

QUÍMICA 1

CUARTA PRÁCTICA CALIFICADA

SEMESTRE ACADÉMICO 2020-2

Horarios: Todos

Duración: 80 minutos

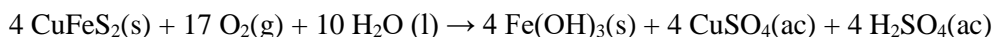
Elaborada por los profesores del curso

INDICACIONES:

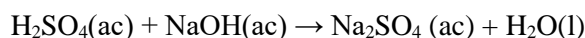
- La práctica consta de dos preguntas que dan un puntaje total de 20 puntos
- El profesor del horario iniciará la sesión a la hora programada vía zoom para dar indicaciones generales antes de empezar la prueba.
- La prueba será colocada en PAIDEIA y se podrá visibilizar a la hora programada.
- Durante el desarrollo de la prueba los alumnos podrán hacer consultas a los Jefes de Práctica a través de los foros del curso.
- El profesor del horario permanecerá conectado a través del zoom, de esta manera durante el desarrollo de la prueba cualquier alumno podrá volver a conectarse si desea hacer alguna consulta al profesor.
- En PAIDEIA se habilitará la carpeta de Entrega de la Pa4 con un plazo que vence transcurridas las 2 horas programadas para la sesión. Los últimos 40 minutos de la sesión están destinados solo a que usted prepare y suba sus archivos en PAIDEIA
- El nombre del archivo debe configurarse así:
Q1-INITIAL DE SU NOMBRE-APELLIDO-Pa4-1 (para la pregunta 1)
Q1-INITIAL DE SU NOMBRE-APELLIDO-Pa4-2 (para la pregunta 2)
- El desarrollo de la práctica se puede hacer manualmente. NO OLVIDE COLOCAR SU NOMBRE Y CÓDIGO EN EL DOCUMENTO.
- El documento con su resolución puede escanearse o fotografiarse para subirlo a PAIDEIA.
- Todos los datos necesarios se dan al final de este documento.
- No está permitido el uso de material adicional al que se provee en este documento, y el trabajo debe realizarse de manera individual. Cualquier acto de plagio que se detecte resultará en la anulación de su prueba.

Pregunta 1 (10 puntos)

La meteorización es el proceso que experimentan los materiales en la superficie como respuesta a las condiciones de contacto o proximidad con la atmósfera, hidrósfera y biósfera. En toda actividad minera cuando los materiales excavados entran en contacto con la atmósfera generan ácidos debido a la oxidación de sulfuros minerales, como la calcopirita (CuFeS_2 , 183,5 g/mol). La oxidación de esta sustancia se describe a continuación:



Víctor, un ingeniero de minas, realiza experimentos en el laboratorio con una muestra de 400 g de calcopirita. Luego de varias pruebas simuladas de meteorización, recoge en total 45,8 L de solución. Se realizó un análisis con 30 mL de la solución ácida recolectada agregando una solución de hidróxido de sodio (NaOH , 40 g/mol) 0,02 M. La reacción de neutralización se completó cuando se agregó un volumen de 45,2 mL de la solución de NaOH empleada. La reacción de neutralización ocurrida en este proceso es la siguiente:



Víctor requiere los valores de los datos de la tabla, dada a continuación, para realizar el informe del experimento con calcopirita:

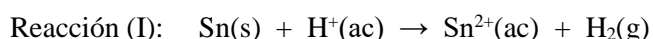
Datos	Valor
Molaridad del ácido sulfúrico (H_2SO_4) en la solución recogida:	
Masa de calcopirita que ha reaccionado: (se considera que el H_2SO_4 es el único ácido producido)	
Porcentaje de H_2SO_4 obtenido en los ensayos, en relación con la cantidad teórica que se obtendría si la calcopirita se consumiera completamente:	

Realice los cálculos respectivos para completar los datos de la tabla.

Pregunta 2 (10 puntos)

El estaño (Sn, 118,71 g/mol) es un metal que ha sido utilizado por el hombre desde la antigüedad. Su bajo punto de fusión hizo que sea uno de los primeros metales en ser fundidos. La mezcla de estaño y cobre originó la primera aleación. En el siglo XIX se le utilizó ampliamente en las latas que servían para envasar productos alimenticios. Actualmente, uno de sus usos más importantes se encuentra en la industria electrónica, pues permite obtener soldaduras que mantienen unidos a los diferentes componentes de un circuito eléctrico.

Para determinar el contenido de estaño en una aleación, una cierta masa de muestra fue tratada con ácido clorhídrico concentrado (HCl(ac)), para promover la reacción (I):



Una vez terminada la reacción, se agregó agua hasta que el volumen de la solución obtenida fue 100 mL. Esta es la SOLUCIÓN 1.

