

Contents

Clase 2 del Módulo 5: Preparación de Disoluciones y Estequiometría Básica	1
---	---

Clase 2 del Módulo 5: Preparación de Disoluciones y Estequiometría Básica

Objetivos de la Clase:

- Comprender los principios detrás de la preparación de disoluciones de concentraciones específicas.
- Aplicar los cálculos necesarios para preparar disoluciones molares, molales y porcentuales.
- Introducir los conceptos básicos de reacciones químicas y balanceo de ecuaciones.
- Relacionar las ecuaciones químicas balanceadas con las relaciones molares entre reactivos y productos.

Contenido Teórico Detallado:

1. Preparación de Disoluciones:

• Disoluciones Molares (M):

- Repaso: Molaridad se define como moles de soluto por litro de disolución (mol/L).
- Preparación: Para preparar una disolución molar, se calcula la masa de soluto necesaria usando la fórmula:
 - * $\text{Masa del soluto (g)} = \text{Molaridad (mol/L)} \times \text{Volumen de la disolución (L)} \times \text{Masa molar del soluto (g/mol)}$
- Procedimiento: Pesar la masa calculada de soluto, disolverla en un volumen de disolvente menor al volumen final deseado, transferir cuantitativamente a un matraz aforado del volumen deseado, enrasar con disolvente hasta la marca y mezclar bien.
- Ejemplo: Preparar 250 mL de una disolución de NaCl 0.1 M.
 - * Masa molar de NaCl = 58.44 g/mol
 - * Masa de NaCl necesaria = $0.1 \text{ mol/L} \times 0.250 \text{ L} \times 58.44 \text{ g/mol} = 1.461 \text{ g}$
 - * Procedimiento: Pesar 1.461 g de NaCl, disolver en aproximadamente 200 mL de agua, transferir a un matraz aforado de 250 mL, enrasar con agua hasta la marca y mezclar.
 - * **Disoluciones Molales (m):**
- Repaso: Molalidad se define como moles de soluto por kilogramo de disolvente (mol/kg).
- Preparación: Calcular la masa de soluto necesaria y pesarla. Medir la masa del disolvente (usualmente agua) y añadir el soluto pesado.
- Fórmula:
 - * $\text{Masa de soluto (g)} = \text{Molalidad (mol/kg)} \times \text{Masa del disolvente (kg)} \times \text{Masa molar del soluto (g/mol)}$
- Ejemplo: Preparar una disolución de glucosa 0.5 m usando 100 g de agua.
 - * Masa molar de glucosa ($\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$) = 180.16 g/mol
 - * Masa de glucosa necesaria = $0.5 \text{ mol/kg} \times 0.1 \text{ kg} \times 180.16 \text{ g/mol} = 9.008 \text{ g}$
 - * Procedimiento: Pesar 9.008 g de glucosa y añadir a 100 g de agua. Mezclar hasta disolución completa.
 - * **Disoluciones Porcentuales (% m/m, % v/v, % m/v):**
- Repaso:
 - * $\% \text{ m/m} = (\text{masa de soluto} / \text{masa de disolución}) \times 100$
 - * $\% \text{ v/v} = (\text{volumen de soluto} / \text{volumen de disolución}) \times 100$
 - * $\% \text{ m/v} = (\text{masa de soluto (g)} / \text{volumen de disolución (mL)}) \times 100$

- Preparación: Calcular la masa o volumen del soluto necesario en función de la masa o volumen de la disolución deseada.
- Ejemplo: Preparar 50 g de una disolución de NaCl al 10% m/m.
 - * Masa de NaCl necesaria = $(10/100) * 50 \text{ g} = 5 \text{ g}$
 - * Masa de agua necesaria = $50 \text{ g} - 5 \text{ g} = 45 \text{ g}$
 - * Procedimiento: Pesar 5 g de NaCl y mezclar con 45 g de agua hasta disolución completa.
 - * **Diluciones:**
- Concepto: Reducir la concentración de una disolución añadiendo más disolvente.
- Fórmula: $M_1V_1 = M_2V_2$ (donde M es la molaridad y V es el volumen)
- Ejemplo: ¿Qué volumen de una solución de HCl 12M se necesita para preparar 500mL de una solución 0.5M?
- Solución: $(12M)(V_1) = (0.5M)(500\text{mL}) \rightarrow V_1 = (0.5M * 500\text{mL}) / 12M = 20.83 \text{ mL}$. Se necesitan 20.83 mL de la solución de HCl 12M.

