

Oxidación reducción

◇ PROBLEMAS

● Estequiometría redox

1. En medio ácido sulfúrico, H_2SO_4 , el aluminio reacciona con una disolución acuosa de dicromato de potasio $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, formándose óxido de aluminio, Al_2O_3 y $\text{Cr}^{3+}(\text{aq})$ entre otros productos.
- Ajusta la ecuación iónica por el método del ion-electrón.
 - Calcula el volumen de disolución acuosa de dicromato de potasio de densidad $1,124 \text{ g/cm}^3$ y del 15 % en masa que se necesita para oxidar $0,50 \text{ kg}$ de aluminio.

(P.A.U. sep. 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 de la disolución de dicromato de potasio
 Densidad de la 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

Volumen de disolución de dicromato de potasio

V

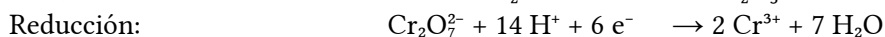
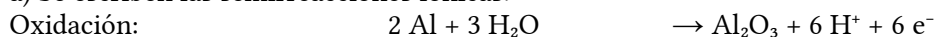
Otros símbolos

Cantidad de sustancia (número de moles)

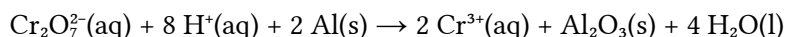
n

Solución:

a) Se escriben las semirreacciones iónicas:



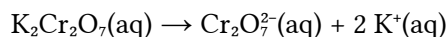
Se obtiene la ecuación iónica ajustada, sumándolas:



b) Se calcula la cantidad de aluminio que hay en 500 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 contiene un mol de ion dicromato.



Se calcula la masa de dicromato de potasio que se necesita:

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

Se calcula el volumen 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. El $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ oxida al yoduro de sodio en medio ácido sulfúrico formándose, entre otros, sulfato de sodio, sulfato de potasio, sulfato de cromo (III) y I_2 .

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

- b) Si tenemos 120 cm³ de disolución de yoduro de sodio y se necesitan para su oxidación 100 cm³ de disolución de dicromato de potasio de concentración 0,2 mol/dm³, ¿cuál es la concentración de la disolución de yoduro de sodio?

(P.A.U. jun. 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

Volumen de disolución de yoduro de sodio

Volumen de disolución de dicromato de potasio

Concentración de la disolución de dicromato de potasio

Cifras significativas: 3

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

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

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

Incógnitas

Concentración de la disolución de yoduro de sodio

$[\text{NaI}]$

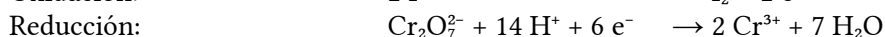
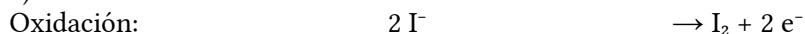
Otros símbolos

Cantidad de sustancia (número de moles)

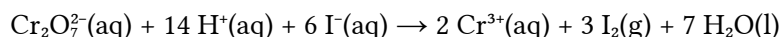
n

Solución:

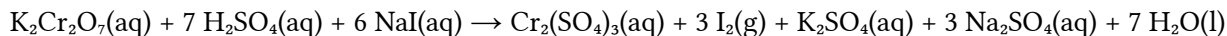
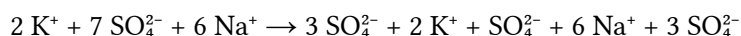
a) Se escriben las semirreacciones iónicas:



Multiplicando la primera semirreacción por 3 y sumando, se obtiene la ecuación iónica ajustada:



Para obtener la ecuación global, se suma a cada lado 2 K⁺, 7 SO₄²⁻ y 6 Na⁺, y se combinan los iones para formar los compuestos:



b) Se calcula la cantidad de dicromato de potasio que hay en 100 cm³ de disolución de concentración 0,200 mol/dm³:

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

Se calcula la cantidad de yoduro de sodio, mirando la ecuación ajustada de la reacción:

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

Se calcula la concentración sabiendo que esta cantidad está disuelta en 120 cm³ de disolución.

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

3. El cloro gas se obtiene por la oxidación del HCl con el HNO₃ produciéndose además NO₂ y H₂O.

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

b) Calcula el volumen de cloro obtenido, a 25 °C y 1 atm (101,3 kPa), cuando reaccionan 500 cm³ de una disolución acuosa de concentración 2 mol/dm³ de HCl con HNO₃ en exceso, si el rendimiento de la reacción es del 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. sep. 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:

volumen

concentración

Cifras significativas: 3

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

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

Datos

Gas cloro: temperatura
presión

Constante de los gases ideales

Rendimiento de la reacción

Incógnitas

Volumen de cloro a 25 °C y 1 atm

Ecuaciones

De estado de los gases ideales

Cifras significativas: 3

$$T = 25\text{ °C} = 298\text{ K}$$

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

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

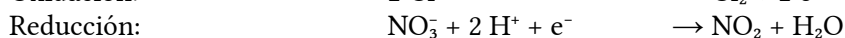
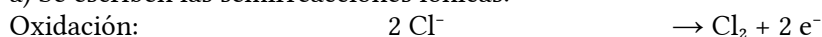
$$r = 80,0\%$$

$$V$$

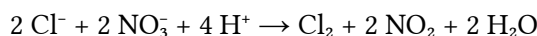
$$p \cdot V = n \cdot R \cdot T$$

Solución:

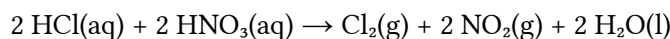
a) Se escriben las semirreacciones iónicas:



Multiplicando la segunda semirreacción por 2 y sumando, se obtiene la ecuación iónica ajustada.



Para obtener la ecuación global se combinan los iones para formar los compuestos:



b) Se calcula la cantidad de ácido clorhídrico que hay en 500 cm³ de disolución:

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

Se calcula la cantidad de gas cloro que se obtendría, mirando la ecuación ajustada de la 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 el rendimiento es del 80 %, se obtendrán:

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

Se calcula el volumen que ocuparán, suponiendo comportamiento 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 la siguiente 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 y ajusta por el método del ion-electrón la ecuación molecular, indicando las semirreacciones correspondientes.

b) Calcula el volumen de NO medido en condiciones normales que se desprenderá por cada 100 g de cobre que reaccionan si el rendimiento del proceso es del 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. jun. 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

Rendimiento de la 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 de los gases ideales

Masa atómica del 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

Volumen de NO que se forma en las condiciones indicadas

V

Otros símbolos

Cantidad de sustancia (número de moles)

n

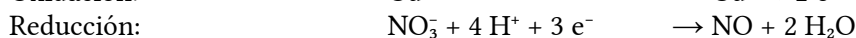
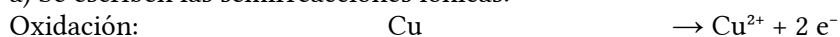
Ecuaciones

De estado de los gases ideales

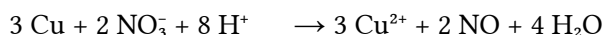
$$p \cdot V = n \cdot R \cdot T$$

Solución:

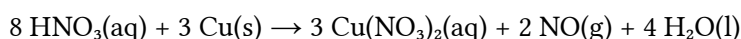
a) Se escriben las semirreacciones iónicas:



Multiplicando la primera semirreacción por 3, la segunda semirreacción por 2 y sumando, se obtiene la ecuación iónica ajustada.



Para obtener la ecuación global, se suma a cada lado 6 NO_3^- , y se combinan los iones para formar los compuestos:



b) Se calcula la cantidad de monóxido de nitrógeno que se obtendría, mirando la ecuación ajustada de la 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 el rendimiento es del 80 %, se obtendrán:

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

Se calcula el volumen que ocuparán, suponiendo comportamiento 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. El hierro(II) puede ser oxidado por una disolución ácida de dicromato de potasio de acuerdo con la siguiente ecuación iónica: $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + \text{Fe}^{2+} \xrightarrow{\text{H}^+} \text{Cr}^{3+} + \text{Fe}^{3+}$.

a) Ajusta la reacción iónica que tiene lugar por el método del ion-electrón.

b) Si se utilizan 26,0 cm^3 de una disolución de dicromato de potasio de concentración 0,0250 mol/dm^3 para valorar 25,0 cm^3 de una disolución que contiene Fe^{2+} , ¿cuál es la concentración de la disolución de Fe^{2+} ?

(P.A.U. sep. 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

Volumen de disolución de dicromato de potasio

Concentración de la disolución de dicromato de potasio

Volumen de disolución que contiene ion hierro(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 de la disolución que contiene ion hierro(II)

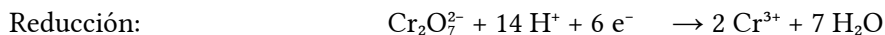
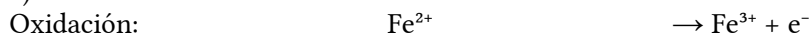
$$[\text{FeCl}_2]$$

Otros símbolos

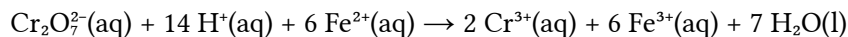
Cantidad de sustancia (número de moles)

 n **Solución:**

a) Se escriben las semirreacciones iónicas:

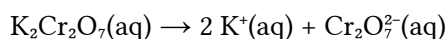


Multiplicando la primera semirreacción por 6 y sumando, se obtiene la ecuación iónica ajustada:

b) Se calcula la cantidad de dicromato de potasio que hay en 26,0 cm³ de disolución de concentración 0,0250 mol/dm³:

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

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



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

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

Se calcula la cantidad de ion hierro(II) que se necesitará, mirando la ecuación ajustada de la reacción:

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

Se calcula la concentración de iones hierro(II), sabiendo que están disueltos en 25,0 cm³:

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

6. En el laboratorio se puede preparar cloro gas haciendo reaccionar permanganato del potasio sólido con ácido clorhídrico concentrado.

a) En el transcurso de esta reacción redox se forma cloro, cloruro de manganeso(II), cloruro de potasio y agua. Escribe y ajusta la reacción molecular mediante el método del ion-electrón.

