

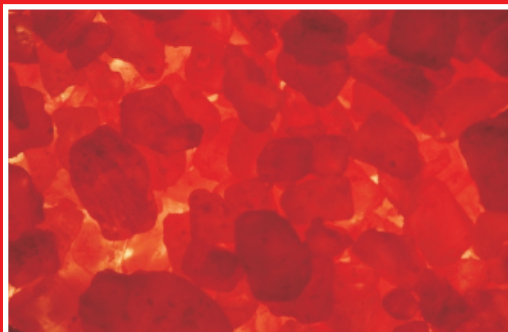


# Universidad América Latina

Bachillerato en la Modalidad No Escolarizada y Semiescolarizada

## Química II

MÓDULO 2



**Breviario  
Temático  
Integral**



## SESIÓN 1

### CÁLCULOS QUÍMICOS

#### I. CONTENIDOS:

1. Nomenclatura química.
2. Masa atómica.
3. Masa molecular.
4. Concepto mol.
5. El número de Avogadro.

#### II. OBJETIVOS:

Al término de la Sesión, el alumno:

- Recordará las fórmulas de los ácidos, bases y sales.
- Comprenderá cuál es la función de la masa atómica en la formulación de un compuesto.
- Analizará como se obtiene la masa molecular.
- Comprenderá el número de Avogadro y su relación con el concepto mol.

#### III. PROBLEMATIZACIÓN:

*Comenta las preguntas con tu Asesor y selecciona las ideas más significativas.*

- ¿Por qué es importante utilizar la masa atómica?
- ¿Cuántas moléculas de agua se encuentran en 18 g de este compuesto?
- ¿Cuál es la fórmula química de la sal de cocina?
- ¿Le das la importancia que requiere a la utilidad del manejo del lenguaje de la química?

#### IV. TEXTO INFORMATIVO-FORMATIVO:

##### 1.1. Nomenclatura química

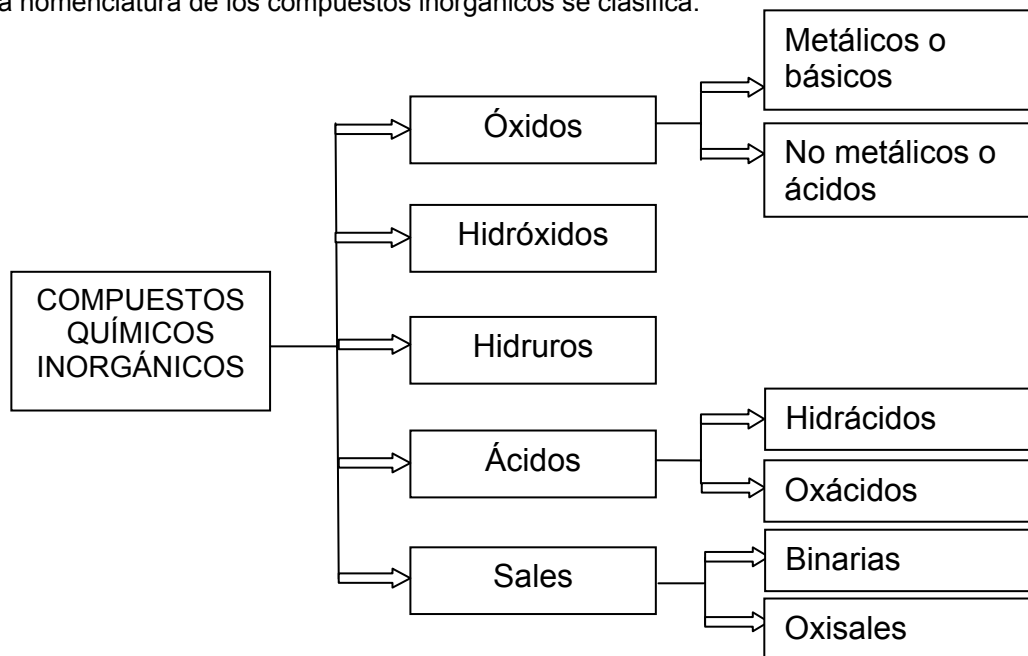
A lo largo del desarrollo de la ciencia química, elementos y compuestos han sido representados de distintas formas. Debido a esto en 1921 la Unión Internacional de Química Pura y Aplicada (IUPAC) estableció un lenguaje químico moderno que consiste en acuerdos para nombrar los elementos, compuestos y fórmulas químicas, creando un lenguaje común dependiente de reglas establecidas.

La nomenclatura es el idioma universal a través del cual se expresan las reacciones y procesos químicos. A pesar de esto, en la actualidad todavía existen compuestos que tienen varios nombres denominados comunes debido a cuestiones históricas, y las dos formas de nombrarlos son correctas.

