



# ANUAL SAN MARCOS



[www.aduni.edu.pe](http://www.aduni.edu.pe)



# QUÍMICA

## CÁLCULOS EN QUÍMICA II SEMANA 18

[www.aduni.edu.pe](http://www.aduni.edu.pe)

ACADEMIA  
**ADUNI**  
ANUAL  
SAN MARCOS

## I. OBJETIVOS

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

1. **Interpretar** las fórmulas químicas a nivel cualitativo y cuantitativo.
2. **Determinar y diferenciar** la fórmula química empírica y la fórmula química molecular.
3. **Determinar** la composición porcentual de un elemento que forma parte de un compuesto químico.



## II. INTRODUCCIÓN

El cobre fue uno de los primeros **metales** empleados por el hombre por encontrarse en estado nativo, actualmente la producción de **cobre** se obtiene de **minerales** en forma de sulfuros.

### Central metalúrgica

Calcosina ( $\text{Cu}_2\text{S}$ )  
**159 t**



$\text{Cu}_{(s)}$



¿masa?



De 159 t de calcosina puro ( $\text{Cu}_2\text{S}$ ) se puede producir como máximo 127 t de cobre ( $\text{Cu}$ ).

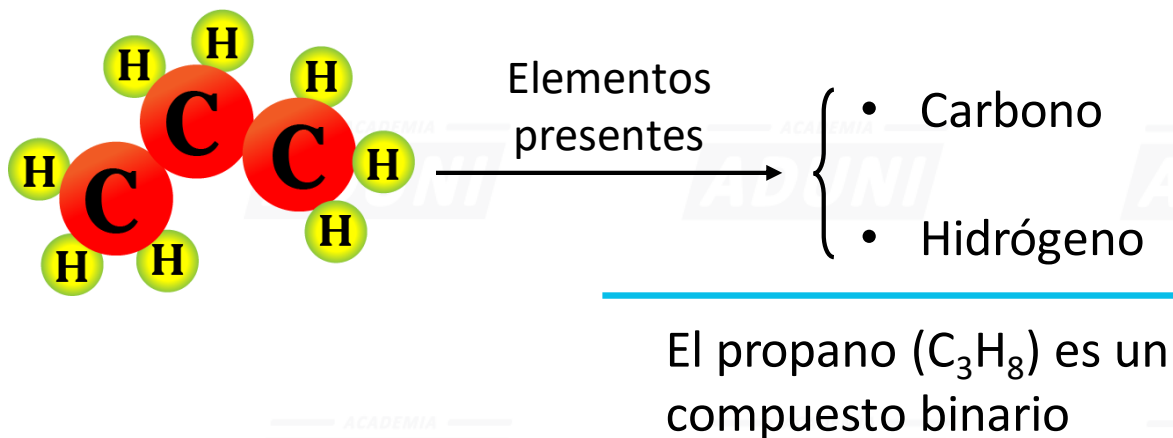
En este tema aprenderemos a realizar este tipo de cálculos.

Relaciona la **fórmula química** con los elementos que contiene y brinda una información cualitativa y cuantitativa con los elementos que lo constituyen.

- 1) **En forma cualitativa:** nos muestra que elementos forman a una sustancia.

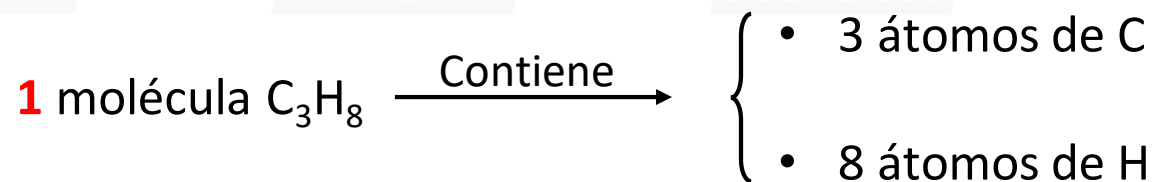
**EJEMPLO**

- Gas propano ( $C_3H_8$ )



- 2) **En forma cuantitativa:** podemos interpretar una fórmula **como partícula estructural y como masa**.

