

QUÍMICA

TEMA 7: REACCIONES REDOX

- Junio, Ejercicio 3, Opción A
- Junio, Ejercicio 6, Opción B
- Reserva 1, Ejercicio 6, Opción A
- Reserva 1, Ejercicio 6, Opción B
- Reserva 2, Ejercicio 6, Opción B
- Reserva 3, Ejercicio 4, Opción A
- Reserva 3, Ejercicio 6, Opción B
- Reserva 4, Ejercicio 6, Opción A
- Reserva 4, Ejercicio 6, Opción B
- Septiembre, Ejercicio 6, Opción A
- Septiembre, Ejercicio 6, Opción B

Utilizando los datos que se facilitan, indique razonadamente, si:

a) El Mg(s) desplazará al Pb²⁺ en disolución acuosa.

b) El Sn(s) reaccionará con una disolución acuosa de HCl 1 M disolviéndose.

c) El SO₄²⁻ oxidará al Sn²⁺ en disolución ácida a Sn⁴⁺.

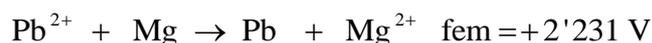
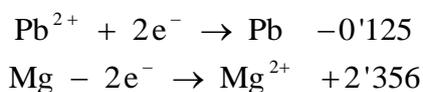
Datos: E⁰(Mg²⁺/Mg) = -2'356 V ; E⁰(Pb²⁺/Pb) = -0'125 V ; E⁰(Sn²⁺/Sn) = -0'137 V

E⁰(Sn⁴⁺/Sn²⁺) = +0'154 V ; E⁰(SO₄²⁻/SO₂(g)) = +0'170 V ; E⁰(H⁺/H₂) = 0'00 V.

QUÍMICA. 2017. JUNIO. EJERCICIO 3. OPCIÓN A

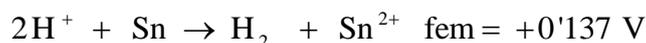
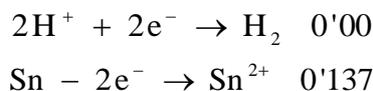
R E S O L U C I Ó N

a)



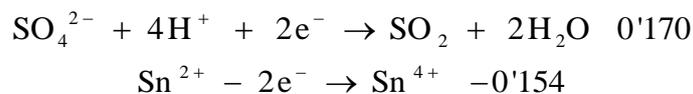
Como fem > 0 ⇒ Si se produce la reacción.

b)



Como fem > 0 ⇒ Si se produce la reacción.

c)



Como fem > 0 ⇒ Si se produce la reacción.

Dada la reacción: $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{FeSO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$

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

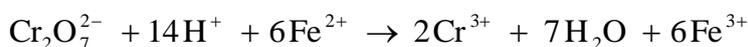
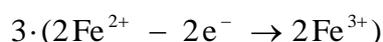
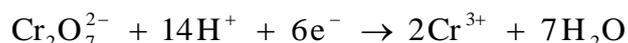
b) Calcule los gramos de $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ que se obtendrán a partir de 4 g de $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, si el rendimiento es del 75%.

Datos: Masas atómicas K = 39 ; Cr = 52 ; S = 32 ; Fe = 56 ; O = 16 ; H = 1

QUÍMICA. 2017. JUNIO. EJERCICIO 6. OPCIÓN B

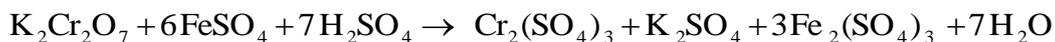
R E S O L U C I Ó N

a)



Ecuación iónica ajustada: $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 14\text{H}^+ + 6\text{Fe}^{2+} \rightarrow 2\text{Cr}^{3+} + 7\text{H}_2\text{O} + 6\text{Fe}^{3+}$

Ecuación molecular ajustada:



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

$$4 \text{ g } \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 \cdot \frac{3 \cdot 400 \text{ g } \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3}{294 \text{ g } \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7} = 16'33 \text{ g } \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$$

Como nos dicen que el rendimiento de la reacción es de 75%, entonces:

$$16'33 \text{ g } \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot 0'75 = 12'25 \text{ g } \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$$

El HNO_3 reacciona con el H_2S gaseoso originando azufre (S) y NO.

a) Establezca la ecuación química molecular, ajustada por el método del ión-electrón.

