

## QUÍMICA

### TEMA 7: REACCIONES REDOX

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

Los electrodos de aluminio y cobre de una pila galvánica se encuentran en contacto con una disolución de  $\text{Al}^{3+}$  y  $\text{Cu}^{2+}$  en una concentración 1 M.

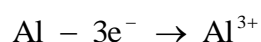
- a) Escriba e identifique las semirreacciones que se producen en el ánodo y en el cátodo.  
 b) Calcule la f.e.m. de la pila y escriba su notación simplificada  
 c) Razone si alguno de los dos metales produciría  $\text{H}_2(\text{g})$  al ponerlo en contacto con ácido sulfúrico ( $\text{H}_2\text{SO}_4$ ).

Datos:  $E^0(\text{Al}^{3+}/\text{Al}) = -1'67 \text{ V}$  ;  $E^0(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) = 0'34 \text{ V}$  ;  $E^0(\text{H}^+/\text{H}_2) = 0'00 \text{ V}$

QUÍMICA. 2018. JUNIO. 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



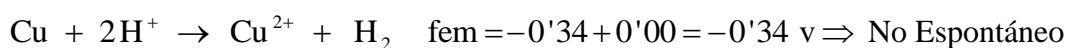
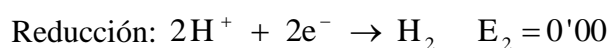
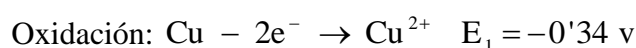
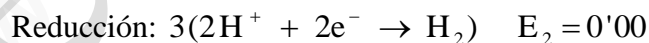
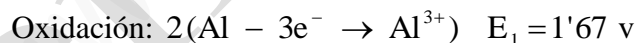
- b)



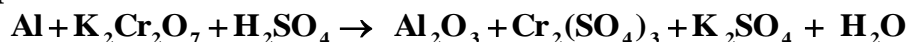
Para escribir la notación de la pila se empieza siempre escribiendo a la izquierda el proceso de oxidación (ánodo) y a continuación el de reducción (cátodo). La doble barra indica que los dos semielementos están separados por un puente salino.



- c) Calculamos si alguno reacciona con el sulfúrico



Para obtener el óxido de aluminio a partir de aluminio metálico se utiliza una disolución de dicromato de potasio en medio ácido:



a) Ajuste las reacciones iónica y molecular por el método del ión-electrón.

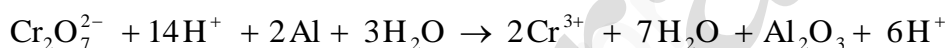
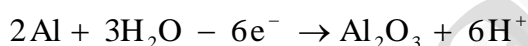
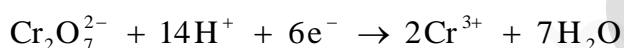
b) Calcule el volumen de disolución de  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$  de una riqueza del 20% en masa y densidad 1'124g/mL que sería necesario para obtener 25 g de  $\text{Al}_2\text{O}_3$ .

Datos: Masas atómicas relativas: Cr = 52; K = 39; Al = 27; O = 16

**QUÍMICA. 2018. JUNIO EJERCICIO 6. OPCIÓN B**

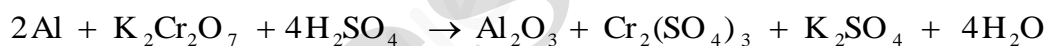
### R E S O L U C I Ó N

a)



Ecuación iónica ajustada:  $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 8\text{H}^+ + 2\text{Al} \rightarrow 2\text{Cr}^{3+} + 4\text{H}_2\text{O} + \text{Al}_2\text{O}_3$

Ecuación molecular ajustada:



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

$$25 \text{ g Al}_2\text{O}_3 \cdot \frac{1 \text{ mol Al}_2\text{O}_3}{102 \text{ g Al}_2\text{O}_3} \cdot \frac{1 \text{ mol K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7}{1 \text{ mol Al}_2\text{O}_3} = 0'245 \text{ moles K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$$

$$0'245 \text{ moles K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 \cdot \frac{294 \text{ g K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7}{1 \text{ mol K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7} \cdot \frac{100 \text{ g disolución}}{20 \text{ g K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7} \cdot \frac{1 \text{ mL disolución}}{1'124 \text{ g disolución}} = 320 \text{ mL}$$

Una moneda antigua de 25,2 g, que contiene Ag e impurezas inertes, se hace reaccionar con un exceso de  $\text{HNO}_3$ . Teniendo en cuenta que los productos de reacción son  $\text{AgNO}_3$ ,  $\text{NO}$  y  $\text{H}_2\text{O}$ :

a) Ajuste las reacciones iónica y molecular por el método del ion-electrón.

