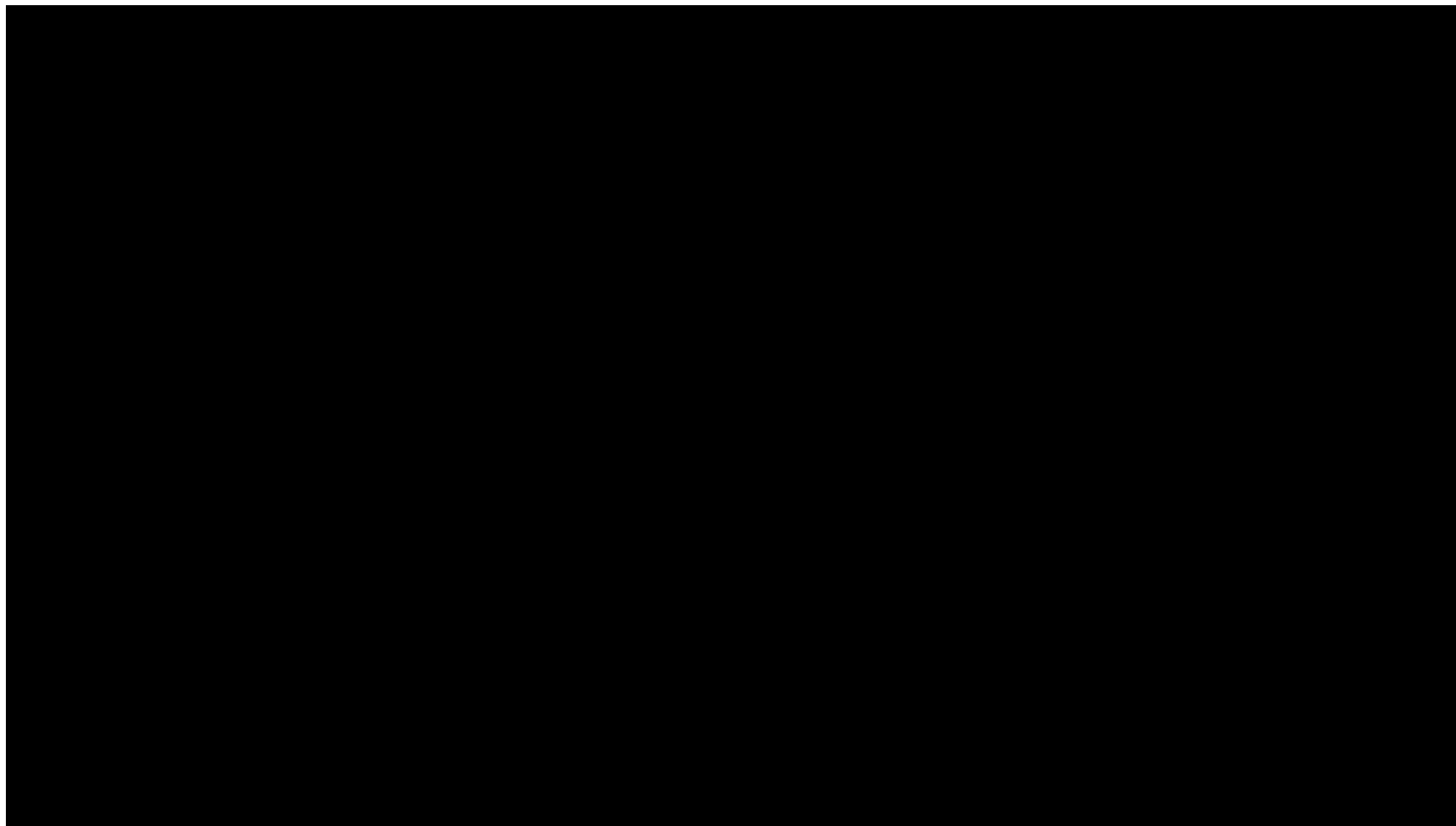




CHEMISTRY



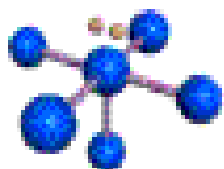
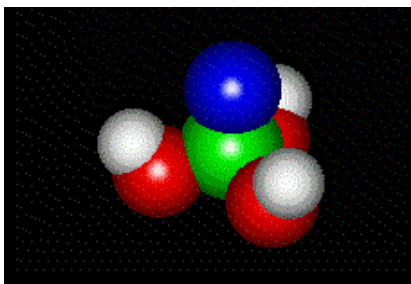
Chapter 4
**UNIDADES QUÍMICAS DE
MASA**
5TO UNI
Ciclo Verano 2021



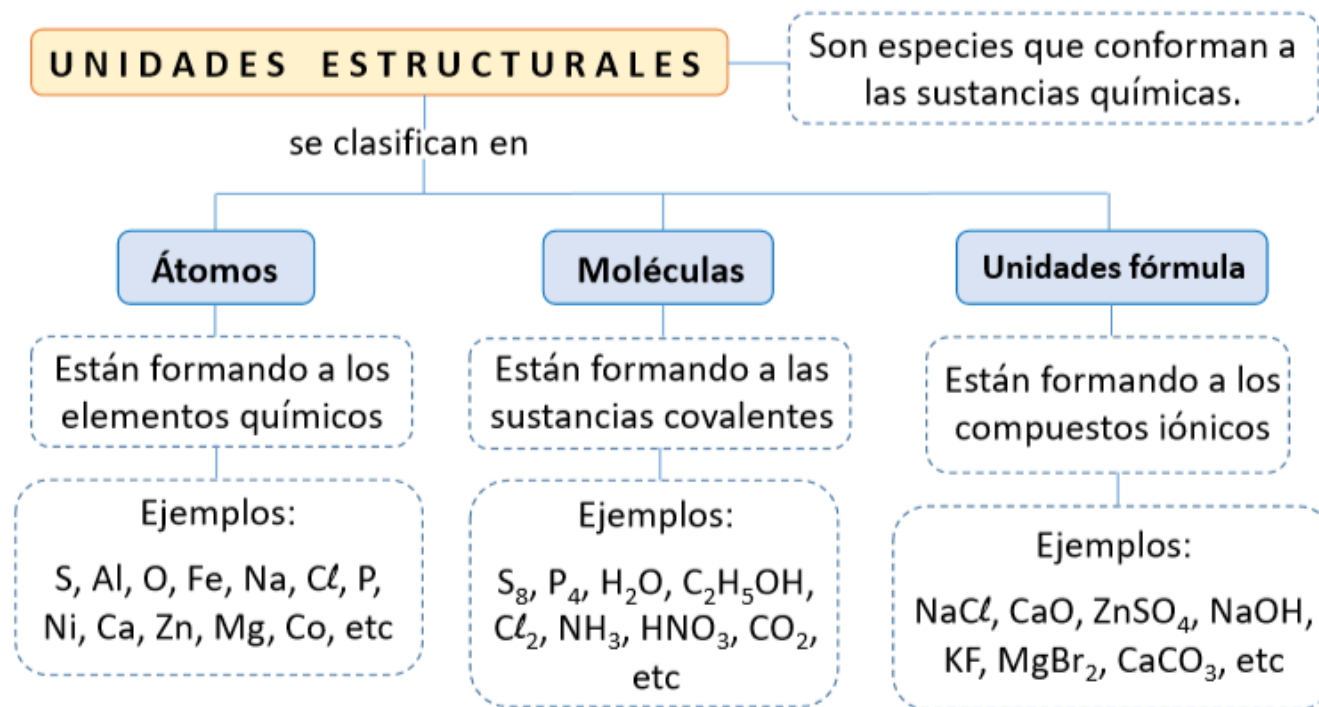


¿QUE SE ENTIENDE POR UNIDADES QUÍMICAS DE MASA?

