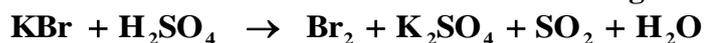


QUÍMICA

TEMA 7: REACCIONES REDOX

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

El bromuro de potasio reacciona con ácido sulfúrico concentrado según la reacción:



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

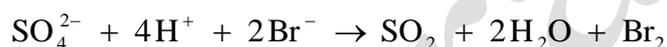
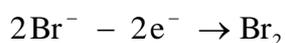
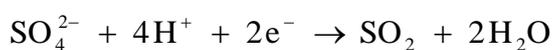
b) ¿Qué volumen de bromo líquido (densidad 2'92 g·mL⁻¹) se obtendrá al tratar 130 g de bromuro de potasio (KBr) con ácido sulfúrico en exceso?.

Masas atómicas: Br = 80 ; K = 39

QUIMICA. 2019. JUNIO. EJERCICIO 6. OPCIÓN B

R E S O L U C I Ó N

a) Ajustamos la reacción por el método del ión-electrón



La ecuación molecular ajustada será:



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

$$\left. \begin{array}{l} 2 \cdot 119 \text{ g KBr} \rightarrow 160 \text{ g Br}_2 \\ 130 \text{ g KBr} \rightarrow x \end{array} \right\} x = \frac{130 \cdot 160}{2 \cdot 119} = 87'39 \text{ g Br}_2$$

Luego:

$$v = \frac{m}{d} = \frac{87'39}{2'92} = 29'93 \text{ mL}$$

El ácido sulfúrico (H_2SO_4) reacciona con cobre metálico para dar sulfato de cobre(II) (CuSO_4), dióxido de azufre (SO_2) y agua, según la reacción:



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

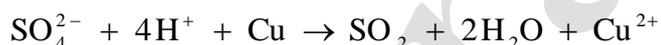
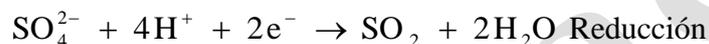
b) Determine el rendimiento de la reacción sabiendo que si se hace reaccionar 30 mL de una disolución de ácido sulfúrico 18 M con exceso de cobre metálico, se obtienen 35 g de sulfato de cobre(II).

Datos: masas atómicas relativas S = 32 ; O = 16 ; H = 1 ; Cu = 63'5

QUÍMICA. 2019. RESERVA 1. 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) Según la estequiometría de la reacción vemos que:

$$30 \text{ mL H}_2\text{SO}_4 \cdot \frac{18 \text{ moles H}_2\text{SO}_4}{1000 \text{ mL H}_2\text{SO}_4} \cdot \frac{1 \text{ mol CuSO}_4}{18 \text{ moles H}_2\text{SO}_4} \cdot \frac{159'5 \text{ g CuSO}_4}{1 \text{ mol CuSO}_4} = 43'065 \text{ g CuSO}_4$$

Calculamos el rendimiento de la reacción:

$$\frac{35 \text{ g}}{43'065 \text{ g}} \cdot 100 = 81'27 \%$$

Se electroliza una disolución acuosa de NiCl_2 pasando una corriente de 0,1 A durante 20 horas. Calcule:

a) La masa de níquel depositada en el cátodo.

b) El volumen de dicloro, medido a 760 mmHg y 0 °C, que se desprende en el ánodo.

Datos: $R = 0'082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$; $F = 96.500 \text{ C}$; masa atómica relativa Ni = 58'7.

QUÍMICA. 2019. RESERVA 1. EJERCICIO 6. OPCIÓN B

R E S O L U C I Ó N

a) Aplicamos la 2ª ley de Faraday:

$$m = \frac{Eq - g \cdot I \cdot t}{96500} = \frac{\frac{58'7}{2} \cdot 0'1 \cdot 72000}{96500} = 2'19 \text{ g}$$

b) Aplicamos la 2ª ley de Faraday:

$$m = \frac{Eq - g \cdot I \cdot t}{96500} = \frac{\frac{71}{2} \cdot 0'1 \cdot 72000}{96500} = 2'65 \text{ g}$$

Calculamos el volumen:

$$V = \frac{nRT}{P} = \frac{\frac{2'65}{71} \cdot 0'082 \cdot 273}{1} = 0'84 \text{ L de Cl}_2$$

a) Calcule la carga eléctrica necesaria para que se deposite en el cátodo todo el oro contenido en 1 L de disolución 0,1 M de AuCl_3 .

b) ¿Qué volumen de Cl_2 , medido a la presión de 740 mmHg y 25 °C, se desprenderá en el ánodo?

