

QUÍMICA

TEMA 7: REACCIONES REDOX

- Junio, Ejercicio 3, Opción A
- Junio, Ejercicio 6, Opción B
- 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 B
- Septiembre, Ejercicio 5, Opción A

Para la reacción: $\text{HNO}_3 + \text{C} \rightarrow \text{CO}_2 + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$

Justifique la veracidad o falsedad de las afirmaciones siguientes:

- a) El número de oxidación del oxígeno pasa de -2 a 0 .
- b) El carbono se oxida a CO_2
- c) El HNO_3 se reduce a NO .

QUÍMICA. 2006. JUNIO. EJERCICIO 3. OPCIÓN A

R E S O L U C I Ó N

a) Falso. No varía.

b) Cierto.

c) Cierto.

Se realiza la electrolisis completa de 2 litros de una disolución de AgNO_3 durante 12 minutos, obteniéndose 1'5 g de plata en el cátodo.

a) ¿Qué intensidad de corriente ha pasado a través de la cuba electrolítica?.

b) Calcule la molaridad de la disolución inicial de AgNO_3 .

Datos: $F=96500$ C. Masas atómicas: $\text{Ag} = 108$; $\text{N} = 14$; $\text{O} = 16$

QUÍMICA. 2006. JUNIO. EJERCICIO 6. OPCIÓN B

R E S O L U C I Ó N

a) Aplicando la 2ª ley de Faraday, tenemos:

$$m = \frac{E_{\text{q}} - \text{g} \cdot I \cdot t}{96500} \Rightarrow 1'5 = \frac{108 \cdot I \cdot 720}{96500} \Rightarrow I = 1'86 \text{ Amperios}$$

$$\text{b) } M = \frac{\text{moles soluto}}{1 \text{ L disolución}} = \frac{1'5}{2} = 6'94 \cdot 10^{-3} \text{ M}$$

Razone si los enunciados siguientes, relativos a una reacción redox, son verdaderos o falsos:

a) Un elemento se reduce cuando pierde electrones.

b) Una especie química se oxida al mismo tiempo que otra se reduce.

c) En una pila, la oxidación tiene lugar en el electrodo negativo.

QUÍMICA. 2006. RESERVA 1. EJERCICIO 3. OPCIÓN A

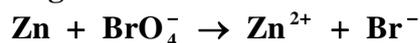
R E S O L U C I Ó N

a) Falso. Un elemento se reduce cuando gana electrones.

b) Verdadera.

c) Verdadera.

La siguiente reacción redox tiene lugar en medio ácido:



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

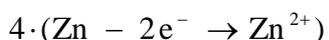
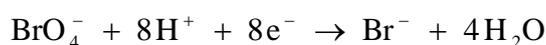
b) Calcule la riqueza de una muestra de cinc si 1 g de la misma reacciona con 25 mL de una disolución 0'1 M en iones BrO_4^- .

Masa atómica: $\text{Zn} = 65'4$.

QUÍMICA. 2006. RESERVA 1. EJERCICIO 6. OPCIÓN B

R E S O L U C I Ó N

a)



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

$$\left. \begin{array}{l} 4 \cdot 65'4 \text{ g Zn} \rightarrow 1 \text{ mol BrO}_4^- \\ x \quad \quad \rightarrow 0'1 \cdot 0'025 \text{ moles} \end{array} \right\} \Rightarrow x = 0'654 \text{ g Zn}$$

$$\left. \begin{array}{l} 1 \text{ g muestra} \rightarrow 0'654 \text{ g Zn puros} \\ 100 \quad \quad \rightarrow x \end{array} \right\} \Rightarrow x = 65'4\%$$

Dada la siguiente reacción redox: $\text{Cu} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$

a) Ajústela por el método del ión-electrón.

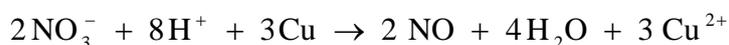
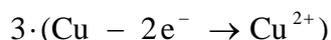
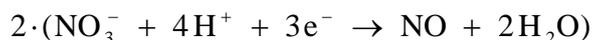
b) Calcule el volumen de NO, medido en condiciones normales, que se obtiene cuando reaccionan 7'5 g de Cu con 1 litro de disolución 0'2 M de HNO_3 .

