

QUÍMICA

TEMA 7: REACCIONES REDOX

- Junio, Ejercicio C4
- Reserva 1, Ejercicio C4
- Reserva 2, Ejercicio B4
- Reserva 2, Ejercicio C4
- Reserva 3, Ejercicio B5
- Reserva 3, Ejercicio C2
- Reserva 4, Ejercicio B5
- Reserva 4, Ejercicio C4
- Julio, Ejercicio C4

emestrada

El Cl_2 es un gas corrosivo por lo que se sintetiza en el laboratorio a través de la siguiente reacción: $\text{KMnO}_4(\text{ac}) + \text{HCl}(\text{ac}) \rightarrow \text{KCl}(\text{ac}) + \text{MnCl}_2(\text{ac}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) + \text{Cl}_2$

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

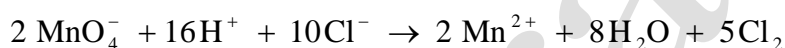
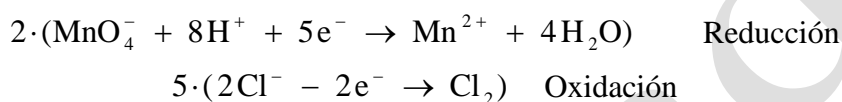
b) Calcule el volumen de Cl_2 obtenido a 0°C y 1 atm de presión a partir de 30 mL de una disolución 0'5 M de KMnO_4 y 50 mL de una disolución 0'25 M de HCl.

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

QUÍMICA. 2024. JUNIO. EJERCICIO C4

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) Tenemos que ver cuál es el reactivo limitante

$$50 \text{ mL HCl} \cdot \frac{0'25 \text{ moles HCl}}{1000 \text{ mL}} \cdot \frac{2 \text{ moles KMnO}_4}{16 \text{ moles HCl}} = 1'5625 \cdot 10^{-3} \text{ moles KMnO}_4$$

Luego, el reactivo limitante es el HCl

Por la estequiometría de la reacción vemos que:

$$50 \text{ mL HCl} \cdot \frac{0'25 \text{ moles HCl}}{1000 \text{ mL}} \cdot \frac{5 \text{ moles Cl}_2}{16 \text{ moles HCl}} \cdot \frac{22'4 \text{ L}}{1 \text{ mol Cl}_2} = 0'0875 \text{ L Cl}_2$$

El níquel metálico reacciona con ácido nítrico concentrado según la reacción:



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

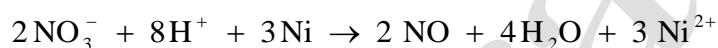
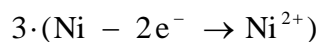
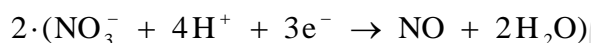
b) Calcule la masa de níquel que podrá oxidarse con 1 mL de ácido nítrico comercial del 70% de riqueza en masa y densidad $1'42 \text{ g} \cdot \text{mL}^{-1}$.

Datos: Masas atómicas relativas: Ni = 58'7 ; N = 14 ; O = 16 ; H = 1

QUÍMICA. 2024. RESERVA 1. EJERCICIO C4

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)

$$1 \text{ mL} \cdot \frac{1'42 \text{ g disol}}{1 \text{ mL}} \cdot \frac{70 \text{ g HNO}_3}{100 \text{ g disol}} \cdot \frac{1 \text{ mol HNO}_3}{63 \text{ g HNO}_3} \cdot \frac{3 \text{ moles Ni}}{8 \text{ moles HNO}_3} \cdot \frac{58'7 \text{ g Ni}}{1 \text{ mol Ni}} = 0'347 \text{ g Ni}$$

Dada la pila: $\text{Al(s)} \mid \text{Al}^{3+}(\text{ac}) \parallel \text{Cu}^{2+}(\text{ac}) \mid \text{Cu(s)}$

a) Justifique, escribiendo la semirreacción que tiene lugar en cada uno, cuál es el ánodo y cuál el cátodo.

b) Calcule el potencial estándar de la pila.

