

Práctica 9

Estequiometría: reacciones de precipitación

Objetivo general

Introducir los conceptos básicos de estequiometría utilizando una reacción de precipitación.

Objetivos específicos

- Determinar experimentalmente la cantidad del ión fosfato tribásico presente en una muestra mediante una reacción de precipitación.
- Identificar los reactivos y productos de una reacción de precipitación.

Introducción

Como se mencionó en la práctica 8, la estequiometría es la rama de la química que estudia las relaciones de proporción entre las especies químicas (átomos, iones, compuestos, etc.); entre las aplicaciones más usuales es el balance de materia en una reacción química.

Una reacción química de precipitación es un tipo particular de intercambio iónico en fase acuosa, que se caracteriza por la formación de un producto insoluble a partir de dos o más sustancias en solución. El producto insoluble de una reacción química recibe el nombre genérico de “precipitado” y en general es un sólido visible en el medio, por gravedad se deposita en el fondo y puede separarse por centrifugación decantación o filtración. En este tipo de reacción, los reactivos son comúnmente sustancias iónicas que se disocian al estar en solución. Los iones tanto positivos como negativos, chocan entre sí en el seno de la solución y cuando entre los iones presentes, existe la posibilidad de una reacción que dé como resultado un compuesto insoluble, éste se precipita, en tanto que los demás iones quedan disueltos.

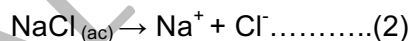
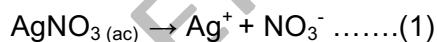
Para describir las reacciones de precipitación, de forma general, $AB + CD \rightarrow AD + CB \downarrow (s)$ es necesario escribir las ecuaciones iónicas, en las que se muestran las especies disueltas como iones libres.



En donde, el choque de los iones A^+ y C^+ o de los iones B^- y D^- , por ser de la misma carga eléctrica, son completamente elásticos (repulsivos), pero los choques de los iones con las cargas contrarias A^+ y D^- , C^+ y B^- , no son elásticos (atractivos), lo que lleva a la formación de enlaces químicos, que originan los compuestos respectivos. Este tipo de reacción se conoce como de *doble sustitución* o *intercambio iónico*. Pero, cuando la formación de alguno de los productos AD o CB da por resultado un compuesto insoluble esta reacción recibe el nombre de reacción de *precipitación*.

Un ejemplo de estas reacciones se da entre el nitrato de plata ($AgNO_3$) y el cloruro de sodio ($NaCl$), que se puede describir considerando las ecuaciones iónicas (1, 2) de la siguiente forma:

El nitrato de plata (semi reacción 1) y el cloruro de sodio (semi reacción 2) se disocian en iones al estar en solución acuosa.



Los iones de plata (Ag^+) y los iones cloruro (Cl^-) reaccionan formando cloruro de plata ($AgCl$), un sólido insoluble que se deposita en el fondo del recipiente (Figura 1).

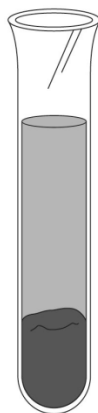


Figura 1. Separación del precipitado de cloruro de plata.

La reacción global queda expresada de la siguiente forma en donde el precipitado se identifica con el símbolo (\downarrow)



Las reacciones de precipitación han permitido durante mucho tiempo determinar la cantidad presente de un elemento, radical o compuesto, en una muestra determinada. La técnica analítica que se basa en la determinación de masa recibe el nombre de análisis gravimétrico, que consiste en filtrar el precipitado, lavarlo, secarlo y por último, pesarlo. El precipitado que se obtenga deberá ser un compuesto estequiométrico de composición conocida.

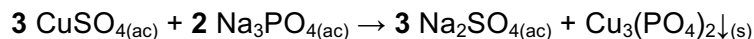
Ejemplo

Se tienen 30 mL de una muestra de agua potable con alto contenido de sulfato de cobre (CuSO_4) proveniente de los fertilizantes utilizados en la agricultura, se le adicionó un exceso de fosfato de tribásico de sodio (Na_3PO_4) formándose un precipitado de fosfato de cobre ($\text{Cu}_3(\text{PO}_4)_2$) de color azul, se filtró, se lavó y se dejó secar en la estufa a 120 °C. El peso del precipitado seco fue de 0.352 g.

- Determinar la cantidad molar de fosfato de cobre formado.
- ¿Qué cantidad de sulfato de cobre estaba presente en la muestra de agua potable?
- Determinar la concentración porcentual (% masa/volumen) de sulfato de cobre.
- Determinar la concentración molar (M) de sulfato de cobre en la muestra original.

Respuesta:

a) Es necesario escribir la reacción balanceada



Posteriormente, se determina la cantidad molar de fosfato de cobre formado en la reacción.

