

**PROBLEMAS RESUELTOS**  
**SELECTIVIDAD ANDALUCÍA**  
**2012**

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

El dióxido de manganeso reacciona en medio de hidróxido de potasio con clorato de potasio para dar permanganato de potasio, cloruro de potasio y agua.

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

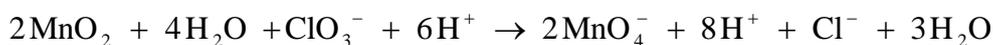
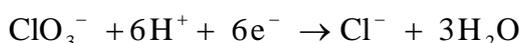
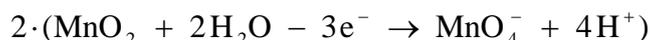
b) Calcule la riqueza en dióxido de manganeso de una muestra si 1 g de la misma reacciona exactamente con 0'35 g de clorato de potasio.

Masas atómicas: O = 16 ; Cl = 35'5 ; K = 39 ; Mn = 55 .

QUÍMICA. 2012. JUNIO. EJERCICIO 5. OPCIÓN A

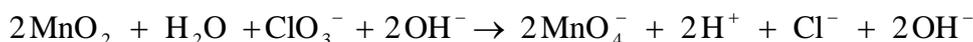
## R E S O L U C I Ó N

a)



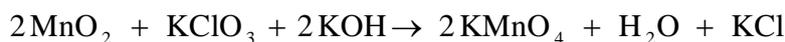
Simplificando, tenemos:  $2\text{MnO}_2 + \text{H}_2\text{O} + \text{ClO}_3^- \rightarrow 2\text{MnO}_4^- + 2\text{H}^+ + \text{Cl}^-$ .

Esta es la ecuación iónica ajustada en medio ácido, pero el problema nos dice que estamos en medio básico (KOH), entonces añadimos a los dos términos los  $\text{OH}^-$  necesarios para neutralizar los  $\text{H}^+$ .



Simplificando, nos queda:  $2\text{MnO}_2 + \text{ClO}_3^- + 2\text{OH}^- \rightarrow 2\text{MnO}_4^- + \text{H}_2\text{O} + \text{Cl}^-$

Una vez que ya tenemos ajustada la ecuación iónica en medio básico, pasamos a la molecular, sumando en los dos términos los iones que faltan.

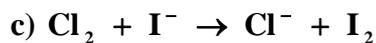
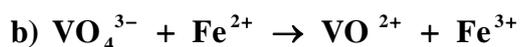


b) Por la estequiometría de la reacción, vemos que:

$$0'35 \text{ g de } \text{KClO}_3 \cdot \frac{1 \text{ mol de } \text{KClO}_3}{122'5 \text{ g } \text{KClO}_3} \cdot \frac{2 \text{ moles de } \text{MnO}_2}{1 \text{ mol de } \text{KClO}_3} \cdot \frac{87 \text{ g } \text{MnO}_2}{1 \text{ mol de } \text{MnO}_2} = 0'497 \text{ g de } \text{MnO}_2$$

$$\text{La riqueza es: } \frac{0'497 \text{ g de } \text{MnO}_2}{1 \text{ g muestra}} \cdot 100 = 49'7\%$$

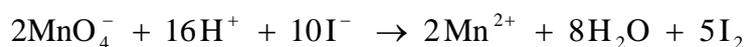
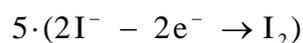
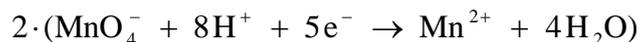
Ajuste las siguientes ecuaciones iónicas, en medio ácido, por el método del ión-electrón:



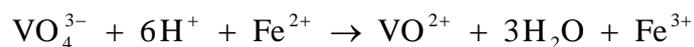
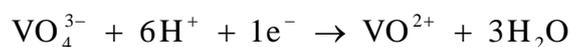
QUIMICA. 2012. RESERVA 1. EJERCICIO 3. OPCIÓN A

### R E S O L U C I Ó N

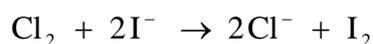
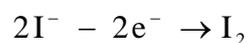
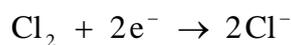
a)



b)



c)



Una corriente de 8 A atraviesa durante dos horas dos celdas electrolíticas conectadas en serie que contienen sulfato de aluminio la primera y un sulfato de cobre la segunda.

a) Calcule la cantidad de aluminio depositada en la primera celda.

b) Sabiendo que en la segunda celda se han depositado 18'95 g de cobre, calcule el estado de oxidación en que se encontraba el cobre.

