



## LEYES PONDERALES DE LA QUÍMICA

### LEY DE LA CONSERVACIÓN DE LA MASA

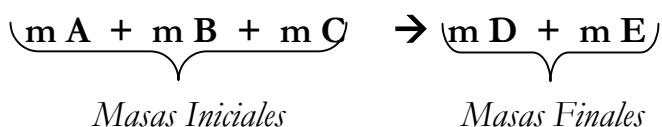
Antoine L. Lavoisier, que vivió en la segunda mitad del siglo XVIII, es considerado, por la importancia de sus investigaciones y por el método seguido en ellas, el científico que crea las bases de la química moderna.

Aunque se conocía la balanza desde la antigüedad, fue Lavoisier quien impuso su uso en el estudio de las transformaciones químicas, dándose cuenta de la importancia que tenía la precisión en las medidas. Así fue como pudo comprobar en numerosos fenómenos estudiados que, si bien la materia sufría cambios, no podía ser creada ni destruida, ya que el sistema estudiado tenía en su conjunto la misma masa antes y después del fenómeno.

Como consecuencia, si en un proceso químico ocurre que:



la suma de las masas de los reactivos A, B y C debe ser igual a la suma de las masas de los productos D y E.



Para que esto se cumpla, la reacción tiene que realizarse en un sistema aislado, que es un sistema que no puede intercambiar materia con el exterior.

Las conclusiones de *Lavoisier* se conocen como "Ley de la Conservación de la Masa". Podemos enunciarla diciendo:

*"La masa de un sistema aislado permanece constante cualesquiera sean las transformaciones físicas y químicas que se produzcan en el mismo".*

Esta ley fue posteriormente verificada de una manera más rigurosa en el siglo XIX y se la consideró la ley fundamental de la química.

### LEY DE LA CONSERVACIÓN DE LA MATERIA-ENERGÍA

En las reacciones químicas, además de formarse sustancias nuevas, siempre hay absorción o desprendimiento de energía. Para la ciencia actual, y sobre todo después de los trabajos de *A. Einstein*, la materia y la energía son formas diferentes de una misma realidad, ambas tienen masa y pueden convertirse una en otra.

Investigaciones cuidadosas han demostrado que la energía que irradian el Sol y las estrellas se debe a fenómenos químicos que ocurren en su seno, y en los cuales hay pequeñísimas disminuciones de masa.

Esta ley de Lavoisier, aunque cierta, resulta incompleta. Cabría matizarla con la denominada “**Ley de la Conservación de La Materia-Energía**”, ya que con la teoría de la relatividad de *Einstein*

$$E = m \cdot C^2$$

Queda demostrado que materia y energía son conceptos interrelacionados. Según esto, la materia puede desaparecer, obteniéndose como resultado la liberación de una gran cantidad de energía.

Este matiz no modifica la ley general para las reacciones químicas habituales, ya que en ellas no hay desaparición de materia, pero sí que hay que tenerlo en cuenta en las reacciones nucleares.

La ecuación que relaciona la variación de masa y energía de un sistema es:

$$E = m C^2 \quad \text{o bien:} \quad \frac{m}{c^2} = E$$

y teniendo  $C^2$  (velocidad de la luz) un valor numérico muy grande, para que se produzca una variación de masa posible de medir en una balanza, la energía liberada debe ser también considerable, muchísimo mayor que la que se produce en las reacciones químicas ordinarias.

Actualmente, las leyes de la conservación de la energía y de la conservación de la masa se expresan en un solo enunciado:

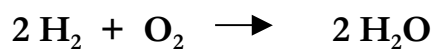
*“La materia y la energía pueden transformarse mutuamente, pero la suma total de la materia y la energía del universo es constante”.*

## **LEY DE LAS PROPORCIONES DEFINIDAS O CONSTANTES (PROUST)**

El químico francés *Louis J. Proust* estableció en 1799 que:

*“Cuando los elementos se combinan para formar un compuesto determinado, no lo hacen en cualquier proporción, sino en proporciones de masas definidas y constantes”.*

Consideremos, por ejemplo, la reacción por la cual el Hidrógeno y el Oxígeno se combinan para formar agua:



$mH$	$mO$	$mH_2O$
1g	8g	9g
2g	16g	18g
3g	16g	18g
4g	32g	36g
6g	48g	52g

El estudio de las masas de Hidrógeno y de Oxígeno que intervienen en la reacción muestra que 2 g de Hidrógeno se combinan con 16 g de Oxígeno y producen 18 g de agua. Esta relación (2/16) será invariable para la reacción que estamos estudiando; es decir, que 4 g de H se combinarán con 32 g de O, o bien 6 g de H se combinarán con 48 g de O, etc.

