



Material: tubos de ensayo, sal de cocina, un mechero, vasija de vidrio, balanza, papel filtro.

Procedimiento

1. Llena en un tubo de ensayo 100 ml de agua a la temperatura ambiente. Añade poco a poco 6 g de NaCl al agua. A medida que la añades, agita con la varilla de vidrio hasta que se disuelva una cantidad máxima de sal.
 - a) Describe lo que sucede.
 - b) Separa por filtración la sal no disuelta; pécala y calcula la cantidad de sal que se disolvió.
 - c) La solución resultante sin considerar la sal sólida no disuelta, es una solución saturada. ¿Por qué recibe tal denominación?

Una solución saturada es aquella en la cual se disuelve el máximo de soluto en las condiciones ambientales dadas.

2. Agrega nuevamente el exceso de sal a la solución saturada y calienta hasta aproximadamente 100°C. Agita. ¿Qué observas?, ¿se disuelve la sal sólida que quedó en el fondo? Añade poco a poco otras porciones de sal, agita bien. ¿Se disuelven?, ¿cuánta sal adicionada pudo disolver el agua en estas condiciones?, ¿cuánta sal en total está disuelta en la solución?

3. Elabora una conclusión acerca de la influencia de la temperatura en la capacidad de disolución del agua.

4. Deja enfriar la solución anterior hasta la temperatura ambiente. En estas condiciones, la solución contiene una cantidad de sal disuelta por encima de lo esperado para tal temperatura. Se obtiene una solución **sobresaturada**.

Averigua cuánta sal disuelta en exceso tiene la solución sobresaturada.

5. Las soluciones sobresaturadas son muy inestables, es decir, precipitan con mucha facilidad el exceso de soluto disuelto.

Ensayo: agita o añade un pequeño cristal de sal a la solución sobresaturada. Describe lo que ocurre. Intenta alguna explicación al fenómeno.

6. La expresión de la concentración de las soluciones en tanto por ciento puede hacerse de dos maneras: **por porcentaje en peso y por porcentaje en volumen**.

El porcentaje en peso representa el número de gramos de soluto presentes en 100 g de solución. Se expresa con la notación % (p/p). Una solución al 5% (p/p) de azúcar en agua contiene 5 g de azúcar en 100 g de solución.

El porcentaje en volumen indica cuántos milímetros de soluto están presentes en 100 ml de solución. Se expresa con la notación % (v/v). Por ejemplo, una solución al 3% (v/v) de alcohol en agua contiene 3 ml de alcohol en 100 ml de solución.

Ejemplo:

Expresar la concentración de 20 g de una solución acuosa que contiene 7 gramos de sal, en términos de % (p/p).

Solución:

En tanto por ciento en peso se puede calcular directamente usando la proporción:

$$\% (p/p) = \frac{7 \text{ g (sal)}}{20 \text{ g (solución)}} \times 100 = 35 \text{ g sal/100 g de solución}$$

- Calcula el % (p/p) de 25 g de una solución que contiene 5 g de sal.

7. **La molaridad indica el número de moles de soluto contenidos en un litro de solución.** Se representa con la letra **M** y se encuentra dividiendo el número de moles de soluto (n) entre el volumen (v) en litros de la solución:

$$M = \frac{\text{moles de soluto}}{\text{litros de solución}} = \frac{n}{v}$$



TALLER

Por ejemplo, una solución 1 molar (1 M) de alcohol etílico se prepara agregando agua a una mol de dicha sustancia hasta obtener un litro de solución.

El alcohol etílico tiene como fórmula la siguiente: C_2H_5OH . Calcula el valor de su mol y llena la siguiente tabla:

Una solución 2 M de alcohol etílico requiere ? moles de alcohol, o sea $46 \text{ g} \times 2 = ?$

Una solución 3 M de alcohol etílico requiere ? moles de alcohol, o sea $46 \text{ g} \times ? = ?$

Una solución 0.5 M de alcohol etílico requiere ? moles de alcohol, o sea _____

Una solución 0.2 M de alcohol etílico requiere ? moles de alcohol, o sea _____

8.

Analiza el desarrollo del siguiente problema:

Se tienen 3.6 moles de azúcar en 1.8 litros de solución. ¿Cuál será su concentración molar?

Solución:

Se establece la proporción: 1.8 litros de solución contienen 3.6 moles de azúcar; un litro de solución, ¿cuántas moles tendrá?

$$\frac{1.8 \text{ litros}}{1 \text{ litro}} = \frac{3.6 \text{ moles}}{X} \quad X = 3.6 \text{ moles} \times \frac{1 \text{ litro}}{1.8 \text{ litros}} = 2 \text{ moles}$$

La solución es 2 M.

