

## La relazione tra Unità di massa atomica e mole

contributo di Tiberio Di Corcia & Giovanna Catania

### 1.0 - Premessa

La massa dell'atomo, oggetto microscopico della struttura della materia, si misura attraverso la tecnica della "spettrometria di massa". Nello spettrometro di massa si misura direttamente l'inerzia delle particelle di materia, dopo averle trasformate in ioni positivi, e vedendo la deviazione che questi subiscono sotto l'azione di campi elettrici e magnetici: la deviazione sarà tanto maggiore quanto più piccola è l'inerzia, misurata proprio dalla massa.

Queste misure estremamente precise hanno portato a stabilire – attorno al 1960 - che un atomo di  $^{12}\text{C}$  – un isotopo del carbonio - ha una massa di  $19,926465384 \cdot 10^{-24}$  g, **che approssimata alle cifre intere equivale a  $20 \cdot 10^{-24}$  g**

Trattandosi però di numeri estremamente piccoli, nella pratica, si preferisce usare delle unità relative (Unità di massa atomica) piuttosto che i grammi.

Prima del 1960 l'unità di massa atomica - usata in ambito fisico - era definita come 1/16 della massa di un atomo di ossigeno-16, ma l'unità di massa atomica usata in ambito chimico era definita come 1/16 della **massa media** di un atomo di ossigeno (tenendo quindi conto dell'abbondanza dei diversi isotopi di ossigeno presenti in natura).

Questa ambiguità venne chiarita nel 1960 dall'Unione internazionale di chimica pura e applicata (IUPAC) introducendo l'attuale definizione di unità di massa atomica *unificata*.

Da allora tutte le masse di ordine atomico sono rapportate all'isotopo 12 del carbonio, cui si assegna una massa di 12 unità esatte. Vale a dire che l'unità di massa atomica (u.m.a.) o atomic mass unit (a.m.u.) o dalton **corrisponde a 1/12 dell'atomo di  $^{12}\text{C}$ , cioè  $1.660538782 \cdot 10^{-24}$  g**

In queste unità, dire che la massa relativa dell'atomo di ossigeno vale 16 significa che la massa di tale atomo equivale ai 16/12 di quella del  $^{12}\text{C}$  cioè a:

$$20 \cdot 10^{-24} \text{ g} \cdot 16/12 = 27 \cdot 10^{-24} \text{ g}$$

### 2.0 - Massa molecolare e massa molare

La **massa della molecola o massa molecolare** di un composto chimico è la massa di una singola molecola di tale composto, espressa in unità di massa atomica (u.m.a o dalton). La massa molecolare può essere calcolata come la somma delle masse atomiche di tutti gli atomi costituenti la molecola.

Il concetto di massa molecolare viene spesso confuso con quello di **massa molare**.

La massa molecolare è quella di una sola molecola, mentre la **massa molare** è quella di una mole (cioè di un numero di Avogadro di molecole) di una determinata sostanza chimica.

La confusione tra i due termini deriva dal fatto che, dal punto di vista numerico, il valore della massa molecolare è uguale al valore della massa molare nel caso di una sostanza pura.

Le due quantità vengono però misurate con unità di misura differenti. Infatti la massa molare viene misurata in grammi/mole.

### 3.0 - La mole

La *quantità di una sostanza o MOLE* è assunta come unità dal Sistema Internazionale e definita come:

***quantità di sostanza che contiene tante particelle (atomi, molecole, ioni, ecc.,) quanti sono gli atomi contenuti in 0,0120000 kg di <sup>12</sup>C.***

E quanti sono questi atomi?

Visto che si tratta di un numero fisso, identico per tutte le sostanze, vale la pena calcolarlo una volta per tutte.

Per trovare il numero di atomi di carbonio-12 presenti in una mole di carbonio, cioè in 0,0120000 kg ovvero 12 g di <sup>12</sup>C, basta dividere 12 g per la massa di un singolo atomo di carbonio-12, determinata, come spiegato sopra, e pari a  $19,92679 \cdot 10^{-24}$  g

Quindi:

$$\text{atomi } ^{12}\text{C in una mole di } ^{12}\text{C} = \frac{12\text{g/mol}}{19,92679 \cdot 10^{-24} \text{ g}} = \mathbf{6,02204 \cdot 10^{23} \text{ atomi}}$$

Questo numero universale è chiamato *numero o costante di Avogadro*<sup>1</sup>. Grazie ad esso la definizione di mole può essere semplificata come “la quantità di sostanza che contiene un numero di Avogadro di entità elementari”.

Questo valore, è una costante universale perché si ottiene per tutti gli elementi chimici conosciuti dividendo i grammi corrispondenti a una mole – dedotti dalla massa molare ripresa dalla tavola periodica - per la massa atomica relativa dell'elemento considerato, espressa in grammi e calcolata come nell'esempio dell'ossigeno.

Il passaggio può essere chiarito spiegando la relazione esistente tra u.m.a e g/mol

Ad esempio, l'ossigeno ha una massa atomica relativa, espressa in u.m.a che equivale a 16, più precisamente – come nell'esempio riportato in premessa - a 16/12 del <sup>12</sup>C

Sapendo però che la massa del <sup>12</sup>C, vale  $20 \cdot 10^{-24}$  g è possibile determinare quella dell'Ossigeno calcolandone i 16/12.

Questo valore, corrisponde a  $27 \cdot 10^{-24}$  g

---

<sup>1</sup> Questo numero non porta il nome di Avogadro perché egli ne abbia determinato per primo il valore (ai tempi di Avogadro il concetto di mole non era ancora stato introdotto), ma per i meriti dello scienziato negli studi che portarono in seguito a questa definizione.

Se volessimo conoscere quanti atomi di ossigeno ci sono in 16 g dovremmo dividere 16 per  $27 \cdot 10^{-24}$  g, e otterremo la costante di Avogadro; se invece moltiplichiamo  $27 \cdot 10^{-24}$  g per la costante di Avogadro, avremo indicazioni esatte sulla quantità in g corrispondente a una MOLE di ossigeno (non considerato come molecola biatomica, ma come singolo atomo):

$$27 \cdot 10^{-24} \text{ g} \cdot 6,02204 \cdot 10^{23} = 162,59 \cdot 10^{-1} \text{ g} = 16,2 \text{ g}$$

che approssimato con le regole note ci porta a concludere che una mole di ossigeno corrisponde a 16 grammi. Ecco perché per determinare la massa molare di un composto, si procede con la somma delle masse atomiche espresse in u.m.a. e dedotte dalla tavola periodica.

#### 4.0– Bibliografia

Brady, Senese, Chimica, la materia e le sue trasformazioni, Zanichelli 2008

#### 5.0 - Sitografia

<http://www.torinoscienza.it>

<http://ulisse.sissa.it/>

[http://www.chimica-online.it/elementi/massa\\_atmica.htm](http://www.chimica-online.it/elementi/massa_atmica.htm)

<http://www.divini.net>

<http://it.wikipedia.org>