el electrodo con E⁰ mayor; en este caso, Cu²⁺/Cu; y como ánodo, el Sn²⁺/Sn.

Se escriben las semirreacciones y la reacción global:

Oxidación (ánodo):

$$Sn (s) \rightarrow Sn^{2+} (aq) + 2 e^{-}$$

$$E_{an}^{0} = -(-0.14 \text{ V})$$

Reducción (cátodo):

$$Cu^{2+}$$
 (aq) + 2 e⁻ \rightarrow Cu (s)

$$E_{gat}^{0} = +0.34 \text{ V}$$

Reacción global:

$$Sn (s) + Cu^{2+} (aq) \rightarrow Sn^{2+} (aq) + Cu (s)$$

Fem estándar de la pila:

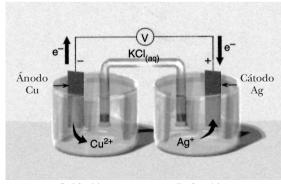
$$E^0_{\ \mathrm{pila}} = E^0_{\ \mathrm{c\acute{a}todo}} - E^0_{\ \mathrm{\acute{a}nodo}}$$

$$E_{\text{pile}}^0 = +0.34 \text{ V} - (-0.14 \text{ V}) = +0.48 \text{ V}$$

Notación abreviada:

$$Sn(s) | Sn^{2+}(aq) | | Cu^{2+}(aq) | Cu(s)$$

Ag⁺/Ag y Cu²⁺/Cu



Oxidación $Cu \rightarrow Cu^{2+} + 2 e^{-}$

Reducción $Ag^+ + 1 e^- \rightarrow Ag$

$$Ag^+/Ag$$

$$(E^0 = +0.80 \text{ V})$$

$$(E^0 = +0.34 \text{ V})$$

Actuará como cátodo el electrodo con E⁰ mayor; en este caso, Ag+/Ag; y como ánodo, el Cu2+/Cu.

Se escriben las semirreacciones y la reacción global:

Oxidación (ánodo):

Cu (s)
$$\rightarrow$$
 Cu²⁺ (ag) + 2 e⁻

$$E_{an}^0 = - (+0.34 \text{ V})$$

Reducción (cátodo):

$$2 \cdot \left[Ag^{+} (aq) + 1e^{-} \rightarrow Ag(s) \right]$$
 $E_{cat}^{0} = +0.80 \text{ V}$

$$E_{cat}^0 = +0.80 \text{ V}$$

Reacción global:

$$Cu(s) + 2 Ag^{+}(aq) \rightarrow Cu^{2+}(aq) + 2 Ag(s)$$

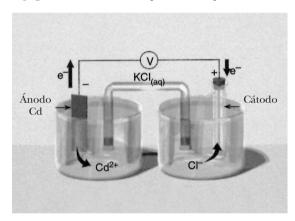
Fem estándar de la pila:

$$E_{\text{pila}}^0 = E_{\text{cátodo}}^0 - E_{\text{ánodo}}^0$$

$$E^{0}_{\text{pile}} = +0.80 \text{ V} - (+0.34 \text{ V}) = +0.46 \text{ V}$$

Notación abreviada:

22.
$$Cl_9(g) + Cd(s) \rightarrow Cd^{2+}(aq) + 2 Cl^{-}(aq)$$



Oxidación $Cd \rightarrow Cd^{2+} + 2 e^{-}$

Reducción 2 Cl⁻ + Cl₂ + 2 e⁻

Reacción anódica (oxidación):

Cd (s)
$$\to$$
 Cd²⁺ (aq) + 2 e⁻ $E_{an}^0 =$

$$E_{an}^0 = -(-0.40 \text{ V})$$

Reacción catódica (reducción):

$$Cl_{2}(g) + 2e^{-} \rightarrow 2Cl^{-}(aq)$$
 $E_{cat}^{0} = +1,36 \text{ V}$

Fem estándar:

$$E_{\text{pila}}^{0} = E_{\text{cátodo}}^{0} - E_{\text{ánodo}}^{0} = +1.36 \text{ V} - (-0.40 \text{ V})$$

$$E_{pila}^{0} = +1,76 V$$

6. ELECTRÓLISIS (pág. 251)

23. Se electroliza cloruro de calcio fundido.

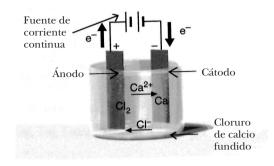
Electrolito disociado:

$$CaCl_9 \rightarrow Ca^{2+} + 2 Cl^{-}$$

Reducción en el cátodo: Ca²⁺ + 2 e⁻ → Ca (s)

Oxidación en el ánodo: 2 Cl⁻ → Cl₂ (g) + 2 e⁻

Reacción global: $Ca^{2+} + 2 Cl^{-} \rightarrow Ca (s) + Cl_{2} (g)$



24. Bromuro de níquel (II) disuelto en agua. Se tiene un electrolito de: Br⁻ y Ni²⁺

$$NiBr_2(s) \rightarrow Ni^{2+}(aq) + 2 \ Br^- \ (aq)$$

Los aniones se mueven hacia el ánodo, donde se produce la reacción de oxidación:

$$2 \text{ Br}^-(\text{aq}) \rightarrow \text{Br}_2(1) + 2 \text{ e}^-$$
 Liberan electrones.

Los cationes se mueven hacia el cátodo, donde se produce la reacción de reducción:

$$Ni^{2+}$$
 (aq) + 2 e⁻ \rightarrow Ni (s) Reciben electrones.

La reacción global es:

$$Ni^{2+}$$
 (aq) + 2 Br⁻ (aq) \rightarrow Br₂ (l) + Ni (s) No es espontánea.

25. Cloruro de sodio disuelto en agua. Se tiene un electrolito de Na⁺ y Cl⁻:

$$NaCl(s) \rightarrow Na^{+}(aq) + Cl^{-}(aq)$$

Los aniones se mueven hacia el ánodo, donde se produce la reacción de oxidación:

$$2 \text{ Cl}^-(\text{aq}) \rightarrow \text{Cl}_2(\text{g}) + 2 \text{ e}^-$$
 Se liberan electrones.

Los cationes se moverán hacia el cátodo, pero se reducirán antes las moléculas de agua que los iones Na⁺. En realidad, la reducción que tiene lugar es la de protones: $2 \text{ H}^+\text{ (aq)} + 2 \text{ e}^- \!\!\!\to \text{H}_2\text{ (g)}$

Pero al reducir H⁺, se liberan OH⁻:

$$2 \text{ H}_{9}\text{O} \text{ (l)} \rightleftharpoons 2 \text{ H}^{+} + 2 \text{ OH}^{-}$$

Como E^0 (Na⁺/Na) = -2,71 V y E^0 (H⁺/H₂) = = -0,00 V, se reduce antes H⁺ que Na⁺.

Oxidación: $2 \text{ Cl}^-\text{ (aq)} \rightarrow \text{Cl}_2\text{ (g)} + 2 \text{ e}^-$

Reducción: $2 \text{ H}_9\text{O}(1) + 2 \text{ e}^- \rightarrow \text{H}_9(g) + 2 \text{ OH}^- \text{ (aq)}$

$$2 \text{ Cl}^{-}(aq) + 2 \text{ H}_{9}O(l) \rightarrow \text{Cl}_{9}(g) + \text{H}_{9}(g) + 2 \text{ OH}^{-}(aq)$$

26. En las tres disoluciones se tiene:

$$1.^{a} \text{CuSO}_{4}(s) \rightarrow \text{Cu}^{2+} (aq) + \text{SO}_{4}^{2-} (aq)$$

En el cátodo, semirreacción de reducción:

$$Cu^{2+} \; (aq) + 2 \; e^- \rightarrow Cu \; (s)$$

$$2.^{a} AgNO_{3}(s) \rightarrow Ag^{+}(aq) + NO_{3}^{-}(aq)$$

En el cátodo, semirreacción de reducción:

$$Ag^+$$
 (aq) + 1 $e^- \rightarrow Ag$ (s)

$$3.^{a} \text{ FeCl}_{3} \text{ (s)} \rightarrow \text{Fe}^{3+} \text{ (aq)} + 3 \text{ Cl}^{-} \text{ (aq)}$$

En el cátodo, semirreacción de reducción:

$$Fe^{3+}$$
 (aq) + 3 e⁻ \rightarrow Fe (s)

27. Los elementos de la cuba electrolítica deben ser:

Cátodo: el objeto metálico que se va a recubrir.

Ánodo: una barra del metal que se quiere utilizar para recubrirla, en este caso, de plata.

Electrólito: debe ser una sal de plata.

La plata de la barra que forma el ánodo se oxida pasando a $\mathrm{Ag}^{\scriptscriptstyle +}.$

A su vez, la plata del electrólito se dirige al cátodo, formado por el objeto que se quiere recubrir, donde se reduce de nuevo a Ag(s) y se deposita en la superficie del objeto.

28. La *galvanostegia* y la *galvanoplastia* son dos procedimientos que se fundamentan en los baños electrolíticos y están incluidos dentro de la galvanostecnia.

La *galvanostegia* estudia los procedimientos para recubrir superficies metálicas por electroposición de otro metal, con la finalidad de protegerlas o de mejorar su aspecto externo.

La galvanoplastia, en cambio, es una técnica que se utiliza para obtener objetos metálicos por electroformación a partir de moldes o modelos que después se separan, total o parcialmente, de la pieza obtenida. El molde ha de ser químicamente inerte e indeformable en las condiciones de electrólisis, y puede ser conductor o no.

Los metales más utilizados en la galvanostegia son: cobre, níquel, cinc, cadmio, cromo, estaño, oro y plata. En la galvanoplastia, para la construcción de los moldes se utiliza: acero, níquel, cobre, aluminio, cinc, resinas epoxi, yeso, cera y madera.

La galvanostegia comprende las fases de: preparación de la superficie y recubrimiento en baño electrolítico.

