

# REVISIÓN ENSAYO GENERAL N° 2 QUÍMICA



Natalia Díaz

1. ¿Cuál de los siguientes pares de especies químicas ejemplifica correctamente la ley de las proporciones múltiples?

A)  $\text{H}_2\text{O}$  y  $\text{H}_2\text{O}_2$

B)  $\text{CO}_2$  y  $\text{H}_2\text{O}$

C)  $\text{H}_2\text{O}_2$  y  $\text{CO}_3^{2-}$

D)  $\text{CO}_2$  y  $\text{H}_2\text{O}_2$

E)  $\text{H}^+$  y  $\text{OH}^-$

Explicación:

La **Ley de las Proporciones Múltiples** de Dalton establece que si dos elementos se combinan para formar **más de un compuesto**, las masas de uno de los elementos que se combinan con una **masa fija** del otro están en una relación de números enteros sencillos.

- En el par  $\text{H}_2\text{O}$  (**agua**) y  $\text{H}_2\text{O}_2$  (**peróxido de hidrógeno**), los elementos que se combinan son **Hidrógeno (H)** y **Oxígeno (O)**.
  - La masa de **Hidrógeno** es **fija** (2 gramos/mol en ambos, o dos átomos de H).
  - La masa de **Oxígeno** que se combina es diferente:
    - En  $\text{H}_2\text{O}$ : 1 átomo de O (masa  $\approx 16$  g/mol).
    - En  $\text{H}_2\text{O}_2$ : 2 átomos de O (masa  $\approx 32$  g/mol).
- La relación de las masas de oxígeno es  $16 : 32$ , o  $1 : 2$ , que es una relación de números enteros sencillos. Por lo tanto, este par es un claro ejemplo de la Ley de las Proporciones Múltiples.

2. Para la siguiente ecuación química:



¿Cuál de las siguientes opciones es correcta si se forman 6 g de  $\text{H}_2$ ?

A) Participan 27 g de Al

B) Se forma 1 mol de moléculas de  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$

C) Se obtienen 22,4 g de  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$

D) Participan, en total, 4 mol de reactantes

E) Participan, en total, 6 g de  $\text{H}_2\text{SO}_4$

**Datos Molares Relevantes:**

- Masa molar de H :  $\approx 1 \text{ g/mol} \implies \text{H}_2 : \approx 2 \text{ g/mol}$
- Masa molar de Al :  $\approx 27 \text{ g/mol}$
- Masa molar de  $\text{H}_2\text{SO}_4 : \approx 98 \text{ g/mol}$
- Volumen molar de un gas ideal en CNPT  $\approx 22,4 \text{ L/mol}$

**Estequiometría de la Ecuación:**

Especie	2 Al	3 H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	→	1 Al <sub>2</sub> (SO <sub>4</sub> ) <sub>3</sub>	3 H <sub>2</sub>
Moles	2 mol	3 mol		1 mol	3 mol
Masa	2 × 27 g	3 × 98 g		1 × 342 g	3 × 2 g = 6 g

**Análisis de la Condición:** Se forman 6 g de  $\text{H}_2$ .

Según la estequiometría de la reacción balanceada (fila "Masa"), 6 g de  $\text{H}_2$  es **exactamente** la cantidad que se forma a partir de las proporciones molares mostradas. Por lo tanto, todos los demás reactivos y productos también estarán en las proporciones estequiométricas mostradas en las filas "Moles" y "Masa".



3. En la siguiente tabla se muestran las diferentes masas de azufre (S) y de oxígeno (O) que se combinan para generar 1 mol de los compuestos X, Y y Z.

S	O	Compuestos
32 g	16 g	X
32 g	32 g	Y
32 g	48 g	Z

Considerando la información anterior, ¿cuál de las siguientes relaciones de cantidad de producto y masas de reactantes es correcta?

- A) Para producir 2 mol de Z se requieren 16 g de azufre y 24 g de oxígeno.  
B) Para producir 0,25 mol de Y se requieren 16 g de azufre y 16 g de oxígeno.  
C) Para producir 0,5 mol de Z se requieren 8 g de azufre y 12 g de oxígeno.  
**D) Para producir 0,25 mol de X se requieren 8 g de azufre y 4 g de oxígeno.**  
E) Para producir 2 mol de Y se requieren 32 g de azufre y 32 g de oxígeno.

• A) Para producir 2 mol de Z:

- S:  $2 \times 32 \text{ g} = 64 \text{ g}$ . La opción dice 16 g. **Falsa.**
- O:  $2 \times 48 \text{ g} = 96 \text{ g}$ . La opción dice 24 g. **Falsa.**

• B) Para producir 0,25 mol de Y:

- S:  $0,25 \times 32 \text{ g} = 8 \text{ g}$ . La opción dice 16 g. **Falsa.**
- O:  $0,25 \times 32 \text{ g} = 8 \text{ g}$ . La opción dice 16 g. **Falsa.**

• C) Para producir 0,5 mol de Z:

- S:  $0,5 \times 32 \text{ g} = 16 \text{ g}$ . La opción dice 8 g. **Falsa.**
- O:  $0,5 \times 48 \text{ g} = 24 \text{ g}$ . La opción dice 12 g. **Falsa.**

• D) Para producir 0,25 mol de X:

- S:  $0,25 \times 32 \text{ g} = 8 \text{ g}$ . **Verdadera.**
- O:  $0,25 \times 16 \text{ g} = 4 \text{ g}$ . **Verdadera.**

• E) Para producir 2 mol de Y:

- S:  $2 \times 32 \text{ g} = 64 \text{ g}$ . La opción dice 32 g. **Falsa.**
- O:  $2 \times 32 \text{ g} = 64 \text{ g}$ . La opción dice 32 g. **Falsa.**



Análisis de la Tabla (Composición de los Compuestos):  
La masa de Azufre (S) es fija en 32 g (aproximadamente 1 mol de S) para 1 mol de cada compuesto.

La masa de Oxígeno (O) varía: 16 g, 32 g, 48 g.  
(Masas molares:  $O \approx 16 \text{ g/mol}$ ,  $S \approx 32 \text{ g/mol}$ )

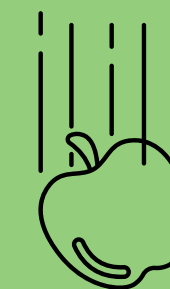
Compuesto X: 32 g S y 16 g O.

Corresponde a 1 mol S y 1 mol O (SO).

No existe como molécula estable en condiciones normales, pero esta es la proporción más sencilla.

Compuesto Y: 32 g S y 32 g O. Corresponde a 1 mol S y 2 mol O (SO<sub>2</sub>).

Compuesto Z: 32 g S y 48 g O. Corresponde a 1 mol S y 3 mol O (SO<sub>3</sub>).



4. Se tienen dos óxidos de nitrógeno,  $\text{NO}_x$  y  $\text{NO}_y$ . El óxido  $\text{NO}_x$  contiene 2,8 g de nitrógeno y 3,2 g de oxígeno. El óxido  $\text{NO}_y$  contiene 2,8 g de nitrógeno y 6,4 g de oxígeno. De acuerdo con esta información, ¿qué valores tienen  $x$  e  $y$ ?

	$x$	$y$
A)	1	1
B)	1	2
C)	1	3
D)	2	3
E)	3	4

1. **Fijar la Masa del Nitrógeno (N):**

En ambos óxidos, la masa de N ya está fija en **2,8 g**.

2. **Determinar la Relación de Masas de Oxígeno (O):**

La masa de O en  $\text{NO}_x$  es **3,2 g** y en  $\text{NO}_y$  es **6,4 g**.

$$\text{Relación} = \frac{\text{Masa de O en NO}_x}{\text{Masa de O en NO}_y} = \frac{3,2 \text{ g}}{6,4 \text{ g}} = \frac{1}{2}$$

3. **Aplicar a los Subíndices ( $x$  e  $y$ ):**

Dado que el número de átomos (subíndices) en una fórmula molecular debe reflejar la relación de masas (o moles) de los elementos, la relación de los subíndices  $x$  e  $y$  debe ser la misma que la relación de masas, **1 : 2**.

$$\frac{x}{y} = \frac{1}{2}$$

Teoría: La Ley de las Proporciones

Múltiples establece que si dos elementos (aquí N y O) forman más de un compuesto, las masas de un elemento que se combinan con una masa fija del otro están en una relación de números enteros sencillos.

En este caso, fijaremos la masa de Nitrógeno (N) para encontrar la relación simple entre las masas de Oxígeno (O) en ambos óxidos.

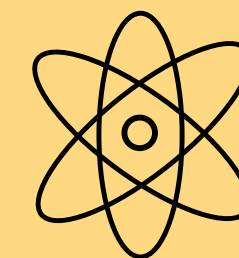


4. **Evaluar las Opciones:**

Buscamos un par ( $x, y$ ) que cumpla  $\frac{x}{y} = \frac{1}{2}$ .

- A) (1, 1):  $\frac{1}{1} = 1 \neq \frac{1}{2}$
- B) (1, 2):  $\frac{1}{2} = \frac{1}{2} \implies$  **Correcto.**
- C) (2, 3):  $\frac{2}{3} \neq \frac{1}{2}$
- D) (3, 4):  $\frac{3}{4} \neq \frac{1}{2}$
- E) (3, 4):  $\frac{3}{4} \neq \frac{1}{2}$

**Respuesta Correcta: B)  $x = 1, y = 2$**



5. En una reacción química se producen 132 g de CO<sub>2</sub>, a partir de la reacción completa de C y de O<sub>2</sub>. ¿Qué masas de estos elementos reaccionan, respectivamente?

- A) 48 g y 84 g
- B) 96 g y 36 g
- C) 60 g y 72 g
- D) 84 g y 48 g
- E) 36 g y 96 g



$$\text{Masa de C} + \text{Masa de O}_2 = \text{Masa de CO}_2$$

**Datos y Procedimiento:**

- Masa molar de C  $\approx$  12 g/mol
- Masa molar de O  $\approx$  16 g/mol  $\Rightarrow$  O<sub>2</sub>  $\approx$  32 g/mol
- Masa molar de CO<sub>2</sub>  $\approx$  12 + (2  $\times$  16) = 44 g/mol
- Masa producida de CO<sub>2</sub> = 132 g

1. Calcular Moles de CO<sub>2</sub> Producidos:

$$\text{Moles de CO}_2 = \frac{\text{Masa}}{\text{Masa Molar}} = \frac{132 \text{ g}}{44 \text{ g/mol}} = 3 \text{ moles}$$

2. Determinar Moles de Reactivos a partir de la Estequiometría (Relación 1 : 1 : 1):

Según la ecuación  $\text{C} + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2$ :

- Moles de C requeridos = 3 moles
- Moles de O<sub>2</sub> requeridos = 3 moles

3. Calcular las Masas de Reactivos:

- Masa de C:

$$\text{Masa C} = \text{Moles} \times \text{Masa Molar} = 3 \text{ mol} \times 12 \text{ g/mol} = 36 \text{ g}$$

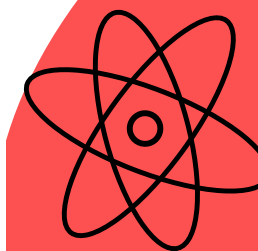
- Masa de O<sub>2</sub>:

$$\text{Masa O}_2 = \text{Moles} \times \text{Masa Molar} = 3 \text{ mol} \times 32 \text{ g/mol} = 96 \text{ g}$$

4. Comprobación (Conservación de la Masa):

$$36 \text{ g C} + 96 \text{ g O}_2 = 132 \text{ g CO}_2$$

**Respuesta Correcta: E) 36 g y 96 g**



Teoría: la ley de conservación de la masa (lavoisier) establece que en toda reacción química, la masa de los reactivos es igual a la masa de los productos.

6. La siguiente ecuación química representa la combustión del metano:



¿Cuál de las siguientes opciones es correcta si reaccionan masas iguales de los reactivos?

- A) Reacciona todo el oxígeno.
- B) Reaccionan dos mol de oxígeno.
- C) Reacciona una cuarta parte del oxígeno.
- D) Se forma masas iguales de los productos.
- E) Reacciona solo la mitad de la masa de metano.

Especie	CH <sub>4</sub>	O <sub>2</sub>
Moles	1 mol	2 mol
Masa Requerida	$1 \times 16 \text{ g} = 16 \text{ g}$	$2 \times 32 \text{ g} = 64 \text{ g}$
Relación de Masas	1	4

Evaluación de las Opciones:

- A) Reacciona todo el oxígeno: Verdadero. El O<sub>2</sub> es el reactivo limitante. Se consumirá completamente, y el CH<sub>4</sub> sobraré.
- B) Reaccionan dos mol de oxígeno: Falso. Se consumirán **2** moles de O<sub>2</sub> solo si reacciona **16 g** de CH<sub>4</sub>. Si se usan masas iguales mayores o menores a 64 g, los moles serán diferentes.
- C) Reacciona una cuarta parte del oxígeno: Falso. Reacciona todo el O<sub>2</sub>.
- D) Se forma masas iguales de los productos: Falso. Se forman CO<sub>2</sub> (44 g/mol) y 2 H<sub>2</sub>O (  $2 \times 18 \text{ g/mol} = 36 \text{ g/mol}$ ). Sus masas molares no son iguales, por lo que las masas producidas no son iguales.
- E) Reacciona solo la mitad de la masa de metano: Falso. La cantidad de CH<sub>4</sub> que reacciona es **1/4** de la masa de O<sub>2</sub> utilizada (según la relación 1 : 4).

Respuesta Correcta: A) Reacciona todo el oxígeno.

Teoría: en una reacción, las proporciones estequiométricas (coeficientes molares) definen la **relación ideal** de consumo de reactivos.

Si se mezclan reactivos en masas iguales, uno de ellos casi siempre estará en exceso, y el otro será el reactivo limitante, determinando la cantidad de producto.

**Análisis de Masas Iguales (Ej. se mezclan 64 g de cada uno):**

Asumamos que se tienen  $M$  g de CH<sub>4</sub> y  $M$  g de O<sub>2</sub>. Para la reacción completa, se requiere una relación de masas CH<sub>4</sub> : O<sub>2</sub> = 16 : 64 (o 1 : 4).

- Si tienes 64 g de O<sub>2</sub>, solo necesitas 16 g de CH<sub>4</sub> para que la reacción sea completa.
- Si se mezclan 64 g de O<sub>4</sub> y 64 g de CH<sub>4</sub>:
  - El **Reactivo Limitante** es el O<sub>2</sub> (porque 64 g de CH<sub>4</sub> requeriría  $4 \times 64 = 256 \text{ g}$  de O<sub>2</sub>, de los cuales solo hay 64 g).
  - El **Reactivo en Exceso** es el CH<sub>4</sub>.



