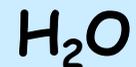


PESO MOLECOLARE

Il peso molecolare di una sostanza è la **somma dei pesi atomici** di tutti gli atomi nella molecola della sostanza.



$$\text{PA}(\text{H})=1,0 \text{ u.m.a.}$$

$$\text{PA}(\text{O})=16,0 \text{ u.m.a.}$$

$$\text{PM}(\text{H}_2\text{O})=2 \times 1,0 + 16,0 = 18,0 \text{ u.m.a.}$$

Nel caso di composti ionici si parla di peso formula di quel composto riferendoci ad **unità formula**



$$\text{PA}(\text{Na})=22,99 \text{ u.m.a.}$$

$$\text{PA}(\text{Cl})=35,45 \text{ u.m.a.}$$

$$\text{PF}(\text{NaCl})=22,99 + 35,45 = 58,44 \text{ u.m.a.}$$



Altri esempi:

H_2SO_4 : peso molecolare =

$$2 \times 1,008 + 32,066 + 4 \times 15,999 = 98,078$$

$C_6H_{12}O_6$: peso molecolare =

$$6 \times 12,011 + 12 \times 1,008 + 6 \times 15,999 = 180,156$$



MOLE E MASSA MOLARE

Una mole è definita come la quantità di una data sostanza che contiene tante particelle, siano esse atomi, ioni, molecole o unità formula, pari al numero di atomi presenti in 12 g di **carbonio-12**. Il numero di atomi in un campione di 12 g di carbonio-12 è chiamato numero di Avogadro

$$N_A = 6,022 \times 10^{23}$$

Si sceglie il valore di N_A in modo che N_A atomi/molecole abbiano una massa in grammi numericamente uguale al peso atomico/molecolare.

$$N_A \text{ particelle (atomi, molecole, etc.)} = 1 \text{ mole}$$



La **massa molare** di una sostanza è la massa di una mole.

Per definizione il carbonio-12 ha massa molare di 12 g.

massa atomica degli atomi di carbonio = 12,011 u.m.a

$$1,0 \text{ mol di atomi di carbonio} \equiv 6,022 \times 10^{23} \text{ atomi di carbonio} \equiv 12,011 \text{ g di carbonio}$$

Per tutte le sostanze la massa molare in grammi è uguale al peso (o massa) molecolare in u.m.a.

massa molecolare delle molecole O_2 = 31,998 u.m.a

$$1,0 \text{ mol di molecole } O_2 \equiv 6,022 \times 10^{23} \text{ molecole } O_2 \equiv 31,998 \text{ g di } O_2$$

Le unità di massa molare sono g/mol.



Calcoli di moli

1) **grammi** \Rightarrow **moli**

A quante moli corrispondono 10,0 g di C_2H_5OH ?

$$PM(C_2H_5OH) = 12,0 \times 2 + 16,0 + 6 \times 1,01 = 46,1 \text{ u.m.a.}$$

$$\text{Massa molare} = 46,1 \text{ g/mol}$$

$$\text{numero di moli (n)} = \frac{\text{massa (g)}}{\text{massa molare (g/mol)}}$$

$$n = \frac{10,0 \cancel{\text{g}}}{46,1 \cancel{\text{g/mol}}} = 0,217 \text{ mol}$$



2) **Moli** \Rightarrow **grammi**

Quanto pesano 0,0654 moli di ZnI_2 ?

$$PM(\text{ZnI}_2) = 65,39 + 126,90 \times 2 = 319,2$$

Massa molare di $\text{ZnI}_2 = 319,2 \text{ g/mol}$

$$\text{Peso} = 0,0654 \text{ mol} \times 319,2 \text{ g/mol} = 20,9 \text{ g}$$



Massa di un atomo

Quanto pesa un atomo di cloro?

