



Nombre:

Curso:

Asignatura: Química

Nivel: 2º Medio

Fecha: Lunes 5 de abril 2021

Contacto del docente y horario: andrea.fuentes@politecnicosanluis.cl

Instrucciones:

- Puedes imprimir esta guía o retirarla en el colegio.
- Lee esta guía atentamente y subraya lo que consideres importante.
- Responde las preguntas marcando una sola alternativa correcta por pregunta.
- No olvides anotar nombre y curso en la parte superior de la guía.

UNIDAD: Estequiometría de reacción

OA / AE

OA 20 1º Medio 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 ponderales y aplicar el concepto de mol en ejercicios sencillos.

Indicadores de evaluación:

- Representan reacciones químicas en una ecuación de reactantes y productos de acuerdo a la ley de conservación de la materia.
- 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 COMBINACIÓN 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.

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.

Equilibrio de ecuaciones químicas

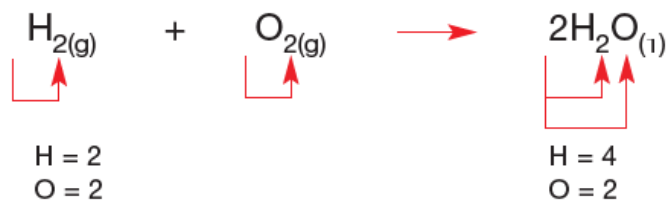
Las ecuaciones químicas, además de entregar información cualitativa, proporcionan información cuantitativa. Para ello, es necesario establecer el balance de la ecuación cumpliendo así con lo estipulado por Lavoisier. Entonces, la finalidad del proceso de balance de ecuaciones químicas es igualar la cantidad de átomos de cada tipo a cada lado de la ecuación.

Método del tanteo

Existen dos métodos para balancear ecuaciones, sin embargo, sólo explicaré el más sencillo consiste en contabilizar las especies existentes en reactantes y productos, para posteriormente asociar números que multiplicados por las especies existentes igualen las cantidades a ambos lados. Los números que se escojan solo pueden ser empleados como coeficientes estequiométricos.

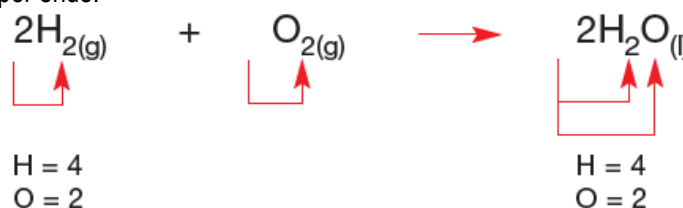
<p>Paso 1: escribe a ambos lados de la ecuación los elementos presentes en el mismo orden. Por ejemplo, para la formación del agua la ecuación química es:</p>		<p>Paso 2: contabiliza los elementos que representen los reactivos y productos considerando los subíndices y coeficientes estequiométricos.</p>	
<p>Reactivos</p>		<p>Producto</p>	
$H_{2(g)} + O_{2(g)}$	\longrightarrow	$H_2O_{(l)}$	
<p>H = O =</p>		<p>H = O =</p>	
		<p>Reactivos</p>	<p>Producto</p>
		$H_{2(g)} + O_{2(g)}$	\longrightarrow
		$H_2O_{(l)}$	$H_2O_{(l)}$
		<p>H = 2 O = 2</p>	<p>H = 2 O = 1</p>

Paso 3: observa que existen diferencias entre las cantidades de oxígeno presentes en los reactivos (2) y los productos (1). Para igualar las cantidades, se puede amplificar por el número 2 la cantidad de oxígeno en los productos. Esta amplificación, como se indicó con anterioridad, solo puede ser por coeficiente y no por subíndice, por lo tanto:



Paso 4: te darás cuenta, que la cantidad de oxígeno se ha equilibrado, pero ha producido un desequilibrio en la cantidad de hidrógeno.

Para solucionar este nuevo "problema" será necesario buscar un número que multiplicado por la cantidad de hidrógeno de los reactivos iguale la que está presente en los productos. ¿Cuál es el número? 2. Número que debe ser dispuesto como coeficiente, por ende:



Las cantidades están igualadas, **la ecuación está en equilibrio**.

LEY DE LAS PROPORCIONES DEFINIDAS

Formulada por Joseph Louis Proust en 1799, postula que: "Cuando dos elementos se combinan para formar un compuesto, lo hacen siempre en la misma proporción en masa, cualquiera sea el método de obtención del compuesto".

En la formación de H₂O participan dos átomos de hidrógeno y uno de oxígeno:



LEY DE LAS PROPORCIONES MÚLTIPLES

Enunciada por John Dalton en 1808. La ley de las proporciones múltiples postula: "Los átomos de dos o más elementos se pueden combinar en proporciones diferentes de números sencillos para producir más de un compuesto distinto." Así el CO y el CO₂ son compuestos distintos

El carbono se une al oxígeno formando dos compuestos, el CO y el CO₂:



NÚMERO 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.



1 átomo de C

1 mol de C = 12 g

1 mol de C = $6,022 \cdot 10^{23}$ átomos de carbono



1 molécula de CO₂

1 mol de CO₂ = 44 g

1 mol de CO₂ = $6,022 \cdot 10^{23}$ moléculas de CO₂

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 (NA) 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:

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).

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

cantidad de la sustancia (mol) →

masa de la sustancia (g) →

masa molar de la sustancia (g mol⁻¹) →

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

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

Reemplazamos 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

SELECCIÓN MÚLTIPLE: Marca una sola alternativa correcta en cada pregunta. (2 puntos cada pregunta)

1. Para balancear la siguiente ecuación química es necesario agregar los siguientes coeficientes



- A) 2 – 2 – 1
- B) 2 – 1 – 3
- C) 2 – 2 – 3
- D) 2 – 3 – 2

2. La masa molar del ácido acético es de 60 g/mol. ¿Qué masa se encuentra contenida en 3 mol de esta sustancia?

- A) 180 g
- B) 3 g
- C) 20 g
- D) 60 g

3. Para balancear la siguiente ecuación química es necesario agregar los siguientes coeficientes



- A) 1 – 2 – 1 – 2
- B) 2 – 1 – 3 – 1
- C) 1 – 3 – 1 – 1
- D) 2 – 3 – 1 – 1

4. ¿Cuántos gramos de agua existen en 5 moles? Donde la masa molar del agua es de 18g/mol.

- A) 18 g
- B) 36 g
- C) 45 g
- D) 90 g

5. ¿Cuál de las alternativas se relaciona con la ley de las proporciones múltiples?

- A) Se debe balancear las ecuaciones químicas para tener la misma cantidad de átomos de reactivos y de productos.
- B) El oxígeno y el cobre se combinan en distintas proporciones, pudiendo formar más de un compuesto.
- C) Si la proporción en que se combinan el nitrógeno y el hidrógeno en la molécula de amoníaco cambiara, las proporciones de las sustancias también lo harán.
- D) Al combinar dos volúmenes de hidrógeno con uno de oxígeno, siempre se obtendrá dos volúmenes de vapor de agua, a la misma presión y temperatura.

6. 400 gramos de CaCO₃ corresponden exactamente a de moléculas. La masa molar de CaCO₃ es de 100g/mol. En la línea punteada debe escribirse

- A) 1 mol.
- B) 2 moles.
- C) 4 moles.
- D) 5 moles.

7. Si se analizan muestras de Al_2O_3 en diversos laboratorios se encuentra que todas tienen 52,94% de aluminio y 47% de oxígeno. Este dato experimental corresponde a lo expresado por la ley de:

- A) La ley de las proporciones definidas
- B) La ley de las proporciones múltiples
- C) La ley de conservación de la masa
- D) La ley de conservación de la energía

8. Si la masa molar de ácido sulfúrico es de 98 g/mol, ¿Cuántos mol hay en 294g de ácido sulfúrico?

- A) 2,0
- B) 0,8
- C) 2,5
- D) 3,0

9. La siguiente tabla muestra las masas de Cl y O contenidas en un mol de 4 compuestos distintos:

Producto	Masa de cloro (g)	Masa de oxígeno (g)
Cl_2O	71	16
Cl_2O_3	71	48
Cl_2O_5	71	80
Cl_2O_7	71	112

Estos datos permiten corroborar la ley de

- A) La ley de las proporciones definidas
- B) La ley de las proporciones múltiples
- C) La ley de conservación de la masa
- D) La ley de Lavoisier