

Oxidación reducción

◇ PROBLEMAS

● Estequiometría redox

1. Pola acción do ácido HCl de riqueza 36 % en masa e densidade 1,19 g/cm³, o óxido de manganeso(IV) transfórmase en cloruro de manganeso(II), obténdose ademais cloro gasoso e auga.
- Axusta as ecuacións iónica e molecular polo método do ión-electrón.
 - Calcula o volume de HCl que será necesario para obter 3 litros de cloro gasoso a 25 °C e 1 atm de presión.

(A.B.A.U. extr. 23)

Rta.: a) $2 \text{Cl}^- + \text{MnO}_2 + 4 \text{H}^+ \rightarrow \text{Cl}_2 + \text{Mn}^{2+} + 2 \text{H}_2\text{O}$; $4 \text{HCl} + \text{MnO}_2 \rightarrow \text{MnCl}_2 + \text{Cl}_2 + 2 \text{H}_2\text{O}$;
 b) $V(\text{HCl}) = 41,7 \text{ cm}^3 \text{ (D)}$

Datos

Disolución de HCl: riqueza
 densidade

Gas cloro: temperatura
 presión
 volume

Constante dos gases ideais

Masa molar do ácido clorhídrico

Cifras significativas: 3

$$r = 36,0 \%$$

$$\rho = 1,19 \text{ g/cm}^3$$

$$T = 25 \text{ °C} = 298 \text{ K}$$

$$p = 1,00 \text{ atm}$$

$$V = 3,00 \text{ dm}^3$$

$$R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{dm}^3 \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$$

$$M(\text{HCl}) = 36,5 \text{ g/mol}$$

Incógnitas

Volume de disolución de HCl necesario

$$V_d$$

Outros símbolos

Cantidade de substancia (número de moles)

$$n$$

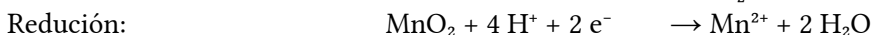
Ecuacións

De estado dos gases ideais

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

Solución:

a) Escríbense as semirreaccións iónicas:



Obtense a ecuación iónica axustada, sumándoas:



Obtense a ecuación global sumando 2Cl^- a cada lado da ecuación e xuntando os ións de signos opostos:



b) Calcúlase a cantidade de cloro producida, supoñendo comportamento ideal para o gas cloro:

$$n(\text{Cl}_2) = \frac{p \cdot V}{R \cdot T} = \frac{1,00 \text{ atm} \cdot 3,00 \text{ dm}^3}{0,082 \text{ atm} \cdot \text{dm}^3 \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot 298 \text{ K}} = 0,123 \text{ mol Cl}_2$$

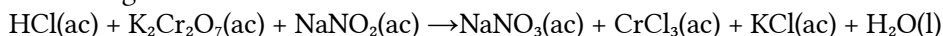
Calcúlase a cantidade de ácido clorhídrico que se consome, mirando a ecuación axustada da reacción:

$$n(\text{HCl}) = 0,123 \text{ mol Cl}_2 \cdot \frac{4 \text{ mol HCl}}{1 \text{ mol Cl}_2} = 0,490 \text{ mol HCl}$$

Calcúlase o volume de disolución que o contén:

$$V_d(\text{HCl}) = 0,490 \text{ mol HCl} \cdot \frac{36,5 \text{ g HCl}}{1 \text{ mol HCl}} \cdot \frac{100 \text{ g D}}{35,0 \text{ g HCl}} \cdot \frac{1 \text{ cm}^3 \text{ D}}{1,19 \text{ g D}} = 41,7 \text{ cm}^3 \text{ D}$$

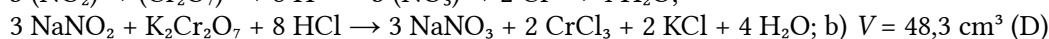
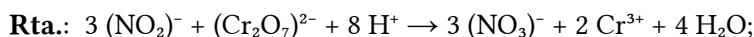
2. Dada a seguinte reacción:



a) Axusta as ecuacións iónica e molecular polo método do ión-electrón.

b) Calcula o volume de dicromato de potasio de concentración 2,0 mol/dm³ necesario para oxidar 20 g de nitrito de sodio.

(A.B.A.U. ord. 23)



Datos

Concentración da disolución de dicromato de potasio

Masa de nitrito de sodio

Masa molar de nitrito de sodio

Cifras significativas: 3

$$[\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7] = 2,00 \text{ mol/dm}^3$$

$$m = 20,0 \text{ g NaNO}_2$$

$$M(\text{NaNO}_2) = 69,0 \text{ g/mol}$$

Incógnitas

Volume de disolución de dicromato de potasio

V

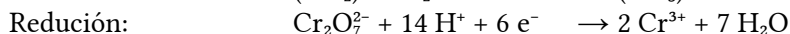
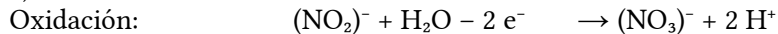
Outros símbolos

Cantidade de substancia (número de moles)

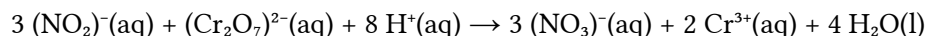
n

Solución:

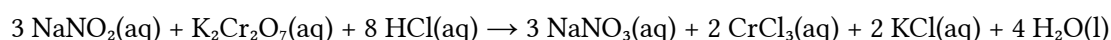
a) Escríbense as semirreaccións iónicas:



Multiplicando a primeira semirreacción por 3 e sumando, obtense a reacción iónica axustada:



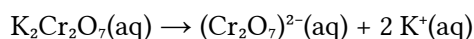
Para obter a ecuación global, súmase a cada lado 3 Na⁺, 2 K⁺ e 8 Cl⁻, e combínanse os ións para formar os compostos:



b) Calcúlase a cantidade de nitrito de sodio que hai en 20,0 g:

$$n = 20,0 \text{ g NaNO}_2 \cdot 1 \text{ mol} / 69,0 \text{ g NaNO}_2 = 0,290 \text{ mol NaNO}_2$$

Cada mol de dicromato de potasio contén un mol de ión dicromato.



Cada mol de nitrito de sodio contén un mol de ión nitrito.



Calcúlase a cantidade necesaria de dicromato de potasio, mirando a ecuación axustada da reacción:

$$n = 0,290 \text{ mol NaNO}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol NO}_2^-}{1 \text{ mol NaNO}_2} \cdot \frac{1 \text{ mol Cr}_2\text{O}_7^{2-}}{3 \text{ mol NO}_2^-} \cdot \frac{1 \text{ mol K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7}{1 \text{ mol Cr}_2\text{O}_7^{2-}} = 0,096 \text{ mol K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$$

Calcúlase o volume de disolución de dicromato de potasio de concentración 2,0 mol/dm³ que contén esa cantidade:

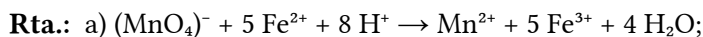
$$V = 0,096 \text{ mol K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 \cdot \frac{1 \text{ dm}^3 \text{ D K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7}{2 \text{ mol K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7} = 0,048 \text{ dm}^3 = 48,3 \text{ dm}^3 (\text{D}) \text{ K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$$

3. O catión ferro (II) pode ser oxidado tal como ocorre nesta reacción:



- a) Axusta a ecuación iónica empregando o método do ión-electrón e escribe a ecuación molecular redox axustada.
- b) Sabendo que se empregaron 26,0 cm³ dunha disolución de permanganato de potasio de concentración 0,025 mol/dm³ para valorar 25,0 cm³ dunha disolución que contén Fe²⁺, calcula a concentración da disolución de Fe²⁺.

(A.B.A.U. extr. 22)

**Datos**Concentración de KMnO₄Volume de disolución de FeCl₂Volume de disolución de KMnO₄ necesario para o FeCl₂**Cifras significativas: 3**

$$[\text{KMnO}_4] = 0,0250 \text{ mol/dm}^3$$

$$V_1 = 15,0 \text{ cm}^3 = 0,0250 \text{ dm}^3$$

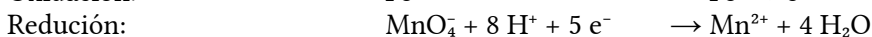
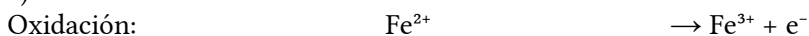
$$V_2 = 26,0 \text{ cm}^3 = 0,0260 \text{ dm}^3$$

IncógnitasConcentración de Fe²⁺

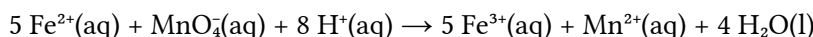
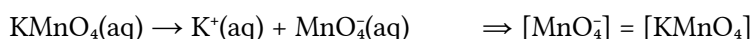
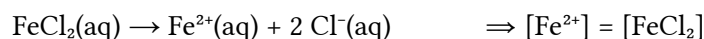
$$[\text{Fe}^{2+}]$$

Solución:

a) Escribíense as semirreaccións iónicas:



Obtense a ecuación iónica axustada multiplicando a primeira semirreacción por 5 e sumando:

Para obter a ecuación global, súmase a cada lado K⁺ e 8 Cl⁻, e combínanse os ións para formar os compostos:b) Calcúlase a concentración da disolución de Fe²⁺, mirando a ecuación axustada da reacción, e tendo en conta que as concentracións dos ións son as mesmas que as dos sales.

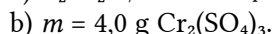
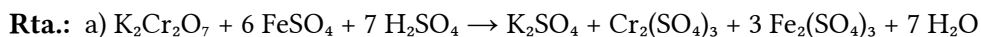
$$[\text{Fe}^{2+}] = 0,026 \text{ dm}^3 \text{ D } \text{MnO}_4^- \frac{0,025 \text{ mol MnO}_4^-}{1,00 \text{ dm}^3 \text{ D } \text{MnO}_4^-} \frac{5 \text{ mol Fe}^{2+}}{1 \text{ mol MnO}_4^-} \frac{1}{0,025 \text{ dm}^3 \text{ D } \text{Fe}^{2+}} = 0,130 \text{ mol/dm}^3$$

4. a) Axusta polo método do ión-electrón a seguinte ecuación química, indicando as semirreaccións correspondentes, a especie que se oxida e a que se reduce:



b) Cantos gramos de sulfato de cromo(III) poderán obterse a partir de 5,0 g de dicromato de potasio se o rendemento da reacción é do 60 %?

(A.B.A.U. extr. 21)

**Datos**

Masa de dicromato de potasio

Rendemento da reacción

Masa molar: dicromato de potasio

sulfato de cromo(III)

Cifras significativas: 3

$$m(\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7) = 5,00 \text{ g}$$

$$r = 60,0 \%$$

$$M(\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7) = 294 \text{ g/mol}$$

$$M(\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3) = 392 \text{ g/mol}$$

Incógnitas

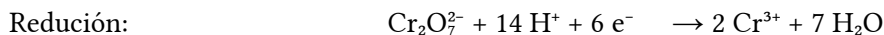
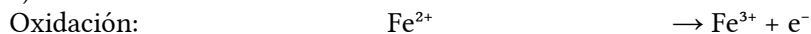
Masa de $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$ que se obtén cun rendemento do 60 % *m*

Outros símbolos

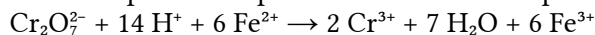
Cantidade de substancia (número de moles) *n*

Solución:

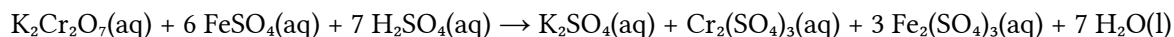
a) Escríbense as semirreaccións iónicas:



Obtense a ecuación iónica axustada multiplicando a primeira semirreacción por 6 e sumando:



Para obter a ecuación global, súmase a cada lado 2 K^+ e 7 SO_4^{2-} , e combínanse os ións para formar os compostos:



b) Calcúlase a cantidade de dicromato de potasio que hai en 5,00 g:

$$n(\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7) = 5,00 \text{ g K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 \cdot \frac{1 \text{ mol K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7}{294 \text{ g K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7} = 0,017 \text{ mol K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$$

Calcúlase a cantidade de sulfato de cromo(III), mirando a ecuación axustada da reacción.

