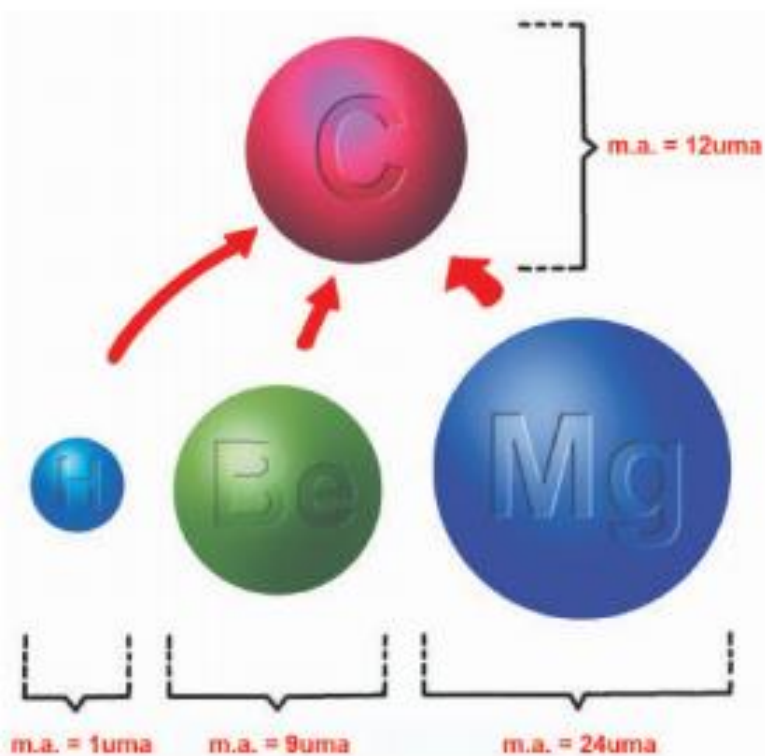


IED ANTONIO NARIÑO JORNADA NOCTURNA
CURSO 501-502
GUIA # 15
ASIGNATURA QUIMICA
DOCENTE: MIREYA ORTIZ

NOMBRE: _____

MASA ATOMICA PROMEDIO Y MASA MOLECULAR

El tema surge de la necesidad que tienen los químicos por conocer la masa de los átomos, moléculas o iones, que son las partículas que forman la materia. Como dichas partículas son extremadamente pequeñas no pueden ser medidas directamente con una



balanza; por lo tanto, se trabaja con cantidades mayores (grupo muy grande de átomos, moléculas). A partir de ello, los científicos han creado y establecido unidades químicas de masa que permiten conocer la masa de los átomos o moléculas, como la u. m. a. (unidad de masa atómica).

UNIDADES QUÍMICAS DE MASA Las unidades químicas de masa estudia las diferentes formas de expresar las masas de las especies químicas (átomos, moléculas, iones, etc.). La unidad química de masa fundamental es la u. m. a. (unidad de masa atómica).

Unidad de masa atómica (u. m. a) Es la unidad patrón para expresar la masa de las especies químicas. Se define como la doceava parte de la masa del átomo, patrón del isótopo de carbono 12 (C-12).

$$1 \text{ uma} = \frac{\text{masa del isótopo C-12}}{12} = 1,66 \times 10^{-24} \text{ g (gramos)}$$

Masa atómica promedio (m. a.) Expresa la masa promedio de los átomos de un elemento químico, y se determina a partir del promedio ponderado de las masas atómicas de todos los isótopos que conforman un elemento.

Se halla de manera general de la siguiente manera:

$$m. a._{(\text{elemento})} = \frac{m_1 \times \%1 + m_2 \times \%2 + \dots}{100}$$

Las masas atómicas promedios se encuentran en la tabla periódica.

Masas atómicas promedio de los principales elementos químicos

Elemento	masa atómica promedio en u. m. a
Carbono (C)	12 uma
Hidrógeno (H)	1 uma
Oxígeno (O)	16 uma
Nitrógeno (N)	14 uma
Fósforo (P)	31 uma
Azufre (S)	32 uma
Sodio (Na)	23 uma
Potasio (K)	39 uma
Calcio (Ca)	40 uma
Cloro (Cl)	35,5 uma

Masa molecular (M) Expresa la masa promedio de las moléculas de una sustancia covalente. Se determina sumando las masas atómicas de todos los átomos que forman la molécula.

Ejemplos:

a) Halla la $\overline{M}$ del metano (CH_4)

Resolución:



$$1 \text{ átomo de carbono (12)} \Rightarrow 1 \times 12 = 12 +$$

$$4 \text{ átomos de hidrógeno (1)} \Rightarrow 4 \times 1 = \frac{4}{16}$$

Rpta.: la masa molecular M del metano es 16 uma

b) Halla la $\overline{M}$ del ácido fosfórico (H_3PO_4) m. a. del fósforo = 31.

Resolución:



$$3 \text{ átomos de hidrógeno (1)} \Rightarrow 3 \times 1 = 3 +$$

$$1 \text{ átomo de fósforo (31)} \Rightarrow 1 \times 31 = 31$$

$$4 \text{ átomos de oxígeno (16)} \Rightarrow 4 \times 16 = \frac{64}{98}$$

Rpta.: la M del H_3PO_4 es 98 uma

Peso fórmula (P. F.) El término se emplea para conocer la masa o el peso de los compuestos iónicos, ya que dichos compuestos no presentan moléculas, por ello sería erróneo hablar de masa molecular. Se calcula de igual manera que la masa molecular.

Ejemplos:

a) Hallar el P. F. del cloruro de sodio (NaCl)

Resolución:

Dato: m. a. (Na) = 23; m.a. (Cl) = 35,5

$$1 \text{ ion Na (23)} = 1 \times 23 = 23 +$$

$$1 \text{ ion Cl (35,5)} = 1 \times 35,5 = \frac{35,5}{58,5 \text{ uma}}$$

b) Hallar el P. F. del fosfato de calcio $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$

Resolución:

Dato: m. a. (Ca) = 40; m.a. (P) = 31

$$3 \text{ iones Ca(40)} = 3 \times 40 = 120 +$$

$$2 \text{ iones P(31)} = 2 \times 31 = 62$$

$$8 \text{ iones O(16)} = 8 \times 16 = \frac{128}{310 \text{ uma}}$$

ACTIVIDAD

1. ¿Qué es la uma?
2. ¿A cuánto equivale 1 uma en gramos?
a) 12 g d) $1,66 \times 10^{-24}$ g
b) 1 g e) $6,022 \times 10^{23}$ g
c) 14 g
3. ¿Cuál es la masa atómica del hidrógeno?
a) 14 uma d) 16 uma
b) 12 uma e) 40 uma
c) 1 uma
4. ¿A qué elemento le corresponde la masa atómica de 16 uma?
a) Carbono d) Oxígeno
b) Calcio e) Nitrógeno
c) Hidrógeno