

TEMA N° 14. MOL, NÚMERO DE AVOGADRO

1.- Define la Unidad de Masa Atómica (u)

Respuesta:

Es la *totalidad de masa* de los *protones* y *neutrones* pertenecientes a un único átomo en estado de reposo. La masa de los electrones la podemos considerar despreciable frente a la masa de neutrones y protones.

Se define como la doceava parte (1/12) de la masa de un átomo de Carbono isótopo 12 (${}_{12}\text{C}$) en su estado fundamental y equivale a $1,66 \cdot 10^{-24}$ g.

2.- Hipótesis de Avogadro

Avogadro llegó a la conclusión que:

“El número de moléculas contenidos en un volumen de gas es el mismo para todos los gases, si se hallan a la misma presión y temperatura”

Esta cantidad, $6,023 \cdot 10^{23}$, se conoce como *Número de Avogadro* (N)

Esta cantidad no es un número elegido al azar, su determinación se obtuvo *experimentalmente* determinando el número de moléculas de Oxígeno existentes en *32 gramos de este gas*.

Si medimos el volumen que ocupa estos 32 gramos de Oxígeno a 1 atm de presión y °C (273 K) resulta ser de *22,4 L* y por lo tanto en estos 22,4 L de Oxígeno existirán $6,023 \cdot 10^{23}$ moléculas de este gas.

3.- Define el Mol

En la primera cuestión de este trabajo se estableció la *Unidad de Masa Atómica* (u). Como muy bien dice su propio nombre corresponde con la masa total de un átomo (masa protón + masa neutrón + masa electrón). Equivale a $1,66 \cdot 10^{-24}$ g.

En el laboratorio no podemos trabajar a nivel atómico o molecular puesto que implican cantidades muy pequeñas que no son medibles en este nivel de trabajo. Necesitamos magnitudes que nos proporcionen cantidades mayores y medibles de cantidad de materia.

Se establece la magnitud conocida como *el Mol* o *la Mol*, perteneciente al S.I. y que representa la *cantidad de materia que poseen las partículas, es decir los átomos y las entidades elementales*.

La *masa de un mol de sustancia* es equivalente a la *Masa Molecular* de esa sustancia *expresada en gramos*.

Si trabajamos a nivel atómico aparece la magnitud *átomo – gramo* que es equivalente a la *masa atómica* del átomo en concreto.

Ejemplos: $M_{\text{H}_2\text{SO}_4} = 98 \text{ u} \rightarrow 1 \text{ Mol H}_2\text{SO}_4 = 98 \text{ g}$

$M_{\text{Na}} = 23 \text{ u} \rightarrow 1 \text{ átomo – gramo de Na} = 23 \text{ g}$

El *número de Avogadro* es la cantidad de partículas, sean estas moléculas, átomos, electrones que existen en *un mol* de una sustancia cualquiera.

El *Mol*, el *átomo – gramo* y el *número de Avogadro* nos permiten trabajar a nivel de laboratorio. Las cantidades de materias implicadas son lo suficientemente grande para poder ser medibles.

4.- Demuestra que el Mol equivale a la Masa Molecular de un compuesto químico

Respuesta:

Supongamos el compuesto químico ácido Sulfúrico (H_2SO_4).
Calculemos en primer lugar la Mm de dicho ácido:

Datos: Ma H = 1 u, Ma S = 32 u, Ma O = 16 u

$$\begin{array}{r} \text{Mm H}_2\text{SO}_4 \left\{ \begin{array}{l} \text{H: } 2 \cdot 1 \text{ u} = 2 \text{ u} \\ \text{S: } 1 \cdot 32 \text{ u} = 32 \text{ u} \\ \text{O: } 4 \cdot 16 \text{ u} = 64 \text{ u} \\ \hline \text{Mm} = 98 \text{ u} \end{array} \right. \end{array}$$

Vamos al Mol:

$$\begin{array}{r} 1 \text{ mol H}_2\text{SO}_4 \cdot \frac{6,023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}}{1 \text{ Mol}} \cdot \frac{98 \text{ u}}{1 \text{ molécula}} \cdot \frac{1,66 \cdot 10^{-24} \text{ g}}{1 \text{ u}} = \\ = 979,82 \cdot 10^{-1} \text{ g} = \mathbf{97,98 \text{ g} \approx 98 \text{ g}} \end{array}$$

5.- ¿Qué significa que la masa del Fluor es de 19 u, la del Sodio 23 u y la del Nitrógeno 14 u?

