

DETERMINACIÓN DEL CONTENIDO DE HIERRO Y COBRE EN UNA ALEACIÓN

Xochiquétzal González Rodríguez
Revisores
Silvia Citlalli Gama González

1. INTRODUCCIÓN

Los químicos describen a las sustancias como solubles, ligeramente solubles o insolubles en términos cualitativos. Se dice que una sustancia es disoluble si se disuelve visiblemente una cantidad aceptable de la misma cuando se agrega al disolvente. Si no es así, la sustancia se describe como ligeramente disoluble o insoluble.

2. REFLEXIONES PREVIAS (INVESTIGACIÓN PREVIA)

1. ¿Qué es el producto de solubilidad?
2. ¿Cómo está definida la solubilidad de una sustancia?
3. Investigar el valor del producto de solubilidad (K_{ps} o K_s) de las siguientes sustancias:
 - a. $\text{Fe}(\text{OH})_3$
 - b. $\text{Cu}(\text{OH})_2$
4. Escribir el equilibrio del producto de solubilidad de:
 - a. $\text{Fe}(\text{OH})_3$
 - b. $\text{Cu}(\text{OH})_2$
5. Investigar la solubilidad (en masa/volumen) de:
 - a. $\text{Fe}(\text{OH})_3$
 - b. $\text{Cu}(\text{OH})_2$
6. Investigar pruebas de identificación de los cationes:
 - a. Fe^{3+}
 - b. Cu^{2+}
7. Escribir las reacciones de solubilización de:
 - a. Fe° con HNO_3

b. Cu° con HNO_3

8. Calcular la masa de Fe° que se debe pesar para precipitarlo con 10 mL de NaOH 0.1 mol/L.
9. Calcular la masa de Cl° que se debe pesar para precipitarlo con 10 mL de NaOH 0.1 mol/L.

3. OBJETIVOS DE APRENDIZAJE

GENERALES

1. Estudiar las características de las reacciones de solubilidad y precipitación.
2. Utilizar las reacciones de solubilidad-precipitación en la caracterización y/o cuantificación.
3. Utilizar alguno de los modelos disponibles para explicar y predecir el comportamiento de los procesos de solubilidad y precipitación

PARTICULARES

1. Aplicar el proceso de solubilidad en el tratamiento de una muestra..
2. Utilizar las reacciones de complejación y/o precipitación en la identificación de cationes.
3. Aplicar las Tablas de Concentraciones al Equilibrio y de Variación de Concentraciones en el contexto de las reacciones de solubilidad-precipitación.

4. PARTE EXPERIMENTAL

Equipos, materiales, reactivos y disoluciones

Revisar el documento anexo correspondiente

Actividades experimentales

Actividad 1. Identificación cualitativa de hierro y cobre

1. Solamente un equipo o el profesor y se llevará a cabo en la campana. Se tomará una pequeña cantidad de la aleación y la colocará en un vaso de precipitados de 100 mL. Añadir 5 gotas de HNO_3 concentrado y cuando se tenga una disolución verde brillante adicionar 3 gotas de ácido clorhídrico concentrado. Calentar ligeramente hasta que se solubilice todo el sólido. Cuando se haya solubilizado alcalinizar un poco agregando de 5 a 10 gotas de NaOH 1 mol/L, finalmente agregar 20 mL de agua.

NOTA: La digestión de la muestra se llevará totalmente en la campana y teniendo mucho cuidado con los gases de óxido nítrico que se generan en la reacción

2. Cada equipo tomará un poco de la disolución para ponerla en los dos tubos de ensayo.

3. En un tubo agregarán unas gotas de la disolución de ácido salicílico.
4. En el otro tubo se agregaran unas gotas de la disolución de amoniaco.
5. Registrar las observaciones en la bitácora.

Actividad 2. Normalización de la disolución de NaOH 0.1 mol/L

1. Pesar aproximadamente 0.25 g de ftalato ácido de potasio (registrar en la bitácora el peso medido con la balanza analítica) y transferirlos de manera cuantitativa a un matraz Erlenmeyer de 125 mL.
2. Adicionar 50 mL de agua destilada, disolver perfectamente el reactivo y agregar tres gotas de fenoftaleina.
3. Llenar la bureta con el hidróxido de sodio por normalizar.
4. Titular hasta el vire del indicador.
5. Realizar por triplicado.

