

GUÍA DE SINTESIS DE OBJETIVOS PRIORIZADOS 1º Medio

Fecha desde: ...23 de noviembre... Hasta: 11 de Diciembre

NOMBRE DE ALUMNO/A: CURSO:

ASIGNATURA : Ciencias Naturales eje química

UNIDAD : I

CONTENIDO: Reacciones químicas, Ley de conservación de las masas o Ley de Lavoisier

OBJETIVO DE APRENDIZAJE OA17:

Investigar experimentalmente y explicar, usando evidencias, que la fermentación, la combustión provocada por un motor y un calefactor, y la oxidación de metales, entre otras, son reacciones químicas presentes en la vida diaria, considerando:

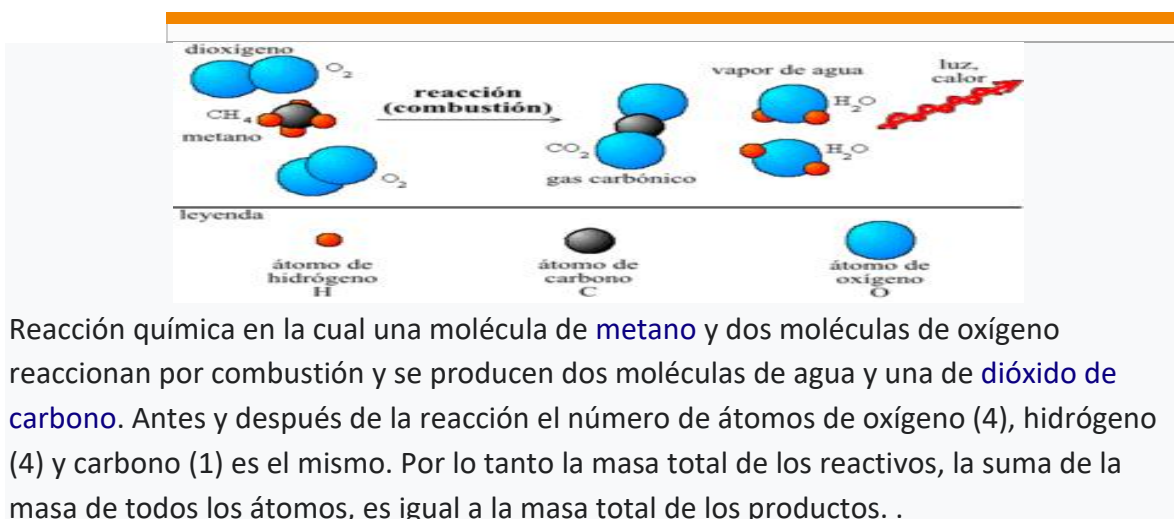
- >>La producción de gas, la formación de precipitados, el cambio de temperatura, color y olor, y la emisión de luz, entre otros.
- >>La influencia de la cantidad de sustancia, la temperatura, el volumen y la presión en ellas.
- >>Su representación simbólica en ecuaciones químicas.
- >>Su impacto en los seres vivos y el entorno.

Ley de conservación de la materia

La **ley de conservación de la masa**, **ley de conservación de la materia** o **ley de Lomonósov-Lavoisier** es una ley fundamental de las **ciencias naturales**. Fue elaborada independientemente por **Mijaíl Lomonósov** en 1748 y descubierta unos años después por **Antoine Lavoisier** en 1785. Se puede enunciar de la siguiente manera:

«En un sistema aislado, durante toda **reacción química** ordinaria, la masa total en el sistema permanece constante, es decir, la masa consumida de los reactivos es igual a la masa de los productos obtenidos».¹

Esta ley es fundamental para una adecuada comprensión de la **química**. El principio es bastante preciso para reacciones de baja energía. En el caso de **reacciones nucleares** o colisiones entre partículas en altas energías, en las que la definición clásica de masa no aplica, hay que tener en cuenta la **equivalencia entre masa y energía**.



ACTIVIDAD Nº1:

Considerando la información relacionada con la ley de Lavoisier o conservación de las masas, contesta las siguientes preguntas. Para aclarar la información se adjunta un video que puedes ver. **También puedes consultar tu texto de química ,pag 103,158,159**

1.- ¿Qué es la ley de Lavoisier o conservación de las masas?

2.- La imagen muestra el proceso de quemar un papel, que se transforma en cenizas y humo, y se libera energía en forma de luz y calor.



a)¿Por qué podemos afirmar que quemar un papel ocurre una reacción química?

b)Será igual la masa del papel antes y después de quemarlo?, ¿por qué?