Datos: $F = 96.500 \text{ C}$; $R = 0'082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$; masas atómicas $\text{Cl} = 35'5$; $\text{Au} = 197$.

QUÍMICA. 2019. RESERVA 2. EJERCICIO 6. OPCIÓN A

R E S O L U C I Ó N

a) De acuerdo con la 2ª ley de Faraday, la cantidad de electricidad necesaria para depositar un equivalente de una sustancia es 96.500 C.

$$m = \frac{Eq - g \cdot I \cdot t}{96500} \Rightarrow 0'1 \cdot 197 = \frac{197}{3} \cdot I \cdot t \Rightarrow I \cdot t = \frac{96500 \cdot 0'1 \cdot 197}{\frac{197}{3}} = 28950 \text{ C}$$

b) Calculamos los moles de cloro

$$28950 \text{ C} \cdot \frac{1 \text{ mol } e^-}{96500 \text{ C}} \cdot \frac{1 \text{ mol } \text{Cl}_2}{2 \text{ moles } e^-} = 0'15 \text{ moles } \text{Cl}_2$$

Calculamos el volumen:

$$V = \frac{nRT}{P} = \frac{0'15 \cdot 0'082 \cdot 298}{\frac{740}{760}} = 3'76 \text{ L de } \text{Cl}_2$$

Para la siguiente reacción: $\text{H}_2\text{S} + \text{KMnO}_4 + \text{HCl} \rightarrow \text{S} + \text{MnCl}_2 + \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$

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

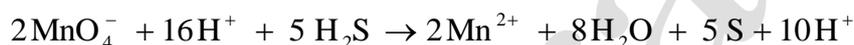
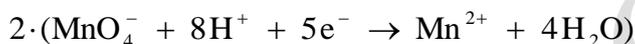
b) Calcule los gramos de MnCl_2 que se obtienen al mezclar 250 mL de una disolución 0,2 M de H_2S con 50 mL de una disolución 0,1 M de KMnO_4 .

Datos: masas atómicas relativas $\text{Cl} = 35,5$; $\text{Mn} = 54,9$

QUÍMICA. 2019. RESERVA 2. EJERCICIO 6. OPCIÓN B

R E S O L U C I Ó N

a)



Simplificando y pasando a la reacción molecular, se tiene:



b) El reactivo limitante es el KMnO_4 , ya que:

$$\text{Moles de } \text{KMnO}_4 = 0,1 \cdot 0,05 = 5 \cdot 10^{-3}$$

$$\text{Moles de } \text{H}_2\text{S} = 0,2 \cdot 0,25 = 0,05$$

$$0,005 \text{ moles } \text{KMnO}_4 \cdot \frac{5 \text{ moles } \text{H}_2\text{S}}{2 \text{ moles } \text{KMnO}_4} = 0,0125 \text{ moles } \text{H}_2\text{S}$$

Vemos que sobran $0,05 - 0,0125 = 0,0375$ moles H_2S

Calculamos los gramos que se obtienen de MnCl_2 . Por la estequiometría de la reacción, vemos que:

$$5 \cdot 10^{-3} \text{ moles } \text{KMnO}_4 \cdot \frac{2 \text{ moles } \text{MnCl}_2}{2 \text{ moles } \text{KMnO}_4} \cdot \frac{125,9 \text{ g } \text{MnCl}_2}{1 \text{ mol } \text{MnCl}_2} = 0,63 \text{ g } \text{MnCl}_2$$

Una pila galvánica tiene electrodos de cobre y cinc en disoluciones 1 M de los iones Cu^{2+} y Zn^{2+} .

- a) Escriba las semirreacciones que tienen lugar en el ánodo y en el cátodo.
 b) Calcule la f.e.m. de la pila y escriba su notación simplificada.
 c) Razone si alguno de los dos metales produciría hidrógeno gaseoso al ponerlo en contacto con ácido sulfúrico.

Potenciales estándar de reducción: $E^0(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) = 0'34 \text{ V}$; $E^0(\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}) = -0'76 \text{ V}$; $E^0(2\text{H}^+/\text{H}_2) = 0'00 \text{ V}$.