2. Reacciones Químicas y Balanceo de Ecuaciones:

- **Representación Simbólica:** Una reacción química se representa mediante una ecuación química, donde los reactivos se escriben a la izquierda y los productos a la derecha, separados por una flecha (\rightarrow).
- **Ecuaciones Químicas:** Representación simbólica de una reacción química.
 - Ejemplo: $2 \text{H}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O}(\text{g})$
- **Balanceo de Ecuaciones:** Ajustar los coeficientes estequiométricos para que el número de átomos de cada elemento sea el mismo en ambos lados de la ecuación (Ley de la Conservación de la Masa).
- **Métodos de Balanceo:**
 - **Método de Tanteo:** Ajustar los coeficientes observando visualmente la ecuación hasta que esté balanceada.
 - **Ejemplo:** Balancear la ecuación: $\text{CH}_4 + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
 - * Paso 1: Balancear el carbono: $\text{CH}_4 + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ (Carbono ya balanceado)
 - * Paso 2: Balancear el hidrógeno: $\text{CH}_4 + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + 2 \text{H}_2\text{O}$
 - * Paso 3: Balancear el oxígeno: $\text{CH}_4 + 2 \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + 2 \text{H}_2\text{O}$
 - * Ecuación balanceada: $\text{CH}_4 + 2 \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + 2 \text{H}_2\text{O}$
- **Relaciones Molares:** Los coeficientes estequiométricos en una ecuación balanceada representan las relaciones molares entre reactivos y productos.
 - En el ejemplo anterior, 1 mol de CH_4 reacciona con 2 moles de O_2 para producir 1 mol de CO_2 y 2 moles de H_2O .

Ejemplos y Casos de Estudio:

1. **Caso de Estudio: Preparación de una disolución para un experimento de titulación.**
 - Un laboratorio necesita 500 mL de una disolución de NaOH 0.2 M para una titulación ácido-base. Calcular la masa de NaOH necesaria y describir el procedimiento de preparación.
 - Solución:
 - Masa molar de NaOH = 40 g/mol
 - Masa de NaOH necesaria = $0.2 \text{ mol/L} * 0.5 \text{ L} * 40 \text{ g/mol} = 4 \text{ g}$
 - Procedimiento: Pesar 4 g de NaOH, disolver en aproximadamente 400 mL de agua destilada, transferir a un matraz aforado de 500 mL, enrasar con agua destilada y mezclar bien.
2. **Caso de Estudio: Balanceo de la combustión del propano (C_3H_8).**
 - Escribir y balancear la ecuación química para la combustión del propano (C_3H_8) con oxígeno (O_2) para producir dióxido de carbono (CO_2) y agua (H_2O).
 - Solución:
 - Ecuación no balanceada: $\text{C}_3\text{H}_8 + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
 - Balancear el carbono: $\text{C}_3\text{H}_8 + \text{O}_2 \rightarrow 3 \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$

- Balancear el hidrógeno: $\text{C}_3\text{H}_8 + \text{O}_2 \rightarrow 3 \text{CO}_2 + 4 \text{H}_2\text{O}$
- Balancear el oxígeno: $\text{C}_3\text{H}_8 + 5 \text{O}_2 \rightarrow 3 \text{CO}_2 + 4 \text{H}_2\text{O}$
- Ecuación balanceada: $\text{C}_3\text{H}_8 + 5 \text{O}_2 \rightarrow 3 \text{CO}_2 + 4 \text{H}_2\text{O}$

Problemas Prácticos y Ejercicios:

1. Calcula la masa de CuSO_4 necesaria para preparar 100 mL de una disolución 0.25 M. (Masa molar de $\text{CuSO}_4 = 159.61 \text{ g/mol}$)
 - Solución: 3.99 g
2. ¿Cómo prepararías 250 g de una disolución de KCl al 5% m/m?
 - Solución: Disolver 12.5 g de KCl en 237.5 g de agua.
3. Balancea las siguientes ecuaciones químicas:
 - a) $\text{N}_2 + \text{H}_2 \rightarrow \text{NH}_3$
 - Solución: $\text{N}_2 + 3 \text{H}_2 \rightarrow 2 \text{NH}_3$
 - b) $\text{KClO}_3 \rightarrow \text{KCl} + \text{O}_2$
 - Solución: $2 \text{KClO}_3 \rightarrow 2 \text{KCl} + 3 \text{O}_2$
 - c) $\text{Fe} + \text{O}_2 \rightarrow \text{Fe}_2\text{O}_3$
 - Solución: $4 \text{Fe} + 3 \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{Fe}_2\text{O}_3$
4. Si se hacen reaccionar 5 gramos de magnesio (Mg) con exceso de ácido clorhídrico (HCl), ¿cuántos gramos de cloruro de magnesio (MgCl_2) se producirán? La reacción es: $\text{Mg} + 2 \text{HCl} \rightarrow \text{MgCl}_2 + \text{H}_2$ (Masa atómica $\text{Mg} = 24.3 \text{ g/mol}$, Masa molar $\text{MgCl}_2 = 95.2 \text{ g/mol}$)
 - Solución: 19.59 gramos de MgCl_2 .

Materiales Complementarios Recomendados:

- Videos explicativos sobre preparación de disoluciones y balanceo de ecuaciones en plataformas como YouTube (Khan Academy, Crash Course Chemistry).
- Simulaciones interactivas para visualización del proceso de disolución y reacciones químicas (PhET Interactive Simulations).
- Textos de química general con capítulos dedicados a disoluciones y estequiometría.