

## Oxidación reducción

### ◇ PROBLEMAS

#### ● Estequiometría redox

1. No medio ácido sulfúrico,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ , o aluminio reacciona cunha disolución acuosa de dicromato de potasio  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ , formándose óxido de aluminio,  $\text{Al}_2\text{O}_3$  e  $\text{Cr}^{3+}(\text{aq})$  entre outros produtos.
- Axusta a ecuación iónica polo método do ión-electrón.
  - Calcula o volume de disolución acuosa de dicromato de potasio de densidade  $1,124 \text{ g/cm}^3$  e do 15 % en masa que se necesita para oxidar  $0,50 \text{ kg}$  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

$V$

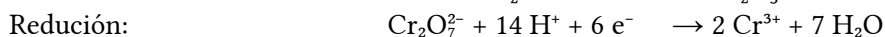
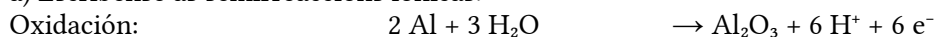
#### Outros símbolos

Cantidade de substancia (número de moles)

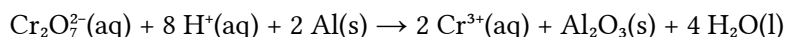
$n$

#### Solución:

a) Escríbense as semirreaccións iónicas:



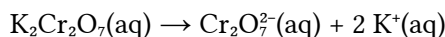
Obtense a ecuación iónica axustada, sumándoas:



b) Calcúlase a cantidade de aluminio que hai en  $500 \text{ g}$ :

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

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



Calcúlase a masa de dicromato de potasio que se necesita:

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

Calcúlase o volume de disolución acuosa de dicromato de potasio:

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

2. O  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$  oxida ao ioduro de sodio no medio ácido sulfúrico formándose, entre outros, sulfato de sodio, sulfato de potasio, sulfato de cromo (III) e  $\text{I}_2$ .

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

- b) Se temos 120 cm<sup>3</sup> de disolución de ioduro de sodio e necesítanse para a súa oxidación 100 cm<sup>3</sup> de disolución de dicromato de potasio de concentración 0,2 mol/dm<sup>3</sup>, 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

**Cifras significativas: 3**

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

Volume de disolución de dicromato de potasio

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

Concentración da disolución de dicromato de potasio

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

### Incógnitas

Concentración da disolución de ioduro de sodio

$$[\text{NaI}]$$

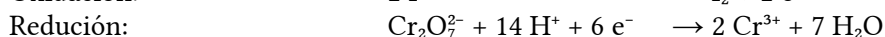
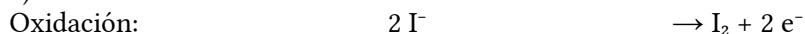
### Outros símbolos

Cantidade de substancia (número de moles)

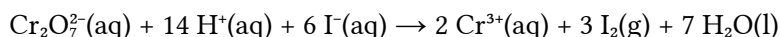
$$n$$

### Solución:

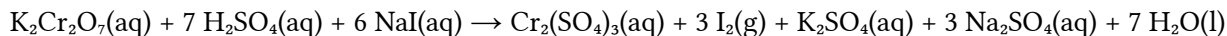
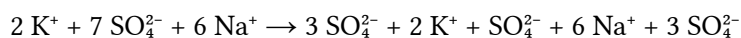
a) Escribíense as semirreaccións iónicas:



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



Para obter a ecuación global, súmase a cada lado 2 K<sup>+</sup>, 7 SO<sub>4</sub><sup>2-</sup> y 6 Na<sup>+</sup>, e combínanse os ións para formar os compostos:



b) Calcúlase a cantidade de dicromato de potasio que hai en 100 cm<sup>3</sup> de disolución de concentración 0,200 mol/dm<sup>3</sup>:

$$n(\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7) = 0,100 \text{ dm}^3 \cdot \frac{0,200 \text{ mol K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7}{1 \text{ dm}^3} = 0,020 \text{ mol K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$$

Calcúlase a cantidade de ioduro de sodio, mirando a ecuación axustada da reacción:

$$n(\text{NaI}) = 0,020 \text{ mol K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 \cdot \frac{6 \text{ mol NaI}}{1 \text{ mol K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7} = 0,120 \text{ mol NaI}$$

Calcúlase a concentración sabendo que esta cantidade está disolta en 120 cm<sup>3</sup> de disolución.

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

3. O cloro gas obtense pola oxidación do HCl co HNO<sub>3</sub> producíndose ademais NO<sub>2</sub> e H<sub>2</sub>O.

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 cm<sup>3</sup> dunha disolución acuosa de concentración 2 mol/dm<sup>3</sup> de HCl con HNO<sub>3</sub> 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

**Cifras significativas: 3**

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

concentración

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

**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**

$$T = 25\text{ °C} = 298\text{ K}$$

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

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

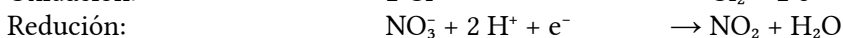
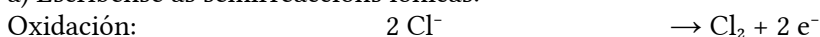
$$r = 80,0\%$$

$$V$$

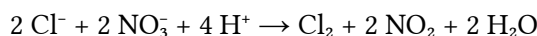
$$p \cdot V = n \cdot R \cdot T$$

**Solución:**

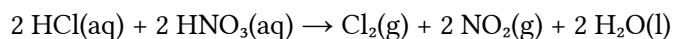
a) Escríbense as semirreaccións iónicas:



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



Para obter a ecuación global combínanse os ións para formar os compostos:



b) Calcúlase a cantidade de ácido clorhídrico que hai en 500 cm<sup>3</sup> de disolución:

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

Calcúlase a cantidade de gas cloro que se obtería, mirando a ecuación axustada da reacción:

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

Como o rendemento é do 80 %, obteranse:

$$n(\text{Cl}_2) = 0,500\text{ mol Cl}_2 \frac{80,0\text{ obtidos}}{100\text{ teóricos}} = 0,400\text{ mol Cl}_2$$

Calcúlase o volume que ocuparán, supoñendo comportamento ideal:

$$V = \frac{n \cdot R \cdot T}{p} = \frac{0,400\text{ mol Cl}_2 \cdot 8,31\text{ J} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot 298\text{ K}}{1,013 \cdot 10^5\text{ Pa}} = 9,79 \cdot 10^{-3}\text{ m}^3 = 9,79\text{ dm}^3\text{ Cl}_2$$

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

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

**Datos**

Masa de cobre

Rendemento da reacción

Gas: temperatura  
presión

**Cifras significativas: 3**

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

$$r = 80,0\%$$

$$T = 0\text{ °C} = 273\text{ K}$$

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

**Datos**

Constante dos gases ideais

Masa atómica do cobre

**Cifras significativas: 3**

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

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

**Incógnitas**

Volume de NO que se forma nas condicións indicadas

 $V$ **Outros símbolos**

Cantidade de substancia (número de moles)

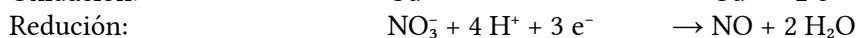
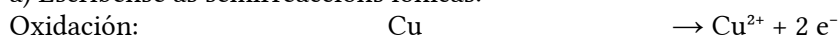
 $n$ **Ecuacións**

De estado dos gases ideais

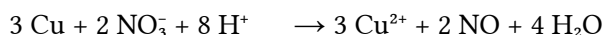
$$p \cdot V = n \cdot R \cdot T$$

**Solución:**

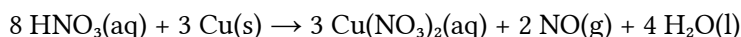
a) Escríbense as semirreaccións iónicas:



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



Para obter a ecuación global, súmase a cada lado 6  $\text{NO}_3^-$ , e combínanse os ións para formar os compostos:



b) Calcúlase a cantidade de monóxido de nitróxeno que se obtería, mirando a ecuación axustada da reacción:

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

Como o rendemento é do 80 %, obtéranse:

$$n(\text{NO}) = 1,05 \text{ mol NO} \cdot \frac{80,0 \text{ obtidos}}{100 \text{ teóricos}} = 0,840 \text{ mol NO}$$

Calcúlase o volume que ocuparán, supoñendo comportamento ideal:

$$V = \frac{n \cdot R \cdot T}{p} = \frac{0,840 \text{ mol NO} \cdot 0,082 \text{ atm} \cdot \text{dm}^3 \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot 273 \text{ K}}{1,00 \text{ atm}} = 18,8 \text{ dm}^3 \text{ NO}$$

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

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

b) Se se utilizan 26,0 cm<sup>3</sup> dunha disolución de dicromato de potasio de concentración 0,0250 mol/dm<sup>3</sup> para valorar 25,0 cm<sup>3</sup> dunha disolución que contén  $\text{Fe}^{2+}$ , cal é a concentración da disolución de  $\text{Fe}^{2+}$ ?