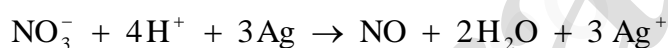
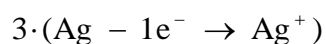
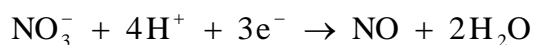
b) Calcule el porcentaje en masa de Ag en la moneda si en la reacción se desprenden 0,75 L de gas monóxido de nitrógeno, medido a  $20^\circ\text{C}$  y 750 mmHg.

Datos:  $R = 0'082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$ . Masa atómica relativa  $\text{Ag} = 108$

**QUÍMICA. 2018. RESERVA 1. 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) Vamos a calcular los moles de NO en esas condiciones

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T \Rightarrow n = \frac{P \cdot V}{R \cdot T} = \frac{\frac{750}{760} \cdot 0'75}{0'082 \cdot 293} = 0'03 \text{ moles}$$

Por la estequiometría de la reacción, vemos que:

$$0'03 \text{ moles NO} \cdot \frac{3 \text{ moles Ag}}{\text{moles NO}} \cdot \frac{108 \text{ g Ag}}{1 \text{ mol Ag}} = 9'72 \text{ g Ag}$$

Calculamos el porcentaje de plata

$$\frac{9'72 \text{ gr Ag}}{25,2 \text{ g}} \cdot 100 = 38'57\% \text{ de Ag}$$

En la reacción entre el permanganato de potasio ( $\text{KMnO}_4$ ) y el yoduro de potasio ( $\text{KI}$ ) en presencia de hidróxido de potasio ( $\text{KOH}$ ) se obtiene manganato de potasio ( $\text{K}_2\text{MnO}_4$ ), yodato de potasio ( $\text{KIO}_3$ ) y agua.

a) Ajuste las reacciones iónica y molecular por el método del ion-electrón.

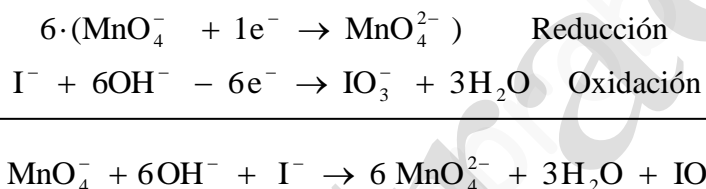
b) Calcule los gramos de  $\text{KI}$  necesarios para la reducción de 50 mL de una disolución 0,025 M de  $\text{KMnO}_4$ .

Datos: Masas atómicas relativas  $\text{I} = 127$  ;  $\text{K} = 39$

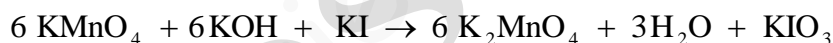
QUÍMICA. 2018. RESERVA 2. EJERCICIO 6. OPCIÓN A

### R E S O L U C I Ó N

a)



Una vez que tenemos la ecuación iónica ajustada, añadimos los iones espectadores necesarios hasta completar la ecuación molecular ajustada, que será:



b) Calculamos los moles de permanganato

$$\text{moles KMnO}_4 = 0,05 \cdot 0,025 = 1,25 \cdot 10^{-3}$$

Por la estequiometría de la reacción vemos que:

$$1,25 \cdot 10^{-3} \text{ moles KMnO}_4 \cdot \frac{1 \text{ mol KI}}{6 \text{ moles KMnO}_4} \cdot \frac{166 \text{ g KI}}{1 \text{ mol KI}} = 0,035 \text{ g KI}$$

a) Determine la intensidad de corriente que hay que aplicar a una muestra de 0,1 kg de bauxita que contiene un 60% de  $\text{Al}_2\text{O}_3$  para la electrolisis total hasta aluminio en un tiempo de 10 h.

b) ¿Cuántos gramos de aluminio se depositan cuando han transcurrido 30 minutos si la intensidad es 10 A?

