

OXIDACIÓN REDUCCIÓN

◊ PROBLEMAS

● Estequiometría redox

1. 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. Xul. 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

Incógnitas

Volume de disolución de HNO₃ que reacciona

Cifras significativas: 3

$m(\text{NaBr}) = 100 \text{ g}$

$\rho = 1,39 \text{ g/cm}^3$

$r = 70,0 \%$

$M(\text{NaBr}) = 103 \text{ g/mol}$

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

V

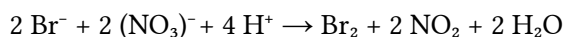
Solución:

a) As semirreaccións iónicas son:

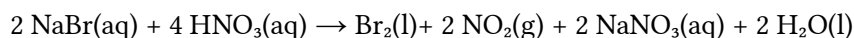
Oxidación: $2 \text{Br}^- - 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Br}_2$

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

Multiplicando a segunda por 2 e sumando, obtense a reacción iónica axustada:



Sumando 2 Na⁺ e 2 (NO₃)⁻ a cada lado da ecuación e xuntando os ións de signos opostos obtense a reacción global:



b) A cantidade de bromuro de sodio que hai en 100 g é:

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

A cantidade de ácido nítrico necesaria para reaccionar con esa cantidade de bromuro de sodio é:

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

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

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

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

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

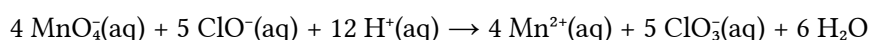
Masa molar do permanganato de potasio

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) As semirreaccións iónicas son:

Oxidación: $\text{ClO}^- + 2 \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{ClO}_3^- + 4 \text{H}^+ + 4 \text{e}^-$ Redución: $\text{MnO}_4^- + 8 \text{H}^+ + 5 \text{e}^- \rightarrow \text{Mn}^{2+} + 4 \text{H}_2\text{O}$

Multiplicando a primeira por 5, a segunda por 4 e sumando, obtense a reacción iónica axustada:

Sumando 9 K^+ e 6 SO_4^{2-} a cada lado da ecuación e xuntando os ións de signos opostos obtense a reacción global:b) A cantidade de hipoclorito de potasio que hai en 2,0 dm^3 de disolución é:

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

A cantidade de permanganato de potasio necesaria para reaccionar con esa cantidade de hipoclorito de potasio:

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

O volume de disolución de permanganato de potasio de concentración 15,8 g/dm^3 que contén esa cantidade é:

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

3. 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. Set. 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)

Incógnitas

Cantidade de NO que se produce

Cifras significativas: 3

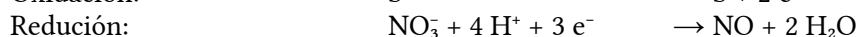
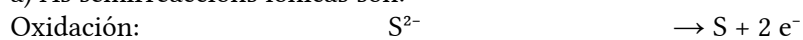
$$m = 430,3 \text{ g CuS}$$

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

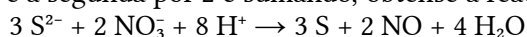
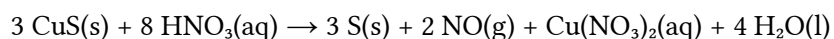
$$n(\text{NO})$$

Solución:

a) As semirreaccións iónicas son:



Multiplicando a primeira por 3 e a segunda por 2 e sumando, obtense a reacción iónica axustada.

Sumando 6 NO₃⁻ a cada lado da ecuación e xuntando os ións de signos opostos obtense a reacción global:

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

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

A cantidade de NO que se obtén é:

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

4. 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 g·cm⁻³ que reaccionará con 5,0 g dun mineral que ten un 10 % de cobre.

(A.B.A.U. Xuño 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**HNO₃ : Riqueza

Densidade

Masa do mineral de cobre

Riqueza do mineral de cobre

Masa molar: Cobre

Ácido nítrico

Cifras significativas: 3

$$R = 25,0 \%$$

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

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

$$r = 10,0 \%$$

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

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

IncógnitasVolume de disolución de HNO₃ necesario para reaccionar co Cu

$$V_d$$

Outros símbolos

Cantidade de substancia (número de moles)

$$n$$

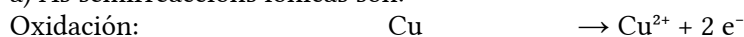
Ecuacións

De estado dos gases ideais

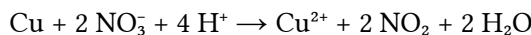
$$p \cdot V = n \cdot R \cdot T$$

Solución:

a) As semirreaccións iónicas son:



Multiplicando a segunda por 2 e sumando, obtense a reacción iónica axustada.



Sumando 2 NO₃⁻ a cada lado da ecuación e xuntando os ións de signos opostos obtense a reacción global:



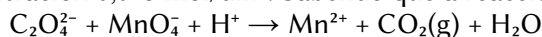
b) A cantidade de cobre que hai en 5,0 g do mineral é:

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

O volume de disolución de ácido nítrico comercial que se necesita é:

$$V_d = 0,00787 \text{ mol Cu} \frac{4 \text{ mol HNO}_3}{1 \text{ mol Cu}} \frac{63,0 \text{ g HNO}_3}{1 \text{ mol HNO}_3} \frac{100 \text{ g D HNO}_3}{25,0 \text{ g HNO}_3} \frac{1 \text{ cm}^3 \text{ D HNO}_3}{1,15 \text{ g D HNO}_3} = 6,90 \text{ cm}^3 \text{ D HNO}_3$$

5. A valoración en medio ácido de 50,0 mL dunha disolución de Na₂C₂O₄ require 24,0 mL 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. Set. 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

Incógnitas

Masa de Na₂C₂O₄ que hai nun litro da disolución.

Cifras significativas: 3

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

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

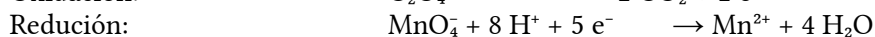
$$V_2 = 50,0 \text{ mL} = 0,0500 \text{ dm}^3$$

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

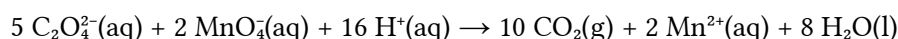
$$m(\text{Na}_2\text{C}_2\text{O}_4)$$

Solución:

a) As semirreaccións iónicas son:



Multiplicando a primeira por 5, a segunda por 2 e sumando, obtense a reacción iónica axustada:

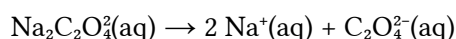


b) A disolución de KMnO₄ disóciase:



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

Calcúlase a cantidade de oxalato de sodio da estequiometría da reacción iónica e da disociación:



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

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

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

6. No laboratorio pódese preparar cloro gas facendo reaccionar permanganato do potasio sólido con ácido clorhídrico concentrado.

- No transcurso desta reacción redox fórmase cloro, cloruro de manganeso(II), cloruro de potasio e auga. Escribe e axusta a reacción molecular mediante o método do ión-electrón.
- Calcula o volume de cloro gas, a 20 °C e 1 atm (101,3 kPa), que se obtén ao facer reaccionar 10 cm³ de ácido clorhídrico concentrado do 35,2 % en masa e densidade 1,175 g/cm³ cun exceso de permanganato de potasio.

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

(P.A.U. Xuño 14)

Rta.: a) $2 \text{KMnO}_4 + 16 \text{HCl} \rightarrow 2 \text{MnCl}_2 + 2 \text{KCl} + 5 \text{Cl}_2 + 8 \text{H}_2\text{O}$; b) $V = 0,853 \text{ dm}^3 \text{Cl}_2$

Datos

Disolución de ácido clorhídrico:

Volume

Cifras significativas: 3

$$V_d(\text{HCl}) = 10,0 \text{ cm}^3$$

Riqueza

$$r = 35,2 \%$$

Densidade

$$\rho = 1,175 \text{ g/cm}^3$$

Gas cloro: Temperatura

$$T = 20 \text{ °C} = 293 \text{ K}$$

Presión

$$p = 101,3 \text{ kPa} = 1,013 \cdot 10^5 \text{ Pa}$$

Constante dos gases ideais

$$R = 8,31 \text{ J} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$$

Masa molar do ácido clorhídrico

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

Incógnitas

Volume de cloro a 20 °C e 1 atm

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

Ecuacións

De estado dos gases ideais

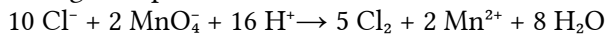
$$p \cdot V = n \cdot R \cdot T$$

Solución:

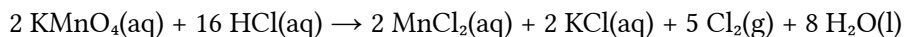
a) As semirreaccións iónicas son:



Multiplicando a primeira por 5 e a segunda por 2 e sumando, obtense a reacción iónica axustada.



Sumando 2 K⁺ e 6 Cl⁻ a cada lado da ecuación e xuntando os ións de signos opostos obtense a reacción global:



b) A cantidade de ácido clorhídrico que hai en 10 cm³ de disolución é:

$$n(\text{HCl}) = 10,0 \text{ cm}^3 \text{ D HCl} \frac{1,175 \text{ g D HCl}}{1,00 \text{ cm}^3 \text{ D HCl}} \frac{35,2 \text{ g HCl}}{100 \text{ g D HCl}} \frac{1 \text{ mol HCl}}{36,5 \text{ g HCl}} = 0,113 \text{ mol HCl}$$

A cantidade de gas cloro que se obtén na reacción é

$$n(\text{Cl}_2) = 0,113 \text{ mol HCl} \frac{5 \text{ mol Cl}_2}{16 \text{ mol HCl}} = 0,0354 \text{ mol Cl}_2$$

Supoñendo comportamento ideal, ocuparán un volume de:

$$V = \frac{n \cdot R \cdot T}{p} = \frac{0,0354 \text{ mol Cl}_2 \cdot 8,31 \text{ J} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot 293 \text{ K}}{1,013 \cdot 10^5 \text{ Pa}} = 8,53 \cdot 10^{-4} \text{ m}^3 = 0,853 \text{ dm}^3 \text{Cl}_2$$

7. Por oxidación do ión bromuro con ión permanganato no medio ácido, obtense bromo (Br_2) e o sal de manganeso(II):

- a) Escribe a reacción iónica e axústaa polo método do ión-electrón.
 b) Calcula cantos gramos de permanganato de potasio poden ser reducidos por 250 cm^3 dunha disolución de bromuro de potasio de concentración $0,1 \text{ mol/dm}^3$, a sal de manganeso(II)

(P.A.U. Set. 06)

Rta.: a) $10 \text{ Br}^- + 2 \text{ MnO}_4^- + 16 \text{ H}^+ \rightarrow 5 \text{ Br}_2 + 2 \text{ Mn}^{2+} + 8 \text{ H}_2\text{O}$; b) $m = 0,79 \text{ g KMnO}_4$

Datos

Concentración de bromuro de potasio

Volume de disolución de bromuro de potasio

Masa molar do permanganato de potasio

Cifras significativas: 2

$[\text{KBr}] = 0,10 \text{ mol/dm}^3$

$V = 250 \text{ cm}^3 = 0,25 \text{ dm}^3$

$M(\text{KMnO}_4) = 158 \text{ g/mol}$

Incógnitas

Masa de KMnO_4 que se pode reducir

$m(\text{KMnO}_4)$

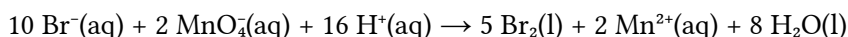
Solución:

- a) As semirreaccións iónicas son:

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

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

Multiplicando a primeira por 5, a segunda por 2 e sumando, obtense a reacción iónica axustada:



- b)

$$m = 0,25 \text{ dm}^3 \cdot \frac{0,10 \text{ mol KBr}}{1 \text{ mol dm}^3} \cdot \frac{1 \text{ mol Br}^-}{1 \text{ mol KBr}} \cdot \frac{2 \text{ mol MnO}_4^-}{10 \text{ Br}^-} \cdot \frac{1 \text{ mol KMnO}_4}{1 \text{ mol MnO}_4^-} \cdot \frac{158 \text{ g KMnO}_4}{1 \text{ mol KMnO}_4} = 0,79 \text{ g KMnO}_4$$

8. a) Axusta a seguinte reacción polo método do ión-electrón:



- b) Calcula os gramos de permanganato de potasio necesarios para obter 200 g de sulfato de manganeso(II), se o rendemento da reacción é do 65,0 %

(P.A.U. Set. 10)

Rta.: a) $2 \text{ KMnO}_4 + 10 \text{ KCl} + 8 \text{ H}_2\text{SO}_4 \rightarrow 2 \text{ MnSO}_4 + 6 \text{ K}_2\text{SO}_4 + 5 \text{ Cl}_2 + 8 \text{ H}_2\text{O}$; b) $m = 322 \text{ g KMnO}_4$

Datos

Masa de sulfato de manganeso(II)

Rendemento

Masa molar: Permanganato de potasio

Sulfato de manganeso(II)

Cifras significativas: 3

$m(\text{MnSO}_4) = 200 \text{ g}$

$r = 65,0 \%$

$M(\text{KMnO}_4) = 158 \text{ g/mol}$

$M(\text{MnSO}_4) = 151 \text{ g/mol}$

Incógnitas

Masa de permanganato de potasio

$m(\text{KMnO}_4)$

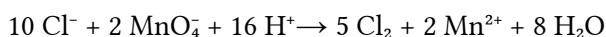
Solución:

- a) As semirreaccións iónicas son:

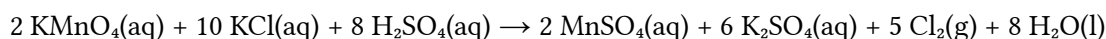
Oxidación: $2 \text{ Cl}^- \rightarrow \text{Cl}_2 + 2 \text{ e}^-$

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

Multiplicando a primeira por 5 e a segunda por 2 e sumando, obtense a reacción iónica axustada:



Sumando 12 K^+ e 8 SO_4^{2-} a cada lado da ecuación e xuntando os ións de signos opostos obtense a reacción global:



b) Se o rendemento fose do 100 %, necesitaríanse,

$$m = 200 \text{ g MnSO}_4 \frac{1 \text{ mol MnSO}_4}{151 \text{ g MnSO}_4} \frac{2 \text{ mol KMnO}_4}{2 \text{ mol MnSO}_4} \frac{158 \text{ g KMnO}_4}{1 \text{ mol KMnO}_4} = 209 \text{ g KMnO}_4$$

Pero ao ser só do 65,0 %, haberá que empregar máis, xa que parte del non se aproveita:

$$m' = 209 \text{ g KMnO}_4 \text{ teóricos} \frac{100 \text{ g necesarios}}{65,0 \text{ g teóricos}} = 322 \text{ g KMnO}_4 \text{ necesarios}$$

9. a) Empregando o método do ión-electrón axusta a ecuación química que corresponde á seguinte reacción redox: $\text{KClO}_3(\text{s}) + \text{SbCl}_3(\text{s}) + \text{HCl}(\text{aq}) \rightarrow \text{SbCl}_5(\text{aq}) + \text{KCl}(\text{s}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l})$
 b) Calcula os gramos de KClO_3 que se necesitan para obter 200 g de SbCl_5 , se o rendemento da reacción é do 50 %.