Datos:  $F = 96500 \text{ C}$ . Masas atómicas:  $\text{Al} = 27$  ;  $\text{Cu} = 63'5$ .

QUIMICA. 2012. 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 celda.

$$m = \frac{Eq - g \cdot I \cdot t}{96500} = \frac{\frac{27}{3} \cdot 8 \cdot 7200}{96500} = 5'37 \text{ g Al}$$

b)

$$m = \frac{Eq - g \cdot I \cdot t}{96500} \Rightarrow 18'95 = \frac{\frac{63'5}{n} \cdot 8 \cdot 7200}{96500} \Rightarrow n = 2$$

El estado de oxidación del cobre era 2.

La notación de una pila electroquímica es:  $\text{Mg}/\text{Mg}^{2+}(1\text{M}) \parallel \text{Ag}^+(1\text{M})/\text{Ag}$ .

a) Calcule el potencial estándar de la pila.

b) Escriba y ajuste la ecuación química para la reacción que ocurre en la pila.

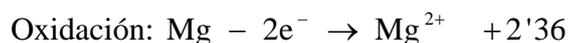
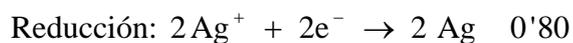
c) Indique la polaridad de los electrodos.

Datos:  $E^0(\text{Ag}^+/\text{Ag}) = 0'80 \text{ V}$ ;  $E^0(\text{Mg}^{2+}/\text{Mg}) = -2'36 \text{ V}$ .

QUIMICA. 2012. RESERVA 2. EJERCICIO 3. OPCIÓN B

## R E S O L U C I Ó N

a y b) Se reducirá el ión plata que tiene un potencial standard de reducción mayor:



c) El ánodo (polaridad negativa) es donde ocurre la oxidación: el magnesio. El cátodo (polaridad positiva) donde ocurre la reducción: plata.

Una celda electrolítica contiene un litro de una disolución de sulfato de cobre (II). Se hace pasar una corriente de 2 A durante dos horas depositándose todo el cobre que había. Calcule:

a) La cantidad de cobre depositado.

b) La concentración de la disolución de sulfato de cobre inicial.

Datos:  $F = 96500 \text{ C}$ . Masas atómicas.  $\text{Cu} = 63.5$ .

QUIMICA. 2012. RESERVA 3. EJERCICIO 6. OPCIÓN B

### R E S O L U C I Ó N

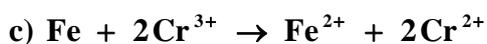
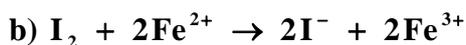
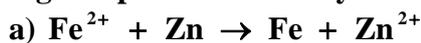
a) Aplicamos la 2ª ley de Faraday a la primera celda.

$$m = \frac{Eq - g \cdot I \cdot t}{96500} = \frac{\frac{63.5}{2} \cdot 2 \cdot 7200}{96500} = 4.74 \text{ g Cobre}$$

b)

$$M = \frac{\text{moles de soluto}}{1 \text{ L disolución}} = \frac{\frac{4.74}{63.5}}{1} = 0.07 \text{ M}$$

Considerando condiciones estándar a 25 °C, justifique cuáles de las siguientes reacciones tienen lugar espontáneamente y cuáles sólo pueden llevarse a cabo por electrólisis:



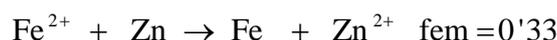
Datos:  $E^0(\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}) = -0'44 \text{ V}$ ;  $E^0(\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}) = -0'77 \text{ V}$ ;  $E^0(\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}) = 0'77 \text{ V}$ ;

$E^0(\text{Cr}^{3+}/\text{Cr}^{2+}) = -0'42 \text{ V}$ ;  $E^0(\text{I}_2/\text{I}^-) = 0'53 \text{ V}$ .