Cada mol de dicromato de potasio produciría un mol de sulfato de cromo(III) se o rendemento fose do 100 %. Pero como é do 60,0 %, a cantidade de sulfato de cromo(III) obtida será:

$$n(\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3) = 0,017 \text{ mol K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 \cdot \frac{1 \text{ mol Cr}_2(\text{SO}_4)_3}{1 \text{ mol K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7} \cdot \frac{60,0 \text{ mol obtidos}}{100 \text{ mol esperados}} = 0,010 \text{ mol Cr}_2(\text{SO}_4)_3 \text{ obt.}$$

Calcúlase a masa obtida:

$$m(\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3) = 0,010 \text{ mol Cr}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot \frac{392 \text{ g Cr}_2(\text{SO}_4)_3}{1 \text{ mol Cr}_2(\text{SO}_4)_3} = 4,00 \text{ g Cr}_2(\text{SO}_4)_3$$

5. Dada a seguinte reacción: $\text{H}_2\text{S} + \text{NaMnO}_4 + \text{HBr} \rightarrow \text{S} + \text{NaBr} + \text{MnBr}_3 + \text{H}_2\text{O}$.

a) Axusta a ecuación iónica polo método ión-electrón e escriba a ecuación molecular completa.

b) Calcula os gramos de NaMnO_4 que reaccionarán con 32 g de H_2S . Se se obtiveron 61,5 g de MnBr_3 calcule o rendemento da reacción.

(A.B.A.U. ord. 21)

Rta.: a) $2 \text{S}^{2-} + (\text{MnO}_4)^- + 8 \text{H}^+ \rightarrow 2 \text{S} + \text{Mn}^{3+} + 4 \text{H}_2\text{O}$; $2 \text{H}_2\text{S} + \text{NaMnO}_4 + 4 \text{HBr} \rightarrow 2 \text{S} + \text{MnBr}_3 + \text{NaBr} + 4 \text{H}_2\text{O}$; b) $m(\text{NaMnO}_4) = 66,6 \text{ g}$. Rto. = 44,5 %.

Datos

Masa de sulfuro de hidróxeno

Masa de bromuro de manganeso(III)

Masa molar do sulfuro de hidróxeno

Masa molar do permanganato de sodio

Masa molar do bromuro de manganeso(III)

Cifras significativas: 3

$$m[\text{H}_2\text{S}] = 32,0 \text{ g}$$

$$m[\text{MnBr}_3] = 61,5 \text{ g}$$

$$M(\text{H}_2\text{S}) = 34,1 \text{ g/mol}$$

$$M(\text{NaMnO}_4) = 142 \text{ g/mol}$$

$$M(\text{MnBr}_3) = 295 \text{ g/mol}$$

Incógnitas

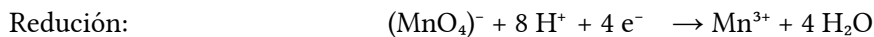
Masa de NaMnO_4 que vai reaccionar

$$m(\text{NaMnO}_4)$$

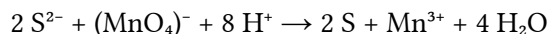
Rendemento da reacción

Solución:

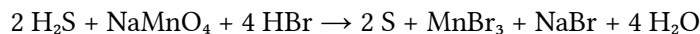
a) Escríbense as semirreaccións iónicas:



Obtense a ecuación iónica axustada multiplicando a primeira semirreacción por 2 e sumando:



Para obter a ecuación global, súmase a cada lado Na^+ e 4Br^- e combínanse os ións para formar os compostos:



b) Cálculase a masa de NaMnO_4 que reaccionarán con 32 g de H_2S , mirando a ecuación axustada da reacción:

$$m = 32,0 \text{ g H}_2\text{S} \frac{1 \text{ mol H}_2\text{S}}{34,1 \text{ g H}_2\text{S}} \frac{1 \text{ mol NaMnO}_4}{2 \text{ mol H}_2\text{S}} \frac{142 \text{ g NaMnO}_4}{1 \text{ mol NaMnO}_4} = 66,6 \text{ g NaMnO}_4$$

Cálculase a masa de MnBr_3 que se podería obter:

$$m = 32,0 \text{ g H}_2\text{S} \frac{1 \text{ mol H}_2\text{S}}{34,1 \text{ g H}_2\text{S}} \frac{1 \text{ mol MnBr}_3}{2 \text{ mol H}_2\text{S}} \frac{295 \text{ g MnBr}_3}{1 \text{ mol MnBr}_3} = 138 \text{ g MnBr}_3$$

Cálculase o rendemento:

$$r = \frac{61,5 \text{ g MnBr}_3 \text{ obtidos}}{138 \text{ g MnBr}_3 \text{ teóricos}} = 0,445 = 44,5 \%$$

6. Dada a reacción redox: $\text{SO}_2(\text{g}) + \text{KMnO}_4(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_4(\text{aq}) + \text{MnSO}_4(\text{aq}) + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{aq})$

a) Axusta as ecuacións iónica e molecular polo método do ión-electrón.

b) Calcula o volume de SO_2 , medido a 1,2 atm e 27 °C que reacciona completamente con 500 cm³ dunha disolución de concentración 2,8 mol/dm³ de KMnO_4 .

Datos: $R = 8,31 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1} = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$; 1 atm = 101,3 kPa.

(A.B.A.U. extr. 20)

Rta.: a) $2\text{MnO}_4^- + 5\text{SO}_2 + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{Mn}^{2+} + 5\text{SO}_4^{2-} + 4\text{H}^+$;

$2\text{KMnO}_4(\text{aq}) + 5\text{SO}_2(\text{g}) + 2\text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightarrow 2\text{MnSO}_4(\text{aq}) + \text{K}_2\text{SO}_4(\text{aq}) + 2\text{H}_2\text{SO}_4(\text{aq})$; b) $V = 71,8 \text{ dm}^3$.

Datos

Disolución de KMnO_4 : volume

concentración

Gas dióxido de xofre: temperatura

presión

Constante dos gases ideais

Cifras significativas: 3

$$V_d(\text{KMnO}_4) = 500 \text{ cm}^3$$

$$[\text{KMnO}_4] = 2,80 \text{ mol/dm}^3$$

$$T = 27 \text{ °C} = 300 \text{ K}$$

$$p = 1,20 \text{ atm}$$

$$R = 0,0820 \text{ atm} \cdot \text{dm}^3 \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$$

Incógnitas

Volume de dióxido de xofre a 27 °C e 1,2 atm

$$V(\text{SO}_2)$$

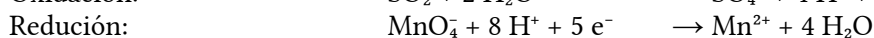
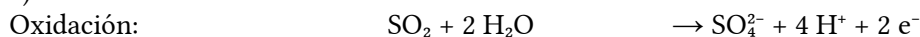
Ecuacións

De estado dos gases ideais

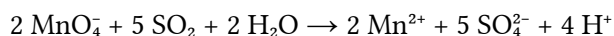
$$p \cdot V = n \cdot R \cdot T$$

Solución:

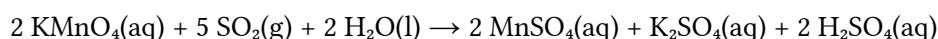
a) Escríbense as semirreaccións iónicas:



Obtense a ecuación iónica axustada multiplicando a primeira semirreacción por 5, a segunda por 2 e sumando.



Para obter a ecuación global, súmase a cada lado 2K^+ e combínanse os ións para formar os compostos:



b) Calcúlase a cantidade de permanganato de potasio que hai en 500 cm³ de disolución:

$$n(\text{KMnO}_4) = 500 \text{ cm}^3 \cdot \text{D KMnO}_4 \cdot \frac{2,80 \text{ mol KMnO}_4}{1,00 \text{ dm}^3 \text{ D}} = 1,40 \text{ mol KMnO}_4$$

Calcúlase a cantidade de gas dióxido de xofre que reacciona, mirando a ecuación axustada da reacción:

$$n(\text{SO}_2) = 1,40 \text{ mol KMnO}_4 \cdot \frac{5 \text{ mol SO}_2}{2 \text{ mol KMnO}_4} = 3,50 \text{ mol SO}_2$$

Calcúlase o volume de SO₂, medido a 1,2 atm e 27 °C, supoñendo comportamento ideal:

$$V = \frac{n \cdot R \cdot T}{p} = \frac{3,50 \text{ mol SO}_2 \cdot 0,082 \text{ atm} \cdot \text{dm}^3 \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot 300 \text{ K}}{1,2 \text{ atm}} = 71,8 \text{ dm}^3 \text{ SO}_2$$

7. Reaccionan 4,0 cm³ dunha disolución de concentración 0,1 mol/dm³ de KMnO₄ con 10,0 cm³ dunha disolución de ioduro de potasio en presenza de ácido clorhídrico para dar I₂, cloruro de manganeso(II), cloruro de potasio e auga.

a) Axusta as ecuacións iónica e molecular polo método do ión-electrón.

b) Calcula a concentración da disolución de ioduro de potasio.

(A.B.A.U. ord. 20)

Rta.: a) $2(\text{MnO}_4)^- + 10 \text{ I}^- + 16 \text{ H}^+ \rightarrow 2 \text{ Mn}^{2+} + 5 \text{ I}_2 + 8 \text{ H}_2\text{O}$; $2 \text{ KMnO}_4(\text{aq}) + 10 \text{ KI}(\text{aq}) + 16 \text{ HCl}(\text{aq}) \rightarrow 5 \text{ I}_2(\text{s}) + 2 \text{ Cl}_2(\text{aq}) + 12 \text{ KCl}(\text{aq}) + 8 \text{ H}_2\text{O}(\text{l})$; b) $[\text{KI}] = 0,200 \text{ mol/dm}^3$.

Datos

Concentración da disolución de permanganato de potasio

Volume de disolución de permanganato de potasio

Volume de disolución de ioduro de potasio

Cifras significativas: 3

$[\text{KMnO}_4] = 0,100 \text{ mol/dm}^3$

$V = 4,00 \text{ cm}^3$

$V' = 10,0 \text{ cm}^3$

Incógnitas

Concentración da disolución de ioduro de potasio

$[\text{KI}]$

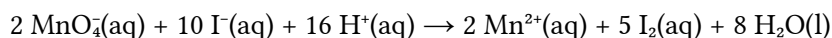
Solución:

a) Escríbense as semirreaccións iónicas:

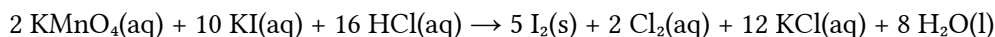
Oxidación: $2 \text{ I}^- \rightarrow \text{I}_2 + 2 \text{ e}^-$

Redución: $\text{MnO}_4^- + 8 \text{ H}^+ + 5 \text{ e}^- \rightarrow \text{Mn}^{2+} + 4 \text{ H}_2\text{O}$

Obtense a ecuación iónica axustada multiplicando a primeira semirreacción por 5, a segunda por 2 e sumando:



Para obter a ecuación global, súmase a cada lado 12 K⁺ e 16 Cl⁻ e combínanse os ións para formar os compostos:



b) Calcúlase a cantidade de permanganato de potasio que hai en 4,0 cm³ de disolución:

$$n = 4,00 \text{ cm}^3 \cdot \text{D KMnO}_4 \cdot \frac{1 \text{ dm}^3}{10^3 \text{ cm}^3} \cdot \frac{0,100 \text{ mol KMnO}_4}{1 \text{ dm}^3 \text{ KMnO}_4} = 4,00 \cdot 10^{-4} \text{ mol KMnO}_4$$

Calcúlase a cantidade de ioduro de potasio necesaria para reaccionar con esa cantidade de permanganato de potasio, mirando a ecuación axustada da reacción:

$$n' = 4,00 \cdot 10^{-4} \text{ mol KMnO}_4 \cdot \frac{10 \text{ mol KI}}{2 \text{ mol KMnO}_4} = 0,00200 \text{ mol KI}$$

Calcúlase a concentración da disolución de ioduro de potasio:

$$[\text{KI}] = \frac{0,00200 \text{ mol KI}}{10 \text{ cm}^3 \text{ D}} \cdot \frac{10^3 \text{ cm}^3}{1 \text{ dm}^3} = 0,200 \text{ mol/dm}^3$$

8. 100 g de NaBr trátanse con ácido nítrico concentrado de densidade 1,39 g/cm³ e riqueza 70 % en masa, ata reacción completa. Sabendo que os produtos da reacción son Br₂, NO₂, NaNO₃ e auga:
- Axusta as semirreaccións que teñen lugar polo método do ión-electrón, a ecuación iónica e a molecular.
 - Calcula o volume de ácido nítrico consumido.