ACTIVIDAD Nº2 : calcular las masas molares de los siguientes sustancias químicas. Puedes consultar pagina 146 de tu texto de química



Metodo para balancear o equilibrar ecuaciones químicas

Una vez que la ecuación está escrita, debemos comprobar si o no cumple con la Ley de conservación de las masas (o Ley de Lavoisier), es decir, que el número de átomos de cada elemento sea el mismo en ambos lados de la ecuación (reactantes y productos). Este procedimiento se llama ajuste o equilibrio de la ecuación y se consigue anteponiendo a los símbolos o fórmulas unos números llamados coeficientes estequiométricos.

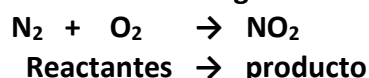
IMPORTANTE: cuando el coeficiente estequiométrico es 1 no se escribe

Ahora explicaremos el.

EQUILIBRIO O BALANCEO DE ECUACIONES QUÍMICAS POR EL MÉTODO DE TANTEO:

Este método consiste en aplicar el ensayo y error, probando coeficientes hasta lograr equilibrar la ecuación. Se prueban diferentes valores numéricos para los coeficientes estequiométricos, de manera de igualar el número de átomos. Veamos un ejemplo:

Reacción química en la formación de un óxido de nitrógeno



En esta reacción, el nitrógeno (N₂) reacciona con el oxígeno (O₂) formando óxido de nitrógeno (IV) (NO₂).

Pasos a seguir:

Paso 1: ¿Está balanceada la ecuación?

Para saber; cuenta los átomos de cada elemento a ambos lados de la ecuación, reactantes y productos.



N=2 átomos

O=2 átomos

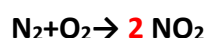
N=1 átomo (el coeficiente 1 no se escribe)

O=2 átomos

Paso 2: Como no está balanceada, debes equilibrarla o ajustarla.

Prueba distintos números como coeficientes estequiométricos.

Para ajustar el nitrógeno, coloca un 2 antes del NO₂, así quedarán 2 N a ambos lados de la ecuación.

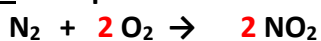


Paso 3: Ahora, ajusta el oxígeno.

Como hay 2 O en los reactantes y 4 en los productos, coloca un 2 antes del O₂ y quedará balanceada.



Paso 4: Comprueba si la ecuación está balanceada



ACTIVIDAD N°3 Equilibrar las siguientes ecuaciones con el método de tanteo



Tipos de Reacciones químicas y contaminación ambiental

Sabemos que en las reacciones químicas ocurre un reordenamiento de los átomos, formando nuevos enlaces químicos. Esto implica que el número y tipo de átomos participantes en una reacción siguen siendo los mismos una vez que se forman los productos. Es decir hay una conservación de los átomos.

En una ecuación química, entonces deben estar la misma cantidad de átomos en los reactantes y en los productos, es decir, la ecuación debe cumplir con la Ley de conservación de la masa.

Podemos clasificar las reacciones químicas, como vimos anteriormente en reacciones de síntesis, reacciones de descomposición, reacciones de sustitución, reacciones de combustión. En la naturaleza ocurren una gran variedad de reacciones químicas, como la fotosíntesis en plantas verdes, la respiración celular en las células, también, la combustión, corrosión y descomposición de diferentes materiales. En nuestro entorno es común presenciar reacciones de combustión. El oxígeno presente en el aire tiene un papel fundamental en la combustión. Las sustancias arden solo en presencia del oxígeno.

Combinación entre combustible y oxígeno para producir dióxido de carbono y agua.

Contaminación Ambiental

Las actividades humanas, como la industrial y la de transporte, pueden realizarse gracias a los distintos tipos de reacciones químicas, pero que sin un manejo adecuado de la cantidad de gases de combustión y otros gases que liberan al aire, terminan por contaminar nuestro entorno.

Entre los principales problemas ambientales están el smog, la lluvia ácida, la contaminación de los cursos de agua por sustancias tóxicas y aguas servidas, y la acidificación y desertificación de los suelos.

Es importante informarse acerca de los hábitos personales que ayudan a disminuir el impacto ambiental de las reacciones químicas.

ACTIVIDAD Nº4 :

1.- averigua cuáles son las sustancias químicas que provocan el smog y ¿cuáles son los efectos que provocan en el aire ?.

CONTENIDO: Masa Molar – Volumen Molar

OBJETIVO DE APRENDIZAJE OA20:

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 glucosa en la fotosíntesis.

Magnitudes molares

Podemos contar cualquier cosa usando el número de Avogadro. Solo debemos saber que en un mol hay **$6,02 \times 10^{23}$** unidades de esa cosa. Si aplicamos esto al átomo, resulta muy conveniente. Por ejemplo: hay **$6,02 \times 10^{23}$** átomos de cobre en un mol de cobre, o hay **$6,02 \times 10^{23}$** moléculas de dióxido de carbono en un mol de dióxido de carbono.