• Resuelve los siguientes ejercicios:

— Se preparan 5 litros de solución con 10 moles de H_2SO_4 . ¿Cuál es su concentración molar?

— Se utilizan 500 g de NaCl para preparar 3 litros de solución. ¿Cuál es su concentración molar?

9.

Analiza el desarrollo del siguiente problema:

Se tienen dos moles de NaCl para preparar una solución de 0.5 molar. ¿Cuántos litros de ella se pueden preparar?

Solución:

$$\text{Si } M = \frac{\text{moles de soluto}}{\text{litros solución}} \text{ o sea que } 0.5 = \frac{2 \text{ moles sal}}{\text{litros solución}}$$

$$\text{litros solución} = \frac{2 \text{ moles sal}}{0.5 \frac{\text{moles sal}}{\text{litro}}} = 4 \text{ litros} = 4000 \text{ ml}$$

• Resuelve los siguientes ejercicios:

— ¿Qué cantidad de solución 2 molar se puede preparar con 800 g de HCl?

— ¿Qué cantidad de solución 5 molar se puede preparar con 10 moles de KOH?

10.

Analiza el desarrollo del siguiente problema:

Se quiere preparar 75 litros de una solución 0.30 M de cloruro de amonio (NH_4Cl). ¿Qué cantidad de soluto se requiere?

Solución:

$$M = \frac{\text{moles soluto}}{\text{litros solución}}, \text{ de donde: } 0.30 \text{ moles} = \frac{\text{moles } NH_4Cl}{7.5 \text{ litros solución}}$$

$$\text{moles } NH_4Cl = 7.5 \text{ litros solución} \times 0.30 = 2.25 \text{ moles de } NH_4Cl$$

$$2.25 \text{ moles } NH_4Cl \times 53.5 \text{ g/mol } NH_4Cl = 120.375 \text{ g de } NH_4Cl$$



TALLER

Utiliza los mismos procedimientos y completa la información que falta para caracterizar cada una de las siguientes soluciones:

Solución	M	Litros solución	Moles de soluto	g de soluto
NaCl	1	1	1	58.5
HCl	2.5	2.5	?	?
H ₂ SO ₄	?	1	?	20
Azúcar	1.5	?	3.8	?
HNO ₃	0.25	?	?	63
NH ₄ Cl	0.75	5	?	?

11.

La molalidad es otro sistema para expresar la concentración. Se define como **el número de moles de soluto contenidos en 1000 gramos o un kilogramo de disolvente**. Se representa con la letra **m** y se expresa así:

$$m = \frac{\text{moles de soluto}}{1000 \text{ g de disolvente}} \quad \text{o también } m = \frac{\text{moles de soluto}}{1 \text{ kilogramo de disolvente}}$$

O sea, que una mol de azúcar disuelta en 1000 gramos o un kilogramo de agua nos da una solución acuosa 1 molal (1 m) de azúcar.

- Establece la diferencia entre molaridad y molalidad.
- Llena el siguiente cuadro:

2 moles de azúcar disueltos en 1000 gramos de agua = sol ? molal.
3 moles de azúcar disueltos en ? gramos de agua = sol 3 molal.
1 mol de azúcar disuelto en 2000 gramos de agua = sol ? molal.
? moles de azúcar disueltos en 3000 gramos de agua = sol 1 molal.

12.

Analiza los siguientes problemas relacionados con la molalidad:

Determinar la concentración molal de una solución preparada con 1.5 moles de una sal disueltos en 250 ml de agua.

Solución:

$$m = \frac{\text{moles de soluto}}{\text{kilogramo de solvente}} = \frac{1.5 \text{ moles de soluto}}{0.250 \text{ kg de agua}} = 6 \text{ mol/kg}$$

La solución tiene una concentración 6 molal.

Piensa y contesta: se preparan dos soluciones de una misma sustancia: la una es 6 molar y la otra es 6 molal. ¿Cuál de las dos es más concentrada? ¿Por qué?

13.

Deduce los datos que faltan en el siguiente cuadro:

Soluto	m	kg solvente	Moles de soluto	g de solución
NaCl	1	1	1	58.5
NH ₄ Cl	?	2.5	1.6	?
CaCl ₂	2.8	1.5	?	?
Na ₂ CO ₃	?	10.0	?	60
Azúcar (342)	?	5.2	?	180
HCl	1.5	?	3	?
H ₂ SO ₄	3.0	12.0	?	?
HNO ₃	5.0	?	?	100