QUÍMICA. 2019. RESERVA 3. EJERCICIO 4. OPCIÓN A

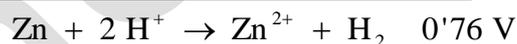
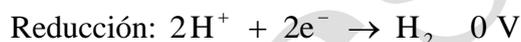
R E S O L U C I Ó N

a y b)

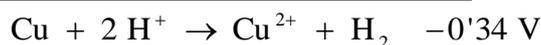
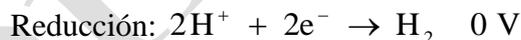


La notación de la pila sería: $\text{Zn(s)} \mid \text{Zn}^{2+}(\text{1M}) \parallel \text{Cu}^{2+}(\text{1M}) \mid \text{Cu(s)}$

c) El cinc si produce hidrógeno al ponerlo en contacto con sulfúrico, ya que:



El cobre no produce hidrógeno al ponerlo en contacto con sulfúrico, ya que:



Para la siguiente reacción: $\text{KClO}_3 + \text{KI} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{KCl} + \text{I}_2 + \text{KOH}$

a) Ajuste las reacciones iónica y molecular por el método del ion-electrón (medio básico).

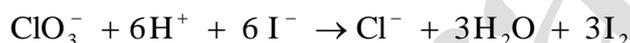
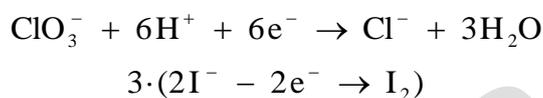
b) Calcule la masa de clorato de potasio (KClO_3) que se necesitará para obtener 15 gramos de yodo (I_2).

Datos: masas atómicas relativas $\text{K} = 39$; $\text{O} = 16$; $\text{I} = 127$; $\text{Cl} = 35'5$.

QUÍMICA. 2019. RESERVA 3. EJERCICIO 6. OPCIÓN B

R E S O L U C I Ó N

a)



Como la reacción transcurre en medio básico:



Simplificando, tenemos: $\text{ClO}_3^- + 6\text{I}^- + 3\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Cl}^- + 3\text{I}_2 + 6\text{OH}^-$

La ecuación molecular ajustada sería: $\text{KClO}_3 + 6\text{KI} + 3\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{KCl} + 3\text{I}_2 + 6\text{KOH}$

b) Como queremos obtener 15 g de yodo, tenemos:

$$15 \text{ g I}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol I}_2}{254 \text{ g I}_2} \cdot \frac{1 \text{ mol KClO}_3}{3 \text{ mol I}_2} \cdot \frac{122'5 \text{ g KClO}_3}{1 \text{ mol KClO}_3} = 2'41 \text{ g KClO}_3$$

Explique, mediante las correspondientes reacciones, qué sucede cuando en una disolución de sulfato de hierro(II) se introduce una lámina de:

a) Cobalto.

b) Zinc.

c) ¿Y si la disolución fuese de nitrato de hierro(II)?

Potenciales estándar de reducción: $E^0(\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}) = 0'40 \text{ V}$; $E^0(\text{Co}^{2+}/\text{Co}) = -0'28 \text{ V}$;

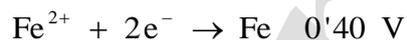
$E^0(\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}) = -0'76 \text{ V}$.

QUÍMICA. 2019. RESERVA 4. EJERCICIO 3. OPCIÓN A

R E S O L U C I Ó N

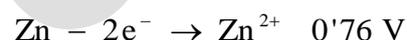
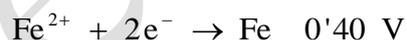
¡OJO! En el enunciado el dato de $E^0(\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}) = 0'40 \text{ V}$ está mal. Debería ser $E^0(\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}) = -0'44 \text{ V}$. No obstante el problema está resuelto con el dato que dan.

a)



Como $\text{fem} > 0 \Rightarrow$ Si se produce la reacción, luego la lámina de cobalto se disuelve.

b)



Como $\text{fem} > 0 \Rightarrow$ Si se produce la reacción, luego la lámina de zinc se disuelve.

c) Ocurriría lo mismo que en los apartados anteriores.

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

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

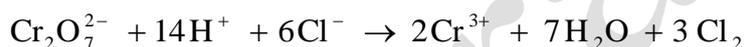
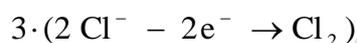
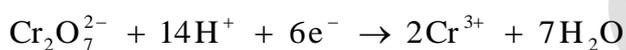
b) Si el rendimiento de la reacción es del 90 %, determine el volumen de gas cloro (Cl_2), medido a 80 °C y 700 mmHg, que se obtiene a partir de 125 g de dicromato de potasio ($\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$).