Masa atómica: Cu = 63'5.

QUÍMICA. 2006. RESERVA 2. EJERCICIO 5. OPCIÓN A

R E S O L U C I Ó N

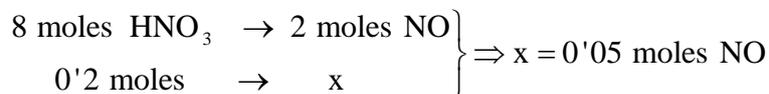
a)



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



b) El reactivo limitante es el ácido nítrico, luego por la estequiometría de la reacción, vemos que:



$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T \Rightarrow V = \frac{n \cdot R \cdot T}{P} = \frac{0'05 \cdot 0'082 \cdot 273}{1} = 1'12 \text{ L de NO}$$

La fórmula de un cloruro metálico es MCl_4 . Se realiza la electrolisis a una disolución de dicho cloruro haciendo pasar una corriente eléctrica de 1'81 amperios durante 25'6 minutos, obteniéndose 0'53 g del metal.

Calcule:

a) La masa atómica del metal.

b) El volumen de Cl_2 que se obtendrá en el ánodo, medido en condiciones normales.

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

QUÍMICA. 2006. RESERVA 3. EJERCICIO 6. OPCIÓN B

R E S O L U C I Ó N

a) Aplicamos la 2ª ley de Faraday.

$$0'53 = \frac{\frac{\text{P.at.}}{4} \cdot 1'81 \cdot 1536}{96500} \Rightarrow \text{P.at.} = 73'58$$

b)

$$m = \frac{\frac{71}{2} \cdot 1'81 \cdot 1536}{96500} = 1'023 \text{ g} = 0'014 \text{ moles} = 23'05 \text{ litros}$$

Cuando se introduce una lámina de aluminio en una disolución de nitrato de cobre (II), se deposita cobre sobre la lámina de aluminio y aparecen iones Al^{3+} en la disolución.

a) Escriba las semirreacciones de oxidación y de reducción que tienen lugar.

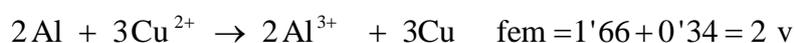
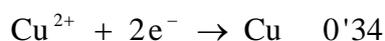
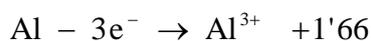
b) Escriba la reacción redox global indicando el agente oxidante y el reductor.

c) ¿Por qué la reacción es espontánea?

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

QUÍMICA. 2006. RESERVA 4. EJERCICIO 3. OPCIÓN B

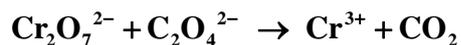
R E S O L U C I Ó N



El oxidante es el que gana electrones (Cu^{2+}) y el reductor el que cede electrones (Al)

La reacción es espontánea ya que la fem es positiva.

La siguiente reacción tiene lugar en medio ácido:



a) Ajuste por el método del ión-electrón esta reacción en su forma iónica.

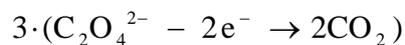
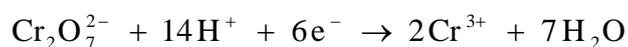
b) Calcule el volumen de CO_2 , medido a 700 mm de Hg y 30 °C que se obtendrá cuando reaccionan 25'8 mL de una disolución de $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ 0'02 M con exceso de ión $\text{C}_2\text{O}_4^{2-}$.

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

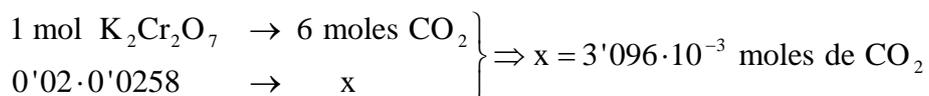
QUÍMICA. 2006. SEPTIEMBRE. EJERCICIO 5. OPCIÓN A

R E S O L U C I Ó N

a)



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



$$V = \frac{n \cdot R \cdot T}{P} = \frac{3'096 \cdot 10^{-3} \cdot 0'082 \cdot 303}{\frac{700}{760}} = 0'083 \text{ L}$$