

Guía de avance N°1, Tema: Hipótesis molecular de Avogadro

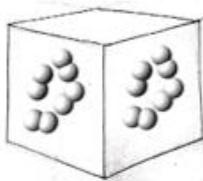
En 1881 Amadeo Avogadro resolvió la controversia entre los resultados de Gay Lussac y la hipótesis atómica de Dalton. Para ello supuso que la mínima partícula posible de un gas simple, es estado libre, no es el átomo sino la molécula. Cada molécula de dichos gases está compuesta por dos átomos (molécula biatómica), y no por átomos sencillos como imaginaba Dalton. Por la misma época, el físico francés André M. Ampere formulo una hipótesis análoga, por lo cual se la conoce como HIPOTESIS MOLECULAR DE AVOGADRO-AMPERE.

De acuerdo con ella, los gases simples (oxígeno, hidrogeno, nitrógeno, cloro, etc.) poseen moléculas biatómicas, cada una de las cuales se representa por medio del símbolo del elemento correspondiente, al que se agrega un subíndice (atomicidad) que indica el número de átomos de la molécula (2, en este caso).

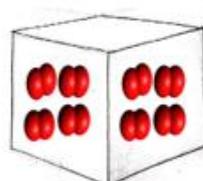
<i>Estructural</i>	<i>Molecular</i>
F—F	F ₂
Cl—Cl	Cl ₂
Br—Br	Br ₂
I—I	I ₂
O=O	O ₂
N≡N	N ₂
H—H	H ₂

Los supuestos fundamentales de la Hipótesis molecular son los siguientes:

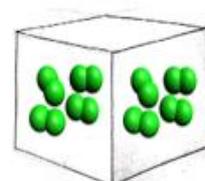
1. La materia está formada por partículas pequeñísimas y en movimiento llamadas moléculas, formadas por uno o más átomos.
2. Una sustancia pura simple tiene todas sus moléculas iguales, formadas a su vez por átomos iguales.
3. Una sustancia pura compuesta tiene todas sus moléculas iguales, pero a su vez formadas por lo menos, por dos átomo distintos.
4. Las transformaciones físicas no afectan a las moléculas de una sustancia pura; por lo tanto, estas no varían ni en número ni en clase.
5. En los sistemas formados por dos o más cuerpo puros, las transformaciones químicas hacen variar el número de moléculas de por lo menos dos de ellos. Sin embargo, el número de átomos de cada elemento no varía.
6. Volúmenes iguales de gases cualesquiera, medidos en las mismas condiciones de presión y temperatura tiene el mismo número de moléculas.



Un volumen de hidrogeno



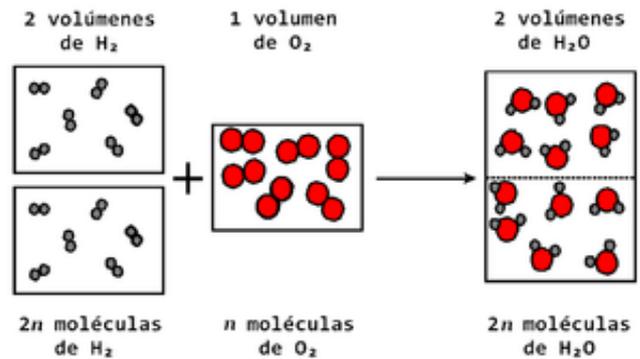
Un volumen de oxigeno



Un volumen de cloro

NOTA: En todos los volúmenes hay igual número de moléculas.

Esta hipótesis permite interpretar las leyes de las combinaciones gaseosas de Gay Lussac:



Ahora se pueden precisar los conceptos de átomo y molécula:

ATOMO: Es la menor porción de materia capaz de combinarse.

MOLECULA: Es un conjunto neutro de átomos que se comporta como unidad.

Las moléculas se pueden clasificar en:

- Simples (átomos iguales), dentro de las cuales tenemos tres subtipos:
 - Monoatómicas (un solo átomo, es decir atomicidad igual a uno), metales, y gases nobles. Por ejemplo: Fe, Cu, Na, Ne.
 - Biatómicas (dos átomos, es decir atomicidad igual a dos), gases simples. Por ejemplo: O₂, N₂, H₂, Cl₂.
 - Poli atómicas (más de dos átomos, es decir, atomicidad mayor a dos), por ejemplo: P₄, As₄, S₈.
- Compuestas (átomos distintos), por ejemplo: NaCl, H₂O, NH₃, HCl.