(P.A.U. Set. 13)

Rta.: a) $\text{KClO}_3 + 3 \text{SbCl}_3 + 6 \text{HCl} \rightarrow 3 \text{SbCl}_5 + \text{KCl} + 3 \text{H}_2\text{O}$; b) $m(\text{KClO}_3) = 54,6 \text{ g}$

Datos

Masa de pentacloruro de antimonio

Rendemento

Masa molar: Pentacloruro de antimonio

Clorato de potasio

Cifras significativas: 3

$$m(\text{SbCl}_5) = 200 \text{ g}$$

$$r = 50,0 \%$$

$$M(\text{SbCl}_5) = 299 \text{ g/mol}$$

$$M(\text{KClO}_3) = 123 \text{ g/mol}$$

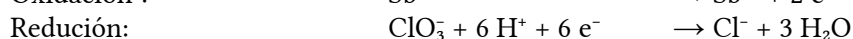
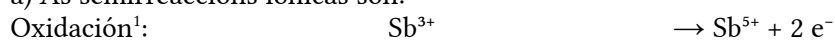
Incógnitas

Masa de clorato de potasio

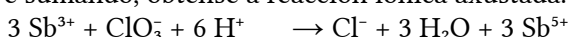
$$m(\text{KClO}_3)$$

Solución:

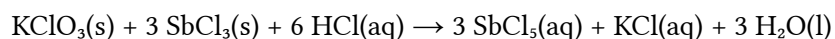
a) As semirreaccións iónicas son:



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



Sumando 15 Cl^- e 1 K^+ a cada lado da ecuación e xuntando os ións de signos opostos obtense a reacción global:



b) Se o rendemento fose do 100 %, necesitaríanse,

$$m = 200 \text{ g SbCl}_5 \frac{1 \text{ mol SbCl}_5}{299 \text{ g SbCl}_5} \frac{1 \text{ mol KClO}_3}{3 \text{ mol SbCl}_5} \frac{123 \text{ g KClO}_3}{1 \text{ mol KClO}_3} = 27,3 \text{ g KClO}_3$$

Pero ao ser só do 50,0 %, haberá que empregar máis, xa que parte del non se aproveita:

$$m' = 27,3 \text{ g KClO}_3 \text{ teóricos} \frac{100 \text{ g necesarios}}{50,0 \text{ g teóricos}} = 54,6 \text{ g KClO}_3 \text{ necesarios}$$

10. Sábese que o ión MnO_4^- oxida o $\text{Fe}(\text{II})$ a $\text{Fe}(\text{III})$ en presenza de H_2SO_4 , mentres se reduce a $\text{Mn}(\text{II})$.

a) Escribe e axusta polo método do ión-electrón a ecuación iónica global, indicando as semirreaccións

1 Esta semirreacción non é real. Non existe o ión Sb^{5+} en disolución acuosa.

correspondentes.

- b) Que volume de disolución de KMnO_4 de concentración $0,02 \text{ mol/dm}^3$ requírese para oxidar 40 cm^3 dunha disolución de concentración $0,1 \text{ mol/dm}^3$ de FeSO_4 en disolución de H_2SO_4 ?

(P.A.U. Xuño 11)

Rta.: a) $5 \text{ Fe}^{2+} + \text{MnO}_4^- + 8 \text{ H}^+ \rightarrow 5 \text{ Fe}^{3+} + \text{Mn}^{2+} + 4 \text{ H}_2\text{O}$; b) $V_d = 40 \text{ cm}^3$

Datos

Concentración de KMnO_4

Volume de disolución de FeSO_4

Concentración de FeSO_4

Cifras significativas: 3

$[\text{KMnO}_4] = 0,0200 \text{ mol/dm}^3$

$V = 40 \text{ cm}^3 = 0,0400 \text{ dm}^3$

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

Incógnitas

Volume de disolución de KMnO_4 necesario para o FeSO_4

V_d

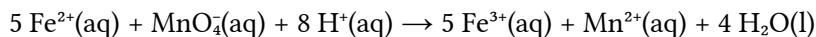
Solución:

a) As semirreaccións iónicas son:

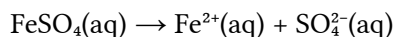
Oxidación: $\text{Fe}^{2+} \rightarrow \text{Fe}^{3+} + 1 \text{ e}^-$

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

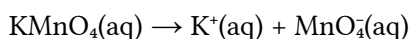
Multiplicando a primeira por 5 e sumando, obtense a reacción iónica axustada.



b)



$$[\text{Fe}^{2+}] = [\text{FeSO}_4]$$



$$[\text{MnO}_4^-] = [\text{KMnO}_4]$$

$$V_d = 0,0400 \text{ dm}^3 D_{\text{Fe}} \frac{0,100 \text{ mol Fe}^{2+}}{1,00 \text{ dm}^3 D_{\text{Fe}}} \frac{1 \text{ mol MnO}_4^-}{5 \text{ mol Fe}^{2+}} \frac{1,00 \text{ dm}^3 D_{\text{Mn}}}{0,0200 \text{ mol MnO}_4^-} = 4,00 \cdot 10^{-2} \text{ dm}^3 = 40,0 \text{ cm}^3 D_{\text{Mn}}$$

11. O ión antimonio(III) pódese valorar en medio ácido oxidándoo a ión antimonio(V) empregando unha disolución de ión bromato que se converte en ión bromuro. Para valorar $25,0 \text{ cm}^3$ dunha disolución de cloruro de antimonio(III) gástanse $30,4 \text{ cm}^3$ dunha disolución de bromato de potasio de concentración $0,102 \text{ mol/dm}^3$:

a) Axusta a ecuación iónica redox, indicando as semirreaccións de oxidación e redución.

b) Cal é a molaridade da disolución de cloruro de antimonio(III)?

(P.A.U. Set. 08)

Rta.: a) $\text{BrO}_3^- + 6 \text{ H}^+ + 3 \text{ Sb}^{3+} \rightarrow 3 \text{ Sb}^{5+} + \text{Br}^- + 3 \text{ H}_2\text{O}$; b) $[\text{SbCl}_3] = 0,372 \text{ mol/dm}^3$

Datos

Volume de disolución de SbCl_3

Volume de disolución de KBrO_3

Concentración da disolución de KBrO_3

Cifras significativas: 3

$V_1 = 25,0 \text{ cm}^3 = 25,0 \cdot 10^{-3} \text{ dm}^3$

$V_2 = 30,4 \text{ cm}^3 = 30,4 \cdot 10^{-3} \text{ dm}^3$

$[\text{KBrO}_3] = 0,102 \text{ mol/dm}^3$

Incógnitas

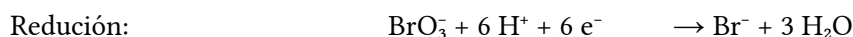
Concentración da disolución de SbCl_3

$[\text{SbCl}_3]$

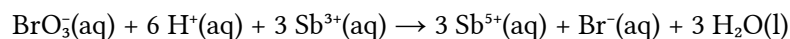
Solución:

a) As semirreaccións iónicas son:

Oxidación: $\text{Sb}^{3+} \rightarrow \text{Sb}^{5+} + 2 \text{ e}^-$



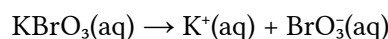
Multiplicando a primeira por 3 e sumando, obtense a reacción iónica axustada.



b) A cantidade de bromato de potasio consumida na valoración é:

$$n(\text{KBrO}_3) = 30,4 \cdot 10^{-3} \text{ dm}^3 \text{ D KBrO}_3 \frac{0,102 \text{ mol KBrO}_3}{1 \text{ dm}^3 \text{ D KBrO}_3} = 3,10 \cdot 10^{-3} \text{ mol KBrO}_3$$

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



polo que a cantidade do ión bromato é a mesma que a do bromato de potasio.

$$n(\text{BrO}_3^-) = n(\text{KBrO}_3) = 3,10 \cdot 10^{-3} \text{ mol BrO}_3^-$$

A cantidade de ión antimonio(III) consumida na valoración é:

$$n(\text{Sb}^{3+}) = 3,10 \cdot 10^{-3} \text{ mol BrO}_3^- \frac{3 \text{ mol Sb}^{3+}}{1 \text{ mol BrO}_3^-} = 9,30 \cdot 10^{-3} \text{ mol Sb}^{3+}$$

Supoñendo que o cloruro de antimonio(III) está totalmente dissociado, todo o ión antimonio(III) procede del, e a cantidade de cloruro de antimonio presente nos 25,0 cm³ de disolución é:

$$n(\text{SbCl}_3) = n(\text{Sb}^{3+}) = 9,30 \cdot 10^{-3} \text{ mol SbCl}_3$$

A concentración da disolución é:

$$[\text{SbCl}_3] = \frac{9,30 \cdot 10^{-3} \text{ mol SbCl}_3}{25,0 \cdot 10^{-3} \text{ dm}^3 \text{ D SbCl}_3} = 0,372 \text{ mol SbCl}_3/\text{dm}^3 \text{ D}$$

12. O K₂Cr₂O₇ oxida ao ioduro de sodio no medio ácido sulfúrico formándose, entre outros, sulfato de sodio, sulfato de potasio, sulfato de cromo (III) e I₂.

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

b) Se temos 120 cm³ de disolución de ioduro de sodio e necesítanse para o seu oxidación 100 cm³ de disolución de dicromato de potasio de concentración 0,2 mol/dm³, cal é a concentración da disolución de ioduro de sodio?

(P.A.U. Xuño 16)

Rta.: a) $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 14 \text{H}^+ + 6 \text{I}^- \rightarrow 2 \text{Cr}^{3+} + 7 \text{H}_2\text{O} + 3 \text{I}_2$; b) $[\text{NaI}] = 1,00 \text{ mol/dm}^3$

Datos

Volume de disolución de ioduro de sodio

Volume de disolución de dicromato de potasio

Concentración da disolución de dicromato de potasio

Incógnitas

Concentración da disolución de ioduro de sodio

Outros símbolos

Cantidade de substancia (número de moles)

Cifras significativas: 3

$$V_1 = 120 \text{ cm}^3 = 0,120 \text{ dm}^3$$

$$V_2 = 100 \text{ cm}^3 = 0,100 \text{ dm}^3$$

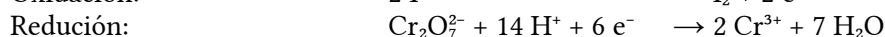
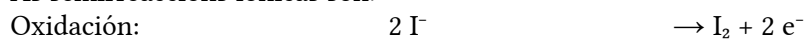
$$[\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7] = 0,200 \text{ mol/dm}^3$$

$$[\text{NaI}]$$

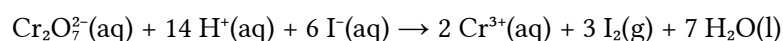
$$n$$

Solución:

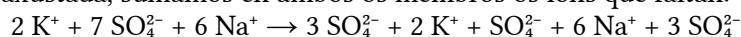
As semirreaccións iónicas son:



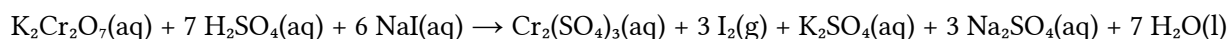
Multiplicando a primeira semirreacción por 3 e sumando obtense a reacción iónica axustada:



Para chegar á ecuación global axustada, sumamos en ambos os membros os ións que faltan:



Queda:



A cantidade de dicromato de potasio que hai en 100 cm³ de disolución de concentración 0,200 mol/dm³ é:

$$n(\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7) = 0,100 \text{ dm}^3 \cdot \frac{0,200 \text{ mol K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7}{1 \text{ dm}^3 \text{ D}} = 0,0200 \text{ mol K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$$

Cada mol de dicromato de potasio reacciona con seis moles de ioduro de sodio.

$$n(\text{NaI}) = 0,0200 \text{ mol K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 \cdot \frac{6 \text{ mol NaI}}{1 \text{ mol K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7} = 0,120 \text{ mol NaI}$$

Esta cantidade está disolta en 120 cm³ de disolución. A concentración é:

$$[\text{NaI}] = \frac{0,120 \text{ mol NaI}}{0,120 \text{ dm}^3 \text{ D}} = 1,00 \text{ mol NaI/dm}^3 \text{ D}$$

13. Dada a seguinte reacción: $\text{Cu}(\text{s}) + \text{HNO}_3(\text{aq}) \rightarrow \text{Cu}(\text{NO}_3)_2(\text{aq}) + \text{NO}(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l})$

a) Escribe e axusta polo método do ión-electrón a ecuación molecular, indicando as semirreaccións correspondentes.

b) Calcula o volume de NO medido en condicións normais que se desprenderá por cada 100 g de cobre que reaccionan se o rendemento do proceso é do 80%.

Dato: $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1} = 8,31 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$

(P.A.U. Xuño 15)

Rta.: a) $8 \text{HNO}_3 + 3 \text{Cu} \rightarrow 3 \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + 2 \text{NO} + 4 \text{H}_2\text{O}$; b) $V = 18,8 \text{ dm}^3 \text{ NO}$

Datos

Cifras significativas: 3

Masa de cobre

$$m = 100 \text{ g Cu}$$

Rendemento da reacción

$$r = 80,0 \%$$

Gas: Temperatura

$$T = 0 \text{ }^\circ\text{C} = 273 \text{ K}$$

Presión

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

Constante dos gases ideais

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

Masa molar: Cobre

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

Incógnitas

Volume de NO que se forma nas condicións indicadas

$$V$$

Outros símbolos

Cantidade de substancia (número de moles)

$$n$$

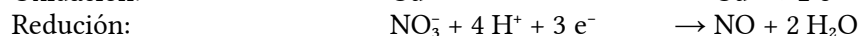
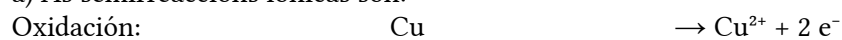
Ecuacións

De estado dos gases ideais

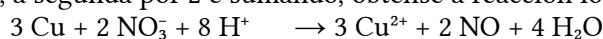
$$p \cdot V = n \cdot R \cdot T$$

Solución:

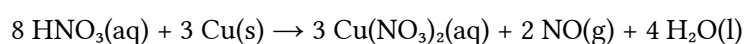
a) As semirreaccións iónicas son:



Multiplicando a primeira por 3, a segunda por 2 e sumando, obtense a reacción iónica axustada.



