

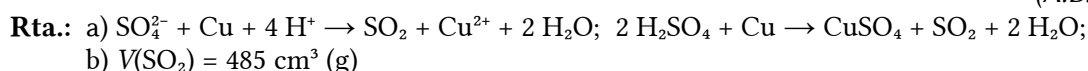
## Oxidación reducción

### ◇ PROBLEMAS

#### ● Estequiometría redox

1. El ácido sulfúrico reacciona con el cobre dando lugar a la obtención de sulfato de cobre(II), dióxido de azufre y agua.
  - a) Ajusta las ecuaciones iónica y global por el método del ion-electrón.
  - b) Calcula el volumen de dióxido de azufre que se obtendrá, medido a 55 °C y 1 atm de presión, si se hace reaccionar 2 cm<sup>3</sup> de ácido sulfúrico comercial, del 96 % de riqueza en masa y densidad 1,84 g/cm<sup>3</sup>, con cobre en exceso.

(A.B.A.U. ord. 24)



#### **Datos**

Disolución de H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>: riqueza  
 densidad  
 volumen

SO<sub>2</sub> gas: temperatura  
 presión

Constante de los gases ideales

Masa molar del ácido sulfúrico

#### **Incógnitas**

Volumen de dióxido de azufre que se obtendrá

#### **Otros símbolos**

Cantidad de sustancia (número de moles)

#### **Ecuaciones**

De estado de los gases ideales

#### **Cifras significativas: 3**

$$R = 96,9 \%$$

$$\rho = 1,84 \text{ g/cm}^3$$

$$V = 2,00 \text{ cm}^3$$

$$T = 55 \text{ °C} = 328 \text{ K}$$

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

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

$$M(\text{H}_2\text{SO}_4) = 98,1 \text{ g/mol}$$

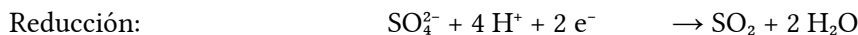
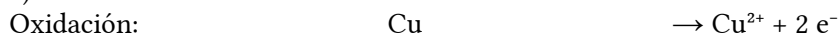
$V$

$n$

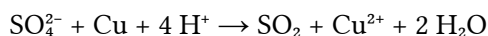
$$p \cdot V = n \cdot R \cdot T$$

#### **Solución:**

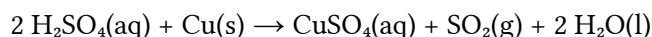
a) Se escriben las semirreacciones iónicas:



Se obtiene la ecuación iónica ajustada sumando.



Para obtener la ecuación global, se suma a cada lado SO<sub>4</sub><sup>2-</sup> y se combinan los iones para formar los compuestos:



b) Se calcula la cantidad de ácido sulfúrico que hay en 2 cm<sup>3</sup> de disolución comercial, del 96 % de riqueza en masa y densidad 1,84 g/cm<sup>3</sup>:

$$n(\text{H}_2\text{SO}_4) = 2,00 \text{ cm}^3 \text{ D} \frac{1,84 \text{ g D}}{1 \text{ cm}^3 \text{ D}} \frac{96,0 \text{ g H}_2\text{SO}_4}{100 \text{ g D}} \frac{1 \text{ mol H}_2\text{SO}_4}{98,1 \text{ g H}_2\text{SO}_4} = 0,036 \text{ mol H}_2\text{SO}_4$$

Se calcula la cantidad de dióxido de azufre, mirando la ecuación ajustada de la reacción:

$$n(\text{SO}_2) = 0,036 \text{ mol H}_2\text{SO}_4 \cdot \frac{1 \text{ mol SO}_2}{2 \text{ mol H}_2\text{SO}_4} = 0,018 \text{ mol SO}_2$$

Se calcula el volumen que ocupa, a 55 °C y 1 atm de presión, suponiendo comportamiento ideal.

$$V = \frac{n \cdot R \cdot T}{p} = \frac{0,018 \text{ mol SO}_2 \cdot 0,082 \text{ atm} \cdot \text{dm}^3 / (\text{mol} \cdot \text{K}) \cdot 328 \text{ K}}{1 \text{ atm}} = 0,485 \text{ dm}^3 = 485 \text{ cm}^3 \text{ SO}_2$$

2. Por la acción del ácido HCl de riqueza 36 % en masa y densidad 1,19 g/cm<sup>3</sup>, el óxido de manganeso (IV) se transforma en cloruro de manganeso(II), obteniéndose además cloro gaseoso y agua.
- Ajusta las ecuaciones iónica y global por el método del ion-electrón.
  - Calcula el volumen de HCl que será necesario para obtener 3 litros de cloro gaseoso a 25 °C y 1 atm de presión.

Datos:  $R = 8,31 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1} = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$ ; 1 atm = 101,3 kPa. (A.B.A.U. extr. 23)

Rta.: a)  $2 \text{Cl}^- + \text{MnO}_2 + 4 \text{H}^+ \rightarrow \text{Cl}_2 + \text{Mn}^{2+} + 2 \text{H}_2\text{O}$ ;  $4 \text{HCl} + \text{MnO}_2 \rightarrow \text{MnCl}_2 + \text{Cl}_2 + 2 \text{H}_2\text{O}$ ;

b)  $V(\text{HCl}) = 41,7 \text{ cm}^3 \text{ (D)}$

### Datos

Disolución de HCl: riqueza  
densidad

Gas cloro: temperatura  
presión  
volumen

Constante de los gases ideales

Masa molar del ácido clorhídrico

### Incógnitas

Volumen de disolución de HCl necesario

### Otros símbolos

Cantidad de sustancia (número de moles)

### Ecuaciones

De estado de los gases ideales

### Cifras significativas: 3

$r = 36,0 \%$

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

$T = 25 \text{ °C} = 298 \text{ K}$

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

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

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

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

$V_d$

$n$

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

### Solución:

a) Se escriben las semirreacciones iónicas:

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

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

Se obtiene la ecuación iónica ajustada, sumándolas:



Se obtiene la ecuación global sumando 2 Cl<sup>-</sup> a cada lado de la ecuación y juntando los iones de signos contrarios:



b) Se calcula la cantidad de cloro producida, suponiendo comportamiento ideal para el gas cloro:

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

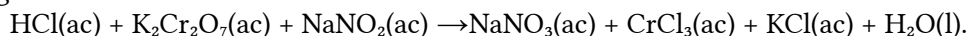
Se calcula la cantidad de ácido clorhídrico que se consume, mirando la ecuación ajustada de la reacción:

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

Se calcula el volumen de disolución que lo contiene:

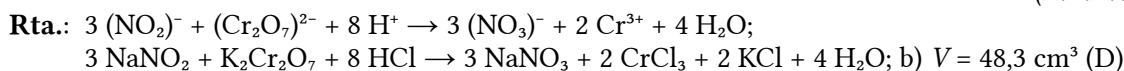
$$V_d(\text{HCl}) = 0,490 \text{ mol HCl} \cdot \frac{36,5 \text{ g HCl}}{1 \text{ mol HCl}} \frac{100 \text{ g D}}{35,0 \text{ g HCl}} \frac{1 \text{ cm}^3 \text{ D}}{1,19 \text{ g D}} = 41,7 \text{ cm}^3 \text{ D}$$

3. Dada la siguiente reacción:



- a) Ajusta las ecuaciones iónica y molecular por el método del ion-electrón.  
 b) Calcula el volumen de dicromato de potasio de concentración 2,0 mol/dm<sup>3</sup> necesario para oxidar 20 g de nitrito de sodio.

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



#### Datos

Concentración de la disolución de dicromato de potasio

**Cifras significativas: 3**

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

Masa de nitrito de sodio

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

Masa molar de nitrito de sodio

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

#### Incógnitas

Volumen de disolución de dicromato de potasio

$V$

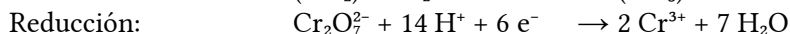
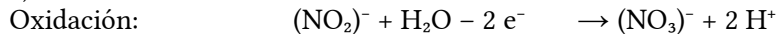
#### Otros símbolos

Cantidad de sustancia (número de moles)

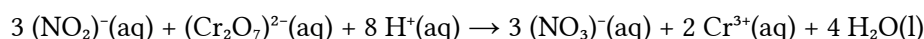
$n$

#### Solución:

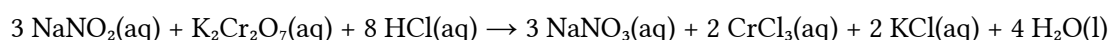
a) Se escriben las semirreacciones iónicas:



Se obtiene la reacción iónica ajustada multiplicando la primera semirreacción por 3 y sumando:



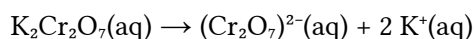
Para obtener la ecuación global, se suma a cada lado 3 Na<sup>+</sup>, 2 K<sup>+</sup> y 8 Cl<sup>-</sup> y se combinan los iones para formar los compuestos:



b) Se calcula la cantidad de nitrito de sodio que hay en 20,0 g:

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

Cada mol de dicromato de potasio contiene un mol de ion dicromato.



Cada mol de nitrito de sodio contiene un mol de ion nitrito.