Recordar que

$$n = \frac{m}{PM}$$

Donde:

n= número de moles

m= masa de la sustancia

PM= masa molecular de la sustancia



PM (g/mol)	159.604		163.97		142		380.56
Masa (g)			exceso				0.352
Moles=m/PM (mol)							9.25×10^{-4}

b) Debido a que el fosfato de sodio está en exceso, para determinar la cantidad de sulfato presente en la muestra, sólo es necesario considerar la cantidad de moles de fosfato de cobre formado, como se tiene a continuación:

$$9.25 \times 10^{-4} \text{ mol de Cu}_3(\text{PO}_4)_2 \left(\frac{3 \text{ mol de CuSO}_4}{1 \text{ mol de Cu}_3(\text{PO}_4)_2} \right) = 2.775 \times 10^{-3} \text{ mol de CuSO}_4$$

Los números de moles indicados en paréntesis corresponden a los coeficientes estequiométricos de la reacción. Es decir, para que se forme un mol de fosfato de cobre es necesario que reaccionen tres moles de sulfato de cobre.

c) Una vez calculada la cantidad molar de sulfato de cobre, es posible determinar la masa:

$$m = n \cdot (PM)$$

$$m = 2.775 \times 10^{-3} \text{ mol} (159.604 \text{ g/mol}) = 0.442 \text{ g de sulfato de cobre}$$

Cualquier comentario o sugerencia acerca del manual te agradeceremos lo envíes a
sls.uam.azc@gmail.com

$3 \text{ CuSO}_4 \text{ (ac)} + 2 \text{ Na}_3\text{PO}_4 \text{ (ac)} \rightarrow 3 \text{ Na}_2\text{SO}_4 \text{ (ac)} + 1 \text{ Cu}_3(\text{PO}_4)_2 \downarrow \text{ (s)}$							
PM (g/mol)	159.604		163.97		142		380.56
Masa (g)	0.442		exceso				0.352
Moles=m/PM (mol)	2.775×10^{-3}						9.25×10^{-4}

La concentración porcentual % (m/v) de sulfato de cobre, se calcula de la siguiente forma:

$$\% \left(\frac{m}{v} \right) \text{ de } \text{CuSO}_4 = \left(\frac{\text{gramos de } \text{CuSO}_4}{\text{volumen de agua}} \right) \times 100$$

$$\% \left(\frac{m}{v} \right) \text{ de } \text{CuSO}_4 = \left(\frac{0.422 \text{ g}}{30 \text{ mL}} \right) \times 100$$

$$= 1.40 \% \text{ de sulfato de cobre}$$

d) Molaridad (**M**) de sulfato de cobre.

$$M = \frac{\text{moles de soluto}}{\text{litro de solución}}$$

$$M = \frac{2.775 \times 10^{-3} \text{ mol}}{0.03 \text{ L}}$$

$$\mathbf{M = 0.088 \text{ mol/L}}$$

Algunos ejemplos típicos de reacciones de precipitación son:

- La formación de estalactitas y estalagmitas, depósitos de minerales que se forman a partir de soluciones saturadas de carbonato de calcio, en el interior de algunas cavernas.
- La preparación de reactivos industriales esenciales como el carbonato de calcio (CaCO_3) y sulfato de bario (BaSO_4), utilizado para el diagnóstico de trastornos del tracto digestivo.
- La precipitación de carbonatos en una planta de hidróxido de sodio.

La formación de cálculos renales, que son trozos sólidos de oxalato de calcio que se forman dentro de los riñones a partir de sustancias que están en la orina.

Medidas de higiene y seguridad

Sustancia	Descripción y precauciones de manejo
Nitrato de calcio ($\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$)	<p>INGESTIÓN: La ingestión provoca irritación gastrointestinal, náusea y vómitos. Si esta sucede se deberá beber inmediatamente agua o leche y recibir atención médica.</p> <p>CONTACTO CON LOS OJOS: Provoca irritación y lagrimeo. Al contacto accidental con los ojos, lavar suavemente con agua corriente durante 15 min abriendo ocasionalmente los párpados.</p> <p>CONTACTO CON LA PIEL: Lavar con agua corriente durante 15 min. Quitarse el calzado y la ropa contaminada.</p> <p>INHALACIÓN: Irritación en las vías tracto respiratorias. Trasladar a un lugar ventilado. Si respira con dificultad suministrar oxígeno. Solicitar atención médica de inmediato.</p>
Fosfato tribásico de potasio (K_3HPO_4)	<p>INGESTIÓN: La ingestión provoca irritación gastrointestinal, náusea y vómitos. Si esta sucede se deberá beber inmediatamente agua o leche y recibir atención médica.</p> <p>CONTACTO CON LOS OJOS: Provoca irritación y lagrimeo. Al contacto accidental con los ojos, lavar suavemente con agua corriente durante 15 min abriendo ocasionalmente los párpados.</p> <p>CONTACTO CON LA PIEL: Lavar con agua corriente durante 15 min. Quitarse el calzado y la ropa contaminada.</p> <p>INHALACIÓN: Irritación en las vías tracto respiratorias. Trasladar a un lugar ventilado. Si respira con dificultad suministrar oxígeno. Solicitar atención médica de inmediato.</p>