- A) **Como partícula**, representa una unidad fórmula, y en ella podemos contabilizar la cantidad de átomos que la constituyen.

**EJEMPLO**

---

**11 átomos totales**  
**ATOMICIDAD= 11**

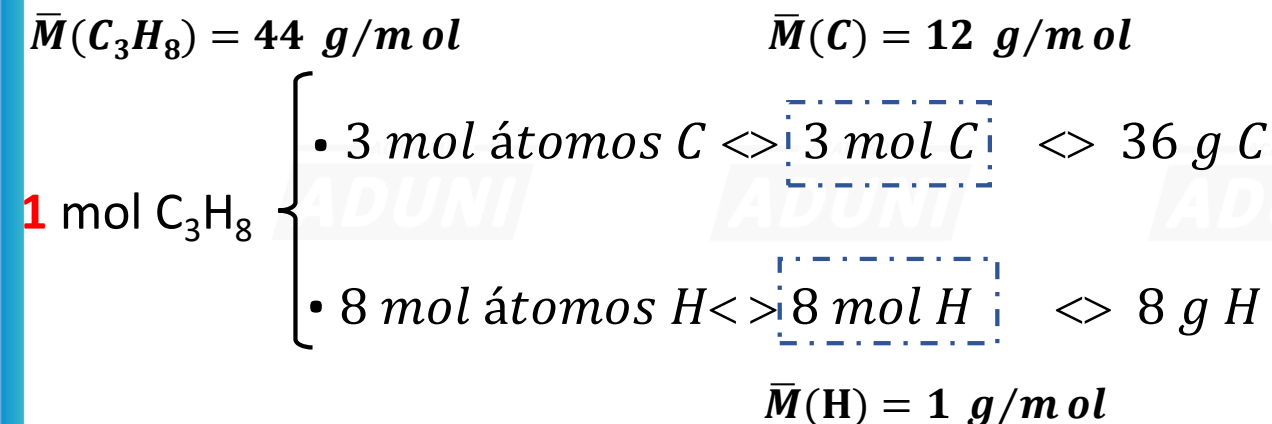
**B) Como masa**, representa un mol de sustancia. Los subíndices indican el número de moles de átomos de cada elemento.

**EJEMPLO**

Gas propano ( $C_3H_8$ ):

**Dato:**

Masa molar (g/mol): H=1; C=12

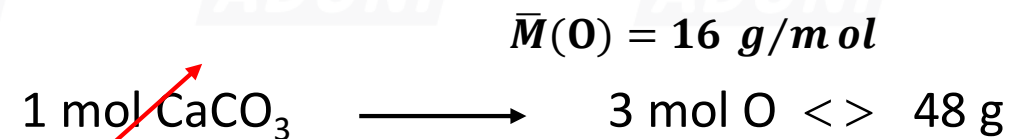


La masa de  
**1 mol  $C_3H_8$  es 44 g = 36 g + 8 g**

**EJEMPLO**

¿Cuántos gramos de oxígeno están contenidos en una muestra de caliza donde se hallan 15 mol de carbonato de calcio ( $CaCO_3$ )?

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

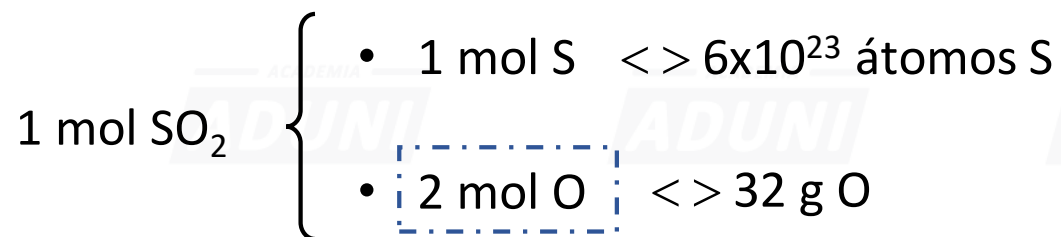
**RESOLUCIÓN**

$$\Rightarrow m(O) = \frac{15 \times 48 \text{ g}}{1} = 720 \text{ g}$$

## EJEMPLO

Si en una muestra de dióxido de azufre ( $\text{SO}_2$ ) hay 96 g de oxígeno, ¿cuántos átomos de azufre hay?  
 $\text{PA}(\text{O}) = 16 \text{ uma}$

