

La Serena.



Profesor: Leonor Huanca F.

Asignatura: Química

Curso: Segundo medio

GUIA

Firma del Apoderado

UNIDAD 1: Estequiometría

OA: Conocer las leyes de combinación química, ley de las proporciones definidas y ley de las proporciones múltiples

HABILIDADES: HPC 2,3,4

ACTITUDES: Responsabilidad, Protección del entorno

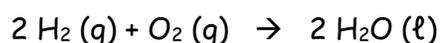
NOMBRE: _____ FECHA: 26 de marzo

Ley de las proporciones definidas o ley de Proust

Cuando se **hacen reaccionar dos elementos químicos** para formar un determinado compuesto, dichos elementos **siempre reaccionan en la misma proporción**, de tal manera que **si uno de estos se encuentra en exceso con relación al otro, ese extra no tomará parte en la transformación**. Esta proporción se mantiene a pesar de que se prepare el compuesto por diferentes procedimientos.

Estos hechos se resumen en la **ley de las proporciones definidas o ley de las proporciones constantes**, enunciada por el químico francés **Joseph Louis Proust, en 1799**. Las proporciones en las que se encuentran los distintos elementos que forman un compuesto son constantes e independientes del proceso seguido para su formación.

La proporción en la que se combinan el hidrógeno (H_2) y el oxígeno (O_2) para formar el agua (H_2O) siempre es la misma:



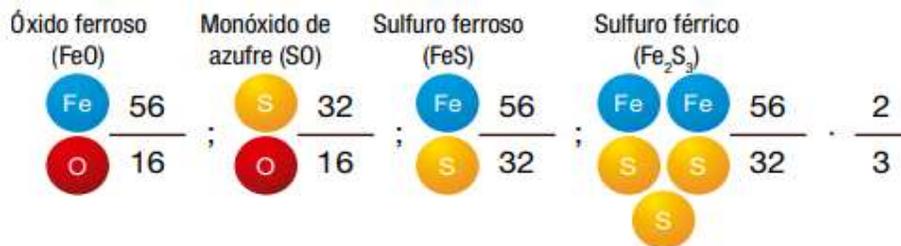
Ley de las proporciones múltiples o ley de Dalton

El **naturalista inglés John Dalton, en 1808**, se sorprendió al comprobar que las masas de los elementos químicos que reaccionaban para formar dos compuestos distintos, resultaron ser una relación entre números enteros. Para evitar que hubiera sido una casualidad demostró en el laboratorio que en óxidos y sales ocurría lo mismo, siempre se obtenían relaciones de números enteros sencillos. Con esta información dedujo la **ley de las proporciones múltiples**. **Las cantidades de un mismo elemento que se combinan con una cantidad fija de otro para formar varios compuestos están en una relación de números enteros sencillos.**

☐ El cobre (Cu) y el oxígeno molecular (O_2) se combinan entre sí de dos formas diferentes: CuO y Cu_2O .

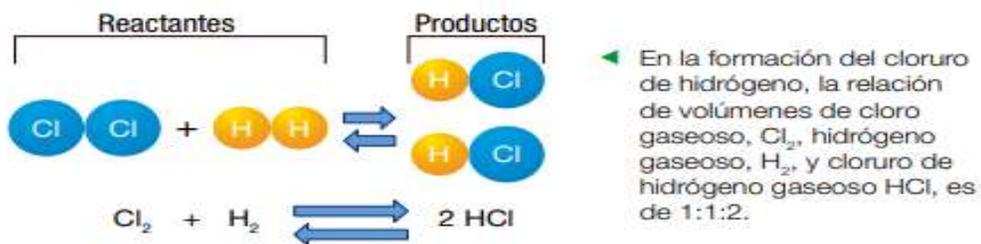
Ley de las proporciones recíprocas o ley de Richter

Las masas de dos elementos que se combinan con una masa de un tercero, guardan la misma relación que las masas de los dos cuando se combinan entre sí.