- Son parámetros o variables que nos relacionan la masa de una sustancia y la cantidad de especies químicas (átomos, iones, moléculas, etc.) en dicha masa. Es decir consiste en el estudio de unidades químicas que expresan cantidad de materia para las sustancias químicas (elementos y compuestos).

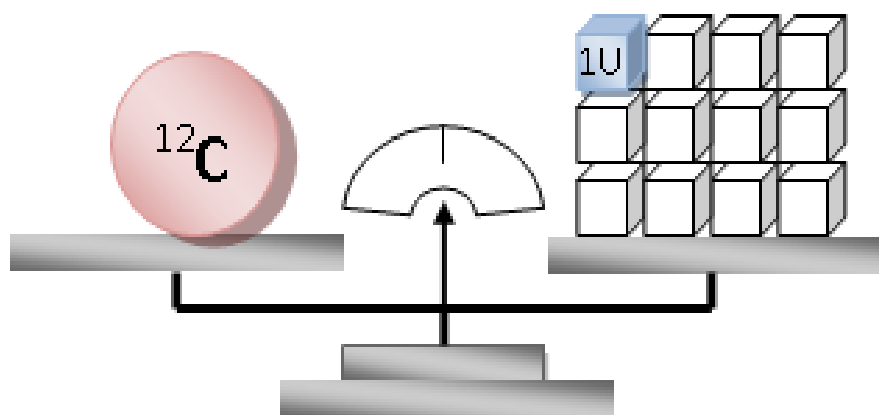
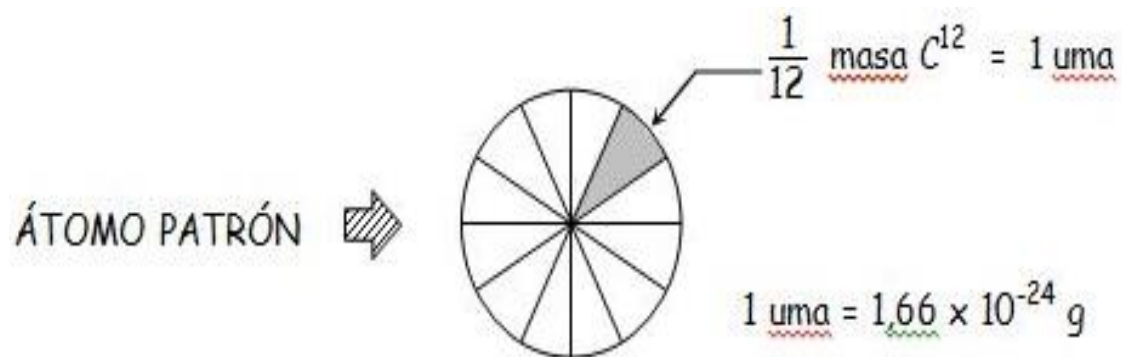


- Nos permiten hacer cálculos de masa, cantidad de átomos o moléculas, composición de las sustancias compuestas, etc.



1. Unidad de masa atómica (uma)

La uma es una unidad utilizada para expresar la masa de la materia nanoscópica como átomos, moléculas, protones, neutrones, y otras partículas subatómicas.



$$1 \text{ uma} \approx 1,66 \cdot 10^{-24} \text{ g}$$

También :

$$1u = \frac{1g}{N_A}$$



2. Masa relativa de un átomo: Indica la cantidad de veces que está contenida la unidad de masa atómica (u) en un átomo. Es adimensional.

$$A_r = \frac{\text{Masa atómica en gramos}}{1,66 \times 10^{-24} \text{ gramos}}$$

Ejercicio 1: Determine la masa relativa de un átomo cuya masa absoluta es $9,59 \times 10^{-23} \text{ g}$ e indique a que isótopo del elemento níquel pertenece.

☒ A) Ni-58
D) Ni-62

B) Ni-60
E) Ni-63

C) Ni-61

Resolución:

$$A_r \left({}_{28}^A\text{Ni} \right) = \frac{9,59 \times 10^{-23} \text{ g}}{1,66 \times 10^{-24} \text{ g}} \rightarrow A_r \left({}_{28}^A\text{Ni} \right) = 57,77$$

Respuesta: A

3. Masa atómica o isotópica: Indica la masa relativa de un átomo expresada en unidades de masa atómica (u).

$$\overline{mA} = A_r \text{ en (u)}$$

Ejemplo: Para el ejercicio anterior la masa relativa de un átomo de Ni-58 es 57,77 entonces su masa isotópica deberá ser:

$$\overline{mA}({}_{28}^{58}\text{Ni}) = 57,77u$$

PROBLEMA: Sabiendo que veinte átomos idénticos de plata acumulan una masa absoluta de $3,6158 \times 10^{-21}$ g. Identifique a que isótopo pertenecen.

A) Ag-107

B) Ag-108



Ag-

109

D) Ag-110

E) Ag-111

Resolución:

$$\begin{array}{lcl} 20 \text{ átomos} & \rightarrow & 3,6158 \times 10^{-21} \text{ g} \\ 1 \text{ átomo} & \rightarrow & x \end{array} \quad \xrightarrow{\quad} \quad x = 1,8079 \times 10^{-22} \text{ g}$$



Calculamos la masa relativa de un átomo de plata.

$$A_r = \frac{\text{masa absoluta en(g)}}{1,66 \times 10^{-24} \text{ g}}$$

$$A_r({}_{47}^A\text{Ag}) = \frac{1,8079 \times 10^{-22} \text{ g}}{1,66 \times 10^{-24} \text{ g}} = 108,91$$

Luego su masa isotópica es: 108,91 u

El número de masa (A) deberá ser 109 (valor entero, indica cantidad de protones y neutrones).

Por lo tanto, el núclido del isótopo es ${}_{47}^{109}\text{Ag}$

Respuesta: C

4. Masa atómica promedio o Masa atómica aparente (A_r): Es una medida promedio de la masa de los distintos isótopos de un elemento químico relacionados con su abundancia que generalmente se da en porcentaje.



$$\left(\overline{A_r}\right)_{aproximada} = \frac{A_1 \times a_1 + A_2 \times a_2 + \dots + A_n \times a_n}{a_1 + a_2 + \dots + a_n}$$

$$\left(\overline{A_r}\right)_{exacta} = \frac{\overline{A_1} \times a_1 + \overline{A_2} \times a_2 + \dots + \overline{A_n} \times a_n}{a_1 + a_2 + \dots + a_n}$$

- ✓ Para cálculo rápido se trabaja con valores enteros obteniéndose una masa atómica aproximada.

