

Ley de conservación de la masa

(A.L. Lavoisier 1789)



En toda reacción química la **masa total de las sustancias que reaccionan es igual a la masa total de los productos** formados en la reacción.



Ley de las proporciones constantes

J. Proust 1799

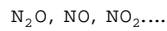
Muestras diferentes de un mismo compuesto puro siempre contienen los mismos elementos en una **relación de masas constante**, independientemente del proceso seguido en su preparación.

Ley de proporciones múltiples (J. DALTON)



Las masas de un mismo elemento que se combinan con una masa fija de otro elemento para formar en cada caso un compuesto diferente se encuentran en una **relación de números enteros sencillos**.

El nitrógeno y el oxígeno se combinan produciendo varios óxidos como



Ley de las proporciones equivalentes

J.B. Richter

Las masas de distintos elementos que se combinan con una misma masa de otro indican la **relación de masas en que se combinan cuando reaccionan entre ellos, o bien, múltiplos o submúltiplos sencillos**.

Masa equivalente o equivalente-gramo de un elemento es la masa de éste que se combina con 8,0 g de oxígeno o con 1,008 g de hidrógeno.

Quando dos elementos se combinan, lo hacen en cantidades iguales a sus masas equivalentes o proporcionales a ellas.

RICHTER 1792

1 gramo de oxígeno se combina con:
0,12 g de Hidrógeno
0,37 g de Carbono
2,5 g de Calcio
4,43 g de Cloro

Al combinarse cloro e hidrógeno
 $m(Cl)/m(H) = 4,43 / 0,12$

Al combinarse carbono e hidrógeno
 $m(C)/m(H) = 0,37/0,12$

Es la **proporción anterior** o bien multiplicada por un número sencillo:

Al combinarse carbono y calcio $m(C)/m(Ca) = (0,37/2,5)4$



Postulados de la teoría atómica de Dalton relativos a los conceptos de elemento y compuesto

- Los elementos están formados por átomos. Los átomos son partículas indivisibles.
- Los átomos de un mismo elemento son iguales; tienen la misma masa. Elementos diferentes están formados por átomos diferentes.
- Los compuestos están formados por combinaciones de átomos diferentes (átomos compuestos), que actualmente se denominan moléculas.

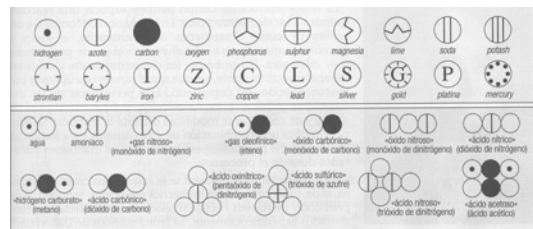


Tabla 3. Hechos más importantes interpretados por la teoría atómica de Dalton	
hechos y leyes experimentales	teoría atómica de Dalton
Los elementos son sustancias que no se pueden descomponer en otras más simples. Tienen propiedades características diferentes.	Los elementos están formados por átomos (partículas indivisibles) iguales. Todos los átomos de un mismo elemento tienen la misma masa . Los átomos de elementos diferentes tienen masas diferentes.
Los compuestos son sustancias que se pueden descomponer en otras más simples.	Los compuestos están formados por combinaciones de átomos diferentes , denominadas moléculas .
La masa se conserva en las reacciones químicas (ley de conservación de la masa de Lavoisier).	Las reacciones químicas consisten en la combinación, separación o redistribución de los átomos que forman los reactivos; pero los átomos no se destruyen ni se crean . Los átomos son las unidades no alteradas en los cambios químicos.
La proporción de los elementos que forman parte de un compuesto es constante (ley de las proporciones definidas de Proust).	Las moléculas se forman por combinación de átomos en relaciones fijas de números enteros pequeños .



Figura 9
Joseph-Louis Gay-Lussac
(Limeux 1778-París 1845)



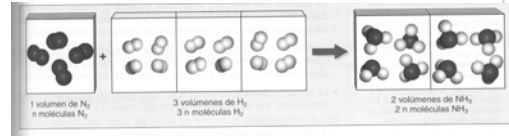
Fig. 10-9
J. L. Gay-Lussac (1778-1845). A la izquierda se muestra un experimento que demostró la ley de los volúmenes de gases al mezclar los gases y al medir los volúmenes de los gases que se forman. A la derecha se muestra un diagrama de un experimento que demostró la ley de las proporciones definidas al combinar gases.