Se calcula la cantidad necesaria de dicromato de potasio, mirando la ecuación ajustada de la reacción:

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

Se calcula el volumen de disolución de dicromato de potasio de concentración 2,0 mol/dm<sup>3</sup> que contiene esa cantidad:

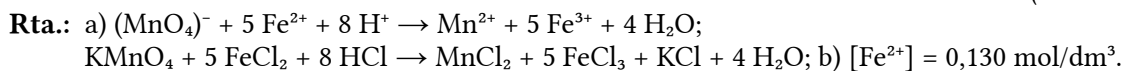
$$V = 0,096 \text{ mol K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 \frac{1 \text{ dm}^3 \text{ D K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7}{2 \text{ mol K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7} = 0,048 \text{ dm}^3 = 48,3 \text{ dm}^3 \text{ (D) K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$$

4. El catión hierro(II) puede ser oxidado tal como ocurre en esta reacción:

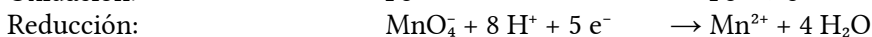
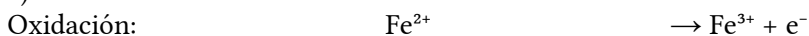


- a) Ajusta la ecuación iónica empleando el método del ion-electrón y escribe la ecuación molecular redox ajustada.  
 b) Sabiendo que se emplearon 26,0 cm<sup>3</sup> de una disolución de permanganato de potasio de concentración 0,025 mol/dm<sup>3</sup> para valorar 25,0 cm<sup>3</sup> de una disolución que contiene Fe<sup>2+</sup>, calcula la concentración de la disolución de Fe<sup>2+</sup>.

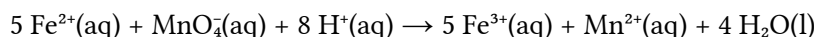
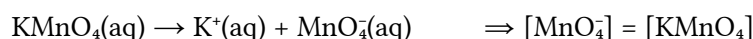
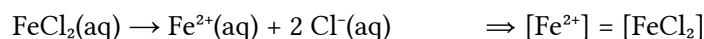
(A.B.A.U. extr. 22)

**Datos**Concentración de KMnO<sub>4</sub>Volumen de disolución de FeCl<sub>2</sub>Volumen de disolución de KMnO<sub>4</sub> necesario para el FeCl<sub>2</sub>**Cifras significativas: 3** $[\text{KMnO}_4] = 0,0250 \text{ mol/dm}^3$  $V_1 = 15,0 \text{ cm}^3 = 0,0250 \text{ dm}^3$  $V_2 = 26,0 \text{ cm}^3 = 0,0260 \text{ dm}^3$ **Incógnitas**Concentración de Fe<sup>2+</sup> $[\text{Fe}^{2+}]$ **Solución:**

a) Se escriben las semirreacciones iónicas:

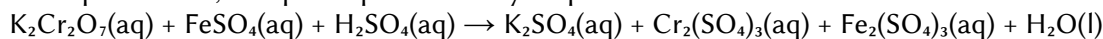


Se obtiene la ecuación iónica ajustada multiplicando la primera semirreacción por 5 y sumando:

Para obtener la ecuación global, se suma a cada lado K<sup>+</sup> y 8 Cl<sup>-</sup>, y se combinan los iones para formar los compuestos:b) Se calcula la concentración de la disolución de Fe<sup>2+</sup>, mirando la ecuación ajustada de la reacción, y teniendo en cuenta que las concentraciones de los iones son las mismas que las de las sales.

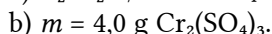
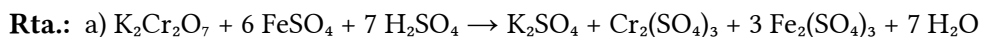
$$[\text{Fe}^{2+}] = 0,0260 \text{ dm}^3 \text{ D MnO}_4^- \frac{0,0250 \text{ mol MnO}_4^-}{1,00 \text{ dm}^3 \text{ D MnO}_4^-} \frac{5 \text{ mol Fe}^{2+}}{1 \text{ mol MnO}_4^-} \frac{1}{0,0250 \text{ dm}^3 \text{ D Fe}^{2+}} = 0,130 \text{ mol/dm}^3$$

5. a) Ajusta por el método del ion-electrón la siguiente ecuación química, indicando las semirreacciones correspondientes, la especie que se oxida y la que se reduce:



b) ¿Cuántos gramos de sulfato de cromo(III) podrán obtenerse a partir de 5,0 g de dicromato de potasio si el rendimiento de la reacción es del 60 %?

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

**Datos**

Masa de dicromato de potasio

Rendimiento de la 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**

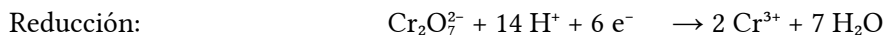
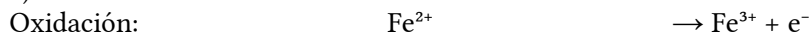
Masa de  $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$  que se obtiene con un rendimiento del 60 %  $m$

**Otros símbolos**

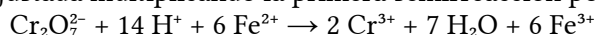
Cantidad de sustancia (número de moles)  $n$

**Solución:**

a) Se escriben las semirreacciones iónicas:



Se obtiene la ecuación iónica ajustada multiplicando la primera semirreacción por 6 y sumando:



Para obtener la ecuación global, se suma a cada lado  $2 \text{K}^+$  y  $7 \text{SO}_4^{2-}$  y se combinan los iones para formar los compuestos:



b) Se calcula la cantidad de dicromato de potasio que hay en 5,00 g:

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

Se calcula la cantidad de sulfato de cromo(III), mirando la ecuación ajustada de la reacción.

Cada mol de dicromato de potasio produciría un mol de sulfato de cromo(III) si el rendimiento fuese del 100 %. Pero como es del 60,0 %, la cantidad de sulfato de cromo(III) obtenida será:

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

Se calcula la masa obtenida:

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

6. Dada la siguiente reacción:  $\text{H}_2\text{S} + \text{NaMnO}_4 + \text{HBr} \rightarrow \text{S} + \text{NaBr} + \text{MnBr}_3 + \text{H}_2\text{O}$

a) Ajusta la ecuación iónica por el método ion-electrón y escribe la ecuación molecular completa.

b) Calcula los gramos de  $\text{NaMnO}_4$  que reaccionarán con 32 g de  $\text{H}_2\text{S}$ . Si se obtuvieron 61,5 g de  $\text{MnBr}_3$  calcula el rendimiento de la reacción.

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

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

**Datos**

Masa de sulfuro de hidrógeno

Masa de bromuro de manganeso(III)

Masa molar del sulfuro de hidrógeno

Masa molar del permanganato de sodio

Masa molar del bromuro de manganeso(III)

**Cifras significativas: 3**

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

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

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

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

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

**Incógnitas**

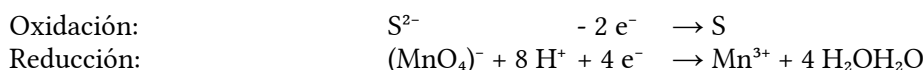
Masa de  $\text{NaMnO}_4$  que va a reaccionar

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

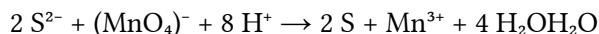
Rendimiento de la reacción

**Solución:**

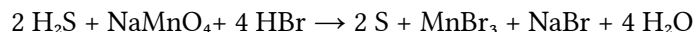
a) Se escriben las semirreacciones iónicas:



Se obtiene la ecuación iónica ajustada multiplicando la primera semirreacción por 2 y sumando:



Para obtener la ecuación global, se suma a cada lado  $\text{Na}^+$  y  $4 \text{Br}^-$ , y se combinan los iones para formar los compuestos:



b) Se calcula la masa de  $\text{NaMnO}_4$  que reaccionarán con 32 g de  $\text{H}_2\text{S}$ , mirando la ecuación ajustada de la reacción:

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

Se calcula la masa de  $\text{MnBr}_3$  que se podría obtener:

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

Se calcula el rendimiento:

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

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

a) Ajusta las ecuaciones iónica y molecular por el método del ion-electrón.

b) Calcula el volumen de  $\text{SO}_2$ , medido a 1,2 atm y  $27^\circ\text{C}$  que reacciona completamente con  $500 \text{ cm}^3$  de una disolución de concentración  $2,8 \text{ mol/dm}^3$  de  $\text{KMnO}_4$ .

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

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

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

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

### Datos

Disolución de  $\text{KMnO}_4$ : volumen

concentración

Gas dióxido de azufre: temperatura

presión

Constante de los gases ideales

### Cifras significativas: 3

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

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

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

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

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

### Incógnitas

Volumen de dióxido de azufre a  $27^\circ\text{C}$  y 1,2 atm

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

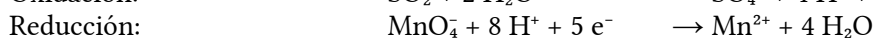
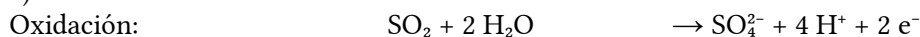
### Ecuaciones

De estado de los gases ideales

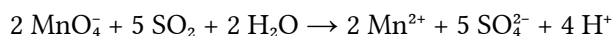
$$p \cdot V = n \cdot R \cdot T$$

### Solución:

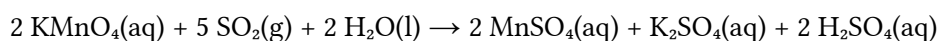
a) Se escriben las semirreacciones iónicas:



Se obtiene la ecuación iónica ajustada multiplicando la primera semirreacción por 5, la segunda por 2 y sumando.



Para obtener la ecuación global, se suma a cada lado  $2 \text{K}^+$  y se combinan los iones para formar los compuestos:



b) Se calcula la cantidad de permanganato de potasio que hay en 500 cm<sup>3</sup> de disolución:

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

Se calcula la cantidad de gas dióxido de azufre que reacciona, mirando la ecuación ajustada de la reacción.