Datos:  $F = 96500 \text{ C/mol}$ . Masas atómicas relativas  $\text{Al} = 27$  ;  $\text{O} = 16$

**QUÍMICA. 2018. RESERVA 2. EJERCICIO 6. OPCIÓN B**

### R E S O L U C I Ó N

a) Calculamos la cantidad de aluminio que hay en 0'1 kg de bauxita

$$100 \cdot \frac{60}{100} = 60 \text{ g de } \text{Al}_2\text{O}_3$$

$$\left. \begin{array}{l} 102 \text{ g } \text{Al}_2\text{O}_3 \rightarrow 54 \text{ g Al} \\ 60 \text{ g } \text{Al}_2\text{O}_3 \rightarrow x \end{array} \right\} x = 31'76 \text{ g Al}$$

Aplicamos la 2ª ley de Faraday:

$$m = \frac{Eq - g \cdot I \cdot t}{96500} \Rightarrow 31'76 = \frac{\frac{27}{3} \cdot I \cdot 36.000}{96500} \Rightarrow I = 9'46 \text{ Amperios}$$

b) Calculamos la masa de aluminio

$$m = \frac{Eq - g \cdot I \cdot t}{96500} = \frac{\frac{27}{3} \cdot 10 \cdot 1800}{96500} = 1'68 \text{ g}$$

100 gramos de bromuro de sodio (NaBr) se tratan con una disolución de ácido nítrico (HNO<sub>3</sub>) concentrado de densidad 1,39 g/mL y 70% de riqueza en masa, dando como productos de la reacción Br<sub>2</sub>, NO<sub>2</sub>, NaNO<sub>3</sub> y H<sub>2</sub>O:

a) Ajuste las reacciones iónica y molecular por el método del ion-electrón.

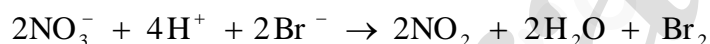
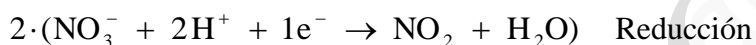
b) Calcule el volumen de ácido necesario para completar la reacción.

Datos: Masas atómicas relativas Br = 80, Na = 23, O = 16, N = 14, H = 1

QUÍMICA. 2018. RESERVA 3. EJERCICIO 6. OPCIÓN A

### R E S O L U C I Ó N

a)



La ecuación molecular ajustada es:



b) Calculamos el volumen de HNO<sub>3</sub>

$$100 \text{ g NaBr} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{103 \text{ g NaBr}} = 0'97 \text{ moles NaBr}$$

Por la estequiometría de la reacción, vemos que, por cada mol de NaBr reaccionan 2 moles de HNO<sub>3</sub>, es decir, en nuestro caso, 1'94 moles de HNO<sub>3</sub>.

Calculamos la molaridad de la disolución que nos dan.

$$M = \frac{\frac{\text{g}}{\text{Pm}}}{1\text{L}} = \frac{1390 \cdot 0'7}{63} = 15'44 \text{ M} = \frac{\text{moles}}{\text{V}} = \frac{1'94}{\text{V}} \Rightarrow \text{V} = 0'125 \text{ L} = 125'64 \text{ mL}$$

El principal método de obtención del aluminio comercial es la electrolisis de las sales de  $\text{Al}^{3+}$  fundidas.

a) ¿Cuántos culombios deben pasar a través del fundido para depositar 1 kg de aluminio?

b) Si una cuba electrolítica industrial de aluminio opera con una intensidad de corriente de  $4 \cdot 10^4 \text{ A}$ , ¿cuánto tiempo será necesario para producir 1 kg de aluminio?

