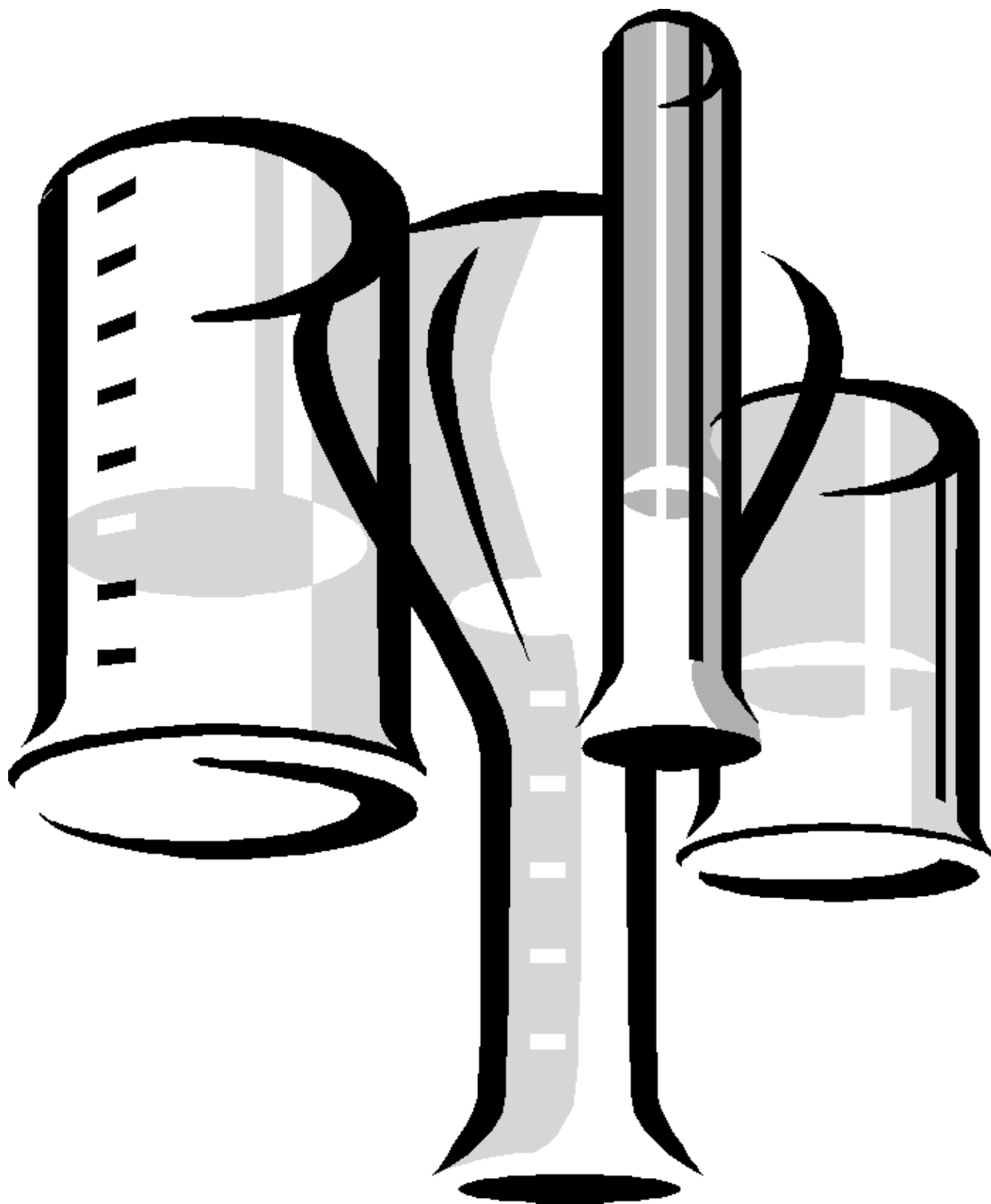


*DETERMINACIÓN DEL*





*AGUA DE*  
*CRISTALIZACIÓN DEL*  
*SULFATO DE COBRE (II)*



## OBJETIVOS:

Determinación gravimétrica del número de moléculas de agua de cristalización en el sulfato de cobre (II) comercial, observando la pérdida de peso producida al calentar el cristal.

Este experimento permite observar la forma anhidra e hidratada de la sal.

## MATERIAL:

- Placa calefactora: funciona mediante una resistencia eléctrica y un termostato. Nos sirve para calentar la muestra.
- Crisol de porcelana: en el calentamos la muestra. También lo usamos como mortero. Está fabricado en material refractario para aguantar temperaturas altas.
- Tapa de crisol: evidentemente, para tapar el crisol.
- Pinzas: Son de madera, que aísla del calor, y tienen un mango más largo que el otro. Nos ayuda a manipular el crisol y su tapa sin quemarnos.
- Balanza electrónica: tiene una precisión de 0,1 g. Nos sirve para pesar las muestras.
- Sulfato de cobre (II) n.hidratado: para esta práctica hemos empleado 1 g. Presenta un color azul muy característico.
- Varilla de vidrio: es maciza de factura muy burda. Nos hace las veces de machacador para el mortero.
- Espátula: metálica. La hemos empleado para extraer la sal hidratada de su frasco.