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

Se calcula el volumen de SO<sub>2</sub>, medido a 1,2 atm y 27 °C, suponiendo comportamiento ideal:

$$V = \frac{n \cdot R \cdot T}{p} = \frac{3,50 \text{ mol SO}_2 \cdot 0,0820 \text{ atm} \cdot \text{dm}^3 \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot 300 \text{ K}}{1,2 \text{ atm}} = 71,8 \text{ dm}^3 \text{ SO}_2$$

8. Reaccionan 4,0 cm<sup>3</sup> de una disolución de concentración 0,1 mol/dm<sup>3</sup> de KMnO<sub>4</sub> con 10,0 cm<sup>3</sup> de una disolución de yoduro de potasio en presencia de ácido clorhídrico para dar I<sub>2</sub>, cloruro de manganeso(II), cloruro de potasio y agua.

a) Ajusta las ecuaciones iónica y molecular por el método del ion-electrón.

b) Calcula la concentración de la disolución de yoduro de potasio.

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

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

#### Datos

Concentración da disolución de permanganato de potasio

Volumen de disolución de permanganato de potasio

Volumen de disolución de yoduro de potasio

#### Cifras significativas: 3

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

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

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

#### Incógnitas

Concentración de la disolución de yoduro de potasio

$[\text{KI}]$

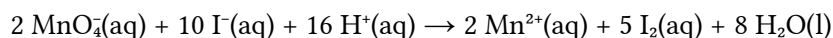
#### Solución:

a) Se escriben las semirreacciones iónicas:

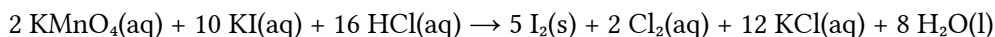
Oxidación:  $2 \text{ I}^- \rightarrow \text{I}_2 + 2 \text{ e}^-$

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

Se obtiene la ecuación iónica ajustada multiplicando la primera semirreacción por 5, la segunda por 2 y sumando:



Para obtener la ecuación global, se suma a cada lado 12 K<sup>+</sup> y 16 Cl<sup>-</sup> y se combinan los iones para formar los compuestos:



b) Se calcula la cantidad de permanganato de potasio que hay en 4,0 cm<sup>3</sup> de disolución:

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

Se calcula la cantidad de yoduro de potasio necesaria para reaccionar con esa cantidad de permanganato de potasio, mirando la ecuación ajustada de la reacción:

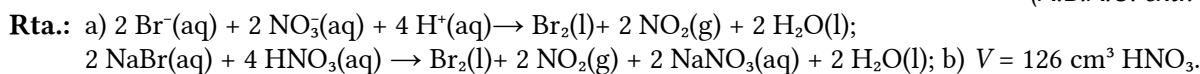
$$n' = 4,00 \cdot 10^{-4} \text{ mol KMnO}_4 \frac{10 \text{ mol KI}}{2 \text{ mol KMnO}_4} = 0,00200 \text{ mol KI}$$

Se calcula la concentración de la disolución de yoduro de potasio sabiendo que está disuelta en 10 cm<sup>3</sup>:

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

9. 100 g de NaBr se tratan con ácido nítrico concentrado de densidad 1,39 g/cm<sup>3</sup> y riqueza 70 % en masa, hasta reacción completa. Sabiendo que los productos de la reacción son Br<sub>2</sub>, NO<sub>2</sub>, NaNO<sub>3</sub> y agua:
- Ajusta las semirreacciones que tienen lugar por el método del ion-electrón, la ecuación iónica y la molecular.
  - Calcula el volumen de ácido nítrico consumido.

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

**Datos**

Masa de bromuro de sodio

**Cifras significativas: 3**

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

Disolución de ácido nítrico: densidad  
riqueza

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

$r = 70,0 \%$

Masa molar del bromuro de sodio

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

Masa molar del ácido nítrico

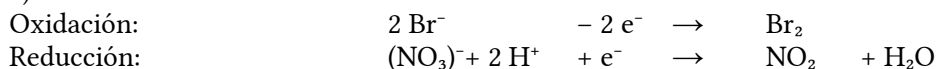
$M(\text{HNO}_3) = 63,0 \text{ g/mol}$

**Incógnitas**Volumen de disolución de HNO<sub>3</sub> que reacciona

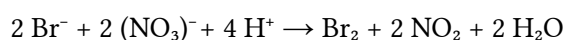
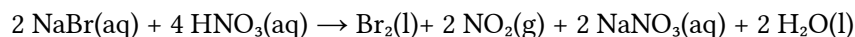
V

**Solución:**

a) Se escriben las semirreacciones iónicas:



Se obtiene la ecuación iónica ajustada multiplicando la segunda semirreacción por 2 y sumando:

Para obtener la ecuación global, se suma a cada lado 2 Na<sup>+</sup> y 2 (NO<sub>3</sub>)<sup>-</sup>, y se combinan los iones para formar los compuestos:

b) Se calcula la cantidad de bromuro de sodio que hay en 100 g:

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

Se calcula la cantidad de ácido nítrico necesaria para reaccionar con esa cantidad de bromuro de sodio, mirando la ecuación ajustada de la reacción:

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

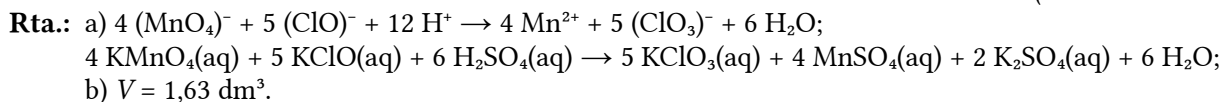
Se calcula el volumen de disolución ácido nítrico del 70 % y densidad 1,39 g/cm<sup>3</sup> que contiene esa cantidad:

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

10. El KMnO<sub>4</sub> reacciona con hipoclorito de potasio, KClO, en medio ácido sulfúrico, formando KClO<sub>3</sub>, MnSO<sub>4</sub>, K<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> y agua.

- Ajusta las ecuaciones iónica y molecular por el método del ion-electrón.
- ¿Qué volumen de una disolución que contiene 15,8 g de permanganato de potasio por litro reacciona completamente con 2,0 litros de otra disolución que contiene 9,24 g de hipoclorito de potasio por litro?

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





**Datos**

Concentración de la disolución de hipoclorito de potasio  
 Volumen de la disolución de hipoclorito de potasio  
 Concentración de la disolución de permanganato de potasio  
 Masa molar del hipoclorito de potasio  
 Masa molar del permanganato de potasio

**Cifras significativas: 3**

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

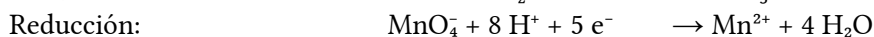
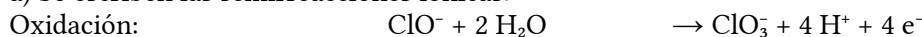
**Incógnitas**

Volumen de disolución de  $\text{KMnO}_4$  que reacciona

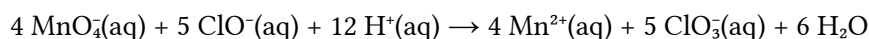
$V_2$

**Solución:**

a) Se escriben las semirreacciones iónicas:



Se obtiene la ecuación iónica ajustada multiplicando la primera semirreacción por 5, la segunda por 4 y sumando:



Para obtener la ecuación global, se suma a cada lado  $9 \text{K}^+$  y  $6 \text{SO}_4^{2-}$ , y se combinan los iones para formar los compuestos:



b) Se calcula la cantidad de hipoclorito de potasio que hay en  $2,0 \text{ dm}^3$  de disolución:

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

Se calcula la cantidad de permanganato de potasio necesaria para reaccionar con esa cantidad de hipoclorito de potasio, mirando la ecuación ajustada de la reacción:

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

Se calcula el volumen de disolución de permanganato de potasio de concentración  $15,8 \text{ g/dm}^3$  que contiene esa cantidad:

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

11. El sulfuro de cobre(II) sólido reacciona con el ácido nítrico diluido produciendo azufre sólido (S), NO,  $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$  y agua.

a) Ajusta las reacciones iónica y molecular por el método del ion-electrón.

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

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

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

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

**Datos**

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

**Cifras significativas: 3**

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

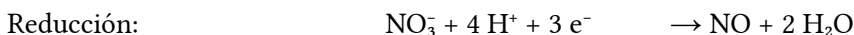
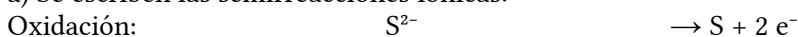
**Incógnitas**

Cantidad de NO que se produce

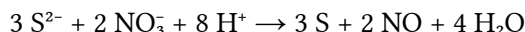
$n(\text{NO})$

**Solución:**

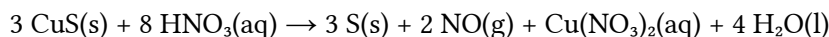
a) Se escriben las semirreacciones iónicas:



Se obtiene la ecuación iónica ajustada multiplicando la primera semirreacción por 3, la segunda por 2 y sumando.



Para obtener la ecuación global, se suma a cada lado 6  $\text{NO}_3^-$ , y se combinan los iones para formar los compuestos:



b) Se calcula la cantidad de sulfuro de cobre(II) que hay en 430,3 g:

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

Se calcula la cantidad de NO que se obtiene, mirando la ecuación ajustada de la reacción:

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

12. El cobre metálico reacciona con ácido nítrico concentrado formando dióxido de nitrógeno, nitrato de cobre(II) y agua.

a) Ajusta la reacción iónica y molecular por el método del ion-electrón.

b) Calcula el volumen de una disolución de ácido nítrico comercial del 25,0 % en masa y densidad  $1,15 \text{ g}\cdot\text{cm}^{-3}$  que reaccionará con 5,0 g de un mineral que tiene un 10 % de cobre.

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

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

### Datos

$\text{HNO}_3$ : riqueza

densidad

Masa del mineral de cobre

Riqueza del mineral de cobre

Masa molar: cobre

ácido nítrico

### Cifras significativas: 3

$$R = 25,0 \%$$

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

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

$$r = 10,0 \%$$

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

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

### Incógnitas

Volumen de disolución de  $\text{HNO}_3$  necesario para reaccionar con el cobre

$V_d$

### Otros símbolos

Cantidad de sustancia (número de moles)

$n$

### Ecuaciones

De estado de los gases ideales

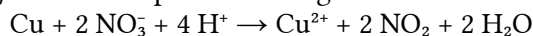
$$p \cdot V = n \cdot R \cdot T$$

### Solución:

a) Se escriben las semirreacciones iónicas:



Se obtiene la ecuación iónica ajustada multiplicando la segunda semirreacción por 2 y sumando.



