

QUÍMICA

TEMA 7: REACCIONES REDOX

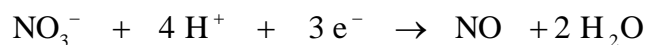
- Junio, Ejercicio 3, Opción B
- Reserva 1, Ejercicio 6, Opción B
- Reserva 2, Ejercicio 5, Opción A
- Reserva 3, Ejercicio 5, Opción A
- Reserva 4, Ejercicio 3, Opción A
- Reserva 4, Ejercicio 6, Opción B
- Septiembre, Ejercicio 3, Opción A
- Septiembre, Ejercicio 6, Opción B

- a) Indique los números de oxidación del nitrógeno en las siguientes moléculas: N_2 ; NO ; N_2O ; N_2O_4
- b) Escriba la semirreacción de reducción del HNO_3 a NO .
- QUÍMICA. 2002. JUNIO. EJERCICIO 3. OPCIÓN B**

R E S O L U C I Ó N

a) Teniendo en cuenta que el estado de oxidación del oxígeno es siempre -2 (excepto en los peróxidos), el del nitrógeno será respectivamente: 0 , $+2$, $+1$ y $+4$.

b) El ácido nítrico pasa a monóxido de nitrógeno:



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

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

b) La concentración de ión plata que queda en la disolución, una vez finalizada la electrólisis.

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

QUÍMICA. 2002. RESERVA 1. 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) Si a los moles iniciales se le restan los que se ha depositado en el cátodo, quedarán los que permanecen disueltos en el volumen de 1 litro:

$$[\text{Ag}^+] = \frac{0'1 - \frac{4'03}{108}}{1 \text{ litro}} = 0'062 \text{ M}$$

Dada la reacción: $\text{KMnO}_4 + \text{FeSO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{MnSO}_4 + \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$

a) Ajuste la reacción anterior por el método del ión-electrón.

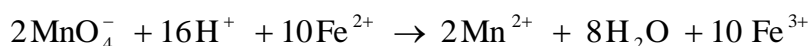
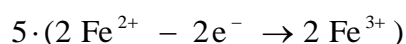
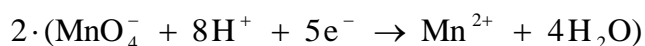
b) Calcule los mL de disolución 0'5 M de KMnO_4 necesarios para que reaccionen completamente con 2'4 g de FeSO_4 .

Masas atómicas: O = 16; S = 32; Fe = 56.

QUÍMICA. 2002. RESERVA 2. 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) Por la estequiometría de la reacción, vemos que:

$$2'4 \text{ g FeSO}_4 \cdot \frac{2 \text{ moles KMnO}_4}{10 \cdot 152 \text{ g FeSO}_4} = 3'15 \cdot 10^{-3} \text{ moles KMnO}_4$$

$$3'15 \cdot 10^{-3} \text{ moles KMnO}_4 \cdot \frac{1000 \text{ mL disolución}}{0'5 \text{ moles KMnO}_4} = 6'31 \text{ mL disolución}$$

El óxido nítrico (NO) se prepara según la reacción: $\text{Cu} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$

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

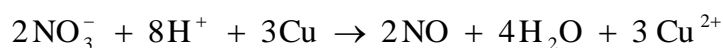
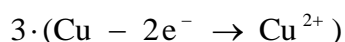
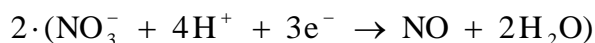
b) Calcule la masa de cobre que se necesita para obtener 0'5 L de NO medidos a 750 mm de mercurio y 25° C.

Datos: $R = 0'082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$. Masa atómica: $\text{Cu} = 63'5$.

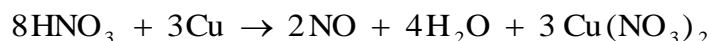
QUÍMICA. 2002. RESERVA 3. EJERCICIO 5. OPCIÓN A

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) Vamos a calcular los moles que son 0'5 L de NO en esas condiciones

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T \Rightarrow n = \frac{P \cdot V}{R \cdot T} = \frac{\frac{750}{760} \cdot 0'5}{0'082 \cdot 298} = 0'02 \text{ moles}$$

Por la estequiometría de la reacción, vemos que:

$$0'02 \text{ moles NO} \cdot \frac{3 \text{ moles Cu}}{2 \text{ moles NO}} \cdot \frac{63'5 \text{ g Cu}}{1 \text{ mol Cu}} = 1'905 \text{ g Cu}$$

Dados los potenciales normales de reducción $E^0(\text{Pb}^{2+} / \text{Pb}) = -0'13 \text{ V}$ y $E^0(\text{Zn}^{2+} / \text{Zn}) = -0'76 \text{ V}$

a) Escriba las semirreacciones y la reacción ajustada de la pila que se puede formar.

b) Calcule la fuerza electromotriz de la misma.

c) Indique qué electrodo actúa como ánodo y cuál como cátodo.