(A.B.A.U. extr. 19)

Rta.: a) $2 \text{Br}^-(\text{aq}) + 2 \text{NO}_3^-(\text{aq}) + 4 \text{H}^+(\text{aq}) \rightarrow \text{Br}_2(\text{l}) + 2 \text{NO}_2(\text{g}) + 2 \text{H}_2\text{O}(\text{l})$;
 $2 \text{NaBr}(\text{aq}) + 4 \text{HNO}_3(\text{aq}) \rightarrow \text{Br}_2(\text{l}) + 2 \text{NO}_2(\text{g}) + 2 \text{NaNO}_3(\text{aq}) + 2 \text{H}_2\text{O}(\text{l})$; b) $V = 126 \text{ cm}^3 \text{ HNO}_3$.

Datos

Masa de bromuro de sodio

Disolución de ácido nítrico: densidade
riqueza

Masa molar do bromuro de sodio

Masa molar do ácido nítrico

Cifras significativas: 3 $m(\text{NaBr}) = 100 \text{ g}$ $\rho = 1,39 \text{ g/cm}^3$ $r = 70,0 \%$ $M(\text{NaBr}) = 103 \text{ g/mol}$ $M(\text{HNO}_3) = 63,0 \text{ g/mol}$ **Incógnitas**Volume de disolución de HNO₃ que reacciona

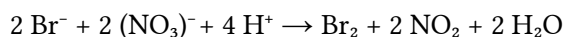
V

Solución:

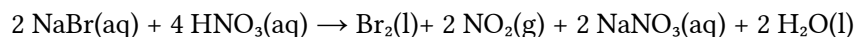
a) Escríbense as semirreaccións iónicas son:

Oxidación: $2 \text{Br}^- - 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Br}_2$ Redución: $(\text{NO}_3)^- + 2 \text{H}^+ + \text{e}^- \rightarrow \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}$

Obtense a ecuación iónica axustada multiplicando a segunda semirreacción por 2 e sumando:



Para obter a ecuación global, súmase a cada lado 2 Na⁺ e 2 (NO₃)⁻, e combínanse os ións para formar os compostos:



b) Calcúlase a cantidade de bromuro de sodio que hai en 100 g:

$$n = 100 \text{ g NaBr} \frac{1 \text{ mol NaBr}}{103 \text{ g NaBr}} = 0,972 \text{ mol NaBr}$$

Calcúlase a cantidade de ácido nítrico necesaria para reaccionar con esa cantidade de bromuro de sodio, mirando a ecuación axustada da reacción:

$$n' = 0,972 \text{ mol NaBr} \frac{4 \text{ mol HNO}_3}{2 \text{ mol NaBr}} = 1,94 \text{ mol HNO}_3$$

Calcúlase o volume de disolución ácido nítrico do 70 % e densidade 1,39 g/cm³ que contén esa cantidade:

$$V = 1,94 \text{ mol HNO}_3 \frac{63,0 \text{ g HNO}_3}{1 \text{ mol HNO}_3} \frac{100 \text{ g D HNO}_3}{70,0 \text{ g HNO}_3} \frac{1 \text{ cm}^3 \text{ D HNO}_3}{1,39 \text{ g D HNO}_3} = 126 \text{ cm}^3 \text{ D HNO}_3$$

9. O KMnO₄ reacciona con hipoclorito de potasio, KClO, en medio ácido sulfúrico, formando KClO₃, MnSO₄, K₂SO₄ e auga.

- Axusta as ecuacións iónica e molecular polo método do ión-electrón.
- Que volume dunha disolución que contén 15,8 g de permanganato de potasio por litro reacciona completamente con 2,0 litros doutra disolución que contén 9,24 g de hipoclorito de potasio por litro?

(A.B.A.U. ord. 19)

Rta.: a) $4 (\text{MnO}_4)^- + 5 (\text{ClO})^- + 12 \text{H}^+ \rightarrow 4 \text{Mn}^{2+} + 5 (\text{ClO}_3)^- + 6 \text{H}_2\text{O}$; $4 \text{KMnO}_4(\text{aq}) + 5 \text{KClO}(\text{aq}) + 6 \text{H}_2\text{SO}_4(\text{aq}) \rightarrow 5 \text{KClO}_3(\text{aq}) + 4 \text{MnSO}_4(\text{aq}) + 2 \text{K}_2\text{SO}_4(\text{aq}) + 6 \text{H}_2\text{O}$; b) $V = 1,63 \text{ dm}^3$.

Datos

Concentración da disolución de hipoclorito de potasio
 Volume de disolución de hipoclorito de potasio
 Concentración da disolución de permanganato de potasio
 Masa molar do hipoclorito de potasio
 Masa molar do permanganato de potasio

Cifras significativas: 3

$[\text{KClO}] = 9,24 \text{ g/dm}^3$
 $V = 2,00 \text{ dm}^3$
 $[\text{KMnO}_4] = 15,8 \text{ g/dm}^3$
 $M(\text{KClO}) = 90,5 \text{ g/mol}$
 $M(\text{KMnO}_4) = 158 \text{ g/mol}$

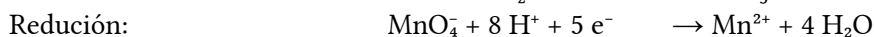
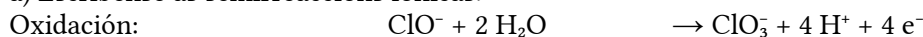
Incógnitas

Volume de disolución de KMnO_4 que reacciona

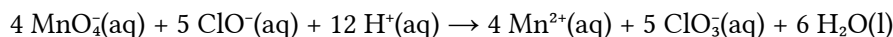
V_2

Solución:

a) Escríbense as semirreaccións iónicas:



Obtense a ecuación iónica axustada multiplicando a primeira semirreacción por 5, a segunda por 4 e sumando:



Para obter a ecuación global, súmase a cada lado 9 K^+ e 6 SO_4^{2-} , e combínanse os ións para formar os compostos:



b) Calcúlase a cantidade de hipoclorito de potasio que hai en $2,0 \text{ dm}^3$ de disolución:

$$n = 2,00 \text{ dm}^3 \text{ D KClO} \frac{9,24 \text{ g KClO}}{1 \text{ dm}^3 \text{ D KClO}} \frac{1 \text{ mol KClO}}{90,6 \text{ g KClO}} = 0,204 \text{ mol KClO}$$

Calcúlase a cantidade de permanganato de potasio necesaria para reaccionar con esa cantidade de hipoclorito de potasio, mirando a ecuación axustada da reacción:

$$n' = 0,204 \text{ mol KClO} \frac{4 \text{ mol KMnO}_4}{5 \text{ mol KClO}} = 0,163 \text{ mol KMnO}_4$$

Calcúlase o volume de disolución de permanganato de potasio de concentración $15,8 \text{ g/dm}^3$ que contén esa cantidade:

$$V_2 = 0,163 \text{ mol KMnO}_4 \frac{158 \text{ g KMnO}_4}{1 \text{ mol KMnO}_4} \frac{1 \text{ dm}^3 \text{ D KMnO}_4}{15,8 \text{ g KMnO}_4} = 1,63 \text{ dm}^3 \text{ D KMnO}_4$$

10. O sulfuro de cobre(II) sólido reacciona co ácido nítrico diluído producindo xofre sólido (S), NO, $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ e auga.

a) Axusta as reaccións iónica e molecular polo método do ión-electrón.

b) Calcula os moles de NO que se producen ao reaccionar de forma completa 430,3 g de CuS.

(A.B.A.U. extr. 18)

Rta.: a) $3 \text{S}^{2-} + 8 \text{H}^+ + 2 \text{NO}_3^- \rightarrow 3 \text{S} + 2 \text{NO} + 4 \text{H}_2\text{O}$

$3 \text{CuS}(\text{s}) + 8 \text{HNO}_3(\text{aq}) \rightarrow 3 \text{S}(\text{s}) + 2 \text{NO}(\text{g}) + 3 \text{Cu}(\text{NO}_3)_2(\text{aq}) + 4 \text{H}_2\text{O}(\text{l})$; b) $n = 3,00 \text{ mol NO}$.

Datos

Masa do sulfuro de cobre(II)
 Masa molar do sulfuro de cobre(II)

Cifras significativas: 3

$m = 430,3 \text{ g CuS}$
 $M(\text{CuS}) = 95,6 \text{ g/mol}$

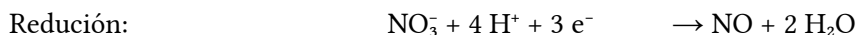
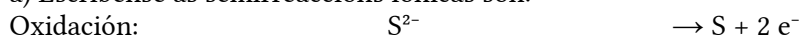
Incógnitas

Cantidade de NO que se produce

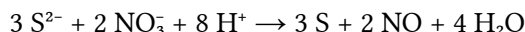
$n(\text{NO})$

Solución:

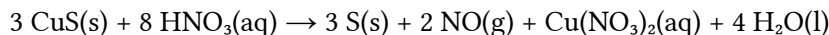
a) Escribense as semirreaccións iónicas son:



Obtense a ecuación iónica axustada multiplicando a primeira semirreacción por 3, a segunda por 2 e sumando.



Para obter a ecuación global, súmase a cada lado 6 NO_3^- , e combínanse os ións para formar os compostos:



b) Calcúlase a cantidade de sulfuro de cobre(II) que hai en 430,3 g:

$$n(\text{CuS}) = 430,3 \text{ g} \cdot \frac{1 \text{ mol CuS}}{95,6 \text{ g CuS}} = 4,50 \text{ mol CuS}$$

Calcúlase a cantidade de NO que se obtén, mirando a ecuación axustada da reacción:

$$n(\text{NO}) = 4,50 \text{ mol CuS} \cdot \frac{2 \text{ mol NO}}{3 \text{ mol CuS}} = 3,00 \text{ mol NO}$$

11. O cobre metálico reacciona con ácido nítrico concentrado formando dióxido de nitróxeno, nitrato de cobre(II) e auga.

a) Axusta reacción iónica e molecular polo método do ión-electrón.

b) Calcula o volume dunha disolución de ácido nítrico comercial do 25,0 % en masa e densidade $1,15 \text{ g} \cdot \text{cm}^{-3}$ que reaccionará con 5,0 g dun mineral que ten un 10 % de cobre.

(A.B.A.U. ord. 18)

Rta.: a) $\text{Cu} + 4 \text{HNO}_3 \rightarrow 2 \text{NO}_2 + \text{Cu(NO}_3)_2 + 2 \text{H}_2\text{O}$; b) $V_d = 6,90 \text{ cm}^3$.