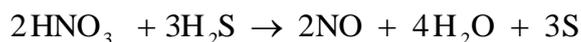
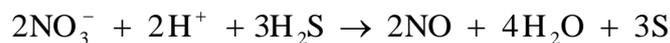
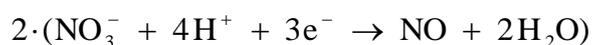
b) ¿Qué volumen de H_2S , medido a 70°C y 800 mmHg , será necesario para reaccionar con 300 mL de disolución $0,30\text{ M}$ de HNO_3 ? ¿Cuál será el volumen de NO producido en las condiciones dadas?

Datos: Masas atómicas $\text{S} = 32$; $\text{O} = 16$; $\text{N} = 14$; $\text{H} = 1$. $R = 0'082\text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$.

QUÍMICA. 2017. RESERVA 1. EJERCICIO 6. OPCIÓN A

R E S O L U C I Ó N

a)



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

$$0'3\cdot 0'3\text{ moles HNO}_3 \cdot \frac{3\text{ moles H}_2\text{S}}{2\text{ moles HNO}_3} = 0'135\text{ moles H}_2\text{S}$$

$$V = \frac{n\cdot R\cdot T}{P} = \frac{0'135\cdot 0'082\cdot 343}{\frac{800}{760}} = 3'61\text{ L H}_2\text{S}$$

$$0'3\cdot 0'3\text{ moles HNO}_3 \cdot \frac{2\text{ moles NO}}{2\text{ moles HNO}_3} = 0'09\text{ moles NO}$$

$$V = \frac{n\cdot R\cdot T}{P} = \frac{0'09\cdot 0'082\cdot 343}{\frac{800}{760}} = 2'40\text{ L NO}$$

Calcule la magnitud indicada para cada una de las siguientes electrólisis.

a) La masa de Zn depositada en el cátodo al pasar una corriente de 1,87 A durante 42,5 min por una disolución acuosa concentrada de Zn^{2+} .

b) El tiempo necesario para producir 2,79 g de I_2 en el ánodo al pasar una corriente de 1,75 A por una disolución acuosa concentrada de KI.

Datos: Masas atómicas Zn = 65'4 ; I = 127 ; F = 96500 C/mol·e⁻.

QUÍMICA. 2017. RESERVA 1. EJERCICIO 6. OPCIÓN B

R E S O L U C I Ó N

a) Aplicamos la 2ª ley de Faraday.

$$m = \frac{Eq - g \cdot I \cdot t}{96500} = \frac{\frac{65'4}{2} \cdot 1'87 \cdot 2550}{96500} = 1'615 \text{ g}$$

b) Aplicamos la 2ª ley de Faraday.

$$m = \frac{Eq - g \cdot I \cdot t}{96500} \Rightarrow 2'79 = \frac{\frac{254}{2} \cdot 1'75 \cdot t}{96500} \Rightarrow t = 1.211'4 \text{ segundos}$$

Cuando el MnO_2 sólido reacciona con HCl se obtiene $\text{Cl}_2(\text{g})$, MnCl_2 y agua.

a) Ajuste las reacciones iónicas y molecular por el método del ión-electrón.

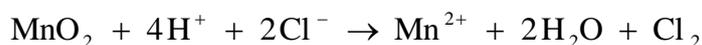
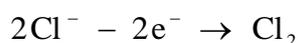
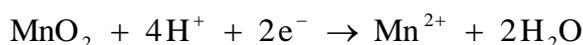
b) Calcule el volumen de cloro obtenido, medido a 20°C y 700 mmHg , cuando se añaden 150 mL de una disolución acuosa de ácido clorhídrico $0,5 \text{ M}$ a 2 g de un mineral que contiene un 75% de riqueza de MnO_2 .