7. En un experimento se combinan completamente 150 g de As (masa molar = 75 g/mol) con 96 g de S (masa molar = 32 g/mol). ¿Cuál es la fórmula empírica del compuesto formado?

- A)  $\text{As}_3\text{S}_3$
- B)  $\text{AsS}_2$
- C)  $\text{As}_3\text{S}_2$
- D)  $\text{As}_2\text{S}_2$
- E)  $\text{As}_2\text{S}_3$

**Datos y Procedimiento:**

- Masa de As = 150 g
- Masa de S = 96 g
- Masa molar de As = 75 g/mol
- Masa molar de S = 32 g/mol

1. Calcular Moles de cada Elemento:

- Moles de Arsénico (As):

$$\text{Moles} = \frac{\text{masa (g)}}{\text{masa molar (g/mol)}}$$

$$\text{Moles As} = \frac{150 \text{ g}}{75 \text{ g/mol}} = 2 \text{ moles}$$

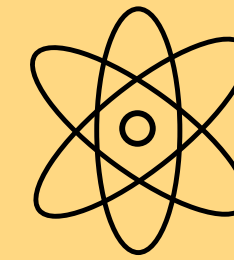
- Moles de Azufre (S):

$$\text{Moles S} = \frac{96 \text{ g}}{32 \text{ g/mol}} = 3 \text{ moles}$$

2. Determinar la Proporción Molar (Dividir por el Menor Número de Moles):

En este caso, los moles son 2 y 3. No es necesario dividir por el menor, ya que la relación es directamente 2 : 3, que ya es la relación entera más sencilla.

$$\text{Proporción As : S} = 2 : 3$$



LA FÓRMULA EMPÍRICA (O FÓRMULA MÍNIMA) MUESTRA LA PROPORCIÓN DE NÚMERO DE ÁTOMOS MÁS SENCILLA Y ENTERA DE LOS ELEMENTOS EN UN COMPUESTO. SE CALCULA A PARTIR DE LAS MASAS DE LOS ELEMENTOS COMBINADOS.



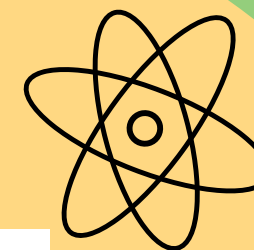
3. Escribir la Fórmula Empírica:

La fórmula se escribe con la proporción molar como subíndices.

Fórmula Empírica:  $\text{As}_2\text{S}_3$

Respuesta Correcta: E)  $\text{As}_2\text{S}_3$





8. Para una solución, ¿qué unidad de concentración se obtiene si solo se conoce la cantidad en mol de soluto y la masa del solvente?

A) Molaridad.

**B) Molalidad.**

C) Fracción molar.

D) Porcentaje en masa.

E) Porcentaje en volumen.

La concentración de una solución es la proporción de soluto con respecto al disolvente (solvente) o a la solución total.

Las unidades se clasifican según si la cantidad de solvente/soluto se expresa en moles, masa o volumen.

**Molaridad (M):**  $\frac{\text{moles de soluto}}{\text{litros de **solución**}}$ . (Necesitas el volumen total de la solución).

**Molalidad (m):**  $\frac{\text{moles de soluto}}{\text{kilogramos de **solvente**}}$ . (Necesitas la masa del solvente).

**Fracción Molar ( $\chi$ ):**  $\frac{\text{moles de soluto}}{\text{moles de **solución**}}$ . (Necesitas los moles del soluto y los moles del solvente).

**Porcentaje en masa (%m/m):**  $\frac{\text{masa de soluto}}{\text{masa de **solución**}} \times 100$ . (Necesitas la masa de la solución).

**Porcentaje en volumen (%v/v):**  $\frac{\text{volumen de soluto}}{\text{volumen de **solución**}} \times 100$ .

9. En el gráfico se muestra la solubilidad del soluto X en agua (Y), en función de la temperatura:

Al respecto, ¿cuál es la masa de X a 20 °C en 200 g de agua?

- A) 5 g
- B) 10 g
- C) 15 g
- D) 20 g
- E) 30 g

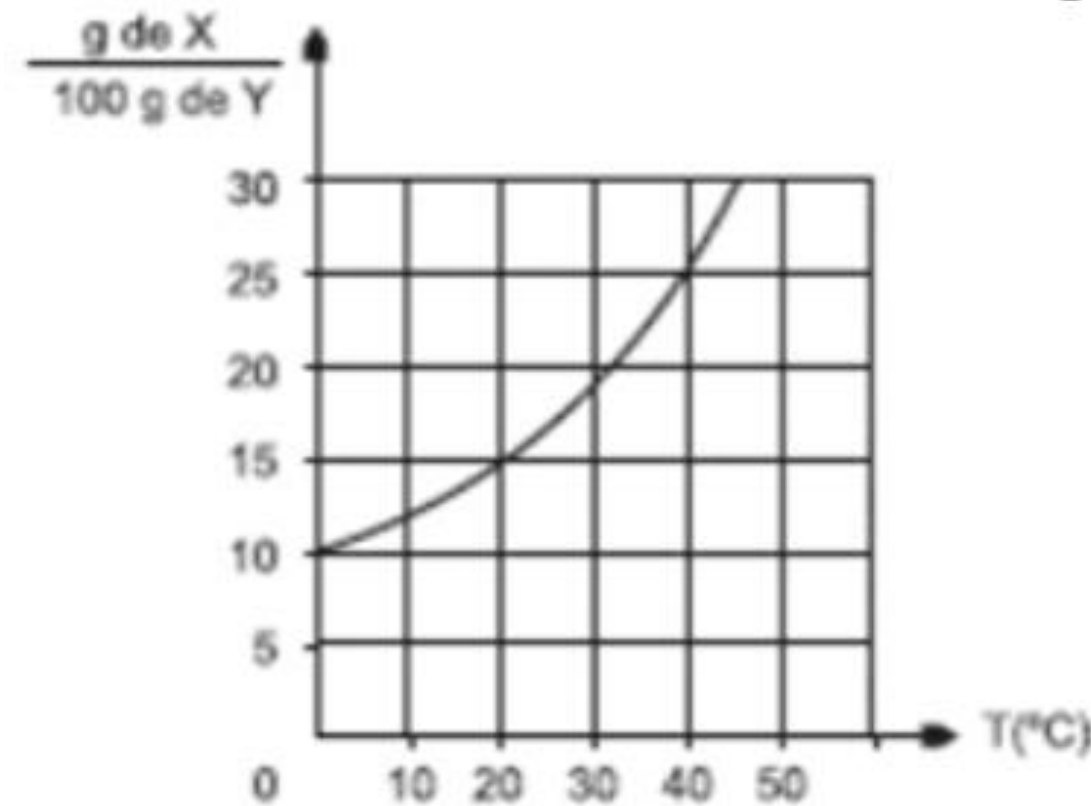
Procedimiento:

1. Leer la Solubilidad en el Gráfico:

- La pregunta pide la masa de X que se disuelve en 200 g de agua a 20°C.
- Primero, localiza 20°C en el eje horizontal (T(C)).
- Sube verticalmente hasta la curva.
- Lee el valor correspondiente en el eje vertical (g de X en 100 g de agua).
- A 20°C, la solubilidad es de **15 g de X en 100 g de agua**.

2. Ajustar a la Cantidad de Agua dada (Cálculo por Proporción):

- La pregunta pide la masa de X para 200 g de agua.
- Establece la proporción:



$$\frac{\text{Masa de X}}{\text{Masa de agua}} = \frac{15 \text{ g X}}{100 \text{ g H}_2\text{O}} = \frac{M_X}{200 \text{ g H}_2\text{O}}$$

- Como la cantidad de agua se duplicó (100 → 200), la masa de soluto que se puede disolver también se duplica:

$$M_X = 15 \text{ g} \times \frac{200 \text{ g}}{100 \text{ g}} = \mathbf{30 \text{ g}}$$

La solubilidad es la cantidad máxima de soluto que se puede disolver en una cantidad dada de solvente a una temperatura específica. Una curva de solubilidad muestra cómo varía esta cantidad máxima con la temperatura.

Respuesta Correcta: E) 30 g

10. Si a 250 mL de una solución acuosa que contiene 16,4 g de  $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$  (masa molar = 164 g/mol), se le agrega agua hasta completar 1000 mL, ¿cuál es la concentración molar del ion nitrato ( $\text{NO}_3^-$ ), sabiendo que:  $C_i$  = Concentración inicial de  $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2 = 0,4$  mol/L;  $V_i$  = Volumen inicial de la solución = 0,25 L;  $V_f$  = Volumen final de la solución = 1 L;  $C_f$  = Concentración final de  $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2 = ?$

- A) 0,1 mol/L  
B) 0,2 mol/L  
C) 0,025 mol/L  
D) 0,050 mol/L  
E)  $1,0 \times 10^{-4}$  mol/L

Datos:

- Soluto:  $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$
- Masa molar de  $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2 = 164$  g/mol
- Masa de soluto = 16,4 g
- Volumen inicial ( $V_1$ ) = 250 mL = 0,25 L
- Volumen final ( $V_2$ ) = 1000 mL = 1,0 L

Teoría:

- Molaridad (M):** Es la concentración expresada como  $\frac{\text{moles de soluto}}{\text{litros de solución}}$ .
- Dilución:** Al agregar solvente, la cantidad de moles de soluto ( $n$ ) permanece constante, pero el volumen ( $V$ ) aumenta, por lo que la concentración disminuye. La fórmula de dilución es  $C_1 V_1 = C_2 V_2$ .
- Concentración Iónica:** Se debe considerar la estequiometría de la disociación.

Procedimiento:

1. Calcular los Moles de Solute ( $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ ):

$$n_{\text{solute}} = \frac{\text{Masa}}{\text{Masa Molar}} = \frac{16,4 \text{ g}}{164 \text{ g/mol}} = 0,1 \text{ moles}$$

2. Calcular la Concentración Inicial ( $C_1$ ):

$$C_1 = \frac{n_{\text{solute}}}{V_1} = \frac{0,1 \text{ moles}}{0,25 \text{ L}} = 0,4 \text{ mol/L}$$

3. Calcular la Concentración Final de  $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$  después de la Dilución ( $C_2$ ):

Usando la fórmula de dilución:  $C_2 = \frac{C_1 V_1}{V_2}$

$$C_2 = \frac{(0,4 \text{ mol/L}) \times (0,25 \text{ L})}{1,0 \text{ L}} = 0,1 \text{ mol/L}$$

4. Calcular la Concentración del Ion Nitrato ( $\text{NO}_3^-$ ):

El  $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$  se disocia según la ecuación:



Por cada 1 mol de  $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ , se producen 2 moles de  $\text{NO}_3^-$ .

Por lo tanto, la concentración de  $\text{NO}_3^-$  es el doble de la concentración de la sal:

$$[\text{NO}_3^-] = 2 \times [\text{Ca}(\text{NO}_3)_2]_{\text{final}} = 2 \times 0,1 \text{ mol/L} = 0,2 \text{ mol/L}$$

Alternativamente, usando moles:  $C_2 = \frac{0,1 \text{ moles}}{1,0 \text{ L}} = 0,1 \text{ mol/L}$ .

**Respuesta Correcta: B) 0,2 mol/L**

11. Se tienen dos soluciones acuosas de NaCl:
- Solución X, se preparó masando 100 g de NaCl en 1 L de agua.
  - Solución Y, se preparó masando 100 g de NaCl y agregando agua hasta completar 1 L de solución.

A partir de lo anterior, ¿cuál de las siguientes opciones es correcta?

- A) La solución X es más concentrada que la solución Y.
- B) La solución Y es más concentrada que la solución X.**
- C) Ambas soluciones tienen la misma concentración.
- D) Ambas soluciones tienen el mismo volumen.
- E) Ambas soluciones tienen la misma masa total.

- **Solución X:** 100 g de NaCl se disuelven en 1 L de agua. El volumen final de la solución es el volumen del agua más el volumen que ocupa el NaCl, por lo tanto,  $V_X > 1 \text{ L}$ .
- **Solución Y:** 100 g de NaCl se disuelven y se **agrega agua hasta completar** 1 L. El volumen final de la solución es  $V_Y = 1 \text{ L}$ .

Conclusión:

- Ambas soluciones tienen la misma cantidad de soluto (100 g).
- El volumen final de Y es 1 L.
- El volumen final de X es mayor que 1 L.
- Dado que  $V_X > V_Y$  y la cantidad de soluto es la misma, la concentración de Y es mayor que la concentración de X

Por lo tanto,  $C_Y > C_X$ .

**Respuesta Correcta: B) La solución Y es más concentrada que la solución X.**

La concentración de una solución es la relación entre la cantidad de soluto y la cantidad de solvente (o solución). Para soluciones acuosas diluidas, se asume que la densidad del agua es 1 g/mL, por lo que 1 L de agua tiene una masa de aproximadamente 1000 g.

$$\text{Concentración} = \frac{\text{Masa de Solute}}{\text{Volumen de Solución}} \Rightarrow C_Y = \frac{100 \text{ g}}{1 \text{ L}} \text{ y } C_X = \frac{100 \text{ g}}{> 1 \text{ L}}$$

**12.** ¿Qué significa que una solución tenga una concentración 30% m/v?

- A) Que contiene 30 g de soluto en 100 g de solución.
- B) Que contiene 30 g de solvente en 100 mL de solución.
- C) Que contiene 30 mL de soluto en 100 mL de solvente.
- D) Que contiene 30 g de soluto en 100 mL de solución.**
- E) Que contiene 30 mL de soluto en 70 mL de solución.

$$\%m/v = \frac{\text{Masa de soluto (g)}}{\text{Volumen de solución (mL)}} \times 100$$

**Análisis de 30% m/v:**

- El 30 se refiere a la masa de soluto en gramos (30 g).
- El 100 (implícito en el porcentaje) se refiere al volumen de solución en mL (100 mL).
- El m y v confirman que se usa masa de soluto y volumen de solución.
- 30% m/v significa: 30 g de soluto en 100 mL de solución.
- Respuesta Correcta: D) Que contiene 30 g de soluto en 100 mL de solución.

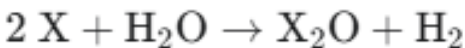
13. Si 1,0 mol del elemento X reacciona completamente con agua, se producen 1,0 g de H<sub>2</sub> y 31,0 g del óxido X<sub>2</sub>O, de acuerdo con la siguiente ecuación:



Al respecto, ¿cuál es la masa molar del elemento X?