A: Número de masa

a%: Porcentaje de abundancia

Elemento	C	H	O	N	Na	Mg	Cl	Ca	P
PA (uma)	12	1	16	14	23	24	35.5	40	31

El litio natural es :

7.42% ${}^6\text{Li}$

92.58% ${}^7\text{Li}$

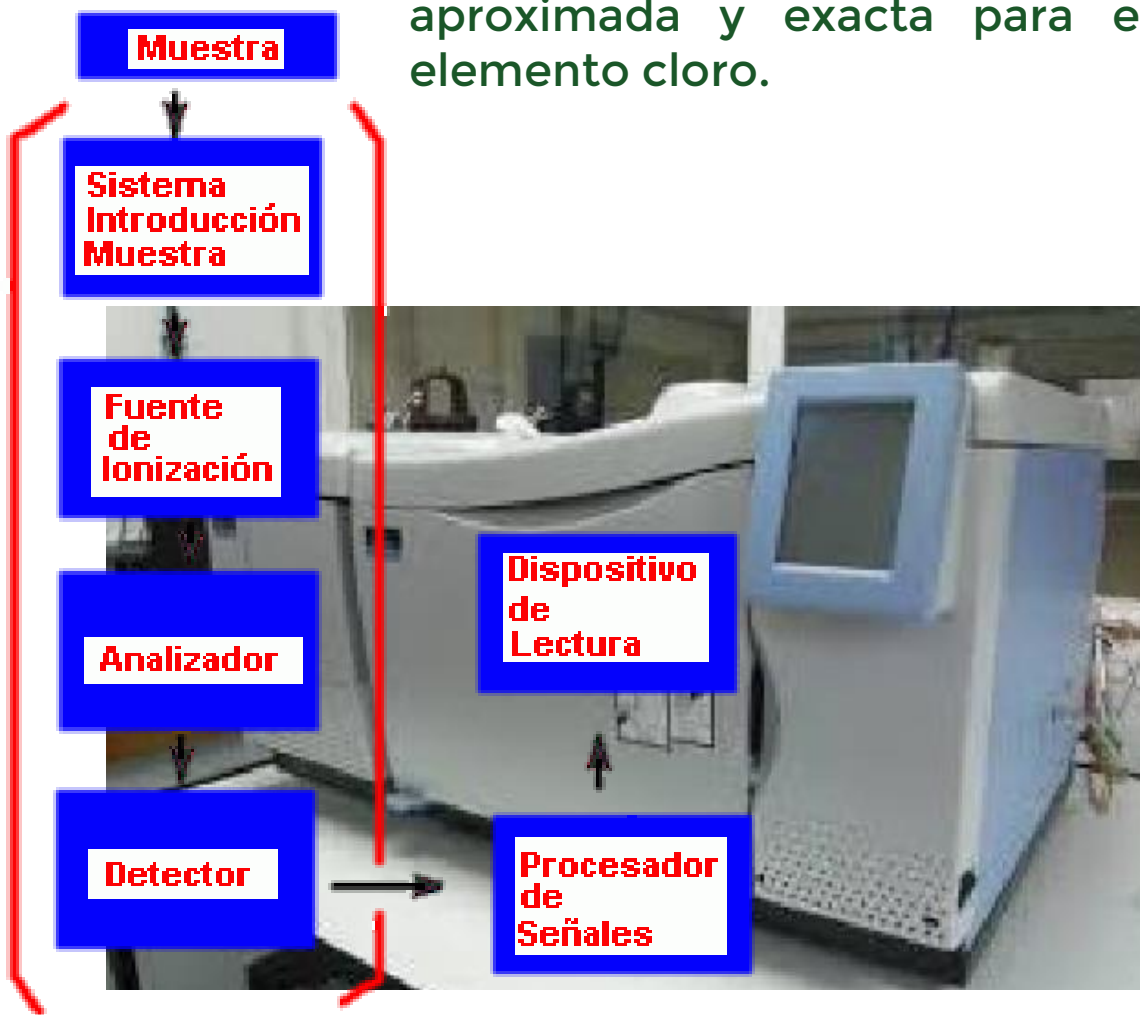
$$\left(\overline{A_r}\right)_{aproximada} = \frac{6 \times 7,42 + 7 \times 92,58}{7,42 + 92,58}$$

$$\left(\overline{A_r}\right)_{aproximada} = 6,9258u$$

PROBLEMA: Considerando los datos obtenidos en un espectrómetro de masas acerca de los isótopos del elemento cloro.

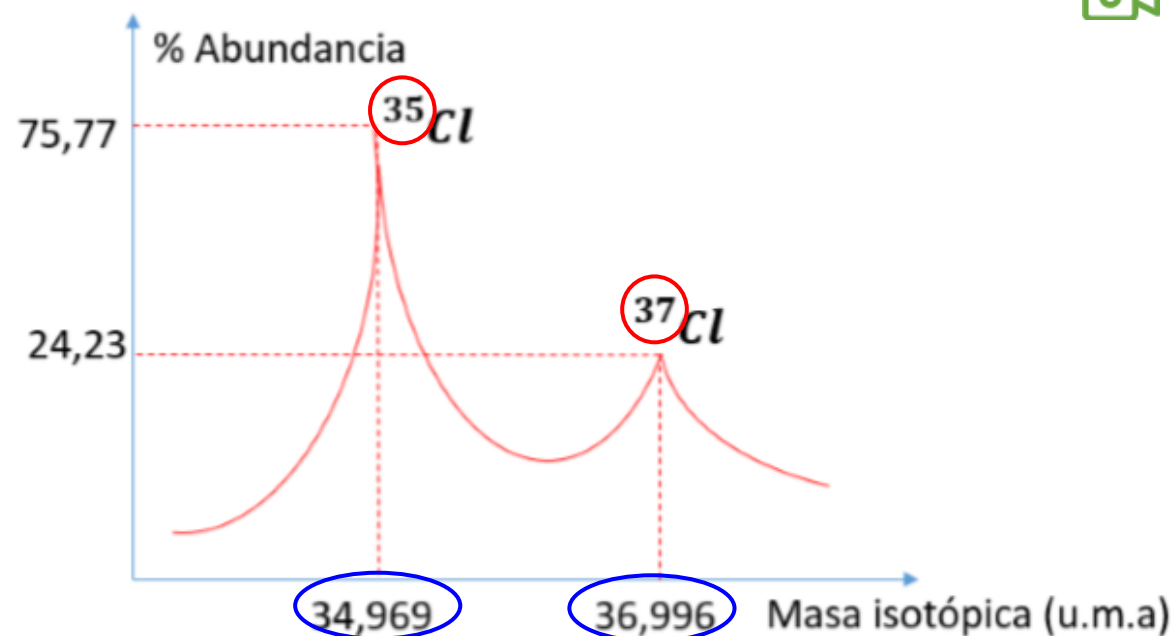
ISÓTOPOS	Cl-35	Cl-37
# MASA	$A_1 = 35$	$A_2 = 37$
MASAS ISOTÓPICAS	34,969 u	36,96 u
ABUNDANCIA	75,77 %	24,23 %

Hallar la masa atómica aproximada y exacta para el elemento cloro.



$$(\overline{A_r})_{aproximada} = ?$$

$$(\overline{A_r})_{exacta} = ?$$



$$(\overline{A_r})_{aproximada} = \frac{75,77\% \times 35 + 24,23\% \times 37}{100\%}$$

$$= 35,4846 \text{ uma}$$

$$(\overline{A_r})_{exacta} = \frac{75,77\% \times 34,969 + 24,23\% \times 36,996}{100\%}$$

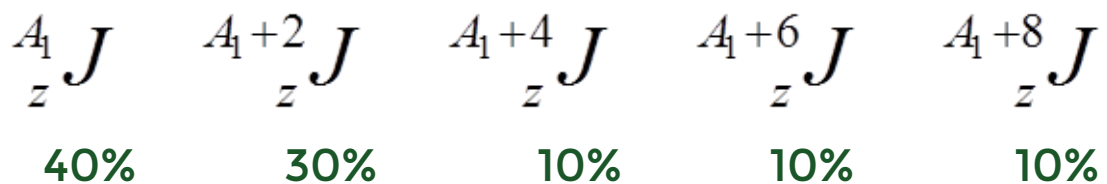
$$= 35,4601 \text{ uma}$$



PROBLEMA: Cierta elemento químico “J” presenta cinco isótopos cuyos números de masa están en progresión aritmética de razón igual a dos y suman 180, además sus porcentajes de abundancia natural son como siguen: 40% el más liviano, 30% el segundo y los demás considérese en igual porcentaje. Determine la masa aparente de este elemento en unidades de masa atómica (u).