29. Oxidación:
$$Cu(s) + 2e^- \rightarrow Cu^{2+}$$
 (aq)

Reducción:
$$Cu^{2+}(aq) + 2e^{-} \rightarrow Cu(s)$$

Cobre con Iones cobre que Cobre impurezas se encuentran puro en el electrólito

30. Datos: I = 6A

$$t = 1 h y 30 min = 1 h \cdot \frac{3600 s}{1 h} + 30 m \cdot \frac{60 s}{1 min} = 5400 s$$

Disolución de CuSO₄.

Se calcula la carga que circula por la celda:

$$Q = I \cdot t = 6 A \cdot 5 400 s = 32 400 C$$

Se calcula la masa depositada en el cátodo según la semirreacción de reducción que tiene lugar:

$$Cu^{2+}$$
 (aq) + 2 e⁻ \to Cu (s)

utilizando la ecuación de Faraday:

$$m = \frac{M}{Z \cdot F} \cdot Q = \frac{63,55 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}}{2 \text{ e}^{-} \cdot 96487 \text{ C} \cdot \text{mol}^{-1}} \cdot 32400 \text{ C} = 10,67 \text{ g}$$

RESOLUCIÓN DE EJERCICIOS Y PROBLEMAS (pág. 255)

31. *a*) Ca (s) + Cd²⁺ (aq)
$$\rightarrow$$
 Ca²⁺ (aq) + Cd (s)

Según la reacción global, deben ocurrir estas semirreacciones:

Oxidación (ánodo): Ca (s)
$$\rightarrow$$
 Ca²⁺ (aq) + 2 e⁻

Reducción (cátodo):
$$Ca^{2+}$$
 (aq) + 2 e⁻ \rightarrow Cd (s)

Los potenciales estándar son:
$$Ca^{2+}/Ca$$
 $E^0 = -2.87 \text{ V}$

$$Cd^{2+}/Cd$$
 $E^0 = -0.40 \text{ V}$

La fem estándar de la pila:

$$E^0_{pila} = E^0_{cátodo} - E^0_{ánodo}$$

$$E_{\text{pila}}^{0} = -0.40 \text{ V} - (-2.87 \text{ V}) = +2.47 \text{ V}$$

La reacción es espontánea porque E⁰_{pila} es positiva.

b)
$$2 \operatorname{Br}^{-}(aq) + \operatorname{Sn}^{2+}(aq) \rightarrow \operatorname{Br}_{2}(1) + \operatorname{Sn}(s)$$

Según la reacción global, deben ocurrir estas semirreacciones:

Oxidación (ánodo):
$$2 Br^{-}(aq) \rightarrow Br_{q}(1) + 2 e^{-}$$

Reducción (cátodo):
$$Sn^{2+}$$
 (aq) + 2 e⁻ \rightarrow Sn (s)

Los potenciales estándar son: $Br/Br^ E^0 = +1,07 \text{ V}$

$$Sn^{2+}/Sn$$
 $E^0 = -0.14 \text{ V}$

La fem estándar de la pila:

$$E_{\text{pila}}^0 = E_{\text{cátodo}}^0 - E_{\text{ánodo}}^0$$

$$E_{\text{pila}}^0 = -0.14 \text{V} - (+1.07 \text{ V}) = -1.21 \text{ V}$$

La reacción no es espontánea porque E⁰_{pila} es negativa.

c)
$$2 \text{ Ag (s)} + \text{Ni}^{2+} (\text{aq}) \rightarrow 2 \text{ Ag}^{+} (\text{aq}) + \text{Ni (s)}$$

Según la reacción global, deben ocurrir estas semirreacciones:

Oxidación (ánodo): $2 \text{ Ag (s)} \rightarrow 2 \text{ Ag}^+ + 2 \text{ e}^-$

Reducción (cátodo): Ni^{2+} (aq) + 2 e⁻ \rightarrow Ni (s)

Los potenciales estándar son: $Ag^+/Ag = E^0 = +0.80 \text{ V}$

$$Ni^{2+}/Ni$$
 $E^0 = -0.25 \text{ V}$

La fem estándar de la pila:

$$E^0_{\rm pila} = E^0_{\rm c\acute{a}todo} - E^0_{\rm \acute{a}nodo}$$

$$E_{\text{pila}}^{0} = -0.25 \text{ V} - (-0.80 \text{ V}) = -1.05 \text{ V}$$

La reacción no es espontánea porque $E^0_{\ \rm pila}$ es negativa.

d)
$$Cu^{+}(aq) + Fe^{3+}(aq) \rightarrow Cu^{2+}(aq) + Fe^{2+}(aq)$$

Según la reacción global, deben ocurrir estas semirreacciones: Oxidación (ánodo): Cu^+ (aq) $\rightarrow Cu^{2+} + 1 e^-$

Reducción (cátodo): Fe^{3+} (ag) + 1 $e^- \rightarrow Fe^{2+}$ (ag)

Los potenciales estándar son: Cu^{2+}/Cu^{+} $E^{0} = +0.15 \text{ V}$

$$Fe^{3+}/Fe^{2+}$$
 $F^0 = +0.77 \text{ V}$

La fem estándar de la pila:

$$E_{\text{pila}}^{0} = E_{\text{cátodo}}^{0} - E_{\text{ánodo}}^{0}$$

 $E_{\text{cila}}^{0} = +0.77 \text{ V} - (+0.15 \text{ V}) = +0.62 \text{ V}$

La reacción es espontánea porque E_{pila} es positiva.

e)
$$H_2(g) + Ni^{2+}(aq) \rightarrow 2 H^+(aq) + Ni(s)$$

Según la reacción global, deben ocurrir estas semirreacciones:

Oxidación (ánodo): $H_9(g) \rightarrow 2 H^+(aq) + 2 e^-$

Reducción (cátodo): Ni^{2+} (aq) + 2 e⁻ \rightarrow Ni (s)

Los potenciales estándar son: H^+/H_0 : $E^0 = 0.00 \text{ V}$

$$Ni^{2+}/Ni$$
: $E^0 = -0.25 \text{ V}$

La fem estándar de la pila:

$$E_{\text{pila}}^{0} = E_{\text{cátodo}}^{0} - E_{\text{ánodo}}^{0}$$

 $E_{\text{pila}}^{0} = -0.25 \text{ V} - (0.00 \text{ V}) = -0.25 \text{ V}$

La reacción no es espontánea porque la fem de la pila es negativa.

f) Según el enunciado, las semirreacciones que se producen son:

Oxidación (ánodo):

$$Mn^{2+}$$
 (aq) + 4 H₉O (l) $\rightarrow MnO_4^-$ (aq) + 8 H⁺ (aq) + 5 e⁻

Reducción (cátodo):

$$NO_3^-$$
 (aq) + 4 H⁺ (aq) + 3 e⁻ \rightarrow NO (g) + 2 H₂O (l)

Los potenciales estándar son:

$$MnO_4^-/Mn^{2+}$$
 $E^0 = +1,51 \text{ V}$
 NO_3^-/NO $E^0 = +0,96 \text{ V}$

La fem estándar de la pila:

$$E^{0}_{pila} = E^{0}_{c\acute{a}todo} - E^{0}_{\acute{a}nodo}$$

$$E_{\text{pila}}^{0} = 0.96 \text{ V} - (+1.51 \text{ V}) = -0.55 \text{ V}$$

La reacción no será espontánea porque $\mathrm{E}^0_{\mathrm{pila}}$ es negativa.

g) Según el enunciado, las semirreacciones que se producen son:

Oxidación (ánodo):

$$NO (g) + 2 H_9O (l) \rightarrow NO_3^- (aq) + 4 H^+ (aq) + 3 e^-$$

Reducción (cátodo):

$$Sn^{4+}$$
 (aq) + 2 e⁻ $\rightarrow Sn^{2+}$ (aq)

Los potenciales estándar son:

$$Sn^{4+}/Sn^{2+}$$
 $E^0 = +0.13 \text{ V}$

$$NO_{\circ}^{-}/NO$$
 $E^{0} = +0.96 \text{ V}$

La fem de la pila es:

$$\begin{split} E^0_{\ pila} &= E^0_{\ c\acute{a}todo} - E^0_{\ \acute{a}nodo} \\ E^0_{\ pila} &= +0.13\ V - (+0.96\ V) = -0.83\ V \end{split}$$

La reacción no es espontánea porque la fem de la pila es negativa.

 h) Según el enunciado, las semirreacciones que se producen son:

Oxidación (ánodo): Pb (s)
$$\rightarrow$$
 Pb²⁺ (aq) + 2 e⁻

Reducción (cátodo):
$$Fe^{3+}$$
 (aq) + 1 $e^- \rightarrow Fe^{2+}$ (aq)

Los potenciales estándar son:
$$Pb^{2+}/Pb$$
 $E^0 = -0.13 \text{ V}$

$$Fe^{3+}/Fe^{2+}$$
 $E^0 = +0.77 V$

La fem de la pila es:

$$E_{\text{pila}}^{0} = E_{\text{cátodo}}^{0} - E_{\text{ánodo}}^{0}$$

 $E_{\text{pila}}^{0} = +0.77 \text{ V} - (-0.13 \text{ V}) = +0.90 \text{ V}$

La reacción es espontánea porque la fem es positiva.

 i) Según el enunciado, las semirreacciones que se producen son:

Oxidación (ánodo):

$$H_9O_9$$
 (aq) $\to O_9$ (g) + 2 H⁺ (aq)+ 2 e⁻

Reducción (cátodo):

$$MnO_4^-(aq) + 8 H^+(aq) + 5 e^- \rightarrow Mn^{2+}(aq) + 4 H_9O(1)$$

Los potenciales estándar son: O_9/H_9O_9 $E^0 = +0.68 \text{ V}$

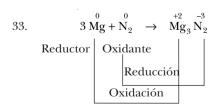
$$MnO_4^-/Mn^{2+}$$
 $E^0 = +1,51 \text{ V}$

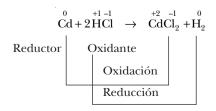
La fem de la pila es:

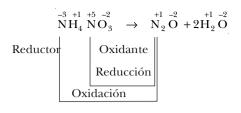
$$\begin{split} E^{0}_{\ pila} &= E^{0}_{\ c\acute{a}todo} - E^{0}_{\ \acute{a}nodo} \\ E^{0}_{\ pila} &= +1,51\ V - 0,68\ V = 0,83\ V \end{split}$$

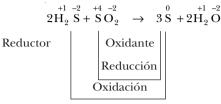
La reacción es espontánea porque la fem es positiva.

