

QUÍMICA

TEMA 7: REACCIONES REDOX

- Junio, Ejercicio 5, Opción A
- Reserva 1, Ejercicio 6, Opción B
- Reserva 2, Ejercicio 6, Opción A
- Reserva 2, Ejercicio 3, Opción B
- Reserva 3, Ejercicio 3, Opción A
- Reserva 3, Ejercicio 6, Opción B
- Reserva 4, Ejercicio 5, Opción A
- Septiembre, Ejercicio 3, Opción B

Dada la siguiente reacción redox:



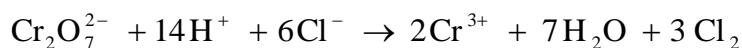
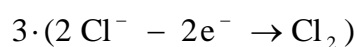
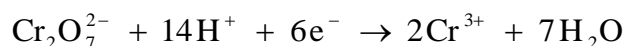
a) Ajuste la reacción por el método del ion-electrón.

b) Calcule la molaridad de la disolución de HCl si cuando reaccionan 25 mL de la misma con exceso de $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ producen 0'3 L de Cl_2 medidos en condiciones normales.

QUÍMICA. 2004. JUNIO. 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:

$$0'3 \text{ L Cl}_2 \cdot \frac{14 \text{ moles HCl}}{3 \cdot 22'4 \text{ L Cl}_2} = 0'0625 \text{ moles HCl}$$

$$M = \frac{0'0625}{0'025} = 2'5 \text{ M}$$

Al realizar la electrolisis de ZnCl_2 fundido, haciendo pasar durante cierto tiempo una corriente de 3 A a través de una celda electrolítica, se depositan 24'5 g de cinc metálico en el cátodo.

Calcule:

a) El tiempo que ha durado la electrolisis.

b) El volumen de cloro liberado en el ánodo, medido en condiciones normales.

Datos: $F = 96500 \text{ C}$. Masa atómica: $\text{Zn} = 65'4$.

QUÍMICA. 2004. RESERVA 1. EJERCICIO 6. OPCIÓN B

R E S O L U C I Ó N

a) Aplicamos la 2ª ley de Faraday.

$$24'5 = \frac{\frac{65'4}{2} \cdot 3 \cdot t}{96500} \Rightarrow t = 24100 \text{ segundos}$$

b) Aplicamos la 2ª ley de Faraday.

$$m = \frac{\frac{71}{2} \cdot 3 \cdot 24100}{96500} = 26'59 \text{ g}$$

Calculamos el volumen:

$$26'59 \text{ g} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{71 \text{ g Cl}_2} \cdot \frac{22'4 \text{ L}}{1 \text{ mol}} = 8'39 \text{ litros}$$

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

b) ¿Qué intensidad de corriente eléctrica hay que hacer pasar a través de una disolución acuosa de iones Au^{3+} si se quiere obtener 1 gramo de oro metálico en 30 minutos?

Datos: $F = 96500 \text{ C}$. Masas atómicas: $\text{Au} = 197$; $\text{Cu} = 63'5$.

QUÍMICA. 2004. RESERVA 2. EJERCICIO 6. OPCIÓN A

R E S O L U C I Ó N

a) Calculamos el número de equivalentes-gramo que se depositarán de cobre a partir de los datos de la disolución:

$$0'1 \cdot 0'25 = 0'025 \text{ moles} = 0'025 \cdot 63'5 \text{ g} = 1'5875 \text{ g}$$

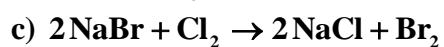
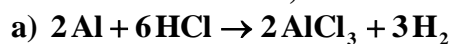
Aplicamos la 2ª ley de Faraday.

$$1'5875 = \frac{63'5}{2} \cdot 1'5 \cdot t \Rightarrow t = 3217 \text{ segundos}$$

b) Como antes, se calculan los equivalentes-gramo que hay en el gramo de oro, con éstos la carga necesaria y con ella y el tiempo se calcula intensidad:

$$1 = \frac{197}{3} \cdot I \cdot 1800 \Rightarrow I = \frac{3 \cdot 96500}{197 \cdot 1800} = 0'82 \text{ Amperios}$$

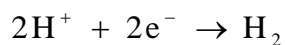
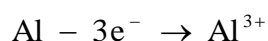
Indique, razonadamente, si cada una de las siguientes transformaciones es una reacción de oxidación-reducción, identificando, en su caso, el agente oxidante y el reductor:



QUÍMICA. 2004. RESERVA 2. EJERCICIO 3. OPCIÓN B

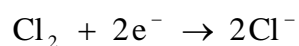
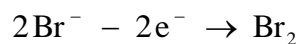
R E S O L U C I Ó N

a) Primera: se reduce el hidrógeno (oxidante) y se oxida el aluminio (reductor).



b) La segunda no es de oxidación reducción ya que ningún elemento cambia su estado de oxidación.

c) Tercera: se reduce el cloro (oxidante) y se oxida el bromuro (reductor).