- A) 7 mol /g
- B) 14 mol /g
- C) 16 mol /g
- D) 23 mol /g
- E) 46 mol

Ecuación y Datos:



Especie	2 X	H <sub>2</sub> O	→	X <sub>2</sub> O	H <sub>2</sub>
Moles	2 mol	1 mol		1 mol	1 mol
Masa Reaccionante/Producida	M <sub>X</sub>	M <sub>H<sub>2</sub>O</sub>		M <sub>X<sub>2</sub>O</sub>	M <sub>H<sub>2</sub></sub>
Datos	1,0 mol	?		31,0 g	1,0 g

Procedimiento:

1. Calcular la Masa de X que Reaccionó (Conservación de la Masa):

Según la Ley de Conservación de la Masa, la masa total de reactivos debe ser igual a la masa total de productos:

$$\text{Masa X} + \text{Masa H}_2\text{O} = \text{Masa X}_2\text{O} + \text{Masa H}_2$$

- Primero, calculamos la masa molar de H<sub>2</sub>: 2 g/mol.
- Si se produce 1,0 g de H<sub>2</sub>, la cantidad de moles de H<sub>2</sub> producido es:

$$n_{\text{H}_2} = \frac{1,0\text{ g}}{2,0\text{ g/mol}} = 0,5\text{ mol}$$

2. Relacionar Moles de H<sub>2</sub> Producidos con Moles de X Reactivos:

Según la estequiometría (2 X → 1 H<sub>2</sub>), los moles de X que reaccionan son el doble de los moles de H<sub>2</sub> producidos:

$$n_{\text{X}} = 2 \times n_{\text{H}_2} = 2 \times 0,5\text{ mol} = 1,0\text{ mol}$$

3. Calcular la Masa Molar de X (MM<sub>X</sub>):

La masa molar es la masa que ocupa 1 mol.

$$\text{MM}_X = \frac{\text{Masa de X}}{n_X} = \frac{23\text{ g}}{1,0\text{ mol}} = \mathbf{23\text{ g/mol}}$$

(Nota: Usando la Conservación de la Masa para corroborar):

- Moles de X<sub>2</sub>O producido (igual a n<sub>H<sub>2</sub></sub>): 0,5 mol.
- Masa molar de X<sub>2</sub>O:  $\text{MM}_{\text{X}_2\text{O}} = \frac{31,0\text{ g}}{0,5\text{ mol}} = 62\text{ g/mol}$ .
- $\text{MM}_{\text{X}_2\text{O}} = 2 \times \text{MM}_X + \text{MM}_\text{O}$
- $62\text{ g/mol} = 2 \times \text{MM}_X + 16\text{ g/mol}$
- $2 \times \text{MM}_X = 46\text{ g/mol} \implies \text{MM}_X = \mathbf{23\text{ g/mol}}$ .

Respuesta Correcta: D) 23 mol/g (Debería ser 23 g/mol)

La estequiometría se basa en la Ley de Conservación de la Masa y en la Ley de Avogadro (relación entre moles y número de partículas). En una reacción balanceada, la proporción de moles de reactivos y productos es fija. Para calcular la masa molar de un elemento desconocido, primero se determina la masa faltante y luego se usa la relación molar de la ecuación.

14. ¿Qué volumen de agua se debe agregar a 50 mL de una solución 4 % m/v de NaOH (masa molar = 40 g/mol) para obtener una solución 0,5 L/mol?

- A) 200 mL
- B) 100 mL
- C) 50 mL**
- D) 25 mL
- E) 10 mL

**Fórmula de Dilución:**  $n_1 = n_2 \implies C_1 V_1 = C_2 V_2$

**Datos:**

- Solute: NaOH (Masa Molar = 40 g/mol)
- Solución Inicial (1):
  - Concentración ( $C_1$ ) = 4% m/v
  - Volumen ( $V_1$ ) = 50 mL = 0,050 L
- Solución Final (2):
  - Concentración ( $C_2$ ) = 0,5 L/mol (es decir, 0,5 mol/L)
  - Volumen ( $V_2$ ) = ?

**Procedimiento:**

1. **Convertir  $C_1$  de % m/v a Molaridad (mol/L):**

- 4% m/v significa 4 g de NaOH en 100 mL de solución.
- **Moles de NaOH en 100 mL:**

$$n = \frac{4 \text{ g}}{40 \text{ g/mol}} = 0,1 \text{ moles}$$

- **Molaridad  $C_1$ :**

$$C_1 = \frac{0,1 \text{ moles}}{0,100 \text{ L}} = 1,0 \text{ mol/L}$$

2. **Calcular el Volumen Final ( $V_2$ ):**

Usando la fórmula de dilución  $C_1 V_1 = C_2 V_2$ :

$$V_2 = \frac{C_1 V_1}{C_2} = \frac{(1,0 \text{ mol/L}) \times (0,050 \text{ L})}{0,5 \text{ mol/L}} = 0,100 \text{ L}$$

Convertido a mL:  $V_2 = 0,100 \text{ L} = 100 \text{ mL}$

3. **Calcular el Volumen de Agua Agregada:**

$$\text{Volumen de Agua} = V_2 - V_1 = 100 \text{ mL} - 50 \text{ mL} = 50 \text{ mL}$$

**Respuesta Correcta: C) 50 mL**

La dilución es el proceso de reducir la concentración de un soluto en una solución, generalmente añadiendo más solvente. El número de moles de soluto (n) permanece constante antes y después de la dilución.



15. ¿Cuál es la propiedad principal del carbono que contribuye a su capacidad para formar una gama tan diversa de moléculas?

A) Tiene cuatro electrones de valencia.

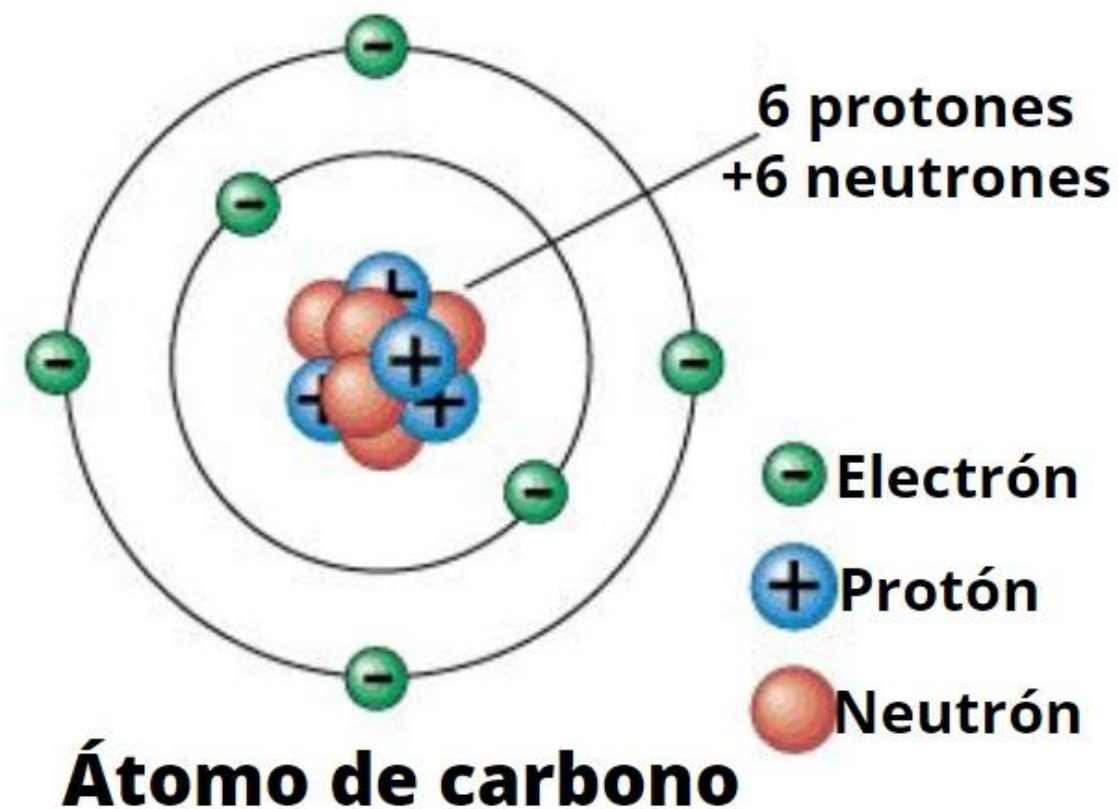
B) Tiene una naturaleza magnética.

C) Tiene una pequeña masa atómica.

D) Tiene la capacidad de formar enlaces con otros cuatro enlaces.

E) Tiene la tendencia a formar enlaces iónicos en moléculas orgánicas.

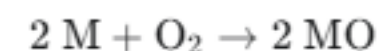
El carbono tiene cuatro electrones de valencia, lo que le permite formar múltiples enlaces y es fundamental en la química orgánica.



16. En la reacción de 3,2 g de un metal M, con exceso de oxígeno gaseoso se forman 4,0 g de un óxido hipotético de fórmula MO. Al respecto, la masa molar del metal es:

- A) igual a la masa molar del oxígeno.
- B) la mitad de la masa molar del oxígeno.
- C) el doble de la masa molar del oxígeno.
- D) un cuarto de la masa molar del oxígeno.
- E) el cuádruple de la masa molar del oxígeno.

Reacción y Datos:



- Masa de M reaccionante = 3,2 g
- Masa de MO producido = 4,0 g
- Masa molar de O = 16 g/mol

Teoría: En un óxido metálico de fórmula MO, un átomo del metal (M) se combina con un átomo de oxígeno (O). El óxido se forma por la combinación de las masas del metal y del oxígeno.

Procedimiento:

1. Calcular la Masa de Oxígeno Reaccionante (O):

Por la Ley de Conservación de la Masa:

$$\text{Masa O} = \text{Masa MO} - \text{Masa M}$$

$$\text{Masa O} = 4,0 \text{ g} - 3,2 \text{ g} = 0,8 \text{ g}$$

2. Determinar la Relación Molar (Fórmula MO):

La fórmula MO indica que 1 mol de M reacciona con 1 mol de O para formar 1 mol de MO.

$$n_{\text{M}} = n_{\text{O}}$$

3. Calcular los Moles de Oxígeno (O) Reaccionantes:

$$n_{\text{O}} = \frac{\text{Masa de O}}{\text{Masa Molar de O}} = \frac{0,8 \text{ g}}{16 \text{ g/mol}} = 0,05 \text{ moles}$$

4. Calcular la Masa Molar del Metal ( $MM_{\text{M}}$ ):

Dado que  $n_{\text{M}} = n_{\text{O}}$ , entonces  $n_{\text{M}} = 0,05$  moles.

$$MM_{\text{M}} = \frac{\text{Masa de M}}{n_{\text{M}}} = \frac{3,2 \text{ g}}{0,05 \text{ mol}} = 64 \text{ g/mol}$$

5. Comparar  $MM_{\text{M}}$  con  $MM_{\text{O}}$ :

- $MM_{\text{M}} = 64 \text{ g/mol}$
- $MM_{\text{O}} = 16 \text{ g/mol}$
- $MM_{\text{M}} = 4 \times MM_{\text{O}}$

$$\frac{64 \text{ g/mol}}{16 \text{ g/mol}} = 4$$

La masa molar del metal (M) es el **cuádruple** de la masa molar del oxígeno (O).

**Respuesta Correcta: E) el cuádruple de la masa molar del oxígeno.**

17. El cobre se presenta en forma de dos isótopos estables:



La diferencia que existe entre estos dos isótopos está en

- A) la masa atómica.
- B) la cantidad de neutrones que tienen en el núcleo.
- C) la cantidad de electrones que tienen en su átomo.
- D) el número de protones que tienen en el núcleo.

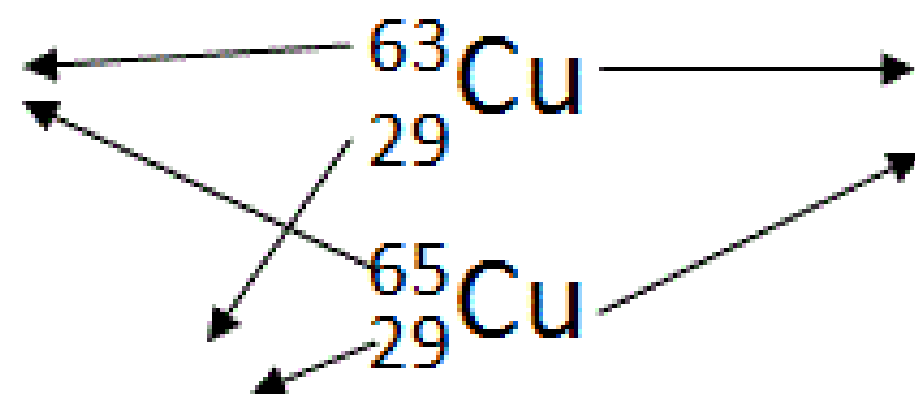
$p^{+} = 29$

$e^{-} = 29$

$n^{\circ} = 36$

Masa  
Atómica

Numero  
Atómico



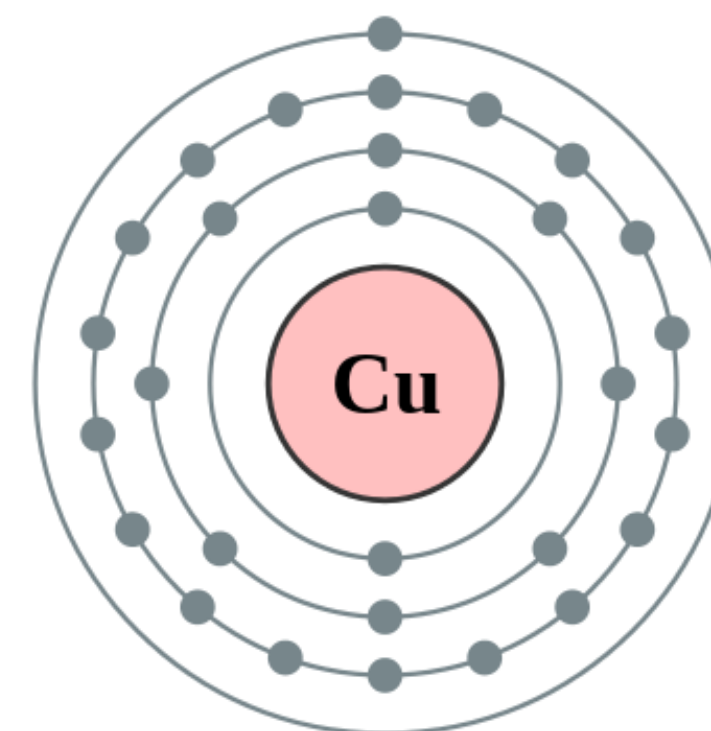
Elemento

$p^{+} = 29$

$e^{-} = 29$

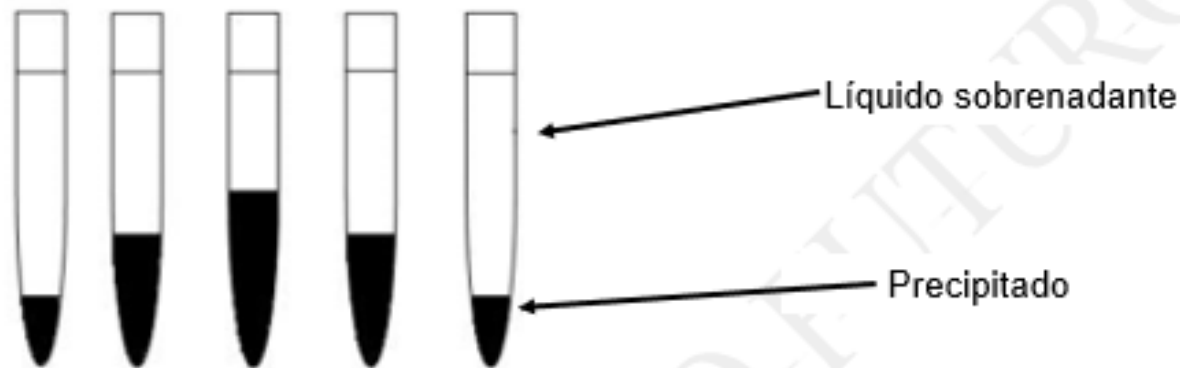
$n^{\circ} = 34$

Los isótopos son átomos que tienen el mismo número de protones pero un número diferente de neutrones.