Datos

HNO_3 : riqueza

densidade

Masa do mineral de cobre

Riqueza do mineral de cobre

Masa molar: cobre

ácido nítrico

Cifras significativas: 3

$$R = 25,0 \%$$

$$\rho = 1,15 \text{ g/cm}^3$$

$$m = 5,00 \text{ g Cu}$$

$$r = 10,0 \%$$

$$M(\text{Cu}) = 63,5 \text{ g/mol}$$

$$M(\text{HNO}_3) = 63,0 \text{ g/mol}$$

Incógnitas

Volume de disolución de HNO_3 necesario para reaccionar co Cu

V_d

Outros símbolos

Cantidade de substancia (número de moles)

n

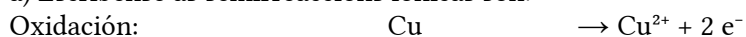
Ecuacións

De estado dos gases ideais

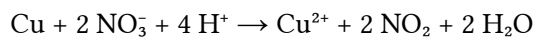
$$p \cdot V = n \cdot R \cdot T$$

Solución:

a) Escribense as semirreaccións iónicas son:



Obtense a ecuación iónica axustada multiplicando a segunda semirreacción por 2 e sumando.



Para obter a ecuación global, súmase a cada lado 2 NO_3^- , e combínanse os ións para formar os compostos:



b) Calcúlase a cantidade de cobre que hai en 5,0 g do mineral:

$$n(\text{Cu}) = 5,00 \text{ g mineral} \cdot \frac{10,0 \text{ g Cu}}{100 \text{ g mineral}} \cdot \frac{1 \text{ mol Cu}}{63,5 \text{ g Cu}} = 0,00787 \text{ mol Cu}$$

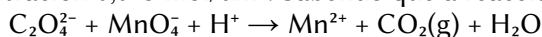
Calcúlase a cantidade de ácido nítrico, mirando a ecuación axustada de la reacción:

$$n(\text{HNO}_3) = 0,00787 \text{ mol Cu} \cdot \frac{4 \text{ mol HNO}_3}{1 \text{ mol Cu}} = 0,0315 \text{ mol HNO}_3$$

Calcúlase o volume de disolución de ácido nítrico comercial que se necesita:

$$V_d = 0,0315 \text{ mol HNO}_3 \cdot \frac{63,0 \text{ g HNO}_3}{1 \text{ mol HNO}_3} \cdot \frac{100 \text{ g D HNO}_3}{25,0 \text{ g HNO}_3} \cdot \frac{1 \text{ cm}^3 \text{ D HNO}_3}{1,15 \text{ g D HNO}_3} = 6,90 \text{ cm}^3 \text{ D HNO}_3$$

12. A valoración en medio ácido de 50,0 cm³ dunha disolución de Na₂C₂O₄ require 24,0 cm³ de permanganato de potasio de concentración 0,023 mol/dm³. Sabendo que a reacción que se produce é:



- a) Axusta a reacción iónica polo método do ión-electrón.
b) Calcula os gramos de Na₂C₂O₄ que hai nun litro da disolución.

(A.B.A.U. extr. 17)

Rta.: a) $5 \text{ C}_2\text{O}_4^{2-} + 2 \text{ MnO}_4^- + 16 \text{ H}^+ \rightarrow 10 \text{ CO}_2(\text{g}) + 2 \text{ Mn}^{2+} + 8 \text{ H}_2\text{O}(\text{l})$; b) $[\text{Na}_2\text{C}_2\text{O}_4] = 3,70 \text{ g / L}$.

Datos

Concentración de permanganato de potasio

Volume de disolución de permanganato de potasio

Volume de disolución oxalato de sodio

Masa molar do oxalato de sodio

Cifras significativas: 3

$$[\text{KMnO}_4] = 0,0230 \text{ mol/dm}^3$$

$$V_1 = 24,0 \text{ cm}^3 = 0,0240 \text{ dm}^3$$

$$V_2 = 50,0 \text{ cm}^3 = 0,0500 \text{ dm}^3$$

$$M(\text{Na}_2\text{C}_2\text{O}_4) = 134 \text{ g/mol}$$

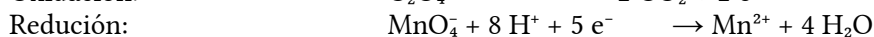
Incógnitas

Masa de Na₂C₂O₄ que hai nun litro da disolución.

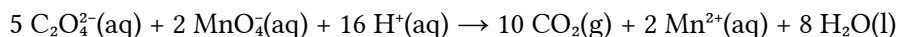
$$m(\text{Na}_2\text{C}_2\text{O}_4)$$

Solución:

- a) Escríbense as semirreaccións iónicas son:



Obtense a ecuación iónica axustada multiplicando a primeira semirreacción por 5, a segunda por 2 e sumando.

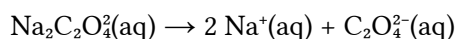


- b) A cantidade de ión permanganato é a mesma que a de permanganato de potasio:



$$n = 0,0240 \text{ dm}^3 \text{ D KMnO}_4 \cdot \frac{0,0230 \text{ mol KMnO}_4}{1 \text{ dm}^3 \text{ D KMnO}_4} \cdot \frac{1 \text{ mol MnO}_4^-}{1 \text{ mol KMnO}_4} = 5,52 \cdot 10^{-4} \text{ mol MnO}_4^-$$

Calcúlase a cantidade de oxalato de sodio, que é a mesma que a de ión oxalato, mirando a ecuación axustada da reacción:



$$n = 5,52 \cdot 10^{-4} \text{ mol MnO}_4^- \cdot \frac{5 \text{ mol C}_2\text{O}_4^{2-}}{2 \text{ mol MnO}_4^-} \cdot \frac{1 \text{ mol Na}_2\text{C}_2\text{O}_4}{1 \text{ mol C}_2\text{O}_4^{2-}} = 0,00138 \text{ mol Na}_2\text{C}_2\text{O}_4$$

Esta cantidade está contida en 50,0 cm³ de disolución. Polo tanto, nun litro haberá:

$$m(\text{Na}_2\text{C}_2\text{O}_4) = 0,00138 \text{ mol Na}_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot \frac{134 \text{ g Na}_2\text{C}_2\text{O}_4}{1 \text{ mol Na}_2\text{C}_2\text{O}_4} \cdot \frac{1000 \text{ cm}^3 \text{ D Na}_2\text{C}_2\text{O}_4}{50,0 \text{ cm}^3 \text{ D Na}_2\text{C}_2\text{O}_4} = 3,70 \text{ g Na}_2\text{C}_2\text{O}_4$$

13. a) Empregando o método do ión-electrón, axusta as ecuacións iónica e molecular que corresponden a seguinte reacción redox: $\text{H}_2\text{SO}_4(\text{aq}) + \text{KBr}(\text{aq}) \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_4(\text{aq}) + \text{Br}_2(\text{l}) + \text{SO}_2(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l})$
 b) Calcula o volume de bromo líquido (densidade $2,92 \text{ g/cm}^3$) que se obterá ao tratar $90,1 \text{ g}$ de bromuro de potasio con cantidade suficiente de ácido sulfúrico.

(A.B.A.U. ord. 17)

Rta.: a) $(\text{SO}_4)^{2-} + 2 \text{Br}^- + 4 \text{H}^+ \rightarrow \text{SO}_2 + \text{Br}_2 + 2 \text{H}_2\text{O}$; $2 \text{H}_2\text{SO}_4 + 2 \text{KBr} \rightarrow \text{Br}_2 + \text{SO}_2 + \text{K}_2\text{SO}_4 + 2 \text{H}_2\text{O}$
 b) $V = 20,7 \text{ cm}^3$.

Datos

Masa de bromuro de potasio

Densidade do bromo líquido

Masa molar do bromuro de potasio

Incógnitas

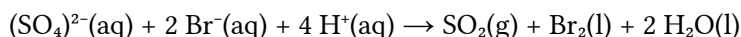
Volume de bromo líquido que se obtén.

Cifras significativas: 3 $m(\text{KBr}) = 90,1 \text{ g}$ $\rho = 2,92 \text{ g/cm}^3$ $M(\text{KBr}) = 119 \text{ g/mol}$ $V(\text{Br}_2)$ **Solución:**

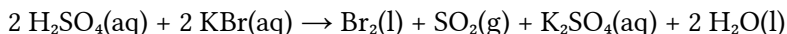
a) Escribíense as semirreaccións iónicas:

Oxidación: $2 \text{Br}^- \rightarrow \text{Br}_2 + 2 \text{e}^-$ Redución: $(\text{SO}_4)^{2-} + 4 \text{H}^+ + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{SO}_2 + 2 \text{H}_2\text{O}$

Obtense a ecuación iónica axustada, sumándoas:



Para obter a ecuación global, súmase a cada lado $(\text{SO}_4)^{2-}$ e 2K^+ , e combínanse os ións para formar os compostos:



b) Calcúlase a cantidade de bromuro de potasio:

$$n(\text{KBr}) = 90,1 \text{ g KBr} \frac{1 \text{ mol KBr}}{119 \text{ g KBr}} = 0,757 \text{ mol KBr}$$

Calcúlase a cantidade de bromo que se obterá, mirando a ecuación axustada da reacción:

$$n(\text{Br}_2) = 0,757 \text{ mol KBr} \frac{1 \text{ mol Br}_2}{2 \text{ mol KBr}} = 0,379 \text{ mol Br}_2$$

Calcúlase o volume de bromo líquido (densidade $2,92 \text{ g/cm}^3$):

$$V = 90,1 \text{ g KBr} \frac{1 \text{ mol KBr}}{119 \text{ g KBr}} \frac{1 \text{ mol Br}_2}{2 \text{ mol KBr}} \frac{160 \text{ g Br}_2}{1 \text{ mol Br}_2} \frac{1 \text{ cm}^3 \text{ Br}_2}{2,92 \text{ g Br}_2} = 20,7 \text{ cm}^3 \text{ Br}_2$$

● **Electrólise**

1. a) Faise pasar unha corrente eléctrica de $1,5 \text{ A}$ a través de 250 cm^3 dunha disolución acuosa de ións Cu^{2+} de concentración $0,1 \text{ mol/dm}^3$. Calcula o tempo que ten que transcorrer para que todo o cobre da disolución se deposite como cobre metálico.

Dato: $1 \text{ F} = 96500 \text{ C}$.

(A.B.A.U. extr. 19)

Rta.: a) $t = 54 \text{ min}$.

a)

Datos

Intensidade de corrente eléctrica

Volume de disolución

Concentración de ión cobre(II)

Faraday (1 mol de electróns)

Cifras significativas: 2 $I = 1,5 \text{ A}$ $V = 250 \text{ cm}^3 = 0,25 \text{ dm}^3$ $[\text{Cu}^{2+}] = 0,10 \text{ mol/dm}^3$ $F = 9,65 \cdot 10^4 \text{ C}$

Incógnitas

Tempo necesario para depositar todo o cobre t

Outros símbolos

Cantidade de sustancia (número de moles) n

Carga eléctrica Q

Ecuacións

Intensidade de corrente eléctrica $I = Q / t$

Solución:

Calcúlase a cantidade de ión cobre(II) presente na disolución:

$$n(\text{Cu}^{2+}) = 0,25 \text{ dm}^3 \text{ D Cu}^{2+} \frac{0,10 \text{ mol Cu}^{2+}}{1 \text{ dm}^3 \text{ D}} = 0,025 \text{ mol Cu}^{2+}$$

A reacción no cátodo é: $\text{Cu}^{2+} + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Cu}$

Calcúlase a cantidade de electróns necesaria para que se deposite todo o cobre, mirando a ecuación axustada da reacción:

$$n(\text{e}^-) = 0,025 \text{ mol Cu}^{2+} \cdot \frac{2 \text{ mol e}^-}{1 \text{ mol Cu}^{2+}} = 0,050 \text{ mol e}^-$$

Calcúlase a carga eléctrica equivalente:

$$Q = 0,050 \text{ mol e}^- \cdot \frac{9,65 \cdot 10^4 \text{ C}}{1 \text{ mol e}^-} = 4,8 \cdot 10^3 \text{ C}$$

Calcúlase o tempo coa expresión da intensidade:

$$I = \frac{Q}{t} \Rightarrow t = \frac{Q}{I} = \frac{4,8 \cdot 10^3 \text{ C}}{1,5 \text{ A}} = 3,2 \cdot 10^3 \text{ s} = 54 \text{ min.}$$

2. b) Faise pasar durante 2,5 horas unha corrente eléctrica de 5,0 A a través dunha disolución acuosa de SnI_2 . Calcula os moles de I_2 liberados no ánodo.

