

QUÍMICA

TEMA 7: REACCIONES REDOX

- Junio, Ejercicio C4
- Julio, Ejercicio B5
- Julio, Ejercicio C4

emestrada

El hierro reacciona con el ácido sulfúrico según la reacción:



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

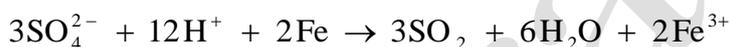
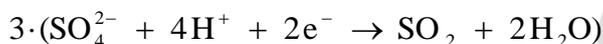
b) Si una muestra de 1'25g de hierro impuro ha consumido 85 mL de disolución 0'5 M de H_2SO_4 , calcule su riqueza en hierro.

Datos: masa atómica relativa $\text{Fe} = 55'8$

QUÍMICA. 2022. JUNIO. EJERCICIO C4

R E S O L U C I Ó N

a)



Una vez que ya tenemos ajustada la ecuación iónica, añadimos los iones espectadores necesarios para obtener la ecuación molecular.



b) Según la estequiometría de la reacción vemos que:

$$85 \text{ mL H}_2\text{SO}_4 \cdot \frac{0'5 \text{ moles H}_2\text{SO}_4}{1000 \text{ mL H}_2\text{SO}_4} \cdot \frac{2 \text{ moles Fe}}{6 \text{ moles H}_2\text{SO}_4} \cdot \frac{55'8 \text{ g Fe}}{1 \text{ mol Fe}} = 0'7905 \text{ g Fe}$$

$$\frac{0'7905 \text{ g}}{1'25 \text{ g}} \cdot 100 = 63'24 \%$$

La notación correspondiente a la pila Daniell es:



a) Escriba la semirreacción que ocurre en el ánodo.

b) Sabiendo que el potencial estándar de reducción del $\text{Cu}^{2+} / \text{Cu}$ es $+ 0'34 \text{ V}$, determine el potencial estándar del electrodo $\text{Zn}^{2+} / \text{Zn}$.

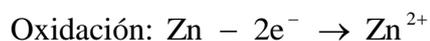
c) Razone si al cambiar el electrodo de cinc por uno de plomo aumenta o disminuye el potencial de la pila.

Dato: $E^0(\text{Pb}^{2+} / \text{Pb}) = -0'13 \text{ V}$

QUÍMICA. 2022. JULIO. EJERCICIO B5

R E S O L U C I Ó N

a) La semirreacción del ánodo es la reacción de oxidación del Zn



$$\text{b) } \Delta E^0 = E_{\text{cátodo}}^0 - E_{\text{ánodo}}^0 \Rightarrow 1'10 = 0'34 - E_{\text{ánodo}}^0 \Rightarrow E_{\text{ánodo}}^0 = -0'76 \text{ V}$$

c) El potencial de la pila es mayor cuanto mayor es la diferencia de los potenciales de reducción de los electrodos. Al cambiar el ánodo de cinc por el de plomo el voltaje de la pila será menor.

$$\Delta E^0 = E_{\text{cátodo}}^0 - E_{\text{ánodo}}^0 = 0'34 - (-0'13) = 0'47 \text{ V}$$

Se dispone de una celda electrolítica que contiene CaCl_2 fundido. Si se hace pasar una corriente de 0'452 Amperios durante 1'5 horas, calcule:

a) La cantidad en gramos de Ca que se depositará en el cátodo.

b) El volumen de $\text{Cl}_2(\text{g})$ medido a 700 mmHg y 25°C que se desprenderá.

Datos: $F = 96.500 \text{ C}$; $R = 0'082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$; Masa atómica: $\text{Cl} = 35'5$; $\text{Ca} = 40'1$

QUÍMICA. 2022. JULIO. EJERCICIO C4

R E S O L U C I Ó N

a) Aplicamos la 2ª ley de Faraday.

$$m = \frac{Eq - g \cdot I \cdot t}{96500} = \frac{\frac{40'1}{2} \cdot 0'452 \cdot 1'5 \cdot 3600}{96500} = 0'507 \text{ g de Ca}$$

b)

$$m = \frac{Eq - g \cdot I \cdot t}{96500} = \frac{\frac{71}{2} \cdot 0'452 \cdot 1'5 \cdot 3600}{96500} = 0'898 \text{ g de Cl}_2$$

Calculamos el volumen:

$$V = \frac{n \cdot R \cdot T}{P} = \frac{\frac{0'898}{71} \cdot 0'082 \cdot 298}{\frac{700}{760}} = 0'335 \text{ L de Cl}_2$$