

OXIDACIÓN REDUCCIÓN

◊ PROBLEMAS

● Estequiometría redox

1. Dada la siguiente reacción: $\text{H}_2\text{S} + \text{NaMnO}_4 + \text{HBr} \rightarrow \text{S} + \text{NaBr} + \text{MnBr}_3 + \text{H}_2\text{O}$
- a) Ajusta la ecuación iónica por el método ion-electrón y escribe la ecuación molecular completa.
- b) Calcula los gramos de NaMnO_4 que reaccionarán con 32 g de H_2S . Si se obtuvieron 61,5 g de MnBr_3 calcula el rendimiento de la reacción.

(A.B.A.U. Jun. 21)

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

Datos

Masa de sulfuro de hidrógeno

Masa de bromuro de manganeso(III)

Masa molar del sulfuro de hidrógeno

Masa molar del permanganato de sodio

Masa molar del bromuro de manganeso(III)

Cifras significativas: 3

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

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

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

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

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

Incógnitas

Masa de NaMnO_4 que va a reaccionar

$m(\text{NaMnO}_4)$

Rendimiento de la reacción

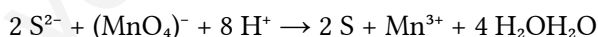
Solución:

a) Las semirreacciones iónicas son:

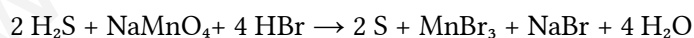
Oxidación: $\text{S}^{2-} - 2 \text{e}^- \rightarrow \text{S}$

Reducción: $(\text{MnO}_4)^- + 8 \text{H}^+ + 4 \text{e}^- \rightarrow \text{Mn}^{3+} + 4 \text{H}_2\text{O}$

Multiplicando la primera por 2 y sumando, se obtiene la reacción iónica ajustada:



Añadiendo Na^+ y 4Br^- a cada lado de la ecuación se obtiene:



b) Se calcula la masa de NaMnO_4 que reaccionarán con 32 g de H_2S

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

Se calcula la masa de MnBr_3 que se podría obtener:

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

Se calcula el rendimiento:

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

2. Dada la reacción redox: $\text{SO}_2(\text{g}) + \text{KMnO}_4(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_4(\text{aq}) + \text{MnSO}_4(\text{aq}) + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{aq})$
- a) Ajusta las ecuaciones iónica y molecular por el método del ion-electrón.
- b) Calcula el volumen de SO_2 , medido a 1,2 atm y 27 °C que reacciona completamente con 500 cm³ de una disolución de concentración 2,8 mol/dm³ de KMnO_4 .
- Datos: $R = 8,31 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1} = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$; 1 atm = 101,3 kPa. (A.B.A.U. Sep. 20)
- Rta.:** a) $2 \text{MnO}_4^- + 5 \text{SO}_2 + 2 \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2 \text{Mn}^{2+} + 5 \text{SO}_4^{2-} + 4 \text{H}^+$;
 $2 \text{KMnO}_4(\text{aq}) + 5 \text{SO}_2(\text{g}) + 2 \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightarrow 2 \text{MnSO}_4(\text{aq}) + \text{K}_2\text{SO}_4(\text{aq}) + 2 \text{H}_2\text{SO}_4(\text{aq})$; b) $V = 71,8 \text{ dm}^3$.

DatosDisolución de KMnO_4 : Volumen

Concentración

Gas dióxido de azufre: Temperatura

Presión

Constante de los gases ideales

Cifras significativas: 3

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

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

$$T = 27 \text{ °C} = 300 \text{ K}$$

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

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

Incógnitas

Volumen de dióxido de azufre a 27 °C y 1,2 atm

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

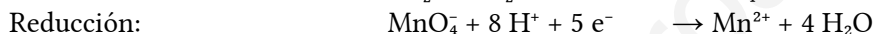
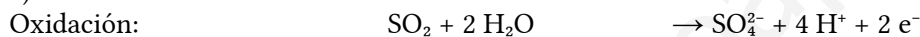
Ecuaciones

De estado de los gases ideales

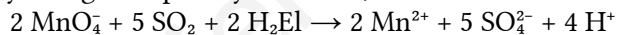
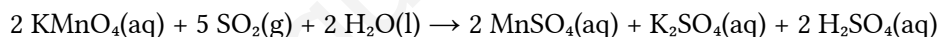
$$p \cdot V = n \cdot R \cdot T$$

Solución:

a) Las semirreacciones iónicas son:



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

Sumando 2 K⁺ la cada lado de la ecuación y juntando los iones de signos contrarios se obtiene la reacción global:b) La cantidad de permanganato de potasio que hay en 500 cm³ de disolución es:

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

La cantidad de gas dióxido de azufre que reacciona completamente con él es

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

Suponiendo comportamiento ideal, ocuparán un volumen de:

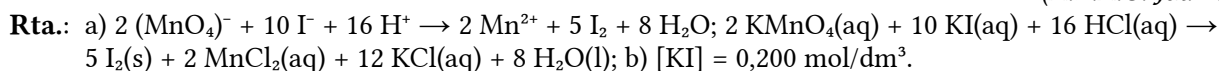
$$V = \frac{n \cdot R \cdot T}{p} = \frac{3,50 \text{ mol SO}_2 \cdot 0,0820 \text{ atm} \cdot \text{dm}^3 \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot 300 \text{ K}}{1,2 \text{ atm}} = 71,8 \text{ dm}^3 \text{ SO}_2$$

3. Reaccionan 4,0 cm³ de una disolución de concentración 0,1 mol/dm³ de KMnO_4 con 10,0 cm³ de una disolución de yoduro de potasio en presencia de ácido clorhídrico para dar I₂, cloruro de manganeso(II), cloruro de potasio y agua.

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

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

(A.B.A.U. Jul. 20)



Datos

Concentración da disolución de permanganato de potasio

Volumen de disolución de permanganato de potasio

Volumen de disolución de yoduro de potasio

Cifras significativas: 3

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

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

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

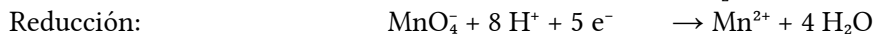
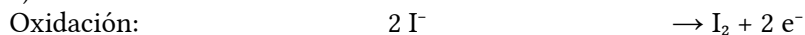
Incógnitas

Concentración de la disolución de yoduro de potasio

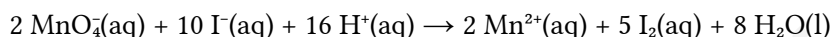
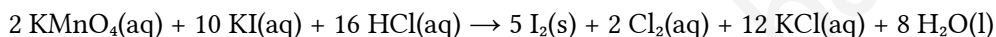
$$[\text{KI}]$$

Solución:

a) Las semirreacciones iónicas son:



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

Sumando 12 K^+ y 16 Cl^- a cada lado de la ecuación y juntando los iones de signos opuestos se obtiene la reacción global:b) La cantidad de permanganato de potasio que hay en 4,0 cm^3 de disolución es:

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

La cantidad de yoduro de potasio necesaria para reaccionar con esa cantidad de permanganato de potasio:

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

La concentración de la disolución de yoduro de potasio es:

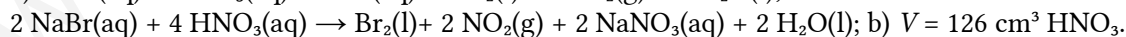
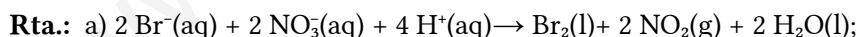
$$[\text{KI}] = \frac{0,00200 \text{ mol KI}}{10 \text{ cm}^3 \text{ D}} \frac{10^3 \text{ cm}^3}{1 \text{ dm}^3} = 0,200 \text{ mol/dm}^3$$

4. 100 g de NaBr se tratan con ácido nítrico concentrado de densidad 1,39 g/cm^3 y riqueza 70 % en masa, hasta reacción completa. Sabiendo que los productos de la reacción son Br_2 , NO_2 , NaNO_3 y agua:

a) Ajusta las semirreacciones que tienen lugar por el método del ion-electrón, la ecuación iónica y la molecular.

b) Calcula el volumen de ácido nítrico consumido.

(A.B.A.U. Jul. 19)

**Datos**

Masa de bromuro de sodio

Disolución de ácido nítrico: Densidad

Riqueza

Masa molar del bromuro de sodio

Masa molar del ácido nítrico

Cifras significativas: 3

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

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

$$r = 70,0 \%$$

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

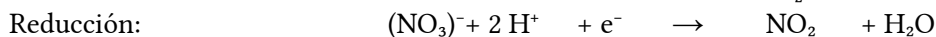
$$M(\text{HNO}_3) = 63,0 \text{ g/mol}$$

IncógnitasVolumen de disolución de HNO_3 que reacciona

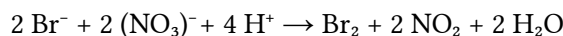
$$V$$

Solución:

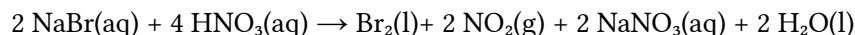
a) Las semirreacciones iónicas son:



Multiplicando la segunda por 2 y sumando, se obtiene la reacción iónica ajustada:



Sumando 2 Na⁺ y 2 (NO₃)⁻ a cada lado de la ecuación y juntando los iones de signos opuestos se obtiene la reacción global:



b) La cantidad de bromuro de sodio que hay en 100 g es:

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

La cantidad de ácido nítrico necesaria para reaccionar con esa cantidad de bromuro de sodio es:

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

El volumen de disolución ácido nítrico del 70 % y densidad 1,39 g/cm³ que contiene esa cantidad es:

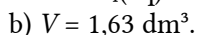
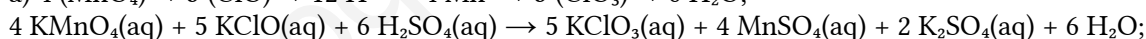
$$V = 1,94 \text{ mol HNO}_3 \frac{63,0 \text{ g HNO}_3}{1 \text{ mol HNO}_3} \frac{100 \text{ g D HNO}_3}{70,0 \text{ g HNO}_3} \frac{1 \text{ cm}^3 \text{ D HNO}_3}{1,39 \text{ g D HNO}_3} = 126 \text{ cm}^3 \text{ D HNO}_3$$

5. El KMnO₄ reacciona con hipoclorito de potasio, KClO, en medio ácido sulfúrico, formando KClO₃, MnSO₄, K₂SO₄ y agua.

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

b) ¿Qué volumen de una disolución que contiene 15,8 g de permanganato de potasio por litro reacciona completamente con 2,0 litros de otra disolución que contiene 9,24 g de hipoclorito de potasio por litro?