Para obtener la ecuación global, se suma a cada lado 2  $\text{NO}_3^-$ , y se combinan los iones para formar los compuestos:



b) Se calcula la cantidad de cobre que hay en 5,0 g del mineral:

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

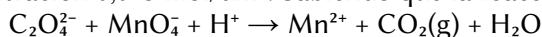
Se calcula la cantidad de ácido nítrico, mirando la ecuación ajustada de la reacción:

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

Se calcula el volumen de disolución de ácido nítrico comercial que se necesita:

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

13. La valoración en medio ácido de 50,0 cm<sup>3</sup> de una disolución de Na<sub>2</sub>C<sub>2</sub>O<sub>4</sub> requiere 24,0 cm<sup>3</sup> de permanganato de potasio de concentración 0,023 mol/dm<sup>3</sup>. Sabiendo que la reacción que se produce es:



- a) Ajusta la reacción iónica por el método del ion-electrón.  
b) Calcula los gramos de Na<sub>2</sub>C<sub>2</sub>O<sub>4</sub> que hay en un litro de la disolución.

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

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

#### Datos

Concentración de permanganato de potasio

Volumen de disolución de permanganato de potasio

Volumen de disolución oxalato de sodio

Masa molar del oxalato de sodio

#### Incógnitas

Masa de Na<sub>2</sub>C<sub>2</sub>O<sub>4</sub> que hay en un litro de la disolución.

#### Cifras significativas: 3

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

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

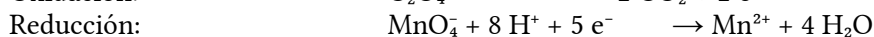
$V_2 = 50,0 \text{ cm}^3 = 0,0500 \text{ dm}^3$

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

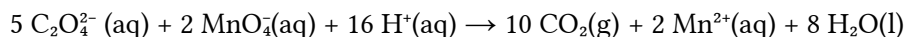
$m(\text{Na}_2\text{C}_2\text{O}_4)$

#### Solución:

a) Se escriben las semirreacciones iónicas:



Se obtiene la ecuación iónica ajustada multiplicando la primera semirreacción por 5, la segunda por 2 y sumando.

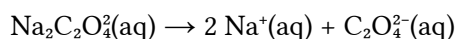


b) La cantidad de ion permanganato es la misma que la de permanganato de potasio:



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

Se calcula la cantidad de oxalato de sodio, que es la misma que la de ion oxalato, mirando la ecuación ajustada de la reacción:



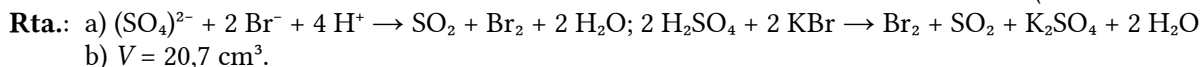
$$n = 5,52 \cdot 10^{-4} \text{ mol MnO}_4^- \frac{5 \text{ mol C}_2\text{O}_4^{2-}}{2 \text{ mol MnO}_4^-} \frac{1 \text{ mol Na}_2\text{C}_2\text{O}_4}{1 \text{ mol C}_2\text{O}_4^{2-}} = 0,00138 \text{ mol Na}_2\text{C}_2\text{O}_4$$

Esta cantidad está contenida en 50,0 cm<sup>3</sup> de disolución. Por tanto, en un litro habrá:

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

14. a) Empleando el método del ion-electrón, ajusta las ecuaciones iónica y molecular que corresponden la siguiente reacción redox:  $\text{H}_2\text{SO}_4(\text{aq}) + \text{KBr}(\text{aq}) \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_4(\text{aq}) + \text{Br}_2(\text{l}) + \text{SO}_2(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l})$   
 b) Calcula el volumen de bromo líquido (densidad 2,92 g/cm<sup>3</sup>) que se obtendrá al tratar 90,1 g de bromuro de potasio con cantidad suficiente de ácido sulfúrico.

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

**Datos**

Masa de bromuro de potasio

Densidad del bromo líquido

Masa molar del bromuro de potasio

**Incógnitas**

Volumen de bromo líquido que se obtiene.

**Cifras significativas: 3**

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

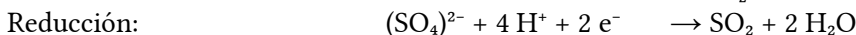
$$\rho = 2,92 \text{ g/cm}^3$$

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

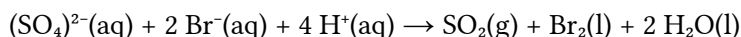
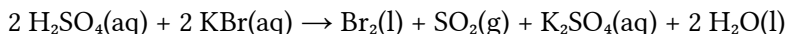
$$V(\text{Br}_2)$$

**Solución:**

a) Se escriben las semirreacciones iónicas:



Se obtiene la ecuación iónica ajustada, sumándolas:

Para obtener la ecuación global, se suma a cada lado  $(\text{SO}_4)^{2-}$  y  $2 \text{K}^+$ , y se combinan los iones para formar los compuestos:

b) Se calcula la cantidad de bromuro de potasio:

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

Se calcula la cantidad de bromo que se obtendrá, mirando la ecuación ajustada de la reacción:

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

Se calcula el volumen de bromo líquido (densidad 2,92 g/cm<sup>3</sup>):

$$V = 0,379 \text{ mol Br}_2 \frac{160 \text{ g Br}_2}{1 \text{ mol Br}_2} \frac{1 \text{ cm}^3 \text{ Br}_2}{2,92 \text{ g Br}_2} = 20,7 \text{ cm}^3 \text{ Br}_2$$

**● Electrolisis**

1. a) Se hace pasar una corriente eléctrica de 1,5 A a través de 250 cm<sup>3</sup> de una disolución acuosa de iones  $\text{Cu}^{2+}$  de concentración 0,1 mol/dm<sup>3</sup>. Calcula el tiempo que tiene que transcurrir para que todo el cobre de la disolución se deposite como cobre metálico.

Datos: 1 F = 96 500 C.

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

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

a)

**Datos**

Intensidad de corriente eléctrica

Volumen de disolución

Concentración de ion cobre(II)

Faraday (1 mol de electrones)

**Cifras significativas: 2**

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

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

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

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

**Incógnitas**

Tiempo necesario para depositar todo el cobre  $t$

**Otros símbolos**

Cantidad de sustancia (número de moles)  $n$

Carga eléctrica  $Q$

**Ecuaciones**

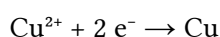
Intensidad de corriente eléctrica  $I = Q / t$

**Solución:**

Se calcula la cantidad de ion cobre(II) presente en la disolución:

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

La reacción en el cátodo es:



Se calcula la cantidad de electrones necesaria para que se deposite todo el cobre, mirando la ecuación ajustada de la reacción:

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

Se calcula la carga eléctrica equivalente:

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

Se calcula el tiempo con la expresión de la intensidad:

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

2. b) Se hace pasar durante 2,5 horas una corriente eléctrica de 5,0 A a través de una disolución acuosa de  $\text{SnI}_2$ . Calcula los moles de  $\text{I}_2$  liberados en el ánodo.

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

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

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

b)

**Datos**

Intensidad de corriente eléctrica

**Cifras significativas: 2**

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

Tiempo para depositar el yodo

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

**Incógnitas**

Cantidad de yodo depositada

$$n(\text{I}_2)$$

**Ecuaciones**

Intensidad de corriente eléctrica

$$I = Q / t$$

**Solución:**

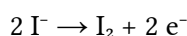
Se calcula la carga eléctrica con la expresión de la intensidad:

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

Se calcula la cantidad de electrones equivalente:

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

La reacción en el ánodo es:



Se calcula la cantidad de yodo, mirando la ecuación ajustada de la reacción:

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

3. Se realiza la electrolisis de una disolución de cloruro de hierro(III) haciendo pasar una corriente de 10 amperios durante 3 horas. Calcula:
- Los gramos de hierro depositados en el cátodo.
  - El tiempo que tendría que pasar la corriente para que en el ánodo se desprendan 20,5 L de  $\text{Cl}_2$  gas medidos a 25 °C de temperatura y 1 atm de presión.
- Datos:  $R = 8,31 \text{ J}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1} = 0,082 \text{ atm}\cdot\text{dm}^3\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1}$ ; 1 atm = 101,3 kPa;  
constante de Faraday:  $F = 96500 \text{ C}\cdot\text{mol}^{-1}$ .
- Rta.:** a)  $m = 20,8 \text{ g Fe}$ ; b)  $t = 4,5 \text{ h}$ .

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

### Datos

Intensidad de corriente eléctrica

Tiempo para la masa de Fe depositada

Gas cloro: presión

temperatura

volumen

Constante de los gases ideales

Masa atómica del hierro

### Incógnitas

Masa de Fe depositada

Tiempo que se tarda en desprender el  $\text{Cl}_2$

### Otros símbolos

Cantidad de sustancia (número de moles)

### Ecuaciones

Ecuación de los gases ideales

Intensidad de corriente eléctrica

### Cifras significativas: 3

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

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

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

$$T = 25 \text{ °C} = 298 \text{ K}$$

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

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

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

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

$$t$$

$$n$$

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

$$I = Q / t$$

### Solución:

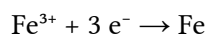
- a) Se calcula la carga eléctrica con la expresión de la intensidad:

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

Se calcula la cantidad de electrones equivalente:

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

La reacción en el cátodo es:



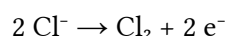
Se calcula la masa hierro, mirando la ecuación ajustada de la reacción:

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

- b) Se calcula la cantidad de cloro, suponiendo comportamiento ideal para el gas:

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

La reacción en el ánodo es:



Se calcula la cantidad de electrones necesaria para que se desprenda esa cantidad de cloro, mirando la ecuación ajustada de la reacción:

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

Se calcula la carga eléctrica equivalente:

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

Se calcula el tiempo con la expresión de la intensidad:

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

4. a) Se hace pasar una corriente eléctrica de 0,2 A a través de una disolución acuosa de sulfato de cobre(II) durante 10 minutos. Calcula los gramos de cobre depositados.