QUIMICA. 2012. RESERVA 4. EJERCICIO 3. OPCIÓN A

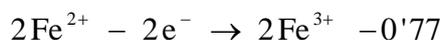
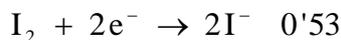
### R E S O L U C I Ó N

a)



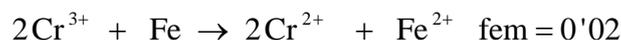
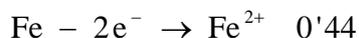
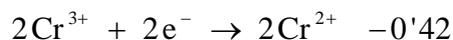
Como  $\text{fem} > 0 \Rightarrow$  Si se produce la reacción.

b)



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

c)



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

El clorato de potasio reacciona en medio ácido sulfúrico con el sulfato de hierro (II) para dar cloruro de potasio, sulfato de hierro (III) y agua:

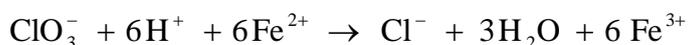
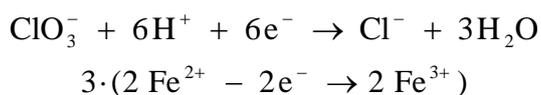
a) Escriba y ajuste la ecuación iónica y molecular por el método del ión-electrón.

b) Calcule la riqueza en clorato de potasio de una muestra sabiendo que 1g de la misma han reaccionado con 25 mL de sulfato de hierro 1M. Masas atómicas: O = 16; Cl = 35'5; K = 39.

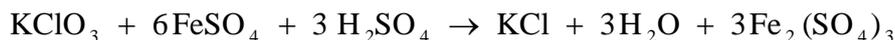
QUIMICA. 2012. RESERVA 4. EJERCICIO 6. OPCIÓN B

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

$$\left. \begin{array}{l} 6 \text{ moles } \text{FeSO}_4 \rightarrow 122'5 \text{ g } \text{KClO}_3 \\ 0'025 \text{ moles } \text{FeSO}_4 \rightarrow x \end{array} \right\} \Rightarrow x = 0'51 \text{ g } \text{KClO}_3$$

$$\left. \begin{array}{l} 1 \text{ g muestra} \rightarrow 0'51 \text{ g } \text{KClO}_3 \\ 100 \rightarrow x \end{array} \right\} \Rightarrow x = 51\%$$

El ácido sulfúrico concentrado reacciona con el bromuro de potasio para dar bromo, dióxido de azufre, sulfato de potasio y agua.

a) Escriba y ajuste la ecuación molecular por el método del ión-electrón.

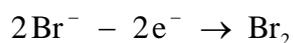
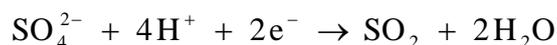
b) Calcule los gramos de bromo que se producirán cuando se traten 50 g de bromuro de potasio con exceso de ácido sulfúrico.

Masas atómicas: K = 39 ; Br = 80

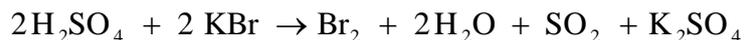
QUÍMICA. 2012. SEPTIEMBRE. EJERCICIO 5. OPCIÓN A

### R E S O L U C I Ó N

a)



Añadimos los iones que faltan y pasamos a la reacción molecular:



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

$$50 \text{ g de KBr} \cdot \frac{1 \text{ mol de KBr}}{119 \text{ g de KBr}} \cdot \frac{1 \text{ mol de Br}_2}{2 \text{ moles de KBr}} \cdot \frac{160 \text{ g de Br}_2}{1 \text{ mol de Br}_2} = 33'61 \text{ g de Br}_2$$