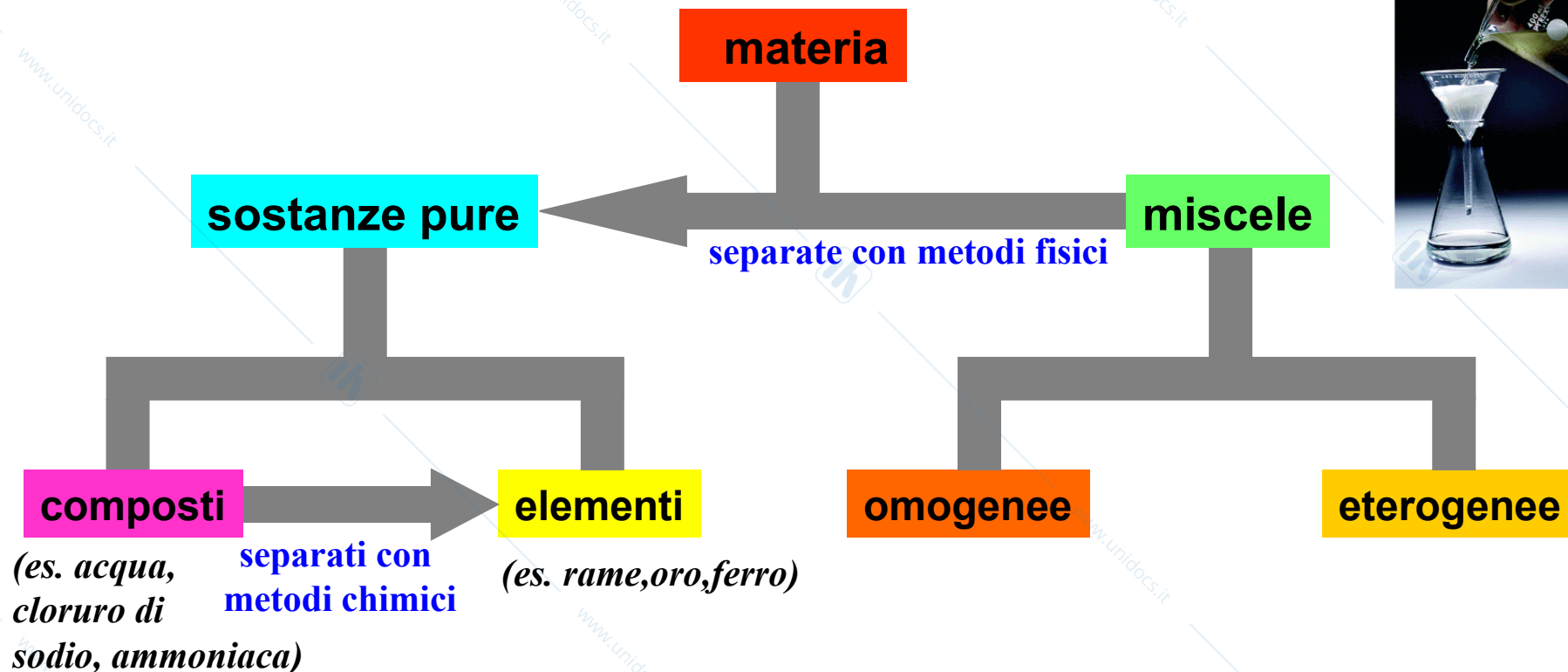


ELEMENTI, COMPOSTI, MISCELE

Classificazione della materia:



Metodo fisico:
Filtrazione



Una **MISCELA** è un campione di materia costituito da due o più sostanze.

I **COMPOSTI** sono sostanze più complesse formate da atomi differenti che per mezzo di reazioni chimiche si decompongono in elementi.

Gli **ELEMENTI** sono sostanze formate da atomi dello stesso tipo.

L' **ATOMO** è la più piccola parte dell'elemento che conserva tutte le caratteristiche strutturali per l'identificazione dell'elemento a cui appartiene.