La relación entre las masas de Hidrógeno y de Oxígeno que reaccionan para formar agua es, por lo tanto, una constante: 2/16, o sea 1/8.

Entonces:

$$\frac{m_H}{m_O} = \frac{2}{16} = \frac{4}{32} = \frac{6}{48} = \dots = \frac{1}{8} \text{ (constante)}$$

o, simbólicamente:

$$\frac{m_H}{m_O} = K$$

El valor de la constante **K** depende del compuesto; es decir, que si el Hidrógeno y el Oxígeno se combinaran para formar una sustancia distinta del agua, la relación de masas tendría un valor distinto de 1/8.

Por lo tanto, **K** permite identificar el compuesto particular producido por los elementos que intervienen.

En resumen, la **Ley de Pronst o de las Proporciones Definidas** dice que:

*“La relación entre las masas de los elementos que forman un compuesto definido es constante”.*

#### Ejemplo:

Supongamos que tenemos un compuesto AB, formado por dos elementos. Para su obtención hemos necesitado  $x$  gramos de A e  $y$  gramos de B, y el compuesto pesa:  $x + y = z$  gramos, luego la relación entre sus pesos será  $x/y$ .

Si pusiéramos del elemento A  $2x$  gramos y del B  $y$  gramos, obtendríamos, de todas formas, sólo  $z$  gramos del compuesto AB. Y quedarían  $x$  gramos del elemento A sin combinar.

Ahora bien, si pusiéramos  $2x$  gramos de A y  $2y$  gramos de B obtendríamos  $2z$  gramos del compuesto AB y la relación entre los pesos de ambos elementos sería de  $2x/2y$  o  $x/y$ , luego siempre reaccionan en la misma proporción para obtener el mismo compuesto.

Así, para obtener  $CO_2$ , siempre se combinan 12 gramos de carbono y 32 gramos de Oxígeno o múltiplos de ambas cantidades siendo, por tanto, invariable la relación entre sus pesos.

#### Ejemplo 1

*Se hacen reaccionar 3 g de Hidrógeno con 16 g de Oxígeno. ¿Cuál es la masa de agua que se forma?*

Los 16 g de Oxígeno se combinan con 2 g de Hidrógeno. Por lo tanto, se forman 18 g de agua y queda, sin reaccionar, 1 g de Hidrógeno.

### Ejemplo 2

¿Cuántos gramos de Hidrógeno se combinarán con 120 g de Oxígeno para formar agua?  
¿Cuál es la masa de agua obtenida?

Los 120 g de Oxígeno se combinarán con 15 g de Hidrógeno para formar 135 g de agua.

$$\begin{aligned} \text{Siendo } \frac{m_H}{m_O} &= \frac{1}{8} \\ \text{resulta } m_H &= \frac{m_O}{8} \\ \text{Por lo tanto: } m_H &= \frac{120 \text{ g}}{8} = 15 \text{ g.} \end{aligned}$$

### Ejemplo 3

Una muestra A contiene 1,2 g de Magnesio y 1,6 g de Oxígeno. Otra muestra B contiene 30 g de Magnesio y 40 g de Oxígeno. ¿Pertenece ambas a un mismo compuesto?

La relación de masas Magnesio/Oxígeno es para A igual a

$$\begin{aligned} \frac{1,2 \text{ g}}{1,6 \text{ g}} &= \frac{3}{4}. \text{ Para B dicha relación vale} \\ \frac{30 \text{ g}}{40 \text{ g}} &= \frac{3}{4}. \text{ Por lo tanto, se trata del} \\ &\text{mismo compuesto.} \end{aligned}$$

### Ejemplo 4

El análisis de dos muestras constituidas por nitrógeno e Hidrógeno ha demostrado que ambas pertenecen a un mismo compuesto. La primera posee 2,8 g de N y 0,6 g de H; la segunda tiene 196 g de N. ¿Cuál es la masa de Hidrógeno de la segunda muestra?