Datos: masas atómicas relativas $\text{K} = 39$; $\text{Cr} = 52$; $\text{O} = 16$; $R = 0'082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$.

QUÍMICA. 2019. RESERVA 4. 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:

$$125 \text{ g } \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 \cdot \frac{1 \text{ mol } \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7}{294 \text{ g } \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7} \cdot \frac{3 \text{ moles } \text{Cl}_2}{1 \text{ mol } \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7} = 1'28 \text{ moles } \text{Cl}_2 \cdot \frac{90}{100} = 1'152 \text{ moles } \text{Cl}_2$$

Calculamos el volumen

$$V = \frac{n \cdot R \cdot T}{P} = \frac{1'152 \cdot 0'082 \cdot 353}{\frac{700}{760}} = 36'2 \text{ L de } \text{Cl}_2$$

El estaño metálico es oxidado por el ácido nítrico concentrado, según la reacción:



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

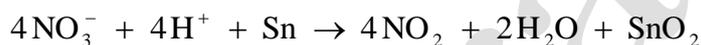
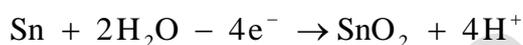
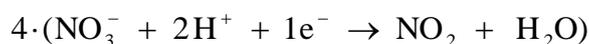
b) Calcule los gramos de estaño que reaccionan con 200 mL de disolución de ácido nítrico 2 M si el rendimiento de la reacción es del 90%.

Masa atómica: Sn = 118'7.

QUÍMICA. 2019. 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, pasamos a la ecuación molecular.



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

$$0'2 \cdot 2 \text{ moles HNO}_3 \cdot \frac{118'7 \text{ g Sn}}{4 \text{ moles HNO}_3} = 11'87 \cdot 0'9 = 10'68 \text{ g Sn}$$

Se hace pasar a través de 1 L de disolución de AgNO_3 0'1 M una corriente de 0'5 A durante 2 horas. Calcule:

a) La masa de plata que se deposita en el cátodo.

b) Los moles de ión plata que quedan en la disolución, una vez finalizada la electrólisis.

Datos: $F = 96500 \text{ C}$. Masa atómica: $\text{Ag} = 108$.

QUÍMICA. 2019. SEPTIEMBRE. EJERCICIO 6. OPCIÓN B

R E S O L U C I Ó N

a) Con la intensidad de corriente y el tiempo se calcula la carga que ha circulado por la disolución y aplicando la 2ª ley de Faraday se calculan los equivalentes-gramos de plata depositados. Con ellos y, teniendo en cuenta que la plata sólo transfiere 1 electrón, se calculan los gramos de plata.

$$m = \frac{Eq - g \cdot I \cdot t}{96500} = \frac{108 \cdot 0'5 \cdot 7200}{96500} = 4'03 \text{ g}$$

b) Restamos a los moles iniciales los que se ha depositado en el cátodo:

$$0'1 - \frac{4'03}{108} = 0'063 \text{ moles}$$

QUÍMICA

TEMA 7: REACCIONES REDOX

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

Los electrodos de aluminio y cobre de una pila galvánica se encuentran en contacto con una disolución de Al^{3+} y Cu^{2+} en una concentración 1 M.

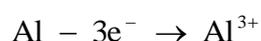
- a) Escriba e identifique las semirreacciones que se producen en el ánodo y en el cátodo.
 b) Calcule la f.e.m. de la pila y escriba su notación simplificada
 c) Razone si alguno de los dos metales produciría $\text{H}_2(\text{g})$ al ponerlo en contacto con ácido sulfúrico (H_2SO_4).

Datos: $E^0(\text{Al}^{3+}/\text{Al}) = -1'67 \text{ V}$; $E^0(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) = 0'34 \text{ V}$; $E^0(\text{H}^+/\text{H}_2) = 0'00 \text{ V}$

QUÍMICA. 2018. JUNIO. EJERCICIO 3. OPCIÓN A

R E S O L U C I Ó N

- a) El ánodo es el electrodo de aluminio que es donde se produce la reacción de oxidación



El cátodo es el electrodo de cobre que es donde se produce la reacción de reducción



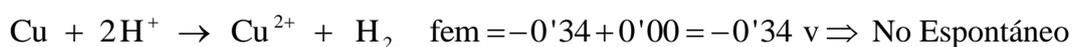
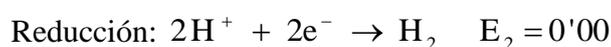
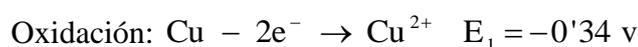
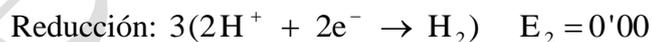
- b)



Para escribir la notación de la pila se empieza siempre escribiendo a la izquierda el proceso de oxidación (ánodo) y a continuación el de reducción (cátodo). La doble barra indica que los dos semielementos están separados por un puente salino.