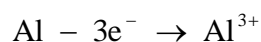
c) Razone qué ocurriría si se sustituyera el electrodo de aluminio por uno de plata.

Datos: $E^0(\text{Al}^{3+} / \text{Al}) = -1'66 \text{ V}$; $E^0(\text{Cu}^{2+} / \text{Cu}) = 0'34 \text{ V}$; $E^0(\text{Ag}^+ / \text{Ag}) = 0'80 \text{ V}$

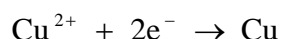
QUÍMICA. 2024. RESERVA 2. EJERCICIO B4

R E S O L U C I Ó N

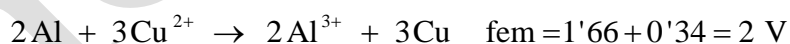
a) El ánodo es el electrodo de aluminio que es donde se produce la reacción de oxidación



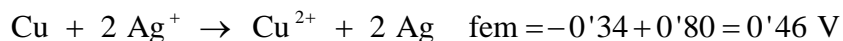
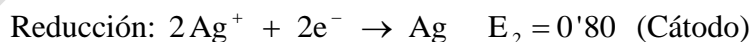
El cátodo es el electrodo de cobre que es donde se produce la reacción de reducción



b) Calculamos el potencial de la pila:



c)



El estaño reacciona con ácido nítrico y se forma dióxido de estaño, monóxido de nitrógeno y agua.



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

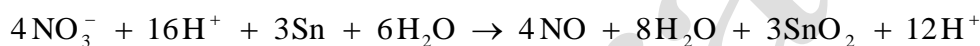
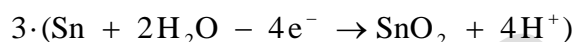
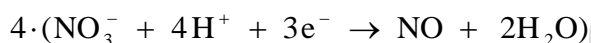
b) Se dispone de una aleación de estaño empleada para soldar componentes electrónicos. Para determinar su pureza se hacen reaccionar 50 g con ácido nítrico en exceso. Calcule el porcentaje de Sn en la aleación si en el proceso se obtienen 6,75 L de NO a 785 mmHg y 28 °C.

Datos: Masa atómica relativa: Sn = 118'7; R = 0'082 atm · L · K⁻¹ · mol⁻¹

QUÍMICA. 2024. RESERVA 2. EJERCICIO C4

R E S O L U C I Ó N

a)



Simplificamos: $4\text{NO}_3^- + 4\text{H}^+ + 3\text{Sn} \rightarrow 4\text{NO} + 2\text{H}_2\text{O} + 3\text{SnO}_2$

Una vez que ya tenemos ajustada la ecuación iónica, pasamos a la ecuación molecular.



b) Calculamos los moles de NO

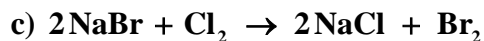
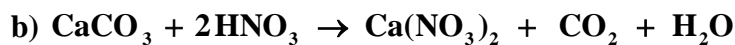
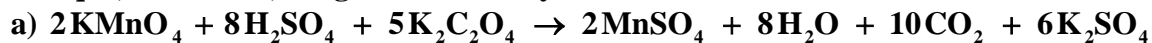
$$n = \frac{P \cdot V}{R \cdot T} = \frac{\frac{785}{760} \cdot 6'75}{0'082 \cdot 301} = 0'28 \text{ moles de NO}$$

Por la estequiometría de la reacción, vemos que:

$$0'28 \text{ moles NO} \cdot \frac{3 \text{ moles Sn}}{4 \text{ moles NO}} \cdot \frac{118'7 \text{ g Sn}}{1 \text{ mol Sn}} = 24'93 \text{ g Sn}$$

Luego, el porcentaje de Sn en la muestra es: $24'93 \cdot \frac{100}{50} = 49'86\%$ de Sn

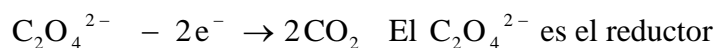
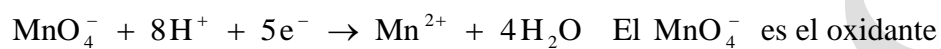
Para cada una de las reacciones siguientes justifique si se trata de reacciones redox o no. Indique, en su caso, el agente oxidante y el reductor.