Ley de volúmenes de combinación de gases Gay-Lussac 1809

A temperatura y presión constantes, los **volúmenes** de los gases que intervienen, como reactivos o como productos, en una reacción química guardan entre sí una **relación de números enteros sencillos**.



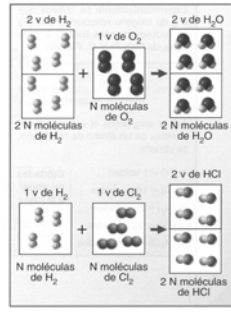
Volúmenes iguales de gases diferentes, medidos en las mismas condiciones de presión y temperatura, contienen el **mismo número de partículas**.



Datos experimentales de Gay-Lussac

2 v de hidrógeno + 1 v de oxígeno → 2 v de agua

1 v de hidrógeno + 1 v de cloro → 2 v de cloruro de hidrógeno



En 1961 se tomó como patrón el isótopo más abundante del carbono el C-12

La **masa atómica relativa** de un elemento en la escala actual es el número de veces que la masa atómica de un elemento es mayor que la doceava parte de la masa del átomo de carbono-12.

El símbolo de la masa atómica relativa es A_r . Por ejemplo, la masa atómica relativa del oxígeno en la escala actual es 16,0. Esto se expresa de la siguiente manera:

$$A_r(\text{O}) = 16,0$$

El significado de este valor es el siguiente:

$$A_r(\text{O}) = \frac{\text{masa de un átomo de oxígeno}}{\frac{1}{12} \text{ masa de un átomo } ^{12}\text{C}} = \frac{m(\text{O})}{\frac{1}{12} m(^{12}\text{C})} = 16,0$$

En el apéndice 1 encontrarás una tabla de masas atómicas relativas correspondiente a la escala actual basada en el carbono-12.

	A_r	Abundancia %
^{12}C	12,000	98,9
^{13}C	13,003	1,11

$$A_r(\text{C}) = \frac{98,9}{100} 12,000 + \frac{1,11}{100} 13,003 = 12,011$$

Masa molecular relativa

Análogamente, podemos definir la **masa molecular relativa** como el número de veces que es mayor la masa de una molécula que la doceava parte de la masa de un átomo de carbono-12. El símbolo de la masa molecular relativa es M_r .

Así, por ejemplo, la masa molecular relativa del oxígeno es 32,0,

$$M_r(\text{O}_2) = 32,0$$

lo que significa que la masa de una molécula de oxígeno es 32,0 veces mayor que la doceava parte de la masa de un átomo de carbono-12.

$$M_r(\text{O}_2) = \frac{\text{masa de una molécula de oxígeno}}{\frac{1}{12} \text{ masa de un átomo } ^{12}\text{C}} = \frac{m(\text{O}_2)}{\frac{1}{12} m(^{12}\text{C})} = 32,0$$

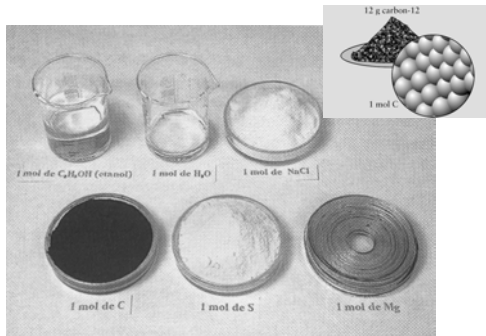
En 1971 la 14ª Conferencia de Pesas y Medidas designó el mol como la séptima unidad básica del Sistema Internacional.

$$L = 6,02 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$$

Una vez conocida la constante de Avogadro, el mol se puede definir de la manera siguiente.

Un **mol** es la cantidad de sustancia que contiene $6,02 \times 10^{23}$ entidades elementales (átomos, moléculas, unidades fórmulas, etc.).

Un **mol** es la cantidad de sustancia que contiene tantas entidades elementales como átomos de carbono hay en 0,012 kg (12 g) de carbono-12.



Masa molar

La masa de un mol se denomina **masa molar**; su símbolo es M . El valor numérico de la masa molar de una sustancia, expresada en g mol^{-1} , coincide con el de la masa atómica relativa, la masa molecular relativa o la masa fórmula relativa de aquella sustancia.