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

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

a)

**Datos**

Intensidad de corriente eléctrica

Tiempo

Faraday (1 mol de electrones)

Masa atómica del cobre

**Incógnitas**

Masa de cobre depositada

**Otros símbolos**

Cantidad de sustancia (número de moles)

**Cifras significativas: 2**

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

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

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

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

$m(\text{Cu})$

$n$

**Solución:**

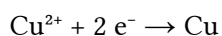
Se calcula la carga eléctrica con la expresión de la intensidad:

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

Se calcula la cantidad de electrones equivalente:

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

La reacción en el cátodo es:



Se calcula la masa de cobre depositada, mirando la ecuación ajustada de la reacción:

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

5. a) Se hace pasar durante 2,5 horas una corriente de 2,0 A a través de una celda electroquímica que contiene una disolución de  $\text{SnI}_2$ . Calcula la masa de estaño metálico depositada en el cátodo.

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

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

**Datos**

Intensidad de corriente eléctrica

Tiempo

Faraday (1 mol de electrones)

**Cifras significativas: 2**

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

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

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

**Datos**

Masa atómica del estaño

**Cifras significativas: 2**

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

**Incógnitas**

Masa de estaño depositada

$m(\text{Sn})$

**Otros símbolos**

Cantidad de sustancia (número de moles)

$n$

**Solución:**

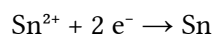
Se calcula la carga eléctrica con la expresión de la intensidad:

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

Se calcula la cantidad de electrones equivalente:

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

La reacción en el cátodo es:



Se calcula la masa de estaño depositada, mirando la ecuación ajustada de la reacción:

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

**◇ CUESTIONES****● Potenciales**

1. Explica razonadamente qué sucederá si introducimos una vara de Zn en una disolución de concentración  $1,0 \text{ mol/dm}^3$  de nitrato de cobre (II).

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

(A.B.A.U. extr. 24)

**Solución:**

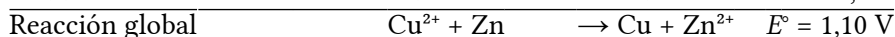
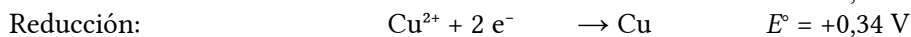
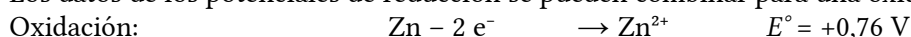
La condición para que una reacción química sea espontánea es que la variación de energía libre de Gibbs sea negativa. La relación matemática entre la energía libre de Gibbs y el potencial electroquímico es:

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

$\Delta G$  es la variación de energía libre de Gibbs,  $n$  es el número de electrones intercambiados por cada mol de especie reducida u oxidada,  $F$  (1 Faraday) es la carga de un mol de electrones y  $E$  es el potencial electroquímico del proceso.

Como  $\Delta G$  y  $E$  son de signos contrarios, la condición para que una reacción sea espontánea es que el potencial electroquímico sea positivo:  $E > 0$ .

Los datos de los potenciales de reducción se pueden combinar para una oxidación-reducción:



El potencial de la reacción global sale positivo, por tanto, el proceso será espontáneo. El cinc se oxidará a ion  $\text{Zn}^{2+}$  y el ion  $\text{Cu}^{2+}$  se depositará como cobre metálico.

En un principio el cobre metálico se depositará sobre la barra de zinc, mientras el zinc se va disolviendo. La disolución irá aumentando en iones zinc y disminuyendo en iones cobre(II). Si el tiempo y las cantidades lo permiten, la barra de cinc desaparecerá y quedará en el fondo del recipiente un depósito de polvo de cobre.



2. Explica razonadamente, escribiendo las correspondientes reacciones, que sucederá si añadimos limaduras de hierro a una disolución de  $\text{Cu}^{2+}(\text{ac})$ .

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

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

**Solución:**

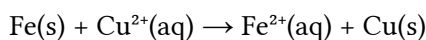
La condición para que una reacción química sea espontánea es que la variación de energía libre de Gibbs sea negativa. La relación matemática entre la energía libre de Gibbs y el potencial electroquímico es:

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

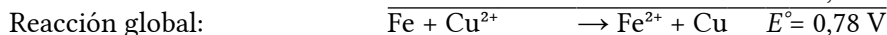
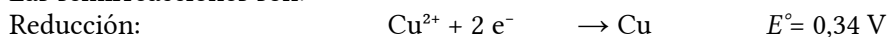
$\Delta G$  es la variación de energía libre de Gibbs,  $n$  es el número de electrones intercambiados por cada mol de especie reducida u oxidada,  $F$  (1 Faraday) es la carga de un mol de electrones y  $E$  es el potencial electroquímico del proceso.

Como  $\Delta G$  y  $E$  son de signos contrarios, la condición para que una reacción sea espontánea es que el potencial electroquímico sea positivo:  $E > 0$ .

Para la reacción:



Las semirreacciones son:

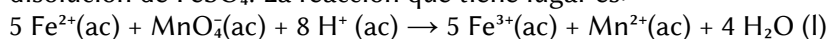


El potencial de la reacción global sale positivo, por tanto, el proceso será espontáneo. El hierro se oxidará a ion  $\text{Fe}^{2+}$  y el ion  $\text{Cu}^{2+}$  se depositará como cobre metálico.

## ◇ LABORATORIO

### ● Valoración redox

1. Para determinar la concentración de una disolución de  $\text{FeSO}_4$  se realiza una valoración redox en la que  $18,0 \text{ cm}^3$  de disolución de  $\text{KMnO}_4$  de concentración  $0,020 \text{ mol/dm}^3$  reaccionan con  $20,0 \text{ cm}^3$  de la disolución de  $\text{FeSO}_4$ . La reacción que tiene lugar es:



a) Calcula la concentración de la disolución de  $\text{FeSO}_4$ .

b) Nombre el material necesario y describe el procedimiento experimental para realizar la valoración.

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

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

**Solución:**

a) Cálculos:

Se calcula la cantidad de permanganato de potasio:

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

Como el permanganato de potasio es un electrolito fuerte, está totalmente disociado:



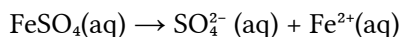
Por tanto, la cantidad de iones permanganato es la misma que la del permanganato de potasio.

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

Se calcula la cantidad de iones hierro(II), mirando la ecuación ajustada de la reacción:

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

Como el sulfato de hierro(II) es un electrolito fuerte, está totalmente disociado:



Por tanto, la cantidad de sulfato de hierro(II) es la misma que la de iones hierro(II):

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

Se calcula la concentración de sulfato de hierro(II), sabiendo que están disueltos en 20,0 cm<sup>3</sup> de disolución:

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

b) Se miden 20 cm<sup>3</sup> de la disolución de FeSO<sub>4</sub> con una pipeta y se vacían en un matraz erlenmeyer de 100 cm<sup>3</sup>.

Se llena la bureta de 25 cm<sup>3</sup> con la disolución de KMnO<sub>4</sub> por encima del 0 y se abre la llave hasta que el pico de la bureta quede lleno y el nivel del KMnO<sub>4</sub> esté en 0.

Se abre la llave de la bureta para dejar caer la disolución de KMnO<sub>4</sub> en pequeños chorros mientras se imprime un movimiento circular al erlenmeyer hasta que no desaparezca el color violeta en el contenido del erlenmeyer.

Se anota el volumen de KMnO<sub>4</sub> gastado (p. ej. 18,6 cm<sup>3</sup>) y se tira el contenido del erlenmeyer y se lava el matraz.

Se vuelve a llenar la bureta con KMnO<sub>4</sub> hasta el cero. Se miden otros 20 cm<sup>3</sup> de FeSO<sub>4</sub> con la pipeta, se vierten en el erlenmeyer (lavado, pero no necesariamente seco).

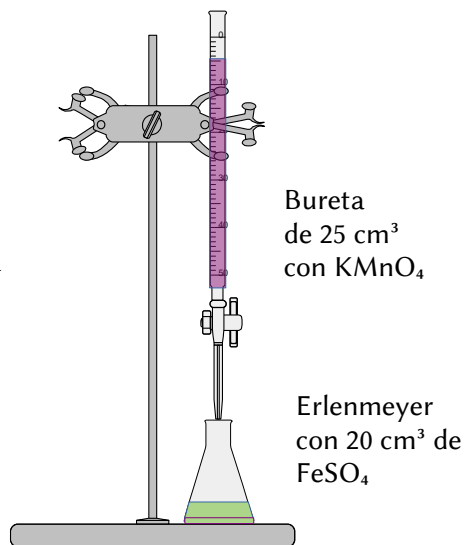
Se coloca el erlenmeyer bajo a bureta y se abre la llave hasta dejar caer casi todo el volumen medido antes (p. ej. 17,6 cm<sup>3</sup>).

Ahora se deja caer el KMnO<sub>4</sub> gota a gota mientras se hace rotar el erlenmeyer, hasta que el color no desaparezca.

Se anota este valor.

Se repite otras dos veces y se toma cómo volumen correcto el valor medio de las medidas que más se aproximan.

**Material:** Bureta (1) de 25 cm<sup>3</sup> (graduada en 0,1 cm<sup>3</sup>), pipeta (1) de 20 cm<sup>3</sup> con aspirador, matraz erlenmeyer (1) de 100 cm<sup>3</sup>.