Respuesta:

Teniendo en cuenta que la Unidad de Masa Atómica (u) equivale a la doceava parte de la masa del átomo de Carbono isótopo 12:

MaF = 19 veces mayor que la doceava parte de la masa del átomo de Carbono isótopo 12

MaNa = 23 veces mayor que la doceava parte de la masa del átomo de Carbono isótopo 12

MaN = 14 veces mayor que la doceava parte de la masa del átomo de Carbono isótopo 12

6.- Desde el punto de numero de moléculas que representan las cantidades:

a) 63 u de HNO₃

b) 63 g de HNO₃

Datos: Ma H = 1 u, Ma N = 14 u, Ma O = 17 u

Respuesta:

Intentemos demostrar de donde viene el número 63 y para ello vamos a calcular la Masa Molecular (Mm) del ácido Nítrico (HNO₃):

$$\begin{array}{l} \text{Mm HNO}_3 \left\{ \begin{array}{l} \text{H: } 1 \cdot 1 \text{ u} = 1 \text{ u} \\ \text{N: } 1 \cdot 14 \text{ u} = 14 \text{ u} \\ \text{O: } 3 \cdot 16 \text{ u} = 48 \text{ u} \\ \hline \text{Mm} = 63 \text{ u} \end{array} \right. \end{array}$$

Luego:

63 u → Mm HNO₃ → 1 molécula de ácido Nítrico

63 g → 1 Mol HNO₃ → 6,023 · 10²³ moléculas de ácido Nítrico

7.- La masa atómica del Azufre es de 32 u cuántos gramos equivalen a 6 · 10²³ átomos de Azufre?

Resuelrado:

Ma S = 32 u → 1 átomo – gramo S = 32 g → 6,023 · 10²³ átomos S

$$6 \cdot 10^{23} \text{ átomos S} \cdot \frac{32 \text{ g}}{6,023 \cdot 10^{23} \text{ átomos S}} = 31,87 \text{ g de S}$$

8.- Determinar la masa en gramos de:

- 2 átomos de Azufre
- 1 átomo de Aluminio
- 3 átomos de carbono

DATOS: Masas atómicas: S = 32 u ; Al = 27 u ; C = 12 u

Resolución:

a) Ma S = 32 u → 1 átomo – gramo S = 32 g → $6,023 \cdot 10^{23}$ átomos

$$2 \text{ átomos S} \cdot \frac{32 \text{ g}}{6,023 \cdot 10^{23} \text{ átomos S}} = 10,62 \cdot 10^{-23} \text{ g S}$$

b) Ma Al = 27 u → 1 átomo – gramo Al = 27 g Al → $6,023 \cdot 10^{23}$ át.

$$1 \text{ átomo Al} \cdot \frac{27 \text{ g Al}}{6,023 \cdot 10^{23} \text{ átomos Al}} = 4,48 \cdot 10^{-23} \text{ g Al}$$

c) Ma C = 12 u → 1 átomo – gramo C = 12 g → $6,023 \cdot 10^{23}$ át. C

$$3 \text{ átomos C} \cdot \frac{12 \text{ g}}{6,023 \cdot 10^{23} \text{ átomos C}} = 5,97 \cdot 10^{-23} \text{ g C}$$

9.- Determinar:

- ¿Cuántos moles de Oxígeno (O₂) hay en 32 gramos de Oxígeno?. Ma O = 16 u
- ¿Cuál es la masa de $0,623 \cdot 10^{23}$ átomos de Oxígeno (O₂)?
- ¿Cuántos átomos de Oxígeno hay en 1 g de Oxígeno (O₂)?
- ¿Cuántos moles de Oxígeno (O₂) hay en 64 g de Oxígeno? 2 moles

Resolución:

AUTOR: ANTONIO ZARAGOZA LÓPEZ

$$\cancel{32 \text{ g O}_2} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{\cancel{32 \text{ g O}_2}} = 1 \text{ Mol de O}_2$$

b) ¿Cuál es la masa de $0,623 \cdot 10^{23}$ átomos de Oxígeno?

$$\text{Ma O} = 16 \text{ u} \rightarrow 1 \text{ átomo} - \text{gramo O} = 16 \text{ g} \rightarrow 6,023 \cdot 10^{23} \text{ át. O}$$

$$0,623 \cdot 10^{23} \cancel{\text{ áto. O}} \cdot \frac{16 \text{ g O}}{\cancel{6,023 \cdot 10^{23} \text{ át. O}}} = 1,65 \text{ g O (atómico)}$$

c)

¿Cuántos átomos de Oxígeno hay en 1 g de Oxígeno (O₂)?

$$\text{Mm O}_2 = 2 \cdot 16 \text{ u} = 32 \text{ u} \rightarrow 1 \text{ Mol O}_2 = 32 \text{ g} \rightarrow 6,023 \cdot 10^{23} \text{ moléc. O}_2$$

$$\cancel{1 \text{ g O}_2} \cdot \frac{6,023 \cdot 10^{23} \text{ moléc. O}_2}{\cancel{32 \text{ g O}_2}} = 0,188 \cdot 10^{23} \text{ moléc. O}_2$$

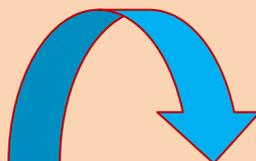
1 molécula O₂ → 2 átomos de O

$$0,188 \cdot 10^{23} \cancel{\text{ moléc. O}_2} \cdot \frac{2 \text{ átomos O}}{\cancel{1 \text{ moléc. O}_2}} = 0,38 \cdot 10^{23} \text{ át. Oxígeno}$$

d) ¿Cuántos moles de Oxígeno (O₂) hay en 64 g de Oxígeno (O₂)?

$$\text{Mm O}_2 = 2 \cdot 16 \text{ u} = 32 \text{ u} \rightarrow 1 \text{ Mol} = 32 \text{ g}$$

$$\cancel{64 \text{ gramos O}_2} \cdot \frac{1 \text{ Mol}}{\cancel{32 \text{ g O}_2}} = 2 \text{ Moles O}_2$$



10.- Determinar el número de moléculas existentes en 150 gramos de ácido Trioxoclorato (V) de Hidrógeno (HClO₃).