Datos: Masas atómicas: $\text{O} = 16$; $\text{Mn} = 55$. $R = 0'082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$.

QUÍMICA. 2017. RESERVA 2. EJERCICIO 6. OPCIÓN B

R E S O L U C I Ó N

a)



b) El reactivo limitante es el MnO_2 , ya que:

$$2 \cdot 0'75 \text{ g MnO}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol MnO}_2}{87 \text{ g MnO}_2} = 0'017 \text{ moles MnO}_2$$

$$0'15 \cdot 0'5 = 0'075 \text{ moles HCl}$$

Por la estequiometría de la reacción, vemos que:

$$0'017 \text{ moles MnO}_2 \cdot \frac{4 \text{ moles HCl}}{1 \text{ mol MnO}_2} = 0'068 \text{ moles HCl}$$

Vemos que el MnO_2 reacciona totalmente y sobra HCl

Por lo tanto, por la estequiometría de la reacción, vemos que:

$$2 \cdot 0'75 \text{ g MnO}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol MnO}_2}{87 \text{ g MnO}_2} \cdot \frac{1 \text{ mol Cl}_2}{1 \text{ mol MnO}_2} = 0'017 \text{ moles Cl}_2$$

$$V = \frac{n \cdot R \cdot T}{P} = \frac{0'017 \cdot 0'082 \cdot 293}{\frac{700}{760}} = 0'44 \text{ L Cl}_2$$

A partir de los siguientes datos: $E^0(\text{Cl}_2/\text{Cl}^-) = 1'36 \text{ V}$; $E^0(\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}) = -0'76 \text{ V}$;
 $E^0(\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}) = 0'77 \text{ V}$; $E^0(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) = 0'34 \text{ V}$; $E^0(\text{H}^+/\text{H}_2) = 0'0 \text{ V}$.

a) Indique, razonando la respuesta, si el Cl_2 puede o no oxidar el catión Fe(II) a Fe(III) .

b) Calcule la fuerza electromotriz (ΔE^0) de la siguiente pila:

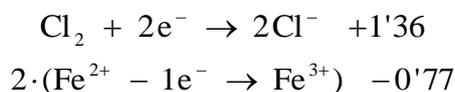


c) Si el voltaje de la siguiente pila: $\text{Cd(s)} \mid \text{Cd}^{2+}(\text{ac}) \parallel \text{Cu}^{2+}(\text{ac}) \mid \text{Cu(s)}$, es $\Delta E^0 = 0'743 \text{ V}$,
 ¿Cuál es el valor del potencial de reducción estándar del electrodo Cd^{2+}/Cd ?

QUÍMICA. 2017. RESERVA 3. EJERCICIO 4. OPCIÓN A

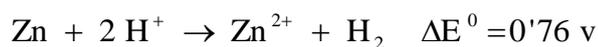
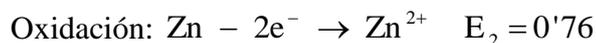
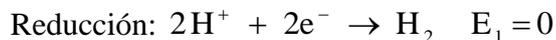
R E S O L U C I Ó N

a) Para que el ión ferroso se oxide, el cloro se tiene que reducir según la reacción:

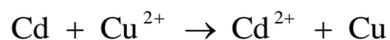
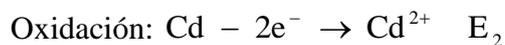


Como $\text{fem} > 0 \Rightarrow$ Si se produce la reacción.

b)



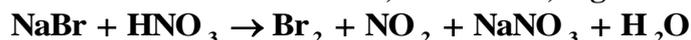
c)



$$\Delta E = 0'743 = E_1 + E_2 = 0'34 + E_2 \Rightarrow E_2 = 0'403 \text{ V}$$

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

El bromuro de sodio reacciona con el ácido nítrico, en caliente, según la siguiente ecuación:



a) Ajuste esta reacción por el método del ión electrón.

