



# Materiales Educativos GRATIS

## QUIMICA

## CUARTO

# ¿CUÁLES SON LAS UNIDADES QUÍMICAS DE MASA?

Los cálculos químicos están relacionados con las masas de los átomos, moléculas, iones, etc.; estas partículas son extremadamente pequeñas y, por lo tanto, sus masas también.

Cuando las masas de estas partículas se expresan, por ejemplo, en gramos, kilogramos, resultan cantidades muy engorrosas de operar matemáticamente. Por este motivo se vio en la necesidad de crear unidades de masa para estas entidades tan pequeñas, es así que se crea la «unidad de masa atómica».

### Unidad de masa atómica (uma)

Esta unidad se define tomando como base la masa de isótopo más abundante del carbono, es decir, el carbono -12 ( $^{12}_6\text{C}$ ), para esto se consideró arbitrariamente la siguiente equivalencia:

*«Una unidad de masa atómica equivale a la doceava parte de la masa del isótopo del carbono -12»*

Es decir:

$$1 \text{ uma} \Leftrightarrow \left(\frac{1}{12}\right) \text{ de la masa del } ^{12}\text{C} = 1,66 \cdot 10^{-27} \text{ kg} = 1,66 \cdot 10^{-24} \text{ g}$$

### Masa atómica relativa (m.A.)

Viene a ser la masa relativa de un átomo de un elemento cuando esta se expresa en unidades de masa atómica, y representa las veces que la masa de un átomo contiene a la unidad de masa atómica; es decir:

masa atómica relativa = masa de un átomo (en uma)

Ejemplo:

Si la masa de un átomo de plata (Ag-109) es  $1,8079 \cdot 10^{-25}$  kg, ¿cuál es su masa atómica relativa?

Solución:

Pasamos la masa del átomo de plata a la unidad de masa atómica, entonces tenemos:

$$1,8079 \cdot 10^{-25} \text{ kg} \cdot \frac{1}{1,66 \times 10^{-24}} = 108,91 \text{ uma}$$

Luego, decimos:

La masa atómica relativa de la Ag-109 = 108,91 uma. Bien, para realizar los cálculos químicos, donde están involucrados átomos, moléculas, etc., debemos tener una masa que represente a cualquiera de los isótopos de un elemento. Por este motivo se define esta masa como «masa atómica promedio».

### Principales masas atómicas promedio

Elemento	Masa atómica	Elemento	Masa atómica
H	1 uma	Al	27 uma
NA	23 uma	C	12 uma
K	39 uma	N	14 uma
Mg	24 uma	P	31 uma
Ca	40 uma	O	16 uma
Fe	56 uma	S	32 uma
Ag	108 uma	Cl	35,5 uma
Mn	55 uma	Zn	65 uma
Br	80 uma	F	19 uma

### Masa isotópica (mA)

Para los isótopos de un elemento:  $^{A_1}_{Z}\text{E}$ ;  $^{A_2}_{Z}\text{E}$ ; ...  $^{A_n}_{Z}\text{E}$

Con las siguientes abundancia: % $a_1$ ; % $a_2$ ; ... % $a_n$

$$m_A = \frac{A_1 x \% a_1 + A_2 x \% a_2 + \dots + A_n x \% a_n}{100\%}$$

### Masa molecular (M)

Se determina sumando las masas atómicas de los elementos que forman un compuesto covalente (estructurado en moléculas), multiplicado cada uno por su respectivo subíndice.

Ejemplos:

1.  $\text{H}_2\text{O} \Rightarrow \bar{M} = (1)2 + (16) \cdot 1 = 18 \text{ uma}$

2.  $\text{H}_2\text{SO}_4 \Rightarrow \bar{M} = (1)2 + (32)1 + (16)4 = 98 \text{ uma}$

### Masa fórmula (M.F.)

Se determina sumando las masas atómicas de los elementos que forman a un compuesto iónico (estructurado en unidades fórmulas), multiplicado cada uno por su respectivo subíndice.