DATOS: Masas atómicas: H = 1 u ; Cl = 35,5 u ; O = 16 u.

Resolución:

Calculemos en primer lugar la Mm del HClO₃:

$$\text{Mm HClO}_3 \left\{ \begin{array}{l} \text{H: } 1 \cdot 1 \text{ u} = 1 \text{ u} \\ \text{Cl: } 1 \cdot 35,5 \text{ u} = 35,5 \text{ u} \\ \text{O: } 3 \cdot 16 \text{ u} = 48 \text{ u} \end{array} \right.$$

$$\text{Mm} = 84,5 \text{ u} \rightarrow 1 \text{ Mol} = 84,5 \text{ g} \rightarrow 6,023 \cdot 10^{23} \text{ moléc.}$$

$$150 \text{ g HClO}_3 \cdot \frac{6,023 \cdot 10^{23} \text{ moléc.}}{84,5 \text{ g HClO}_3} = 10,69 \cdot 10^{23} \text{ moléc. HClO}_3$$

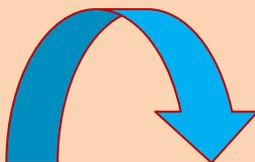
11.- Disponemos de un volumen de 2500 cm³ de dióxido de carbono en Condiciones Normales (1 atm de presión, °C). Determinar su contenido en moléculas de este gas.

Resolución:

Sabemos que en 22,4 L de cualquier gas existen 6,023 · 10²³ moléc. Del mismo.

$$2500 \text{ cm}^3 \cdot \frac{1 \text{ L}}{1000 \text{ cm}^3} = 2,5 \text{ L de CO}_2$$

$$2,5 \text{ L CO}_2 \cdot \frac{6,023 \cdot 10^{23} \text{ moléc.}}{22,4 \text{ L}} = 0,67 \cdot 10^{23} \text{ moléc.}$$



12.- Determinar el Mol del Tetraoxosulfato (VI) de Aluminio, $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$.

DATOS: Masas atómicas: Al = 27 u ; S = 32 u ; O = 16 u.

Resolución:

Observar que en la fórmula del compuesto existe un paréntesis y un subíndice exterior (3), este subíndice multiplica a todos los subíndices que estén dentro del paréntesis.

$$\text{Mm Al}_2(\text{SO}_4)_3 \left\{ \begin{array}{l} \text{Al: } 2 \cdot 27 \text{ u} = 54 \text{ u} \\ \text{S: } 3 \cdot 32 \text{ u} = 96 \text{ u} \\ \text{O: } 12 \cdot 16 = 192 \text{ u} \\ \hline \text{Mm} = 342 \text{ u} \rightarrow 1 \text{ Mol} = 342 \text{ g} \end{array} \right.$$

13.- Determinar la masa en gramos de UNA molécula de:

- Ac. Sulfúrico, H_2SO_4 .
- De Dióxido de Carbono, CO_2 .
- De tetraoxosulfato (VI) de Aluminio, $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$.

Resolución:

a) Calculemos la Mm del H_2SO_4

$$\text{Mm H}_2\text{SO}_4 \left\{ \begin{array}{l} \text{H: } 2 \cdot 1 \text{ u} = 2 \text{ u} \\ \text{S: } 1 \cdot 32 \text{ u} = 32 \text{ u} \\ \text{O: } 4 \cdot 16 \text{ u} = 64 \text{ u} \\ \hline \text{Mm} = 98 \text{ u} \rightarrow 1 \text{ Mol} = 98 \text{ g} \rightarrow \\ \rightarrow 6,023 \cdot 10^{23} \text{ Moléc.} \end{array} \right.$$

$$1 \text{ moléc. H}_2\text{SO}_4 \cdot \frac{98 \text{ g}}{6,023 \cdot 10^{23} \text{ moléc.}} = 16,27 \cdot 10^{-23} \text{ g}$$

a) Cálculo de la Mm del CO₂.

$$\text{Mm CO}_2 \begin{cases} \text{C: } 1 \cdot 12 \text{ u} = 12 \text{ u} \\ \text{O: } 2 \cdot 16 \text{ u} = 32 \text{ u} \\ \hline \text{Mm} = 44 \text{ u} \rightarrow 1 \text{ Mol} = 44 \text{ g} \rightarrow 6,023 \cdot 10^{23} \text{ Moléc.} \end{cases}$$

$$1 \text{ molécula CO}_2 \cdot \frac{44 \text{ g}}{6,023 \cdot 10^{23} \text{ moléc.}} = 7,3 \cdot 10^{-23} \text{ g}$$

b) Mm Al₂(SO₄)₃ = 342 u → 1 Mol = 342 g → 6,023 · 10²³ molé.

$$1 \text{ molécula Al}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot \frac{342 \text{ g}}{6,023 \cdot 10^{23} \text{ moléc.}} = 56,78 \cdot 10^{-23} \text{ g}$$

14.- Determinar la masa de un mol de ácido sulfúrico, H₂SO₄.