(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

Concentración da disolución de dicromato de potasio

Volume de disolución que contén ión ferro(II)

**Cifras significativas: 3**

$$V_0 = 26,0 \text{ cm}^3$$

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

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

**Incógnitas**

Concentración molar da disolución que contén ión ferro(II)

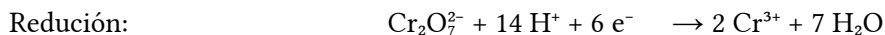
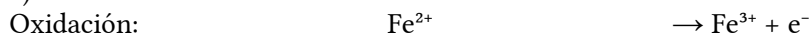
$$[\text{FeCl}_2]$$

**Outros símbolos**

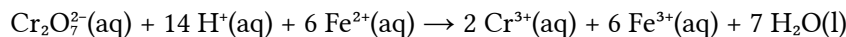
Cantidade de substancia (número de moles)

 $n$ **Solución:**

a) Escríbense as semirreaccións iónicas:

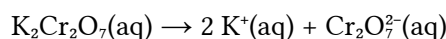


Multiplicando a primeira semirreacción por 6 e sumando, obtense a ecuación iónica axustada:

b) Calcúlase a cantidade de dicromato de potasio que hai en 26,0 cm<sup>3</sup> de disolución de concentración 0,0250 mol/dm<sup>3</sup>:

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

Como o dicromato de potasio é un electrolito forte, está totalmente dissociado:



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

$$n(\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}) = n(\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7) = 6,50 \cdot 10^{-4} \text{ mol Cr}_2\text{O}_7^{2-}$$

Calcúlase a cantidade de ión ferro(II) que se necesitará, mirando a ecuación axustada da reacción:

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

Calcúlase a concentración de ións ferro(II), sabendo que están disoltos en 25,0 cm<sup>3</sup>:

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

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

a) 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.

b) Calcula o volume de cloro gas, a 20 °C e 1 atm (101,3 kPa), que se obtén ao facer reaccionar 10 cm<sup>3</sup> de ácido clorhídrico concentrado do 35,2 % en masa e densidade 1,175 g/cm<sup>3</sup> 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

riqueza

densidade

Gas cloro: temperatura

presión

Constante dos gases ideais

Masa molar do ácido clorhídrico

**Incógnitas**

Volume de cloro a 20 °C e 1 atm

**Ecuacións****Cifras significativas: 3**

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

$$r = 35,2 \%$$

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

$$T = 20 \text{ °C} = 293 \text{ K}$$

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

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

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

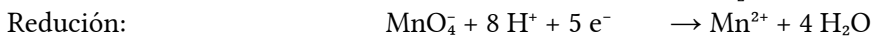
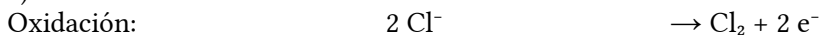
$$V(\text{Cl}_2)$$

De estado dos gases ideais

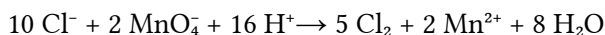
$$p \cdot V = n \cdot R \cdot T$$

**Solución:**

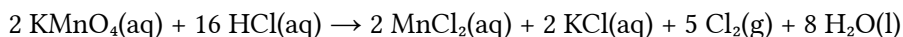
a) Escríbense as semirreaccións iónicas:



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



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

b) Calcúlase a cantidade de ácido clorhídrico que hai en  $10 \text{ cm}^3$  de disolución:

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

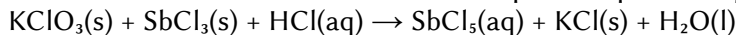
Calcúlase a cantidade de gas cloro que se obtén, mirando a ecuación axustada da reacción:

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

Calcúlase o volume que ocuparán, supoñendo comportamento ideal:

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

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



b) Calcula os gramos de  $\text{KClO}_3$  que se necesitan para obter 200 g de  $\text{SbCl}_5$ , 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**

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

$$r = 50,0 \%$$

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

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

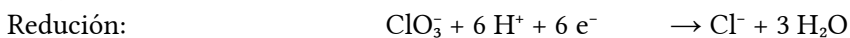
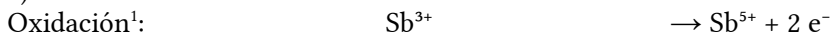
**Incógnitas**

Masa de clorato de potasio

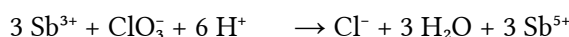
$$m(\text{KClO}_3)$$

**Solución:**

a) Escríbense as semirreaccións iónicas:

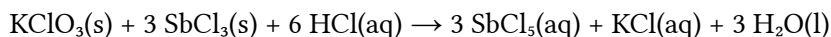


Multiplicando a primeira semirreacción por 3 e sumando, obtense a ecuación iónica axustada.



Para obter a ecuación global, súmase a cada lado  $\text{K}^+$  e  $15 \text{Cl}^-$ , e combínanse os ións para formar os compostos:

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



b) Calcúlase a cantidade de clorato de potasio que se necesitaría, mirando a ecuación axustada da reacción:

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

Pero como o rendemento é do 50,0 %, haberá que empregar máis, xa que parte do clorato de potasio non se aproveita:

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

8. 100 cm<sup>3</sup> dunha disolución acuosa de cloruro de ferro(II) fanse reaccionar, no medio ácido, cunha disolución de concentración 0,35 mol/dm<sup>3</sup> de K<sub>2</sub>Cr<sub>2</sub>O<sub>7</sub> sendo necesarios 64,4 cm<sup>3</sup> desta última para completar a oxidación. Na reacción o ferro(II) oxídase a ferro(III) e o ión Cr<sub>2</sub>O<sub>7</sub><sup>2-</sup> 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

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

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

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

### Incógnitas

Concentración molar da disolución de cloruro de ferro(II)

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

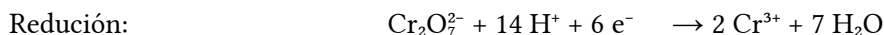
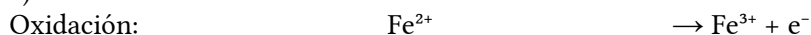
### Outros símbolos

Cantidade de substancia (número de moles)

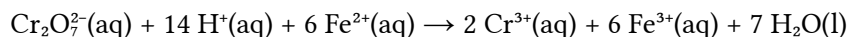
$$n$$

### Solución:

a) Escríbense as semirreaccións iónicas:



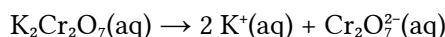
Multiplicando a primeira semirreacción por 6 e sumando, obtense a ecuación iónica axustada:



b) Calcúlase a cantidade de dicromato de potasio que hai en 64,4 cm<sup>3</sup> de disolución de concentración 0,350 mol/dm<sup>3</sup>:

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

Como o dicromato de potasio é un electrolito forte, está totalmente dissociado:



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

$$n(\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}) = n(\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7) = 0,0225 \text{ mol Cr}_2\text{O}_7^{2-}$$

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

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

Como o cloruro de ferro(II) é un electrolito forte, está totalmente dissociado:



Por tanto, a cantidade de cloruro de ferro(II) é a mesma que a do ión ferro(II):

$$n(\text{FeCl}_2) = n(\text{Fe}^{2+}) = 0,135 \text{ mol FeCl}_2$$

Calcúlase a concentración de cloruro de ferro(II), sabendo que está disolto en 100 cm<sup>3</sup>:

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

9. O estaño metálico reacciona co ácido nítrico concentrado e forma óxido de estaño(IV), dióxido de nítrógeno 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/cm<sup>3</sup> 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)  $V = 24,3 \text{ cm}^3 \text{ HNO}_3$ .

### Datos

D(HCl) : riqueza  
densidade

Masa de estaño

Masa atómica do estaño

### Incógnitas

Volume de disolución de ácido nítrico

### Outros símbolos

Cantidade de substancia (número de moles)

### Ecuacións

Densidade

### Cifras significativas: 3

$$r = 16,0 \%$$

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

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

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

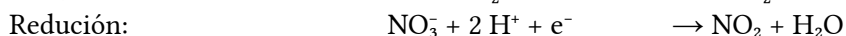
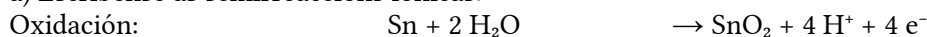
$$V$$

$$n$$

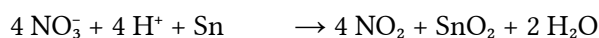
$$\rho = \frac{m}{V}$$

### Solución:

a) Escribense as semirreaccións iónicas:



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



Xuntando os ións de signos opostos obtense a reacción global:



b) Calcúlase a cantidade de estaño que reacciona:

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

Calcúlase a cantidade de ácido nítrico que necesita, mirando a ecuación axustada da reacción:

$$n(\text{HNO}_3) = 0,0168 \text{ mol Sn} \frac{4 \text{ mol HNO}_3}{1 \text{ mol Sn}} = 0,0672 \text{ mol HNO}_3$$

Calcúlase a masa de ácido nítrico puro:

$$m(\text{HNO}_3) = 0,0672 \text{ mol HNO}_3 \frac{63,0 \text{ g HNO}_3}{1 \text{ mol HNO}_3} = 4,25 \text{ g HNO}_3$$

Calcúlase a masa de disolución de ácido nítrico ao 16,0 % que contén eses 4,25 g de HNO<sub>3</sub>:



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

Calcúlase o volume da disolución de densidade  $1,09 \text{ g/cm}^3$ :

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

10. Sábese que o ión  $\text{MnO}_4^-$  oxida o  $\text{Fe(II)}$  a  $\text{Fe(III)}$  en presenza de  $\text{H}_2\text{SO}_4$ , mentres se reduce a  $\text{Mn(II)}$ .
- Escribe e axusta polo método do ión-electrón a ecuación iónica global, indicando as semirreaccións correspondentes.
  - Que volume de disolución de  $\text{KMnO}_4$  de concentración  $0,02 \text{ mol/dm}^3$  requírese para oxidar  $40 \text{ cm}^3$  dunha disolución de concentración  $0,1 \text{ mol/dm}^3$  de  $\text{FeSO}_4$  en disolución de  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ?