Dado que se trata del mismo compuesto, podemos aplicar la ley de Proust:

$$\begin{aligned} \frac{2,8 \text{ g}}{0,6 \text{ g}} &= \frac{196 \text{ g}}{x} \therefore x = \\ &= \frac{0,6 \text{ g} \cdot 196 \text{ g}}{2,8 \text{ g}} = 42 \text{ g} \end{aligned}$$

Existen, además, otras leyes que se refieren a las relaciones de las masas de los elementos:

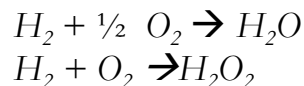
## **LEY DE LAS PROPORCIONES MÚLTIPLES (DALTON)**

Dalton, importante físico y químico británico, elaboró la primera teoría atómica. Además, realizó numerosos e importantes trabajos, entre ellos, los que lo llevaron a enunciar esta ley en 1803, que podemos expresar así:

*“Si dos elementos químicos se combinan para formar distintos compuestos y la cantidad de uno de ellos permanece fija, las cantidades del otro que se combinan con él están en una relación de números enteros y generalmente pequeños”.*



Ejemplo:



$$H_2O: \frac{\frac{1}{2} \times 32}{2} = \frac{16}{2} = 8$$

$$H_2O_2: \frac{32}{2} = 16$$

De la primera reacción :

$$\frac{\text{masa } O_2}{\text{masa } H_2} = \frac{16}{2} = \frac{8}{1}$$

De la segunda reacción :

$$\frac{\text{masa } O_2}{\text{masa } H_2} = \frac{32}{2} = \frac{16}{1}$$

Por tanto, la masa de Oxígeno que se combina con una cantidad fija de Hidrógeno, para formar agua o agua oxigenada, está en una relación numérica sencilla de 16/8, o lo que es lo mismo, de 2/1.

## **LEY DE LAS PROPORCIONES RECÍPROCAS O EQUIVALENTES (RICHTER)**

El químico alemán **Richter** trabajó en las reacciones de neutralización de ácidos y bases, y calculó sus pesos equivalentes. Estos trabajos le llevaron a enunciar, en 1792, un caso particular de la **Ley de las Proporciones Recíprocas**. Su relevancia radica en que este enunciado que anterior a las leyes de **Proust** y de **Dalton**.

*“Si masas de distintos elementos se combinan con una misma masa de un elemento determinado, cuando esos elementos se combinen entre sí, sus masas relativas serán múltiplos o submúltiplos de aquellas masas”.*

Ejemplo:

En el Óxido de Hierro II (**FeO**) y en el Monóxido de Azufre (**SO**), la cantidad de Oxígeno que se combina con los otros dos elementos es la misma, obteniéndose las siguientes relaciones:

$$FeO: \frac{Fe}{O} = \frac{56}{16}$$
$$SO: \frac{S}{O} = \frac{32}{16}$$

Luego, cuando el Hierro y el Azufre se combinen para formar Sulfuro de Hierro II (FeS) o Sulfuro de Hierro III ( $Fe_2S_3$ ), sus pesos relativos serán múltiplos o submúltiplos de los de su combinación con el Oxígeno, es decir:

$$FeS : \frac{Fe}{S} = \frac{56}{32}$$
$$Fe_2S_3 : \frac{Fe}{S} = \frac{56}{32} \times \frac{2}{3}$$

Podríamos obtener de todos los elementos relaciones similares de su combinación con el Oxígeno y, por tanto, conoceríamos su ***Peso Equivalente***, ya que éste se define como:

“El peso de un elemento que se combina (o equivale) con 8,00 partes de Oxígeno o 1,008 partes de Hidrógeno es el peso equivalente”.

Con lo cual tendríamos relaciones de peso entre todos los elementos, y podemos concluir diciendo, que:

“Cuando dos elementos se combinan entre sí lo hacen siempre equivalente a equivalente (o según múltiplos enteros de ellos)”.