

# MASA MOLECULAR Y AVOGADRO

## Subíndices moleculares

En química, la mayoría de las veces usamos compuestos expresados como moléculas, las cuales emplean subíndices.

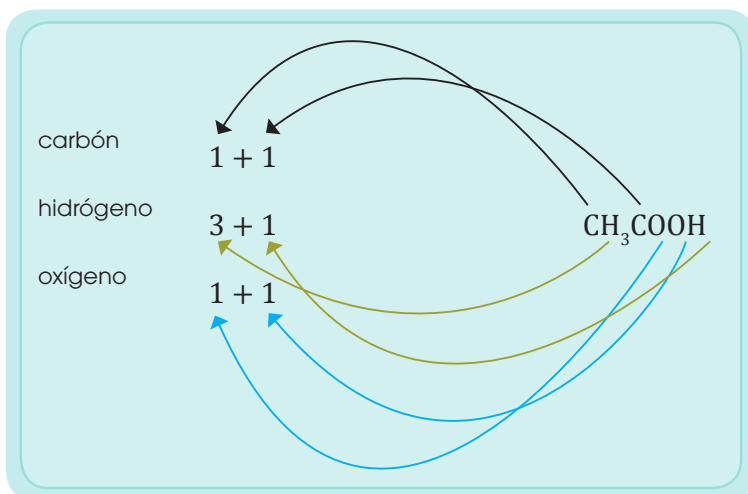
Para conocer la cantidad de átomos en un componente dentro de una molécula es necesario tener en cuenta el subíndice del elemento y los subíndices de los paréntesis.

Calculemos el número de átomos de cada una de las especies que componen una molécula de ácido acético,  $\text{CH}_3\text{COOH}$ .

**Paso 1:** Hagamos una lista de los elementos químicos que contienen la molécula.

- carbón
- hidrógeno
- oxígeno

**Paso 2:** Tomando en cuenta los subíndices, anotemos cuántas veces se repite cada elemento dentro de la molécula.



**Paso 3:** Describamos la proporcionalidad de elementos que existe en la molécula.

- carbón: 2 átomos de C
- hidrógeno: 4 átomos de H
- oxígeno: 2 átomos de O

### Ejemplo 5

#### Y TAMBIÉN:



Una **molécula** es la unión de átomos en proporciones definidas, usando subíndices. Por ejemplo, el óxido de sodio,  $\text{Na}_2\text{O}$  está formado por dos átomos de sodio (Na) y un átomo de oxígeno (O).



<https://goo.gl/Uqixsl>

■ Óxido de sodio

#### Fórmulas moleculares y empíricas

Las fórmulas moleculares son aquellas que indican el número de átomos que tienen cada elemento ( $\text{H}_2$  es la fórmula del hidrógeno) mientras que la fórmula empírica indica qué elementos están presentes en una fórmula, ( $\text{H}_2\text{O}_2$  peróxido de hidrógeno contiene dos átomos de hidrógeno y dos átomos de oxígeno).

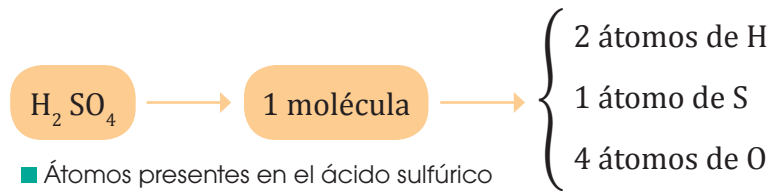
Existen compuestos cuya composición está descrita por subíndices que abarcan a más de un tipo de elemento. La diferencia para realizar el cálculo no es tan grande, solo se precisa añadir un par de pasos. Como ejemplo, calcularemos la composición en átomos de la molécula de carbonato de aluminio (III).



El subíndice del  $(\text{CO}_3)_3$  al ser 3, le afecta el triple al carbono y al oxígeno. De manera que tenemos tres átomos de carbono, nueve ( $3 \times 3$ ) átomos de oxígeno y dos átomos de aluminio.

### Cálculo de masa molecular

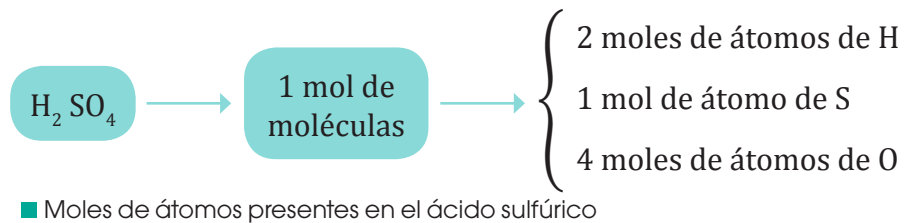
Por lo general, buscamos hallar la masa molecular de un compuesto. Para ello, necesitamos saber la cantidad de átomos de cada especie que componen una molécula.



Esto quiere decir que, de un compuesto, podemos tener nuevas equivalencias.

1 molécula de  $\text{H}_2\text{SO}_4 = 2$  átomos de H; 1 átomo de S; 4 átomos de O

También podemos ver al compuesto como:



1 mol de  $\text{H}_2\text{SO}_4 = 2$  moles de H; 1 mol de S; 4 moles de O

La suma de los pesos de los elementos que hay en un compuesto da como resultado el peso de la molécula y esto es equivalente a un mol del mismo compuesto.

#### Y TAMBIÉN:



#### Mol

Proviene del latín, moles, 'masa'. Es una de las magnitudes físicas fundamentales en el SISTEMA INTERNACIONAL DE UNIDADES. Se utiliza para medir cantidades de todas las sustancias presentes en un sistema determinado.

Calculemos la masa molecular del carbonato de hierro (III),  $\text{Fe}_2 (\text{CO}_3)_3$ .