18. Se lleva a cabo una experiencia de laboratorio para la cual se dispone de dos soluciones: NaCl (ac) 0,1 L mol y AgNO<sub>3</sub> (ac) 0,1 L mol . Se preparan 5 tubos de ensayo mezclando diferentes volúmenes de las soluciones anteriormente mencionadas, tal como se muestra en la siguiente tabla:

	Tubo 1	Tubo 2	Tubo 3	Tubo 4	Tubo 5
Volumen NaCl (mL)	0,5	1,5	2,5	3,5	4,5
Volumen AgNO <sub>3</sub> (mL)	4,5	3,5	2,5	1,5	0,5



Del análisis de estos resultados, ¿cuál de las siguientes opciones es una conclusión correcta?

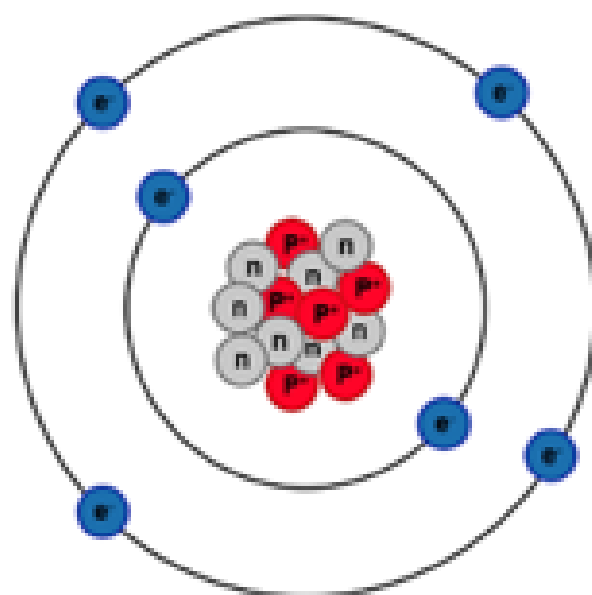
- A) La sustancia que precipita en cada tubo es de diferente naturaleza química.
- B) La masa máxima de precipitado se obtiene cuando la relación entre NaCl y AgNO<sub>3</sub> es 1:1.
- C) La cantidad de precipitado obtenido es independiente del volumen utilizado.
- D) En los tubos 1 y 4 el líquido sobrenadante contiene la misma cantidad de NaCl sin reaccionar.
- E) La masa de precipitado obtenido depende exclusivamente del tiempo de reposo de los tubos.

Reacción de Precipitación: Cuando se mezclan dos soluciones acuosas, el intercambio de iones puede generar un producto insoluble que se separa de la solución como un sólido, llamado precipitado.

Análisis de la Relación de Moles y Precipitado:

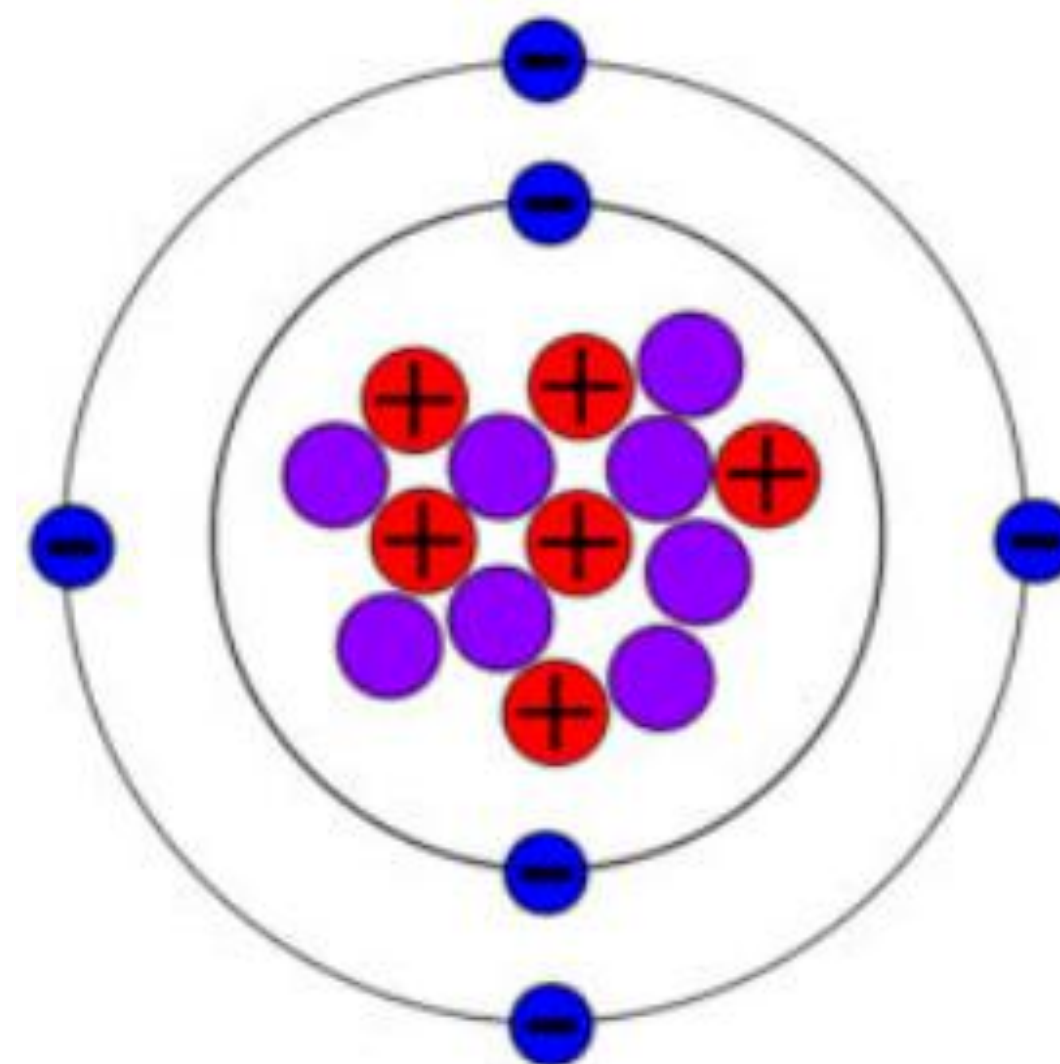
Tubo	V <sub>NaCl</sub> (mL)	V <sub>AgNO<sub>3</sub></sub> (mL)	Relación de Volúmenes NaCl : AgNO <sub>3</sub>	Relación de Moles n <sub>NaCl</sub> : n <sub>AgNO<sub>3</sub></sub>	Observación Gráfica
1	0,5	4,5	1:9	0,05 mmol : 0,45 mmol	Poco precipitado
2	1,5	3,5	3:7	0,15 mmol : 0,35 mmol	Más precipitado
3	2,5	2,5	1:1	0,25 mmol : 0,25 mmol	Máximo precipitado
4	3,5	1,5	7:3	0,35 mmol : 0,15 mmol	Menos precipitado
5	4,5	0,5	9:1	0,45 mmol : 0,05 mmol	Poco precipitado

55. Javiera encontró un error en su libro de Química. En una sección en la que se describe el ion óxido y los compuestos que forma, observó la siguiente imagen:



Al respecto, ¿a qué especie química pertenece el esquema anterior?

- A) A un átomo neutro de carbono 14.
- B) A un átomo neutro de oxígeno 16.
- C) A un ion de carbono 12 dos veces negativo.
- D) A un ion de oxígeno 18 dos veces negativo.
- E) A un ion de carbono 14 cuatro veces positivo.



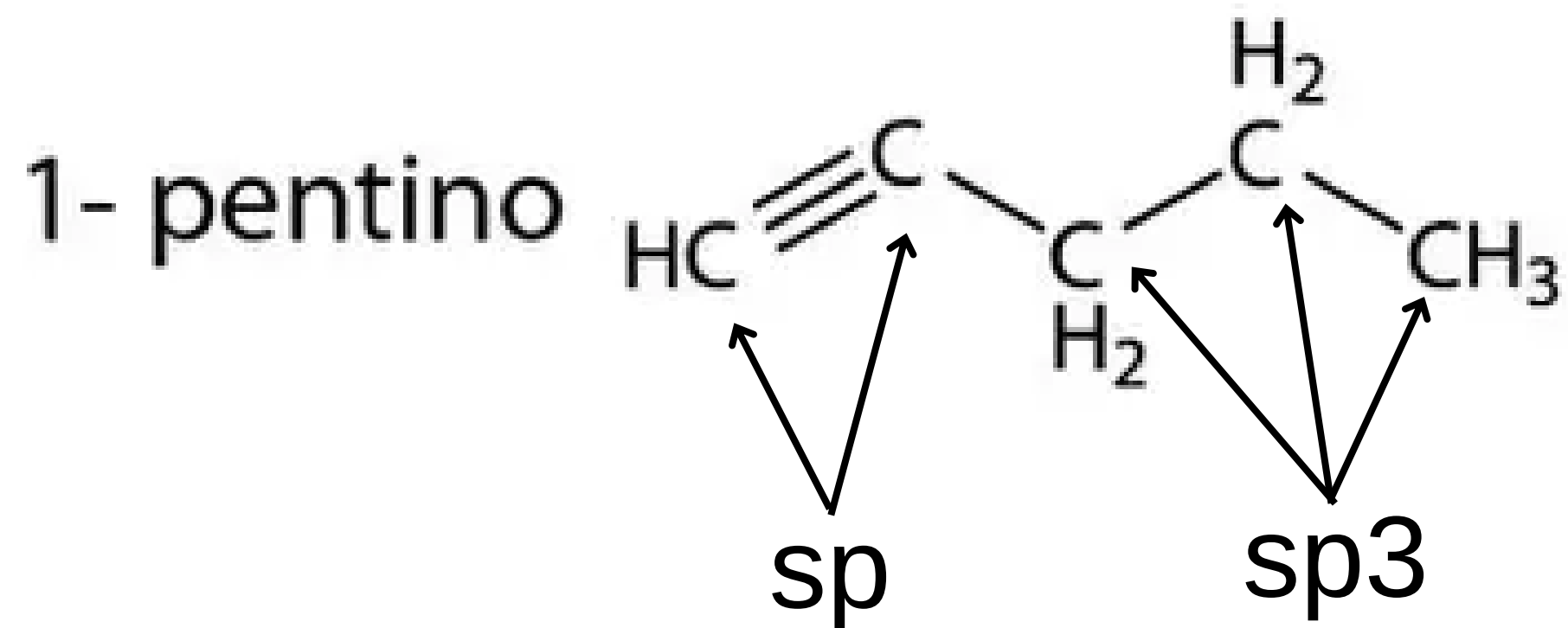
$p^+ = 6$

$e^- = 6$

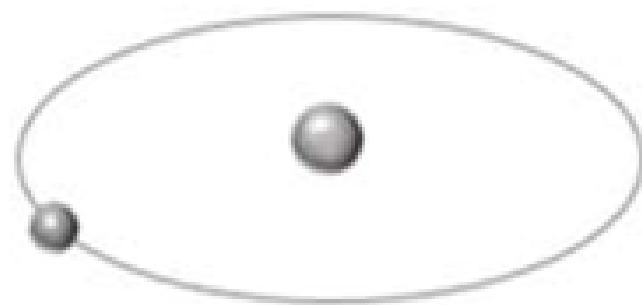
$n^0 = 8$

56. Según su hibridación, ¿qué tipo de hibridación presentan los carbonos que forman el pentino?

- A) Solo sp
- B) Solo sp<sup>2</sup>
- C) Solo sp<sup>3</sup>
- D) sp<sup>3</sup> y sp
- E) sp<sup>3</sup> y sp<sup>2</sup>



57. Basado en el modelo de Rutherford, un científico propuso, para el átomo de hidrógeno, un núcleo formado por una partícula positiva y, girando alrededor de ella, un electrón, tal como se observa en el siguiente esquema:



Al respecto, ¿cuál de las siguientes opciones corresponde al anterior modelo atómico?

- A) La energía de los orbitales solo puede tomar ciertos valores.
- B) En el núcleo central están concentradas la carga positiva y la masa.
- C) Los electrones giran alrededor del núcleo, en órbitas circulares, sin emitir energía.
- D) Los electrones se insertan en una masa esférica cargada positivamente.

