



ANUAL SAN MARCOS



www.aduni.edu.pe



QUÍMICA

CÁLCULOS EN QUÍMICA I Semana 17

www.aduni.edu.pe

ACADEMIA
ADUNI
ANUAL
SAN MARCOS

I. OBJETIVOS

Los estudiantes, al término de la sesión de clase serán capaces de:

1. **Realizar** cálculos con el peso atómico para determinar el peso fórmula.
2. **Utilizar** la mol como unidad de la **cantidad de sustancia** y determinar la masa molar de las sustancias químicas.
3. **Establecer** la relacion entre la cantidad de sustancia (n) y la cantidad de materia(m), para elementos y compuestos.
4. **Interpretar** el porcentaje de pureza de una muestra quimica.

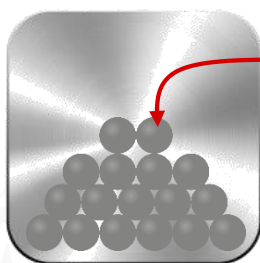


II. INTRODUCCIÓN

El ser humano en su interacción con la materia muestra interés por su constitución, por el número de partículas que contiene, por la masa de esas partículas, etc.

1)

Aluminio, (Al)

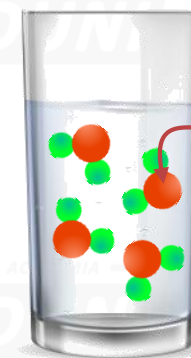


1 átomo de
aluminio

Si la lámina de aluminio contiene $1,2 \times 10^{24}$ átomos. ¿Qué masa tendrá la lámina de aluminio?

2)

Agua, (H₂O)



1 molécula de
agua

Si el volumen de agua en el vaso es de 90 mL. ¿Será posible conocer el número de moléculas de agua presente y la masa de oxígeno presente?

III. CONCEPTO

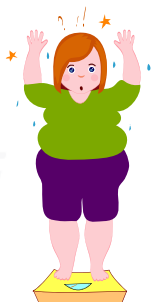
Los cálculos en química se refiere a la relación que existe entre la masa y la cantidad de sustancia que corresponden a elementos o compuestos químicos, en forma de átomos, moléculas o iones, presentes en una porción de materia.

La masa (m), es una magnitud escalar, que indica la cantidad de materia contenida en un cuerpo. En el SI, la unidad de medida es el kilogramo, pero también hay otras unidades de medida. En química a la masa suele llamarse peso.

Equivalencias:

$1 \text{ kg} = 1000 \text{ g}$; $1 \text{ tm} = 1 \text{ t} = 1000 \text{ kg}$

$m = 80 \text{ kg}$



$m = 55 \text{ kg}$



La **unidad de masa** depende de la cantidad de cuerpo material presente.

EJEMPLO:

La masa de un autobús urbano lo expresamos en toneladas.