(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  $\text{KMnO}_4$

Volume de disolución de  $\text{FeSO}_4$

Concentración de  $\text{FeSO}_4$

### Cifras significativas: 3

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

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

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

### Incógnitas

Volume de disolución de  $\text{KMnO}_4$  necesario para o  $\text{FeSO}_4$

$V_d$

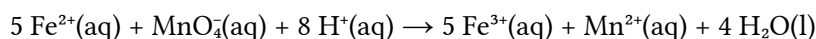
### Solución:

a) Escríbense as semirreaccións iónicas:

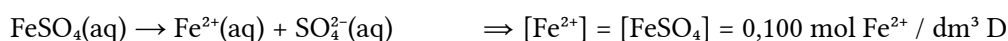
Oxidación:  $\text{Fe}^{2+} \rightarrow \text{Fe}^{3+} + \text{e}^-$

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

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



b) Calcúlase o volume da disolución de  $\text{KMnO}_4$ , mirando a ecuación axustada da reacción, e tendo en conta que as concentracións dos ións son as mesmas que as dos sales, que son electrólitos fortes e están totalmente dissociados:



$$V_d = 0,040 \text{ dm}^3 \text{ D}_{\text{Fe}} \frac{0,100 \text{ mol Fe}^{2+}}{1,00 \text{ dm}^3 \text{ D}_{\text{Fe}}} \frac{1 \text{ mol MnO}_4^-}{5 \text{ mol Fe}^{2+}} \frac{1,00 \text{ dm}^3 \text{ D}_{\text{Mn}}}{0,020 \text{ mol MnO}_4^-} = 4,00 \cdot 10^{-2} \text{ dm}^3 = 40,0 \text{ cm}^3 \text{ D}_{\text{Mn}}$$

11. 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

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

$r = 65,0 \%$

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

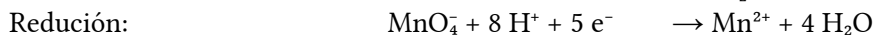
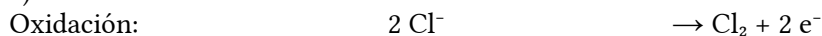
$M(\text{MnSO}_4) = 151 \text{ g/mol}$

**Incógnitas**

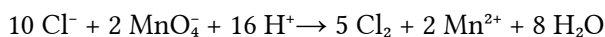
Masa de permanganato de potasio

 $m(\text{KMnO}_4)$ **Solución:**

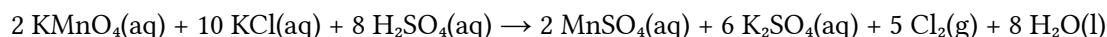
a) Escríbense as semirreaccións iónicas:



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



Para obter a ecuación global, súmase a cada lado  $12 \text{K}^+$  e  $8 \text{SO}_4^{2-}$ , e combínanse os ións para formar os compostos:



b) Calcúlase a masa de permanganato de potasio que se necesitaría, mirando a ecuación axustada da reacción:

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

Pero como o rendemento é do 65,0 %, haberá que empregar máis, xa que parte del non se aproveita:

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

12. 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  $25^\circ\text{C}$  e  $1,2 \text{ atm}$  ( $121,6 \text{ kPa}$ ), pódese obter se  $100 \text{ cm}^3$  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)

**Rta.:** a)  $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 14 \text{H}^+ + 6 \text{Cl}^- \rightarrow 2 \text{Cr}^{3+} + 7 \text{H}_2\text{O} + 3 \text{Cl}_2$ ; b)  $V = 0,18 \text{ dm}^3 \text{ Cl}_2$ .

**Datos**

Volume de disolución de dicromato de potasio

Concentración da disolución de dicromato de potasio

 $\text{Cl}_2(\text{gas})$ : temperatura

presión

Constante dos gases ideais

**Cifras significativas: 3**

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

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

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

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

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

**Incógnitas**

Volume de cloro obtido

 $V$ **Outros símbolos**

Cantidade de substancia (número de moles)

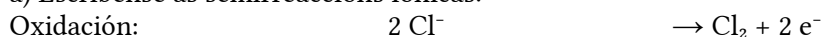
 $n$ **Ecuacións**

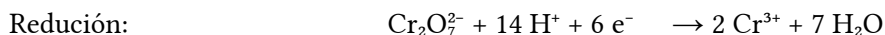
De estado dos gases ideais

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

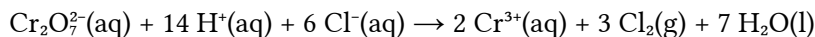
**Solución:**

a) Escríbense as semirreaccións iónicas:





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



b) Calcúlase a cantidade de dicromato de potasio que hai en 100 cm<sup>3</sup> de disolución de concentración 0,0300 mol/dm<sup>3</sup>:

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

Como o dicromato de potasio é un electrolito forte, está totalmente dissociado:



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

$$n(\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}) = n(\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7) = 0,00300 \text{ mol Cr}_2\text{O}_7^{2-}$$

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

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

Calcúlase o volume de cloro, medido a 25 °C e 121,6 kPa, supoñendo comportamento ideal para o gas:

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

13. 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/dm<sup>3</sup> 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)  $V_d = 8,84 \text{ cm}^3$  D  $\text{HNO}_3$  12,0 mol/dm<sup>3</sup>.

#### Datos

Masa de cinabrio

#### Cifras significativas: 3

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

Contido de HgS no cinabrio

$$r = 92,5 \%$$

Concentración da disolución de ácido nítrico

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

Masa molar do sulfuro de mercurio(II)

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

#### Incógnitas

Volume de disolución de ácido nítrico

$$V$$

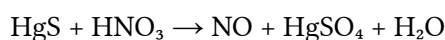
#### Outros símbolos

Cantidade de substancia (número de moles)

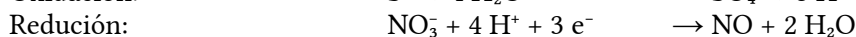
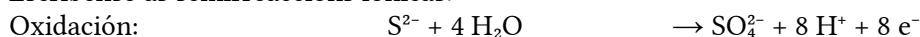
$$n$$

#### Solución:

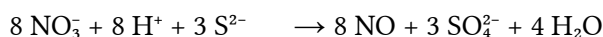
a) Escríbese a reacción:



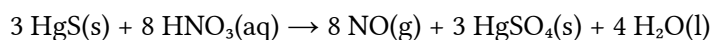
Escríbense as semirreaccións iónicas:



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



Xuntando os ións de signos opostos, obtense a reacción global:



b) Calcúlase a cantidade de HgS que hai en 10,0 g de cinabrio, mirando a ecuación axustada da reacción:

$$n(\text{HgS}) = 10,0 \text{ g cinabrio} \cdot \frac{92,5 \text{ g HgS}}{100 \text{ g cinabrio}} \cdot \frac{1 \text{ mol HgS}}{233 \text{ g HgS}} = 0,039 \text{ mol HgS}$$

Calcúlase o volume de ácido nítrico de concentración 12,0 mol/dm<sup>3</sup> necesario, mirando a ecuación axustada da reacción:

$$V_D(\text{HNO}_3) = 0,039 \text{ mol HgS} \cdot \frac{8 \text{ mol HNO}_3}{3 \text{ mol HgS}} \cdot \frac{1000 \text{ cm}^3 \text{ D HNO}_3}{12,0 \text{ mol HNO}_3} = 8,84 \text{ cm}^3 \text{ D HNO}_3$$

14. 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 cm<sup>3</sup> dunha disolución de cloruro de antimonio(III) gástanse 30,4 cm<sup>3</sup> dunha disolución de bromato de potasio de concentración 0,102 mol/dm<sup>3</sup>:

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  $\text{SbCl}_3$

Volume de disolución de  $\text{KBrO}_3$

Concentración da disolución de  $\text{KBrO}_3$

#### Cifras significativas: 3

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

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

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

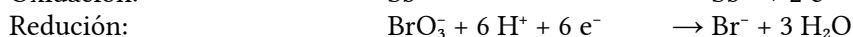
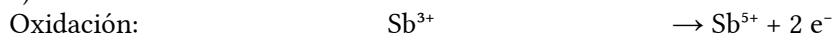
#### Incógnitas

Concentración da disolución de  $\text{SbCl}_3$

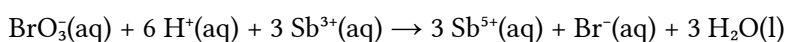
$$[\text{SbCl}_3]$$

#### Solución:

a) Escríbense as semirreaccións iónicas:



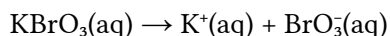
Multiplicando a primeira semirreacción por 3 e sumando, obtense a ecuación iónica axustada.



b) Calcúlase a cantidade de bromato de potasio consumida na valoración:

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

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



Polo tanto, a cantidade do ión bromato é a mesma que a do bromato de potasio.