## ● Pilas

1. Se construye en el laboratorio la siguiente pila galvánica:  $[\text{Pb}(\text{s})|\text{Pb}^{2+}(\text{ac}, 1 \text{ M})||\text{Cu}^{2+}(\text{ac}, 1 \text{ M})|\text{Cu}(\text{s})]$ .

a) Escriba las semirreacciones de oxidación, de reducción y la reacción global. Calcule la fuerza electromotriz de la pila.

b) Dibuje un esquema de la pila, representando las semiceldas que actúan como ánodo y como cátodo, detallando material y reactivos, así como el sentido del flujo de los electrones durante el funcionamiento de la pila.

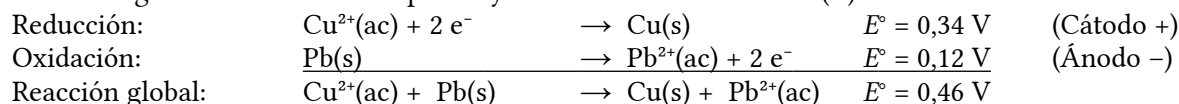
Datos:  $E^\circ(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) = +0,34 \text{ V}$  y  $E^\circ(\text{Pb}^{2+}/\text{Pb}) = -0,12 \text{ V}$ .

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

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

## Solución:

En una pila galvánica formada por un electrodo de cobre y otro de plomo en condiciones estándar, la reacción que tendrá lugar es la oxidación del plomo y la reducción del ión cobre(II).

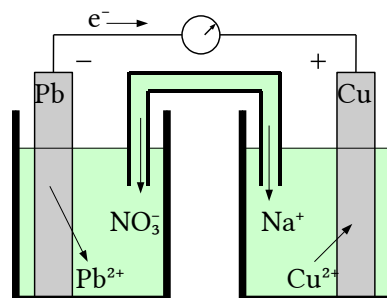


El criterio para indicar si una reacción es espontánea es que la variación de energía libre de Gibbs sea negativa. La reacción es espontánea porque la relación entre la energía libre de Gibbs y el potencial de reacción es:

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

b) Material: Dos vasos de precipitados de 100 cm<sup>3</sup>, un tubo de vidrio en forma de U, un voltímetro de corriente continua, cables y pinzas metálicas.

Reactivos: láminas de cobre y plomo pulidas, disoluciones de nitrato de cobre(II), de concentración 1 mol/dm<sup>3</sup>, y nitrato de plomo(II), de concentración 1 mol/dm<sup>3</sup>. Disolución de cloruro de potasio para el puente salino. El montaje de la pila en el laboratorio consistiría en dos recipientes, por ejemplo dos vasos de precipitados, conectados por un puente salino. Un recipiente contendría una disolución de nitrato de cobre(II) y un electrodo de cobre metálico, mientras que el otro contendría una disolución de nitrato de plomo(II) y un electrodo de plomo metálico.



Los dos electrodos estarían conectados, mediante cables, a un voltímetro para medir la f.e.m. de la pila.

El sentido de circulación de los electrones será desde el polo negativo (ánodo Pb) hacia el polo positivo (cátodo Cu) mientras que los iones fluirán por el puente salino para mantener la neutralidad eléctrica.

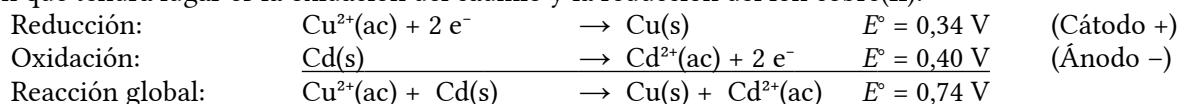
2. a) Justifica qué reacción tendrá lugar en una pila galvánica formada por un electrodo de cobre y otro de cadmio en condiciones estándar, indicando las reacciones que tienen lugar en el ánodo y en el cátodo. Calcula la fuerza electromotriz de la pila en estas condiciones.
- b) Haz un esquema del montaje de la pila en el laboratorio, detallando el material y los reactivos necesarios y señalando el sentido de circulación de los electrones.

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

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

**Solución:**

a) En una pila galvánica formada por un electrodo de cobre y otro de cadmio en condiciones estándar, la reacción que tendrá lugar es la oxidación del cadmio y la reducción del ión cobre(II).

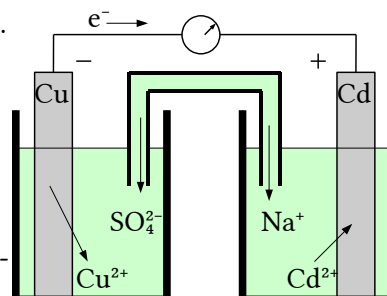


El criterio para indicar si una reacción es espontánea es que la variación de energía libre de Gibbs sea negativa. La reacción es espontánea porque la relación entre la energía libre de Gibbs y el potencial de reacción es:

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

b) Material: Dos vasos de precipitados de 100 cm<sup>3</sup>, un tubo de vidrio en forma de U, un voltímetro de corriente continua, cables y pinzas metálicas.

Reactivos: láminas de cobre y cadmio pulidas, disoluciones de nitrato de cobre(II), de concentración 1 mol/dm<sup>3</sup>, y nitrato de cadmio, de concentración 1 mol/dm<sup>3</sup>. Disolución de cloruro de potasio para el puente salino. El montaje de la pila en el laboratorio consistiría en dos recipientes, por ejemplo dos vasos de precipitados, conectados por un puente salino. Un recipiente contendría una disolución de nitrato de cobre(II) y un electrodo de cobre metálico, mientras que el otro contendría una disolución de nitrato de cadmio y un electrodo de cadmio metálico.



Los dos electrodos estarían conectados, mediante cables, a un voltímetro para medir la f.e.m. de la pila.

El sentido de circulación de los electrones será desde el polo negativo (ánodo Cd) hacia el polo positivo (cátodo Cu) mientras que los iones fluirán por el puente salino para mantener la neutralidad eléctrica.

3. Se construye en el laboratorio una pila galvánica con electrodos de Au y Cd.
  - a) Escribe las reacciones que tienen lugar en los electrodos indicando: el ánodo y el cátodo, la reacción global y la fuerza electromotriz de la pila.

b) Haz un esquema detallado del montaje de la pila en el laboratorio, indicando material, reactivos y el sentido del flujo de los electrones durante el funcionamiento de la pila.

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

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

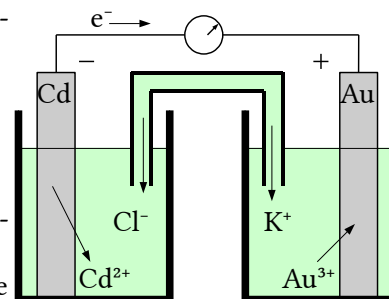
Rta.: a)  $E^\circ = 1,90 \text{ V}$ .

**Solución:**

a) Material: Dos vasos de precipitados de 100 cm<sup>3</sup>, un tubo de vidrio en forma de U, un voltímetro de corriente continua, cables y pinzas metálicas.

Reactivos: láminas de oro y cadmio pulidas, disoluciones de nitrato de oro(III), de concentración 1 mol/dm<sup>3</sup>, y nitrato de cadmio, de concentración 1 mol/dm<sup>3</sup>. Disolución de cloruro de potasio para el puente salino.

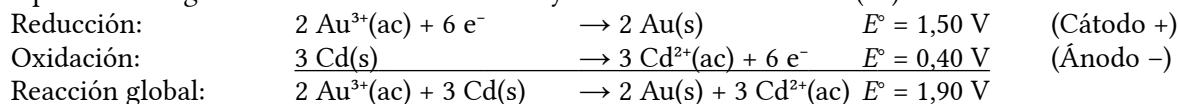
El montaje de la pila en el laboratorio consistiría en dos recipientes, por ejemplo dos vasos de precipitados, conectados por un puente salino. Un recipiente contendría una disolución de nitrato de oro(III) y un electrodo de oro metálico, mientras que el otro contendría una disolución de nitrato de cadmio y un electrodo de cadmio metálico.



Los dos electrodos estarían conectados, mediante cables, a un voltímetro para medir la f.e.m. de la pila.

El sentido de circulación de los electrones será desde el polo negativo (ánodo Cd) hacia el polo positivo (cátodo Au) mientras que los iones fluirán por el puente salino para mantener la neutralidad eléctrica.

b) En una pila galvánica formada por un electrodo de oro y otro de cadmio en condiciones estándar, la reacción que tendrá lugar es la oxidación del cadmio y la reducción del ión oro(III).



El criterio para indicar si una reacción es espontánea es que la variación de energía libre de Gibbs sea negativa. La reacción es espontánea porque la relación entre la energía libre de Gibbs y el potencial de reacción es:

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

4. Se construye una pila con los elementos  $\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}$  y  $\text{Al}^{3+}/\text{Al}$ , de los que los potenciales estándar de reducción son  $E^\circ = +0,34 \text{ V}$  y  $-1,66 \text{ V}$ , respectivamente.

a) Escribe las reacciones que tienen lugar en cada uno de los electrodos y la reacción global de la pila.

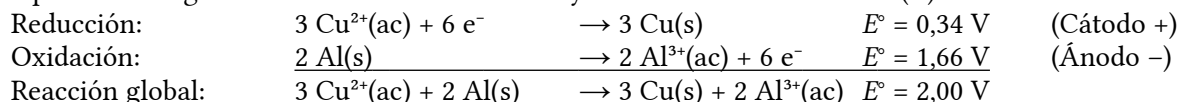
b) Haz un esquema de esta pila, indicando todos los elementos necesarios para su funcionamiento. ¿En qué sentido circulan los electrones?

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

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

**Solución:**

a) En una pila galvánica formada por un electrodo de cobre y otro de aluminio en condiciones estándar, la reacción que tendrá lugar es la oxidación del aluminio y la reducción del ión cobre(II).

