



Guía N° 7
LEYES DE COMBINACIÓN QUÍMICA Y MOL

Nombre:

Asignatura: Química

Nivel: 1º Medio

Fecha: 24 de agosto

Contacto del docente y horario: andrea.fuentes@politecnicosanluis.cl / martes, miércoles y jueves de 9:00 - 16:00.

Instrucciones:

- Puedes imprimir esta guía o traspasar las respuestas en tu cuaderno escribiendo el título de la guía en tu cuaderno; “Guía N°7”.
- Lee esta guía y subraya lo que consideres importante.
- Luego saca fotos al desarrollo de la guía y envíalas al correo andrea.fuentes@politecnicosanluis.cl
- Al finalizar la guía, desarrolla la pauta de autoevaluación y envía la foto con el desarrollo de la guía.

UNIDAD: ESTEQUIOMETRÍA DE REACCIÓN

OA / AE

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.

Objetivo de la guía:

Comprender las leyes de combinación química y aplicar el concepto de mol

Indicadores de evaluación:

- Identifican las leyes de proporcionalidad definida y múltiple para la formación de compuestos simples.
- Relacionan el mol como unidad de cantidad de sustancia con otras unidades estequiométricas equivalentes.

LEYES DE LA COMBINACION QUÍMICA O LEYES PONDERALES.

Las leyes ponderales o de las combinaciones químicas son las que rigen la proporción en masa y en volumen para formar compuestos. Para determinar dichas proporciones se llevan a cabo los llamados cálculos estequiométricos. La estequiometría, por tanto, trata de la composición de las sustancias en masa y en volumen, es decir, de las relaciones de combinación química.

Las tres leyes Ponderales son:

- 1.- Ley de la Conservación de la materia.
- 2.- Ley de las Proporciones definidas o Ley de Proust.
- 3.- Ley de las Proporciones múltiples o Ley de Dalton.

LEY DE LA CONSERVACIÓN DE LA MATERIA.

Antonio Lorenzo Lavoisier estableció experimentalmente esta ley: *En toda reacción química, la masa total permanece constante antes y después de la reacción.* Dicho de otro modo, la materia no se crea ni se destruye, solo se transforma. Esto lo constatamos al ver que la suma de las masas de los reactantes es igual a la suma en masa de los productos.

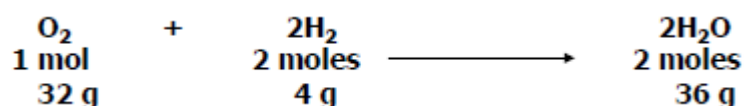
masas reactantes = masa productos

PROPORCIONES DEFINIDAS O LEY DE PROUST.

Cuando un elemento se une a otro para formar un compuesto, lo hace siempre en una proporción fija e invariable, que no se modifica por exceso de alguno de ellos. Esto mismo lo podemos expresar diciendo que *todo compuesto químico contiene siempre la misma proporción de cada uno de sus constituyentes.*

Por ejemplo: 32 gramos de oxígeno se combinan con 4 gramos de hidrógeno para formar 36 gramos del compuesto llamado agua. Si efectivamente esa es la proporción en masa, se puede representar así:

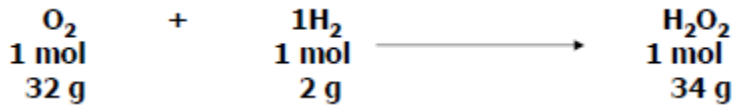
Siempre van a reaccionar estas cantidades independientemente de que una de ellas o las dos se encuentren en exceso o proporciones diferentes. La proporción en moles de ambos reactivos es 1:2, es decir, 1



mol de oxígeno por dos moles de hidrógeno, para producir dos moles de agua. Esta proporción es fija independientemente del origen o de las condiciones en que se de la reacción.

LEY DE LAS PROPORCIONES MÚLTIPLES O DE DALTON.

Al explicar la Ley de Proust, la ilustramos con en el ejemplo del agua, en la que la proporción oxígeno y hidrógeno es 1:2. Pues bien, el hidrógeno y el oxígeno también forman otro compuesto llamado peróxido de hidrógeno o agua oxigenada, solamente que en éste la relación de hidrógeno y oxígeno es de 1:1. Esto se explica mediante la siguiente reacción:



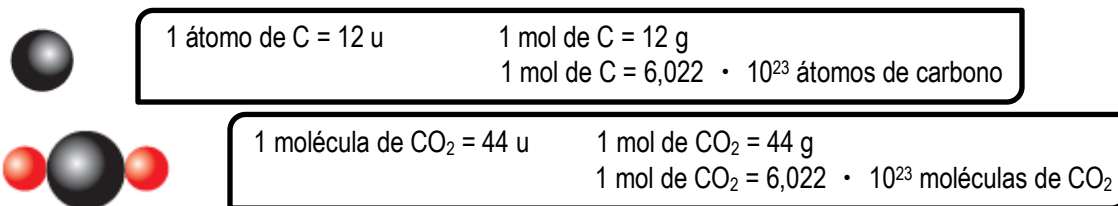
Mientras que la relación de moles es 1:1. Esto según Dalton se explica a través del siguiente enunciado: "Al combinarse un elemento con otro para formar un compuesto, puede hacerlo en diferentes proporciones, dando origen a varios compuestos que guardan una relación sencilla en números enteros, generalmente múltiplos el uno del otro". Es decir, en relación de 1:1, 1:2, 2:1, 2:3, etcétera.