b) Calcula el volumen de cloro gas, a 20 °C y 1 atm (101,3 kPa), que se obtiene al hacer reaccionar 10 cm³ de ácido clorhídrico concentrado del 35,2 % en masa y densidad 1,175 g/cm³ con un 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. jun. 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:

volumen

riqueza

densidad

Gas cloro: temperatura

presión

Constante de los gases ideales

Masa molar del ácido clorhídrico

Incógnitas

Volumen de cloro a 20 °C y 1 atm

Ecuaciones**Cifras significativas: 3**

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

$$r = 35,2 \%$$

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

$$T = 20 \text{ °C} = 293 \text{ K}$$

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

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

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

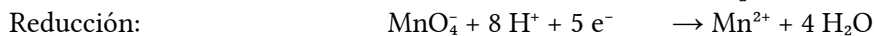
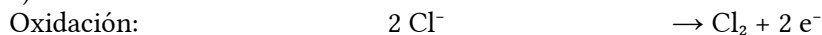
$$V(\text{Cl}_2)$$

De estado de los gases ideales

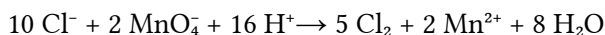
$$p \cdot V = n \cdot R \cdot T$$

Solución:

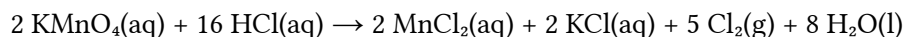
a) Se escriben las semirreacciones iónicas:



Multiplicando la primera semirreacción por 5, la segunda semirreacción por 2 y sumando, se obtiene la ecuación iónica ajustada.



Para obtener la ecuación global, se suma a cada lado 2K^+ y 6Cl^- , y se combinan los iones para formar los compuestos:

b) Se calcula la cantidad de ácido clorhídrico que hay en 10 cm^3 de disolución:

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

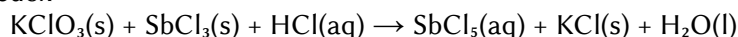
Se calcula la cantidad de gas cloro que se obtiene, mirando la ecuación ajustada de la reacción:

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

Se calcula el volumen que ocuparán, suponiendo comportamiento 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) Empleando el método del ion-electrón ajusta la ecuación química que corresponde a la siguiente reacción redox:



b) Calcula los gramos de KClO_3 que se necesitan para obtener 200 g de SbCl_5 , si el rendimiento de la reacción es del 50 %.

(P.A.U. sep. 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

Rendimiento

Masa molar: pentacloruro de antimonio

clorato de potasio

Cifras significativas: 3

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

$$r = 50,0 \%$$

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

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

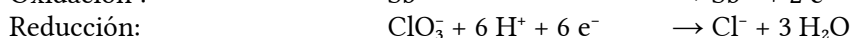
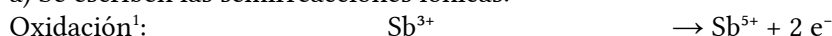
Incógnitas

Masa de clorato de potasio

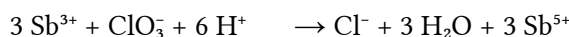
$$m(\text{KClO}_3)$$

Solución:

a) Se escriben las semirreacciones iónicas:

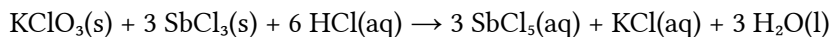


Multiplicando la primera semirreacción por 3 y sumando, se obtiene la ecuación iónica ajustada.



1 Esta semirreacción no es real. No existe el ion Sb^{5+} en disolución acuosa.

Para obtener la ecuación global, se suma a cada lado K^+ y $15 Cl^-$, y se combinan los iones para formar los compuestos:



b) Se calcula la cantidad de clorato de potasio que se necesitaría, mirando la ecuación ajustada de la 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 el rendimiento es del 50,0 %, habrá que emplear más, ya que parte del clorato de potasio no se aprovecha:

$$m' = 27,3 \text{ g } KClO_3 \text{ teóricos} \cdot \frac{100 \text{ g necesarios}}{50,0 \text{ g teóricos}} = 54,6 \text{ g } KClO_3 \text{ necesarios}$$

8. 100 cm³ de una disolución acuosa de cloruro de hierro(II) se hacen reaccionar, en medio ácido, con una disolución de concentración 0,35 mol/dm³ de K₂Cr₂O₇ siendo necesarios 64,4 cm³ de esta última para completar la oxidación. En la reacción el hierro(II) se oxida a hierro(III) y el ion Cr₂O₇²⁻ se reduce a cromo(III).

- a) Ajusta la ecuación iónica de la reacción por el método del ion-electrón.
b) Calcula la concentración molar de la disolución de cloruro de hierro(II).

(P.A.U. jun. 13)

Rta.: a) $Cr_2O_7^{2-} + 14 H^+ + 6 Fe^{2+} \rightarrow 2 Cr^{3+} + 7 H_2O + 6 Fe^{3+}$; b) $[FeCl_2] = 1,35 \text{ mol/dm}^3$.

Datos

Volumen de disolución de cloruro de hierro(II)

Concentración de la disolución de dicromato de potasio

Volumen de disolución de dicromato de potasio

Cifras significativas: 3

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

$$[K_2Cr_2O_7] = 0,350 \text{ mol/dm}^3$$

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

Incógnitas

Concentración molar de la disolución de cloruro de hierro(II)

$$[FeCl_2]$$

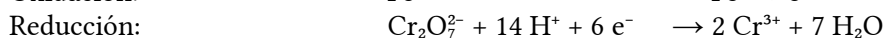
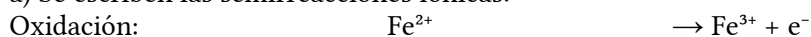
Otros símbolos

Cantidad de sustancia (número de moles)

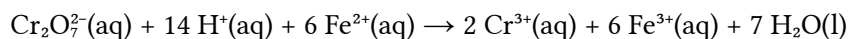
$$n$$

Solución:

a) Se escriben las semirreacciones iónicas:



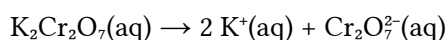
Multiplicando la primera semirreacción por 6 y sumando, se obtiene la ecuación iónica ajustada:



b) Se calcula la cantidad de dicromato de potasio que hay en 64,4 cm³ de disolución de concentración 0,350 mol/dm³:

$$n(K_2Cr_2O_7) = 64,4 \text{ cm}^3 \cdot \frac{1 \text{ dm}^3}{10^3 \text{ cm}^3} \cdot \frac{0,350 \text{ mol } K_2Cr_2O_7}{1 \text{ dm}^3} = 0,0225 \text{ mol } K_2Cr_2O_7$$

Como el dicromato de potasio es un electrolito fuerte, está totalmente dissociado:



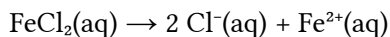
Por tanto, la cantidad de iones dicromato es la misma que la del dicromato de potasio.

$$n(Cr_2O_7^{2-}) = n(K_2Cr_2O_7) = 0,0225 \text{ mol } Cr_2O_7^{2-}$$

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

$$n(\text{Fe}^{2+}) = 0,022 \text{ mol Cr}_2\text{O}_7^{2-} \frac{6 \text{ mol Fe}^{2+}}{1 \text{ mol Cr}_2\text{O}_7^{2-}} = 0,135 \text{ mol Fe}^{2+}$$

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



Por tanto, la cantidad de cloruro de hierro(II) es la misma que la del ion hierro(II):

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

Se calcula la concentración de cloruro de hierro(II), sabiendo que está disuelto en 100 cm³:

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

9. El estaño metálico reacciona con el ácido nítrico concentrado y forma óxido de estaño(IV), dióxido de nitrógeno y agua.

- Ajusta la reacción que tiene lugar por el método del ion-electrón.
- Calcula el volumen de una disolución de ácido nítrico del 16,0 % en masa y densidad 1,09 g/cm³ que reaccionará con 2,00 g de estaño.

(P.A.U. jun. 12)

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

Datos

D(HCl): riqueza
 densidad

Masa de estaño

Masa atómica del estaño

Cifras significativas: 3

$$r = 16,0 \%$$

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

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

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

Incógnitas

Volumen de disolución de ácido nítrico

V

Otros símbolos

Cantidad de sustancia (número de moles)

n

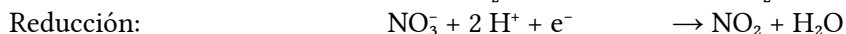
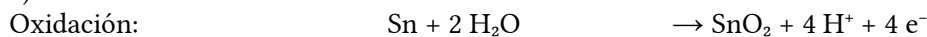
Ecuaciones

Densidad

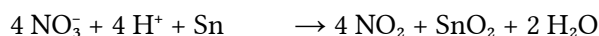
$$\rho = \frac{m}{V}$$

Solución:

a) Se escriben las semirreacciones iónicas:



Multiplicando la segunda semirreacción por 4 y sumando, se obtiene la ecuación iónica ajustada:



Juntando los iones de signos opuestos se obtiene la reacción global:



b) Se calcula la cantidad de estaño que reacciona:

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

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

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

Se calcula la masa de ácido nítrico puro:

$$m(\text{HNO}_3) = 0,067 \text{ mol HNO}_3 \cdot \frac{63,0 \text{ g HNO}_3}{1 \text{ mol HNO}_3} = 4,25 \text{ g HNO}_3$$

Se calcula la masa de disolución de ácido nítrico al 16,0 % que contiene esos 4,25 g de HNO₃:

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

Se calcula el volumen de la disolución de densidad 1,09 g/cm³:

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

10. Se sabe que el ion MnO_4^- oxida el Fe(II) a Fe(III) en presencia de H_2SO_4 , mientras se reduce a Mn(II).

- Escribe y ajusta por el método del ion-electrón la ecuación iónica global, indicando las semirreacciones correspondientes.
- ¿Qué volumen de disolución de KMnO_4 de concentración 0,02 mol/dm³ se requiere para oxidar 40 cm³ de una disolución de concentración 0,1 mol/dm³ de FeSO_4 en disolución de H_2SO_4 ?

