

EVALUACIÓN

Preparación de soluciones de concentración conocida

Introducción:

Las soluciones líquidas se pueden obtener a partir de la disolución de un soluto sólido o a partir de otra disolución o soluto líquido que se disuelve en un solvente.

En general, nosotros trabajamos con soluciones acuosas (solvente es agua) y binarias (solo un soluto y un solvente)

La solución con la que deberán trabajar los estudiantes estará formada de agua y sulfato de cobre II comercial ($\text{CuSO}_4 \times 5\text{H}_2\text{O}$) (sulfato cúprico)

Instrucciones generales:

Divididos en grupos se le encarga a cada grupo preparar una solución a partir de un soluto sólido y otra solución por dilución.

| Grupo | Solución 1 (100 mL) | Solución 2 (100 mL) |
|-------|--------------------------------------|---------------------|
| 1 | 3% m/v de Sulfato cúprico comercial | 0,012M |
| 2 | 6% m/v de Sulfato cúprico comercial | 0,024M |
| 3 | 9% m/v de Sulfato cúprico comercial | 0,036M |
| 4 | 12% m/v de Sulfato cúprico comercial | 0,048M |
| 5 | 15% m/v de Sulfato cúprico comercial | 0,060M |

Procedimiento de cálculo y etapas de la preparación

Determinar la cantidad de soluto a emplear en la preparación de la **solución 1** asignada a su grupo de trabajo.

Dato: la masa molar del sulfato de cobre II comercial es 249,65g , es decir, 1 mol de sulfato de cobre pentahidratado tiene una masa de 249,65g

¿Qué cálculos fueron necesarios realizar?

Antes de realizar los cálculos deben conocer la definición de la unidad de concentración % m/v

%m/v: corresponde a la cantidad de soluto (medido en gramos) que está disuelto en un volumen total de 100 mL de solución.

Nota importante: los estudiantes cometen frecuentemente el error de asumir que la solución es equivalente a 100 mL de agua. El volumen exacto de agua empleada es desconocido, dado que el soluto, al disolverse, ocupa espacios entre las moléculas de agua que dan la apariencia de que el volumen se mantiene, pero no es así.

Para efectos de la guía se usarán los datos entregados al grupo 1 (3%m/v)

$$3 \% m/v = \frac{3 \text{ gramos de sulfato cúprico}}{\text{disueltos en 100 mL de solución}}$$

Enumere paso a paso, cada etapa del procedimiento de preparación de la solución en %m/v asignada.

Paso 1

En una pesa granataria o digital, después de encendida y en cero, colocar un vidrio reloj (registrar el dato de masa inicial) y comenzar a agregar el sulfato de cobre con una espátula o cucharilla de plástico hasta que la pesa muestre un valor superior en 3g, al valor inicial.

Paso 2

Colocar cuidadosamente el sólido dentro de un vaso de precipitado y luego enjuagar el vidrio reloj con pequeñas cantidades de agua en el vaso para disolver la sal. Si requiere agregue un poco más de agua.

Paso 3

En un matraz aforado de 100 mL colocar un embudo y vaciar la sal disuelta del vaso, cuidando de no derramar. Enjuague con pequeñas cantidades de agua el vaso y el embudo.

Paso 4

Complete con agua hasta llegar al aforo del matraz. Esta operación realícela con gotero o pipeta pasteur para no pasarse del nivel.

¿Qué sucede con la concentración de la solución, si al momento de prepararla se sobrepasa el aforo? Explique

Si se sobrepasa el aforo, se está agregando mayor cantidad de solvente del requerido por lo que la solución quedaría menos concentrada que lo requerido.

Determinar la concentración molar de la **solución 1** asignada a su grupo de trabajo. Lo primero es saber la masa molar (MM) del sulfato de cobre II o sulfato cúprico, la definición de molaridad o concentración molar (M) y la relación matemática entre la masa y el número de moles

La molaridad se define como: cantidad de moles de soluto disueltos en un (1) litro de solución

La fórmula de cálculo es $M = \frac{\text{número de moles de soluto disueltos}}{1 \text{ litro de solución}}$

El número de moles se calcula a partir de los gramos de sustancia y de la masa molar. El procedimiento puede hacerse mediante proporciones (método A) o mediante fórmula (Método B)

Método A

$$\frac{1 \text{ mol de sulfato cúprico}}{\text{equivale a } 249,65\text{g}} = \frac{x(\text{cuantos moles de sulfato cúprico})}{\text{hay en } 3\text{g}}$$
$$x = \frac{1 \text{ mol de sulfato de cobre} \times 3\text{g}}{249,65 \text{ g}}$$
$$x = 0,012 \text{ moles de sulfato cúprico}$$

Método B

$$n \text{ (número de moles)} = \frac{\text{masa (g)}}{\text{masa molar } \left(\frac{\text{g}}{\text{mol}}\right)}$$
$$n = \frac{m}{MM}$$
$$n = \frac{3\text{g}}{249,65 \left(\frac{\text{g}}{\text{mol}}\right)}$$
$$x = 0,012 \text{ moles de sulfato cúprico}$$

Para el cálculo de la concentración molar de la solución 1, se procede mediante proporciones (método A) o mediante fórmula (método B)