- A) 32,2 u  B) 34,4 u C) 36,6 u
 D) 38,8 u E) 40,2 u
 Resolución:

Sean los isótopos de un elemento químico, con sus respectivas abundancias naturales:



Determinamos los números de masa, a partir del dato:

$$\sum A_i = 180$$

$$A_1 + A_1 + 2 + A_1 + 4 + A_1 + 6 + A_1 + 8 = 180$$

$$A_1 = 32; A_2 = 34; A_3 = 36; A_4 = 38; A_5 = 40$$

Calculamos la masa aparente o masa atómica promedio:

$$\left(\overline{A_r}\right)_{aproximada} = \frac{A_1 \times a_1 + A_2 \times a_2 + \dots + A_n \times a_n}{a_1 + a_2 + \dots + a_n}$$

$$\left(\overline{A_r}\right)_{aproximada} = \frac{32 \times 40 + 34 \times 30 + 36 \times 10 + 38 \times 10 + 40 \times 10}{40 + 30 + 10 + 10 + 10}$$

$$\left(\overline{A_r}\right)_{aproximada} = 34,4u$$

Respuesta: B



5. Masa de sustancias compuestas: Indica la masa de una unidad estructural en uma. Se calcula sumando las masas atómicas de cada átomo presente en el compuesto. Puede ser:

5.1. Masa fórmula (mF): Es la masa de una sola unidad fórmula (especie iónica), expresada en uma.

$$\overline{mF} = \sum \overline{A_r}$$

Ejemplos:

$$\overline{mF}_{NaCl} = \overline{mA}(Na^+) + \overline{mA}(Cl^-) = 23u + 35,5u = 58,5u$$

$$\overline{mF}_{KNO_3} = 39u + 14u + 3(16u) = 101u$$

$$\overline{mF}_{Ca_3(PO_4)_2} = 3(40u) + 2(31u + 4 \times 16u) = 310u$$

$$\overline{mF}_{CaSO_4 \cdot 2H_2O} = \overline{mF}_{CaSO_4} + 2\overline{M}_{H_2O} = 136u + 2(18u) = 172u$$

5.2. Masa molecular (\overline{M}): Es la masa de una sola molécula (especie covalente), expresada en uma.

$$\overline{M} = \sum \overline{A_r}$$

$$\overline{M}_{O_2} = 2\overline{A_r}(O_2) = 2(16u) = 32u$$

$$\overline{M}_{H_2O} = 2\overline{A_r}(H) + \overline{A_r}(O) = 2(1u) + 1(16u) = 18u$$

6. Mol (n): Es una unidad del sistema internacional (SI), que se utiliza para indicar cantidad de sustancia que contiene tantas unidades estructurales (átomos, iones, moléculas, electrones, etc.) como átomos están contenidos en 12 gramos de C-12. Dicha cantidad se conoce como número de Avogadro (N_A o N_O).

$$N_A = 6,022 \cdot 10^{23} \text{ unidades estructurales / mol}$$

1 mol de átomos de helio = $6,022 \cdot 10^{23}$ átomos de helio

1 mol de moléculas de $H_2O \approx 6 \cdot 10^{23}$ moléculas H_2O

5 mol de moléculas de $H_2O \approx 3 \cdot 10^{24}$ moléculas H_2O

El mol también se define como el peso de una unidad estructural (peso fórmula, masa molecular, masa atómica) expresada en gramos: masa molar.

7. Masa molar (\bar{M}): Es la masa en gramos de un mol de sustancia (iónica, covalente, elemental) o la masa de un N_A de partículas estructurales idénticas (de moléculas, de átomos,...) expresada en g/mol y es numéricamente igual al Ar o mF.

$$\bar{M}_{Ca} = 40 \text{ g/mol}$$

$$\bar{M}_{O_2} = 32 \text{ g/mol}$$

$$\bar{M}_{H_2O} = 18 \text{ g/mol}$$

$$\bar{M}_{H_2SO_4} = 98 \text{ g/mol}$$

$$\bar{M}_{NaCl} = 58,5 \text{ g/mol}$$

$$\bar{M}_{Ca_3(PO_4)_2} = 310 \text{ g/mol}$$

$$\bar{M}_{CaSO_4 \cdot 2H_2O} = 172 \text{ g/mol}$$



Calculo de número de moles (n)

$$n = \frac{\text{masa(g)}}{\bar{M}} = \frac{\#partículas}{N_A}$$

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

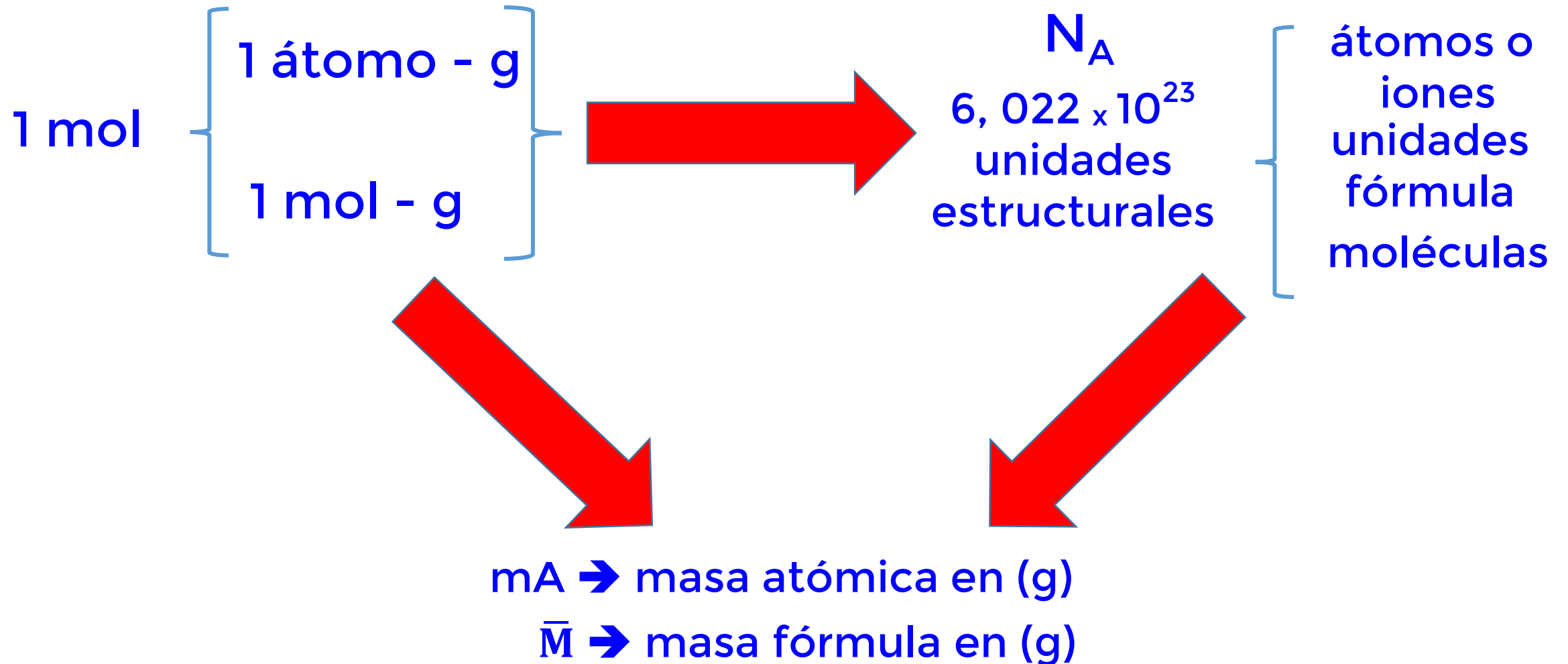
Si pudieras viajar a la velocidad más alta posible, la velocidad de la luz (300 000 km/s), te tomaría alrededor de 62 mil millones de años el recorrer el N_A de kilómetros.