(P.A.U. jun. 11)

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

Datos

Concentración de KMnO_4

Volumen de disolución de FeSO_4

Concentración de FeSO_4

Cifras significativas: 3

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

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

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

Incógnitas

Volumen de disolución de KMnO_4 necesario para el FeSO_4

V_d

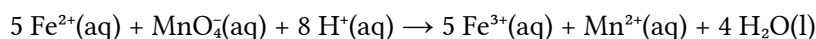
Solución:

a) Se escriben las semirreacciones iónicas:

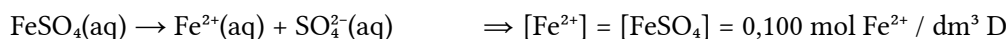
Oxidación: $\text{Fe}^{2+} \rightarrow \text{Fe}^{3+} + \text{e}^-$

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

Multiplicando la primera semirreacción por 5 y sumando, se obtiene la ecuación iónica ajustada.



b) Se calcula el volumen de la disolución de KMnO_4 , 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, que son electrolitos fuertes, y están totalmente disociados:



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

11. a) Ajusta la siguiente reacción por el método del ion-electrón:



b) Calcula los gramos de permanganato de potasio necesarios para obtener 200 g de sulfato de manganeso(II), si el rendimiento de la reacción es del 65,0 %

(P.A.U. sep. 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)

Rendimiento

Masa molar: permanganato de potasio
sulfato de manganeso(II)**Cifras significativas: 3**

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

$$r = 65,0 \%$$

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

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

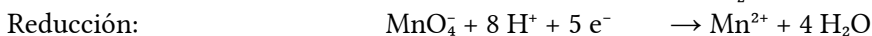
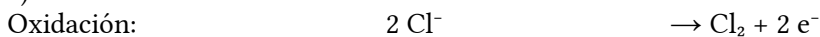
Incógnitas

Masa de permanganato de potasio

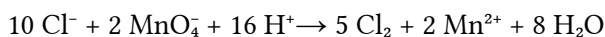
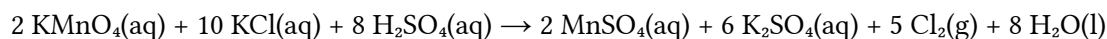
$$m(\text{KMnO}_4)$$

Solución:

a) Se escriben las semirreacciones iónicas:



Multiplicando la primera semirreacción por 5, la segunda semirreacción por 2 y sumando, se obtiene la ecuación iónica ajustada:

Para obtener la ecuación global, se suma a cada lado 12 K⁺ y 8 SO₄²⁻, y se combinan los iones para formar los compuestos:

b) Se calcula la masa de permanganato de potasio que se necesitaría, mirando la ecuación ajustada de la 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 el rendimiento es del 65,0 %, habrá que emplear más, ya que parte de él no se aprovecha:

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

12. El dicromato de potasio, K₂Cr₂O₇, en medio ácido, oxida los iones cloruro hasta cloro, reduciéndose a una sal de cromo(III).

a) Escribe y ajusta por el método del ion-electrón la ecuación iónica correspondiente.

b) ¿Qué volumen de cloro, medido a 25 °C y 1,2 atm (121,6 kPa), se puede obtener si 100 cm³ de disolución de K₂Cr₂O₇ de concentración 0,03 mol/dm³ reaccionan con un exceso de cloruro de potasio en 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. jun. 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**

Volumen de disolución de dicromato de potasio

Concentración de la disolución de dicromato de potasio

Cl₂(gas): temperatura
presión

Constante de los gases ideales

Cifras significativas: 3

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

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

$$T = 25 \text{ °C} = 298 \text{ K}$$

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

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

Incógnitas

Volumen de cloro obtenido

$$V$$

Otros símbolos

Cantidad de sustancia (número de moles)

$$n$$

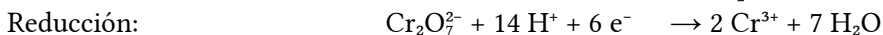
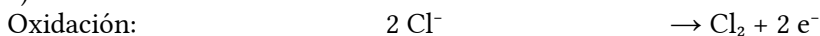
Ecuaciones

De estado de los gases ideales

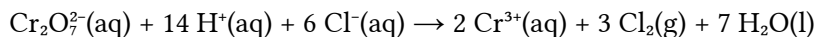
$$p \cdot V = n \cdot R \cdot T$$

Solución:

a) Se escriben las semirreacciones iónicas:

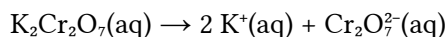


Multiplicando la primera semirreacción por 3 y sumando, se obtiene la ecuación iónica ajustada:

b) Se calcula la cantidad de dicromato de potasio que hay en 100 cm³ de disolución de concentración 0,0300 mol/dm³:

$$n(\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7) = 0,100 \text{ dm}^3 \cdot \frac{0,030 \text{ mol K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7}{1 \text{ dm}^3} = 0,00300 \text{ mol K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$$

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



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

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

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

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

Se calcula el volumen de cloro, medido a 25 °C y 121,6 kPa, suponiendo comportamiento ideal para el 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. El cinabrio es un mineral que contiene sulfuro de mercurio(II). Una muestra de cinabrio se hace reaccionar con una disolución de ácido nítrico concentrado, de manera que el sulfuro de mercurio(II) presente en el mineral reacciona con el ácido formando monóxido de nitrógeno, sulfato de mercurio(II) y agua.

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

b) Calcula el volumen de ácido nítrico de concentración 12,0 mol/dm³ que reaccionará con el sulfuro de mercurio(II) presente en 10,0 g de cinabrio que contiene un 92,5 % en peso de sulfuro de mercurio(II).

(P.A.U. jun. 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 HNO_3 12,0 mol/dm³.**Datos**

Masa de cinabrio

Contenido de HgS en el cinabrio

Concentración de la disolución de ácido nítrico

Masa molar del sulfuro de mercurio(II)

Cifras significativas: 3

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

$$r = 92,5 \%$$

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

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

Incógnitas

Volumen de disolución de ácido nítrico

$$V$$

Otros símbolos

Cantidad de sustancia (número de moles)

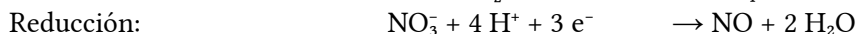
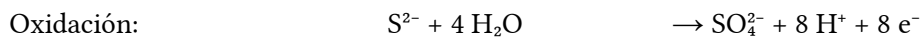
$$n$$

Solución:

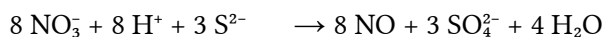
a) Se escribe la reacción:



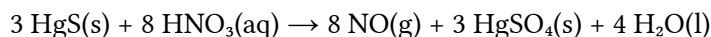
Se escriben las semirreacciones iónicas:



Multiplicando la primera semirreacción por 3 y la segunda semirreacción por 8 y sumando, se obtiene la ecuación iónica ajustada:



Juntando los iones de signos opuestos, se obtiene la reacción global:



b) Se calcula la cantidad de HgS que hay en 10,0 g de cinabrio, mirando la ecuación ajustada de la reacción:

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

Se calcula el volumen de ácido nítrico de concentración 12,0 mol/dm³ necesario, mirando la ecuación ajustada de la 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. El ion antimonio(III) se puede valorar en medio ácido oxidándolo a ion antimonio(V) empleando una disolución de ion bromato que se convierte en ion bromuro. Para valorar 25,0 cm³ de una disolución de cloruro de antimonio(III) se gastan 30,4 cm³ de una disolución de bromato de potasio de concentración 0,102 mol/dm³:

a) Ajusta la ecuación iónica redox, indicando las semirreacciones de oxidación y reducción.

b) ¿Cuál es la molaridad de la disolución de cloruro de antimonio(III)?

(P.A.U. sep. 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

Volumen de disolución de SbCl_3

Volumen de disolución de KBrO_3

Concentración de la disolución de KBrO_3

Cifras significativas: 3

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

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

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

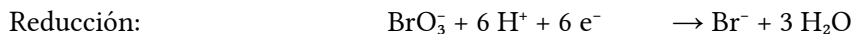
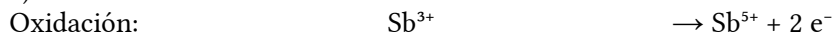
Incógnitas

Concentración de la disolución de SbCl_3

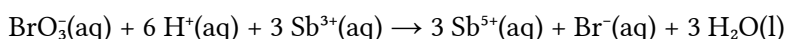
$$[\text{SbCl}_3]$$

Solución:

a) Se escriben las semirreacciones iónicas:



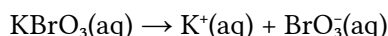
Multiplicando la primera semirreacción por 3 y sumando, se obtiene la ecuación iónica ajustada.



b) Se calcula la cantidad de bromato de potasio consumida en la 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 el bromato de potasio es un electrolito fuerte, está totalmente disociado:



Por tanto, la cantidad del ion bromato es la misma que la del bromato de potasio.

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

Se calcula la cantidad de ion antimonio(III) consumida en la valoración, mirando la ecuación ajustada de la reacción:

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

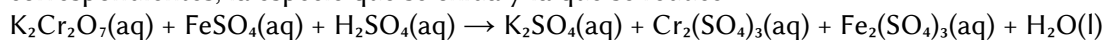
Suponiendo que el cloruro de antimonio(III) está totalmente disociado, todo el ion antimonio(III) procede de él, y la cantidad de cloruro de antimonio es:

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

Se calcula la concentración de la disolución, sabiendo que está disuelto en 25 cm³ de disolución:

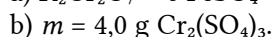
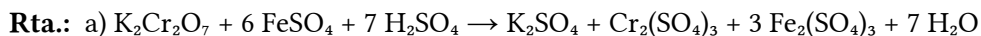
$$[\text{SbCl}_3] = \frac{9,30 \cdot 10^{-3} \text{ mol SbCl}_3}{25,0 \cdot 10^{-3} \text{ dm}^3 \text{ D SbCl}_3} = 0,372 \text{ mol SbCl}_3/\text{dm}^3 \text{ D}$$

15. a) 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 %?