La concentración de $\text{Sn}^{2+}(\text{ac})$ se puede determinar usando un agente oxidante que promueva la oxidación del $\text{Sn}^{2+}(\text{ac})$ hasta $\text{Sn}^{4+}(\text{ac})$. En el laboratorio se dispone de dos agentes oxidantes:

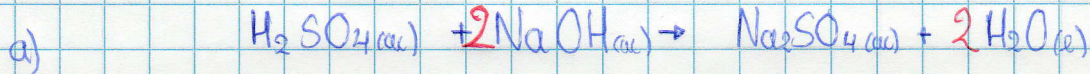
- $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ 0,75 mol/L. En medio ácido los iones $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}(\text{ac})$ se reducen a $\text{Cr}^{3+}(\text{ac})$.
 - KMnO_4 0,97 mol/L. En medio ácido los iones $\text{MnO}_4^-(\text{ac})$ se reducen a $\text{Mn}^{2+}(\text{ac})$.
- a. (1,0 p) **Usted debe escoger uno de los dos agentes oxidantes para hacer el análisis.** Una vez seleccionado, debe tomar un volumen de 15 mL de la solución correspondiente y diluirlo hasta 50 mL. Finalmente, debe determinar la concentración de la solución final del agente oxidante que es la que empleará en la siguiente etapa.

En esta etapa debe medir un volumen de la SOLUCIÓN 1 que contiene el $\text{Sn}^{2+}(\text{ac})$. **El volumen que medirá puede ser 20 mL o 25 mL, usted escoja cuál de los dos desea usar**, haga la medición y coloque el volumen en un matraz. El agente oxidante se agregará luego gota a gota hasta que se complete la reacción.

- Si usted escogió trabajar con un volumen de 20 mL de la solución de $\text{Sn}^{2+}(\text{ac})$, el volumen usado de agente oxidante es 23,35 mL.
 - Si usted escogió trabajar con un volumen de 25 mL de la solución de $\text{Sn}^{2+}(\text{ac})$, el volumen usado de agente oxidante es 27,75 mL.
- b. (1,5 p) Escriba las semirreacciones de oxidación y reducción correspondientes al proceso escogido por usted anteriormente y haga el balance aplicando el método del ion-electrón.
- c. (1,5 p) Determine la concentración de $\text{Sn}^{2+}(\text{ac})$ en la SOLUCIÓN 1 y el número total de moles de este ion en los 100 mL de la solución.
- d. (2,0 p) Aplique el método del ion - electrón para hacer el balance de la Reacción (I) e identifique al agente oxidante, agente reductor, forma oxidada y forma reducida.
- e. (2,0 p) Si se tiene la información que el contenido de estaño en la aleación es de 44,6%, determine la masa de muestra que se empleó para este análisis.
- f. (2,0 p) Si se mezcla 50 mL de la SOLUCIÓN 1 que contiene Sn^{2+} con 50 mL de la solución diluida del agente oxidante que usted escogió, determine la concentración de Sn^{4+} en la mezcla final.

Pregunta 1

Grupo 113



$$30 \text{ ml} \times \frac{1 \text{ L}}{1000 \text{ ml}} = 0,03 \text{ L}$$

$$M = 0,02 \text{ M}$$

$$V = 45,2 \text{ ml}$$

$$\rightarrow 0,0452 \text{ L}$$

$$M = \frac{n}{V} \rightarrow n = M \cdot V$$

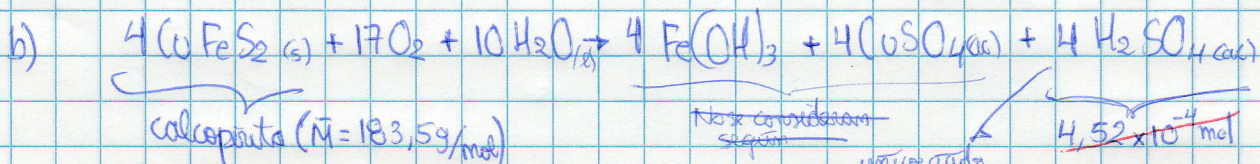
$$n = 0,0452 \text{ L} \times 0,02 \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

$$n_{\text{NaOH}} = 9,04 \times 10^{-4} \text{ mol}$$

Como dice que la reacción termina justo con los 0,0452 L de NaOH, esa cant. se consume totalmente, y también lo que había de H_2SO_4

$$\therefore n_{\text{H}_2\text{SO}_4} \text{ requerido} = 9,04 \times 10^{-4} \text{ mol NaOH} \times \frac{1 \text{ mol H}_2\text{SO}_4}{2 \text{ mol NaOH}} = 4,52 \times 10^{-4} \text{ mol H}_2\text{SO}_4$$

$$\rightarrow M_{\text{H}_2\text{SO}_4} = \frac{4,52 \times 10^{-4} \text{ mol}}{0,03 \text{ L}} = 0,015067 \text{ M} \text{ o } 0,015067 \text{ mol/L de H}_2\text{SO}_4 \text{ en los 30 ml de solución}$$



$$\text{Masa calcopirita} = \cancel{4,52 \times 10^{-4} \text{ mol H}_2\text{SO}_4} \times \frac{4 \text{ mol CuFeS}_2}{4 \text{ mol H}_2\text{SO}_4} \times \frac{183,59}{1 \text{ mol}} = \cancel{0,082942 \text{ g calcopirita que han reaccionado}}$$

