

QUÍMICA

TEMA 7: REACCIONES REDOX

- Junio, Ejercicio C4
- Reserva 1, Ejercicio B4
- Reserva 1, Ejercicio C4
- Reserva 2, Ejercicio C4
- Reserva 3, Ejercicio C4
- Reserva 4, Ejercicio B5
- Reserva 4, Ejercicio C2
- 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.

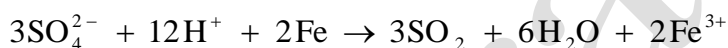
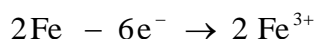
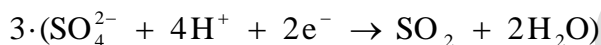
b) Si una muestra de 1'25g de hierro impuro ha consumido 85 mL de disolución 0'5 M de H_2SO_4 , calcule su riqueza en hierro.

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

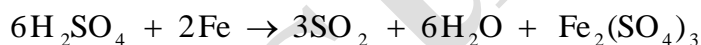
QUÍMICA. 2022. JUNIO. EJERCICIO C4

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:

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

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

Se construye una pila galvánica formada por un electrodo de plata metálica sumergido en una disolución 1 M de iones Ag^+ y un electrodo de plomo sumergido en una disolución 1 M de iones Pb^{2+} .

a) Escriba la reacción global ajustada de la pila.

b) Determine el potencial de la pila.

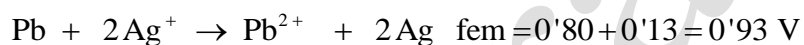
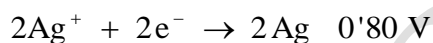
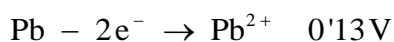
c) Escriba la notación de la pila.

Datos: $E^0(\text{Ag}^+ / \text{Ag}) = 0'80 \text{ V}$; $E^0(\text{Pb}^{2+} / \text{Pb}) = - 0'13 \text{ V}$

QUÍMICA. 2022. RESERVA 1. EJERCICIO B4

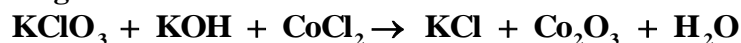
R E S O L U C I Ó N

a y b)



b) $(-)\text{Pb} \mid \text{Pb}^{2+}(\text{1M}) \parallel \text{Ag}^+(\text{1M}) \mid \text{Ag}(+)$.

Teniendo en cuenta la siguiente reacción:



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

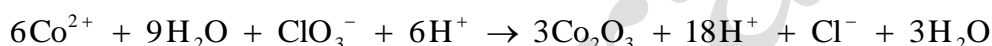
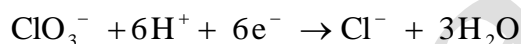
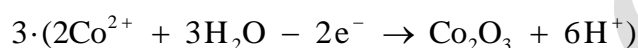
b) Calcule razonadamente la masa de KCl que se obtiene al hacer reaccionar 2 g de KClO_3 con 5 g de CoCl_2 y exceso de KOH .

Masas atómicas: $\text{O} = 16$; $\text{Cl} = 35'5$; $\text{K} = 39'1$; $\text{Co} = 58'9$.

QUÍMICA. 2022. RESERVA 1. EJERCICIO C4

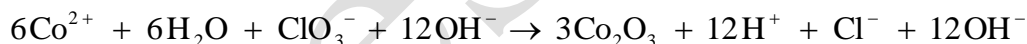
R E S O L U C I Ó N

a)



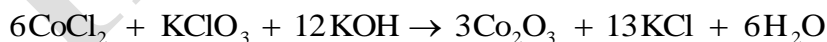
Simplificando, tenemos: $6\text{Co}^{2+} + 6\text{H}_2\text{O} + \text{ClO}_3^- \rightarrow 3\text{Co}_2\text{O}_3 + 12\text{H}^+ + \text{Cl}^-$.

Esta es la ecuación iónica ajustada en medio ácido, pero el problema nos dice que estamos en medio básico (KOH), entonces añadimos a los dos términos los OH^- necesarios para neutralizar los H^+ .



