

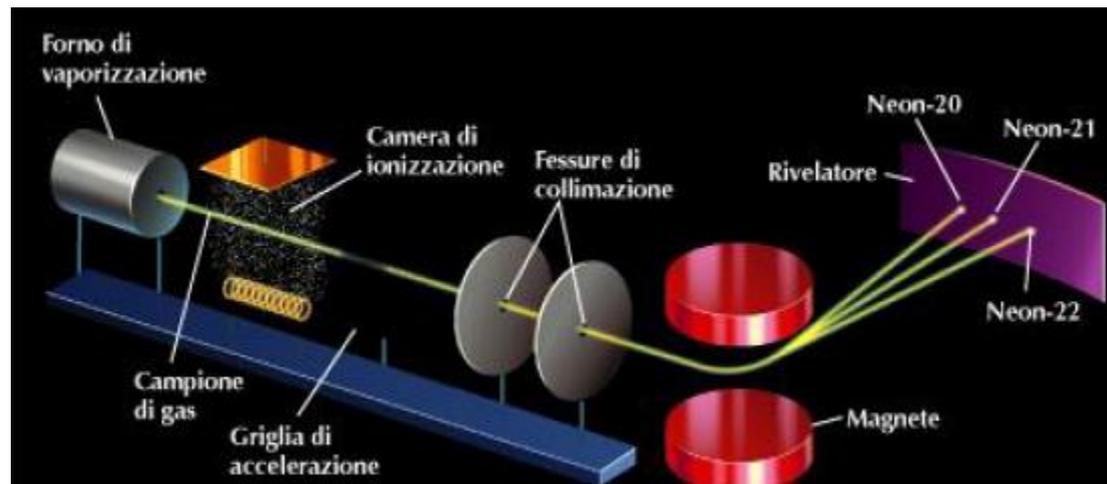
MASSE ATOMICHE

- Sono anche impropriamente chiamate pesi atomici.
- All'epoca di J. Dalton (1766-1844) non era possibile pesare i singoli atomi ma solo trovare la massa di un atomo relativa a quella di un altro di riferimento.



- Sperimentalmente si osserva che 1,000 g di idrogeno reagisce con 7,9367 g di ossigeno
- Non era ancora nota la formula molecolare.
- Inizialmente Dalton riferì le masse atomiche all'idrogeno. Successivamente (Avogadro, Cannizzaro) si passò ad una scala basata sull'ossigeno (fino al 1925).

- Dal 1969 si usa una scala basata sul carbonio-12 ossia sull'isotopo ^{12}C
- A tale isotopo è stata arbitrariamente assegnata una massa di 12 unità di massa atomica.
- Una unità di massa atomica (a.m.u.) è quindi un dodicesimo della massa dell'atomo di carbonio-12 = $1,661 \times 10^{-27}$ Kg
- Il peso atomico è la massa atomica media di un elemento allo stato naturale espresso in unità di massa atomica
- Oggi è possibile misurare accuratamente le masse atomiche tramite uno strumento chiamato spettrometro di massa



Peso (massa) atomico relativo o medio

- E' la media pesata dei pesi atomici degli isotopi di un elemento.
- In natura C: 98.892 % ^{12}C + 1.108 % ^{13}C .
- Peso atomico medio di C è:

$$0.98892 \times 12 \text{ amu} + 0.01108 \times 13.00335 \text{ amu} = \underline{12.011 \text{ amu.}}$$

- È il valore riportato nella tavola periodica

Masse atomiche ed abbondanza isotopica

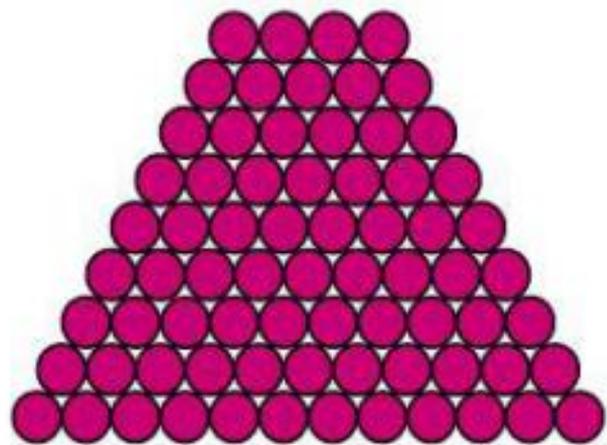
- Calcolo della massa atomica media di un elemento note le abbondanze relative (frazione del numero totale di atomi costituiti da un dato isotopo) degli isotopi costituenti.

