



QUÍMICA

II

10º

BACHILLERATO

CONTENIDO

BLOQUE I: ESTEQUIOMETRIA

Evaluación Diagnostica	3
Mediciones en química: Estequiometria	4
Unidad de cantidad de sustancia: mol	5
Masa molar	6
Volumen molar	7
Ley de la conservación de la materia	9
Relaciones estequiométricas	11
Composición porcentual a partir de datos experimentales	13
Formula empírica y molecular verdadera	15
Determinación de formula empírica	16
Determinación de formula molecular	16
Procesos químicos y el reactivo limitante	17
Determinación del reactivo limitante	18
Rendimiento de las reacciones	20
Referencias bibliográficas	22

Evaluación diagnóstica

Responde en tu cuaderno las siguientes preguntas

1. ¿Qué es química?

2. Escriba el nombre de los siguientes elementos:

Fe _____

Au _____

K _____

Pb _____

Na _____

I _____

P _____

Kr _____

Nb _____

3. Escriba el símbolo correcto del elemento en cada caso:

Cesio _____

Sodio _____

Plomo _____

Silicio _____

Rutenio _____

Antimonio _____

Lantano _____

Hidrógeno _____

Aluminio _____

Berilio _____

Osmio _____

Erbio _____

4. Escriba el nombre de las siguientes moléculas:

NH₃ _____

H₂O _____

CH₄ _____

SiO₂ _____

NaCl _____

CO₂ _____

N₂ _____

MgO _____

CaO _____

5. Escriba la definición de los siguientes términos:

Molécula: Átomo: Mezcla: Elemento: Mol: Sustancia:

6. Relación de columnas. De los siguientes fenómenos cuáles son físicos (F) o químicos (Q).

() Quemar una hoja de papel

() Hervir agua F) Físicos

() La respiración

() Hacer agua de limón Q) Químicos

Estequiometría

La estequiometría establece relaciones entre las moléculas o elementos que conforman los reactivos de una ecuación química con los productos de dicha reacción. Las relaciones que se establecen son relaciones molares entre los compuestos o elementos que conforman la ecuación química: siempre en moles, nunca en gramos. Una reacción química se produce cuando hay una modificación en la identidad química de las sustancias intervinientes; esto significa que no es posible identificar a las mismas sustancias antes y después de producirse la reacción química, los reactivos se consumen para dar lugar a los productos.

En el transcurso de las reacciones químicas las partículas subatómicas tampoco desaparecen, el número total de protones, neutrones y electrones permanece constante. Y como los protones tienen carga positiva y los electrones tienen carga negativa, la suma total de cargas no se modifica. Esto es especialmente importante tenerlo en cuenta para el caso de los electrones, ya que es posible que durante el transcurso de una reacción química salten de un átomo a otro o de una molécula a otra, pero el número total de electrones permanece constante. Esto que es una consecuencia natural de la ley de conservación de la masa se denomina ley de conservación de la carga e implica que:

La suma total de cargas antes y después de la reacción química permanece constante.

Las relaciones entre las cantidades de reactivos consumidos y productos formados dependen directamente de estas leyes de conservación, y por lo tanto pueden ser determinadas por una ecuación (igualdad matemática) que las describa. A esta igualdad se le llama ecuación estequiométrica.

Unidad de cantidad de sustancia: mol

El mol es la unidad utilizada para expresar la cantidad de una determinada sustancia en el Sistema Internacional de unidades (SI), el resultado de expresar la masa atómica de un elemento o la masa molecular de un compuesto en gramos.

Así, para estos últimos, primero se calcula la masa molecular sumando las masas atómicas de cada elemento participante multiplicada por el número de veces que aparece y el número resultante se expresa en gramos. El mol es la cantidad de sustancia que contiene tantas partículas (átomos, moléculas, iones, etc.) como existen en 12 g del isótopo de carbono 12. Un mol de cualquier compuesto contiene siempre una cantidad de moléculas igual al número de Avogadro (6.02×10^{23}) y se utiliza mucho para efectuar los cálculos químicos.