(P.A.U. jun. 08)



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

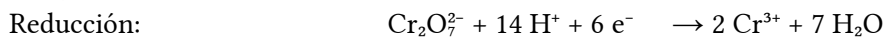
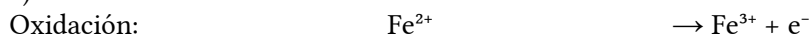
Otros símbolos

Cantidad de sustancia (número de moles)

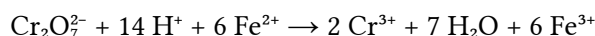
n

Solución:

- a) Se escriben las semirreacciones iónicas:



Multiplicando la primera semirreacción por 6 y sumando, se obtiene la ecuación iónica ajustada:



Para obtener la ecuación global, se suma a cada lado 2 K⁺ y 7 SO₄²⁻, 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:

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

Pero como el rendimiento es del 60,0 %, la cantidad de sulfato de cromo(III) obtenida será:

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

Se calcula la masa obtenida:

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

16. Por oxidación del ion bromuro con ion permanganato en medio ácido, se obtiene bromo (Br_2) y la sal de manganeso(II):

- Escribe la reacción iónica y ajústala por el método del ion-electrón.
- Calcula cuántos gramos de permanganato de potasio pueden ser reducidos por 250 cm^3 de una disolución de bromuro de potasio de concentración 0,1 mol/dm^3 , a sal de manganeso(II)

(P.A.U. sep. 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

Volumen de disolución de bromuro de potasio

Masa molar del permanganato de potasio

Cifras significativas: 2

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

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

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

Incógnitas

Masa de KMnO_4 que se puede reducir

$m(\text{KMnO}_4)$

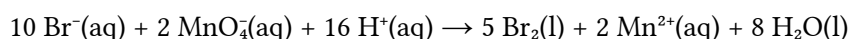
Solución:

- a) Se escriben las semirreacciones iónicas:

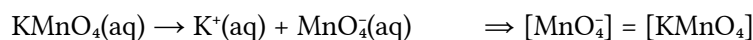
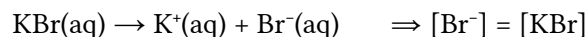
Oxidación: $2 \text{ Br}^- \rightarrow \text{Br}_2 + 2 \text{ e}^-$

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

Multiplicando la primera semirreacción por 5 y la segunda semirreacción por 2 y sumando, se obtiene la ecuación iónica ajustada:



- b) Se calcula la masa de KMnO_4 , 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, que son electrolitos fuertes, y están totalmente disociados:



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

17. La reacción de ácido clorhídrico con dióxido de manganeso genera cloruro de manganeso(II), cloro y agua.

- Escribe la reacción molecular redox ajustada.
- ¿Qué volumen de cloro, medido a 0,92 atm y 30 °C, se obtiene al reaccionar 150 cm^3 de ácido clorhídrico del 35 % y densidad 1,17 g/cm^3 , con la cantidad necesaria de dióxido de manganeso?

(P.A.U. jun. 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

D(HCl): riqueza
densidad
volumen
Cl₂(gas): temperatura
presión
Constante de los gases ideales
Masa molar del ácido clorhídrico

Cifras significativas: 3

$r = 35,0 \%$
 $\rho = 1,17 \text{ g/cm}^3$
 $V_d = 150 \text{ cm}^3$
 $T = 30 \text{ }^\circ\text{C} = 303 \text{ K}$
 $p = 0,920 \text{ atm}$
 $R = 0,082 \text{ atm}\cdot\text{dm}^3\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$
 $M(\text{HCl}) = 36,5 \text{ g/mol}$

Incógnitas

Volumen de Cl₂ que se forma en las condiciones indicadas

V

Otros símbolos

Cantidad de sustancia (número de moles)

n

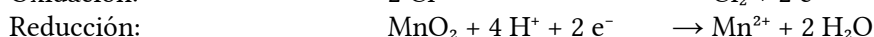
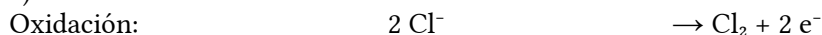
Ecuaciones

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, sumándolas:



Sumando 2 Cl⁻ a cada lado de la ecuación y juntando los iones de signos opuestos se obtiene la reacción global:



b) Se calcula la cantidad de ácido clorhídrico que se consume:

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

Se calcula la cantidad de cloro que se produce, mirando la ecuación ajustada de la reacción:

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

Se calcula el volumen de cloro, medido a 0,92 atm y 30 °C, suponiendo comportamiento ideal para el 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. El ácido nítrico concentrado reacciona con el cobre para formar nitrato de cobre(II), dióxido de nitrógeno y agua.

a) Escribe la reacción ajustada.

b) ¿Cuántos cm³ de HNO₃ del 95 % de pureza y densidad 1,5 g/cm³ se necesitan para que reaccionen totalmente 3,4 gramos de cobre?

c) ¿Qué volumen de NO₂ se formará, medido a 29 °C de temperatura y 748 mmHg de presión?

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

(P.A.U. sep. 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

HNO₃: riqueza

Cifras significativas: 2

$r = 95 \%$

Datos

densidad
 Masa de cobre
 Gas: temperatura
 presión
 Constante de los gases ideales
 Masa molar: cobre
 ácido nítrico

Cifras significativas: 2

$\rho = 1,5 \text{ g/cm}^3$
 $m = 3,4 \text{ g Cu}$
 $T = 29 \text{ }^\circ\text{C} = 302 \text{ K}$
 $p = 748 \text{ mmHg} = 0,984 \text{ atm}$
 $R = 0,082 \text{ atm}\cdot\text{dm}^3\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$
 $M(\text{Cu}) = 64 \text{ g/mol}$
 $M(\text{HNO}_3) = 63 \text{ g/mol}$

Incógnitas

Volumen de disolución de HNO_3 necesario para reaccionar con el Cu
 Volumen de NO_2 que se forma en las condiciones indicadas

V_d
 V

Otros símbolos

Cantidad de sustancia (número de moles)

n

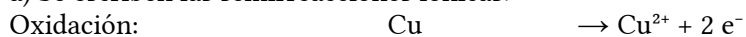
Ecuaciones

De estado de los gases ideales

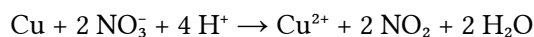
$$p \cdot V = n \cdot R \cdot T$$

Solución:

a) Se escriben las semirreacciones iónicas:



Multiplicando la segunda semirreacción por 2 y sumando, se obtiene la ecuación iónica ajustada.



Sumando 2 NO_3^- a cada lado de la ecuación y juntando los iones de signos opuestos se obtiene la reacción global:



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

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

Se calcula el volumen de disolución de HNO_3 del 95 % de pureza y densidad $1,5 \text{ g/cm}^3$ que contiene esa cantidad:

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

c) Se calcula la cantidad de dióxido de nitrógeno, mirando la ecuación ajustada de la reacción:

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

Se calcula el volumen de dióxido de nitrógeno, medido a $29 \text{ }^\circ\text{C}$ de temperatura y 748 mmHg de presión, suponiendo comportamiento ideal para el gas:

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

● Electrolisis

1. Durante la electrolisis del cloruro de magnesio fundido:

- a) ¿Cuántos gramos de Mg se producen cuando pasan $8,80 \times 10^3$ culombios a través de la celda?
 b) ¿Cuánto tiempo se tarda en depositar 0,500 gramos de Mg con una corriente de 25,0 amperios?
 c) ¿Cuántos litros de cloro se obtendrán en el punto (b) a una presión de 1,23 atm y a una temperatura de 27 °C?
 d) Escribe los procesos electrolíticos que ocurren en el ánodo y en el cátodo.

(P.A.U. sep. 00)

Rta.: a) 1,11 g de Mg; b) 159 s; c) 0,412 dm³; 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 atraviesa la celda (apdo. a)

Masa de magnesio depositada (apdo. b)

Intensidad que atraviesa la celda (apdo. b)

Gas cloro: presión

temperatura

Constante de los gases ideales

Masa atómica del magnesio

Cifras significativas: 3

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

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

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

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

$$T = 27 \text{ °C} = 300 \text{ K}$$

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

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

IncógnitasMasa de magnesio depositada cuando pasan $8,80 \times 10^3 \text{ C}$

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

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

$$t$$

Volumen de gas cloro desprendido

$$V$$

Otros símbolos

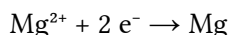
Cantidad de sustancia (número de moles)

$$n$$

Solución:a) Se calcula la cantidad de electrones equivalente a la carga de $8,80 \times 10^3 \text{ C}$:

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

La reacción en el cátodo es:



Se calcula la masa de magnesio depositada, mirando la ecuación ajustada de la 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) Se calcula la cantidad de magnesio que hay en 0,500 g:

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

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

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

Se calcula la carga eléctrica equivalente:

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

Se calcula el tiempo con la expresión de la intensidad:

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

c) La reacción de electrolisis es: $\text{MgCl}_2 \rightarrow \text{Mg(s)} + \text{Cl}_2(\text{g})$

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

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

Se calcula el volumen de cloro, medido a 1,23 atm y 27 °C, suponiendo comportamiento ideal para el 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) La reacción en el ánodo es la de oxidación: $2 \text{Cl}^- \rightarrow \text{Cl}_2 + 2 \text{e}^-$

La reacción en el cátodo es la de reducción: $\text{Mg}^{2+} + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Mg}$

2. Una corriente de 5,00 A que circula durante 30 minutos deposita 3,048 gramos de cinc en el cátodo.

a) Calcula la masa equivalente del cinc.

b) ¿Cuántos gramos de cobre se depositarán al pasar 10,00 A durante una hora?

