



Materiales Educativos GRATIS

QUIMICA

QUINTO

UNIDADES QUÍMICAS DE MASA

MARCO TEÓRICO:

Es la parte de la química que se encarga del estudio de la cantidad de partículas (átomos, moléculas, p+, e-, n°, iones, etc.) masas y volúmenes que están presentes en toda sustancia química

I. CONCEPTO DE MOL:

Es la cantidad de sustancia; es decir, el número de partículas que pueda haber en una determinada masa de sustancias.

⇒ 1 mol <> 1 N_A de partículas discretas

Donde:

N_A = constante del número de Avogadro

$$N_A = 6,022 \times 10^{23} = 6 \times 10^{23}$$

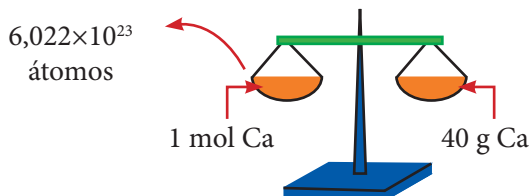
Las partículas discretas pueden ser: átomos, moléculas, iones, p+, e-, n°.... etc.

Un mol es la cantidad de partículas de una sustancia que contiene tantas entidades elementos (átomos, moléculas u otras particular) como átomos hay en 12 gramos de isótopo del carbono -12. Esta cantidad es: $6,022 \times 10^{23}$ partículas, equivale a seiscientos dos mil doscientos trillones.

Ejemplo:

- 1 mol Ca → N_A átomos de Ca
- 1 mol H₂O → N_A moléculas de H₂O

Graficando:



II. MASA ATÓMICA(mA) O PESO ATÓMICO (PA) DE UN ELEMENTO.

Es la masa relativa de un átomo y se expresa en uma (unidad de masa atómica). La uma representa la doceava parte de la masa del átomo de carbono -12; esto significa que un átomo de carbono tiene una masa relativa de 12 uma.

Ejemplo:

	C	H	O	N
mA	12	1	16	14

uma

La masa absoluta se expresa en gramos, y la conversión de uma a gramos equivale a la inversa del número de Avogadro.

Ejemplo:

$$1 \text{ uma} = \left(\frac{1}{N_A}\right) \text{ gramos} = 1,66 \times 10^{-24} \text{ gramos}$$

$$1 \text{ átomo de C} = 12 \text{ uma} = 12(1,66 \times 10^{-24} \text{ g})$$

$$1 \text{ átomo de O} = 16 \text{ uma} = 16(1,66 \times 10^{-24} \text{ g})$$

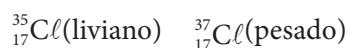
Ojo: Masa atómica promedio o masa aparente de un elemento:

Isótopos	${}^A_1\text{E}$	${}^A_2\text{E} \dots$	${}^A_n\text{E}$
Número de masa	A ₁	A ₂	A _n
Masa Isotópica	mA ₁	mA ₂	mA _n
Abundancia Natural	a ₁	a ₂ ...	a _n

$$mA(E) = \frac{A_1 \cdot a_1 + A_2 \cdot a_2 + \dots + A_n \cdot a_n}{a_1 + a_2 + \dots + a_n}$$

$$mA(E) = \frac{mA_1 \cdot a_1 + mA_2 \cdot a_2 + \dots + mA_n \cdot a_n}{a_1 + a_2 + \dots + a_n}$$

Ejemplo: Los Isótopos del Cloro son:



$$a_1 = 75 \% \quad a_2 = 25\%$$

$$mA(\text{Cl}) = \frac{(33)(75) + (37)25}{75+25} = \frac{2625 + 925}{100}$$

$$\therefore mA(\text{Cl}) = \frac{3550}{100} = 35,5 \text{ uma}$$

III. MASA MOLECULAR (M/) Y PESO MOLECULAR

Es la masa relativa de una molécula, se expresa en uma. Se obtiene sumando las masas atómicas de los átomos que forman la molécula.

$$\bar{M} = \text{Suma } m_A(\text{elementos})$$

Ejemplo:

Calcular la \bar{M} de la glucosa, $C_6H_{12}O_6$

$$\begin{aligned} \bar{M}(C_6H_{12}O_6) &= 6(12\text{UMA}) + 12(1\text{UMA}) + 6(16\text{UMA}) \\ &= 72 + 12 + 96 = 180 \text{ UMA} \end{aligned}$$

Se conoce como masa fórmula o peso fórmula (PF) a la masa relativa de una unidad fórmula, se expresa en uma y se obtiene sumando las masas atómicas de los átomos que forman dicha unidad fórmula.