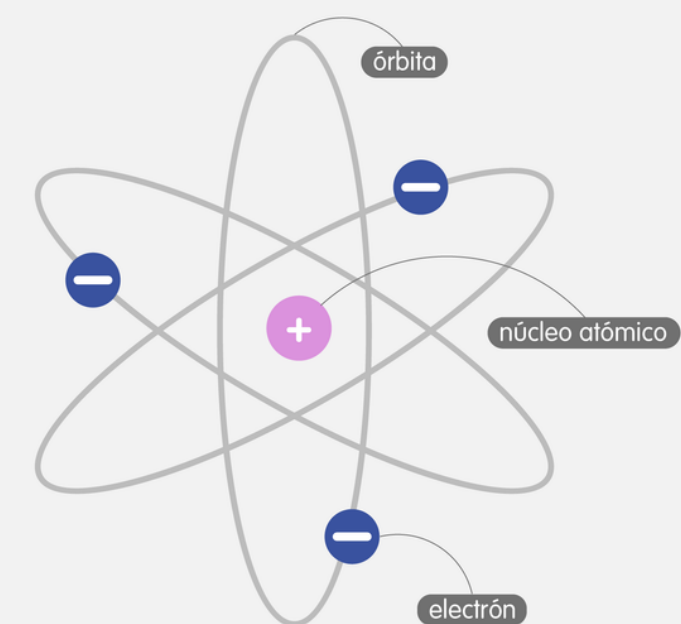
#### Postulados del Modelo Atómico de Rutherford

1. **Núcleo Central:** La mayor parte de la masa del átomo se concentra en un núcleo pequeño y denso, que contiene partículas de carga positiva (protones).
2. **Carga del Núcleo:** El núcleo tiene una carga positiva, lo que atrae a los electrones, que son partículas de carga negativa, manteniéndolos en órbita alrededor del núcleo.
3. **Trayectoria de los Electrones:** Los electrones giran alrededor del núcleo en trayectorias que se asemejan a un sistema solar, donde el núcleo actúa como el sol y los electrones como los planetas.
4. **Equilibrio de Cargas:** Un átomo es eléctricamente neutro, lo que significa que el número de protones (carga positiva) es igual al número de electrones (carga negativa).
5. **Espacio Vacío:** La mayor parte del volumen del átomo está compuesto por espacio vacío, lo que significa que la densidad de la materia atómica es muy baja en comparación con la masa concentrada en el núcleo.

#### Modelo atómico de Rutherford

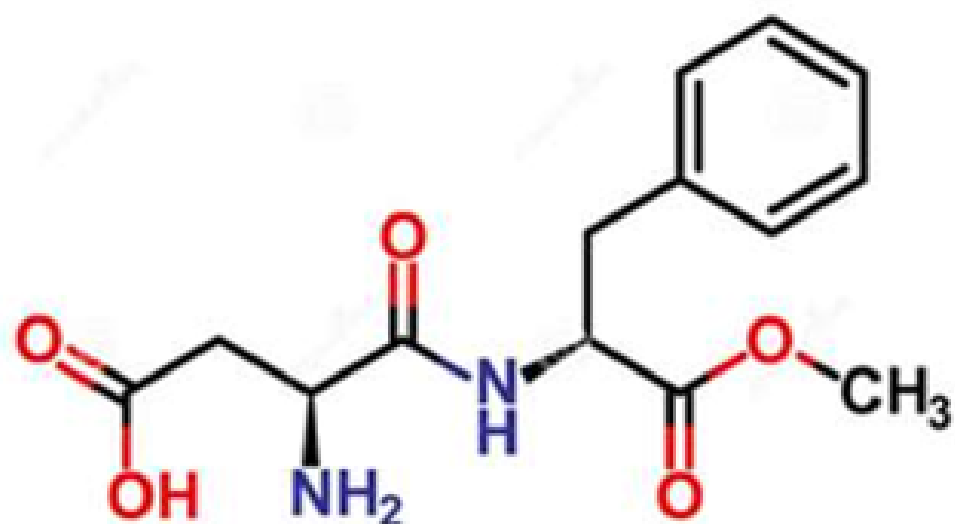
1909

El átomo tiene un núcleo atómico positivo y electrones que giran a su alrededor describiendo órbitas circulares.



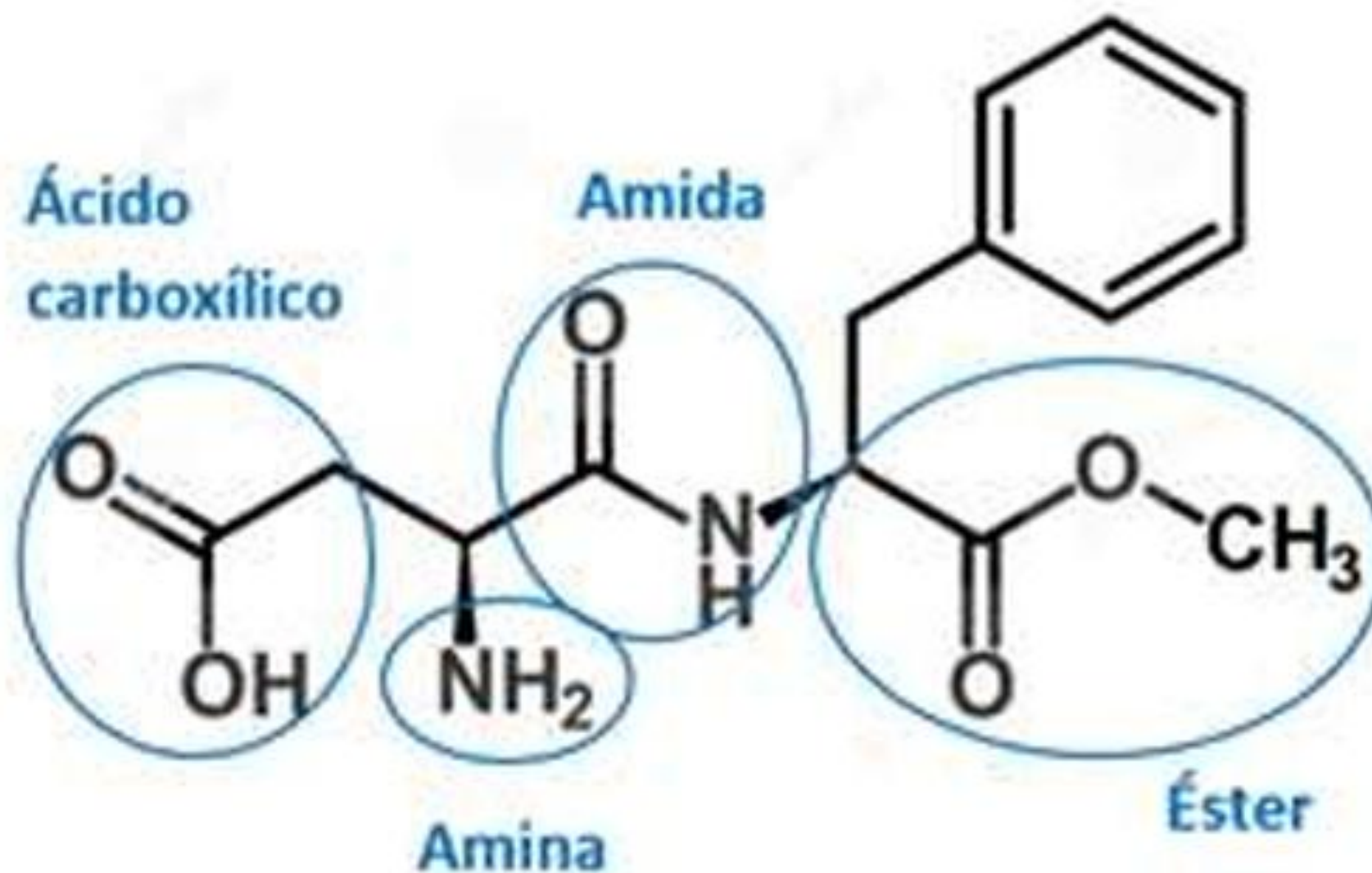


58. El siguiente esquema muestra la estructura del aspartame, un edulcorante que se encuentra en desuso por sus efectos negativos sobre la salud.



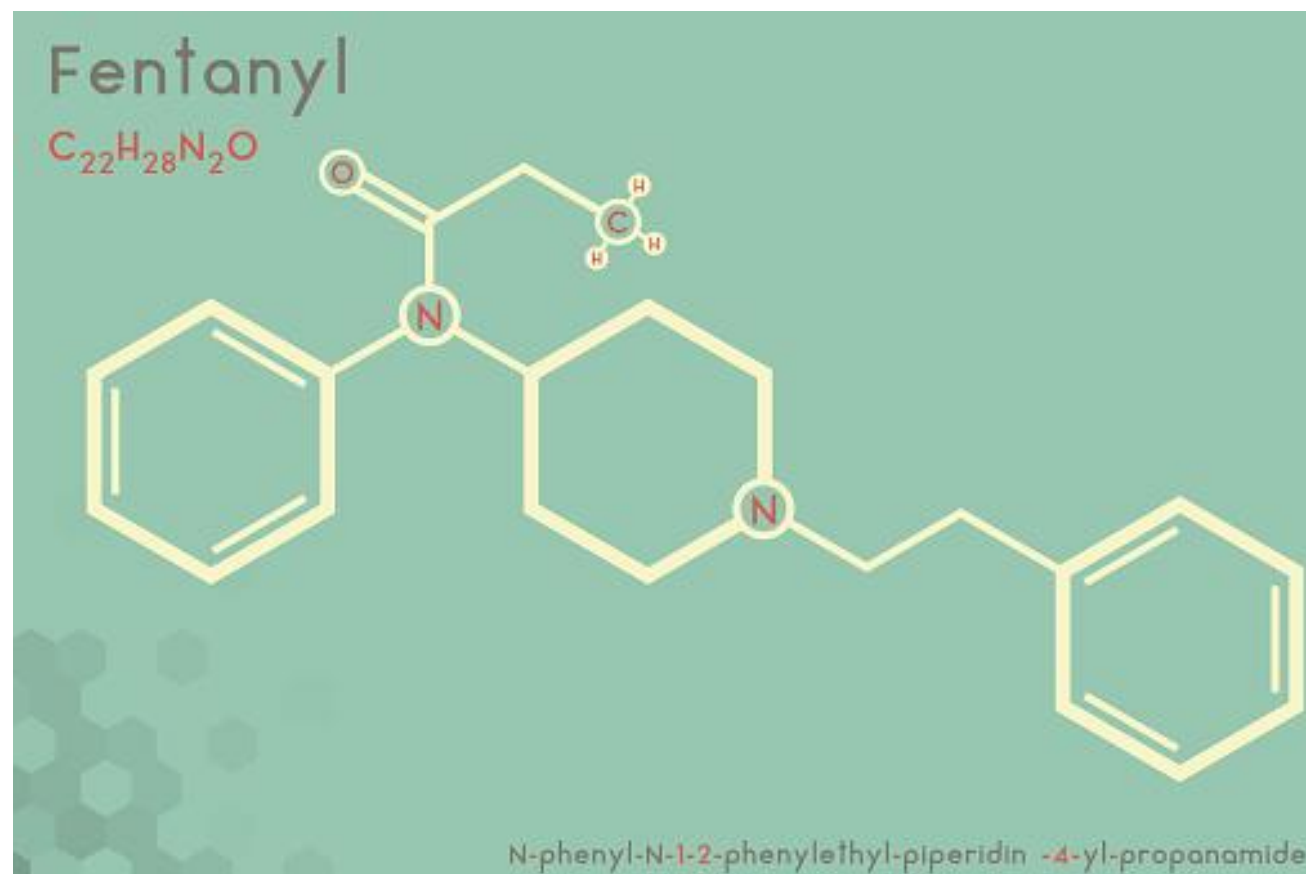
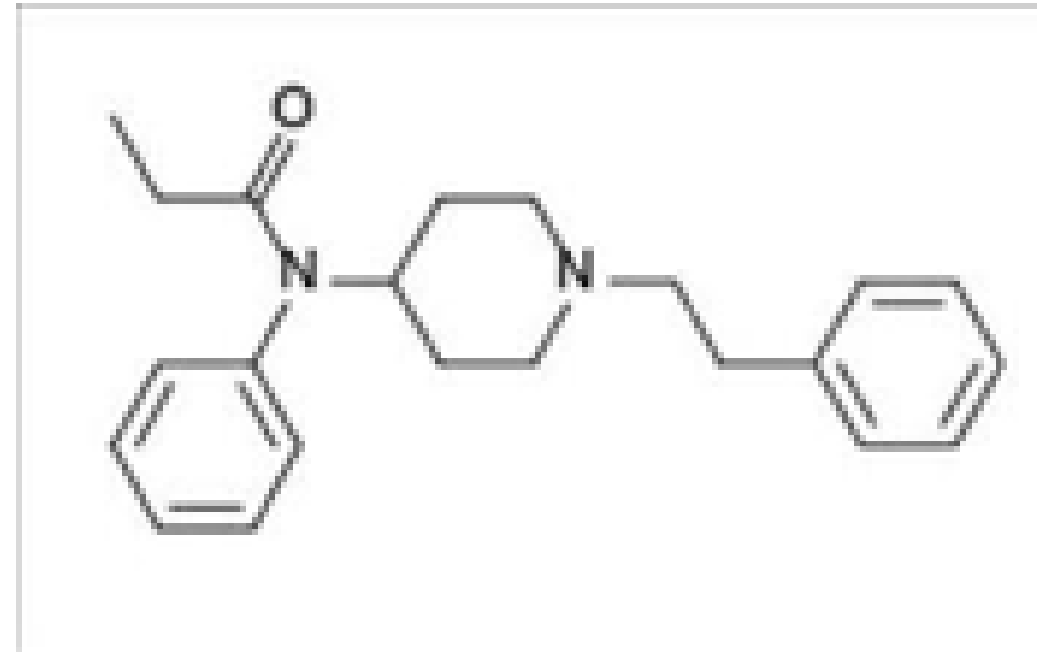
En relación con el análisis de la estructura molecular anterior, la cantidad de funciones que contiene es

- A) 3.
- B) 2.
- C) 5.
- D) 4.



59. ¿Cuáles son los grupos funcionales de Fentanilo en la siguiente molécula orgánica?

- A) Amina y aldehído.
- B) Amina y amida.
- C) Benceno y amina.
- D) Ácido carboxílico y amina.



**60.** Una solución de  $\text{CaCO}_3$  contiene 3,2% en masa de soluto. La solución contiene 50 g de  $\text{CaCO}_3$ . ¿Cuál de los siguientes enunciados es correcto respecto a la solución?

- A) La masa de la solución es ligeramente menor que la masa del solvente.
- B) La masa del soluto es ligeramente menor que la masa de la solución.
- C) La masa del soluto es mucho menor que la masa de la solución.
- D) La masa del solvente y de la solución son muy diferentes.
- E) La masa del solvente es mucho menor que la del soluto.

$$\%m/m = \frac{\text{masa del soluto}}{\text{masa de la solución}} \times 100$$

**Análisis de los Datos:**

- $\%m/m$  de  $\text{CaCO}_3$  (soluto) = 3,2%
- Masa del soluto ( $\text{CaCO}_3$ ) = 50 g

Donde la **masa de la solución** es la suma de la **masa del soluto** más la **masa del solvente**.