(P.A.U. jun. 98)

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

Datos

Intensidad de corriente eléctrica

Tiempo para depositar 3,048 g de cinc

Masa de cinc depositada

Intensidad de corriente para depositar el cobre

Tiempo para depositar el cobre

Faraday (1 mol electrones)

Masa atómica del cobre

Cifras significativas: 3

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

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

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

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

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

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

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

Incógnitas

Masa equivalente del cinc

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

Masa de cobre depositada al pasar 10,00 A durante una hora

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

Otros símbolos

Cantidad de sustancia (número de moles)

$$n$$

Solución:

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

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

Se calcula la cantidad de electrones equivalente:

$$n(\text{e}) = 9,00 \cdot 10^4 \text{ C} \cdot \frac{1 \text{ mol e}}{9,65 \cdot 10^4 \text{ C}} = 0,093 \text{ 2mol e}$$

La reacción en el cátodo es: $\text{Zn}^{2+} + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Zn}$

Masa equivalente es la masa depositada por 1 mol de electrones (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) Se calcula la carga eléctrica con la expresión de la intensidad:

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

Se calcula la cantidad de electrones equivalente:

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

En el caso del cobre, la reacción en el cátodo es: $\text{Cu}^{2+} + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Cu}$

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

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

◇ CUESTIONES

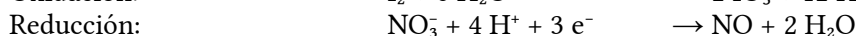
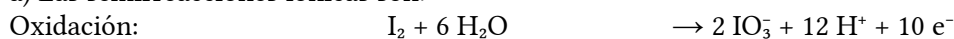
● Reacciones redox

1. Empleando el método del ion electrón ajusta la ecuación química que corresponde a la siguiente reacción redox: $\text{I}_2(\text{s}) + \text{HNO}_3(\text{aq}) \rightarrow \text{HIO}_3(\text{aq}) + \text{NO}(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l})$

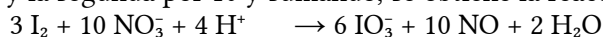
(P.A.U. sep. 11)

Solución:

a) Las semirreacciones iónicas son:



Multiplicando la primera por 3 y la segunda por 10 y sumando, se obtiene la reacción iónica ajustada:



Sumando 6 H^+ a cada lado de la ecuación y juntando los iones de signos opuestos se obtiene la reacción global:



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

a) Escribe las semirreacciones de oxidación y reducción.

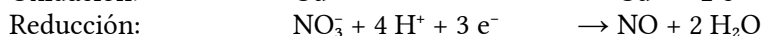
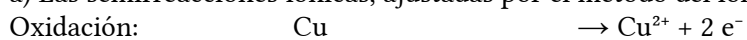
b) Indica cuál es el oxidante y cuál el reductor.

c) Ajusta la reacción.

(P.A.U. sep. 05)

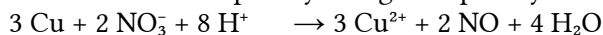
Solución:

a) Las semirreacciones iónicas, ajustadas por el método del ion-electrón son:

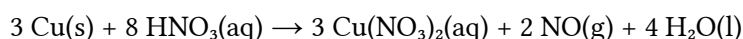


b) El agente oxidante es el ion nitrato NO_3^- porque es el responsable de la oxidación (se reduce, gana los electrones que se pierden en la oxidación). El agente reductor es el cobre metálico Cu.

c) Multiplicando la primera semirreacción por 3 y la segunda por 2 y sumando, se obtiene la reacción iónica ajustada:



Sumando 6 NO_3^- a cada lado de la ecuación y juntando los iones de signos opuestos se obtiene la reacción global:



● Potenciales

1. a) Justifica, con ayuda de las semirreacciones, si el $\text{O}_2(\text{g})$ oxidará al $\text{Cl}^-(\text{aq})$ a $\text{Cl}_2(\text{g})$ en medio ácido, con formación de agua.

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. jun. 16)

Solución:

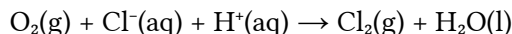
a) La condición para que una reacción química sea espontánea es que la variación de energía libre de Gibbs sea negativa. La relación matemática entre la energía libre de Gibbs y el potencial electroquímico es:

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

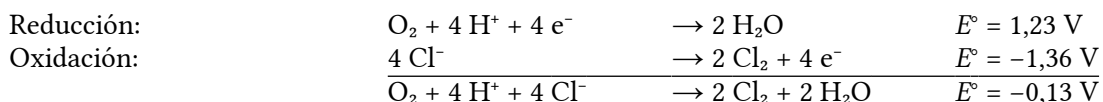
ΔG es la variación de energía libre de Gibbs, n es el número de electrones intercambiados por cada mol de especie reducida u oxidada, F (1 Faraday) es la carga de un mol de electrones y E es el potencial electroquímico del proceso.

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

Suponiendo que la reacción que tiene lugar es (sin ajustar):



Se escriben las semirreacciones:



El potencial de la reacción global sale negativo, por lo tanto, el proceso no será espontáneo y no se producirá ninguna reacción entre el oxígeno y el ion cloruro.

2. Utilizando los valores de los potenciales de reducción estándar siguientes: $E^\circ(\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}) = -0,44 \text{ V}$; $E^\circ(\text{Cd}^{2+}/\text{Cd}) = -0,40 \text{ V}$; $E^\circ(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) = +0,34 \text{ V}$, justifica cuál o cuáles de las siguientes reacciones se producirán de manera espontánea:
- a) $\text{Fe}^{2+}(\text{aq}) + \text{Cu}(\text{s}) \rightarrow \text{Fe}(\text{s}) + \text{Cu}^{2+}(\text{aq})$
- b) $\text{Cu}^{2+}(\text{aq}) + \text{Cd}(\text{s}) \rightarrow \text{Cu}(\text{s}) + \text{Cd}^{2+}(\text{aq})$

(P.A.U. sep. 15)

Solución:

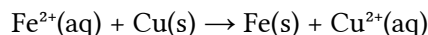
La condición para que una reacción química sea espontánea es que la variación de energía libre de Gibbs sea negativa. La relación matemática entre la energía libre de Gibbs y el potencial electroquímico es:

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

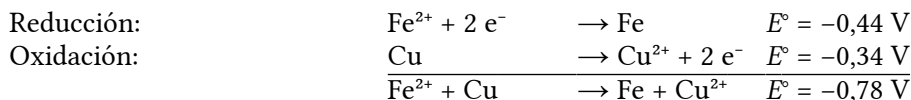
ΔG es la variación de energía libre de Gibbs, n es el número de electrones intercambiados por cada mol de especie reducida u oxidada, F (1 Faraday) es la carga de un mol de electrones y E es el potencial electroquímico del proceso.

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

a) Para la reacción:

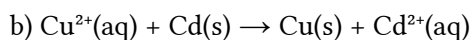


Las semirreacciones son:

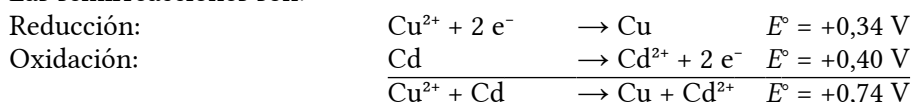


El potencial de la reacción global sale negativo, por lo tanto, el proceso no será espontáneo y no se producirá ninguna reacción entre el ion Fe^{2+} y el Cu .

b) Para la reacción:



Las semirreacciones son:



El potencial de la reacción global sale positivo, por lo tanto, el proceso será espontáneo y se producirá la reacción entre el ion Cu^{2+} y el Cd.

3. a) El potencial de reducción estándar del Au^{3+}/Au es 1,3 V. Indica si a 25 °C el ácido clorhídrico reacciona con el oro. Escribe la reacción que tendría lugar.

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

(P.A.U. jun. 15)

Solución:

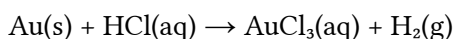
a) La condición para que una reacción química sea espontánea es que la variación de energía libre de Gibbs sea negativa. La relación matemática entre la energía libre de Gibbs y el potencial electroquímico es:

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

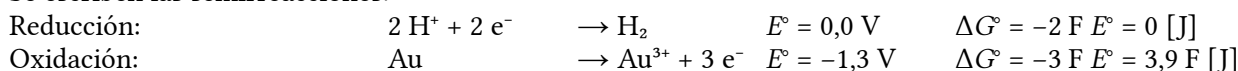
ΔG es la variación de energía libre de Gibbs, n es el número de electrones intercambiados por cada mol de especie reducida u oxidada, F (1 Faraday) es la carga de un mol de electrones y E es el potencial electroquímico del proceso.

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

Suponiendo que la reacción que tiene lugar es (sin ajustar)

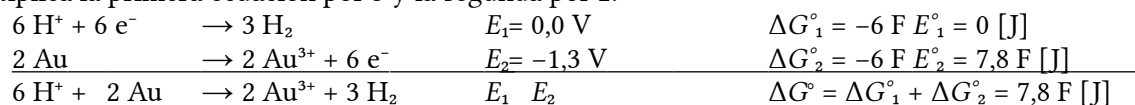


Se escriben las semirreacciones:



Aunque para ajustar la reacción iónica hay que multiplicar cada semirreacción por un coeficiente, el potencial vale lo mismo, puesto que lo que cambia es la energía libre de Gibbs.

Se multiplica la primera ecuación por 3 y la segunda por 2.



Como

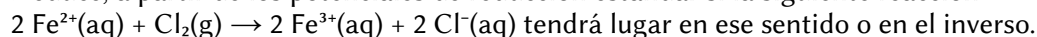
$$\Delta G^\circ = -6 F E^\circ$$

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

Coincide con la suma de los potenciales de las reacciones: $E = E_1 + E_2$

El potencial de la reacción global sale negativo, por lo tanto, el proceso no será espontáneo y no se producirá ninguna reacción entre el oro y el ácido clorhídrico.

4. a) Deduce, a partir de los potenciales de reducción estándar si la siguiente 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. sep. 13)

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:

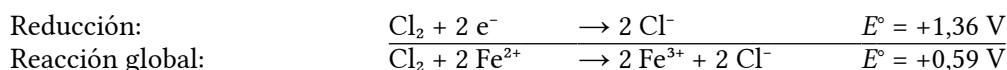
$$\Delta G = -n \cdot F \cdot E$$

ΔG 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 ΔG y E son de signos opuestos, la condición para que una reacción sea espontánea es que el potencial electroquímico sea positivo: $E > 0$.

