

Contents

Módulo 5, Clase 1: Introducción a las Disoluciones - Tipos y Concentración	1
--	---

Módulo 5, Clase 1: Introducción a las Disoluciones - Tipos y Concentración

Objetivos de la Clase:

Al finalizar esta clase, los estudiantes serán capaces de:

- Definir el concepto de disolución y diferenciar entre soluto y solvente.
- Clasificar los diferentes tipos de disoluciones según su estado físico.
- Definir y diferenciar las distintas unidades de concentración (molaridad, molalidad, % m/m, % v/v, ppm).
- Realizar cálculos básicos de conversión entre las diferentes unidades de concentración.

Contenido Teórico Detallado:

1. Introducción a las Disoluciones:

- **Definición:** Una disolución es una mezcla homogénea de dos o más sustancias. Esto significa que la composición de la mezcla es uniforme en toda la muestra.
- **Componentes:**
 - **Soluto:** La sustancia que se disuelve (generalmente presente en menor cantidad).
 - **Solvente:** La sustancia que disuelve al soluto (generalmente presente en mayor cantidad). El agua es el solvente más común y se conoce como "solvente universal."
- **Ejemplos:**
 - Agua salada (sal es el soluto, agua es el solvente)
 - Azúcar en agua (azúcar es el soluto, agua es el solvente)
 - Aire (nitrógeno es el solvente, oxígeno y otros gases son los solutos)

2. Tipos de Disoluciones:

Las disoluciones se pueden clasificar según el estado físico del soluto y del solvente:

- **Sólido en Líquido:** El soluto es un sólido y el solvente es un líquido.
 - **Ejemplo:** Azúcar disuelta en agua. La solubilidad de un sólido en un líquido depende de la temperatura. Generalmente, a mayor temperatura, mayor solubilidad.
- **Líquido en Líquido:** El soluto y el solvente son líquidos.
 - **Ejemplo:** Etanol en agua (bebidas alcohólicas).
 - **Miscibilidad:** Es la capacidad de dos líquidos de mezclarse para formar una disolución homogénea. Líquidos miscibles se mezclan en todas proporciones.
- **Gas en Líquido:** El soluto es un gas y el solvente es un líquido.
 - **Ejemplo:** Dióxido de carbono en agua (refrescos). La solubilidad de un gas en un líquido disminuye al aumentar la temperatura y aumenta al aumentar la presión (Ley de Henry).
- **Sólido en Sólido:** El soluto y el solvente son sólidos.
 - **Ejemplo:** Aleaciones metálicas (bronce, acero).
- **Gas en Gas:** El soluto y el solvente son gases.
 - **Ejemplo:** Aire (mezcla de nitrógeno, oxígeno y otros gases).

3. Unidades de Concentración:

La concentración de una disolución se refiere a la cantidad de soluto presente en una cantidad dada de solvente o de disolución. Existen diferentes maneras de expresar la concentración:

- **Molaridad (M):** Moles de soluto por litro de disolución.
 - Fórmula: $M = \text{moles de soluto} / \text{litros de disolución}$
- **Molalidad (m):** Moles de soluto por kilogramo de solvente.
 - Fórmula: $m = \text{moles de soluto} / \text{kilogramos de solvente}$
- **Porcentaje en Masa (% m/m):** Masa de soluto por cada 100 unidades de masa de disolución.
 - Fórmula: $\% \text{ m/m} = (\text{masa de soluto} / \text{masa de disolución}) * 100$
- **Porcentaje en Volumen (% v/v):** Volumen de soluto por cada 100 unidades de volumen de disolución.
 - Fórmula: $\% \text{ v/v} = (\text{volumen de soluto} / \text{volumen de disolución}) * 100$
- **Partes por Millón (ppm):** Masa de soluto por cada millón de unidades de masa de disolución. Se usa para concentraciones muy bajas.
 - Fórmula: $\text{ppm} = (\text{masa de soluto} / \text{masa de disolución}) * 10^6$
 - En disoluciones acuosas diluidas, ppm se aproxima a mg/L.