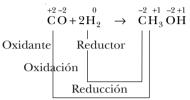
EJERCICIOS Y PROBLEMAS (págs. 256 y 257)











34. El litio es un reductor más fuerte que el cinc.

Significa que la reacción de oxidación del litio es más favorable que la del cinc, de manera que el litio reduce algunas sustancias que no reduce el cinc.

También, su oxidante conjugado, Li⁺, es más débil que el oxidante conjugado del cinc, Zn²⁺, y por consiguiente, el Li es un reductor más fuerte.

$$\text{Li} \rightarrow \text{Li}^+ + 1 \text{ e}^ \text{Zn} \rightarrow \text{Zn}^{2+} + 2 \text{ e}^-$$

El oxidante conjugado más fuerte es el que corresponde al reductor más débil (Zn), por tanto, es Zn²⁺ el oxidante más fuerte.

35. a) En medio ácido:

•
$$KNO_9 + KI + H_9SO_4 \rightarrow I_9 + NO + K_9SO_4$$

1. Se expresa en forma iónica:

$$K^{+} + NO_{2}^{-} + K^{+} + I^{-} + 2 H^{+} + SO_{4}^{2-} \rightarrow I_{2} + NO + 2 K^{+} + SO_{4}^{2-}$$

2. Se escriben las semirreacciones:

De oxidación: $I^- \rightarrow I_0$

De reducción: NO_o → NO

3. Se ajusta cada elemento:

$$\begin{array}{l} 2 \text{ I}^{\scriptscriptstyle{-}} \rightarrow \text{I}_2 \\ \text{NO}_{\scriptscriptstyle{2}}^{\scriptscriptstyle{-}} \rightarrow \text{NO} \end{array}$$

4. Se ajusta el oxígeno:

$$\begin{array}{l} 2 \text{ I}^{\scriptscriptstyle{-}} \rightarrow \text{I}_{\scriptscriptstyle{2}} \\ \text{NO}_{\scriptscriptstyle{2}}^{\scriptscriptstyle{-}} \rightarrow \text{NO} + \text{H}_{\scriptscriptstyle{2}}\text{O} \end{array}$$

5. Se ajusta el hidrógeno:

$$2 \text{ I}^{-} \rightarrow \text{I}_{2}$$

$$2 \text{ H}^{+} + \text{NO}_{2}^{-} \rightarrow \text{NO} + \text{H}_{2}\text{O}$$

6. Ajuste de cargas:

$$\begin{split} 2 & \text{ I}^- \rightarrow \text{ I}_2 + 2 \text{ e}^- \\ 1 & \text{ e}^- + 2 \text{ H}^+ + \text{NO}_2^- \rightarrow \text{NO} + \text{H}_2\text{O} \end{split}$$

7. Se igualan los electrones y se suman las ecuaciones:

$$\begin{split} 2 \text{ I}^- &\to \text{I}_2 + 2 \text{ e}^- \\ & - 2 \text{ e}^- + 4 \text{ H}^+ + 2 \text{ NO}_2^- \to 2 \text{ NO} + 2 \text{ H}_2\text{O} \\ \hline & 4 \text{ H}^+ + 2 \text{ I}^- + 2 \text{ NO}_2^- \to \text{I}_2 + 2 \text{ NO} + 2 \text{ H}_2\text{O} \end{split}$$

8. Se simplifica y se escribe la ecuación en forma molecular:

$$2~\mathrm{KNO_2} + 2~\mathrm{KI} + 2~\mathrm{H_2SO_4} \rightarrow \mathrm{I_2} + 2~\mathrm{NO} + 2~\mathrm{K_2SO_4} + \mathrm{H_2O}$$

- $K_9Cr_9O_7 + KI + H_9SO_4 \rightarrow K_9SO_4 + Cr_9(SO_4)_3 + I_9$
 - 1. Se expresa en forma iónica:

$$\begin{array}{l} 2~K^{\scriptscriptstyle +} + Cr_2O_7^{2 \scriptscriptstyle -} + K^{\scriptscriptstyle +} + I^{\scriptscriptstyle -} + 2~H^{\scriptscriptstyle +} + SO_4^{2 \scriptscriptstyle -} \rightarrow \\ \\ \rightarrow 2~K^{\scriptscriptstyle +} + SO_4^{2 \scriptscriptstyle -} + 2~Cr^{3 \scriptscriptstyle +} + 3~SO_4^{2 \scriptscriptstyle -} + I_{\scriptscriptstyle 9} \end{array}$$

2. Se escriben las semirreacciones:

De oxidación:

 $I^- \rightarrow I_9$

De reducción:

 $Cr_{9}O_{7}^{2-} \rightarrow 2 Cr^{3+}$

3. Ajuste de cada elemento:

$$\begin{array}{l} 2 \text{ I}^{\scriptscriptstyle{-}} \rightarrow \text{I}_2 \\ \text{Cr}_{\scriptscriptstyle{0}}\text{O}_{\scriptscriptstyle{7}}^{2\scriptscriptstyle{-}} \rightarrow 2 \text{ Cr}^{\scriptscriptstyle{3+}} \end{array}$$

4. Ajuste de oxígeno:

$$\begin{array}{l} 2 \text{ I}^{\text{-}} \rightarrow \text{I}_{2} \\ \text{Cr}_{9}\text{O}_{7}^{2\text{-}} \rightarrow 2 \text{ Cr}^{3\text{+}} + 7 \text{ H}_{9}\text{O} \end{array}$$

5. Ajuste de hidrógeno:

2 I
$$\rightarrow$$
 I $_2$
14 H $^+$ + Cr $_9$ O $_7^{2-}$ \rightarrow 2 Cr $^{3+}$ + 7 H $_9$ O

6. Ajuste de cargas:

$$\begin{array}{l} 2 \ I^- \to I_2 + 2 \ e^- \\ 6 \ e^- + 14 \ H^+ + C r_9 O_7^{2^-} \to 2 \ C r^{3+} + 7 \ H_9 O \end{array}$$

7. Se igualan los electrones y se suman las ecuaciones:

$$6 \text{ I}^{-} \rightarrow 3 \text{ I}_{2} + 6 \text{ e}^{-}$$

$$6 \text{ e}^{-} + 14 \text{ H}^{+} + \text{Cr}_{2}\text{O}_{7}^{2-} \rightarrow 2 \text{ Cr}^{3+} + 7 \text{ H}_{2}\text{O}$$

$$14 \text{ H}^{+} + 6 \text{ I}^{-} + \text{Cr}_{9}\text{O}_{7}^{2-} \rightarrow 3 \text{ I}_{9} + 2 \text{ Cr}^{3+} + 7 \text{ H}_{9}\text{O}$$

8. Se simplifica y se escribe la ecuación en forma molecular:

$$K_2Cr_2O_7 + 6 KI + 7 H_2SO_4 \rightarrow \rightarrow 4 K_9SO_4 + Cr_9(SO_4)_3 + 4 K_9SO_4$$

- $C_2H_5OH + O_2 \rightarrow CO_2 + H_2O$
 - 1. No se puede escribir en forma iónica.
 - 2. Se escriben las semirreacciones con los elementos igualados:

De oxidación: $C_9H_5OH \rightarrow 2 CO_9$

De reducción: $O_9 \rightarrow 2 H_9O$

3. Ajuste de oxígenos:

$$\begin{array}{l} 3~H_2O + C_2H_5OH \rightarrow 2~CO_2 + 6~H^+ \\ O_9 \rightarrow 2~H_9O \end{array}$$

4. Ajuste de hidrógenos:

$$\begin{array}{l} 3~H_2O+C_2H_5OH \rightarrow 2~CO_2+12~H^+ \\ 4~H^++O_9 \rightarrow 2~H_9O \end{array}$$

5. Ajuste de cargas:

$$3 \text{ H}_2\text{O} + \text{C}_2\text{H}_5\text{OH} \rightarrow 2 \text{ CO}_2 + 12 \text{ H}^+ + 12 \text{ e}^-$$

 $4 \text{ e}^- + 4 \text{ H}^+ + \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{ H}_2\text{O}$

6. Se igualan las cargas y se suman las ecuaciones:

$$3 \text{ H}_2\text{O} + \text{C}_2\text{H}_5\text{OH} \rightarrow 2 \text{ CO}_2 + 12 \text{ H}^+ + 12 \text{ e}^-$$

 $12 \text{ e}^- + 12 \text{ H}^+ + 3 \text{ O}_9 \rightarrow 6 \text{ H}_9\text{O}$

$$3 \text{ H}_{9}\text{O} + 12 \text{ H}^{+} + \text{C}_{9}\text{H}_{5}\text{OH} + 3 \text{ O}_{9} \rightarrow 2 \text{ CO}_{9} + 6 \text{ H}_{9}\text{O} + 12 \text{ H}^{+}$$

7. Simplificando:

$$C_2H_5OH + 3 O_2 \rightarrow 2 CO_2 + 3 H_2O$$

- $2 \text{ H}_9\text{O}_9 \rightarrow \text{H}_9\text{O} + \text{O}_9$
 - 1. No se puede escribir en forma iónica.
 - 2. Se escriben las semirreacciones:

De oxidación: $H_2O_2 \rightarrow O_2$ De reducción: $H_2O_3 \rightarrow H_3O$

3. Ajuste de oxígenos:

$$\begin{aligned} \mathbf{H_2O_2} &\rightarrow \mathbf{O_2} \\ \mathbf{H_2O_2} &\rightarrow \mathbf{H_2O} + \mathbf{H_2O} \end{aligned}$$