8. Volumen molar a condiciones normales (V_m) Es el volumen que ocupa la mol-g de una sustancia gaseosa a una presión de una atm y temperatura de 0 °C.

1 mol-g de gas a C.N. ocupa $\rightarrow V_m = 22,4 \text{ L}$
 $T = 0^\circ\text{C}$ $P = 1 \text{ atm}$

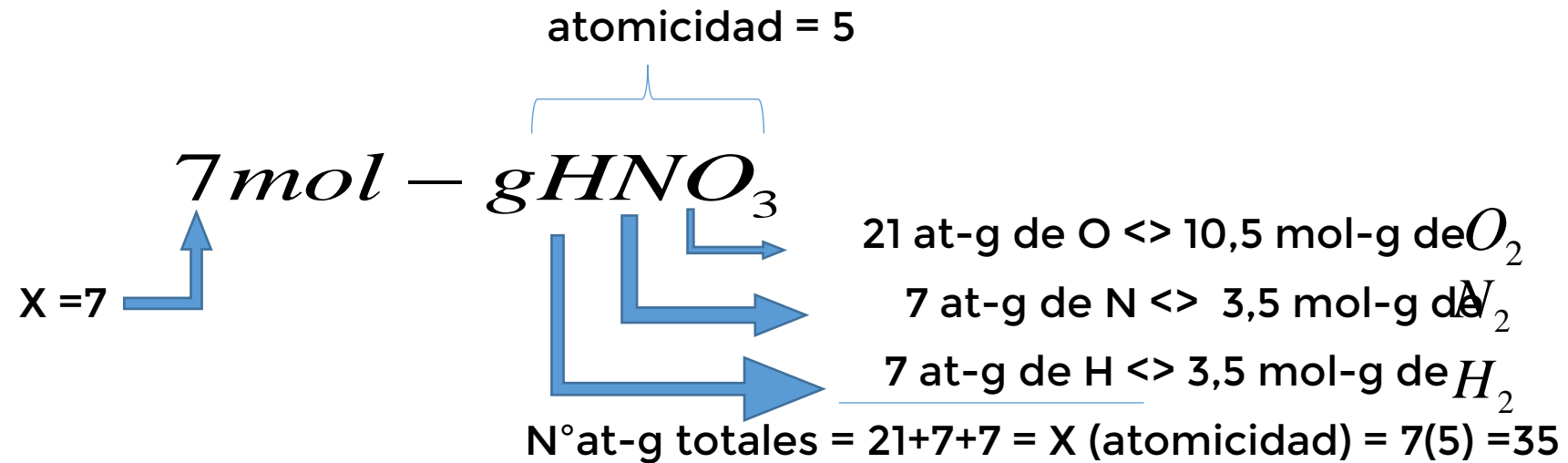


RELACIÓN EQUIVALENTE DE LAS UQM





INTERPRETACIÓN DE UNA UNIDAD QUÍMICA DE MASA. Ejemplo:





Indica el porcentaje en masa de cada elemento químico en un compuesto dada su fórmula química.

Ejemplo 1: $H_2O \longrightarrow \overline{M} = 18$

$$\%H = \frac{2(1)}{18} \times 100\% = 11,11\%$$

$$\%O = \frac{1(16)}{18} \times 100\% = 88,88\%$$

La C.C. del oxidano es 11,11% de H y 88,88% de O

Ejemplo 2: $C_6H_{12}O_6 \longrightarrow \overline{M} = 180$

$$\%C = \frac{6(12)}{180} \times 100\% = 40\%$$

$$\%H = \frac{12(1)}{180} \times 100\% = 6,67\%$$

$$\%O = \frac{6(16)}{180} \times 100\% = 53,33\%$$

La C.C. de la glucosa es 40% de C, 6,67% de H y 53,33% de O



Fórmula empírica (FE) y fórmula molecular (FM).

F.E.	F.M.	k
CH	C_2H_2	2
CH_2O	$C_6H_{12}O_6$	6
C_2H_3O	$C_8H_{12}O_4$	4
V_2O_5	V_2O_5	1

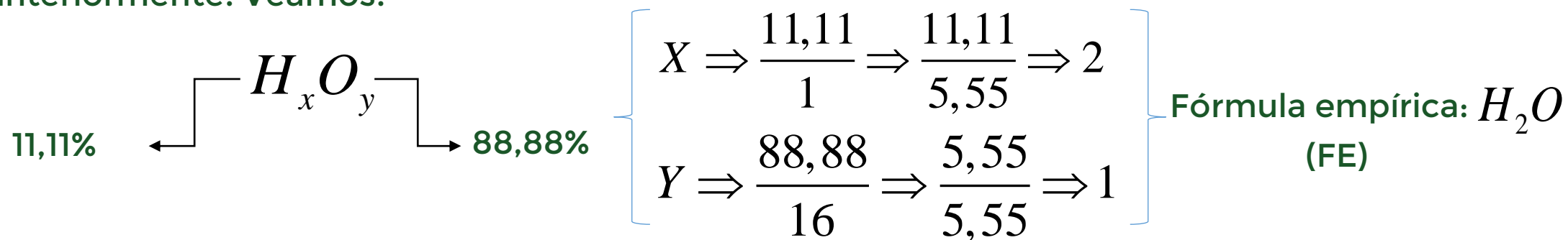
k: Razón directa de masas molares o de atomicidades → índice

$$\text{atomicidad: } k = \frac{\overline{M}_{FM}}{\overline{M}_{FE}} = \frac{\text{atomicidad de la FM}}{\text{atomicidad de la FE}}$$

Nota. Si: $k=1 \rightarrow FE = FM$

Ejemplo 1: La C.C. del oxidano es 11,11% de H y 88,88% de O, determine su fórmula empírica.

Se calcula los at-g de cada elemento dividiendo el porcentaje entre el peso atómico y finalmente para determinar los valores de "x" e "y" se divide a cada valor entre el menor resultado obtenido anteriormente. Veamos:





Ejemplo 2: La C.C. de un carbohidrato de masa molar 180 g/mol, es 40% de C, 6,67% de H y 53,33% de O. Determine la atomicidad de su fórmula molecular. Datos de masas atómicas molares (g/mol): C=12; H=1; O=16

A) 16

B) 20

☒ C) 24

D) 25

E) 32

1er. Paso: Determinación de la fórmula empírica (FE).

