

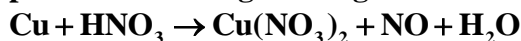
QUÍMICA

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 A
- Reserva 3, Ejercicio 6, Opción B
- Reserva 4, Ejercicio 6, Opción A
- Reserva 4, Ejercicio 3, Opción B
- Septiembre, Ejercicio 3, Opción B

emestrada

El monóxido de nitrógeno se puede obtener según la siguiente reacción:



a) Ajuste por el método del ión-electrón esta reacción en sus formas iónica y molecular.

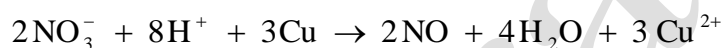
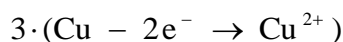
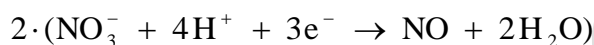
b) Calcule la masa de cobre que se necesita para obtener 5 litros de NO medidos a 750 mm de Hg y 40°C

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

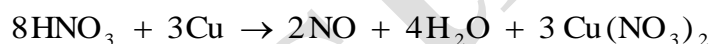
QUÍMICA. 2005. JUNIO. EJERCICIO 5. OPCIÓN A

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

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T \Rightarrow n = \frac{P \cdot V}{R \cdot T} = \frac{\frac{750}{760} \cdot 5}{0'082 \cdot 313} = 0'192 \text{ moles}$$

Por la estequiometría de la reacción, vemos que:

$$0'192 \text{ moles NO} \cdot \frac{3 \text{ moles Cu}}{2 \text{ moles NO}} \cdot \frac{63'5 \text{ g}}{1 \text{ mol Cu}} = 18'29 \text{ g Cu}$$

La siguiente reacción tiene lugar en medio ácido:  $\text{MnO}_4^- + \text{Fe}^{2+} \rightarrow \text{Mn}^{2+} + \text{Fe}^{3+}$

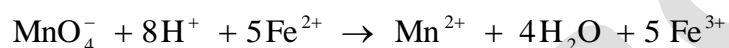
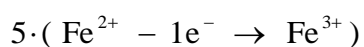
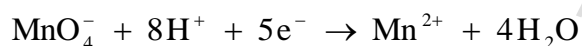
a) Ajuste la reacción iónica por el método del ión-electrón.

b) Calcule la molaridad de una disolución de  $\text{KMnO}_4$ , sabiendo que a partir de 50 mL de la misma se pueden obtener 0'34 moles de  $\text{Fe}^{3+}$ .

QUIMICA. 2005. RESERVA 1. EJERCICIO 5. OPCIÓN A

### R E S O L U C I Ó N

a)



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

$$0'34 \text{ moles} \cdot \frac{1 \text{ mol } \text{MnO}_4^-}{5 \text{ moles } \text{Fe}^{3+}} = 0'068 \text{ moles } \text{MnO}_4^-$$

$$M = \frac{0'068}{0'05} = 1'36$$

Se hace pasar una corriente eléctrica de 6'5 amperios a través de una celda electrolítica que contiene NaCl fundido hasta que se obtienen 1'2 litros de  $\text{Cl}_2$ , medido en condiciones normales. Calcule: a) El tiempo que ha durado la electrolisis. b) La masa de sodio depositado en el cátodo durante ese tiempo. Datos:  $F = 96500 \text{ C}$ . Masa atómica:  $\text{Na} = 23$ .  
**QUIMICA. 2005. RESERVA 2 EJERCICIO 6 OPCIÓN B**

### R E S O L U C I Ó N

a) Calculamos los gramos de cloro

$$1'2 \text{ L} \cdot \frac{71 \text{ g de cloro}}{22'4 \text{ L}} = 3'8 \text{ g de cloro}$$

Aplicamos la 2ª ley de Faraday.

$$3'8 = \frac{\frac{71}{2} \cdot 6'5 \cdot t}{96500} \Rightarrow t = 1589 \text{ segundos}$$

b)

$$m = \frac{23 \cdot 6'5 \cdot 1589}{96500} = 2'46 \text{ g de sodio}$$

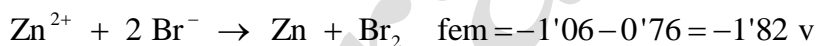
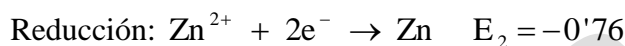
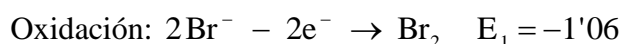
a) ¿Tiene el  $\text{Zn}^{2+}$  capacidad para oxidar el  $\text{Br}^-$  a  $\text{Br}_2$  en condiciones estándar? Razone la respuesta. Datos:  $E^0(\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}) = -0'76 \text{ v}$ ;  $E^0(\text{Br}_2/\text{Br}^-) = 1'06 \text{ v}$ .

b) Escriba, según el convenio establecido, la notación simbólica de la pila que se puede formar con los siguientes electrodos:  $\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}$  ( $E^0 = -0'76 \text{ v}$ );  $\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}$  ( $E^0 = 0'34 \text{ v}$ ).