4. Ajuste de hidrógenos:

$$\begin{split} &H_2O_2 \rightarrow O_2 + 2 \ H^+ \\ &2 \ H^+ + H_9O_9 \rightarrow H_9O + H_9O \end{split}$$

5. Ajuste de cargas:

$$\begin{split} &H_2O_2 \to O_2 + 2 \; H^+ + 2 \; e^- \\ &2 \; e^- + 2 \; H^+ + H_2O_2 \to H_2O + H_2O \end{split}$$

6. Se suman:

$$H_9O_9 + 2 H^+ + H_9O_9 \rightarrow O_9 + H_9O + H_9O + 2 H^+$$

7. Se simplifica:

$$2 \text{ H}_9\text{O}_9 \rightarrow \text{O}_9 + 2 \text{ H}_9\text{O}$$

- b) En medio básico:
 - $Cl_9 + OH^- \rightarrow Cl^- + ClO^- + H_9O$
 - 1. Ya está expresada en forma iónica.
 - 2. Se escriben las semirreacciones:

De oxidación: $\operatorname{Cl}_2 \to \operatorname{ClO}^-$ De reducción: $\operatorname{Cl}_2 \to \operatorname{Cl}^-$

3. Se ajusta cada elemento:

$$\text{Cl}_2 \rightarrow 2 \text{ ClO}^ \text{Cl}_2 \rightarrow 2 \text{ Cl}^-$$

4. Ajuste de oxígenos:

4 OH⁻ + Cl₂
$$\rightarrow$$
 2 ClO⁻ + 2 H₂O Cl₂ \rightarrow 2 Cl⁻

- 5. Los hidrógenos ya están ajustados.
- 6. Ajuste de cargas:

4 OH^+ + Cl_2
$$\rightarrow$$
 2 ClO^+ + 2 H_2O + 2 e^-
2 e^- + Cl_2 \rightarrow 2 Cl^-

7. Sumamos las dos ecuaciones:

$$\begin{array}{c} 4 \text{ OH}^{\text{-}} + \text{Cl}_2 \rightarrow 2 \text{ CIO}^{\text{-}} + 2 \text{ H}_2\text{O} + 2 \text{ e}^{\text{-}} \\ \\ 2 \text{ e}^{\text{-}} + \text{Cl}_2 \rightarrow 2 \text{ CI}^{\text{-}} \\ \\ \hline 4 \text{ OH}^{\text{-}} + 2 \text{ Cl}_2 \rightarrow 2 \text{ CIO}^{\text{-}} + 2 \text{ CI}^{\text{-}} + 2 \text{ H}_2\text{O} \end{array}$$

8. Ecuación final:

2 Cl
$$_2$$
 + 4 OH $^- \rightarrow$ 2 Cl $^-$ + 2 ClO $^-$ + 2 H $_2$ O

- $P_4 \rightarrow PH_9O_9^- + PH_9$
 - Se escriben las semirreacciones, con dos elementos igualados:

De oxidación:

$$P_4 \rightarrow 4 \text{ PH}_9 \text{O}_9^-$$

De reducción:

$$P_4 \rightarrow 4 PH_3$$

2. Ajuste de oxígenos:

16 OH⁻ +
$$P_4 \rightarrow 4 \text{ PH}_2\text{O}_2^- + 8 \text{ H}_2\text{O}$$

 $P_4 \rightarrow 4 \text{ PH}_3$

3. Ajuste de hidrógenos:

$$8 \; {\rm H_2O} + 16 \; {\rm OH^-} + {\rm P_4} \rightarrow 4 \; {\rm PH_2O_2^-} + 8 \; {\rm H_2O} + 8 \; {\rm OH^-}$$

$$12 \; {\rm H_2O} + {\rm P_4} \rightarrow 4 \; {\rm PH_3} + 12 \; {\rm OH^-}$$

4. Ajuste de cargas:

8 OH⁻ +
$$P_4 \rightarrow$$
 4 PH₂O₂⁻ + 4 e⁻
12 e⁻ + 12 H₂O + $P_4 \rightarrow$ 4 PH₃ + 12 OH⁻

Se igualan los electrones y se suman las ecuaciones:

24 OH⁻ + 3 P₄
$$\rightarrow$$
 12 PH₂O₂⁻ + 12 e⁻
12 e⁻ + 12 H₉O + P₄ \rightarrow 4 PH₃ + 12 OH⁻

$$24 \text{ OH}^- + 12 \text{ H}_9\text{O} + 4 \text{ P}_4 \rightarrow 12 \text{ PH}_9\text{O}_9^- + 4 \text{ PH}_3 + 12 \text{ OH}^-$$

36. 1. Las dos semirreacciones son:

De oxidación:

$$H_{9}O_{9} \rightarrow O_{9}$$

De reducción:

$$MnO_4^- \rightarrow Mn^{2+}$$

- 2. Los elementos están igualados.
- 3. Ajuste de oxígenos:

$$H_{9}O_{9} \rightarrow O_{9}$$

$$MnO_4^- \rightarrow Mn^{2+} + 4 H_9O$$

4. Ajuste de hidrógenos:

$$H_9O_9 \rightarrow O_9 + 2 H^+$$

$$8~H^{\scriptscriptstyle +} + MnO_4^{\scriptscriptstyle -} {\longrightarrow} Mn^{\scriptscriptstyle 2+} + 4~H_2O$$

5. Ajuste de cargas:

$$H_9O_9 \to O_9 + 2 H^+ + 2 e^-$$

$$5 e^- + 8 H^+ + MnO_4^- \rightarrow Mn^{2+} + 4 H_9O$$

6. Se igualan los electrones y se suman las ecuaciones:

$$5 \text{ H}_9\text{O}_9 \rightarrow 5 \text{ O}_9 + 10 \text{ H}^+ + 10 \text{ e}^-$$

$$10 e^{-} + 16 H^{+} + 2 MnO_{4}^{-} \rightarrow 2 Mn^{2+} + 8 H_{9}O$$

$$5 \text{ H}_{9}\text{O}_{9} + 16 \text{ H}^{+} + 2 \text{ MnO}_{4}^{-} \rightarrow 5 \text{ O}_{9} + 2 \text{ Mn}^{2+} + 10 \text{ H}^{+} + 8 \text{ H}_{9}\text{O}$$

7. Reacción final:

$$\begin{array}{l} 5\; {\rm H_2O_2} + 2\; {\rm MnO_4} + 3\; {\rm H_2SO_4} \rightarrow \\ \rightarrow 5\; {\rm O_2} + 2\; {\rm Mn^{2+}} + 8\; {\rm H_2O} + 3\; {\rm SO_4^{2-}} \end{array}$$

37. *Datos*: $M(KMnO_4) = 0.020 \text{ mol} \cdot L^{-1}$

$$M(FeSO_4) = 0.100 \text{ mol} \cdot L^{-1}$$

$$V(KMnO_4) = ?; V(FeSO_4) = 40,00 \text{ mL}$$

Reacción iónica:

$$5 \text{ Fe}^{2+} + \text{MnO}_{4}^{-} + 8 \text{ H}^{+} \rightarrow 5 \text{ Fe}^{3+} + \text{Mn}^{2+} + 4 \text{ H}_{9}\text{O}$$

Se calculan los moles de FeSO₄ utilizados:

$$40,00\,\mathrm{mL} \cdot \frac{1\mathrm{L}}{1\,000\,\mathrm{mL}} \cdot \frac{0,100\,\mathrm{mol}\,\mathrm{FeSO_4}}{1\,\mathrm{L}} =$$

$$=4\cdot10^{-3}$$
 mol FeSO₄

Según la reacción, 5 moles de $FeSO_4$ reaccionan con 1 mol de $KMnO_4$:

$$4 \cdot 10^{-3} \text{ mol FeSO}_4 \cdot \frac{1 \text{ mol KMnO}_4}{5 \text{ mol FeSO}_4} =$$

$$=0.8 \cdot 10^{-3} \,\text{mol KMnO}_4$$

Se calcula el volumen de la disolución de $\mathrm{KMnO_4}$ que se necesita:

$$V(\text{KMnO}_4) = 0.8 \cdot 10^{-3} \; \text{mol} \; \text{KMnO}_4 \cdot \frac{1 \; \text{L}}{0.020 \; \text{mol} \; \text{KMnO}_4}$$

$$\frac{1000 \text{ mL}}{1 \text{ J}} = 40,00 \text{ mL KMnO}_4$$

Se necesitan 40,00 mL de KMnO₄.

38. Datos: $V(FeSO_4) = 50.0 \text{ mL}$

$$V(Ce(SO_4)_9) = 32,00 \text{ mL}$$

$$M(FeSO_4) = ?$$

$$M(Ce(SO_4)_9) = 0.100 \text{ mol} \cdot L^{-1}$$

Reacción iónica:

$$Fe^{2+} + Ce^{4+} \rightarrow Fe^{3+} + Ce^{3+}$$

Reductor Oxidante

Se calculan los moles de Ce(SO₄)₂ utilizados:

32,00 mL
$$\cdot \frac{1L}{1000 \text{ mL}} \cdot \frac{0,100 \text{ mol Ce}(SO_4)_2}{1L} =$$

$$=3.2 \cdot 10^{-3} \text{ mol Ce(SO}_4)_9$$

Según la reacción, 1 mol de $FeSO_4$ reacciona con 1 mol de $Ce(SO_4)_9$.

$$3.2 \cdot 10^{-3} \text{ mol Ce(SO}_4)_2 \cdot \frac{1 \text{ mol FeSO}_4}{1 \text{ mol Ce(SO}_4)_2} =$$

 $=3.2 \cdot 10^{-3} \, \text{mol FeSO}_4$

Se calcula la molaridad de la disolución de FeSO₄:

$$M(FeSO_4) = \frac{3.2 \cdot 10^{-3} \, mol \, FeSO_4}{50.0 \, mL} \cdot \frac{1000 \, mL}{1L}$$

 $M(FeSO_4) = 0.0640 \text{ mol} \cdot L^{-1}$

La disolución de FeSO₄ es 0,0640 M.

