

ZANICHELLI

Simonetta Klein

Il racconto della chimica e della Terra

ZANICHELLI

Capitolo 12

La mole: le misure della materia

Sommario

1. La massa dell'Universo
2. Dai corpi più grandi ai corpi più piccoli
3. La massa degli atomi e la massa formula
4. Come si «pesano» gli atomi
5. La mole e la costante di Avogadro
6. La massa molare
7. I coefficienti stechiometrici e le moli

La massa dell'Universo

Secondo la teoria della relatività generale, la **massa** è un aspetto in cui si manifesta l'**energia**.

La **massa dell'Universo** si ricava in parte da misure dirette, in parte da stime basate sull'attrazione gravitazionale fra i diversi corpi.

La massa dell'Universo

Si è determinato che:

- la maggior parte dell'energia dell'Universo ha origine sconosciuta ed è denominata **energia oscura**
- la maggior parte della massa dell'Universo è sconosciuta ed è indicata come **materia oscura**
- la restante quantità di materia è dispersa per lo più nello spazio intergalattico, meno dello 0,5% del totale è aggregata in stelle e negli altri corpi noti. È costituita principalmente da **idrogeno** ed **elio**.

Dai corpi più grandi ai corpi più piccoli

Come per i corpi di maggiori dimensioni anche per quelli più piccoli la massa viene stimata in maniera indiretta.

Corpo	Massa
Via Lattea	$3,6 \cdot 10^{41}$ kg
Sole	$2,0 \cdot 10^{30}$ kg
Terra	$6,0 \cdot 10^{24}$ kg
Essere umano	70 kg
Zanzara	1 mg = 10^{-6} kg
Cellula umana	10^{-12} kg
Atomo di idrogeno	$1,67 \cdot 10^{-27}$ kg

La massa degli atomi e la massa formula

La **massa atomica** è la massa media di un atomo di un elemento espressa in u (o Da).

L'unità di misura si chiama **unità di massa atomica (u)**, detta anche **Dalton (Da)**.

$$1\text{u} = 1,66 \cdot 10^{-24} \text{ g}$$

È ottenuta dalla media delle masse di tutti gli isotopi di un elemento.

La massa degli atomi e la massa formula

Il valore numerico dell'unità di massa atomica è definito in base alla massa del più comune tra gli isotopi del carbonio: il **carbonio-12** (^{12}C).

Un'unità di massa atomica (u) è pari a un dodicesimo della massa di un atomo di ^{12}C .

La massa degli atomi e la massa formula

La **massa formula** (MF) è la massa media di tutti gli atomi che compongono una singola formula del composto. Per esempio, per H₂O:

$$MF_{H_2O} = 2MA_H + MA_O = 2 \times 1,0 \text{ u} + 16,0 \text{ u} = 18,0 \text{ u}$$

La massa formula è detta anche impropriamente **peso formula**.

Nei composti costituiti da una singola molecola MF corrisponde alla massa media di una singola molecola espressa in u: in questo caso la massa formula è chiamata **massa molecolare**.

Come si «pesano» gli atomi

Il principio di Avogadro

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

Questo consente di confrontare tra loro masse di elementi diversi.

Confrontando masse di elementi gassosi con il gas elementare più leggero (l'idrogeno) si definirono i valori delle **masse atomiche relative** ad H, che esprimono quante volte un certo atomo pesa di più di quello di idrogeno.

Come si «pesano» gli atomi

Cannizzaro stimò il valore delle masse atomiche relative di tutti gli elementi.

Oggi il valore di riferimento non è più H ma 1/12 della massa del ^{12}C .

Restava da capire quanto pesasse un atomo di idrogeno. Per determinarlo si usò la costante di Avogadro.

La **costante di Avogadro (N)** è il numero di atomi contenuti in un grammo di idrogeno o in 12g di ^{12}C :

$$N = 6,022 \cdot 10^{23}$$

La sua unità di misura è 1/mol.

La mole e la costante di Avogadro

La **mole** è l'unità di misura del SI che esprime la quantità di materia che contiene N particelle.

Una mole di un elemento è costituita sempre da N atomi.

Una mole di un composto molecolare è costituita sempre da N molecole.

Sulla base di queste considerazioni, N esprime il numero di particelle presenti in ogni mole di una sostanza.

$$N = 6,022 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$$

La massa molare

La **massa molare** (MM) è la massa espressa in grammi di una mole di sostanza. Si misura in g/mol.

Corrisponde alla massa atomica, quindi si legge sulla tavola periodica.

Se un elemento è costituito da molecole con più di un atomo, la MM si calcola moltiplicando il valore della massa atomica per l'indice della formula.

Nei composti MM si ricava sommando le MM dei singoli atomi espressi nella formula e moltiplicati per i rispettivi indici.

I coefficienti stechiometrici e le moli

Una **reazione chimica** è la trasformazione di una o più sostanze dette **reagenti** in altre sostanze dette **prodotti**.

Durante una reazione chimica si scindono dei legami fra gli atomi dei reagenti e si formano nuovi legami nei prodotti.

È descritta mediante un'**equazione chimica**.

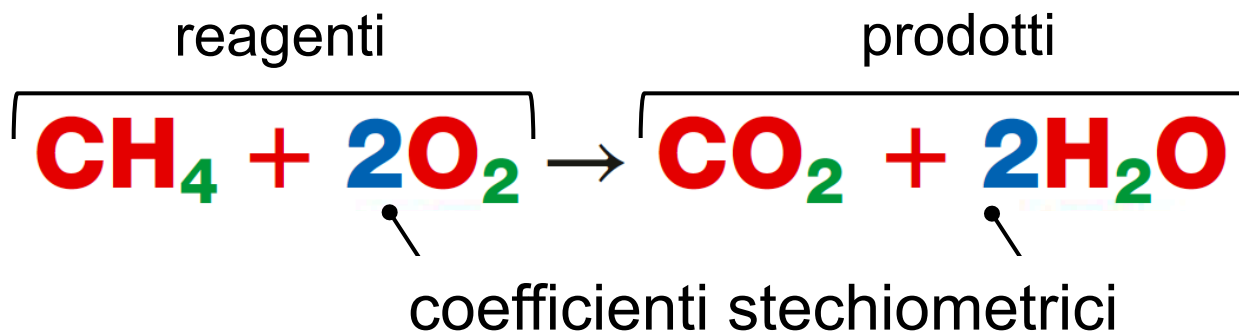
I coefficienti stechiometrici e le moli

In una equazione chimica, ogni formula è preceduta da un **coefficiente stechiometrico** che esprime le proporzioni fra i vari componenti della reazione. Se il coefficiente non è scritto è pari a 1.

I **coefficienti stechiometrici** esprimono i rapporti molari fra tutti i componenti della reazione.

I coefficienti stechiometrici e le moli

La reazione di combustione del gas metano, per esempio, ha la seguente equazione chimica.



Il numero totale degli atomi di ciascun elemento rimane invariato dai reagenti ai prodotti.

Il numero totale di moli che compare a sinistra è uguale a quello di destra.