



# UNIDADES QUIMICAS DE MASA

### PESO ATÓMICO O MASA ATÓMICA (P.A.)

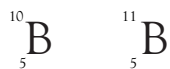
Es la masa atómica promedio de los isótopos naturales de un elemento químico.

| Isótopos        | $A_1 X$<br>$Z$ | $A_2 X$<br>$Z$ | $A_3 X$<br>$Z$ |
|-----------------|----------------|----------------|----------------|
| % de abundancia | % n            | % m            | % p            |

Donde:  $\% n + \% m + \% p = 100\%$

#### Ejemplo:

El boro presenta 2 isótopos naturales:



% de abundancia: 20% 80%

$$P.A._B = \frac{10 \times 20 + 11 \times 80}{100} = 10,8$$

### MASA MOLECULAR O PESO MOLECULAR ( $\bar{M}$ )

Es la suma de los pesos atómicos de los elementos que conforman a una sustancia simple o compuesta.

#### Ejemplo:

$$\bar{M}_{\text{H}_2\text{O}}: 2P.A._H + P.A._O = 2 \times 1 + 16 = 18$$

$$\bar{M}_{\text{CO}_2}: 1P.A._C + 2P.A._O = 12 + 2 \times 16 = 44$$

### MOL

Es la unidad química de cantidad, el cual equivale a la cantidad de:

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

Donde:

$N_A$ :  $N_o$ : Número de Avogadro

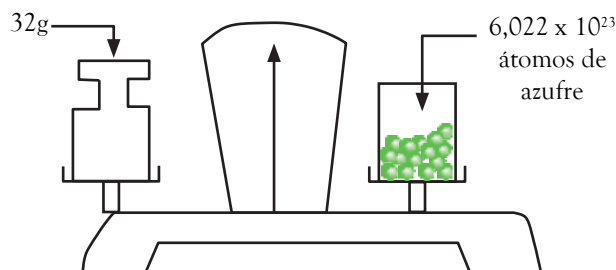
#### Ejemplos:

$$1 \text{ mol de átomos} = 6,022 \times 10^{23} \text{ átomos}$$

$$1 \text{ mol de moléculas} = 6,022 \times 10^{23} \text{ moléculas}$$

### ÁTOMO - GRAMO (AT-G)

Es la masa de un mol de átomos de cualquier elemento, el cual equivale el peso atómico del elemento expresado en gramos.



$$1 \text{ at - } g_X = (P.A._X)_g$$

#### Ejemplos:

$$1 \text{ at - } g_S = 32 \text{ g} \rightarrow 6,022 \times 10^{23} \text{ átomos de S}$$

$$1 \text{ at - } g_{Ca} = 40 \text{ g} \rightarrow 6,022 \times 10^{23} \text{ átomos de Ca}$$

$$2 \text{ at - } g_{Mg} = (2 \times 24) \text{ g} \rightarrow 48 \text{ g} = 2 \times 6,022 \times 10^{23} \text{ átomos de Mg}$$

Además:  $N.^{\circ} \text{ at - } g_X = \frac{m_X}{P.A._X}$

## MOLÉCULA - GRAMO (MOL-G)

Es la masa de un mol de moléculas de cualquier sustancia pura o compuesta, el cual equivale a su masa molecular en gramos.

$$1 \text{ mol} \cdot \text{g}_x = (\overline{M}_x)_g$$

### Ejemplos:

1 mol-g  $\text{H}_2\text{O}$  = 18 g  $\rightarrow$   $6,022 \times 10^{23}$  moléculas de  $\text{H}_2\text{O}$   
 1 mol-g  $\text{CO}_2$  = 44 g  $\rightarrow$   $6,022 \times 10^{23}$  moléculas de  $\text{CO}_2$   
 2 mol-g  $\text{HNO}_3$  =  $2 \times 63 = 126$  g  $\rightarrow$   $12,044 \times 10^{23}$  moléculas de  $\text{HNO}_3$

Además: 
$$\text{N.}^\circ \text{ mol} \cdot \text{g} = \frac{m}{\overline{M}} = n$$

## Ejercicios Resueltos

Halla la masa molecular de:

1.  $\text{HNO}_3$

$$\begin{aligned} \overline{M} &= 1(\text{H}) + 1(\text{N}) + 3(\text{O}) \\ &= 1(1) + 1(14) + 3(16) \\ &= 63 \text{ u.m.a.} \end{aligned}$$

2.  $\text{CaCO}_3$

$$\begin{aligned} \overline{M} &= 1(\text{Ca}) + 1(\text{C}) + 3(\text{O}) \\ &= 1(40) + 1(12) + 3(16) \\ &= 100 \text{ u.m.a.} \end{aligned}$$

Halla las moles de:

3. 200 g de  $\text{CaCO}_3$   

$$\text{N.}^\circ n = \frac{m}{\overline{M}} = \frac{200}{100} = 2 \text{ moles}$$

4. 49 g de  $\text{H}_2\text{SO}_4$

$$\text{N.}^\circ \text{ moles} = \frac{m}{\overline{M}} = \frac{49}{98} = 0,5 \text{ moles}$$

5. Halla el peso de 2 átomos de sodio

$6 \times 10^{23}$  átomos de sodio — 23g  
 2 átomos de sodio — x

$$x = \frac{2 \text{ átomos} \times 23\text{g}}{6 \times 10^{23} \text{ átomos}} = \frac{46}{\text{No}} \text{ g}$$

6. ¿Cuántos gramos de hidrógeno hay en 2 moles de  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ?

$$2 \text{ moles de } \cancel{\text{H}_2\text{SO}_4} \times \frac{2 \text{ mol de } \cancel{\text{H}}}{1 \text{ mol de } \cancel{\text{H}_2\text{SO}_4}} \times \frac{1 \text{ g de } \cancel{\text{H}}}{1 \text{ mol de } \cancel{\text{H}}} = 4 \text{ g de hidrógeno}$$

