

Guía o actividad de Auto Aprendizaje

NIVEL	2° Medio
ASIGNATURA	QUIMICA
O.A./A.E.	OA 20 Establecer relaciones cuantitativas entre reactantes y productos en reacciones químicas (estequiometría) y explicar la formación de compuestos útiles para los seres vivos, como la formación de la glucosa en la fotosíntesis.
I.E./C.E.	Representan reacciones químicas en una ecuación de reactantes y productos de acuerdo a la ley de conservación de la materia Relacionan el mol como unidad de cantidad de sustancia con otras unidades estequiométricos equivalentes.
ACTIVIDAD:	Resuelven guía de trabajo.
RECURSOS A UTILIZAR PARA DESARROLLAR ACTIVIDAD (Texto, guía, ejemplo, fuente de modelamiento, otro)	Guía Cuaderno
TIPO DE EVALUACIÓN	Formativa
MODALIDAD DE ENTREGA	Al regreso a clases

Instrucciones: Desarrolla las siguientes preguntas en tu cuaderno.

Ley de proporciones definidas: Ley descubierta empíricamente por Proust y propone lo siguiente: *Proporciones o muestras de la misma sustancia, cualquiera sea su procedencia, están formada de los mismos constituyentes o elementos, y en la misma proporción, o relación de peso.*

Es decir el agua pura cualquiera sea la procedencia de esta (manantiales, laboratorios o lluvia) y cualquiera sea la cantidad que se tenga de esta, siempre estará constituida por hidrógeno y oxígeno y estos siempre estarán en proporción 1:8 en peso.

Como consecuencia: cuando dos o más elementos se combinan para formar un compuesto, la proporción de los pesos de los elementos que relacionan, tienen siempre un valor definido, constante.

Concluyendo entonces podemos afirmar que la ley de proporciones definidas establece:

Los elementos químicos se combinan para formar compuestos químicos, y siempre los hacen en proporciones fijas y definidas.



Analicemos.

¿Qué información podemos obtener de la molécula de agua?



- **Masa atómica:**(la podemos obtener directamente de la tabla periódica)
H= 1,00g
O= 15,99g
- **Masa Molecular:** la suma de todos los átomos que tiene la molécula
 $\text{H} = 1,00\text{g} \times 2 = 2,00\text{g}$
 $\text{O} = 15,99\text{g} \times 1 = 16,00\text{g}$ } 18g
- **Composición porcentual:** la calculamos utilizando la proporcionalidad directa o regla de 3 simple.

Si queremos saber qué porcentaje de hidrógeno tienen la molécula de agua debemos llevar a cabo el siguiente calculo.

$$\begin{array}{ll} 18\text{g de agua} & \rightarrow 100\% \\ 2\text{g de Hidrógeno} & \rightarrow x \end{array}$$

$$x = \frac{2\text{g} * 100\%}{18\text{g}} = 11,11\%$$

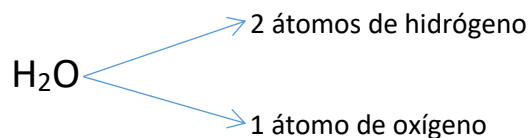
El hidrógeno está presente en un 11% en la molécula de agua.

Si queremos saber qué porcentaje de oxígeno tienen la molécula de agua debemos llevar a cabo el siguiente calculo.

$$\begin{array}{ll} 18\text{g de agua} & \rightarrow 100\% \\ 16\text{g de Oxígeno} & \rightarrow x \end{array}$$
$$x = \frac{16\text{g} * 100\%}{18\text{g}} = 88,89\%$$

El oxígeno está presente en un 88,89% en la molécula de agua

- **Proporciones atómicas.**



$$\text{H}_2\text{O} = \frac{1 \text{ átomo de oxígeno}}{2 \text{ átomos de hidrógeno}} = 0,5$$

- **Proporción de masa:**

$$\begin{array}{l} \text{H} = 1,00\text{g} \times 2 = 2,00\text{g} \\ \text{O} = 15,99\text{g} \times 1 = 16,00\text{g} \end{array} \left. \vphantom{\begin{array}{l} \text{H} \\ \text{O} \end{array}} \right\} 18\text{g masa molecular del agua}$$

$$\text{H}_2\text{O} = \frac{1 \text{ átomo de oxígeno}}{2 \text{ átomos de hidrógeno}} = \frac{16,00\text{g de Oxígeno}}{2,00\text{g de Hidrógeno}} = \frac{8}{1} = 8$$

La composición del agua está en una proporción de masa 1 es a 8

EJERCICIO RESUELTO.

En una determinada experiencia 3 g de hidrogeno se combinan exactamente con 24 g de Oxígeno.
En una segunda experiencia son 5 g de hidrogeno los que se combinan con 40 g de oxígeno para formar el mismo compuesto. Compruebe que se cumpla la ley de proporciones definidas.