Cloro:	isotopo	massa isotopo	abbondanza relativa
	${}_{17}^{35}\text{Cl}$	34,96885	0,75771
	${}_{17}^{37}\text{Cl}$	36,96590	0,24229

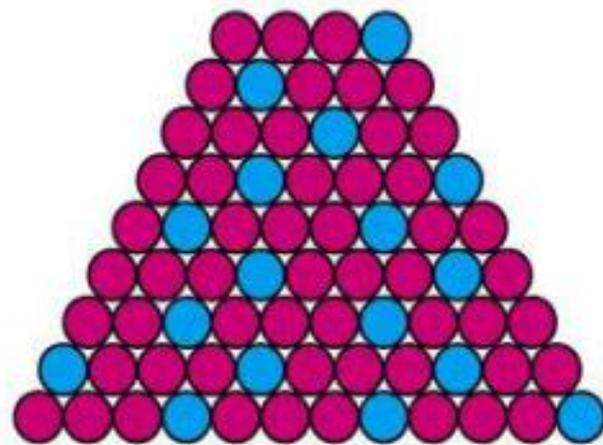
$$34,96885 \text{ uma} \times 0,75771 = 26,49625 \text{ uma} +$$
$$36,96590 \text{ uma} \times 0,24229 = 8,95647 \text{ uma}$$

$$\text{massa atomica media} = 35,45272 \text{ uma}$$

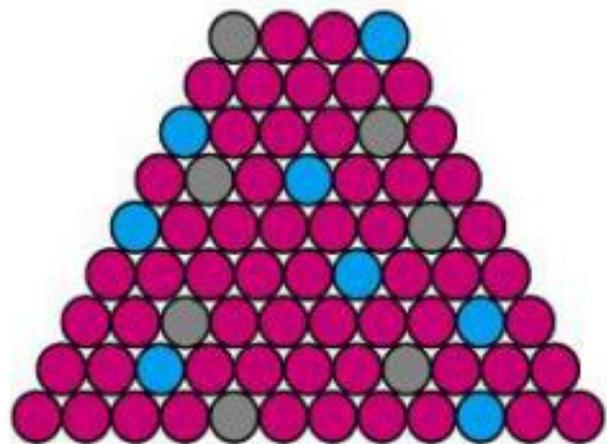
- Lo stesso procedimento può essere applicato ad elementi costituiti da tre o più isotopi di cui sono note le abbondanze relative.
- La somma delle abbondanze relative di tutti gli isotopi di un dato elemento è uno.



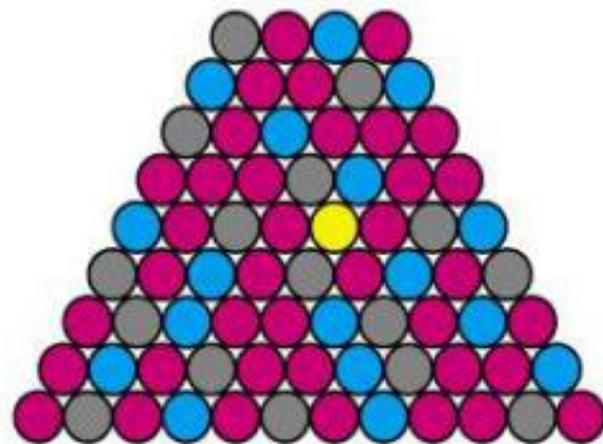
(a) F atoms
= 18.9984 g



(b) Cl atoms
= 35.4527 g



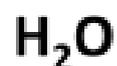
(c) Mg atoms
= 24.3050 g



(d) Pb atoms
= 207.2 g

PESO MOLECOLARE

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



$$\text{PA(H)}=1,0 \text{ u.m.a.} \quad \text{PA(O)}=16,0 \text{ u.m.a.}$$

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

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



$$\text{PA(Na)}=22,99 \text{ u.m.a.} \quad \text{PA(Cl)}=35,45 \text{ u.m.a.}$$

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

Massa molecolare (peso molecolare) =
somma delle masse atomiche della
molecola

Esempi:

H_2SO_4 : massa molecolare =

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

$\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$: massa 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 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 molecole abbiano una massa in grammi numericamente uguale alla massa molecolare.