Dato: Constante de Faraday, $F = 96\,500 \text{ C} \cdot \text{mol}^{-1}$.

(A.B.A.U. extr. 18)

Rta.: b) $n = 0,23 \text{ mol I}_2$.

b)

Datos

Intensidade de corrente eléctrica

Cifras significativas: 2

$I = 5,0 \text{ A}$

Tempo para depositar o iodo

$t = 2,5 \text{ h} = 9,0 \cdot 10^3 \text{ s}$

Incógnitas

Cantidade de iodo depositada

$n(\text{I}_2)$

Ecuacións

Intensidade de corrente eléctrica

$I = Q / t$

Solución:

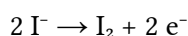
Calcúlase a carga eléctrica coa expresión da intensidade:

$$Q = I \cdot t = 5,0 \text{ A} \cdot 9,0 \cdot 10^3 \text{ s} = 4,5 \cdot 10^4 \text{ C}$$

Calcúlase a cantidade de electróns equivalente:

$$n(\text{e}^-) = 4,5 \text{ C} \cdot \frac{1 \text{ mol e}^-}{9,65 \cdot 10^4 \text{ C}} = 0,47 \text{ mol e}^-$$

A reacción no ánodo é:



Calcúlase a cantidade de iodo, mirando a ecuación axustada da reacción:

$$n(\text{I}_2) = 0,47 \text{ mol e} \cdot \frac{1 \text{ mol I}_2}{2 \text{ mol e}} = 0,23 \text{ mol I}_2$$

3. Realízase a electrólise dunha disolución de cloruro de ferro(III) facendo pasar unha corrente de 10 amperios durante 3 horas. Calcula:

a) Os gramos de ferro depositados no cátodo.

b) O tempo que tería que pasar a corrente para que no ánodo se desprendan 20,5 L de Cl_2 gas medidos a 25 °C de temperatura e 1 atm de presión.

Datos: $R = 8,31 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1} = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{dm}^3 \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$; 1 atm = 101,3 kPa;

constante de Faraday, $F = 96\,500 \text{ C} \cdot \text{mol}^{-1}$.

(A.B.A.U. ord. 18)

Rta.: a) $m = 20,8 \text{ g Fe}$; b) $t = 4,5 \text{ h}$.

Datos

Intensidade de corrente eléctrica

Tempo para depositar a masa de ferro

Gas cloro: presión

temperatura

volume

Constante dos gases ideais

Masa atómica do ferro

Incógnitas

Masa de ferro depositada

Tempo que se tarda en desprender o Cl_2

Outros símbolos

Cantidade de substancia (número de moles)

Ecuacións

Ecuación dos gases ideais

Intensidade de corrente eléctrica

Cifras significativas: 3

$$I = 10,0 \text{ A}$$

$$t = 3,00 \text{ h} = 1,08 \cdot 10^4 \text{ s}$$

$$p = 1,00 \text{ atm}$$

$$T = 25 \text{ °C} = 298 \text{ K}$$

$$V = 20,5 \text{ dm}^3$$

$$R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{dm}^3 \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$M(\text{Fe}) = 55,8 \text{ g/mol}$$

$$m(\text{Fe})$$

$$t$$

$$n$$

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

$$I = Q / t$$

Solución:

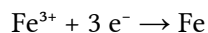
a) Calcúlase a carga eléctrica coa expresión da intensidade:

$$Q = I \cdot t = 10,0 \text{ A} \cdot 1,08 \cdot 10^4 \text{ s} = 1,08 \cdot 10^5 \text{ C}$$

Calcúlase a cantidade de electróns equivalente:

$$n(\text{e}^-) = 1,08 \cdot 10^5 \text{ C} \cdot \frac{1 \text{ mol e}}{9,65 \cdot 10^4 \text{ C}} = 1,12 \text{ mol e}$$

A reacción no cátodo é:



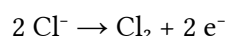
Calcúlase a masa de ferro, mirando a ecuación axustada da reacción:

$$m(\text{Fe}) = 1,12 \text{ mol e} \cdot \frac{1 \text{ mol Fe}}{3 \text{ mol e}} \cdot \frac{55,8 \text{ g Fe}}{1,00 \text{ mol Fe}} = 20,8 \text{ g Fe}$$

b) Calcúlase a cantidade de cloro, supoñendo comportamento ideal para o gas:

$$p \cdot V = n \cdot R \cdot T \Rightarrow n = \frac{p \cdot V}{R \cdot T} = \frac{1,00 \text{ atm} \cdot 20,5 \text{ dm}^3}{0,082 \text{ atm} \cdot \text{dm}^3 \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot 298 \text{ K}} = 0,839 \text{ mol Cl}_2$$

A reacción no ánodo é:



Calcúlase a cantidade de electróns necesaria para que se desprenda esa cantidade de cloro, mirando a ecuación axustada da reacción::

$$n(e) = 0,839 \text{ mol Cl}_2 \cdot \frac{2 \text{ mol e}}{1 \text{ mol Cl}_2} = 1,68 \text{ mol e}$$

Calcúlase a carga eléctrica equivalente:

$$Q = 1,68 \text{ mol e} \cdot \frac{9,65 \cdot 10^4 \text{ C}}{1 \text{ mol e}} = 1,62 \cdot 10^5 \text{ C}$$

Calcúlase o tempo coa expresión da intensidade:

$$I = \frac{Q}{t} \Rightarrow t = \frac{Q}{I} = \frac{1,62 \cdot 10^5 \text{ C}}{10 \text{ A}} = 1,62 \cdot 10^4 \text{ s} = 4,5 \text{ h}$$

4. a) Faise pasar unha corrente eléctrica de 0,2 A a través dunha disolución acuosa de sulfato de cobre(II) durante 10 minutos. Calcula os gramos de cobre depositados.

(A.B.A.U. extr. 17)

Rta.: a) $m = 0,040 \text{ g Cu}$.

a)

Datos

Intensidade de corrente eléctrica

Tempo

Faraday (1 mol de electróns)

Masa atómica do cobre

Incógnitas

Masa de cobre depositada

Outros símbolos

Cantidade de sustancia (número de moles)

Cifras significativas: 2

$$I = 0,20 \text{ A}$$

$$t = 10 \text{ min} = 6,0 \cdot 10^2 \text{ s}$$

$$F = 9,65 \cdot 10^4 \text{ C}$$

$$M(\text{Cu}) = 64 \text{ g/mol}$$

$$m(\text{Cu})$$

$$n$$

Solución:

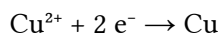
Calcúlase a carga eléctrica coa expresión da intensidade:

$$Q = I \cdot t = 0,20 \text{ A} \cdot 6,0 \cdot 10^2 \text{ s} = 1,20 \cdot 10^2 \text{ C}$$

Calcúlase a cantidade de electróns equivalente:

$$n(e) = 1,2 \cdot 10^2 \text{ C} \cdot \frac{1 \text{ mol e}}{9,65 \cdot 10^4 \text{ C}} = 1,2 \cdot 10^{-3} \text{ mol e}$$

A reacción no cátodo é:



$$n(e) = 0,20 \text{ A} \cdot 6,0 \cdot 10^2 \text{ s} \cdot \frac{1 \text{ mol e}}{9,65 \cdot 10^4 \text{ C}} = 1,2 \cdot 10^{-3} \text{ mol e}$$

Calcúlase a masa de cobre depositada, mirando a ecuación axustada da reacción:

$$m(\text{Cu}) = 1,2 \cdot 10^{-3} \text{ mol e} \cdot \frac{1 \text{ mol Cu}}{2 \text{ mol e}} \cdot \frac{64 \text{ g Cu}}{1 \text{ mol Cu}} = 0,040 \text{ g Cu}$$

5. a) Faise pasar durante 2,5 horas unha corrente de 2,0 A a través dunha cela electroquímica que contén unha disolución de SnI_2 . Calcula a masa de estaño metálico depositada no cátodo.

(A.B.A.U. ord. 17)

Rta.: a) $m(\text{Sn}) = 11 \text{ g}$.

Datos

Intensidade de corrente eléctrica

Tempo

Faraday (1 mol de electróns)

Masa atómica do estaño

Cifras significativas: 2

$$I = 2,0 \text{ A}$$

$$t = 2,5 \text{ h} = 9,0 \cdot 10^3 \text{ s}$$

$$F = 9,65 \cdot 10^4 \text{ C}$$

$$M(\text{Sn}) = 119 \text{ g/mol}$$

Incógnitas

Masa de estaño depositada

$$m(\text{Sn})$$

Outros símbolos

Cantidade de sustancia (número de moles)

$$n$$

Solución:

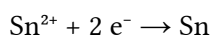
Calcúlase a carga eléctrica coa expresión da intensidade:

$$Q = I \cdot t = 2,0 \text{ A} \cdot 2,5 \text{ h} \cdot 3,6 \cdot 10^3 \text{ s/h} = 1,8 \cdot 10^4 \text{ C}$$

Calcúlase a cantidade de electróns equivalente:

$$n(e) = 1,8 \cdot 10^4 \text{ C} \frac{1 \text{ mol } e}{9,65 \cdot 10^4 \text{ C}} = 0,19 \text{ mol } e$$

A reacción no cátodo é:



Calcúlase a masa de cobre depositada, mirando a ecuación axustada da reacción::

$$m(\text{Sn}) = 0,19 \text{ mol } e \frac{1 \text{ mol Sn}}{2 \text{ mol } e} \frac{119 \text{ g Sn}}{1 \text{ mol Sn}} = 11 \text{ g Sn}$$

◇ CUESTIÓNS**● Potenciais**

1. Explica razoadamente, escribindo as correspondentes reaccións, que sucederá se engadimos limaduras de ferro a unha disolución de $\text{Cu}^{2+}(\text{ac})$.

Datos: $E^\circ(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) = +0,34 \text{ V}$; $E^\circ(\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}) = -0,44 \text{ V}$.

(A.B.A.U. ord. 22)

Solución:

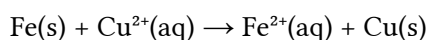
A condición para que unha reacción química sexa espontánea é que a variación de enerxía libre de Gibbs sexa negativa. A relación matemática entre a enerxía libre de Gibbs e o potencial electroquímico é:

$$\Delta G = -n \cdot F \cdot E$$

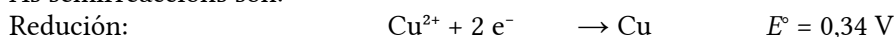
ΔG é a variación de enerxía libre de Gibbs, n é o número de electróns intercambiados por cada mol de especie reducida ou oxidada, F (1 Faraday) é a carga dun mol de electróns e E é o potencial electroquímico do proceso.

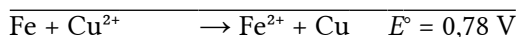
Como ΔG e E son de signos opostos, a condición para que unha reacción sexa espontánea é que o potencial electroquímico sexa positivo: $E > 0$.