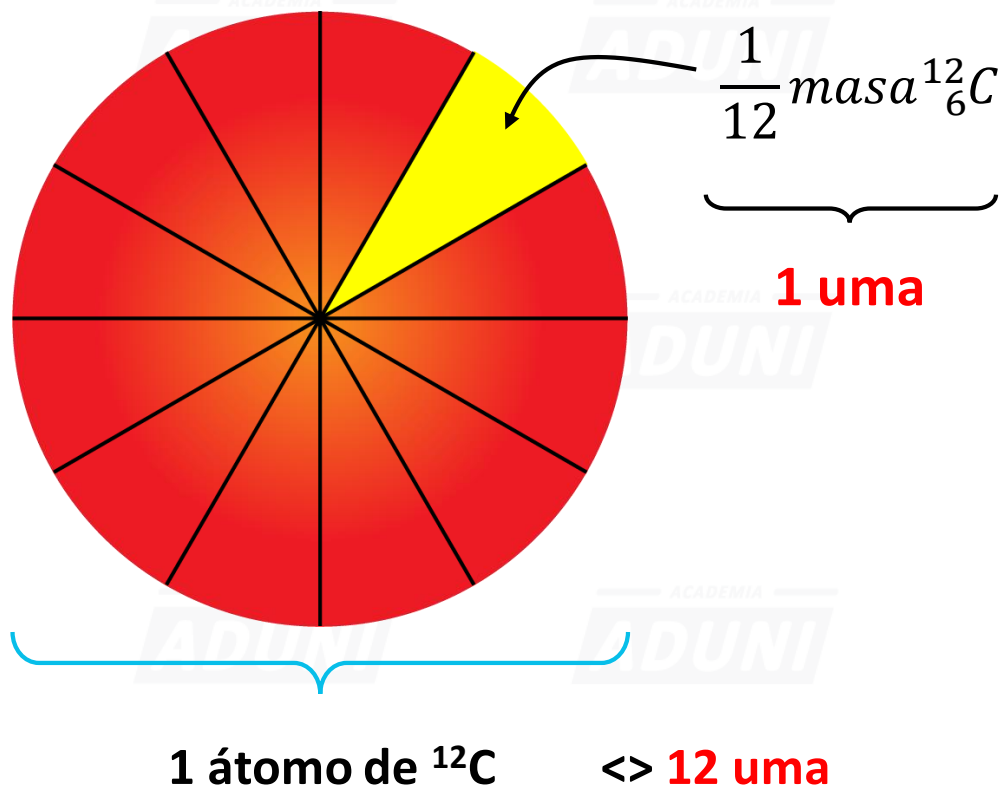
$< > 20 \text{ t}$

¿ En que unidad se debe expresar la masa de partículas subatómicas?

IV. UNIDAD DE MASA ATÓMICA (uma)

Es la unidad de masa para partículas muy pequeñas (átomos, moléculas, iones), por convención una uma se define como la doceava parte de la masa de un átomo de C-12 $\leftrightarrow {}^{12}\text{C}$.

Convención realizado el año 1961:



$$1 \text{ uma} = \frac{1}{12} \text{ masa } {}^{12}_6\text{C}$$

Equivalencias:

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

$$1 \text{ g} = 6,022 \times 10^{23} \text{ uma}$$

Tener en cuenta que la unidad de masa en el sistema internacional es el **kilogramo**, (kg), y no la **unidad de masa atómica** (uma).

IV. MASA ATÓMICA O PESO ATÓMICO (PA)

Considerando que la mayoría de los elementos se presentan en la naturaleza como mezcla de sus isótopos.

El peso atómico es la masa promedio ponderado de las masas de los isótopos estables de un elemento.

El PA representa la masa atómica promedio de 1 átomo del elemento.

Veamos:



Tetera de cobre, (Cu)

^{63}Cu

^{65}Cu

Isótopos
naturales
estables
del cobre

ISÓTOPOS	MASA ISOTÓPICA (uma)	ABUNDANCIA
^{63}Cu	62,93	69,1%
^{65}Cu	64,93	30,9%

$$PA(Cu) = 62,93 \times 69,1\% + 64,93 \times 30,9\%$$

$$PA(Cu) = \frac{62,93 \times 69,1}{100} + \frac{64,93 \times 30,9}{100}$$

$$PA(Cu) = \frac{62,93 \times 69,1 + 64,93 \times 30,9}{100}$$

$$PA(Cu) = 63,548 \text{ uma} \approx 63,5 \text{ uma}$$

Este valor representa un promedio de la masa de los isótopos naturales estables del cobre.

PESOS ATÓMICOS APROXIMADOS DE ALGUNOS ELEMENTOS

ELEMENTO	PESO ATÓMICO (uma)
H	1
C	12
N	14
O	16
He	4
Cl	35,5
S	32
Mg	24
Ca	40
Fe	56
Al	27
Cu	63,5

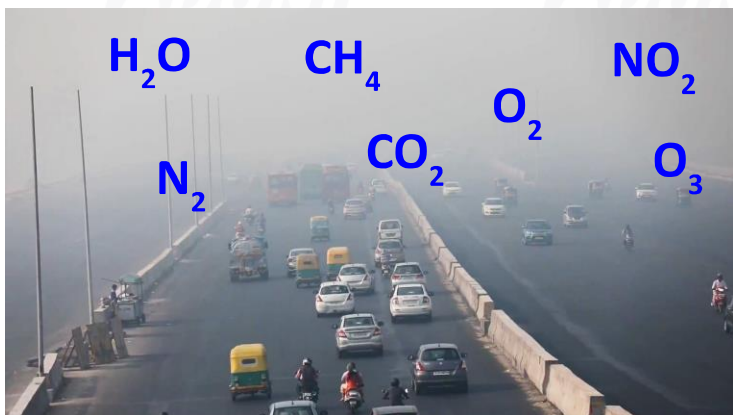
VI. MASA MOLECULAR O PESO MOLECULAR (PM)

Representa la **masa promedio** de 1 molécula de una sustancia covalente (elemento poliatómico o compuesto covalente), está expresado en uma.

