

QUÍMICA

TEMA 7: REACCIONES REDOX

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

El gas cloro se puede obtener por reacción de ácido clorhídrico con ácido nítrico, produciéndose simultáneamente dióxido de nitrógeno y agua.

a) Ajuste la ecuación iónica y molecular por el método del ión-electrón.

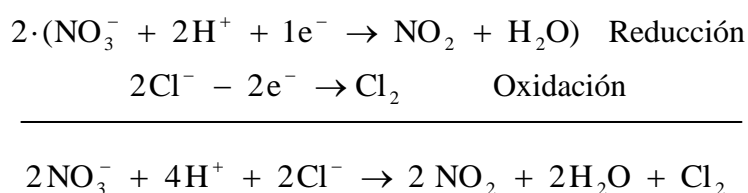
b) Calcule el volumen de cloro obtenido, a 17 °C y 720 mm de mercurio, cuando reaccionan 100 mL de una disolución de ácido clorhídrico 0'5 M con ácido nítrico en exceso.

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

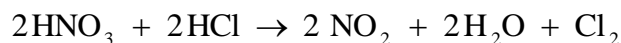
QUÍMICA. 2010. JUNIO. EJERCICIO 5. OPCIÓN A

R E S O L U C I Ó N

a)



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



b) Calculamos los moles de Cl_2

$$0'1 \text{ L disolución} \cdot \frac{0'5 \text{ moles HCl}}{1 \text{ L disolución}} \cdot \frac{1 \text{ mol Cl}_2}{2 \text{ moles HCl}} = 0'025 \text{ moles Cl}_2$$

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T \Rightarrow V = \frac{n \cdot R \cdot T}{P} = \frac{0'025 \cdot 0'082 \cdot 290}{\frac{720}{760}} = 0'627 \text{ L}$$

Teniendo en cuenta los potenciales de reducción estándar de los pares $E^0(\text{Cl}_2 / \text{Cl}^-) = 1'36 \text{ V}$ y $E^0(\text{Cu}^{2+} / \text{Cu}) = 0'34 \text{ V}$:

a) Escriba la reacción global de la pila que se podría construir.

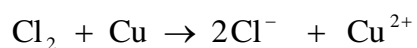
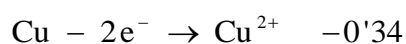
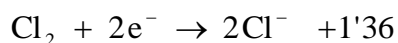
b) Indique cuál es el cátodo y cuál el ánodo.

c) ¿Cuál es la fuerza electromotriz de la pila, en condiciones estándar?

QUÍMICA. 2010. RESERVA 1. EJERCICIO 3. OPCIÓN A

R E S O L U C I Ó N

a)



b) El ánodo es el electrodo de Cu que es donde se produce la oxidación y el cátodo es el electrodo de Cl_2 que es donde se produce la reducción.

c) $fem = 1'36 - 0'34 = 1'02 \text{ v}$

Por dos cubas electrolíticas que contienen disoluciones de nitrato de plata y sulfato de cobre (II), respectivamente, pasa la misma cantidad de corriente. Calcule:

a) Los gramos de cobre depositados en la segunda cuba, si en la primera se han depositado 10 g de plata.

b) El tiempo que dura el proceso si la corriente que circula es de 5 amperios.

Datos: $F = 96.500 \text{ C}$. Masas atómicas: $\text{Cu} = 63.5$; $\text{Ag} = 108$.

QUÍMICA. 2010. RESERVA 1. EJERCICIO 6. OPCIÓN B

R E S O L U C I Ó N

a) Aplicamos la 2ª ley de Faraday a la primera cuba.

$$m = \frac{Eq - g \cdot I \cdot t}{96500} \Rightarrow 10 = \frac{108 \cdot I \cdot t}{96500} \Rightarrow I \cdot t = 8.935'18 \text{ C}$$

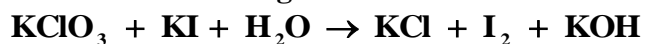
Calculamos los gramos de cobre depositados en la segunda cuba.

$$m = \frac{Eq - g \cdot I \cdot t}{96500} = \frac{63.5}{2} \cdot \frac{8.935'18}{96500} \Rightarrow I \cdot t = 2.94 \text{ g}$$

b)

$$I \cdot t = 8.935'18 \Rightarrow t = \frac{8.935'18}{5} = 1.787 \text{ segundos}$$

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



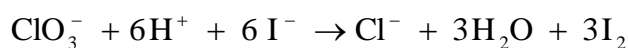
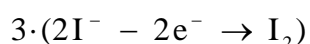
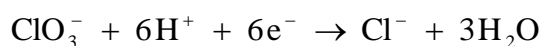
b) Calcule la masa de clorato de potasio que se necesitará para obtener 1 gramo de yodo.

Masas atómicas: Cl = 35'5 ; K = 39 ; O = 16 ; I = 127.

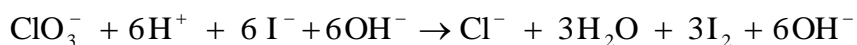
QUÍMICA. 2010. RESERVA 2. EJERCICIO 5. OPCIÓN A

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 1 g de yodo, tenemos:

$$1 \text{ g I}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol I}_2}{254 \text{ g I}_2} \cdot \frac{1 \text{ mol KClO}_3}{3 \text{ mol I}_2} \cdot \frac{122'5 \text{ g KClO}_3}{1 \text{ mol KClO}_3} = 0'16 \text{ g KClO}_3$$

Se realiza la electrodeposición completa de la plata que hay en 2 L de una disolución de AgNO_3 . Si fue necesaria una corriente de 1'86 amperios durante 12 minutos, calcule:

a) La molaridad de la disolución de AgNO_3

b) Los gramos de plata depositados en el cátodo.

