

### Cantidad de sustancia

Guía  
**27**

Nombre del alumno:

Fecha:

Aprendizajes:

Puntuación:

- Argumenta acerca de posibles cambios químicos en un sistema con base en evidencias experimentales.
- Explica, predice y representa cambios químicos con base en la separación y unión de átomos o iones, y se recombinan para formar nuevas sustancias.

Pregunta	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	Total
Puntos	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10	100
Obtenidos											

### ¿Cómo determinamos la cantidad de las sustancias?

¿Te has preguntado alguna vez cuántos granos de arena hay en las playas más espectaculares de la península de Yucatán? ¿Cuántas estrellas existen en el Universo? ¿Cuántas veces es más grande tu cuerpo que una célula? ¿Qué tan pequeño es un átomo comparado con ella? Los químicos no pueden abrir un recipiente para ver y contar los átomos de una muestra de sustancia, así que usan una medida especial para determinar la cantidad de partículas, ya sean átomos, moléculas o iones.

### Ley de la conservación de la materia

En 1789, **Antoine Laurent Lavoisier (1743-1794)** publicó el Tratado elemental de química que incluía una ley general denominada “de la conservación de la masa”, la cual establecía que

**“La materia no se crea, ni se destruye, sólo se transforma”.**

Lavoisier consideraba que la masa de las sustancias era una medida directa de la cantidad de materia presentes de ellas. Por eso los resultados se conocen como **Ley de la conservación de la materia o de la masa**.

### El Mol y la UMA

El mol es definido por la IUPAC (Unión Internacional de Química Pura y Aplicada) como la cantidad de materia que contiene determinado número de entidades elementales (átomos, moléculas, etc) equivalente a la cantidad de átomos que hay en 12 gramos del isótopo carbono-12 (12C).



Figura 1: En 1793, Lavoisier fue arrestado por pertenecer a la Ferme Générale y, después de un juicio sumario, fue condenado a la pena de muerte. Lavoisier aprovechó lo que sería su última experiencia mundana para realizar una investigación científica. A tal fin, invitó a sus discípulos a presenciar su ejecución (llevada a cabo el 8 de mayo de 1794) como testigos del tiempo que durara moviendo los párpados después de ser decapitado. De esta forma sabrían si permanecía consciente mientras su cabeza estaba separada de su cuerpo. Con esto demostraba que la conciencia persistía por bastante tiempo después de la supuesta muerte indolora y democrática.

### Masa atómica y masa molecular

La masa atómica  $m_a$  de un elemento es la masa de un átomo de ese elemento, la cual se encuentra definida dentro de la *Tabla Periódica de los Elementos* y se expresa en Unidades de Masa Atómica (UMA). Al ser esta cantidad muy pequeña, el kilogramo resulta una unidad demasiado grande como para expresar su valor. Por ello, en 1961, la IUPAC acordó utilizar un nuevo patrón, la unidad de másica atómica o Dalton (Da), que equivale a la masa de la doceava parte del átomo de carbono-12:

$$1 \text{ u} = 1.66053886 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$$

Así, la masa del átomo de carbono-12 será de

$$12 \text{ u} = 19.92646632 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$$

*Ejemplo:*

La masa atómica  $m_a$  del carbono es (ver tabla periódica):

$$m_a(\text{C}) = 12.01 \text{ UMA}$$

La masa molecular  $m_m$  de una sustancia es la suma de las masas atómicas de los átomos que la componen, y se expresa también en UMA.

*Ejemplo:*

La masa molecular  $m_m$  del  $\text{CO}_2$  es 44.01 UMA, ya que

$$\begin{aligned} m_m(\text{CO}_2) &= m_a(\text{C}) + 2 \times m_a(\text{O}) \\ &= 12.01 + 2(16.00) \\ &= 44.01 \text{ UMA} \end{aligned}$$

### Masa molar

La masa molar  $M$  de una sustancia es la masa de un mol de esa sustancia y se expresa en gramos por mol (g/mol).

$$M = \frac{m}{n} \quad (1)$$

donde  $m$  es la masa de la sustancia y  $n$  es la **cantidad de sustancia**, es decir, el número de moles de la sustancia.