Ley de los volúmenes de combinación o ley de Gay-Lussac

En las reacciones químicas en las que intervienen gases, los volúmenes de las sustancias que reaccionan y los volúmenes de las que se obtienen de la reacción están en una relación de números enteros sencillos, siempre y cuando la presión y la temperatura permanezcan constantes



Hipótesis de Avogadro

Los gases ideales cumplen la **hipótesis de Avogadro**, que establece que una cantidad de cualquier tipo de gas, en un mismo volumen, a la misma temperatura y la misma presión, contiene el mismo número de moléculas, independientemente del tipo de gas que sea.

En (c.n) condiciones normales

- ✓ En (c.n) condiciones normales 0 °C y 1 atm) 1 mol de gas ideal
- ✓ Contiene $6,022 \cdot 10^{23}$ moléculas, átomos, iones o partículas
- ✓ Ocupa un volumen de 22,4 litros
- ✓ Independientemente del tipo de gas que haya dentro del recipiente.

El volumen de un gas ideal en determinadas condiciones de presión y temperatura se calcula a través de la ecuación general de los gases ideales, es decir

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T$$

Ley de las proporciones múltiples o ley de Dalton

Se tiene tres compuestos A,B,C .

El compuesto **A** tiene 0,6 g de S(azufre) y 0,9 g O(oxígeno)

El compuesto **B** tiene 5,2 g de S(azufre) y 2,6 g O(oxígeno)

El compuesto **A** tiene 0,6 g de S(azufre) y 0,6 g O(oxígeno)

El compuesto B tiene 5,2 g de S(azufre) y 2,6 g O(oxígeno)

$$\frac{5,2 \text{ g de S}}{2,6 \text{ g O}} = \frac{0,6 \text{ g de S}}{x \text{ g O}}$$

$$x \text{ g O} = \frac{2,6 \text{ g O} \times 0,6 \text{ g de S}}{5,2 \text{ g de S}} = 0,3 \text{ g O}$$

Experiencia	Masa de sodio(g)	Masa de oxígeno (g)
A	0,6	0,9
B	0,6	0,3
C	0,6	0,6

Ampliamos esta relación entre las masas

Experiencia	Masa de sodio(g)	Masa de azufre(g)	Relación $\frac{\text{masa cloro}}{\text{masa azufre}}$
A	0,6	0,9	0,9 / 0,3 = 3
B	0,6	0,3	0,3 / 0,3 = 1
C	0,6	0,6	0,6 / 0,3 = 2

Ley de las proporciones definidas

Comprueba la ley de Proust, para ello, arrastra cada uno de los valores a la casilla que corresponda.

Masa de HgO en gramos	20,21	35,52		60,57
Cantidad de Hg en la muestra		30,09	40,74	
Cantidad de O en la muestra	1,49		3,25	4,72
Relación: gramos Hg / gramos O	12,53	12,53	12,53	

59,16

18,68

45,38

12,53

2,40

Ejercicio 1

En un experimento se observa que **6,48 g de sodio** reaccionan completamente con **10 g de cloro**. En otra experiencia se observa que **4,93 g de sodio** reaccionan con **7,61 g de cloro**. Comprueba que se cumple la ley de las proporciones definidas.

Solución

Sabemos que los elementos que se combinan son el sodio y el cloro. Si la ley de Proust se cumple, la relación entre las masas de estos elementos será constante y por tanto estos dos elementos formarán en las dos experiencias el mismo compuesto. Empezamos realizando la tabla con los datos del enunciado.

Experiencia	Masa de sodio(g)	Masa de cloro(g)
A	6,48	10
B	4,93	7,61

Ampliamos esta tabla con la relación entre las masas

Experiencia	Masa de sodio(g)	Masa de cloro(g)	Relación $\frac{\text{masa sodio}}{\text{masa cloro}}$
A	6,48	10	$6,48 / 10 = 0,648$
B	4,93	7,61	$4,93 / 7,61 = 0,648$

Conclusión:

La relación de las masas en los dos experimentos es constante (tiene el mismo valor), por lo que se cumple la ley de las proporciones definidas o ley de Proust.

