

Peso atomico

Il **peso atomico** o **massa atomica** M è la massa di un atomo di un dato elemento. In questo caso si parla spesso impropriamente di **peso atomico assoluto** e viene espresso in grammi o chilogrammi: l'ordine di grandezza dei valori è tra i 10^{-25} kg e i 10^{-27} kg. Per ovviare alla scomodità di avere nei calcoli numeri così piccoli, si è convenuto di esprimere la massa atomica in rapporto al peso atomico assoluto di 1/12 dell'atomo ^{12}C , il cui valore è adottato nel SI quale unità di massa atomica (u o uma): sperimentalmente si è ricavato che equivale a $1,660\,538\,921(73) \times 10^{-27}$ kg.

Questa notazione della massa è nota come **peso atomico relativo** (o massa atomica relativa, spesso abbreviata in massa relativa) e si può ottenere dalla formula:

$$m_{rel} = \frac{m_{ass}}{1u} = \frac{m_{ass}}{1,660538921 \cdot 10^{-27}kg}$$

Da ciò si evince che la massa atomica relativa è un numero adimensionale e non è espresso in ragione di una unità di misura di massa.

In prima approssimazione, il peso atomico è legato al numero totale di nucleoni (neutroni e protoni) presenti nel nucleo considerato. Il peso reale è leggermente inferiore alla somma dei pesi dei differenti componenti perché protoni e neutroni hanno massa diversa (anche se solo del 2 per mille) e perché parte della massa delle particelle costituenti il nucleo viene ceduta sotto forma di energia di legame nella fase di nucleosintesi, riducendo il peso totale (difetto di massa). Il peso degli elettroni modifica solo leggermente il totale, perché la massa di un elettrone è pari a 1/1836 quella di un protone, se considerati entrambi a riposo. Si noti che il peso atomico non ha relazione alcuna con la nozione di peso degli oggetti ordinari, che è una misura di forza: è invece una misura del peso relativo tra atomi diversi, tale denominazione è di derivazione storica ed è tuttora utilizzata, benché scorretta.

Peso molecolare

La **massa molecolare** di un composto chimico (detta anche **peso molecolare**) è la massa di una singola molecola di tale composto, espressa in unità di massa atomica. La massa molecolare può essere calcolata come la somma delle masse atomiche di tutti gli atomi costituenti la molecola.

Per esempio, note le masse atomiche di idrogeno (1,0079 u) e ossigeno (15,9994 u) la massa molecolare dell'acqua (H_2O) si calcola come segue:

$$2 \times 1,0079 \text{ u} + 15,9994 \text{ u} = 18,0152 \text{ u}$$

Le masse delle molecole ricadono in un intervallo di valori molto ampio: si va dalla più leggera H_2 (2,0158 u) a centinaia di migliaia di u per le macromolecole, quali per esempio i polimeri sintetici o le proteine e gli acidi nucleici. Per dare un'idea della massa di una piccola molecola, qual è per esempio quella dell'acqua, si tenga conto che $1 \text{ u} = 1,66054 \cdot 10^{-27}$ kg, quindi in un grammo d'acqua ci sono circa $3,34 \cdot 10^{22}$ molecole.

La mole

La **mole** (ex **grammomole**, simbolo **mol**; il simbolo della grandezza **quantità** è n) misura la quantità delle specie chimiche; essa contiene tante entità elementari quante sono gli atomi contenuti in 12 grammi dell'isotopo 12 del carbonio.

La mole è definita come la quantità di sostanza di un elemento o di un composto che contiene un numero di elementi o molecole pari al numero degli atomi presenti in 12 grammi di carbonio-12.

Tale numero è noto come numero di Avogadro, dal matematico italiano Amedeo Avogadro, ed è pari a $6,02214179(30) \cdot 10^{23}$. Una mole è quindi associata a un numero enorme di *entità* o particelle (più di seicentomila miliardi di miliardi).

Nel caso di un composto chimico, si può definire la mole la quantità di sostanza avente massa (ad esempio espressa in grammi) numericamente uguale alla massa molecolare di ogni singola molecola.

Il concetto di mole fu introdotto da Wilhelm Ostwald nel 1896.

Dalla definizione segue che una quantità di sostanza è pari a una mole quando contiene un numero di particelle uguale al numero di Avogadro. Una mole della sostanza B contiene $6,02214179(27) \cdot 10^{23}$ particelle di B. Il rapporto fra il numero delle particelle considerate e la quantità di B (in moli) si chiama costante di Avogadro e vale $N_A = 6,022 \cdot 10^{23} \text{ mol}_B^{-1}$ cioè il numero di Avogadro moltiplicato per il fattore di conversione (numero/mol_B)

Ad esempio, la massa atomica del sodio è pari a 22,99 u; una mole di sodio (cioè un numero di atomi di sodio pari al numero di Avogadro) corrisponde a 22,99 grammi di sostanza. La massa molare del sodio è 22,99 g/mol_{Na}.