Datos: fórmula química y PA

$$PM = \sum PA$$

Constitución del aire contaminado:



Elemento	C	H	O	N
PA(uma)	12	1	16	14

$$H_2O \Rightarrow PM = 2(1) + 1(16) = 18 \text{ uma}$$

$$NO_2 \Rightarrow PM = 1(14) + 2(16) = 46 \text{ uma}$$

$$CO_2 \Rightarrow PM = 1(12) + 2(16) = 44 \text{ uma}$$

$$CH_4 \Rightarrow PM = 1(12) + 4(1) = 16 \text{ uma}$$

$$O_2 \Rightarrow PM = 2(16) = 32 \text{ uma}$$

$$O_3 \Rightarrow PM = 3(16) = 48 \text{ uma}$$

$$N_2 \Rightarrow PM = 2(14) = 28 \text{ uma}$$

VII. MASA FÓRMULA O PESO FÓRMULA (PF)

Indica la **masa promedio** de una **unidad estructural** (átomo, molécula, ion...) expresada en uma. Se halla sumando los PA.

$$PF = \sum PA$$

El peso fórmula es un concepto general, que a la vez puede ser peso atómico, (PA), o peso molecular, (PM).

EJEMPLO

Determinemos el PF de las siguientes sustancias:

He, O₃, H₂O, H₂SO₄, CaO; C₃H₈.

ELEMENTO	H	He	O	S	Ca
PA (uma)	1	4	16	32	40

RESOLUCIÓN:

$$He \Rightarrow PF = 4 \text{ uma}$$

$$O_3 \Rightarrow PF = 3(16) = 48 \text{ uma}$$

$$H_2O \Rightarrow PF = 2(1) + 1(16) = 18 \text{ uma}$$

$$H_2SO_4 \Rightarrow PF = 2(1) + 1(32) + 4(16) = 98 \text{ uma}$$

$$CaO \Rightarrow PF = 1(40) + 1(16) = 56 \text{ uma}$$

$$C_3H_8 \Rightarrow PF = 3(12) + 8(1) = 44 \text{ uma}$$

En química, se emplea la definición de mol para indicar el número de unidades estructurales o unidades fórmula (átomos, moléculas, iones, etc.) presente en una muestra material.

Según la IUPAC, el mol es la cantidad de sustancia que contiene tantas unidades estructurales (átomos, moléculas, iones...) como átomos hay en 12 g de ^{12}C .

Unidades
de conteo

1 par \longrightarrow 2 unidades

1 docena \longrightarrow 12 unidades

1 millar \longrightarrow 1000 unidades

1 mol \longrightarrow $6,022 \times 10^{23}$ unidades estructurales

$$N_A = \text{Número de Avogadro} = 6,022 \times 10^{23} \approx 6 \times 10^{23}$$

¿Qué tan grande es una mol?

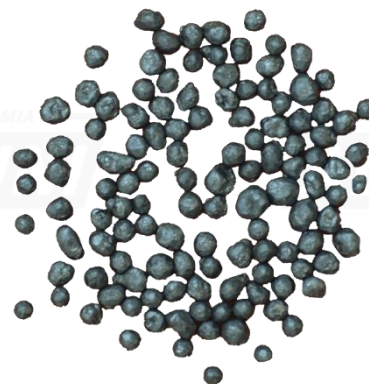
Si tuvieras una fortuna de $6,022 \times 10^{23}$ dólares, que es el número de Avogadro de dólares, podrías gastar mil millones de dólares cada segundo durante toda tu vida y esa fortuna sólo habría disminuido en 0,001%.