Datos:  $F = 96500 \text{ C/mol}$ . Masa atómica relativa  $\text{Al} = 27$

QUÍMICA. 2018. RESERVA 3. EJERCICIO 6. OPCIÓN B

### R E S O L U C I Ó N

a) Aplicamos la 2ª ley de Faraday.

$$m = \frac{Eq - g \cdot I \cdot t}{96500} \Rightarrow I \cdot t = \frac{96500 \cdot m}{Eq - g} = \frac{96500 \cdot 1000}{\frac{27}{3}} = 10722222'2 \text{ Culombios}$$

b)

$$m = \frac{Eq - g \cdot I \cdot t}{96500} \Rightarrow t = \frac{96500 \cdot m}{Eq - g \cdot I} = \frac{96500 \cdot 1000}{\frac{27}{3} \cdot 40000} = 268 \text{ segundos}$$



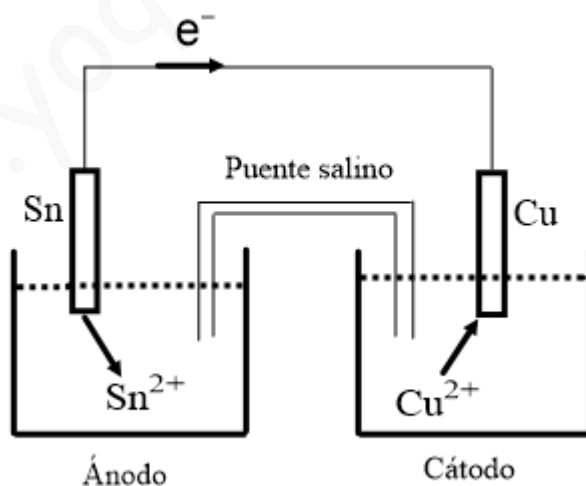
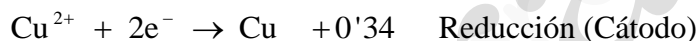
Los potenciales normales de reducción de  $\text{Sn}^{2+}/\text{Sn}$  y  $\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}$  son  $-0,14\text{ V}$  y  $0,34\text{ V}$ , respectivamente. Si con ambos electrodos se construye una pila:

- Escriba e identifique las semirreacciones que se producen en el ánodo y en el cátodo.
- Dibuje un esquema de la misma, señalando el sentido en el que se mueven los electrones.
- Calcule la f.e.m. de la pila.

**QUÍMICA. 2018. RESERVA 4. EJERCICIO 4. OPCIÓN A**

### R E S O L U C I Ó N

Actuará como cátodo (polo positivo) el de mayor potencial de reducción, o sea, el par  $E^0(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu})=0'34\text{ v}$  y como ánodo (polo negativo) el de menor potencial, el  $E^0(\text{Sn}^{2+}/\text{Sn})=-0'14\text{ v}$ . Los electrones fluirán del electrodo de estaño al de cobre (siempre del ánodo al cátodo); se disolverá el estaño metálico pasando a la disolución y se depositará el cobre de la disolución en el electrodo de estaño en forma metálica. Las reacciones que tiene lugar serán:



Una muestra que contiene sulfuro de calcio se trata con ácido nítrico concentrado hasta reacción completa, según:  $\text{CaS} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{NO} + \text{SO}_2 + \text{Ca}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{O}$

a) Ajuste las reacciones iónica y molecular por el método del ion-electrón.

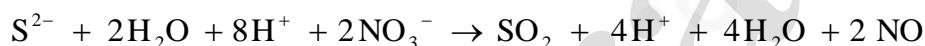
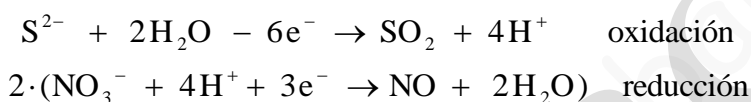
b) Calcule la riqueza (%) en sulfuro de calcio de la muestra, sabiendo que al añadir ácido nítrico concentrado a 35 g de muestra se obtienen 18 L de NO, medidos a 20°C y 700 mmHg.

Datos:  $R = 0'082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$ . Masas atómicas relativas: Ca = 40; S = 32.