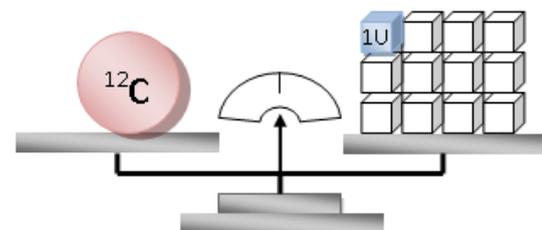
Masa atómica (A)

Supongamos que α es la masa de un átomo de cierto elemento. Si se compara con una unidad cualquiera de masa (u), la relación α/u es un número abstracto que expresa cuantas veces es mayor la masa del átomo que la unidad u . Dicho número puede ser obtenido como cociente entre α y u , expresadas ambas cantidades, por ejemplo, en gramos.

En química, la unidad de masa aceptada internacionalmente es la 12ava parte de la masa del átomo de carbono, es decir:

$$u = \frac{1}{12} \alpha_c$$

Dicha unidad se denomina UNIDAD DE MASA ATOMICA (u.m.a.)



El cociente α/u indica cuantas veces es mayor la masa de un átomo del elemento que la 12ava parte de la masa del átomo de carbono. A este número se lo denomina masa atómica del elemento (A).

“La masa atómica de un elemento es un número abstracto que expresa cuantas veces es mayor la masa de un átomo del elemento que la unidad de masa atómica, es decir:”

$$A = \frac{\alpha}{u} = 12 \cdot \frac{\alpha}{\alpha_c}$$

Por ejemplo:

La relación entre la masa de un átomo de nitrógeno y la masa de un átomo de carbono es 7/6. ¿Cuál es la masa atómica del nitrógeno?

$$A = 12 \cdot \frac{\alpha}{\alpha_c} = 12 \cdot \frac{7}{6} = 14$$

Este número indica que la masa del átomo de nitrógeno es de 12 veces mayor que la unidad de masa atómica, es decir, 14 u.m.a.

Masa molecular (M)

El razonamiento que se aplica con respecto a los átomos también es aplicable a las moléculas. La masa molecular de una sustancia es un número abstracto que indica cuantas veces es mayor que la masa de una molécula de la sustancia que la unidad de masa. Se conviene en elegir como unidad a la 12ava parte de la masa de la molécula de carbono; puesto que dicha molécula es monoatómica, resulta que la unidad de masa para la medición de masas moleculares es también la u.m.a.

“La masa molecular de un elemento es un número abstracto que expresa cuantas veces es mayor la masa de una molecular de la sustancia que la unidad de masa atómica, es decir:”

$$M = \frac{\mu}{u} = 12 \frac{\mu}{u}$$

Donde μ es la masa de la molécula.

La masa molecular de una sustancia simple o compuesta puede determinarse sumando las masas atómicas (A) de los elementos cuyos átomos constituyen la molécula de la misma, por ejemplo:

➤ Hallar la masa (M) del Na:

Como el sodio es monoatómico, $M=A= 23$.

- Hallar la masa (M) del N₂:

El nitrógeno es diatómico, por lo tanto, $M=2 \cdot A=2 \cdot 14=28$

- Hallar la masa (M) del agua:

La molécula de agua como sabemos está compuesta por átomos de Hidrogeno y Oxigeno (H₂O), por lo tanto, $M= 2 \cdot A$ (Hidrogeno) + A (Oxigeno)= $2 \cdot 1 + 16= 18$

Cantidad de materia: el mol

En la física y la química actuales es usual considerar muestras de materia constituidas por gran cantidad de partículas elementales tales como moléculas, átomos, iones o electrones, llamándose cantidad de materia al número de partículas presentes en la muestra. La unidad de la cantidad de materia es el mol, definido como:

“un mol es la cantidad de materia de un sistema que contiene exactamente $6,02 \cdot 10^{23}$ partículas elementales”

El número $N= 6,02 \cdot 10^{23}$ se denomina número de Avogadro. Al emplear esta unidad debe especificarse el tipo de partícula que se trata, por ejemplo: átomos o moléculas. Se hablara de un mol de moléculas o un mol de átomos.

Se muestran ejemplos de aplicación del mismo a continuación:

- Una muestra de gas contiene $3,01 \cdot 10^{25}$ moléculas. ¿Cuál es su cantidad de materia expresada en moles de moléculas?

