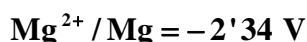


## QUÍMICA

### TEMA 7: REACCIONES REDOX

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

En la tabla siguiente se indican los potenciales estándar de distintos pares en disolución acuosa:



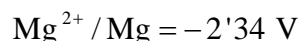
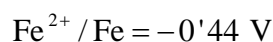
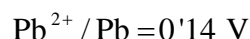
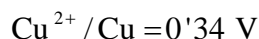
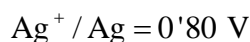
a) De esta especies, razone: ¿Cuál es la más oxidante?. ¿Cuál es la más reductora?.

b) Si se introduce una barra de plomo en una disolución acuosa de cada una de las siguientes sales:  $\text{AgNO}_3$  ,  $\text{CuSO}_4$  ,  $\text{FeSO}_4$  y  $\text{MgCl}_2$  , ¿en qué casos se depositará una capa de otro metal sobre la barra de plomo?. Justifique la respuesta.

QUÍMICA. 2011. JUNIO. EJERCICIO 3. OPCIÓN B

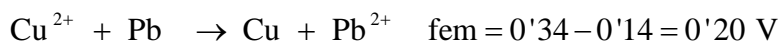
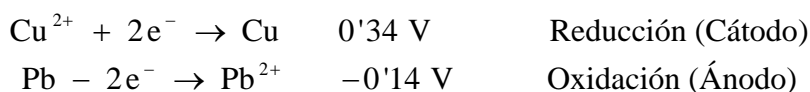
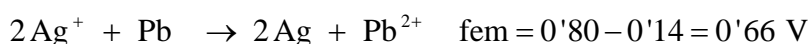
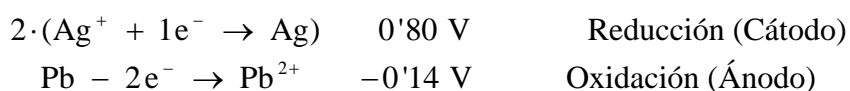
## R E S O L U C I Ó N

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



La especie más oxidante es la que tiene mayor potencial, es decir,  $\text{Ag}^{+} / \text{Ag} = 0'80 \text{ V}$  , mientras que la especie más reductora es la que tiene menor potencial, es decir,  $\text{Mg}^{2+} / \text{Mg} = -2'34 \text{ V}$

b) Las sales de  $\text{AgNO}_3$  y  $\text{CuSO}_4$  contienen iones con mayor potencial que el plomo, por lo tanto, se depositará  $\text{Ag}$  y  $\text{Cu}$ .



Un método de obtención de cloro gaseoso se basa en la oxidación del HCl con HNO<sub>3</sub> produciéndose simultáneamente NO<sub>2</sub> y H<sub>2</sub>O

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

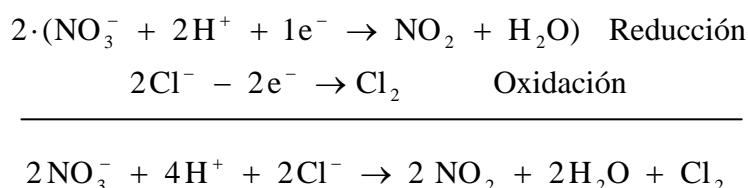
b) Calcule el volumen de cloro obtenido, a 25°C y 1 atm, cuando reaccionan 500 mL de una disolución acuosa 2 M de HCl con HNO<sub>3</sub> en exceso, si el rendimiento de la reacción es del 80 %.

Datos: R = 0'082 atm · L · K<sup>-1</sup> · mol<sup>-1</sup>

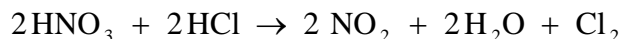
QUÍMICA. 2011. RESERVA 1. EJERCICIO 5. OPCIÓN A

### R E S O L U C I Ó N

a)



Una vez que ya tenemos ajustada la ecuación iónica, pasamos a la ecuación molecular.



b) Calculamos los moles de Cl<sub>2</sub>

$$0'5 \text{ L disolución} \cdot \frac{2 \text{ moles HCl}}{1 \text{ L disolución}} \cdot \frac{1 \text{ mol Cl}_2}{2 \text{ moles HCl}} = 0'5 \text{ moles Cl}_2$$

Como el rendimiento de la reacción es del 80%, realmente los moles de cloro obtenidos serán:

$$0'5 \cdot \frac{80}{100} = 0'4 \text{ moles de Cl}_2$$

Calculamos el volumen:

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T \Rightarrow V = \frac{n \cdot R \cdot T}{P} = \frac{0'4 \cdot 0'082 \cdot 298}{1} = 9'77 \text{ L de Cl}_2$$

En la valoración de una muestra de nitrito de potasio ( $\text{KNO}_2$ ) impuro, disuelto en 100 mL de agua acidulada con ácido sulfúrico, se han empleado 5'0 mL de  $\text{KMnO}_4$  0'1 M. Sabiendo que se obtiene  $\text{KNO}_3$ ,  $\text{K}_2\text{SO}_4$  y  $\text{MnSO}_4$ :

a) Ajuste las ecuaciones iónicas y molecular por el método del ión-electrón.

