



I calcoli stechiometrici

ERSILIA CONTE

Stechiometria dal greco misura degli elementi

- La stechiometria studia i rapporti quantitativi che intercorrono tra le sostanze che partecipano ad una reazione chimica.
- Dal greco *stoicheion* =elemento, *metron*=misura

LE MASSE ATOMICHE

- La massa di un elemento indica quanto pesa un atomo di un elemento confrontato con un atomo di un altro elemento, **massa atomica relativa**.
- Per stabilire una scala di masse atomiche si assegna un valore standard ad una specie particolare.
- La moderna scala di masse atomiche è basata sul ^{12}C ; a questo isotopo è stata assegnata una massa di 12 unità di massa atomica.

$$^{12}\text{C} = 12 \text{ uma}$$

LE MASSE ATOMICHE continua



- La massa atomica di un elemento è la massa relativa all'atomo di ^{12}C .
- L'unità di misura della massa atomica **u (Dalton)** è uguale a $1/12$ della massa di ^{12}C .

La Massa Atomica Relativa, MA, di un elemento è il rapporto tra la massa assoluta di un elemento e la dodicesima parte della massa del ^{12}C

La Massa Molecolare Relativa, MM, di un composto è la somma delle Masse Atomiche degli atomi che Costituiscono la molecola

Le masse dei singoli atomi



E' possibile calcolare la massa in grammi dei singoli atomi?

Sapendo che la massa del

$$^{12}\text{C} = 1,99252 \times 10^{-23}\text{g}$$

$$1\text{u} = 1,661 \times 10^{-24} \text{ g}$$

Si possono calcolare le masse di ciascun atomo.

Ma è necessario un collegamento tra il microscopico e il macroscopico.

Masse atomiche e abbondanze isotopiche

approfondimento



La maggior parte degli elementi si trovano in natura come miscele di due o più isotopi.

La Massa Atomica è definita come media ponderale delle MA degli isotopi che lo compongono

Per determinare la MA di tali elementi è necessario conoscere le masse dei singoli isotopi e le loro percentuali in natura, abbondanze isotopiche

$$\begin{array}{l} {}^6\text{Li} = 6,01497 \text{uma } 7,39\%; {}^7\text{Li} = 7,01590 \text{uma } 92,61\% \\ \text{MA (Li)} = \frac{7,39 \times 6,01497 + 92,61 \times 7,01590}{100} = 6,940 \end{array}$$

Il numero di Avogadro



- Il *n° di Avogadro* è il numero di atomi di C contenuti in 12 g di ^{12}C

$$N_A = \frac{12\text{g}}{1,9926 \times 10^{-23}\text{g}} = \mathbf{6,02 \times 10^{23}}$$

Il *n° di Avogadro* è il n° di atomi (molecole) presenti in una quantità in grammi pari al valore della Massa Atomica (Massa Molare) di quell'elemento.

La mole

- La mole è la quantità in grammi, di qualunque elemento o composto contenente un n° di Avogadro ($n^{\circ}=6,02 \times 10^{23}$) di atomi o molecole.

Unità di misura della materia = mole (mol)

- La mole di un elemento o di un composto corrisponde alla massa atomica relativa o massa molare espressa in grammi.

Calcoli con le moli

- La mole ci consente di contare in modo indiretto il n° esatto di atomi o molecole.

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

m = massa del campione

M = Massa Molare

$$m = n \times M$$

$$N_p = N^\circ \times n$$

N_p = n° di particelle
 N° = n° di Avogadro
n = moli

Esempio 1

Determinare il n° di moli di CaCO_3 presenti in 14,8g.

$$\text{MM} = 40,08 + 12,01 + 3 \times (16,00) = 100,09 \text{ g/mol}$$

$$n = \frac{14,8 \text{ g}}{100,09 \text{ g/mol}} = 0,148 \text{ mol}$$

Esempio 2

L'acido acetilsalicilico, $C_9H_8O_4$, è il principale ingrediente dell'aspirina. Quale è la massa in grammi di 0.287 mol di acido salicilico?

$$\begin{aligned} MM &= [9(12.01) + 8(1.008) + 4(16.00) \text{ g/mol}] = \\ &= 180.15 \text{ g/mol} \end{aligned}$$

$$g \text{ } C_9H_8O_4 = 0.287 \text{ mol} \times 180.15 \text{ g/mol} = 51.7 \text{ g}$$

Determinazione della formula minima e molecolare di un composto

Per stabilire la formula minima di un composto non noto occorre:

1. identificare gli elementi presenti nel composto.
2. determinare quanti grammi di ciascun elemento sono presenti in 100g di composto
3. Determinare il n° delle moli di ciascun elemento, tale valore rappresenta l'indice con cui ogni atomo è presente nella formula minima.

$$\% \text{ elem} = \frac{\text{massa elemento}}{\text{massa di una mole di un composto}} \times 100$$

Legge di Avoadro approfondimento



Volumi uguali di gas diversi nelle stesse condizioni di temperatura e pressione contengono lo stesso numero di molecole.

In particolare a $t=0^{\circ}\text{C}$ e alla $p=1\text{atm}$

$1 \text{ mole}_{\text{gas}} = 22.414\text{L}$ volume molare

Ovvero 1 mole di gas occupa un volume pari a 22, 414 litri