



MASA ATÓMICA Y MOLECULAR

Para entender lo que estudiaremos en este capítulo, nos formulamos las siguientes interrogantes:

- ¿Se puede medir la masa de un átomo en una balanza?
- ¿Podemos averiguar cuántas moléculas de agua (H_2O) existen en un litro de dicha sustancia?
- ¿Podemos averiguar cuántos iones de cloruro de sodio ($NaCl$) hay en un saco de 50 kg de dicha sal?

En este capítulo, aprenderemos a calcular la masa de los átomos, moléculas y averiguar la cantidad de sustancia.

Las unidades químicas de masa es aquella parte de la química que estudia las relaciones cualitativas y cuantitativas entre las sustancias y las unidades que la conforman.

Masa:

Se define como la cantidad de sustancias que tiene cada cuerpo.

Sus unidades son: kg, g, mg, etc.

En química:

$$\text{masa} = \text{peso}$$

Unidad de masa atómica:

Se define como la doceava parte del isótopo del carbono -12, al cual, según la IUPAC, se le asignó por convención una masa de 12 uma, en el año 1962.

$$1 \text{ uma} = \frac{1}{12} \text{ masa}({}^{12}\text{C})$$

Equivalencia:

$$1 \text{ uma} = 1,66 \times 10^{-24} \text{ g}$$

Masa(peso) atómica de un elemento

Es la masa relativa de cada isótopo de un elemento, y se toma comparando con el isótopo del carbono -12.

-Las masas atómicas se miden en uma.

Masa atómica promedio(m.A):

Llamada también peso atómico promedio, se define como la masa promedio de los isótopos de un elemento químico en uma. Su cálculo es mediante el promedio ponderado porcentual de los isótopos estables de un elemento.

$$m.A(E) = \frac{A_1 \cdot \%_1 + A_2 \cdot \%_2 \dots}{100\%}$$

Ejemplo:

${}^{10}\text{B}$

${}^{11}\text{B}$

Abundancia: 19,6%

80,4%

$$m.A(\text{B}) = \frac{10(19,6\%) + 11(80,4\%)}{100\%} = 10,81 \text{ uma}$$

Recuerda: La masa atómica es una propiedad intensiva, y es dato en la tabla periódica, y en los exámenes de admisión, a excepción de C, H, O, N.

Principales masas atómicas promedio

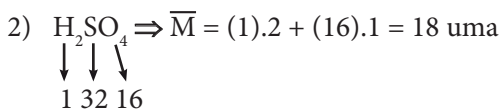
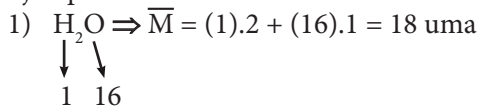
Elemento	Masa atómica	Elemento no metal	Masa atómica
H	1 uma	He	4 uma
F	19 uma	C	12 uma
B	11 uma	N	14 uma
Si	28 uma	P	31 uma
Ne	20 uma	O	16 uma
Ar	39,9 uma	S	32 uma
Kr	84 uma	Cl	35,5 uma
Xe	131 uma	Rn	222 uma
Br	80 uma	I	127 uma

Elemento	Masa atómica	Elemento no metal	Masa atómica
Cu	63,5 uma	Al	27 uma
Na	23 uma	Pb	207 uma
K	39 uma	Hg	200,5 uma
Mg	24 uma	Cr	52 uma
Ca	40 uma	Co	56 uma
Fe	56 uma	Ni	59 uma
Ag	108 uma	Rb	85 uma
Mn	55 uma	Zn	65 uma
Au	196 uma	Li	7 uma

Masa molecular (\bar{M})

Se determina sumando las masas atómicas de los elementos que forman un compuesto covalente (estructurado en moléculas), multiplicado cada uno por su respectivo subíndice.