Ejemplos:

1.  $\text{CaCO}_3 \Rightarrow \overline{MF} = (40) \cdot 1 + (12) \cdot 1 + (16) \cdot 3 = 100 \text{ uma}$

2.  $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$   $MF = (56) \cdot 2 + (32) \cdot 3 + (16) \cdot 4 = 400 \text{ uma}$

### Observación:

Por facilidad, en lo sucesivo, se tomará la «masa fórmula» como «masa molecular».

### Importante:

También se puede decir que la masa molecular es la masa de una molécula de un compuesto expresada en unidades (uma).

Ejemplo:

$\overline{M}(\text{H}_2\text{O}) = 18 \text{ uma} \Rightarrow 1 \text{ molécula de agua tiene una masa de } 18 \text{ uma}$

### Concepto de mol

Es una unidad del Sistema Internacional de Unidades que se utiliza para indicar la cantidad de sustancia. En una mol existen  $6,023 \cdot 10^{23}$  unidades. Este número es conocido con el nombre de «número de Avogadro» ( $N_A = N_O$ )

$$1 \text{ mol} = \underbrace{6,022 \times 10^{23}}_{N_A} \text{ unidades}$$

### Átomo-gramo (at-g)

Un átomo-gramo de un elemento tiene una masa que equivale a la masa de una mol de átomos del elemento o a su masa atómica expresada en gramos.

Ejemplos:

1.  $m.A.(\text{Ca}) = 40 \text{ uma} \Rightarrow 1 \text{ at-g}(\text{Ca}) = 40 \text{ g}$   
Masa de un átomo de Ca      Masa de  $6,023 \cdot 10^{23}$  átomos de Ca

2.  $m.A(\text{Fe}) = 56 \text{ uma} \Rightarrow 1 \text{ at-g}(\text{Fe}) = 56 \text{ g}$   
Masa de un átomo de Fe      Masa de  $6,023 \cdot 10^{23}$  átomos de Fe

La cantidad de moles de átomos o el número de átomos gramos se puede determinar con la siguiente fórmula:

$$\# \text{at-g} = \frac{\text{masa del elemento}}{\overline{M}(\text{sust.})} = \frac{\# \text{ átomos}}{N_A}$$

### Molécula-gramo (mol-g)

Una molécula-gramo de un compuesto tiene una masa que equivale a la masa de un mol de moléculas del compuesto o a su masa molecular expresada en gramos.

Ejemplos:

1.  $\overline{M}(\text{CO}_2) = 44 \text{ uma} \Rightarrow 1 \text{ mol-g}(\text{CO}_2) = 44 \text{ g}$   
Masa de una molécula de  $\text{CO}_2$       Masa de  $6,023 \cdot 10^{23}$  moléculas de  $\text{CO}_2$

2.  $\overline{M}(\text{NH}_3) = 17 \text{ uma} \Rightarrow 1 \text{ mol-g}(\text{NH}_3) = 17 \text{ g}$   
Masa de una molécula de  $\text{NH}_3$       Masa de  $6,023 \cdot 10^{23}$  moléculas de  $\text{NH}_3$

### Número de moles o número de moléculas gramos

Se representa con «n» y se calcula de la siguiente forma:

$$n = \# \text{mol-g} = \frac{\text{masa de la sust.}}{\overline{M}(\text{sust.})} = \frac{\# \text{ moléculas}}{N_A}$$

### Importante:

Cuando se considera 1 mol-g de un compuesto, los subíndices de los elementos que forman al compuesto indican la cantidad de moles de átomos o cantidad de átomos gramos que hay de cada elemento.

Ejemplo:

Si se tiene 1 mol-g de  $\text{H}_3\text{PO}_4$ , entonces se cumple:

	H <sub>3</sub>	P	O <sub>4</sub>	Total
N.º de átomos	3N <sub>o</sub>	1N <sub>o</sub>	4N <sub>o</sub>	8N <sub>o</sub>
Masa	3 g	31 g	64 g	98 g
N.º de moles	3	1	4	8
N.º de at-g	3	1	4	8

### Condiciones normales (C.N.)

Son condiciones especiales de presión y temperatura a las cuales se encuentra sometida una determinada muestra. A condiciones normales se cumplen los siguientes valores:

Presión (P) = 1 atmósfera = 760 mmHg = 101,3 kPa  
Temperatura (T) = 0°C = 273K

### Volumen molar normal (Vm)

Un mol-g de un gas, que se encuentra en condiciones normales, ocupará un volumen de 22,4 litros.