### Constante de Avogadro

El **número o constante de Avogadro** ( $N_A$ ) es la cantidad de partículas (moléculas, átomos o partículas) que contiene un mol de una sustancia cualquiera.

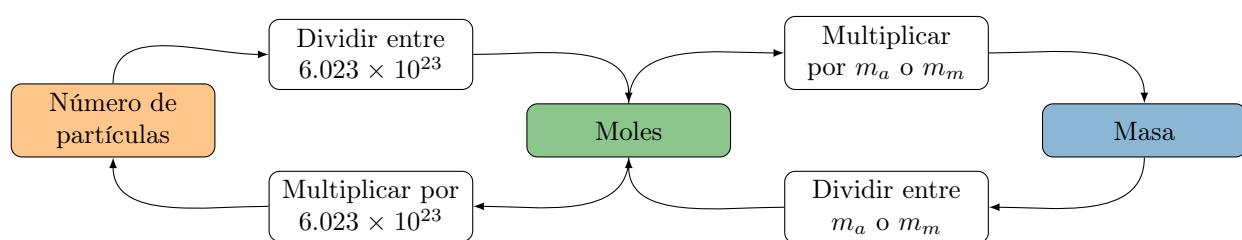
$$N_A = 6.023 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$$

El número de Avogadro es la cantidad de átomos que contiene 1 mol de átomos cuya masa es igual a la masa atómica del elemento.

### Implicaciones de la masa molar

- 1 mol de átomos contiene  $6.023 \times 10^{23}$  átomos
- La masa de un mol de átomos  $m$  es igual a la masa atómica  $m_a$  expresada en gramos
- 1 mol de moléculas contiene  $6.023 \times 10^{23}$  moléculas
- La masa de un mol de moléculas  $m$  es igual a la masa molecular  $m_m$  expresada en gramos

### Algoritmo de cálculo



**Ejemplo 1**

Calcula el número de partículas, la masa molecular o átomica ( $m_m$  ó  $m_a$ ) y la masa molar  $M$  para las siguientes cantidades de sustancia:

**a** 1 mol de átomos de N

**Solución:**

En 1 mol de N hay  $6.023 \times 10^{23}$  átomos.  
Ya que es un sólo átomo, la masa atómica es (ver tabla periódica):

$$m_a(N) = 14 \text{ UMA}$$

La masa molar es:

$$M(N) = 14 \text{ g/mol}$$

**c** 1.5 mol de H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>.

**Solución:**

En 1 mol de H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> hay  $6.023 \times 10^{23}$  átomos.  
Por lo tanto, en 1.5 mol de H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> hay:

$$1.5 \times 6.023 \times 10^{23} = 9.0345 \times 10^{23} \text{ moléculas}$$

Ya que es una molécula, la masa molecular es:

$$\begin{aligned} m_m(\text{H}_2\text{SO}_4) &= m_a(\text{H}) + m_a(\text{S}) + 2 \times m_a(\text{O}) \\ &= 1 + 32 + 2 \times 16 \\ &= 65 \text{ UMA} \end{aligned}$$

La masa molar es:

$$M(\text{H}_2\text{SO}_4) = 65 \text{ g/mol}$$

**b** 1 mol de moléculas de N<sub>2</sub>

**Solución:**

En 1 mol de N<sub>2</sub> hay  $6.023 \times 10^{23}$  moléculas.  
Ya que es una molécula, la masa molecular es:

$$m_m(\text{N}_2) = 2 \times m_a(\text{N}) = 2 \times 14 = 28 \text{ UMA}$$

La masa molar es:

$$M(\text{N}_2) = 28 \text{ g/mol}$$

**Ejemplo 2**

Halla la masa de ozono O<sub>3</sub>, que contiene  $1 \times 10^{25}$  átomos de oxígeno.

**Solución:**

Calculamos la masa molecular del ozono, O<sub>3</sub>:

$$m_m(\text{O}_3) = 3 \times m(\text{O}) = 3 \times 16 = 48 \text{ UMA}$$

Entonces, la masa molar es:

$$M(\text{O}_3) = 48 \text{ g mol}^{-1}$$

Por otro lado, sabemos que la cantidad de moles de O<sub>3</sub> es:

$$n(\text{O}_3) = \frac{1 \times 10^{25}}{6.023 \times 10^{23}} = 16.60 \text{ mol}$$

Por lo tanto, la masa de ozono es:

$$m(\text{O}_3) = n(\text{O}_3) \times M(\text{O}_3) = 16.60 \times 48 = 797 \text{ g}$$

**Ejemplo 3**

En un recipiente se introducen 15 g de dióxido de carbono, CO<sub>2</sub>.