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

Calcúlase a cantidade de ión antimonio(III) consumida na valoración é, mirando a ecuación axustada da reacción:

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

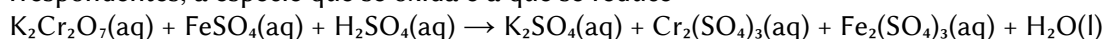
Supoñendo que o cloruro de antimonio(III) está totalmente dissociado, todo o ión antimonio(III) procede del, e a cantidade de cloruro de antimonio é:

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

Calcúlase a concentración da disolución, sabendo que está disolto en 25 cm<sup>3</sup> de disolución:

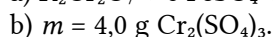
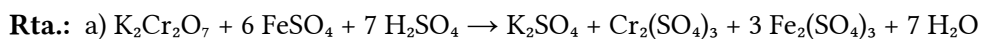
$$[\text{SbCl}_3] = \frac{9,30 \cdot 10^{-3} \text{ mol SbCl}_3}{25,0 \cdot 10^{-3} \text{ dm}^3 \text{ D SbCl}_3} = 0,372 \text{ mol SbCl}_3/\text{dm}^3 \text{ D}$$

15. 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 %

$m$

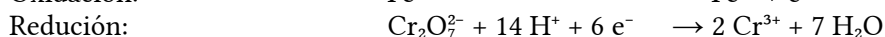
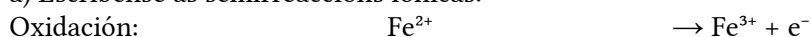
### Outros símbolos

Cantidade de substancia (número de moles)

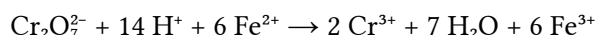
$n$

### Solución:

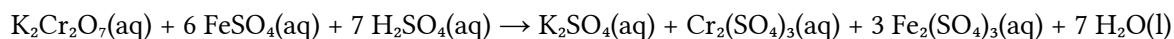
- a) Escribíense as semirreaccións iónicas:



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



Para obter a ecuación global, súmase a cada lado 2 K<sup>+</sup> e 7 SO<sub>4</sub><sup>2-</sup>, e combínanse os ións para formar os compostos:



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

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

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

$$n(\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3) = 0,017 \text{ mol K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 \frac{1 \text{ mol Cr}_2(\text{SO}_4)_3}{1 \text{ mol K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7} = 0,017 \text{ mol Cr}_2(\text{SO}_4)_3$$

Pero como o rendemento é do 60,0 %, a cantidade de sulfato de cromo(III) obtida será:

$$n'(\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3) = 0,017 \text{ mol Cr}_2(\text{SO}_4)_3 \frac{60,0 \text{ mol obtidos}}{100 \text{ mol esperados}} = 0,010 \text{ mol Cr}_2(\text{SO}_4)_3$$

Calcúlase a masa obtida:

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

16. Por oxidación do ión bromuro con ión permanganato no medio ácido, obtense bromo ( $\text{Br}_2$ ) e o sal de manganeso(II):

- Escribe a reacción iónica e axústa polo método do ión-electrón.
- Calcula cantos gramos de permanganato de potasio poden ser reducidos por  $250 \text{ cm}^3$  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

### Incógnitas

Masa de  $\text{KMnO}_4$  que se pode reducir

### Cifras significativas: 2

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

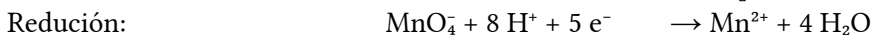
$$V = 250 \text{ cm}^3 = 0,25 \text{ dm}^3$$

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

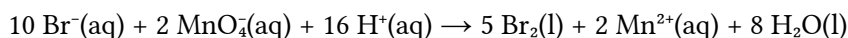
$$m(\text{KMnO}_4)$$

### Solución:

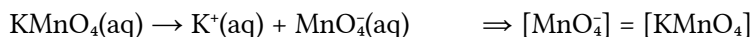
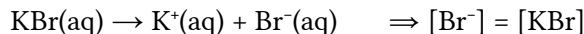
a) Escríbense as semirreaccións iónicas:



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



b) Calcúlase a masa de  $\text{KMnO}_4$ , mirando a ecuación axustada da reacción, e tendo en conta que as concentracións dos ións son as mesmas que as dos sales, que son electrólitos fortes, e están totalmente dissociados:



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

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

- Escribe a reacción molecular redox axustada.
- Que volume de cloro, medido a  $0,92 \text{ atm}$  e  $30^\circ \text{C}$ , obtense ao reaccionar  $150 \text{ cm}^3$  de ácido clorhídrico do 35 % e densidade  $1,17 \text{ g/cm}^3$ , 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

$\text{D}(\text{HCl})$  : riqueza

densidade

volume

$\text{Cl}_2(\text{gas})$ : temperatura

presión

Constante dos gases ideais

Masa molar do ácido clorhídrico

### Cifras significativas: 3

$$r = 35,0 \%$$

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

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

$$T = 30^\circ \text{C} = 303 \text{ K}$$

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

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

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

**Incógnitas**

Volume de  $\text{Cl}_2$  que se forma nas condicións indicadas  $V$

**Outros símbolos**

Cantidade de substancia (número de moles)  $n$

**Ecuacións**

De estado dos gases ideais  $p \cdot V = n \cdot R \cdot T$

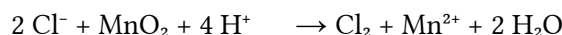
**Solución:**

a) Escríbense as semirreaccións iónicas:

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

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

Obtense a ecuación iónica axustada sumándoas:



Sumando  $2 \text{Cl}^-$  a cada lado da ecuación e xuntando os ións de signos opostos obtense a reacción global:



b) Calcúlase a cantidade de ácido clorhídrico que se consome:

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

Calcúlase a cantidade de cloro que se produce, mirando a ecuación axustada da reacción:

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

Calcúlase o volume de cloro, medido a  $0,92 \text{ atm}$  e  $30^\circ \text{C}$ , supoñendo comportamento ideal para o gas:

$$V(\text{Cl}_2) = \frac{n \cdot R \cdot T}{p} = \frac{0,421 \text{ mol Cl}_2 \cdot 0,082 \text{ atm} \cdot \text{dm}^3 \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot 303 \text{ K}}{0,920 \text{ atm}} = 11,4 \text{ dm}^3 \text{ Cl}_2$$

18. 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  $\text{cm}^3$  de  $\text{HNO}_3$  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  $\text{NO}$  se formará, medido a  $29^\circ \text{C}$  de temperatura e  $748 \text{ mmHg}$  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)  $V_d = 9,5 \text{ cm}^3 \text{ D}$ ; c)  $V = 2,7 \text{ dm}^3 \text{ NO}_2$ .

**Datos**

$\text{HNO}_3$  : 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  $\text{HNO}_3$  necesario para reaccionar co Cu  $V_d$

**Incógnitas**

Volume de NO<sub>2</sub> que se forma nas condicións indicadas *V*

**Outros símbolos**

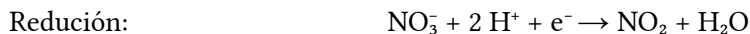
Cantidade de substancia (número de moles) *n*

**Ecuacións**

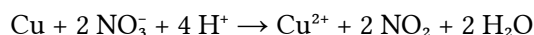
De estado dos gases ideais  $p \cdot V = n \cdot R \cdot T$

**Solución:**

a) Escríbense as semirreaccións iónicas:



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



Sumando 2 NO<sub>3</sub><sup>-</sup> a cada lado da ecuación e xuntando os ións de signos opostos obtense a reacción global:



b) Calcúlase a cantidade de ácido nítrico, mirando a ecuación axustada da reacción:

$$n(\text{HNO}_3) = 3,4 \text{ g Cu} \frac{1,0 \text{ mol Cu}}{64 \text{ g Cu}} \frac{4 \text{ mol HNO}_3}{1 \text{ mol Cu}} = 0,21 \text{ mol HNO}_3$$

Calcúlase o volume de disolución de HNO<sub>3</sub> do 95 % de pureza e densidade 1,5 g/cm<sup>3</sup> que contén esa cantidade:

$$V_d = 0,21 \text{ mol HNO}_3 \frac{63 \text{ g HNO}_3}{1 \text{ mol HNO}_3} \frac{100 \text{ g D HNO}_3}{95 \text{ g HNO}_3} \frac{1,0 \text{ cm}^3 \text{ D HNO}_3}{1,5 \text{ g D HNO}_3} = 9,5 \text{ cm}^3 \text{ D HNO}_3$$

c) Calcúlase a cantidade de dióxido de nitróxeno, mirando a ecuación axustada da reacción:

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

Calcúlase o volume de dióxido de nitróxeno, medido a 29 °C de temperatura e 748 mmHg de presión, supoñendo comportamento ideal para o gas:

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

## ● **Electrólise**

1. Durante a electrólise do cloruro de magnesio fundido:

- Cantos gramos de Mg prodúcense cando pasan  $8,80 \cdot 10^3$  coulombios 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.
- Escrebe 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 magnesio depositada (apdo. b)

**Cifras significativas: 3**

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

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



**Datos**

Intensidade que atravesa a célula (apdo. b)

Gas cloro: presión

temperatura

Constante dos gases ideais

Masa atómica do magnesio

**Cifras significativas: 3**

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

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

$$T = 27 \text{ °C} = 300 \text{ K}$$

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

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

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

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

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

$$t$$

Volume de gas cloro desprendido

$$V$$

**Outros símbolos**

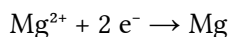
Cantidade de sustancia (número de moles)

$$n$$

**Solución:**a) Calcúlase a cantidade de electróns equivalente á carga de  $8,80 \cdot 10^3 \text{ C}$ :

$$n(e) = 8,80 \cdot 10^3 \text{ C} \cdot \frac{1 \text{ mol } e}{9,65 \cdot 10^4 \text{ C}} = 0,912 \text{ mol } e$$

A reacción no cátodo é:



Se calcula a masa de magnesio depositada, mirando a ecuación axustada da reacción:

$$m(\text{Mg}) = 0,912 \text{ mol } e \cdot \frac{1 \text{ mol Mg}}{2 \text{ mol } e} \cdot \frac{24,3 \text{ g Mg}}{1,00 \text{ mol Mg}} = 1,11 \text{ g Mg}$$

b) Calcúlase a cantidade de magnesio que hai en 0,500 g:

$$n(\text{Mg}) = 0,500 \text{ g Mg} \cdot \frac{1,00 \text{ mol Mg}}{24,3 \text{ g Mg}} = 0,0206 \text{ mol Mg}$$

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

$$n(e) = 0,0206 \text{ mol Mg} \cdot \frac{2 \text{ mol } e}{1 \text{ mol Mg}} = 0,0412 \text{ mol } e$$

Calcúlase a carga eléctrica equivalente:

$$Q = 0,0412 \text{ mol } e \cdot \frac{9,65 \cdot 10^4 \text{ C}}{1 \text{ mol } e} = 3,98 \cdot 10^3 \text{ C}$$

Calcúlase o tempo coa expresión da intensidade:

$$I = \frac{Q}{t} \Rightarrow t = \frac{Q}{I} = \frac{3,98 \cdot 10^3 \text{ C}}{25 \text{ A}} = 159 \text{ s}$$

c) A reacción de electrólise é:



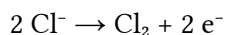
Calcúlase a cantidade de cloro, mirando a ecuación axustada da reacción:

$$n(\text{Cl}_2) = n(\text{Mg}) = 0,0206 \text{ mol Cl}_2$$

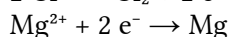
Calcúlase o volume de cloro, medido a 1,23 atm e 27 °C, supoñendo comportamento ideal para o gas:

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

d) A reacción no ánodo é a de oxidación:



A reacción no cátodo é a de redución:



2. 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 depositaranse ao pasar 10,00 A durante unha hora?

(P.A.U. xuño 98)

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

### Datos

Intensidade de corrente eléctrica

Tempo para a masa de cinc depositada

Masa de cinc depositada

Intensidade de corrente para depositar o cobre

Tempo para depositar o cobre

Faraday (1 mol electróns)

Masa atómica do cobre

### Cifras significativas: 3

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

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

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

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

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

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

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

### Incógnitas

Masa equivalente do cinc

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

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

$m(\text{Cu})$

### Outros símbolos

Cantidade de sustancia (número de moles)

$n$

### Solución:

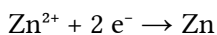
- a) Calcúlase a carga eléctrica coa expresión da intensidade:

$$Q = I \cdot t = 5,00 \text{ A} \cdot 1,8 \cdot 10^3 \text{ s} = 9,00 \cdot 10^4 \text{ C}$$

Calcúlase a cantidade de electróns equivalente:

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

A reacción no cátodo é:



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

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

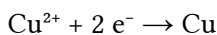
- b) Calcúlase a carga eléctrica coa expresión da intensidade:

$$Q = I \cdot t = 10,00 \text{ A} \cdot 3,60 \cdot 10^3 \text{ s} = 3,60 \cdot 10^4 \text{ C}$$

Calcúlase a cantidade de electróns equivalente:

$$n_{\text{b}}(\text{e}) = 3,60 \cdot 10^4 \text{ C} \cdot \frac{1 \text{ mol e}}{9,65 \cdot 10^4 \text{ C}} = 0,373 \text{ mol e}$$

No caso do cobre, a reacción no cátodo é:



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

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

## ◇ CUESTIÓNS

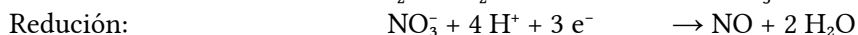
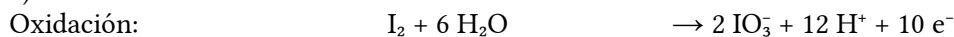
### ● Reaccións redox

1. Empregando o método do ión electrón axusta a ecuación química que corresponde á seguinte reacción redox:
- $$\text{I}_2(\text{s}) + \text{HNO}_3(\text{aq}) \rightarrow \text{HIO}_3(\text{aq}) + \text{NO}(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l})$$

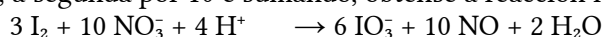
(P.A.U. set. 11)

#### 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<sup>+</sup> a cada lado da ecuación e xuntando os ións de signos opostos obtense a reacción global:



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

a) Escribe as semirreaccións de oxidación e redución.

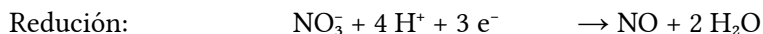
b) Indica cal é o oxidante, e cal o redutor.

c) Axusta a reacción.

(P.A.U. set. 05)

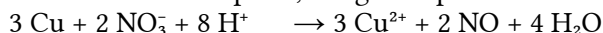
#### Solución:

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

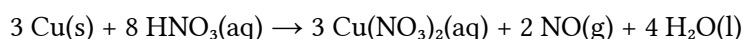


b) O axente oxidante é o ión nitrato NO<sub>3</sub><sup>-</sup> porque é o responsable da oxidación (redúcese, gaña os electróns que se perden na oxidación). O axente redutor é o cobre metálico Cu.

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



Sumando 6 NO<sub>3</sub><sup>-</sup> a cada lado da ecuación e xuntando os ións de signos opostos obtense a reacción global:



### ● Potenciais

1. Xustifica, con axuda das semirreaccións, se o O<sub>2</sub>(g) oxidará ao Cl<sup>-</sup>(aq) a Cl<sub>2</sub>(g) en medio ácido, con formación de auga.

Datos:  $E^\circ(\text{O}_2/\text{H}_2\text{O}) = +1,23 \text{ V}$ ;  $E^\circ(\text{Cl}_2/\text{Cl}^-) = +1,36 \text{ V}$ .

(P.A.U. xuño 16)

#### Solución:

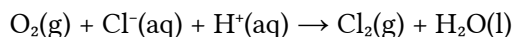
A condición para que unha reacción química sexa espontánea é que a variación de enerxía libre de Gibbs sexa negativa. A relación matemática entre a enerxía libre de Gibbs e o potencial electroquímico é:

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

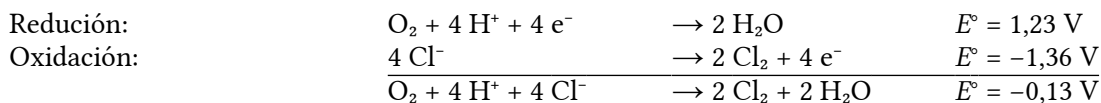
$\Delta G$  é a variación de enerxía libre de Gibbs,  $n$  é o número de electróns intercambiados por cada mol de especie reducida ou oxidada,  $F$  (1 Faraday) é a carga dun mol de electróns e  $E$  é o potencial electroquímico do proceso.

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

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



Escribense as semirreaccións:

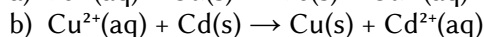
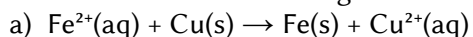


O potencial da reacción global sae negativo, por tanto, o proceso non será espontáneo e non se producirá ningunha reacción entre o osíxeno e o ión cloruro.

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:

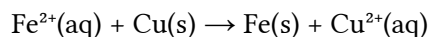
A condición para que unha reacción química sexa espontánea é que a variación de enerxía libre de Gibbs sexa negativa. A relación matemática entre a enerxía libre de Gibbs e o potencial electroquímico é:

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

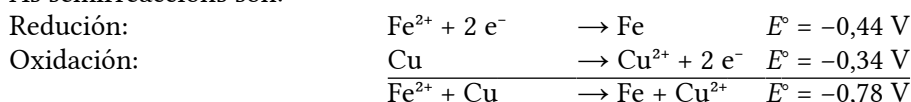
$\Delta G$  é a variación de enerxía libre de Gibbs,  $n$  é o número de electróns intercambiados por cada mol de especie reducida ou oxidada,  $F$  (1 Faraday) é a carga dun mol de electróns e  $E$  é o potencial electroquímico do proceso.