DATOS: Masas atómicas: H = 1 u ; S = 32 u ; O = 16 u

Resolución:

Determinemos primero la Mm del H₂SO₄:

$$\text{Mm H}_2\text{SO}_4 \begin{cases} \text{H: } 2 \cdot 1 \text{ u} = 2 \text{ u} \\ \text{S: } 1 \cdot 32 \text{ u} = 32 \text{ u} \\ \text{O: } 4 \cdot 16 \text{ u} = 64 \text{ u} \\ \hline \text{Mm} = 98 \text{ u} \rightarrow 1 \text{ Mol} = 98 \text{ g} \end{cases}$$

15.- Determinar el volumen que ocupan, en C.N. 2,5 moles de CO₂.

Resolución:

$$2,5 \text{ moles de CO}_2 \text{ (C.N.)} \cdot \frac{22,4 \text{ L}}{1 \text{ mol CO}_2 \text{ (C.N.)}} = 56 \text{ L CO}_2$$

AUTOR: ANTONIO ZARAGOZA LÓPEZ

16.- Determinar el volumen que ocupan 50 g de CO₂, en Condiciones Normales.

DATOS: Masas atómicas: C = 12 u ; O = 16 u

Resolución:

Calculemos primero la Mm del CO₂:

$$\text{Mm CO}_2 \begin{cases} \text{C: } 1 \cdot 12 \text{ u} = 12 \text{ u} \\ \text{O: } 2 \cdot 16 \text{ u} = 32 \text{ u} \\ \hline \text{Mm} = 44 \text{ u} \end{cases} \rightarrow 1 \text{ Mol} = 44 \text{ g} \rightarrow 22,4 \text{ L}$$

$$50 \text{ g CO}_2 \cdot \frac{22,4 \text{ L}}{44 \text{ g CO}_2} = 25,45 \text{ L}$$

17.- Determinar el volumen que ocupan, en C.N. $5,62 \cdot 10^{26}$ moléculas de CO₂.

Resolución:

Recordemos: $1 \text{ mol de cualquier gas} / 22,4 \text{ L}$
 $1 \text{ mol} / 6,023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}$

Luego: $6,023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas CO}_2 / 22,4 \text{ L}$

Nuestra muestra $5,62 \cdot 10^{26}$ moléculas:

$$5,62 \cdot 10^{26} \text{ moléc. CO}_2 \cdot \frac{22,4 \text{ L de CO}_2}{6,023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas CO}_2} = 20,9 \cdot 10^3 \text{ L}$$

18.- El Carbonato de sodio (Na₂CO₃) se utiliza para la btección de jabones. Calcular su Masa Molecular y su composición Centesimal.

Datos: Ma Na = 23 u , Ma C = 12 u, Ma O = 16 u

Resolución:

AUTOR: ANTONIO ZARAGOZA LÓPEZ

Calculemos la Mm:

$$\begin{array}{r}
 \text{Mm Na}_2\text{CO}_3 \left\{ \begin{array}{l}
 \text{Na: } 2 \cdot 23 \text{ u} = 46 \text{ u} \dots\dots\dots 46 \text{ g} \\
 \text{C: } 1 \cdot 12 \text{ u} = 12 \text{ u} \dots\dots\dots 12 \text{ g} \\
 \text{O: } 3 \cdot 16 \text{ u} = 48 \text{ u} \dots\dots\dots 48 \text{ g} \\
 \hline
 \end{array} \right. \\
 \hline
 \text{Mm} = 106 \text{ u} \qquad \qquad \qquad 1 \text{ Mol} = 106 \text{ g}
 \end{array}$$

En la obtención del Mol del compuesto podemos comprobar que:

en 106 g compuesto / 46 g Na
en 106 g compuesto / 12 g C
en 106 g compuesto / 48 g O

Si queremos obtener el resultado en % tendremos que tomar como referencia 100 g del compuesto.

$$\frac{46 \text{ g Na}}{106 \text{ g compuesto}} = 43,39 \% \text{ en Na}$$

$$\frac{12 \text{ g C}}{106 \text{ g comp.}} = 11,32 \% \text{ en C}$$

$$\frac{48 \text{ g O}}{106 \text{ g comp.}} = 45,28 \% \text{ en O}$$

$$\text{Comprobación} = 43,39 + 11,32 + 45,28 = 99,99 \%$$

19.- Determinar la masa de un mol de Dióxido de Carbono y su composición porcentual.

DATOS: Masas atómicas: C = 12 u ; O = 16 u.

