



Nombre Alumna:	Cursos: Primeros medios A,B,C .
Nombre Profesor: Omar Hernández O	
Unidad Temática: Estequiometría	
OA: 1.- Distinguir las leyes de la combinación química en reacciones químicas que dan origen a compuestos comunes 2. Establecer relaciones cuantitativas en diversas reacciones químicas.	Plazo de entrega: 1 semana
Fecha de Retroalimentación: Julio, agosto y septiembre.	

GUIA DE APRENDIZAJE DE QUÍMICA ESTEQUIOMETRÍA

INTRODUCCIÓN:

LA QUÍMICA Y SU OBJETIVO En el campo de las ciencias llamadas “exactas” la química juega un rol importantísimo en la descripción y comprensión del medio como un todo. Muchas reacciones bioquímicas, procesos metabólicos, mecanismo de acción de fármacos y procesos fisicoquímicos pueden ser explicadas entendiendo entre otras cosas, la mecánica de las reacciones que forman enlaces y el rompimiento de los mismos. La energía liberada o absorbida en dichos procesos, puede incluso ser calculada, aportando información muy valiosa que permite predecir el comportamiento de otras aún no llevadas a cabo. Materia y energía son conceptos universales, sin embargo, cuesta a veces, comprender de qué forma se unen y cuándo no debemos confundirlos. Materia es cualquier cosa que ocupa espacio y tiene masa. La masa de un objeto no cambia con la ubicación. Por otra parte el peso mide una fuerza. En la Tierra el peso corresponde a la fuerza de atracción que se ejerce entre nuestro planeta y el cuerpo en cuestión. Energía, por definición, es una capacidad, medible en otras unidades, apreciable de otro punto de vista, es simplemente la capacidad para realizar un trabajo.



CAMBIOS FÍSICOS Y QUÍMICOS

Los cambios que puede experimentar la materia pueden afectar a su estructura, es decir, a su esencia (su naturaleza). Hablamos de cambio químico, por ejemplo, en una combustión, en reacciones químicas que impliquen transferencia de electrones (reacciones de óxido-reducción), descomposiciones, reacciones orgánicas de sustitución, formación de alcoholes, fermentaciones, etc.

EJEMPLO

○ Si rompes un pedazo de papel, los pedazos siguen siendo papel, pero si lo quemas, dejan de ser papel para convertirse en cenizas y gases.



The diagram is enclosed in a rectangular frame. At the top center, the word 'EJEMPLO' is written in bold, purple, uppercase letters. Below this, a line of text explains the example. To the right of the text is a small icon of a flame. Below the text are two side-by-side photographs. The left photograph shows a hand tearing a piece of white paper, with several other pieces of paper scattered around. Below this photo is the label 'CAMBIO FÍSICO'. The right photograph shows a piece of paper being burned, with bright orange and yellow flames rising from it. Below this photo is the label 'CAMBIO QUÍMICO'. At the bottom center of the frame, there is a small icon of a globe.

Si el cambio no afecta la estructura de la materia, entonces es considerado físico. Dicho de otro modo, si el cambio afecta el ordenamiento molecular del sistema (un cambio de estado), sin cambiar la naturaleza microscópica de la misma, (fórmula de la molécula), se le debe considerar cambio físico. Ejemplo: sublimación de un sólido, evaporación de un líquido, condensación, licuación de un gas, etc.

Aclaremos aún más: supongamos el papel con el que se confecciona esta guía, pues bien, si con un encendedor lo “quemamos”, tendremos “ceniza de papel”, esta reacción en química recibe el nombre de “combustión” y el cambio observado es químico, simplemente porque ya no tendremos jamás el papel inicial. Podríamos decir con cierta certeza que es un cambio irreversible.

Si ahora calentamos con un encendedor un trozo de plomo u otro metal hasta observar “su derretimiento” (fusión), veremos que el material sólido se transformó ahora en un líquido (con mucha temperatura, por cierto). Estamos en presencia de un cambio físico porque lo esperado es que cuando se enfríe, el plomo volverá a ser el trozo inicial, es decir, no afectamos “la naturaleza íntima del plomo”, sólo desordenamos un poco a sus átomos.