1 mol  $\xrightarrow{\text{CN}}$  22,4L

Ejemplos:

1 mol-g de  $\text{O}_2$  a C.N.  $\langle \rangle$  22,4L de  $\text{O}_2$   
5 mol-g de  $\text{CO}_2$  a C.N.  $\langle \rangle$  5(22,4L)  $\langle \rangle$  112L de  $\text{CO}_2$

## Trabajando en clase

### Integral

1. Determina la masa atómica de X si la masa molecular del compuesto  $H_2XO_4$  es 70 uma.

Resolución:



$$\overline{M} = 70 \text{ uma}$$

$$M = 2(1) + 1(X) + 4(16)$$

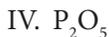
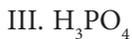
$$70 = 2 + X + 64$$

$$70 = X + 66$$

$$X = 4 \text{ uma}$$

2. Si la masa molecular de la sustancia  $H_3EO_3$  es 82 uma, calcula la masa atómica de «E».

3. Determina las masas moleculares de los siguientes compuestos:



(Na = 23; P = 31)

4. ¿Cuántos átomos de calcio existen en 224 gramos de calcio? ( $m_A(\text{Ca}) = 40 \text{ uma}$ )

UNFV-2012

### UNMSM

5. Determina la masa de una molécula de agua

Resolución:

$$\frac{\text{masa}}{\overline{M}} = \frac{\# \text{ moléculas}}{N_A}$$

$$\frac{x}{18} = \frac{1}{6 \times 10^{23}} \Rightarrow x = 3 \times 10^{-23} \text{ g}$$

6. El número de moléculas en 4 gramos de  $CH_4$  es:

7. Determina el peso fórmula del carbonato de calcio ( $CaCO_3$ ) y el número de mol que hay en 420 gramos de este compuesto. Dato: ( $P.A.(\text{Ca}) = 40 \text{ uma}$ )

UNALM 2013-II

8. ¿Cuántas moles se tendrán en 245 gramos de ácido fosfórico ( $H_3PO_4$ )? (P = 31 uma)

Resolución:

$$n = \frac{\text{masa}}{\overline{M}}$$

$$n = \frac{245}{98}$$

$$n = 2,5 \text{ mol}$$

9. ¿Cuántas moles se tendrán en 400 gramos de  $C_7H_{16}$ ?

10. Calcula el número de mol-g que están contenidos en 4 gramos de metano ( $CH_4$ )

Masas atómicas: H = 1; C = 12

11. Calcule la masa total contenida en 10 mol-g de amoníaco ( $NH_3$ ). Masas atómicas H = 1; N = 14

12. ¿En cuántos mol-g de acetileno están contenidos  $12,044 \cdot 10^{25}$  moléculas de este gas?

13. ¿Cuántas moléculas están contenidas en 140 g de  $CO$ ?

14. En 100 g de agua, el porcentaje de hidrógeno es 11,1. La cantidad de oxígeno que hay en 50 g de agua es:

UNMSM 2013-I

### UNI

15. Si se tiene 1 mol de moléculas de anhídrido sulfúrico ( $SO_3$ ), podemos afirmar que hay:

Resolución:

1 mol (S)	
1 mol ( $SO_3$ )	3 mol (O)
	4 mol totales

16. En una mol de moléculas de agua hay:

17. Escribe verdadero(V) y falso (F) según corresponda.

Si la masa atómica del magnesio es 24,3, quiere decir que la masa promedio de cada uno de los átomos de este elemento es 24,3 uma. ( )

Una unidad de masa atómica (uma) equivale a  $1,66 \cdot 10^{-24} \text{g}$ . ( )

El átomo de oxígeno (Masa atómica = 16) tiene una masa promedio de  $2,657 \cdot 10^{-23} \text{g}$  ( )

18. Determina la fórmula empírica de un óxido de antimonio cuya composición en masa es 75,3% de antimonio y 24,7% de oxígeno.

Masas atómicas: O = 16; Sb = 121,8

UNI 2013-II