



Escuela Rafael Díaz Serdán

Ciencias y Tecnología: Química

JC Melchor Pinto

Última revisión del documento: 18 de abril de 2023

Autocontrol

Cantidad de sustancia

3º de Secundaria
Unidad 3 2022-2023

Guía
27

Nombre del alumno:

Aprendizajes:

- ▢ 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.

Fecha:

Puntuación:

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).

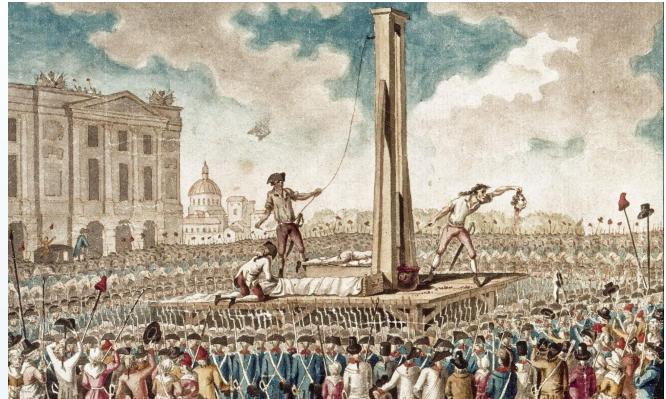


Figura 1: En 1793, Lavoisier fue arrestado por pertenecer a la Ferme Générale y, después de un juicio sumario, fue condenado a la pena de muerte. Lavoisier aprovechó lo que sería su última experiencia mundana para realizar una investigación científica. A tal fin, invitó a sus discípulos a presenciar 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 masa 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 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 Abogadro

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.

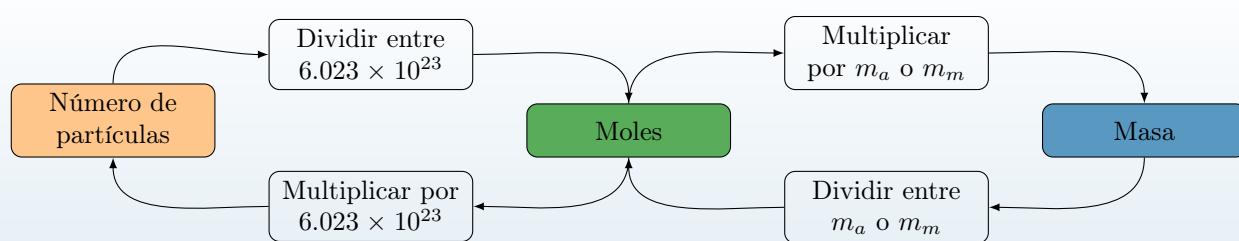
$$N_A = 6.023 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$$

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. Por tanto, 1 mol de cualquier sustancia contiene entidades elementales de esa sustancia.

Consecuencias de la definición de Masa Molar

- 1 mol de átomos contiene 6.023×10^{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 6.023×10^{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 6.023×10^{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 H₂SO₄.

Solución:

En 1 mol de H₂SO₄ hay 6.023×10^{23} átomos.
Por lo tanto, en 1.5 mol de H₂SO₄ 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 N₂

Solución:

En 1 mol de N₂ hay 6.023×10^{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

En un recipiente se introducen 15 g de dióxido de carbono, CO₂.

Calcula:

- a Los moles de sustancia introducidos.

Solución:

Calculamos la masa molecular del dióxido de carbono, CO₂:

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

Entonces, la masa molar es:

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

El número de moles de CO₂ 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 CO₂ y átomos de carbono y de oxígeno hay en el recipiente?

Solución:

Del inciso anterior, sabemos que hay 0.34 moles de CO₂. Entonces, el número de moléculas de CO₂ es:

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

Ejemplo 3

Halla la masa de ozono O₃, que contiene 1 × 10²⁵ átomos de oxígeno.

Solución:

Calculamos la masa molecular del ozono, O₃:

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

Entonces, la masa molar es:

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

Por otro lado, sabemos que la cantidad de moles de O₃ 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 4

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

- (A) KNO_3 (B) KF (C) KClO (D) KBr

Tabla 1: Compuestos que contienen potasio

Compuesto	Masa molar (g/mol)	Porcentaje de potasio (%)
KNO_3	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 2, ¿cuál de los siguientes compuestos contiene el mayor porcentaje de carbono por masa?

- (A) CH_4 (B) CH_2O (C) CO (D) CO_2

Tabla 2: Compuestos que contienen carbono

Compuesto	Masa molar (g/mol)	Porcentaje de carbono (%)
CH_4	16	75 %
CH_2O	30	40 %
CO	28	42.9 %
CO_2	44	27.3 %

Solución:

Ya que el peso atómico del carbono es 12.01, el porcentaje de carbono en cada compuesto se puede calcular como:

$$100 \% \times \frac{\text{C}}{\text{CH}_4} = 100 \% \times \frac{12.01}{16} = 75 \%$$

$$100 \% \times \frac{\text{C}}{\text{CH}_2\text{O}} = 100 \% \times \frac{12.01}{30} = 40 \%$$

$$100 \% \times \frac{\text{C}}{\text{CO}} = 100 \% \times \frac{12.01}{28} = 42.9 \%$$

$$100 \% \times \frac{\text{C}}{\text{CO}_2} = 100 \% \times \frac{12.01}{44} = 27.3 \%$$