## RESOLUCIÓN



Entonces:  $\bar{M}(\text{O}) = 16 \text{ g/mol}$



$$\Rightarrow (\text{átomos S}) = \frac{3 \times 6 \times 10^{23}}{1} = 18 \times 10^{23} = 1,8 \times 10^{24}$$

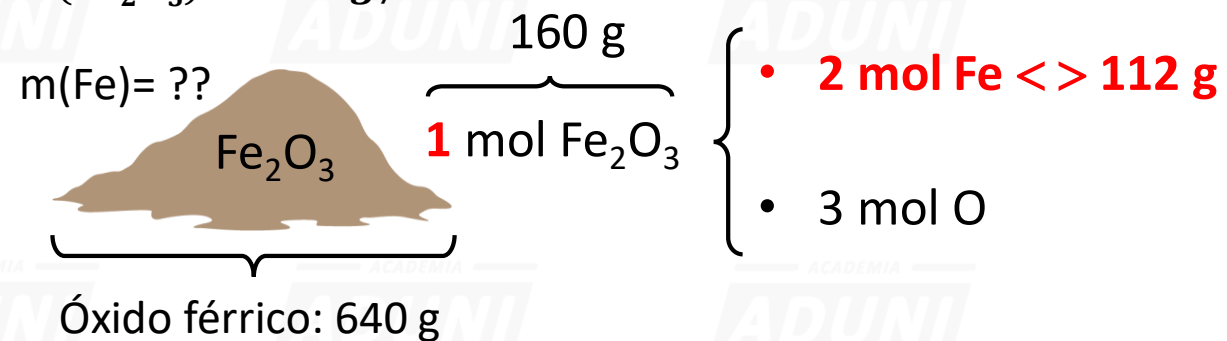
## EJEMPLO

¿Cuántos gramos de hierro se puede extraer de una muestra de óxido férrico ( $\text{Fe}_2\text{O}_3$ ) cuya masa es 640 g.  
 Masa molar (g/mol):  $\text{O} = 16$ ;  $\text{Fe} = 56$

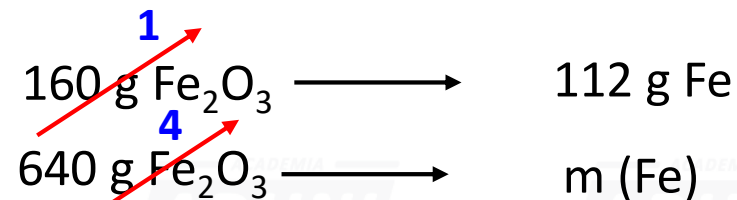
## RESOLUCIÓN

Realizamos un esquema.

$$\bar{M}(\text{Fe}_2\text{O}_3) = 160 \text{ g/mol}$$



Entonces:



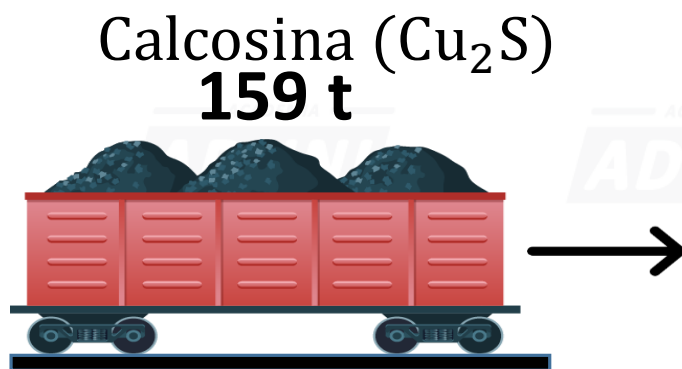
$$\Rightarrow m(\text{Fe}) = \frac{4 \times 112}{1} = 448 \text{ g}$$



**EJEMPLO**

De 159 t de calcosina puro ( $\text{Cu}_2\text{S}$ ) ¿Cuánta masa de cobre ( $\text{Cu}$ ) se puede extraer como máximo?

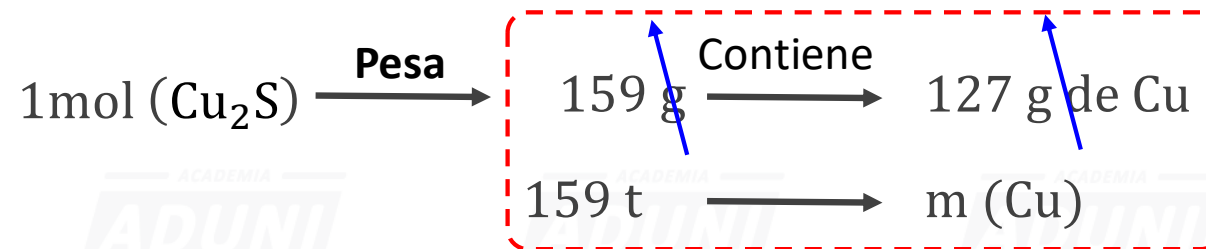
PA(uma): S = 32; Cu = 63,5

**RESOLUCIÓN****Central metalúrgica** $\text{Cu}_{(s)}$ **¿masa?**

Hallamos el PF( $\text{Cu}_2\text{S}$ )

- Cu  $\rightarrow 2 \times 63,5 = 127$  uma
- S  $\rightarrow 1 \times 32 = 32$  uma
- PF( $\text{Cu}_2\text{S}$ ) = 159 uma

Interpretando la fórmula química de  $\text{Cu}_2\text{S}$



$$\therefore m(\text{Cu}) = 127 \text{ t}$$



## IV. COMPOSICIÓN PORCENTUAL O COMPOSICION CENTESIMAL (CC)

Representa el porcentaje en masa de cada elemento que forma parte de un compuesto químico. Es independiente de la masa analizada del compuesto.

Forma práctica:

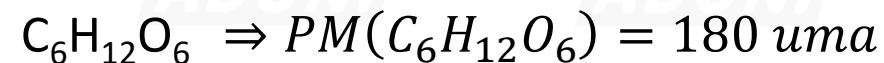
$$CC(E) = \frac{\text{masa del elemento (E)}}{PM(\text{compuesto})} \times 100\%$$

### EJEMPLO

Halle la composición porcentual de cada uno de los elementos que pertenecen a la glucosa ( $C_6H_{12}O_6$ ).

### RESOLUCIÓN

Elementos	Masa de átomos	Masa total de los elementos
Carbono ( C )	$6 \times 12 \text{ uma}$	$72 \text{ uma}$
Hidrógeno ( H )	$12 \times 1 \text{ uma}$	$12 \text{ uma}$
Oxígeno ( O )	$6 \times 16 \text{ uma}$	$96 \text{ uma}$



Determinamos la composición porcentual de cada elemento químico.

- $\%C = \frac{72 \text{ uma}}{180 \text{ uma}} \times 100\% = 40 \%$
- $\%H = \frac{12 \text{ uma}}{180 \text{ uma}} \times 100\% = 6,67 \%$
- $\%O = \frac{96 \text{ uma}}{180 \text{ uma}} \times 100\% = 53,33 \%$

La composición centesimal de cada elemento representa el porcentaje de 100 unidades.

## V. FÓRMULA EMPÍRICA Y MOLECULAR

**FÓRMULA EMPÍRICA (FE)**

- Es la fórmula más simple de un compuesto.
- Indica la mínima proporción de los átomos que hay en un compuesto.
- Se determina a partir de los datos experimentales.

**FÓRMULA MOLECULAR (FM)**

- Es la fórmula real de un compuesto químico.
- Indica la cantidad real de los átomos de cada elemento en una molécula.
- Es un múltiplo entero de la fórmula empírica.