## FUNDAMENTO TEÓRICO:

*Un Hidrato es una sal que se ha combinado con una proporción definida de moléculas de agua. Las fórmulas de los hidratos se escriben con un punto centrado entre las moléculas de agua y el compuesto que ha sido hidratado.*

*Cuando algunos compuestos se disuelven en agua y la disolución se deja evaporar lentamente, el compuesto disuelto precipita en forma de cristales que contienen cantidades definidas de agua.*

*Los hidratos no son sustancias más o menos humedecidas sino compuestos definidos, porque su composición es constante.*

*La sal hidratada y la sal anhidra tienen distintas estructuras cristalinas, lo que les concede diferentes propiedades.*

*El agua de cristalización de un hidrato es la cantidad de agua que necesita (y es fija) la sal anhidra para convertirse en una sal hidratada.*

*Pueden perder su agua de cristalización por calefacción y se pueden volver a formar por reacción de la sustancia anhidra con el agua. Esto demuestra que las fuerzas que mantienen unidas a las moléculas de agua en los hidratos no son muy fuertes.*

El agua mantiene prácticamente invariable su estructura molecular en el hidrato, al estar unida al compuesto anhidro mediante enlaces covalentes coordinados a través de uno de los pares de electrones solitarios del oxígeno y, a veces, mediante enlaces de hidrógeno.

### **REALIZACIÓN:**

Es frecuente encontrar sales que, por llevar en su estructura un número definido de moléculas de agua, se llaman hidratos ( $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10 \text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ , etc.).

El objetivo de esta práctica es hallar la fórmula del sulfato de cobre (II) hidratado, para lo cual habrá de determinarse el número de moléculas de agua por molécula de sulfato.

Para ello, se colocan en un crisol de porcelana, previamente pesada, 1 g de sulfato de cobre (II) hidratado. Se pesa el conjunto para obtener por diferencia la cantidad exacta de sal hidratada.

Se calienta suavemente sobre la placa calefactora hasta que se observa un desprendimiento de vapor que va acompañada de un cambio de color (pasa de ser azul a adoptar un color blanco ceniza), a continuación, se fuerza la llama durante unos 5 min. Se deja enfriar y se pesa de nuevo. Se machaca con la varilla cada vez que se calienta para hacer las sales más pequeñas y que así sea más fácil la pérdida de calor. Se repiten los calentamientos y las pesadas hasta que el peso ya no disminuye debido a que por fin se han evaporado todas las moléculas de agua. Anotar este peso y llevar a cabo los cálculos para la determinación de la fórmula del hidrato.

**FÓRMULA:**  $\text{CuSO}_4 \cdot n \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{CuSO}_4 + n \text{H}_2\text{O}$

**DATOS:**

$P1 = \text{peso inicial } (\text{CuSO}_4 \cdot n \text{H}_2\text{O}) = 1 \text{ g}$

$P2 = \text{peso final } (\text{CuSO}_4) = 0,7 \text{ g}$

$\text{Masa del agua de cristalización} = (P1 - P2) = 0,3 \text{ g}$

$N1 = \text{moles } (\text{CuSO}_4) = P2 \text{ (g)} / 159,6 \text{ (g/mol)} = 0,00438596 \text{ mol}$

$N2 = \text{moles } (\text{H}_2\text{O}) = (P1 - P2) \text{ (g)} / 18 \text{ g/mol} = 0,01666666 \text{ mol}$

$n = \text{moléculas de agua} = N2 / N1 = 3,8 \approx 4 \text{ mol}$

**CUESTIONES:**

- ¿ Porqué es necesario realizar las medidas con bastante precisión?

*Para evitar acumular demasiados errores. Los producidos por no realizar el calentamiento en condiciones óptimas ( por ejemplo, en un horno en el que la muestra no se rehidrata con la humedad ambiental, con suficiente tiempo para calentar, ...) no los podemos evitar por motivos técnicos. Los derivados de la escasa precisión de la balanza, tampoco. Pero sí podemos evitar el perder masa de la muestra o medir mal. Por supuesto, no podemos pesar en caliente porque falsearíamos totalmente los resultados.*

- ¿Qué se hace si el resultado,  $n$ , no resulta ser un número entero? ¿Cuál puede ser la causa de esto?

Si no obtenemos un número entero, como en nuestro caso, lo que debemos hacer es redondear  $n$  al número natural más próximo, porque las moléculas de agua no se pueden partir en cachos para combinarse con una molécula del sulfato. Es decir, no podemos combinar una molécula de sulfato de cobre con cuatro moléculas y media de agua.

- ¿Cuál es la fórmula de la sal hidratada en cuestión?

Según nuestros cálculos la fórmula sería  $\text{CuSO}_4 \cdot 4 \text{H}_2\text{O}$  pero sabemos que la auténtica fórmula es  $\text{CuSO}_4 \cdot 5 \text{H}_2\text{O}$

- Nombrar dicha sal utilizando la nomenclatura tradicional.

Según nuestros cálculos sería sulfato cuproso tetrahidratado pero conocemos que en realidad es **SULFATO CUPROSO PENTAHIDRATADO**.

- Calcula la masa molecular de la sal hidratada.

$$M(\text{CuSO}_4 \cdot 5 \text{H}_2\text{O}) = M(\text{CuSO}_4) + M(5 \text{H}_2\text{O}) = 159,6 \text{ g/mol} + 5 \cdot 18 \text{ g/mol} = 249,6 \text{ g/mol}$$