

QUÍMICA

TEMA 7: REACCIONES REDOX

- Junio, Ejercicio 3, Opción A
- Junio, Ejercicio 6, Opción B
- Reserva 1, Ejercicio 3, Opción A
- Reserva 1, Ejercicio 6, Opción B
- Reserva 2, Ejercicio 5, Opción A
- Reserva 3, Ejercicio 3, Opción B
- Septiembre, Ejercicio 6, Opción B

emestrada

Se desea construir una pila en la que el cátodo está constituido por el electrodo $\text{Cu}^{2+} / \text{Cu}$. Para el ánodo se dispone de los electrodos: $\text{Al}^{3+} / \text{Al}$ y I_2 / I^-

- a) Razone cuál de los dos electrodos se podrá utilizar como ánodo.
b) Identifique las semireacciones de oxidación y reducción de la pila.
c) Calcule el potencial estándar de la pila.

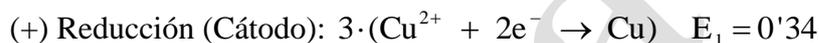
Datos: $E^0(\text{Cu}^{2+} / \text{Cu}) = 0'34 \text{ V}$; $E^0(\text{Al}^{3+} / \text{Al}) = -1'67 \text{ V}$; $E^0(\text{I}_2 / \text{I}^-) = 0'54 \text{ V}$.

QUÍMICA. 2016. JUNIO. EJERCICIO 3. OPCIÓN A

R E S O L U C I Ó N

a) En el ánodo se produce la oxidación, luego el electrodo es el $\text{Al}^{3+} / \text{Al}$ ya que tiene menor potencial de reducción.

b y c)



a) Se hace pasar una corriente eléctrica de 1'5 A a través de 250 mL de una disolución acuosa de iones Cu^{2+} 0'1M. ¿Cuánto tiempo tiene que transcurrir para que todo el cobre de la disolución se deposite como cobre metálico?.

b) Determine el volumen de Cl_2 gaseoso, medido a 27°C y 1 atm, que se desprenderá en el ánodo durante la electrolisis de una disolución de cualquier cloruro metálico, aplicando una corriente de 4 A de intensidad durante 15 minutos.

Datos: $F = 96500 \text{ C}$; Masas atómicas: $\text{Cu} = 63'5$; $\text{Cl} = 35'5$. $R = 0'082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$

QUÍMICA. 2016. JUNIO. EJERCICIO 6. OPCIÓN B

R E S O L U C I Ó N

a) Calculamos los moles de Cu^{2+}

$$0'25 \text{ L disolución} \cdot \frac{0'1 \text{ mol Cu}^{2+}}{1 \text{ L disolución}} = 0'025 \text{ moles Cu}^{2+}$$

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

$$0'025 \text{ moles Cu}^{2+} \cdot \frac{2 \text{ moles e}^-}{1 \text{ mol Cu}^{2+}} \cdot \frac{96.500 \text{ C}}{1 \text{ mol e}^-} = 4.825 \text{ C}$$

Calculamos el tiempo

$$t = \frac{q}{I} = \frac{4.825}{1'5} = 3.216'66 \text{ segundos}$$

b) Calculamos la carga

$$q = I \cdot t = 4 \cdot 900 = 3.600 \text{ C}$$

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

$$3.600 \text{ C} \cdot \frac{1 \text{ mol e}^-}{96.500 \text{ C}} \cdot \frac{1 \text{ mol Cl}_2}{2 \text{ moles e}^-} = 0'0186 \text{ moles Cl}_2$$

Calculamos el volumen:

$$V = \frac{n \cdot R \cdot T}{P} = \frac{0'0186 \cdot 0'082 \cdot 300}{1} = 0'457 \text{ L Cl}_2$$

Se dispone de una pila con dos electrodos de Cu y Ag sumergidos en una disolución 1 M de sus respectivos iones, Cu^{2+} y Ag^+ . Conteste razonadamente sobre la veracidad o falsedad de las siguientes afirmaciones:

- a) El electrodo de plata es el cátodo y el de cobre el ánodo.
b) El potencial de la pila es de 1,14 V.
c) En el ánodo de la pila tiene lugar la reducción del oxidante.

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

QUÍMICA. 2016. RESERVA 1. EJERCICIO 3. OPCIÓN A

R E S O L U C I Ó N

a) Cierta. El cátodo es donde ocurre la reducción, es decir, la plata. El ánodo es donde ocurre la oxidación, es decir, el cobre.

b) Falsa.



c) Falsa. En el ánodo se produce la oxidación del reductor.

Dada la siguiente reacción: $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{HCl} + \text{NaNO}_2 \rightarrow \text{NaNO}_3 + \text{CrCl}_3 + \text{H}_2\text{O} + \text{KCl}$

a) Ajuste las semirreacciones de oxidación y reducción por el método de ión electrón y ajuste tanto la reacción iónica como la molecular.

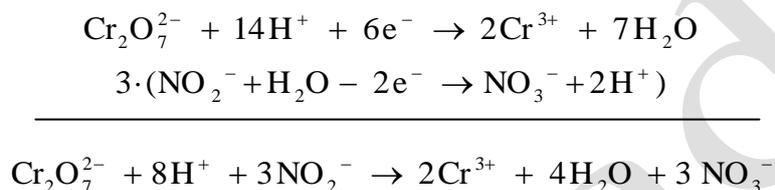
b) Calcule el volumen de $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ 2 M necesario para oxidar 20 g de NaNO_2 .