EJEMPLOS

- 1mol de átomos = 6×10^{23} átomos
- 0,25 mol de átomos = $0,25(6 \times 10^{23})$ átomos
= $1,5 \times 10^{23}$ átomos
- 0,75 mol de iones Na^+ = $0,75(6 \times 10^{23})$ iones Na^+
= $4,5 \times 10^{23}$ iones Na^+
- 1mol Mg = 1mol átomos Mg = 6×10^{23} átomos Mg
= N_A átomos Mg
- 1 mol H_2O = 1 mol moléculas H_2O
= 6×10^{23} moléculas H_2O = N_A moléculas H_2O

Tener en cuenta:



1mol Zn

Contiene

$6,022 \times 10^{23}$ átomos de Zn
 N_A

1mol H_2O

Contiene

$6,022 \times 10^{23}$ moléculas H_2O
 N_A

En una mol de una sustancia, está presente el N_A unidades estructurales.

IX. MASA MOLAR (\bar{M})

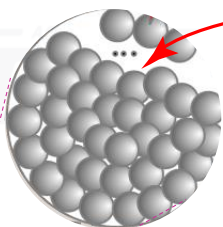
Es la masa en gramos de una mol de unidades estructurales (átomos, moléculas, iones).

1. Para elementos químicos monoatómicos: $\bar{M}(E) = PA(E) \text{ g/mol}$

Ejemplo:

$$\bar{M}(C) = PA(C) \text{ g/mol}$$

$$\bar{M}(C) = 12 \text{ g/mol}$$



1 mol de
átomos de
carbono (C)

INTERPRETACIÓN

1 mol o $6,022 \times 10^{23}$ átomos
de carbono pesan 12 g

En general:

$$\bar{M}(E) = PA(E) \text{ g/mol} \xrightarrow[\text{de}]{\text{Es la masa}} \underbrace{6,022 \times 10^{23}}_{1 \text{ mol}} \text{ átomos de E}$$

- $\bar{M}(\text{Mg}) = PA(\text{Mg}) \text{ g/mol} = 24 \text{ g/mol}$
- $\bar{M}(\text{Ca}) = PA(\text{Ca}) \text{ g/mol} = 40 \text{ g/mol}$

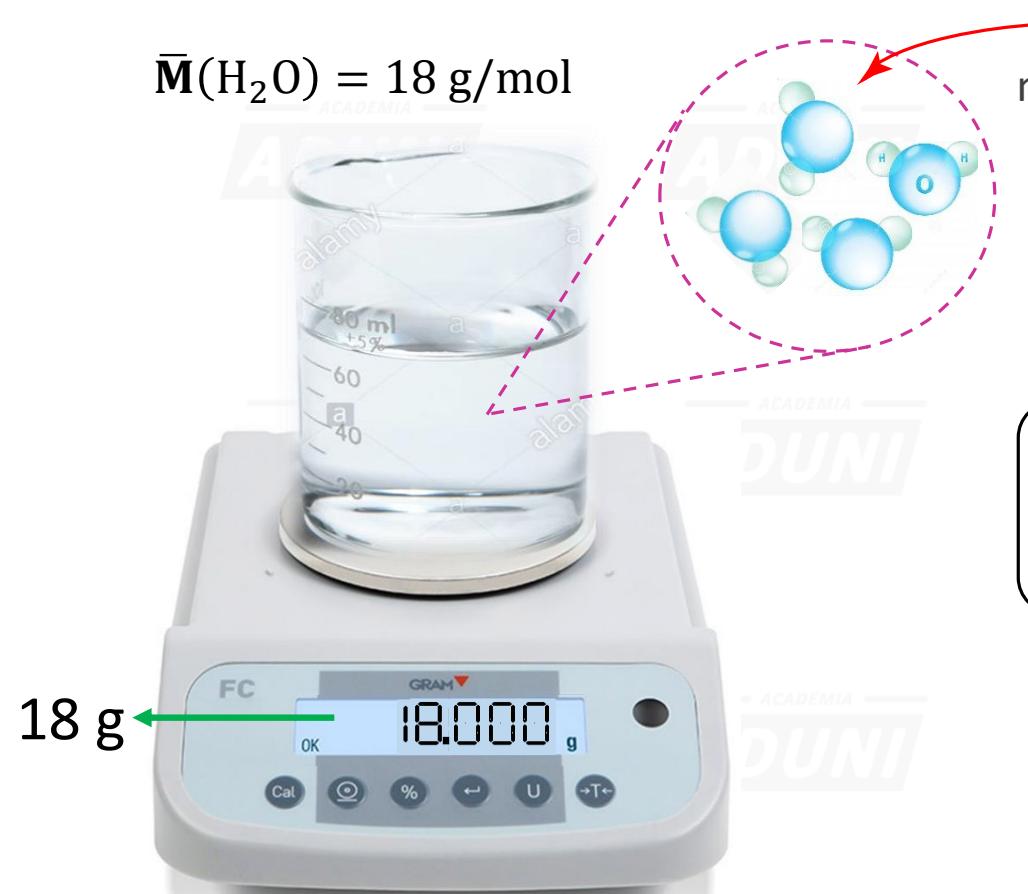


2. Para compuestos químicos y no metales poliatómicos: $\bar{M}(X) = PF(X) \text{ g/mol}$

EJEMPLO:

$$\bar{M}(\text{H}_2\text{O}) = PF(\text{H}_2\text{O}) \text{ g/mol}$$

$$\bar{M}(\text{H}_2\text{O}) = 18 \text{ g/mol}$$



1 mol de
moléculas de
agua (H_2O)

INTERPRETACIÓN

1 mol o $6,022 \times 10^{23}$ moléculas
de agua pesan 18 g

En general:

$$\bar{M}(X) = PF(X) \text{ g/mol} \xrightarrow[\text{de}]{\text{Es la masa}} \underbrace{6,022 \times 10^{23}}_{\text{mol}} \text{ moléculas de X}$$

- $\bar{M}(\text{CO}_2) = PF(\text{CO}_2) \text{ g/mol} = 44 \text{ g/mol}$
- $\bar{M}(\text{HNO}_3) = PF(\text{HNO}_3) \text{ g/mol} = 63 \text{ g/mol}$

EJERCICIO 1

¿Cuántas moles hay en 54 g de moléculas de agua (H_2O)? $\text{PA(uma): H} = 1, \text{O} = 16$

**Resolución**

$\bar{M}(\text{X}) \xrightarrow[\text{de}]{\text{Es la masa}}$ 1mol moléculas de X

$\bar{M}(\text{H}_2\text{O}) \longrightarrow$ 1mol moléculas de X

$m \longrightarrow$ "n" mol de moléculas de X

$$n = \frac{m}{\bar{M}(\text{H}_2\text{O})} = \frac{54 \text{ g}}{18 \text{ g/mol}} = 3 \text{ mol}$$

EJERCICIO 2

¿Cuántas moles de metano (CH_4) hay en un balón que contiene $4,8 \times 10^{24}$ moléculas de CH_4 ?

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

**Resolución**

1mol (X) $\xrightarrow{\text{contiene}}$ 6×10^{23} moléculas de X

1mol (CH_4) \longrightarrow 6×10^{23} moléculas de CH_4

"n" \longrightarrow $4,8 \times 10^{24}$ moléculas de CH_4

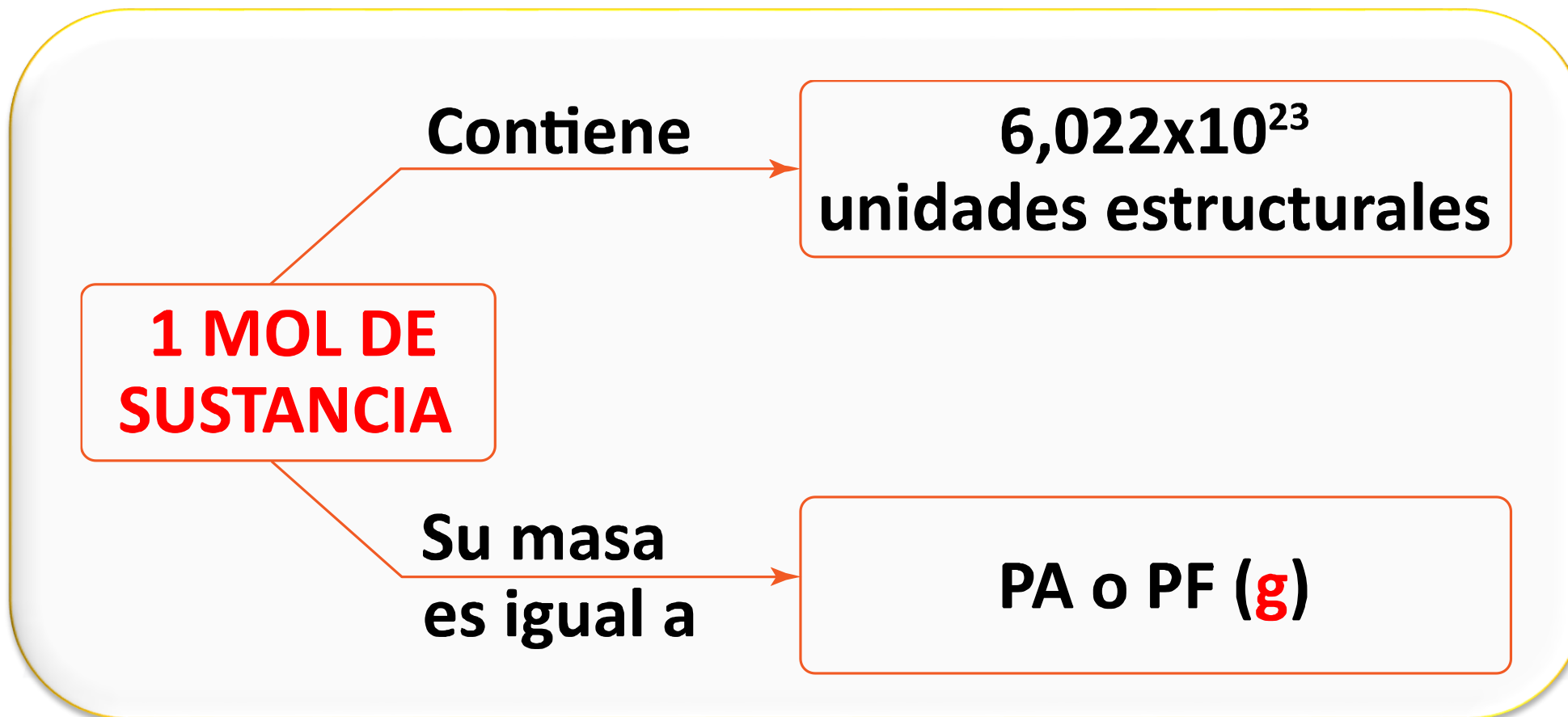
$$n = \frac{\text{número de moléculas}}{\bar{M}(\text{H}_2\text{O})} = \frac{4,8 \times 10^{24}}{6 \times 10^{23}} = 8 \text{ mol}$$

Concluimos que:

$$\text{Número de moles (n)} = \frac{m}{\bar{M}} = \frac{\text{número de moléculas}}{N_A}$$

CONCLUSIÓN

Usando la masa molar \bar{M} para cada sustancia relacionamos la masa (m) en gramos con la cantidad de unidades estructurales.



X. PORCENTAJE DE PUREZA DE UNA MUESTRA QUÍMICA (%P)

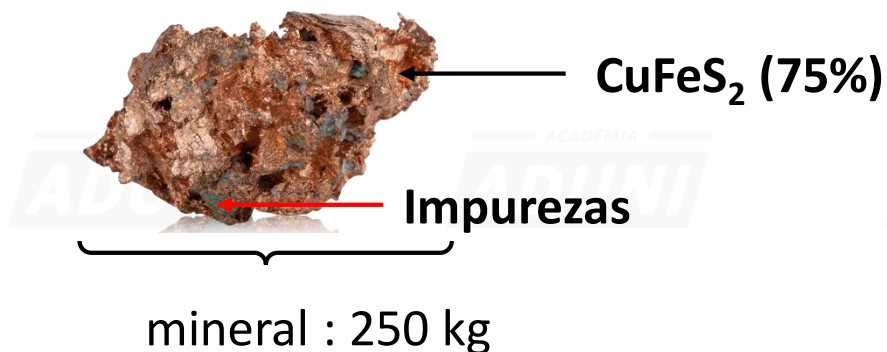
En la naturaleza, las sustancias se encuentran formando mezclas. Por ello debemos conocer qué parte de toda la muestra, en porcentaje, representa la sustancia de interés. A ese porcentaje se le llama pureza (%P).

$$\text{Pureza} = \frac{\text{Cantidad pura}}{\text{Cantidad de la muestra}} \times 100\%$$

EJEMPLO

La calcopirita es un mineral que contiene al compuesto CuFeS_2 al 75 % de pureza. En una muestra de 250 kg del mineral. ¿Qué masa de CuFeS_2 se puede extraer?

SOLUCIÓN



La calcopirita tiene una parte pura (CuFeS_2) e impurezas.

$$\begin{array}{lcl} 250 \text{ kg} & \longrightarrow & 100\% \\ m(\text{CuFeS}_2) & \longrightarrow & 75\% \end{array}$$

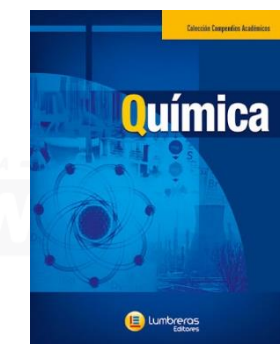
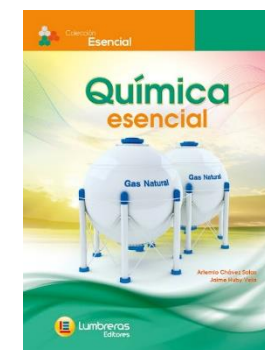
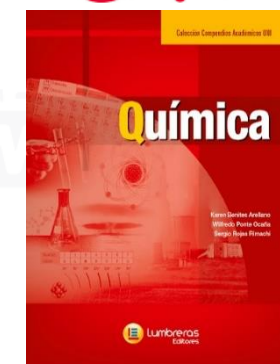
$$m(\text{CuFeS}_2) = \frac{75 \times 250}{100} = 187,5 \text{ kg}$$

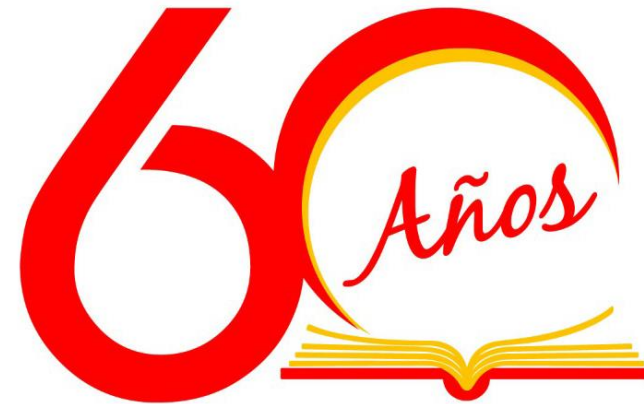
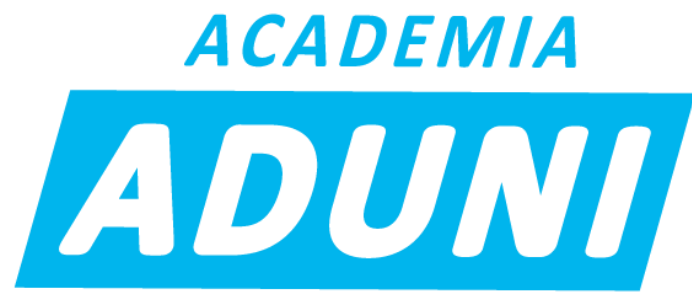
También:

$$\Rightarrow 75\% = \frac{m(\text{CuFeS}_2)}{250 \text{ kg}} \times 100\% \Rightarrow m(\text{CuFeS}_2) = 187,5 \text{ kg}$$

XI. BIBLIOGRAFÍA

- **Química, colección compendios académicos UNI; Lumbreras editores**
- **Química, fundamentos teóricos y aplicaciones; 2019 Lumbreras editores.**
- **Química, fundamentos teóricos y aplicaciones.**
- **Química esencial; Lumbreras editores.**
- **Fundamentos de química, Ralph A. Burns; 2003; PEARSON**
- **Química, segunda edición Timberlake; 2008, PEARSON**
- **Química un proyecto de la ACS; Editorial Reverte; 2005**
- **Química general, Mc Murry-Fay quinta edición**





www.aduni.edu.pe