Massa molare di Cl = 35,5 g/mol

1 mole contiene $N_A = 6,022 \times 10^{23}$ atomi/mol

$$\text{massa atomo Cl} = \frac{35,5 \text{ g/mol}}{6,022 \times 10^{23} \text{ atomi/mol}} = 5,90 \times 10^{-23} \text{ g/atomo}$$



Numero di molecole per una data massa

Quante molecole ci sono in 3,46 g di HCl?

$$PM(\text{HCl}) = 1,0 + 35,5 = 36,5$$

$$n_{\text{HCl}} = \frac{3,46 \text{ g}}{36,5 \text{ g/mol}} = 0,0948 \text{ mol}$$

$$\begin{aligned} \text{Numero di molecole} &= 0,0948 \text{ mol} \times 6,02 \cdot 10^{23} \text{ molecole/mol} = \\ &= 5,71 \cdot 10^{22} \text{ molecole} \end{aligned}$$



Quanti atomi di cloro sono contenuti in 100 g di AlCl_3 ?

A - $6,02 \times 10^{23}$

B - $1,35 \times 10^{24}$

C - $4,52 \times 10^{23}$

D - $3,74 \times 10^{-24}$

$$\text{PM}(\text{AlCl}_3) = 26,98 + 35,45 \times 3 = 133,33$$

$$\text{Moli}(\text{AlCl}_3) = \frac{100 \text{ g}}{133,33 \text{ g/mol}} = 0,7500 \text{ mol}$$

$$\text{Molecole}(\text{AlCl}_3) = 0,750 \text{ mol} \times 6,022 \cdot 10^{23} \text{ molecole/mol} = 4,517 \cdot 10^{23} \text{ molecole}$$

$$\text{Atomi}(\text{Cl}) = \text{Molecole}(\text{AlCl}_3) \times 3 = 4,517 \cdot 10^{23} \times 3 = 1,355 \cdot 10^{24}$$



Percentuali in peso dalla formula

Per un atomo A in una data molecola

$$\text{massa \% A} = \frac{\text{massa di A nel totale}}{\text{massa totale}} \times 100$$



Esempio

Calcolare le percentuali in peso di C, H ed O in CH_2O

$$\text{PA}(\text{C}) = 12,0$$

$$\text{PA}(\text{H}) = 1,01$$

$$\text{PA}(\text{O}) = 16,0$$

$$\text{PM}(\text{CH}_2\text{O}) = 12,0 + 2 \times 1,01 + 16,0 = 30,0 \quad \text{1 mole} \Rightarrow 30,0 \text{ g}$$

$$\text{massa \% C} = \frac{12,0 \text{ g}}{30,0} \times 100 = 40,0 \%$$

$$\text{massa \% H} = \frac{2 \times 1,01 \text{ g}}{30,0} \times 100 = 6,73 \%$$

$$\text{massa \% O} = \frac{16,0 \text{ g}}{30,0} \times 100 = 53,3 \%$$

$$\text{N.B.} \quad \% \text{ O} = 100\% - 40,0\% - 6,73\% = 53,3\%$$



Problemi:

- 1) Quanti grammi di carbonio ci sono in 83,5 g di CH_2O ?
- 2) Quali sono le percentuali in peso di NH_4NO_3 ?



Determinazione della formula empirica

Un composto di azoto ed ossigeno contiene 0,483 g di N e 1,104 g di O.
Quale è la **formula empirica** del composto?

$$\text{N} \quad \frac{0,483 \text{ g}}{14,0 \text{ g/mol}} = 0,0345 \text{ mol}$$

$$\text{O} \quad \frac{1,104 \text{ g}}{16,0 \text{ g/mol}} = 0,0690 \text{ mol}$$



Per ottenere i numeri interi più piccoli delle moli degli elementi si divide ciascun numero di moli per il più piccolo tra quelli ottenuti prima

$$\text{N} \quad \frac{0,0345}{0,0345} = 1,00$$

$$\text{O} \quad \frac{0,0690}{0,0345} = 2,00$$

La formula empirica è NO_2

Si noti che non è possibile conoscere la formula molecolare che potrebbe essere:



Un composto è costituito come segue:

17,5 % Na

39,7% Cr

42,8% O

Quale è la sua formula empirica?