Sumando 6 NO₃⁻ a cada lado da ecuación e xuntando os ións de signos opostos obtense a reacción global:



b)

$$n(\text{NO}) = 100 \text{ g Cu} \cdot \frac{1 \text{ mol Cu}}{63,5 \text{ g Cu}} \cdot \frac{2 \text{ mol NO}}{3 \text{ mol Cu}} = 1,05 \text{ mol NO}_2 \text{ esperados}$$

Como o rendemento é do 80 %, obtéñense realmente

$$n = 80,0 \% \cdot 1,05 \text{ mol} = 0,840 \text{ mol NO}$$

$$V = \frac{n \cdot R \cdot T}{p} = \frac{0,840 \text{ mol NO}_2 \cdot 0,0820 \text{ atm} \cdot \text{dm}^3 \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot 273 \text{ K}}{1,00 \text{ atm}} = 18,8 \text{ dm}^3 \text{ NO}_2$$

14. O ácido nítrico concentrado reacciona co cobre para formar nitrato de cobre(II), dióxido de nitróxeno e auga.

a) Escribe a reacción axustada.

b) Cantos cm^3 de HNO_3 do 95 % de pureza e densidade $1,5 \text{ g/cm}^3$ necesítanse para que reaccionen totalmente 3,4 gramos de cobre?

c) Que volume de NO se formará, medido a 29°C de temperatura e 748 mmHg de presión?

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

(P.A.U. Set. 04)

Rta.: a) $4 \text{ HNO}_3 + \text{Cu} \rightarrow \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + 2 \text{ NO}_2 + 2 \text{ H}_2\text{O}$; b) $V_d = 9,5 \text{ cm}^3$ D; c) $V = 2,7 \text{ dm}^3 \text{ NO}_2$

Datos

HNO_3 : Riqueza

Densidade

Masa de cobre

Gas: Temperatura

Presión

Constante dos gases ideais

Masa molar: Cobre

Ácido nítrico

Cifras significativas: 2

$r = 95 \%$

$\rho = 1,5 \text{ g/cm}^3$

$m = 3,4 \text{ g Cu}$

$T = 29^\circ \text{C} = 302 \text{ K}$

$p = 748 \text{ mmHg} = 0,984 \text{ atm}$

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

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

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

Incógnitas

Volume de disolución de HNO_3 necesario para reaccionar co Cu

V_d

Volume de NO_2 que se forma nas condicións indicadas

V

Outros símbolos

Cantidade de substancia (número de moles)

n

Ecuacións

De estado dos gases ideais

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

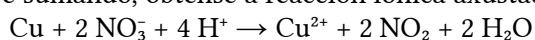
Solución:

a) As semirreaccións iónicas son:

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

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

Multiplicando a segunda por 2 e sumando, obtense a reacción iónica axustada.



Sumando 2 NO_3^- a cada lado da ecuación e xuntando os ións de signos opostos obtense a reacción global:



b)

$$V_d = 3,4 \text{ g Cu} \frac{1,0 \text{ mol Cu}}{64 \text{ g Cu}} \frac{4 \text{ mol HNO}_3}{1 \text{ mol Cu}} \frac{63 \text{ g HNO}_3}{1 \text{ mol HNO}_3} \frac{100 \text{ g D HNO}_3}{95 \text{ g HNO}_3} \frac{1,0 \text{ cm}^3 \text{ D HNO}_3}{1,5 \text{ g D HNO}_3} = 9,5 \text{ cm}^3 \text{ D HNO}_3$$

c)

$$n(\text{NO}_2) = 3,4 \text{ g Cu} \frac{1 \text{ mol Cu}}{64 \text{ g Cu}} \frac{2 \text{ mol NO}_2}{1 \text{ mol Cu}} = 0,11 \text{ mol NO}_2$$

$$V = \frac{n \cdot R \cdot T}{p} = \frac{0,11 \text{ mol NO}_2 \cdot 0,082 \text{ atm} \cdot \text{dm}^3 \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot 302 \text{ K}}{0,984 \text{ atm}} = 2,7 \text{ dm}^3 \text{ NO}_2$$

15. A reacción de ácido clorhídrico con dióxido de manganeso xera cloruro de manganeso(II), cloro e auga.

a) Escribe a reacción molecular redox axustada.

b) Que volume de cloro, medido a 0,92 atm e 30 °C, obtense ao reaccionar 150 cm³ de ácido clorhídrico do 35 % e densidade 1,17 g/cm³, coa cantidade necesaria de dióxido de manganeso?

(P.A.U. Xuño 05)

Rta.: a) $4 \text{ HCl} + \text{MnO}_2 \rightarrow \text{MnCl}_2 + \text{Cl}_2 + 2 \text{ H}_2\text{O}$; b) $V = 11,4 \text{ dm}^3 \text{ Cl}_2$

Datos

Cifras significativas: 3

D(HCl): Riqueza

$r = 35,0 \%$

Densidade

$\rho = 1,17 \text{ g/cm}^3$

Volume

$V_d = 150 \text{ cm}^3$

Cl₂(gas): Temperatura

$T = 30 \text{ °C} = 303 \text{ K}$

Presión

$p = 0,920 \text{ atm}$

Constante dos gases ideais

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

Masa molar: HCl

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

Incógnitas

Volume de Cl₂ que se forma nas condicións indicadas

V

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) As semirreaccións iónicas son:

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

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

Reacción iónica axustada $2 \text{ Cl}^- + \text{MnO}_2 + 4 \text{ H}^+ \rightarrow \text{Cl}_2 + \text{Mn}^{2+} + 2 \text{ H}_2\text{O}$

Sumando 2 Cl⁻ a cada lado da ecuación e xuntando os ións de signos opostos obtense a reacción global:



b) A cantidade de ácido clorhídrico que se consome é:

$$n(\text{HCl}) = 150 \text{ cm}^3 \text{ D} \frac{1,17 \text{ g D}}{1 \text{ cm}^3 \text{ D}} \frac{35,0 \text{ g HCl}}{100 \text{ g D}} \frac{1 \text{ mol HCl}}{36,5 \text{ g HCl}} = 1,68 \text{ mol HCl}$$

que produce de cloro

$$n(\text{Cl}_2) = 1,68 \text{ mol HCl} \cdot \frac{1 \text{ mol Cl}_2}{4 \text{ mol HCl}} = 0,421 \text{ mol Cl}_2$$

Supoñendo comportamento ideal para o cloro

$$V(\text{Cl}_2) = \frac{n \cdot R \cdot T}{p} = \frac{0,421 \text{ mol Cl}_2 \cdot 0,0820 \text{ atm} \cdot \text{dm}^3 \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot 303 \text{ K}}{0,920 \text{ atm}} = 11,4 \text{ dm}^3 \text{ Cl}_2$$

16. 100 cm³ dunha disolución acuosa de cloruro de ferro(II) fanse reaccionar, no medio ácido, cunha disolución de concentración 0,35 mol/dm³ de K₂Cr₂O₇ sendo necesarios 64,4 cm³ desta última para completar a oxidación. Na reacción o ferro(II) oxídase a ferro(III) e o ión Cr₂O₇²⁻ redúcese a cromo(III).

- a) Axusta a ecuación iónica da reacción polo método do ión-electrón.
b) Calcula a concentración molar da disolución de cloruro de ferro(II).

(P.A.U. Xuño 13)

Rta.: a) $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 14 \text{ H}^+ + 6 \text{ Fe}^{2+} \rightarrow 2 \text{ Cr}^{3+} + 7 \text{ H}_2\text{O} + 6 \text{ Fe}^{3+}$; b) $[\text{FeCl}_2] = 1,35 \text{ mol/dm}^3$

Datos

Volume de disolución de cloruro de ferro(II)

Concentración da disolución de dicromato de potasio

Volume de disolución de dicromato de potasio

Cifras significativas: 3

$$V_i = 100 \text{ cm}^3$$

$$[\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7] = 0,350 \text{ mol/dm}^3$$

$$V_o = 64,4 \text{ cm}^3$$

Incógnitas

Concentración molar da disolución de cloruro de ferro(II)

$$[\text{FeCl}_2]$$

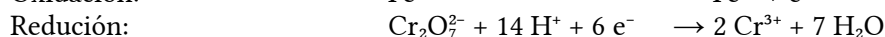
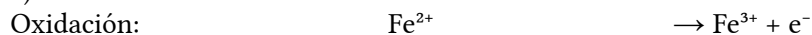
Outros símbolos

Cantidade de substancia (número de moles)

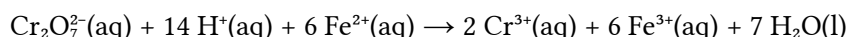
$$n$$

Solución:

a) As semirreaccións iónicas son:



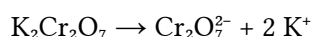
Multiplicando a primeira semirreacción por 6 e sumando obtense a reacción iónica axustada:



b) A cantidade de dicromato de potasio que hai en 64,4 cm³ de disolución de concentración 0,350 mol/dm³ é:

$$n(\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7) = 64,4 \text{ cm}^3 \cdot \frac{1 \text{ dm}^3}{10^3 \text{ cm}^3} \cdot \frac{0,350 \text{ mol K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7}{1 \text{ dm}^3} = 0,0225 \text{ mol K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$$

A concentración de ións dicromato é a mesma:

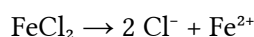


$$[\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}] = [\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7]$$

Da estequiometría da reacción, a cantidade de ión ferro(II) que se necesitará é:

$$n(\text{Fe}^{2+}) = 0,0225 \text{ mol Cr}_2\text{O}_7^{2-} \cdot \frac{6 \text{ mol Fe}^{2+}}{1 \text{ mol Cr}_2\text{O}_7^{2-}} = 0,135 \text{ mol Fe}^{2+}$$

A cantidade de cloruro de ferro(II) é a mesma:



$$n(\text{FeCl}_2) = n(\text{Fe}^{2+})$$

que, ao estar disoltos en 100 cm³ dan unha concentración de:

$$[\text{Fe}_2\text{Cl}] = \frac{0,135 \text{ mol Fe}_2\text{Cl}}{0,100 \text{ dm}^3 \text{ D}} = 1,35 \text{ mol Fe}_2\text{Cl}/\text{dm}^3 \text{ D}$$

17. O ferro(II) pode ser oxidado por unha disolución ácida de dicromato de potasio de acordo coa seguinte ecuación iónica: $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + \text{Fe}^{2+} + \text{H}^+ \rightarrow \text{Cr}^{3+} + \text{Fe}^{3+}$

- a) Axusta a reacción iónica que ten lugar polo método do ión-electrón.
 b) Se se utilizan 26,0 cm³ dunha disolución de dicromato de potasio de concentración 0,0250 mol/dm³ para valorar 25,0 cm³ dunha disolución que contén Fe²⁺, cal é a concentración da disolución de Fe²⁺?

(P.A.U. Set. 14)

Rta.: a) $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 14 \text{H}^+ + 6 \text{Fe}^{2+} \rightarrow 2 \text{Cr}^{3+} + 7 \text{H}_2\text{O} + 6 \text{Fe}^{3+}$; b) $[\text{Fe}^{2+}] = 0,156 \text{ mol/dm}^3$

Datos

Volume de disolución de dicromato de potasio

Cifras significativas: 3

$$V_o = 26,0 \text{ cm}^3$$

Concentración da disolución de dicromato de potasio

$$[\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7] = 0,0250 \text{ mol/dm}^3$$

Volume de disolución que contén ión ferro(II)

$$V_r = 25,0 \text{ cm}^3$$

Incógnitas

Concentración molar da disolución que contén ión ferro(II)

$$[\text{FeCl}_2]$$

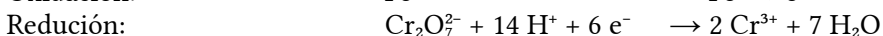
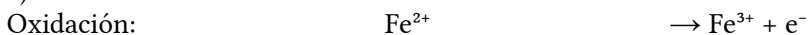
Outros símbolos

Cantidade de substancia (número de moles)

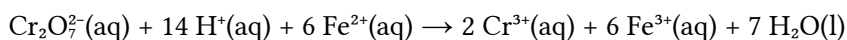
$$n$$

Solución:

a) As semirreaccións iónicas son:



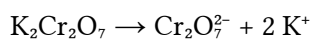
Multiplicando a primeira semirreacción por 6 e sumando obtense a reacción iónica axustada:



b) A cantidade de dicromato de potasio que hai en 26,0 cm³ de disolución de concentración 0,0250 mol/dm³ é:

$$n(\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7) = 26,0 \text{ cm}^3 \text{ D } \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 \cdot \frac{1 \text{ dm}^3}{10^3 \text{ cm}^3} \cdot \frac{0,0250 \text{ mol K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7}{1 \text{ dm}^3 \text{ D}} = 6,50 \cdot 10^{-4} \text{ mol K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$$

A concentración de ións dicromato é a mesma:



$$[\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}] = [\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7]$$

Da estequiometría da reacción, a cantidade de ión ferro(II) que se necesitará é:

$$n(\text{Fe}^{2+}) = 6,50 \cdot 10^{-4} \text{ mol Cr}_2\text{O}_7^{2-} \cdot \frac{6 \text{ mol Fe}^{2+}}{1 \text{ mol Cr}_2\text{O}_7^{2-}} = 3,90 \cdot 10^{-3} \text{ mol Fe}^{2+}$$

que, ao estar disoltos en 25,0 cm³ dan unha concentración de:

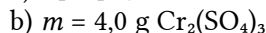
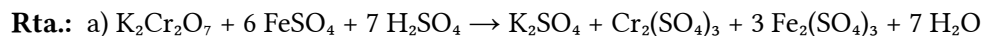
$$[\text{Fe}^{2+}] = \frac{3,90 \cdot 10^{-3} \text{ mol Fe}^{2+}}{0,025 \text{ dm}^3 \text{ D}} = 0,156 \text{ mol Fe}^{2+}/\text{dm}^3 \text{ D}$$

18. 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 %?

(P.A.U. Xuño 08)



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

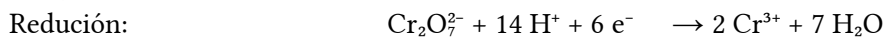
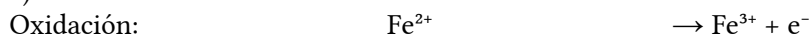
Outros símbolos

Cantidade de substancia (número de moles)

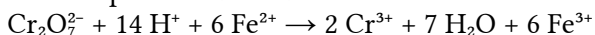
n

Solución:

a) As semirreaccións iónicas son:



Multiplicando a primeira semirreacción por 6 e sumando obtense a reacción iónica axustada:



Sumando 2K^+ e 7SO_4^{2-} a cada lado da ecuación e xuntando os ións de signos opostos obtense a reacción global:



b) A cantidade de dicromato de potasio que hai en 5,00 g é:

$$n(\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7) = 5,00 \text{ g K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 \frac{1 \text{ mol K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7}{294 \text{ g K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7} = 0,0170 \text{ mol K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$$

Cada mol de dicromato de potasio 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:

$$n(\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3) = 0,0170 \text{ mol K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 \frac{1 \text{ mol Cr}_2(\text{SO}_4)_3}{1 \text{ mol K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7} \frac{60,0 \text{ mol obtenidos}}{100 \text{ mol esperados}} = 0,0102 \text{ mol Cr}_2(\text{SO}_4)_3 \text{ obt.}$$

A masa obtida é:

$$m(\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3) = 0,0102 \text{ mol Cr}_2(\text{SO}_4)_3 \frac{392 \text{ g Cr}_2(\text{SO}_4)_3}{1 \text{ mol Cr}_2(\text{SO}_4)_3} = 4,00 \text{ g Cr}_2(\text{SO}_4)_3$$

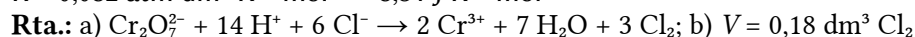
19. O dicromato de potasio, $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, no medio ácido, oxida os ións cloruro ata cloro, reducíndose a un sal de cromo(III).

a) Escribe e axusta polo método do ión-electrón a ecuación iónica correspondente.

b) Que volume de cloro, medido a 25°C e $1,2 \text{ atm}$ ($121,6 \text{ kPa}$), pódese obter se 100 cm^3 de disolución de $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ de concentración $0,03 \text{ mol/dm}^3$ reaccionan cun exceso de cloruro de potasio no medio ácido?