Material y equipo	Reactivos
1 Estufa 1 Soporte universal con anillo de fierro 1 Triángulo de porcelana 1 Balanza analítica 1 Papel filtro cualitativo 2 Vasos de precipitados de 100 mL 1 Embudo de filtración rápida (de tallo largo) 2 Probetas de 50 mL 1 Pipeta de 2 mL 1 Vidrio de reloj 1 Gendarme	22 mL de solución 0.07 M de fosfato tribásico de potasio (K_3HPO_4) 20 mL de solución 0.09 M de nitrato de calcio ($\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$) Agua destilada (H_2O)

Procedimiento experimental

Determinación y cuantificación de fosfatos de calcio.

- a) En un vaso de precipitado de 100 mL limpio y seco, colocar 25 mL de nitrato de calcio 0.09 M, usando una probeta.
- b) Agregar 25 mL de la solución de fosfato tribásico de potasio 0.07 M, usando una probeta, agitar suavemente. Dejar reposar hasta que el sólido que se forma quede en el fondo del vaso. Dejar resbalar por las paredes una o dos gotas más de fosfato tribásico de potasio y observar la zona de contacto entre la gota que resbala y la solución, para estar seguros de que ya no se forme más precipitado.
- c) Pesar el papel filtro, doblarlo y colocarlo dentro del embudo de filtración, humedeciéndolo previamente con agua destilada para que se adhiera a las paredes.
- d) Filtrar la solución del vaso de precipitado, cuidando que no haya pérdida del material (Figura 2).

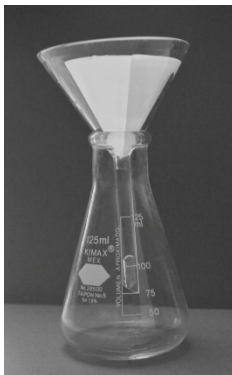


Figura 2. Dispositivo de filtración.

- e) Al terminar el paso anterior, agregar al vaso 2 mL de agua destilada para enjuagarlo, con ayuda de un gendarme raspar el sólido que se quedó adherido al vaso. Repetir este pasó 2 veces más.
- f) Retirar el filtro del embudo, sin tocar el precipitado y colocarlo en un vidrio de reloj previamente pesado (registrar el peso).
- g) Introducirlo en la estufa a 120 °C y mantenerlo ahí durante 15 o 20 minutos, hasta que toda el agua se haya evaporado.
- h) Retirarlo de la estufa y colocarlo en el desecador por 10 minutos.
- i) Determinar la masa del precipitado en una balanza analítica calibrada. Repita el paso g) y h) dos veces más, con la finalidad de tener una masa constante.

Recuperación, reciclado y/o deposición de residuos:

Cualquier comentario o sugerencia acerca del manual te agradeceremos lo envíes a sls.uam.azc@gmail.com

Cálculos

1. ¿Cual de los productos de la reacción se precipitó? _____
2. Determinar la masa del precipitado
3. Escribir la ecuación balanceada del experimento y determinar lo siguiente:
 - a) La cantidad de nitrato de calcio en la alícuota original (25 mL)
 - b) La concentración de nitrato de calcio en: porcentaje (%), Molar (M).

Cuestionario

1. Explicar por qué la mayoría de los compuestos iónicos son solubles en agua.
2. ¿Por qué los hidróxidos de magnesio son poco solubles en agua?
3. Investigar 3 reacciones en donde se observe un precipitado
4. ¿El pH y la temperatura modifican una reacción de precipitación?
5. Investigar 3 ejemplos en donde se utilicen las reacciones de precipitación

Bibliografía

1. Day, R. A. Jr. y Underwood, A. L. Química Analítica Cuantitativa, 5a, ed. 1989, Prentice Hall.
2. Chang, R., Química 10a. ed. 2010: McGraw Hill. Hein–Arena, M., Fundamentos de química. 2005, International Thomson Editores.
3. Harris, D. C., Análisis Químico Cuantitativo, 3a, ed. 1992, Iberoamericana.
4. Skoog, D. A., et al. Fundamentos de Química analítica. 8a ed. 2005, International Thomson Editores
5. Brown, T.L., et al., Química, La ciencia central. 11a. ed. 2009, Pearson Educación.
6. Ávila J.M., Cid R.A., Coxtinica A.L., Elorza G.M.E., Fernández S.L., González C.M.C., Hernández M.L., Luna R.M.T.A., Raygoza M.M.I., Roa L.J.C., Solís C.H., Soto T.M.L. Manual de Laboratorio de Reacciones y Enlace Químico. 2008, Universidad Autonoma Metropolitana, Azcapotzalco.