El estudio de la nomenclatura comienza con la clasificación de los compuestos químicos: orgánicos e inorgánicos.

- *Los compuestos orgánicos son los que tienen carbono unido usualmente a elementos como hidrogeno (H), oxígeno (O), boro (B), nitrógeno (N), azufre (S) y otros halógenos.*
- *Los compuestos inorgánicos están compuestos de varios elementos y usualmente su componente principal no es el carbono.*

La nomenclatura de los compuestos inorgánicos se clasifica:



### 1.1.1. Óxidos metálicos o básicos

Combinación de un metal con el oxígeno. Se nombra con la palabra oxido seguida del metal correspondiente. Si el metal tiene más de una valencia se usan las siguientes terminaciones:

- Oso
- Ico
- Hipo...oso
- Hiper...ico

Ejemplos:

Metal	+	Oxígeno	Oxido metálico	Nomenclatura
Ca	+	O	CaO	Oxido de calcio
Na	+	O	Na <sub>2</sub> O	Oxido de sodio
Ag	+	O	Ag <sub>2</sub> O	Óxido de plata
Fe	+	O	FeO	Oxido ferroso
Fe	+	O	Fe <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	Oxido férrico

### 1.1.2 Óxidos no metálicos

Combinación de un no metal con el oxígeno. Se nombra el compuesto al revés, indicando con los prefijos el número de átomos de cada elemento que se encuentra en la fórmula.

Ejemplos:

No Metal	+	Oxígeno	Oxido no metálico	Nomenclatura
N	+	O	NO	Monóxido de nitrógeno
N	+	O	N <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	Trióxido de dinitrógeno
C	+	O	CO	Monóxido de carbono
C	+	O	CO <sub>2</sub>	Dióxido de carbono

### 1.1.3. Hidróxidos o bases

Combinan un óxido metálico o básico con el agua. El radical OH se encuentra unido al metal. Se nombra con la palabra hidróxido seguida del metal correspondiente.

Ejemplos:

Oxido metálico o básico	+	Agua	Nomenclatura
CaO	+	H <sub>2</sub> O	Hidróxido de calcio
Na <sub>2</sub> O	+	H <sub>2</sub> O	Hidróxido de sodio
Ag <sub>2</sub> O	+	H <sub>2</sub> O	Hidróxido de plata
LiO	+	H <sub>2</sub> O	Hidróxido de litio

### 1.1.4. Hidruros

Combinación del hidrógeno con metales del grupo 1 y 2, donde la valencia del Hidrógeno es de -1. Se escribe la palabra hidruro seguida del metal correspondiente.

Ejemplos:

Metal (grupo 1 y 2)	+	Hidrógeno	Hidruro	Nomenclatura
Li	+	H	LiH	Hidruro de litio
Ba	+	H	BaH <sub>2</sub>	Hidruro de bario
Cs	+	H	CsH	Hidruro de cesio
Mg	+	H	MgH <sub>2</sub>	Hidruro de magnesio

### 1.1.5. Hidrácidos

Resultan de combinar el hidrógeno con un no metal, una de sus características es que no cuenta con oxígenos. Se nombra el ácido seguido del no metal asignando la terminación -hídrico.

Ejemplos:

Hidrógeno	+	No metal	Hidrácido	Nomenclatura
H	+	Cl	HCl	Acido clorhídrico
H	+	F	HF	Acido fluorhídrico

### 1.1.6. Oxiácidos

Combinan los óxidos ácidos o no metálicos con el agua. Se nombra colocando la palabra ácido seguida del nombre del no metal, utilizando la terminación -oso o -ico según corresponda su número de oxidación.

Ejemplos:

Oxido ácido	+	Agua	Oxiácidos	Nomenclatura
S (+4)	+	H <sub>2</sub> O	H <sub>2</sub> SO <sub>3</sub>	Acido sulfuroso
S (+6)	+	H <sub>2</sub> O	H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	Acido sulfúrico

### 1.1.7. Sales binarias

Combinan los hidróxidos con los hidrácidos. Deben su nombre a que contienen dos elementos distintos. Se cambia la terminación -hídrico del ácido por -uro, seguida del metal. En caso de que el metal correspondiente tenga más de una valencia se coloca la valencia entre paréntesis con números romanos después del nombre del metal.