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

(P.A.U. Xuño 10)



Datos

Volume de disolución de dicromato de potasio

Concentración da disolución de dicromato de potasio

Cl₂(gas): Temperatura

Presión

Constante dos gases ideais

Cifras significativas: 3

$$V_d = 100 \text{ cm}^3 = 0,100 \text{ dm}^3$$

$$[\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7] = 0,0300 \text{ mol/dm}^3$$

$$T = 25 \text{ }^\circ\text{C} = 298 \text{ K}$$

$$p = 121,6 \text{ kPa} = 1,216 \cdot 10^5 \text{ Pa}$$

$$R = 8,31 \text{ J}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$$

Incógnitas

Volume de cloro obtido

V

Outros símbolos

Cantidade de substancia (número de moles)

n

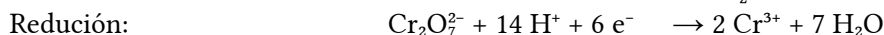
Ecuacións

De estado dos gases ideais

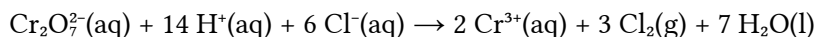
$$p \cdot V = n \cdot R \cdot T$$

Solución:

As semirreaccións iónicas son:

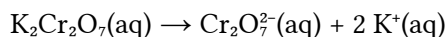


Multiplicando a primeira semirreacción por 3 e sumando obtense a reacción iónica axustada:

A cantidade de dicromato de potasio que hai en 100 cm³ de disolución de concentración 0,0300 mol/dm³ é:

$$n(\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7) = 0,100 \text{ dm}^3 \cdot \frac{0,0300 \text{ mol K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7}{1 \text{ dm}^3} = 0,00300 \text{ mol K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$$

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



e producirá tres moles de cloro. Pódense obter:

$$n(\text{Cl}_2) = 0,00300 \text{ mol K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 \cdot \frac{1 \text{ mol Cr}_2\text{O}_7^{2-}}{1 \text{ mol K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7} \cdot \frac{3 \text{ mol Cl}_2}{1 \text{ mol Cr}_2\text{O}_7^{2-}} = 0,00900 \text{ mol Cl}_2$$

Supoñendo comportamento ideal para o cloro

$$V(\text{Cl}_2) = \frac{nRT}{p} = \frac{0,00900 \text{ mol} \cdot 8,31 \text{ J}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1} \cdot 298 \text{ K}}{1,216 \cdot 10^5 \text{ Pa}} = 1,83 \cdot 10^{-4} \text{ m}^3 = 183 \text{ cm}^3 \text{ Cl}_2$$

20. O cloro gas obtense pola oxidación do HCl co HNO₃ producíndose ademais NO₂ e H₂O.

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

b) Calcula o volume de cloro obtido, a 25 °C e 1 atm (101,3 kPa), cando reaccionan 500 cm³ dunha disolución acuosa de concentración 2 mol/dm³ de HCl con HNO₃ en exceso, se o rendemento da reacción é do 80 %.Dato: $R = 0,082 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1} = 8,31 \text{ J}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1}$

(P.A.U. Set. 15)

Rta.: a) $2 \text{ HCl} + 2 \text{ HNO}_3 \rightarrow \text{Cl}_2 + 2 \text{ NO}_2 + 2 \text{ H}_2\text{O}$; b) $V(\text{Cl}_2) = 9,79 \text{ dm}^3$ **Datos**

Disolución de ácido clorhídrico:

Volume

Concentración

Cifras significativas: 3

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

$$[\text{HCl}] = 2,00 \text{ mol/dm}^3$$

Datos

Gas cloro: Temperatura

Presión

Constante dos gases ideais

Rendemento da reacción

Incógnitas

Volume de cloro a 25 °C e 1 atm

Ecuacións

De estado dos gases ideais

Cifras significativas: 3

$$T = 25\text{ °C} = 298\text{ K}$$

$$p = 101,3\text{ kPa} = 1,013 \cdot 10^5\text{ Pa}$$

$$R = 8,31\text{ J} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$$

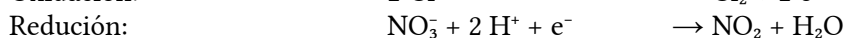
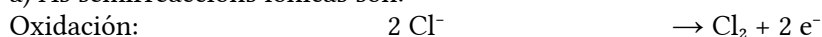
$$r = 80,0\%$$

$$V$$

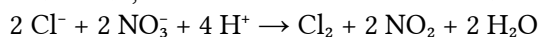
$$p \cdot V = n \cdot R \cdot T$$

Solución:

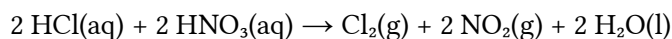
a) As semirreaccións iónicas son:



Multiplicando a segunda por 2 e sumando, obtense a reacción iónica axustada.



Xuntando os ións de signos opostos obtense a reacción global:

b) A cantidade de ácido clorhídrico que hai en 500 cm³ de disolución é:

$$n(\text{HCl}) = 500\text{ cm}^3 \text{ D HCl} \frac{1\text{ dm}^3}{10^3\text{ cm}^3} \frac{2,00\text{ mol HCl}}{1\text{ dm}^3 \text{ D}} = 1,00\text{ mol HCl}$$

A cantidade de gas cloro que se obtén na reacción é

$$n(\text{Cl}_2) = 1,00\text{ mol HCl} \frac{1\text{ mol Cl}_2}{2\text{ mol HCl}} = 0,500\text{ mol Cl}_2$$

Supoñendo comportamento ideal, ocuparán un volume de:

$$V = \frac{n \cdot R \cdot T}{p} = \frac{0,500\text{ mol Cl}_2 \cdot 8,31\text{ J} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot 298\text{ K}}{1,013 \cdot 10^5\text{ Pa}} = 12,2 \cdot 10^{-3}\text{ m}^3 = 12,2\text{ dm}^3 \text{ Cl}_2$$

Como o rendemento é do 80 %, obteríanse

$$V = 80,0\% \cdot 12,2\text{ dm}^3 = 9,79\text{ dm}^3 \text{ Cl}_2$$

21. O cinabrio é un mineral que contén sulfuro de mercurio(II). Unha mostra de cinabrio faise reaccionar cunha disolución de ácido nítrico concentrado, de maneira que o sulfuro de mercurio(II) presente no mineral reacciona co ácido formando monóxido de nitróxeno, sulfato de mercurio(II) e auga.

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

b) Calcula o volume de ácido nítrico de concentración 12,0 mol/dm³ que reaccionará co sulfuro de mercurio(II) presente en 10,0 g de cinabrio que contén un 92,5 % en peso de sulfuro de mercurio(II).

(P.A.U. Xuño 09)

Rta.: a) $3\text{ HgS} + 8\text{ HNO}_3 \rightarrow 8\text{ NO} + 3\text{ HgSO}_4 + 4\text{ H}_2\text{O}$ b) $V_d = 8,84\text{ cm}^3 \text{ D HNO}_3$ 12,0 mol/dm³**Datos**

Masa de cinabrio

Contido de HgS no cinabrio

Concentración da disolución de ácido nítrico

Masa molar: HgS

Cifras significativas: 3

$$m = 10,0\text{ g}$$

$$r = 92,5\%$$

$$[\text{HNO}_3] = 12,0\text{ mol/dm}^3$$

$$M(\text{HgS}) = 233\text{ g/mol}$$

Incógnitas

Volume de disolución de ácido nítrico V

Outros símbolos

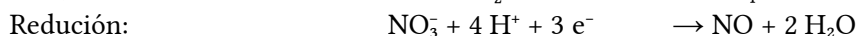
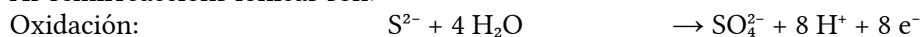
Cantidade de substancia (número de moles) n

Solución:

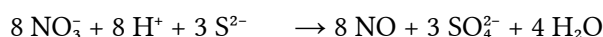
a) A reacción é



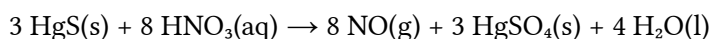
As semirreaccións iónicas son:



Multiplicando a primeira semirreacción por 3, a segunda por 8 e sumando obtense a reacción iónica axustada



Xuntando os ións de signos opostos obtense a reacción global:



b) A cantidade de HgS que hai en 10,0 g de cinabrio é:

$$n(\text{HgS}) = 10,0 \text{ g cinabrio} \cdot \frac{92,5 \text{ g HgS}}{100 \text{ g cinabrio}} \cdot \frac{1 \text{ mol HgS}}{233 \text{ g HgS}} = 0,0398 \text{ mol HgS}$$

que necesitará un volume de ácido nítrico de concentración 12,0 mol/dm³ igual a:

$$V_D(\text{HNO}_3) = 0,0398 \text{ mol HgS} \cdot \frac{8 \text{ mol HNO}_3}{3 \text{ mol HgS}} \cdot \frac{1000 \text{ cm}^3 \text{ D HNO}_3}{12,0 \text{ mol HNO}_3} = 8,84 \text{ cm}^3 \text{ D HNO}_3$$

22. O estaño metálico reacciona co ácido nítrico concentrado e forma óxido de estaño(IV), dióxido de nitróxeno e auga.

a) Axusta a reacción que ten lugar polo método do ión-electrón.

b) Calcula o volume dunha disolución de ácido nítrico do 16,0 % en masa e densidade 1,09 g/cm³ que reaccionará con 2,00 g de estaño.

(P.A.U. Xuño 12)

Rta.: a) $4 \text{HNO}_3 + \text{Sn} \rightarrow 4 \text{NO}_2 + \text{SnO}_2 + 2 \text{H}_2\text{O}$ b) $V = 24,3 \text{ cm}^3 \text{ D HNO}_3$

Datos

D(HCl) : Riqueza
 Densidade

Masa de estaño

Masa atómica do estaño

Cifras significativas: 3

$$r = 16,0 \%$$

$$\rho = 1,09 \text{ g/cm}^3$$

$$m = 2,00 \text{ g}$$

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

Incógnitas

Volume de disolución de ácido nítrico V

Outros símbolos

Cantidade de substancia (número de moles) n

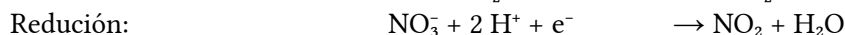
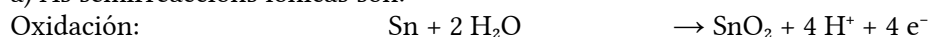
Ecuacións

Densidade

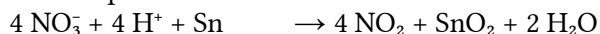
$$\rho = \frac{m}{V}$$

Solución:

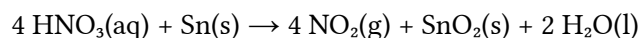
a) As semirreaccións iónicas son:



Multiplicando a segunda semirreacción por 4 e sumando obtense a reacción iónica axustada:



Xuntando os ións de signos opostos obtense a reacción global:



b) A cantidade de estaño que reacciona é:

$$n(\text{Sn}) = 2,00 \text{ g Sn} \frac{1 \text{ mol Sn}}{119 \text{ g Sn}} = 0,0168 \text{ mol Sn}$$

que necesitará de ácido nítrico

$$n(\text{HNO}_3) = 0,0168 \text{ mol Sn} \frac{4 \text{ mol HNO}_3}{1 \text{ mol Sn}} = 0,0674 \text{ mol HNO}_3$$

que corresponde a unha masa de ácido nítrico puro de:

$$m(\text{HNO}_3) = 0,0674 \text{ mol HNO}_3 \frac{63,0 \text{ g HNO}_3}{1 \text{ mol HNO}_3} = 4,25 \text{ g HNO}_3$$

A masa de disolución de ácido nítrico ao 16,0 % que contén eses 4,25 g de HNO₃ é:

$$m(\text{D}) = 4,25 \text{ g HNO}_3 \frac{100 \text{ g D}}{16,0 \text{ g HNO}_3} = 26,5 \text{ g D}$$

que ocupan un volume de:

$$V(\text{D}) = \frac{m}{\rho} = \frac{26,5 \text{ g D}}{1,09 \text{ g/cm}^3} = 24,3 \text{ cm}^3 \text{ D}$$

23. No medio ácido sulfúrico, H₂SO₄, o aluminio reacciona cunha disolución acuosa de dicromato de potasio K₂Cr₂O₇, formándose óxido de aluminio, Al₂O₃ e Cr³⁺(aq) entre outros produtos.

a) Axusta a ecuación iónica polo método do ión-electrón.

b) Calcula o volume de disolución acuosa de dicromato de potasio de densidade 1,124 g/cm³ e do 15 % en masa que se necesita para oxidar 0,50 kg de aluminio.

(P.A.U. Set. 16)

Rta.: a) $(\text{Cr}_2\text{O}_7)^{2-} + 2 \text{Al} + 8 \text{H}^+ \rightarrow 2 \text{Cr}^{3+} + \text{Al}_2\text{O}_3 + 4 \text{H}_2\text{O}$; b) $V = 16,2 \text{ dm}^3 \text{ D}$

Datos

Riqueza da disolución de dicromato de potasio

Densidade da disolución de dicromato de potasio

Masa de aluminio

Masa molar: Aluminio

Dicromato de potasio

Cifras significativas: 3

$$r = 15,0 \% = 0,150$$

$$\rho = 1,124 \text{ g/cm}^3$$

$$m = 0,500 \text{ kg} = 500 \text{ g}$$

$$M(\text{Al}) = 27,0 \text{ g/mol}$$

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

Incógnitas

Volume de disolución de dicromato de potasio

V

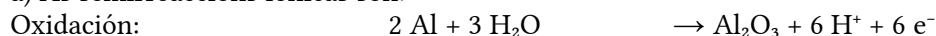
Outros símbolos

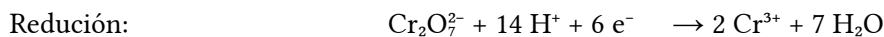
Cantidade de substancia (número de moles)

n

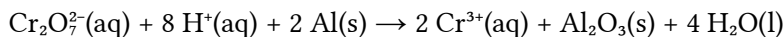
Solución:

a) As semirreaccións iónicas son:





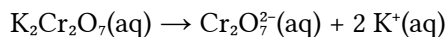
Sumando obtense a reacción iónica axustada:



b) A cantidade de aluminio que hai en 500 g é:

$$n = 500 \text{ g Al} \cdot 1 \text{ mol} / 27,0 \text{ g Al} = 18,5 \text{ mol Al}$$

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



A masa de dicromato de potasio que se necesita é

$$m(\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7) = 18,5 \text{ mol Al} \frac{1 \text{ mol Cr}_2\text{O}_7^{2-}}{2 \text{ mol Al}} \frac{1 \text{ mol K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7}{1 \text{ mol Cr}_2\text{O}_7^{2-}} \frac{294 \text{ g K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7}{1 \text{ mol K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7} = 2,73 \cdot 10^3 \text{ g K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$$

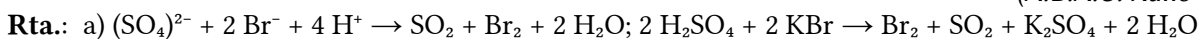
Esa masa estará contida en

$$V = 3,73 \cdot 10^3 \text{ g K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 \frac{100 \text{ g D}}{15,0 \text{ g K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7} \frac{1 \text{ cm}^3 \text{ D}}{1,124 \text{ g D}} = 1,62 \cdot 10^4 \text{ cm}^3 \text{ D} = 16,2 \text{ dm}^3 \text{ D}$$

24. 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 g/cm³) que se obterá ao tratar 90,1 g de bromuro de potasio con cantidade suficiente de ácido sulfúrico.