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

a) Para a reacción:

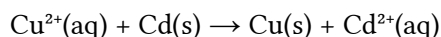


As semirreaccións son:

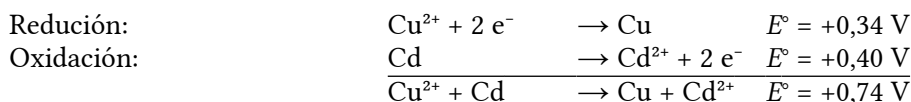


O potencial da reacción global sae negativo, por tanto, o proceso non será espontáneo e non se producirá ningunha reacción entre o ión  $\text{Fe}^{2+}$  e o  $\text{Cu}$ .

b) Para a reacción:



La s semirreaccións son:



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

3. O potencial de redución estándar do  $\text{Au}^{3+}/\text{Au}$  é 1,3 V. Indica se a 25 °C o ácido clorhídrico reacciona co ouro. Escribe a reacción que tería lugar.

$$\text{Dato: } E^\circ(\text{H}^+/\text{H}_2) = 0,00 \text{ V}.$$

(P.A.U. xuño 15)

### Solución:

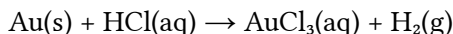
A condición para que unha reacción química sexa espontánea é que a variación de enerxía libre de Gibbs sexa negativa. A relación matemática entre a enerxía libre de Gibbs e o potencial electroquímico é:

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

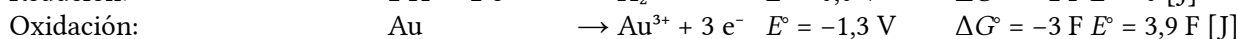
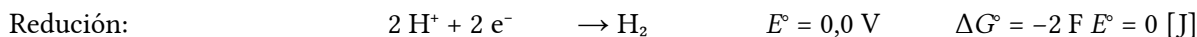
$\Delta G$  é a variación de enerxía libre de Gibbs,  $n$  é o número de electróns intercambiados por cada mol de especie reducida ou oxidada,  $F$  (1 Faraday) é a carga dun mol de electróns e  $E$  é o potencial electroquímico do proceso.

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

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

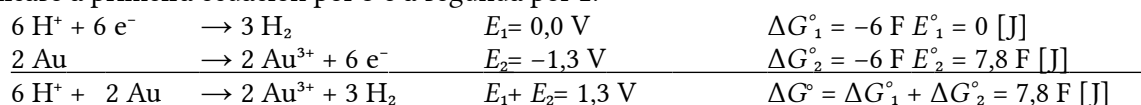


Escribíense as semirreaccións:



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

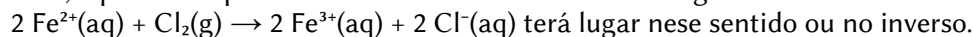
$$\Delta G^\circ = -6 F E^\circ$$

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

Coincide coa suma dos potenciais das reaccións:  $E = E_1 + E_2$

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



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:

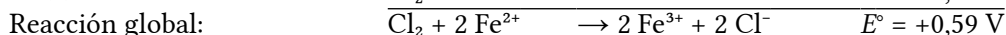
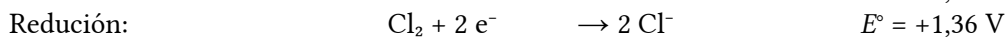
A condición para que unha reacción química sexa espontánea é que a variación de enerxía libre de Gibbs sexa negativa. A relación matemática entre a enerxía libre de Gibbs e o potencial electroquímico é:

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

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

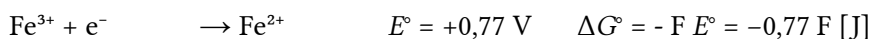
A reacción proposta desdóbrase en dúas semirreaccións:



Ao ter un potencial positivo, é espontánea.

Oxidase o ión  $\text{Fe}^{2+}$  a ión  $\text{Fe}^{3+}$  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):



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

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

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

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

a) En disolución acuosa, a 25 °C, os ións  $\text{Fe}^{3+}$  oxidan aos ións  $\text{I}^-$  a  $\text{I}_2$  mentres se reducen a  $\text{Fe}^{2+}$ .

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.

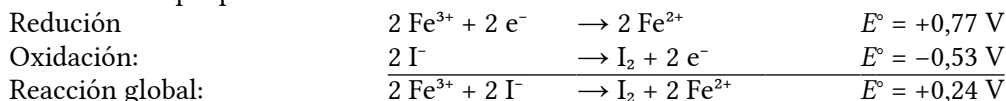
A condición para que unha reacción química sexa espontánea é que a variación de enerxía libre de Gibbs sexa negativa. A relación matemática entre a enerxía libre de Gibbs e o potencial electroquímico é:

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

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

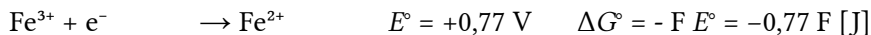
As reaccións que poderían suceder son:



que ao ter un potencial positivo, é espontánea.

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

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:



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

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

6. 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:

a) As reaccións que se producen nos eléctrodos indicando o ánodo e o cátodo.

b) A reacción global e o potencial estándar da pila formada con estes eléctrodos.

(P.A.U. xuño 12)

**Solución:**

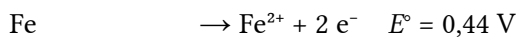
a) A condición para que unha reacción química sexa espontánea é que a variación de enerxía libre de Gibbs sexa negativa. A relación matemática entre a enerxía libre de Gibbs e o potencial electroquímico é:

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

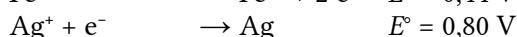
$\Delta G$  é a variación de enerxía libre de Gibbs,  $n$  é o número de electróns intercambiados por cada mol de especie reducida ou oxidada,  $F$  (1 Faraday) é a carga dun mol de electróns e  $E$  é o potencial electroquímico do proceso.

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

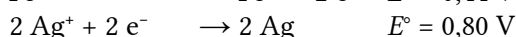
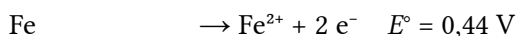
No ánodo ocorre a oxidación:

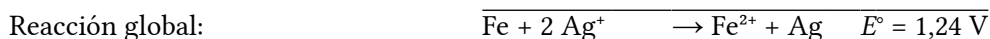


No cátodo a redución:



b)





7. Que sucedería se utilizase unha culler de aluminio para axitar unha disolución de nitrato de ferro(II)?  
 Datos:  $E^\circ(\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}) = -0,44 \text{ V}$ ;  $E^\circ(\text{Al}^{3+}/\text{Al}) = -1,76 \text{ V}$ . (P.A.U. xuño 11)

**Solución:**

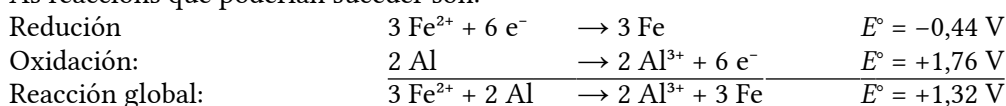
A condición para que unha reacción química sexa espontánea é que a variación de enerxía libre de Gibbs sexa negativa. A relación matemática entre a enerxía libre de Gibbs e o potencial electroquímico é:

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

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

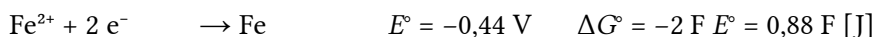
As reaccións que poderían suceder son:



Ao ter un potencial positivo, a reacción é espontánea.

Oxidase o aluminio e redúcese o ión  $\text{Fe}^{2+}$  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:  $3 \text{Fe}^{2+} + 6 \text{e}^- \rightarrow 3 \text{Fe} \quad \Delta G^\circ = 3 \Delta G^\circ = 2,64 F [\text{J}]$

Pero a ecuación  $\Delta G = -n F E$ , queda agora  $\Delta G^\circ = -6 F E^\circ$  (intercámbianse 6 electróns). Despejando  $E^\circ$ :

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

8. Indica razoadamente o que sucederá se a unha disolución de  $\text{FeSO}_4$  engadímoslle:

- Anacos de cinc.
- 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:**

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

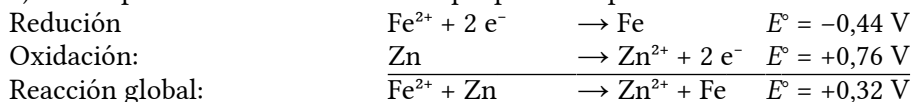
$$\Delta G = -n \cdot F \cdot E$$

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

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

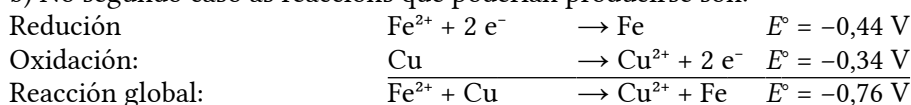
- a) Para o primeiro caso as reaccións que poderían producirse son:



Ao ter un potencial positivo, a reacción é espontánea.