(A.B.A.U. Jun. 19)

**Datos**

Concentración de la disolución de hipoclorito de potasio

Volumen de la disolución de hipoclorito de potasio

Concentración de la disolución de permanganato de potasio

Masa molar del hipoclorito de potasio

Masa molar del permanganato de potasio

Cifras significativas: 3

$$[\text{KClO}] = 9,24 \text{ g/dm}^3$$

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

$$[\text{KMnO}_4] = 15,8 \text{ g/dm}^3$$

$$M(\text{KClO}) = 90,5 \text{ g/mol}$$

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

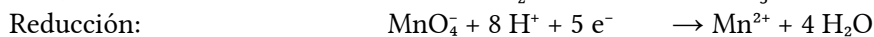
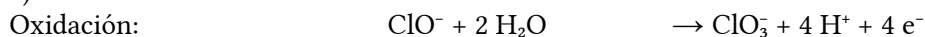
Incógnitas

Volumen de disolución de KMnO₄ que reacciona

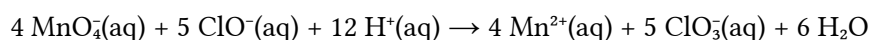
$$V_2$$

Solución:

a) Las semirreacciones iónicas son:



Multiplicando la primera por 5, la segunda por 4 y sumando, se obtiene la reacción iónica ajustada:



Sumando 9 K^+ y 6 SO_4^{2-} a cada lado de la ecuación y juntando los iones de signos opuestos se obtiene la reacción global:



b) La cantidad de hipoclorito de potasio que hay en 2,0 dm³ de disolución es:

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

La cantidad de permanganato de potasio necesaria para reaccionar con esa cantidad de hipoclorito de potasio:

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

El volumen de disolución de permanganato de potasio de concentración 15,8 g/dm³ que contiene esa cantidad es:

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

6. El sulfuro de cobre(II) sólido reacciona con el ácido nítrico diluido produciendo azufre sólido (S), NO, Cu(NO₃)₂ y agua.

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

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

(A.B.A.U. Sep. 18)

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

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

Datos

Masa del sulfuro de cobre (II)

Masa molar del sulfuro de cobre(II)

Incógnitas

Cantidad de NO que se produce

Cifras significativas: 3

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

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

$n(\text{NO})$

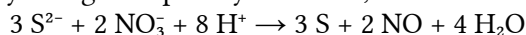
Solución:

a) Las semirreacciones iónicas son:

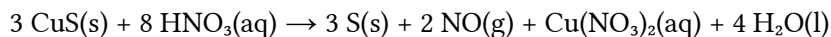
Oxidación: $\text{S}^{2-} \rightarrow \text{S} + 2 \text{e}^-$

Reducción: $\text{NO}_3^- + 4 \text{H}^+ + 3 \text{e}^- \rightarrow \text{NO} + 2 \text{H}_2\text{O}$

Multiplicando la primera 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:



b) La cantidad de sulfuro de cobre(II) que hay en 430,3 g es:

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

La cantidad de NO que se obtiene es:

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

7. El cobre metálico reacciona con ácido nítrico concentrado formando dióxido de nitrógeno, nitrato de cobre(II) y agua.
- Ajusta la reacción iónica y molecular por el método del ion-electrón.
 - Calcula el volumen de una disolución de ácido nítrico comercial del 25,0 % en masa y densidad $1,15 \text{ g}\cdot\text{cm}^{-3}$ que reaccionará con 5,0 g de un mineral que tiene un 10 % de cobre.

(A.B.A.U. Jun. 18)

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

Datos HNO_3 : Riqueza

Densidad

Masa del mineral de cobre

Riqueza del mineral de cobre

Masa molar: Cobre

Ácido nítrico

Cifras significativas: 3 $R = 25,0 \%$ $\rho = 1,15 \text{ g}/\text{cm}^3$ $m = 5,00 \text{ g Cu}$ $r = 10,0 \%$ $M(\text{Cu}) = 63,5 \text{ g/mol}$ $M(\text{HNO}_3) = 63,0 \text{ g/mol}$ **Incógnitas**Volumen de disolución de HNO_3 necesario para reaccionar con el cobre V_d **Otros símbolos**

Cantidad de sustancia (número de moles)

 n **Ecuaciones**

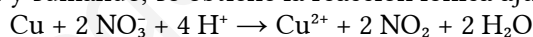
De estado de los gases ideales

 $p \cdot V = n \cdot R \cdot T$ **Solución:**

a) Las semirreacciones iónicas son:

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

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

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

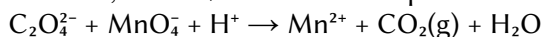
b) La cantidad de cobre que hay en 5,0 g del mineral es:

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

El volumen de disolución de ácido nítrico comercial que se necesita es:

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

8. La valoración en medio ácido de 50,0 mL de una disolución de $\text{Na}_2\text{C}_2\text{O}_4$ requiere 24,0 mL de permanganato de potasio de concentración $0,023 \text{ mol/dm}^3$. Sabiendo que la reacción que se produce es:



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

b) Calcula los gramos de $\text{Na}_2\text{C}_2\text{O}_4$ que hay en un litro de la disolución.

(A.B.A.U. Sep. 17)

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

Datos

Concentración de permanganato de potasio

Volumen de disolución de permanganato de potasio

Volumen de disolución oxalato de sodio

Masa molar del oxalato de sodio

Cifras significativas: 3

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

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

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

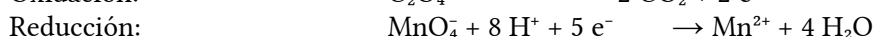
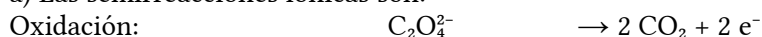
$$M(\text{Na}_2\text{C}_2\text{O}_4) = 134 \text{ g/mol}$$

IncógnitasMasa de $\text{Na}_2\text{C}_2\text{O}_4$ que hay en un litro de la disolución.

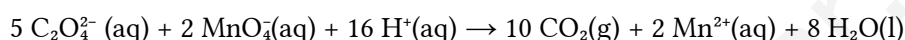
$$m(\text{Na}_2\text{C}_2\text{O}_4)$$

Solución:

a) Las semirreacciones iónicas son:



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

b) La disolución de KMnO_4 se disocia:

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

Se calcula la cantidad de oxalato de sodio de la estequiometría de la reacción iónica y de la disociación:



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

Esta cantidad contenida en 50,0 mL de disolución. Por tanto, en un litro habrá:

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

9. 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

Cifras significativas: 3

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

$$r = 35,2 \%$$

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

$$T = 20 \text{ °C} = 293 \text{ K}$$

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

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

Datos

Masa molar del ácido clorhídrico

Incógnitas

Volumen de cloro a 20 °C y 1 atm

Ecuaciones

De estado de los gases ideales

Cifras significativas: 3

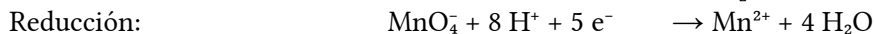
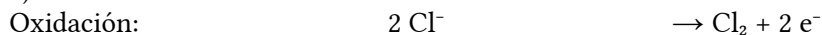
$$M(\text{HCl}) = 36,5 \text{ g/mol}$$

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

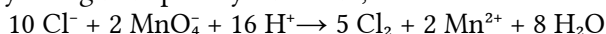
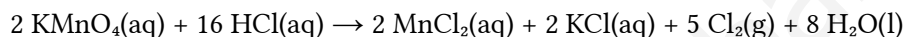
$$p \cdot V = n \cdot R \cdot T$$

Solución:

a) Las semirreacciones iónicas son:



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

Sumando 2 K⁺ y 6 Cl⁻ a cada lado de la ecuación y juntando los iones de signos opuestos se obtiene la reacción global:b) La cantidad de ácido clorhídrico que hay en 10 cm³ de disolución es:

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

La cantidad de gas cloro que se obtiene en la reacción es

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

Suponiendo comportamiento ideal, ocuparán un volumen de:

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

10. Por oxidación del ion bromuro con ion permanganato en medio ácido, se obtiene bromo (Br₂) y la sal de manganeso(II):

a) Escribe la reacción iónica y ajústala por el método del ion-electrón.

b) Calcula cuántos gramos de permanganato de potasio pueden ser reducidos por 250 cm³ de una disolución de bromuro de potasio de concentración 0,1 mol/dm³, 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

IncógnitasMasa de KMnO₄ que se puede reducir**Cifras significativas: 2**

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

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

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

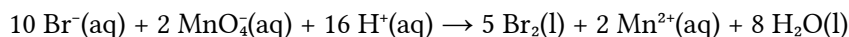
$$m(\text{KMnO}_4)$$

Solución:

a) Las semirreacciones iónicas son:



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



b)

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

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

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

$$r = 65,0 \%$$

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

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

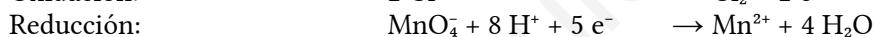
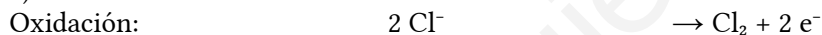
Incógnitas

Masa de permanganato de potasio

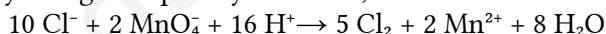
$$m(\text{KMnO}_4)$$

Solución:

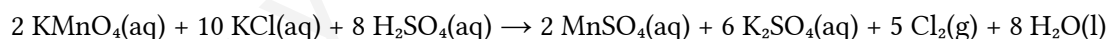
a) Las semirreacciones iónicas son:



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



Sumando 12 K^+ y 8 SO_4^{2-} a cada lado de la ecuación y juntando los iones de signos opuestos se obtiene la reacción global:



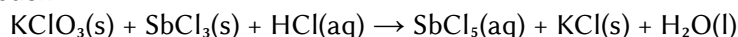
b) Si el rendimiento fuera del 100 %, se necesitarían,

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

Pero al ser solo del 65,0 %, habrá que emplear más, ya que parte de él no se aprovecha:

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

12. 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

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

$$r = 50,0 \%$$

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

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

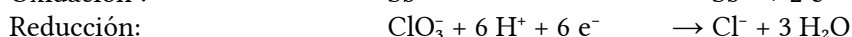
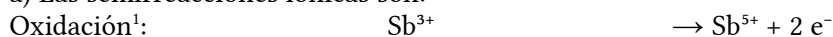
Incógnitas