39. a) Las dos semirreacciones con los elementos ajustados:

Oxidación: $2 \text{ Cl}^- \rightarrow \text{Cl}_2$

Reducción: $Cr_9O_7^{2-} \rightarrow 2 Cr^{3+}$

Ajuste de oxígenos: $2 \text{ Cl}^- \rightarrow \text{Cl}_2$

Y de hidrógenos:

$$14 \text{ H}^{+} + \text{Cr}_{9}\text{O}_{7}^{2-} \rightarrow 2 \text{ Cr}^{3+} + 7 \text{ H}_{9}\text{O}$$

Ajuste de cargas:

$$2 \text{ Cl}^- \rightarrow \text{Cl}_2 + 2 \text{ e}^-$$

$$6~e^- + 14~H^{\scriptscriptstyle +} + Cr_{\scriptscriptstyle 9}O_{\scriptscriptstyle 7}^{2\scriptscriptstyle -} \rightarrow 2~Cr^{\scriptscriptstyle 3\scriptscriptstyle +} + 7~H_{\scriptscriptstyle 9}O$$

Se igualan electrones y se suman las ecuaciones:

$$6 \text{ Cl}^- \rightarrow 3 \text{ Cl}_9 + 6 \text{ e}^-$$

$$14 \text{ H}^+ + \text{Cr}_9\text{O}_7^{2-} + 6 \text{ Cl}^- \rightarrow 3 \text{ Cl}_9 + 2 \text{ Cr}^{3+} + 7 \text{ H}_9\text{O}$$

Reacción:

$$\begin{aligned} 14 \; H^{\scriptscriptstyle +} + & \; K_{2} C r_{2} O_{7} + 6 \; C l^{\scriptscriptstyle -} \rightarrow \\ & \; \to 3 \; C l_{2} + 2 \; C r^{3 +} + 2 \; K^{\scriptscriptstyle +} + 7 \; H_{2} O \end{aligned}$$

b) $V(Cl_9) = ?$

 $V(K_2Cr_2O_7) = 100 \text{ mL}$

$$T = (273 + 25 \, ^{\circ}C) = 298 \, K$$

 $M(K_9Cr_9O_7) = 0.030 \text{ mol} \cdot L^{-1}$

P = 1,2 atm; exceso KCl

El reactivo limitante es K₂Cr₂O₇.

Se calculan los moles de $K_2Cr_2O_7$ que han reaccionado:

$$100 \,\mathrm{mLK_2Cr_2O_7} \cdot \frac{1 \,\mathrm{L}}{1000 \,\mathrm{mL}} \cdot \frac{0.030 \,\mathrm{mol\,K_2Cr_2O_7}}{1 \,\mathrm{L}} =$$

 $= 3 \cdot 10^{-3} \,\text{mol K}_{2} \,\text{Cr}_{2} \,\text{O}_{7}$

Según la reacción, 1 mol de K₂Cr₂O₇ que reacciona permite obtener 3 moles de Cl₂:

$$3 \cdot 10^{-3} \, \operatorname{mol}\, K_{2} \operatorname{Cr}_{2} \operatorname{O}_{7} = \frac{3 \, \operatorname{mol}\, \operatorname{Cl}_{2}}{1 \, \operatorname{mol}\, K_{2} \operatorname{Cr}_{2} \operatorname{O}_{7}} = 9 \cdot 10^{-3} \, \operatorname{mol}\, \operatorname{Cl}_{2}$$

Se calcula el volumen de Cl₂ obtenido, utilizando la ecuación de estado de los gases ideales:

$$\begin{split} P \cdot V &= n \cdot R \cdot T \qquad V = \frac{n \cdot R \cdot T}{P} \\ V &= \frac{9 \cdot 10^{-3} \ mol \cdot 0,082 \, atm \cdot L \cdot K^{-1} \cdot mol^{-1} \cdot 298 \, K}{1,2 \, atm} \end{split}$$

 $V = 0.183 L de Cl_2$

40. a)
$$HCl + MnO_9 \rightarrow MnCl_9 + Cl_9 + H_9O$$

Ecuación iónica:

$$H^{\scriptscriptstyle +} + Cl^{\scriptscriptstyle -} + MnO_{\scriptscriptstyle 2} \rightarrow Mn^{\scriptscriptstyle 2+} + 2 \ Cl^{\scriptscriptstyle -} + Cl_{\scriptscriptstyle 2} + H_{\scriptscriptstyle 2}O$$

Semirreacciones con los elementos igualados:

Oxidación: $2 \text{ Cl}^- \rightarrow \text{Cl}_9$

Reducción: $MnO_9 \rightarrow Mn^{2+}$

Ajuste de oxígenos y de hidrógenos:

$$2 \text{ Cl}^- \rightarrow \text{Cl}_9$$

$$4 H^+ + MnO_0 \rightarrow Mn^{2+} + 2 H_0O$$

Ajuste de cargas:

$$2 \text{ Cl}^- \rightarrow \text{Cl}_2 + 2 \text{ e}^-$$

$$2 e^{-} + 4 H^{+} + MnO_{9} \rightarrow Mn^{2+} + 2 H_{9}O$$

Se suman las reacciones:

$$2 \text{ Cl}^- \rightarrow \text{Cl}_9 + 2 \text{ e}^-$$

$$2 e^- + 4 H^+ + MnO_9 \rightarrow Mn^{2+} + 2 H_9O$$

$$4 \text{ H}^+ + \text{MnO}_9 + 2 \text{ Cl}^- \rightarrow \text{Cl}_9 + \text{Mn}^{2+} + 2 \text{ H}_9\text{O}$$

Reacción:

$$4 \text{ HCl} + \text{MnO}_9 \rightarrow \text{MnCl}_9 + \text{Cl}_9 + 2 \text{ H}_9\text{O}$$

b) Datos:

P = 700 mm Mg; V(HCl) = 150 mL 35 %

$$T = (30 \text{ }^{\circ}\text{C} + 273) = 303 \text{ K}$$
 $\rho = 1.17 \text{ g} \cdot \text{mL}^{-1}$

Reactivo limitante HCl

Se calculan los moles de HCl que se hacen reaccionar:

$$150\,\mathrm{mL} \cdot \frac{1{,}17\,\mathrm{g\ disolucion}}{1\,\mathrm{mL\ disolucion}} \cdot \frac{35\,\mathrm{g\ HCl}}{100\,\mathrm{g\ disolucion}} \cdot$$

$$\frac{1 \operatorname{mol} HCl}{36,46 \operatorname{g} HCl} = 1,685 \operatorname{mol} HCl$$

Según la reacción, por cada 4 moles de HCl que se hacen reaccionar, se obtiene 1 mol de Cl₂:

$$1,685 \bmod HCl \cdot \frac{1 \bmod Cl_2}{4 \bmod HCl} = 0,421 \bmod Cl_2$$

Se calcula el volumen de cloro obtenido según la ecuación de estado de los gases ideales:

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T$$

$$V = \frac{n \cdot R \cdot T}{P} = \frac{0.421 \, \text{mol Cl}_2 \cdot 0.082 \, \text{atm} \cdot L \cdot K^{-1} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot 303 \, K}{700 \, \text{mm Mg} \cdot \frac{1 \, \text{atm}}{760 \, \text{mm Mg}}}$$

El volumen de cloro obtenido es 11,4 L.

41. $HCl + K_9CrO_4 \rightarrow CrCl_3 + KCl + Cl_9 + H_9O$

a) Ecuación iónica:

$$H^{+} + Cl^{-} + 2 K^{+} + CrO_{4}^{2-} \rightarrow Cr^{3+} + 3 Cl^{-} + Cl_{2} + H_{2}O$$

Semirreacciones con los elementos ajustados:

Oxidación: $2 \text{ Cl}^- \rightarrow \text{Cl}_9$

Reducción: $CrO_4^{2-} \rightarrow Cr^{3+}$

Ajuste de oxígenos: 2 Cl⁻ → Cl₂

Y de hidrógenos: $8 \text{ H}^+ + \text{CrO}_4^{2-} \rightarrow \text{Cr}^{3+} + 4 \text{ H}_9\text{O}$

Ajuste de cargas:

$$2 \text{ Cl}^- \rightarrow \text{Cl}_2 + 2 \text{ e}^-$$

$$3 e^{-} + 8 H^{+} + CrO_{4}^{2-} \rightarrow Cr^{3+} + 4 H_{9}O$$

Se igualan los electrones y se suman las ecuaciones:

$$6 \text{ Cl}^- \rightarrow 3 \text{ Cl}_9 + 6 \text{ e}^-$$

6 e^- + 16 H^+ + 2
$$\text{CrO}_4^{2-} \rightarrow 2 \text{ Cr}^{3+} + 8 \text{ H}_2\text{O}$$

$$16 \text{ H}^+ + 2 \text{ CrO}_4^{2-} + 6 \text{ Cl}^- \rightarrow 3 \text{ Cl}_2 + 2 \text{ Cr}^{3+} + 8 \text{ H}_2\text{O}$$

Ecuación molecular:

$$16 \text{ HCl} + 2 \text{ K}_{9}\text{CrO}_{4} \rightarrow 2 \text{ CrCl}_{3} + 4 \text{ KCl} + 3 \text{ Cl}_{9} + 8 \text{ H}_{9}\text{O}$$

b) Datos:

$$m(K_2CrO_4) = ?$$

$$m(CrCl_3) = 100 g$$

Rendimiento 60 %

Se calcula el número de moles que se va a obtener de $CrCl_3$:

$$M(CrCl_{\circ}) = 1 \cdot 52.00 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} + 3 \cdot 35.45 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$M(CrCl_3) = 158,35 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$100 \text{ g CrCl}_3 \cdot \frac{1 \text{ mol CrCl}_3}{158,35 \text{ g CrCl}_3} = 0,63 \text{ mol CrCl}_3$$

Según la reacción, para que se obtengan 2 moles de CrCl₃ se necesitan 2 moles de K₃CrO₄.

