

## CAPITOLO 7

**La mole: l'unità di misura dei chimici**

La seguente espressione indica una determinata quantità della sostanza  $\text{H}_2\text{O}$ , esattamente quella che potrebbe stare in un bicchierino:

$$n_{\text{H}_2\text{O}} = 1,39 \text{ mol}$$

La **quantità di sostanza** ( $n$ ) o *quantità chimica* è la grandezza dei chimici; la sua unità di misura è la **mole (mol)**.

L'aspetto fondamentale di questa grandezza è che «ogni mole di una qualsiasi sostanza è costituita dallo stesso numero di particelle (atomi o molecole), il **numero di Avogadro**:  $N = 6,022 \cdot 10^{23}$  particelle/mol».

Si può risalire facilmente alla massa di ogni mole: «la massa in grammi di una mole di una qualunque sostanza corrisponde numericamente al peso atomico o al peso molecolare della sostanza e prende il nome di **massa molare (MM)**».

Una mole di qualunque gas, a parità di pressione e di temperatura, occupa lo stesso volume; questo volume prende il nome di **volume molare** ( $V_m$ ). Se questo volume viene misurato a STP (Standard Temperature and Pressure), cioè in condizioni standard ( $p = 101,325 \text{ kPa}$  e  $T = 273,15 \text{ K}$ ), vale  $V_m = 22,4 \text{ L/mol}$ .

Per esprimere una data quantità di sostanza in un'altra modalità, occorre ricordare le seguenti relazioni:

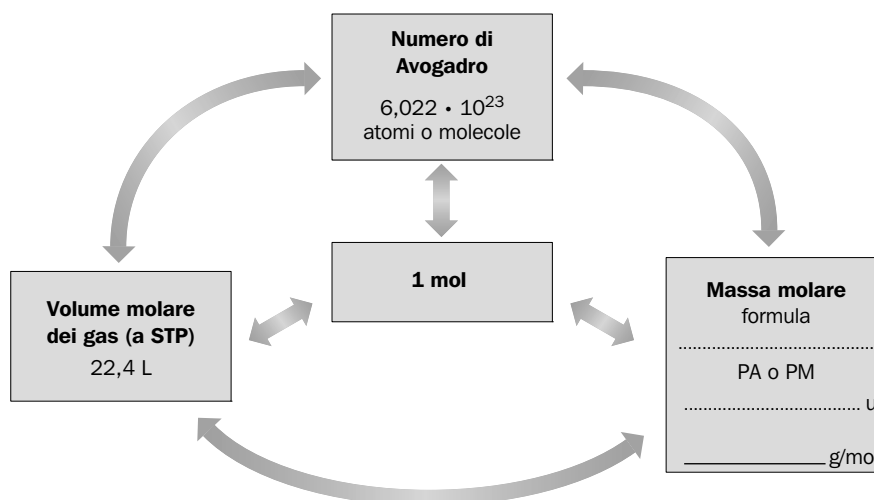
$$n = \frac{m}{MM} \qquad m = n \cdot MM$$

Se la sostanza è gassosa si utilizzano anche le seguenti relazioni:

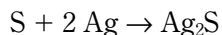
$$n = \frac{V}{V_m} \qquad V = n \cdot V_m \qquad p \cdot V = n \cdot R \cdot T$$

La terza relazione rappresenta l'equazione del gas ideale: essa mette in relazione tutte le grandezze che caratterizzano lo stato di un gas.

Lo schema che segue sottolinea la centralità del concetto di mole e rappresenta i tre diversi modi di «tradurre» la mole: una mole corrisponde contemporaneamente alle quantità che sono scritte intorno.



I coefficienti stechiometrici delle equazioni chimiche indicano anche il rapporto tra le moli di tutte le specie presenti nell'equazione. Per esempio, consideriamo la seguente equazione:



Essa fornisce le seguenti informazioni:

- 1 mol di zolfo (cioè 32,07 g del primo elemento) si combina con 2 mol di argento (cioè 107,9 g dell'altro elemento); in ogni caso, una certa *quantità chimica* di zolfo si combina con una *quantità chimica* doppia di argento (attenzione i rapporti non valgono per le masse);
- ogni mole di zolfo che reagisce produce 1 mol di solfuro di argento (cioè 247,9 g); la *quantità chimica* di solfuro di argento prodotto è uguale alla *quantità chimica* di zolfo che ha reagito;
- ogni 2 mol di argento che reagiscono si ottiene 1 mol di solfuro di argento; cioè, in ogni caso, la *quantità chimica* di solfuro d'argento prodotto è la metà della *quantità chimica* di argento che ha reagito.

Se si fa reagire 1 mol di S con più di 2 mol di Ag la quantità in più di Ag non reagisce. Cioè, quando i reagenti non sono in rapporto stechiometrico c'è sempre un *reagente in eccesso* (in questo caso Ag) e un *reagente in difetto* (in questo caso S). La quantità di  $\text{Ag}_2\text{S}$  che si ottiene è limitata dal reagente in difetto, che per questo è detto anche **reagente limitante**.

Anche la concentrazione di una soluzione (la grandezza che esprime il rapporto tra la quantità di soluto e la quantità di soluzione) può essere definita facendo riferimento alla *quantità di sostanza*.

Si chiama infatti **concentrazione molare** o **molarità** il rapporto tra la quantità chimica di soluto (espressa in moli) e il volume della soluzione (espresso in litri). Possiamo anche dire che la molarità indica «le moli di soluto presenti in un litro di soluzione». L'espressione NaOH 0,1 M si legge: soluzione acquosa di idrossido di sodio 0,1 molare.