Masa de clorato de potasio

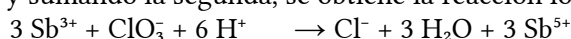
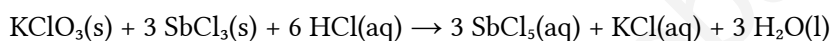
$$m(\text{KClO}_3)$$

Solución:

a) Las semirreacciones iónicas son:



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

Sumando K^+ y 15Cl^- a cada lado de la ecuación y juntando los iones de signos opuestos se obtiene la reacción global:

b) Si el rendimiento fuera del 100 %, se necesitarían,

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

Pero al ser solo del 50,0 %, habrá que emplear más, ya que parte de él no se aprovecha:

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

13. 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) .

a) Escribe y ajusta por el método del ion-electrón la ecuación iónica global, indicando las semirreacciones correspondientes.

b) ¿Qué volumen de disolución de KMnO_4 de concentración $0,02 \text{ mol/dm}^3$ se requiere para oxidar 40 cm^3 de una disolución de concentración $0,1 \text{ mol/dm}^3$ 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**

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

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

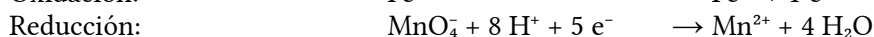
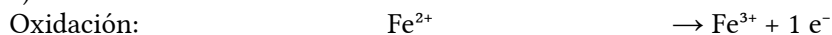
$$[\text{FeSO}_4] = 0,100 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$$

IncógnitasVolumen de disolución de KMnO_4 necesario para el FeSO_4

$$V_d$$

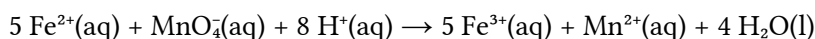
Solución:

a) Las semirreacciones iónicas son:

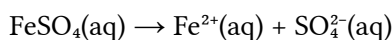


Multiplicando la primera por 5 y sumando, se obtiene la reacción iónica ajustada.

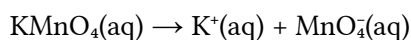
1 Esta semirreacción no es real. No existe el ion Sb^{5+} en disolución acuosa.



b)



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



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

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

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) $[\text{SbCl}_3] = 0,372 \text{ mol/dm}^3$.

DatosVolumen de disolución de SbCl_3 Volumen de disolución de KBrO_3 Concentración de la disolución de KBrO_3 **Cifras significativas: 3**

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

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

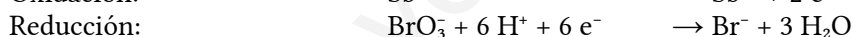
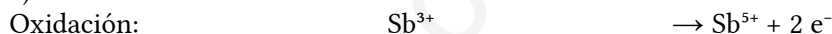
$$[\text{KBrO}_3] = 0,102 \text{ mol/dm}^3$$

IncógnitasConcentración de la disolución de SbCl_3

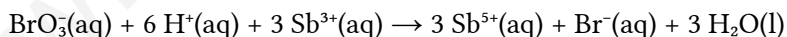
$$[\text{SbCl}_3]$$

Solución:

a) Las semirreacciones iónicas son:



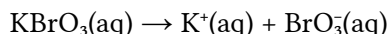
Multiplicando la primera por 3 y sumando, se obtiene la reacción iónica ajustada.



b) La cantidad de bromato de potasio consumida en la valoración es:

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

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.

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

La cantidad de ion antimonio(III) consumida en la valoración es:

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

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 presente en los 25,0 cm³ de disolución es:

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

La concentración de la disolución es:

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

15. 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 cm^3 de disolución de yoduro de sodio y se necesitan para su oxidación 100 cm^3 de disolución de dicromato de potasio de concentración 0,2 mol/ dm^3 , ¿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) $[\text{NaI}] = 1,00 \text{ mol}/\text{dm}^3$.

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

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

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

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

Incógnitas

Concentración de la disolución de yoduro de sodio

$$[\text{NaI}]$$

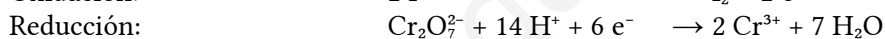
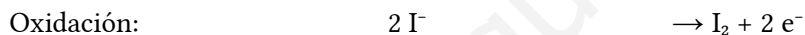
Otros símbolos

Cantidad de sustancia (número de moles)

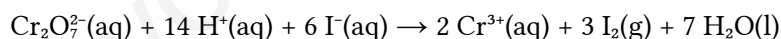
$$n$$

Solución:

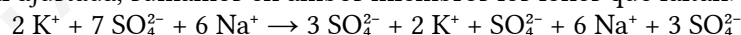
Las semirreacciones iónicas son:



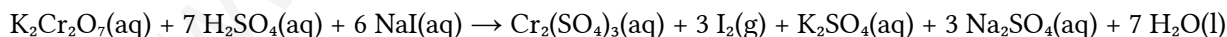
Multiplicando la primera semirreacción por 3 y sumando se obtiene la reacción iónica ajustada:



Para llegar a la ecuación global ajustada, sumamos en ambos miembros los iones que faltan:



Queda:



La cantidad de dicromato de potasio que hay en 100 cm^3 de disolución de concentración 0,200 mol/ dm^3 es:

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

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

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

Esta cantidad está disuelta en 120 cm^3 de disolución. La concentración es:

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

16. 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

Constante de los gases ideales

Masa molar: Cobre

Cifras significativas: 3

$m = 100 \text{ g Cu}$

$r = 80,0 \%$

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

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

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

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

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

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

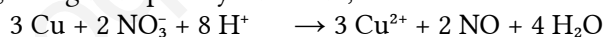
Solución:

a) Las semirreacciones iónicas son:

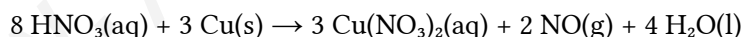
Oxidación: $\text{Cu} \rightarrow \text{Cu}^{2+} + 2 \text{ e}^-$

Reducción: $\text{NO}_3^- + 4 \text{ H}^+ + 3 \text{ e}^- \rightarrow \text{NO} + 2 \text{ H}_2\text{O}$

Multiplicando la primera por 3, 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:



b)

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

Como el rendimiento es del 80 %, se obtienen realmente

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

$$V = \frac{n \cdot R \cdot T}{p} = \frac{0,840 \text{ mol NO}_2 \cdot 0,082 \text{ atm}\cdot\text{dm}^3\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1} \cdot 273 \text{ K}}{1,00 \text{ atm}} = 18,8 \text{ dm}^3 \text{ NO}_2$$

17. 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 cm^3 de HNO_3 del 95 % de pureza y densidad $1,5 \text{ g/cm}^3$ se necesitan para que reaccionen totalmente 3,4 gramos de cobre?

c) ¿Qué volumen de NO_2 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

HNO_3 : Riqueza

Densidad

Masa de cobre

Gas: Temperatura

Presión

Constante de los gases ideales

Masa molar: Cobre

Ácido nítrico

Cifras significativas: 2

$r = 95 \%$

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

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

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

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

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

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

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

Incógnitas

Volumen de disolución de HNO_3 necesario para reaccionar con el Cu

V_d

Volumen de NO_2 que se forma en las condiciones indicadas

V

Otros símbolos

Cantidad de sustancia (número de moles)

n

Ecuaciones

De estado de los gases ideales

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

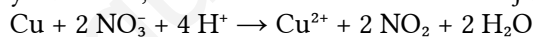
Solución:

a) Las semirreacciones iónicas son:

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

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

Multiplicando la segunda por 2 y sumando, se obtiene la reacción 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)

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

c)

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

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

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

a) Escribe la reacción molecular redox ajustada.

b) ¿Qué volumen de cloro, medido a 0,92 atm y 30 °C, se obtiene al reaccionar 150 cm³ de ácido clorhídrico del 35 % y densidad 1,17 g/cm³, 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: HCl

Cifras significativas: 3

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

Incógnitas

Volumen de Cl₂ que se forma en las condiciones indicadas

V

Otros símbolos

Cantidad de sustancia (número de moles)

n

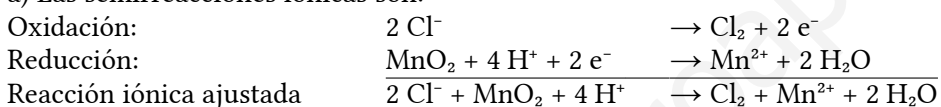
Ecuaciones

De estado de los gases ideales

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

Solución:

a) Las semirreacciones iónicas son:



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



b) La cantidad de ácido clorhídrico que se consume es:

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

La cantidad de cloro que se produce es:

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

Suponiendo comportamiento ideal para el cloro

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

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

Datos

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

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

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

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

Incógnitas

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

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

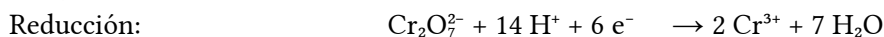
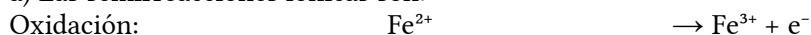
Otros símbolos

Cantidad de sustancia (número de moles)

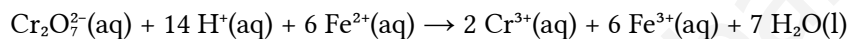
$$n$$

Solución:

a) Las semirreacciones iónicas son:



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

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

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

La concentración de iones dicromato es la misma:

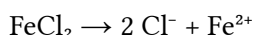


$$[\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}] = [\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7]$$

De la estequiometría de la reacción, la cantidad de ion hierro(II) que se necesitará es:

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

La cantidad de cloruro de hierro(II) es la misma:



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

Al estar disueltos en 100 cm³, dan una concentración de:

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

20. 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 cm³ de una disolución de dicromato de potasio de concentración 0,0250 mol/dm³ para valorar 25,0 cm³ de una disolución que contiene Fe²⁺, ¿cuál es la concentración de la disolución de Fe²⁺?