Neste caso oxidase o cinc e redúcese o ión  $\text{Fe}^{2+}$  ata Fe metálico.

b) No segundo caso as reaccións que poderían producirse son:



Ao ter un potencial negativo, a reacción non é espontánea.

Neste caso non se producirá ningunha reacción.

9. 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.

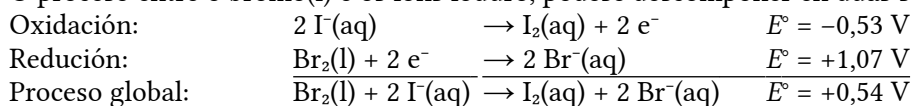
A condición para que unha reacción química sexa espontánea é que a variación de enerxía libre de Gibbs sexa negativa. A relación matemática entre a enerxía libre de Gibbs e o potencial electroquímico é:

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

$\Delta G$  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.

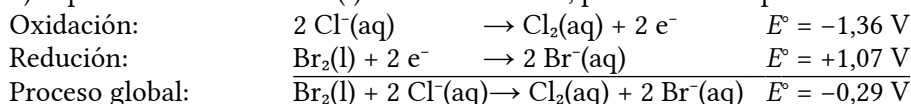
Como  $\Delta G$  e  $E$  son de signos opostos, a condición para que unha reacción sexa espontánea é que o potencial electroquímico sexa positivo:  $E > 0$ .

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.

10. Explica razoadamente que sucederá se nunha disolución de sulfato de cobre(II) de concentración  $1,0 \text{ mol/dm}^3$  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 condición para que unha reacción química sexa espontánea é que a variación de enerxía libre de Gibbs sexa negativa. A relación matemática entre a enerxía libre de Gibbs e o potencial electroquímico é:

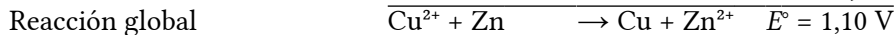
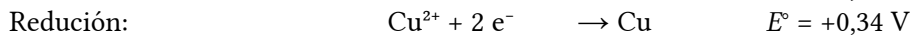
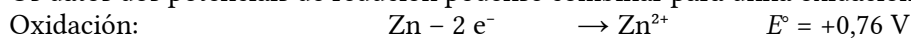
$$\Delta G = -n \cdot F \cdot E$$



$\Delta G$  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.

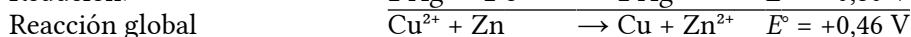
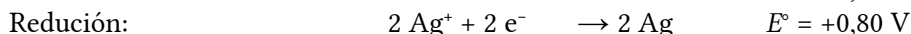
Como  $\Delta G$  e  $E$  son de signos opostos, a condición para que unha reacción sexa espontánea é que o potencial electroquímico sexa positivo:  $E > 0$ .

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.

11. 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:

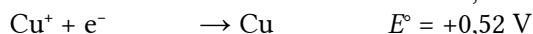
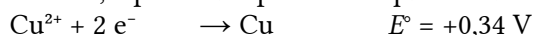
a) A condición para que unha reacción química sexa espontánea é que a variación de enerxía libre de Gibbs sexa negativa. A relación matemática entre a enerxía libre de Gibbs e o potencial electroquímico é:

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

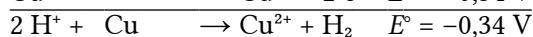
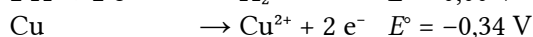
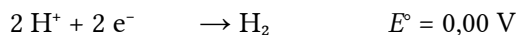
$\Delta G$  é a variación de enerxía libre de Gibbs,  $n$  é o número de electróns intercambiados por cada mol de especie reducida ou oxidada,  $F$  (1 Faraday) é a carga dun mol de electróns e  $E$  é o potencial electroquímico do proceso.

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

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



Combinando a primeira delas coa de redución do hidróxeno:



O potencial de reacción é 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 é  $E^\circ = -2,71 \text{ V}$ . O signo negativo indícanos que o ión sodio non ten ningunha tendencia a reducirse; a tendencia do sodio metálico é a oxidarse (perder electróns), polo que actuará como redutor.

Para poder predicir se é «moi» redutor, deberíase poder comparar o seu potencial cos doutros elementos ou compostos. Relacionando o poder redutor coa tendencia a perder electróns, pódese dicir que o sodio, como todos os metais alcalinos, é un bo redutor.

O flúor ten un potencial,  $E^\circ = 2,87 \text{ V}$ , que nos indica que ten tendencia a reducirse, polo que actuará como oxidante. Isto está de acordo coa electronegatividade do flúor. Sabendo que o flúor é o elemento máis electronegativo, ou sexa, o que ten máis tendencia a «captar» electróns doutros átomos, dedúcese que tamén será o oxidante máis forte.

## ● Pilas

1. 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?
  - Escrebe a notación da pila e as reaccións que teñen lugar.

(P.A.U. set. 11)

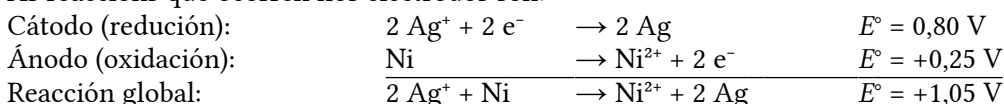
**Rta.:** a)  $E^\circ = +1,05 \text{ V}$ ; b)  $\text{Ni} \mid \text{Ni}^{2+} \parallel \text{Ag}^+ \mid \text{Ag}$ .

### 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:

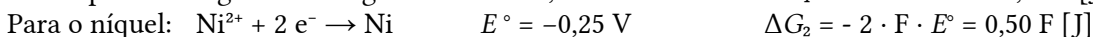
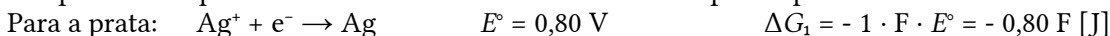


que, ao ter un potencial positivo, é espontánea.

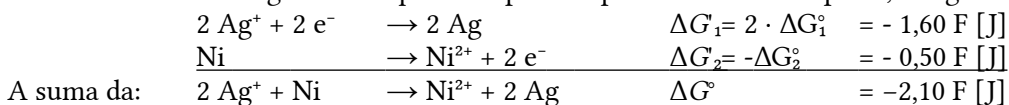
Oxidase o níquel ata ión níquel(II) e redúcese o ión prata ata prata metálica.

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.



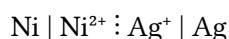
Para obter a reacción global hai que multiplicar a primeira ecuación por 2, a segunda por -1.



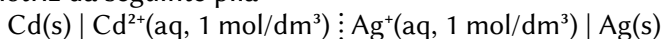
Na ecuación  $\Delta G = -z F E$ , agora  $z = 2$ , porque se intercambian 2 electróns. Despejando  $E^\circ$ , queda:

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

A notación da pila é: ánodo(oxidación)  $\parallel$  cátodo(redución)



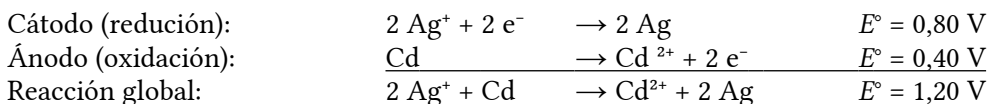
2. Escrebe as reaccións que teñen lugar no ánodo e no cátodo (indicando o tipo de proceso que ocorre) e calcula a forza electromotriz da seguinte pila:



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

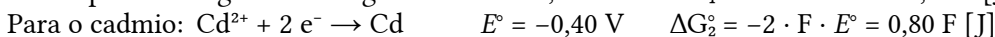
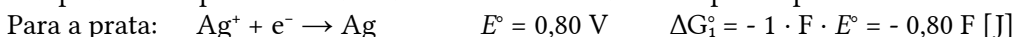
(P.A.U. xuño 07)

### Solución:



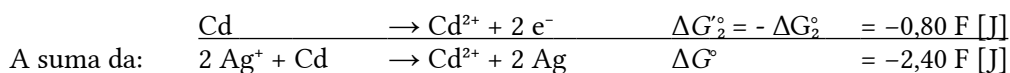
Aínda que para axustar a reacción iónica hai que multiplicar cada semirreacción por un coeficiente, o potencial vale o mesmo, posto que o que cambia é a enerxía libre de Gibbs.

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



Para obter a reacción global hai que multiplicar a primeira ecuación por 2 e a segunda por -1.





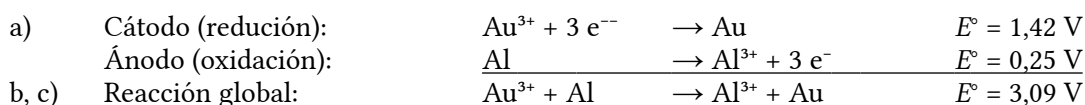
Na ecuación  $\Delta G = -z F E$ , agora  $z = 2$ , porque se intercambian 2 electróns. Despegando  $E^\circ$ , queda:

$$E^\circ = \frac{-2,40 \text{ F [J]}}{-2 \text{ F [C]}} = 1,20 \text{ V}$$

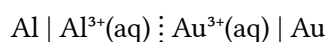
3. Unha pila está formada polos eléctrodos:  $\text{Al}^{3+}/\text{Al}$  ( $E^\circ = 1,67 \text{ V}$ ) e por  $\text{Au}^{3+}/\text{Au}$  ( $E^\circ = 1,42 \text{ V}$ ). Indica:
- Semirreaccións que teñen lugar en cada eléctrodo.
  - Reacción global.
  - Forza electromotriz da pila.
  - Representación simbólica da pila.

