

2018

MATERIAL DE APOYO

ÁREA: QUIMICA

PROGRAMA ARTICULATORIO





MODULO N° 2: ESTEQUIOMETRÍA ATÓMICO- MOLECULAR

**MATERIAL DE APOYO
PROGRAMA ARTICULATORIO**



U.N.C.P.B.A.

Guía de contenidos:

Estequiometría Atómico Molecular. Cantidad de sustancia. Concepto de mol. Constante de Avogadro. La masa molar de un elemento y de una sustancia. El volumen molar. Resolución de problemáticas.

Introducción:



La Química es una ciencia, que como desarrollamos previamente, tiene como objeto de estudio a la materia, la cual está formada por partículas que no se pueden percibir por nuestros sentidos. Dicha razón hace que el estudio de esta ciencia en general resulte dificultoso.

Durante la Unidad I describimos aquellas propiedades cualitativas de la materia, es decir todas las características que se pueden observar en la vida cotidiana sobre las sustancias que nos rodean y que no dependen de la cantidad de materia considerada.

Por ejemplo, no importa si considero una gota de agua o un vaso lleno de agua; para describir a la misma diría: es incolora, insípida e inodora y posee una densidad de 1 g/ml.

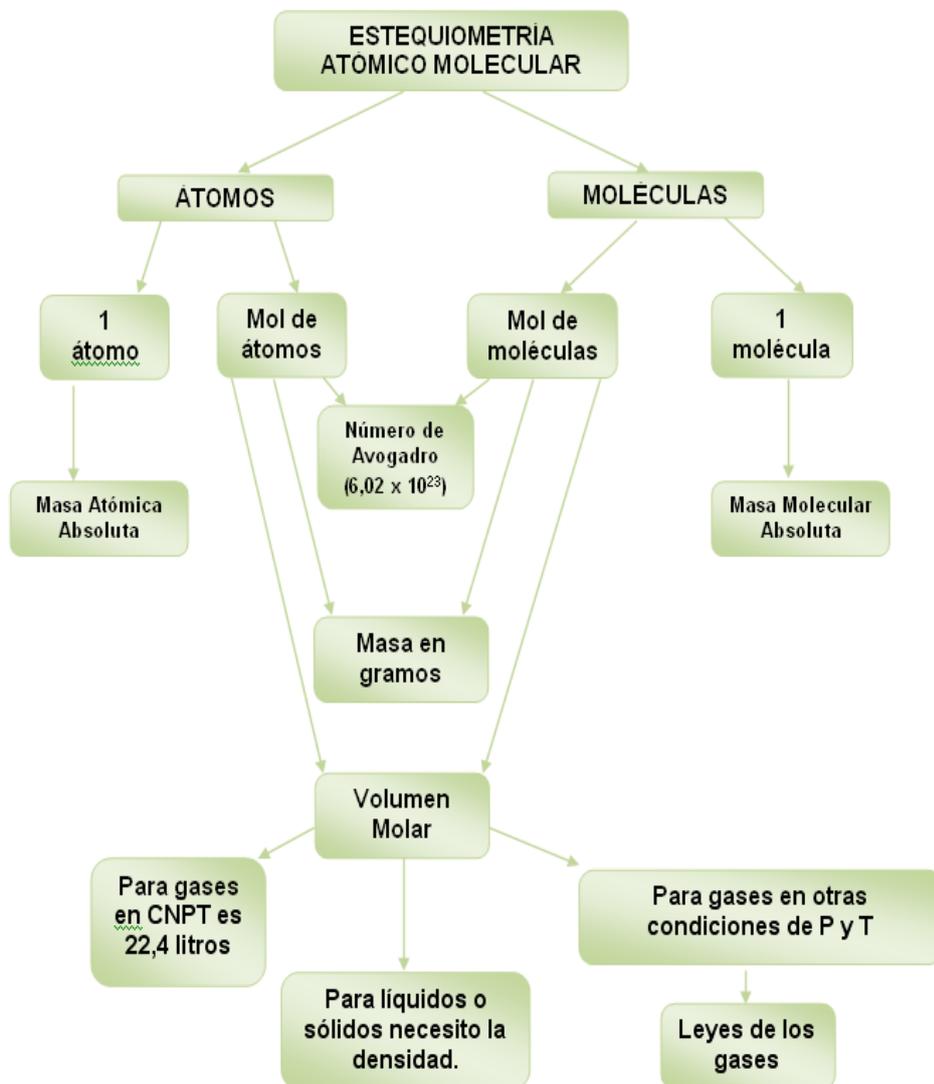
Ahora, cuando deseamos **cuantificar** la cantidad de materia, es decir contar cuanto tengo de una determinada sustancia, es que tenemos un problema, ya que no puedo contar a los átomos o moléculas como si contara letras en este texto. De estas cuestiones es que se encarga la rama de la Química denominada **Estequiometría**, la cual desarrollaremos a lo largo de esta Unidad.