(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

Cifras significativas: 3

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

Datos

Concentración de la disolución de dicromato de potasio

Volumen de disolución que contiene ion hierro(II)

Cifras significativas: 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)

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

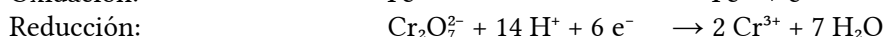
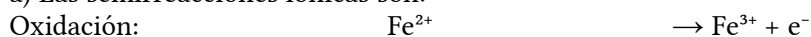
Otros símbolos

Cantidad de sustancia (número de moles)

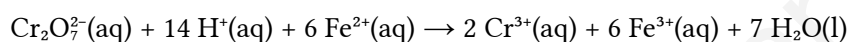
$$n$$

Solución:

a) Las semirreacciones iónicas son:

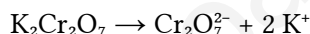


Multiplicando la primera semirreacción por 6 y sumando queda la reacción iónica ajustada:

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

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

La concentración de iones dicromato es la misma:



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

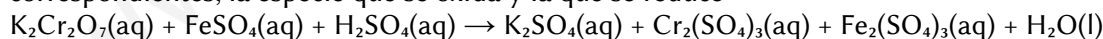
De la estequiometría de la reacción, la cantidad de ion hierro(II) que se necesitará es:

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

Al estar disueltos en 25,0 cm³, dan una concentración de:

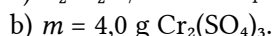
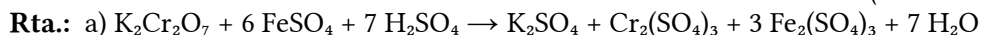
$$[\text{Fe}^{2+}] = \frac{3,90 \cdot 10^{-3} \text{ mol Fe}^{2+}}{0,025 \text{ dm}^3} = 0,156 \text{ mol Fe}^{2+}/\text{dm}^3$$

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



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

(A.B.A.U. Jul. 21, 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

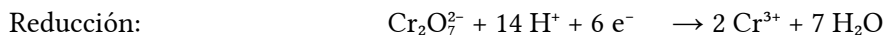
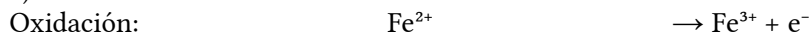
Masa de $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$ que se obtiene con un rendimiento del 60 % *m*

Otros símbolos

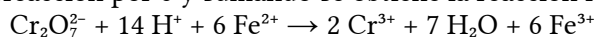
Cantidad de sustancia (número de moles) *n*

Solución:

a) Las semirreacciones iónicas son:



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



Sumando 2K^+ y 7SO_4^{2-} a cada lado de la ecuación y juntando los iones de signos opuestos se obtiene la reacción global:



b) La cantidad de dicromato de potasio que hay en 5,00 g es:

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

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

$$n(\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3) = 0,017 \text{ mol K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 \cdot \frac{1 \text{ mol Cr}_2(\text{SO}_4)_3}{1 \text{ mol K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7} \cdot \frac{60,0 \text{ mol obtenidos}}{100 \text{ mol esperados}} = 0,0102 \text{ mol Cr}_2(\text{SO}_4)_3 \text{ obt.}$$

La masa obtenida es:

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

22. El dicromato de potasio, $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, 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 $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ 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

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

Presión

Constante de los gases ideales

Incógnitas

Volumen de cloro obtenido

Otros símbolos

Cantidad de sustancia (número de moles)

Ecuaciones**Cifras significativas: 3**

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

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

$$T = 25 \text{ °C} = 298 \text{ K}$$

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

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

V

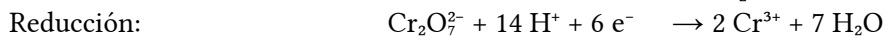
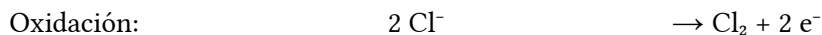
n

De estado de los gases ideales

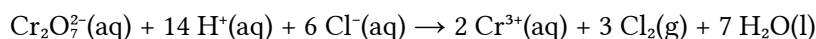
$$p \cdot V = n \cdot R \cdot T$$

Solución:

Las semirreacciones iónicas son:

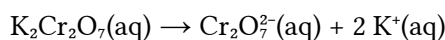


Multiplicando la primera semirreacción por 3 y sumando se obtiene la reacción iónica ajustada:

La cantidad de dicromato de potasio que hay en 100 cm³ de disolución de concentración 0,0300 mol/dm³ es:

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

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



Cada mol de ion dicromato producirá tres moles de cloro. Se pueden obtener:

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

Suponiendo comportamiento ideal para el cloro

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

23. 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

Cifras significativas: 3

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

Concentración

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

Gas cloro: Temperatura

$$T = 25 \text{ °C} = 298 \text{ K}$$

Presión

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

Constante de los gases ideales

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

Rendimiento de la reacción

$$r = 80,0 \%$$

Incógnitas

Volumen de cloro a 25 °C y 1 atm

$$V$$

Ecuaciones

De estado de los gases ideales

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

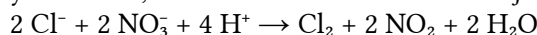
Solución:

a) Las semirreacciones iónicas son:

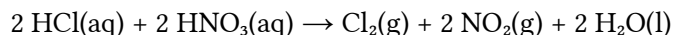


Reducción: $\text{NO}_3^- + 2 \text{H}^+ + \text{e}^- \rightarrow \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}$

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



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



b) La cantidad de ácido clorhídrico que hay en 500 cm³ de disolución es:

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

La cantidad de gas cloro que se obtiene en la reacción es

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

Suponiendo comportamiento ideal, ocuparán un volumen de:

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

Como el rendimiento es del 80 %, se obtendrían

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

24. 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) $V_d = 8,84 \text{ cm}^3 \cdot \text{D HNO}_3 \cdot 12,0 \text{ mol/dm}^3$.

Datos

Masa de cinabrio

Contenido de HgS en el cinabrio

Concentración de la disolución de ácido nítrico

Masa molar: HgS

Cifras significativas: 3

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

$$r = 92,5 \%$$

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

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

Incógnitas

Volumen de disolución de ácido nítrico

V

Otros símbolos

Cantidad de sustancia (número de moles)

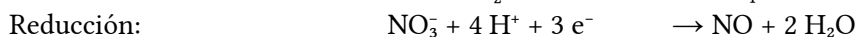
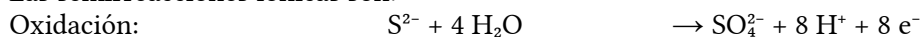
n

Solución:

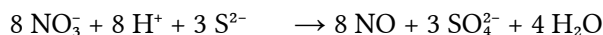
a) La reacción es



Las semirreacciones iónicas son:



Multiplicando la primera semirreacción por 3 y la segunda por 8 y sumando se obtiene la reacción iónica ajustada



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



b) La cantidad de HgS que hay en 10,0 g de cinabrio es:

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

Necesitará un volumen de ácido nítrico de concentración 12,0 mol/dm³ igual a:

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

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

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

b) 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

Incógnitas

Volumen de disolución de ácido nítrico

Otros símbolos

Cantidad de sustancia (número de moles)

Ecuaciones

Densidad

Cifras significativas: 3

$$r = 16,0 \%$$

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

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

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

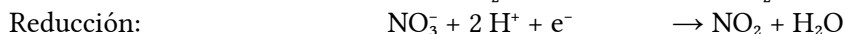
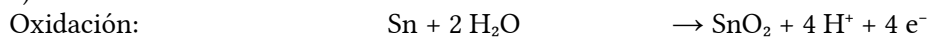
$$V$$

$$n$$

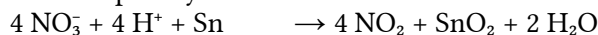
$$\rho = \frac{m}{V}$$

Solución:

a) Las semirreacciones iónicas son:



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



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



b) La cantidad de estaño que reacciona es:

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

La cantidad de ácido nítrico que necesitará será:

$$n(\text{HNO}_3) = 0,016 \text{ mol Sn} \cdot \frac{4 \text{ mol HNO}_3}{1 \text{ mol Sn}} = 0,067 \text{ mol HNO}_3$$

La masa de ácido nítrico puro será:

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

La masa de disolución de ácido nítrico al 16,0 % que contiene esos 4,25 g de HNO₃ es:

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

El volumen de la disolución será:

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

26. En medio ácido sulfúrico, H₂SO₄, el aluminio reacciona con una disolución acuosa de dicromato de potasio K₂Cr₂O₇, formándose óxido de aluminio, Al₂O₃ y Cr³⁺(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 g/cm³ y del 15 % en masa que se necesita para oxidar 0,50 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

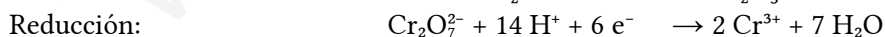
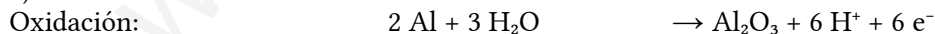
Otros símbolos

Cantidad de sustancia (número de moles)

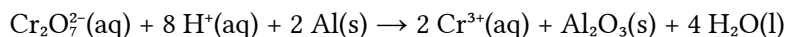
n

Solución:

a) Las semirreacciones iónicas son:



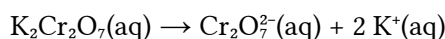
Sumando se obtiene la reacción iónica ajustada:



b) La cantidad de aluminio que hay en 500 g es:

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

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



La masa de dicromato de potasio que se necesita es

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

Esa masa estará contenida en

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

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

(A.B.A.U. Jun. 17)

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

Datos

Masa de bromuro de potasio

Densidad del bromo líquido

Masa molar del bromuro de potasio

Incógnitas

Volumen de bromo líquido que se obtiene.

Cifras significativas: 3

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

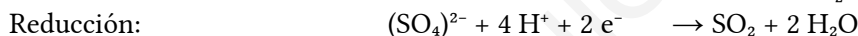
$$\rho = 2,92 \text{ g/cm}^3$$

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

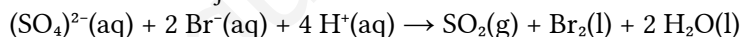
$$V(\text{Br}_2)$$

Solución:

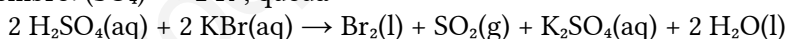
a) Las semirreacciones iónicas son:



Sumando, se obtiene la reacción iónica ajustada:



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



b)

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

● Electrolisis

1. b) Se hace pasar durante 2,5 horas una corriente eléctrica de $5,0 \text{ A}$ a través de una disolución acuosa de SnI_2 . Calcula los moles de I_2 liberados en el ánodo.