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

**Una mole di particelle =
un numero di Avogadro di particelle**

**1,0 mol di
atomi di carbonio**

**= $6,022 \times 10^{23}$
atomi di carbonio**

**1,0 mol di
molecole di ossigeno**

**= $6,022 \times 10^{23}$
molecole di ossigeno**

**1,0 mol di
elettroni**

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

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

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

- Per tutte le sostanze la massa molare in grammi è uguale al peso molecolare in u.m.a.
- massa molecolare delle molecole O_2 = 31,998 u.m.a

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

- Le unità di massa molare sono g/mol.

Calcolo delle moli

1) grammi \rightarrow moli

- A quante moli corrispondono 10,0 g di C_2H_5OH ?
- $PM(C_2H_5OH) = 12,0 \times 2 + 16,0 + 6 \times 1,01 = 46,1$
u.m.a. = Massa molare = 46,1 g/mol

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

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

Calcolo delle moli

2) Moli \rightarrow grammi

- Quanto pesano 0,0654 moli di ZnI_2 ?
- $\text{PM}(\text{ZnI}_2) = 65,39 + 126,90 \times 2 = 319,2 \text{ u.m.a.} =$
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 $N_A = 6,022 \times 10^{23}$ molecole/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?
- $PM(\text{HCl}) = 1,0 + 35,5 = 36,5$

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

- Numero di molecole = $0,0948 \text{ mol} \times 6,02 \times 10^{23} \text{ molecole/mol} = 5,71 \times 10^{22} \text{ molecole}$

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 (formaldeide)
- $\text{PA}(\text{C}) = 12,0$ $\text{PA}(\text{H}) = 1,01$ $\text{PA}(\text{O}) = 16,0$
- $\text{PM}(\text{CH}_2\text{O}) = 12,0 + 2 \times 1,01 + 16,0 = 30,0$
- 1 mole = 30,0 g

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

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

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

Problemi:

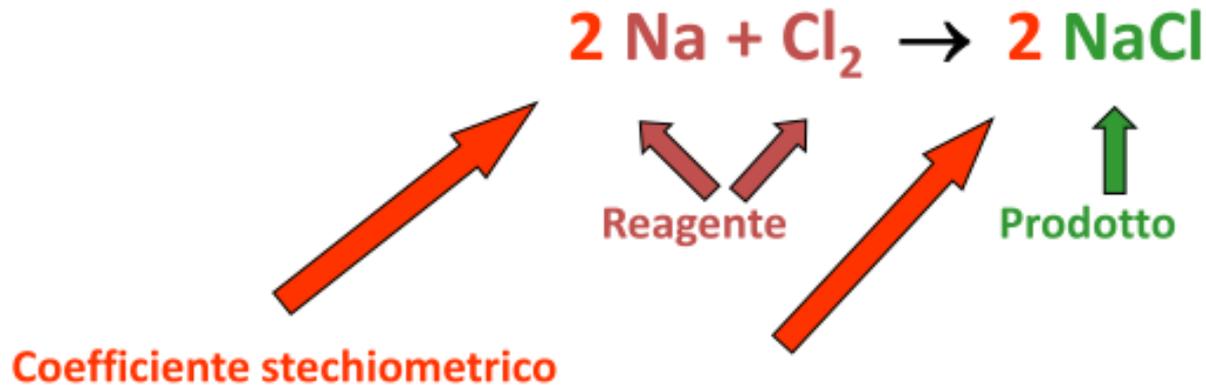
- Dal problema precedente abbiamo visto che il carbonio costituisce il 40% della massa totale della formaldeide
- Quanti grammi di carbonio ci sono in 83,5 g di CH_2O ?

$$\text{massa \% C} = 40,0 = \frac{\text{massa di C}}{\text{massa totale}} \times 100 = \frac{\text{massa di C}}{83,5 \text{ g}} \times 100$$

$$\text{massa di C} = 40,0 \times \frac{83,5 \text{ g}}{100} = 33,4 \text{ g}$$

Equazioni chimiche

- Una equazione chimica è la rappresentazione simbolica di una reazione chimica in termini di formule chimiche