Ejemplo 5

Una muestra pura de un compuesto contiene 80 % de carbono y 20 % de hidrógeno por masa. **¿Cuál de las siguientes opciones muestra la fórmula empírica del compuesto?**

- (A) CH₃
- (B) CH₄
- (C) C₂H₆
- (D) C₂H₈

Ejercicio 2**10 puntos**

Una muestra pura de un compuesto contiene 80 % de azufre y 20 % de oxígeno por masa. **¿Cuál de las siguientes opciones muestra la fórmula empírica del compuesto?**

- (A) SO
- (B) SO₂
- (C) S₂O
- (D) S₂O₂

Ejemplo 6

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 de las siguientes opciones muestra la fórmula empírica del compuesto?**

- (A) CH₃N
- (B) CH₃N₂
- (C) C₃H₉N
- (D) C₆H₁₈N₂

Ejercicio 3**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 de las siguientes opciones muestra la fórmula empírica del compuesto?

- (A) CHF
- (B) CH₂F₂
- (C) C₂H₂F₂
- (D) C₂H₄F₄

Ejemplo 7

Una muestra de un compuesto que contiene únicamente átomos de carbono e hidrógeno se combusciona completamente produciendo 66.0 g de CO₂ y 36.0 g de H₂O. ¿Cuál de las siguientes fórmulas empíricas corresponde a este compuesto?

- (A) CH
- (B) CH₂
- (C) C₃H₄
- (D) C₃H₈

Ejercicio 4**10 puntos**

Una muestra de un compuesto que contiene únicamente átomos de carbono e hidrógeno se combusciona completamente produciendo 11.0 g de CO₂ y 4.5 g de H₂O. ¿Cuál de las siguientes fórmulas empíricas corresponde a este compuesto?

- (A) CH
- (B) CH₂
- (C) C₂H₃
- (D) C₂H₄

Ejemplo 8

Una tableta de vitamina C de 2.70 g contiene 0.0109 mol de ácido ascórbico (C₆H₈O₆). (La masa molar de C₆H₈O₆ es 176.12 g/mol.)

¿Cuál es el porcentaje de masa de C₆H₈O₆ en la tableta?

Escribe tu respuesta usando tres cifras significativas.

Ejercicio 5**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.

Ejemplo 9

Un estudiante determina que 1.5 g de una mezcla de $CaCO_3(s)$ y $NaHCO_3(s)$ contiene 0.010 mol de $CaCO_3(s)$.
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 %

Ejercicio 6**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 %

Ejemplo 10

Un suplemento de calcio de 1.60 g contiene 37.8 % Ca por masa. El calcio está presente en el suplemento en forma de $CaCO_3(s)$ (masa molar 100.09 g/mol). **¿Cuántos gramos de $CaCO_3(s)$ hay en el suplemento de calcio?**
Escribe tu respuesta usando tres cifras significativas.

Ejercicio 7**10 puntos**

Un suplemento de hierro de 1.05 g contiene 11.8 % Fe por masa. El hierro está presente en el suplemento en forma de $C_4H_2FeO_4(s)$ (masa molar 169.9 g/mol). **¿Cuántos gramos de $C_4H_2FeO_4(s)$ hay en el suplemento de hierro?**
Escribe tu respuesta usando tres cifras significativas.

Ejemplo 11

La masa molar del estroncio (Sr) es 87,62 g/mol. **Calcula el número de átomos en una muestra de 67.5 mg de Sr.**

Escribe tu respuesta en notación científica usando tres cifras significativas.

Ejercicio 8**10 puntos**

La masa molar del estroncio (Si) es 28,09 g/mol. **Calcula el número de átomos en una muestra de 92.8 mg de Si.**

Escribe tu respuesta en notación científica usando tres cifras significativas.

Ejemplo 12

La masa molar de la plata (Ag) es 107,87 g/mol. **Calcula la masa en gramos de una muestra de plata (Ag) que contiene 1.97×10^{22} átomos.**

Escribe tu respuesta usando tres cifras significativas.

Ejercicio 9**10 puntos**

La masa molar del bismuto (Bi) es 208,98 g/mol. **Calcula la masa en gramos de una muestra de bismuto (Bi) que contiene 7.35×10^{23} átomos.**

Escribe tu respuesta usando tres cifras significativas.

Ejemplo 13

Usando la información de la tabla 3, **Calcula el número de moles en una muestra de 2.03 kg de ácido cítrico ($C_6H_8O_7$).**

Escribe tu respuesta usando tres cifras significativas.

Tabla 3: Masa molar de algunos elementos.

Elemento	Masa molar (g/mol)
H	1.008
C	12.01
O	16.00

Solución:

Ejercicio 10

10 puntos

Usando la información de la tabla 4, Calcula el número de moles en una muestra de 7.89 kg de aspirina (ácido acetilsalicílico) ($C_9H_8O_4$).

Escribe tu respuesta usando tres cifras significativas.

Tabla 4: Masa molar de algunos elementos.

Elemento	Masa molar (g/mol)
H	1.008
C	12.01
O	16.00

Solución: