

QUÍMICA

TEMA 7: REACCIONES REDOX

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

a) ¿Qué cantidad de electricidad es necesaria para que se deposite en el cátodo todo el oro contenido en un litro de disolución 0'1 M de cloruro de oro(III)?

b) Qué volumen de dicloro, medido a la presión de 740 mmHg y 25°C, se desprenderá del ánodo?.

Datos:  $F = 96500 \text{ C}$ .  $R = 0'082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$ . Masas atómicas:  $\text{Au} = 197$ ;  $\text{Cl} = 35'5$ .

QUÍMICA. 2014. JUNIO. EJERCICIO 6. OPCIÓN B

### R E S O L U C I Ó N

a) De acuerdo con la 2ª ley de Faraday, la cantidad de electricidad necesaria para depositar un equivalente de una sustancia es 96.500 C.

$$m = \frac{Eq - g \cdot I \cdot t}{96500} \Rightarrow 0'1 \cdot 197 = \frac{197}{3} \cdot I \cdot t \Rightarrow I \cdot t = \frac{96500 \cdot 0'1 \cdot 197}{\frac{197}{3}} = 28950 \text{ C}$$

b) Calculamos los moles de cloro

$$28950 \text{ C} \cdot \frac{1 \text{ mol } e^-}{96500 \text{ C}} \cdot \frac{1 \text{ mol } \text{Cl}_2}{2 \text{ moles } e^-} = 0'15 \text{ moles } \text{Cl}_2$$

Calculamos el volumen:

$$V = \frac{nRT}{P} = \frac{0'15 \cdot 0'082 \cdot 298}{\frac{740}{760}} = 3'76 \text{ L de } \text{Cl}_2$$

**Responda razonadamente:**

**a) ¿Reaccionará una disolución acuosa de ácido clorhídrico con hierro metálico?**

**b) ¿Reaccionará una disolución acuosa de ácido clorhídrico con cobre metálico?**

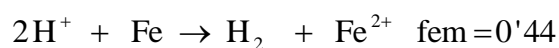
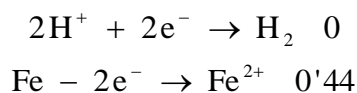
**c) ¿Qué ocurrirá si se añaden limaduras de hierro a una disolución  $\text{Cu}^{2+}$ ?**

**Datos:  $E^0(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) = 0'34 \text{ V}$ ;  $E^0(\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}) = -0'44 \text{ V}$  y  $E^0(\text{H}^+/\text{H}_2) = 0'0 \text{ V}$ .**

**QUÍMICA. 2014. RESERVA 1. EJERCICIO 3. OPCIÓN B**

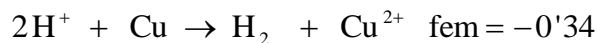
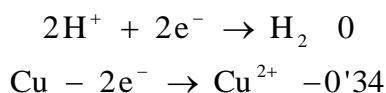
### R E S O L U C I Ó N

a)



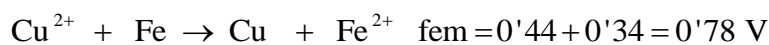
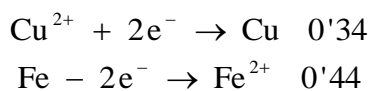
Como  $\text{fem} > 0 \Rightarrow$  Si se produce la reacción.

b)



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

c)



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

El ácido nítrico reacciona con el sulfuro de hidrógeno dando azufre elemental (S), monóxido de nitrógeno y agua.

a) Escriba y ajuste por el método del ion-electrón la reacción molecular correspondiente.

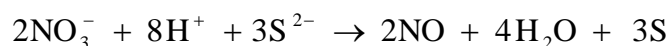
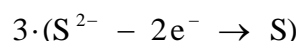
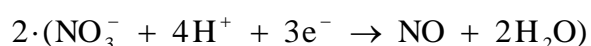
b) Determine el volumen de sulfuro de hidrógeno, medido a 60°C y 1 atm, necesario para que reaccione con 500 mL de ácido nítrico 0,2 M.

