

Masa molecular. Mol y masa molar. Masa molecular.

Una vez definida la molécula como la mínima agrupación de átomos que representa a un compuesto, la masa molecular será la suma de las masas de los átomos que la forman.

Así la masa molecular del oxígeno, como la molécula es O_2 (dióxígeno) y está formada por 2 átomos, y la masa atómica de cada O es 16, será 32 (refiriéndose a unidades de masa atómica u). Si se tratara de la molécula de dióxido de carbono (CO_2), como la del C es 12, sería: $12+16+16=44$.

Ejemplo 1:

La del ácido sulfhídrico (H_2S), como la del S es 32, y la del H, 1 sería: $2(1)+32=34$.

Si la fórmula es complicada para evitar equivocaciones, y cuando no se tiene práctica conviene sistematizarla en una tabla, como la dada.

Ejemplo 2: Hallar la masa molecular sulfuro de aluminio, sabiendo que las masas atómicas del S, 32 ; Al, 27;

a) Se formula el compuesto : Al_2S_3

b) Se dispone en una tabla indicando la masa atómica de cada átomo que lo forma y el número de átomos que integran la molécula

c) Se multiplica la masa atómica por el número de átomos $Al= 27 \times 2=54$; $S=32 \times 3=96$

d) Se suma la columna anterior (masa)= 150

ACTIVIDADES 1

Conociendo las masas atómicas siguientes: C, 12-O, 16-S, 32-Ca, 40-Na, 23-H, 1-Cl, 35,5-N, 14-Al, 27. Determinar la masa molecular de los compuestos:

a) Dióxido de carbono

b) sulfuro cálcico

c) Hidróxido de aluminio

d) ácido clorhídrico

c) Ácido carbónico

d) cloruro de calcio

Mol y masa molar

La unidad de masa atómica es una medida muy pequeña, imposible de emplear en la práctica; en una balanza no se puede medir la masa de un átomo. Por eso se necesita un factor de conversión o se escala, que permita pasar del nivel atómico al nivel real. Si pones en una balanza de laboratorio un vaso con agua, no se mide la masa de una molécula de agua, sino de una cantidad muy grande de moléculas.

La medida de cantidad que permite pasar de la escala atómica a la práctica se denomina **MOL**, y se define como la cantidad de materia que contiene $6,022 \cdot 10^{23}$ partículas o entidades. El número de partículas contenidas en un mol, se denomina **NÚMERO DE AVOGADRO**, (N) que podemos considerar a efectos de recordar como $6 \cdot 10^{23}$ partículas/mol

Así un mol de electrones contendrá $6 \cdot 10^{23}$ electrones, un mol de granos de arroz supondrá $6 \cdot 10^{23}$ granos, al igual que un mol de moléculas, $6 \cdot 10^{23}$ moléculas.

El número de Avogadro, se ha obtenido de forma que la masa de una molécula expresada en gramos multiplicada por él, nos dé la masa de un mol de moléculas, lo que se conoce como **MASA MOLAR**.

La masa molar es numéricamente igual a la masa molecular expresada en gramos en el caso de moléculas y a la masa atómica en el caso de átomos. Así en una mina de lápiz gruesa (C) de 12g, hay $6 \cdot 10^{23}$ átomos de carbono.

Ejemplo 1

Calcular la masa molar del agua, el número de moléculas y el número de átomos contenidos en 100g de agua

a) Se formula el compuesto: H₂O

b) Se calcula la masa molecular: 2(1)+16=18; masa molar =18g/mol

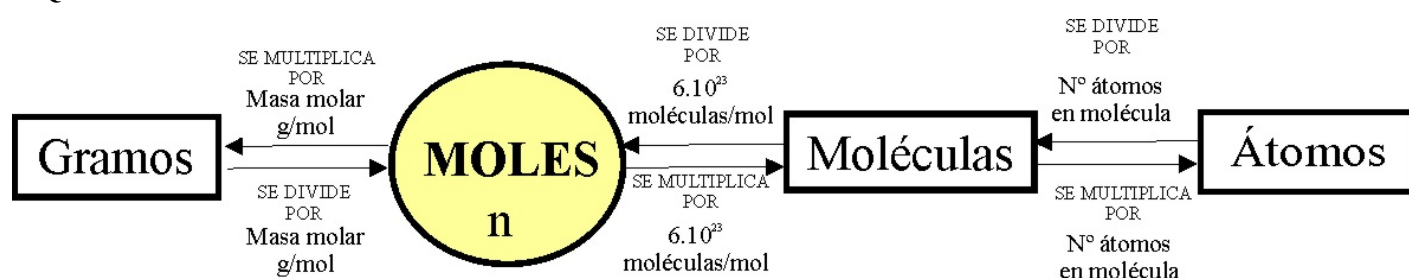
c) Se divide la masa del agua entre la masa molar: $\frac{100g}{18 \frac{g}{mol}} = 5,56 \text{ moles}$

d) Se multiplica por N (número de Avogadro): $(5,56 \text{ moles}) \left(6.10^{23} \frac{\text{moléculas}}{\text{mol}} \right) = 3,3,10^{24} \text{ moléculas}$

e) Como cada molécula tiene 3 átomos, para hallar su número se multiplica el resultado anterior por 3

$$3,3.10^{24} \text{ moléculas} \left(3 \frac{\text{átomos}}{\text{molécula}} \right) = 10^{25} \text{ átomos}$$

ESQUEMA GENERAL DE INTERCONVERSIÓN



ACTIVIDADES 2

Conociendo las masas atómicas siguientes: C,12-O,16-S,32-Ca,40-Na,23-H,1-Cl, 35,5-N,14-Al,27- Calcular:

a) Los moles que hay en 1kg de agua

b) Las moléculas que hay en un kg de hidróxido cálcico

c) Los átomos de oxígeno que hay en 100g de agua

d) Calcula la masa de 12.10^{23} moléculas de agua.

h) Calcula la masa de 3.10^{23} moléculas de oxígeno