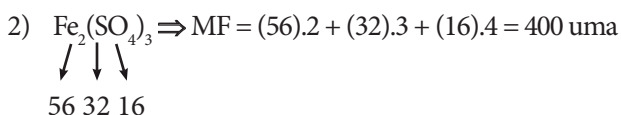
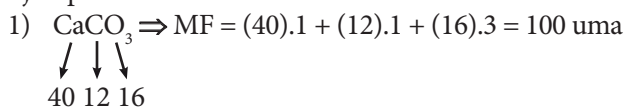
Ejemplos:



Masa fórmula (MF)

Se determina sumando las masas atómicas de los elementos que forman a un compuesto iónico (estructurado en unidades fórmulas), multiplicado cada uno por su respectivo subíndice.

Ejemplos:



Observación:

Por facilidad, en lo sucesivo se tomará la masa fórmula como masa molecular.

Importante:

También se puede decir que la masa molecular es la masa de una molécula de un compuesto expresada en unidades (uma).

Ejemplo:

$\bar{M}(\text{H}_2\text{O}) = 18 \text{ uma} \Rightarrow 1 \text{ molécula de agua tiene una masa de } 18 \text{ uma}$

Concepto de mol

Es una unidad del Sistema Internacional de Unidades que se utiliza para indicar la cantidad de sustancia. En una mol existen $6,022 \times 10^{23}$ unidades. Este número es conocido con el nombre de «número de Avogadro» ($N_A = N_O$), en honor a Amador Avogadro.

$$1 \text{ mol} = \underbrace{6,022 \times 10^{23}}_{N_A} \text{ unidades}$$

Ejemplos:

1 mol de átomos de Ca = $6,022 \times 10^{23}$ átomos de Ca

1 mol de moléculas de H_2O = $6,022 \times 10^{23}$ moléculas de H_2O .

1 mol de iones de NaCl = $6,022 \times 10^{23}$ iones de Na^+ y $6,022 \times 10^{23}$ iones de Cl^- .

Mol de átomos o átomo-gramo (at-g)

Un átomo-gramo de un elemento, tiene una masa que equivale a la masa de una mol de átomos del elemento o a su masa atómica expresada en gramos.

Ejemplos:

a) m.A. (C) = 12 uma

$$1 \text{ mol}_{(C)} = 1 \text{ at-g}_{(C)} = 12 \text{ g de (C)}$$

$$= 6,022 \times 10^{23} \text{ átomos de (C)}$$

b) m.A.(Fe) = 56 uma

$$1 \text{ mol}_{(Fe)} = 1 \text{ at-g}_{(Fe)} = 56 \text{ g de (Fe)}$$

$$= 6,022 \times 10^{23} \text{ átomos de (Fe)}$$

Número de mol(n) de átomos o el número de átomos gramos se puede determinar con la siguiente fórmula:

$$n = \# \text{at} , g = \frac{\text{masa del elemento}}{m_A(\text{elem})} = \frac{\# \text{átomos}}{N_A}$$

Mol de molécula o molécula-gramo (mol-g)

Una molécula-gramo de un compuesto tiene una masa que equivale a la masa de un mol de moléculas del compuesto o a su masa molecular expresada en gramos.

Ejemplos:

a) $\bar{M}(\text{CO}_2) = 44 \text{ uma}$

$$1 \text{ mol}(\text{CO}_2) = 1 \text{ mol-g}(\text{CO}_2) = 44 \text{ g de (CO}_2)$$

$$= 6,022 \times 10^{23} \text{ moléculas de (CO}_2)$$

- b) $\overline{M}(\text{NH}_3) = 17 \text{ uma}$
 $1 \text{ mol}(\text{NH}_3) = 1 \text{ mol} \cdot \text{g}(\text{NH}_3) = 17 \text{ g de } (\text{NH}_3)$
 $= 6,022 \times 10^{23} \text{ moléculas de } (\text{NH}_3)$
 Número de mol(n) de moléculas o el número de moléculas gramos se puede determinar con la

siguiente fórmula:

$$n = \# \text{mol} \cdot \text{g} = \frac{\text{masa del comp.}}{\overline{M}(\text{comp})} = \frac{\# \text{moléculas}}{N_A}$$

