



## Química

### Magnitudes atómicas y moleculares

#### Unidad de masa atómica

El conocimiento de la masa de un átomo es importante para el trabajo en el laboratorio. Sin embargo los átomos son partículas extremadamente pequeñas, por lo tanto, no es posible pesar un solo átomo, pero existen métodos experimentales para determinar su masa en relación con la de otro. Para ello se asigna un valor a la masa de un átomo de un elemento determinado para utilizarlo como referencia.

La *unidad de masa atómica*, es la doceava parte de la masa de un átomo de  $^{12}\text{C}$  (isótopo de carbono que tiene seis protones y seis neutrones). Se simboliza u y se lee uma (unidad de masa atómica).

$$1\text{u} = \frac{\text{masa de 1 átomo de } ^{12}\text{C}}{12} = \frac{1,992 \times 10^{-23} \text{g}}{12} \cong 1,6605 \times 10^{-24} \text{g}$$

Es decir, 1u equivale a  $1,6605 \times 10^{-24} \text{g}$ .

Por acuerdo internacional, la masa atómica es la masa de un átomo, en unidades de masa atómica. Esta unidad fue propuesta, a partir de 1961, por los científicos que formaban parte de la IUPAC.

#### Masa atómica ( $m_a$ )

Es la masa de un átomo. Los valores de masas atómicas que figuran en la tabla periódica resultan de considerar el promedio de las masas atómicas de los diferentes isótopos que constituyen a un elemento y de la proporción en que éstos se encuentran en la naturaleza. Se expresa en unidades de masa atómica (u).

La masa de un átomo es posible expresarla en otras unidades de masa, por ejemplo, en gramos. La equivalencia en gramos de la unidad de masa atómica es:

$$1\text{u equivale a } 1,6605 \times 10^{-24} \text{g}$$

#### Ejemplo

$$m_a \text{Rb} = 85,47 \text{ u}$$

$$\begin{array}{lcl} 1 \text{ u} & \text{----- equivale a -----} & 1,6605 \times 10^{-24} \text{ g} \\ 85,47 \text{ u} & \text{----- equivalen a -----} & x = 1,42 \times 10^{-22} \text{ g} \end{array}$$

La masa promedio de un átomo de rubidio es de 85,47 u ó  $1,42 \times 10^{-22} \text{g}$



## Química

### Masa molecular ( $m_m$ )

Es la masa promedio de una molécula. Puede expresarse en gramos, en unidades de masa atómica o en cualquier otra unidad de masa. Es la suma de las masas atómicas en una molécula.

Para calcularla, es necesario conocer la masa atómica del o de los elementos involucrados y la fórmula de la sustancia correspondiente o el número de átomos que la forman.

### Ejemplo

$$m_m \text{SO}_2 = m_a \text{S} + 2 \times m_a \text{O} =$$

$$m_m \text{SO}_2 = 32,1 \text{ u} + 2 \times 16,0 \text{ u} = 64,1 \text{ u}$$

$1 \text{ u}$	-----	equivale a	-----	$1,6605 \times 10^{-24} \text{ g}$
$64,1 \text{ u}$	-----	equivalen a	-----	$x = 1,06 \times 10^{-22} \text{ g}$

La masa promedio de una molécula de dióxido de azufre ( $\text{SO}_2$ ) es de 64,1 u ó  $1,06 \times 10^{-22} \text{ g}$

Con fines de simplicidad se omite la palabra “promedio” cuando se aborda el tema de las masas atómicas de los elementos y las masas moleculares.

## Cantidad de materia

### Mol

Las unidades de masa atómica constituyen una escala relativa de las masas de los elementos. Pero debido a que los átomos tienen masas tan pequeñas, no es posible diseñar una balanza para pesarlos mediante unidades calibradas de masa atómica. En cualquier situación real, se manejan muestras macroscópicas que contienen un número enorme de átomos. Por consiguiente, conviene tener una unidad especial para referirse a un gran número de átomos o de moléculas. En química se utiliza el mol.