**Cálculo de la Masa de la Solución:**

Podemos despejar la masa de la solución de la fórmula de porcentaje en masa:

$$\text{masa de la solución} = \frac{\text{masa del soluto}}{\%m/m} \times 100$$

$$\text{masa de la solución} = \frac{50 \text{ g}}{3,2} \times 100 \approx 1562,5 \text{ g}$$

$$\text{masa de la solución} = \text{masa del soluto} + \text{masa del solvente}$$

**Comparación de Masas:**

- Masa del soluto = 50 g
- Masa de la solución  $\approx 1562,5 \text{ g}$
- Masa del solvente  $\approx 1562,5 \text{ g} - 50 \text{ g} = 1512,5 \text{ g}$

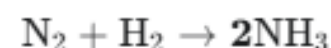
Al comparar, se tiene que 50 g (soluto) es **mucho menor** que 1562,5 g (solución). Además, el soluto (50 g) es mucho menor que el solvente (1512,5 g).

**61.** ¿Al balancear la siguiente ecuación  $\text{N}_2 + \text{H}_2 \longrightarrow \text{NH}_3$ ? Los coeficientes estequiométricos son, respectivamente:

- A) 1,1,2
- B) 1,1,3
- C) 1,2,1
- D) 1,3,2**
- E) 1,2,4

- **Paso 1: Balancear el Nitrógeno (N)**

Hay 2 átomos de N en los reactivos ( $\text{N}_2$ ) y 1 átomo de N en los productos ( $\text{NH}_3$ ). Para igualarlos, colocamos un coeficiente **2** delante del  $\text{NH}_3$ :



Ahora tenemos 2 N a cada lado.

- **Paso 2: Balancear el Hidrógeno (H)**

Ahora tenemos  $2 \times 3 = 6$  átomos de H en los productos ( $2\text{NH}_3$ ) y 2 átomos de H en los reactivos ( $\text{H}_2$ ). Para igualarlos, colocamos un coeficiente **3** delante del  $\text{H}_2$ :



Ahora tenemos 6 H a cada lado.

- **Paso 3: Verificar**

El  $\text{N}_2$  tiene un coeficiente implícito de 1.

Reactivos: N = 2, H = 6

Productos: N = 2, H = 6

La ecuación está balanceada.

**Coeficientes:** Los coeficientes estequiométricos son: **1, 3, 2**.

Ley de la Conservación de la Masa:  
El balanceo de ecuaciones químicas se basa en la Ley de la Conservación de la Masa, que establece que la materia no se crea ni se destruye en una reacción química. Por lo tanto, el número de átomos de cada elemento debe ser el mismo en los reactivos (izquierda) y en los productos (derecha).



¿Qué ley está enunciada en la reacción?

- A) Ley de proporciones múltiples.
- B) Ley de proporciones definidas.
- C) Ley de conservación de la masa.
- D) Ley de Avogadro.
- E) Ley de Le Chatelier.

Ley de Conservación de la Masa  
(Ley de Lavoisier): Esta ley establece que en toda reacción química la masa total de los reactivos es igual a la masa total de los productos. En otras palabras, la materia no se crea ni se destruye.

#### Cálculo de la Masa Total de Reactivos:

$$\text{Masa de reactivos} = \text{Masa de A} + \text{Masa de B}$$

$$\text{Masa de reactivos} = 155 \text{ g} + 4,75 \text{ g} = 159,75 \text{ g}$$

#### Cálculo de la Masa Total de Productos:

$$\text{Masa de productos} = \text{Masa de C} + \text{Masa de D}$$

$$\text{Masa de productos} = 60,9 \text{ g} + 98,85 \text{ g} = 159,75 \text{ g}$$

#### Conclusión:

Dado que la **Masa de reactivos** (159,75 g) es igual a la **Masa de productos** (159,75 g), la reacción ilustra directamente la **Ley de conservación de la masa**.

#### Leyes Descartadas:

- **Ley de proporciones definidas (Proust):** Se refiere a que un compuesto siempre contiene los mismos elementos en la misma proporción de masa, independientemente de su origen.
- **Ley de proporciones múltiples (Dalton):** Se refiere a la formación de diferentes compuestos entre dos elementos, donde las masas de uno se combinan con una masa fija del otro en proporciones de números enteros sencillos.
- **Ley de Avogadro:** Relaciona el volumen y el número de moléculas (o moles) de gases.
- **Ley de Le Chatelier:** Principio que describe el desplazamiento del equilibrio químico ante cambios de temperatura, presión o concentración.

**63.** En un congreso de química aplicada, un científico presentó los resultados de su investigación sobre la preparación de soluciones sobresaturadas usando una disminución gradual de la temperatura. Luego de la exposición, parte del público presente evidenció la existencia de un trabajo previo de otro autor que presentaba un diseño experimental y resultados similares. Si el científico desconocía completamente este trabajo, ¿qué fase de su investigación no fue bien realizada?

- A) La hipótesis.
- B) Las conclusiones.
- C) El marco teórico.**
- D) El diseño experimental.
- E) El título.

**Fases del Método Científico (Simplificadas):**

Una investigación científica generalmente sigue pasos como:

- **Observación/Planteamiento del Problema:** Identificar el tema de estudio.
- **Marco Teórico (Revisión Bibliográfica):** Recopilación, análisis y síntesis de todos los antecedentes, teorías y estudios previos relevantes sobre el tema.
- **Formulación de Hipótesis:** Proponer una posible explicación o solución al problema.
- **Diseño Experimental/Metodología:** Planificación de los procedimientos para probar la hipótesis.
- **Recolección y Análisis de Datos:** Ejecutar el experimento y procesar la información.
- **Conclusiones:** Determinar si la hipótesis fue apoyada o refutada.

**64.** ¿Qué masa de sulfato de cobre,  $\text{CuSO}_4$  (masa molar = 160 g/mol), se necesita para preparar 2 L de una solución 0,25 mol/L?

- A) 20 g
- B) 40 g
- C) 50 g
- D) 80 g**
- E) 160 g

**Análisis de los Datos:**

- Molaridad ( $M$ ) = 0,25 mol/L
- Volumen de solución ( $V$ ) = 2 L
- Masa Molar (MM) de  $\text{CuSO}_4$  = 160 g/mol

**Paso 1: Calcular los Moles de Solute ( $n$ ):**

Despejamos los moles de la fórmula de molaridad:

$$M = \frac{\text{moles de soluto}(n)}{\text{Volumen de solución}(V \text{ en L})}$$

$$\text{moles de soluto}(n) = M \times V$$

$$n = (0,25 \text{ mol/L}) \times (2 \text{ L})$$

$$n = 0,5 \text{ moles}$$

**Paso 2: Calcular la Masa del Solute ( $m$ ):**

La masa se calcula multiplicando los moles por la masa molar:

$$\text{masa}(m) = \text{moles}(n) \times \text{Masa Molar}(\text{MM})$$

$$m = (0,5 \text{ mol}) \times (160 \text{ g/mol})$$

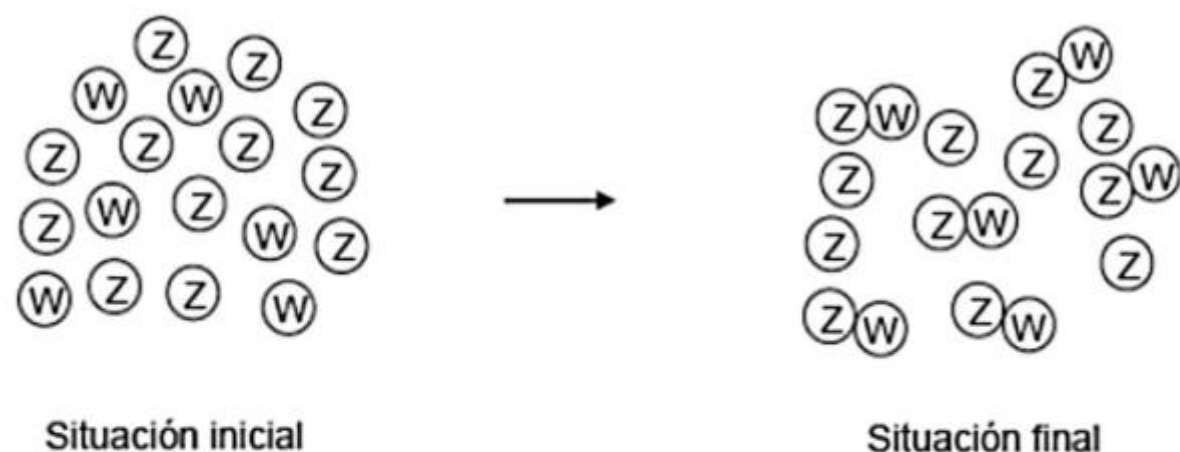
$$m = 80 \text{ g}$$

**Resultado:** Se necesitan 80 g de sulfato de cobre.

La molaridad es una medida de la concentración de una solución, definida como la cantidad de moles de soluto por litro de solución



65. La figura representa la reacción entre los átomos W y Z:



Al respecto, ¿cuál de las siguientes opciones es correcta?

- A) Para que reaccione completamente 1 mol de W se necesitan 0,5 mol de Z.
- B) W corresponde al reactivo limitante de la reacción.
- C) No se produce reacción química, ya que quedan átomos de Z sin reaccionar.
- D) El compuesto formado entre Z y W tiene 50% en masa de Z.
- E) Las masas totales de reactantes y productos son diferentes.

A) ✗ "Para que reaccione completamente 1 mol de W se necesitan 0,5 mol de Z."

→ Incorrecto. La proporción es 1:1, no 1:0,5.

B) ✓ "W corresponde al reactivo limitante de la reacción."

→ Correcto. Todos los W reaccionan y sobran Z.

C) ✗ "No se produce reacción química, ya que quedan átomos de Z sin reaccionar."

→ Incorrecto. Sí se produce reacción (se forman ZW).

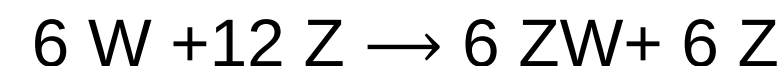
D) ✗ "El compuesto formado entre Z y W tiene 50% en masa de Z."

→ No hay datos de masas atómicas, así que no se puede afirmar.

E) ✗ "Las masas totales de reactantes y productos son diferentes."

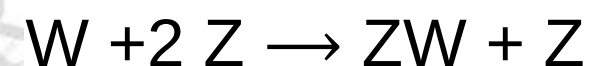
→ Falso. La masa total siempre se conserva.

1. Análisis de la reacción estequiométrica:



- Situación inicial: 6 W + 12 Z
- Situación final: 6 compuestos de ZW y 6 Z

2. simplificamos por 6 para ver la relación estequiométrica:



**66.** ¿Qué aseveración es correcta en relación con la siguiente reacción ya equilibrada? (Masa molares: Hg = 200,59 g/mol y O = 16,00 g/mol)



- A) La reacción de 216,59 g de HgO da 2 moles de Hg.
- B) La reacción de 2 moles de HgO da 2 moles de oxígeno.
- C) La reacción de 216,59 g de HgO da 200,59 g de Hg.**
- D) Una molécula de HgO forma 2 moléculas de oxígeno.
- E) El mercurio se oxidó al finalizar la reacción.

1. Cálculo de Masas Molares (MM):

- $\text{MM}(\text{Hg}) = 200,59 \text{ g/mol}$
- $\text{MM}(\text{O}) = 16,00 \text{ g/mol}$
- $\text{MM}(\text{HgO}) = \text{MM}(\text{Hg}) + \text{MM}(\text{O}) = 200,59 \text{ g/mol} + 16,00 \text{ g/mol} = 216,59 \text{ g/mol}$

2. Análisis de la Ecuación Estequiométrica (Relación Mol-Masa):

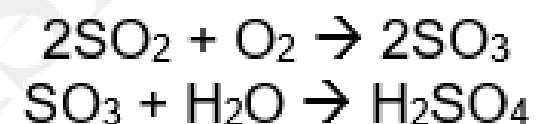


- **Relación Molar:** 2 moles de HgO  $\rightarrow$  2 moles de Hg + 1 mol de O<sub>2</sub>
- **Relación Másica:**
  - Masa de HgO:  $2 \text{ mol} \times 216,59 \text{ g/mol} = 433,18 \text{ g}$
  - Masa de Hg:  $2 \text{ mol} \times 200,59 \text{ g/mol} = 401,18 \text{ g}$
  - Masa de O<sub>2</sub>:  $1 \text{ mol} \times (2 \times 16,00 \text{ g/mol}) = 32,00 \text{ g}$
- **Verificación de Masa (Conservación):**  $433,18 \text{ g} = 401,18 \text{ g} + 32,00 \text{ g}$  (Correcto)

3. Verificación de Opciones:

- A) La reacción de 2 moles de HgO da 2 moles de Hg y 2 moles de oxígeno. (**Falso**, solo 1 mol de O<sub>2</sub> se produce, no 2).
- B) La reacción de 2 moles de HgO da 2 moles de Hg y 2 moles de oxígeno. (**Falso**, ver A).
- C) La reacción de 216,59 g de HgO da 200,59 g de Hg. (**Verdadero**) Esta es la relación estequiométrica en masa para **1 mol** de HgO (que pesa 216,59 g) que produce **1 mol** de Hg (que pesa 200,59 g).
- D) Una molécula de HgO forma 2 moléculas de oxígeno. (**Falso**, 2 moléculas de HgO forman 1 molécula de O<sub>2</sub>).
- E) El mercurio se oxidó al finalizar la reacción. (**Falso**, el HgO se **redujo** a Hg (pérdida de oxígeno), y el Hg es el producto de la descomposición, no el que se oxidó).

67. El siguiente par de reacciones muestran el proceso de formación del ácido sulfúrico a partir de óxido de azufre:



Si se hacen reaccionar 15 moles de dióxido de azufre en exceso de oxígeno, ¿cuántos moles de ácido sulfúrico se producirán como máximo?

- A) 5,00 moles.
- B) 7,50 moles.
- C) 15,0 moles.
- D) 22,5 moles.

#### Paso 1 — Relación estequiométrica entre $\text{SO}_2$ y $\text{SO}_3$

De la reacción (1):  $2 \text{ mol SO}_2 \longrightarrow 2 \text{ mol SO}_3$ .

Esto significa **1 mol de  $\text{SO}_2$  produce 1 mol de  $\text{SO}_3$**  (razón 1:1).

Por lo tanto, si empezamos con **15 mol  $\text{SO}_2$** , se formarán **15 mol  $\text{SO}_3$**  (si  $\text{O}_2$  no limita).