Relación entre la FM y FE:

$$FM = k \cdot FE$$

$$k = 1, 2, 3, \dots$$

COMPUESTO COVALENTE	FM	FE	k
Etileno	C <sub>2</sub> H <sub>4</sub>	CH <sub>2</sub>	2
Propileno	C <sub>3</sub> H <sub>6</sub>	CH <sub>2</sub>	3
Glucosa	C <sub>6</sub> H <sub>12</sub> O <sub>6</sub>	CH <sub>2</sub> O	6
Amoniaco	NH <sub>3</sub>	NH <sub>3</sub>	1

Tener en cuenta que un compuesto iónico solo tiene **fórmula empírica** y no **fórmula molecular**.

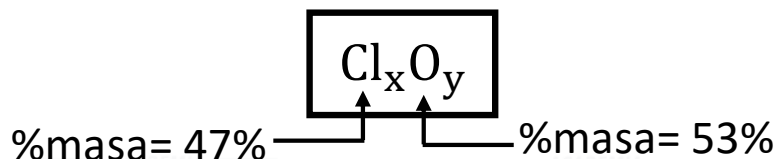
## REGLAS PRÁCTICAS PARA ESTABLECER LA FE A PARTIR DE LA COMPOSICIÓN PORCENTUAL

### EJEMPLO

Un óxido contiene 53% en masa de oxígeno y 47% en masa de cloro. Determine la fórmula empírica del compuesto.

PA (uma): O = 16; Cl = 35,5

### RESOLUCIÓN



1. Tomar como muestra 100 g de compuesto (del  $\text{Cl}_x\text{O}_y$ ).
2. Con el % en masa hallamos la masa de cada elemento.

$$m_{\text{Cl}} = \frac{47}{100} \times 100 \text{ g} = 47 \text{ g}$$

$$m_{\text{O}} = \frac{53}{100} \times 100 \text{ g} = 53 \text{ g}$$

3. Hallar el número de moles

$$x = n_{\text{Cl}} = \frac{m}{\bar{M}} = \frac{47}{35,5} = 1,32 \text{ (menor)}$$

$$y = n_{\text{O}} = \frac{m}{\bar{M}} = \frac{53}{16} = 3,31 \text{ (mayor)}$$

4. Si el número de moles resultan decimales, los dividimos entre el menor de ellos. En este caso es **1,32**

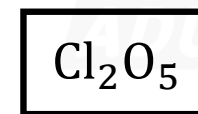
$$x = n_{\text{Cl}} = \frac{1,32}{1,32} = 1$$

$$y = n_{\text{O}} = \frac{3,31}{1,32} = 2,5$$

**Nota:** Si persiste el decimal y no se puede redondear, se procede al siguiente paso.

5. Multiplicamos por el mínimo entero que los convierta en números enteros

$$\left. \begin{array}{l} x = n_{\text{Cl}} = 1 \times \boxed{2} = 2 \\ y = n_{\text{O}} = 2,5 \times \boxed{2} = 5 \end{array} \right\}$$



Fórmula  
empírica

**EJEMPLO**

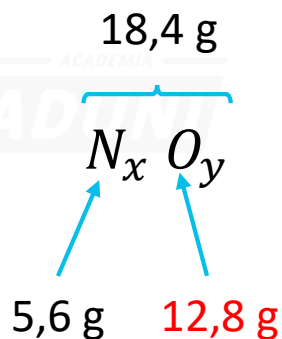
En 18,4 g de un compuesto formado por nitrógeno y oxígeno están contenidos 5,6 g del primer elemento. Si la masa molar del compuesto es 92 g/mol, determine la atomicidad del compuesto.

A) 4

B) 8

C) 6

D) 10

**RESOLUCIÓN**

Determinando el número de moles de nitrógeno, (x) y de oxígeno, (y).