- c) Calculamos si alguno reacciona con el sulfúrico



Para obtener el óxido de aluminio a partir de aluminio metálico se utiliza una disolución de dicromato de potasio en medio ácido:



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

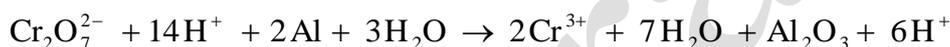
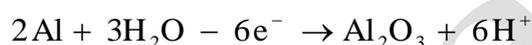
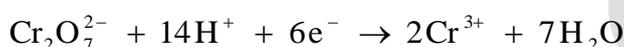
b) Calcule el volumen de disolución de $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ de una riqueza del 20% en masa y densidad 1'124g/mL que sería necesario para obtener 25 g de Al_2O_3 .

Datos: Masas atómicas relativas: Cr = 52; K = 39; Al = 27; O = 16

QUÍMICA. 2018. JUNIO EJERCICIO 6. OPCIÓN B

R E S O L U C I Ó N

a)



Ecuación iónica ajustada: $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 8\text{H}^+ + 2\text{Al} \rightarrow 2\text{Cr}^{3+} + 4\text{H}_2\text{O} + \text{Al}_2\text{O}_3$

Ecuación molecular ajustada:



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

$$25 \text{ g Al}_2\text{O}_3 \cdot \frac{1 \text{ mol Al}_2\text{O}_3}{102 \text{ g Al}_2\text{O}_3} \cdot \frac{1 \text{ mol K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7}{1 \text{ mol Al}_2\text{O}_3} = 0'245 \text{ moles K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$$

$$0'245 \text{ moles K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 \cdot \frac{294 \text{ g K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7}{1 \text{ mol K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7} \cdot \frac{100 \text{ g disolución}}{20 \text{ g K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7} \cdot \frac{1 \text{ mL disolución}}{1'124 \text{ g disolución}} = 320 \text{ mL}$$

Una moneda antigua de 25,2 g, que contiene Ag e impurezas inertes, se hace reaccionar con un exceso de HNO_3 . Teniendo en cuenta que los productos de reacción son AgNO_3 , NO y H_2O :

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

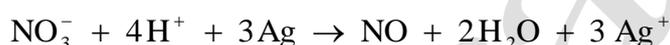
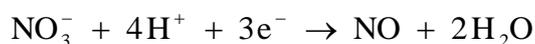
b) Calcule el porcentaje en masa de Ag en la moneda si en la reacción se desprenden 0,75 L de gas monóxido de nitrógeno, medido a 20°C y 750 mmHg.

Datos: $R = 0'082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$. Masa atómica relativa Ag = 108

QUÍMICA. 2018. 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) Vamos a calcular los moles de NO en esas condiciones

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T \Rightarrow n = \frac{P \cdot V}{R \cdot T} = \frac{\frac{750}{760} \cdot 0'75}{0'082 \cdot 293} = 0'03 \text{ moles}$$

Por la estequiometría de la reacción, vemos que:

$$0'03 \text{ moles NO} \cdot \frac{3 \text{ moles Ag}}{\text{moles NO}} \cdot \frac{108 \text{ g Ag}}{1 \text{ mol Ag}} = 9'72 \text{ g Ag}$$

Calculamos el porcentaje de plata

$$\frac{9'72 \text{ gr Ag}}{25,2 \text{ g}} \cdot 100 = 38'57\% \text{ de Ag}$$

En la reacción entre el permanganato de potasio (KMnO_4) y el yoduro de potasio (KI) en presencia de hidróxido de potasio (KOH) se obtiene manganato de potasio (K_2MnO_4), yodato de potasio (KIO_3) y agua.

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

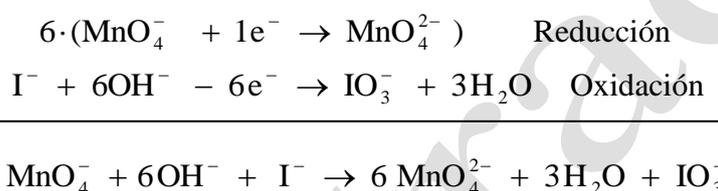
b) Calcule los gramos de KI necesarios para la reducción de 50 mL de una disolución 0,025 M de KMnO_4 .