(A.B.A.U. Xuño 17)



b) $V = 20,7 \text{ cm}^3$

Datos

Masa de bromuro de potasio

Densidade do bromo líquido

Masa molar do bromuro de potasio

Cifras significativas: 3

$$m(\text{KBr}) = 90,1 \text{ g}$$

$$\rho = 2,92 \text{ g/cm}^3$$

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

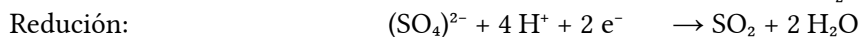
Incógnitas

Volume de bromo líquido que se obtén.

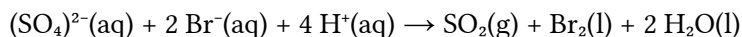
$$V(\text{Br}_2)$$

Solución:

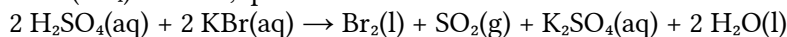
a) As semirreaccións iónicas son:



Sumando, obtense a reacción iónica axustada:



Sumando a cada membro: $(\text{SO}_4)^{2-} + 2 \text{K}^+$, queda



b)

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

● Electrólise

1. 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.

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

(A.B.A.U. Set. 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

$n(\text{I}_2)$

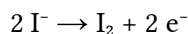
Ecuacións

Intensidade de corrente eléctrica

$I = Q / t$

Solución:

A reacción no ánodo é:



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

$$n(\text{e}) = 4,5 \cdot 10^4 \text{ C} \cdot 1 \text{ mol e}^- / 96\,500 \text{ C} = 0,47 \text{ mol e}$$

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

2. 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. Xuño 17)

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

Datos

Intensidade de corrente eléctrica

Cifras significativas: 2

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

Tempo

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

Faraday (1 mol de electróns)

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

Masa atómica do estaño

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

Incógnitas

Masa de estaño depositada

$m(\text{Sn})$

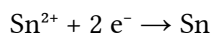
Outros símbolos

Cantidade de sustancia (número de moles)

n

Solución:

A reacción no cátodo é:



$$n(\text{e}) = 2,0 \text{ A} \cdot 2,5 \text{ h} \cdot 3,6 \cdot 10^3 \text{ s} \cdot \frac{1 \text{ mol e}}{9,65 \cdot 10^4 \text{ C}} = 0,19 \text{ mol e}$$

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

3. a) Faise pasar unha corrente eléctrica de 1,5 A a través de 250 cm³ dunha disolución acuosa de ións Cu²⁺ de concentración 0,1 mol/dm³. Calcula o tempo que ten que transcorrer para que todo o cobre da disolución se deposite como cobre metálico.

(A.B.A.U. Xul. 19)

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

a)

Datos

Cifras significativas: 2

Intensidade de corrente eléctrica

$$I = 1,5 \text{ A}$$

Volume de disolución

$$V = 250 \text{ cm}^3 = 0,25 \text{ dm}^3$$

Concentración de ión cobre(II)

$$[\text{Cu}^{2+}] = 0,10 \text{ mol/dm}^3$$

Faraday (1 mol de electróns)

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

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

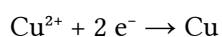
$$I = Q / t$$

Solución:

A cantidade de ión cobre(II) presente na disolución é:

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

A reacción no cátodo é:



A cantidade de electróns necesaria para que se deposite todo o cobre é:

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

A carga eléctrica equivalente é:

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

Calcúlase o tempo coa expresión da intensidade:

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

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

- Os gramos de ferro depositados no cátodo.
- O tempo que tería que pasar a corrente para que no ánodo se desprendan 20,5 L de Cl₂ 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. Xuño 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

Cantidad 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

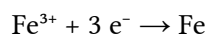
n

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

$I = Q / t$

Solución:

a) A reacción no cátodo é:



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

$$n(\text{e}) = 1,08 \cdot 10^5 \text{ C} \cdot 1 \text{ mol e}^- / 96\,500 \text{ C} = 1,12 \text{ mol e}$$

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

b) A reacción de electrólise é: $2 \text{FeCl}_3(\text{aq}) \rightarrow 2 \text{Fe}(\text{s}) + 3 \text{Cl}_2(\text{g})$

A reacción no ánodo é: $2 \text{Cl}^- \rightarrow \text{Cl}_2 + 2 \text{e}^-$

Supoñendo comportamento ideal para o cloro:

$$p \cdot V = n \cdot R \cdot T \Rightarrow n = \frac{p \cdot V}{R \cdot T} = \frac{1,00 \text{ atm} \cdot 20,5 \text{ dm}^3}{0,0820 \text{ atm} \cdot \text{dm}^3 \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot 298 \text{ K}} = 0,839 \text{ mol Cl}_2$$

Necesitaríanse

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

$$Q = 1,68 \text{ mol e} \cdot 96\,500 \text{ C} / \text{mol e} = 1,62 \cdot 10^5 \text{ C}$$

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

5. 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. Set. 17)

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

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

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

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

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

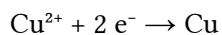
$$M(\text{Cu}) = 64 \text{ g/mol}$$

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

$$n$$

Solución:

A reacción no cátodo é:



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

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

6. Durante a electrólise do cloruro de magnesio fundido:

- Cantos gramos de Mg prodúcense cando pasan $8,80 \cdot 10^3$ culombios a través da célula?
- Canto tempo tárdase en depositar 0,500 gramos de Mg cunha corrente de 25,0 amperios?
- Cantos litros de cloro obteranse no punto (b) a unha presión de 1,23 atm e a unha temperatura de 27°C .
- Escribe os procesos electrolíticos que ocorren no ánodo e no cátodo.

(P.A.U. Set. 00)

Rta.: a) $m = 1,11 \text{ g de Mg}$; b) $t = 159 \text{ s}$; c) $V = 0,412 \text{ dm}^3$
d) ánodo: $2 \text{Cl}^- \rightarrow \text{Cl}_2 + 2 \text{e}^-$; cátodo: $\text{Mg}^{2+} + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Mg}$

Datos

Carga eléctrica que atravesa a célula (apdo. a)

Masa de Mg depositada en con unha

Intensidade que atravesa a célula

Presión do gas cloro

Temperatura do gas cloro

Constante dos gases ideais

Masa atómica do magnesio

Incógnitas

Masa de Mg depositada cando pasan $8,80 \cdot 10^3 \text{ C}$

Tempo que se tarda en depositar 0,500 g de Mg

Volume de gas Cl_2 desprendido

Outros símbolos

Cantidade de sustancia (número de moles)

Cifras significativas: 3

$$Q = 8,80 \cdot 10^3 \text{ C}$$

$$m(\text{Mg}) = 0,500 \text{ g}$$

$$I = 25,0 \text{ A}$$

$$p = 1,23 \text{ atm}$$

$$T = 27^\circ\text{C} = 300 \text{ K}$$

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

$$M(\text{Mg}) = 24,3 \text{ g/mol}$$

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

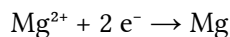
$$t$$

$$V$$

$$n$$

Solución:

a) A reacción no cátodo é:



$$n(\text{e}^-) = 8,80 \cdot 10^3 \text{ C} \cdot 1 \text{ mol e}^- / 96 500 \text{ C} = 0,0912 \text{ mol e}^-$$

$$m(\text{Mg}) = 0,0912 \text{ mol e} \frac{1 \text{ mol Mg}}{2 \text{ mol e}} \frac{24,3 \text{ g Mg}}{1,00 \text{ mol Mg}} = 1,11 \text{ g Mg}$$

b)

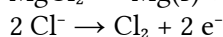
$$n(\text{e}^-) = 0,500 \text{ g Mg} \frac{1,00 \text{ mol Mg}}{24,3 \text{ g Mg}} \frac{2 \text{ mol e}}{1 \text{ mol Mg}} = 0,0412 \text{ mol e}$$

$$t = 0,0412 \text{ mol e} \cdot 96 500 \text{ C/mol e} / 25,0 \text{ A} = 159 \text{ s}$$

c) A reacción de electrólise é:



A reacción no ánodo é:

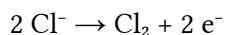


$$n(\text{Cl}_2) = \frac{1}{2} n(\text{e}^-) = 0,0206 \text{ mol Cl}_2$$

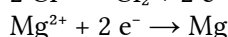
Supondo comportamento ideal para o cloro:

$$V = \frac{n \cdot R \cdot T}{p} = \frac{0,0206 \text{ mol Cl}_2 \cdot 0,0820 \text{ atm} \cdot \text{dm}^3 \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot 300 \text{ K}}{1,23 \text{ atm}} = 0,412 \text{ dm}^3 = 412 \text{ cm}^3 \text{ Cl}_2$$

d) A reacción no ánodo é a de oxidación:



A reacción no cátodo é a de redución:



7. Unha corrente de 5,00 A que circula durante 30 minutos deposita 3,048 gramos de cinc no cátodo.

a) Calcula a masa equivalente do cinc.

b) Cantos gramos de cobre depositaríanse ao pasar 10,00 A durante unha hora?

(P.A.U. Xuño 98)

Rta.: a) $m_{\text{eq}}(\text{Zn}) = 32,7 \text{ g Zn} / \text{mol e}$; b) $m(\text{Cu}) = 11,8 \text{ g Cu}$

Datos

Intensidade de corrente eléctrica

Tempo para a masa de Zn depositada

Masa de Zn depositada

Intensidade de corrente para depositar Cu

Tempo para depositar Cu

Faraday (1 mol electróns)

Masa atómica do cobre

Incógnitas

Masa equivalente do cinc

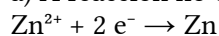
Masa de Cu depositada ao pasar 10,00 A durante unha hora

Outros símbolos

Cantidade de sustancia (número de moles)

Solución:

a) A reacción no cátodo é:



Masa equivalente é a masa depositada por 1 mol de electróns (1 Faraday):

$$n(\text{e}^-) = 5,00 \text{ A} \cdot 1,8 \cdot 10^3 \text{ s} \frac{1 \text{ mol e}}{9,65 \cdot 10^4 \text{ C}} = 0,093 \text{ mol e}$$

$$m_{\text{eq}}(\text{Zn}) = 3,084 \text{ g Zn} / 0,093 \text{ mol e} = 32,7 \text{ g Zn} / \text{mol e}$$

Cifras significativas: 3

$$I = 5,00 \text{ A}$$

$$t = 30,0 \text{ min} = 1,80 \cdot 10^3 \text{ s}$$

$$m(\text{Zn}) = 3,048 \text{ g Zn}$$

$$I' = 10,00 \text{ A}$$

$$t' = 1,00 \text{ h} = 3,60 \cdot 10^3 \text{ s}$$

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

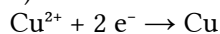
$$M(\text{Cu}) = 63,5 \text{ g/mol}$$

$$m_{\text{eq}}(\text{Zn})$$

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

$$n$$

b) No caso do cobre, a reacción no cátodo é:



$$n^{\circ}(\text{e}) = 10,00 \text{ A} \cdot 3,6 \times 10^3 \text{ s} \frac{1 \text{ mol e}}{9,65 \times 10^4 \text{ C}} = 0,373 \text{ mol e}$$

$$m(\text{Cu}) = 0,373 \text{ mol e} \frac{1 \text{ mol Cu}}{2 \text{ mol e}} \frac{63,5 \text{ g Cu}}{1 \text{ mol Cu}} = 11,8 \text{ g Cu}$$

◆ CUESTIÓNS

● Reaccións redox

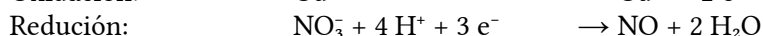
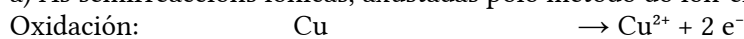
1. Considera o seguinte proceso de oxidación-redución: $\text{Cu} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$

- Escribe as semirreaccións de oxidación e redución.
- Indica cal é o oxidante, e cal o redutor.
- Axusta a reacción.

(P.A.U. Set. 05)

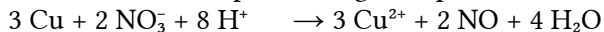
Solución:

a) As semirreaccións iónicas, axustadas polo método do ión-electrón son:

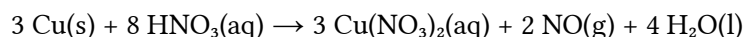


b) O axente oxidante é o ión nitrato NO_3^- porque é o responsable da oxidación (redúcese, gaña os electróns que se perden na oxidación). O axente redutor é o cobre metálico Cu.

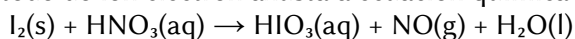
c) Multiplicando a primeira semirreacción por 3, a segunda por 2 e sumando, obtense a reacción iónica axustada:



Sumando 6 NO_3^- a cada lado da ecuación e xuntando os ións de signos opostos obtense a reacción global:



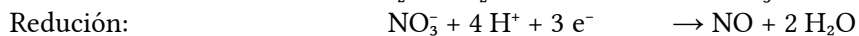
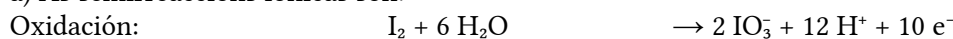
2. Empregando o método do ión electrón axusta a ecuación química que corresponde á seguinte reacción redox:



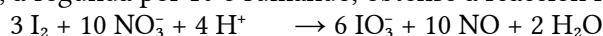
(P.A.U. Set. 11)

Solución:

a) As semirreaccións iónicas son:



Multiplicando a primeira por 3, a segunda por 10 e sumando, obtense a reacción iónica axustada:



Sumando 6 H^+ a cada lado da ecuación e xuntando os ións de signos opostos obtense a reacción global:



● Potenciais

1. Indica razoadamente se a 25 °C, son verdadeiras ou falsas as afirmacións seguintes:

a) O ácido sulfúrico diluído reacciona co cobre e despréndese hidróxeno.

