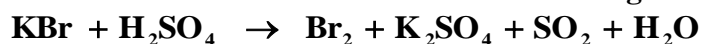


QUÍMICA

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.

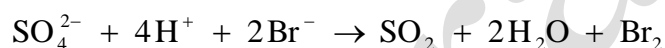
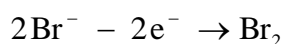
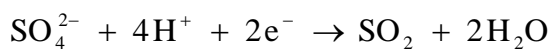
b) ¿Qué volumen de bromo líquido (densidad 2'92 g·mL⁻¹) se obtendrá al tratar 130 g de bromuro de potasio (KBr) con ácido sulfúrico en exceso?.

Masas atómicas: Br = 80 ; K = 39

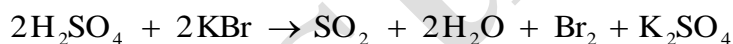
QUIMICA. 2019. JUNIO. EJERCICIO 6. OPCIÓN B

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.

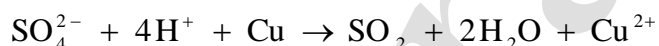
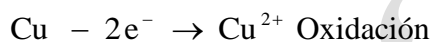
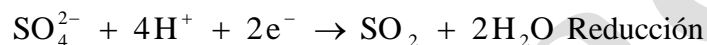
b) Determine el rendimiento de la reacción sabiendo que si se hace reaccionar 30 mL de una disolución de ácido sulfúrico 18 M con exceso de cobre metálico, se obtienen 35 g de sulfato de cobre(II).

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:

$$30 \text{ mL H}_2\text{SO}_4 \cdot \frac{18 \text{ moles H}_2\text{SO}_4}{1000 \text{ mL H}_2\text{SO}_4} \cdot \frac{1 \text{ mol CuSO}_4}{2 \text{ moles H}_2\text{SO}_4} \cdot \frac{159'5 \text{ g CuSO}_4}{1 \text{ mol CuSO}_4} = 43'065 \text{ g CuSO}_4$$

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 $\text{Ni} = 58'7$.

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.

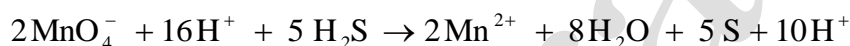
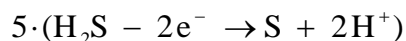
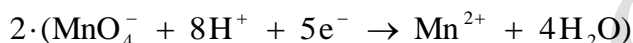
b) Calcule los gramos de MnCl_2 que se obtienen al mezclar 250 mL de una disolución 0,2 M de H_2S con 50 mL de una disolución 0,1 M de KMnO_4 .

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+} .

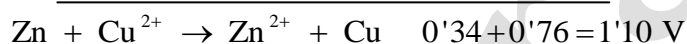
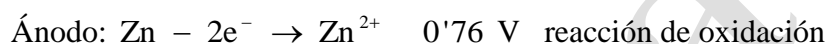
- a) Escriba las semirreacciones que tienen lugar en el ánodo y en el cátodo.
 b) Calcule la f.e.m. de la pila y escriba su notación simplificada.
 c) Razone si alguno de los dos metales produciría hidrógeno gaseoso al ponerlo en contacto con ácido sulfúrico.

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

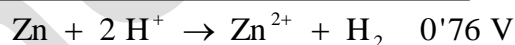
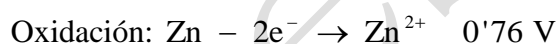
R E S O L U C I Ó N

a y b)

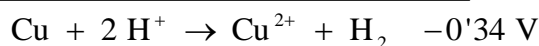
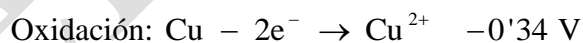
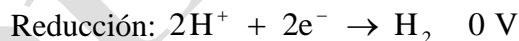


La notación de la pila sería: $\text{Zn(s)} \mid \text{Zn}^{2+}(\text{1M}) \parallel \text{Cu}^{2+}(\text{1M}) \mid \text{Cu(s)}$

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).

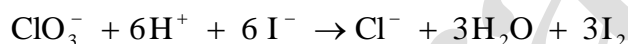
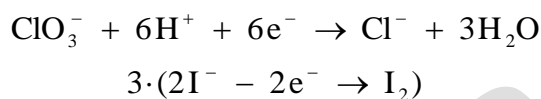
b) Calcule la masa de clorato de potasio (KClO_3) que se necesitará para obtener 15 gramos de yodo (I_2).

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

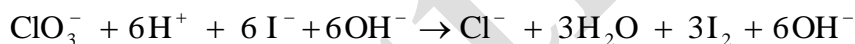
QUÍMICA. 2019. RESERVA 3. EJERCICIO 6. OPCIÓN B

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

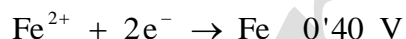
$E^0(\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}) = -0'76 \text{ V}$.

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

R E S O L U C I Ó N

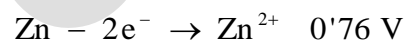
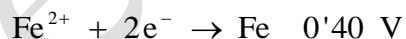
¡OJO! En el enunciado el dato de $E^0(\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}) = 0'40 \text{ V}$ está mal. Debería ser $E^0(\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}) = -0'44 \text{ V}$. No obstante el problema está resuelto con el dato que dan.

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.

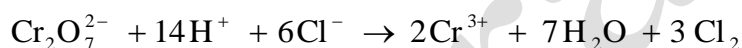
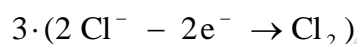
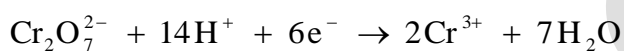
b) Si el rendimiento de la reacción es del 90 %, determine el volumen de gas cloro (Cl_2), medido a 80 °C y 700 mmHg, que se obtiene a partir de 125 g de dicromato de potasio ($\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$).

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.

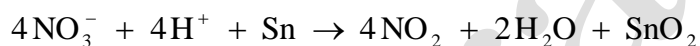
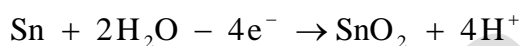
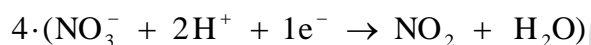
b) Calcule los gramos de estaño que reaccionan con 200 mL de disolución de ácido nítrico 2 M si el rendimiento de la reacción es del 90%.

Masa atómica: Sn = 118'7.

QUÍMICA. 2019. SEPTIEMBRE. EJERCICIO 6. OPCIÓN A

RESOLUCIÓN

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:

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