Diariamente, empleamos varias unidades para contar objetos, como la docena y la resma. Los químicos utilizan la unidad **MOL** referirse a la cantidad de átomos, moléculas u otras partículas.

MASA MOLAR

La masa molar (M) es la masa de un mol de átomos, moléculas u otras partículas, expresada en gramos. Para un elemento, su masa molar es equivalente a su masa atómica. Así, la masa molar del cobre (Cu) es 63,56 g/mol. Para un compuesto, su masa molar resulta al sumar las masas atómicas de todos los átomos presentes en la fórmula química del compuesto.

Calculemos la masa molar del Dióxido de carbono CO₂ (6,02x10²³ moléculas) es igual

<u>Elemento</u>	<u>Nº de átomos</u>	<u>Masa atómica</u>	<u>calculo</u>
<u>Carbono (C)</u>	<u>1</u>	<u>12 g/mol</u>	<u>1 x 12 = 12</u>
<u>Oxígeno (O)</u>	<u>2</u>	<u>16 g/mol</u>	<u>2 x 16 = 32</u>
			<u>Total(+)= 44 g/mol</u>

Por lo tanto la masa molar de un mol de CO₂ (6,02x10²³ moléculas) es igual a 44g

ACTIVIDAD Nº5 : Completar la siguiente tabla de acuerdo a los conceptos estudiados en esta guía masa molar.

Calculemos la masa molar del ácido Clorhídrico HCl (6,02x10²³ moléculas) es igual

<u>Elemento</u>	<u>Nº de átomos</u>	<u>Masa atómica</u>	<u>calculo</u>
<u>Hidrogeno (H)</u>			
<u>Cloro (Cl)</u>			

Por lo tanto

Relación mol-masa	<p>Para conocer cuántos moles hay de un átomo o molécula en una determinada cantidad de materia (masa, en gramos), es necesario saber cuántos gramos hay de dicha materia y conocer su masa molar, según la siguiente expresión:</p> $\text{mol} = \frac{(\text{masa (g)})}{(\text{masa molecular})}$	<ul style="list-style-type: none"> ¿Qué masa de agua se debe masar para obtener 7,5 mol de H₂O? Masa molar = 18 g/mol $\text{mol} \cdot \text{masa molar} = \text{masa}$ $7,5 \text{ mol} \cdot 18 \text{ g/mol} = \text{masa}$ $135 \text{ g} = \text{masa}$ <p>Respuesta: se necesitan 135 g de agua para obtener 7,5 moles de agua.</p>
Relación mol-volumen	<p>El número de moles también nos permite saber cuánto volumen hay de algún átomo o molécula gaseoso según:</p> $1 \text{ mol} = 22,4 \text{ litros}$	<ul style="list-style-type: none"> ¿Qué volumen ocupan 3 mol de helio He? $1 \text{ mol} = 22,4 \text{ L}$ $3 \text{ mol} = 3 \cdot 22,4 \text{ L} = 67,2 \text{ L}$ <p>Respuesta: 3 mol de He ocupan 67,2 L.</p>
Relación mol-número de Avogadro	<p>Se relaciona el mol con el número de Avogadro, según:</p> $1 \text{ mol} = 6,02 \times 10^{23} \text{ moléculas, átomos o partículas}$	<ul style="list-style-type: none"> ¿Cuántos átomos de hierro hay en 0,3 mol de hierro? $1 \text{ mol} = 6,02 \times 10^{23} \text{ átomos}$ $0,3 \text{ mol} = 1,8 \times 10^{23} \text{ átomos de Fe}$

1.- Relación mol-masa

Considerando la información del cuadro al aplicar la fórmula podemos calcular el mol, masa, masa molar (molecular) de una sustancia. Puedes consultar página 144 y 145 de tu texto escolar de química

Calculo de moles a partir de la masa.