MATERIA ELEMENTOS COMPUESTOS MEZCLAS

Ejemplos de los tipos de materia

Elementos	Compuestos	Mezclas homogéneas	Mezclas heterogéneas
<ul style="list-style-type: none">▪ Hidrógeno▪ Carbono▪ Oxígeno▪ Azufre▪ Hierro	<ul style="list-style-type: none">▪ Agua▪ Dióxido de carbono▪ Cloruro de sodio▪ Amoníaco▪ Azúcar	<ul style="list-style-type: none">▪ Agua salada▪ Aire▪ Enjuague bucal▪ Aleaciones y amalgamas	<ul style="list-style-type: none">▪ Pizza▪ Concreto▪ Aderezo italiano▪ Vertedero de desechos sólidos
			

Química
Tercer Curso

MEZCLA Combinación de dos o más sustancias en la cual estas mantienen su identidad. Es homogénea cuando los componentes no se pueden distinguir por medios visuales y es heterogénea cuando se pueden distinguir por medios visuales. • Salmuera (agua + cloruro de sodio): mezcla homogénea (compuestos indistinguibles).

- Aire: mezcla homogénea de varios gases (N_2 , O_2 y Ar, principalmente).
- Agua y arena: mezcla heterogénea (compuestos distinguibles).

SUSTANCIA PURA Es una forma de materia que tiene una composición constante y definida además de propiedades distintivas. Las sustancias puras pueden ser elementos o compuestos. • agua, cloruro de sodio (sal común), hidróxido de sodio (soda cáustica), oxígeno molecular, ozono, carbono grafito, etc.

COMPUESTO Son sustancias puras constituidas por dos o más elementos combinados químicamente en proporciones constantes y definidas. Se representan por fórmulas. • NaCl, NaOH, $CaCl_2$, $Mg(OH)_2$, PBr_3 , CH_4

ELEMENTO Son las sustancias fundamentales a partir de las cuales se construyeron todas las cosas materiales. Los elementos no pueden ser separados en sustancias más simples por ningún medio químico ni físico.

- Hidrógeno en sus dos formas H₂ molecular y H atómico
- Oxígeno O, O₂ y O₃ (ozono)
- Azufre S₈
- Fósforo P₄
- Carbono (grafito)

NÚMERO DE AVOGADRO

Los conceptos anteriores permiten aclarar en parte la constitución de la materia. Sin embargo, es prioritario conocer en qué cantidades, dos o más elementos se unen para formar un compuesto. Proust, postuló en su momento lo que se conoce como la ley de las proporciones definidas, un gran acierto que predice entre otras cosas que no siempre reaccionan todos los átomos cuando generamos un compuesto. **Amadeo Avogadro** fue un químico y físico italiano. Se dedicó sobre todo al estudio de la física y la química molecular. Formuló definiciones exactas de los conceptos de átomo, molécula y equivalente. En 1811, estableció la ley que lleva su nombre: **“dos volúmenes iguales de cualquier gas, a la misma temperatura y presión, contienen el mismo número de moléculas”**.

CONCEPTO DE MOL

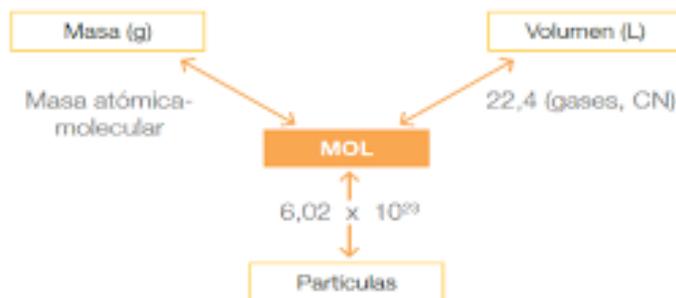
Si queremos por ejemplo “contar” objetos (lápices, hojas, dinero, etc.) podemos contar la cifra de un MOL. El problema está en que esta cifra es enorme, por lo tanto sería absurdo dimensionar esa cantidad de objetos. Por esta razón, el número de Avogadro se establece para “entidades químicas”, llámese, átomos, moléculas, iones, partículas, electrones, etc. Entendiendo que las “entidades químicas son invisibles a nuestros ojos”, son partículas muy pequeñas, por lo tanto, para comprender y cuantificarlas se hace necesario un número muy grande ($6,02213677 \cdot 10^{23}$).

