



Alianza para el Aprendizaje de Ciencias y Matemáticas (AIACiMa)

Actividad: ¿Concentrada o diluida?

Preparada por: Jaime García y Noel Motta

Adaptada de: *Collection of Laboratory Activities: Activity 14*; desarrollada a través del *National Science Foundation-funded Partnership for the Advancement of Chemical Technology (PACT)*

Propósito

En esta actividad, investigarás el color de varias soluciones. Se necesita determinar la relación entre color, concentración y sustancia química. Para lograr esto, prepararás una solución de una cierta concentración y luego diluirás la solución utilizando una pipeta.

Materiales y equipo

- $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$
- NH_3 (ac) 15 M
- Agua destilada
- Matraces volumétricos de 100 mL
- Pipetas de 1, 10, 25 y 50 mL
- Bulbo de succión para pipeta
- 8 – 10 tubos de ensayo pequeños
- Gradilla para tubos de ensayo
- Balanza
- Rotuladores

Discusión

Se te presenta la siguiente situación. Posees una piscina y sabes que las sales de cobre (II), usualmente CuSO_4 , pueden utilizarse para retardar o prevenir el crecimiento de algas en las piscinas. Las algas requieren Cu^{2+} para efectuar procesos metabólicos que las mantengan vivas pero es tóxica para éstas si la concentración es muy alta. Se necesita una concentración de Cu^{2+} de una parte por millón o 4.0×10^{-6} M para que éste actúe como alguicida. El cobre (II) en solución acuosa es azul. Tu tarea es diseñar un método para determinar la concentración de Cu^{2+} en una solución. Utilizando este método, ¿cuál es la concentración más baja que puede determinarse?

Antes de iniciar la actividad debes conocer unas reglas simples para tu seguridad. No utilices la boca para succionar líquidos a la pipeta. Revisa el MSDS para los reactivos químicos que se van a utilizar en el experimento de manera que te informes sobre precauciones que debes tomar cuando manejes éstos. Utiliza el extractor de vapores cuando dispenses el NH_3 . Dispón de las soluciones en el envase de desperdicios que te

provea tu instructor. Las soluciones de sulfato de cobre pueden disponerse a través del fregadero. Las soluciones que contienen amoníaco se recogerán y se neutralizarán con ácido antes de disponerse de las mismas a través del fregadero.

Procedimiento

A. Utilizando la pipeta

Usando agua, practica utilizando la pipeta de 1 mL hasta que puedas tomar y transferir exactamente 1 mL. Tu instructor podría cotejar tu destreza para manejar pipetas en algún momento durante la actividad.

B. Soluciones de sulfato de cobre (II)

1. En una balanza, pesa una cantidad específica de $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$. (Tu instructor te indicará la cantidad. A cada grupo se le asignará una cantidad distinta). Registra la masa exacta en tu hoja de datos.
2. Transfiere el $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ a un matraz volumétrico de 100 mL. Añade agua destilada hasta la mitad del matraz y agita éste para disolver el sólido.
3. Añade suficiente agua destilada para llevar la solución a la marca que se encuentra en el cuello del matraz. Tapa el matraz e inviértelo varias veces para mezclar bien su contenido.
4. Registra la molaridad de esta solución, en moles por litro.
5. Rotula un tubo de ensayo pequeño, llénalo hasta cerca del borde con tu solución y colócalo en la gradilla. (Puede ser útil colocar un pedazo de papel blanco bajo la gradilla para poder hacer mejores observaciones).
6. Cuando los restantes grupos tengan sus tubos de ensayo listos, colócalos en la gradilla por intensidad del color. Observa los colores mirando hacia abajo desde el tope del tubo. ¿Existe alguna relación entre la intensidad del color y la cantidad de $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ presente? ¿Cuál es ésta?
7. Si no tienes matraces volumétricos de 100 mL adicionales, transfiere la solución a otro envase **limpio** y **seco**. Enjuaga bien el matraz volumétrico de manera que puedas utilizarlo para preparar una solución diluída (el matraz volumétrico no tiene que estar seco).
8. Utilizando la pipeta, transfiere 1.00 mL de la primera solución a un matraz volumétrico de 100 mL. Añade agua destilada hasta la marca en el matraz y mezcla bien.

9. Repite tres veces el procedimiento desde el paso 7, pero transfiriendo los siguientes volúmenes de la primera solución al matraz volumétrico de 100 mL: 10, 25 y 50 mL. Asegúrate de rotular cada solución.
10. Llena un tubo de ensayo con cada una de tus soluciones diluidas. Nota la relación entre color y concentración.
11. Observa todo el conjunto de soluciones preparadas por los distintos grupos. ¿Será posible determinar la diferencia entre dos soluciones que se seleccionen al azar de entre todas las que se prepararon? ¿Cuánto debe variar la concentración para poder observar una diferencia en colores? ¿Están de acuerdo todos en el grupo? ¿Es más fácil detectar la diferencia entre dos soluciones diluidas o entre dos soluciones de mayor concentración?

C. Soluciones del complejo cobre - amoníaco

Los iones de cobre (II) forman un complejo azul intenso con amoníaco, cuya fórmula química es $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$. Puede ser que la presencia de este color pueda ayudarnos a desarrollar una prueba más sensitiva para detectar la presencia de iones de cobre (II).

1. Coloca 1 mL de cada una de las soluciones en un tubo de ensayo pequeño y debidamente rotulado y añádele 1 mL de NH_3 (ac) 15 M. Realiza esta parte en el extractor de vapores.
2. Compara todos los complejos amoniacaes preparados por todos los grupos de estudiantes. Comenta sobre la relación entre concentración y color. ¿Qué solución, la de sulfato de cobre (II) o la del complejo cobre – amoníaco, facilita distinguir entre concentraciones?
3. Usa la pipeta para transferir 1 mL de tu solución más diluida del complejo cobre – amoníaco a un matraz volumétrico de 100 mL y diluye a la marca con agua destilada. Utiliza diluciones continuas para encontrar una solución que no tenga color detectable. ¿Cuál es la concentración de esta solución?

Preguntas de análisis y discusión

1. La sugestión es una cosa poderosa. Puede ser que veas el color de los iones de Cu^{2+} porque pienses que debe estar ahí. ¿Cómo prevendrías esto? Diseña en tu grupo un procedimiento y ponlo a prueba con otro grupo de la clase.
2. ¿Cuál fue la concentración mínima de Cu^{2+} en moles por litro y ppm que pudo detectarse por su color azul? ¿Cuál fue la concentración mínima del complejo de cobre que pudo detectarse? Como propietario de una piscina, ¿sería el color una prueba útil para ti?

3. Ilustra, utilizando algún tipo de símbolos, una porción de una solución acuosa 5 M de CuSO_4 . Dibuja lo suficiente para que muestres la razón de todos los iones y moléculas presentes. ¿Cuál o cuáles de las soluciones que preparaste podrían razonablemente ilustrarse de esta manera? Explica.

Datos:Masa de $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ (g) _____**Cálculo para determinar la concentración de la solución inicial de sulfato de cobre (II) (en moles por litro y en ppm)**

Concentración de la solución inicial (moles por litro) _____

Concentración de la solución inicial (en ppm) _____

Volumen de solución inicial (en mL) de sulfato de cobre (II) utilizado para la dilución	Concentración (en moles por litro)	Concentración (en ppm)
1.00		
10.00		
25.00		
50.00		

Cálculos:

Observaciones sobre la solución acuosa de sulfato de cobre (II)

Observaciones sobre la solución del complejo cobre - amoníaco