Moles en los 45,8 L :

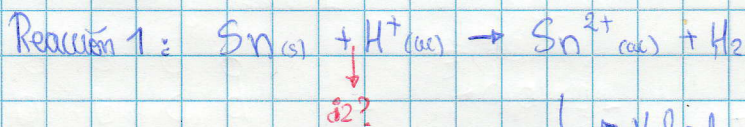
$$M \times V(n) = 0,015067 \text{ M} \times 45,8 \text{ L} = 0,69 \text{ mol de H}_2\text{SO}_4 \text{ producidos}$$

$$\text{Masa calcopirita} = 0,69 \text{ mol H}_2\text{SO}_4 \times \frac{4 \text{ mol CuFeS}_2}{4 \text{ mol H}_2\text{SO}_4} \times \frac{183,59}{1 \text{ mol CuFeS}_2} = 126,615 \text{ g de calcopirita que han reaccionado}$$

c) $(\%) = \frac{\text{cant. obtenida H}_2\text{SO}_4}{\text{cant. teórica H}_2\text{SO}_4} \rightarrow \text{Cant. teó.} = 400 \text{ g se consumen por completo.}$

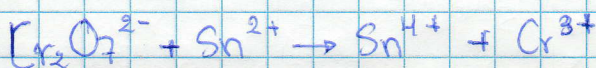
$$\rightarrow 400 \text{ g calco} \times \frac{1 \text{ mol calco}}{183,59 \text{ g calco}} \times \frac{4 \text{ mol H}_2\text{SO}_4}{4 \text{ mol calco}} = 2,1798365 \text{ mol teórico H}_2\text{SO}_4 \text{ obtenidos teóricamente}$$

$$\textcircled{\%} = \frac{0,69 \text{ mol obtenida}}{2,1748365 \text{ mol teorica}} \times 100 = 31,65 \% \text{ de } H_2SO_4 \text{ obtenida respecto al teorico.}$$

Pregunta 2

↳ Vol solución: 100 ml o 0,1 L

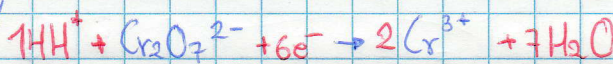
a) Elegimos: $K_2Cr_2O_7$ 0,75 mol/L. En medio ácido vamos $Cr_2O_7^{2-}_{(ac)}$ a reducir a Cr^{3+}



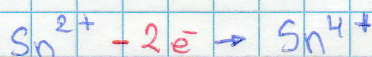
Ag oxidante:



(del $K_2Cr_2O_7$) 3



$\begin{matrix} 14(-2) - 6 \\ 12 - 6 \\ +6 \end{matrix}$ } Semirreacción
reducción



} Semirreacción
oxidación



↳ $K_2Cr_2O_7$ 0,75 mol/L

$$C_1 \times V_1 = C_2 \times V_2$$

15 ml son 0,015 L

50 ml son 0,050 L

$$0,75 M \times 0,015 L = C_2 \times 0,050 L$$

$$C_2 = \frac{0,75 M \times 0,015 L}{0,050 L} = 0,225 M \text{ de } K_2Cr_2O_7$$

ETAPA 2: SOLUCIÓN 1 en de 0,1 L

De allí, tome 20 ml de sol Sn^{2+}

o 0,020 L Sn^{2+}_{sol}

El volumen de $K_2Cr_2O_7$ en 23,35 ml

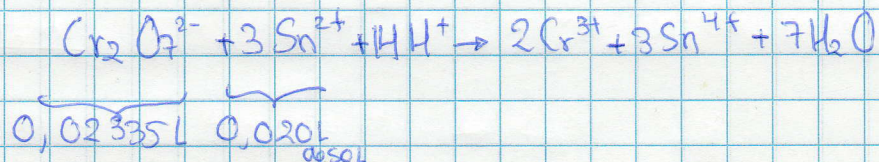
sol

o 0,02335 L

(b). El laboratorio hizo en la parte a.