Simplificando, nos queda: $6\text{Co}^{2+} + \text{ClO}_3^- + 12\text{OH}^- \rightarrow 3\text{Co}_2\text{O}_3 + \text{Cl}^- + 6\text{H}_2\text{O}$

Una vez que ya tenemos ajustada la ecuación iónica en medio básico, pasamos a la molecular, sumando en los dos términos los iones que faltan.



b) Vemos que el reactivo limitante es el CoCl_2 , ya que:

$$\left. \begin{array}{l} 6 \cdot 129'9 \text{ g CoCl}_2 \rightarrow 1 \cdot 122'6 \text{ g KClO}_3 \\ 5 \text{ g CoCl}_2 \rightarrow x \end{array} \right\} \Rightarrow x = \frac{5 \cdot 122'6}{6 \cdot 129'9} = 0'787 \text{ g KClO}_3$$

Por la estequiometría de la reacción, vemos que:

$$5 \text{ g de CoCl}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol CoCl}_2}{129'9 \text{ g CoCl}_2} \cdot \frac{13 \text{ moles de KCl}}{6 \text{ moles CoCl}_2} \cdot \frac{74'6 \text{ g KCl}}{1 \text{ mol KCl}} = 6'22 \text{ g KCl}$$

El ácido hipocloroso (HClO) reacciona con el fósforo blanco (P_4) según la reacción:



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

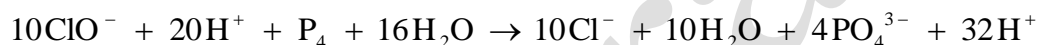
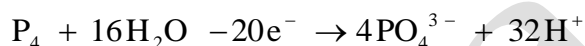
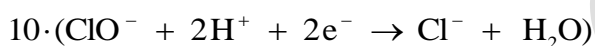
b) Calcule la masa de P_4 necesaria para obtener 100 g de H_3PO_4 teniendo en cuenta que la reacción tiene un rendimiento del 70%.

Datos: Masas atómicas relativas: $\text{P} = 31$; $\text{H} = 1$; $\text{O} = 16$.

QUÍMICA. 2022. RESERVA 2. EJERCICIO C4

R E S O L U C I Ó N

a)



Simplificando, tenemos: $10\text{ClO}^- + \text{P}_4 + 6\text{H}_2\text{O} \rightarrow 10\text{Cl}^- + 4\text{PO}_4^{3-} + 12\text{H}^+$.

Una vez que ya tenemos ajustada la ecuación iónica, pasamos a la molecular, sumando en los dos términos los iones que faltan.



b) Por la estequiometría de la reacción, vemos que:

$$100 \text{ g de } \text{H}_3\text{PO}_4 \cdot \frac{1 \text{ mol } \text{H}_3\text{PO}_4}{98 \text{ g } \text{H}_3\text{PO}_4} \cdot \frac{1 \text{ mol } \text{P}_4}{4 \text{ moles } \text{H}_3\text{PO}_4} \cdot \frac{124 \text{ g } \text{P}_4}{1 \text{ mol } \text{P}_4} = 31'63 \text{ g } \text{P}_4$$

Pero como el rendimiento de la reacción es del 70%, necesitamos: $31'63 \cdot \frac{100}{70} = 45'19 \text{ g } \text{P}_4$

Para la siguiente reacción: $\text{KClO}_3 + \text{FeCl}_2 + \text{HCl} \rightarrow \text{FeCl}_3 + \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$

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

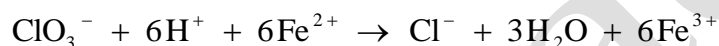
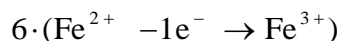
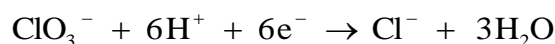
b) Calcule la concentración en gramos por litro de una disolución de FeCl_2 , sabiendo que 50 mL de la misma han reaccionado con 15 mL de una disolución 0'25 M de KClO_3 .

Datos: Masas atómicas relativas: Fe = 55'8 ; Cl = 35'5 .

QUÍMICA. 2022. RESERVA 3. EJERCICIO C4

R E S O L U C I Ó N

a)



Una vez que ya tenemos ajustada la ecuación iónica, pasamos a la molecular, sumando en los dos términos los iones que faltan.



b) Por la estequiometría de la reacción, vemos que:

$$15 \text{ mL de } \text{KClO}_3 \cdot \frac{0'25 \text{ moles } \text{KClO}_3}{1000 \text{ mL de } \text{KClO}_3} \cdot \frac{6 \text{ moles } \text{FeCl}_2}{1 \text{ mol } \text{KClO}_3} \cdot \frac{126'8 \text{ g } \text{FeCl}_2}{1 \text{ mol } \text{FeCl}_2} = 2'853 \text{ g } \text{FeCl}_2$$