Datos:

Experiencia 1: 3g de H / 24g de O

Experiencia 2: 5g de H / 40g de O

Proporción de masas para el primer compuesto

$$\frac{3g \text{ de H}}{24g \text{ de O}} = 0,125$$

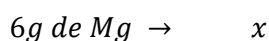
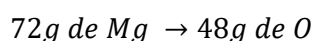
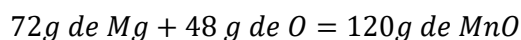
Proporciones de masas del segundo compuesto

$$\frac{5g \text{ de H}}{40g \text{ de O}} = 0,125$$

Como la proporción entre las masas de los compuestos son iguales estamos hablando de ley de proporciones definidas

EJERCICIO RESUELTO:

Si 72 g de magnesio se combinan exactamente con 48 g de oxígeno para formar óxido de magnesio, ¿cuántos gramos de óxido se habrán formado? A partir de 6 g de magnesio, ¿cuántos gramos de oxígeno se combinarán?



$$\frac{6g \text{ de Mg} * 48g \text{ de O}}{72g \text{ de Mg}} = 4g \text{ de O}$$

Ley de proporciones múltiples: Es llamada también como ley de Dalton, no es una ley empírica, como la ley de Proust; Dalton la obtuvo como una consecuencia o deducción de su teoría atómica, y los hechos conocidos, la afirman.

La ley se refiere al caso de dos elementos químicos formen varios compuestos. Por ejemplo el C y el O forman los óxidos.

CO, monóxido de carbono

CO₂, dióxido de carbono



Cuando dos elementos químicos se unen entre sí para formar compuestos químicos distintos, las diferentes masas de uno de ellos que se combina con una masa fija de otro, guardan entre sí una relación de números enteros sencillos.

Analicemos: si tenemos 2 compuestos diferentes pero que están constituidos por los mismos átomos.

CO, monóxido de carbono

CO₂, dióxido de carbono

1) Calculamos la masa molecular del monóxido de carbono

C	12g
O	16g
masa molecular	28g

2) Calculamos la proporción de masa del monóxido de carbono.

$$proporcion\ CO = \frac{1\ \text{átomo de C}}{1\ \text{átomo de O}} = \frac{12g\ de\ C}{16g\ de\ O} = \frac{6}{8} = \frac{3}{4}$$

3) Ahora calculamos la masa molecular para el dióxido de carbono.

C	12g	x1	12g
O	16	x2	32g
Masa molecular	44g		

4) Calculemos la proporción de masa del dióxido de carbono.

$$proporcion\ CO_2 = \frac{1\ \text{átomo de C}}{2\ \text{átomos de O}} = \frac{12g\ de\ C}{32\ g\ de\ O} = \frac{6}{16} = \frac{3}{8}$$

Para ambos compuestos la proporción de masa de carbono es **3**, sin embargo, la proporción de la masa de oxígeno es diferente para ambos compuestos

$$\frac{proporcion\ de\ O\ en\ el\ CO}{proporcion\ de\ O\ en\ el\ CO_2} = \frac{4}{8} = \frac{1}{2}$$

De ello podemos concluir que en el monóxido de carbono tiene 1 átomo de oxígeno y el dióxido de carbono tiene 2.

EJERCICIO RESUELTO: En una determinada experiencia 4,3 g de cromo se combinan exactamente con 8,8 g de cloro. En una segunda experiencia son 7,6 g de cromo los que se combinan con 10,4 g de cloro para un cloruro de cromo distinto al de la primera experiencia. Demostrar que se cumple la ley de las proporciones múltiples.

Datos:

Experiencia 1: 4,3g de Cr / 8,8g de Cl

Experiencia 2: 7,6g de Cr / 10,4g de Cl

Proporción de masas para el primer compuesto

$$\frac{4,3 \text{ g de Cr}}{8,8 \text{ g de Cl}} = 0,48$$

Proporciones de masas del segundo compuesto

$$\frac{7,6 \text{ g de Cr}}{10,4 \text{ g de Cl}} = 0,73$$

Como la proporción entre las masas de los compuestos son distintas estamos hablando de ley de proporciones múltiples.

En base a la información entregada resuelva los siguientes ejercicios

1. Calcular el % de C,O del compuesto CO_2

Datos: C= 12 g/mol, O= 16 g/mol

2. Calcular el % de Al,O del compuesto Al_2O_3

Datos: Al= 27 g/mol, O= 16 g/mol

3. Calcular el % de Ca,O del compuesto CaO

Datos: Ca= 40g/mol, O= 16 g/mol

4. Calcular el % de H,O del compuesto H_2O_2

Datos: H= 1 g/mol, O= 16 g/mol

5. Calcular el % de H,N,O del compuesto HNO_3

Datos: H= 1 g/mol, N= 14g/mol , O= 16 g/mol