Investiga cual el principio de la ley de Avogadro y anótalo en tu cuaderno.



Químico Amedeo Avogadro

Fuente: <https://www.google.com/url?sa=i&url=https%3A%2F%2Fwww.greelane.com>

Masa molar

La masa molar de los átomos de un elemento está dado por el peso atómico de cada elemento² multiplicado por la constante de masa molar, $M_u = 1 \times 10^{-3} \text{ kg/mol} = 1 \text{ g/mol}$. Su valor numérico coincide con el de la masa molecular, pero expresado en gramos/mol en lugar de unidades de masa atómica (u), y se diferencia de ella en que mientras la masa molecular alude una sola molécula, la masa molar corresponde a un mol (6.022×10^{23}) de moléculas.

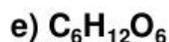
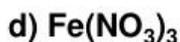
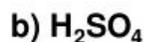
La masa molar (símbolo M) de una sustancia dada es una propiedad física definida como su masa por unidad de cantidad de sustancia.¹ Su unidad de medida en el SI es kilogramo por mol (kg/mol o $\text{kg} \cdot \text{mol}^{-1}$). Sin embargo, por razones históricas, la masa molar es expresada casi siempre en gramos por mol (g/mol).

La masa molar de un compuesto está dada por la suma de los pesos atómicos estándar de los átomos que forman el compuesto, multiplicado por la constante de masa molar (M_u). Ejemplo:

$$M(\text{NaCl}) = [22.98 + 35.45] \times 1 \text{ g/mol} = 58.443(2) \text{ g/mol.}$$

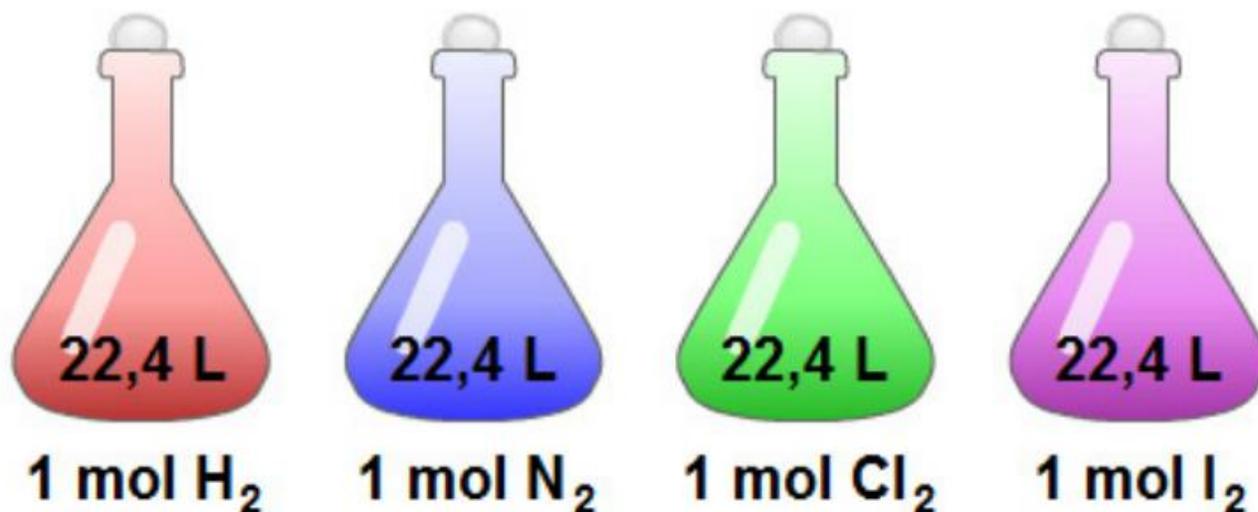
$$M(\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}) = ([12 \times 12.0107(8)] + [22 \times 1.00(7)] + [11 \times 16(3)]) \times 1 \text{ g/mol} = 342.297(14) \text{ g/mol.}$$