Calculamos X, Y y Z.

$$X \Rightarrow \frac{40}{12} \Rightarrow 3,33$$

$$Y \Rightarrow \frac{6,67}{1} \Rightarrow 6,67$$

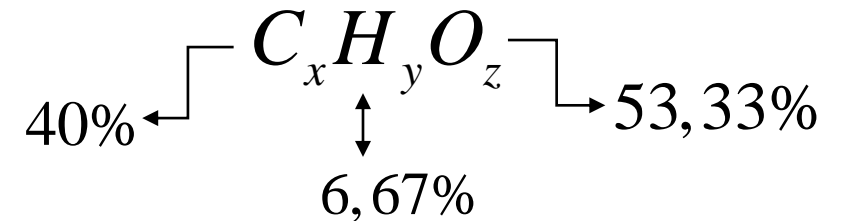
$$Z \Rightarrow \frac{53,33}{16} \Rightarrow 3,33$$

Dividimos entre el valor menor obtenido que es 3,33

$$X \Rightarrow \frac{3,33}{3,33} \Rightarrow 1$$

$$Y \Rightarrow \frac{6,67}{3,33} \Rightarrow 2$$

$$Z \Rightarrow \frac{3,33}{3,33} \Rightarrow 1$$



Entonces: $x=1$; $y=2$; $z=1$; luego

obtiene la FE : CH_2O

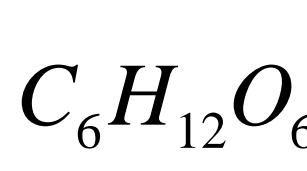
siendo su masa molar:

$$\overline{M}_{FE} = 12 + 2 + 16 = 30 \text{ g/mol}$$

2do. Paso: Determinación de la fórmula molecular (FM). Por dato: $\overline{M}_{FM} = 180 \text{ g/mol}$

$$\text{FM: } \text{C}_k \text{H}_{2k} \text{O}_k \quad \Rightarrow \quad k = \frac{\overline{M}_{FM}}{\overline{M}_{FE}}$$

$$k = \frac{180}{30} = 6$$

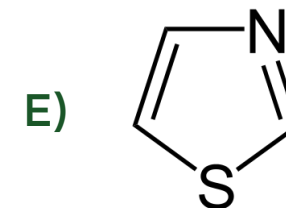
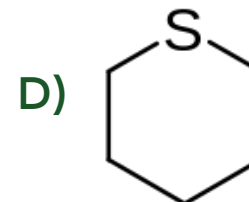
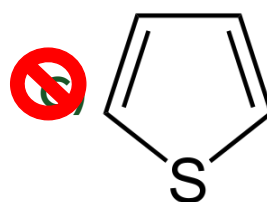
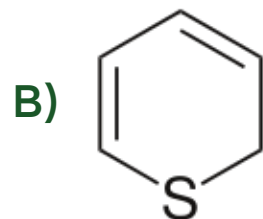
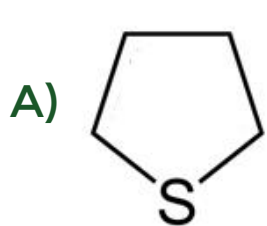


$$\text{Atomicidad} = 6 + 12 + 6 = 24$$

Respuesta: C



PROBLEMA: El tiofeno, es un disolvente orgánico heterocíclico, formado por carbono, hidrógeno y azufre que produce dióxido de carbono, agua y dióxido de azufre en combustión completa. Cuando se somete al análisis, los productos de esta combustión, una muestra de 1,086 g de tiofeno, produce 2,272 g de CO_2 , 0,465g de H_2O y el resto es SO_2 . ¿Cuál sería la estructura más probable del tiofeno?



Resolución: $\text{FE} = \text{C}_x\text{H}_y\text{S}_z$

En CO_2 :

$$44\text{g}(\text{CO}_2) \text{ ----- } 12\text{g}(\text{C})$$

$$2,272\text{g}(\text{CO}_2) \text{ ----- } m(\text{C})$$

$$\Rightarrow m(\text{C}) = \frac{2,272\text{g} \times 12\text{g}}{44\text{g}} = 0,619\text{g}$$

En H_2O :

$$18\text{g}(\text{H}_2\text{O}) \text{ ----- } 2\text{g}(\text{H})$$

$$0,465\text{g}(\text{H}_2\text{O}) \text{ ----- } m(\text{H})$$

$$\Rightarrow m(\text{H}) = \frac{0,465\text{g} \times 2\text{g}}{18\text{g}} = 0,052\text{g}$$

$$\therefore m(\text{S}) = 1,086\text{g} - (0,619\text{g} + 0,052\text{g}) = 0,415$$

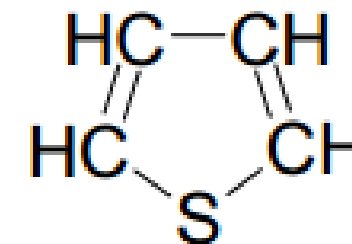
$$x = \frac{0,619}{12} = 0,052 \div 0,013 = 4$$

$$y = \frac{0,052}{1} = 0,052 \div 0,013 = 4$$

$$z = \frac{0,415}{32} = 0,013 \div 0,013 = 1$$

$$\text{FE} = \text{C}_x\text{H}_y\text{S}_z$$

$$\text{FE: C}_4\text{H}_4\text{S}$$



Tiofeno

Respuesta: C

1. Indique la proposición correcta respecto a la definición de la unidad de masa atómica.

- ☒ A) Es la masa del isótopo C-12.
- ☐ B) Es la doceava parte de la masa del isótopo C-12.
- ☐ C) Es la masa del isótopo C-14.
- ☐ D) Es la doceava parte de la masa del isótopo C-14.
- ☐ E) Es igual a $1,66 \times 10^{-24}$ gramos de carbono.

Resolución:

La uma se define como la doceava parte de la masa del isótopo C-12 .

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

Respuesta: A

2. Escriba verdadero (V) o falso (F) según corresponda, luego marque la alternativa correcta.



- La unidad química de masa se utiliza para determinar las masas de átomos y moléculas. (**V**)
- La unidad de masa atómica (u) está definida como la doceava parte de la masa del isótopo C-12. (**V**)
- La masa isotópica es la masa real de cada átomo y/o isótopo de una especie química. (**F**)

A) FFF

☒ B) VVF

C) FVF

D) FFV

E) VVV

Respuesta: B

Resolución: MASA ATÓMICA O ISOTÓPICA

Indica la masa relativa de un átomo expresada en unidades de masa atómica (u). La masa atómica absoluta es la masa real en gramos de un átomo.

3. El magnesio está formado por tres isótopos con masas isotópicas relativas de 23,9924 u; 24,9938 u y 25,9898 u. Las abundancias relativas de estos tres isótopos están en una relación 7,9:1:1; respectivamente. Calcule la masa atómica promedio, en g/mol, del elemento magnesio.