QUÍMICA. 2024. RESERVA 3. EJERCICIO B5

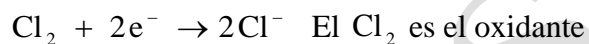
R E S O L U C I Ó N

a) Es una reacción redox



b) No es una reacción redox, ya que no cambian los estados de oxidación

c) Es una reacción redox



Basándose en las semirreacciones correspondientes, calcule:

a) El tiempo necesario para que todo el cobre contenido en 250 mL de una disolución acuosa 0,1 M de iones Cu^{2+} se deposite como cobre metálico, cuando se hace pasar una corriente eléctrica de 1,5 A.

b) La intensidad de corriente eléctrica que se debe hacer pasar a través de una disolución acuosa de iones Au^{3+} , si se quiere obtener 1 g de oro metálico en 30 minutos.

Datos: $F = 96500 \text{ C} \cdot \text{mol}^{-1}$. Masas atómicas relativas: $\text{Au} = 197$; $\text{Cu} = 63,5$

QUÍMICA. 2024. RESERVA 3. EJERCICIO C2

R E S O L U C I Ó N

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

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.

$$1,5875 = \frac{\frac{63,5}{2} \cdot 1,5 \cdot t}{96500} \Rightarrow t = 3217 \text{ segundos}$$

b) La reacción que tiene lugar es: $\text{Au}^{3+} + 3\text{e}^{-} \rightarrow \text{Au}$

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:

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

Se construye una pila galvánica con un electrodo de cobre, un electrodo de plata, una disolución 1 M de CuSO_4 y una disolución 1 M de AgNO_3

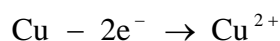
- Indique, razonadamente, cuál es el cátodo y cuál es el ánodo de la pila.
- Escriba la notación de la pila y establezca cuál es el sentido de circulación de los electrones en la misma.
- Determine el potencial estándar de la pila.

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

QUÍMICA. 2024. RESERVA 4. EJERCICIO B5

R E S O L U C I Ó N

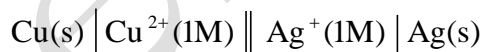
a) El ánodo es el electrodo de cobre que es donde se produce la reacción de oxidación. El cobre (Cu^{2+}) es el reductor, ya que cede electrones.



El cátodo es el electrodo de plata que es donde se produce la reacción de reducción. La plata es el oxidante, ya que gana electrones.

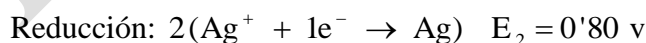
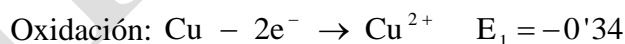


b) Para escribir la notación de la pila se empieza siempre escribiendo a la izquierda el proceso de oxidación (ánodo) y a continuación el de reducción (cátodo). La doble barra indica que los dos semielementos están separados por un puente salino.



El sentido de circulación de los electrones es del ánodo al cátodo

c) Calculamos el potencial de la pila:



En una cuba se electroliza CaCl_2 fundido. Basándose en las semirreacciones correspondientes, calcule:

a) Los gramos de calcio que se depositarán si se hace pasar por la cuba una corriente de 0,5 A durante 30 min.

b) El volumen de $\text{Cl}_2(\text{g})$, medido a 25 °C y 740 mmHg, que se desprenderá.