Datos: $E^\circ(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) = +0,34 \text{ V}$; $E^\circ(\text{Cu}^+/\text{Cu}) = +0,52 \text{ V}$ e $E^\circ(\text{H}^+/\text{H}_2) = 0 \text{ V}$.

b) O sodio é moi redutor. e o flúor un poderoso oxidante.

Datos: $E^\circ(\text{Na}^+/\text{Na}) = -2,71 \text{ V}$ e $E^\circ(\text{F}_2/\text{F}^-) = +2,87 \text{ V}$.

(P.A.U. Xuño 06)

Solución:

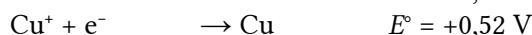
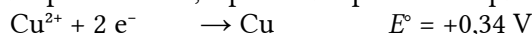
a) A relación matemática entre a enerxía libre ΔG de Gibbs e o potencial electroquímico E , é

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

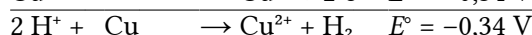
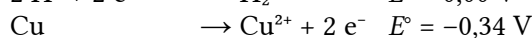
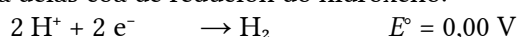
na que n é o número de electróns intercambiados por cada mol de especie reducida ou oxidada, F é 1 Faraday que corresponde á carga dun mol de electróns e E é o potencial electroquímico do proceso.

Se o potencial de redución é negativo, a variación de enerxía libre de Gibbs é positiva e o proceso de redución non será espontáneo.

Existen dúas posibilidades para o cobre, a partir dos potenciais que nos dan



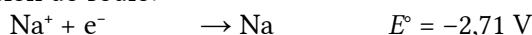
Combinando a primeira delas coa de redución do hidróxeno:



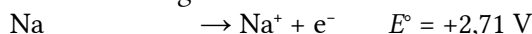
dá un potencial de reacción negativo, polo que o proceso non será espontáneo.

O outro proceso posible tampouco é espontáneo pola mesma razón.

b) O potencial de redución do sodio:

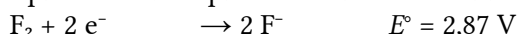


indícanos que o ión sodio non ten ningunha tendencia a reducirse. Escribindo a reacción de oxidación:



que fai ver que a tendencia do sodio metálico é a oxidarse (perder electróns) o que indica que actuará como redutor. Para poder predicir se é «moi» redutor, deberíamos poder comparar o seu potencial cos doutros elementos ou compostos. Se relacionamos o poder redutor. coa tendencia a perder electróns podemos dicir que o sodio, como todos os metais alcalinos son bos redutores.

O flúor ten un potencial que nos indica que ten tendencia a reducirse



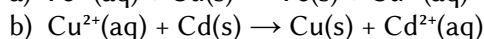
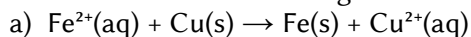
polo que actuará como oxidante. Isto está de acordo coa electronegatividade do flúor. Sabemos que o flúor é o elemento máis electronegativo, ou sexa, o que ten máis tendencia a «captar» electróns doutros átomos.

Será tamén o oxidante máis forte.

2. Utilizando os valores dos potenciais de redución estándar seguintes:

$E^\circ(\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}) = -0,44 \text{ V}$; $E^\circ(\text{Cd}^{2+}/\text{Cd}) = -0,40 \text{ V}$; $E^\circ(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) = +0,34 \text{ V}$,

xustifica cal ou cales das seguintes reaccións produciranse de maneira espontánea:



(P.A.U. Set. 15)

Solución:

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

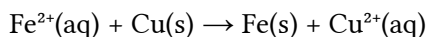
$$\Delta G = -n \cdot F \cdot E$$

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.

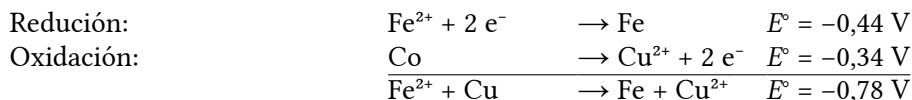
Como ΔG e E son de signos opostos, a condición para que unha reacción sexa espontánea é que

$$E > 0$$

a) Para a reacción

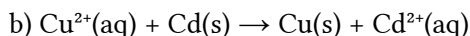


Las semirreacciones son:

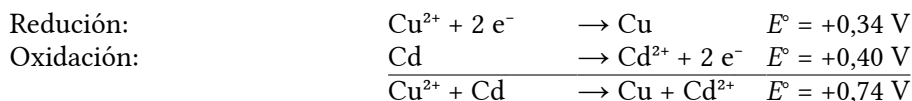


O potencial da reacción global sae negativo, por tanto, o proceso non será espontáneo e non se producirá ningunha reacción entre o ión Fe^{2+} e o Cu .

b) Para a reacción



Las semirreacciones son:



O potencial da reacción global sae positivo, por tanto, o proceso será espontáneo e producirase a reacción entre o ión Cu^{2+} e o Cd .

3. a) O potencial de redución estándar do Au^{3+}/Au é 1,3 V. Indica se a 25 °C o ácido clorhídrico reacciona co ouro. Escribe a reacción que tería lugar. Dato: $E^\circ(\text{H}^+/\text{H}_2) = 0,00 \text{ V}$

(P.A.U. Xuño 15)

Solución:

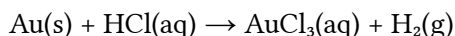
a) A condición para que unha reacción química sexa espontánea é que a enerxía libre ΔG de Gibbs sexa negativa. A relación matemática entre a enerxía libre ΔG de Gibbs e o potencial electroquímico E , é

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

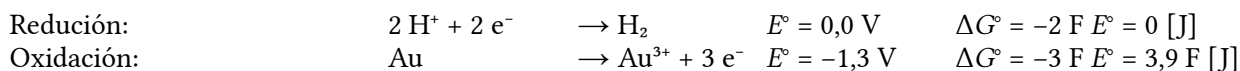
na que n é o número de electróns intercambiados por cada mol de especie reducida ou oxidada, F é 1 Faraday que corresponde á carga dun mol de electróns e E é o potencial electroquímico do proceso. Como ΔG e E son de signos opostos, a condición para que unha reacción sexa espontánea é que

$$E > 0$$

Supoñendo que a reacción que ten lugar é (sen axustar)

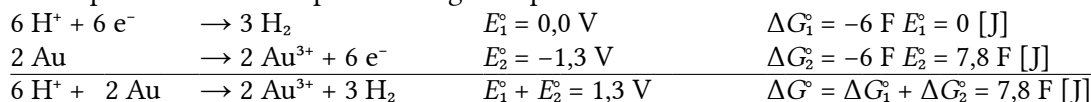


e escribimos a semirreaccións:



Aínda que para axustar a reacción iónica hai que multiplicar cada semirreacción por un coeficiente, o potencial vale o mesmo, posto que o que cambia é a enerxía libre de Gibbs.

Multiplícase a primeira ecuación por 3 e a segunda por 2



Como

$$\Delta G^\circ = -6 F E^\circ$$

$$E^\circ = \frac{\Delta G^\circ}{-6 F} = \frac{7,8 F \text{ [J]}}{-6 F} = -1,3 \text{ V}$$

que coincide coa suma dos potenciais das reaccións: $E = E_1^\circ + E_2^\circ$

O potencial da reacción global sae negativo, por tanto, o proceso non será espontáneo e non se producirá ningunha reacción entre o ouro e o ácido clorhídrico.

4. a) Xustifica, con axuda das semirreaccións, se o $O_2(g)$ oxidará ao $Cl^-(aq)$ a $Cl_2(g)$ en medio ácido, con formación de auga.

Datos: $E^\circ(O_2/H_2O) = +1,23\text{ V}$; $E^\circ(Cl_2/Cl^-) = +1,36\text{ V}$

(P.A.U. Xuño 16)

Solución:

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

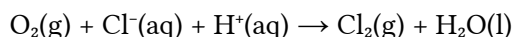
$$\Delta G = -n \cdot F \cdot E$$

na que n é o número de electróns intercambiados por cada mol de especie reducida ou oxidada, F é 1 Faraday que corresponde á carga dun mol de electróns e E é o potencial electroquímico do proceso.

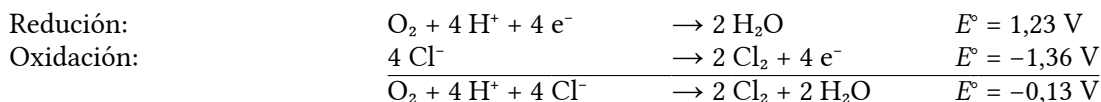
Como ΔG e E son de signos opostos, a condición para que unha reacción sexa espontánea é que

$$E > 0$$

Supoñendo que a reacción que ten lugar é (sen axustar)



e escribimos a semirreaccións:



O potencial da reacción global sae negativo, por tanto, o proceso non será espontáneo e non se producirá ningunha reacción entre o osíxeno e o ión cloruro.

5. a) Que sucedería se utilizase unha culler de aluminio para axitar unha disolución de nitrato de ferro(II)?

Datos: $E^\circ(Fe^{2+}/Fe) = -0,44\text{ V}$; $E^\circ(Al^{3+}/Al) = -1,76\text{ V}$

(P.A.U. Xuño 11)

Solución:

Aínda que o criterio para determinar a espontaneidade dunha reacción química é o signo da enerxía libre de Gibbs

$$\Delta G < 0$$

nas reaccións de oxidación-redución emprégase outro baseado no potencial.

A relación matemática entre a enerxía libre ΔG de Gibbs e o potencial electroquímico E , é

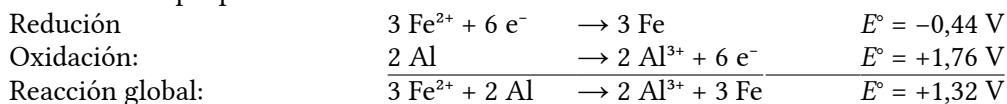
$$\Delta G = -n \cdot F \cdot E$$

na que n é o número de electróns intercambiados por cada mol de especie reducida ou oxidada, F é 1 Faraday que corresponde á carga dun mol de electróns e E é o potencial electroquímico do proceso.

Como aparece un signo $-$ na expresión, a condición para que unha reacción sexa espontánea é que

$$E > 0$$

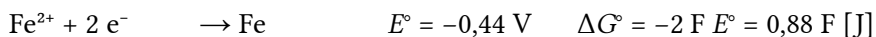
As reaccións que poderían suceder son



que ao ter un potencial positivo, é espontánea.

Oxidase o aluminio e redúcese o ión Fe^{2+} ata Fe metálico.

Aínda que para axustar a reacción iónica hai que multiplicar cada semirreacción por un coeficiente, o potencial vale o mesmo, posto que o que cambia é a enerxía libre de Gibbs. Por exemplo, para a redución do ión ferro(II)



ao multiplicar por 3 queda $3 Fe^{2+} + 6 e^- \rightarrow 3 Fe \quad \Delta G^\circ = 3 \Delta G^\circ = 2,64 F [J]$

pero a ecuación $\Delta G = -n F E$, queda agora $\Delta G^\circ = -6 F E^\circ$ (intercámbianse 6 electróns). Despexando E°

$$E^{\circ} = \frac{2,64 F [J]}{-6 F [C]} = -0,44 \text{ V}$$

6. Indica razoadamente se é verdadeira ou falsa a afirmación seguinte:

a) En disolución acuosa, a 25 °C, os ións Fe^{3+} oxidan aos ións I^- a I_2 mentres se reducen a Fe^{2+} .

Datos: $E^{\circ}(\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}) = +0,77 \text{ V}$; $E^{\circ}(\text{I}_2/\text{I}^-) = +0,53 \text{ V}$

(P.A.U. Xuño 13)

Solución:

Verdadeira.

Aínda que o criterio para determinar a espontaneidade dunha reacción química é o signo da enerxía libre de Gibbs

$$\Delta G < 0$$

nas reaccións de oxidación-redución emprégase outro baseado no potencial.

A relación matemática entre a enerxía libre ΔG de Gibbs e o potencial electroquímico E , é

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

na que n é o número de electróns intercambiados por cada mol de especie reducida ou oxidada, F é 1 Faraday que corresponde á carga dun mol de electróns e E é o potencial electroquímico do proceso.

Como aparece un signo $-$ na expresión, a condición para que unha reacción sexa espontánea é que

$$E > 0$$

As reaccións que poderían suceder son

Redución $2 \text{Fe}^{3+} + 2 \text{e}^- \rightarrow 2 \text{Fe}^{2+}$ $E^{\circ} = +0,77 \text{ V}$

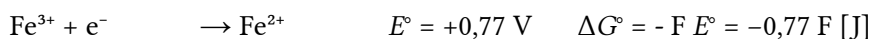
Oxidación: $2 \text{I}^- \rightarrow \text{I}_2 + 2 \text{e}^-$ $E^{\circ} = -0,53 \text{ V}$

Reacción global: $2 \text{Fe}^{3+} + 2 \text{I}^- \rightarrow \text{I}_2 + 2 \text{Fe}^{2+}$ $E^{\circ} = +0,24 \text{ V}$

que ao ter un potencial positivo, é espontánea.

Oxidase o ión ioduro e redúcese o ión Fe^{3+} a ión Fe^{2+} .

Aínda que para axustar a reacción iónica hai que multiplicar cada semirreacción por un coeficiente, o potencial vale o mesmo, posto que o que cambia é a enerxía libre de Gibbs. Por exemplo, para a redución do ión ferro(III) a ión ferro(II)



ao multiplicar por 2 queda $2 \text{Fe}^{3+} + 2 \text{e}^- \rightarrow 2 \text{Fe}^{2+}$ $\Delta G^{\circ} = 2 \Delta G^{\circ} = -1,54 F [J]$

pero a ecuación $\Delta G = -n F E$, queda agora $\Delta G^{\circ} = -2 F E^{\circ}$ (intercámbianse 2 electróns). Despexando E°

$$E^{\circ} = \frac{-1,54 F [J]}{-2 F [C]} = 0,77 \text{ V}$$

7. a) Deduce, a partir dos potenciais de redución estándar se a seguinte reacción:

$2 \text{Fe}^{2+}(\text{aq}) + \text{Cl}_2(\text{g}) \rightarrow 2 \text{Fe}^{3+}(\text{aq}) + 2 \text{Cl}^-(\text{aq})$ terá lugar nese sentido ou no inverso.

Datos: $E^{\circ}(\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}) = +0,77 \text{ V}$; $E^{\circ}(\text{Cl}_2/\text{Cl}^-) = +1,36 \text{ V}$

(P.A.U. Set. 13)

Solución:

Aínda que o criterio para determinar a espontaneidade dunha reacción química é o signo da enerxía libre de Gibbs

$$\Delta G < 0$$

nas reaccións de oxidación-redución emprégase outro baseado no potencial.