Calcula la masa molecular de los siguientes compuestos:



Volumen Molar

Unidad de medida del Sistema Internacional de Unidades de valor constante para expresar cuantitativamente a partir de las unidades de base el volumen ocupado por un mol de cualquier sustancia gaseosa en condiciones de presión y temperatura, su símbolo es V_m . Un mol de cualquier sustancia contiene igual número de partículas. Estos números de partículas de cualquier sustancia gaseosa en condiciones normales de presión y temperatura (1 atmósfera y 0 °C ó 273 Kelvin), ocupan un volumen de valor constante de 22.4 L/mol Este valor es lo que se conoce como volumen molar normal de un gas (muchas veces se le denomina simplemente volumen molar, aunque esto no es correcto, ya que se trata de un caso particular de volumen molar). En condiciones estándar (1 atmósfera y 25 °C) el volumen molar es un poco mayor, y su valor constante es de 24.8L/mol Volumen molar normal de un gas a TPN (Temperatura y Presión Normal). = 22.4L/mol Volumen molar estándar de un gas a TPEA (Temperatura y Presión Estándar Ambiente). = 24.8 L/mol El cálculo de volumen molar sólo es válido para gases.



Fuente: https://www.google.com/search?q=volumen+molar&hl=es419&sxsrf=ALeKk01J53YzNtmskgpirMNzEzZNiAy3AA:1596497607408&source=lnms&tbm=isch&sa=X&ved=2ahUKewiTu5iGmYDrAhUXHM0KHVt3CKYQ_AUoAXoECBQQAaw&biw=1366&bih=649#imgrc=j4iylnSiD_FHTM&imgdii=Vx8QrDEvtunBdM

Ejemplo de Volumen Molar:

Calcular el volumen que ocuparía 1 kg de oxígeno (O_2) a 1 atmósfera de presión y $0^\circ C$. En primer lugar necesitamos conocer el número de moles de O_2 que están presentes en 1 kg. Lo averiguamos a partir de su peso molecular:

Peso molecular del $O_2 = 32 \text{ gramos} / \text{mol} = 0.032 \text{ kg} / \text{mol}$

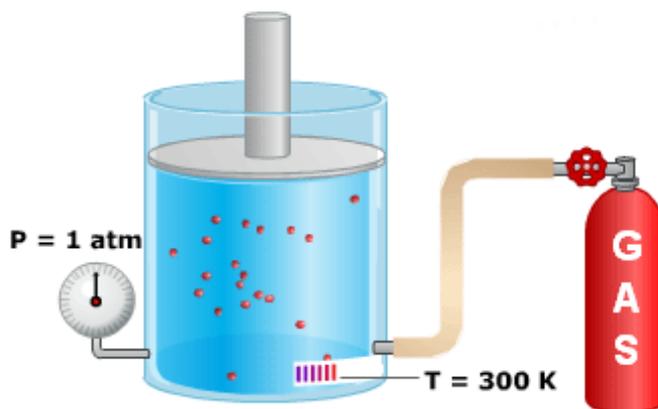
$1 \text{ kg} / (0.032 \text{ kg} / \text{mol}) = \mathbf{31.25 \text{ moles de } O_2}$

Ya conocemos el número de moles de gas, por lo tanto, suponiendo que el O_2 es un gas ideal tenemos que:

Volumen $O_2 = 31.25 \text{ mol} \cdot 22.4 \text{ litros} / \text{mol} = \mathbf{700 \text{ litros}}$

En tu cuaderno contesta los siguientes ejercicios:

- 1) Se tiene un gas Y cuya densidad es $8.5 \times 10^{-4} \text{ g/cm}^3$. Si se tienen 16 gramos equivalentes a 0.92 moles de Y, calcule su volumen molar.
- 2) ¿Qué volumen ocupan 1 millón (1×10^6) de moléculas de gas Hidrógeno, H_2 , en condiciones normales de presión y temperatura (C.N.)?
- 3) ¿Qué volumen ocupan 5 g de etileno, C_2H_4 , en condiciones normales de presión y temperatura (C.N.)?
- 4) ¿Qué volumen ocuparán 8 g de oxígeno en C.N.?
- 5) ¿Qué volumen ocuparán 12 g de óxido nitroso N_2O en condiciones normales?



