



CHEMISTRY

Chapter 13

3rd
SECONDARY



UNIDADES QUÍMICA DE MASA



SACO OLIVEROS



Introducción a la ingeniería

Concepto de Mol



1. UNIDAD DE MASA ATÓMICA (UMA)

Es una unidad de masa que expresa la masa de materia microscópica como átomos, moléculas.

$$1 \text{ uma} = \frac{\text{masa del isótopo C-12}}{12}$$

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

2. MASA ATÓMICA (UMA)

elemento	MA (uma)	elemento	MA
C	12	Al	27
H	1	S	32
O	16	Na	23
N	14	P	31

elemento	MA (uma)	elemento	MA
Cl	35,5	Cu	63,5
Ca	40	Mn	55
K	39	Cr	52
Fe	56	Pb	207



3. MASA ATÓMICA PROMEDIO

La masa atómica promedio de un elemento es el promedio ponderado de los números de masa de todos sus isótopos.

$$m.A.(E) = \frac{A_1.a_1 + A_2.a_2 + \dots + A_n.a_n}{100}$$

A_1, A_2, \dots, A_n = números de masa de los isótopos

a_1, a_2, \dots, a_n = abundancias en porcentaje (%)



Ejemplo: Un elemento tiene dos isótopos ^{60}E y ^{64}E cuyas abundancias son 80% y 20% respectivamente. Calcule su masa atómica promedio.

Isótopos	^{60}E	^{64}E
abundancias	80%	20%

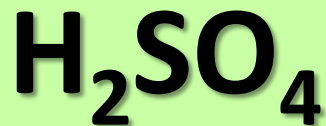
$$m.A._{(\text{E})} = \frac{60(80) + 64(20)}{100}$$

$$m.A._{(\text{E})} = \frac{4800 + 1280}{100}$$

$$m.A._{(\text{E})} = 60,80 \text{ uma}$$

4. MASA MOLECULAR O MASA FÓRMULA (\bar{M} o MF)

La masa molecular (\bar{M}) es la suma de las masas atómicas de todos los átomos en una sustancia covalente, para las sustancias iónicas se dice masa fórmula (MF)



$$\bar{M} = 2 \text{MA}(\text{H}) + 1 \text{MA}(\text{S}) + 4 \text{MA}(\text{O})$$

$$\bar{M} = 2(1) + 1(32) + 4(16)$$

$$\bar{M} = 98 \text{ uma}$$



$$\text{MF} = 2 \text{MA}(\text{Al}) + 3 \text{MA}(\text{S}) + 12 \text{MA}(\text{O})$$

$$\text{MF} = 2(27) + 3(32) + 12(16)$$

$$\text{MF} = 342 \text{ uma}$$



5. EL MOL

Es una magnitud de conteo, que se expresa para partículas nanoscópicas.

En **un mol de átomos** existen $6,022 \times 10^{23}$ átomos. (número de Avogadro, N_A).

$$1 \text{ mol de partículas} = 6,022 \times 10^{23} \text{ partículas} = N_A$$

Ejemplos

- $1 \text{ mol (moléculas)} = 6,022 \times 10^{23} \text{ moléculas}$
- $1 \text{ mol (átomos)} = 6,022 \times 10^{23} \text{ átomos}$
- $1 \text{ mol (iones)} = 6,022 \times 10^{23} \text{ iones}$



MASA MOLAR

Es la masa que tiene una mol de partículas

Ejemplos

1mol de sodio de (Na)	contiene →	$6,022 \times 10^{23}$ átomos de Na	masa →	23 g	$m.A.(g)$
1mol de aluminio de (Al)	contiene →	$6,022 \times 10^{23}$ átomos de Al	masa →	27 g	$m.A.(g)$
1mol de agua (H_2O)	contiene →	$6,022 \times 10^{23}$ moléculas de H_2O	masa →	18 g	$\bar{M}(g)$
1mol de ácido (H_2SO_4)	contiene →	$6,022 \times 10^{23}$ moléculas de H_2SO_4	masa →	98 g	$\bar{M}(g)$



El número de Avogadro es inmenso, es aproximadamente 600 000 trillones.





1. Determine la masa atómica promedio del carbono si presenta dos isótopos.

RESOLUCIÓN

	^{12}C	^{13}C
	(98%)	(2%)

Isótopos	^{12}C	^{13}C
abundancias	98%	2%

$$m.A._{(E)} = \frac{A_1 \cdot a_1 + A_2 \cdot a_2}{100}$$

$$m.A._{(E)} = \frac{12(98) + 13(2)}{100}$$

$$m.A._{(E)} = \frac{1176 + 26}{100}$$

$$m.A._{(E)} = 12,02$$

uma

Rpta.:

12,02uma



2. Complete el cuadro:

Fórmula	CO ₂	NH ₃
\bar{M}	44 uma	17 uma

Datos: M.A (H=1; C=12; N=14; O=16)