Datos: Masas atómicas relativas $\text{I} = 127$; $\text{K} = 39$

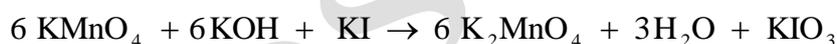
QUÍMICA. 2018. RESERVA 2. EJERCICIO 6. OPCIÓN A

R E S O L U C I Ó N

a)



Una vez que tenemos la ecuación iónica ajustada, añadimos los iones espectadores necesarios hasta completar la ecuación molecular ajustada, que será:



b) Calculamos los moles de permanganato

$$\text{moles KMnO}_4 = 0,05 \cdot 0,025 = 1,25 \cdot 10^{-3}$$

Por la estequiometría de la reacción vemos que:

$$1,25 \cdot 10^{-3} \text{ moles KMnO}_4 \cdot \frac{1 \text{ mol KI}}{6 \text{ moles KMnO}_4} \cdot \frac{166 \text{ g KI}}{1 \text{ mol KI}} = 0,035 \text{ g KI}$$

a) Determine la intensidad de corriente que hay que aplicar a una muestra de 0,1 kg de bauxita que contiene un 60% de Al_2O_3 para la electrolisis total hasta aluminio en un tiempo de 10 h.

b) ¿Cuántos gramos de aluminio se depositan cuando han transcurrido 30 minutos si la intensidad es 10 A?

Datos: $F = 96500 \text{ C/mol}$. Masas atómicas relativas $\text{Al} = 27$; $\text{O} = 16$

QUÍMICA. 2018. RESERVA 2. EJERCICIO 6. OPCIÓN B

R E S O L U C I Ó N

a) Calculamos la cantidad de aluminio que hay en 0,1 kg de bauxita

$$100 \cdot \frac{60}{100} = 60 \text{ g de } \text{Al}_2\text{O}_3$$

$$\left. \begin{array}{l} 102 \text{ g } \text{Al}_2\text{O}_3 \rightarrow 54 \text{ g Al} \\ 60 \text{ g } \text{Al}_2\text{O}_3 \rightarrow x \end{array} \right\} x = 31'76 \text{ g Al}$$

Aplicamos la 2ª ley de Faraday:

$$m = \frac{Eq - g \cdot I \cdot t}{96500} \Rightarrow 31'76 = \frac{\frac{27}{3} \cdot I \cdot 36.000}{96500} \Rightarrow I = 9'46 \text{ Amperios}$$

b) Calculamos la masa de aluminio

$$m = \frac{Eq - g \cdot I \cdot t}{96500} = \frac{\frac{27}{3} \cdot 10 \cdot 1800}{96500} = 1'68 \text{ g}$$

100 gramos de bromuro de sodio (NaBr) se tratan con una disolución de ácido nítrico (HNO₃) concentrado de densidad 1,39 g/mL y 70% de riqueza en masa, dando como productos de la reacción Br₂, NO₂, NaNO₃ y H₂O:

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

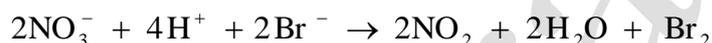
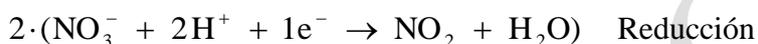
b) Calcule el volumen de ácido necesario para completar la reacción.

Datos: Masas atómicas relativas Br = 80, Na = 23, O = 16, N = 14, H = 1

QUÍMICA. 2018. RESERVA 3. EJERCICIO 6. OPCIÓN A

R E S O L U C I Ó N

a)



La ecuación molecular ajustada es:



b) Calculamos el volumen de HNO₃

$$100 \text{ g NaBr} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{103 \text{ g NaBr}} = 0'97 \text{ moles NaBr}$$

Por la estequiometría de la reacción, vemos que, por cada mol de NaBr reaccionan 2 moles de HNO₃, es decir, en nuestro caso, 1'94 moles de HNO₃.

Calculamos la molaridad de la disolución que nos dan.

$$M = \frac{\frac{\text{g}}{\text{Pm}}}{1\text{L}} = \frac{1390 \cdot 0'7}{63} = 15'44 \text{ M} = \frac{\text{moles}}{V} = \frac{1'94}{V} \Rightarrow V = 0'125 \text{ L} = 125'64 \text{ mL}$$

El principal método de obtención del aluminio comercial es la electrolisis de las sales de Al^{3+} fundidas.