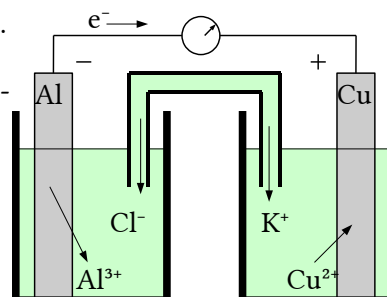


El criterio para indicar si una reacción es espontánea es que la variación de energía libre de Gibbs sea negativa. La reacción es espontánea porque la relación entre la energía libre de Gibbs y el potencial de reacción es:

$$\Delta G = -z F E = -6 \cdot F \cdot (2,00) < 0$$

b) Material: Dos vasos de precipitados de 100 cm<sup>3</sup>, un tubo de vidrio en forma de U, un voltímetro de corriente continua, cables y pinzas metálicas.

Reactivos: láminas de cobre y aluminio pulidas, disoluciones de nitrato de cobre(II), de concentración 1 mol/dm<sup>3</sup>, y nitrato de aluminio, de concentración 1 mol/dm<sup>3</sup>. Disolución de cloruro de potasio para el puente salino.



El montaje de la pila en el laboratorio consistiría en dos recipientes, por ejemplo dos vasos de precipitados, conectados por un puente salino. Un recipiente contendría una disolución de nitrato de cobre(II) y un electrodo de cobre metálico, mientras que el otro contendría una disolución de nitrato de aluminio y un electrodo de aluminio metálico.

Los dos electrodos estarían conectados, mediante cables, a un voltímetro para medir la f.e.m. de la pila. El sentido de circulación de los electrones será desde el polo negativo (ánodo Al) hacia el polo positivo (cátodo Cu) mientras que los iones fluirán por el puente salino para mantener la neutralidad eléctrica.

5. a) Explica como construirías en el laboratorio una pila empleando un electrodo de cinc y un electrodo de níquel, indicando el material y los reactivos necesarios.
- b) Indica las semirreacciones que tienen lugar en cada electrodo, la reacción iónica global y calcula la fuerza electromotriz de la pila.

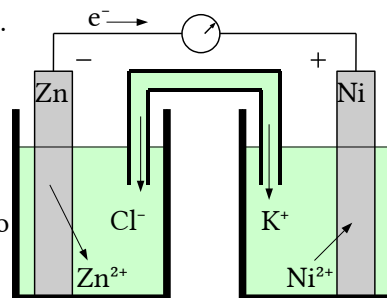
Datos:  $E^\circ(\text{Ni}^{2+}/\text{Ni}) = -0,25 \text{ V}$ ;  $E^\circ(\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}) = -0,76 \text{ V}$ .

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

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

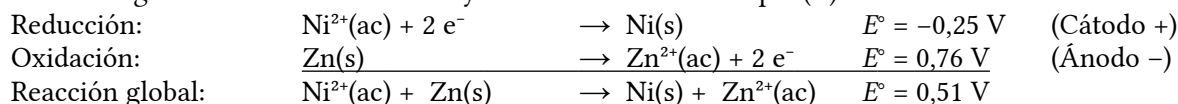
**Solución:**

a) Material: Dos vasos de precipitados de 100 cm<sup>3</sup>, un tubo de vidrio en forma de U, un voltímetro de corriente continua, cables y pinzas metálicas. Reactivos: láminas de níquel y cinc pulidas, disoluciones de nitrato de níquel(II), de concentración 1 mol/dm<sup>3</sup>, y nitrato de cinc, de concentración 1 mol/dm<sup>3</sup>. Disolución de cloruro de potasio para el puente salino. El montaje de la pila en el laboratorio consistiría en dos recipientes, por ejemplo dos vasos de precipitados, conectados por un puente salino. Un recipiente contendría una disolución de nitrato de níquel(II) y un electrodo de níquel metálico, mientras que el otro contendría una disolución de nitrato de cinc y un electrodo de cinc metálico.



Los dos electrodos estarían conectados, mediante cables, a un voltímetro para medir la f.e.m. de la pila. El sentido de circulación de los electrones será desde el polo negativo (ánodo Zn) hacia el polo positivo (cátodo Ni) mientras que los iones fluirán por el puente salino para mantener la neutralidad eléctrica.

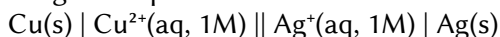
- b) En una pila galvánica formada por un electrodo de níquel y otro de cinc en condiciones estándar, la reacción que tendrá lugar es la oxidación del cinc y la reducción del ión níquel(II).



El criterio para indicar si una reacción es espontánea es que la variación de energía libre de Gibbs sea negativa. La reacción es espontánea porque la relación entre la energía libre de Gibbs y el potencial de reacción es:

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

6. En el laboratorio se construye la siguiente pila en condiciones estándar:



- a) Haz un dibujo del montaje, indicando el material y los reactivos necesarios.
- b) Escribe las semirreacciones de reducción y oxidación, la reacción iónica global de la pila y calcula el potencial de la misma en condiciones estándar.

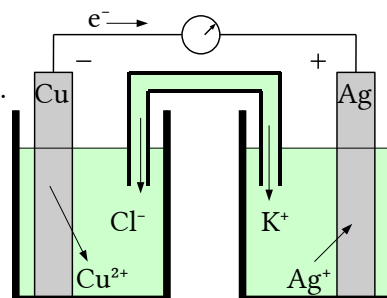
Datos:  $E^\circ(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) = +0,34 \text{ V}$ ;  $E^\circ(\text{Ag}^+/\text{Ag}) = +0,80 \text{ V}$

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

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

**Solución:**

a) Material: Dos vasos de precipitados de 100 cm<sup>3</sup>, un tubo de vidrio en forma de U, un voltímetro de corriente continua, cables y pinzas metálicas. Reactivos: láminas de cobre y plata pulidas, disoluciones de nitrato de cobre(II), de concentración 1 mol/dm<sup>3</sup>, y nitrato de plata(II), de concentra-



ción 1 mol/dm<sup>3</sup>. Disolución de cloruro de potasio para el puente salino.

El montaje de la pila en el laboratorio consistiría en dos recipientes, por ejemplo dos vasos de precipitados, conectados por un puente salino. Un recipiente contendría una disolución de nitrato de cobre(II) y un electrodo de cobre metálico, mientras que el otro contendría una disolución de nitrato de plata(II) y un electrodo de plata metálico.

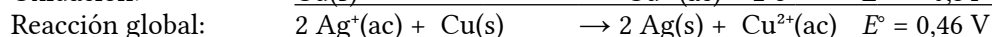
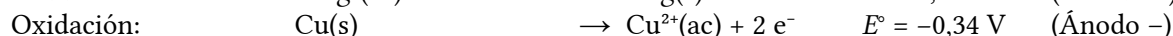
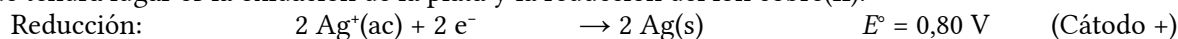
Los dos electrodos estarían conectados, mediante cables, a un voltímetro para medir la f.e.m. de la pila.

El sentido de circulación de los electrones será desde el polo negativo (ánodo Cu) hacia el polo positivo (cátodo Ag) mientras que los iones fluirán por el puente salino para mantener la neutralidad eléctrica.

Material: Vasos de precipitados de 100 cm<sup>3</sup> (2), tubo en U, cables con pinzas, voltímetro.

Reactivos: láminas de cobre y plata pulidas, disoluciones de nitrato de plata de concentración 1 mol/dm<sup>3</sup> y sulfato de cobre(II) de concentración 1 mol/dm<sup>3</sup>. Disolución de cloruro de potasio para el puente salino.

b) En una pila galvánica formada por un electrodo de cobre y otro de plata en condiciones estándar, la reacción que tendrá lugar es la oxidación de la plata y la reducción del ión cobre(II).



El criterio para indicar si una reacción es espontánea es que la variación de energía libre de Gibbs sea negativa. La reacción es espontánea porque la relación entre la energía libre de Gibbs y el potencial de reacción es:

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

7. a) Haz un esquema indicando el material y los reactivos que se necesitan para construir en el laboratorio la pila que tiene la siguiente notación Fe(s) | Fe<sup>2+</sup>(aq, 1 M) || Cu<sup>2+</sup>(aq, 1 M) | Cu(s).  
b) Escribe las semirreacciones que se producen en el ánodo y en el cátodo e indica sus polaridades. Escribe la reacción iónica global y calcula la fuerza electromotriz de la pila.

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

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

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

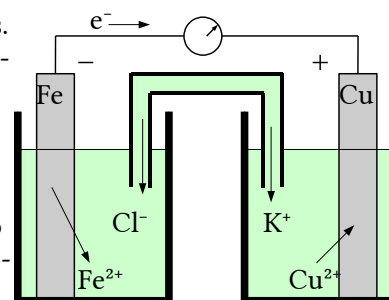
### Solución:

a) Material: Dos vasos de precipitados de 100 cm<sup>3</sup>, un tubo de vidrio en forma de U, un voltímetro de corriente continua, cables y pinzas metálicas. Reactivos: láminas de cobre y hierro pulidas, disoluciones de nitrato de cobre(II), de concentración 1 mol/dm<sup>3</sup>, y nitrato de hierro(II), de concentración 1 mol/dm<sup>3</sup>. Disolución de cloruro de potasio para el puente salino.

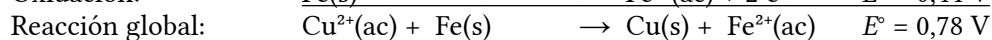
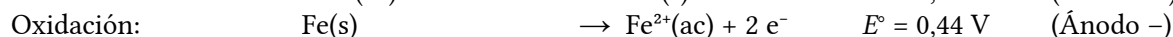
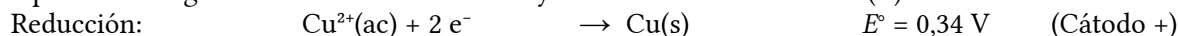
El montaje de la pila en el laboratorio consistiría en dos recipientes, por ejemplo dos vasos de precipitados, conectados por un puente salino. Un recipiente contendría una disolución de nitrato de cobre(II) y un electrodo de cobre metálico, mientras que el otro contendría una disolución de nitrato de hierro(II) y un electrodo de hierro metálico.