Como un mol de moléculas es igual a $6,02 \cdot 10^{23}$ moléculas, la cantidad de materia será:

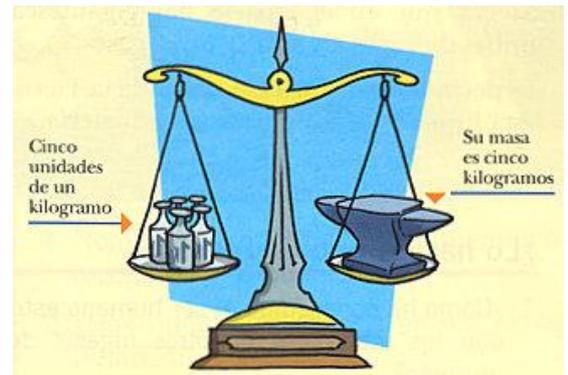
$$\frac{3,01 \cdot 10^{25}}{6,02 \cdot 10^{23}} \text{ moles de moléculas} = 50 \text{ moles de moléculas.}$$

Es importante insistir en la diferencia conceptual entre masa y cantidad de materia. Si las “partículas elementales” fuesen, por ejemplo, nueces y manzanas, podríamos considerar dos partes de muestras:

- a) cinco nueces y cinco manzanas
- b) treinta nueces y tres manzanas (ambas muestras de igual masa).

En el primer caso, la cantidad de materia de ambas muestras es la misma, pero no su masa; en el segundo, es igual la masa pero no la cantidad de materia.

Experimentalmente se ha comprobado que la masa de un mol de moléculas de una sustancia esta medida, en gramos, por un número que es igual a su masa moléculas. Por ejemplo: a masa de un mol de moléculas de nitrógeno (6,02. 10²³ moléculas) es de 28 gramos. La masa de un mol de moléculas será indicada con la letra $M = x$ gramos. Por ejemplo, para el hierro, M será igual a 56g, y en ella hay 6,02. 10²³ moléculas.



La masa de un mol de átomos de un elemento será $A = x$ gramos. Para el calcio es $A = 40$; por lo tanto, la masa de un mol de átomos de calcio es 40g, y en ella hay 6,02. 10²³ átomos.

Ejemplo de aplicación:

- ¿Cuál es la masa de un mol de moléculas de SO₃?

$$M = A (\text{azufre}) + 3 A (\text{oxígeno}) = 32 + 3 \cdot 16 = 32 + 48 = 80$$

$$M = 80 \text{ g}$$

Volumen molar

Se denominan condiciones normales de presión y temperatura (CNPT) a las correspondientes a una presión de 760mm Hg (una atmosfera) y una temperatura de 0°C. En dichas condiciones, un mol de moléculas de cualquier sustancia gaseosa ocupa el mismo volumen, denominado volumen molar o molecular (V). Su valor es igual a 22,4 litros.

Este resultado es experimental. En CNPT, la masa de un litro de oxígeno es de 1,429g, y la de un litro de hidrogeno es 0,089g. Entonces, siendo 32g y 2g las masas de los moles de moléculas de esos gases, respectivamente, resulta:

Para el O₂:

$$\frac{1,429g}{32g} = \frac{1l}{x} \quad \therefore \quad x = \frac{32g \cdot 1l}{1,429g} = 22,4l$$

Siendo x el volumen ocupado por un mol de moléculas de oxígeno.

Regla a tener en cuenta:

$$1 \text{ mol de moléculas} = \text{Masa molecular (M)} = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ moléculas} = 22,4 \text{ litros}$$

(TODO EN CNPT)

Material Extra

Se recomienda en caso de dudas consultar los videos que se adjuntan a continuación en el link detallado

- <https://www.youtube.com/watch?v=Il2V111PLGk>
- <https://www.youtube.com/watch?v=jzmUPI5n23E>

GUIA DE AVANCE N° 1

Teniendo en cuenta el material proporcionado y los temas vistos en clases responda la siguiente guía:

1. ¿Qué propone la teoría atómica de Dalton?
2. Enuncie las leyes ponderales y ejemplifique.
3. ¿Qué analogías y diferencias puede proponer con respecto a la teoría atómica de Dalton y la Hipótesis de Avogadro? ¿A que hace referencia cada científico cuando habla de “mínima partícula”?
4. Defina molécula y ejemplifique cada tipo.
5. Defina masa atómica, masa molecular y calcule:
 - a. Masa molecular del amoníaco (NH_3)
 - b. Masa molecular del ácido acético (CH_3COOH)
 - c. Masa molecular de la glucosa ($\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$)
6. Defina cantidad de materia y calcule:
 - a. ¿Cuántos moles de N_2 hay en 44,8 litros de este gas medidos en CNPT?
 - b. Calcula las moléculas de dióxido de carbono que hay en 1,5 moles de ese compuesto.
 - c. ¿Cuántos moles de nitrógeno hay en $1,2 \cdot 10^{24}$ moléculas?
7. Defina volumen molar y calcule:
 - a. ¿Cuántos moles son 10 litros de gas cloro (Cl_2) en CNPT?
 - b. ¿Cuántas partículas de gas nitrógeno (N_2) hay en 5 litros del mismo?
 - c. ¿Cuántos moles de nitrógeno están contenidos en 42 g? ¿Qué volumen ocuparían en condiciones normales?