Objetivos:

Se espera que al finalizar el trabajo con esta unidad logres:

- Realizar cálculos donde se relacionen las cantidades medibles de materia: moles, número de partículas, masa y volumen.
- Averiguar la Masa Atómica Absoluta o Masa Molecular Absoluta.

Esquema o gráfico de los conceptos de esta unidad



La cantidad de sustancia.

En química, la palabra **cantidad** tiene un significado distinto al que cotidianamente utilizamos: implica un número de partículas. En la vida cotidiana, usamos el término cantidad para expresar otras cosas, como por ejemplo masas, volúmenes, distancias o números de objetos. Por ejemplo: cuando vamos a la verdulería podemos comprar un kilo de papas o un kilo de tomates cherry. Nosotros solicitamos una masa de verduras, aunque sabemos que dichas masas corresponden a cantidades distintas de verduras. Es evidente que el kilo de tomates cherrys, que son más pequeños, contiene mayor cantidad de unidades que la que contiene un kilo de papas. En este caso, aunque las masas son iguales, difieren en la cantidad de objetos que contienen.

Del mismo modo, cuando tenemos dos muestras de igual masa de sustancias químicas distintas, pueden diferir en el número de partículas que contienen. Por ejemplo, en un kg de aluminio hay más átomos que en un kg de plomo, porque los átomos de este último tienen mayor masa.

En Química, cuando se habla de cantidades iguales de dos sustancias, significa **igual número de partículas** y no iguales masas, ni volúmenes. Como las partículas constitutivas de las sustancias son pequeñísimas, en cualquier muestra macroscópica existe un gran número de ellas. Por ejemplo, en una gota de agua hay aproximadamente $1,70 \times 10^{21}$ moléculas. Al finalizar la unidad, corroborará esta afirmación!

De allí, surge la necesidad de disponer de una **unidad de cantidad de sustancia** que contenga un número suficientemente grande de partículas. La unidad de cantidad de sustancia recibe el nombre de **mol** y corresponde a un número determinado de partículas. En 1971, la Organización Internacional de Pesas y Medidas resolvió designar al mol como unidad básica del Sistema Internacional (S.I.) para la magnitud cantidad de sustancia, definiendo:

Mol es la cantidad de sustancia que contiene el mismo número de unidades elementales, que el número de átomos que hay en exactamente 12 gramos del isótopo de ^{12}C .

Estas unidades elementales pueden ser átomos, moléculas, iones, agrupaciones de iones, electrones, etc.

Es importante señalar que el mol es la unidad que usan los químicos para contar partículas y no es una unidad de masa.

La constante de Avogadro

De acuerdo con la definición de mol, la cantidad de unidades elementales que hay en un mol es igual al número de átomos que hay en 12 g de Carbono-12. Este número ha sido determinado por varios métodos experimentales: en 12 g de ^{12}C hay **$6,02 \times 10^{23}$** átomos. Según la definición, un mol contiene $6,02 \times 10^{23}$ unidades elementales. Este número inmenso (602.000.000.000.000.000.000) es una constante universal que recibe el nombre de constante de Avogadro y se simboliza **NA**. El **número de Avogadro** tiene suma importancia dado que nos permite relacionar el número de partículas submicroscópicas, como por ejemplo los átomos, con la masa de una muestra macroscópica de cualquier sustancia.