**Calcula:**

- Los moles de sustancia introducidos.

**Solución:**

Calculamos la masa molecular del dióxido de carbono, CO<sub>2</sub>:

$$m_m(\text{CO}_2) = m(\text{C}) + 2 \times m(\text{O}) = 12 + 16 + 16 = 44 \text{ UMA}$$

Entonces, la masa molar es:

$$M(\text{CO}_2) = 44 \text{ g mol}^{-1}$$

El número de moles de CO<sub>2</sub> se calcula con la ecuación (1), de la siguiente forma:

$$n(\text{CO}_2) = \frac{m(\text{CO}_2)}{M(\text{CO}_2)} = \frac{15 \text{ g}}{44 \text{ g mol}^{-1}} = 0.34 \text{ mol}$$

- b** ¿Cuántas moléculas de CO<sub>2</sub> y átomos de carbono y de oxígeno hay en el recipiente?

**Solución:**

Del inciso anterior, sabemos que hay 0.34 moles de CO<sub>2</sub>. Entonces, el número de moléculas de CO<sub>2</sub> es:

$$0.34 \text{ mol} \times 6.023 \times 10^{23} \text{ moléculas} = 2.05 \times 10^{23} \text{ moléculas}$$

**Ejemplo 4**

Con base en la información de la tabla 1, ¿cuál de los siguientes compuestos contiene el menor porcentaje de potasio por masa?

- KNO<sub>3</sub>    KF    KClO    KBr

Tabla 1: Compuestos que contienen potasio

Compuesto	Masa molar (g/mol)	Porcentaje de potasio (%)
KNO <sub>3</sub>	101.1	38.67 %
KF	58.1	67.3 %
KClO	90.6	43.1 %
KBr	119.0	33.1 %

**Solución:**

Ya que el peso atómico del potasio es 39.1, el porcentaje de potasio en cada compuesto se puede calcular como:

$$100 \% \times \frac{\text{K}}{\text{KNO}_3} = 100 \% \times \frac{39.1}{101.1} = 38.67 \%$$

$$100 \% \times \frac{\text{K}}{\text{KF}} = 100 \% \times \frac{39.1}{58.1} = 67.3 \%$$

$$100 \% \times \frac{\text{K}}{\text{KClO}} = 100 \% \times \frac{39.1}{90.6} = 43.1 \%$$

$$100 \% \times \frac{\text{K}}{\text{KBr}} = 100 \% \times \frac{39.1}{119.0} = 33.1 \%$$

**Ejercicio 1****10 puntos**

Con base en la información de la tabla 3, ¿cuál de los siguientes compuestos contiene el mayor porcentaje de carbono por masa?

- (A) CH<sub>4</sub>   (B) CH<sub>2</sub>O   (C) CO   (D) CO<sub>2</sub>

Tabla 2: Compuestos que contienen carbono

Compuesto	Masa molar (g/mol)	Porcentaje de carbono (%)
CH <sub>4</sub>	16	
CH <sub>2</sub> O	30	
CO	28	
CO <sub>2</sub>	44	

**Ejercicio 2****10 puntos**

Con base en la información de la tabla 1, ¿cuál de los siguientes compuestos contiene el mayor porcentaje de sodio por masa?

- (A) NaCN   (B) NaN<sub>3</sub>   (C) NaOH   (D) NaCl

Tabla 3: Compuestos que contienen sodio

Compuesto	Masa molar (g/mol)	Porcentaje de sodio (%)
NaCN	49	
NaN <sub>3</sub>	65	
NaOH	40	
NaCl	58.4	

**Ejemplo 5**

Una tableta de vitamina C de 2.70 g contiene 0.0109 mol de ácido ascórbico ( $C_6H_8O_6$ ). (La masa molar de  $C_6H_8O_6$  es 176.12 g/mol.)