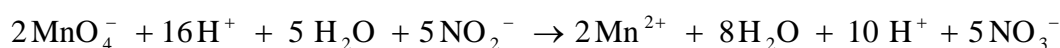
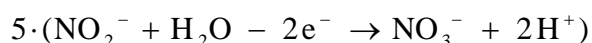
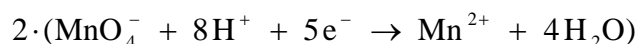
b) Calcule la riqueza en nitrito de la muestra inicial, si su masa era 0'125 g.

Masas atómicas: K = 39; O = 16; N = 14.

QUÍMICA. 2011. RESERVA 2. EJERCICIO 5. OPCIÓN A

## R E S O L U C I Ó N

a) Ajustamos la reacción por el método del ión-electrón:



Simplificando y pasando a la reacción molecular, se tiene:



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

$$\left. \begin{array}{l} 5 \text{ moles } \text{KNO}_2 \rightarrow 2 \text{ moles } \text{KMnO}_4 \\ x \quad \quad \rightarrow 5 \cdot 10^{-3} \cdot 0'1 \text{ moles } \text{KMnO}_4 \end{array} \right\} \Rightarrow x = 1'25 \cdot 10^{-3} \text{ moles } \text{KNO}_2 =$$

$$= 1'25 \cdot 10^{-3} \cdot 85 = 0'10625 \text{ gr } \text{KNO}_2$$

Calculamos la riqueza de la muestra inicial

$$\left. \begin{array}{l} 0'125 \text{ gr muestra} \rightarrow 0'10625 \text{ gr } \text{KNO}_2 \\ 100 \quad \quad \quad \rightarrow x \end{array} \right\} \Rightarrow x = 85\%$$

Se construye una pila conectando dos electrodos formados introduciendo una varilla de cobre en una disolución 1'0 M de  $\text{Cu}^{2+}$  y otra varilla de aluminio en una disolución de  $\text{Al}^{3+}$  1'0 M.

a) Escriba las semirreacciones que se producen en cada electrodo, indicando razonadamente cuál será el cátodo y cuál el ánodo.

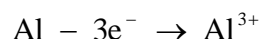
b) Escriba la notación de la pila y calcule el potencial electroquímico de la misma, en condiciones estándar

Datos:  $E^0(\text{Al}^{3+} / \text{Al}) = -1'67 \text{ V}$  ;  $E^0(\text{Cu}^{2+} / \text{Cu}) = 0'35 \text{ V}$

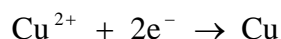
QUÍMICA. 2011. RESERVA 3. EJERCICIO 3. OPCIÓN A

## R E S O L U C I Ó N

a) El ánodo es el electrodo de aluminio que es donde se produce la reacción de oxidación



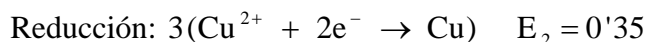
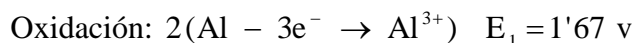
El cátodo es el electrodo de cobre que es donde se produce la reacción de reducción



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.



Calculamos el potencial de la pila:



**Calcule:**

a) Los gramos de cinc depositados en el cátodo al pasar una corriente de 1'87 amperios durante 42'5 minutos por una disolución acuosa de  $Zn^{2+}$ .

b) El tiempo necesario para producir 2'79 g de  $I_2$  en el ánodo al pasar una corriente de 1'75 amperios por una disolución acuosa de KI.

Datos:  $F = 96500$  C. Masas atómicas:  $Zn = 65'4$ ;  $I = 127$ .

QUÍMICA. 2011. RESERVA 3. EJERCICIO 6. OPCIÓN B

## R E S O L U C I Ó N

a) Aplicamos la 2ª ley de Faraday.

$$m = \frac{Eq - g \cdot I \cdot t}{96500} = \frac{\frac{65'4}{2} \cdot 1'87 \cdot 2550}{96500} = 1'615 \text{ g}$$

b) Aplicamos la 2ª ley de Faraday.

$$m = \frac{Eq - g \cdot I \cdot t}{96500} \Rightarrow 2'79 = \frac{\frac{254}{2} \cdot 1'75 \cdot t}{96500} \Rightarrow t = 1.211'4 \text{ segundos}$$

En el cátodo de una cuba electrolítica se reduce la especie  $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$  a  $\text{Cr}^{3+}$ , en medio ácido.

