

**Come possiamo conoscere il numero di atomi o molecole presenti in una definita quantità (massa) di sostanza?**

- **Fisicamente è impossibile contare gli atomi o le molecole contenute in una data massa di sostanza**
- **E' impossibile misurare la massa di un singolo atomo o molecola con una bilancia**
- **E' necessario mettere in relazione il numero di particelle elementari di una sostanza con una sua massa misurabile perché le reazioni chimiche avvengono tra particelle elementari delle sostanze.**
- **La misura della quantità di materia più conveniente in chimica deve fornire informazioni sia sulla massa che sul numero di particelle elementari, ma solo la massa può essere misurata.**

# **La mole (1)**

**La mole è la quantità di materia che contiene tante entità elementari (atomi, molecole, ioni...) della sostanza in considerazione quante ne sono contenute in 12 grammi esatti dell'isotopo 12 del carbonio.**

**Massa di  $^{12}_6\text{C}$**

$$\begin{aligned} M_A \text{ } ^{12}_6\text{C} \text{ (g)} &= M_{A_r} \text{ } ^{12}_6\text{C} \text{ (u.m.a.)} \cdot 1,66054 \cdot 10^{-24} \text{ (g/u.m.a.)} \\ &= 12 \text{ (u.m.a.)} \cdot 1,66054 \cdot 10^{-24} \text{ (g/u.m.a.)} \\ &= 1,99265 \cdot 10^{-23} \text{ (g)} \end{aligned}$$

## Numero di Avogadro

$$N_A = \frac{12 \text{ (g/mol)}}{\text{MA } {}^{12}_6\text{C (g)}} = \frac{12 \text{ (g/mol)}}{1,99265 \cdot 10^{-23} \text{ (g)}} = 6,02213 \cdot 10^{23} \text{ (mol}^{-1}\text{)}$$

**Una mole di isotopo 12 del carbonio corrisponde per definizione a 12 grammi di questo isotopo.**

## **La mole (2)**

**La mole è la quantità (massa) di qualsiasi sostanza che contiene un numero di Avogadro di entità elementari (atomi, molecole, ioni...) della sostanza definite dalla formula che la descrive.**

**Ricordiamo che:**

**per definizione il valore della massa atomica relativa dell' isotopo 12 del carbonio (12 u.m.a.) coincide esattamente con una mole di isotopo se espresso in grammi (12 g).**

## **La mole (3)**

**La mole di qualsiasi sostanza è la quantità (massa) di questa uguale al corrispondente peso molecolare, peso atomico o peso formula, espresso in grammi (e che contiene un Numero di Avogadro di unità elementari).**



**La mole di qualsiasi sostanza è la massa di questa uguale al corrispondente peso molecolare, peso atomico o peso formula relativo all'u.m.a., espresso in grammi.**

Per una generica sostanza X:

$$\begin{aligned} 1 \text{ mol}_X (\text{g/mol}) &= N_A (\text{mol}^{-1}) \cdot \text{PM}_X (\text{u.m.a.}) \cdot \frac{1}{12} \text{MA}^{12}_6 \text{C} (\text{g/u.m.a.}) \\ &= \frac{12 (\text{g/mol})}{\text{MA}^{12}_6 \text{C} (\text{g})} \cdot \text{PM}_X (\text{u.m.a.}) \cdot \frac{1}{12} \text{MA}^{12}_6 \text{C} (\text{g/u.m.a.}) \\ &= \text{PM}_X (\text{g/mol}) \end{aligned}$$

**La massa molare (MM) di una sostanza X è la massa in grammi di una mole di quella sostanza e corrispondente al peso molecolare, peso atomico o peso formula relativo all'u.m.a., espresso in grammi.**

$$MM_X = PM_X \text{ (g/mol)} \quad \text{Composto molecolare}$$

$$MM_E = PA_E \text{ (g/mol)} \quad \text{Elemento}$$

$$MM_X = PF_X \text{ (g/mol)} \quad \text{Composto ionico}$$

PM = peso molecolare; PA = peso atomico; PF = peso formula

**Data una sostanza X, tra massa molare ( $MM_X$ ) e numero di moli ( $n$ ) di sostanza contenute in una data massa ( $m$ ) espressa in grammi intercorrono le seguenti relazioni:**

$$n = \frac{m}{MM_X} = \frac{m \text{ (g)}}{PM_X \text{ (g/mol)}} = \frac{m}{PM_X} \text{ (mol)}$$

$$m = n \cdot MM_X = n \text{ (mol)} \cdot PM_X \text{ (g/mol)} = n \cdot PM_X \text{ (g)}$$

Il peso molecolare in grammi si sostituisce con il peso atomico o il peso formula in grammi nel caso di elementi monoatomici e sostanze che non sono costituite da molecole discrete, rispettivamente.