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

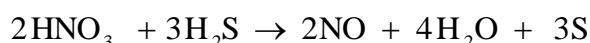
QUÍMICA. 2014. RESERVA 2. EJERCICIO 5. OPCIÓN A

### R E S O L U C I Ó N

a)



La ecuación molecular ajustada es:



b) Calculamos los moles de  $\text{HNO}_3$

$$0'2 = \frac{\text{moles}}{0'5} \Rightarrow 0'1 \text{ mol de } \text{HNO}_3$$

Por la estequiometría de la reacción, vemos que:

$$0'1 \text{ mol de } \text{HNO}_3 \cdot \frac{3 \text{ moles de } \text{H}_2\text{S}}{2 \text{ moles de } \text{HNO}_3} = 0'15 \text{ moles de } \text{H}_2\text{S}$$

Calculamos el volumen

$$V = \frac{n \cdot R \cdot T}{P} = \frac{0'15 \cdot 0'082 \cdot 333}{1} = 4'09 \text{ L de } \text{H}_2\text{S}$$

**Justifique qué ocurrirá cuando:**

a) Un clavo de hierro se sumerge en una disolución acuosa de  $\text{CuSO}_4$ .

b) Una moneda de níquel se sumerge en una disolución de  $\text{HCl}$ .

c) Un trozo de potasio sólido se sumerge en agua.

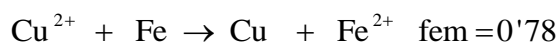
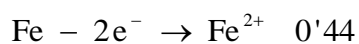
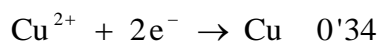
Datos:  $E^0(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) = 0'34 \text{ V}$ ;  $E^0(\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}) = -0'44 \text{ V}$ ;  $E^0(\text{Ni}^{2+}/\text{Ni}) = -0'24 \text{ V}$ ;

$E^0(\text{K}^+/\text{K}) = -2'93 \text{ V}$ ;  $E^0(\text{H}^+/\text{H}_2) = 0'00 \text{ V}$ .

**QUÍMICA. 2014. RESERVA 3. EJERCICIO 3. OPCIÓN A**

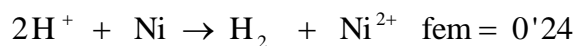
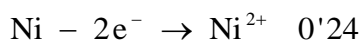
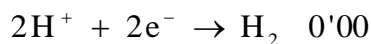
### R E S O L U C I Ó N

a)



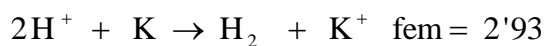
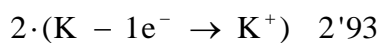
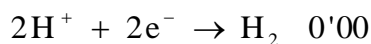
Como  $\text{fem} > 0 \Rightarrow$  Si se produce la reacción, por lo tanto, el clavo de hierro se disuelve.

b)



Como  $\text{fem} > 0 \Rightarrow$  Si se produce la reacción, por lo tanto, la moneda de níquel se disuelve.

c)



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

Se hace pasar durante 2,5 horas una corriente de 5 A a través de una celda electroquímica que contiene una disolución de  $\text{SnI}_2$ . Calcule:

a) La masa de estaño metálico depositada en el cátodo.

b) Los moles de  $\text{I}_2$  liberados en el ánodo.

Datos:  $F = 96.500 \text{ C}$ . Masas atómicas  $\text{Sn} = 118'7$  ;  $\text{I} = 127$ .

QUÍMICA. 2014. RESERVA 3. EJERCICIO 6. OPCIÓN B

### R E S O L U C I Ó N

a) Aplicamos la 2ª ley de Faraday:

$$m = \frac{Eq - g \cdot I \cdot t}{96500} = \frac{118'7}{2} \cdot 5 \cdot 9000}{96500} = 27'68 \text{ g}$$

b) Aplicamos la 2ª ley de Faraday:

$$m = \frac{Eq - g \cdot I \cdot t}{96500} = \frac{254}{2} \cdot 5 \cdot 9000}{96500} = 59,22 \text{ g} \cdot \frac{1 \text{ mol } \text{I}_2}{254 \text{ g } \text{I}_2} = 0'23 \text{ moles de } \text{I}_2$$

Se construye una pila electroquímica con los pares  $\text{Hg}^{2+}/\text{Hg}$  y  $\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}$  cuyos potenciales normales de reducción son 0,95 V y 0,34 V, respectivamente.

a) Escriba las semirreacciones y la reacción global.