#### Paso 2 — Relación estequiométrica entre $\text{SO}_3$ y $\text{H}_2\text{SO}_4$

De la reacción (2):  $1 \text{ mol SO}_3 + 1 \text{ mol H}_2\text{O} \longrightarrow 1 \text{ mol H}_2\text{SO}_4$ .

Es decir, **1 mol  $\text{SO}_3 \rightarrow 1 \text{ mol H}_2\text{SO}_4$** .

Entonces los **15 mol  $\text{SO}_3$**  producirán **15 mol  $\text{H}_2\text{SO}_4$** , siempre que haya agua suficiente.

#### Paso 3 — Consideración del reactivo limitante

Como el enunciado dice que  $\text{O}_2$  está en exceso (y no se indica limitación de  $\text{H}_2\text{O}$ ), el  $\text{SO}_2$  es el reactivo inicial que fija la cantidad máxima de producto. Con 15 mol  $\text{SO}_2$  se obtiene la cantidad calculada arriba.

En la industria del cannabis medicinal se suele desechar el material vegetal restante luego de cosechar las flores de las plantas a pesar de que este todavía cuenta con una proporción significativa de cannabinoides y terpenos de interés. No obstante, ya que no se ha desarrollado un método económicamente viable para extraer estos compuestos, este material no es aprovechado. Es por esto por lo que un grupo de investigadores ha decidido determinar cuál es el mejor solvente para realizar una extracción sencilla y de bajo costo de los compuestos de interés presentes en el material vegetal del cannabis desechado.

Al respecto ¿qué componente de la investigación científica está contenido en el párrafo anterior?

- A) La construcción de la hipótesis.
- B) El procedimiento experimental.
- C) La formulación de un modelo.
- D) El problema de investigación.
- E) La conclusión del estudio.

#### **Fases del Método Científico (Simplificadas):**

Una investigación científica generalmente sigue pasos como:

- **Observación/Planteamiento del Problema:** Identificar el tema de estudio.
- **Marco Teórico (Revisión Bibliográfica):** Recopilación, análisis y síntesis de todos los antecedentes, teorías y estudios previos relevantes sobre el tema.
- **Formulación de Hipótesis:** Proponer una posible explicación o solución al problema.
- **Diseño Experimental/Metodología:** Planificación de los procedimientos para probar la hipótesis.
- **Recolección y Análisis de Datos:** Ejecutar el experimento y procesar la información.
- **Conclusiones:** Determinar si la hipótesis fue apoyada o refutada.

69. Si se preparan dos soluciones de dos solutos de diferente masa molar, disolviendo la misma masa de cada soluto en volúmenes iguales de agua, entonces es correcto afirmar que ambas soluciones:

- A) Tienen distinta concentración masa/volumen.
- B) Tienen diferente concentración masa/masa.
- C) Presentan igual fracción molar.
- D) **Presentan distinta molaridad.**
- E) Presentan igual punto de ebullición.

1. **Datos de Preparación:**

- **Masa del soluto ( $m_{\text{solute}}$ ):** Igual en ambas soluciones.
- **Masa molar del soluto (MM):** Diferente en ambas soluciones.
- **Volumen de solvente ( $V_{\text{solvente}}$ ):** Igual en ambas soluciones.

2. **Análisis de la Molaridad ( $M$ ):**

- La molaridad se define como:

$$M = \frac{\text{moles de soluto}}{\text{Volumen de solución}}$$

- Los **moles de soluto ( $n$ )** se calculan como:

$$n = \frac{\text{masa de soluto}}{\text{Masa Molar}}$$

- Dado que la  $m_{\text{solute}}$  es igual, pero la MM es diferente, la **cantidad de moles ( $n$ ) de soluto es diferente** en cada solución.
- Aunque el volumen de solución sea similar (volúmenes iguales de agua), al tener diferente cantidad de moles, la **Molaridad ( $M$ ) debe ser distinta.**

70. Un estudio sobre la composición másica porcentual del ácido acetil salicílico, el componente activo de la aspirina, arrojó los siguientes resultados:

Elemento	Composición [%]
C	60
H	5
O	35

Teniendo en cuenta que la masa molar del carbono es 12,00 g/mol, la del hidrógeno 1,00 g/mol y la del oxígeno 15,75 g/mol, ¿cuál de las opciones indica la fórmula empírica del ácido acetil salicílico?

A)  $C_6H_5O_4$

B)  $C_9H_9O_4$

C)  $C_2H_2O$

D)  $C_{12}HO_7$

E)  $C_5H_5O_2$

1. **Asumir una Masa Total de 100 g:**

Esto convierte los porcentajes en masas en gramos:

- C = 60 g
- H = 5 g
- O = 35 g

2. **Calcular los Moles de Cada Elemento:**

Se utiliza la masa molar proporcionada (Nota: la MM del O se da como 15,75 g/mol, lo cual es inusual, pero se utiliza el valor dado):

- $$\text{Moles de C} = \frac{60 \text{ g}}{12,00 \text{ g/mol}} = 5,00 \text{ mol}$$
- $$\text{Moles de H} = \frac{5 \text{ g}}{1,00 \text{ g/mol}} = 5,00 \text{ mol}$$
- $$\text{Moles de O} = \frac{35 \text{ g}}{15,75 \text{ g/mol}} \approx 2,22 \text{ mol}$$

3. **Determinar la Proporción Más Sencilla (Dividir por el Menor):**

El menor número de moles es 2,22 mol (O).

- $$C : \frac{5,00}{2,22} \approx 2,25$$
- $$H : \frac{5,00}{2,22} \approx 2,25$$
- $$O : \frac{2,22}{2,22} = 1,00$$

4. **Convertir a Proporción de Números Enteros:**

Multiplicamos los valores por el número entero más pequeño que nos dé una proporción de números enteros. Multiplicando por 4:

- $C : 2,25 \times 4 = 9$
- $H : 2,25 \times 4 = 9$
- $O : 1,00 \times 4 = 4$

**Fórmula Empírica Calculada:**  $C_9H_9O_4$ .

71. La siguiente reacción muestra la hidrogenación catalítica del propileno:



De acuerdo con la anterior ecuación, ¿qué representa el símbolo (g)?

- A) La relación molar entre los reactivos.
- B) El catalizador empleado en la reacción.
- C) La unidad de medida de las sustancias.
- D) El estado de agregación de las sustancias.**
- E) La dirección en la que ocurre la reacción.

1. **Simbología Química:** En las ecuaciones químicas balanceadas, se suelen incluir símbolos entre paréntesis junto a las fórmulas de las sustancias para indicar su **estado físico o de agregación** bajo las condiciones de la reacción.

2. **Símbolos Comunes para Estados de Agregación:**

- (g): Indica que la sustancia se encuentra en **estado gaseoso**.
- (l): Indica que la sustancia se encuentra en **estado líquido**.
- (s): Indica que la sustancia se encuentra en **estado sólido**.
- (ac) o (aq): Indica que la sustancia está disuelta en agua (**acuosa**).

3. **Análisis de la Reacción:**

En la reacción dada,  $\text{C}_3\text{H}_{6(g)}$  (propileno),  $\text{H}_{2(g)}$  (hidrógeno) y  $\text{C}_3\text{H}_{8(g)}$  (propano) tienen el símbolo (g), indicando que son gases.

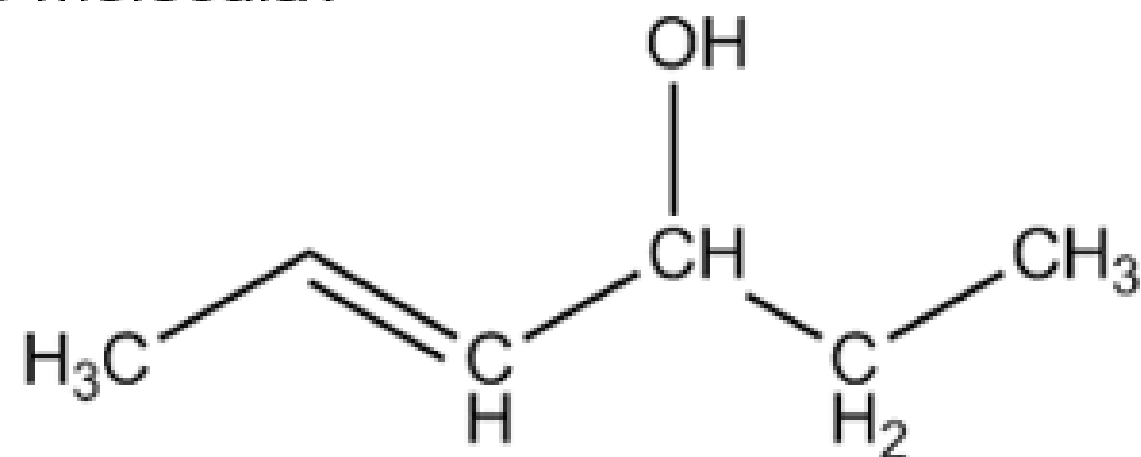
- **Catalizador:** El Pd (paladio) sobre la flecha es el catalizador.
- **Relación Molar:** La estequiometría (1 : 1 : 1) es la relación molar.

4. **Conclusión:** El símbolo (g) representa el **estado de agregación gaseoso** de las sustancias involucradas.



**72.** ¿Cuál es el nombre IUPAC de la siguiente molécula?

- A) 2-hexeno-4-ol
- B) 2-eno-4-hexanol
- C) 4-eno-3-hexanol
- D) 2-eno-4-pentanol



### 1. Identificar y Nombrar la Cadena Principal

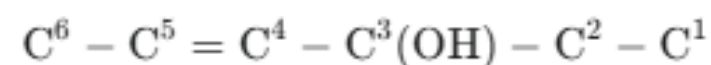
La cadena principal debe ser la **cadena de carbonos más larga que contenga al grupo funcional de mayor prioridad**.

- **Grupos Funcionales Presentes:**
  - Doble Enlace ( $C = C$ ), prefijo/sufijo: **-eno**
  - Grupo Hidroxilo (OH), prefijo/sufijo: **-ol**
- **Prioridad:** En la nomenclatura IUPAC, el grupo **alcohol (OH)** tiene **mayor prioridad** que el doble enlace ( $C = C$ ).
- **Longitud:** La cadena más larga que contiene al OH y al  $C = C$  tiene **6 carbonos** (Hex-).
  - **Nombre base:** Hexanol.

### 2. Numerar la Cadena Principal

La numeración debe comenzar por el extremo que asigne el **localizador más bajo al grupo funcional de mayor prioridad** (el OH).

- **Opción 1 (De izquierda a derecha):**



73. Un grupo de estudiantes de química estudia la solubilidad de algunos hidrocarburos en agua y recolecta los siguientes datos:

Compuesto Orgánico	Momento Polar	Solubilidad a 20°C (g/100 mL agua)
Éter dietílico	1,15	6,9
Cloruro de metilo	1,14	1,3
Cloroformo	1,02	0,8
Tolueno	0,36	0,047
Hexano	0	0,00061

¿Cuál de las siguientes afirmaciones puede inferirse de la información recolectada?

- A) La solubilidad y el momento polar presentan una relación inversamente proporcional.
- B) A mayor polaridad en la molécula del hidrocarburo, mayor solubilidad en agua.
- C) La solubilidad y el momento polar no presentan ninguna relación de proporcionalidad.
- D) A mayor polaridad en la molécula del hidrocarburo, menor solubilidad en agua.
- E) A mayor enlazamiento mayor solubilidad

### Conclusión:

Al observar los datos, se nota una clara tendencia:

- El Hexano (no polar,  $\mu = 0$ ) tiene la solubilidad más baja (0, 00051 g/100 mL).
- El Éter dietílico (más polar,  $\mu = 1, 15$ ) tiene la solubilidad más alta (6, 9 g/100 mL).

Esta relación directa confirma que **a mayor polaridad del soluto, mayor interacción con el agua (solvente polar) y, por lo tanto, mayor solubilidad.**

La solubilidad se rige por el principio "lo semejante disuelve a lo semejante". Las sustancias polares se disuelven bien en solventes polares, y las sustancias no polares se disuelven bien en solventes no polares. El agua (H<sub>2</sub>O) es un solvente altamente polar. Momento Dipolar ( $\mu$ ): Es una medida de la polaridad de una molécula. Un valor de  $\mu$  más alto indica mayor polaridad.

74. Si la concentración de una solución de azúcar en agua es de 5 g/L, ¿qué masa de azúcar hay en un vaso que contiene 200 mL de esta solución?

A) 0,5 g  
B) 1,0 g  
C) 5,0 g  
D) 40,0 g  
E) 50,0 g

La concentración g/L es una medida de la **Concentración Másica** o  $M/V$ , que se define como:

$$\text{Concentración} = \frac{\text{masa de soluto}}{\text{Volumen de solución}}$$

1. **Convertir el Volumen a Litros:**

El volumen del vaso es 200 mL.

$$V = 200 \text{ mL} \times \frac{1 \text{ L}}{1000 \text{ mL}} = 0,2 \text{ L}$$

2. **Despejar la Masa de Solute:**

- Concentración (C) = 5 g/L
- Masa de soluto (m) =  $C \times V$

3. **Calcular la Masa de Azúcar:**

$$m = 5 \frac{\text{g}}{\text{L}} \times 0,2 \text{ L}$$

$$m = 1,0 \text{ g}$$

75. Dada la siguiente ecuación química:



Si reaccionan completamente 150 g de  $\text{H}_2\text{SO}_4$  (masa molar = 98 g/mol), ¿cuál de las siguientes expresiones permite determinar la masa de  $\text{Na}_2\text{SO}_4$  (masa molar = 142 g/mol), que se forma?

- A)  $\frac{142 \bullet 150}{98 \text{ g}}$   
 B)  $\frac{98 \bullet 150}{142 \text{ g}}$   
 C)  $\frac{142 \bullet 98}{150 \text{ g}}$   
 D)  $\frac{142}{98 \text{ g}}$   
 E)  $\frac{142}{150 \text{ g}}$

#### 1. Identificación del Reactivo Limitante (RL)

Usaremos los datos proporcionados:

- $m_{\text{H}_2\text{SO}_4} = 150 \text{ g}$ ,  $\text{MM}_{\text{H}_2\text{SO}_4} = 98 \text{ g/mol}$
- $m_{\text{NaOH}} = 142 \text{ g}$ ,  $\text{MM}_{\text{NaOH}} = 40 \text{ g/mol}$

#### Cálculo de Moles Iniciales:

- $n_{\text{H}_2\text{SO}_4} = \frac{150 \text{ g}}{98 \text{ g/mol}} \approx 1,53 \text{ mol}$
- $n_{\text{NaOH}} = \frac{142 \text{ g}}{40 \text{ g/mol}} = 3,55 \text{ mol}$

#### Comparación de Proporciones (Estequiometría $\text{H}_2\text{SO}_4 : \text{NaOH} = 1 : 2$ ):

- ¿Cuántos moles de NaOH se necesitan para reaccionar con 1,53 mol de  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ?

$$\text{NaOH}_{\text{necesario}} = 1,53 \text{ mol H}_2\text{SO}_4 \times \frac{2 \text{ mol NaOH}}{1 \text{ mol H}_2\text{SO}_4} = 3,06 \text{ mol}$$

- Conclusión:** Tenemos 3,55 mol de NaOH disponibles, pero solo se necesitan 3,06 mol.