De la misma manera que la palabra par, la asociamos al número 2, docena al 12, o millón al 1.000.000, el **mol indica $6,02 \times 10^{23}$** . Estas son todas unidades utilizadas para contar un número particular de objetos. Tanto el par como la docena, el millón y el mol, son unidades determinadas de cantidad de cosas. No es lo mismo un par de medias que un par de zapatos, o un millón de pesos que un millón de personas. Del mismo modo tampoco es lo mismo un mol de átomos de cloro que un mol de moléculas de agua.

Por esta razón, es necesario especificar a qué objetos nos estamos refiriendo. Por ejemplo:

- un par de medias, significa dos medias.
- una docena de alfajores, es lo mismo que 12 alfajores.
- un mol de átomos de oro, significa $6,02 \times 10^{23}$ átomos de oro.
- un mol de moléculas de agua, son $6,02 \times 10^{23}$ moléculas de agua.

Cuando se utiliza el término mol deben especificarse las unidades elementales. Por ejemplo, debemos decir un mol de átomos de cloro, o un mol de moléculas de cloro, y no simplemente un mol de cloro; esta frase resulta imprecisa porque no indica el tipo de partículas. Si las partículas en cuestión son iones, es necesario especificar el tipo de ión.

En un mol de cualquier sustancia hay $6,02 \times 10^{23}$ unidades elementales, cualesquiera sean éstas.

Por ejemplo, en 1 mol de átomos de cloro hay $6,02 \times 10^{23}$ átomos; en un mol de moléculas hay $6,02 \times 10^{23}$ moléculas; en un mol de iones sodio, hay $6,02 \times 10^{23}$ iones, y en un mol de electrones hay $6,02 \times 10^{23}$ electrones.

La masa molar

La masa molar de un elemento

La masa de un mol de partículas depende del tipo de partículas y de la sustancia. Ya hemos dicho que debemos especificar la clase de partículas, como átomos, moléculas, iones, electrones, ó protones. Por ejemplo, ¿cuál es la masa de un mol de átomos de carbono?

Como el carbono está formado por varios isótopos, en un mol de átomos de carbono hay una mezcla de ellos en la misma proporción en que se encuentran en la naturaleza. Por lo tanto, debemos considerar la **masa atómica promedio** como representativa de la masa de los átomos del carbono, es decir, su masa atómica, que es 12,011. En general, para los cálculos estequiométricos, solemos redondear dicha masa atómica de igual manera que redondeábamos para obtener el número másico cuando deseábamos calcular partículas subatómicas. Entonces en el ejemplo particular del carbono podemos plantear:

$$1 \text{ mol de átomos de carbono} = 6,02 \times 10^{23} \text{ átomos de carbono} = 12 \text{ gramos}$$

Es decir, la masa de un mol de átomos de carbono es 12 g, que coincide con el valor de la masa atómica que figura en la Tabla Periódica. Esto mismo ocurre con todos los elementos. Así:

- La masa de un mol de átomos de neón es 20 g.
- La masa de un mol de átomos de cloro es 35 g.

¿Cómo se resuelven los ejercicios estequiométricos?

En general, el esquema de ejercicios a resolver es similar, donde contamos con un dato conocido y una incógnita a averiguar. Para ello es fundamental tener bien claro qué es lo que yo conozco a través de la teoría que aprendí.

Por ejemplo: ¿Cuántos moles de átomos de carbono hay en una muestra que contiene 50 gramos de dicho elemento?

Lo que aprendimos es:

1 mol de átomos de carbono = $6,02 \times 10^{23}$ átomos de carbono = 12 gramos de C

Por lo tanto, si ubicamos nuestro dato e incógnita debajo del término que expresa la misma unidad, nos quedaría:

1 mol de átomos de carbono	=	$6,02 \times 10^{23}$ átomos de carbono	=	12
				gramos
¿x moles de átomos?				50
				gramos

Para resolver este ejercicio, al igual que el resto de los relacionados con el tema, utilizaremos reglas de tres simple, por ejemplo, en el caso dado recién:

12 gramos	-----	1 mol de átomos de C
50 gramos	-----	x = 4,16 moles de átomos de C

Si por el contrario, la pregunta hubiese sido: ¿Cuántos átomos de carbono hay en una muestra que contiene 50 gramos de dicho elemento?