Para a reacción:



As semirreaccións son:



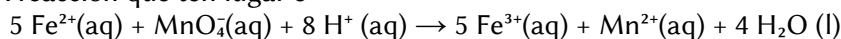


O potencial da reacción global sae positivo, por tanto, o proceso será espontáneo. O ferro oxidarase a ión Fe^{2+} e o ión Cu^{2+} depositarase como cobre metálico.

♦ LABORATORIO

● Valoración redox

1. Para determinar a concentración dunha disolución de FeSO_4 realízase unha valoración redox na que $18,0 \text{ cm}^3$ de disolución de KMnO_4 de concentración $0,020 \text{ mol/dm}^3$ reaccionan con $20,0 \text{ cm}^3$ da disolución de FeSO_4 . A reacción que ten lugar é:



a) Calcula a concentración da disolución de FeSO_4 .

b) Nomea o material necesario e describe o procedemento experimental para realizar a valoración.

(A.B.A.U. extr. 18)

Rta.: $[\text{FeSO}_4] = 0,090 \text{ mol/dm}^3$.

Solución:

a) Cálculos:

Calcúlase a cantidade de permanganato de potasio:

$$n(\text{KMnO}_4) = 18,0 \text{ cm}^3 (\text{D}) \cdot \frac{10^3 \text{ cm}^3}{1 \text{ dm}^3} \cdot \frac{0,020 \text{ mol KMnO}_4}{1 \text{ dm}^3 (\text{D})} = 3,6 \cdot 10^{-4} \text{ mol KMnO}_4$$

Como o permanganato de potasio é un electrólito forte, está totalmente dissociado:



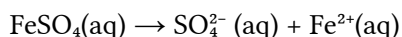
Por tanto, a cantidade de ións permanganato é a mesma que a do permanganato de potasio.

$$n(\text{MnO}_4^{-}) = n(\text{KMnO}_4) = 3,6 \cdot 10^{-4} \text{ mol MnO}_4^{-}$$

Calcúlase a cantidade de ións ferro(II), mirando a ecuación axustada da reacción:

$$n(\text{Fe}^{2+}) = 3,6 \cdot 10^{-4} \text{ mol MnO}_4^{-} \cdot \frac{5 \text{ mol Fe}^{2+}}{1 \text{ mol MnO}_4^{-}} = 1,8 \cdot 10^{-3} \text{ mol Fe}^{2+}$$

Como o sulfato de ferro(II) é un electrólito forte, está totalmente dissociado:



Por tanto, a cantidade de sulfato de ferro(II) é a mesma que a de ións ferro(II):

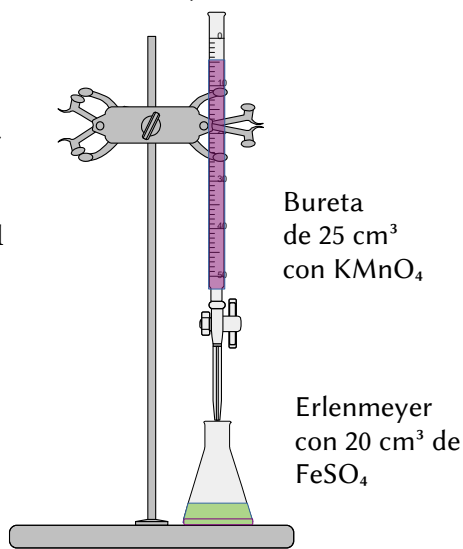
$$n(\text{FeSO}_4) = n(\text{Fe}^{2+}) = 1,8 \cdot 10^{-3} \text{ mol Fe}^{2+}$$

Calcúlase a concentración de sulfato de ferro(II), sabendo que están disoltos en $20,0 \text{ cm}^3$ de disolución:

$$[\text{FeSO}_4] = \frac{1,8 \cdot 10^{-3} \text{ mol FeSO}_4}{20,0 \cdot 10^{-3} \text{ dm}^3} = 0,090 \text{ mol FeSO}_4/\text{dm}^3$$

b) Mídense 20 cm^3 da disolución de FeSO_4 cunha pipeta e baléiranse nun matraz erlenmeyer de 100 cm^3 .

Énchese a bureta de 25 cm^3 coa disolución de KMnO_4 por encima do 0 e ábrese a chave ata que o pico da bureta quede cheo e o nivel do KMnO_4 estea en 0.



Ábrese a chave da bureta para deixar caer a disolución de KMnO_4 en pequenos chorros mentres se imprime un movemento circular ao erlenmeyer ata que non desapareza a cor violeta no contido do erlenmeyer.

Anótase o volume de KMnO_4 gastado (p. ex. $18,6 \text{ cm}^3$) e tírase o contido do erlenmeyer e lávase o matraz.

Vólvese a encher a bureta con KMnO_4 ata o cero. Mídense outros 20 cm^3 de FeSO_4 coa pipeta, vértense no erlenmeyer (lavado pero non necesariamente seco).

Colócase o erlenmeyer baixo a bureta e ábrese a chave ata deixar caer case todo o volume medido antes (p. ex. $17,6 \text{ cm}^3$).

Agora déixase caer o KMnO_4 pinga a pinga mentres se fai rotar o erlenmeyer, ata que a cor non desapareza. Anótase este valor.

Repítese outras dúas veces e tómanse como volume correcto o valor medio das medidas que máis se aproximan.

Material: Bureta (1) de 25 cm^3 (graduada en $0,1 \text{ cm}^3$), pipeta (1) de 20 cm^3 con aspirador, matraz erlenmeyer (1) de 100 cm^3 .

● Pilas

1. Constrúese no laboratorio a seguinte pila galvánica: $[\text{Pb(s)}|\text{Pb}^{2+}(\text{ac}, 1 \text{ M})||\text{Cu}^{2+}(\text{ac}, 1 \text{ M})|\text{Cu(s)}]$.

a) Escribe as semirreaccións de oxidación, de redución e a reacción global. Calcula a forza electromotriz da pila.

b) Debuxa un esquema da pila, representando as semicelas que actúan como ánodo e como cátodo, detallando material e reactivos, así como o sentido do fluxo dos electróns durante o funcionamento da pila.

Datos: $E^\circ(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) = +0,34 \text{ V}$; $E^\circ(\text{Pb}^{2+}/\text{Pb}) = -0,12 \text{ V}$.

(A.B.A.U. extr. 23)

Rta.: a) $E^\circ = 0,46 \text{ V}$.

Solución:

a) Nunha pila galvánica formada por un eléctrodo de cobre e outro de chumbo en condicións estándar, a reacción que terá lugar é a oxidación do chumbo e a redución do ión cobre(II).

Redución: $\text{Cu}^{2+}(\text{ac}) + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Cu(s)} \quad E^\circ = 0,34 \text{ V} \quad (\text{Cátodo } +)$

Oxidación: $\text{Pb(s)} \rightarrow \text{Pb}^{2+}(\text{ac}) + 2 \text{e}^- \quad E^\circ = 0,12 \text{ V} \quad (\text{Ánodo } -)$

Reacción global: $\text{Pb(s)} + \text{Cu}^{2+}(\text{ac}) \rightarrow \text{Pb}^{2+}(\text{ac}) + \text{Cu(s)} \quad E^\circ = 0,46 \text{ V}$

O criterio para indicar se unha reacción é espontánea é que a variación de enerxía libre de Gibbs sexa negativa. A reacción é espontánea porque

$$\Delta G = -z F E = -2 \cdot F \cdot (+0,46) < 0$$

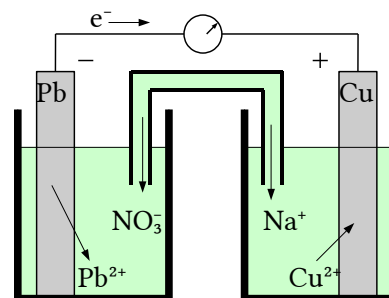
b) **Material:** Dous vasos de precipitados de 100 cm^3 , un tubo de vidro en forma de U, un voltímetro de corrente continua, cables e pinzas metálicas.

Reactivos: láminas de cobre e chumbo puídas, disolucións de nitrato de chumbo(II), $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$, de concentración 1 mol/dm^3 e nitrato de cobre(II), $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$, de concentración 1 mol/dm^3 . Disolución de nitrato de sodio, NaNO_3 , para a ponte salina.

A montaxe da pila no laboratorio consistiría en dous recipientes, por exemplo dous vasos de precipitados, conectados por unha ponte salina. Un recipiente contería unha solución de nitrato de chumbo(II) e un eléctrodo de chumbo metálico, mentres que o outro contería unha solución de nitrato de cobre(II) e un eléctrodo de cobre metálico.

Os dous eléctrodos estarían conectados, mediante cables, a un voltímetro para medir a f.e.m. da pila.

O sentido de circulación dos electróns será desde o polo negativo (ánodo Pb) cara ao polo positivo (cátodo Cu) mentres que os ións fluirán pola ponte salina para manter a neutralidade eléctrica.



2. a) Xustifica que reacción terá lugar nunha pila galvánica formada por un eléctrodo de cobre e outro de cadmio en condicións estándar, indicando as reaccións que teñen lugar no ánodo e no cátodo. Calcula a forza electromotriz da pila nestas condicións.

- b) Fai un esquema da montaxe da pila no laboratorio, detallando o material e os reactivos necesarios e sinalando o sentido de circulación dos electróns.

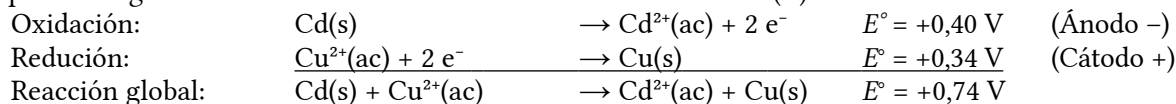
$$E^\circ(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) = +0,34 \text{ V}; E^\circ(\text{Cd}^{2+}/\text{Cd}) = -0,40 \text{ V}.$$

(A.B.A.U. ord. 23)

Rta.: a) $E^\circ = +0,74 \text{ V}$

Solución:

- a) Nunha pila galvánica formada por un eléctrodo de cobre e outro de cadmio en condicións estándar, a reacción que terá lugar é a oxidación do cadmio e a redución do ión cobre(II).



O criterio para indicar se unha reacción é espontánea é que a variación de enerxía libre de Gibbs sexa negativa. A reacción é espontánea porque a relación entre a enerxía libre de Gibbs e o potencial de reacción é:

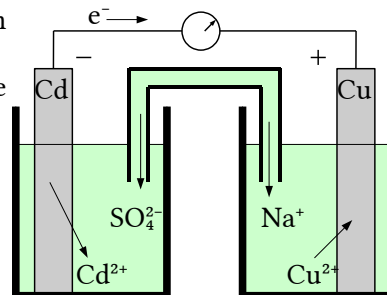
$$\Delta G = -z F E = -2 \cdot F \cdot (+0,74) < 0$$

- b) Material: Dous vasos de precipitados de 100 cm³, un tubo de vidro en forma de U, un voltímetro de corrente continua, cables e pinzas metálicas.

Reactivos: láminas de cobre e cadmio puídas, disolucións de sulfato de cadmio, CdSO₄, de concentración 1 mol/dm³ e sulfato de cobre(II), CuSO₄, de concentración 1 mol/dm³. Disolución de sulfato de sodio, Na₂SO₄, para a ponte salina.

A montaxe da pila no laboratorio consistiría en dous recipientes, por exemplo dous vasos de precipitados, conectados por unha ponte salina. Un recipiente contería unha solución de sulfato de cadmio e un eléctrodo de cadmio metálico, mentres que o outro contería unha solución de sulfato de cobre. Os dous eléctrodos estarían conectados, mediante cables, a un voltímetro para medir a f.e.m. da pila.

O sentido de circulación dos electróns será desde o polo negativo (ánodo Cu) cara ao polo positivo (cátodo Cd) mentres que os ións fluirán pola ponte salina para manter a neutralidade eléctrica.