A relación matemática entre a enerxía libre ΔG de Gibbs e o potencial electroquímico E , é

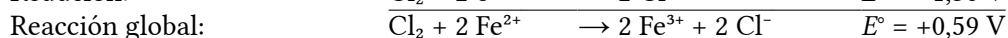
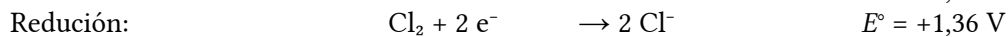
$$\Delta G = -n \cdot F \cdot E$$

na que n é o número de electróns intercambiados por cada mol de especie reducida ou oxidada, F é 1 Faraday que corresponde á carga dun mol de electróns e E é o potencial electroquímico do proceso.

Como aparece un signo – na expresión, a condición para que unha reacción sexa espontánea é que

$$E > 0$$

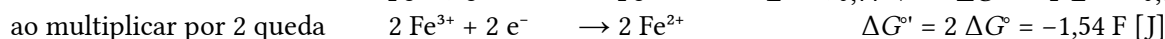
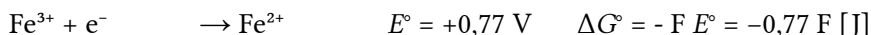
A reacción proposta desdóbrase en dúas semirreaccións



que ao ter un potencial positivo, é espontánea.

Oxídase o ión Fe^{2+} a ión Fe^{3+} e o cloro redúcese a ión cloruro.

Aínda que para axustar a reacción iónica hai que multiplicar cada semirreacción por un coeficiente, o potencial vale o mesmo, posto que o que cambia é a enerxía libre de Gibbs. Por exemplo, para a redución do ión ferro(III) a ión ferro(II)



pero a ecuación $\Delta G = -n F E$, queda agora $\Delta G^\circ = -2 F E^\circ$ (intercámbianse 2 electróns). Despexando E°

$$E^\circ = \frac{-1,54 F [\text{J}]}{-2 F [\text{C}]} = 0,77 \text{ V}$$

8. Indica razoadamente o que sucederá se a unha disolución de FeSO_4 engadímoslle:

a) Anacos de cinc.

b) Limaduras de cobre.

Datos: $E^\circ(\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}) = -0,44 \text{ V}$; $E^\circ(\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}) = -0,76 \text{ V}$; $E^\circ(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) = +0,34 \text{ V}$

(P.A.U. Xuño 10)

Solución:

Aínda que o criterio para determinar a espontaneidade dunha reacción química e o signo da enerxía libre de Gibbs

$$\Delta G < 0$$

nas reaccións de oxidación-redución emprégase outro baseado no potencial.

A relación matemática entre a enerxía libre ΔG de Gibbs e o potencial electroquímico E , é

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

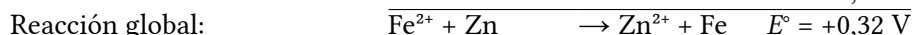
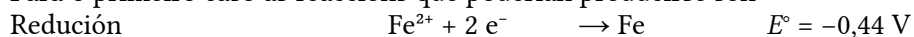
na que n é o número de electróns intercambiados por cada mol de especie reducida ou oxidada, F é 1 Faraday que corresponde á carga dun mol de electróns e E é o potencial electroquímico do proceso.

Como aparece un signo – na expresión, a condición para que unha reacción sexa espontánea é que

$$E > 0$$

Poderíase reducir o ión Fe^{2+} ata Fe metálico se o potencial da reacción global fose positivo.

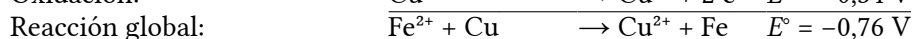
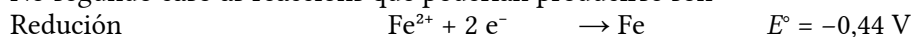
Para o primeiro caso as reaccións que poderían producirse son



que ao ter un potencial positivo, é espontánea.

Neste caso oxídase o cinc e redúcese o ión Fe^{2+} ata Fe metálico.

No segundo caso as reaccións que poderían producirse son



que ao ter un potencial negativo, non é espontánea.

Neste caso non se producirá ningunha reacción.

9. Explica razoadamente que sucederá se nunha disolución 1,0 M de sulfato de cobre(II) [tetraoxosulfato(VI) de cobre(II)] introducimos:

- a) Unha vara de Zn.
b) Unha vara de prata

Datos: $E^\circ(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) = +0,34 \text{ V}$; $E^\circ(\text{Ag}^+/\text{Ag}) = +0,80 \text{ V}$; $E^\circ(\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}) = -0,76 \text{ V}$

(P.A.U. Set. 07)

Solución:

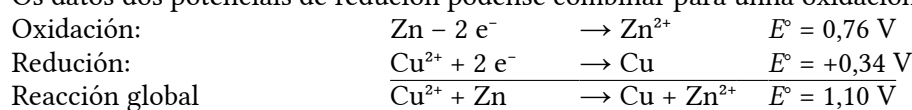
- a) A relación matemática entre a enerxía libre ΔG de Gibbs e o potencial electroquímico E , é

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

na que n é o número de electróns intercambiados por cada mol de especie reducida ou oxidada, F é 1 Faraday que corresponde á carga dun mol de electróns e E é o potencial electroquímico do proceso.

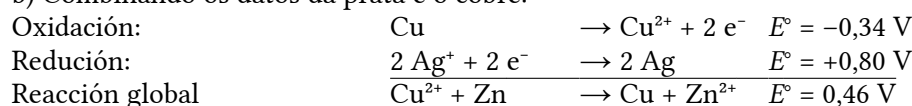
Se o potencial de redución é negativo, a variación de enerxía libre de Gibbs é negativa e o proceso de redución non será espontáneo.

Os datos dos potenciais de redución pódense combinar para unha oxidación-redución:



da un potencial de reacción positivo, polo que o proceso será espontáneo.

- b) Combinando os datos da prata e o cobre:



Vese que o potencial de reacción positivo, para que o proceso sexa espontáneo, corresponde á reacción na que o ión prata se reduce e o cobre metálico se oxida. Por tanto, a oxidación da prata polo ión cobre(II) non é un proceso espontáneo.

10. Unha disolución acuosa contén ioduro de sodio e cloruro de sodio, NaI e NaCl. Se todas as especies están en condicións estándar e engádese $\text{Br}_2(\text{l})$, razoa:

- a) Se o bromo oxida os ións $\text{I}^-(\text{aq})$ a $\text{I}_2(\text{s})$
b) Se o bromo oxida aos ións $\text{Cl}^-(\text{aq})$ a $\text{Cl}_2(\text{g})$

Datos $E^\circ(\text{I}_2/\text{I}^-) = +0,53 \text{ V}$; $E^\circ(\text{Br}_2/\text{Br}^-) = +1,07 \text{ V}$; $E^\circ(\text{Cl}_2/\text{Cl}^-) = +1,36 \text{ V}$

(P.A.U. Set. 09)

Solución:

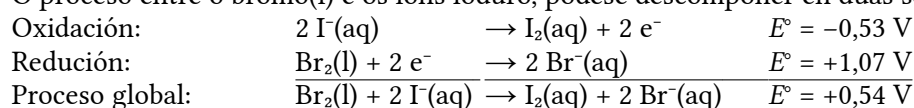
- a) O poder oxidante vén dado polo valor do potencial de redución. O bromo é máis oxidante que o iodo pero menos que o cloro.

Unha reacción é espontánea se o valor de variación de ΔG , enerxía libre de Gibbs, é negativo. A relación matemática entre a enerxía libre ΔG de Gibbs e o potencial electroquímico E , é

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

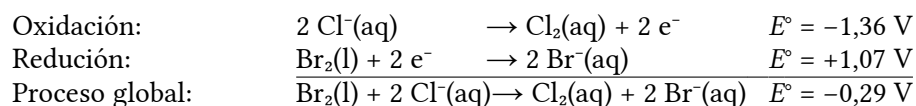
na que n é o número de electróns intercambiados por cada mol de especie reducida ou oxidada, F é 1 Faraday que corresponde á carga dun mol de electróns e E é o potencial electroquímico do proceso.

O proceso entre o bromo(l) e os ións ioduro, pódese descompoñer en dúas semirreaccións:



Como o signo do potencial é positivo, o da enerxía libre de Gibbs será negativo e o proceso será espontáneo.

- b) O proceso entre o bromo(l) e os ións cloruro, pódese descompoñer en dúas semirreaccións:



Como o signo do potencial é negativo, o da enerxía libre de Gibbs será positivo e o proceso non será espontáneo, é dicir, o bromo non oxidará aos ións cloruro.

11. Cos seguintes datos $E^\circ(\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}) = -0,44 \text{ V}$ e $E^\circ(\text{Ag}^+/\text{Ag}) = +0,80 \text{ V}$, indica razoadamente:

- As reaccións que se producen nos eléctrodos indicando o ánodo e o cátodo.
- A reacción global e o potencial estándar da pila formada con estes eléctrodos.

(P.A.U. Xuño 12)

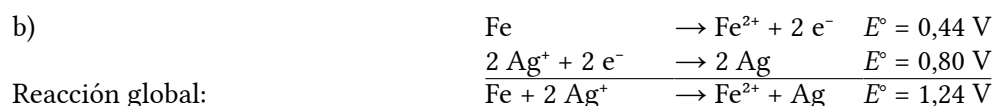
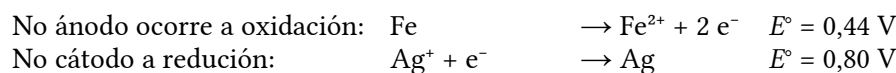
Solución:

a) A relación matemática entre a enerxía libre ΔG de Gibbs e o potencial electroquímico E , é

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

na que n é o número de electróns intercambiados por cada mol de especie reducida ou oxidada, F é 1 Faraday que corresponde á carga dun mol de electróns e E é o potencial electroquímico do proceso.

Se o potencial de redución é positivo, a variación de enerxía libre de Gibbs é negativa e o proceso de redución será espontáneo.



● Pilas

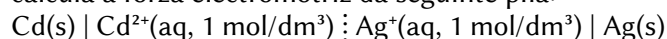
1. Unha pila está formada polos eléctrodos: Al^{3+}/Al ($E^\circ = 1,67 \text{ V}$) e por Au^{3+}/Au ($E^\circ = 1,42 \text{ V}$). Indica:

- Semirreaccións que teñen lugar en cada eléctrodo.
- Reacción global.
- Forza electromotriz da pila.
- Representación simbólica da pila.

(P.A.U. Set. 04)

Rta.: a) cátodo: $\text{Au}^{3+} + 3 \text{e}^- \rightarrow \text{Au}$; ánodo: $\text{Al} \rightarrow \text{Al}^{3+} + 3 \text{e}^-$; b) $\text{Au}^{3+} + \text{Al} \rightarrow \text{Al}^{3+} + \text{Au}$;
c) $E^\circ = 3,09 \text{ V}$; d) $\text{Al} \mid \text{Al}^{3+}(\text{aq}) \parallel \text{Au}^{3+}(\text{aq}) \mid \text{Au}$

2. Escribe as reaccións que teñen lugar no ánodo e no cátodo (indicando o tipo de proceso que ocorre) e calcula a forza electromotriz da seguinte pila:



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

(P.A.U. Xuño 07)

Rta.: ánodo (oxidación): $\text{Cd} \rightarrow \text{Cd}^{2+} + 2 \text{e}^-$; cátodo (redución): $\text{Ag}^+ + \text{e}^- \rightarrow \text{Ag}$; $E^\circ = 1,20 \text{ V}$

3. Tendo en conta os potenciais de redución estándar dos pares $E^\circ(\text{Ag}^+/\text{Ag}) = +0,80 \text{ V}$; $E^\circ(\text{Ni}^{2+}/\text{Ni}) = -0,25 \text{ V}$ e razoando as respostas, indica:

- Cal é a forza electromotriz, en condicións estándar, da pila que se podería construír?
- Escribe a notación da pila e as reaccións que teñen lugar.

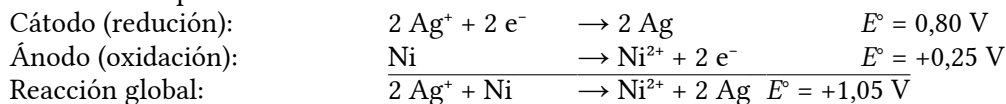
(P.A.U. Set. 11)

Solución:

A forza electromotriz pódese calcular como a diferenza de potenciais:

$$E^{\circ} = 0,80 \text{ V} - (-0,25 \text{ V}) = 1,05 \text{ V}$$

As reaccións que ocorren nos eléctrodos son:



que ao ter un potencial positivo, é espontánea.

Oxídase o níquel ata ión níquel(II) e redúcese o ión prata ata prata metálica.

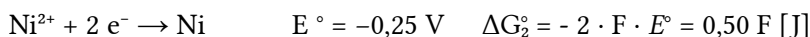
Aínda que para axustar a reacción iónica hai que multiplicar cada semirreacción por un coeficiente, o potencial vale o mesmo, posto que o que cambia é a enerxía libre de Gibbs.

Isto pódese comprobar calculando a enerxía libre de Gibbs para o proceso.

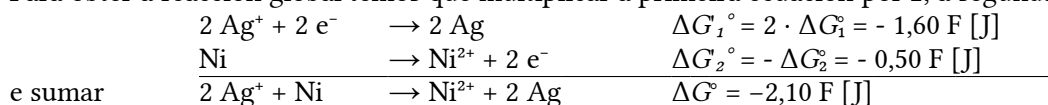
Para a prata



Para o níquel



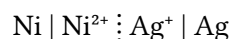
Para obter a reacción global temos que multiplicar a primeira ecuación por 2, a segunda por -1



Na ecuación $\Delta G = -z F E$, agora $z = 2$, porque se intercambian 2 electróns. Despexando E°

$$E^{\circ} = \frac{-2,10 \text{ F [J]}}{-2 \text{ F [C]}} = 1,05 \text{ V}$$

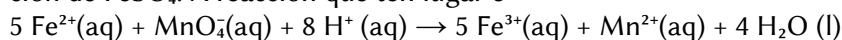
A notación da pila é: ánodo(oxidación) ; cátodo(redución)



♦ LABORATORIO

● Valoración redox

- 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. Set. 18)

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

Solución:

a) Cálculos:

Cantidade de KMnO_4

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

O permanganato de potasio é un electrólito forte que se disocia totalmente:

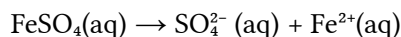


$$n(\text{MnO}_4^-) = n(\text{KMnO}_4) = 3,6 \cdot 10^{-4} \text{ mol MnO}_4^-$$

Da estequiometría da reacción,

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

O sulfato de ferro(II) é un electrólito forte que se disocia totalmente:

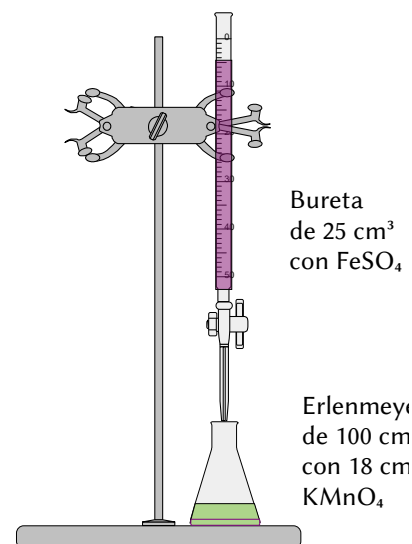


$$n(\text{FeSO}_4) = n(\text{Fe}^{2+}) = 1,8 \cdot 10^{-3} \text{ mol Fe}^{2+}$$

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

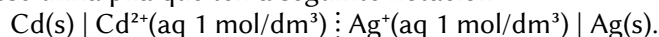
b) Mídense cunha pipeta de 20 cm³, 20 cm³ da disolución de FeSO₄ e baléiranse nun matraz erlenmeyer de 100 cm³. Énchese a bureta de 25 cm³ coa disolución de KMnO₄ por encima do 0 e ábrese a chave ata que o pico da bureta quede cheo e o nivel do KMnO₄ estea en 0. Ábrese a chave da bureta para deixar caer a disolución de KMnO₄ 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 KMnO₄ gastado (p. ex. 18,6 cm³) e tírase o contido do erlenmeyer e lávase o matraz. Vólvese a encher a bureta con KMnO₄ ata o cero. Mídense outros 20 cm³ de FeSO₄ 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 cm³). Agora déixase caer o KMnO₄ pinga a pinga mentres se fai rotar o erlenmeyer, ata que a cor non desapareza. Anótase este valor. Repítese outras dúas veces e tómase como volume correcto o valor medio das medidas que máis se aproximan.