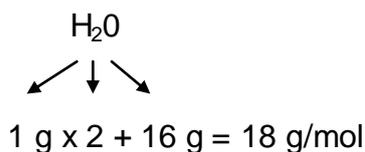
$$\begin{array}{rcl}
 1 \text{ mol de átomos de carbono} & = & 6,02 \times 10^{23} \text{ átomos de carbono} = 12 \\
 \text{gramos de C} & & \\
 & & \text{¿x átomos?} \qquad \qquad \qquad 50 \\
 \text{gramos de C} & &
 \end{array}$$

$$\begin{array}{rcl}
 12 \text{ gramos} & \text{-----} & 6,02 \times 10^{23} \text{ átomos de C} \\
 50 \text{ gramos} & \text{-----} & x = \mathbf{2,50 \times 10^{24} \text{ átomos de C}}
 \end{array}$$

La masa molar de una sustancia

Llamamos **masa molar** de una sustancia a la masa expresada en gramos, de un mol de moléculas o de unidades fórmula de la sustancia.

Para una sustancia compuesta como el agua, cuyas moléculas están formadas por dos átomos de hidrógeno y uno de oxígeno, en un mol de moléculas de agua hay dos moles de átomos de hidrógeno y un mol de átomos de oxígeno. Como la masa de un mol de átomos de hidrógeno es 1 g (aproximando), y la masa de un mol de átomos de oxígeno es 16 g (aproximando), la masa de un (1) mol de moléculas de agua (H₂O) se calcula según:



Relación del Mol y la masa molecular del Agua y de sus Partes		
		
2 moles H +		1 mol O =
2 x 1,01 g +		16,00 g =
		18,02 g

Las sustancias iónicas se representan por su unidad fórmula.

Por ejemplo, la unidad fórmula del cloruro de calcio, CaCl₂, está constituida por un ión calcio y dos iones cloruro. Por lo tanto, en un mol de unidades fórmula

de CaCl_2 hay un mol de iones calcio y dos moles de iones cloruro. Entonces, la masa de un mol de unidades fórmula de CaCl_2 es:

$$40 \text{ g} + (35 \text{ g} \times 2) = 110 \text{ g/mol}$$

La masa molar de una sustancia se obtiene sumando las masas atómicas de sus átomos, expresadas en gramos, tantas veces como aparezcan en la fórmula.

Las unidades más habituales que representan a la masa molar es g/mol, pero se utiliza cualquier otra unidad equivalente.

A continuación **se adjuntan ejemplos** de ejercicios posibles con los que nos podemos encontrar, los cuales han sido extraídos del libro Química Básica:

Calcularemos:

- La cantidad en moles que hay en cierta masa de una sustancia, conocida su masa molar (*ejemplo 1*).
- La masa de una sustancia conocida, sabiendo la cantidad de moles (*ejemplo 2*).
- El número de partículas que hay en cualquier masa de una sustancia (*ejemplo 3*).
- Las masas en gramos de un átomo o de una molécula (*ejemplo 4*).

Ejemplo 1:

- Calcular cuántos moles de moléculas hay en 100 g de agua.

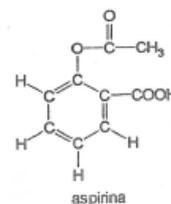
Teniendo en cuenta que la masa molar del agua es 18 gramos, planteamos:

18 g de agua ----- 1 mol de moléculas de agua

100 g de agua----- x= **5,56 moles de moléculas de agua**

Ejemplo 2:

- Calcular la masa correspondiente a 2,50 moles de moléculas de aspirina.



- Debemos determinar previamente la masa molar de la aspirina. La

fórmula molecular obtenida a partir de la fórmula desarrollada es: $C_9H_8O_4$. Por lo tanto, la masa molar es la sumatoria = $(12 \text{ g} \times 9) + (1 \text{ g} \times 8) + (16 \text{ g} \times 4) = 180 \text{ g/mol}$.