- El  $\text{H}_2\text{SO}_4$  es el reactivo limitante (RL). (Se agotará por completo).
- El NaOH está en exceso.

En una reacción química, el Reactivo Limitante (RL) es el reactivo que se consume primero. La cantidad de producto que se puede formar está determinada únicamente por la cantidad inicial de este reactivo.

Expresión correcta basada en el RL ( $\text{H}_2\text{SO}_4$ ):

$$\text{Masa de Na}_2\text{SO}_4 = 150 \text{ g} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{98 \text{ g}} \cdot \frac{1 \text{ mol Na}_2\text{SO}_4}{1 \text{ mol H}_2\text{SO}_4} \cdot \frac{142 \text{ g}}{1 \text{ mol Na}_2\text{SO}_4}$$

$$\text{Masa de Na}_2\text{SO}_4 = \frac{150 \text{ g}}{98} \cdot 142$$

#### 3. Revisión de la Respuesta Marcada (A)

La opción A en la imagen de ampliación dice:

$$\frac{142}{98} \cdot 150 \text{ g}$$

Esta expresión coincide con la forma del cálculo correcto, pero los valores están mezclados:

$$\frac{142(\text{MM}_{\text{Na}_2\text{SO}_4})}{98(\text{MM}_{\text{H}_2\text{SO}_4})} \cdot 150 \text{ g}(\text{Masa}_{\text{H}_2\text{SO}_4})$$

Esta expresión es la única que utiliza la masa del Reactivo Limitante (150 g de  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ) y la proporción de masas molares (142/98).

Por lo tanto, la expresión correcta que utiliza el reactivo limitante real es la A, aunque esté escrita en un formato algebraico condensado:

$$\text{Masa de Na}_2\text{SO}_4 = \frac{\text{Masa}_{\text{RL}}}{\text{MM}_{\text{RL}}} \cdot \text{MM}_{\text{producto}} \Rightarrow \frac{150 \text{ g}}{98 \text{ g/mol}} \cdot 142 \text{ g/mol}$$

76. Al equilibrar la siguiente ecuación, ¿cuántos moles de oxígeno molecular están reaccionando?



- A) 1
- B) 2
- C) 4
- D) 3**
- E) 5

Se utiliza el método de **tanteo** para balancear la ecuación, basándose en la Ley de Conservación de la Masa.

1. **Ecuación Inicial:**



2. **Balancear Oxígeno (O):**

Hay 2 átomos de O en reactivos y 3 en productos. El mínimo común múltiplo es 6.

- Colocar 3 delante del  $\text{O}_2$ :  $3\text{O}_2 \rightarrow 6 \text{ O}$
- Colocar 2 delante del  $\text{Al}_2\text{O}_3$ :  $\rightarrow 2\text{Al}_2\text{O}_3$  ( $2 \times 3 = 6 \text{ O}$ )



3. **Balancear Aluminio (Al):**

Hay 1 átomo de Al en reactivos y  $2 \times 2 = 4$  átomos de Al en productos.

- Colocar 4 delante del Al:  $4\text{Al} \rightarrow 4 \text{ Al}$



4. **Verificación:**

- Al: 4 (Reactivos) vs 4 (Productos)
- O: 6 (Reactivos) vs 6 (Productos)

La pregunta es por los moles de oxígeno molecular ( $\text{O}_2$ ) que reaccionan, que es su coeficiente estequiométrico: **3**.

**77.** Se disuelven 20 g de NaOH en agua hasta completar 400 mL. ¿Qué volumen de esta solución contiene 4 g de NaOH?

- A) 4 mL
- B) 20 mL
- C) 80 mL**
- D) 100 mL
- E) 200 mL

1. Establecer la Proporción de Concentración (Masa/Volumen):

La concentración inicial es:

$$\text{Concentración} = \frac{20 \text{ g NaOH}}{400 \text{ mL solución}}$$

2. Aplicar la Proporción (Regla de Tres):

Se busca el volumen ( $V$ ) que contiene 4 g de NaOH.

$$\frac{20 \text{ g}}{400 \text{ mL}} = \frac{4 \text{ g}}{V}$$

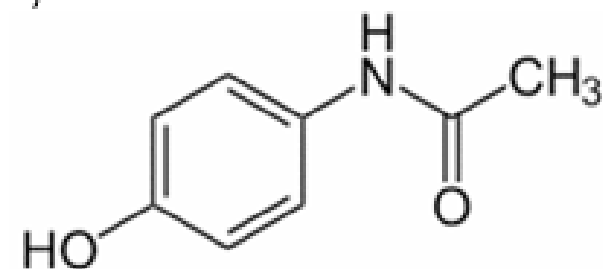
3. Despejar el Volumen ( $V$ ):

$$V = \frac{4 \text{ g} \times 400 \text{ mL}}{20 \text{ g}}$$

$$V = \frac{1600 \text{ mL}}{20}$$

$$V = 80 \text{ mL}$$

78. El paracetamol o acetaminofén es uno de los analgésicos más usados en todo el mundo debido a su baja toxicidad, mínimos efectos secundarios y poca interacción con otros medicamentos. A continuación, se muestra su fórmula estructural:



Empleando las siguientes masas molares: C = 12 g/mol, H = 1 g/mol, O = 16 g/mol y N = 14 g/mol, ¿cuál de las siguientes opciones indica la composición porcentual másica del paracetamol o acetaminofén?

- A) 65% de C, 3% de H, 22% de O y 10% de N.  
B) 64% de C, 6% de H, 21% de O y 9% de N.  
C) 50% de C, 31% de H, 13% de O y 6% de N.  
D) 63% de C, 7% de H, 23% de O y 7% de N.

1. Fórmula Molecular:  $C_8H_9NO_2$

2. Calcular la Masa Molar (MM):

$$MM = (8 \times 12) + (9 \times 1) + (1 \times 14) + (2 \times 16)$$

$$MM = 96 + 9 + 14 + 32 = 151 \text{ g/mol}$$

3. Calcular el Porcentaje de Cada Elemento (%E):

$$\%E = \frac{\text{masa total del elemento en el compuesto}}{\text{Masa Molar del compuesto}} \times 100$$

La Composición Porcentual Másica es el porcentaje de masa de cada elemento en el compuesto.

• Carbono (C):

$$\%C = \frac{96 \text{ g}}{151 \text{ g}} \times 100 \approx \mathbf{63,58\%}$$

• Hidrógeno (H):

$$\%H = \frac{9 \text{ g}}{151 \text{ g}} \times 100 \approx \mathbf{5,96\%}$$

• Nitrógeno (N):

$$\%N = \frac{14 \text{ g}}{151 \text{ g}} \times 100 \approx \mathbf{9,27\%}$$

• Oxígeno (O):

$$\%O = \frac{32 \text{ g}}{151 \text{ g}} \times 100 \approx \mathbf{21,19\%}$$

**79.** A 300 ml de una disolución acuosa de HCl 2M se agrega agua destilada completando un volumen de 1000 **ml**. Posteriormente, se extraen 250 **ml** de la disolución resultante y se agrega agua destilada hasta completar 400 ml. ¿Cuál es la concentración final de la solución?

- A) 2 M
- B) 0,37 M**
- C) 0,46 M
- D) 1,2 M
- E) 0,65 M

La fórmula clave es:

$$C_1 V_1 = C_2 V_2$$

Donde  $C$  es la concentración (Molaridad,  $M$ ) y  $V$  es el volumen.

#### Fase 1: Primera Dilución

Se diluyen 300 mL de HCl 2 M hasta 1000 mL.

1. Calcular los moles iniciales ( $n_1$ ):

$$n_1 = C_1 V_1 = (2 \text{ M}) \times (0,3 \text{ L}) = \mathbf{0,6 \text{ moles}}$$

2. Calcular la concentración después de la primera dilución ( $C_2$ ):

El volumen final es  $V_2 = 1,0 \text{ L}$ .

$$C_2 = \frac{n_1}{V_2} = \frac{0,6 \text{ moles}}{1,0 \text{ L}} = \mathbf{0,6 \text{ M}}$$

#### Fase 2: Extracción y Segunda Dilución

Se extraen 250 mL de la solución  $C_2 = 0,6 \text{ M}$  y se diluyen hasta 400 mL.

1. Calcular los moles extraídos ( $n_3$ ):

Los 250 mL extraídos tienen la concentración  $C_2$ .

$$n_3 = C_2 V_3 = (0,6 \text{ M}) \times (0,250 \text{ L}) = \mathbf{0,15 \text{ moles}}$$

2. Calcular la concentración final ( $C_4$ ):

El volumen final es  $V_4 = 400 \text{ mL} = 0,4 \text{ L}$ .

$$C_4 = \frac{\text{Moles extraídos}}{\text{Volumen final}} = \frac{0,15 \text{ moles}}{0,4 \text{ L}}$$

$$C_4 = \mathbf{0,375 \text{ M}}$$

**Resultado:** El resultado, 0,375 M, coincide con la opción **B) 0,37 M** (redondeado).

El proceso de dilución se rige por la conservación de la cantidad de soluto (moles). La cantidad de moles de soluto es la misma antes y después de agregar el solvente.



80. El dióxido de nitrógeno ( $\text{NO}_2$ ) atmosférico, proveniente principalmente del monóxido de nitrógeno ( $\text{NO}$ ) liberado por motores térmicos, reacciona con el vapor de agua presente en la atmósfera y forma así ácido nítrico ( $\text{HNO}_3$ ), que a su vez es uno de los componentes de la lluvia ácida. ¿Cuántos moles de ácido nítrico se producirán por mol de dióxido de nitrógeno atmosférico? Considere la siguiente ecuación no balanceada: ( $\text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{HNO}_3 + \text{NO}$ )

A) 2/3

B) 1

C) 3/2

D) 2

E) 3

#### 1. Balanceo de la Ecuación



#### Balanceo por Tanteo (Oxígeno, Hidrógeno, luego Nitrógeno):

1. **Hidrógeno (H):** Hay 2 H en  $\text{H}_2\text{O}$  y 1 H en  $\text{HNO}_3$ . Colocamos un coeficiente 2 delante del  $\text{HNO}_3$ :



#### 2. Nitrógeno (N):

- Productos:  $2 \times 1 \text{ N} + 1 \text{ N} = 3 \text{ N}$
- Reactivos: 1 N. Colocamos un coeficiente 3 delante del  $\text{NO}_2$ :



#### 3. Verificación de Oxígeno (O):

- Reactivos:  $(3 \times 2) + 1 = 7 \text{ O}$
- Productos:  $(2 \times 3) + 1 = 7 \text{ O}$

La ecuación está balanceada:



#### 2. Determinación de la Relación Molar

La pregunta es: ¿Cuántos moles de ácido nítrico ( $\text{HNO}_3$ ) se producirán por mol de dióxido de nitrógeno ( $\text{NO}_2$ )?

Se utiliza la relación de los coeficientes estequiométricos de la ecuación balanceada:

$$\frac{\text{Moles de HNO}_3}{\text{Moles de NO}_2} = \frac{2}{3}$$

**Resultado:** Por cada 1 mol de  $\text{NO}_2$ , se producen 2/3 moles de  $\text{HNO}_3$ .

**TE FELICITO POR TU  
ESFUERZO**

**MUCHO ÉXITO!!!**

Técnico  
profesional

¿Qué volumen de agua se debe agregar a 50 mL de una solución 4 % m/v de NaOH (masa molar = 40 g/mol) para obtener una solución 0,5 M?

- A) 200 mL
- B) 100 mL
- C) 50 mL
- D) 25 mL
- E) 10 mL

**1. Convertir la Concentración Inicial 4% m/v a Molaridad ( $C_1$ )**

- Una solución 4% m/v significa que hay 4 g de soluto en 100 mL de solución.
- **Masa de soluto (m):** 4 g
- **Volumen de solución (V):** 100 mL = 0,1 L
- **Masa Molar (MM):** 40 g/mol

$$C_1(M) = \frac{\text{moles de soluto}}{\text{Volumen de solución}}$$

Primero, calculamos los moles de soluto en esos 100 mL:

$$n_{\text{NaOH}} = \frac{\text{masa}}{\text{MM}} = \frac{4 \text{ g}}{40 \text{ g/mol}} = 0,1 \text{ mol}$$

Ahora, calculamos la Molaridad inicial:

$$C_1 = \frac{0,1 \text{ mol}}{0,1 \text{ L}} = 1,0 \text{ M}$$

**2. Determinar los Moles de Solute en el Volumen Inicial ( $V_1$ )**

El volumen de solución que se va a diluir es  $V_1 = 50 \text{ mL} = 0,050 \text{ L}$ .

$$\text{Moles de soluto iniciales } (n) = C_1 \times V_1$$

$$n = (1,0 \text{ M}) \times (0,050 \text{ L}) = 0,05 \text{ moles}$$

(Nota: Esta cantidad de moles debe conservarse después de la dilución).

**3. Calcular el Volumen Final ( $V_2$ ) Necesario**

Queremos una concentración final de  $C_2 = 0,5 \text{ M}$  con los 0,05 moles que tenemos.

$$V_2 = \frac{\text{Moles de soluto}(n)}{\text{Concentración final}(C_2)}$$

$$V_2 = \frac{0,05 \text{ mol}}{0,5 \text{ mol/L}} = 0,1 \text{ L}$$

Convertimos el volumen final a mL:

$$V_2 = 0,1 \text{ L} = 100 \text{ mL}$$

**4. Calcular el Volumen de Agua a Agregar**

$$V_{\text{agua agregada}} = V_2 - V_1$$

$$V_{\text{agua agregada}} = 100 \text{ mL} - 50 \text{ mL} = 50 \text{ mL}$$

El siguiente equipo de laboratorio:

Se utiliza para:

- A) diluir una solución concentrada.
- B) aumentar la solubilidad de una solución.
- C) separar los compuestos de un solvente.
- D) separar los componentes de una solución.**
- E) aumentar el punto de ebullición de una solución.

