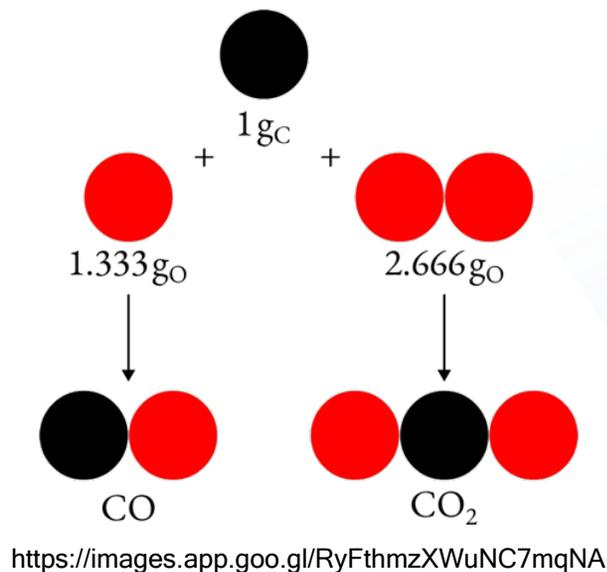


# LEY DE DALTON

La ley de Dalton, también conocida como la **Ley de las proporciones múltiples**, fue propuesta por el químico inglés John Dalton en su obra redactada en el año 1804 llamada *Un nuevo sistema de filosofía química*. La ley es en sí una regla de estequiometría y se basó en las observaciones realizadas por Dalton con respecto a las reacciones de los gases atmosféricos. Esta ley propone que:

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.

Para ilustrar el significado de esta ley, Dalton consideró el caso de los óxidos de carbono, en donde la combinación de carbono y oxígeno es posible conseguir dos combinaciones.



Para el monóxido de carbono (CO):

CO: 1 átomo de carbono (12g) se combina con 1 de oxígeno (16g); por lo tanto:

$$\frac{12}{16} = \frac{6}{8} = \frac{3}{4}$$

Para el dióxido de carbono (CO<sub>2</sub>):

CO<sub>2</sub>: 1 átomo de carbono (12g) se combina con 2 átomos de oxígeno (32g), por lo tanto:

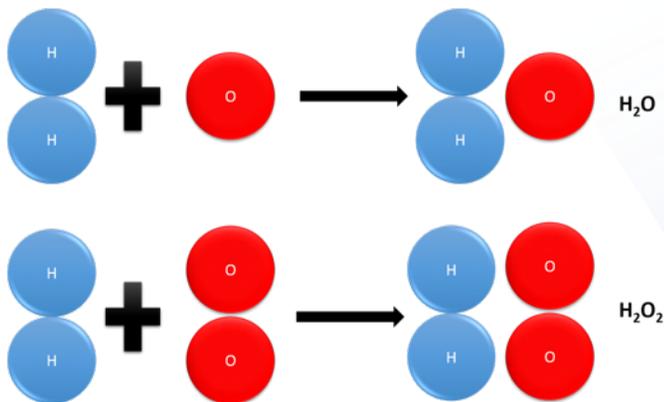
$$\frac{12}{32} = \frac{6}{16} = \frac{3}{8}$$

Dividiendo el cociente de CO y CO<sub>2</sub> resulta:

$$\frac{\frac{3}{4}}{\frac{3}{8}} = \frac{24}{12} = 2$$

Esto indica que la relación entre el compuesto CO y CO<sub>2</sub> es de 2. Este número representa que el oxígeno aumenta en un múltiplo entero y pequeño (2).

Otro ejemplo de esta ley es: el agua (H<sub>2</sub>O) y el peróxido de hidrógeno (H<sub>2</sub>O<sub>2</sub>); en donde también el peróxido de hidrógeno tiene dos veces más oxígeno por unidad de masa de hidrógeno con respecto al que contiene el agua. Cabe mencionar que, aunque los compuestos que se forman están constituidos por el mismo tipo de elementos, cada compuesto tiene propiedades distintas.



Analícemos ahora dos óxidos de nitrógeno:  $N_2O$  y  $NO$ , conociendo lo siguiente:

Para el  $N_2O$ :

28 g de nitrógeno se combinan con 16g de oxígeno, lo cual implica que con 1 g de nitrógeno se combinarán 0.571 g de oxígeno.

Para el  $NO$ :

14 g se combinan con 16 g, lo cual implica que con 1g de nitrógeno se combinaran 1.142 g de oxígeno.

$$\frac{16g\ O}{14g\ N} = 1.142\ g$$

La relación de oxígeno que se combina con 1g de nitrógeno en cada uno de estos elementos, es la siguiente:

$$\frac{\text{Masa de oxígeno en el } N_2O}{\text{Masa de oxígeno en el } NO} = \frac{0.571}{1.142} = \frac{1}{2}$$

Entonces la relación entre ellos será: 1:2

En Resumen:

Ley de las proporciones múltiples

Los elementos se pueden combinar en más de un conjunto de proporciones

Cada conjunto corresponde a un compuesto diferente

Ejemplo:

Átomos por elemento		Posibles compuestos		Proporciones
Cloro	Oxígeno	fórmula	Nombre	
2	1	Cl <sub>2</sub> O	óxido hipocloroso	2:1
2	3	Cl <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	óxido cloroso	2:3
2	5	Cl <sub>2</sub> O <sub>5</sub>	óxido clórico	2:5
2	7	Cl <sub>2</sub> O <sub>7</sub>	óxido perclórico	2:7

<https://images.app.goo.gl/c1B9mvyMXk2fxAYV6>

#### Referencias:

- Ramírez, Víctor. (2009) Química 2. México. Grupo editorial Patria.
- Chang, R. (2003) Química. México. Mc Graw Hill.
- Cárdenas, Javier. (s.f.) Ley de las proporciones múltiples: números de valencia. Leer Ciencia. Recuperado de: <https://leerciencia.net/ley-de-las-proporciones-multiples-numeros-de-valencia/>