7. ¿Cuántos átomos de P hay en 196g de  $\text{H}_3\text{PO}_4$ ?

$$196 \text{ g de } \cancel{\text{H}_3\text{PO}_4} \times \frac{1 \text{ mol de } \cancel{\text{H}_3\text{PO}_4}}{98 \text{ g de } \cancel{\text{H}_3\text{PO}_4}} \times \frac{1 \text{ No moléculas } \cancel{\text{H}_3\text{PO}_4}}{1 \text{ mol de } \cancel{\text{H}_3\text{PO}_4}} \times \frac{3 \text{ átomos de P}}{1 \text{ molécula } \cancel{\text{H}_3\text{PO}_4}}$$

$$= 6 \text{ No átomos de P}$$

$$\overline{M}(\text{H}_3\text{PO}_4) = 3(1) + 1(31) + 4(16) = 98$$

### Demostración:

Peso en gramos de 1 u.m.a.

1 g —  $6,022 \times 10^{23}$  átomos de H

x — 1 átomo de H

$$x = \frac{1 \text{ g} \times 1 \text{ átomo de H}}{6,023 \times 10^{23} \text{ átomos de H}} = 0,166 \times 10^{-23} \times \frac{10}{10}$$

$$\Rightarrow 1,66 \times 10^{-24} \text{ g} = 1 \text{ u.m.a.}$$

## Resolviendo en clase

1 La doceava parte del isótopo de Carbono -12 es la .

*Resolución:*

3 El átomo gramo es el peso de un mol de .

*Resolución:*

**Rpta:**

2 El átomo gramo es el peso de un mol de .

*Resolución:*

**Rpta:**

4 La molécula gramo es equivalente a un mol de .

*Resolución:*

**Rpta:**

**Rpta:**

5 El peso atómico y el peso molecular son peso .

*Resolución:*

6 5 moles de  $O_2$  pesan el doble que 5 moles de  $CH_4$ ; esta afirmación es .

*Resolución:*

*Rpta:*

*Rpta:*

## Ahora en tu cuaderno

7. En 3 moles de  $CH_3COOH$  existen "n" átomos gramos de carbono, entonces "n" es \_\_\_\_\_.

10. En 0,1 moles de moléculas de ozono ( $O_3$ ), ¿cuántos átomos de oxígeno hay?

8. Si 40 g de argón contienen "P" átomos de argón; entonces "P" es:

11. ¿Cuál es la masa del carbono expresado en u.m.a.?

9. En  $3,01 \times 10^{20}$  moléculas de agua, ¿cuántas moles de átomo de hidrógeno hay?

12. El peso molecular es la suma de pesos de los contenidos en dicha molécula.

## Para reforzar

- En 440 g de  $\text{CO}_2$ , ¿cuántos moles en la molécula hay?  $C = 12$ ,  $O = 16$ 
  - 9 at-g
  - 10 at-g
  - 20 at-g
  - 100 at-g
  - 1 at - g
- De la pregunta anterior, ¿cuál es el número de moles de átomos de oxígeno?
  - 9 at-g
  - 10 at-g
  - 20 at-g
  - 100 at-g
  - 1 at-g
- ¿Cuánto pesa el  $\text{NH}_3$ ?  $N = 14$ ;  $H = 1$ 
  - 16
  - 17
  - 20
  - 15
  - 18
- La masa promedio, es un promedio.
- Si se tiene una muestra de 200g de calcio, ¿cuántos átomos gramos contiene?  $Ca = 40$ 
  - 2
  - 3
  - 4
  - 5
  - 6
- El peso de  $\text{H}_2\text{E}_2\text{O}_7$  es 178 u.m.a. ¿Cuál será la masa de 100 mol de moléculas de "EO<sub>2</sub>"  $H = 1$ ,  $O = 16$ 
  - 640 g
  - 3 200 g
  - 4 400 g d)
  - 4 200 g
  - 6 400 g
- Halla la masa de 2,5 moles de sulfato de magnesio.  $\text{Mg}(\text{SO}_4)$  (P.A.:  $S=32$ ;  $Mg=24$ ;  $O=16$ )
  - 180g
  - 480g
  - 300g
  - 360g
  - 240g
- ¿Cuántos átomos hay en 400g de  $\text{CaCO}_3$ ? (P.A.:  $Ca=40$ ;  $O=16$ )
  - $24,088 \times 10^{23}$
  - $1,2 \times 10^{24}$
  - $1,2 \times 10^{22}$
  - $4,2 \times 10^{24}$
  - $1,2 \times 10^{23}$
- La estructura ósea de Miguelito tiene una masa de 12kg de fósforo y contiene 40% de  $\text{Ca}(\text{PO}_4)_2$ . Calcula cuántos kilogramos de fósforo hay en los huesos de Miguelito.
  - 6kg
  - 8,2kg
  - 2,2kg
  - 1,96kg
  - 0,96kg
- Determina la masa existente de hierro presente en 1,5 at-g. (P.A.:  $Fe=56$ )
  - 80 g
  - 84 g
  - 96 g
  - 76 g
  - 90 g
- Calcula el número de átomos en total que contiene 72 g de agua.
  - 9No
  - 6No
  - 12No
  - 14No
  - 10No
- Una mezcla de  $\text{CO}_2$  y  $\text{CO}$  tiene una masa de 500 g, la cual contiene 15 moles de moléculas. Halla la masa de monóxido de carbono presente en la mezcla. (P.A.:  $C=12$ ;  $O = 16$ )
  - 280
  - 220
  - 320 d)
  - 360
  - 120