$$0,63 \operatorname{mol} \operatorname{CrCl}_{3} \cdot \frac{2 \operatorname{mol} K_{2} \operatorname{CrO}_{4}}{2 \operatorname{mol} \operatorname{CrCl}_{3}} = 0,63 \operatorname{mol} K_{2} \operatorname{CrO}_{4}$$

Se calculan la masa molar del $\rm K_2CrO_4$ y la masa de éste necesaria, considerando que la reacción tiene un rendimiento del 60 %.

$$M(K_2CrO_4) = 2 \cdot 39,10 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} + 52,00 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} +$$

$$+4 \cdot 16,00 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} = 194,2 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$0,\!63\,\mathrm{mol}\,\mathrm{K}_{2}\mathrm{CrO}_{4}\cdot\frac{194,\!2\,\mathrm{g}\,\mathrm{K}_{2}\mathrm{CrO}_{4}}{1\,\mathrm{mol}\,\mathrm{K}_{2}\mathrm{CrO}_{4}}\cdot\frac{100\,\mathrm{g}}{60\,\mathrm{g}} =$$

$$=203,9 \text{ g K}_{9}\text{CrO}_{4}$$

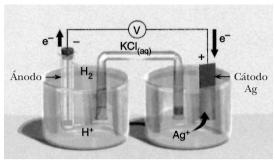
Se necesitan **203,9 g** de $\mathrm{K_2CrO_4}$ para obtener 100 g de $\mathrm{CrCl_3}.$

42. El electrodo de cinc es el ánodo. Esto implica que en este electrodo se produce la oxidación:

$$Zn (s) \rightarrow Zn^{2+} (aq) + 2 e^{-}$$

De manera que parte del cinc del electrodo pasa a la disolución como Zn²⁺. Se podrá comprobar porque la masa del electrodo irá disminuvendo.

43.



Oxidación Reducción
$$H_{2}(g) \rightarrow 2 H^{+}(aq) + 2 e^{-} Ag^{+}(aq) + 1 e^{-} \rightarrow Ag(s)$$

Si el electrodo de plata es el cátodo, se producirá la reacción de reducción de la plata:

$$Ag^+$$
 (aq) + 1 $e^- \rightarrow Ag$ (s)

mientras que el otro electrodo será el electrodo estándar de hidrógeno, que estará en el ánodo:

$$H_2(g) \rightarrow 2 H^+(aq) + 2 e^- y$$
 se oxidará.

La reacción global:

$$2 \text{ Ag}^+ \text{ (aq)} + \text{H}_2 \text{ (g)} \rightarrow 2 \text{ Ag (s)} + 2 \text{ H}^+ \text{ (aq)}$$

Notación abreviada:

Pt (s)
$$|H_9(g, 1 \text{ atm}), H^+(aq)| |Ag^+(aq)| Ag (s)$$

44. a) H+o Ni²⁺

$$2 H^{+} (aq) + 2 e^{-} \rightarrow H_{2} (g)$$
 $E^{0} = 0.00 V$

$$Ni^{2+}$$
 (aq) + 2 e⁻ \rightarrow Ni (s) $E^0 = -0.25 \text{ V}$

El oxidante más fuerte es H⁺ por tener un potencial de reducción más positivo.

b) Ce4+ o Sn4+

$$Ce^{4+}$$
 (aq) + 1 $e^{-} \rightarrow Ce^{3+}$ (aq) $E^{0} = +1.61 \text{ V}$

$$Sn^{4+}$$
 (aq) + 2 e⁻ $\rightarrow Sn^{2+}$ (aq) $E^0 = +0.13 \text{ V}$

El oxidante más fuerte es Ce⁴⁺ por tener un potencial de reducción más elevado.

c) Mn2+ o H+

$$Mn^{2+}$$
 (aq) + 2 e⁻ $\rightarrow Mn$ (s) $E^0 = -1.18 \text{ V}$

$$2 H^{+} (aq) + 2 e^{-} \rightarrow H_{9} (g)$$
 $E^{0} = 0.00 V$

El oxidante más fuerte es H⁺ porque tiene un potencial de reducción mayor.

d) NO₃ o SO₄-

$$NO_3^-$$
 (aq) + 4 H⁺ (aq) + 3 e⁻ \rightarrow NO (g) + 2 H₂O (l)
E⁰ = +0.96 V

$$SO_{4}^{2-} (aq) + 4 H^{+} (aq) + 2 e^{-} \rightarrow SO_{2} (g) + 2 H_{2}O (l)$$

$$E^{0} = +0.20 V$$

El oxidante más fuerte es NO₃ porque tiene el potencial de reducción positivo.

- 45. Escribimos las semirreacciones de oxidación, con el potencial de oxidación correspondiente, de manera que el que tenga el potencial de oxidación mayor será el más reductor:
 - a) Ko Na

$$K(s) \rightarrow K^+ + 1 e^-$$

$$E^0 = -(-2.93 \text{ V})$$

Na (s)
$$\rightarrow$$
 Na⁺ + 1 e⁻

$$E^0 = -(-2.71 \text{ V})$$

Es más reductor el potasio porque K+ es el oxidante más débil.

b) Sn²⁺ o Fe²⁺

$$Sn^{2+}$$
 (aq) $\rightarrow Sn^{4+}$ (aq) + 2 e⁻ $E^0 = -(+0.13 \text{ V})$

$$E^0 = -(+0.13 \text{ V})$$

$$Fe^{2+}$$
 (aq) $\rightarrow Fe^{2+}$ (aq) + 1 e⁻ $E^0 = -(+0.77 \text{ V})$

$$E^0 = -(+0.77 \text{ V})$$

Es más reductor el Sn2+ porque su oxidante conjugado (Sn4+) es el más débil.

c) Br-o Cl-

$$2 \text{ Br}^- \text{ (aq)} \rightarrow \text{Br}_2 \text{ (l)} + 2 \text{ e}^-$$

$$E^0 = -(+1.07 \text{ V})$$

$$2 \operatorname{Cl}^{-}(\operatorname{aq})^{-} \to \operatorname{Cl}_{2}(\operatorname{g}) + 2 \operatorname{e}$$

$$E^0 = -(+1.36 \text{ V})$$

Es más reductor el Br-porque su oxidante conjugado (Br₉) es el más débil.

d) Ce3+ o H₉

$$Ce^{3+}$$
 (aq) $\rightarrow Ce^{4+}$ (aq) + 1 e^{-} $E^{0} = -(+1.61 \text{ V})$

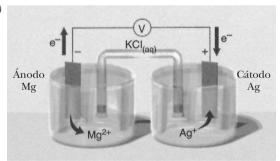
$$E^0 = -(+1.61 \text{ V})$$

$$H_9(g) \to 2 H^+(aq) + 2 e^-$$

$$E^0 = 0.00 \text{ V}$$

Es más reductor el H₉ porque su oxidante conjugado (H+) es el más débil.

46. *a*)



Oxidación $Mg \rightarrow Mg^2 + 2 e^-$

Reducción $Ag^+ + 1 e^- \rightarrow Ag$

 Mg^{2+}/Mg

 $E^0 = -2.37 \text{ V}$

Ag+/Ag

 $E^0 = +0.80 \text{ V}$

El oxidante más fuerte es Ag+; por tanto, el electrodo de plata será el cátodo y el de magnesio el ánodo:

Oxidación (ánodo):

Mg (s) \rightarrow Mg²⁺ (aq) + 2 e⁻ $E^0 = -(-2.37 \text{ V})$

Reducción (cátodo):

$$2\left[\operatorname{Ag}^{+}(\operatorname{aq}) + 1\operatorname{e}^{-} \to \operatorname{Ag}(\operatorname{s})\right]$$

$$E^0 = +0.80 \text{ V}$$

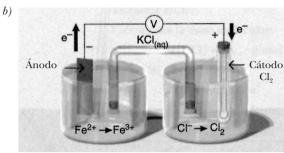
Reacción global:

$$Mg(s) + 2 Ag^{+}(aq) \rightarrow Mg^{2+}(aq) + 2 Ag(s)$$

La fem de la pila:

$$E_{\text{pila}}^0 = E_{\text{cátodo}}^0 - E_{\text{ánodo}}^0$$

$$E^{0}_{\text{pila}} = +0.80 \text{ V} - (-2.37 \text{ V}) = +3.17 \text{ V}$$



Oxidación $Fe^{2+} \rightarrow Fe^{3+} + e^{-}$

Reducción $\text{Cl}_2 + 2 \text{ e}^- \rightarrow 2 \text{ Cl}^-$

Cl_o/Cl-

 $E^0 = +1.36 \text{ V}$

 Fe^{3+}/Fe^{2+}

 $E^0 = 0.77 \text{ V}$

El oxidante más fuerte es Cl₂; por tanto, el electrodo de cloro será el cátodo y el de hierro el ánodo:

Oxidación (ánodo):

$$2[Fe^{2+}(aq) \rightarrow Fe^{2+}(aq) + 1e^{-}] E^{0} = -(+0.77 V)$$

Reducción (cátodo):

$$Cl_{2}(g) + 2e^{-} \rightarrow 2Cl^{-}(aq)$$
 $E^{0} = +1,36 \text{ V}$

Reacción global:

$$2 \text{ Fe}^{2+} (aq) + \text{Cl}_2 (g) \rightarrow \text{Fe}^{3+} (aq) + 2 \text{ Cl}^- (aq)$$