Resolviendo:

1 mol de moléculas de aspirina ----- 180 g de aspirina

2,50 moles de moléculas de asp. ----- $x = \underline{450 \text{ g de aspirina}}$

Ejemplo 3:

- Una persona bebe 180 ml de agua a 4°C . ¿Cuántas moléculas de agua bebió?

- Como la densidad del agua a esta temperatura es igual a 1 g/ml , bebió 180 g de agua.

1 ml de agua ----- 1 g de agua

180 ml de agua----- $x = 180 \text{ g de agua}$

- Resolviendo:

18 g de agua (= 1 mol de agua) ----- $6,02 \times 10^{23}$ moléculas de agua

180 g de agua ----- $x = \underline{6,02 \times 10^{24} \text{ moléculas de agua}}$

Ejemplo 4:

- ¿Cuál es la masa, expresada en gramos, de un (1) átomo de nitrógeno?

La masa de 1 mol de átomos de nitrógeno ($6,02 \times 10^{23}$ átomos) es 14 g.

$6,02 \times 10^{23}$ átomos de N ----- 14 g de N

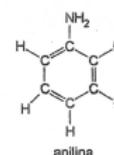
1 átomo de N ----- $x = \underline{2,32 \times 10^{-23} \text{ g de N}}$

Ejercicio con resolución:

- La anilina se emplea en la elaboración de colorantes, medicamentos, barnices y perfumes. Se dispone de una muestra de 250 g de anilina.

Calcular:

- a)- La cantidad de anilina, expresada en moles de moléculas.
- b)- el número de moléculas de anilina
- c)- el número total de átomos
- d)- la masa en gramos de una molécula de anilina



- De acuerdo con la fórmula molecular (C_6H_7N), la masa molar de la anilina es:
 $(12 \text{ g} \times 6) + (1 \text{ g} \times 7) + (14 \text{ g} \times 1) = 93 \text{ g/mol}$

Planteamos:

a)- 93 g de anilina ----- 1 mol de anilina

250 g de anilina ----- $x = \underline{\underline{2,69 \text{ moles de anilina}}}$

b)- Dado que la masa de un mol de moléculas ($6,02 \times 10^{23}$ moléculas de anilina) es 93 g, resulta:

93 g de anilina ----- $6,02 \times 10^{23}$ moléculas de anilina

250 g de anilina ----- $x = \underline{\underline{1,61 \times 10^{24} \text{ moléculas de anilina}}}$

c)- Cada molécula de anilina está formada por 6 átomos de C, 7 de H y 1 de N, es decir, total de $6 + 7 + 1 = 14$ átomos. Por consiguiente:

1 molécula de anilina ----- 14 átomos totales

$1,62 \times 10^{24}$ moléculas de anilina ----- $x = \underline{\underline{2,26 \times 10^{25} \text{ átomos totales}}}$

d)- Recuerden que la masa de una (1) sola molécula es la *masa molar absoluta*:

1 mol = $6,02 \times 10^{23}$ moléculas de anilina ----- 93 g de anilina

1 molécula de anilina ----- $x = \underline{\underline{1,54 \times 10^{-22} \text{ g de anilina}}}$



Te presentamos unos ejercicios para que puedas empezar a ejercitar los contenidos que desarrollamos hasta ahora:

1)- Calcular la masa y el número de átomos presentes en 1,5 moles de átomos de cada una de las sustancias siguientes:

- a) Potasio b) Helio c) Uranio d) Mercurio

2)- Calcular el número de átomos y el número de moles de átomos en 310 g de:

- a) Hierro b) Fósforo c) Plomo d) Neón

3)- Una dosis de 250 mg de arsénico puede ser letal para una persona adulta. Calcular para dicha masa:

- a) el número de átomos de arsénico
b) la cantidad de átomos de arsénico, expresada en moles.