Analogamente, nel caso dell'acqua (H₂O), la massa molecolare è pari a 18,016 u; una mole di questa sostanza è pari a 18,016 grammi. La massa molare dell'acqua vale 18,016 g/mol_{H₂O}.

Nel caso del metano (CH₄), la cui massa molecolare è 16,04, mezza mole (quindi mezzo numero di Avogadro di molecole) corrisponde a 8 grammi.

Talvolta si preferisce differenziare tra elementi e composti usando le denominazioni ormai obsolete di **grammoatomo** (mole di un elemento) e **grammomolecola** (mole di un composto).

È concettualmente sbagliato utilizzare il termine *mole* per indicare la massa molare: mentre quest'ultima è una grandezza intensiva che si misura in g/mol o kg/mol, numericamente uguale alla massa molecolare o atomica, la mole è l' *unità di misura* di una grandezza estensiva chiamata **quantità di materia**, **quantità di sostanza** o **quantità chimica** (o a volte più sbrigativamente "numero di moli"). La relazione tra queste grandezze è

Alcune applicazioni del concetto di mole

Il concetto di mole è utilizzato spesso in chimica, in quanto permette di paragonare particelle di massa differente. Inoltre, riferendoci alle moli anziché al numero di

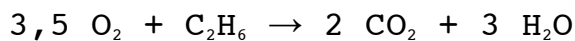
entità, ci svincoliamo dall'uso di numeri *molto grandi*.

La mole è utilizzata anche nelle definizioni di altre unità di misura; ad esempio la carica di una mole di elettroni è chiamata costante di Faraday[5], pari a 96 485 coulomb, mentre una mole di fotoni è detta Einstein.

Il concetto di mole è utilizzato anche nelle equazioni di stato dei gas ideali; si ha che una mole di molecole di un qualunque gas ideale, in condizioni normali (temperatura di 0 °C e pressione 101 325 Pa = 1 atm) occupa un volume di 22,414 L per la legge di Avogadro. Così è possibile calcolare il numero di molecole presenti in un dato volume di gas, e quindi la sua massa.

Esempio - calcoli stechiometrici

Nel seguente esempio, le moli sono usate per calcolare la massa di CO₂ emessa, quando è bruciato 1 g di etano. La formula coinvolta è:



Qui, 3,5 moli di ossigeno reagiscono con 1 mole di etano, per produrre 2 moli di CO₂ e 3 moli di H₂O. Si noti che la quantità di molecole non necessita di essere bilanciata su ambo i lati dell'equazione: da 4,5 moli di gas si passa a 5 mol di gas. Questo perché la quantità delle molecole di gas non conta la massa o il numero di atomi coinvolti, ma semplicemente il numero di particelle individuali. Nel nostro calcolo è prima di tutto necessario calcolare la quantità dell'etano che è stato bruciato. La massa di una mole di sostanza è definita come pari alla sua massa atomica o molecolare, moltiplicata per il numero di Avogadro. La massa atomica dell'idrogeno è pari a 1 u, mentre la massa molare di H è pari a 1 g/mol_H; la massa atomica del carbonio è pari a 12 u, la sua massa molare a 12 g/mol_C; quindi la massa molare del C₂H₆ è: 2×12 + 6×1 = 30 g/mol_{C₂H₆}. Una mole di etano pesa 30 g. La massa dell'etano bruciato era di 1 g, o 1/30 di mole. La massa molare della CO₂ (con massa atomica del carbonio 12 u e dell'ossigeno 16 u) è: 2×16 u + 12 u = 44 u, quindi una mole di diossido di carbonio ha una massa di 44 g. Dalla formula sappiamo che:

- 1 mole di etano produce 2 moli di diossido di carbonio.

Conosciamo anche la massa dell'etano e del diossido di carbonio, quindi:

- 30 g di etano producono 2×44 g di diossido di carbonio.

È necessario moltiplicare per due la massa del diossido di carbonio perché ne vengono prodotte *due* moli. Comunque, sappiamo anche che solo 1/30 dell'etano è stato bruciato. E di nuovo:

- 1/30 di mole di etano produce 2 × 1/30 di mole di biossido di carbonio.

E infine:

30 × 1/30 g di etano producono 44 × 2/30 g di biossido di carbonio = 2,93 g