Datos: Masas atómicas relativas: $\text{Cl} = 35'5$; $\text{Ca} = 40$;

$F = 96.500 \text{ C} \cdot \text{mol}^{-1}$; $R = 0'082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$

QUÍMICA. 2024. RESERVA 4. EJERCICIO C4

R E S O L U C I Ó N

a) Aplicamos la 2ª ley de Faraday.

$$m = \frac{E_{\text{q-g}} \cdot I \cdot t}{96500} = \frac{\frac{40}{2} \cdot 0'5 \cdot 30 \cdot 60}{96500} = 0'187 \text{ g de Ca}$$

b)

$$m = \frac{E_{\text{q-g}} \cdot I \cdot t}{96500} = \frac{\frac{71}{2} \cdot 0'5 \cdot 30 \cdot 60}{96500} = 0'331 \text{ g de Cl}_2$$

Calculamos el volumen:

$$V = \frac{n \cdot R \cdot T}{P} = \frac{\frac{0'331}{71} \cdot 0'082 \cdot 298}{\frac{740}{760}} = 0'117 \text{ L de Cl}_2$$

El clorato de potasio reacciona con hidróxido de cromo(III) en medio básico:



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

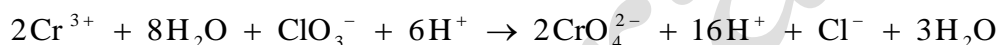
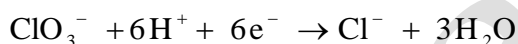
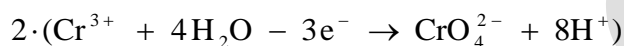
b) ¿Cuántos gramos de $\text{Cr}(\text{OH})_3$ del 90% de riqueza se necesitan para reaccionar completamente con 50 mL de una disolución de KClO_3 0,55 M?

Masas atómicas relativas: Cr = 52 ; O = 16 ; H = 1

QUÍMICA. 2024. JULIO. EJERCICIO C4

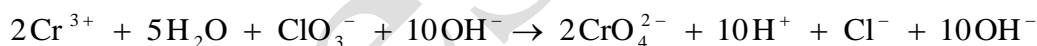
R E S O L U C I Ó N

a)



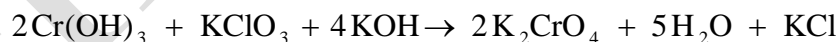
Simplificando, tenemos: $2\text{Cr}^{3+} + 5\text{H}_2\text{O} + \text{ClO}_3^- \rightarrow 2\text{CrO}_4^{2-} + 10\text{H}^+ + \text{Cl}^-$.

Esta es la ecuación iónica ajustada en medio ácido, pero el problema nos dice que estamos en medio básico (KOH), entonces añadimos a los dos términos los OH^- necesarios para neutralizar los H^+ .



Simplificando, nos queda: $2\text{Cr}^{3+} + \text{ClO}_3^- + 10\text{OH}^- \rightarrow 2\text{CrO}_4^{2-} + \text{Cl}^- + 5\text{H}_2\text{O}$

Una vez que ya tenemos ajustada la ecuación iónica en medio básico, pasamos a la molecular, sumando en los dos términos los iones que faltan.



b) Calculamos los gramos de $\text{Cr}(\text{OH})_3$

Por la estequiometría de la reacción, vemos que:

$$50 \text{ mL KClO}_3 \cdot \frac{1 \text{ mol KClO}_3}{1000 \text{ mL KClO}_3} \cdot \frac{2 \text{ moles Cr}(\text{OH})_3}{1 \text{ mol KClO}_3} \cdot \frac{103 \text{ g Cr}(\text{OH})_3}{1 \text{ mol de Cr}(\text{OH})_3} = 10'3 \text{ g Cr}(\text{OH})_3 \text{ puros}$$

$$\text{Luego: } 10'3 \text{ g} \cdot \frac{100}{90} = 11'44 \text{ g Cr}(\text{OH})_3$$