Ejemplos:

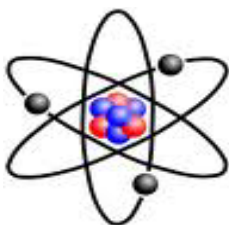
Hidróxido	+	Hidracido	Sal + agua	Nomenclatura
Ca(OH) <sub>2</sub>	+	HCl	CaCl <sub>2</sub> + H <sub>2</sub> O	Cloruro de calcio
NaOH	+	HF	NaF + H <sub>2</sub> O	Fluoruro de sodio

### 1.1.8. Oxisales

Combinan hidróxidos con oxácidos. Se nombran cambiando la terminación –oso o –ico por la terminación –ito o –ato según corresponda, seguida del nombre del radical.

Hidróxido	+	Oxiácido	Sal + agua	Nomenclatura
Al(OH) <sub>3</sub>	+	HNO <sub>3</sub>	Al(NO <sub>3</sub> ) <sub>3</sub> + H <sub>2</sub> O	Hipoclorito de sodio
KOH	+	HClO	KClO + H <sub>2</sub> O	Nitrato de aluminio

## 2.1. Masa atómica



Es la masa total de protones y neutrones en un solo átomo en reposo, se expresa en unidades de masa atómica. La masa atómica de cada elemento se compara con una unidad de referencia llamada Unidad de Masa Atómica (uma) que corresponde a la doceava parte de la masa del isótopo 12 del átomo de C.

Ejemplos de la masa atómica de algunos elementos:

ELEMENTO	MASA ATÓMICA (uma)
Oxígeno (O)	16.00
Cobalto (Co)	58.93
Boro (B)	11
Antimonio (Sb)	121.
Bromo (Br)	79.90
Cobre (Cu)	63.55

## 3.1. Masa molecular

Es la suma de las masas atómicas de los elementos que conforman una molécula. También es llamado peso molecular. Se mide en unidades de masa atómica (uma). Esta magnitud se calcula multiplicando la masa atómica de cada uno de los elementos que componen la molécula por el subíndice correspondiente al elemento de acuerdo a la fórmula molecular.

Calcula la masa molecular de los compuestos siguientes:

a)

Compuesto	Elementos	Numero de átomos	Masa atómica	Operación	Masa Molecular
KCl	K	1	39.1	39.1 X 1	39.1
	Cl	1	35.5	35.5 X 1	35.5

Masa molecular: 74.6 uma

b)

Compuesto	Elementos que lo forman	Numero de átomos	Masa atómica	Operación	Masa Molecular
H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	H	2	1.008	1.008 X 2	2.016
	S	1	32.07	32.07 X 1	32.07
	O	4	16	16 X 4	64

Masa molecular: 98.086 uma

c)

Compuesto	Elementos que lo forman	Numero de átomos	Masa atómica	Operación	Masa Molecular
Ca(OH) <sub>2</sub>	Ca	1	40.08	40.08 X 1	40.08
	O	2	16	16 X 2	32
	H	2	1.008	1.008 X 2	1.016

Masa molecular: 73.096 uma

#### 4.1. Concepto mol

Cuando trabajamos en el laboratorio trabajar con partículas químicas individuales, pero si es quehacer diario medir el número de átomos, de moléculas o de unidades formulas con las que estamos trabajando, la unidad de medida utilizada para este fin es el mol, establecida por el Sistema Internacional en 1961.

Un mol es la cantidad de sustancia que contiene un sistema, ya sea de átomos, moléculas, iones, electrones o algún grupo específico de una partícula, como átomos hay en 0.012 kilogramos de carbono 12. Esta definición esta basada en que todos los átomos de un mismo elemento siempre tendrá la misma masa. La masa molar establece la equivalencia entre la masa atómica y la masa en gramos de un átomo. Ejemplo:

a) ¿Cuál es la masa molar del Cobalto?

Se identifica en la tabla periódica su masa atómica: 59 uma, que corresponde a un mol de cobalto, por lo tanto su masa molar son 59 gramos.

$$1 \text{ mol Co} \times \frac{59 \text{ gramos}}{1 \text{ mol Co}} = 59 \text{ gramos}$$

b) ¿Cuál es la masa molar del cobre?

$$1 \text{ mol Cu} \times \frac{64 \text{ gramos}}{1 \text{ mol Cu}} = 64 \text{ gramos}$$

#### 5.1. El número de Avogadro

Fue propuesta por Amadeo Avogadro, y corresponde al número de átomos, moléculas, iones, electrones, partículas o grupos específicos de alguna otra sustancia que hay en un mol, es decir, un mol de átomos de <sup>12</sup>C contiene 6.023x10<sup>23</sup> átomos.

La masa de un mol de moléculas corresponde a la masa molecular expresada en gramos que equivale a 6.023x10<sup>23</sup> moléculas. Por ejemplo un mol de agua (H<sub>2</sub>O) pesa 18 gramos, que corresponden a 6.023x10<sup>23</sup> moléculas de H<sub>2</sub>O.