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

(A.B.A.U. Sep. 18)

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

b)

Datos

Intensidad de corriente eléctrica

Tiempo para depositar el yodo

Incógnitas

Cantidad de yodo depositada

Cifras significativas: 2

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

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

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

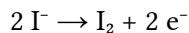
Ecuaciones

Intensidad de corriente eléctrica

$$I = Q / t$$

Solución:

La reacción en el ánodo es:



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

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

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

2. a) Se hace pasar durante 2,5 horas una corriente de 2,0 A a través de una celda electroquímica que contiene una disolución de SnI_2 . Calcula la masa de estaño metálico depositada en el cátodo.

(A.B.A.U. Jun. 17)

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

Intensidad de corriente eléctrica

Cifras significativas: 2

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

Tiempo

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

Faraday (1 mol de electrones)

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

Masa atómica del estaño

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

Incógnitas

Masa de estaño depositada

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

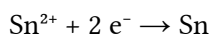
Otros símbolos

Cantidad de sustancia (número de moles)

$$n$$

Solución:

La reacción en el cátodo es:



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

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

3. a) Se hace pasar una corriente eléctrica de 1,5 A a través de 250 cm³ de una disolución acuosa de iones Cu^{2+} de concentración 0,1 mol/dm³. Calcula el tiempo que tiene que transcurrir para que todo el cobre de la disolución se deposite como cobre metálico.

Datos: 1 F = 96 500 C.

(A.B.A.U. Jul. 19)

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

a)

Datos

Intensidad de corriente eléctrica

Cifras significativas: 2

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

Datos

Volumen de disolución

Concentración de ion cobre(II)

Faraday (1 mol de electrones)

Cifras significativas: 2

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

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

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

Incógnitas

Tiempo necesario para depositar todo el cobre

 t **Otros símbolos**

Cantidad de sustancia (número de moles)

 n

Carga eléctrica

 Q **Ecuaciones**

Intensidad de corriente eléctrica

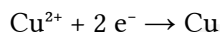
$$I = Q / t$$

Solución:

La cantidad de ion cobre(II) presente en la disolución es:

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

La reacción en el cátodo es:



La cantidad de electrones necesaria para que se deposite todo el cobre es:

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

La carga eléctrica equivalente es:

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

Se calcula el tiempo con la expresión de la intensidad:

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

4. Se realiza la electrolisis de una disolución de cloruro de hierro(III) haciendo pasar una corriente de 10 amperios durante 3 horas. Calcula:
- Los gramos de hierro depositados en el cátodo.
 - El tiempo que tendría que pasar la corriente para que en el ánodo se desprendan 20,5 L de Cl_2 gas medidos a 25 °C de temperatura y 1 atm de presión.

Datos: $R = 8,31 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1} = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{dm}^3 \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$; 1 atm = 101,3 kPa;
constante de Faraday: $F = 96\,500 \text{ C} \cdot \text{mol}^{-1}$.

(A.B.A.U. Jun. 18)

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

Datos

Intensidad de corriente eléctrica

Cifras significativas: 3

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

Tiempo para la masa de Fe depositada

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

Gas cloro: Presión

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

Temperatura

$$T = 25 \text{ °C} = 298 \text{ K}$$

Volumen

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

Datos

Constante de los gases ideales

Masa atómica del hierro

Incógnitas

Masa de Fe depositada

Tiempo que se tarda en desprender el Cl₂**Otros símbolos**

Cantidad de sustancia (número de moles)

Ecuaciones

Ecuación de los gases ideales

Intensidad de corriente eléctrica

Cifras significativas: 3

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

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

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

$$t$$

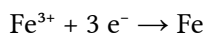
$$n$$

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

$$I = Q / t$$

Solución:

a) La reacción en el cátodo es:



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

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

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

b) La reacción de electrolisis es: $2 \text{FeCl}_3(\text{aq}) \rightarrow 2 \text{Fe}(\text{s}) + 3 \text{Cl}_2(\text{g})$ La reacción en el ánodo es: $2 \text{Cl}^- \rightarrow \text{Cl}_2 + 2 \text{e}^-$

Suponiendo comportamiento ideal para el cloro:

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

Se necesitarían

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

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

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

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

(A.B.A.U. Sep. 17)

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

Intensidad de corriente eléctrica

Tiempo

Faraday (1 mol de electrones)

Masa atómica del cobre

Incógnitas

Masa de cobre depositada

Cifras significativas: 2

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

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

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

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

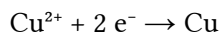
$$m(\text{Cu})$$

Otros símbolos

Cantidad de sustancia (número de moles)

 n **Solución:**

La reacción en el cátodo es:



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

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

6. Durante la electrolisis del cloruro de magnesio fundido:

- ¿Cuántos gramos de Mg se producen cuando pasan $8,80 \times 10^3$ culombios a través de la celda?
- ¿Cuánto tiempo se tarda en depositar 0,500 gramos de Mg con una corriente de 25,0 amperios?
- ¿Cuántos litros de cloro se obtendrán en el punto (b) a una presión de 1,23 atm y a una temperatura de 27°C ?
- 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) $0,412 \text{ dm}^3$; d) ánodo: $2 \text{Cl}^- \rightarrow \text{Cl}_2 + 2 \text{e}^-$; cátodo: $\text{Mg}^{2+} + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Mg}$.**Datos**

Carga eléctrica que atraviesa la celda (apdo. a)

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

Masa de magnesio depositada (apdo. b)

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

Intensidad que atraviesa la celda (apdo. b)

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

Gas cloro: Presión

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

Temperatura

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

Constante de los gases ideales

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

Masa atómica del magnesio

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

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

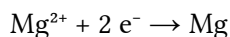
$$V$$

Otros símbolos

Cantidad de sustancia (número de moles)

 n **Solución:**

a) La reacción en el cátodo es:



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

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

b)

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

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

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

La reacción en el ánodo es: $2 \text{Cl}^- \rightarrow \text{Cl}_2 + 2 \text{e}^-$

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

Suponiendo comportamiento ideal para el cloro:

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

d) 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: $\text{Mg}^{2+} + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Mg}$

7. 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

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

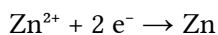
Otros símbolos

Cantidad de sustancia (número de moles)

$$n$$

Solución:

a) La reacción en el cátodo es:

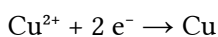


Masa equivalente es la masa depositada por 1 mol de electrones (1 Faraday):

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

$$m_{\text{eq}}(\text{Zn}) = 3,048 \text{ g Zn} / 0,093 \text{ mol e} = 32,7 \text{ g Zn} / \text{mol e}$$

b) En el caso del cobre, la reacción en el cátodo es:



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

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

◊ CUESTIONES

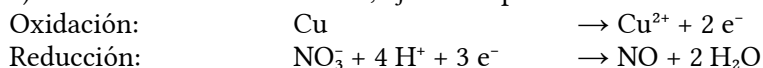
● Reacciones redox

1. 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)

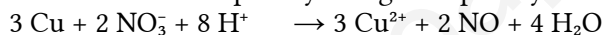
Solución:

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

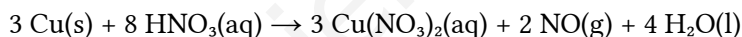


b) El agente oxidante es el ion nitrato NO_3^- porque es el responsable de la oxidación (se reduce, gana los electrones que se pierden en la oxidación). El agente reductor es el cobre metálico Cu.

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:



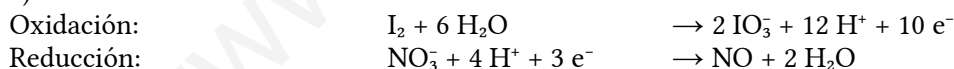
2. Empleando el método del ion electrón ajusta la ecuación química que corresponde a la siguiente reacción redox:



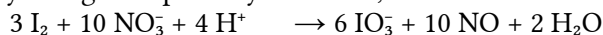
(P.A.U. Sep. 11)

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:



● Potenciales

1. Indica razonadamente si a 25 °C, son verdaderas o falsas las afirmaciones siguientes:
 - a) 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 $E^\circ(\text{H}^+/\text{H}_2) = 0 \text{ V}$.
 - b) 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:

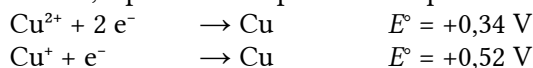
a) La condición para que una reacción química sea espontánea es que la variación de energía libre de Gibbs sea negativa. La relación matemática entre la energía libre de Gibbs y el potencial electroquímico es:

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

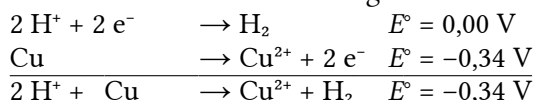
ΔG es la variación de energía libre de Gibbs, n es el número de electrones intercambiados por cada mol de especie reducida u oxidada, F (1 Faraday) es la carga de un mol de electrones y E es el potencial electroquímico del proceso.

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, deberíamos poder comparar su potencial con los de otros elementos o compuestos. Si relacionamos el poder reductor con la tendencia a perder electrones, podemos 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. Sabemos que el flúor es el elemento más electronegativo, o sea, el que tiene más tendencia a «captar» electrones de otros átomos. Será también el oxidante más fuerte.

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:

- $\text{Fe}^{2+}(\text{aq}) + \text{Cu}(\text{s}) \rightarrow \text{Fe}(\text{s}) + \text{Cu}^{2+}(\text{aq})$
- $\text{Cu}^{2+}(\text{aq}) + \text{Cd}(\text{s}) \rightarrow \text{Cu}(\text{s}) + \text{Cd}^{2+}(\text{aq})$

(P.A.U. Sep. 15)

Solución:

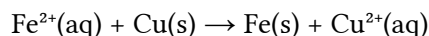
La condición para que una reacción química sea espontánea es que la variación de energía libre de Gibbs sea negativa. La relación matemática entre la energía libre de Gibbs y el potencial electroquímico es:

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

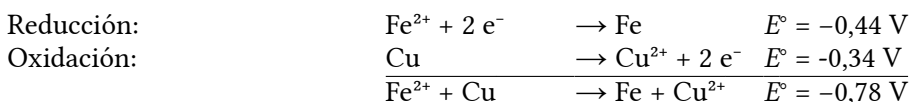
ΔG es la variación de energía libre de Gibbs, n es el número de electrones intercambiados por cada mol de especie reducida u oxidada, F (1 Faraday) es la carga de un mol de electrones y E es el potencial electroquímico del proceso.