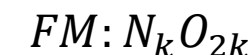
$$x = n_N = \frac{5,6}{14} = 0,4$$

$$y = n_O = \frac{12,8}{16} = 0,8$$

Como las moles obtenidas de nitrógeno y oxígeno no son enteros, se deben dividir entre el menor valor de ellos.

$$x = n_N = \frac{0,4}{0,4} = 1 \quad y = n_O = \frac{0,8}{0,4} = 2$$



$$\Rightarrow$$


dato:

$$\bar{M}(FM) = 92 \text{ g/mol}$$

$$k(14) + 2k(16) = 92$$

$$k = 2$$

Entonces



$$\text{atomicidad} = 2 + 4 = 6$$

**EJEMPLO**

La halita es un mineral que contiene cloruro de sodio, NaCl. Si se tiene 1,17 kg de halita al 80 % en masa de NaCl, ¿qué masa de sodio se podrá extraer como máximo?

Masas molares: Na = 23; Cl = 35,5 g/mol

- A) 736 g                      B) 184 g  
C) 368 g                      D) 92 g

**RESOLUCIÓN**

Nos piden determinar la masa de sodio que se puede extraer como máximo.

Calculo de la masa de sodio:



**halita**



**Sodio (Na)**

- 1,17 kg de halita = 1170 g
- 80% en NaCl

$$m(\text{NaCl}) = 1170 \text{ g} \times 80 \% = 936 \text{ g}$$

Del peso fórmula de la sal:

$$\text{PF}(\text{NaCl}) = 1 \times 23 + 1 \times 35,5 = 58,5 \text{ uma}$$

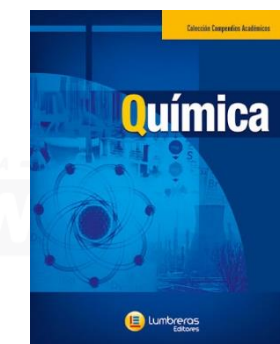
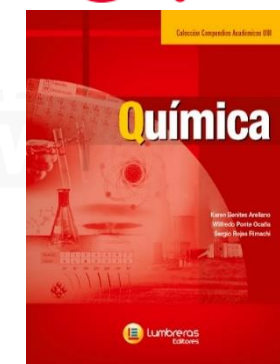
$$\begin{array}{ccc} 58,5 \text{ g NaCl} & \longrightarrow & 23 \text{ g Na} \\ 936 \text{ g NaCl} & \longrightarrow & m(\text{Na}) \end{array}$$

$$m(\text{Na}) = 368 \text{ g}$$

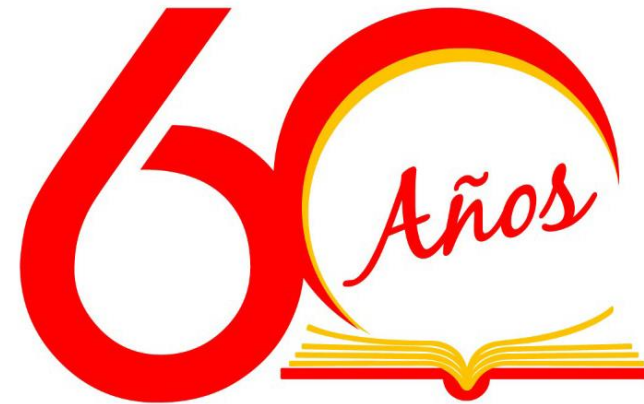
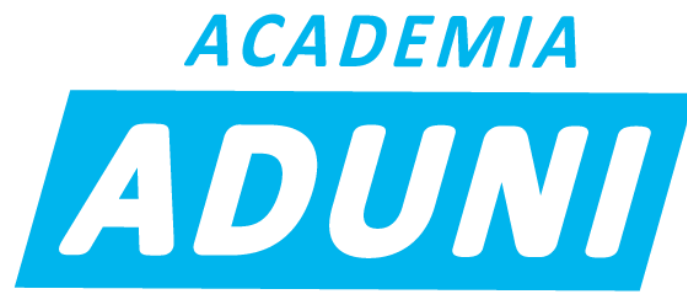
**CLAVE: C**

## VI. 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](http://www.aduni.edu.pe)*