La reacción propuesta se desdobra en dos semirreacciones:

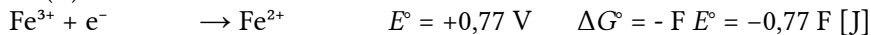




Como tiene un potencial positivo, la reacción es espontánea.

Se oxida el ion Fe^{2+} a ion Fe^{3+} y el cloro se reduce a ion cloruro.

Aunque para ajustar la reacción iónica hay que multiplicar cada semirreacción por un coeficiente, el potencial vale lo mismo, puesto que lo que cambia es la energía libre de Gibbs. Como por ejemplo, para la reducción del ion hierro(III) a ion hierro(II):



Multiplicando 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 la ecuación $\Delta G = -n F E$, queda ahora $\Delta G^\circ' = -2 F E^\circ'$ (se intercambian 2 electrones). Despejando E°' :

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

5. Indica razonadamente si es verdadera o falsa la siguiente afirmación:

a) En disolución acuosa, a 25 °C, los iones Fe^{3+} oxidan a los iones I^- a I_2 mientras se reducen a Fe^{2+} .

Datos: $E^\circ(\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}) = +0,77 \text{ V}$; $E^\circ(\text{I}_2/\text{I}^-) = +0,53 \text{ V}$. (P.A.U. jun. 13)

Solución:

a) Verdadera.

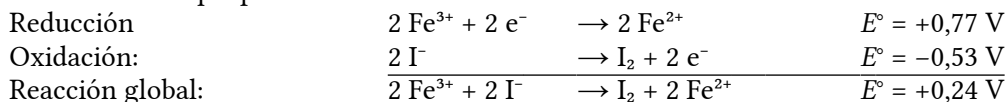
La condición para que una reacción química sea espontánea es que la variación de energía libre de Gibbs sea negativa. La relación matemática entre la energía libre de Gibbs y el potencial electroquímico es:

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

ΔG 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 ΔG y E son de signos opuestos, la condición para que una reacción sea espontánea es que el potencial electroquímico sea positivo: $E > 0$.

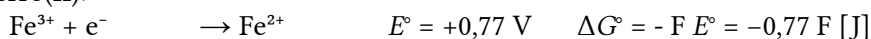
Las reacciones que podrían suceder son:



Como tiene un potencial positivo, la reacción es espontánea.

Se oxida el ion yoduro y se reduce el ion Fe^{3+} a ion Fe^{2+} .

Aunque para ajustar la reacción iónica hay que multiplicar cada semirreacción por un coeficiente, el potencial vale lo mismo, puesto que lo que cambia es la energía libre de Gibbs. Como por ejemplo, para la reducción del ion hierro(III) a ion hierro(II):



Multiplicando 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 la ecuación $\Delta G = -n F E$, queda ahora $\Delta G^\circ' = -2 F E^\circ'$ (se intercambian 2 electrones). Despejando E°' :

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

6. Con los siguientes datos $E^\circ(\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}) = -0,44 \text{ V}$ y $E^\circ(\text{Ag}^+/\text{Ag}) = +0,80 \text{ V}$, indica razonadamente:

a) Las reacciones que se producen en los electrodos indicando el ánodo y el cátodo.

b) La reacción global y el potencial estándar de la pila formada con estos electrodos.

(P.A.U. jun. 12)

Solución:

a) 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:

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

ΔG 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 ΔG y E son de signos opuestos, la condición para que una reacción sea espontánea es que el potencial electroquímico sea positivo: $E > 0$.

En el ánodo ocurre la oxidación: $\text{Fe} \rightarrow \text{Fe}^{2+} + 2 \text{e}^- \quad E^\circ = 0,44 \text{ V}$

En el cátodo la reducción: $\text{Ag}^+ + \text{e}^- \rightarrow \text{Ag} \quad E^\circ = 0,80 \text{ V}$

b) $\text{Fe} \rightarrow \text{Fe}^{2+} + 2 \text{e}^- \quad E^\circ = 0,44 \text{ V}$

$2 \text{Ag}^+ + 2 \text{e}^- \rightarrow 2 \text{Ag} \quad E^\circ = 0,80 \text{ V}$

Reacción global: $\text{Fe} + 2 \text{Ag}^+ \rightarrow \text{Fe}^{2+} + 2 \text{Ag} \quad E^\circ = 1,24 \text{ V}$

7. a) ¿Qué sucedería si utilizara una cuchara de aluminio para agitar una disolución de nitrato de hierro(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. jun. 11)

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:

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

ΔG 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 ΔG y E son de signos opuestos, la condición para que una reacción sea espontánea es que el potencial electroquímico sea positivo: $E > 0$.

Las reacciones que podrían suceder son:

Reducción $3 \text{Fe}^{2+} + 6 \text{e}^- \rightarrow 3 \text{Fe} \quad E^\circ = -0,44 \text{ V}$

Oxidación: $2 \text{Al} \rightarrow 2 \text{Al}^{3+} + 6 \text{e}^- \quad E^\circ = +1,76 \text{ V}$

Reacción global: $3 \text{Fe}^{2+} + 2 \text{Al} \rightarrow 2 \text{Al}^{3+} + 3 \text{Fe} \quad E^\circ = +1,32 \text{ V}$

Como tiene un potencial positivo, la reacción es espontánea.

Se oxida el aluminio y se reduce el ion Fe^{2+} hasta Fe metálico.

Aunque para ajustar la reacción iónica hay que multiplicar cada semirreacción por un coeficiente, el potencial vale lo mismo, puesto que lo que cambia es la energía libre de Gibbs. Como por ejemplo, para la reducción del ion hierro(II):

$\text{Fe}^{2+} + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Fe} \quad E^\circ = -0,44 \text{ V} \quad \Delta G^\circ = -2 F E^\circ = 0,88 F [\text{J}]$

Multiplicando 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 la ecuación $\Delta G = -n F E$, queda ahora $\Delta G^{\circ'} = -6 F E^{\circ'}$ (se intercambian 6 electrones). Despejando $E^{\circ'}$

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

8. Indica razonadamente lo que sucederá si a una disolución de FeSO_4 le añadimos:

a) Trocitos de cinc.

b) Limaduras de cobre.

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

(P.A.U. jun. 10)

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:

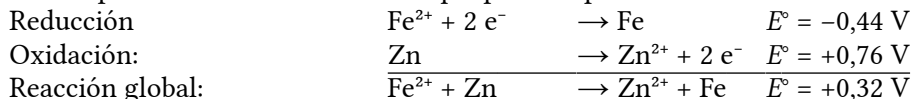
$$\Delta G = -n \cdot F \cdot E$$

ΔG 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 ΔG y E son de signos opuestos, la condición para que una reacción sea espontánea es que el potencial electroquímico sea positivo: $E > 0$.

Se podría reducir el ion Fe^{2+} hasta Fe metálico si el potencial de la reacción global fuera positivo.

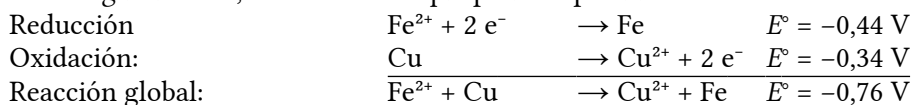
Para el primero caso las reacciones que podrían producirse son:



Como tiene un potencial positivo, la reacción es espontánea.

En este caso se oxida el cinc y se reduce el ion Fe^{2+} hasta Fe metálico.

En el segundo caso, las reacciones que podrían producirse son:



Como tiene un potencial negativo, la reacción no es espontánea.

En este caso no se producirá ninguna reacción.

9. Una disolución acuosa contiene yoduro de sodio y cloruro de sodio, NaI y NaCl . Si todas las especies están en condiciones estándar y se añade $\text{Br}_2(\text{l})$, razona:

a) Si el bromo oxida los iones $\text{I}^-(\text{aq})$ a $\text{I}_2(\text{s})$.

b) Si el bromo oxida a los iones $\text{Cl}^-(\text{aq})$ 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. sep. 09)

Solución:

a) El poder oxidante viene dado por el valor del potencial de reducción. El bromo es más oxidante que el yodo pero menos que el cloro.

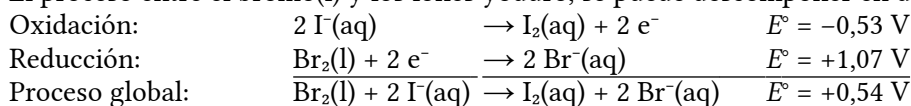
La condición para que una reacción química sea espontánea es que la variación de energía libre de Gibbs sea negativa. La relación matemática entre la energía libre de Gibbs y el potencial electroquímico es:

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

ΔG 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.

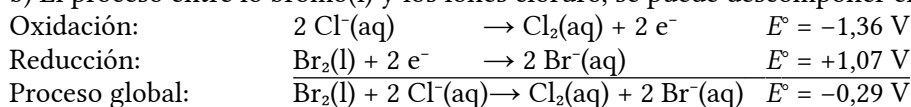
Como ΔG y E son de signos opuestos, la condición para que una reacción sea espontánea es que el potencial electroquímico sea positivo: $E > 0$.

El proceso entre el bromo(l) y los iones yoduro, se puede descomponer en dos semirreacciones:



Como el signo del potencial es positivo, el de la energía libre de Gibbs será negativo y el proceso será espontáneo.

b) El proceso entre el bromo(l) y los iones cloruro, se puede descomponer en dos semirreacciones:



Como el signo del potencial es negativo, el de la energía libre de Gibbs será positivo y el proceso no será espontáneo, es decir, el bromo no oxidará a los iones cloruro.

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

- Una varilla de Zn.
- Una varilla de plata.

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. sep. 07)

Solución:

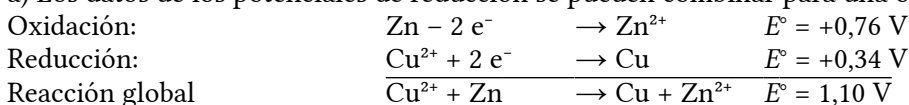
La condición para que una reacción química sea espontánea es que la variación de energía libre de Gibbs sea negativa. La relación matemática entre la energía libre de Gibbs y el potencial electroquímico es:

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

ΔG 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.