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

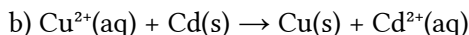


Las semirreacciones son:

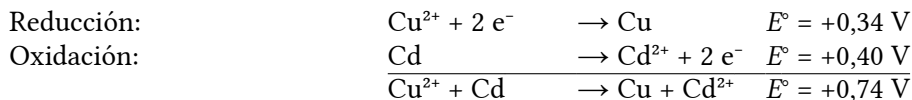


El potencial de la reacción global sale negativo, por lo tanto, el proceso no será espontáneo y no se producirá ninguna reacción entre el ion Fe^{2+} y el Cu.

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:

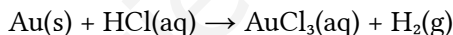
a) La condición para que una reacción química sea espontánea es que la variación de energía libre de Gibbs sea negativa. La relación matemática entre la energía libre de Gibbs y el potencial electroquímico es:

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

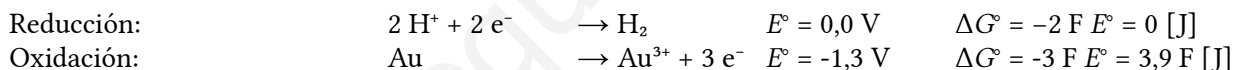
ΔG es la variación de energía libre de Gibbs, n es el número de electrones intercambiados por cada mol de especie reducida u oxidada, F (1 Faraday) es la carga de un mol de electrones y E es el potencial electroquímico del proceso.

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)

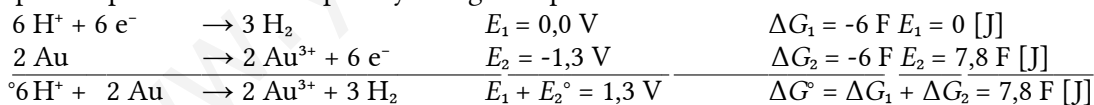


Escribimos la semirreacciones:



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: $E = E_1 + E_2^\circ$

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) 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:

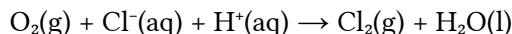
a) La condición para que una reacción química sea espontánea es que la variación de energía libre de Gibbs sea negativa. La relación matemática entre la energía libre de Gibbs y el potencial electroquímico es:

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

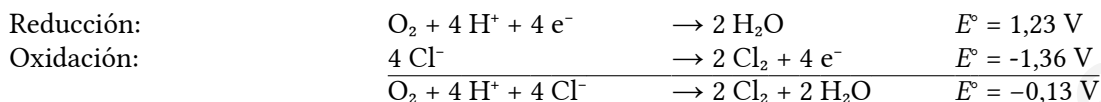
ΔG es la variación de energía libre de Gibbs, n es el número de electrones intercambiados por cada mol de especie reducida u oxidada, F (1 Faraday) es la carga de un mol de electrones y E es el potencial electroquímico del proceso.

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)



Escribimos la 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.

5. 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:

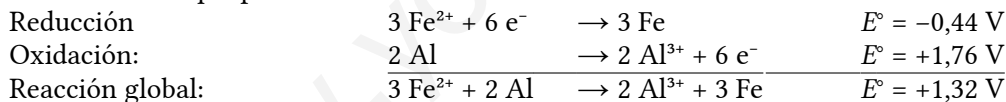
La condición para que una reacción química sea espontánea es que la variación de energía libre de Gibbs sea negativa. La relación matemática entre la energía libre de Gibbs y el potencial electroquímico es:

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

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: $E > 0$.

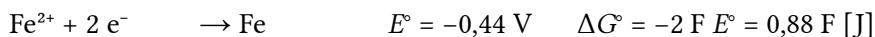
Las reacciones que podrían suceder son



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)



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'°

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

6. 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.

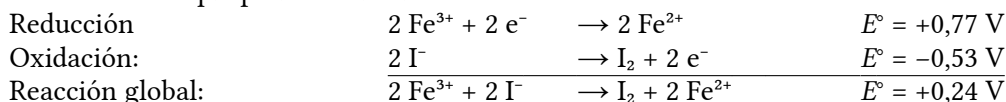
La condición para que una reacción química sea espontánea es que la variación de energía libre de Gibbs sea negativa. La relación matemática entre la energía libre de Gibbs y el potencial electroquímico es:

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

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: $E > 0$.

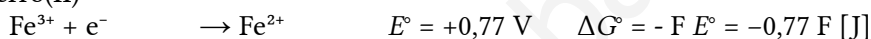
Las reacciones que podrían suceder son



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)

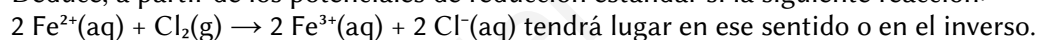


Multiplicando por 2 queda $2 \text{Fe}^{3+} + 2 \text{e}^- \rightarrow 2 \text{Fe}^{2+} \quad \Delta G^\circ = 2 \Delta G^\circ = -1,54 F [\text{J}]$

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

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

7. 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:

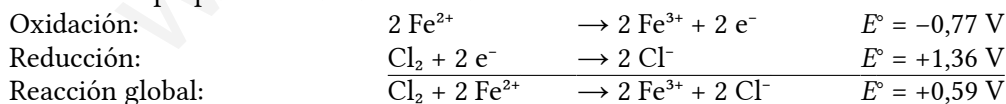
La condición para que una reacción química sea espontánea es que la variación de energía libre de Gibbs sea negativa. La relación matemática entre la energía libre de Gibbs y el potencial electroquímico es:

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

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: $E > 0$.

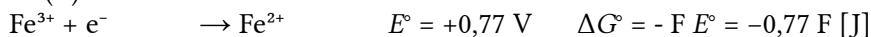
La reacción propuesta se desdobra en dos semirreacciones



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°

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

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

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

(A.B.A.U. Jun. 22)

Solución:

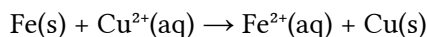
La condición para que una reacción química sea espontánea es que la variación de energía libre de Gibbs sea negativa. La relación matemática entre la energía libre de Gibbs y el potencial electroquímico es:

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

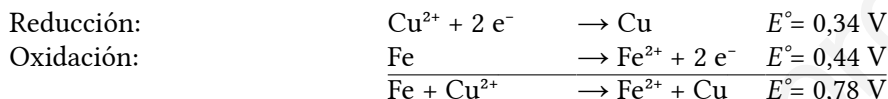
ΔG es la variación de energía libre de Gibbs, n es el número de electrones intercambiados por cada mol de especie reducida u oxidada, F (1 Faraday) es la carga de un mol de electrones y E es el potencial electroquímico del proceso.

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

Para la reacción:



Las semirreacciones son:



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

9. 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:

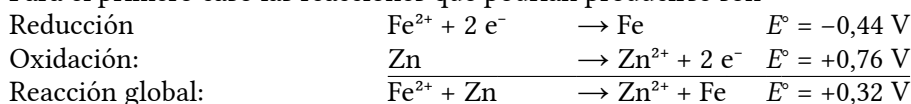
$$\Delta G = -n \cdot F \cdot E$$

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.

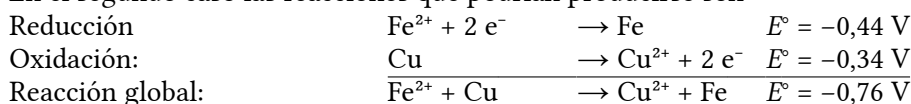
Para el primero caso las reacciones que podrían producirse son



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.

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

- a) Una varilla de Zn.
b) 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:

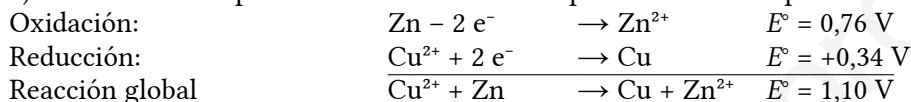
La condición para que una reacción química sea espontánea es que la variación de energía libre de Gibbs sea negativa. La relación matemática entre la energía libre de Gibbs y el potencial electroquímico es:

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

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.

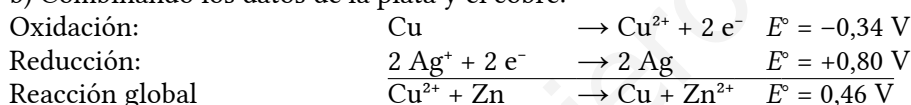
Como ΔG y E son de signos opuestos, la condición para que una reacción sea espontánea es que el potencial electroquímico sea positivo: $E > 0$.

- 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. 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.

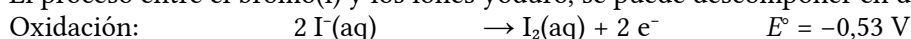
La condición para que una reacción química sea espontánea es que la variación de energía libre de Gibbs sea negativa. La relación matemática entre la energía libre de Gibbs y el potencial electroquímico es:

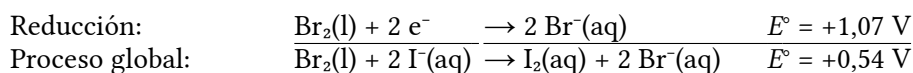
$$\Delta G = -n \cdot F \cdot E$$

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: $E > 0$.

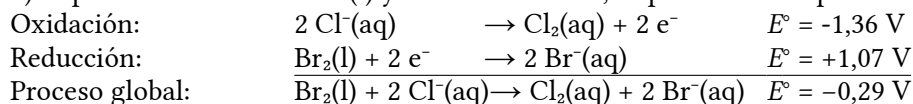
El proceso entre el bromo(l) y los iones yoduro, se puede descomponer en dos semirreacciones:





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.

12. 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:

- Las reacciones que se producen en los electrodos indicando el ánodo y el cátodo.
- La reacción global y el potencial estándar de la pila formada con estos electrodos.

(P.A.U. Jun. 12)

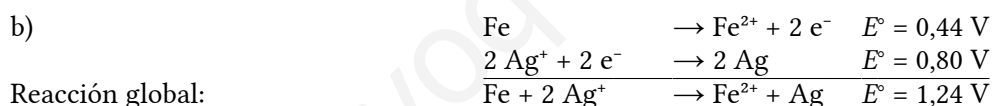
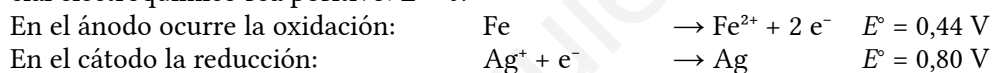
Solución:

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: $E > 0$.