Calcule:

a) ¿Cuántos moles de electrones deben llegar al cátodo para reducir un mol de  $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ ?

b) Para reducir toda la especie  $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$  presente en 20 mL de disolución, se requiere una corriente eléctrica de 2'2 amperios durante 15 minutos. Calcule la carga que se consume, expresada en Faraday, y deduzca cuál será la concentración inicial de  $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ .

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

QUÍMICA. 2011. RESERVA 4. EJERCICIO 6. OPCIÓN B

### R E S O L U C I Ó N

a) El proceso de reducción ajustado es:  $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 14 \text{H}^+ + 6\text{e}^- \rightarrow 2\text{Cr}^{3+} + 7 \text{H}_2\text{O}$   
vemos que por cada mol que se reduce de dicromato se necesitan 6 moles de electrones.

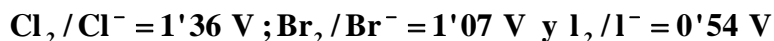
b) La carga que ha circulado, por definición, es:  $Q = I \cdot t = 2'2 \cdot 900 = 1980 \text{ C}$

Con la carga se calculan los eq-gramo de dicromato:

$$\left. \begin{array}{l} 96.500 \text{ C} \rightarrow 1 \text{ eq-g dicromato} \\ 1.980 \text{ C} \rightarrow x \end{array} \right\} x = 0'02 \text{ eq-g dicromato}$$

$$N = \frac{0'02 \text{ eq-g}}{0'02 \text{ L}} = 1 \text{ N} = 0'0167 \text{ M}$$

Dados los valores de potencial de reducción estándar de los sistemas:



a) ¿Cuál es la especie química más oxidante entre las mencionadas anteriormente?.

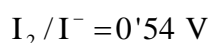
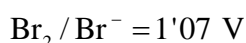
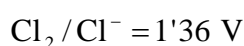
b) ¿Es espontánea la reacción entre el cloro molecular y el ión yoduro?.

c) ¿Es espontánea la reacción entre el yodo y el ión bromuro?.

QUÍMICA. 2011. SEPTIEMBRE. EJERCICIO 3. OPCIÓN A

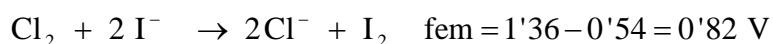
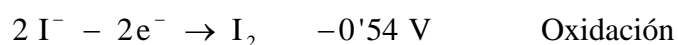
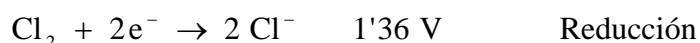
## R E S O L U C I Ó N

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



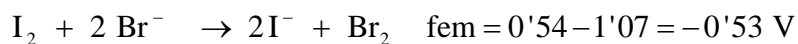
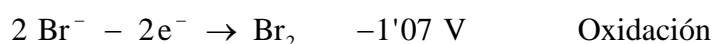
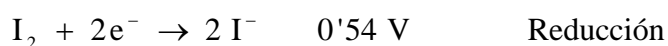
La especie más oxidante es la que tiene mayor potencial, es decir,  $\text{Cl}_2/\text{Cl}^- = 1'36 \text{ V}$ , mientras que la especie más reductora es la que tiene menor potencial, es decir,  $\text{I}_2/\text{I}^- = 0'54 \text{ V}$

b)



Luego, la reacción es espontánea.

c)



Luego, la reacción no es espontánea.



En disolución acuosa y en medio ácido sulfúrico el sulfato de hierro (II) reacciona con permanganato de potasio para dar sulfato de manganeso (II), sulfato de hierro (III) y sulfato de potasio.

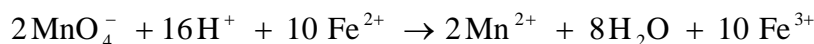
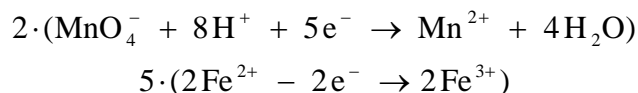
a) Escriba y ajuste las correspondientes reacciones iónicas y la molecular del proceso por el método del ión-electrón.

b) Calcule la concentración molar de una disolución de sulfato de hierro (II) si 10 mL de esta disolución han consumido 22'3 mL de una disolución acuosa de permanganato de potasio 0'02 M.

QUÍMICA. 2011. SEPTIEMBRE. EJERCICIO 6. OPCIÓN B

### R E S O L U C I Ó N

a)



Simplificando y pasando a la reacción molecular, se tiene:



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

$$0'02 \cdot 0'0223 \text{ moles de KMnO}_4 \cdot \frac{10 \text{ moles de FeSO}_4}{2 \text{ moles de KMnO}_4} = 2'23 \cdot 10^{-3} \text{ moles de FeSO}_4$$

La concentración molar es:

$$M = \frac{2'23 \cdot 10^{-3}}{0'01} = 0'223 \text{ M}$$