Datos: $F = 96.500 \text{ C}$. Masa atómica: $\text{Ag} = 108$

QUÍMICA. 2010. RESERVA 3. EJERCICIO 6. OPCIÓN B

R E S O L U C I Ó N

b) Se calcula la carga que ha circulado y, con ella, los equivalentes-gramo y la masa de plata depositada:

$$Q = I \cdot t = 1'86 \cdot 12 \cdot 60 = 1.339'2 \text{ C}$$

$$1.339'2 \text{ C} \cdot \frac{1 \text{ eq-g Ag}}{96.500 \text{ C}} \cdot \frac{108 \text{ g Ag}}{1 \text{ eq-g Ag}} = 1'49 \text{ g Ag}$$

a) Esta es toda la plata contenida en la disolución. Con ella se calculan los moles de Ag, que serán los mismos que de nitrato de plata y con estos moles y el volumen, se calcula la molaridad.

$$\frac{1'49 \text{ g Ag}}{2 \text{ L}} \cdot \frac{1 \text{ mol Ag}}{108 \text{ g Ag}} \cdot \frac{1 \text{ mol AgNO}_3}{1 \text{ mol Ag}} = 6'89 \cdot 10^{-3} \text{ M}$$

Se dispone de una disolución acuosa de AgNO_3 1 M.

a) Si se sumerge un alambre de cobre, ¿se oxidará? Justifique la respuesta.

b) Si el alambre fuese de oro, ¿se oxidaría? Justifique la respuesta.

c) Si se produce reacción, escriba y ajuste la ecuación correspondiente.

Datos: $E^0(\text{Ag}^+ / \text{Ag}) = 0'80 \text{ V}$; $E^0(\text{Cu}^{2+} / \text{Cu}) = 0'34 \text{ V}$; $E^0(\text{Au}^{3+} / \text{Au}) = 1'50 \text{ V}$

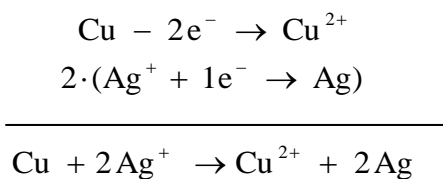
QUÍMICA. 2010. RESERVA 4. EJERCICIO 3. OPCIÓN A

R E S O L U C I Ó N

a) La plata tiene más tendencia a reducirse que el cobre (su potencial estándar de reducción es mayor). Por lo tanto, la plata ganará un electrón y se reducirá a cambio de que el cobre pierda dos y se oxide.

b) Si el alambre es de oro no ocurrirá nada, ya que el oro posee mayor potencial estándar de reducción.

c) Para el apartado a:



El permanganato de potasio oxida al sulfato de hierro (II) en medio ácido sulfúrico, para dar sulfato de manganeso (II), sulfato de hierro (III), sulfato de potasio y agua.

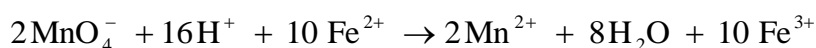
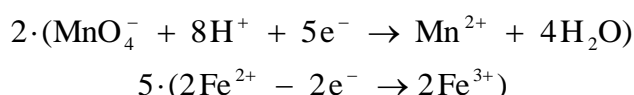
a) Ajuste la ecuación iónica y la molecular del proceso por el método del ión-electrón.

b) Calcule el volumen de una disolución de permanganato de potasio 0'02 M que se requiere para oxidar 40 mL de disolución de sulfato de hierro (II) 0'1 M.

QUÍMICA. 2010. RESERVA 4. EJERCICIO 6. OPCIÓN B

R E S O L U C I Ó N

a)



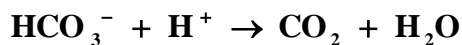
Simplificando y pasando a la reacción molecular, se tiene:



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

$$\begin{aligned} 0'04 \text{ L disolución FeSO}_4 \cdot \frac{0'1 \text{ mol FeSO}_4}{1 \text{ L disolución}} \cdot \frac{2 \text{ moles KMnO}_4}{10 \text{ moles FeSO}_4} \cdot \frac{1 \text{ L disolución}}{0'02 \text{ moles KMnO}_4} &= \\ = 0'04 \text{ L disolución KMnO}_4 &= 40 \text{ mL disolución KMnO}_4 \end{aligned}$$

a) Justifique si los siguientes procesos son redox:



b) Escriba las semiecuaciones de oxidación y de reducción en el que corresponda.

QUÍMICA. 2010. SEPTIEMBRE. EJERCICIO 3. OPCIÓN B

R E S O L U C I Ó N

a) El primero no es, ya que ningún elemento cambia su estado de oxidación. El segundo sí, se oxida el yodo que pasa de yodato y se reduce el nitrato que pasa a monóxido de nitrógeno.

b) La semireacción de oxidación es: $\text{I}_2 + 6 \text{H}_2\text{O} - 10\text{e}^- \rightarrow 2 \text{IO}_3^- + 12 \text{H}^+$

Se reduce el nitrato: $\text{NO}_3^- + 4 \text{H}^+ + 3\text{e}^- \rightarrow \text{NO} + 2 \text{H}_2\text{O}$