Ejemplo:

Calcula el PF de fosfato de calcio $[Ca_3(PO_4)_2]$
+ 2(31 uma)

$$\begin{aligned} PF(Ca_3(PO_4)_2) &= 3(40 \text{ uma}) + 8(16 \text{ uma}) \\ &= 120 + 62 + 128 = 310 \text{ uma} \end{aligned}$$

IV. MASA MOLAR:

Es la masa en gramos (masa absoluta) de un MOL de partículas y siempre es igual a la masa de la fórmula (masa atómica o masa molecular) expresado en gramos.

Ejemplo:

- 1 mol de Ca = 40 g
- 1 mol de $C_6H_{12}O_6$ = 180 g
- 1 mol de $Ca_3(PO_4)_2$ = 310 g

V. VOLUMEN MOLAR (Vm)

A condiciones normales (CN), o sea:

$$P = 1 \text{ atm} ; T = 0^\circ\text{C} = 273\text{K}$$

$$1 \text{ mol gas (CN)} \rightarrow 22,4 \text{ litros}$$

Para elementos \rightarrow átomos:

$$1 \text{ Mol(E)} \rightarrow m_A(\text{E})\text{g} \rightarrow 6,022 \times 10^{23} \text{ átomos}$$

Por fórmula:

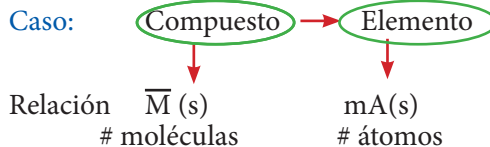
$$n(\text{E}) = \frac{\text{masa(g)}}{m_A(\text{E})} = \frac{\# \text{ átomos}}{N_A}$$

Para compuesto \rightarrow moléculas:

$$1 \text{ Mol(Comp)} \xrightarrow{\text{CN}} M/(\text{g}) \xrightarrow{\text{CN}} 6,022 \times 10^{23} \text{ moléculas} \rightarrow 22,4$$

Por fórmula:

$$n(\text{comp}) = \frac{\text{masa(g)}}{\bar{M} \text{ ó PF}} = \frac{\# \text{ moléculas}}{N_A} = \frac{Vm}{22,4l}$$



Trabajando en clase

1. ¿Cuántas mol de calcio hay en 240 gramos de dicho elemento? (m_A: Ca = 40 UMA)

(UNALM 2003 - II)

- a) 3
- b) 6
- c) 2
- d) 1
- e) 4

Resolución:

$$\begin{aligned} 1 \text{ mol Ca} &\rightarrow 40 \text{ g} \\ X &\rightarrow 240 \text{ g} \\ \hline X &= \frac{240}{40} = 6 \text{ mol} \end{aligned}$$

Rpta. B

2. ¿Cuántas mol de magnesio hay en 1,2 kg de dicho elemento? (m_A: Mg = 24 uma)

- a) 5
- b) 10
- c) 15
- d) 20
- e) 50

3. En 3 moles de metano (CH₄) calcular el número total de átomos.

- a) 11 N_A
- b) 12 N_A
- c) 13 N_A
- d) 14 N_A
- e) 15 N_A

4. ¿Cuántos átomos en total existen en 195 gramos de potasio? (K = 39 uma) ($N_A = 6 \times 10^{23}$)
- 3×10^{23} átomos
 - 3×10^{24} átomos
 - 3×10^{25} átomos
 - 3×10^{26} átomos
 - 3×10^{27} átomos