A continuación, se muestran algunos ejemplos de esta ley:

Nombre del Compuesto	Fórmula	Masa de uno de los elementos	Masa del elemento que varía	Relación en moles
Óxido nitroso	N ₂ O	28,00	16=(1X16)	2:1
Óxido nítrico	N ₂ O ₂	28,00	32=(2X16)	2:2
Trióxido de nitrógeno	N ₂ O ₃	28,00	48=(3X16)	2:3
Tetróxido de nitrógeno	N ₂ O ₄	28,00	64=(4X16)	2:4
Pentóxido de nitrógeno	N ₂ O ₅	28,00	80=(5X16)	2:5

NUMERO DE AVOGADRO: CONCEPTO DE MOL

Cuando tomamos una muestra pequeña de alguna sustancia y medimos su masa en una balanza corriente, estamos manipulando un número enorme de átomos individuales debido a que la masa de un átomo es sumamente pequeña. Para evitar este dilema, se introduce la unidad de medida conocida como mol. De acuerdo con el Sistema Internacional de Unidades, un mol es la cantidad de sustancia que contiene $6,022 \cdot 10^{23}$ entidades elementales, ya sean átomos, moléculas o iones.



En un elemento químico, por ejemplo, el carbono (figura 1), la cantidad de entidades elementales tendrá una masa que es equivalente a la masa atómica pero expresada en gramos. En el caso de una molécula como el dióxido de carbono (figura 2), la masa de un mol es idéntica a su masa molar expresada en gramos.

Al valor $6,022 \cdot 10^{23}$ se le conoce como número de Avogadro (N_A) en honor al químico italiano Amadeo Avogadro, quien descubrió que volúmenes iguales de gases diferentes, bajo las mismas condiciones de presión y temperatura, contenían igual número de moléculas (ley de Avogadro).

¿CÓMO CALCULAR LA CANTIDAD DE SUSTANCIA?

Para determinar cuántos moles de moléculas o de átomos se encuentran en una sustancia dada, aplicamos la siguiente expresión:

$$n = \frac{m}{M}$$

cantidad de la sustancia (mol) → n → masa de la sustancia (g) m
masa molar de la sustancia (g mol⁻¹) M

A continuación, calcularemos la cantidad de sustancia a través de un ejemplo concreto:

¿Cuántos moles de cloruro de sodio (NaCl) hay en 50 g de este compuesto? (NaCl = 58,5 g mol⁻¹).

La masa de la muestra es 50 g y la masa molar, 58,5 g mol⁻¹.

$$n = \frac{m}{M} = \frac{50 \text{ g}}{58,5 \text{ g mol}^{-1}} = 0,85 \text{ mol}$$

Remplazamos estos datos en la expresión:

Entonces, en 50 g de NaCl existen 0,85 moles.

Es útil recordar la relación que existe entre número de mol (n), masa en gramos (m) y masa molar (MM):

$$n = \frac{m}{MM}$$

Que también se puede expresar como:

$$m = n \cdot MM$$

ACTIVIDAD 1

- Anota como subtítulo en tu cuaderno; **Actividad 1**
- Luego anota; **Responde cada una de las preguntas que se presentan a continuación:**

1. La siguiente tabla muestra las masas de Cl y O contenidas en un mol de cuatro compuestos distintos:

Producto	Masa de cloro (g)	Masa de oxígeno (g)
Cl ₂ O	71	16
Cl ₂ O ₃	71	48
Cl ₂ O ₅	71	80
Cl ₂ O ₇	71	112

Estos datos permiten corroborar la ley de

- A) Conservación de la masa.
 - B) Proporciones definidas.
 - C) Proust.
 - D) Lavoisier.
 - E) Dalton.
2. La ley de proporciones definidas establece que en un compuesto dado, los elementos constituyentes se combinan siempre en la misma proporción. A partir de esta ley, es posible predecir que
- A) las fórmulas químicas de dos compuestos distintos pueden ser iguales entre sí.
 - B) las masas de O contenidas en un mol de distintos compuestos oxigenados deben ser distintas.
 - C) si se descomponen 10 g de distintos compuestos formados por H y C, se obtendrá la misma masa de uno de los elementos.
 - D) si se descomponen tres compuestos formados por N y O hasta obtener 0,5 g de O, las masas de N obtenidas deben ser iguales.
 - E) si se analizan tres muestras de 5 g del mismo compuesto, deben contener la misma masa de cada elemento constituyente.
3. Si la masa molar del ácido sulfúrico (H₂SO₄) es de 98 g/mol, ¿cuántos mol hay en 294 gramos de ácido sulfúrico?
- A) 3,0 mol
 - B) 2,5 mol
 - C) 2,0 mol
 - D) 0,8 mol
 - E) 0,4 mol