● Pilas

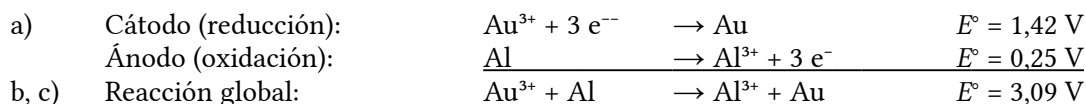
1. Una pila está formada por los electrodos: Al^{3+}/Al ($E^\circ = 1,67 \text{ V}$) y por Au^{3+}/Au ($E^\circ = 1,42 \text{ V}$). Indica:

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

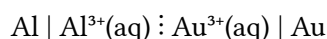
(P.A.U. Sep. 04)

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

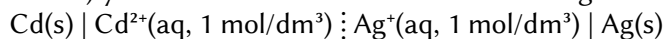
Solución:



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



2. 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:

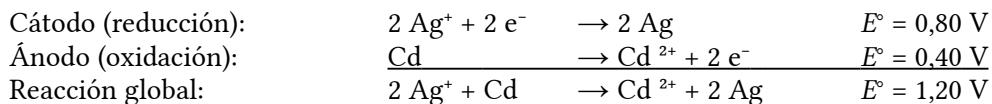


Datos: $E^\circ(\text{Cd}^{2+}/\text{Cd}) = -0,40 \text{ V}$; $E^\circ(\text{Ag}^+/\text{Ag}) = +0,80 \text{ V}$.

(P.A.U. Jun. 07)

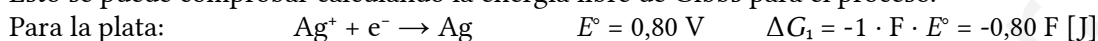
Rta.: $E^\circ = 1,20 \text{ V}$

Solución:

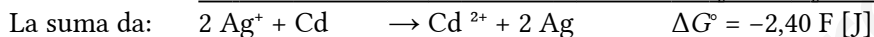
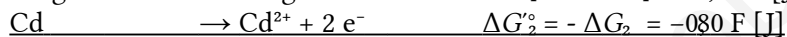


Aunque para ajustar la reacción iónica hay que multiplicar cada semirreacción por un coeficiente, el potencial vale lo mismo, puesto que lo que cambia es la energía libre de Gibbs.

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:

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

3. 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)

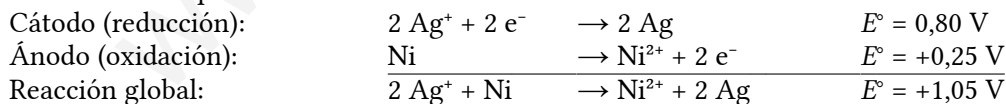
Rta.: a) $E^\circ = 1,05 \text{ V}$

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:

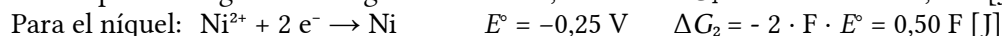
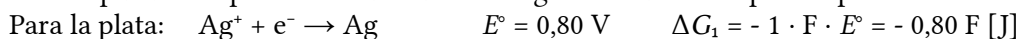


Como tiene un potencial positivo, la reacción es espontánea.

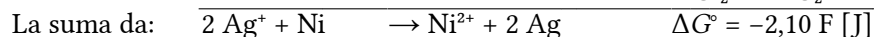
Se oxida el níquel hasta ion níquel(II) y se reduce el ion plata hasta plata metálica.

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.



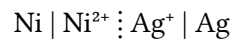
Para obtener la reacción global tenemos que multiplicar la primera ecuación por 2, la segunda por -1.



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

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

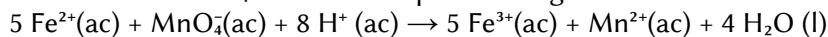
La notación de la pila es: ánodo(oxidación) $\vdots$ cátodo(reducción)



◇ LABORATORIO

● Valoración redox

1. Para determinar la concentración de una disolución de FeSO_4 se realiza una valoración redox en la que $18,0 \text{ cm}^3$ de disolución de KMnO_4 de concentración $0,020 \text{ mol/dm}^3$ reaccionan con $20,0 \text{ cm}^3$ de la disolución de FeSO_4 . La reacción que tiene lugar es:



a) Calcula la concentración de la disolución de FeSO_4 .

b) Nombre el material necesario y describe el procedimiento experimental para realizar la valoración. (A.B.A.U. Sep. 18)

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

Solución:

a) Cálculos:

Cantidad de KMnO_4

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

El permanganato de potasio es un electrolito fuerte que se disocia totalmente:



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

De la estequiometría de la reacción,

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

El sulfato de hierro(II) es un electrolito fuerte que se disocia totalmente:



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

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

b) Se miden con una pipeta de 20 cm^3 , 20 cm^3 de la disolución de FeSO_4 y se vacían en un matraz erlenmeyer de 100 cm^3 .

Se llena la bureta de 25 cm^3 con la disolución de KMnO_4 por encima del 0 y se abre la llave hasta que el pico de la bureta quede lleno y el nivel del KMnO_4 esté en 0.

Se abre la llave de la bureta para dejar caer la disolución de KMnO_4 en pequeños chorros mientras se imprime un movimiento circular al erlenmeyer hasta que no desaparezca el color violeta en el contenido del erlenmeyer.

Se anota el volumen de KMnO_4 gastado (p. ej. $18,6 \text{ cm}^3$) y se tira el contenido del erlenmeyer y se lava el matraz.

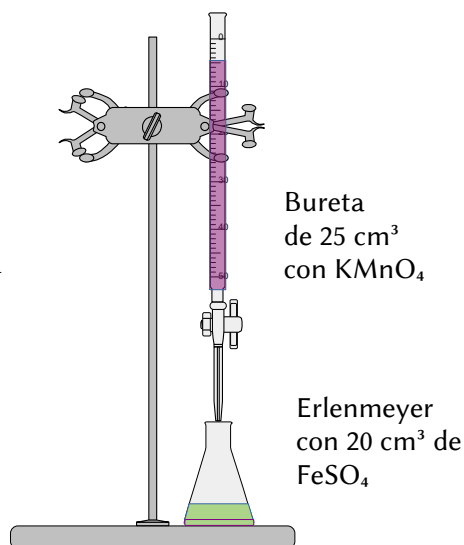
Se vuelve a llenar la bureta con KMnO_4 hasta el cero. Se miden otros 20 cm^3 de FeSO_4 con la pipeta, se vierten en el erlenmeyer (lavado, pero no necesariamente seco).

Se coloca el erlenmeyer bajo a bureta y se abre la llave hasta dejar caer casi todo el volumen medido antes (p. ej. $17,6 \text{ cm}^3$).

Ahora se deja caer el KMnO_4 gota a gota mientras se hace rotar el erlenmeyer, hasta que el color no desaparezca.

Se anota este valor.

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



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

● Pilas

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

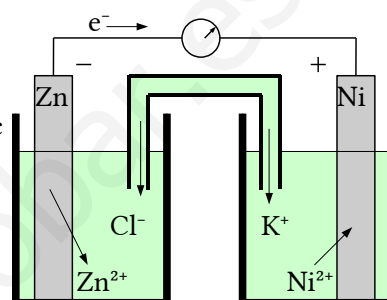
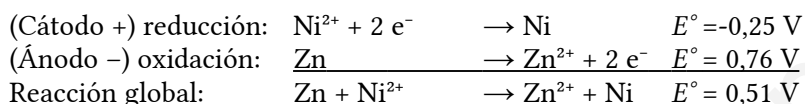
Datos: $E^\circ(\text{Ni}^{2+}/\text{Ni}) = -0,25 \text{ V}$; $E^\circ(\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}) = -0,76 \text{ V}$. (A.B.A.U. Sep. 20)

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

Solución:

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

Reactivos: láminas de níquel y zinc pulidas, disoluciones de sulfato de zinc de concentración 1 mol/dm³ y sulfato de níquel (II) de concentración 1 mol/dm³. Disolución de cloruro de potasio para el puente salino.



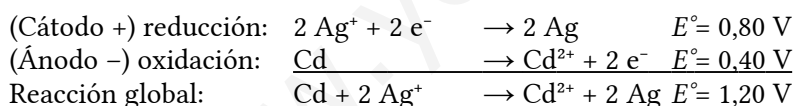
- En el laboratorio se construye una pila que tiene la siguiente notación:

$$\text{Cd(s)} \mid \text{Cd}^{2+}(\text{aq } 1 \text{ mol/dm}^3) \parallel \text{Ag}^+(\text{aq } 1 \text{ mol/dm}^3) \mid \text{Ag(s)}$$
 - Indica las reacciones que tienen lugar en cada electrodo, el proceso total y calcula la fuerza electromotriz.
 - Detalla el material, reactivos necesarios y dibuja el montaje indicando cada una de las partes.

Datos: $E^\circ(\text{Ag}^+/\text{Ag}) = 0,80 \text{ V}$; $E^\circ(\text{Cd}^{2+}/\text{Cd}) = -0,40 \text{ V}$. (A.B.A.U. Sep. 17)

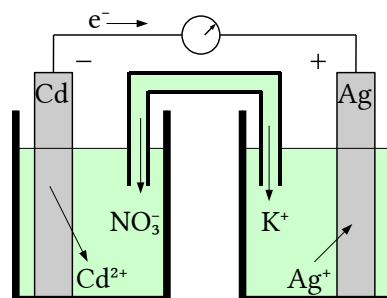
Rta.: a) $E^\circ = 1,20 \text{ V}$.

Solución:



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

Reactivos: láminas de plata y cadmio pulidas, disoluciones de sulfato de cadmio de concentración 1 mol/dm³ y nitrato de plata de concentración 1 mol/dm³. Disolución de nitrato de potasio de concentración 1 mol/dm³ para el puente salino.



- Haz un esquema indicando el material y los reactivos que se necesitan para construir en el laboratorio la pila que tiene la siguiente notación $\text{Fe(s)} \mid \text{Fe}^{2+}(\text{aq, } 1 \text{ M}) \parallel \text{Cu}^{2+}(\text{aq, } 1 \text{ M}) \mid \text{Cu(s)}$.
 - Escribe las semirreacciones que se producen en el ánodo y en el cátodo e indica sus polaridades. Escribe la reacción iónica global y calcula la fuerza electromotriz de la pila.