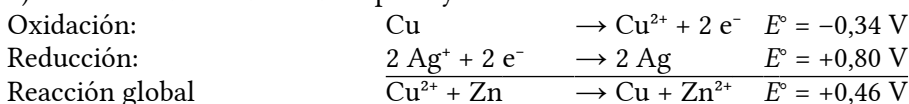
Como ΔG y E son de signos opuestos, la condición para que una reacción sea espontánea es que el potencial electroquímico sea positivo: $E > 0$.

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



Como tiene un potencial positivo, la reacción es espontánea.

b) Combinando los datos de la plata y el cobre:



Se ve que el potencial de reacción positivo, para que el proceso sea espontáneo, corresponde a la reacción en la que el ion plata se reduce y el cobre metálico se oxida. Por tanto, la oxidación de la plata por el ion cobre(II) no es un proceso espontáneo.

11. Indica razonadamente si a 25°C , son verdaderas o falsas las afirmaciones siguientes:

- El ácido sulfúrico diluido reacciona con el cobre y se desprende hidrógeno.

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

- El sodio es muy reductor y el flúor un poderoso oxidante.

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

(P.A.U. jun. 06)

Solución:

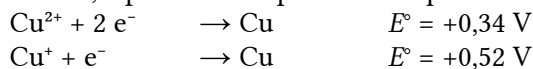
a) La condición para que una reacción química sea espontánea es que la variación de energía libre de Gibbs sea negativa. La relación matemática entre la energía libre de Gibbs y el potencial electroquímico es:

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

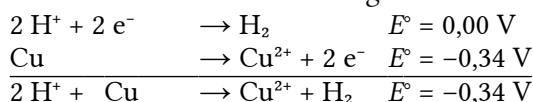
ΔG es la variación de energía libre de Gibbs, n es el número de electrones intercambiados por cada mol de especie reducida u oxidada, F (1 Faraday) es la carga de un mol de electrones y E es el potencial electroquímico del proceso.

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

Existen dos posibilidades para el cobre, a partir de los potenciales que nos dan



Combinando la primera de ellas con la de reducción del hidrógeno:



El potencial de reacción es negativo, por lo que el proceso no será espontáneo.

El otro proceso posible tampoco es espontáneo por la misma razón.

b) El potencial de reducción del sodio es $E^\circ = -2,71 \text{ V}$. El signo negativo nos indica que el ion sodio no tiene ninguna tendencia a reducirse; la tendencia del sodio metálico es a oxidarse (perder electrones) por lo que actuará como reductor.

Para poder predecir si es «muy» reductor, se debería poder comparar su potencial con los de otros elementos o compuestos. Relacionando el poder reductor con la tendencia a perder electrones, se puede decir que el sodio, como todos los metales alcalinos, es un buen reductor.

El flúor tiene un potencial, $E^\circ = 2,87 \text{ V}$, que nos indica que tiene tendencia a reducirse, por lo que actuará como oxidante. Esto está de acuerdo con la electronegatividad del flúor. Sabiendo que el flúor es el elemento más electronegativo, o sea, el que tiene más tendencia a «captar» electrones de otros átomos, se deduce que también será el oxidante más fuerte.

● Pilas

- Teniendo en cuenta los potenciales de reducción estándar de los pares $E^\circ(\text{Ag}^+/\text{Ag}) = +0,80 \text{ V}$; $E^\circ(\text{Ni}^{2+}/\text{Ni}) = -0,25 \text{ V}$ y razonando las respuestas, indica:
 - ¿Cuál es la fuerza electromotriz, en condiciones estándar, de la pila que se podría construir?
 - Escribe la notación de la pila y las reacciones que tienen lugar.

(P.A.U. sep. 11)

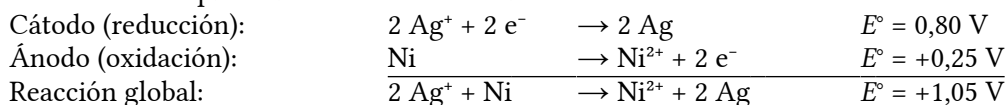
Rta.: a) $E^\circ = +1,05 \text{ V}$; b) $\text{Ni} \mid \text{Ni}^{2+} \parallel \text{Ag}^+ \mid \text{Ag}$.

Solución:

La fuerza electromotriz se puede calcular como la diferencia de potenciales:

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

Las reacciones que ocurren en los electrodos son:

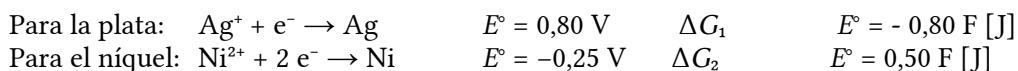


Como tiene un potencial positivo, la reacción es espontánea.

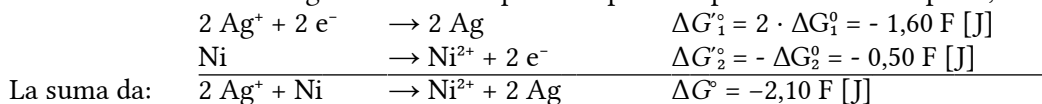
Se oxida el níquel hasta ion níquel(II) y se reduce el ion plata hasta plata metálica.

Aunque para ajustar la reacción iónica hay que multiplicar cada semirreacción por un coeficiente, el potencial vale lo mismo, puesto que lo que cambia es la energía libre de Gibbs.

Esto se puede comprobar calculando la energía libre de Gibbs para el proceso.



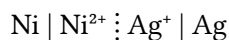
Para obtener la reacción global tenemos que multiplicar la primera ecuación por 2, la segunda por -1.



En la ecuación $\Delta G = -z F E$, ahora $z = 2$, porque se intercambian 2 electrones. Despejando E' , queda:

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

La notación de la pila es: ánodo(oxidación) \parallel cátodo(reducción)



- Escribe las reacciones que tienen lugar en el ánodo y en el cátodo (indicando el tipo de proceso que ocurre) y calcula la fuerza electromotriz de la siguiente pila:
 $\text{Cd(s)} \mid \text{Cd}^{2+}(\text{aq}, 1 \text{ mol/dm}^3) \parallel \text{Ag}^+(\text{aq}, 1 \text{ mol/dm}^3) \mid \text{Ag(s)}$

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. jun. 07)

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

Solución:

Cátodo (reducción):	$2 \text{ Ag}^+ + 2 \text{ e}^- \rightarrow 2 \text{ Ag}$	$E^\circ = 0,80 \text{ V}$
Ánodo (oxidación):	$\text{Cd} \rightarrow \text{Cd}^{2+} + 2 \text{ e}^-$	$E^\circ = 0,40 \text{ V}$
Reacción global:	$2 \text{ Ag}^+ + \text{Cd} \rightarrow \text{Cd}^{2+} + 2 \text{ Ag}$	$E^\circ = 1,20 \text{ V}$

Aunque para ajustar la reacción iónica hay que multiplicar cada semirreacción por un coeficiente, el potencial vale lo mismo, puesto que lo que cambia es la energía libre de Gibbs.

Esto se puede comprobar calculando la energía libre de Gibbs para el proceso.

Para la plata: $\text{Ag}^+ + \text{e}^- \rightarrow \text{Ag}$ $E^\circ = 0,80 \text{ V}$ $\Delta G_1^\circ = -1 \cdot F \cdot E^\circ = -0,80 F [\text{J}]$

Para el cadmio: $\text{Cd}^{2+} + 2 \text{ e}^- \rightarrow \text{Cd}$ $E^\circ = -0,40 \text{ V}$ $\Delta G_2^\circ = -2 \cdot F \cdot E^\circ = 0,80 F [\text{J}]$

Para obtener la reacción global hay que multiplicar la primera ecuación por 2, la segunda por -1.

	$2 \text{ Ag}^+ + 2 \text{ e}^- \rightarrow 2 \text{ Ag}$	$\Delta G_1^\circ = 2 \cdot \Delta G_1^\circ = -1,60 F [\text{J}]$
	$\text{Cd} \rightarrow \text{Cd}^{2+} + 2 \text{ e}^-$	$\Delta G_2^\circ = -\Delta G_2^\circ = -0,80 F [\text{J}]$
La suma da:	$2 \text{ Ag}^+ + \text{Cd} \rightarrow \text{Cd}^{2+} + 2 \text{ Ag}$	$\Delta G^\circ = -2,40 F [\text{J}]$

En la ecuación $\Delta G = -z F E$, ahora $z = 2$, porque se intercambian 2 electrones. Despejando E° , queda:

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

3. Una pila está formada por los electrodos: Al^{3+}/Al ($E^\circ = 1,67 \text{ V}$) y por Au^{3+}/Au ($E^\circ = 1,42 \text{ V}$). Indica:

- Semirreacciones que tienen lugar en cada electrodo.
- Reacción global.
- Fuerza electromotriz de la pila.
- Representación simbólica de la pila.

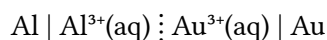
(P.A.U. sep. 04)

Rta.: c) $E^\circ = 3,09 \text{ V}$

Solución:

a) Cátodo (reducción):	$\text{Au}^{3+} + 3 \text{ e}^- \rightarrow \text{Au}$	$E^\circ = 1,42 \text{ V}$
Ánodo (oxidación):	$\text{Al} \rightarrow \text{Al}^{3+} + 3 \text{ e}^-$	$E^\circ = 0,25 \text{ V}$
b, c) Reacción global:	$\text{Au}^{3+} + \text{Al} \rightarrow \text{Al}^{3+} + \text{Au}$	$E^\circ = 3,09 \text{ V}$

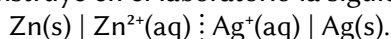
d) La notación de la pila es: ánodo(oxidación) \vdots cátodo(reducción)



♦ LABORATORIO

● Pilas

1. A 25°C y empleando un electrodo de plata y otro de cinc, disoluciones de Zn^{2+} (de concentración $1,0 \text{ mol/dm}^3$) y Ag^+ (de concentración $1,0 \text{ mol/dm}^3$) y una disolución de KNO_3 de concentración $2,0 \text{ mol/m}^3$ como puente salino, se construye en el laboratorio la siguiente pila:



- Escribe las semirreacciones que ocurren en cada electrodo y la ecuación de la reacción iónica global, calculando también la fuerza electromotriz de la pila.

b) Haz un dibujo-esquema detallado de la pila, indica el ánodo y cátodo, y el sentido en el que circulan los electrones, así como los iones del puente salino.