Por ejemplo, la masa atómica relativa del carbono es $A_r(\text{C}) = 12$ (exacta) y la masa molar del carbono o masa de 1 mol de átomos de carbono es:

$$M(\text{C}) = 12,0 \text{ g mol}^{-1}$$

• Análogamente, la masa molar del oxígeno o la masa de 1 mol de moléculas de oxígeno es:

$$M(\text{O}_2) = 32,0 \text{ g mol}^{-1}$$

• La masa molar del agua o masa de 1 mol de moléculas de agua es:

$$M(\text{H}_2\text{O}) = 18,0 \text{ g mol}^{-1}$$

• La masa molar del cloruro de sodio o masa de 1 mol de unidades fórmula NaCl es:

$$M(\text{NaCl}) = 58,4 \text{ g mol}^{-1}$$

El volumen molar de un gas ideal en condiciones normales es:

$$V_m(\text{gas ideal, } 0^\circ\text{C y } 1 \text{ atm}) = 22,4 \text{ dm}^3 \text{ mol}^{-1}$$

Sin embargo, actualmente se considera que la temperatura normal o estándar de una sustancia es de 25°C . El volumen molar de un gas ideal a 25°C y 1 atm de presión es:

$$V_m(\text{gas ideal, } 25^\circ\text{C y } 1 \text{ atm}) = 24,5 \text{ dm}^3 \text{ mol}^{-1}$$

Masa y número de partículas

Para conocer el número de partículas (N) que hay en una determinada masa (m), se ha de calcular previamente la cantidad de sustancia (n). El esquema de cálculo es el siguiente:

$$m \xrightarrow{1/M} n \xrightarrow{L} N$$

Para calcular la masa (m) que hay en un determinado número de partículas (N), podemos usar la misma relación, pero con el esquema de cálculo a la inversa.

$$N \xrightarrow{1/L} n \xrightarrow{M} m$$

Masa de una partícula

La masa de una partícula (m) se puede calcular a partir de la masa molar (M) y la constante de Avogadro (L).

$$m = \frac{M}{L}$$

El esquema de cálculo es:

$$M \xrightarrow{1/L} m$$

La masa de una partícula también se puede medir utilizando la unidad de masa atómica (u), que se define como la doceava parte de la masa del átomo de carbono-12.

$$1 u = \frac{1}{12} m(^{12}\text{C})$$

Usando esta unidad, las masas atómicas se pueden expresar de esta manera:

$$m(^{12}\text{C}) = 12 u \text{ (exacto)}$$

$$m(\text{O}) = 15,999 u$$

El valor numérico de la masa atómica, expresada en unidades de masa atómica, coincide con la masa atómica relativa; pero se ha de tener presente que la masa atómica tiene unidades y, en cambio, la masa atómica relativa es adimensional.

Porcentaje en masa

El porcentaje (%) en masa es la masa de un componente en 100 unidades de masa de disolución.

$$\%(A) \text{ en masa} = \frac{m_A}{m_{\text{disolución}}} \times 100$$

Si indicamos el soluto con A y el disolvente con B:

$$\%(A) \text{ en masa} = \frac{m_A}{m_A + m_B} \times 100$$

Partes por millón en masa

En disoluciones muy diluidas, en las que el porcentaje en masa es muy pequeño, la composición se puede expresar en **partes por millón (ppm)** en masa.

$$\text{ppm (A) en masa} = \frac{m_A}{m_{\text{disolución}}} \times 10^6$$

Las partes por millón se pueden considerar como los mg de soluto en 10^6 mg de disolución o como los mg de soluto en 1 kg de disolución.

Porcentaje en volumen

El porcentaje (%) en volumen es el volumen de un componente en 100 unidades de volumen de la disolución.

$$\%(A) \text{ en volumen} = \frac{V_A}{V_{\text{disolución}}} \times 100$$

Partes por millón en volumen

Cuando un componente gaseoso como, por ejemplo, un contaminante, se encuentra al aire libre en un porcentaje muy pequeño, su composición se puede expresar en **partes por millón (ppm)** en volumen.

$$\text{ppm (A) en volumen} = \frac{V_A}{V_{\text{disolución}}} \times 10^6$$

Las partes por millón se pueden considerar como los mL de soluto en 10^6 mL de disolución o como los μL (microlitros) por L de disolución.