**¿Cuál es el porcentaje de masa de  $C_6H_8O_6$  en la tableta?**

*Escribe tu respuesta en notación científica.*

**Solución:**

El porcentaje de masa de una sustancia en una mezcla se puede determinar por la comparación de la masa de la sustancia en la mezcla contra la masa total de la mezcla. Primero, calculemos la masa de  $C_6H_8O_6$  en la tableta. Utilizando la masa molar del  $C_6H_8O_6$ , podemos convertir moles de  $C_6H_8O_6$  a gramos de  $C_6H_8O_6$ :

$$0.0109\text{mol } C_6H_8O_6 \times \frac{176.12\text{g } C_6H_8O_6}{1\text{mol } C_6H_8O_6} = 1.92\text{g } C_6H_8O_6$$

Posteriormente, utilizando la masa calculada de  $C_6H_8O_6$  y la masa total de la tableta, podemos calcular el porcentaje de masa de  $C_6H_8O_6$  en la tableta:

$$1.92\text{g } C_6H_8O_6 \times \frac{100\%}{2.70\text{g tableta}} = 71\%$$

El porcentaje de masa de  $C_6H_8O_6$  en la tableta es 71%.

**Ejercicio 3****10 puntos**

Se encuentra que una tableta de vitamina B3 de 1.90 g contiene 0.0122 mol de nicotinamida ( $C_6H_6N_2O$ ). (La masa molar de  $C_6H_6N_2O$  es 122.13 g/mol.)

**¿Cuál es el porcentaje de masa de  $C_6H_6N_2O$  en la tableta?**

*Escribe tu respuesta usando tres cifras significativas.*

**Ejercicio 4****10 puntos**

Se encuentra que una tableta de 1.60 g contiene 0.0133 mol del aminoácido glicina ( $\text{C}_2\text{H}_5\text{NO}_2$ ). (La masa molar de  $\text{C}_2\text{H}_5\text{NO}_2$  es 75.07 g/mol.)

**¿Cuál es el porcentaje de masa de  $\text{C}_2\text{H}_5\text{NO}_2$  en la tableta?**

*Escribe tu respuesta usando tres cifras significativas.*

**Ejemplo 6**

Un estudiante determina que 1.5 g de una mezcla de  $\text{CaCO}_3(s)$  y  $\text{NaHCO}_3(s)$  contiene 0.010 mol de  $\text{CaCO}_3(s)$ . Con base en los resultados del estudiante, ¿cuál es el porcentaje de masa de Na en la mezcla?

- (A) 10 %    (B) 15 %    (C) 20 %    (D) 25 %

**Solución:**

El porcentaje de masa de una sustancia en una mezcla se puede determinar por la comparación de la masa de la sustancia en la mezcla contra la masa total de la mezcla. Primero, determinemos la masa de Na en la mezcla. Utilizando los resultados del estudiante y la masa molar del Na, podemos encontrar el número de moles de Na en la muestra y después convertirlos a gramos:

$$0.010 \text{ mol NaHCO}_3(s) \times \frac{1 \text{ mol Na}}{1 \text{ mol NaHCO}_3(s)} \times \frac{22.99 \text{ g Na}}{1 \text{ mol Na}} = 0.230 \text{ g Na}$$

Posteriormente, usando la masa calculada del Na y la masa total de la mezcla, podemos encontrar el porcentaje de masa del Na en la mezcla:

$$0.230 \text{ g Na} \times \frac{100}{1.5 \text{ g mezcla}} = 15 \% \text{ Na}$$

El porcentaje de masa de Na en la mezcla es 15 %.

**Ejercicio 5****10 puntos**

Un estudiante determina que 9.8 g de una mezcla de  $MgCl_2(s)$  y  $NaNO_3(s)$  contiene 0.050 mol de  $MgCl_2(s)$ .  
**Con base en los resultados del estudiante, ¿cuál es el porcentaje de masa de Cl en la mezcla?**

- (A) 18 %   (B) 36 %   (C) 48 %   (D) 72 %

**Ejercicio 6****10 puntos**

Un estudiante determina que 3.0 g de una mezcla de  $ZnO(s)$  y  $Ag_2O(s)$  contiene 0.010 mol de  $ZnO(s)$ .  
**Con base en los resultados del estudiante, ¿cuál es el porcentaje de masa de Zn en la mezcla?**

- (A) 11 %   (B) 22 %   (C) 44 %   (D) 88 %

**Ejemplo 7**

Una muestra pura de un compuesto contiene 80 % de carbono y 20 % de hidrógeno por masa. ¿Cuál es la fórmula que corresponde a este compuesto?