Método A

Recordar que 1L = 1000 mL

$$\frac{0,012 \text{ moles de sulfato cúprico están disueltos}}{100 \text{ mL de solución}} = \frac{x(\text{cuantos moles de sulfato cúprico están disueltos})}{1000\text{mL de solución}}$$
$$x = \frac{0,012 \times 1000}{100} \text{ moles de sulfato cúprico disueltos}$$
$$x = 0,12 \text{ moles de sulfato cúprico disueltos en 1L de solución}$$
$$x = 0,12M$$

Método B

$$M = \frac{\text{moles de soluto disueltos}}{\text{volumen de solución en litros}}$$
$$M = \frac{0,012 \text{ moles de sulfato cúprico disueltos en}}{0,1 \text{ de solución}}$$
$$M = 0,12 \text{ moles de sulfato cúprico disueltos en 1L de solución}$$

$$M = 0,12 \text{ moles/L}$$

Determine el volumen de la **solución 1** que debe utilizar para preparar la **solución 2** (0,012M).

La solución 2, por definición sabemos que hay 0,012 moles de sulfato cúprico disueltos en 1 litro de solución.

Método A

$$\frac{0,012 \text{ moles de sulfato cúprico están disueltos}}{\text{en 1 L de solución}} = \frac{x \text{ (cuantos moles de sulfato cúprico están disueltos)}}{\text{en 0,1 L de solución}}$$

$$x = \frac{0,012 \times 0,1}{1} \text{ moles de sulfato cúprico en 0,1L de solución}$$

$$x = 0,0012 \text{ moles de sulfato cúprico disueltos en 0,1L de solución}$$

Método B

$$M = \frac{\text{moles de soluto disueltos}}{\text{volumen de solución en litros}}$$

$$0,012 \frac{\text{moles sulfato cúprico disuelto}}{\text{L solución}} = \frac{x \text{ (número de moles de sulfato cúprico disueltos)}}{\text{en 0,1L de solución}}$$

$$x = 0,012 \times 0,1 \text{ moles sulfato cúprico disuelto en 0,1 L de solución}$$

$$x = 0,0012 \text{ moles de sulfato cúprico disueltos en 0,1L de solución}$$

En la **solución 1**, hay que calcular en que volumen están disueltos los 0,0012 moles de sulfato cúprico que se necesitan para preparar la solución 2

Método A

$$\frac{0,12 \text{ moles de sulfato cúprico están disueltos}}{\text{en 1L de solución 1}} = \frac{0,0012 \text{ moles de sulfato cúprico están disueltos}}{x \text{ (L de solución 1)}}$$

$$x = \frac{0,0012 \times 1}{0,12} \text{ L de solución 1}$$

$$x = 0,01 \text{L de solución 1} = 10 \text{ mL de solución 1}$$

Método B

$$M = \frac{\text{moles de soluto disueltos}}{\text{volumen de solución en litros}}$$

$$0,12 \frac{\text{moles sulfato cúprico disuelto}}{\text{en 1L de solución 1}} = \frac{0,0012 \text{ moles sulfato cúprico disueltos}}{x \text{ (L de solución 1)}}$$

$$x = \frac{0,0012 \times 1}{0,12} \text{ L de solución 1}$$

$$x = 0,01L \text{ de solución 1} = 10 \text{ mL de solución 1}$$

Compare la cantidad de moles de soluto en la alícuota de la **solución 1** con la cantidad de moles de soluto en la **solución 2**

$$\text{Moles de soluto alícuota } \mathbf{solución 1} = \text{moles de soluto } \mathbf{solución 2}$$

METODO ABREVIADO

$$M = \frac{\text{número de moles de soluto}}{\text{volumen de solución en litros}}$$

$$\text{número de moles de soluto} = M \times \text{volumen de solución en litros}$$

$$n_{\text{solución 1}} = n_{\text{solución 2}}$$

$$M_1 \times V_1 = M_2 \times V_2$$

$$0,12 \frac{\text{mol sulfato cúprico}}{L} \times V_1 = 0,012 \frac{\text{mol sulfato cúprico}}{L} \times 0,1L$$

$$V_1 = \frac{0,012 \times 0,1}{0,12} L \text{ de solución 1}$$

$$V_1 = 0,01 L \text{ de solución 1} = 10 \text{ mL de solución 1}$$

Enumere paso a paso, cada etapa del procedimiento de preparación de la **solución 2**.

Paso 1

Se vacía una cantidad de solución 1 en un vaso precipitado.

Paso 2

Con una pipeta volumétrica (si no se tiene puede ser graduada) se sacan 10 mL de la solución 1 y se colocan en un matraz aforado de 100 mL limpio.

Paso 3

Se completa el volumen de 100 mL, agregando agua hasta llegar al aforo

¿Por qué la alícuota de la solución 1 se debe medir con pipeta en lugar de una probeta?

El diámetro es mucho menor, por lo que el error que se puede llegar a cometer es mucho menor que si se usa una probeta.

Si compara la concentración de la solución 1 con la solución 2, ¿será posible preparar la solución 1 a partir de la solución 2? Explique.

La solución 2 es menos concentrada que la solución 1, por lo que no es posible preparar con un método similar una solución más concentrada.

Pues no se dispone de la cantidad de soluto suficiente en la solución 2 como para preparar la solución 1.

Preparar una solución más concentrada que la inicial es factible, pero para ellos habría que calentarla suavemente (para evitar que se adultere la composición de las sustancias) y así evaporar el solvente, pero no podría hacerse con la precisión requerida.