Ejercicio 2

Se han analizado tres muestras de cloro y cobre, obteniéndose los siguientes resultados para cada una:

Experiencia	Masa de cobre (g)	Masa de cloro(g)
A	6,3	3,5
B	1,3	0,7
C	3,2	3,6

Determina si las muestras A, B y C pertenecen al mismo compuesto.

Solución

Como ya tenemos los datos en una tabla, ampliamos la tabla con la relación de las masas entre el cobre y el cloro para las tres muestras.

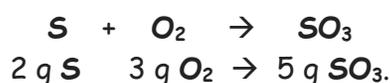
Experiencia	Masa de cobre (g)	Masa de cloro(g)	Relación $\frac{\text{masa sodio}}{\text{masa cloro}}$
A	6,3	3,5	$6,3/3,5 = 1,80$
B	1,3	0,7	$1,3/0,7 = 1,86$
C	3,2	3,6	$3,2/3,6 = 0,88$

Conclusión:

A la vista de la relación de masas, las muestras A y B pertenecen al mismo compuesto (tienen la misma relación; consideramos que 1,80 y 1,86 es prácticamente la misma relación). La muestra C es un compuesto diferente.

Ejercicio

En la reacción $S + O_2 \rightarrow SO_3$ se conoce que reaccionan 2 gramos de S por cada 3 gramos de O_2 para dar 5 gramos de SO_3 .



En base a ello calcular:

- Los gramos de O_2 necesarios para reaccionar con 10 gramos de azufre:

La Ley de Proporciones Definidas nos dice que la proporción de 2 gramos de S por cada 3 de O_2 para dar 5 de SO_3 se va a mantener, por lo tanto:

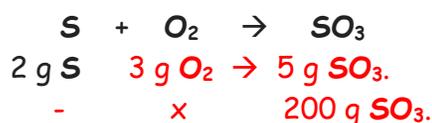
$$\frac{2 \text{ g S}}{10 \text{ g S}} = \frac{3 \text{ g } O_2}{x \text{ g } O_2}$$

$$x \text{ g } O_2 = 15 \text{ gramos } O_2$$

Masa de O_2 necesaria para reaccionar con 10 gramos de S = $10 \cdot (3/2) = 15 \text{ gramos } O_2$

- Los gramos de oxígeno y azufre necesarios para obtener 200 gramos de SO_3 :

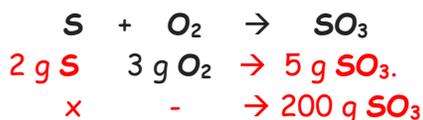
Por la Ley de Proporciones Definidas se va a mantener la relación de 2 g de S por cada 3 g de O_2 para dar 5 g de SO_3 , por lo tanto:

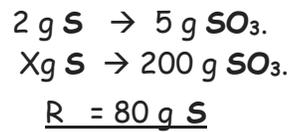


$$3 \text{ g } O_2 \rightarrow 5 \text{ g } SO_3.$$

$$X \text{ g } O_2 \rightarrow 200 \text{ g } SO_3.$$

$$\underline{R = 120 \text{ g } O_2}$$





Masa de O_2 necesaria = $200 \text{ gramos} \cdot (3/5) = 120 \text{ g}$

Masa de S necesaria = $200 \text{ gramos} \cdot (2/5) = 80 \text{ gramos}$

Una forma más clara y visual es ver estos dos sitios que doy a continuación

Ley de las proporciones definidas

<https://www.youtube.com/watch?v=oyXgTdPPUdM>

Ley de las proporciones multiples

<https://www.youtube.com/watch?v=ce3y4Rvt4OI>