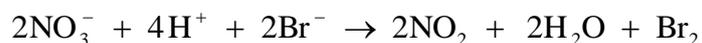
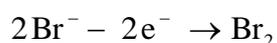
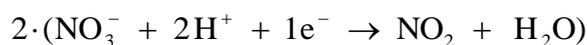
b) Calcule la masa de bromo que se obtiene cuando 100 g de bromuro de sodio se tratan con ácido nítrico en exceso.

Datos: Masas atómicas Br = 80 ; Na = 23 .

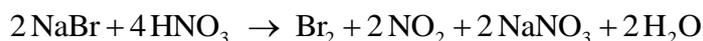
QUÍMICA. 2017. RESERVA 3. EJERCICIO 6. OPCIÓN B

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:

$$100 \text{ g NaBr} \cdot \frac{160 \text{ g Br}_2}{2 \cdot 103 \text{ g NaBr}} = 77'67 \text{ g Br}_2$$

Se construye una celda electrolítica colocando NaCl fundido en un vaso de precipitado con dos electrodos inertes de platino. Dicha celda se une a una fuente externa de energía eléctrica que produce una intensidad de 6 A durante 1 hora.

a) Indique los procesos que tienen lugar en la celda y calcule su potencial estándar.

b) Calcule la cantidad de producto obtenido en cada electrodo de la celda. Determine la cantidad en gramos si el producto es sólido y el volumen en litros a 0°C y 1 atm si es un gas.

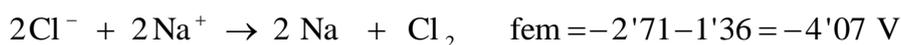
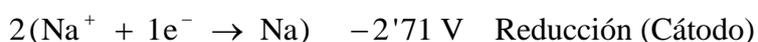
Datos: Masas atómicas Na = 23 ; Cl = 35'5 ; R = 0'082 atm·L·mol⁻¹·K⁻¹

$$E^0(\text{Na}^+/\text{Na}) = -2'71 \text{ V} ; E^0(\text{Cl}_2/\text{Cl}^-) = 1'36 \text{ V} ; F = 96500 \text{ C/mole}^-.$$

QUÍMICA. 2017. RESERVA 4. EJERCICIO 6. OPCIÓN A

R E S O L U C I Ó N

a)



b) Aplicamos la 2ª ley de Faraday.

$$m_{\text{Na}} = \frac{23 \cdot 6 \cdot 3600}{96500} = 5'148 \text{ g de Na}$$

$$m_{\text{Cl}_2} = \frac{\frac{71}{2} \cdot 6 \cdot 3600}{96500} = 7'946 \text{ g de Cl}_2$$

Calculamos el volumen:

$$V = \frac{n \cdot R \cdot T}{P} = \frac{\frac{7'946}{71} \cdot 0'082 \cdot 273}{1} = 2'5 \text{ L Cl}_2$$

Una muestra de 2,6 g de un mineral rico en Ag_2S , se trata en exceso con una disolución de HNO_3 concentrado, obteniéndose AgNO_3 , NO , 0,27 g de azufre elemental (S) y H_2O , siendo el rendimiento de la reacción del 97%.

a) Ajuste la reacción por el método del ión-electrón.

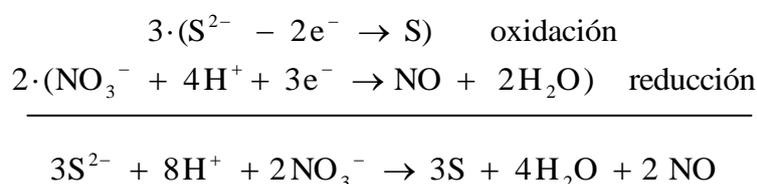
b) Calcule la pureza del mineral en Ag_2S .

Datos: Masas atómicas S = 32 ; Ag = 108 ; N = 14 .

