INSTITUCIÓN EDUCATIVA FEDERICO SIERRA ARANGO
Resoluciones Dptales. 15814 de 30/10/2002 - 9495 de 3/12/2001
NIT: 811039779-1 DANE: 105088001750
Bello – Antioquia

INSTRUCTIVOS QUÍMICA. DÉCIMO FESA 2021 **john.perez@virtual.edu.co**		
ASIGNATURA: QUÍMICA	**GRADO:** 10°	**FECHA:**
CONTENIDO TEMATICO: masa atómica, masa molar, numero de Avogadro, concepto de mol		
DOCENTE: John Jairo Perez		
OBSERVACIONES: Todo el proceso se realizará por medio de la plataforma ***ClassRoom***, con el correo institucional.		

CONCEPTO DE MOL Y NUMERO DE AVOGADRO

SEMANA 8 Y 9

Objetivo de aprendizaje

- Establecer relaciones cuantitativas entre la masa de un compuesto químico y el número de átomos, moléculas, electrones de valen cia, enlaces químicos, etc.
- Investigar sobre las maneras en las que se ha determinado el número de Avogadro.
- Analizar la relación que existe entre la masa y la cantidad de materia de un compuesto químico.

ACTIVIDAD

Resolver y entregar ***Individualmente*** los siguientes puntos sobre el concepto de mol y numero de Avogadro, los cuales pueden hacerse y entregarse por medio de:

- documento Word
- en el cuaderno o en hojas de block de manera muy organizada y con letra legible, tomarle fotos con buena iluminación y buen enfoque y unirlas por medio de aplicación camscanner o similares.
- en cualquiera de los casos ***tiene*** haber una portada rigurosamente presentada

Por ultimo subir el archivo a la plataforma ***ClassRoom*** dentro del plazo propuesto por el docente. En caso que el documento sea de gran tamaño subirlo a la nube, DropBox, OneDrive, Drive, ... para luego pegar el link en la plataforma ***ClassRoom***

RUBRICA DE EVALUACIÓN

- Entrega dentro del plazo establecido por el docente.
- Buen uso de herramientas TIC para edición de fotografía y/o documento.
- Orden y claridad en la solución de las diferentes actividades o puntos propuestos.
- Uso correcto y adecuado de la terminología de las propiedades de la materia, concepto de mol y número de Avogadro, en las explicaciones solicitadas.

Como apoyo al proceso, durante las asesorías semanales se darán explicaciones sobre los conceptos básicos y se resolverán dudas sobre la solución del taller mismo. Adicionalmente se proponen los siguientes sitios web como apoyo pues te sirven para poner a prueba lo aprendido.

INTRODUCCIÓN

El mol. Cantidad de sustancia: La importancia del número de moléculas que están presentes en un sistema. El número es muy importante en los gases, más importante que la masa. Los gases ejercen presión según el número de partículas no según lo que pesen estas partículas.

Los átomos se unen entre sí en una proporción sencilla. Se une un átomo de Cl con un átomo de hidrógeno para formar una molécula de HCl. Es importante para aprovechar al máximo los reactivos que los átomos de Cl y H sean los mismos y así no sobrará ninguno. Deberemos ser cuidadosos al pesar, no vale cualquier masa, solo aquella que contenga los mismos átomos.

Es fundamental desde la teoría atómico-molecular poder contar, trabajar con el número concreto de átomos que deseemos. La química es una ciencia de contar.

La Masa Atómica

Teniendo en cuenta el tamaño extremadamente pequeño de los átomos, se hace imposible determinar su peso individual en una balanza. De aquí que, los científicos para enfrentar este problema, decidieron solucionarlo asignándole un peso dado a un átomo de un elemento previamente escogido. Para poder luego obtener el peso de los demás átomos, tomando como referencia este y comparándolos con el primero.

Por consiguiente, cuando se muestra un valor como masa atómica o peso atómico de un elemento, ese número está indicando cuantas veces la masa de un átomo de este elemento es mayor que la unidad de masa atómica. De aquí que por eso es **masa atómica relativa**, pues se relaciona con una unidad de referencia que en este caso conocemos como u.m.a.

Por consensos científicos, se ha definido que el valor de u.m.a. es igual a la 1/12 (doceava) parte de la masa del isotopo 12 del átomo de carbono y su valor corresponde aproximadamente con la masa de un protón o en su efecto (a un átomo de hidrogeno).

$$\left(\frac{2.0 \ x \ 10^{-23}}{12}\right) = 1{,}66 \ x \ 10^{-24}$$

Teniendo en cuenta que 2.0 *x* 10^{-23} equivale a la masa de un átomo de carbono 12.
Y 1 uma sería igual a: 1,66 x 10^{-24}

Por consiguiente, cuando se muestra un valor como masa atómica o peso atómico de un elemento, ese número está indicando cuantas veces la masa de un átomo de este elemento es mayor que la unidad de masa atómica. De aquí que por eso es **masa atómica relativa**, pues se relaciona con una unidad de referencia que en este caso conocemos como u.m.a.

Para aclarar la idea de **relativa**, debemos tomar en cuenta que para cualquier medición que realizamos diariamente siempre consideramos una unidad de referencia.