Datos: Masas atómicas N = 14; O = 16; Na = 23.

QUÍMICA. 2016. RESERVA 1. EJERCICIO 6. OPCIÓN B

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) Por la estequiometría de la reacción, vemos que:

$$20 \text{ g NaNO}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7}{3 \text{ moles NaNO}_2} \cdot \frac{1 \text{ mol NaNO}_2}{69 \text{ g NaNO}_2} = 0'097 \text{ moles K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$$

$$M = \frac{\text{moles}}{\text{volumen(L)}} \Rightarrow 2 = \frac{0'097}{V} \Rightarrow V = 0'0485 \text{ L} = 48'5 \text{ mL}$$

Dada la reacción $\text{KBr} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{Br}_2 + \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O}$

a) Ajuste las semirreacciones de oxidación y reducción por el método de ión electrón y ajuste tanto la reacción iónica como la molecular.

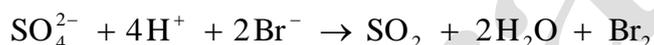
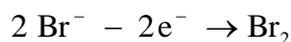
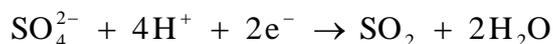
b) ¿Cuántos mL de bromo (Br_2 , líquido) se producirán al hacer reaccionar 20 gramos de bromuro de potasio con ácido sulfúrico en exceso?

Datos: Densidad $\text{Br}_2 = 2'8 \text{ g/mL}$. Masas atómicas $\text{Br} = 80$; $\text{K} = 39$.

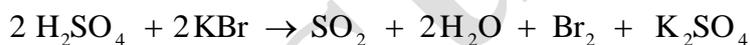
QUÍMICA. 2016. RESERVA 2. EJERCICIO 5. OPCIÓN A

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) Por la estequiometría de la reacción, vemos que:

$$20 \text{ g KBr} \cdot \frac{1 \text{ mol Br}_2}{2 \text{ moles KBr}} \cdot \frac{1 \text{ mol KBr}}{119 \text{ g KBr}} \cdot \frac{160 \text{ g Br}_2}{1 \text{ mol Br}_2} = 13'45 \text{ g Br}_2$$

$$V = \frac{m}{d} = \frac{13'45}{2'8} = 4'8 \text{ mL}$$

La notación de una pila es: $\text{Cd(s)} \mid \text{Cd}^{2+}(\text{ac}, 1\text{M}) \parallel \text{Cu}^{2+}(\text{ac}, 1\text{M}) \mid \text{Cu(s)}$

a) Escriba e identifique las semirreacciones de oxidación y reducción.

b) Escriba la ecuación neta que tiene lugar e identifique las especies oxidante y reductora.

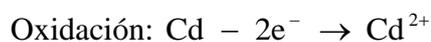
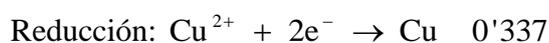
c) Si el voltaje de la pila es $E^0 = 0'74 \text{ V}$, ¿cuál es el potencial de reducción estándar del electrodo $\text{Cd}^{2+} / \text{Cd}$?

Dato: $E^0(\text{Cu}^{2+} / \text{Cu}) = 0'337 \text{ V}$.

QUÍMICA. 2016. RESERVA 3. EJERCICIO 3. OPCIÓN B

R E S O L U C I Ó N

a)



b) La reacción global es: $\text{Cd} + \text{Cu}^{2+} \rightarrow \text{Cd}^{2+} + \text{Cu}$

El oxidante es el cobre y el reductor el cadmio.

$$\text{c) } \text{fem} = 0'74 = x + 0'337 \Rightarrow x = 0'403$$

Luego, el potencial de reducción estándar del cadmio es: $E^0(\text{Cd}^{2+} / \text{Cd}) = -0'403 \text{ V}$

a) El cinc metálico puede reaccionar en medio ácido oxidándose a Zn^{2+} , según la siguiente reacción redox espontánea: $\text{Zn} + 2\text{H}^+ \rightarrow \text{Zn}^{2+} + \text{H}_2$. ¿Qué volumen de hidrógeno medido a 700 mmHg y 77°C se desprenderá si se disuelven completamente 0'5 moles de cinc?

b) Al realizar la electrolisis de una disolución de una sal de Zn^{2+} aplicando durante 2 horas una intensidad de 1'5 A, se depositan en el cátodo 3'66 g de metal. Calcule la masa atómica del cinc.

Datos: $F = 96500 \text{ C}$; $R = 0'082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$

QUÍMICA. 2016. SEPTIEMBRE. EJERCICIO 6. OPCIÓN B

R E S O L U C I Ó N

a) Calculamos el volumen:

$$V = \frac{n \cdot R \cdot T}{P} = \frac{0'5 \cdot 0'082 \cdot 350}{\frac{700}{760}} = 15'58 \text{ L H}_2$$

b) Aplicamos la 2ª ley de Faraday.

$$3'66 = \frac{\frac{m_a}{2} \cdot 1'5 \cdot 7.200}{96500} \Rightarrow m_a = 65'4$$