- a) ¿Cuántos culombios deben pasar a través del fundido para depositar 1 kg de aluminio?
b) Si una cuba electrolítica industrial de aluminio opera con una intensidad de corriente de $4 \cdot 10^4 \text{ A}$, ¿cuánto tiempo será necesario para producir 1 kg de aluminio?

Datos: $F = 96500 \text{ C/mol}$. Masa atómica relativa $\text{Al} = 27$

QUÍMICA. 2018. RESERVA 3. EJERCICIO 6. OPCIÓN B

R E S O L U C I Ó N

- a) Aplicamos la 2ª ley de Faraday.

$$m = \frac{Eq - g \cdot I \cdot t}{96500} \Rightarrow I \cdot t = \frac{96500 \cdot m}{Eq - g} = \frac{96500 \cdot 1000}{\frac{27}{3}} = 10722222'2 \text{ Culombios}$$

- b)

$$m = \frac{Eq - g \cdot I \cdot t}{96500} \Rightarrow t = \frac{96500 \cdot m}{Eq - g \cdot I} = \frac{96500 \cdot 1000}{\frac{27}{3} \cdot 40000} = 268 \text{ segundos}$$

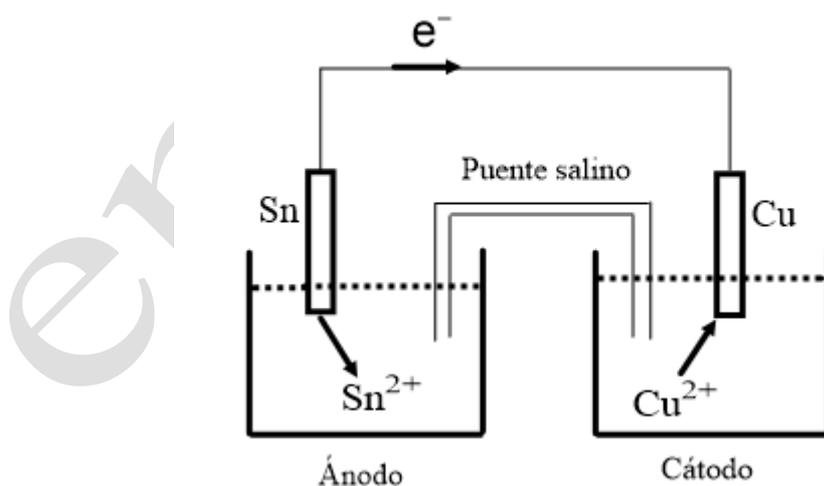
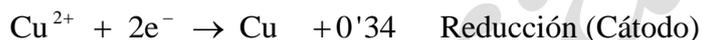
Los potenciales normales de reducción de Sn^{2+}/Sn y Cu^{2+}/Cu son $-0,14 \text{ V}$ y $0,34 \text{ V}$, respectivamente. Si con ambos electrodos se construye una pila:

- Escriba e identifique las semirreacciones que se producen en el ánodo y en el cátodo.
- Dibuje un esquema de la misma, señalando el sentido en el que se mueven los electrones.
- Calcule la f.e.m. de la pila.

QUÍMICA. 2018. RESERVA 4. EJERCICIO 4. 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 $E^0(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu})=0,34 \text{ v}$ y como ánodo (polo negativo) el de menor potencial, el $E^0(\text{Sn}^{2+}/\text{Sn})=-0,14 \text{ v}$. Los electrones fluirán del electrodo de estaño al de cobre (siempre del ánodo al cátodo); se disolverá el estaño metálico pasando a la disolución y se depositará el cobre de la disolución en el electrodo de estaño en forma metálica. Las reacciones que tiene lugar serán:



Una muestra que contiene sulfuro de calcio se trata con ácido nítrico concentrado hasta reacción completa, según: $\text{CaS} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{NO} + \text{SO}_2 + \text{Ca}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{O}$

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

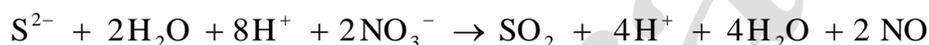
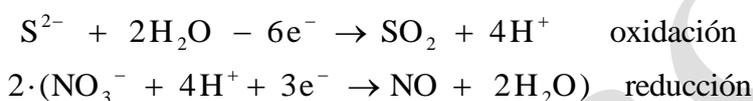
b) Calcule la riqueza (%) en sulfuro de calcio de la muestra, sabiendo que al añadir ácido nítrico concentrado a 35 g de muestra se obtienen 18 L de NO, medidos a 20°C y 700 mmHg.