La fem de la pila:

$$E_{\text{pila}}^0 = E_{\text{cátodo}}^0 - E_{\text{ánodo}}^0$$

$$E_{\text{coll}}^0 = +1.36 \text{ V} - (+0.77 \text{ V}) = 0.59 \text{ V}$$

47. Mg (s) + Pb²⁺ (aq)
$$\rightarrow$$
 Mg²⁺ (aq) + Pb (s)

Oxidación (ánodo):

$$Mg(s) \rightarrow Mg^{2+}(aq) + 2e^{-} E^{0} = -(-2.37 V)$$

Reducción (cátodo):

$$Pb^{2+}$$
 (aq) + 2 e⁻ \rightarrow Pb (s) $E^0 = -0.13 \text{ V}$

Reacción global:

$$Mg(s) + Pb^{2+}(aq) \rightarrow Mg^{2+}(aq) + Pb(s)$$

La fem de la pila:

$$E_{\text{pila}}^0 = E_{\text{cátodo}}^0 - E_{\text{ánodo}}^0$$

$$E_{\text{pila}}^{0} = -0.13 \text{ V} - (-2.37 \text{ V}) = 2.24 \text{ V}$$

48. *a*)
$$Ni^{2+}$$
 (aq) + Cd (s) \rightarrow Ni (s) + Cd²⁺ (aq)

Según la reacción, las semirreacciones serán:

Oxidación (ánodo):

Cd (s)
$$\rightarrow$$
 Cd²⁺ (aq) + 2 e⁻ E⁰ = -(-0.40 V)

Reducción (cátodo):

$$Ni^{2+}$$
 (aq) + 2 e⁻ $\rightarrow Ni$ (s) $E^0 = -0.25 \text{ V}$

La fem de la pila:

$$\begin{split} E^{0}_{\ \mathrm{pila}} &= E^{0}_{\ \mathrm{cátodo}} - E^{0}_{\ \mathrm{ánodo}} \\ E^{0}_{\ \mathrm{pila}} &= -0.25 \ V - (-0.40 \ V) = 0.15 \ V \end{split}$$

Sí será una reacción espontánea porque la fem de la pila es positiva.

b) MnO-4 (aq) + Cl- (aq) \rightarrow Mn²+ (aq) + Cl2(g) en disolución ácida.

Según la reacción, las semirreacciones serán:

Oxidación (ánodo):

$$2 \text{ Cl}^- \text{ (aq)} \rightarrow \text{Cl}_2 \text{ (g)} + 2 \text{ e}^- \qquad \text{E}^0 = -(+1,36 \text{ V})$$

Reducción (cátodo):

$$MnO_{4}^{-}$$
 (aq) + 8 H⁺ (aq) + 5 e⁻ \rightarrow
 $\rightarrow Mn^{2+}$ (aq) + 4 H₂O (l) E^{0} = +1,51 V

La fem de la pila:

$$\begin{split} E^0_{\ pila} &= E^0_{\ c\acute{a}todo} - E^0_{\ \acute{a}nodo} \\ E^0_{\ pila} &= +1{,}51\ V - (+1{,}36\ V) = 0{,}15\ V \end{split}$$

La reacción será espontánea porque la fem de la pila es positiva.

c)
$$Ce^{3+}(aq) + H^{+}(aq) \rightarrow Ce^{4+}(aq) + H_{2}(g)$$

Según el enunciado, las semirreacciones serán:

Oxidación (ánodo):

$$Ce^{3+}$$
 (aq) $\rightarrow Ce^{4+}$ (aq) + 1 e^{-} $E^{0} = -(+1.61 \text{ V})$

Reducción (cátodo):

$$2 \text{ H}^+ \text{ (aq)} + 2 \text{ e}^- \rightarrow \text{H}_2 \text{ (g)}$$
 $\text{E}^0 = 0.00 \text{ V}$

La fem de la pila:

$$E^0_{\rm pila} = E^0_{\rm c\acute{a}todo} - E^0_{\rm \acute{a}nodo}$$

$$E_{\text{pila}}^{0} = 0.00 \text{ V} - (+1.61 \text{ V}) = -1.61 \text{ V}$$

La reacción no será espontánea porque la fem de la pila es negativa.

d) Cr (s) + Zn²⁺ (aq) \rightarrow Cr³⁺ (aq) + Zn (s)

Según el enunciado, las semirreacciones son:

Oxidación (ánodo):

$$Cr (s) \rightarrow Cr^{3+} (aq) + 3 e^{-}$$
 $E^{0} = -(-0.74 \text{ V})$

Reducción (cátodo):

$$Zn^{2+}$$
 (aq) + 2 e⁻ \rightarrow Zn (s) $E^0 = -0.76 \text{ V}$

La fem de la pila:

$$E_{\text{pila}}^0 = E_{\text{cátodo}}^0 - E_{\text{ánodo}}^0$$

$$E_{\text{pila}}^{0} = -0.76 \text{ V} - (0.74 \text{ V}) = -0.02 \text{ V}$$

La reacción no será espontánea porque la fem de la pila es negativa.

49. Oxidación: $H_9O(1) \rightarrow O_9(1) + 4H^+$ (aq)

Todas aquellas especies químicas que tengan un potencial de reducción superior al de reducción del O_2 serán oxidantes suficientemente fuertes como para oxidar el agua: O_9/H_9O $E^0 = +1,23 \text{ V}$

2 H+ (aq) + 2 e^ \rightarrow H2 (g) $~E^0$ = +0,00 V. No puede oxidar el H2O.

Cl⁻ (aq) no puede reducirse, por tanto, no puede actuar como oxidante.

 Cu^{2+} (aq) + 2 e⁻ \rightarrow Cu (s) E^0 = +0,34 V. No puede oxidar el H_9O .

 Pb^{2+} (aq) + 2 e⁻ \rightarrow Pb (s) $E^0 = -0.13$ V. No puede oxidar el H_9O .

 $\text{Cl}_2 \ (g) + 2 \ e^- \rightarrow 2 \ \text{Cl}^- \ (aq) \quad E^0 = +1,36 \ \text{V.}$ Sí puede oxidar el H₂O.

 MnO_{4}^{-} (aq) + 8 H⁺ (aq) + 5 e⁻ $\rightarrow Mn^{2+}$ (aq) + 4 H₂O (l) E^{0} = +1,51 V. Sí puede oxidar el H₂O.

50. a) Según el enunciado, las semirreacciones son:

Oxidación (ánodo):

$$Cr (s) \rightarrow Cr^{3+} (aq) + 3 e^{-} \qquad E^{0} = -(-0.74 \text{ V})$$

Reducción (cátodo):

$$Ni^{2+}$$
 (aq) + 2 e⁻ \rightarrow Ni (s) $E^0 = -0.25 \text{ V}$

La fem de la pila:

$$E^0_{\ \mathrm{pila}} = E^0_{\ \mathrm{c\acute{a}todo}} - E^0_{\ \mathrm{\acute{a}nodo}}$$

$$E_{\text{pile}}^0 = -0.25 \text{ V} - (-0.74 \text{ V}) = +0.49 \text{ V}$$

Sí puede ocurrir espontáneamente porque E^0 de la pila es positiva.

b) Según el enunciado, las semirreacciones son:

Oxidación (ánodo):

$$2 I^{-} (aq) \rightarrow I_{9} (s) + 2 e^{-}$$
 $E^{0} = -(+0.53 V)$

Reducción (cátodo):

$$\text{Sn}^{4+}$$
 (aq) + 2 e⁻ \rightarrow Sn²⁺ (s) $\text{E}^0 = +0.13 \text{ V}$

La fem de la pila:

$$E_{\text{pila}}^0 = E_{\text{cátodo}}^0 - E_{\text{ánodo}}^0$$

$$E_{\text{pila}}^{0} = +0.13 \text{ V} - (+0.53 \text{ V}) = -0.40 \text{ V}$$

No, la reacción no puede ocurrir de manera espontánea porque E⁰ de la pila es negativa.

c) Según el enunciado, las semirreacciones son:

Oxidación (ánodo):

2 Cr³⁺ (aq) + 7 H₂O (l)
$$\rightarrow$$
 Cr₂O₇²⁻ (aq) + 14 H⁺ (aq) +6 e⁻
 $E^0 = -(+1.33 \text{ V})$

Reducción (cátodo):

$$\label{eq:mnO4} MnO_4^-\ (aq) + 8\ H^+\ (aq) + 5\ e^- \to Mn^{2+}\ (aq) + 4\ H_2O\ (l) \\ E^0 = +1,51\ V$$

La fem de la pila:

$$\begin{split} E^{0}_{\ pila} &= E^{0}_{\ c\acute{a}todo} - E^{0}_{\ \acute{a}nodo} \\ E^{0}_{\ nila} &= +1{,}51\ V - (+1{,}33\ V) = +0{,}18\ V \end{split}$$

Sí puede ocurrir de forma espontánea, porque ${\rm E^0}$ de la pila es positiva.

51. Datos: Lámina de Ag

Disolución de FeSO₄

La única posibilidad es que la plata se oxide, y esto será posible si existe un oxidante con un potencial de reducción tal que la reacción global sea espontánea.

Reducción:
$$Fe^{2+}$$
 (aq) + 2 $e^- \rightarrow Fe$ (s) $E^0 = -0.44 \text{ V}$

Oxidación: Ag (s)
$$\to$$
 Ag⁺ (aq) + 1 e⁻ $E^0 = -(-0.80 \text{ V})$

La fem de la reacción global sería negativa, de manera que no ocurriría nada por introducir la lámina de plata en la disolución.

Si se burbujeara Cl₂, como la reacción de reducción es espontánea, probablemente se produciría la oxidación de la plata:

Reducción:
$$Cl_{2}(g) + 2e^{-} \rightarrow 2Cl^{-}(aq)$$
 $E^{0} = +1,36 V$

Oxidación: Ag (s)
$$\to$$
 Ag⁺ (aq) + 1 e⁻ E⁰ = -(+0,80 V)

Se calcula la E⁰ de la reacción global:

$$\text{Cl}_9(g) + 2 \text{ Ag (s)} \rightarrow 2 \text{ Cl}^-(aq) + \text{Ag}^+(aq) \text{ E}^0 = 0.56 \text{ V}$$

La reacción es espontánea y se oxidaría la plata a Ag+.

52. a) Si se tiene HCl en disolución acuosa:

$$HCl(aq) \rightarrow H^{+}(aq) + Cl^{-}(aq)$$

Los aniones se mueven hacia el ánodo, donde se produce la semirreacción de oxidación, y se obtiene:

2 Cl $^-$ (aq) \rightarrow Cl $_2$ (g) + 2 e $^-$ Libera electrones, mientras que los cationes se dirigen al cátodo, donde se da la reducción del H $^+$:

 $2 H^+$ (aq) + $2 e^- \rightarrow H_2$ (g) Se aceptan electrones.