5. El número de moléculas existentes en 4 gramos de CCl_4 es: (mA: C = 12 uma; Cl = 35,5 uma)

- $1,5 \times 10^{23}$
- 6×10^{22}
- 16×10^{23}
- 24×10^{23}
- $1,7 \times 10^{22}$

Resolución:



$$x = \frac{(4)(6 \times 10^{23})}{142} = 1,7 \times 10^{22} \text{ moléculas}$$

Rpta. e

6. Calcular en número de moléculas que existen en 900 gramos de agua.

- 3×10^{25}
- 3×10^{24}
- 3×10^{23}
- 3×10^{22}
- 3×10^{21}

7. Con 12 gramos de hidrógeno, ¿cuántas moles de agua se obtendrá?

- 1
- 2
- 3
- 4
- 6

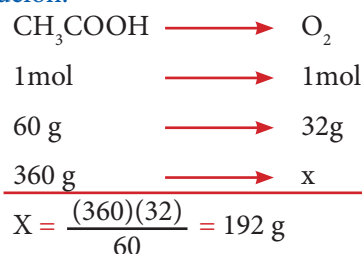
8. ¿Qué cantidad de oxígeno estará contenido en 360 gramos de ácido acético?

Dato: PF (CH_3COOH) = 60 g/mol

(UNMSM 2004-II)

- 19,2 g
- 182 g
- 172 g
- 192 g
- 17,2 g

Resolución:



Rpta. d

9. ¿Cuántos gramos de potasio hay en 112 gramos de hidróxido de potasio (KOH)?

Datos: K = 39; O = 16; H = 1

- 32 g
- 78 g
- 48 g
- 56 g
- 39 g

10. Los huesos de una persona adulta pesan 13 kg y contienen 50% de fosfato de calcio. Determina cuántos gramos de fósforo hay en los huesos de dicha persona.

Fórmula: fosfato de calcio = $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$

mA(Ca = 40; P = 31)

- 1200
- 1500
- 1000
- 1300
- 650

11. Calcula cuántos átomos de hidrógeno existen en NH_3 , si se sabe que contiene 28 gramos de nitrógeno.

- $60 N_A$
- $3 N_A$
- $6 N_A$
- $2 N_A$
- $10 N_A$

12. Un kilogramo de cierto mineral contiene 80% de carbonato de calcio. Si el resto es impureza, ¿cuántos gramos de calcio contiene dicho mineral?

Fórmula: CaCO_3 (carbonato de calcio)

- 180 g
- 320 g
- 160 g
- 200 g
- 360 g

Resolución:

Mineral = 1kg = 1000g (80/100) = 800g CaCO₃ puro

CaCO₃ → Ca

100g → 40g

800g → X

$$X = \frac{(800)(40)}{100} = 320 \text{ g Ca}$$

Rpta: b

13. Una mena de plomo tiene 30% de galena (PbS). ¿Cuántas toneladas de Pb se extraerán a partir de 2390 TM de mena en un proceso, con un rendimiento de 80%?

mA: Pb = 207 ; S = 32

- a) 496,8
- b) 776
- c) 552
- d) 663
- e) 1035

14. ¿Cuántos neutrones hay en 92 gramos de sodio, ²³₁₁Na? Número de Avogadro (N_A) = 6 × 10²³
(UNI 2009 - I)

- a) 72×10²⁴
- b) 144×10²⁰
- c) 288×10²⁰
- d) 144×10²³
- e) 288×10²³

15. Dados 0,2 Moles de gas mostaza, (ClCH₂CHO)₂S, señala las proposiciones que son verdaderas (V) o falsas (F) en el orden en que se presentan.

- I. La masa de cloro es 14,2 g
- II. El contenido de azufre es 12,8 g
- III. El número de átomos de azufre es 1,2×10²³

Datos: mA: H = 1; C = 12; S = 32; Cl = 35,5

N_A = 6,0×10²³

- a) FVV
- b) VVF
- c) VFV
- d) FFV
- e) FVF