Una pila electroquímica se representa por: $\text{Mg} \mid \text{Mg}^{2+}(1\text{M}) \parallel \text{Sn}^{2+}(1\text{M}) \mid \text{Sn}$.

a) Dibuje un esquema de la misma indicando el electrodo que hace de ánodo y el que hace de cátodo.

b) Escriba las semirreacciones que tienen lugar en cada semipila.

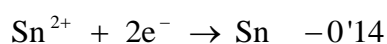
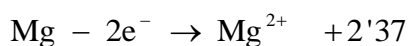
c) Indique el sentido del movimiento de los electrones por el circuito exterior.

$$E^0(\text{Mg}^{2+}/\text{Mg}) = -2'37 \text{ v}; E^0(\text{Sn}^{2+}/\text{Sn}) = -0'14 \text{ v}$$

QUÍMICA. 2004. RESERVA 3. EJERCICIO 3. OPCIÓN A

R E S O L U C I Ó N

Actuará como cátodo (polo positivo) el de mayor potencial de reducción, o sea, el par $E^0(\text{Sn}^{2+}/\text{Sn}) = -0'14 \text{ v}$ y como ánodo (polo negativo) el de menor potencial, el $E^0(\text{Mg}^{2+}/\text{Mg}) = -2'37 \text{ v}$. Los electrones fluirán del electrodo de magnesio al de estaño (siempre del ánodo al cátodo); se disolverá el magnesio metálico pasando a la disolución y se depositará el estaño de la disolución en el electrodo de estaño en forma metálica. Las reacciones que tiene lugar serán:



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

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

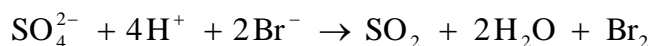
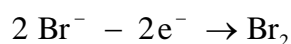
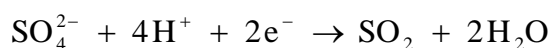
b) Calcule el volumen de SO_2 , medido a 700 mm de Hg y 25 °C, que se puede obtener a partir de 50 g de KBr y exceso de H_2SO_4 .

Datos: $R = 0'082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$. Masas atómicas: $\text{K} = 39$; $\text{Br} = 80$.

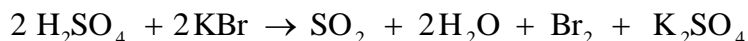
QUÍMICA. 2004. RESERVA 3. EJERCICIO 6. OPCIÓN B

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:

$$50 \text{ g} \cdot \frac{1 \text{ mol SO}_2}{2 \cdot 119 \text{ g KBr}} = 0'21 \text{ moles SO}_2$$

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T \Rightarrow V = \frac{n \cdot R \cdot T}{P} = \frac{0'21 \cdot 0'082 \cdot 298}{\frac{700}{760}} = 5'57 \text{ L}$$

Dada la siguiente reacción redox: $\text{Cu} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$

a) Ajústela por el método del ión-electrón.

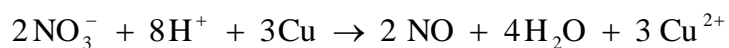
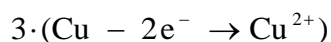
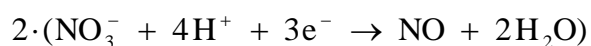
b) Calcule el volumen de NO, medido en condiciones normales, que se obtiene a partir de 7'5 g de Cu.

Masa atómica: Cu = 63'5.

QUÍMICA. 2004. RESERVA 4. 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:

$$7'5 \text{ g} \cdot \frac{2 \text{ moles NO}}{3 \cdot 63'5 \text{ g Cu}} = 0'079 \text{ moles NO}$$

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T \Rightarrow V = \frac{n \cdot R \cdot T}{P} = \frac{0'079 \cdot 0'082 \cdot 273}{1} = 1'77 \text{ L de NO}$$

La notación de una pila electroquímica es: $\text{Mg} \mid \text{Mg}^{2+}(1\text{M}) \parallel \text{Ag}^+(1\text{M}) \mid \text{Ag}$.

a) Calcule el potencial estándar de la pila.

b) Escriba y ajuste la ecuación química para la reacción que ocurre en la pila.

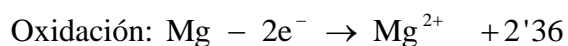
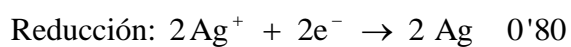
c) Indique la polaridad de los electrodos.

Datos: $E^0(\text{Ag}^+ / \text{Ag}) = 0'80 \text{ V}$; $E^0(\text{Mg}^{2+} / \text{Mg}) = -2'36 \text{ V}$

QUÍMICA. 2004. SEPTIEMBRE. EJERCICIO 3. OPCIÓN B

R E S O L U C I Ó N

a y b) Se reducirá el ión plata que tiene un potencial estándar de reducción mayor:



c) El ánodo (polaridad negativa) es donde ocurre la oxidación: el magnesio. El cátodo (polaridad positiva) donde ocurre la reducción: plata.