La reacción global es:

$$2 H^{+} (aq) + 2 Cl^{-} (aq) \rightarrow Cl_{2} (g) + H_{2} (g)$$

b) En disolución se tiene:

$$CuCl_9 \rightarrow Cu^{2+}$$
 (aq) + 2 Cl⁻ (aq)

Los aniones se dirigen al ánodo, donde tiene lugar la oxidación y se obtiene:

$$2 \text{ Cl}^-\text{ (aq)} \rightarrow \text{Cl}_2\text{ (g)} + 2 \text{ e}^-$$

Los cationes se dirigen al cátodo donde tiene lugar la reducción del cobre al aceptar los electrones que le llegan:

$$Cu^{2+}$$
 (aq) + 2 e⁻ \rightarrow Cu (s)

La reacción global es:

$$2 \text{ Cl}^- (aq) + \text{Cu}^{2+} (aq) \rightarrow \text{Cl}_2 (g) + \text{Cu} (s)$$

Se calcula la corriente que ha circulado durante la electrólisis:

$$Q = I \cdot t = 5 \text{ A} \cdot 15 \text{ min} \cdot \frac{60 \text{ s}}{1 \text{ min}} = 4500 \text{ C}$$

A partir de la ecuación de Faraday, se calcula la masa molar del cinc, teniendo en cuenta la reacción que se produce en el cátodo de la celda:

$$Zn^{2+}$$
 (aq) + 2 e⁻ \rightarrow Zn (s)

$$m = \frac{M}{Z \cdot F} \cdot Q \Rightarrow M = \frac{m \cdot Z \cdot F}{Q}$$

$$M = \frac{1.53 \text{ g} \cdot 2 \text{ e}^{-} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot 96487 \text{ C}}{4.500 \text{ C}} = 65.6 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

La masa atómica del cinc es 65,6 u.

Se calcula la carga que ha circulado por la celda:

Q = I · t = 3,0 A · 1,0 h ·
$$\frac{3600 \text{ s}}{1 \text{ h}}$$
 = 10800 C

A partir de la ecuación de Faraday, calculamos el número de electrones que se transfieren en la ecuación:

$$m = \frac{M}{Z \cdot F} \cdot Q$$
 de donde $Z = \frac{M}{m \cdot F} \cdot Q$

$$Z = \frac{106.4 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}}{2.98 \text{ g} \cdot 96.487 \text{ C}} \cdot 10.800 \text{ C} = 4 \text{ e}^{-} \cdot \text{mol}^{-1}$$

En la reacción se transfieren 4 electrones por mol de Pd, por tanto:

$$Pd^{4+}$$
 (aq) + 4 e⁻ \to Pd (s)

El número de oxidación del metal es + 4.

55. Datos:

Disolución HCl O = 50 000 C

En el ánodo se desprende Cl₂.

Condiciones normales:

$$P = 1$$
 atm $T = 273$ K

Reacción de oxidación en el ánodo:

$$2 \text{ Cl}^-\text{ (aq)} \rightarrow \text{Cl}_2\text{ (g)} + 2 \text{ e}^-$$

Se utiliza la ecuación de Faraday para saber cuántos moles de Cl₂ se producen:

$$\mathbf{m} = \frac{\mathbf{M}}{\mathbf{Z} \cdot \mathbf{F}} \cdot \mathbf{Q}$$

$$\frac{\text{m}}{\text{M}} = \frac{\text{Q}}{\text{Z} \cdot \text{F}} = \frac{50\ 000\ \text{C}}{2 \cdot 96\ 487\ \text{C} \cdot \text{mol}^{-1}} = 0,26\ \text{mol Cl}_2$$

Se calcula el volumen en c.n.:

$$V(Cl_2) = 0.26 \text{ mol Cl}_2 \cdot \frac{22.4 \text{ L Cl}_2 \text{ en c.n.}}{1 \text{ mol Cl}_2} = 5.82 \text{ L de Cl}_2$$

Se desprenderán 5,82 L de Cl₂ medidos en c.n.

$$Zn^{2+}$$
 (aq) + 2 e⁻ \to Zn (s)

$$Cd^{2+}$$
 (aq) + 2 e⁻ \rightarrow Cd (s)

Llamamos x a la masa de Zn que se deposita e y a la de cadmio.

Planteamos una ecuación con la masa obtenida:

$$x + v = 35.44$$

Calculamos la cantidad de corriente que ha circulado:

$$Q = I \cdot t = 10 \text{ A} \cdot 2 \text{ h} \cdot \frac{3600 \text{ s}}{1 \text{ h}} = 72000 \text{ C}$$

Planteamos una ecuación con la carga total que ha circulado. Para ello calculamos antes la carga que ha sido necesaria para depositar, por un lado, la masa de cadmio y, por otro, la masa de cinc:

$$x g Zn \cdot \frac{1 mol Zn}{65,38 g Zn} \cdot \frac{2 mol e^{-}}{1 mol Zn} \cdot \frac{96487 C}{1 mol e^{-}} = 2951,58 x$$

y g Cd·
$$\frac{1 \text{ mol Cd}}{112,41 \text{ g Cd}}$$
· $\frac{2 \text{ mol e}^{-}}{1 \text{ mol Cd}}$ · $\frac{96 487 \text{ C}}{1 \text{ mol e}^{-}}$ = 1 716,70 y

Planteamos un sistema de ecuaciones:

$$\begin{bmatrix} x + y = 35,44 \\ 2951,58 & x + 1716,70 & y = 72000 \end{bmatrix}$$

$$x = 9.04 \text{ g de cinc}$$

$$y = 26.40 \text{ g de cadmio}$$

Calculamos el porcentaje en masa de cinc:

% Zn =
$$\frac{9.04 \text{ g}}{35.44 \text{ g}} \cdot 100 = 25.51 \%$$

57. Datos: I = 6 A

t = 1 h y 30 min = 1 h
$$\cdot \frac{3600 s}{1 h} + 30 min \cdot \frac{60 s}{1 min} = 5400 s$$

Disolución CuSO₄

Se calcula la carga que ha circulado:

$$Q = I \cdot t = 6 A \cdot 5400 s = 32400 C$$

A partir de la ecuación de Faraday y la reacción de reducción que tiene lugar en el cátodo, se calcula la masa que se deposita:

$$Cu^{2+}$$
 (aq) + 2 e⁻ \rightarrow Cu (s)

$$m = \frac{M}{Z \cdot F} \cdot Q = \frac{63,53 \text{ g·mol}^{-1}}{2 \cdot 96487 \text{ C}} \cdot 32400 \text{ C} = 10,66 \text{ g}$$

Se obtienen 10,66 g de cobre.

58. Datos:

m(Ag) = 0.090 g primera cuba

$$V(H_9) = ?$$

En la cuba 1, disolución ${\rm AgNO_3}$, y pequeña cantidad ${\rm H_9SO_4}$ en la cuba 2.

Semirreacciones en los cátodos: (reducciones)

Cuba 1:
$$Ag^+$$
 (aq) + 1 $e^- \rightarrow Ag$ (s)

Cuba 2:
$$2 H^{+} (aq) + 2 e^{-} \rightarrow H_{9} (g)$$

Se aplica la expresión de Faraday para calcular la corriente que circula a partir de la plata depositada en la cuba 1:

$$Q = Z \cdot \frac{m}{M} \cdot F = 1e^{-} \cdot \frac{0,090 \text{ g}}{107,87 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} \cdot 96 \text{ 487 C mol}^{-1}$$

$$Q = 80,50 \text{ C}$$

Como las cubas están conectadas en serie, circula la misma cantidad de corriente por ellas, de manera que se calculan los litros de H_2 que se obtienen a partir de la corriente que circula. Se calcula primero el número de moles:

$$n = \frac{m}{M} = \frac{Q}{Z \cdot F} = \frac{80,50 \text{ C}}{2 \cdot 96487 \text{ C} \cdot \text{mol}^{-1}} = 4,17 \cdot 10^{-4} \text{ mol de H}_2$$

Se calculan los litros sabiendo que nos encontramos en condiciones normales:

$$4,17 \cdot 10^{-4} \text{ mol H}_2 \cdot \frac{22,4 \text{ L}}{1 \text{ mol H}_2 \text{c.n.}} = 9,34 \cdot 10^{-3} \text{ L H}_2$$

Se obtienen 9,34·10-3 L de H₉.

La semirreacción de reducción que se produce en el cátodo es:

$$Mg^{+2}$$
 (aq) + 2 e⁻ \to Mg (s)

La carga que circula es:

$$Q = I \cdot t = 1 A \cdot 3600 s = 3600 C$$

Aplicando la ley de Faraday:

$$m = \frac{M}{Z \cdot F} \cdot Q = \frac{24,31 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}}{2 \cdot 96487 \text{ C} \cdot \text{mol}^{-1}} = 3600 \text{ C} =$$
$$= 0.45 \text{ g}$$

Se depositan 0,45 g de magnesio.

b) Datos:
$$A_r(Mg) = 24,31 \text{ u}$$
 $m = 1 \text{ g}$
 $t = 1 \text{ h} = 1 \text{ h} \cdot \frac{3600 \text{ s}}{1 \text{ h}} = 3600 \text{ s}$

Despejamos la intensidad en la ley de Faraday:

$$\begin{split} m &= \frac{M}{Z \cdot F} \cdot I \cdot t \quad \Rightarrow \quad I = \frac{m \cdot Z \cdot F}{M \cdot t} \\ I &= \frac{1 \text{ g} \cdot 2 \cdot 96487 \text{ C} \cdot \text{mol}^{-1}}{24,31 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot 3600 \text{ s}} = 2,21 \text{ A} \end{split}$$

La intensidad de corriente que ha circulado es de 2,21 A.