Actividad 3. Valoración potenciométrica de la disolución problema.

1. Pesar aproximadamente 50 mg de la aleación. Transferir a un vaso de precipitados de 100 mL,. Llenar la bureta con la disolución.
2. Añadir 5 gotas de HNO₃ concentrado y cuando se tenga una disolución verde brillante adicionar 3 gotas de ácido clorhídrico concentrado. Calentar ligeramente hasta que se solubilice todo el sólido.

NOTA: La digestión de la muestra se llevará totalmente en la campana y teniendo mucho cuidado con los gases de oxido nitrógeno que se generan en la reacción

3. Agregar aproximadamente 20 mL de agua destilada. Es importante disminuir el exceso de de protones en la disolución. El pH debe llegar a un intervalo entre 1.7 y 2 para no utilizar un exceso importante de NaOH 0.1 mol/L . Esto se puede lograr de dos formas: (1) agregando al vaso dos gotas de azul de timol en disolución y agregar NaOH 1 mol/L hasta el vire; (2) introduciendo en el vaso el electrodo de vidrio combinado, previamente calibrado, y agregando gotas de NaOH 1 mol/L hasta llegar al intervalo indicado.
4. Llenar la bureta con la disolución de NaOH 0.1 mol/L
5. Introducir el electrodo combinado de vidrio, previamente calibrado, y registrar el valor del pH después de cada adición. Vaciar el contenido total de la bureta.
6. Registrar los resultados en la bitácora.

5. APOYO PARA EL MANEJO RESULTADOS Y LA DISCUSIÓN

Actividad 1. Identificación cualitativa de hierro y cobre

6. Tubo con ácido salicílico. La presencia de una coloración morada o rosa será confirmatoria de la presencia de hierro (III).
7. Tubo con amoniaco. La presencia de una coloración azul brillante será confirmatoria de la presencia de Cu (II).

NOTA: Se observará la presencia de un precipitado café que se debe a la formación del $\text{Fe}(\text{OH})_3(\text{s})$.

Actividad 3. Normalización de la disolución de NaOH 0.1 mol/L.

1. Calcular la concentración promedio del NaOH.
2. Calcular la desviación estándar del resultado.
3. Calcular la desviación estándar relativa, DER, del resultado.
4. Calcular el Intervalo de Confianza del resultado.

Actividad 3. Valoración potenciométrica de la disolución problema

1. Obtener la gráfica de pH vs. vol. agregado.
2. Obtener los gráficos de primera y segunda derivada.
3. Determinar los volúmenes de punto final de la titulación. Para esto es necesario tomar en cuenta que se trata de un sistema con múltiples volúmenes al punto final.
4. Calcular el porcentaje m/m de hierro y cobre presentes en la aleación

6. BIBLIOGRAFÍA

- [1] Skoog, D; West, D. M.; Holler, F. J.; Crouch, S. R., *Analytical Chemistry. An introduction*. Editorial Saunders College Publishing, 7ª edición, USA, 2000.
- [2] Scorer, Ted; Perkin, Michael; Buckley, Mike; *Measurement Good Practice Guide No. 70; Weighing in the Pharmaceutical Industry*. National Physical Laboratory, Reino Unido, 2004.
- [3] Vogel's, *Textbook of quantitative chemical analysis*. Editorial Síntesis, 1ª edición, España, (s/año).
- [4] Miller, J. N. y Miller, J. C.; *Estadística y Quimiometría en Química Analítica*. Editorial Prentice Hall, 4ª edición, Madrid, 2002.

- [5] Baeza, J. A.; *Expresión gráfica de las reacciones químicas. Reacciones en disolución y en las interfaces en condiciones de amortiguamiento simple*, 1ª edición, México, 2010.
depa.fquim.unam.mx/amyd/archivero/LIBRO_TEXTO_DIAGRAMAS_ALEX_BAEZA_2010_17628.pdf
- [6] De Santiago, A.; *Formulario para análisis de resultados de valoraciones ácido-base*, 1ª edición, México, 2008.
depa.fquim.unam.mx/amyd/archivero/Documento_de_Apoyo_Derivadas_datos_pH_3612.pdf
- [7] *The Merck index: an encyclopedia of chemicals, drugs, and biologicals*. 14a edición, Merck, USA 2000.