Datos: $E^\circ(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) = +0,34 \text{ V}$; $E^\circ(\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}) = -0,44 \text{ V}$ (A.B.A.U. Jun. 19)

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

Solución:

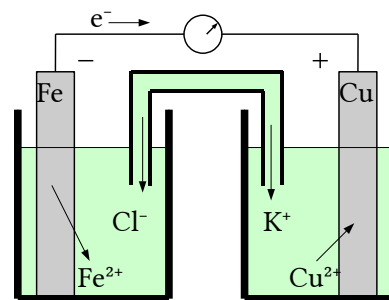
Material: Vasos de precipitados de 100 cm³ (2), tubo en U, cables con pinzas, voltímetro.

Reactivos: láminas de cobre y zinc pulidas, disoluciones de sulfato de zinc de concentración 1 mol/dm³ y sulfato de cobre(II) de concentración 1 mol/dm³. Disolución de cloruro de potasio para el puente salino.

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

(Ánodo -) oxidación: $\text{Fe} \rightarrow \text{Fe}^{2+} + 2\text{e}^-$ $E^\circ = 0,44\text{ V}$

Reacción global: $\text{Fe} + \text{Cu}^{2+} \rightarrow \text{Fe}^{2+} + \text{Cu}$ $E^\circ = 0,78\text{ V}$



4. 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:

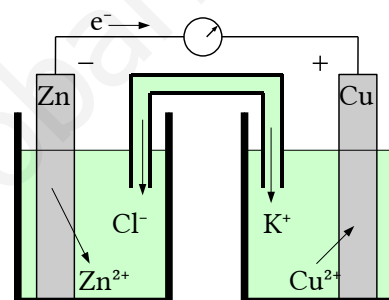
Material: Vasos de precipitados de 100 cm³ (2), tubo en U, cables con pinzas, voltímetro.

Reactivos: láminas de cobre y cinc pulidas, disoluciones de sulfato de cinc de concentración 1 mol/dm³ y sulfato de cobre(II) de concentración 1 mol/dm³. Disolución de cloruro de potasio para el puente salino.

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

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

Reacción global: $\text{Zn} + \text{Cu}^{2+} \rightarrow \text{Zn}^{2+} + \text{Cu}$ $E^\circ = 1,10\text{ V}$



Los electrones circulan del polo negativo (ánodo Zn) al polo positivo (cátodo Cu)

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

- a) Escribe las reacciones que tienen lugar en cada uno de los electrodos y la reacción global de la pila.
b) Haz un esquema de esta pila, indicando todos los elementos necesarios para su funcionamiento.
¿En qué sentido circulan los electrones?

(A.B.A.U. Jun. 21, P.A.U. Sep. 10)

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

Solución:

a) Reducción: $\text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Cu}$ $E^\circ = 0,34\text{ V}$ (Cátodo +)

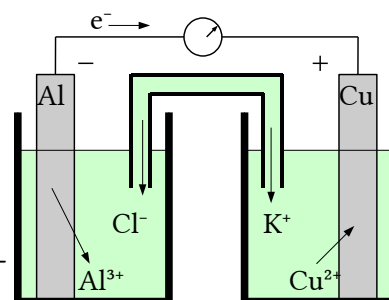
Oxidación: $\text{Al} \rightarrow \text{Al}^{3+} + 3\text{e}^-$ $E^\circ = 1,66\text{ V}$ (Ánodo -)

Reacción global: $2\text{Al} + 3\text{Cu}^{2+} \rightarrow 2\text{Al}^{3+} + 3\text{Cu}$ $E^\circ = 2,00\text{ V}$

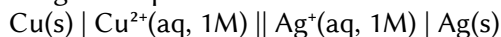
b) Material: Vasos de precipitados de 100 cm³ (2), tubo en U, cables con pinzas, voltímetro.

Reactivos: láminas de cobre y aluminio pulidas, disoluciones de sulfato de aluminio de concentración 1 mol/dm³ y sulfato de cobre(II) de concentración 1 mol/dm³. Disolución de cloruro de potasio para el puente salino.

Los electrones circulan del polo negativo (ánodo Al) al polo positivo (cátodo Cu)



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



a) Haz un dibujo del montaje, indicando el material y los reactivos necesarios.

b) Escribe las semirreacciones de reducción y oxidación, la reacción iónica global de la pila y calcula el potencial de la misma en condiciones estándar.

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

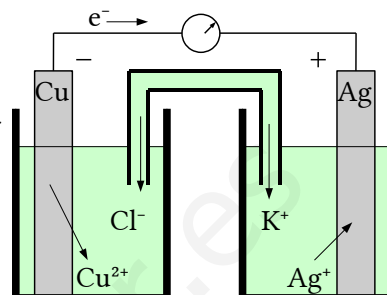
(A.B.A.U. Jul. 20, Jul. 19)

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

Solución:

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

Reactivos: láminas de cobre y plata pulidas, disoluciones de nitrato de plata de concentración 1 mol/dm³ y sulfato de cobre(II) de concentración 1 mol/dm³. Disolución de cloruro de potasio para el puente salino.



b) Oxidación: $\text{Cu} \rightarrow \text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^{-} \quad E^{\circ} = -0,34\text{ V}$

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

Reacción global: $2\text{Ag}^{+} + \text{Cu}^{2+} \rightarrow 2\text{Ag} + \text{Cu}^{2+} \quad E^{\circ} = 0,46\text{ V}$

7. 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:

a) La reacción que se produce en cada electrodo y la reacción total, indicando el cátodo y el ánodo.

b) El sentido del flujo de electrones por el circuito externo.

c) E° de la pila.

d) La especie que se oxida y la que se reduce, así como los agentes oxidante y reductor.

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

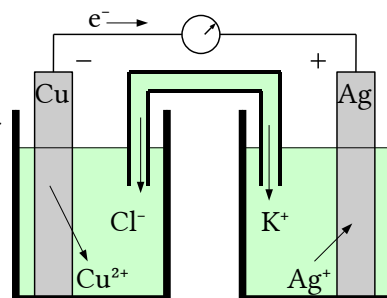
(P.A.U. Sep. 06)

Rta.: c) $E^{\circ} = 0,50\text{ V}$.

Solución:

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

Reactivos: láminas de cobre y plata pulidas, disoluciones de nitrato de plata de concentración 1 mol/dm³ y sulfato de cobre(II) de concentración 1 mol/dm³. Disolución de cloruro de potasio para el puente salino.



a, y c) Oxidación: $\text{Cu} \rightarrow \text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^{-} \quad E^{\circ} = -0,34\text{ V} \quad (\text{Ánodo } -)$

Reducción: $2\text{Ag}^{+} + 2\text{e}^{-} \rightarrow 2\text{Ag} \quad E^{\circ} = 0,84\text{ V} \quad (\text{Cátodo } +)$

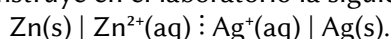
Reacción global: $2\text{Ag}^{+} + \text{Cu}^{2+} \rightarrow 2\text{Ag} + \text{Cu}^{2+} \quad E^{\circ} = 0,50\text{ V}$

b) Los electrones circulan del ánodo de Cu (-) hacia el cátodo de Ag (+) por el circuito exterior.

d) Se oxida el cobre (metálico) y se reduce el ion plata Ag^{+} .

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

8. A 25 °C y empleando un electrodo de plata y otro de cinc, disoluciones de Zn^{2+} (de concentración 1,0 mol/dm³) y Ag^{+} (de concentración 1,0 mol/dm³) y una disolución de KNO_3 de concentración 2,0 mol/ m³ como puente salino, se construye en el laboratorio la siguiente pila:



a) 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:

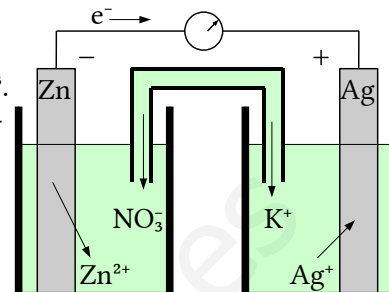
Material: Vasos de precipitados de 100 cm^3 (2), tubo en U, cables con pinzas, voltímetro.

Reactivos: láminas de plata y cinc pulidas, disoluciones de sulfato de cinc de concentración 1 mol/dm^3 y nitrato de plata de concentración 1 mol/dm^3 . Disolución de nitrato de potasio de concentración 2 mol/dm^3 para el puente salino.

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

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

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



Los electrones circulan del polo negativo (ánodo Zn) al polo positivo (cátodo Ag).

En el puente salino, los cationes K^+ circulan hacia la disolución que contiene iones plata (para compensar la pérdida de iones plata que se han depositado) y los aniones NO_3^- se dirigen hacia la disolución que contiene iones cinc (que están en exceso).

9. 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](#) u [OpenOffice](#) 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)

Actualizado: 27/06/22

Sumario

OXIDACIÓN REDUCCIÓN

<u>PROBLEMAS</u>	1
<u>Estequiometría redox</u>	1
<u>Electrolisis</u>	23
<u>CUESTIONES</u>	29
<u>Reacciones redox</u>	29
<u>Potenciales</u>	29
<u>Pilas</u>	36
<u>LABORATORIO</u>	39
<u>Valoración redox</u>	39
<u>Pilas</u>	40

www.yoquieroaprobar.es

Índice de pruebas A.B.A.U. y P.A.U.

2004.....	
1. (jun.).....	43
2. (sep.).....	14, 36
2005.....	
1. (jun.).....	14
2. (sep.).....	29
2006.....	
1. (jun.).....	30
2. (sep.).....	8, 42
2007.....	
1. (jun.).....	37
2. (sep.).....	35
2008.....	
1. (jun.).....	17, 41
2. (sep.).....	11, 41
2009.....	
1. (jun.).....	20
2. (sep.).....	35, 43
2010.....	
1. (jun.).....	18, 34
2. (sep.).....	9, 41
2011.....	
1. (jun.).....	10, 32
2. (sep.).....	29, 37, 41
2012.....	
1. (jun.).....	21, 36
2. (sep.).....	41
2013.....	
1. (jun.).....	15, 32
2. (sep.).....	9, 33, 43
2014.....	
1. (jun.).....	7, 43
2. (sep.).....	16
2015.....	
1. (jun.).....	13, 31
2. (sep.).....	19, 30
2016.....	
1. (jun.).....	12, 31
2. (sep.).....	22
2017.....	
1. (jun.).....	23 s.
2. (sep.).....	6, 26, 40
2018.....	
1. (jun.).....	6, 25
2. (sep.).....	5, 23, 39
2019.....	
1. (jun.).....	4, 40
2. (jul.).....	3, 24, 42
2020.....	
1. (jul.).....	2, 42
2. (sep.).....	2, 40
2021.....	
1. (jun.).....	1, 41
2. (jul.).....	17
2022.....	
1. (jun.).....	34

www.yoquieroaprobar.es