Luego, la concentración es: $c = \frac{2'853}{0'05} = 57'06 \text{ g/L}$

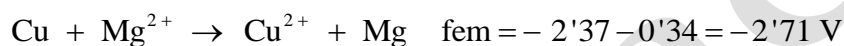
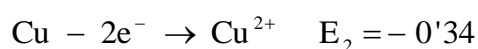
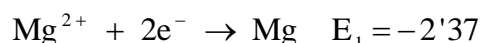
Utilizando los siguientes potenciales estándar de reducción:

$$E^0(\text{Cu}^{2+} / \text{Cu}) = 0'34 \text{ V} ; E^0(\text{Mg}^{2+} / \text{Mg}) = - 2'37 \text{ V} ; E^0(\text{Ni}^{2+} / \text{Ni}) = - 0'25 \text{ V}$$

- a) Explique si se producirá de forma espontánea la reacción: $\text{Mg}^{2+} + \text{Cu} \rightarrow \text{Mg} + \text{Cu}^{2+}$
 b) Calcule el potencial estándar de la pila formada con los electrodos de cobre y níquel.
 c) Justifique cuál de los tres cationes Cu^{2+} , Ni^{2+} y Mg^{2+} es más oxidante.
- QUIMICA. 2022. RESERVA 4 EJERCICIO B5**

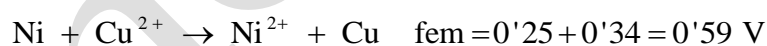
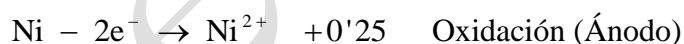
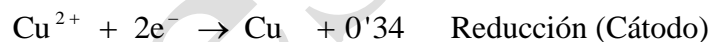
R E S O L U C I Ó N

a)



Luego, no se produce de forma espontánea, ya que la f.e.m. sale negativa.

b) Actuará como cátodo (polo positivo) el de mayor potencial de reducción, o sea, el par $E^0(\text{Cu}^{2+} / \text{Cu}) = 0'34 \text{ V}$ y como ánodo (polo negativo) el de menor potencial, el $E^0(\text{Ni}^{2+} / \text{Ni}) = -0'25 \text{ V}$. Los electrones fluirán del electrodo de níquel al de cobre (siempre del ánodo al cátodo); se disolverá el níquel metálico pasando a la disolución y se depositará el cobre de la disolución en el electrodo de cobre en forma metálica. Las reacciones que tiene lugar serán:



c) La especie más oxidante es la que tiene mayor potencial, es decir, $\text{Cu}^{2+} / \text{Cu} = 0'34 \text{ V}$

Mediante la electrolisis de sales fundidas se pueden obtener metales puros.

a) Escriba la semireacción que tiene lugar en el cátodo y calcule la carga eléctrica necesaria para depositar 25 g de Ni a partir de NiSO_4 fundido.

b) Determine la masa atómica del Cu si, al hacer pasar una corriente de 10 A durante 45 minutos a través de CuSO_4 fundido, se depositan 8'89 g de Cu.

Datos: $F = 96500 \text{ C} \cdot \text{mol}^{-1}$. Masa atómica relativa Ni = 58'7.

QUIMICA. 2022. RESERVA 4. EJERCICIO C2

R E S O L U C I Ó N

a) La reacción que tiene lugar en el cátodo es: $\text{Ni}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Ni}$

$$25 \text{ g Ni} \cdot \frac{1 \text{ mol Ni}}{58'7 \text{ g Ni}} \cdot \frac{2 \text{ moles e}^-}{1 \text{ mol Ni}} = 0'852 \text{ moles e}^-$$

b) Aplicamos la 2ª ley de Faraday.

$$m = \frac{Eq - g \cdot I \cdot t}{96500} \Rightarrow 8'89 = \frac{\frac{M_a}{2} \cdot 10 \cdot 2700}{96500} \Rightarrow M_a = 63'54$$

La notación correspondiente a la pila Daniell es:



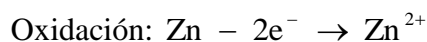
- a) Escriba la semirreacción que ocurre en el ánodo.
b) Sabiendo que el potencial estándar de reducción del $\text{Cu}^{2+} / \text{Cu}$ es $+ 0'34 \text{ V}$, determine el potencial estándar del electrodo $\text{Zn}^{2+} / \text{Zn}$.
c) Razone si al cambiar el electrodo de cinc por uno de plomo aumenta 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



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:

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