4. Conversión entre Unidades de Concentración:

La conversión entre unidades de concentración requiere conocer la densidad de la disolución.

- **Ejemplo:** Convertir una concentración de % m/m a Molaridad.
 1. Asumir un volumen de disolución (ej. 1 litro).
 2. Calcular la masa de la disolución utilizando la densidad ($\text{masa} = \text{densidad} * \text{volumen}$).
 3. Calcular la masa del soluto utilizando el % m/m.
 4. Calcular los moles del soluto utilizando la masa molar.
 5. Calcular la Molaridad ($\text{moles de soluto} / \text{litros de disolución}$).

Ejemplos y Casos de Estudio:

1. Preparación de una disolución de NaCl 0.5 M:

- Calcular la masa de NaCl necesaria para preparar 500 mL de una disolución 0.5 M.
 - $\text{Moles de NaCl} = \text{Molaridad} * \text{Volumen} = 0.5 \text{ mol/L} * 0.5 \text{ L} = 0.25 \text{ mol}$
 - $\text{Masa de NaCl} = \text{Moles} * \text{Masa Molar} = 0.25 \text{ mol} * 58.44 \text{ g/mol} = 14.61 \text{ g}$
 - Por lo tanto, se necesitan 14.61 g de NaCl para preparar 500 mL de una disolución 0.5 M.

2. Concentración de alcohol en una botella de vino:

- Una botella de vino indica 12% v/v de alcohol. ¿Cuántos mL de alcohol puro hay en una botella de 750 mL?
 - $\text{Volumen de alcohol} = (\% \text{ v/v} / 100) * \text{Volumen total} = (12/100) * 750 \text{ mL} = 90 \text{ mL}$

3. Contaminación del agua con plomo:

- Una muestra de agua contiene 2 ppm de plomo. ¿Cuántos mg de plomo hay en 1 litro de agua? (Asumiendo que la densidad del agua es 1 g/mL)
 - $2 \text{ ppm} = 2 \text{ mg de plomo} / 1 \text{ kg de agua}$
 - 1 litro de agua pesa aproximadamente 1 kg, por lo tanto hay 2 mg de plomo en 1 litro de agua.

Problemas Prácticos y Ejercicios con Soluciones:

1. **Calcular la molalidad de una disolución preparada disolviendo 5 g de glucosa ($C_6H_{12}O_6$) en 250 g de agua.**

- Solución:
 - Masa molar de glucosa = 180.16 g/mol
 - Moles de glucosa = 5 g / 180.16 g/mol = 0.0277 mol
 - Molalidad = 0.0277 mol / 0.25 kg = 0.111 m

2. **Una disolución de ácido sulfúrico (H_2SO_4) tiene una concentración de 98% m/m y una densidad de 1.84 g/mL. Calcula la molaridad de esta disolución.**

- Solución:
 - Asumir 1 L de disolución (1000 mL)
 - Masa de la disolución = Densidad * Volumen = 1.84 g/mL * 1000 mL = 1840 g
 - Masa de H_2SO_4 = 0.98 * 1840 g = 1803.2 g
 - Moles de H_2SO_4 = 1803.2 g / 98.08 g/mol = 18.38 mol
 - Molaridad = 18.38 mol / 1 L = 18.38 M

3. **Convertir una concentración de 50 ppm de un contaminante en agua a mg/L (asumiendo la densidad del agua es 1 g/mL).**

- Solución:
 - 50 ppm = 50 mg contaminante / 1 kg agua
 - 1 kg agua = 1 L agua
 - Por lo tanto, 50 ppm = 50 mg/L

Materiales Complementarios Recomendados:

- **Libro de texto de Química General:** Capítulos sobre disoluciones y unidades de concentración.
- **Recursos en línea:** Khan Academy (disoluciones y molaridad), Chem LibreTexts (unidades de concentración).
- **Videos:** Búsqueda en YouTube sobre "Molaridad y Molalidad", "Preparación de disoluciones".

Próxima Clase: Preparación de disoluciones: cálculos detallados y diluciones.