

La Mole.

La **mole** (o **grammomole**, simbolo **mol**) è una delle sette unità di misura base del Sistema Internazionale.

La mole viene definita come la quantità di sostanza di un sistema che contiene un numero di entità elementari pari al numero di atomi presenti in 12 grammi di dell'isotopo dell'atomo di Carbonio che ha numero di massa uguale a 12.

Tale numero è noto come Numero di Avogadro, ed è approssimativamente pari a $6,022 \cdot 10^{23}$.

In conseguenza di tale definizione, la mole di una sostanza chimica - elemento o composto - è approssimabile come una quantità di sostanza la cui massa, espressa in grammi, coincide numericamente con la massa atomica o molecolare della sostanza stessa. Ad esempio, data la massa atomica del sodio, pari a 22,99, una mole di sodio corrisponde a 22,99 grammi (quantità in grammi uguale alla massa atomica). Analogamente, nel caso di una molecola come l'acqua, data la massa molecolare (H_2O) pari a 18,016, si ottiene che una mole di acqua corrisponde a 18,016 grammi (quantità in grammi uguale alla massa molecolare). Talvolta si preferisce esplicitare i due casi usando le denominazioni alternative di **grammoatomo** (mole di un elemento) e **grammomolecola** (mole di un composto).

Un'altra caratteristica della mole è riscontrabile nei gas ideali: una mole di molecole di qualunque gas ideale, in condizioni normali (temperatura di 0 °C e pressione 101 325 Pa = 1 atm) occupa sempre un volume di 22,414 L per la legge di Avogadro. Così si possono calcolare quante molecole ci sono in un certo volume di gas e anche la sua massa.

Le entità possono essere:

- atomi
- molecole
- ioni

- elettroni (la carica di una mole di elettroni definisce il faraday, pari a 96 485 coulomb; da non confondere con l'unità della capacità elettrica, il farad)
- fotoni (una mole di fotoni è detta anche un einstein)
- altre particelle
- gruppi specifici di queste particelle

In **termini più semplici**, la mole è un metodo conveniente di contare grandi numeri di particelle. La mole è infatti semplicemente un numero molto grande: dire "una mole di atomi" è come dire "un miliardo di atomi" o "un milione di atomi", solo che è un numero molto più grande, pari a circa un sessantamila miliardi di miliardi.

Quindi: 1 mole di atomi contiene $6,022 \cdot 10^{23}$ atomi, 1 mole di molecole contiene $6,022 \cdot 10^{23}$ molecole, 1 mole di ioni contiene $6,022 \cdot 10^{23}$ ioni,

Una mole di atomi o molecole veniva anche in passato chiamata 'grammo-atomo' o 'grammo-molecola', rispettivamente. Oggi si riferisce alla mole di atomi o molecole come massa molare, cioè la massa in grammi di una sostanza che corrisponde alla mole e si esprime in grammi/mole

Dalla definizione consegue che una mole di una sostanza è una quantità di tale sostanza il cui peso espresso in grammi coincide con il valore del suo peso atomico o peso molecolare. Ad esempio, una mole di acqua corrisponde come abbiamo visto a 18,016 grammi perché la massa molecolare è uguale appunto a 18,016.

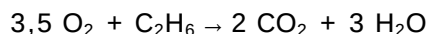
Alcuni scienziati si sono dilettrati nei calcoli per fare degli esempi concreti di quanto sia grande il numero di Avogadro:

- Se si prendesse un numero di palline da ping pong pari a quello di Avogadro (una mole di palline da ping pong quindi) e le si disponesse in modo omogeneo sulla superficie terrestre si raggiungerebbe un'altezza di 50 chilometri, ovvero più di 6 volte l'altezza dell'Everest.
- Il numero di tazzine d'acqua contenute nell'oceano atlantico è paragonabile al numero di Avogadro, così come il numero di molecole d'acqua in una tazzina.

- Se la stessa quantità di centesimi di Euro fosse distribuita ogni abitante della terra avrebbe 1 000 000 000 000 Euro.

Moli e calcoli

Le moli sono molto utili nei calcoli chimici, in quanto permettono il calcolo dei rendimenti e di altri valori, quando si trattano particelle di massa differente. È inoltre utile perché si evita di usare numeri molto piccoli o molto grandi. Nel seguente esempio, le moli sono usate per calcolare la massa di CO₂ emessa, quando viene 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. Questo perché la mole 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 il numero di moli di etano che sono state bruciate. La massa di una mole di sostanza è definita come pari alla sua massa atomica o molecolare. La massa atomica dell'idrogeno è pari a 1 g, e la massa atomica del carbonio è pari a 12 g, quindi la massa molecolare del C₂H₆ è: $2 \times 12 + 6 \times 1 = 30$ g. Una mole di etano pesa 30 g. Il quantitativo bruciato era di 1 g, o 1/30 di mole. La massa molecolare della CO₂ (con massa atomica del carbonio 12 g e dell'ossigeno 16g) è: $2 \times 16 + 12 = 44$ g, quindi una mole di anidride carbonica pesa 44 g. Dalla formula sappiamo che:

- 1 mole di etano produce 2 moli di anidride carbonica.

Conosciamo anche la massa delle moli di etano e anidride carbonica, quindi:

- 30 g di etano producono 2×44 g di anidride carbonica.

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

- 1/30 di mole di etano produce $2 \times 1/30$ di mole di anidride carbonica.

E finalmente

- $30 \times 1/30$ g di etano producono $44 \times 2/30$ g di anidride carbonica = 2,93 g

Esempi

Convertire in grammi 1,8 mol di ossigeno atomico (O)

Massa atomica dell'ossigeno = 16,00 → 1 mole

$16,00 \times 1,8 \text{ moli} = 28,8 \text{ grammi.}$

Convertire in grammi 2,6 mol di ossigeno molecolare (O₂)

massa molecolare dell'ossigeno = $32,00 \times 2,6 \text{ moli} = 83,2 \text{ grammi.}$

Convertire in grammi 2,6 mol di cloruro di sodio (NaCl)

massa atomica del sodio = 22,99 + massa atomica del cloro = 35,45 = 58,44
(massa molecolare NaCl)

$58,44 \times 2,6 = 151,994 \text{ grammi.}$

Convertire in moli 11 g di ammoniaca (NH₃)

massa molecolare della NH₃ = $3 \times 1,008 + 14,01 = 17,34$

$11 \text{ g} : 17,34 = 0,634 \text{ moli.}$

Convertire in grammi 67,2 litri di idrogeno in condizioni normali (H₂)

$67,2 \text{ L} : 22,4 \text{ L/mol} = 3 \text{ mol}$ massa molare dell'idrogeno = $1,008 \text{ g/mol} \times 2 =$
 $2,016 \text{ g/mol}$

$3 \text{ mol} \times 2,016 \text{ g/mol} = 6,048 \text{ g}$