(P.A.U. set. 04)

**Solución:**



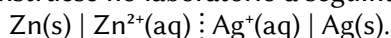
d) A notación da pila é: ánodo(oxidación) : cátodo(redución)



## ♦ LABORATORIO

### ● Pilas

1. A  $25^\circ \text{C}$  e empregando un eléctrodo de prata e outro de cinc, disolucións de  $\text{Zn}^{2+}$  (de concentración  $1,0 \text{ mol/dm}^3$ ) e  $\text{Ag}^+$  (de concentración  $1,0 \text{ mol/dm}^3$ ) e unha disolución de  $\text{KNO}_3$  de concentración  $2,0 \text{ mol/dm}^3$  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.

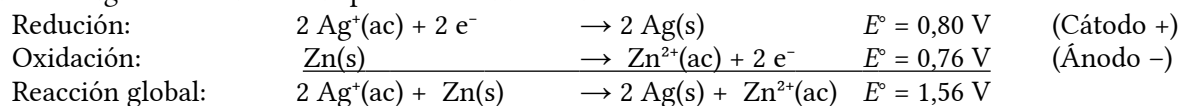
Datos:  $E^\circ(\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}) = -0,76 \text{ V}$ ;  $E^\circ(\text{Ag}^+/\text{Ag}) = +0,80 \text{ V}$ .

(P.A.U. xuño 14, set. 13, set. 09)

Rta.: a)  $E^\circ = 1,56 \text{ V}$ .

**Solución:**

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



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

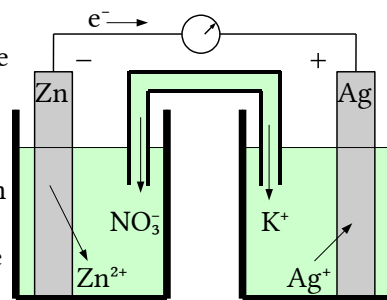
$$\Delta G = -z F E = -2 \cdot F \cdot (1,56) < 0$$

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

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

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

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



2. 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.

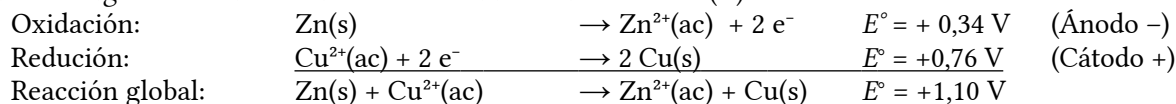
Datos:  $E^\circ(\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}) = -0,76 \text{ V}$ ;  $E^\circ(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) = +0,34 \text{ V}$ .

(P.A.U. set. 12, set. 11, set. 08, xuño 08)

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

### Solución:

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

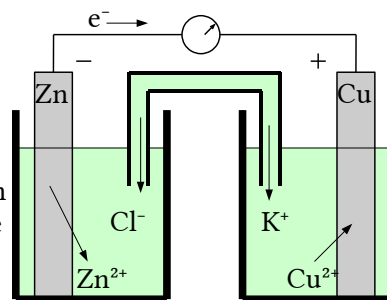


O criterio para indicar se unha reacción é espontánea é que a variación de enerxía libre de Gibbs sexa negativa. A reacción é espontánea porque a relación entre a enerxía libre de Gibbs e o potencial de reacción é:

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

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

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



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

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

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

a) Escribe as reaccións que teñen lugar en cada un dos eléctrodos e a reacción global da pila.

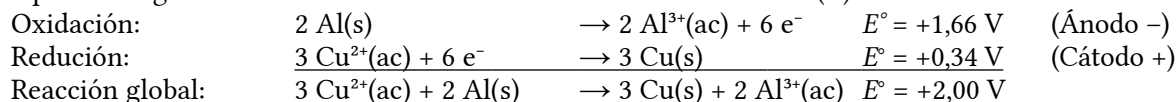
b) Fai un esquema desta pila, indicando todos os elementos necesarios para o seu funcionamento. En que sentido circulan os electróns?

(P.A.U. set. 10)

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

### Solución:

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



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

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

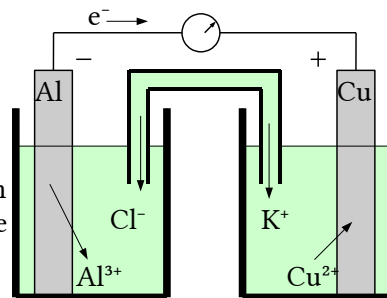
b) Material: Dous vasos de precipitados de 100 cm<sup>3</sup>, un tubo de vidro en forma de U, un voltímetro de corrente continua, cables e pinzas metálicas.

Reactivos: láminas de aluminio e cobre puídas, disolucións de cloruro de aluminio de concentración 1 mol/dm<sup>3</sup> e cloruro de cobre(II) de concentración 1 mol/dm<sup>3</sup>. Disolución de cloruro de potasio para a ponte salina.

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

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

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



4. Describe a pila ou cela galvánica formada por un eléctrodo de cobre mergullado nunha disolución de sulfato de cobre(II) de concentración 1 mol/dm<sup>3</sup>; e un eléctrodo de prata mergullado nunha disolución de nitrato de prata de concentración 1 mol/dm<sup>3</sup>. 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.
- $E^\circ$  da pila.
- A especie que se oxida e a que se reduce, así como os axentes oxidante e redutor.

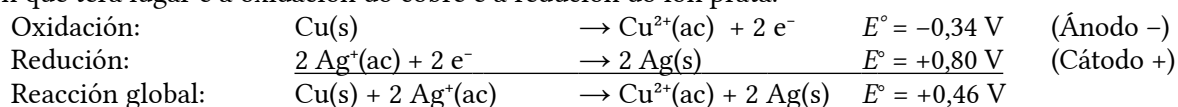
Datos:  $E^\circ(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) = +0,34 \text{ V}$ ;  $E^\circ(\text{Ag}^+/\text{Ag}) = +0,80 \text{ V}$ .

(P.A.U. set. 06)

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

### Solución:

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



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

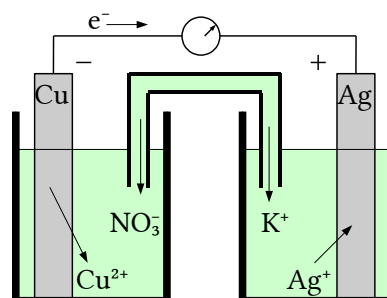
$$\Delta G = -z F E = -2 \cdot F \cdot (+0,46) < 0$$

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

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

Reactivos: láminas de aluminio e cobre puídas, disolucións de nitrato de prata de concentración 1 mol/dm<sup>3</sup> e nitrato de cobre(II) de concentración 1 mol/dm<sup>3</sup>. Disolución de nitrato de potasio para a ponte salina.

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



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

5. 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. ( $1 \text{ dm}^3$  ten unha soa cifra significativa, e unha incerteza relativa do ¡100 %! Como as incertezas acumúlanse ao longo do cálculo, a incerteza final sería inadmisibile. Entón, para que realizar os cálculos? Abondaría cunha estimación).

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

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

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

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

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

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

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

## Sumario

### OXIDACIÓN REDUCCIÓN

<u>PROBLEMAS</u> .....	1
<u>Estequiometría redox</u> .....	1
<u>Electrólise</u> .....	16
<u>CUESTIÓN</u> .....	19
<u>Reaccións redox</u> .....	19
<u>Potenciais</u> .....	19
<u>Pilas</u> .....	26
<u>LABORATORIO</u> .....	27
<u>Pilas</u> .....	27

## Índice de probas P.A.U.

1998.....	
1. (xuño).....	18
2000.....	
2. (set.).....	16
2004.....	
1. (xuño).....	30
2. (set.).....	15, 27
2005.....	
1. (xuño).....	14
2. (set.).....	19
2006.....	
1. (xuño).....	25
2. (set.).....	14, 29
2007.....	
1. (xuño).....	26
2. (set.).....	24
2008.....	
1. (xuño).....	13, 28
2. (set.).....	12, 28
2009.....	
1. (xuño).....	11
2. (set.).....	24, 27
2010.....	
1. (xuño).....	10, 23
2. (set.).....	9, 28
2011.....	
1. (xuño).....	9, 23
2. (set.).....	19, 26, 28
2012.....	
1. (xuño).....	8, 22
2. (set.).....	28
2013.....	
1. (xuño).....	7, 22
2. (set.).....	6, 21, 27
2014.....	
1. (xuño).....	5, 27
2. (set.).....	4
2015.....	
1. (xuño).....	3, 20
2. (set.).....	2, 20
2016.....	
1. (xuño).....	2, 19
2. (set.).....	1