Los dos electrodos estarían conectados, mediante cables, a un voltímetro para medir la f.e.m. de la pila.

El sentido de circulación de los electrones será desde el polo negativo (ánodo Fe) hacia el polo positivo (cátodo Cu) mientras que los iones fluirán por el puente salino para mantener la neutralidad eléctrica.



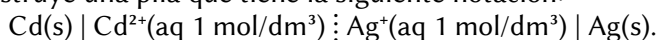
b) En una pila galvánica formada por un electrodo de cobre y otro de hierro en condiciones estándar, la reacción que tendrá lugar es la oxidación del hierro y la reducción del ión cobre(II).



El criterio para indicar si una reacción es espontánea es que la variación de energía libre de Gibbs sea negativa. La reacción es espontánea porque la relación entre la energía libre de Gibbs y el potencial de reacción es:

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

8. En el laboratorio se construye una pila que tiene la siguiente notación:



a) Indica las reacciones que tienen lugar en cada electrodo, el proceso total y calcula la fuerza electromotriz.

b) Detalla el material, reactivos necesarios y dibuja el montaje indicando cada una de las partes.

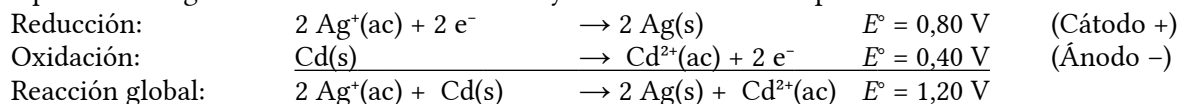
Datos:  $E^\circ(\text{Ag}^+/\text{Ag}) = 0,80 \text{ V}$ ;  $E^\circ(\text{Cd}^{2+}/\text{Cd}) = -0,40 \text{ V}$ .

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

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

**Solución:**

a) En una pila galvánica formada por un electrodo de plata y otro de cadmio en condiciones estándar, la reacción que tendrá lugar es la oxidación del cadmio y la reducción del ión plata.



El criterio para indicar si una reacción es espontánea es que la variación de energía libre de Gibbs sea negativa. La reacción es espontánea porque la relación entre la energía libre de Gibbs y el potencial de reacción es:

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

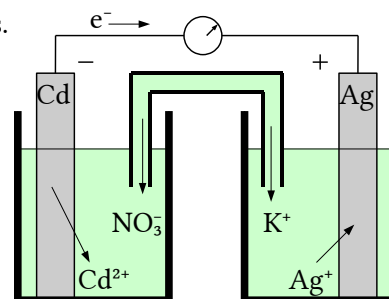
b) Material: Dos vasos de precipitados de 100 cm<sup>3</sup>, un tubo de vidrio en forma de U, un voltímetro de corriente continua, cables y pinzas metálicas.

Reactivos: láminas de plata y cadmio pulidas, disoluciones de nitrato de plata, de concentración 1 mol/dm<sup>3</sup>, y nitrato de cadmio, de concentración 1 mol/dm<sup>3</sup>. Disolución de cloruro de potasio para el puente salino.

El montaje de la pila en el laboratorio consistiría en dos recipientes, por ejemplo dos vasos de precipitados, conectados por un puente salino. Un recipiente contendría una disolución de nitrato de plata y un electrodo de plata metálico, mientras que el otro contendría una disolución de nitrato de cadmio y un electrodo de cadmio metálico.

Los dos electrodos estarían conectados, mediante cables, a un voltímetro para medir la f.e.m. de la pila.

El sentido de circulación de los electrones será desde el polo negativo (ánodo Cd) hacia el polo positivo (cátodo Ag) mientras que los iones fluirán por el puente salino para mantener la neutralidad eléctrica.



9. a) Justifica qué reacción tendrá lugar en una celda galvánica formada por un electrodo de cobre y otro de cinc en condiciones estándar, a partir de las reacciones que se produzcan en el ánodo y el cátodo. Calcula la fuerza electromotriz de la pila en estas condiciones.

b) Indica cómo realizaría el montaje de la pila en el laboratorio para hacer la comprobación experimental, detallando el material y reactivos necesarios.

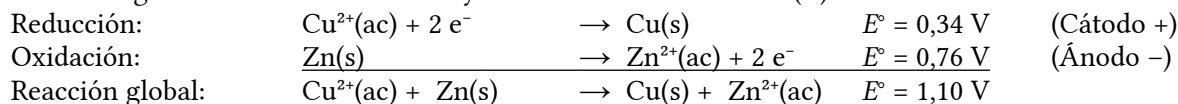
Datos:  $E^\circ(\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}) = -0,76 \text{ V}$ ;  $E^\circ(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) = +0,34 \text{ V}$ .

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

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

**Solución:**

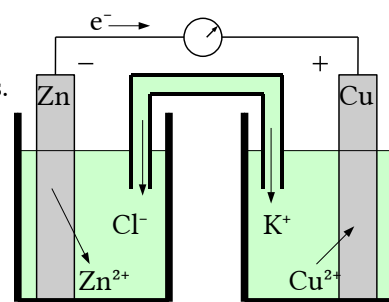
a) En una pila galvánica formada por un electrodo de cobre y otro de cinc en condiciones estándar, la reacción que tendrá lugar es la oxidación del cinc y la reducción del ión cobre(II).



El criterio para indicar si una reacción es espontánea es que la variación de energía libre de Gibbs sea negativa. La reacción es espontánea porque la relación entre la energía libre de Gibbs y el potencial de reacción es:

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

b) Material: Dos vasos de precipitados de 100 cm<sup>3</sup>, un tubo de vidrio en forma de U, un voltímetro de corriente continua, cables y pinzas metálicas.



Reactivos: láminas de cobre y cinc pulidas, disoluciones de nitrato de cobre(II), de concentración 1 mol/dm<sup>3</sup>, y nitrato de cinc, de concentración 1 mol/dm<sup>3</sup>. Disolución de cloruro de potasio para el puente salino. El montaje de la pila en el laboratorio consistiría en dos recipientes, por ejemplo dos vasos de precipitados, conectados por un puente salino. Un recipiente contendría una disolución de nitrato de cobre(II) y un electrodo de cobre metálico, mientras que el otro contendría una disolución de nitrato de cinc y un electrodo de cinc metálico.

Los dos electrodos estarían conectados, mediante cables, a un voltímetro para medir la f.e.m. de la pila. El sentido de circulación de los electrones será desde el polo negativo (ánodo Zn) hacia el polo positivo (cátodo Cu) mientras que los iones fluirán por el puente salino para mantener la neutralidad eléctrica.

## ACLARACIONES

Los datos de los enunciados de los problemas no suelen tener un número adecuado de cifras significativas. Por eso he supuesto que los datos tienen un número de cifras significativas razonables, casi siempre tres cifras significativas. Menos cifras darían resultados, en ciertos casos, con amplio margen de incertidumbre.

Así que cuando tomo un dato como  $V = 1 \text{ dm}^3$  y lo reescribo como:

Cifras significativas: 3

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

lo que quiero indicar es que supongo que el dato original tiene tres cifras significativas (no que las tenga en realidad) para poder realizar los cálculos con un margen de incertidumbre más pequeño que el que tendría si lo tomara tal como lo dan. (1 dm<sup>3</sup> tiene una sola cifra significativa, y una incertidumbre relativa del ¡100%! Como las incertidumbres se acumulan a lo largo del cálculo, la incertidumbre final sería inadmisiblemente. Entonces, ¿para qué realizar los cálculos? Con una estimación sería suficiente).

Cuestiones y problemas de las [Pruebas de evaluación de Bachillerato para el acceso a la Universidad](#) (A.B.A.U. y P.A.U.) en Galicia.

[Respuestas](#) y composición de [Alfonso J. Barbadillo Marán](#).

Algunos cálculos se hicieron con una [hoja de cálculo](#) de [LibreOffice](#) del mismo autor.

Algunas ecuaciones y las fórmulas orgánicas se construyeron con la extensión [CLC09](#) de Charles Lalanne-Cassou.

La traducción al/desde el gallego se realizó con la ayuda de [traducindote](#), y del [traductor de la CIXUG](#).

Se procuró seguir las [recomendaciones](#) del Centro Español de Metrología (CEM).

Se consultó al Copilot de Microsoft Edge y se tuvieron en cuenta algunas de sus respuestas en las cuestiones.

Actualizado: 17/07/24



## Sumario

---

### OXIDACIÓN REDUCCIÓN

<u>PROBLEMAS</u> .....	1
<u>Estequiometría redox</u> .....	1
<u>Electrolisis</u> .....	12
<u>CUESTIONES</u> .....	16
<u>Potenciales</u> .....	16
<u>LABORATORIO</u> .....	17
<u>Valoración redox</u> .....	17
<u>Pilas</u> .....	18

## Índice de pruebas A.B.A.U.

---

2017.....	
1. (ord.).....	12, 15, 23
2. (extr.).....	11, 15, 23
2018.....	
1. (ord.).....	10, 14
2. (extr.).....	9, 13, 17
2019.....	
1. (ord.).....	8, 22
2. (extr.).....	8, 12, 21
2020.....	
1. (ord.).....	7, 21
2. (extr.).....	6, 21
2021.....	
1. (ord.).....	5, 20
2. (extr.).....	4
2022.....	
1. (ord.).....	17
2. (extr.).....	4, 20
2023.....	
1. (ord.).....	3, 19
2. (extr.).....	2, 18
2024.....	
1. (ord.).....	1
2. (extr.).....	16