3. Constrúese no laboratorio unha pila galvánica con eléctrodos de Au e Cd.

- a) Escribe as reaccións que teñen lugar nos eléctrodos indicando: o ánodo e o cátodo, a reacción global e a forza electromotriz da pila.
b) Fai un esquema detallado da montaxe da pila no laboratorio, indicando material, reactivos e o sentido do fluxo dos electróns durante o funcionamento da pila.

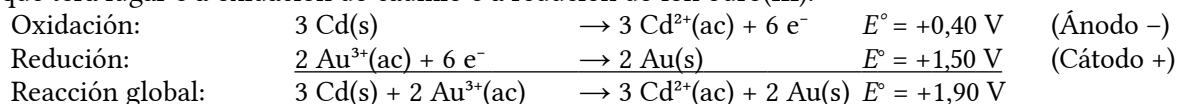
$$\text{Datos: } E^\circ(\text{Au}^{3+}/\text{Au}) = +1,50 \text{ V}; E^\circ(\text{Cd}^{2+}/\text{Cd}) = -0,40 \text{ V}.$$

(A.B.A.U. extr. 22)

Rta.: a) $E^\circ = 1,90 \text{ V}$.

Solución:

- a) Nunha pila galvánica formada por un eléctrodo de ouro e outro de cadmio en condicións estándar, a reacción que terá lugar é a oxidación do cadmio e a redución do ión ouro(III).



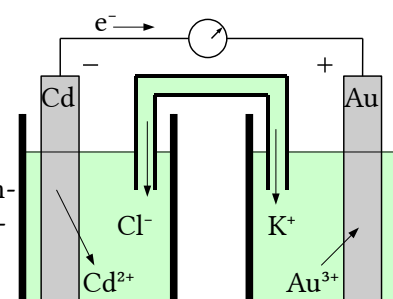
O criterio para indicar se unha reacción é espontánea é que a variación de enerxía libre de Gibbs sexa negativa. A reacción é espontánea porque a relación entre a enerxía libre de Gibbs e o potencial de reacción é:

$$\Delta G = -z F E = -6 \cdot F \cdot (+1,90) < 0$$

- b) Material: Dous vasos de precipitados de 100 cm³, un tubo de vidro en forma de U, un voltímetro de corrente continua, cables e pinzas metálicas.

Reactivos: láminas de ouro e cadmio puídas, disolucións de cloruro de cadmio de concentración 1 mol/dm³ e cloruro de ouro(III) de concentración 1 mol/dm³. Disolución de cloruro de potasio para a ponte salina.

A montaxe da pila no laboratorio consistiría en dous recipientes, por exemplo dous vasos de precipitados, conectados por unha ponte salina. Un reci-



piente contería unha solución de cloruro de cadmio e un eléctrodo de cadmio metálico, mentres que o outro contería unha solución de cloruro de ouro(III) e un eléctrodo de ouro metálico.

Os dous eléctrodos estarían conectados, mediante cables, a un voltímetro para medir a f.e.m. da pila.

O sentido de circulación dos electróns será desde o polo negativo (ánodo Cd) cara ao polo positivo (cátodo Au) mentres que os ións fluirán pola ponte salina para manter a neutralidade eléctrica.

4. Constrúese unha pila cos elementos Cu^{2+}/Cu e Al^{3+}/Al , dos que os potenciais estándar de redución son $E^\circ = +0,34 \text{ V}$ e $-1,66 \text{ V}$, respectivamente.

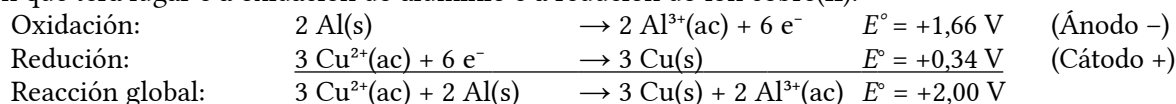
- Escribe as reaccións que teñen lugar en cada un dos eléctrodos e a reacción global da pila.
- Fai un esquema desta pila, indicando todos os elementos necesarios para o seu funcionamento. En que sentido circulan os electróns?

(A.B.A.U. ord. 21)

Rta.: $E^\circ = 2,00 \text{ V}$.

Solución:

- a) Nunha pila galvánica formada por un eléctrodo de aluminio e outro de cobre en condicións estándar, a reacción que terá lugar é a oxidación do aluminio e a redución do ión cobre(II).



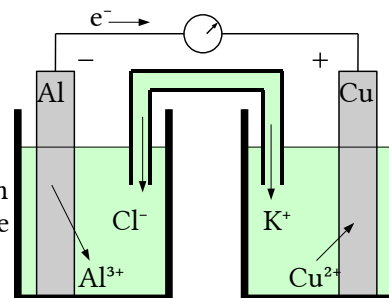
O criterio para indicar se unha reacción é espontánea é que a variación de enerxía libre de Gibbs sexa negativa. A reacción é espontánea porque a relación entre a enerxía libre de Gibbs e o potencial de reacción é:

$$\Delta G = -z F E = - \cdot F \cdot (+2,00) < 0$$

- b) Material: Dous vasos de precipitados de 100 cm^3 , un tubo de vidro en forma de U, un voltímetro de corrente continua, cables e pinzas metálicas. Reactivos: láminas de aluminio e cobre puídas, disolucións de cloruro de aluminio de concentración 1 mol/dm^3 e cloruro de cobre(II) de concentración 1 mol/dm^3 . Disolución de cloruro de potasio para a ponte salina. A montaxe da pila no laboratorio consistiría en dous recipientes, por exemplo dous vasos de precipitados, conectados por unha ponte salina. Un recipiente contería unha solución de cloruro de aluminio e un eléctrodo de aluminio metálico, mentres que o outro contería unha solución de cloruro de cobre(II) e un eléctrodo de ouro metálico.

Os dous eléctrodos estarían conectados, mediante cables, a un voltímetro para medir a f.e.m. da pila.

O sentido de circulación dos electróns será desde o polo negativo (ánodo Al) cara ao polo positivo (cátodo Cu) mentres que os ións fluirán pola ponte salina para manter a neutralidade eléctrica.



- Explica como construírías no laboratorio unha pila empregando un eléctrodo de cinc e un eléctrodo de níquel, indicando o material e os reactivos necesarios.
 - Indica as semirreaccións que teñen lugar en cada eléctrodo, a reacción iónica global e calcule a forza electromotriz da pila.

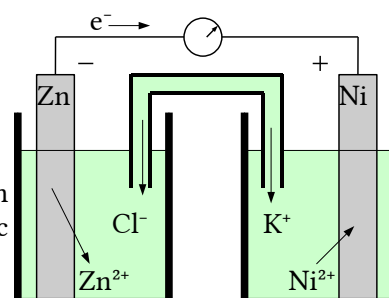
Datos: $E^\circ(\text{Ni}^{2+}/\text{Ni}) = -0,25 \text{ V}$; $E^\circ(\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}) = -0,76 \text{ V}$.

(A.B.A.U. extr. 20)

Rta.: $E^\circ = 0,51 \text{ V}$.

Solución:

- a) Material: Dous vasos de precipitados de 100 cm^3 , un tubo de vidro en forma de U, un voltímetro de corrente continua, cables e pinzas metálicas. Reactivos: láminas de aluminio e cobre puídas, disolucións de cloruro de cinc de concentración 1 mol/dm^3 e cloruro de níquel(II) de concentración 1 mol/dm^3 . Disolución de cloruro de potasio para a ponte salina. A montaxe da pila no laboratorio consistiría en dous recipientes, por exemplo dous vasos de precipitados, conectados por unha ponte salina. Un recipiente contería unha solución de cloruro de cinc e un eléctrodo de cinc

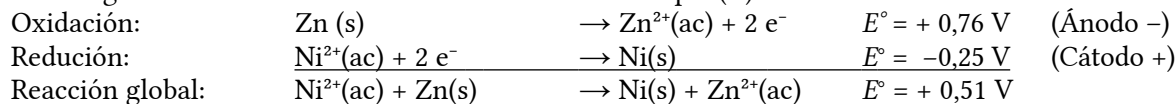


metálico, mentres que o outro contería unha solución de cloruro de níquel(II) e un eléctrodo de níquel metálico.

Os dous eléctrodos estarían conectados, mediante cables, a un voltímetro para medir a f.e.m. da pila.

O sentido de circulación dos electróns será desde o polo negativo (ánodo Zn) cara ao polo positivo (cátodo Ni) mentres que os ións fluirán pola ponte salina para manter a neutralidade eléctrica.

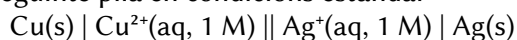
b) Nunha pila galvánica formada por un eléctrodo de cinc e outro de níquel en condicións estándar, a reacción que terá lugar é a oxidación do cinc e a redución do ión níquel(II).



O criterio para indicar se unha reacción é espontánea é que a variación de enerxía libre de Gibbs sexa negativa. A reacción é espontánea porque a relación entre a enerxía libre de Gibbs e o potencial de reacción é:

$$\Delta G = -z F E = -2 \cdot F \cdot (+0,51) < 0$$

6. No laboratorio constrúese a seguinte pila en condicións estándar:



a) Fai un debuxo da montaxe, indicando o material e os reactivos necesarios.

b) Escribe as semirreaccións de redución e oxidación, a reacción iónica global da pila e calcula o potencial da mesma en condicións estándar.

Datos: $E^\circ(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) = +0,34 \text{ V}$; $E^\circ(\text{Ag}^+/\text{Ag}) = +0,80 \text{ V}$.

(A.B.A.U. ord. 20, extr. 19)

Rta.: b) $E^\circ = 0,46 \text{ V}$.

Solución:

a) Material: Dous vasos de precipitados de 100 cm³, un tubo de vidro en forma de U, un voltímetro de corrente continua, cables e pinzas metálicas.

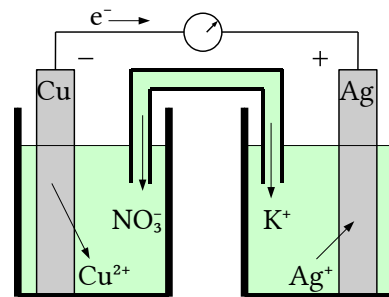
Reactivos: láminas de aluminio e cobre puídas, disolucións de nitrato de prata de concentración 1 mol/dm³ e nitrato de cobre(II) de concentración 1 mol/dm³. Disolución de nitrato de potasio para a ponte salina.

A montaxe da pila no laboratorio consistiría en dous recipientes, por exemplo dous vasos de precipitados, conectados por unha ponte salina.

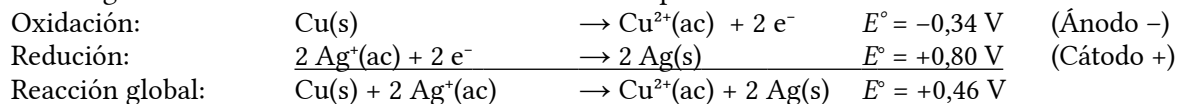
Un recipiente contería unha solución de nitrato de prata e un eléctrodo de prata metálica, mentres que o outro contería unha solución de nitrato de cobre(II) e un eléctrodo de cobre metálico.

Os dous eléctrodos estarían conectados, mediante cables, a un voltímetro para medir a f.e.m. da pila.

O sentido de circulación dos electróns será desde o polo negativo (ánodo Cu) cara ao polo positivo (cátodo Ag) mentres que os ións fluirán pola ponte salina para manter a neutralidade eléctrica.



b) Nunha pila galvánica formada por un eléctrodo de prata e outro de cobre en condicións estándar, a reacción que terá lugar é a oxidación do cobre e a redución do ión prata.