Ley de la Conservación de la materia

Postula que la cantidad de materia antes y después de una transformación es siempre la misma. Es una de las leyes fundamentales en todas las ciencias naturales. Se resumen con la célebre frase: "nada se pierde, nada se crea, todo se transforma". O se puede enunciar de las siguientes maneras:

«La masa de un sistema permanece invariable cualquiera que sea la transformación que ocurra dentro de él»; esto es, «en términos químicos, la masa de los cuerpos reaccionantes es igual a la masa de los productos en reacción».

Así fue enunciada en el año 1748 por Mijaíl Lomonosov (36). En 1785, y de manera independiente, el químico Antoine Lavoisier (42) propone que «la materia no se crea ni se destruye: solo se transforma». Es por esto que muchas veces la ley de conservación de la materia es conocida como ley de Lavoisier-Lomonosov.

Establece un punto muy importante: «En toda reacción química la masa se conserva, es decir, la masa total de los reactivos es igual a la masa total de los productos».

La materia es el término general que se aplica a todo lo que ocupa espacio y posee los atributos de gravedad e inercia.

Fue elaborada independientemente por Mijaíl Lomonósov en 1745 y por Antoine Lavoisier en 1785. Esta ley es fundamental para una adecuada comprensión de la química. Está detrás de la descripción habitual de las reacciones químicas mediante la ecuación química. También de los métodos gravimétricos de la química analítica.

La única salvedad que hay que tener en cuenta son las reacciones nucleares, en las que la masa sí se modifica de forma sutil. En estos casos en la suma de masas hay que tener en cuenta la equivalencia entre masa y energía.

Esta ley es fundamental para una adecuada comprensión de la química. Está detrás de la descripción habitual de las reacciones químicas mediante la ecuación química, y de los métodos gravimétricos de la química analítica.

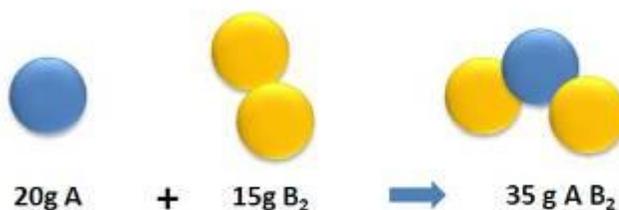
Estos científicos se referían a la materia másica. Más adelante se observó que en algunas reacciones nucleares existe una pequeña variación de masa. Sin embargo, esta variación se explica con la teoría de la relatividad de Albert Einstein, que propone una equivalencia entre masa y energía. De esta manera, la variación de masa en algunas reacciones nucleares estaría complementada por una variación de energía, en el sentido contrario, de manera que si se observa una disminución de la masa, es que ésta se transformó en energía, y si la masa aumenta, es que la energía se transformó en masa.

Teniendo en cuenta la ley de conservación de la materia, cuando escribimos una ecuación química, debemos ajustarla de manera que cumpla con esta ley. El número de átomos en los reactivos debe ser igual al número de átomos en los productos. El ajuste de la ecuación se logra colocando índices estequiométricos delante de cada molécula. El índice estequiométrico es un número multiplica a los átomos de la sustancia delante de la cual está colocado.



Antoine-Laurent de Lavoisier
(París 1743-1794)

Ley de la conservación de la materia



“La materia no se crea ni se destruye”