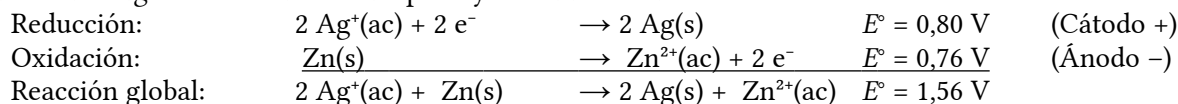
Datos: $E^\circ(\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}) = -0,76 \text{ V}$; $E^\circ(\text{Ag}^+/\text{Ag}) = +0,80 \text{ V}$.

(P.A.U. jun. 14, sep. 13, sep. 09)

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

Solución:

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



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:

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

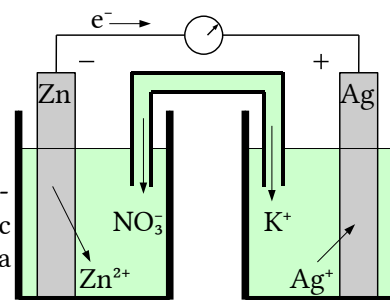
b) Material: Dos vasos de precipitados de 100 cm^3 , un tubo de vidrio en forma de U, un voltímetro de corriente continua, cables y pinzas metálicas.

Reactivos: láminas de cinc y plata pulidas, disoluciones de nitrato de cinc, de concentración 1 mol/dm^3 , y nitrato de plata, de concentración 1 mol/dm^3 . Disolución de nitrato 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 cinc y un electrodo de cinc metálico, mientras que el otro contendría una disolución de nitrato de plata 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 Zn) hacia el polo positivo (cátodo Ag) mientras que los iones fluirán por el puente salino para mantener la neutralidad eléctrica.



2. Indica el material y reactivos necesarios y como procedería para construir en el laboratorio una pila con electrodos de cinc y cobre. Haz el dibujo correspondiente e indica las reacciones que se producen, así como el sentido de circulación de los electrones.

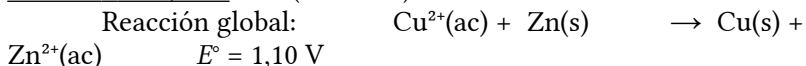
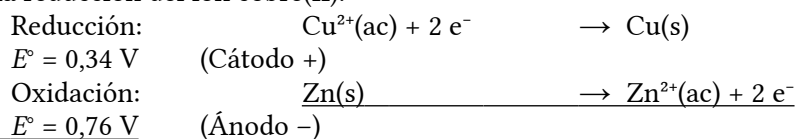
Datos: $E^\circ(\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}) = -0,76 \text{ V}$; $E^\circ(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) = +0,34 \text{ V}$.

(P.A.U. sep. 12, sep. 11, sep. 08, jun. 08)

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).

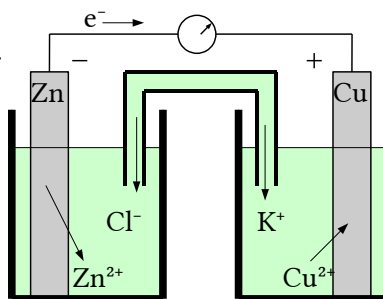
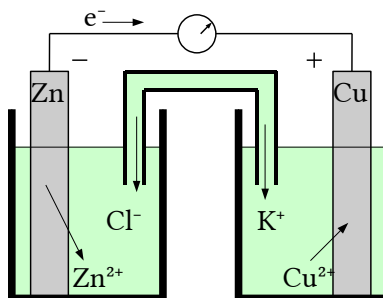


El criterio para indicar si una reacción es espontánea es que la variación de energía libre de Gibbs sea negativa. La reacción es espontánea porque la relación entre la energía libre de Gibbs y el potencial de reacción es:

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

b) Material: Dos vasos de precipitados de 100 cm^3 , 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^3 , y nitrato de cinc, de concentración



1 mol/dm³. 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.

3. Se construye una pila con los elementos Cu²⁺/Cu y Al³⁺/Al, de los que los potenciales estándar de reducción son $E^\circ = +0,34 \text{ V}$ y $-1,66 \text{ V}$, respectivamente.

- Escribe las reacciones que tienen lugar en cada uno de los electrodos y la reacción global de la pila.
- Haz un esquema de esta pila, indicando todos los elementos necesarios para su funcionamiento.

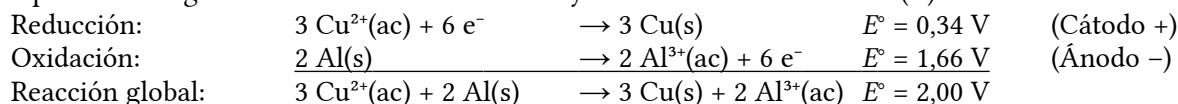
¿En qué sentido circulan los electrones?

(P.A.U. sep. 10)

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:

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

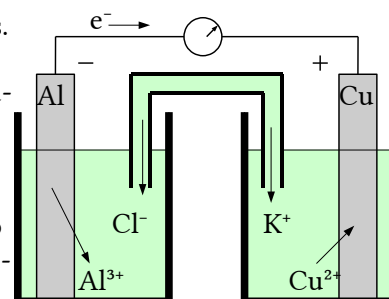
b) Material: Dos vasos de precipitados de 100 cm³, un tubo de vidrio en forma de U, un voltímetro de corriente continua, cables y pinzas metálicas.

Reactivos: láminas de cobre y aluminio pulidas, disoluciones de nitrato de cobre(II), de concentración 1 mol/dm³, y nitrato de aluminio, de concentración 1 mol/dm³. 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.



4. Describe la pila o célula galvánica formada por un electrodo de cobre sumergido en una disolución de sulfato de cobre(II) de concentración 1 mol/dm³; y un electrodo de plata sumergido en una disolución de nitrato de plata de concentración 1 mol/dm³. Indica:

- La reacción que se produce en cada electrodo y la reacción total, indicando el cátodo y el ánodo.
- El sentido del flujo de electrones por el circuito externo.
- E° de la pila.
- La especie que se oxida y la que se reduce, así como los agentes oxidante y reductor.

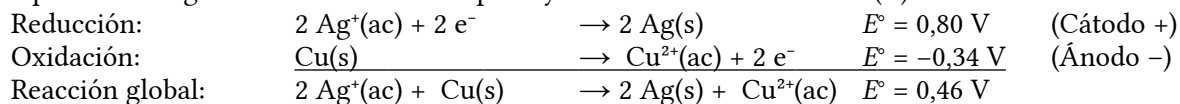
Datos: $E^\circ(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) = +0,34 \text{ V}$; $E^\circ(\text{Ag}^+/\text{Ag}) = +0,80 \text{ V}$.

(P.A.U. sep. 06)

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

Solución:

a, c, d) 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:

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

El agente oxidante es el ion plata Ag^+ y el agente reductor, el cobre Cu.

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

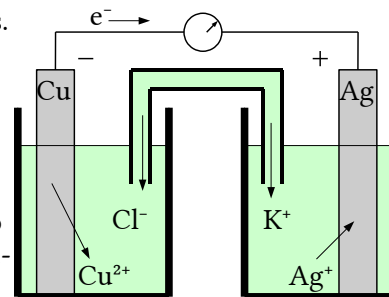
Reactivos: láminas de cobre y plata pulidas, disoluciones de nitrato de cobre(II), de concentración 1 mol/dm^3 , y nitrato de plata(II), de concentración 1 mol/dm^3 . Disolución de cloruro de potasio para el puente salino. El montaje de la pila en el laboratorio consistiría en dos recipientes, por ejemplo 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^3 (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^3 y sulfato de cobre(II) de concentración 1 mol/dm^3 . Disolución de cloruro de potasio para el puente salino.



5. Dibuja un esquema de una cuba o célula electrolítica con un ejemplo práctico. Indica sus elementos constitutivos explicando la función que desempeña cada elemento en el proceso electrolítico.

(P.A.U. jun. 04)

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^3 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](#), de Óscar Hermida López.

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: 14/03/24

Sumario

OXIDACIÓN REDUCCIÓN

<u>PROBLEMAS</u>	1
<u>Estequiometría redox</u>	1
<u>Electrolisis</u>	16
<u>CUESTIONES</u>	19
<u>Reacciones redox</u>	19
<u>Potenciales</u>	19
<u>Pilas</u>	26
<u>LABORATORIO</u>	27
<u>Pilas</u>	27

Índice de pruebas P.A.U.

1998.....	
1. (jun.).....	18
2000.....	
2. (sep.).....	17
2004.....	
1. (jun.).....	30
2. (sep.).....	15, 27
2005.....	
1. (jun.).....	14
2. (sep.).....	19
2006.....	
1. (jun.).....	25
2. (sep.).....	14, 29
2007.....	
1. (jun.).....	27
2. (sep.).....	25
2008.....	
1. (jun.).....	13, 28
2. (sep.).....	12, 28
2009.....	
1. (jun.).....	11
2. (sep.).....	24, 28
2010.....	
1. (jun.).....	10, 23
2. (sep.).....	9, 29
2011.....	
1. (jun.).....	9, 23
2. (sep.).....	19, 26, 28
2012.....	
1. (jun.).....	8, 22
2. (sep.).....	28
2013.....	
1. (jun.).....	7, 22
2. (sep.).....	6, 21, 28
2014.....	
1. (jun.).....	5, 28
2. (sep.).....	4
2015.....	
1. (jun.).....	3, 21
2. (sep.).....	2, 20
2016.....	
1. (jun.).....	2, 19
2. (sep.).....	1