Material: Bureta (1) de 25 cm³ (graduada en 0,1 cm³), pipeta (1) de 20 cm³ con aspirador, matraz erlenmeyer (1) de 100 cm³.



● Pilas

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



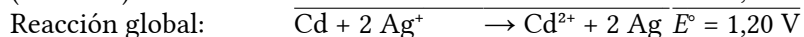
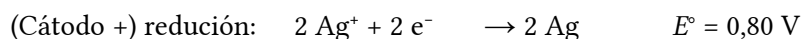
a) Indica as reaccións que teñen lugar en cada eléctrodo, o proceso total e calcula a forza electromotriz.

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

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

(A.B.A.U. Set. 17)

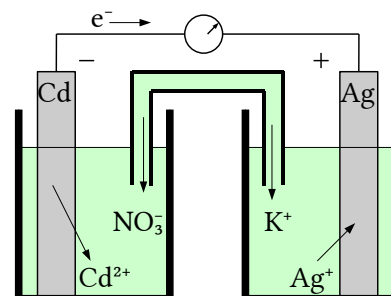
Solución:



Material: Vasos de precipitados de 100 cm³ (2), tubo en U, cables con pinzas, voltímetro.

Reactivos: láminas de prata e cadmio puídas, disolucións de sulfato de cadmio de concentración 1 mol/dm³ e nitrato de prata de concentración

1 mol/dm³. Disolución de nitrato de potasio de concentración 1 mol/dm³ para a ponte salina.



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

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.

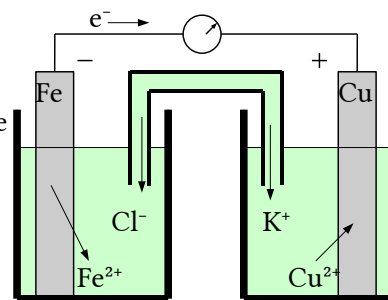
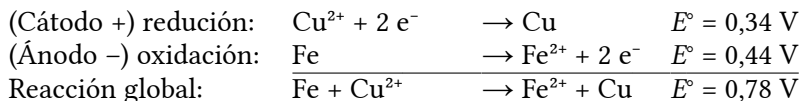
$$E^\circ(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) = +0,34 \text{ V}; E^\circ(\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}) = -0,44 \text{ V}$$

(A.B.A.U. Xuño 19)

Solución:

Material: Vasos de precipitados de 100 cm³ (2), tubo en U, cables con pinzas, voltímetro.

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



3. Indica o material e reactivos necesarios e como procedería para construír no laboratorio unha pila con eléctrodos de cinc e cobre. Fai o debuxo correspondente e indica as reaccións que se producen, así como o sentido de circulación dos electróns.

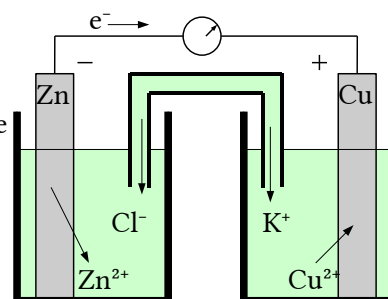
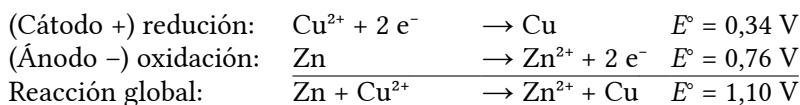
$$E^\circ(\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}) = -0,76 \text{ V}; E^\circ(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) = +0,34 \text{ V}$$

(P.A.U. Set. 12, Set. 11, Set. 08, Xuño 08)

Solución:

Material: Vasos de precipitados de 100 cm³ (2), tubo en U, cables con pinzas, voltímetro.

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

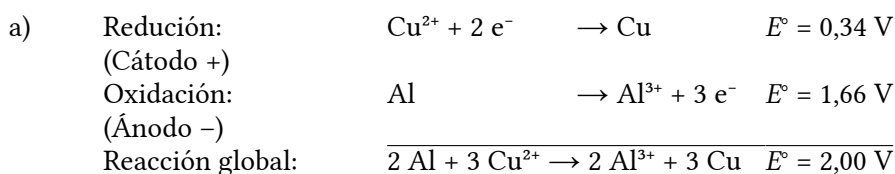


Os electróns circulan do polo negativo (ánodo Zn) ao polo positivo (cátodo Cu)

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.

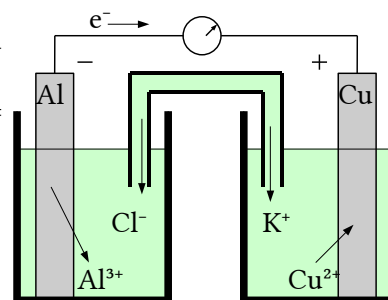
- Escribe as reaccións que teñen lugar en cada un dos eléctrodos e a reacción global da pila.
- Fai un esquema desta pila, indicando todos os elementos necesarios para o seu funcionamento. En que sentido circulan os electróns?

(P.A.U. Set. 10)

Solución:

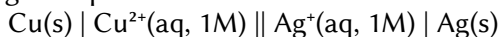
b) Material: Vasos de precipitados de 100 cm³ (2), tubo en U, cables con pinzas, voltímetro.

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



Os electróns circulan do polo negativo (ánodo Al) ao polo positivo (cátodo Cu)

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



- Fai un debuxo da montaxe, indicando o material e os reactivos necesarios.
- Escrebe as semirreaccións de redución e oxidación, a reacción iónica global da pila e calcula o potencial da mesma en condicións estándar.

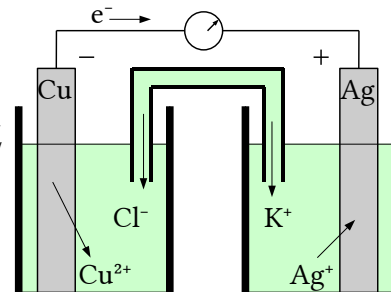
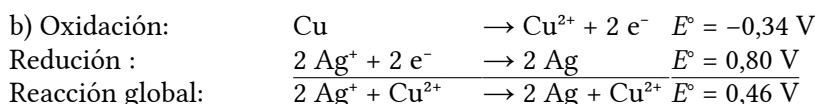
Datos: $E^{\circ}(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) = +0,34\text{ V}$; $E^{\circ}(\text{Ag}^{+}/\text{Ag}) = +0,80\text{ V}$

(A.B.A.U. Xul. 19)

Solución:

Material: Vasos de precipitados de 100 cm³ (2), tubo en U, cables con pinzas, voltímetro.

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



6. Describe a pila ou cela galvánica formada por un eléctrodo de cobre mergullado nunha disolución de sulfato de cobre(II) de concentración 1 mol/dm³; e un eléctrodo de prata mergullado nunha disolución de nitrato de prata de concentración 1 mol/dm³. Indica:

- A reacción que se produce en cada eléctrodo e a reacción total, indicando o cátodo e o ánodo.
- O sentido do fluxo de electróns polo circuíto externo.
- E° da pila.

d) A especie que se oxida e a que se reduce, así como os axentes oxidante e redutor.

Datos: $E^{\circ}(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) = +0,34\text{ V}$; $E^{\circ}(\text{Ag}^{+}/\text{Ag}) = +0,84\text{ V}$.

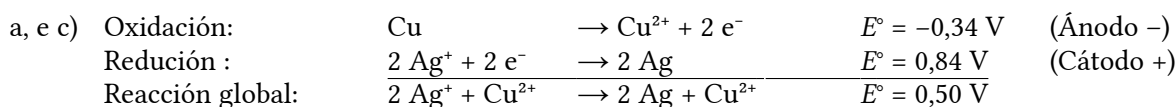
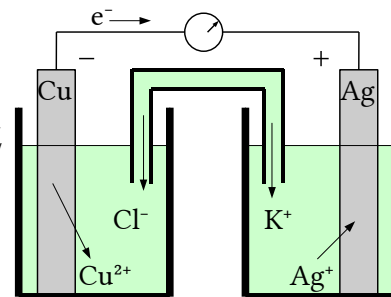
(P.A.U. Set. 06)

Solución:

Material: Vasos de precipitados de 100 cm³ (2), tubo en U, cables con pinzas, voltímetro.

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

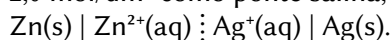
b) Os electróns circulan do ánodo de Cu (-) cara ao cátodo de Ag (+) polo circuíto exterior.



d) Oxídase o cobre (metálico) e redúcese o ión prata Ag^{+} .

O axente oxidante é o ión prata Ag^{+} e o axente redutor, o cobre Cu.

7. A 25 °C e empregando un eléctrodo de prata e outro de cinc, disolucións de Zn^{2+} (de concentración 1,0 mol/dm³) e Ag^{+} (de concentración 1,0 mol/dm³) e unha disolución de KNO_3 de concentración 2,0 mol/dm³ como ponte salina, constrúese no laboratorio a seguinte pila:



- Escrebe as semirreaccións que ocorren en cada eléctrodo e a ecuación da reacción iónica global, calculando tamén a forza electromotriz da pila.
- Fai un debuxo-esquema detallado da pila, indica o ánodo e cátodo, e o sentido no que circulan os electróns, así como os ións da ponte salina.

Datos: $E^{\circ}(\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}) = -0,76\text{ V}$; $E^{\circ}(\text{Ag}^{+}/\text{Ag}) = +0,80\text{ V}$.

(P.A.U. Xuño 14, Set. 13, Set. 09)

Solución:

Material: Vasos de precipitados de 100 cm³ (2), tubo en U, cables con pinzas, voltímetro.

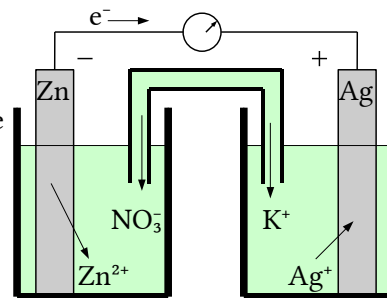
Reactivos: láminas de prata e cinc puídas, disolucións de sulfato de cinc de concentración 1 mol/dm³ e nitrato de prata de concentración 1 mol/dm³.

Disolución de nitrato de potasio de concentración 2 mol/dm³ para a ponte salina.

(Cátodo +) redución: $2 \text{Ag}^+ + 2 \text{e}^- \rightarrow 2 \text{Ag}$ $E^\circ = 0,80 \text{ V}$

(Ánodo -) oxidación: $\text{Zn} \rightarrow \text{Zn}^{2+} + 2 \text{e}^-$ $E^\circ = 0,76 \text{ V}$

Reacción global: $\text{Zn} + 2 \text{Ag}^+ \rightarrow \text{Zn}^{2+} + 2 \text{Ag}$ $E^\circ = 1,56 \text{ V}$



Os electróns circulan do polo negativo (ánodo Zn) ao polo positivo (cátodo Ag).

Na ponte salina, os catións K⁺ circulan cara á disolución que contén ións prata (para compensar a perda de ións prata que se depositaron) e os anións NO₃⁻ diríxense cara á disolución que contén ións cinc (que están en exceso).

8. Debuxa un esquema dunha cuba ou cela electrolítica cun exemplo práctico. Indica os seus elementos constitutivos explicando a función que desempeña cada elemento no proceso electrolítico.

(P.A.U. Xuño 04)

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 dm³ ten unha soa cifra significativa, e unha incerteza relativa do ¡100 %! Como as incertezas acumúlanse ao longo do cálculo, a incerteza final sería inadmisíble. Entón, para que realizar os cálculos? Abondaría cunha estimación).

Cuestións e problemas das [probos de avaliación do 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](#) 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)

Sumario

OXIDACIÓN REDUCCIÓN

<u>PROBLEMAS</u>	1
<u>Estequiometría redox</u>	1
<u>Electrólise</u>	21
<u>CUESTIÓNS</u>	26
<u>Reaccions redox</u>	26
<u>Potenciais</u>	26
<u>Pilas</u>	33
<u>LABORATORIO</u>	34
<u>Valoración redox</u>	34
<u>Pilas</u>	35

Índice de probas A.B.A.U. e P.A.U.

2000.....	
2. ^a (set.).....	24
2004.....	
1. ^a (xuño).....	38
2. ^a (set.).....	11, 33
2005.....	
1. ^a (xuño).....	12
2. ^a (set.).....	26
2006.....	
1. ^a (xuño).....	27
2. ^a (set.).....	6, 37
2007.....	
1. ^a (xuño).....	33
2. ^a (set.).....	32
2008.....	
1. ^a (xuño).....	15, 36
2. ^a (set.).....	8, 36
2009.....	
1. ^a (xuño).....	17
2. ^a (set.).....	32, 37
2010.....	
1. ^a (xuño).....	15, 31
2. ^a (set.).....	6, 36
2011.....	
1. ^a (xuño).....	8, 29
2. ^a (set.).....	26, 33, 36
2012.....	
1. ^a (xuño).....	18, 33
2. ^a (set.).....	36
2013.....	
1. ^a (xuño).....	13, 30
2. ^a (set.).....	7, 30, 37
2014.....	
1. ^a (xuño).....	5, 37
2. ^a (set.).....	14
2015.....	
1. ^a (xuño).....	10, 28
2. ^a (set.).....	16, 27
2016.....	
1. ^a (xuño).....	9, 29
2. ^a (set.).....	19
2017.....	
1. ^a (xuño).....	20 s.
2. ^a (set.).....	4, 23, 35
2018.....	
1. ^a (xuño).....	3, 23
2. ^a (set.).....	2, 21, 34
2019.....	
1. ^a (xuño).....	2, 35
2. ^a (xul.).....	1, 22, 37