Def. di FASE

Per *fase* si deve intendere una porzione di materia che presenta una composizione omogenea e costante senza alcuna superficie di separazione

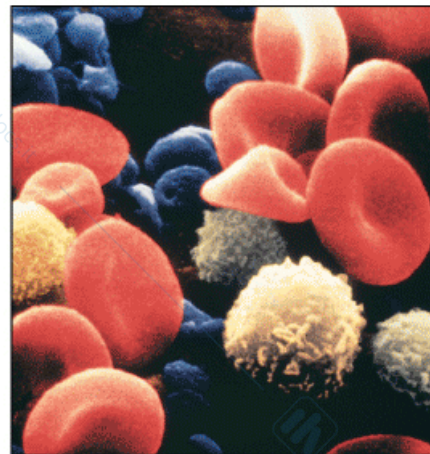
Una miscela in cui è presente una sola fase è detta **omogenea**. Tipico esempio sono le soluzioni (sale sciolto in acqua). Una miscela in cui è possibile evidenziare più di una fase è detta **eterogenea** o **miscuglio**.

Esempi di miscele:

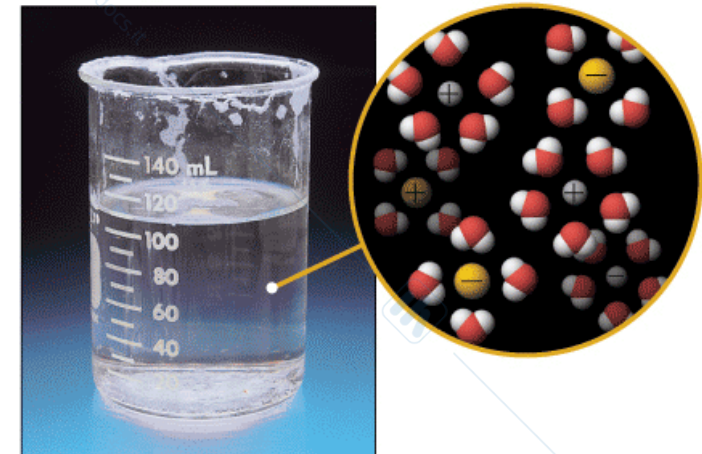
miscela eterogenea liquido-liquido **miscela eterogenea solido-liquido**



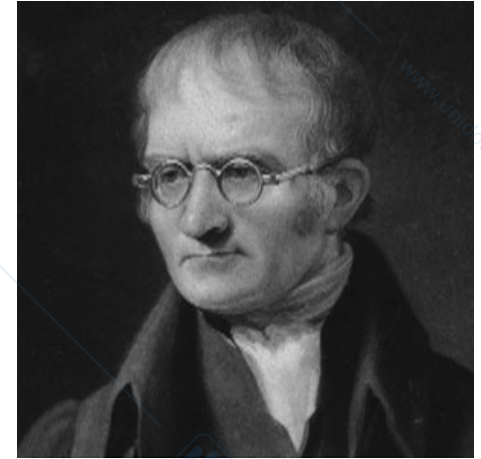
**Campione di sangue:
miscela eterogenea**



**Sale in acqua:
miscela omogenea**



TEORIA ATOMICA DI DALTON



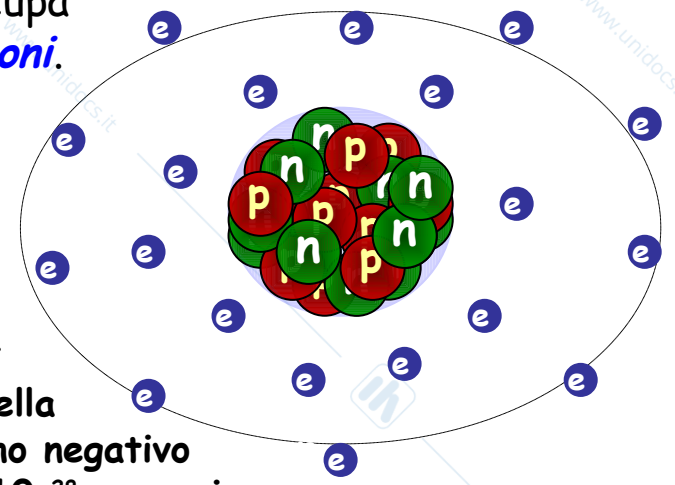
Postulati:

- 1. La materia è costituita da particelle indivisibili e indistruttibili: *gli atomi*.**
- 2. Tutti gli atomi di un elemento hanno le stesse proprietà e la stessa massa; atomi di differenti elementi presentano massa e proprietà diverse.**
- 3. I composti si formano per combinazione, con rapporti semplici, di due o più atomi differenti.**
- 4. Una reazione chimica comporta il riarrangiamento, la combinazione o la separazione di atomi, ma questi non possono essere creati o distrutti.**