**QUÍMICA. 2018 RESERVA 4. EJERCICIO 6. OPCIÓN B**

### R E S O L U C I Ó N

a)



Simplificando, tenemos que:  $\text{S}^{2-} + 4\text{H}^+ + 2\text{NO}_3^- \rightarrow \text{SO}_2 + 2\text{H}_2\text{O} + 2\text{NO}$

Ajustamos la ecuación molecular:  $\text{CaS} + 4\text{HNO}_3 \rightarrow \text{SO}_2 + 2\text{H}_2\text{O} + 2\text{NO} + \text{Ca}(\text{NO}_3)_2$

b) Calculamos los moles de NO.

$$n = \frac{P \cdot V}{R \cdot T} = \frac{\frac{700}{760} \cdot 18}{0'082 \cdot 293} = 0'69 \text{ moles de NO}$$

Por la estequiometría de la reacción sabemos que:

$$0'69 \text{ moles} \cdot \frac{72 \text{ gr CaS}}{2 \text{ moles NO}} = 24'84 \text{ g CaS}$$

Calculamos la riqueza de la muestra:

$$\frac{24'84 \text{ g CaS puros}}{35 \text{ gr muestra}} \cdot 100 = 70'97 \%$$

Se lleva a cabo la electrolisis de  $\text{ZnBr}_2$  fundido.

a) Calcule cuánto tiempo tardará en depositarse 1 g de Zn si la corriente es de 10 A.

b) Si se utiliza la misma intensidad de corriente en la electrolisis de una sal fundida de vanadio y se depositan 3,8 g de este metal en 1 h, ¿cuál será la carga del ion vanadio en esta sal?

Datos:  $F = 96500 \text{ C/mol}$ . Masas atómicas relativas  $V = 50'9$ ;  $Zn = 65'4$

**QUÍMICA. 2018. SEPTIEMBRE. EJERCICIO 6. OPCIÓN A**

### R E S O L U C I Ó N

a) La semireacción que tiene lugar es:  $\text{Zn}^{2+} + 2e^- \rightarrow \text{Zn}$

Aplicamos la 2ª ley de Faraday.

$$1 = \frac{65'4}{2} \cdot 10 \cdot t \Rightarrow t = 295'11 \text{ segundos}$$

b) Aplicamos la 2ª ley de Faraday.

$$3'8 = \frac{50'9}{c} \cdot 10 \cdot 3600 \Rightarrow c = 5$$

Luego, la carga del ión vanadio es +5

El permanganato de potasio ( $\text{KMnO}_4$ ), en medio ácido sulfúrico ( $\text{H}_2\text{SO}_4$ ), reacciona con el peróxido de hidrógeno ( $\text{H}_2\text{O}_2$ ) dando lugar a sulfato de manganeso(II) ( $\text{MnSO}_4$ ), oxígeno ( $\text{O}_2$ ), sulfato de potasio ( $\text{K}_2\text{SO}_4$ ) y agua.

a) Ajuste las reacciones iónica y molecular por el método del ion-electrón.

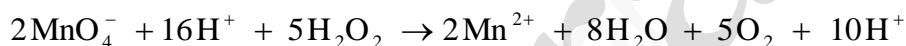
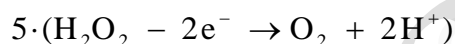
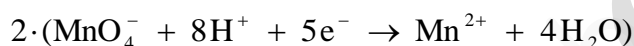
b) ¿Qué volumen de  $\text{O}_2$  medido a 900 mmHg y  $80^\circ\text{C}$  se obtiene a partir de 100 g de  $\text{KMnO}_4$ ?

Datos:  $R = 0'082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$ . Masas atómicas relativas  $\text{Mn} = 55$  ;  $\text{K} = 39$  ;  $\text{O} = 16$

**QUÍMICA. 2018. SEPTIEMBRE. EJERCICIO 6. OPCIÓN B**

### RESOLUCIÓN

a)



Simplificando y pasando a la reacción molecular, se tiene:



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

$$100 \text{ g KMnO}_4 \cdot \frac{5 \text{ moles O}_2}{2 \cdot 158 \text{ g KMnO}_4} = 1'58 \text{ moles O}_2$$

$$V = \frac{n \cdot R \cdot T}{P} = \frac{1'58 \cdot 0'082 \cdot 353}{\frac{900}{760}} = 38'62 \text{ L de O}_2$$