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

n = # de moles
 m = Masa de la sustancia
 M = Masa atómica o molecular



n = mol

m = masa (g)

M = masa molar o molecular

Ejemplo 1: Calcular cuántos moles hay en 54 gramos de H₂O (agua) . La masa molar o molecular de H₂O = 18 g/mol

Paso 1:

Anotar los datos e identificar la incògnita

n = ? es la incògnita

m = 54 g de H₂O (agua)

M = 18 g/mol

Paso 2:

Ahora debemos anotar los datos a la fórmula para calcular los moles

Será :

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

$$n = \frac{54 \text{ g}}{18 \text{ g/mol}}$$

Paso 3:

Ahora se divide 54g con 18g/mol, se simplifica los gramos y el resultado es
Resultado es : $n = 3 \text{ mol}$

Actividad N°6

Siguiendo el procedimiento del ejemplo, ahora tú debes calcular los moles para los ejercicios planteados a continuación. **Debes seguir todos los pasos**

1.-Calcular cuántos moles hay en 30 gramos de Amoniaco NH_3 . La masa molar del Amoniaco es 17 g/mol

Paso 1	
Paso 2	
Paso 3	

Retroalimentación: el resultado al que debes llegar es: 1,76 mol de NH_3

Con la Formula anterior también podemos **calcular la masa** de una sustancia sólo debemos despejar la formula y queda así:

$$n = \frac{m}{M} \text{ despejamos} \quad \longrightarrow \quad m = n \times M$$

$n = \text{mol}$

$m = \text{masa (g)}$

$M = \text{masa molar o molecular}$

Ejemplo 2: ¿**Què masa de agua (H_2O)** se debe masar para obtener 7,5 moles de (H_2O)

La masa molar o molecular de H_2O es 18g/mol

Paso 1:

Anotar los datos e identificar la incognita

$n = 7,5 \text{ moles}$

$m = ?$ esta es la incognita

$M = 18 \text{ g/mol}$

Paso 2:

Ahora debemos anotar datos a la fórmula para calcular la masa de la sustancia que en este caso es de H_2O

$$m = n \times M$$



$$m = 7,5 \text{ mol} \times 18 \text{ g/mol}$$
$$m = 132 \text{ g}$$

Paso 3:

Ahora se multiplica 7,5mol con 18g/mol, se simplifica los mol y el resultado es

Resultado es :

$m = 132 \text{ g de } \text{H}_2\text{O}$

Actividad N°8

Siguiendo el procedimiento del ejemplo, ahora tú debes calcular la masa para los ejercicios planteados a continuación. **Debes seguir todos los pasos**

1.- ¿Qué masa de CO₂ dióxido de carbono se debe usar para obtener 3,5 moles de CO₂? Masa molar o molecular de CO₂ = 44 g/mol

Paso 1	
Paso 2	
Paso 3	

Retroalimentación :el resultado al que debes llegar es: 154g de CO₂

3.- Relación mol- número de Avogadro

Considerando la información del cuadro anterior vamos a estudiar como se relaciona el mol con el número de Avogadro, según:

1mol = $6,02 \times 10^{23}$ molécula, átomos, iones, otras partículas.

Ahora vamos a calcular , átomos, moléculas iones siguiendo los pasos que se muestran en el ejemplo:

Ejemplo 1: Calcular ¿ Cuántos átomos de hierro(Fe) hay en 0,3 mol de hierro?

Paso 1:

Anotar los datos e identificar la incógnita

Lo que dice la pregunta es calcular cuantos átomos de hierro que hay 0,3 mol.

Paso 2:

Ahora debemos anotar la relación entre el mol con el número de Avogadro

SERÍA:

1 mol de átomos de hierro $\xrightarrow{6,02 \times 10^{23}}$ átomos de hierro
0,3 mol de átomos de hierro \xrightarrow{X} átomos de hierro

X= incógnita es lo que debemos calcular

Paso 3:

Ahora se multiplica cruzado para calcular la incógnita átomos de hierro (X)

1 mol de átomos de hierro(Fe) $\xrightarrow{6,02 \times 10^{23}}$ átomos de hierro Fe
0,3 mol de átomos de hierro (Fe) \xrightarrow{X} átomos de hierro Fe

Quedaría:

$$X = \frac{0,3 \text{ mol de átomos de hierro} \times 6,02 \times 10^{23} \text{ átomos de hierro(Fe)}}{1 \text{ mol de átomos de hierro}}$$

Se simplifican las unidades

El resultado es $X = \frac{0,3 \times (6,02 \times 10^{23})}{1}$ átomos de hierro

1

Se multiplica y se divide en 1

$X = 1,8 \times 10^{23}$ átomos de hierro (Fe)
--

Siguiendo el procedimiento del ejemplo, ahora tú debes calcular los átomos para los ejercicios planteados a continuación. **Debes seguir todos los pasos (1 punto cada paso)**

1.-Calcular cuántos átomos de cobre (Cu) hay 0,5 moles de cobre (Cu)

Paso 1	
Paso 2	
Paso 3	

Retroalimentación: el resultado al que debes llegar es: $3,01 \times 10^{23}$ átomos de cobre Cu

PUEDES ENVIAR TU GUIA Y CONSULTAS AL CORREO maritza.torres@colegiofernandodearagon.cl

IMPORTANTE: no olvides escribir el nombre y el curso al cual perteneces.