

QUÍMICA

TEMA 7: REACCIONES REDOX

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

Una muestra de un mineral que contiene cobre, además de impurazas inertes, se disuelve con ácido nítrico concentrado según la siguiente reacción sin ajustar:



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

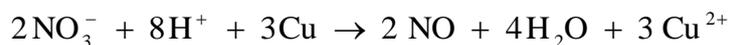
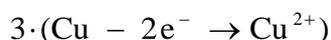
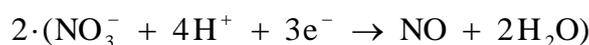
b) Calcule el contenido en cobre de la muestra si 1 g de la misma reacciona totalmente con 25 mL de ácido nítrico 1 M.

Masas atómicas: Cu = 63,5.

QUÍMICA. 2013. 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) Calculamos los moles de ácido nítrico que reaccionan

$$25 \text{ mL} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{1000 \text{ mL}} = 0'025 \text{ moles HNO}_3$$

Por la estequiometría de la reacción, vemos que:

$$0'025 \text{ moles HNO}_3 \cdot \frac{3 \text{ moles Cu}}{8 \text{ moles HNO}_3} \cdot \frac{63'5 \text{ g Cu}}{1 \text{ mol Cu}} = 0'5953 \text{ g Cu}$$

Calculamos el % de cobre en la muestra

$$\frac{0'5953 \text{ g Cu}}{1 \text{ g muestra}} \cdot 100 = 59'53\% \text{ de cobre en la muestra}$$

Al burbujear sulfuro de hidrógeno a través de una disolución de dicromato de potasio, en medio ácido sulfúrico, el sulfuro de hidrógeno se oxida a azufre elemental según la siguiente reacción:



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

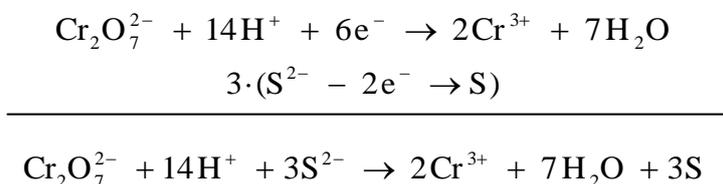
b) Qué volumen de sulfuro de hidrógeno, medido a 25°C y 740 mm Hg de presión, debe pasar para que reaccionen exactamente con 30 mL de disolución de dicromato de potasio 0,1 M.

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

QUÍMICA. 2013. RESERVA 1. 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) Calculamos los moles de dicromato: $n = V \cdot M = 0'03 \cdot 0'1 = 0'003$ moles

$$0'003 \text{ moles de } \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 \cdot \frac{3 \text{ moles } \text{H}_2\text{S}}{1 \text{ mol de } \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7} = 9 \cdot 10^{-3} \text{ moles de } \text{H}_2\text{S}$$

Calculamos el volumen:

$$V = \frac{n \cdot R \cdot T}{P} = \frac{9 \cdot 10^{-3} \cdot 0'082 \cdot 298}{\frac{740}{760}} = 0'225 \text{ L de } \text{H}_2\text{S}$$

Al pasar una corriente durante el tiempo de una hora y cincuenta minutos a través de una disolución de Cu(II), se depositan 1,82 g de cobre.

a) Calcule la intensidad de la corriente que ha circulado.

b) Calcule la carga del electrón.

Datos: $F = 96500 \text{ C}$. Masa atómica Cu = 63,5.