QUÍMICA. 2002. RESERVA 4. EJERCICIO 3. OPCIÓN A

R E S O L U C I Ó N

a)

En el ánodo se oxida el Zn: $\text{Zn} - 2e^- \rightarrow \text{Zn}^{2+}$

En el cátodo se reduce el ión plumboso: $\text{Pb}^{2+} + 2e^- \rightarrow \text{Pb}$

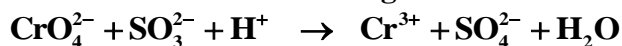
La reacción global es: $\text{Zn} + \text{Pb}^{2+} \rightarrow \text{Zn}^{2+} + \text{Pb}$

b)

f.e.m. = $-0'13 + 0'76 = 0'63 \text{ v}$

c) Ánodo es el electrodo donde se produce la oxidación: el de cinc, y cátodo donde ocurre la reducción: el de plomo.

En medio ácido, el ión cromato oxida al ión sulfito según la ecuación:



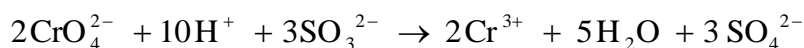
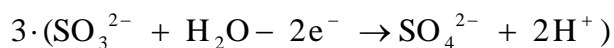
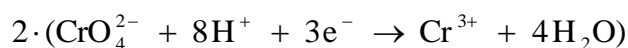
a) Ajuste la ecuación iónica por el método del ión-electrón.

b) Si 25 mL de una disolución de Na_2SO_3 reaccionan con 28,1 mL de disolución 0,088 M de K_2CrO_4 , calcule la molaridad de la disolución de Na_2SO_3 .

QUÍMICA. 2002. RESERVA 4. EJERCICIO 6. OPCIÓN B

R E S O L U C I Ó N

a)

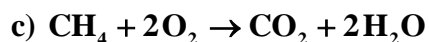
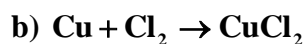
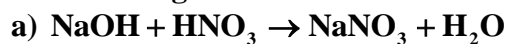


b) Por la estequiometría de la reacción, vemos que:

$$0,0281 \cdot 0,088 \text{ moles } \text{K}_2\text{CrO}_4 \cdot \frac{3 \text{ moles } \text{Na}_2\text{SO}_3}{2 \text{ moles } \text{K}_2\text{CrO}_4} = 3,71 \cdot 10^{-3} \text{ moles } \text{Na}_2\text{SO}_3$$

$$\text{Luego, la molaridad será: } M = \frac{3,71 \cdot 10^{-3}}{0,025} = 0,148 \text{ M}$$

Dadas las siguientes reacciones:



a) Justifique si todas son de oxidación-reducción.

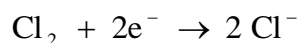
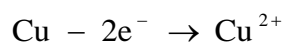
b) Identifique el agente oxidante y el reductor donde proceda.

QUÍMICA. 2002. SEPTIEMBRE. EJERCICIO 3. OPCIÓN A

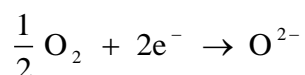
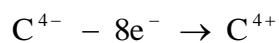
R E S O L U C I Ó N

a) La primera no es de oxidación-reducción porque no cambian los estados de oxidación. Es una reacción ácido-base. La segunda y tercera sí son.

b) En la segunda el oxidante es el cloro que se reduce a cloruro y el reductor el cobre que se oxida a Cu^{2+} :



en la tercera el oxidante es el oxígeno que se reduce a O^{2-} . Y el reductor el C que pasa de C^{4-} a C^{4+} .



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 cloro, medido en condiciones normales, que se desprende en el ánodo.

Datos: $F = 96500 \text{ C}$. Masas atómicas: $\text{Cl} = 35'5$; $\text{Ni} = 58'7$.

QUÍMICA. 2002. 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.

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

b) Calculamos primero la masa de cloro que se desprende

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

A continuación, calculamos el volumen en condiciones normales.

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T \Rightarrow 1 \cdot V = \frac{2'65}{71} \cdot 0'082 \cdot 273 \Rightarrow V = 0'835 \text{ L}$$