- (A) CH<sub>3</sub>   (B) CH<sub>4</sub>   (C) C<sub>3</sub>H<sub>6</sub>   (D) C<sub>2</sub>H<sub>8</sub>

**Solución:**

La fórmula empírica de un compuesto es la proporción en números enteros más simple de elementos en el compuesto. Si un compuesto es 80 % carbono y 20 % hidrógeno por masa, entonces 100 g del compuesto contendrían 80 g de carbono y 20 g de hidrógeno. Utilizando estos valores y las masas molares del carbono y del hidrógeno podemos determinar el número de moles de cada elemento en 100 g del compuesto:

$$80 \text{ g C} \times \frac{1 \text{ mol C}}{12.01 \text{ g C}} = 6.66 \text{ mol C}$$

$$20 \text{ g H} \times \frac{1 \text{ mol H}}{1.01 \text{ g H}} = 19.8 \text{ mol H}$$

Por lo tanto, la muestra contienen aproximadamente 6.66 moles de átomos de carbono y 19.8 moles de átomos de hidrógeno. A continuación, podemos encontrar la relación en números enteros más simple de átomos en el compuesto dividiendo cada uno de los valores molares del azufre y del oxígeno entre el menor de estos dos valores:

$$\frac{6.66 \text{ mol C}}{6.66 \text{ mol C}} = 1 \quad \frac{19.8 \text{ mol H}}{6.66 \text{ mol C}} = 3$$

Entonces, hay 1 átomo de carbono por cada 3 átomos de hidrógeno en el compuesto. La fórmula empírica del compuesto es CH<sub>3</sub>.

**Ejercicio 7****10 puntos**

Una muestra pura de un compuesto contiene 80 % de azufre y 20 % de oxígeno por masa. ¿Cuál es la fórmula que corresponde a este compuesto?

- (A) SO   (B) SO<sub>2</sub>   (C) S<sub>2</sub>O   (D) S<sub>2</sub>O<sub>2</sub>

**Ejemplo 8**

Una muestra de 118.0 g de un compuesto contiene 72.0 g de carbono, 18.0 g de hidrógeno y 28.0 g de nitrógeno. ¿Cuál es la fórmula que corresponde a este compuesto?

- (A) CH<sub>3</sub>N    (B) CH<sub>3</sub>N<sub>2</sub>    (C) C<sub>3</sub>H<sub>9</sub>N    (D) C<sub>6</sub>H<sub>18</sub>N<sub>2</sub>

**Solución:**

La fórmula empírica de un compuesto es la proporción en números enteros más simple de elementos en el compuesto. Primero, usemos las masas molares de C, H y N para determinar cuantos moles de cada elemento están presentes en la muestra:

$$72.0 \text{ g C} \times \frac{1 \text{ mol C}}{12.01 \text{ g C}} \approx 6.0 \text{ mol C} \quad 18.0 \text{ g H} \times \frac{1 \text{ mol H}}{1.008 \text{ g H}} \approx 18.0 \text{ mol H} \quad 28.0 \text{ g N} \times \frac{1 \text{ mol N}}{14.01 \text{ g N}} \approx 2.0 \text{ mol N}$$

Por lo tanto, los 118.0 g de muestra contienen aproximadamente 6 moles de átomos de carbono, 18 moles de átomos de hidrógeno y 2 moles de átomos de nitrógeno. A continuación, encontraremos la relación en números enteros más simple de átomos en el compuesto dividiendo cada uno de los valores molares del carbono, hidrógeno y nitrógeno entre el menor de estos tres valores:

$$\frac{6.0 \text{ mol C}}{2.0 \text{ mol N}} = 3 \quad \frac{18.0 \text{ mol H}}{2.0 \text{ mol N}} = 9 \quad \frac{2.0 \text{ mol N}}{2.0 \text{ mol N}} = 1$$

Entonces, hay 3 átomos de carbono y 9 átomos de hidrógeno por cada 1 átomo de nitrógeno en el compuesto. La fórmula empírica del compuesto es C<sub>3</sub>H<sub>9</sub>N.

