La mole

L'unità di massa atomica è il **dalton**, corrispondente alla massa della dodicesima parte di un atomo di carbonio e viene indicata con **u**.

La **massa atomica relativa M.A.** è la massa di un atomo misurato in **u** e corrisponde alla somma delle masse atomiche relative di tutti i suoi atomi. Conoscere la massa atomica relativa espressa in dalton e conoscere il valore di tale unità espresso in kg, consente di calcolare le **masse atomiche assolute** (espresse in kg) degli atomi di tutti gli elementi.

Una molecola è formata da uno o più atomi, uguali se si tratta di un elemento, o diversi se si tratta di un composto, ma sempre legati tra loro. La massa di una molecola si ottiene addizionando le masse dei singoli atomi che le costituiscono. Allo stesso modo, addizionando le masse relative degli atomi che la compongono, si calcola la **massa relativa di una molecola**, detta anche **peso molecolare** e indicato con **P.M.** La massa relativa, usata fin dalla fine del XVIII secolo, era utile per semplificare i calcoli, ma i chimici avevano bisogno di trovare un'unità di misura pratica che tenesse conto del rapporto tra le masse dei singoli elementi o dei singoli composti, ma che fosse facilmente misurabile con la bilancia. Il metodo più semplice fu quello di considerare come unità di misura la massa molecolare relativa, espressa in grammi invece che in dalton. Questa unità di misura è la **mole,** che è stata scelta dal sistema internazionale come unità di misura per la quantità di materia e che letteralmente significa *una grande quantità di particelle.* Essa viene indicata con il simbolo **mol.**

Ad esempio:

- 1 mole di atomi di carbonio (M.A. del carbonio=12u) vale 12 g di carbonio;
- 1 mole di anidride carbonica (M.A. di CO_2=44u) vale 44g di anidride carbonica;
- 1 mole di acqua (M.A. di H_2O=18u) vale 1 g di acqua.

Le moli di qualsiasi sostanza contengono numero di molecole pari al **numero di Avogadro** che vale $6{,}023\times10^{23}$ molecole/mol.

Si trova così una seconda definizione di mole: una **mole** è la quantità di sostanza che contiene $6{,}023\times10^{23}$ molecole.

Le moli e il numero di Avogadro ci permettono di rispondere a domande come:

(C) 2013 - StudentVille.it - La ripubblicazione senza autorizzazione è vietata

- Quante moli ci sono in 1 kg di sale da cucina?
- Quante molecole contiene un piccolo dado di ferro?
- Quali sono le dimensioni di una molecola di acqua?

Per calcolare **il numero n di moli** di un campione si utilizza la relazione:

numero di moli contenute in un campione = massa del campione (g)/massa di una mole (g/mol) ovvero n=m/M.

Se si conosce il volume del campione, è necessario conoscerne anche la densità per risalire alla massa e quindi calcolare il numero di moli. Poiché m=Vρ, si ha: n=Vρ/M

La stessa formula consente di calcolare la **massa m** di un campione, conoscendone la formula chimica (e quindi la massa molare M) e il numero n di moli: m=nM

Il numero di Avogadro N permette di calcolare il **numero N_p di particelle** contenute in un campione di n moli, essendo N_p=nN

Esempio: *quante moli ci sono in 1 kg di sale da cucina?*

Il sale da cucina è il cloruro di sodio NaCl, la cui massa atomica si trova così:
$M.A._{NA}$=22,9u $M.A._{Cl}$=35,4u

da cui: $P.M._{NaCl}$=(22,9+35,4)u=58,3 u -> M_{NaCl}=58.3 g/mol

Una mole di cloruro di sodio corrisponde a 58,3 g di sale.

Quindi n=m/M=100g/58,3g/mol=17,15 moli di NaCl

Esempio: *quante molecole ci sono in 3,46g di HCl?*

N (mol)=massa (g)/MM (g/mol) nHCl=3,46g/(1,0+35,5)=0,0948 mol

Numero di molecole=0,0948 mol x $6.02 \cdot 10^{23}$ molecole/mol =$5,71 \cdot 10^{22}$ molecole

Operando con le moli e utilizzando il numero di Avogadro è possibile trovare la **formula molecolare di un composto** conoscendone la composizione percentuale e viceversa. Da masse atomiche e % in peso, si può ottenere la **FORMULA MINIMA**, ovvero il rapporto minimo di numeri interi di atomi presenti.

(C) 2013 - StudentVille.it - La ripubblicazione senza autorizzazione è vietata

Esempio: *Determinare la formula minima di un composto, di cui è nota la composizione percentuale: C=40,00% H=6.66% O=53,33%*

Le percentuali rappresentano le masse, espresse in grammi, ottenute da 100 g di prodotto. Dividendo le masse per le rispettive masse molari, si ottiene il numero di moli:

nC=40.00/12g/mol=3.33 nH=6.66/1=6.66 nO=53.33/16=3.33

Dividendo i valori trovati per 3,33 che è il numero più piccolo, si ottengono i rapporti che portano alla formula:

3.33/3.33=1 6.66/3.33=2 3.33/3.33=1

Il rapporto stechiometrico è 1:2:1 quindi la formula è:

CH_2O

Esempio: *un composto di azoto ed ossigeno contiene 0.483g di N e 1.104 di O. Qual è la formula minima del composto?*

Moli=> n= massa (g)/massa molare (g/mol) nN=0.483/14.0=0.0345 mol
nO=1.104/16.0=0.0690 mol

0.0345/0.0345=1.00 0.0690/0.0345=2 NO_2 formula minima

Qual è la formula molecolare se Massa Molecolare sperimentale è 92 g/mol?

La formula molecolare è uguale a f = MM sperimentale/MM minima dove "f" è il numero per cui moltiplicare gli indici atomici nella formula minima.

F=92/(14+16x2)=92/46=2

moltiplico la formula minima per 2 ed ottengo la formula molecolare: N_2O_4

Esempio: *Consideriamo un campione di 1 molecola. Calcolare la % in peso degli elementi in NH_3, sapendo che il peso atomico di N è 14,0 e quello di H è 1,01.*

PM(NH_3)= 17.03=14.00+ 3x1.01

% in peso di N=100xm_N/m_{NH3}=100x14.00/17.03=82.27%

% in peso di H=100x3x1.01/17.03=17.73%

(C) 2013 - StudentVille.it - La ripubblicazione senza autorizzazione è vietata

FORMULARIO

PERCENTUALE IN PESO DELL'ELEMENTO "A" IN UN COMPOSTO:

massa % A =100 x massa di A nel campione/ massa del campione

PESO MOLECOLARE **PM(AaBb)= $a x PA_A$(peso atomico) + $b x PA_B$**

PERCENTUALE IN PESO DELL'ELEMENTO A IN UN COMPOSTO

massa % A= 100 x massa di A nel campione/massa del campione

StudentVille

(C) 2013 - StudentVille.it - La ripubblicazione senza autorizzazione è vietata