



LEYES PONDERALES DE LA QUÍMICA

Las leyes ponderales son las leyes básicas de la combinación de los elementos para formar compuestos, así como para saber las masas relativas de los elementos en reacciones químicas.

Las leyes ponderales son:

Ley de la conservación de la masa, debida a LAVOISIER

Ley de las proporciones constantes, debida a PROUST

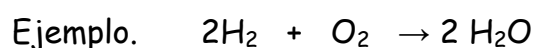
Ley de las proporciones múltiples, debida a DALTON

Ley de los pesos equivalentes, debida a RICHTER

1. Ley de la conservación de la masa de Lavoisier

Esta importante ley se enuncia del modo siguiente: **en una reacción química, la suma de las masas de los reactivos es igual a la suma de las masas de los productos de la reacción** (la materia ni se crea ni se destruye solo se transforma).

Esta ley es fundamental para todo cálculo de masa de las sustancias que participan en una reacción química.



Peso Atómico. H = 1.00797

Peso Atómico. O = 15.9994

Sustancias iniciales 4.03188 g de H y 31.9988 g de O forman en la reacción 36.03068 g H_2O

Resulta entonces que $4.03188 + 31.9988 = 36.03068$

$$36.03068\text{g} = 36.03068\text{g}$$

Se está comprobando que la masa inicial es igual a la masa final por lo que se cumple la ley de la conservación de la masa.

2. Ley de Proust o de las proporciones constantes

Proust llegó a la conclusión de que **para formar un determinado compuesto, dos o más elementos químicos se unen y siempre en la misma proporción ponderal.**

Por ejemplo, para formar agua H_2O , el hidrógeno y el oxígeno intervienen en las cantidades que por cada mol, se indican a continuación:

1 MOL AGUA PESA

$$2 \times 1,008 \text{ g DE H} + 15,999 \text{ g DE O} = 18,015 \text{ g}$$

Para simplificar los cálculos, se suele suponer que el peso atómico de H es 1 y el O es 2: 1 mol de agua = $2 + 16 = 18$ g, de los que 2 son de H y 16 de

Oxígeno. Por tanto, la relación ponderal (o sea, entre pesos) es de 8 g de oxígeno por cada uno de hidrógeno, la cual se conservará siempre que se deba formar H_2O (en consecuencia, si por ejemplo reaccionaran 3 g de H con 8 de O, sobrarían 2 g de H).

3. Ley de Dalton o de las proporciones múltiples

Dalton en 1808 concluyó que:

Los pesos de uno de los elementos combinados con un mismo peso del otro guardarán entre sí una relación, expresable generalmente por medio de números enteros sencillos.

Ejemplo se toma 100 g de cada uno de cuatro compuestos de cloro y de oxígeno y en ellos se cumple:

1^{ER}. COMPUESTO 100 g Cl_2O : 81,39 g Cl + 18,61 g O;

2^{DO}. COMPUESTO 100 g Cl_2O_3 : 59,32 g Cl + 40,68 g O;

3^{ER}. COMPUESTO 100 g Cl_2O_5 : 46,67 g Cl + 53,33 g O;

4^{TO}. COMPUESTO 100 g Cl_2O_7 : 38,46 g Cl + 61,54 g O;

A continuación se procede a buscar la relación ponderal g de O/g de Cl, con los que se obtendrán los gramos de oxígeno que, para cada compuesto, corresponde a 1 g de Cl;

1^{ER}. COMPUESTO: $18,61 / 81,39 = 0,2287$;
2^{DO}. COMPUESTO: $40,68 / 59,32 = 0,6858$;
3^{ER}. COMPUESTO: $53,33 / 46,67 = 1,1427$;
4^{TO}. COMPUESTO: $61,54 / 38,46 = 1,6001$

Si divide por la menor de las cantidades se llegara a la relación numérica que enuncia la ley de Dalton:

$$0,2287 / 0,2287 = 1$$

$$0,6858 / 0,2287 = 3$$

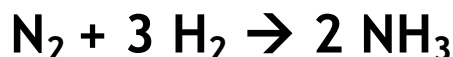
$$1,1427 / 0,2287 = 5$$

$$1,6001 / 0,2287 = 7$$

4. Ley de Richter o de las proporciones recíprocas o equivalentes:

Esta ley indica que: “...si dos elementos diferentes, cada uno con un cierto peso, son capaces de combinarse con un peso dado de un tercer elemento, los pesos de aquéllos elementos son capaces de combinarse entre sí, o bien múltiplos o submúltiplos de dichos pesos.”

Para poner algún ejemplo en concreto, podemos observar las siguientes reacciones:



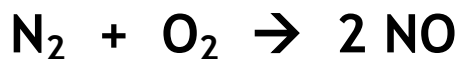
Aquí 28 g de nitrógeno reaccionan con 6 g de hidrógeno, o dicho de otro modo, cada gramo de H se combina con 4,66 g de N.



Aquí un gramo de H se combina con 8 g de O.

Según la ley de Richter 4,66 g de N serían capaces de combinarse con 8 g de O dado que ambos pueden combinarse con 1 g de H.

Si observamos la reacción:



Allí 28 g de N se combinan con 32 g de O, o bien 7 g de N se combinan con 8 g de N. Si multiplicamos por 4 los 7 g de N y los 8 g de O veremos que la ley se cumple perfectamente.