Resolución:

Cálculo de la Mm del CO₂:

$$\text{Mm CO}_2 \left\{ \begin{array}{l} \text{C: } 1 \cdot 12 = 12 \text{ u} \dots\dots\dots 12 \text{ g C} \\ \text{O: } 2 \cdot 16 = 32 \text{ u} \dots\dots\dots 32 \text{ g O} \\ \hline \text{Mm} = 44 \text{ u} \qquad \qquad \qquad \text{1 Mol} = 44 \text{ g} \end{array} \right.$$

Del cálculo del Mol de CO₂ deducimos:

$$\begin{array}{l} 44 \text{ g CO}_2 / 12 \text{ g C} \\ 44 \text{ g CO}_2 / 32 \text{ g O} \end{array}$$

Supongamos una muestra de 100 g de CO₂:

$$100 \text{ g CO}_2 \cdot \frac{12 \text{ g C}}{44 \text{ g CO}_2} = 27,27 \% \text{ en C}$$

$$100 \text{ g CO}_2 \cdot \frac{32 \text{ g O}}{44 \text{ g CO}_2} = 72,72 \% \text{ en O}$$

20.- Determinar la masa de $3,7 \cdot 10^{30}$ átomos de Aluminio.

DATOS: Masa atómica Al = 27 u

Resolución:

$$\text{Ma Al} = 27 \text{ u} \rightarrow 1 \text{ átomo} - \text{gramo Al} = 27 \text{ g} \rightarrow 6,023 \cdot 10^{23} \text{ átomos Al}$$

$$3,7 \cdot 10^{30} \text{ átomos Al} \cdot \frac{27 \text{ g Al}}{6,023 \cdot 10^{23} \text{ átomos Al}} = 16,58 \cdot 10^7 \text{ g Al}$$

AUTOR: ANTONIO ZARAGOZA LÓPEZ

21.- ¿Cuántas moles (at-g) de hierro representan 25,0 g de hierro (Fe)?

DATOS: Masas atómicas: Fe = 55,85 u

Resolución:

Ma Fe = 55,85 u → 1 at-g de Fe = 55,85 g

Nuestra muestra:

$$\begin{array}{c} 1 \text{ at-g Fe} \\ 25,0 \text{ g de Fe} \cdot \frac{\text{-----}}{55,85 \text{ g de Fe}} = 0,48 \text{ at-g (moles) de Fe} \end{array}$$

22.- ¿Cuántos átomos de magnesio están contenidos en 5,00 g de magnesio (Mg)?

DATOS: Masas atómicas: Mg = 24,31 u

Resolución:

Ma Mg = 24,31 u → 1 at-g de Mg = 24,31 g → $6,023 \cdot 10^{23}$ át. Mg

Calculemos los at-g de nuestra muestra inicial:

$$\begin{array}{c} 6,023 \cdot 10^{23} \text{ át. Mg} \\ 5,00 \text{ g Mg} \cdot \frac{\text{-----}}{24,31 \text{ g Mg}} = 1,24 \cdot 10^{23} \text{ át. Mg} \end{array}$$

23.- ¿Cuál es la masa de $3,01 \times 10^{23}$ átomos de sodio (Na)?

DATOS: Masas atómicas: Na = 23 u

Resolución:

Ma Na = 23 u → 1 átomo – gramo Na = 23 g → $6,023 \cdot 10^{23}$ át. Na

Nuestras moléculas iniciales serán:

$$3,01 \cdot 10^{23} \text{ átomos Na} \cdot \frac{23 \text{ g Na}}{6,023 \cdot 10^{23} \text{ átomos Na}} = 11,5 \text{ g Na}$$

24.- Calcule la masa molar (masa de un mol) de los siguientes compuestos:

KOH ; Cu₃(PO₄)₂ ; Al₂(SO₃)₃ ;

DATOS: Masas atómicas: K = 39,10 u ; O = 16 u ; H = 1 u ; Cu = 63,54 u ; P = 31 u ; Al = 27 u ; S = 32 u.

Resolución:

$$\text{Mm KOH} \begin{cases} \text{K: } 1 \cdot 39,10 \text{ u} = 39,10 \text{ u} \\ \text{O: } 1 \cdot 16 \text{ u} = 16 \text{ u} \\ \text{H: } 1 \cdot 1 \text{ u} = 1 \text{ u} \\ \hline \text{Mm} = 56,1 \text{ u} \end{cases}$$

1 molécula KOH / 56,1 u

Recordemos que: N = 6,023 · 10²³ moléculas

$$1 \text{ u} = 1,66 \cdot 10^{-24} \text{ g}$$

$$1 \text{ mol KOH} \cdot \frac{6,023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas KOH}}{1 \text{ mol KOH}} \cdot \frac{56,1 \text{ u}}{1 \text{ molécula KOH}} \cdot \frac{1,66 \cdot 10^{-24} \text{ g}}{1 \text{ u}} = 560,89 \cdot 10^{-1} \text{ g} = 56,089 \text{ g} \approx 56,1 \text{ g}$$

Observamos que **EL MOL ES NUMÉRICAMENTE IGUAL A LA Mm EXPRESADA EN GRAMOS:**



En los próximos ejercicios no demostraremos la igualdad numérica.