RESOLUCIÓN

$$\bar{M}(\text{CO}_2) = 1 \text{MA}(\text{C}) + 2 \text{MA}(\text{O})$$

$$\bar{M} = 1(12) + 2(16)$$

$$\bar{M} = 44 \text{uma}$$

$$\bar{M}(\text{NH}_3) = 1 \text{MA}(\text{N}) + 3 \text{MA}(\text{H})$$

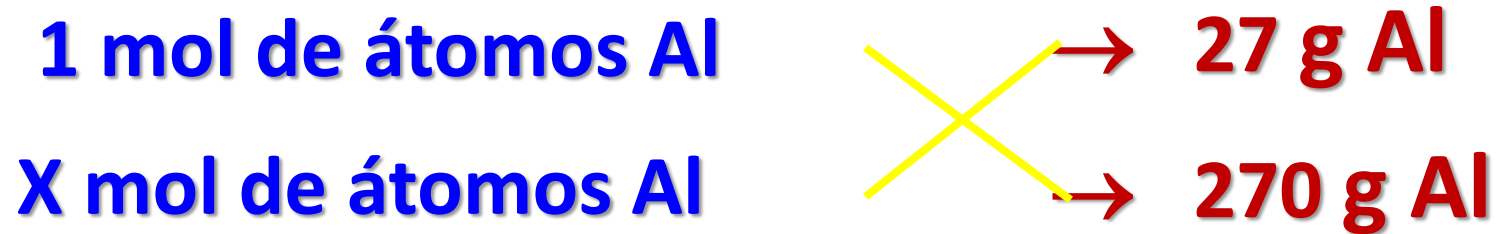
$$\bar{M} = 1(14) + 3(1)$$

$$\bar{M} = 17 \text{uma}$$



3. Se tiene 270 g de una barra de aluminio. ¿Cuántos mol de átomos de dicha sustancia existen? Dato : MA (Al=27)

RESOLUCIÓN



$$X = \frac{270 \times 1}{27}$$

$$X = 10 \text{ mol}$$

Rpta: 10mol

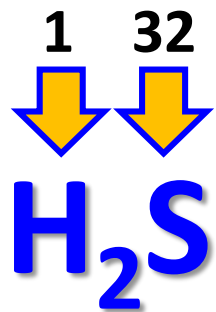


4. Determine la masa en gramos contenida en 12×10^{23} moléculas de H_2S .

Dato : M.A. (H=1 ; S=32)

$$N_A = 6 \times 10^{23}$$

RESOLUCIÓN



$$\bar{M} = 34 \text{ uma}$$

<u>1mol de moléculas de H_2S</u>	\longrightarrow	34 g H_2S
6×10^{23} moléculas de H_2S	\longrightarrow	34 g H_2S
12×10^{23} moléculas de H_2S	\longrightarrow	X g H_2S

$$X = \frac{34 \times 12 \times 10^{23}}{6 \times 10^{23}}$$

$$X = 68 \text{ g } \text{H}_2\text{S}$$

Rpta: 68g



5. Halle los mol de átomos de calcio que existen en 18×10^{23} átomos de este elemento. M.A. (Ca=40)

$$N_A = 6 \times 10^{23}$$

RESOLUCIÓN

1 mol Ca	→	6×10^{23} átomos de Ca
x mol Ca	→	18×10^{23} átomos de Ca

$$x = \frac{1x \cancel{18}^3 x 10^{23}}{\cancel{6} x \cancel{10^{23}}}$$

$$x = 3 \text{ mol de Ca}$$

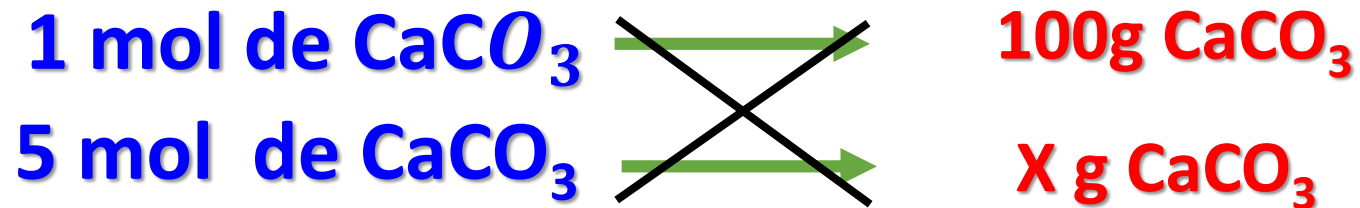
Rpta: 3mol



6. La piedra caliza es por definición una roca que contiene al menos 50% de carbonato de calcio en forma de calcita por peso. Todas las calizas contienen al menos un pequeño porcentaje de otros materiales. Pueden ser pequeñas partículas de cuarzo, feldespato o minerales arcillosos que llegan al sitio por medio de arroyos, corrientes y la acción de las olas. Determine la masa en gramos de 5 mol de carbonato de calcio (CaCO_3)

PA (uma): C = 12; Ca = 40; O = 16 .

RESOLUCIÓN



$$X = \frac{5 \times 100}{1}$$

$$x = 500 \text{ g de } \text{CaCO}_3$$

Rpta: 500 g



7. Los seres humanos, para cuantificar los materiales utilizamos unidades de conteo, como por ejemplo la docena (12 unidades), el millar (1000 unidades), etc.



Los químicos, para contar partículas constituyentes de la materia (átomos, moléculas, iones, electrones, protones, fotones, etc.) utilizan el mol.

¿Cómo se define el mol?

Es la cantidad de sustancia que contiene tantas unidades estructurales (átomos, moléculas u otras partículas) como átomos hay exactamente en 12 g (0,012 kg) de carbono-12. La cantidad de átomos en 12 gramos de

1 mol = $6,022 \times 10^{23}$ unidades = N_A unidades
Mediante esta definición de mol, escriba verdadero (V) o falso (F) según corresponda

a. Mol es la unidad de cantidad de sustancia.

()

b. La masa del C-12 es de 12 uma.

()

c. La unidad de masa atómica (uma) equivale a $1,6 \times 10^{-24}$ g.
La unidad de masa atómica viene a ser la doceava parte de la masa del C-12. :

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

V
V
F

RESOLUCIÓN

Rpta: VVF