4)- El acero es una aleación de hierro y carbono; contiene también otros elementos que le confieren distintas propiedades mecánicas. Sabiendo que una barra de 1500 g de acero contiene 0,770% de carbono, calcular para la misma:

- a) la masa de carbono b) el número de átomos de carbono c) el número de moles de átomos de carbono
d) los moles de aluminio si se sabe que el porcentaje de aluminio en la aleación es 0,0800%

5)- En un recipiente cerrado hay 150 g de NH_3 . Calcular:

- a) moles de moléculas dentro del recipiente b) número de moléculas de NH_3
c) número de átomos de H

6)- El paracetamol es una sustancia con propiedades analgésicas. Se comercializa en pastillas que contienen 500 mg de este principio activo. Sabiendo que la masa de una molécula (masa molecular absoluta) de paracetamol es $2,51 \times 10^{-22}$ g:

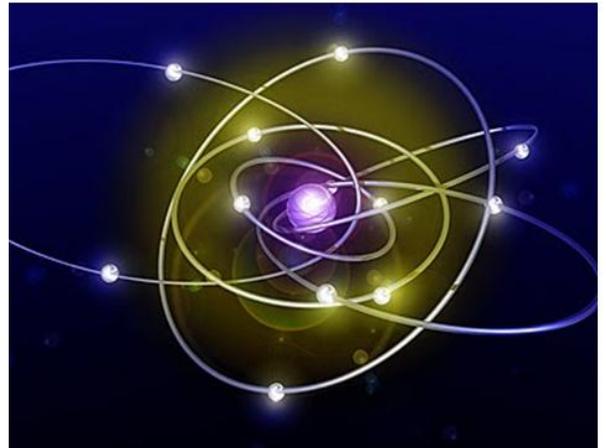
- a) calcular su masa molar
b) ¿Qué cantidad de paracetamol expresada en mg/día ingiere una persona que consume 1 pastilla cada 6 horas?

7)- El glutamato monosódico ($\text{NaC}_5\text{H}_8\text{NO}_4$) es una sustancia que, adicionada en un 0,500% a las comidas, tiene el efecto de potenciar su sabor. Calcular:

- a) la masa y la cantidad de glutamato monosódico que habría que agregar a 750 g de comida.
b) el número de moléculas de glutamato monosódico en la cantidad calculada en a).
c) el número de átomos de oxígeno en la cantidad calculada en a).

Volumen molar

El volumen ocupado por cierta cantidad de una sustancia en determinadas condiciones de presión y temperatura, depende de la naturaleza y de la masa de la sustancia. Si la sustancia es un sólido o un líquido, dado que las partículas que la forman están muy próximas entre sí, son poco afectadas por la presión y la temperatura. En cambio, si la sustancia es gaseosa hay que especificar las condiciones de presión y temperatura en las que se mide el volumen.



Definimos **volumen molar** de una sustancia, en un determinado estado de agregación, al **volumen ocupado por un mol de unidades elementales de la sustancia**.

Por ejemplo, el volumen molar del agua líquida es el volumen que ocupa un mol de moléculas de agua, es decir, el volumen que ocupan 18 g de agua. Si consideramos que su densidad es 1 g/cm^3 es: 18 cm^3

Para expresar el volumen molar de una sustancia gaseosa debemos indicar las condiciones de presión y temperatura.

Llamamos **condiciones normales de presión y temperatura (CNPT)**, a la presión de 1 atm (1013 hPa) y a la temperatura de 0°C (273 K). **El volumen molar medido en estas condiciones, se denomina volumen molar normal.**

De acuerdo con la **ley de Avogadro**:

en iguales condiciones de presión y temperatura, un mol de moléculas de cualquier sustancia gaseosa ocupa el mismo volumen. Por consiguiente, el volumen molar normal es el mismo para cualquier gas ideal. Su valor es 22,4 litros o dm^3 independientemente de la naturaleza del gas.



En la siguiente Tabla se muestran datos de volumen molar y densidad de tres gases, en condiciones normales de presión y temperatura.

	Amoníaco (NH ₃)	Nitrógeno (N ₂)	Oxígeno (O ₂)
P y T	CNPT	CNPT	CNPT
Masa molar	17,0 g/mol	28,0 g/mol	32,0 g/mol
Volumen molar	22,4 litros	22,4 litros	22,4 litros
Densidad	0,759 g/l	1,25 g/l	1,43 g/l

Como podemos observar, el volumen molar normal es el mismo para los tres gases, mientras que la densidad aumenta con la masa molar del gas.