QUIMICA. 2005. RESERVA 3 EJERCICIO 3 OPCIÓN A

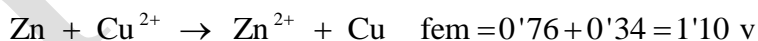
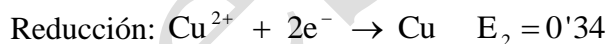
### R E S O L U C I Ó N

a)

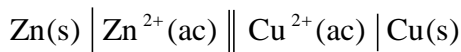


Luego el  $\text{Zn}^{2+}$  no puede oxidar al  $\text{Br}^-$  a  $\text{Br}_2$ .

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.



Dada la siguiente reacción redox:  $\text{KI} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{I}_2 + \text{H}_2\text{S} + \text{H}_2\text{O}$

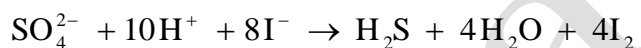
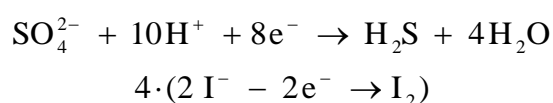
a) Ajuste la reacción por el método del ión-electrón.

b) Calcule los moles de  $\text{I}_2$  que se obtienen cuando 1 L de una disolución 2 M de KI se ponen a reaccionar con 2 L de una disolución 0'5 M de  $\text{H}_2\text{SO}_4$

QUIMICA. 2005. RESERVA 3 EJERCICIO 6 OPCIÓN B

### 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 sulfúrico. Por la estequiometría de la reacción, vemos que:

$$1 \text{ mol} \cdot \frac{4 \text{ moles } \text{I}_2}{5 \text{ moles } \text{H}_2\text{SO}_4} = 0'8 \text{ moles } \text{I}_2$$

Se hace pasar durante 2'5 horas una corriente eléctrica de 5 amperios a través de una celda electrolítica que contiene  $\text{SnI}_2$ . Calcule: a) La masa de estaño metálico depositado en el cátodo. b) Los moles de  $\text{I}_2$  liberados en el ánodo. Datos:  $F = 96500 \text{ C}$ . Masa atómica:  $\text{Sn} = 118'7$ .  
**QUIMICA. 2005. RESERVA 4 EJERCICIO 6 OPCIÓN A**

### R E S O L U C I Ó N

a) Aplicamos la 2ª ley de Faraday.

$$m = \frac{118'7}{2} \cdot 5 \cdot 9000 = 27'67 \text{ g}$$

b) Los moles de yodo liberados en el ánodo son los mismos que los moles de estaño depositados en el cátodo, luego:

$$\frac{27'67}{118'7} = 0'23 \text{ moles de } \text{I}_2$$

Dada la reacción:  $3\text{Cu} + 8\text{HNO}_3 \rightarrow 3\text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{NO} + 4\text{H}_2\text{O}$

Justifique la veracidad o falsedad de las afirmaciones siguientes: a) El Cu acepta electrones experimentando, por tanto, una reducción. b) El número de oxidación del nitrógeno en el ácido nítrico es +5. c) El ácido nítrico es el reductor y el cobre el oxidante.

QUIMICA. 2005. RESERVA 4 EJERCICIO 3 OPCIÓN B

### R E S O L U C I Ó N

- a) Falso, ya que el Cu pierde electrones.
- b) Cierto.
- c) Falso, el ácido nítrico es el oxidante y el cobre el reductor.

emestrada



Se dispone de una pila con dos electrodos de Cu y Ag sumergidos en una disolución 1 M de sus respectivos iones,  $\text{Cu}^{2+}$  y  $\text{Ag}^+$ . Conteste sobre la veracidad o falsedad de las afirmaciones siguientes: a) El electrodo de plata es el cátodo y el de cobre el ánodo. b) El potencial de la pila es 0'46 V. c) En el ánodo de la pila tiene lugar la reducción del oxidante.

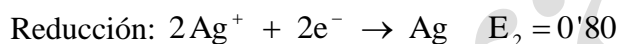
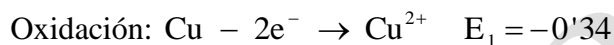
Datos:  $E^0(\text{Ag}^+ / \text{Ag}) = 0'80 \text{ V}$ ;  $E^0(\text{Cu}^{2+} / \text{Cu}) = 0'34 \text{ V}$

QUÍMICA. 2005. SEPTIEMBRE. EJERCICIO 3. OPCIÓN B

### R E S O L U C I Ó N

a) Cierta. El cátodo es donde ocurre la reducción, es decir, la plata. El ánodo es donde ocurre la oxidación, es decir, el cobre.

b) Cierta.



c) Falsa. En el ánodo se produce la oxidación del reductor.