QUÍMICA. 2013. RESERVA 2. EJERCICIO 6. OPCIÓN B

R E S O L U C I Ó N

a) Aplicamos la 2ª ley de Faraday.

$$m = \frac{Eq - g \cdot I \cdot t}{96500} \Rightarrow 1'82 = \frac{63'5}{2} \cdot I \cdot 6600}{96500} \Rightarrow I = 0'838 \text{ A}$$

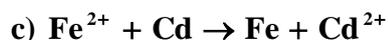
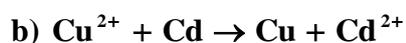
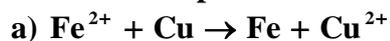
b) La carga total es: $Q = I \cdot t = 0'838 \cdot 6600 = 5530'8 \text{ C}$

Calculamos el número de electrones:

$$1'82 \text{ g} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{63'5 \text{ g}} \cdot \frac{6'023 \cdot 10^{23} \text{ átomos}}{1 \text{ mol}} \cdot \frac{2 \text{ electrones}}{1 \text{ átomo}} = 3'45 \cdot 10^{22} \text{ electrones}$$

$$Q = n^\circ \text{ electrones} \cdot q_{e^-} \Rightarrow q_{e^-} = \frac{Q}{n^\circ \text{ electrones}} = \frac{5530'8}{3'45 \cdot 10^{22}} = 1'6 \cdot 10^{-19} \text{ C}$$

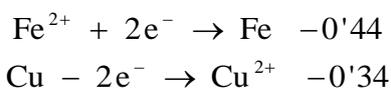
Utilizando los valores de los potenciales de reducción estándar: $E^0(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) = 0'34 \text{ V}$; $E^0(\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}) = -0'44 \text{ V}$ y $E^0(\text{Cd}^{2+}/\text{Cd}) = -0'40 \text{ V}$, justifique cuál o cuáles de las siguientes reacciones se producirá de forma espontánea:



QUÍMICA. 2013. RESERVA 3. EJERCICIO 3. OPCIÓN B

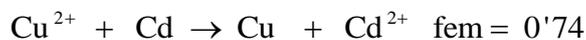
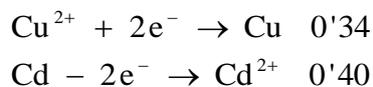
R E S O L U C I Ó N

a)



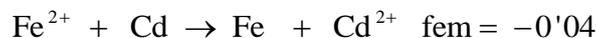
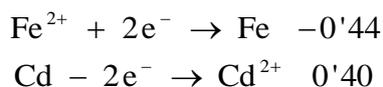
Como $\text{fem} < 0 \Rightarrow$ No se produce la reacción.

b)



Como $\text{fem} > 0 \Rightarrow$ Si se produce la reacción.

c)



Como $\text{fem} < 0 \Rightarrow$ No se produce la reacción.

Dados los potenciales normales de reducción: $E^0(\text{Na}^+ / \text{Na}) = -2'71 \text{ V}$; $E^0(\text{Cl}_2 / \text{Cl}^-) = 1'36 \text{ V}$;
 $E^0(\text{K}^+ / \text{K}) = -2'92 \text{ V}$; $E^0(\text{Cu}^{2+} / \text{Cu}) = 0'34 \text{ V}$.

a) Justifique cuál será la especie más oxidante y la más reductora.

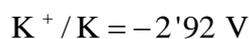
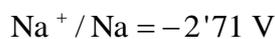
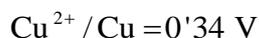
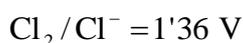
b) Elija dos pares para construir la pila de mayor voltaje.

c) Para esa pila escriba las reacciones que tienen lugar en el cátodo y en el ánodo.

QUÍMICA. 2013. RESERVA 4. EJERCICIO 3. OPCIÓN A

R E S O L U C I Ó N

a) Si ordenamos los pares de acuerdo con su potencial, tenemos:



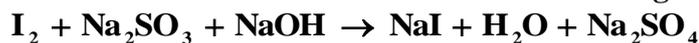
La especie más oxidante es la que tiene mayor potencial, es decir, $\text{Cl}_2 / \text{Cl}^- = 1'36 \text{ V}$, mientras que la especie más reductora es la que tiene menor potencial, es decir, $\text{K}^+ / \text{K} = -2'92 \text{ V}$

b) $\text{Cl}_2 / \text{Cl}^- = 1'36 \text{ V}$ y $\text{K}^+ / \text{K} = -2'92 \text{ V}$

c)



El yodo molecular en medio básico reacciona con el sulfito de sodio según la reacción:



a) Ajuste la ecuación molecular según el método del ión-electrón.