$$n = \frac{m \text{ (g)}}{\text{MM (PM, PA, PF) (g/mol)}} \text{ (mol)}$$

**Masse di sostanze pure diverse (X, Y) , che stiano tra loro nello stesso rapporto che sussiste tra i loro pesi atomici, molecolari o formula contengono lo stesso numero di atomi.**

$$\frac{m_X \text{ (g)}}{m_Y \text{ (g)}} = \frac{n_X \text{ (mol)} \text{ PM}_X \text{ (g/mol)}}{n_Y \text{ (mol)} \text{ PM}_Y \text{ (g/mol)}} = \frac{\text{PM}_X}{\text{PM}_Y} \quad \text{se } n_X = n_Y$$

Moli uguali di sostanze diverse contengono lo stesso numero di particelle (atomi, molecole, ioni...) per definizione di mole.

## Volume molare (sostanze solide e liquide)

Per una sostanza solida o liquida il volume molare corrisponde al volume occupato da una mole di sostanza stessa.

Questo volume può essere valutato conoscendo la densità della sostanza e la sua massa molare o peso molecolare espresso in grammi:

$$V_{\text{molare}} \text{ (mL)} = \frac{\text{massa molare (g/mol)}}{\text{densità (g/mL)}}$$

## Obiettivi minimi

- 1) Saper definire la mole
- 2) Saper calcolare il numero di moli di una sostanza conoscendo il peso della sostanza stessa
- 3) Saper calcolare il numero di particelle elementari contenuti in un numero dato di moli

## Domande di verifica a scelta multipla

La massa molare del monossido di carbonio è:

- a)  $6,02213 \cdot 10^{23}$  (g)
- b) 28,0104 (g/mol)
- c) 28,0104 (u.m.a.)
- d) 28 (g)

Una mole di sostanza corrisponde a:

- a) 1 Grammo di sostanza
- b) Una quantità di sostanza corrispondente al suo peso atomico, molecolare o formula espresso in grammi
- c) 12 Grammi esatti della sostanza
- d) Al peso di un numero variabile di particelle elementari della sostanza



## Risposta a domande di verifica a scelta multipla

La massa molare del monossido di carbonio è:

- a)  $6,02213 \cdot 10^{23}$  (g)
- X b) 28,0104 (g/mol)
- c) 28,0104 (u.m.a.)
- d) 28 (g)

Una mole di sostanza corrisponde a:

- a) 1 Grammo di sostanza
- X b) Una quantità di sostanza corrispondente al suo peso atomico, molecolare o formula espresso in grammi
- c) 12 Grammi esatti della sostanza
- d) Al peso di un numero variabile di particelle elementari della sostanza

## Esercizio di verifica

Calcolare la massa corrispondente a 2,5 mol di  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  (carbonato di sodio).

## Svolgimento esercizio di verifica

Calcolare la massa corrispondente a 2,5 mol di  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  (carbonato di sodio)

Per rispondere alla richiesta dell'esercizio, occorre ricordare che:

**La massa (m) in grammi di una sostanza si ottiene moltiplicando il numero delle moli (n) per la massa molare della sostanza.**

**La massa molare a sua volta corrisponde al peso molecolare, atomico o formula espresso in grammi.**

Quindi:

$$\begin{aligned} PF_{\text{Na}_2\text{CO}_3} &= 2 \cdot PA_{\text{Na}} + PA_{\text{C}} + 3 \cdot PA_{\text{O}} = 2 \cdot 22,9898 \text{ (u.m.a.)} + 12,011 \text{ (u.m.a.)} + 3 \cdot 15,9994 \text{ (u.m.a.)} \\ &= 105,989 \text{ (u.m.a.)} \end{aligned}$$

$$m_{\text{Na}_2\text{CO}_3} = n \text{ (mol)} \cdot PF \text{ (g/mol)} = 2,5 \text{ (mol)} \cdot 105,989 \text{ (g/mol)} = 264,973 \text{ (g)}$$

## Esercizio 1

Calcolare la massa molare del diossido di carbonio,  $\text{CO}_2$ , ed il numero di moli contenute in 100,00 grammi di tale sostanza.

## Esercizio 2

Calcolare la massa corrispondente a 3 moli di cloruro di sodio, NaCl.

### Esercizio 3

Calcolare quante molecole di azoto sono contenute in 80,00 grammi di questa sostanza.

## Esercizi con soluzione

- 1) Calcolare il numero di moli di NaCl corrispondenti a 300,00 g di questo sale. [5,13]
- 2) Calcolare a quanti g corrispondono 25 mol di acqua. [450,38 g]
- 3) 35,00 g di ossigeno molecolare contengono quale numero di ossigeno molecolare? [6,58695  $10^{23}$  molecole]