Trabajando en clase

Integral

- Indica la masa molecular del ácido sulfúrico (H_2SO_4)(m.A(S) = 32)
Resolución:
 $M(\text{H}_2\text{SO}_4) = 1(2) + 32 + 16(4) = 98 \text{ uma}$
- Indica la masa molecular del ácido fosfórico (H_3PO_4)(m.A(P) = 31)
 a) 100 uma c) 67 e) 31
 b) 98 d) 89
- ¿Cuántos átomos gramos de calcio existen en 224 gramos de calcio (m.A(Ca) = 40 uma)? (UNFV-2012)
 a) 0,56 c) 4 e) 5,6
 b) 0,4 d) 2
- Si el siguiente compuesto (CaXO_3), tiene una masa molecular igual a 100 uma, calcula la masa atómica de X. (m.A(Ca) = 40).
 a) 48 uma c) 96 e) 12
 b) 16 d) 46

UNMSM

- Calcula el número de mol que existen en 340 g de NH_3 .
Resolución:
 Aplicando: $n = \frac{m}{M}$
 $M(\text{NH}_3) = 17 \text{ uma}$
 $m = 340 \text{ g}$
 $n = \frac{340}{17} = 20 \text{ mol}$
- Determina el número de mol contenido en 9,125 gramos de HCl. (m.A: Cl = 35,5)
 a) 0,10 c) 0,50 e) 1,25
 b) 0,25 d) 0,75
- ¿Cuántos gramos de $\text{Al}_2(\text{CO}_3)_3$, existen en 5 mol de dicho compuesto? (m.A(Al) = 27)

- a) 1170 g c) 2657 g e) 4127 g
 b) 3445 g d) 3459 g

- ¿Cuántas moléculas CO_2 existen en 440 g de dicho compuesto?

Resolución:

$$\overline{M}(\text{CO}_2) = 12 + 16(2) = 44 \text{ uma}$$

$$1 \text{ mol} = 44 \text{ g} \longrightarrow 1 N_A \text{ moléculas}$$

$$440 \text{ g} \longrightarrow x$$

$$x = 10 N_A \text{ moléculas}$$

- ¿Cuántas moléculas de H_2CO_3 existen en 310 g de dicho compuesto?

- a) 4 NA moléculas d) 5 NA moléculas
 b) 5 NA moléculas e) 7 NA moléculas
 c) 9 NA moléculas

- Determina el peso fórmula del carbonato de calcio (CaCO_3) y el número de mol que hay en 420 gramos de este compuesto.

- a) 100 y 42 c) 84 y 5,0 e) 100 y 8,2
 b) 100 y 4,2 d) 84 y 500

- Calcula la masa total que existe en una mezcla de mol de CO y 4 mol de CO_2 .

- a) 234 g c) 457 g e) 356 g
 b) 567 g d) 144 g

UNI

- En 12×10^{24} átomos de calcio, ¿cuántos gramos de dicha sustancia existen?

$$(m.A(\text{Ca}) = 40)(N_A = 6 \times 10^{23})$$

Resolución:

$$1 \text{ mol } 40 \text{ g} \longrightarrow 6 \times 10^{23} \text{ átomos}$$

$$x \longrightarrow 12 \times 10^{24} \text{ átomos}$$

$$x = 800 \text{ g de Ca}$$

- En 3×10^{24} átomos de oro, ¿cuántos gramos de dicha sustancia existen?

$$(m.A(\text{Au}) = 197)(N_A = 6 \times 10^{23})$$

- a) 248 g c) 678 g e) 985 g
 b) 876 g d) 845 g

14. Halla la m.A(E) en uma, si la \overline{M} del compuesto

$\text{Al}_2(\text{EO}_4)_3$ es 342 uma.

- a) 36 c) 30 e) 38
b) 32 d) 34

15. Calcula el número de átomos de cobre que hay en

192 kg de cobre metálico.

Datos:

Cu = 64 uma

Número de Avogadro = $6,02 \times 10^{23}$

- a) $1,8 \times 10^{27}$ d) $2,1 \times 10^{24}$
b) $1,2 \times 10^{26}$ e) $2,5 \times 10^{25}$
c) $0,6 \times 10^{23}$