O criterio para indicar se unha reacción é espontánea é que a variación de enerxía libre de Gibbs sexa negativa. A reacción é espontánea porque a relación entre a enerxía libre de Gibbs e o potencial de reacción é:

$$\Delta G = -z F E = -2 \cdot F \cdot (+0,46) < 0$$

7. a) Fai un esquema indicando o material e os reactivos que se necesitan para construír no laboratorio a pila que ten a seguinte notación $\text{Fe(s)} \mid \text{Fe}^{2+}(\text{aq}, 1 \text{ M}) \parallel \text{Cu}^{2+}(\text{aq}, 1 \text{ M}) \mid \text{Cu(s)}$.

b) Escribe as semirreaccións que se producen no ánodo e no cátodo e indica as súas polaridades. Escribe a reacción iónica global e calcula a forza electromotriz da pila.

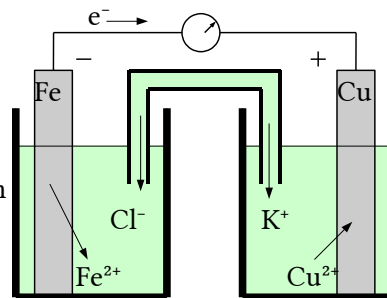
Datos: $E^\circ(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) = +0,34 \text{ V}$; $E^\circ(\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}) = -0,44 \text{ V}$.

(A.B.A.U. ord. 19)

Rta.: b) $E^\circ = 0,78 \text{ V}$.

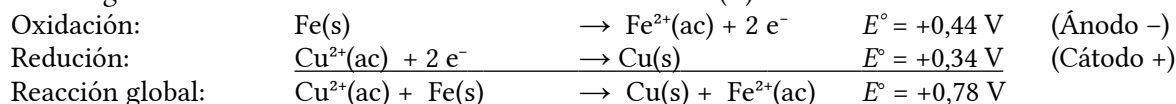
Solución:

a) Material: Dous vasos de precipitados de 100 cm^3 , un tubo de vidro en forma de U, un voltímetro de corrente continua, cables e pinzas metálicas. Reactivos: láminas de aluminio e cobre puídas, disolucións de cloruro de ferro(II) de concentración 1 mol/dm^3 e cloruro de cobre(II) de concentración 1 mol/dm^3 . Disolución de cloruro de potasio para a ponte salina. A montaxe da pila no laboratorio consistiría en dous recipientes, por exemplo dous vasos de precipitados, conectados por unha ponte salina. Un recipiente contería unha solución de cloruro de ferro(II) e un eléctrodo de ferro metálico, mentres que o outro contería unha solución de cloruro de cobre(II) e un eléctrodo de cobre metálico.



Os dous eléctrodos estarían conectados, mediante cables, a un voltímetro para medir a f.e.m. da pila. O sentido de circulación dos electróns será desde o polo negativo (ánodo Cu) cara ao polo positivo (cátodo Ag) mentres que os ións fluirán pola ponte salina para manter a neutralidade eléctrica.

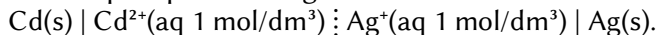
b) Nunha pila galvánica formada por un eléctrodo de ferro e outro de cobre en condicións estándar, a reacción que terá lugar é a oxidación do ferro e a redución do ión cobre(II).



O criterio para indicar se unha reacción é espontánea é que a variación de enerxía libre de Gibbs sexa negativa. A reacción é espontánea porque a relación entre a enerxía libre de Gibbs e o potencial de reacción é:

$$\Delta G = -z F E = -2 \cdot F \cdot (+0,78) < 0$$

8. No laboratorio constrúese unha pila que ten a seguinte notación:



a) Indica as reaccións que teñen lugar en cada eléctrodo, o proceso total e calcula a forza electromotriz.

b) Detalla o material, reactivos necesarios e debuxa a montaxe indicando cada unha das partes.

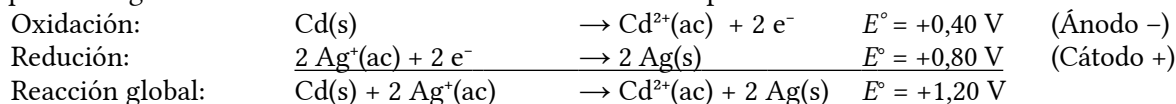
Datos: $E^\circ(\text{Ag}^+/\text{Ag}) = 0,80 \text{ V}$; $E^\circ(\text{Cd}^{2+}/\text{Cd}) = -0,40 \text{ V}$.

(A.B.A.U. extr. 17)

Rta.: a) $E^\circ = 1,20 \text{ V}$.

Solución:

a) Nunha pila galvánica formada por un eléctrodo de prata e outro de cadmio en condicións estándar, a reacción que terá lugar é a oxidación do cadmio e a redución do ión prata.

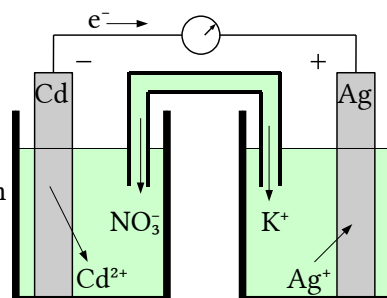


O criterio para indicar se unha reacción é espontánea é que a variación de enerxía libre de Gibbs sexa negativa. A reacción é espontánea porque a relación entre a enerxía libre de Gibbs e o potencial de reacción é:

$$\Delta G = -z F E = -2 \cdot F \cdot (+1,20) < 0$$

b) Material: Dous vasos de precipitados de 100 cm^3 , un tubo de vidro en forma de U, un voltímetro de corrente continua, cables e pinzas metálicas. Reactivos: láminas de aluminio e cobre puídas, disolucións de nitrato de prata de concentración 1 mol/dm^3 e nitrato de cadmio de concentración 1 mol/dm^3 . Disolución de nitrato de potasio para a ponte salina.

A montaxe da pila no laboratorio consistiría en dous recipientes, por exemplo dous vasos de precipitados, conectados por unha ponte salina. Un recipiente contería unha solución de nitrato de prata e un eléctrodo de prata metálica, mentres que o outro contería unha solución de nitrato de cadmio e un eléctrodo de cadmio metálico.



Os dous eléctrodos estarían conectados, mediante cables, a un voltímetro para medir a f.e.m. da pila. O sentido de circulación dos electróns será desde o polo negativo (ánodo Cd) cara ao polo positivo (cátodo Ag) mentres que os ións fluirán pola ponte salina para manter a neutralidade eléctrica.

9. a) Xustifica que reacción terá lugar nunha pila galvánica formada por un eléctrodo de cobre e outro de cinc en condicións estándar, a partir das reaccións que teñen lugar no ánodo e o cátodo. Calcula a forza electromotriz da pila nestas condicións.

- b) Indica como realizaría a montaxe da pila no laboratorio para facer a comprobación experimental, detallando o material e os reactivos necesarios.

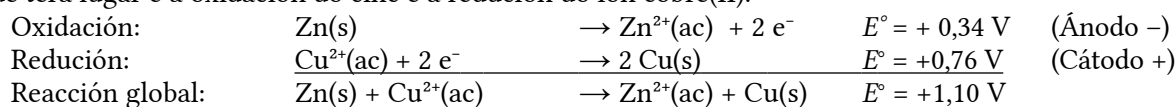
Datos: $E^\circ(\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}) = -0,76 \text{ V}$; $E^\circ(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) = +0,34 \text{ V}$.

(A.B.A.U. ord. 17)

Rta.: $E^\circ = 1,10 \text{ V}$.

Solución:

- a) Nunha pila galvánica formada por un eléctrodo de cinc e outro de cobre en condicións estándar, a reacción que terá lugar é a oxidación do cinc e a redución do ión cobre(II).



O criterio para indicar se unha reacción é espontánea é que a variación de enerxía libre de Gibbs sexa negativa. A reacción é espontánea porque a relación entre a enerxía libre de Gibbs e o potencial de reacción é:

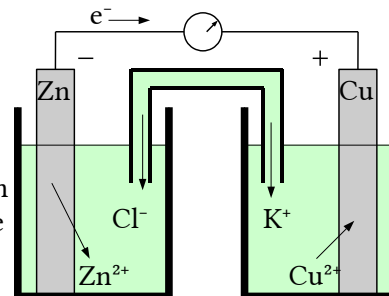
$$\Delta G = -z F E = -2 \cdot F \cdot (+1,10) < 0$$

- b) Material: Dous vasos de precipitados de 100 cm^3 , un tubo de vidro en forma de U, un voltímetro de corrente continua, cables e pinzas metálicas. Reactivos: láminas de aluminio e cobre puídas, disolucións de cloruro de cobre(II) de concentración 1 mol/dm^3 e cloruro de cinc de concentración 1 mol/dm^3 . Disolución de cloruro de potasio para a ponte salina.

A montaxe da pila no laboratorio consistiría en dous recipientes, por exemplo dous vasos de precipitados, conectados por unha ponte salina. Un recipiente contería unha solución de cloruro de cobre(II) e un eléctrodo de cobre metálico, mentres que o outro contería unha solución de cloruro de cinc e un eléctrodo de cinc metálico.

Os dous eléctrodos estarían conectados, mediante cables, a un voltímetro para medir a f.e.m. da pila.

O sentido de circulación dos electróns será desde o polo negativo (ánodo Zn) cara ao polo positivo (cátodo Cu) mentres que os ións fluirán pola ponte salina para manter a neutralidade eléctrica.



ACLARACIÓNS

Os datos dos enunciados dos problemas non adoitan ter un número adecuado de cifras significativas.

Por iso supuxen que os datos teñen un número de cifras significativas razoables, case sempre tres cifras significativas. Menos cifras darían resultados, en certos casos, con ampla marxe de incerteza. Así que cando tomo un dato como $V = 1 \text{ dm}^3$ e reescribo como:

Cifras significativas: 3

$$V = 1,00 \text{ dm}^3$$

o que quero indicar é que supoño que o dato orixinal ten tres cifras significativas (non que as teña en realidade) para poder realizar os cálculos cunha marxe de incerteza máis pequena que a que tería se o tomase tal como o dan. (1 dm^3 ten unha soa cifra significativa, e unha incerteza relativa do ¡100%! Como as incertezas acumúlanse ao longo do cálculo, a incerteza final sería inadmisibile. Entón, para que realizar os cálculos? Abondaría cunha estimación).

Cuestións e problemas das [Probos de avaliación de Bacharelato para o acceso á Universidade](#) (A.B.A.U. e P.A.U.) en Galiza.

[Respostas](#) e composición de [Alfonso J. Barbadillo Marán](#).

Algúns cálculos fixéronse cunha [folla de cálculo](#) de [LibreOffice](#) do mesmo autor.

Algunhas ecuacións e as fórmulas orgánicas construíronse coa extensión [CLC09](#) de Charles Lalanne-Cassou.

A tradución ao/desde o galego realizouse coa axuda de [traducindote](#), de Óscar Hermida López.

Procurouse seguir as [recomendacións](#) do Centro Español de Metrología (CEM).

Consultouse ao Copilot de Microsoft Edge e tivéronse en conta algunhas das súas respostas nas cuestións.

Sumario

OXIDACIÓN REDUCCIÓN

<u>PROBLEMAS</u>	1
<u>Estequiometría redox</u>	1
<u>Electrólise</u>	11
<u>CUESTIONES</u>	15
<u>Potenciais</u>	15
<u>LABORATORIO</u>	16
<u>Valoración redox</u>	16
<u>Pilas</u>	17

Índice de probas A.B.A.U.

2017.....	
1. (ord.).....	11, 14, 22
2. (extr.).....	10, 14, 21
2018.....	
1. (ord.).....	9, 13
2. (extr.).....	8, 12, 16
2019.....	
1. (ord.).....	7, 20
2. (extr.).....	7, 11, 20
2020.....	
1. (ord.).....	6, 20
2. (extr.).....	5, 19
2021.....	
1. (ord.).....	4, 19
2. (extr.).....	3
2022.....	
1. (ord.).....	15
2. (extr.).....	3, 18
2023.....	
1. (ord.).....	2, 18
2. (extr.).....	1, 17