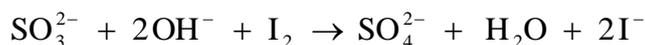
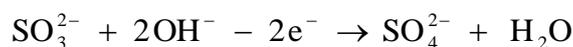
b) ¿Qué cantidad de sulfito de sodio reaccionará exactamente con 2,54 g de yodo molecular?

Datos: Masas atómicas O = 16; Na = 23; S = 32; I = 127.

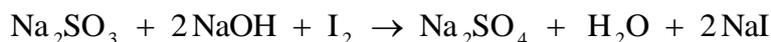
QUÍMICA. 2013. RESERVA 4. EJERCICIO 6. OPCIÓN B

R E S O L U C I Ó N

a) Ajustamos la reacción que está en medio básico



Una vez que ya tenemos ajustada la ecuación iónica, añadimos los iones espectadores necesarios para obtener la ecuación molecular.



b) Calculamos los gramos de sulfito de sodio que reaccionan:

$$2,54 \text{ g I}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol I}_2}{254 \text{ g I}_2} \cdot \frac{1 \text{ mol Na}_2\text{SO}_3}{1 \text{ mol I}_2} \cdot \frac{126 \text{ g Na}_2\text{SO}_3}{1 \text{ mol Na}_2\text{SO}_3} = 1,26 \text{ g Na}_2\text{SO}_3$$

Dada la reacción de oxidación-reducción: $I_2 + HNO_3 \rightarrow HIO_3 + NO + H_2O$

a) Escriba y ajuste las semireacciones de oxidación y reducción por el método del ión-electrón.

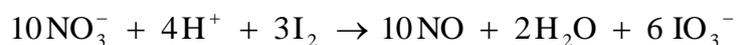
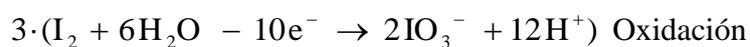
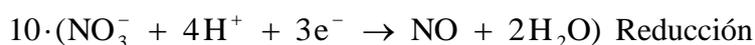
b) Escriba la reacción molecular ajustada.

c) Identifique, justificando la respuesta, el agente oxidante y el reductor.

QUÍMICA. 2013. SEPTIEMBRE. EJERCICIO 3. OPCIÓN A

R E S O L U C I Ó N

a)



b) Una vez que ya tenemos ajustada la ecuación iónica, añadimos los iones espectadores necesarios para obtener la ecuación molecular.



c) El oxidante es el HNO_3 ya que gana electrones, y el I_2 es el reductor ya que pierde electrones.

Una corriente de 5 A circula durante 30 min por una disolución de una sal de cinc, depositando 3,048 g de cinc en el cátodo. Calcule:

a) La masa atómica del cinc.

b) Los gramos de cinc que se depositarán al pasar una corriente de 10 A durante 1 hora.

Dato: $F = 96500 \text{ C}$

QUÍMICA. 2013. SEPTIEMBRE. EJERCICIO 6. OPCIÓN B

R E S O L U C I Ó N

a) Aplicamos la 2ª ley de Faraday.

$$m = \frac{Eq - g \cdot I \cdot t}{96500} \Rightarrow 3'048 = \frac{\frac{p.at.}{2} \cdot 5 \cdot 1800}{96500} \Rightarrow P.at. = 65'36$$

b) Aplicamos la 2ª ley de Faraday.

$$m = \frac{Eq - g \cdot I \cdot t}{96500} = \frac{65'36}{2} \cdot 10 \cdot 3600}{96500} = 12'19 \text{ g}$$