

Contents

Clase 4: Isótopos, Masa Atómica Promedio y el Mol	1
---	---

Clase 4: Isótopos, Masa Atómica Promedio y el Mol

1. Objetivos de la Clase:

- Definir isótopos y comprender su importancia.
- Calcular la masa atómica promedio a partir de la abundancia isotópica.
- Definir el concepto de mol y su relación con el número de Avogadro y la masa molar.
- Realizar conversiones entre moles, masa y número de átomos/moléculas.

2. Contenido Teórico Detallado:

• Isótopos:

- Definición: Átomos de un mismo elemento (mismo número atómico, Z) que tienen diferente número de neutrones y, por lo tanto, diferente número másico (A).
- Representación: Se indica el número másico como superíndice a la izquierda del símbolo del elemento (ej., ^{12}C , ^{14}C). A veces se indica también el número atómico como subíndice (ej., $^{12}_6\text{C}$, $^{14}_6\text{C}$). Aunque el subíndice es redundante porque el símbolo del elemento define el número atómico, se usa para mayor claridad.
- Ejemplos:
 - * Hidrógeno: Protio (^1H), Deuterio (^2H), Tritio (^3H).
 - * Carbono: ^{12}C (98.9%), ^{13}C (1.1%), ^{14}C (trazas, radioactivo).
- Importancia: Los isótopos tienen diferentes propiedades físicas (masa) y pueden tener diferentes propiedades nucleares (radioactividad). Algunos isótopos son utilizados en datación radiométrica (^{14}C), medicina (^{131}I), e investigación.

• Masa Atómica Promedio:

- Definición: El promedio ponderado de las masas de los isótopos naturales de un elemento, tomando en cuenta su abundancia relativa.
- Cálculo:
 - * Masa Atómica Promedio = (Masa Isótopo 1 \times Abundancia Isótopo 1) + (Masa Isótopo 2 \times Abundancia Isótopo 2) + ...
 - * La abundancia se expresa como fracción decimal (ej., 75% = 0.75).
- Ejemplo: Calcular la masa atómica promedio del cloro, que tiene dos isótopos naturales: ^{35}Cl (masa = 34.969 u, abundancia = 75.77%) y ^{37}Cl (masa = 36.966 u, abundancia = 24.23%).
 - * Masa Atómica Promedio = (34.969 u \times 0.7577) + (36.966 u \times 0.2423) = 35.45 u.
- La masa atómica promedio es el valor que se encuentra en la tabla periódica.

• El Mol:

- Definición: La unidad de cantidad de sustancia en el Sistema Internacional de Unidades (SI).
- Analogía: Similar a cómo "docena" representa 12 unidades, "mol" representa un número específico de entidades.
- Número de Avogadro (N_A): El número de entidades (átomos, moléculas, iones, etc.) en un mol: 6.022×10^{23} entidades/mol.
- Relación con la masa: Un mol de un elemento tiene una masa en gramos numéricamente igual a su masa atómica en unidades de masa atómica (u).
- Masa Molar (M): La masa de un mol de una sustancia, expresada en gramos por mol (g/mol).
- Ejemplos:
 - * La masa molar del carbono (C) es aproximadamente 12.01 g/mol.
 - * La masa molar del agua (H_2O) es aproximadamente 18.02 g/mol ($2 \times 1.01 + 16.00$).

• Conversiones:

- Moles a Masa: $\text{masa} = \text{moles} \times \text{masa molar}$
- Masa a Moles: $\text{moles} = \text{masa} / \text{masa molar}$
- Moles a Número de Entidades: $\text{Número de entidades} = \text{moles} \times N_A$
- Número de Entidades a Moles: $\text{moles} = \text{Número de entidades} / N_A$

3. Ejemplos o Casos de Estudio:

- **Datación con Carbono-14:** Explicar cómo se utiliza la desintegración radioactiva del ^{14}C para determinar la edad de materiales orgánicos. El ^{14}C se produce en la atmósfera y es absorbido por las plantas a través de la fotosíntesis. Cuando una planta o animal muere, la incorporación de ^{14}C cesa y el ^{14}C presente comienza a desintegrarse a un ritmo conocido. Midiendo la cantidad de ^{14}C restante, se puede estimar el tiempo transcurrido desde la muerte.
- **Espectrometría de Masas:** Introducir brevemente la técnica de espectrometría de masas para determinar la masa de isótopos y su abundancia. Un espectrómetro de masas ioniza una muestra, separa los iones según su relación masa/carga y detecta la abundancia de cada ion. Esto permite determinar la masa y la abundancia relativa de cada isótopo en la muestra.

4. Problemas Prácticos o Ejercicios con Soluciones:

- Ejercicio 1:** El magnesio tiene tres isótopos naturales: ^{24}Mg (masa = 23.985 u, abundancia = 78.99%), ^{25}Mg (masa = 24.986 u, abundancia = 10.00%), y ^{26}Mg (masa = 25.983 u, abundancia = 11.01%). Calcula la masa atómica promedio del magnesio.
 - **Solución:**
 - Masa Atómica Promedio = $(23.985 \text{ u} \times 0.7899) + (24.986 \text{ u} \times 0.1000) + (25.983 \text{ u} \times 0.1101)$
 $= 24.31 \text{ u}$.
- Ejercicio 2:** ¿Cuántos moles hay en 100 gramos de agua (H_2O)?
 - **Solución:**
 - Masa molar del $\text{H}_2\text{O} = (2 \times 1.01 \text{ g/mol}) + 16.00 \text{ g/mol} = 18.02 \text{ g/mol}$
 - Moles de $\text{H}_2\text{O} = 100 \text{ g} / 18.02 \text{ g/mol} = 5.55 \text{ moles}$.
- Ejercicio 3:** ¿Cuántos átomos de oro (Au) hay en 10 gramos de oro puro?
 - **Solución:**
 - Masa molar del Au = 196.97 g/mol
 - Moles de Au = $10 \text{ g} / 196.97 \text{ g/mol} = 0.0508 \text{ moles}$
 - Átomos de Au = $0.0508 \text{ moles} \times 6.022 \times 10^{23} \text{ átomos/mol} = 3.06 \times 10^{22} \text{ átomos}$.
- Ejercicio 4:** El cobre tiene dos isótopos estables, ^{63}Cu (masa = 62.9296 u) y ^{65}Cu (masa = 64.9278 u). La masa atómica promedio del cobre es 63.546 u. Calcula la abundancia relativa de cada isótopo.
 - **Solución:**
 - Sea x la abundancia de ^{63}Cu , entonces (1-x) es la abundancia de ^{65}Cu .
 - (a) $546 \text{ u} = (62.9296 \text{ u} \times x) + (64.9278 \text{ u} \times (1-x))$
 - (a) $546 = 62.9296x + 64.9278 - 64.9278x$
 - $-1.3818 = -1.9982x$
 - $x = 0.6915$
 - Abundancia de $^{63}\text{Cu} = 69.15\%$
 - Abundancia de $^{65}\text{Cu} = 100\% - 69.15\% = 30.85\%$

5. Materiales Complementarios Recomendados:

- **Libros de Texto:** Química, Raymond Chang; Química, Peter Atkins.
- **Recursos en Línea:** Khan Academy (Química), Chem LibreTexts.
- **Simulaciones:** PhET (Física y Química Interactivas) - Simulaciones sobre isótopos y masa atómica.
- **Videos:** Videos explicativos sobre el concepto de mol y el número de Avogadro en YouTube.

Continuidad con Clases Anteriores:

Esta clase se basa en los conceptos introducidos en las clases anteriores sobre la estructura atómica y las partículas subatómicas. Se profundiza en la idea de que los átomos de un mismo elemento pueden tener diferentes masas debido a la variación en el número de neutrones. Además, introduce el concepto de mol como una forma de cuantificar la cantidad de sustancia, conectando la masa atómica con las cantidades macroscópicas que podemos medir en el laboratorio. Los problemas prácticos propuestos permiten aplicar los conocimientos adquiridos en las clases anteriores y preparan al estudiante para temas futuros como estequiometría y reacciones químicas.