Fracción molar

La **fracción molar (x)** de un componente es la relación entre la cantidad de un componente y la cantidad total de sustancia en la disolución. Si solamente hay un soluto A en un disolvente B, las fracciones molares del soluto y del disolvente son:

$$x_A = \frac{n_A}{n_A + n_B} \quad x_B = \frac{n_B}{n_A + n_B}$$

Evidentemente, la suma de las fracciones molares de todos los componentes es siempre igual a la unidad, sea cual sea el número de componentes.

$$x_A + x_B = 1$$

En **mezclas de gases ideales**, la fracción molar de cada componente coincide con la fracción en volumen, ya que, de acuerdo con la ley de Avogadro, el volumen de los gases es directamente proporcional al número de moles de moléculas a una presión y temperatura determinadas. De esta manera, para el gas A de una mezcla de gases:

$$x(A) = \frac{n(A)}{n_{\text{total}}} = \frac{V(A)}{V_{\text{total}}} = \phi(A)$$

Concentraciones

Concentraciones en masa

La **concentración en masa (ρ)** es la masa del soluto por unidad de volumen de disolución.

$$\rho = \frac{m_{\text{soluto}}}{V_{\text{disolución}}}$$

Concentración (de cantidad de sustancia)

La **concentración de cantidad de sustancia (c)** es la cantidad de soluto por unidad de volumen de disolución. Normalmente, se le denomina simplemente **concentración** y se expresa en mol dm^{-3} o mol L^{-1} .

$$c = \frac{n_{\text{soluto}}}{V_{\text{disolución}}}$$

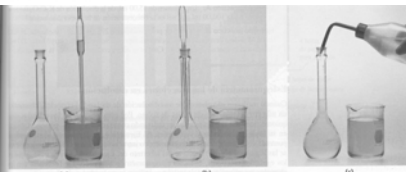
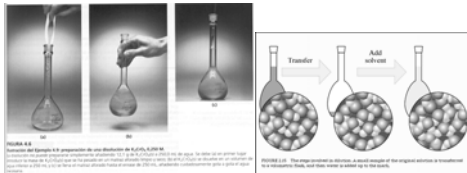
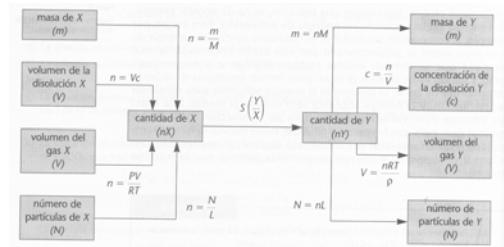


FIGURA 4.8 Ilustración del ejemplo 4.10: preparación de una disolución por dilución. Si se añade una gotita para tener un volumen de 10 mL de la disolución de $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ 0,250 M. Del la gotita con el $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ 0,250 M se vacía en un matraz aforado de 250 mL. (b) Después se añade agua hasta que el nivel de la disolución alcance el ensame de cuello del matraz. En este momento la disolución de $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ es 0,0100 M.



Cifras significativas

Indican con que exactitud se han hecho las medidas

- Cualquier dígito distinto de cero
- Los ceros entre dígitos distintos de cero
- Mayor de 1: los ceros después de la coma
- Menor de 1: los ceros a la derecha del último

725 3 cifras 2,5 2 cifras
20705 5 cifras
2,30 3 cifras 10,000 5 cifras
0,08 1 cifra 0,000315 3 cifras
400 $4 \cdot 10^2$ 1 cifra
 $4,0 \cdot 10^2$ 2 cifras
 $4,00 \cdot 10^2$ 3 cifras

SUMA y RESTA

El número de decimales significativos en el resultado viene determinado por la cantidad que tenga menos decimales

$$37,24 + 10,3 = 47,54 \quad 47,5$$

$$27,87 - 21,2342 = 6,6358 \quad 6,64$$

Redondeo 7,45 7,4

 7,35 7,4

Multiplicación y división

El número de cifras del resultado será el de que tenga menor número de cifras significativas

$$12,34 \times 1,23 = 15,1782 \quad 15,2$$

$$2,8 \times 4,5039 = 12,61092 \quad 13$$

$$6,85 / 112,04 = 0,0611388789$$

$$0,0611$$

$$0,2786 \times 8 = 2,2288 \quad 2,229$$