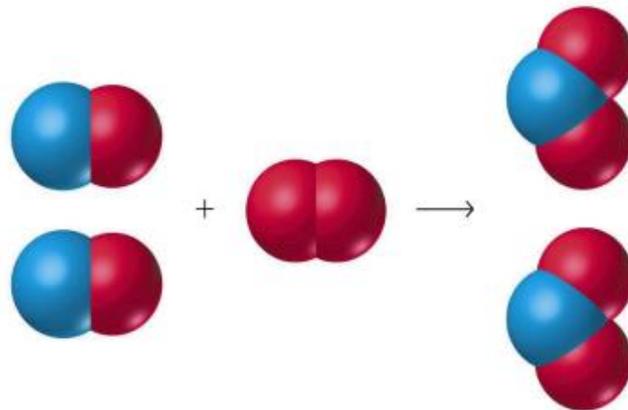
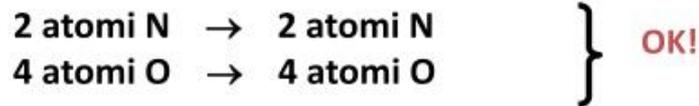
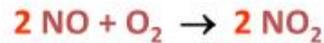


- In molti casi è utile indicare gli stati o le fasi delle sostanze ponendo appropriati simboli fra parentesi indicanti le fasi dopo le formule
- (g) = gas (l) = liquido (s) = solido (aq) = soluzione acquosa
- L'equazione precedente diventa così:

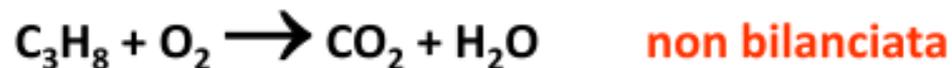


Bilanciamento delle reazioni chimiche

- Quando in una equazione chimica i coefficienti stechiometrici sono scritti correttamente il totale degli atomi di ogni elemento è uguale in entrambi i membri dell'equazione.
- L'equazione chimica è allora bilanciata.



Un'equazione chimica va bilanciata scegliendo opportunamente i coefficienti stechiometrici



Procedimento per tentativi

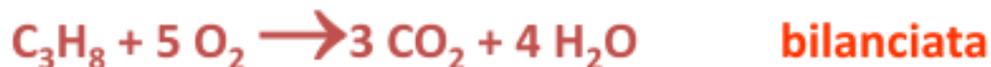
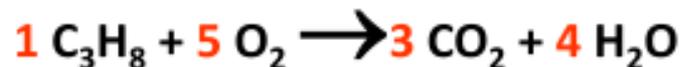
atomi di C



atomi di H

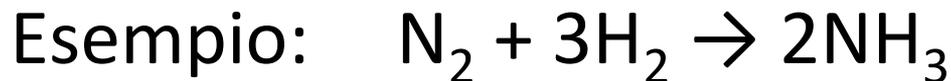


atomi di O



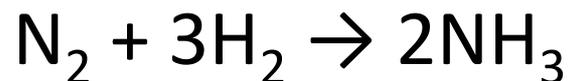
Stechiometria

- 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.



- 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 $3 \times N_A$ molecole H_2 $2 \times N_A$ molecole NH_3