**Paso 1:** Escribamos la composición atómica del compuesto.

Elemento	Átomos moles
Hierro:	2
Carbón:	3
Oxígeno:	9

**Paso 2:** Multipliquemos el número de moles de átomos por el valor correspondiente del peso atómico de la tabla periódica.

Elemento	# moles	×	Masa atómica (g/mol)	= Masa total (g)
Hierro:	2	×	55,85	= 111,70
Carbón:	3	×	12,01	= 36,03
Oxígeno	9	×	16,00	= 144,00

**Paso 3:** Sumemos las masas que componen la molécula.

$$111,70(\text{g Fe}) + 36,03(\text{g C}) + 144,00(\text{g O}) = 291,73 \text{ g Fe}_2(\text{CO}_3)_3$$

$$\text{Equivale: } 1 \text{ mol Fe}_2(\text{CO}_3)_3 = 291,73 \text{ g Fe}_2(\text{CO}_3)_3$$

Calculemos la masa molecular de la glucosa ( $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ ).

$$72,06 (\text{g C}) + 12,12 (\text{g H}) + 95,94 (\text{g O}) = 180,12 \text{ g C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$$

El peso molecular de un compuesto sirve para poder encontrar la relación que existe entre la *masa* de un compuesto, su *número* de moles y moléculas.

Ejemplo 7

Los huesos de las personas están formados principalmente por carbonato de calcio ( $\text{CaCO}_3$ ). Si queremos conocer la cantidad de calcio en 45 gramos de un hueso, debemos determinar la cantidad de calcio en moles.

**Paso 1:** Determinemos la masa del carbonato de calcio.

$$40 \text{ g Ca} + 12,01 \text{ g C} + 48 \text{ g O} = 100,01 \text{ g CaCO}_3$$

**Paso 2:** Tomemos el dato del problema y relacionémoslo con el número de moles empleando la masa molecular del compuesto. De allí, transformemos el dato a moles de Ca.

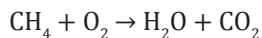
$$45 \text{ g CaCO}_3 \times \frac{1 \text{ mol de CaCO}_3}{100,01 \text{ g de CaCO}_3} \times \frac{1 \text{ mol de Ca}}{1 \text{ mol de CaCO}_3} = 0,45 \text{ moles de Ca}$$

Conociendo el número de moles de calcio, podemos transformar a átomos empleando el número de Avogadro; o a gramos, a través del peso de la tabla periódica.

Ejemplo 8

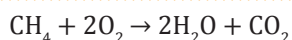
La importancia de las conversiones es que, mientras más rápido las dominemos, más fáciles se nos harán las siguientes unidades. Una persona que comprende y conoce cómo transformar de átomos a gramos y a moles está preparado para continuar con química. Por ello, realizaremos otro ejemplo en cuanto a conversiones.

El metano ( $\text{CH}_4$ ) con el oxígeno ( $\text{O}_2$ ) producen agua ( $\text{H}_2\text{O}$ ) y dióxido de carbono ( $\text{CO}_2$ ), como mostramos en la siguiente reacción.



- Con  $7,20 \times 10^{21}$  moléculas de  $\text{CH}_4$ , ¿cuántos gramos de  $\text{H}_2\text{O}$  vamos a producir?
- Con 6,5 moles de  $\text{O}_2$ , ¿cuántas moles de  $\text{CO}_2$  vamos a producir?
- Con 60 gramos de  $\text{O}_2$ , ¿cuántos gramos de  $\text{H}_2\text{O}$  vamos a formar?

Para resolver correctamente cualquier ejercicio debemos balancear la ecuación.



#### Resolución del literal a

Antes de realizar el cálculo estequiométrico, es necesario cambiar las moléculas de  $\text{CH}_4$  a moles del compuesto. Para ello, empleemos el número de Avogadro.

$$7,20 \times 10^{21} \text{ moléculas } \text{CH}_4 \times \frac{1 \text{ mol } \text{CH}_4}{6,023 \times 10^{23} \text{ moléculas } \text{CH}_4} = 0,012 \text{ mol } \text{CH}_4$$

Una vez que conocemos la cantidad en moles de metano, podemos realizar el cálculo estequiométrico, para lo cual es indispensable emplear los datos de la ecuación química y la masa molar del producto.

$$0,012 \text{ mol } \text{CH}_4 \times \frac{2 \text{ moles } \text{H}_2\text{O}}{1 \text{ mol } \text{CH}_4} \times \frac{18 \text{ g } \text{H}_2\text{O}}{1 \text{ mol } \text{H}_2\text{O}} = 0,43 \text{ g } \text{H}_2\text{O}$$

#### Resolución del literal b

$$6,5 \text{ moles } \text{O}_2 \times \frac{1 \text{ mol } \text{CO}_2}{2 \text{ moles } \text{O}_2} = 3,25 \text{ moles de } \text{CO}_2$$

#### Resolución del literal c

$$60 \text{ g } \text{O}_2 \times \frac{1 \text{ mol } \text{O}_2}{32 \text{ g } \text{O}_2} \times \frac{2 \text{ moles } \text{H}_2\text{O}}{2 \text{ moles } \text{O}_2} \times \frac{18 \text{ g } \text{H}_2\text{O}}{1 \text{ mol } \text{H}_2\text{O}} = 33,75 \text{ g } \text{H}_2\text{O}$$

- Calcula** la masa molecular del nitrato de calcio,  $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ .
- Obtén** la cantidad de nitrato de potasio,  $\text{KNO}_3$ , en moles y en gramos, que contiene  $2,12 \times 10^{22}$  átomos de potasio.
- Calcula** la masa molecular del dióxido de carbono,  $\text{CO}_2$ .