Datos: $R = 0'082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$. Masas atómicas relativas: Ca = 40; S = 32.

QUÍMICA. 2018 RESERVA 4. EJERCICIO 6. OPCIÓN B

R E S O L U C I Ó N

a)



Simplificando, tenemos que: $\text{S}^{2-} + 4\text{H}^+ + 2\text{NO}_3^- \rightarrow \text{SO}_2 + 2\text{H}_2\text{O} + 2\text{NO}$

Ajustamos la ecuación molecular: $\text{CaS} + 4\text{HNO}_3 \rightarrow \text{SO}_2 + 2\text{H}_2\text{O} + 2\text{NO} + \text{Ca}(\text{NO}_3)_2$

b) Calculamos los moles de NO.

$$n = \frac{P \cdot V}{R \cdot T} = \frac{\frac{700}{760} \cdot 18}{0'082 \cdot 293} = 0'69 \text{ moles de NO}$$

Por la estequiometría de la reacción sabemos que:

$$0'69 \text{ moles} \cdot \frac{72 \text{ gr CaS}}{2 \text{ moles NO}} = 24'84 \text{ g CaS}$$

Calculamos la riqueza de la muestra:

$$\frac{24'84 \text{ g CaS puros}}{35 \text{ gr muestra}} \cdot 100 = 70'97 \%$$

Se lleva a cabo la electrolisis de ZnBr_2 fundido.

a) Calcule cuánto tiempo tardará en depositarse 1 g de Zn si la corriente es de 10 A.

b) Si se utiliza la misma intensidad de corriente en la electrolisis de una sal fundida de vanadio y se depositan 3,8 g de este metal en 1 h, ¿cuál será la carga del ion vanadio en esta sal?

Datos: $F = 96500 \text{ C/mol}$. Masas atómicas relativas $V = 50'9$; $Zn = 65'4$

QUÍMICA. 2018. SEPTIEMBRE. EJERCICIO 6. OPCIÓN A

R E S O L U C I Ó N

a) La semireacción que tiene lugar es: $\text{Zn}^{2+} + 2e^- \rightarrow \text{Zn}$

Aplicamos la 2ª ley de Faraday.

$$1 = \frac{65'4}{2} \cdot 10 \cdot t \Rightarrow t = 295'11 \text{ segundos}$$

b) Aplicamos la 2ª ley de Faraday.

$$3'8 = \frac{50'9}{c} \cdot 10 \cdot 3600 \Rightarrow c = 5$$

Luego, la carga del ión vanadio es +5

El permanganato de potasio (KMnO_4), en medio ácido sulfúrico (H_2SO_4), reacciona con el peróxido de hidrógeno (H_2O_2) dando lugar a sulfato de manganeso(II) (MnSO_4), oxígeno (O_2), sulfato de potasio (K_2SO_4) y agua.

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

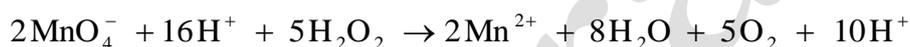
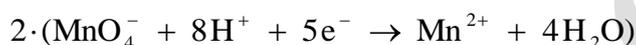
b) ¿Qué volumen de O_2 medido a 900 mmHg y 80°C se obtiene a partir de 100 g de KMnO_4 ?

Datos: $R = 0'082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$. Masas atómicas relativas $\text{Mn} = 55$; $\text{K} = 39$; $\text{O} = 16$

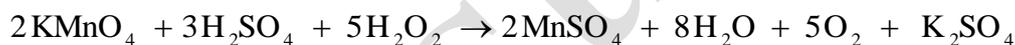
QUÍMICA. 2018. SEPTIEMBRE. EJERCICIO 6. OPCIÓN B

RESOLUCIÓN

a)



Simplificando y pasando a la reacción molecular, se tiene:



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

$$100 \text{ g KMnO}_4 \cdot \frac{5 \text{ moles O}_2}{2 \cdot 158 \text{ g KMnO}_4} = 1'58 \text{ moles O}_2$$

$$V = \frac{n \cdot R \cdot T}{P} = \frac{1'58 \cdot 0'082 \cdot 353}{\frac{900}{760}} = 38'62 \text{ L de O}_2$$