**Ejercicio 8****10 puntos**

Una muestra de 26.0 g de un compuesto contiene 6.0 g de carbono, 1.0 g de hidrógeno y 19.0 g de fluor. ¿Cuál es la fórmula que corresponde a este compuesto?

- (A) C<sub>2</sub>H<sub>2</sub>F<sub>2</sub>    (B) CHF    (C) CH<sub>2</sub>F<sub>2</sub>    (D) C<sub>2</sub>H<sub>4</sub>F<sub>4</sub>

**Ejemplo 9**

Una muestra de un compuesto que contiene únicamente átomos de carbono e hidrógeno se combusciona completamente produciendo 66.0 g de CO<sub>2</sub> y 36.0 g de H<sub>2</sub>O. ¿Cuál es la fórmula que corresponde a este compuesto?

- (A) CH<sub>2</sub>    (B) C<sub>3</sub>H<sub>8</sub>    (C) C<sub>3</sub>H<sub>4</sub>    (D) CH

**Solución:**

Cuando un compuesto que contiene únicamente carbono e hidrógeno se combusciona completamente, todos los átomos de carbono terminan formando CO<sub>2</sub> y todos los átomos de hidrógeno terminan formando H<sub>2</sub>O. Primero, usemos las masas molares del CO<sub>2</sub> y H<sub>2</sub>O para determinar cuantos moles de carbono e hidrógeno había en la muestra del compuesto antes de su combustión:

$$\begin{aligned} 66.0 \text{ g CO}_2 &\times \frac{1 \text{ mol CO}_2}{44.01 \text{ g CO}_2} \times \frac{1 \text{ mol C}}{1 \text{ mol CO}_2} \approx 1.5 \text{ mol C} \\ 36.0 \text{ g H}_2\text{O} &\times \frac{1 \text{ mol H}_2\text{O}}{18.02 \text{ g H}_2\text{O}} \times \frac{2 \text{ mol H}}{1 \text{ mol H}_2\text{O}} \approx 4.0 \text{ mol H} \end{aligned}$$

Por lo tanto, la muestra contenía aproximadamente 1.5 moles de carbono y 4 moles de hidrógeno. A continuación, encontremos la relación más simple en números enteros de átomos en el compuesto dividiendo cada uno de los valores molares para carbono e hidrógeno entre el menor de estos dos valores. Para obtener números enteros, también necesitaremos multiplicar por un número entero:

$$\frac{1.5 \text{ mol C}}{1.5 \text{ mol C}} = 1 \text{ mol C} \times 3 = 3 \text{ mol C} \quad \frac{4.0 \text{ mol H}}{1.5 \text{ mol C}} = 2.6 \text{ mol H} \times 3 = 8 \text{ mol H}$$

Por lo tanto, la relación más simple de átomos en el compuesto es 3 átomos de carbono por 8 átomos de hidrógeno, lo que corresponde a la fórmula empírica C<sub>3</sub>H<sub>8</sub>.

**Ejercicio 9****10 puntos**

Una muestra de un compuesto que contiene únicamente átomos de carbono e hidrógeno se combusciona completamente produciendo 11.0 g de CO<sub>2</sub> y 4.5 g de H<sub>2</sub>O. **¿Cuál es la fórmula que corresponde a este compuesto?**

- (A) CH    (B) CH<sub>2</sub>    (C) C<sub>2</sub>H<sub>3</sub>    (D) C<sub>2</sub>H<sub>4</sub>

**Ejercicio 10****10 puntos**

Una muestra de un compuesto que contiene únicamente átomos de carbono e hidrógeno se combusciona completamente produciendo 110.0 g de CO<sub>2</sub> y 27.0 g de H<sub>2</sub>O. **¿Cuál es la fórmula que corresponde a este compuesto?**

- (A) CH    (B) C<sub>3</sub>H<sub>3</sub>    (C) C<sub>5</sub>H<sub>3</sub>    (D) C<sub>5</sub>H<sub>6</sub>