Por definición **MOL** es una cantidad de sustancia de un sistema que contiene tantas entidades elementales como el número de átomos que hay en 12 gramos de carbono-12. Los científicos estaban convencidos de que el número de átomos de carbono que hay en 12 gramos de carbono (o el número de átomos en cualquier peso atómico gramo) debía ser muy grande. Pero no tenían idea de su magnitud hasta que Josef Lo Schmidt intentó medir en 1865 el tamaño de las moléculas de aire.

Las mediciones posteriores, con base en diversas estrategias, han mostrado que el número de moléculas presentes en un peso molecular gramo es de $6,02 \cdot 10^{23}$. En los países donde

se habla alemán, la cifra $6,02 \cdot 10^{23}$ se conoce comúnmente como “número de Loschmidt” pero en casi todo el resto del mundo se le llama **número de Avogadro**.

Relaciones del mol con masa, volumen y número de Avogadro



ESTEQUIOMETRÍA

Es la relación cuantitativa entre los reactivos utilizados y los productos generados en una reacción química. Esta relación puede ser en gramos, litros, moles, moléculas, etc.

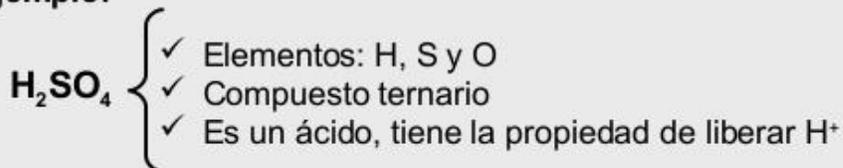
FÓRMULA QUÍMICA Esta nos indica la relación de átomos o moles de átomos combinados para formar moléculas. Un ejemplo: HNO_3 (ácido nítrico).

INTERPRETACIÓN DE UNA FÓRMULA QUÍMICA

Toda fórmula química nos brinda información tanto en forma cualitativa como cuantitativa.

- **Información Cualitativa:** Nos da a conocer los elementos que constituyen dicho compuesto y sus características importantes.

Ejemplo:



- **Información Cuantitativa:** Nos da a conocer la cantidad de átomos de los elementos que constituyen un compuesto, esta información puede ser en forma de: #at – g, #mol – g, masa y composición centesimal.

11

FÓRMULA EMPÍRICA Y FÓRMULA MOLECULAR

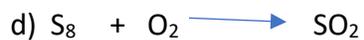
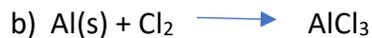
La fórmula empírica de un compuesto representa la proporción mínima de átomos que hay en la molécula de dicho compuesto.

La fórmula molecular representa el número real de átomos de cada elemento en la molécula de compuesto.

Compuesto	Fórmula Molecular	Fórmula Empírica
Agua Oxigenada	H_2O_2	HO
Ácido Acético	CH_3COOH	CH_2OH
Glucosa	$C_6H_{12}O_6$	CH_2OH

ACTIVIDADES

1.- Equilibre las siguientes ecuaciones.



2.- Clasifique las siguientes sustancias, cómo elementos, compuestos, mezclas:

Ozono, sangre, agua destilada, helio, agua oxigenada, aire, sal de mar, soda caustica, petróleo, cloro gaseoso y acero

Mezcla	Compuesto	Elemento

3.- Calcule:

a) Las masas molares de:

- H_2SO_4
- $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$

b) El número de moles presentes en 16 gramos de $\text{Ca}(\text{OH})_2$ datos: Ca = 40 ; O =16 ; H= 1

c) Dada la siguiente ecuación:



Si se dispone de 142 gramos de Cl_2 ¿Cuántos moles de producto se obtienen? Dato

$\text{Cl} = 35,5$.