Calculemos su Mm:

$$\begin{array}{l} \text{Mm Cu}_3(\text{PO}_4)_2 \\ \left\{ \begin{array}{l} \text{Cu: } 3 \cdot 63,54 \text{ u} = 190,62 \text{ u} \\ \text{P: } 2 \cdot 31 \text{ u} = 62 \text{ u} \\ \text{O: } 8 \cdot 16 \text{ u} = 128 \text{ u} \\ \hline \text{Mm} = 380,62 \text{ u} \end{array} \right. \end{array}$$



25.- ¿Cuántas moles de NaOH (hidróxido de sodio) hay en 1,0 Kg de esta sustancia?

DATO: Masas atómicas: Na = 23 u ; O = 16 u ; H = 1 u

Resultado: 25 moles

Resolución:

Transformemos los Kg en gramos:

$$1,0 \text{ Kg} \cdot \frac{1000 \text{ g}}{1 \text{ Kg}} = 1000 \text{ g de NaOH}$$

Calculemos la Mm del NaOH:

$$\begin{array}{l} \text{Mm NaOH} \\ \left\{ \begin{array}{l} \text{Na: } 1 \cdot 23 \text{ u} = 23 \text{ u} \\ \text{O: } 1 \cdot 16 \text{ u} = 16 \text{ u} \\ \text{H: } 1 \cdot 1 \text{ u} = 1 \text{ u} \\ \hline \text{Mm} = 40 \text{ u} \end{array} \right. \end{array}$$

Mm NaOH = 40 u, **LO QUE NOS INDICA QUE:**



Nuestra muestra inicial:

$$1000 \text{ g NaOH} \cdot \frac{1 \text{ mol NaOH}}{40 \text{ g NaOH}} = 25 \text{ moles NaOH}$$

26.- ¿Cuál es la masa de 5,00 moles de agua?

DATOS: Masas atómicas: H = 1 u ; O = 16 u

Resolución:

Fórmula del agua: H₂O

$$\text{Mm H}_2\text{O} \left\{ \begin{array}{l} \text{H: } 2 \cdot 1 \text{ u} = 2 \text{ u} \\ \text{O: } 1 \cdot 16 \text{ u} = 16 \text{ u} \\ \hline \text{Mm} = 18 \text{ u} \end{array} \right.$$

Mm H₂O = 18 u , LO QUE NOS INDICA:



Nuestra muestra inicial:

$$5,00 \text{ moles H}_2\text{O} \cdot \frac{18 \text{ g H}_2\text{O}}{1 \text{ mol H}_2\text{O}} = 90 \text{ g H}_2\text{O}$$

27.- ¿Cuántas moléculas de HCl (cloruro de hidrógeno) hay en 25,0 g?

DATOS: Masas atómicas: H = 1 u ; Cl = 35,5 u

Resolución:

AUTOR: ANTONIO ZARAGOZA LÓPEZ

$$\text{Mm HCl} \left\{ \begin{array}{l} \text{H: } 1 \cdot 1 \text{ u} = 1 \text{ u} \\ \text{Cl: } 1 \cdot 35,5 \text{ u} = 35,5 \text{ u} \\ \hline \text{Mm} = 36,5 \text{ u} \rightarrow 1 \text{ Mol HCl} \rightarrow 36,5 \text{ g} \end{array} \right.$$

Recordemos que : $1 \text{ MOL} / 6,023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}$

Luego: $36,5 \text{ g HCl} \rightarrow 6,023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas HCl}$

Nuestra muestra inicial:

$$25,0 \text{ g HCl} \cdot \frac{6,023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas HCl}}{36,5 \text{ g HCl}} = 4,12 \text{ moléculas de HCl}$$

28.- Calcule la composición porcentual $\text{Ni}_2(\text{CO}_3)_3$ (carbonato de níquel III)

DATOS: Masas atómicas: Ni = 58,71 u ; C = 12 u ; O = 16 u

Resolución:

La **Composición Porcentual** de un compuesto químico nos determina el % de **cada elemento** que existe en la **fórmula** del compuesto.

Calculamos primero la Mm del $\text{Ni}_2(\text{CO}_3)_3$:

$$\text{Mm Ni}_2(\text{CO}_3)_3 \left\{ \begin{array}{l} \text{Ni: } 2 \cdot 58,71 \text{ u} = 117,42 \text{ u} \dots\dots\dots 117,42 \text{ g} \\ \text{C: } 3 \cdot 12 \text{ u} = 36 \text{ u} \dots\dots\dots 36 \text{ g} \\ \text{O: } 9 \cdot 16 \text{ u} = 144 \text{ u} \dots\dots\dots 144 \text{ g} \\ \hline \text{Mm} = 297,42 \text{ u} \quad 1 \text{ Mol} = 297,42 \text{ g} \end{array} \right.$$

Podemos establecer las siguientes proporciones:

En 297,42 g de $\text{Ni}_2(\text{CO}_3)_3$ / 117,42 g de Ni

En 297,42 g de $\text{Ni}_2(\text{CO}_3)_3$ / 36 g de C

En 297,42 g de $\text{Ni}_2(\text{CO}_3)_3$ / 144 g de O

Como nos piden el % tomaremos como muestra **100 g** de $\text{Ni}_2(\text{CO}_3)_3$:

$$\cancel{100 \text{ g Ni}_2(\text{CO}_3)_3} \cdot \frac{117,42 \text{ g de Ni}}{\cancel{297,42 \text{ g Ni}_2(\text{CO}_3)_3}} = \mathbf{39,48 \% \text{ en Ni}}$$

$$\cancel{100 \text{ g Ni}_2(\text{CO}_3)_3} \cdot \frac{36 \text{ g C}}{\cancel{297,42 \text{ g Ni}_2(\text{CO}_3)_3}} = \mathbf{12,10 \% \text{ en C}}$$

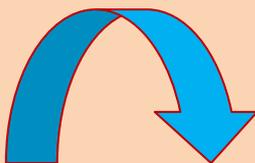
$$\cancel{100 \text{ g Ni}_2(\text{CO}_3)_3} \cdot \frac{144 \text{ g O}}{\cancel{297,42 \text{ g Ni}_2(\text{CO}_3)_3}} = \mathbf{48,41 \% \text{ en O}}$$

Si queremos comprobar que el ejercicio está bien hecho podemos sumar los % y nos tiene que dar como resultado 100 %:

$$39,48 + 12,10 + 48,41 = 99,99 \approx \mathbf{100 \%}$$

29.- Calcula las moléculas de dióxido de carbono existentes en 1,5 moles de ese compuesto. Datos: Masas atómicas: C = 12 u ; O = 16 u

Resolución:



Calculemos la Mm del CO₂:

$$\text{Mm CO}_2 \begin{cases} \text{C: } 1 \cdot 12 \text{ u} = 12 \text{ u} \\ \text{O: } 2 \cdot 16 \text{ u} = 32 \text{ u} \\ \hline \end{cases}$$

$$\text{Mm} = 44 \text{ u} \rightarrow 1 \text{ Mol} = 44 \text{ g} \rightarrow 6,023 \cdot 10^{23} \text{ moléc.}$$

$$1,5 \text{ moles CO}_2 \cdot \frac{6,023 \cdot 10^{23} \text{ moléc.}}{1 \text{ mol}} = 9 \cdot 10^{23} \text{ moléc.}$$

30.- ¿Cuántos moles de N₂ hay en 1,2 · 10²⁴ moléculas del mismo?.
DATOS: Masas atómicas: N = 14 u

Resolución:

Recordemos que. *1 mol N₂ / 6,023 · 10²³ moléculas de N₂*

Nuestra muestra inicial:

$$1,2 \cdot 10^{24} \text{ moléculas N}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol N}_2}{6,023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas N}_2} = 19,9 \text{ moles N}_2$$

31.- ¿Cuántas moléculas de O₂ hay en un 3,5 moles de dicho gas? ¿Y cuántos átomos de oxígeno?. Ma = 16 u
DATOS: Masas atómicas: O = 16 u

Resolución:

$$1 \text{ Mol O}_2 / 6,023 \cdot 10^{23} \text{ moléc.}$$

$$3,5 \text{ moles } O_2 \cdot \frac{6,023 \cdot 10^{23} \text{ moléc.}}{1 \text{ mol}} = 21,08 \cdot 10^{23} \text{ moléc.}$$

1 molécula O₂ / 2 átomos de O

$$21,08 \cdot 10^{23} \text{ moléc.} \cdot \frac{2 \text{ átomos de O}}{1 \text{ moléc.}} = 42,16 \cdot 10^{23} \text{ átomos}$$

32.- ¿Cuántos moles hay en 10^{21} moléculas de agua? ¿Cuántos átomos hay de cada uno de los elementos químicos en el compuesto?. DATOS: Masas atómicas: H = 1 u ; O = 16 u

Resolución:

1 mol de H₂O / 6,023 · 10²³ moléculas de H₂O

$$10^{21} \text{ moléculas } H_2O \cdot \frac{1 \text{ mol}}{6,023 \cdot 10^{23} \text{ moléc.}} = 0,166 \cdot 10^{-2} \text{ moles}$$

1 molécula de H₂O / 2 átomos de H

$$10^{21} \text{ moléculas de } H_2O \cdot \frac{2 \text{ át. H}}{1 \text{ molécula}} = 2 \cdot 10^{21} \text{ átomos de H}$$

1 molécula de H₂O / 1 átomo O

$$10^{21} \text{ moléculas } H_2O \cdot \frac{1 \text{ át. O}}{1 \text{ molécula } H_2O} = 10^{21} \text{ átomos de Oxígeno}$$

33.- Calcula la composición centesimal del nitrato de sodio, NaNO_3 .