A) 24,12 **B) 24,31** C) 24,76
D) 25,62 E) 25,76

Resolución:

ISÓTOPOS	A ₁	A ₂	A ₃
MASAS ISOTÓPICAS	23,9924 uma	24,9938 uma	25,9898 uma
ABUNDANCIA	7,9	1	1

$$\left(\overline{A_r}\right)_{\text{exacta}} = \frac{A_1 \times a_1 + A_2 \times a_2 + \dots + A_n \times a_n}{a_1 + a_2 + \dots + a_n}$$

$$\left(\overline{A_r}\right)_{\text{exacta}} = \frac{23,9924 \times 7,9 + 24,9938 \times 1 + 25,9898 \times 1}{(7,9 + 1 + 1)}$$

$$\left(\overline{A_r}\right)_{\text{exacta}} = 24,31$$

Respuesta: B

4. A partir de la siguiente información, calcule el peso atómico del magnesio (isótopo).

Isótopo	Masa (u)	% de abundancia
Magnesio-24	23,99	78,30
Magnesio-25	24,99	10,13
Magnesio-26	25,99	11,57

A) 25 B) 24,54 C) 24,67
D) 24,32 E) 25,12

Resolución:

$$\left(\overline{A_r}\right)_{\text{exacta}} = \frac{23,99 \times 78,30 + 24,99 \times 10,13 + 25,99 \times 11,57}{(100 \%)}$$

$$\left(\overline{A_r}\right)_{\text{exacta}} = 24,32$$

Respuesta: D

5. 5 millones de moléculas de un ácido orgánico, $C_nH_{2n}O_2$, tienen una masa de $4,4 \times 10^8$ u. ¿Cuál es la fórmula del ácido?

Masa atómica (u): H=1; C=12 y O=16.

- A) $C_4H_8O_2$ B) $C_2H_4O_2$ C) $C_3H_6O_2$
D) CH_2O_2 E) $C_6H_{12}O_2$

Resolución:

Masa en umas de una molécula:

$$\overline{M} = \frac{\text{masa en umas}}{\# \text{ de moléculas}}$$

Reemplazando tenemos:

$$\overline{M} = \frac{4,4 \times 10^8 \text{ uma}}{(5 \times 10^6 \text{ moléculas})} \longrightarrow \overline{M} = 88 \text{ u}$$

$$\overline{M} = n(12) + 2n(1) + 2(16) = 88 \text{ u}$$

$$14n = 56 \rightarrow n = 4 \rightarrow C_4H_8O_2$$

Respuesta: A

6. El nivel permisible de concentración de cloruro de vinilo, C_2H_3Cl , en la atmósfera de una planta química es de $2,0 \times 10^{-6}$ g/L. ¿Cuántas moléculas de cloruro de vinilo por litro representa?

Masa atómica (u): H = 1; C = 12 y Cl = 35,5.

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

- A) 2×10^{17} B) $1,93 \times 10^{16}$
C) $6,25 \times 10^{18}$ D) $1,93 \times 10^{18}$
E) $6,25 \times 10^{-18}$

Resolución:

$$n = \frac{\text{masa(g)}}{\overline{M}} = \frac{\# \text{partículas}}{N_A}$$

Reemplazando tenemos:

$$\frac{2,0 \times 10^{-6} \text{ g}}{62,5 \text{ g mol}^{-1}} = \frac{\# \text{ moléculas}}{6,022 \times 10^{23} \text{ moléculas mol}^{-1}}$$

$$\# \text{ moléculas} = 1,927 \times$$

$$\frac{10^{16} \text{ moléculas}}{10^{16} \text{ moléculas}} = 1,93 \times 10^{16} \text{ moléculas}$$

Respuesta: B



7. Calcule la masa en gramos de 5 millares de moléculas de ácido acético (CH_3COOH).

Masa atómica (u): $\text{H} = 1$; $\text{C} = 12$ y $\text{O} = 16$;
 $N_A = 6 \times 10^{23}$.

- A) $5,0 \times 10^{-19}$ B) $5,0 \times 10^{-20}$
 C) $5,0 \times 10^{-21}$ D) $3,0 \times 10^{-19}$
 E) $6,0 \times 10^{-19}$

Resolución:

$$\frac{\text{masa(g)}}{\overline{M}} = \frac{\#partículas}{N_A}$$

Reemplazando

tenemos:

$$\frac{\text{masa (g)}}{60 \text{ g mol}^{-1}} = \frac{5 \times 10^3 \text{ moléculas}}{6 \times 10^{23} \text{ moléculas mol}^{-1}}$$

$$\text{masa} = 5 \times 10^{-19} \text{ g}$$

Respuesta: A



8. Joseph Priestley descubrió el oxígeno en 1772 al someter a calentamiento una muestra de montroidita, un mineral que contiene {óxido de mercurio (II)}. Este óxido se descompone en oxígeno gaseoso y mercurio metálico. A partir de 13,5 g de montroidita que contiene 80 % de óxido de mercurio (II), ¿qué masa de mercurio metálico, en g, puede obtener?

Masa atómica (u): $\text{Hg} = 200,6$ y $\text{O} = 16$.

- A) 4,0 B) 5,5 C) 7,0
 D) 8,5 E) 10,0

Resolución: Hallando la masa en gramos de HgO en montroidita:

$$\text{masa} = 13,5 (0,8) \text{ g} \rightarrow \text{masa} = 10,8 \text{ g HgO}$$

$$\left. \begin{array}{l} 216,6 \text{ g HgO} \rightarrow 200,6 \text{ g Hg} \\ 10,8 \text{ g HgO} \rightarrow m \text{ Hg} \end{array} \right\} m_{\text{Hg}} = 10,0022 \text{ g}$$

$$m_{\text{Hg}} \approx 10 \text{ g}$$

Respuesta: E

9. Una muestra de glucosa, $C_6H_{12}O_6$, contiene 4×10^{22} átomos de carbono. ¿Cuántas moles de glucosa contiene la muestra?

Dato: $N_A = 6,02 \times 10^{23}$.

- A) $6,6 \times 10^{-3}$ **B) $1,1 \times 10^{-2}$**
 C) $6,6 \times 10^{-2}$ D) $1,1 \times 10^{-1}$
 E) $6,6 \times 10^{-1}$

Resolución:

1 mol $C_6H_{12}O_6 \rightarrow 6 (6,02 \times 10^{23})$ átomos

C $n C_6H_{12}O_6 \rightarrow 4 \times 10^{22}$ átomos C

$$n = 4 \times 10^{22} \text{ átomos C} \left(\frac{1 \text{ mol } C_6H_{12}O_6}{3,612 \times 10^{24} \text{ átomos C}} \right)$$

$$n C_6H_{12}O_6 = 1,1 \times 10^{-2} \text{ mol}$$

Respuesta: B

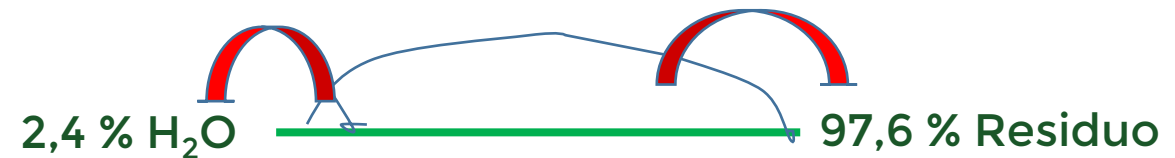
10. Un carbón contiene 2,4 % de agua. Después de seco, el residuo libre de humedad contiene 71,0 % de carbono. Calcule el porcentaje de carbono en la muestra húmeda.