Si fa riferimento a 100 g di composto che conterranno 17,5 g di Na, 39,7 g di Cr e 42,8 g di O

$$\text{Na} \quad \frac{17,5 \text{ g}}{23,0 \text{ g/mol}} = 0,761 \text{ mol} \quad \text{Cr} \quad \frac{39,7 \text{ g}}{52,0 \text{ g/mol}} = 0,763 \text{ mol} \quad \text{O} \quad \frac{42,8 \text{ g}}{16,0 \text{ g/mol}} = 2,68 \text{ mol}$$

più piccolo

$$\text{Na} \quad \frac{0,761}{0,761} = 1,00 \quad \times 2 = 2,00$$

$$\text{Cr} \quad \frac{0,763}{0,761} = 1,00 \quad \times 2 = 2,00$$

$$\text{O} \quad \frac{2,68}{0,761} = 3,52 \quad \times 2 = 7,04$$



Stechiometria

La stechiometria è il calcolo delle quantità dei reagenti e dei prodotti implicati in una reazione chimica. Essa si basa sull'equazione chimica e sulla relazione tra massa e moli.

Esempio



Tipici problemi della stechiometria sono:

- Quanto idrogeno è necessario per produrre 100 Kg di NH_3 ?
- Quanta NH_3 si ottiene da 100 Kg di N_2 ?



Per rispondere ai problemi precedenti è utile la seguente interpretazione della reazione



1 molecola	N_2	3 molecole	H_2	2 molecole	NH_3
100 molecole	N_2	3×100 molecole	H_2	2×100 molecole	NH_3
N_A molecole	N_2	$3 \times \text{N}_A$ molecole	H_2	$2 \times \text{N}_A$ molecole	NH_3
1 mole	N_2	3 moli	H_2	2 moli	NH_3
28,0 g	N_2	$3 \times 2,02$ g	H_2	2×17 g	NH_3

Si noti che una mole è un numero fisso ($\text{N}_A = 6,022 \times 10^{23}$) di molecole (come "dozzina")



N.B.: Sono possibili anche coefficienti stechiometrici frazionari, in questo caso però:



1/2 mole N_2

3/2 moli H_2

1 mole NH_3

28,0/2 g N_2

3/2 x 2,02 g H_2

17 g NH_3

Ma non

~~1/2 molecola N_2~~

~~3/2 molecole H_2~~

1 molecola NH_3



Esempio



Quale è la massa di idrogeno necessaria per produrre 907 Kg di ammoniaca?

- prima di tutto si calcolano le moli di NH_3

$$n_{\text{NH}_3} = \frac{9,07 \times 10^5 \text{ g NH}_3}{17,0 \text{ g NH}_3/\text{mol NH}_3} = 5,34 \times 10^4 \text{ mol NH}_3$$

- dall'equazione chimica si deducono le moli di H_2 :
per 2 moli di NH_3 ne servono 3 di H_2

$$n_{\text{H}_2} = 5,34 \times 10^4 \text{ mol NH}_3 \times \frac{3 \text{ mol H}_2}{2 \text{ mol NH}_3} = 8,01 \times 10^4 \text{ mol H}_2$$





I coefficienti dell'equazione chimica bilanciata danno i fattori di conversione tra le quantità chimiche consumate e prodotte. Conviene utilizzare i rapporti:

$$\frac{3 \text{ mol H}_2}{2 \text{ mol NH}_3}$$

Converte da moli di NH₃ a H₂

$$\frac{2 \text{ mol NH}_3}{3 \text{ mol H}_2}$$

Converte da moli di H₂ a NH₃

Controllando l'analisi dimensionale.

- Infine si convertono la moli di H₂ in grammi di H₂

$$\text{massa}_{\text{H}_2} = 8,01 \times 10^4 \text{ mol H}_2 \times 2,02 \text{ g H}_2 / \text{mol H}_2 = 1,62 \times 10^5 \text{ g H}_2$$



Esempio

Data la reazione,



Calcolare quanti grammi di ferro si possono produrre da 1,00 Kg di ossido di ferro (III).

Le moli di ossido di ferro (III) a disposizione sono:

$$n_{\text{Fe}_2\text{O}_3} = \frac{1,00 \times 10^3 \text{ g}}{159,6 \text{ g/mol}} = 6,25 \text{ mol} \qquad 1\text{Kg} = 10^3 \text{ grammi}$$

Le moli di ferro sono dedotte dall'equazione chimica:

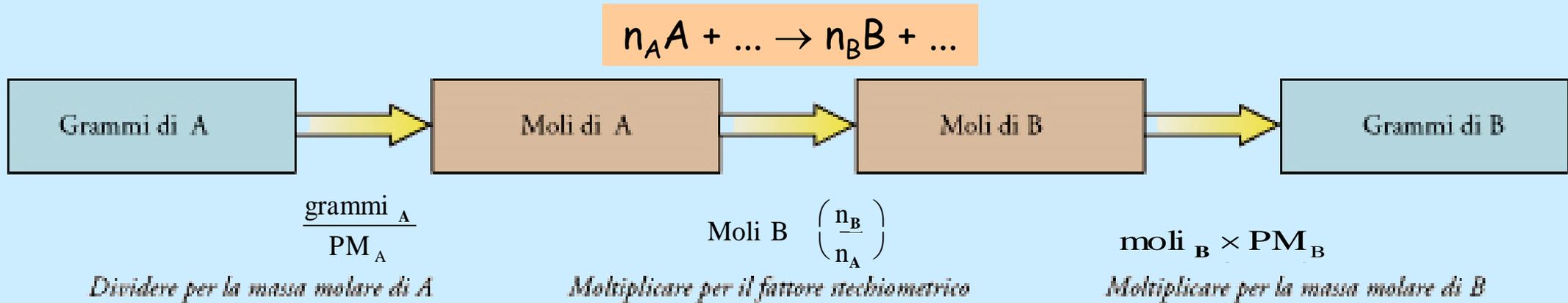
$$n_{\text{Fe}} = 6,25 \text{ mol } \cancel{\text{Fe}_2\text{O}_3} \times \frac{2 \text{ mol Fe}}{1 \text{ mol } \cancel{\text{Fe}_2\text{O}_3}} = 12,5 \text{ mol Fe}$$

Si calcolano infine i grammi di Fe:

$$\text{Massa Fe} = n_{\text{Fe}} \times P_{\text{A}_{\text{Fe}}} = 12,5 \text{ mol} \times 55,85 \text{ g/mol} = 6,98 \times 10^2 \text{ g}$$



Riepilogando: bisogna passare necessariamente attraverso **le moli**, perché convertire direttamente tra le masse non è possibile.



LAVORARE CON LE SOLUZIONI

DENSITA'

La **densità** di un oggetto è la sua **massa per unità di volume**

$$d = \frac{\text{massa}}{\text{volume}} = \frac{m}{V}$$

Nel SI (sistema internazionale) l'unità base per la massa è il chilogrammo (**Kg**). Spesso in chimica si usano dei sottomultipli (in genere il **grammo**).

Per il volume l'unità nel SI è il metro cubo (**m³**) che però è molto scomodo per l'uso di laboratorio. Si usa quindi il **litro**:

$$\text{litro (L)} = 1 \text{ dm}^3 = 10^{-3} \text{ m}^3$$

A sua volta il litro si può dividere in sottomultipli:

$$1 \text{ mL} = 10^{-3} \text{ L} = 1 \text{ cm}^3 = 10^{-6} \text{ m}^3$$



SOLUZIONI E CONCENTRAZIONE MOLARE

Quando sciogliamo una sostanza in un liquido chiamiamo soluto la sostanza e solvente il liquido.

La miscela omogenea risultante è nota come soluzione.

Con concentrazione si intende la quantità di soluto sciolta in una data quantità di soluzione (o solvente).

La concentrazione molare è definita come moli di soluto per litro di soluzione

$$\text{Molarità (M)} = \frac{\text{moli soluto}}{\text{litri soluzione}} \equiv \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

Una soluzione di NH_3 0,15 M contiene 0,15 moli di NH_3 in un litro di soluzione

Per preparare una soluzione 0,5 M di NaCl bisogna porre 0,5 moli di NaCl in un pallone tarato di un litro e quindi aggiungere acqua fino al volume di un litro.



Esempio

Quale è la molarità di una soluzione ottenuta sciogliendo 0,38 g di NaNO_3 fino ad un volume di 50 ml?

$$\text{mol}_{\text{NaNO}_3} = \frac{0,38 \text{ g}}{85,0 \text{ g/mol}} = 4,47 \times 10^{-3} \text{ mol}_{\text{NaNO}_3}$$

$$\text{molarità} = \frac{4,47 \times 10^{-3} \text{ mol}_{\text{NaNO}_3}}{50 \times 10^{-3} \text{ L}} = 0,089 \text{ mol/L}$$