c) $M_{Sn^{2+}}$ en SOL 1 y el n de Sn^{2+} en esa SOL

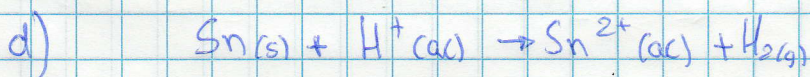


$$\text{Moles de } Cr_2O_7^{2-} = M \times V = 0,225M \times 0,02335L = 5,25375 \times 10^{-3} \text{ mol } Cr_2O_7^{2-}$$

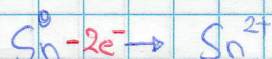
$$\text{Moles } Sn^{2+} = 5,25375 \times 10^{-3} \text{ mol } Cr_2O_7^{2-} \times \frac{3 \text{ mol } Sn^{2+}}{1 \text{ mol } Cr_2O_7^{2-}} = 0,01576125 \text{ mol } Sn^{2+}$$

$$M \text{ en } 20 \text{ ml} \Rightarrow \frac{n}{V} = \frac{0,01576125 \text{ mol}}{0,020L} = 0,788 \frac{\text{mol}}{L} \text{ es la concentración de } Sn^{2+} \text{ en la SOL 1}$$

$$\rightarrow \text{en } 100 \text{ ml} \rightarrow 0,788 \frac{\text{mol}}{L} \times 0,1L = 0,0788 \text{ moles de } Sn^{2+}$$



reacción oxidación:



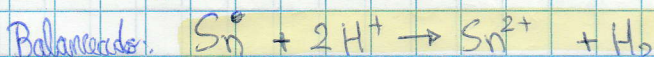
(El HCl indica medio Ácido)
 $0 - 2 = -2$

reacción reducción:



$+2 - 0 = +2$

se eliminan



Agente oxidante: H^+

Agente reductor: Sn

especie

Agente reducida: H_2

especie

Agente oxidada: Sn^{2+}

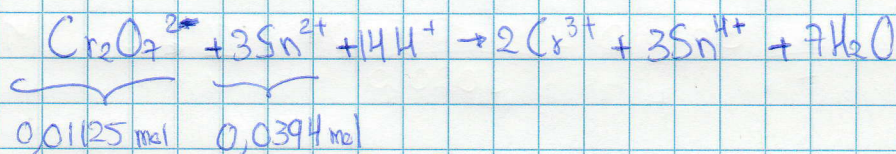
$$e) m_{Sn} = 0,0788 \text{ mol } Sn^{2+} \times \frac{1 \text{ mol } Sn}{1 \text{ mol } Sn^{2+}} = 0,0788 \text{ mol } Sn \times \frac{118,71g}{1 \text{ mol } Sn} = 9,355g \text{ de } Sn$$

$$44,6 = \frac{\text{Masa pura}}{\text{Masa total}} \times 100 \Rightarrow \text{Masa total} = \frac{9,355g \times 100}{44,6} = 20,97387g \text{ de muestra total}$$

f) $n_{\text{Sn}^{2+}} \rightarrow$

$$\left. \begin{array}{l} M_{\text{Sol}} = 0,788 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \\ \text{Vol} = 0,050 \text{ L} \end{array} \right\} n = M \times V = 0,788 \text{ M} \times 0,050 \text{ L} = 0,0394 \text{ mol Sn}^{2+}$$

$$\left. \begin{array}{l} M_{\text{Sol Agex}} = 0,225 \text{ M} \\ \text{Vol} = 0,050 \text{ L} \end{array} \right\} n = M \times V = 0,225 \text{ M} \times 0,050 \text{ L} = 0,01125 \text{ mol K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$$



① el RL:

Si se consume en $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$

$$n_{\text{Sn}^{2+}} = 0,01125 \text{ mol Cr}_2\text{O}_7^{2-} \times \frac{3 \text{ mol Sn}^{2+}}{1 \text{ mol Cr}_2\text{O}_7^{2-}} = 0,03375 \text{ mol requerido} \leq 0,0394 \text{ disponible}$$

∴ el RL es el $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$

$$\textcircled{2} n_{\text{Sn}^{4+}} = 0,01125 \text{ mol Cr}_2\text{O}_7^{2-} \times \frac{3 \text{ mol Sn}^{4+}}{1 \text{ mol Cr}_2\text{O}_7^{2-}} = 0,03375 \text{ mol Sn}^{4+}$$

$$\text{Vol sol Sn}^{4+} = 0,050 \text{ L} + 0,050 \text{ L} = 0,1 \text{ L sol Sn}^{4+}$$

} no consideramos el H₂O formado es despreciable

$$\rightarrow M = \frac{n}{V} = \frac{0,03375 \text{ mol}}{0,1 \text{ L}} = 0,3375 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \text{ en la concentración de Sn}^{4+} \text{ en la mezcla final.}$$