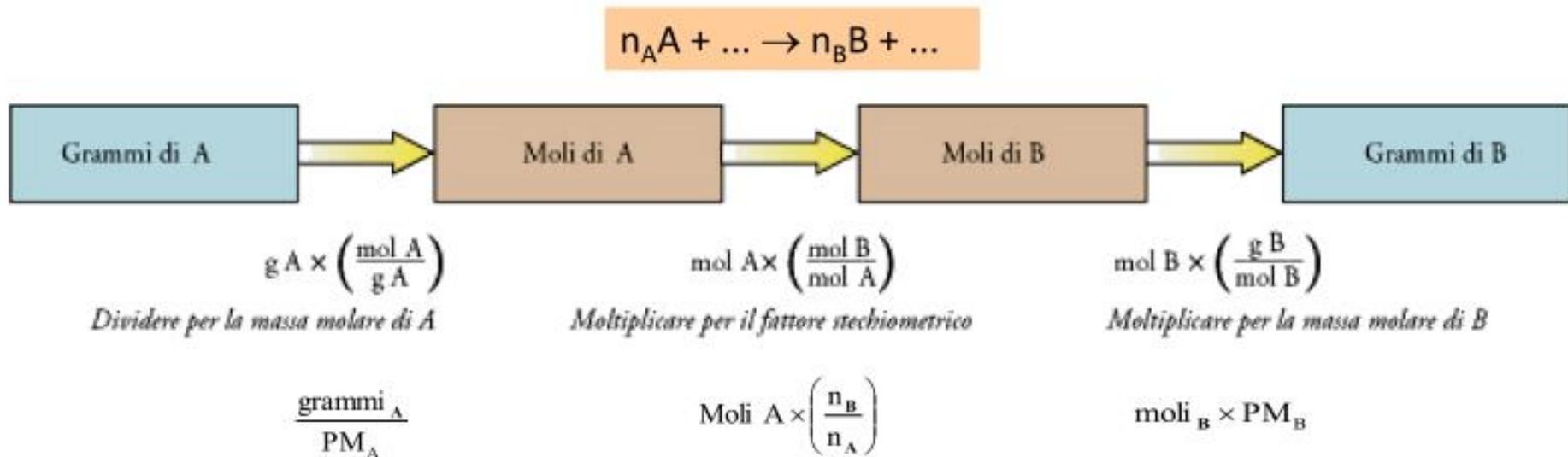
1 mole N_2 3 moli H_2 2 moli NH_3

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 ($6,022 \times 10^{23}$) di molecole (come “dozzina”)

Riepilogando:

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



LAVORARE CON LE SOLUZIONI

- 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 (m^3) 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:

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

- Mentre massa e volume sono proprietà estensive (dipendono dalla quantità di materia considerata), la densità è una proprietà intensiva (è indipendente dalla quantità di materia).
- Problema: Nel vino è presente etanolo alla concentrazione del 12 %, cioè 12 mL di etanolo in 100 mL di vino, equivalenti a 120 mL per litro. Sapendo che la densità dell'etanolo è 0,789 g/mL, quanti grammi di etanolo sono presenti nel vino?

$$m_{\text{etanolo}} = V_{\text{etanolo}} \times d_{\text{etanolo}} = 120 \text{ mL} \times 0,789 \text{ g/mL} =$$
$$= 94.69 \text{ g}$$

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 quantità standard 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 contenitore tarato da un litro e quindi aggiungere acqua fino al volume di un litro.