QUÍMICA. 2017. RESERVA 4. EJERCICIO 6. OPCIÓN B

R E S O L U C I Ó N

a)



Ajustamos la ecuación molecular: $3\text{Ag}_2\text{S} + 8\text{HNO}_3 \rightarrow 3\text{S} + 4\text{H}_2\text{O} + 2\text{NO} + 6\text{AgNO}_3$

b) Como el rendimiento de la reacción es del 97 %, la cantidad obtenida de S al 100% sería:

$$0'27 \cdot \frac{100}{97} = 0'278 \text{ g S}$$

Teniendo en cuenta la estequiometría de la reacción calculamos los gramos de sulfuro de plata que reaccionan:

$$0'278 \text{ g S} \cdot \frac{3 \cdot 248 \text{ g Ag}_2\text{S}}{3 \cdot 32 \text{ g S}} = 2'15 \text{ g Ag}_2\text{S}$$

La pureza del mineral será:

$$\frac{2'15}{2'6} \cdot 100 = 82'7\%$$

El monóxido de nitrógeno (NO) se prepara según la reacción:



a) Ajuste la reacción molecular por el método del ión-electrón

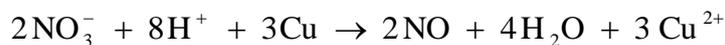
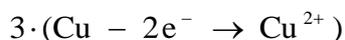
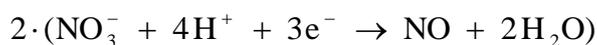
b) Calcule la masa de Cu que se necesita para obtener 0'5 L de NO medidos a 750 mmHg y 25°C.

Datos: Masa atómica Cu = 63'5; R = 0'082 atm·L·mol⁻¹·K⁻¹

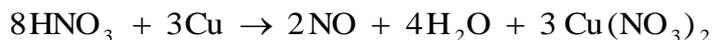
QUÍMICA. 2017. SEPTIEMBRE. EJERCICIO 6. OPCIÓN A

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) Vamos a calcular los moles que son 0'5 L de NO en esas condiciones

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T \Rightarrow n = \frac{P \cdot V}{R \cdot T} = \frac{\frac{750}{760} \cdot 0'5}{0'082 \cdot 298} = 0'02 \text{ moles}$$

Por la estequiometría de la reacción, vemos que:

$$0'02 \text{ moles NO} \cdot \frac{3 \text{ moles Cu}}{2 \text{ moles NO}} \cdot \frac{63'5 \text{ g Cu}}{1 \text{ mol Cu}} = 1'905 \text{ g Cu}$$

Cuando se electroliza cloruro de litio fundido se obtiene Cl_2 gaseoso y Li sólido. Si inicialmente se dispone de 15 g de LiCl

a) ¿Qué intensidad de corriente será necesaria para descomponerlo totalmente en 2 horas?

b) ¿Qué volumen de gas cloro, medido a 23°C y 755 mm Hg, se obtendrá en la primera media hora del proceso?.

Datos: Masas atómicas: Li = 7 ; Cl = 35'5 . F = 96500 C/mol e^-

$$R = 0'082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$$

QUÍMICA. 2017. SEPTIEMBRE. EJERCICIO 6. OPCIÓN B

R E S O L U C I Ó N



a) Calculamos la intensidad de corriente:

$$15 \text{ g LiCl} \cdot \frac{1 \text{ mol LiCl}}{42'5 \text{ g LiCl}} \cdot \frac{1 \text{ mol } e^-}{1 \text{ mol Li}^+} \cdot \frac{96500 \text{ C}}{1 \text{ mol } e^-} = 34058'82 \text{ C}$$

$$I = \frac{Q}{t} = \frac{34058'82}{7200} = 4'73 \text{ A}$$

b) Calculamos el volumen de cloro

$$Q = I \cdot t = 4'73 \cdot 1800 = 8514 \text{ C}$$

$$8514 \text{ C} \cdot \frac{1 \text{ mol } e^-}{96500 \text{ C}} \cdot \frac{1 \text{ mol Cl}_2}{2 \text{ mol } e^-} = 0'044 \text{ moles Cl}_2$$

$$V = \frac{nRT}{P} = \frac{0'044 \cdot 0'082 \cdot 296}{\frac{755}{760}} = 1'075 \text{ L de Cl}_2$$