El *mol* es la unidad de cantidad de sustancia del Sistema Métrico Legal Argentino (SIMELA) y del Sistema Internacional de Unidades (SI). Se define como la cantidad de sustancia de un sistema que contiene tantas entidades elementales (átomos, moléculas u otras partículas) como átomos hay en 12,0 gramos (0,0120 kg) de  $^{12}\text{C}$ .

$$m_a \text{C} = 12,01 \text{ u}$$

$1 \text{ u}$	-----	equivale a	-----	$1,6605 \times 10^{-24} \text{ g}$
$12,01 \text{ u}$	-----	equivalen a	-----	$x = 1,994 \times 10^{-23} \text{ g}$



## Química

$1,994 \times 10^{-23}$  g ----- es la masa de ----- 1 átomo de C  
 $12,01$  g ----- es la masa de ----  $x = 6,02 \times 10^{23}$  átomos de C

En  $0,012$  kg de  $^{12}\text{C}$  hay  $6,02 \times 10^{23}$  átomos de carbono, es decir que en una masa de  $12,0$  g de carbono hay seiscientos dos mil trillones de átomos.

$$6,02 \times 10^{23} = 602\,000\,000\,000\,000\,000\,000\,000$$

### Número de Avogadro ( $N_A$ )

Es una constante universal que recibe el nombre de **constante de Avogadro** y es  $6,02 \times 10^{23}$ .

$$1 \text{ mol} = 6,02 \times 10^{23} \text{ partículas}$$

$$1 \text{ mol de átomos} \text{ ----- } 6,02 \times 10^{23} \text{ átomos}$$

$$1 \text{ mol de cationes} \text{ ----- } 6,02 \times 10^{23} \text{ cationes}$$

$$1 \text{ mol de electrones} \text{ ----- } 6,02 \times 10^{23} \text{ electrones}$$

$$1 \text{ mol de moléculas} \text{ ----- } 6,02 \times 10^{23} \text{ moléculas}$$

### Masa molar ( $M$ )

Es la masa de un mol. Coincide numéricamente con la masa atómica, expresada en u, si el mol es de átomos, y con la masa molecular, expresada en u, si el mol es de moléculas. Su unidad es g/mol o  $\text{g} \times \text{mol}^{-1}$ .

#### Ejemplo

$$m_a \text{ O} = 16,0 \text{ u} \qquad MO = 16,0 \text{ g/mol}$$

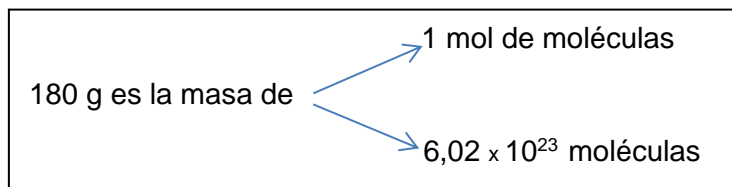
16,0 g es la masa de  $\rightarrow$  1 mol de átomos  
 $\rightarrow$   $6,02 \times 10^{23}$  átomos



## Química

$$m_m \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 = 180 \text{ u}$$

$$M \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 = 180 \text{ g/mol}$$



### Volumen molar ( $V_M$ )

Es el volumen de un mol de cualquier sustancia en determinadas condiciones de presión y de temperatura, es decir, al espacio que ocupa un mol de cualquier sustancia. La unidad en que suele medirse es  $\text{dm}^3/\text{mol}$  o  $\text{dm}^3 \times \text{mol}^{-1}$ .

Puede calcularse a partir de la expresión:

$$\rho = \frac{M \text{ (masa molar)}}{V_M \text{ (volumen molar)}}$$

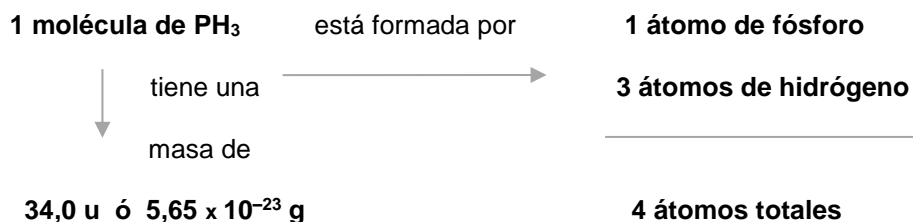
$$V_M = \frac{M}{\rho}$$

Generalización:

Masa atómica (en u)  $\xleftrightarrow{\text{coincide numéricamente con}}$  Masa molar (g/mol)

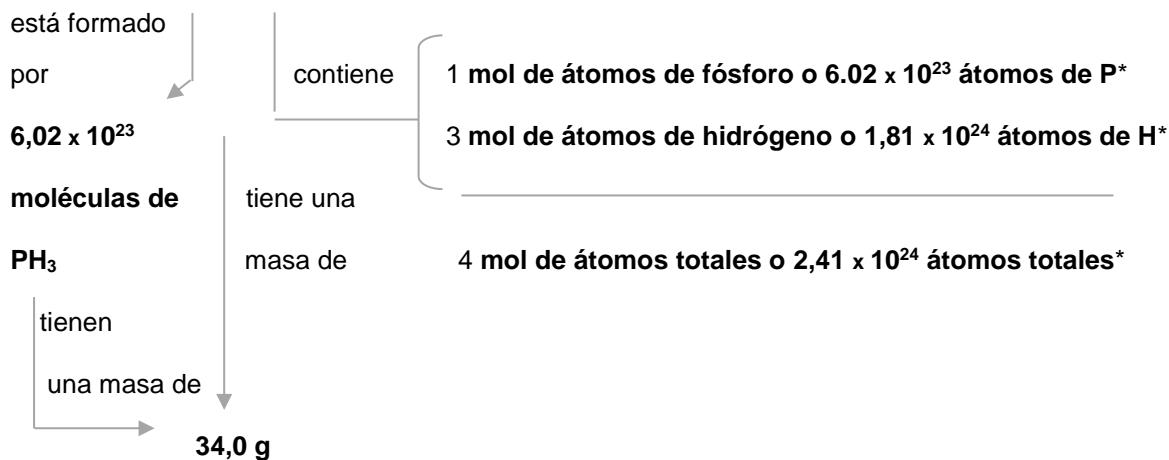
Masa molecular (en u)  $\xleftrightarrow{\text{coincide numéricamente con}}$  Masa molar (g/mol)

Ejemplo, análisis de las magnitudes para 1 molécula de  $\text{PH}_3$  y para 1 mol de  $\text{PH}_3$ .





## Química

**1 mol de moléculas de  $\text{PH}_3$** 

\* El número de átomos en un mol de moléculas, se calcula teniendo en cuenta que:

Para el fósforo,

$$\begin{array}{ccc} 1 \text{ molécula de } \text{PH}_3 & \text{----- hay -----} & 1 \text{ átomo de fósforo} \\ 6,02 \times 10^{23} \text{ moléculas de } \text{PH}_3 & \text{----- hay ----} & x = 6,02 \times 10^{23} \text{ átomos de fósforo} \end{array}$$

1 mol de moléculas 6,02 x 10<sup>23</sup> átomos de fósforo

Para el hidrógeno,

$$\begin{array}{ccc} 1 \text{ molécula de } \text{PH}_3 & \text{----- hay -----} & 3 \text{ átomos de hidrógeno} \\ 6,02 \times 10^{23} \text{ moléculas de } \text{PH}_3 & \text{----- hay ----} & x = 3 \times 6,02 \times 10^{23} \text{ átomos de hidrógeno} \end{array}$$

1 mol de moléculas 1,81 x 10<sup>24</sup> átomos de hidrógeno

Átomos totales:

$$\begin{array}{ccc} 1 \text{ molécula de } \text{PH}_3 & \text{----- hay -----} & 4 \text{ átomos totales} \\ 6,02 \times 10^{23} \text{ moléculas de } \text{PH}_3 & \text{----- hay ----} & x = 4 \times 6,02 \times 10^{23} \text{ átomos totales} \end{array}$$

1 mol de moléculas 2,41 x 10<sup>24</sup> átomos totales