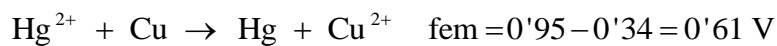
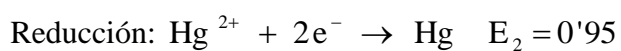
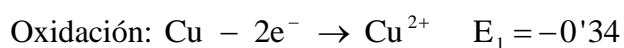
b) Indique el electrodo que actúa como ánodo y el que actúa como cátodo.

c) Calcule la fuerza electromotriz de la pila.

QUÍMICA. 2014. RESERVA 4. EJERCICIO 3. OPCIÓN A

### R E S O L U C I Ó N

a y c)



b) El electrodo de cobre actúa como ánodo y el electrodo de mercurio como cátodo.

Dada la siguiente reacción:  $\text{As} + \text{KBrO} + \text{KOH} \rightarrow \text{K}_3\text{AsO}_4 + \text{KBr} + \text{H}_2\text{O}$

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

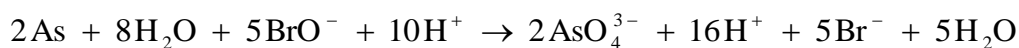
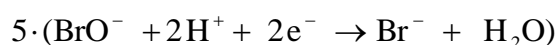
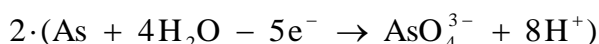
b) Calcule los gramos de arsénico que habrán reaccionado cuando se hayan consumido 60 mL de hidróxido de potasio 0,25 M.

Datos: Masas atómicas  $\text{H} = 1$  ;  $\text{As} = 74'9$  ;  $\text{O} = 16$  ;  $\text{K} = 39$  .

QUÍMICA. 2014. RESERVA 4. EJERCICIO 6 OPCIÓN B

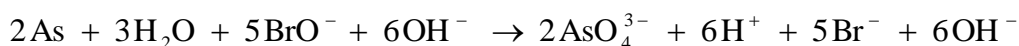
### R E S O L U C I Ó N

a)



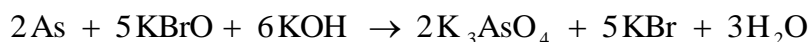
Simplificando, tenemos:  $2\text{As} + 3\text{H}_2\text{O} + 5\text{BrO}^- \rightarrow 2\text{AsO}_4^{3-} + 6\text{H}^+ + 5\text{Br}^-$ .

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:  $2\text{As} + 5\text{BrO}^- + 6\text{OH}^- \rightarrow 2\text{AsO}_4^{3-} + 5\text{Br}^- + 3\text{H}_2\text{O}$

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) Calculamos los gramos de hidróxido de potasio

$$M = \frac{\frac{\text{g}}{\text{Pm}}}{V} \Rightarrow 0'25 = \frac{\frac{\text{g}}{56}}{0'06} \Rightarrow 0'84 \text{ g de KOH}$$

Por la estequiometría de la reacción, vemos que:

$$0'84 \text{ g de KOH} \cdot \frac{2 \cdot 74'9 \text{ g As}}{6 \cdot 56 \text{ g de KOH}} = 0'3745 \text{ g de As}$$



Se hace reaccionar una muestra de 10 g de cobre con ácido sulfúrico obteniéndose 23,86 g de sulfato de cobre(II), además de dióxido de azufre y agua.

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

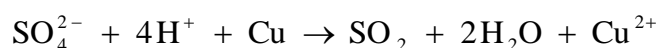
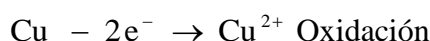
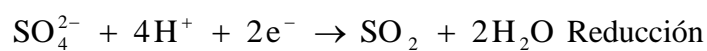
b) Calcule la riqueza de la muestra inicial en cobre.

Datos: Masas atómicas: H = 1 ; O = 16 ; S = 32 ; Cu = 63,5 .

QUÍMICA. 2014. SEPTIEMBRE. 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) Según la estequiometría de la reacción vemos que:

$$23,86 \text{ g CuSO}_4 \cdot \frac{1 \text{ mol CuSO}_4}{159,5 \text{ g CuSO}_4} \cdot \frac{1 \text{ mol Cu}}{1 \text{ mol CuSO}_4} \cdot \frac{63,5 \text{ g Cu}}{1 \text{ mol Cu}} = 9,5 \text{ g Cu}$$

Calculamos la riqueza de la muestra:

$$\frac{9,5 \text{ g Cu}}{10 \text{ g muestra}} \cdot 100 = 95 \%$$