Debemos entender que nos dice que la masa de un átomo de Cu es 63,54 veces mayor que 1 u.m.a. entiendo que la u.m.a hace parte del nivel de representación submicroscópico, pero no que la masa de un átomo de Cu es 63,54 u.m.a.

La Masa Molecular
El peso molecular está dado por la suma de los pesos atómicos de todos los átomos que constituyen la molécula, de ahí que los pesos moleculares también estén expresados en unidades de masa atómica (uma).

Número de Avogadro

A partir de la postulación del modelo atómico de Dalton los químicos se dedicaron a la tarea de conocer la masa de los átomos. Como ya viste, para medir algunas cosas usamos las unidades de masa como los Kg, g, Lb, etc. o también las unidades de conteo como la unidad docena, etc.

Pero si en el laboratorio usáramos estas mismas medidas, obtendríamos números muy pequeños. Por ejemplo, el átomo de hidrógeno tiene una masa de 1,66 x 10^{-27} kg y el de carbono 2,00 x10^{-26} kg. Es decir 0,000000000000000000000000000166 kg y 0,000000000000000000000000000200 kg.

De aquí que, se hace necesario conocer cuántos átomos hay en una cantidad dada de sustancia, de tal suerte que podamos averiguar cuanta masa de diferentes sustancias tenemos que medir para asegurarnos de tener un mismo número de átomos en cada una.

Teniendo en cuenta que no es posible contar y pesar uno a uno los átomos, apelamos a un mecanismo indirecto que está basado en el concepto de masa atómica.

El peso atómico del calcio es 40 uma y el de helio es de 4 uma. Esto significa que el átomo de calcio es 10 veces más pesado que el de helio, y esto lo podemos corroborar con el siguiente cálculo:

$$\frac{1 \ atomo \ de \ Ca}{1 \ atomo \ de \ He} = \frac{40 \ uma}{4 \ uma} = 10$$

De ahí que si tomáramos 100 átomos de calcio y 100 átomos de helio, la masa o peso del conjunto de átomos de calcio sería 10 veces mayor que la del conjunto de átomos de helio, ya que también están en la relación de 40 a 4. Y esto lo podemos corroborar de la siguiente forma:

$$\frac{masa \ 100 \ atomos \ de \ Ca}{masa \ 100 \ atomos \ de \ He} = \frac{400 \ uma}{40 \ uma} = 10$$

Así, siempre que tomemos porciones de calcio y helio que contengan el mismo número de átomos, sus masas estarán en la relación 40 a 4, que es la de sus masas atómicas.

Supongamos que ahora tomamos 40g de calcio y 4 g de helio, valores que hacen parte del nivel macroscópico de representación. Además, estos valores son, en gramos numéricamente igual a las masas atómicas de los elementos, estas dos masas también están en relación de los pesos atómicos, 40 a 4, lo que quiere decir que el número de átomos que hay en ellas debe ser el mismo.

De ahí que se pueda generar la siguiente afirmación:

Muestras de diferentes elementos cuya masa en gramos sea numéricamente igual a la masa atómica, contendrán el mismo número de átomos.

Así, entonces, hay un mismo número de átomos de 12g de carbono, 40 g de calcio y 4 gramos de helio, ya que estos valores son numéricamente iguales a las masas atómicas de sus respectivos elementos.

De todo esto cabe preguntar: ¿Cuál es ese mismo número de átomos? Esta pregunta se puede solucionar por medio de la experimentación.

Ya que los científicos determinaron experimentalmente que su valor es 6,022 x 10^{23} átomos, este número, simbolizado por la letra N, es de extraordinaria importancia en química y es lo que conocemos como número de Avogadro, en honor del notable científico italiano Amadeo Avogadro (1776-1856).

Por consiguiente, se puede hacer la siguiente afirmación; **Toda muestra de un elemento cuya masa en gramos sea numéricamente igual a su masa atómica contiene 6,02 x 10^{23} átomos.**

Si lo que queremos contar es cuantas moléculas, átomos, electrones de valencia, etc., hay, se utiliza el mol.

El sistema Internacional de medidas incorporó al mol como una magnitud de cantidad de sustancia. Siendo esta una de las siete magnitudes fundamentales del sistema.

ACTIVIDADES

1. Determina la cantidad de átomos de cada elemento presentes en las siguientes moléculas: HNO_3; $Ca(OH)_2$; $Fe_2(CO_3)_3$
2. Calcula el peso molecular de los siguientes compuestos: $C_6H_8O_4$, $Al(OH)_3$; $Al_2(SO_4)_3$
3. ¿Cuántos átomos habría en 12 g de carbono, en 4 g de helio y 23 g de sodio?
4. Tenemos una muestra de acetato plúmbico puro, $Pb(C_2H_3O_2)_4$, cuya masa es de 44,73 gramos. Determinar:

    a. el número de moles de acetato plúmbico.
    b. el número de moléculas de acetato plúmbico.
    c. el número de átomos de carbono.
    d. el número de gramos de oxígeno.
    e. el número de moles de hidrógeno.
    f. la masa de una molécula de acetato plúmbico.