DATOS: Masas atómicas: Na = 23 u ; N = 14 u ; O = 16 u

Resolución:

$$\begin{array}{r} \text{Mm NaNO}_3 \left\{ \begin{array}{l} \text{Na: } 1 \cdot 23 \text{ u} = 23 \text{ u} \dots\dots\dots 23 \text{ g} \\ \text{N : } 1 \cdot 14 \text{ u} = 14 \text{ u} \dots\dots\dots 14 \text{ g} \\ \text{O : } 3 \cdot 16 \text{ u} = 48 \text{ u} \dots\dots\dots 48 \text{ g} \\ \hline \text{Mm} = 85 \text{ u} \qquad \qquad \qquad \text{1 Mol} = 85 \text{ g} \end{array} \right. \end{array}$$

Podemos establecer las siguientes proporciones:

$$\begin{array}{l} 85 \text{ g NaNO}_3 / 23 \text{ g de Na} \\ 85 \text{ g NaNO}_3 / 14 \text{ g de N} \\ 85 \text{ g NaNO}_3 / 48 \text{ g O} \end{array}$$

Tomando como muestra **100 g de NaNO_3 :**

$$100 \text{ g NaNO}_3 \cdot \frac{23 \text{ g Na}}{85 \text{ g NaNO}_3} = 27,05 \% \text{ en Na}$$

$$100 \text{ g NaNO}_3 \cdot \frac{14 \text{ g N}}{85 \text{ g NaNO}_3} = 16,47 \% \text{ en N}$$

$$100 \text{ g NaNO}_3 \cdot \frac{48 \text{ g O}}{85 \text{ g NaNO}_3} = 56,47 \% \text{ en O}$$

34.- Calcula la composición centesimal del sulfato de amonio, $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ DATOS: Masas atómicas: N = 14 u ; H = 1 u ; S = 32 u ; O = 16 u

Resolución:

AUTOR: ANTONIO ZARAGOZA LÓPEZ

$$\begin{array}{l}
 \text{Mm } (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 \left\{ \begin{array}{l}
 \text{N: } 2 \cdot 14 \text{ u} = 28 \text{ u} \dots\dots\dots 28 \text{ g} \\
 \text{H: } 8 \cdot 1 \text{ u} = 8 \text{ u} \dots\dots\dots 8 \text{ g} \\
 \text{S: } 1 \cdot 32 \text{ u} = 32 \text{ u} \dots\dots\dots 32 \text{ g} \\
 \text{O: } 4 \cdot 16 \text{ u} = 64 \text{ u} \dots\dots\dots 64 \text{ g} \\
 \hline
 \text{Mm} = 132 \text{ u} \qquad \qquad \qquad \text{1 Mol} = 132 \text{ g}
 \end{array} \right.
 \end{array}$$

Proporciones:

$$\begin{array}{l}
 132 \text{ g } (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 / 28 \text{ g N} \\
 132 \text{ g } (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 / 8 \text{ g H} \\
 132 \text{ g } (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 / 32 \text{ g S} \\
 132 \text{ g } (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 / 64 \text{ g O}
 \end{array}$$

Para 100 g de $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$:

$$100 \text{ g } (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 \cdot \frac{28 \text{ g N}}{132 \text{ g } (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4} = 21,21 \% \text{ en N}$$

$$100 \text{ g } (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 \cdot \frac{8 \text{ g H}}{132 \text{ g } (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4} = 6,06 \% \text{ en H}$$

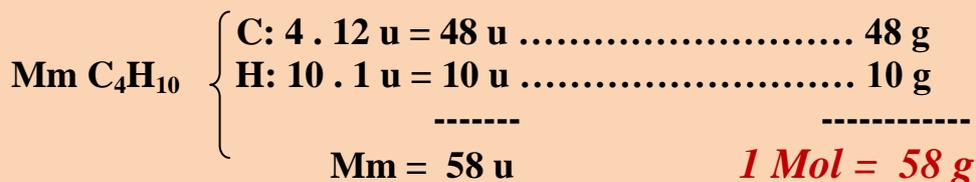
$$100 \text{ g } (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 \cdot \frac{32 \text{ g S}}{132 \text{ g } (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4} = 24,24 \% \text{ en S}$$

$$100 \text{ g } (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 \cdot \frac{64 \text{ g O}}{132 \text{ g } (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4} = 48,48 \% \text{ en O}$$

35.- Calcula la composición porcentual del butano, C_4H_{10}
 DATOS: Masas atómicas: C = 12 u ; H = 1 u

Resolución:

AUTOR: ANTONIO ZARAGOZA LÓPEZ



Proporciones:

$$\begin{array}{l} 58 \text{ g } C_4H_{10} / 48 \text{ g } C \\ 58 \text{ g } C_4H_{10} / 10 \text{ g } H \end{array}$$

Tomando una muestra de *100 g de C_4H_{10}* :

$$100 \text{ g } C_4H_{10} \cdot \frac{48 \text{ g } C}{58 \text{ g } C_4H_{10}} = 82,75 \% \text{ en } C$$

$$100 \text{ g } C_4H_{10} \cdot \frac{10 \text{ g } H}{58 \text{ g } C_4H_{10}} = 17,24 \% \text{ en } H$$

----- O -----