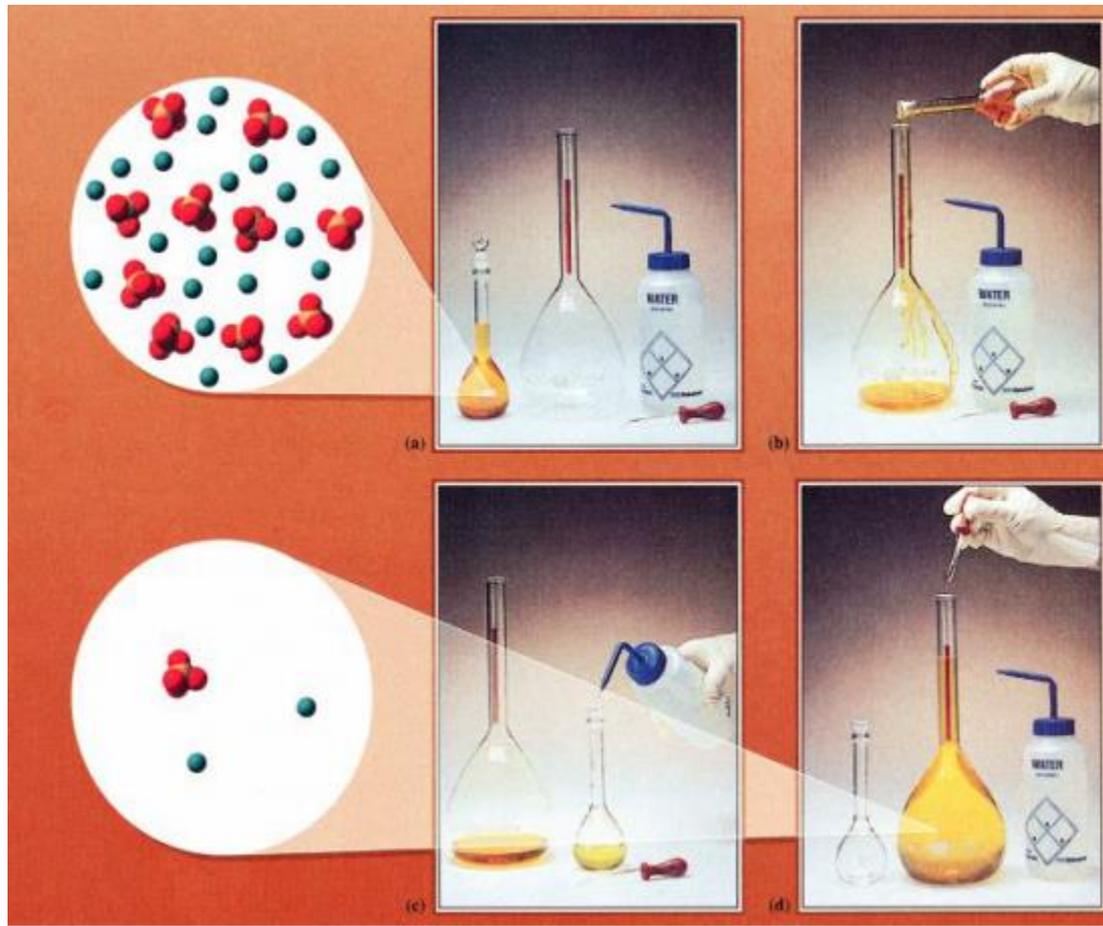
Quale è la molarità di una soluzione ottenuta sciogliendo 0,38 g di NaNO_3 fino ad un volume di 50 ml?

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

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

Diluizione

- Si incontra spesso il problema di dover preparare una soluzione diluita a concentrazione data partendo da una soluzione più concentrata.



- Nella diluizione varia solo il volume del solvente, mentre le moli del soluto rimangono invariate. Possiamo ricavare le moli del soluto da:

$$\text{Molarità (M)} = \frac{\text{moli soluto}}{\text{litri soluzione}} \Rightarrow \boxed{\text{moli soluto} = \text{Molarità} \times \text{litri soluzione}}$$

- M_i = molarità iniziale
- M_f = molarità finale
- V_i = volume iniziale
- V_f = volume finale

- Poiché anche diluendo le moli di soluto, queste rimangono costanti si ha:
- Moli iniziali = Moli finali

$$\boxed{M_i \times V_i = M_f \times V_f}$$

Esempio

- Si ha una soluzione 0,8 M di NaCl. Quanti mL di tale soluzione devono essere usati per preparare 100 mL di soluzione 0,2 M?
- $M_i = 0,8 \text{ M}$ $V_i = \text{incognita}$
- $M_f = 0,2 \text{ M}$ $V_f = 100 \text{ mL}$

$$M_i \times V_i = M_f \times V_f$$

$$V_i = \frac{M_f \times V_f}{M_i} = \frac{0,2 \text{ M} \times 100 \text{ ml}}{0,8 \text{ M}} = 25 \text{ ml}$$

Quale sarà la concentrazione di etanolo nel sangue di una persona che pesa 70 Kg dopo aver bevuto 0.2 L di vino al 12.5% di alcool

- Il volume di acqua in una persona è circa il 60 % in peso, per cui: $V_{\text{H}_2\text{O corpo}} = 70 \text{ Kg} \times 60/100 = 42 \text{ Kg} / 1 \text{ Kg/L} = 42 \text{ L}$
- $[\text{EtOH}] = 12.5 \% (\text{vol}) = 12.5 \text{ mL per } 100 \text{ mL}$, cioè
125 mL per 1 L
 $125 \text{ mL} \times 0.789 \text{ g/mL} = 98.6 \text{ g per L}$

$$\mathbf{M_i \times V_i = M_f \times V_f}$$

$$X \text{ (g/L)} = \frac{98.6 \text{ g/L} \times 0.2 \text{ L}}{42 \text{ L}} = 0.47 \text{ g/L}$$