Datos

Elemento	C	O	H
Masa atómica (u)	12	16	1

- A) 2,4 % **B) 69,3 %** C) 36 %
 D) 1,7 % E) 29 %

Resolución:



97,6 % Residuo \rightarrow 100 % seco

% C \rightarrow 71 % carbono

% C = 69,3 % carbono en la muestra húmeda

Respuesta: B

11. Una muestra de 32 g de un mineral contiene 16 g de CaBr_2 . ¿Cuál es el porcentaje de calcio en el mineral? Ca: 40u; Br: 80 u.

- A) 5 % **B) 10 %** C) 20 %
D) 15 % E) 18 %

Resolución:

$$\left. \begin{array}{l} 200 \text{ g CaBr}_2 \rightarrow 40 \text{ g Ca} \\ 16 \text{ g CaBr}_2 \rightarrow m \text{ Ca} \end{array} \right\} m_{\text{Ca}} = 3,2 \text{ g}$$

Luego calcularemos cuanto representa 3,2 g de Ca en toda la muestra de mineral:

$$\% \text{ Ca} = 3,2 \text{ g} \left(\frac{100 \%}{32} \right)$$

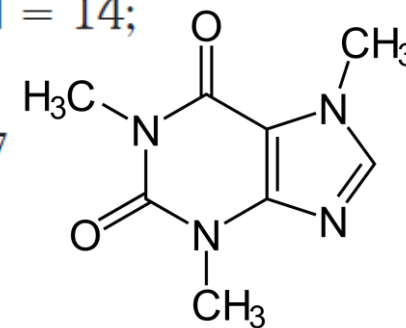
$$\% \text{ Ca} = 10 \%$$

Respuesta: B

12. La cafeína es un alcaloide que actúa como estimulante del sistema nervioso central que produce un efecto temporal de restauración del nivel de alerta y eliminación de la somnolencia. Considerando que una tasa con 100 ml de café energizante contiene 0,388 miligramos de cafeína, determine ¿cuántas moléculas de cafeína están contenidas en una toma de 20 ml del café energizante?

$\overline{\text{Ar}}$: C = 12; H = 1; O = 16; N = 14;
1 g = 1000 mg; $N_A = 6,02 \times 10^{23}$.

- A) $2,408 \times 10^{17}$** B) $1,204 \times 10^{17}$
C) $6,02 \times 10^{18}$ D) $6,02 \times 10^{21}$
E) $1,204 \times 10^{21}$



Resolución:

$$\#N = 20 \text{ mL} \left(\frac{3,88 \times 10^{-4} \text{ g}}{100 \text{ mL}} \right) \left(\frac{6,022 \times 10^{23} \text{ moléc/mol}}{194,19 \text{ g/mol}} \right)$$

$$\#N = 2,406 \times 10^{17} \text{ moléculas de cafeína}$$

Respuesta: A

13. Un compuesto binario contiene 12,5 % en masa de hidrógeno y 87,5 % en masa de nitrógeno. Si 5 moles de este compuesto tienen una masa de 160 g, ¿cuál es la fórmula molecular del compuesto?

- A) NH B) NH₂ **C) N₂H₄**
 D) N₄H₆ E) N₂H₅

Resolución: ➤ Hallando la FE del compuesto: N_xH_y

$$x = \frac{87,5 \%}{14} = \frac{6,25}{6,25} = 1 \quad \text{FE: NH}_2$$

$$y = \frac{12,5 \%}{1} = \frac{12,5}{6,25} = 2 \quad \text{E = 16 g/mol}$$

➤ Hallando \overline{M} del compuesto: $\overline{M} = \frac{\text{masa(g)}}{n}$

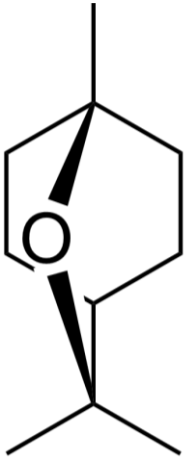
$$\overline{M} = \frac{160 \text{ g}}{5 \text{ mol}} \rightarrow \overline{M} = 32 \text{ g/mol}$$

➤ Hallando la FM del compuesto: $\text{FM: (NH}_2)_2 \rightarrow \text{N}_2\text{H}_4$

Respuesta: C

14. El koala se alimenta exclusivamente de hojas de eucalipto. Su sistema digestivo destoxifica el aceite esencial de eucalipto. El principal constituyente del aceite esencial de eucalipto es el eucaliptol, que contiene 77,92 % en peso de carbono, 11,69 % en peso de hidrógeno y el resto de oxígeno. Determine la fórmula molecular del eucaliptol si su masa molecular está comprendida entre 150 y 300 u.

- A) C₁₀H₁₈O** B) C₁₀H₁₈O₂
 C) C₅H₉O D) C₁₂H₂₀O
 E) C₁₀H₂₀O



Resolución: ➤ Hallando la FE del compuesto: C_xH_yO_z

$$x = \frac{77,92 \%}{12} = \frac{6,66}{0,649} = 10 \quad \text{FE = C}_{10}\text{H}_{18}\text{O}_1$$

$$y = \frac{11,69 \%}{1} = \frac{11,69}{0,649} = 18$$

$$z = \frac{10,39 \%}{16} = \frac{0,649}{0,649} = 1$$

$$E = 10(12) + 18(1) + 1(16) = 154 \text{ u}$$

Se deduce: $\overline{M} = 154 \text{ u}$

FM: C₁₀H₁₈O₁

Respuesta: A

15. Se combustiona 5 g de un compuesto orgánico formado por C, H y O obteniéndose 11,9 g de CO₂ y 6,1 g de H₂O. Si 10 moles del compuesto poseen una masa de 740 g, determine su fórmula empírica.

Masa atómica (u): C = 12, O = 16 y H = 1.

- A) C₃H₃O B) C₄H₇O
 C) C₄H₈O **D) C₄H₁₀O**
 E) C₃H₅O

Resolución:

$$\begin{aligned} 44 \text{ g CO}_2 &\rightarrow 12 \text{ g C} \\ 11,9 \text{ g CO}_2 &\rightarrow m_{\text{C}} \end{aligned} \quad \Rightarrow \quad m_{\text{C}} = 3,24545 \text{ g}$$

$$\begin{aligned} 18 \text{ g H}_2\text{O} &\rightarrow 2 \text{ g H} \\ 6,1 \text{ g H}_2\text{O} &\rightarrow m_{\text{H}} \end{aligned} \quad \Rightarrow \quad m_{\text{H}} = 0,6777 \text{ g}$$

$$m_{\text{O}} = 5 - (3,24545 + 0,6777)$$

$$m_{\text{O}} = 1,0767 \text{ g}$$

- Hallando la FE del compuesto:

$$\begin{aligned} \text{C}_x\text{H}_y\text{O}_z \\ x &= \frac{3,24545}{12} = \frac{0,27045}{0,0673} = 4 \\ y &= \frac{0,6777}{1} = \frac{0,6777}{0,0673} = 10 \\ z &= \frac{1,0767}{16} = \frac{0,0673}{0,0673} = 1 \end{aligned} \quad \begin{aligned} \overline{M} &= \frac{\text{masa(g)}}{n} \\ \overline{M} &= \frac{740 \text{ g}}{10 \text{ mol}} \Rightarrow \overline{M} = 74 \text{ g/mol} \end{aligned}$$

- FE del compuesto: C₄H₁₀O ➔ E = 74 g/mol

$$k = \frac{74 \text{ g/mol}}{74 \text{ g/mol}} \Rightarrow k = 1$$

- La masa molar coincide con la masa empírica, por lo tanto la FM será:



Respuesta: D