VISIONE SEMPLIFICATA DELL'ATOMO

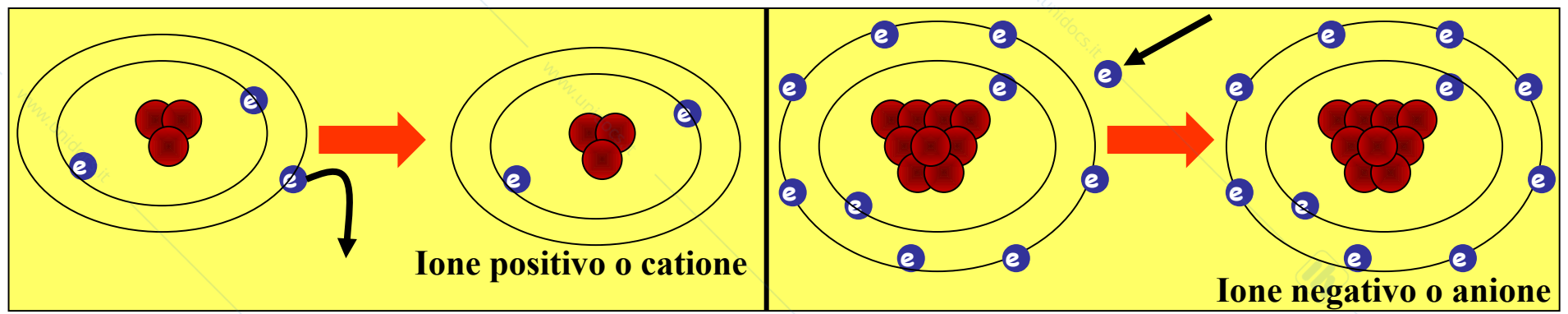
Un atomo può essere assimilato ad una minuscola sfera che occupa la parte centrale (*il nucleo*), circondata da una *nube di elettroni*.

- nucleo**
 - P Protone** : ha carica elettrica positiva (+) e presenta una massa pari a 1.672×10^{-24} grammi.
 - n Neutrone** : non ha carica elettrica ma presenta una massa pari a 1.674×10^{-24} grammi.
- e** → **Elettrone** : ha carica elettrica con valore uguale a quella del protone (1.602×10^{-19} C) ma con segno negativo (-) e possiede una massa pari a 9.109×10^{-28} grammi (circa 1840 volte inferiore rispetto a quella del protone).



Un atomo deve essere neutro, cioè presenta un uguale numero di protoni ed elettroni :

$$P + e = \text{carica elettrica netta uguale a zero}$$



Numero atomico (Z): n.º dei protoni

Numero di massa (A): n.º dei protoni + n.º dei neutroni

Le proprietà chimiche di un atomo e quindi il suo comportamento, dipendono dalla configurazione dello strato più esterno di elettroni appartenenti ad esso.

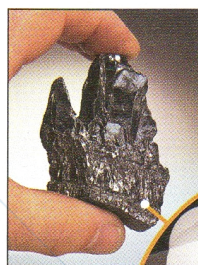
Elementi e Allotropia

Gli elementi sono sostanze formate da atomi dello stesso tipo; gli elementi possono essere formati da singoli **atomi isolati** (ad es. gas nobili come Ar o il Ne); oppure possono essere formati da un **ben definito numero di atomi legati covalentemente** (ad es. H_2 , O_2 , S_8); inoltre possono essere costituiti da un **insieme continuo di atomi sempre legati in maniera covalente** (ad es. diamante, grafite), ed infine possono essere formati da un **insieme continuo di atomi legati con legame metallico** (ad es. Fe, Al).

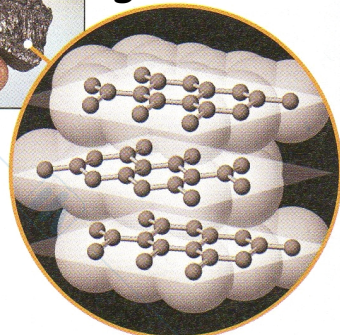
Si definiscono **forme allotropiche** quelle strutture molecolari che pur avendo lo stesso tipo di atomo differiscono per il numero di atomi e per il modo in cui sono legati tra loro.

Es.: O_2 (ossigeno molecolare) ; O_3 (ozono)
forme allotropiche dell'elemento ossigeno (O)

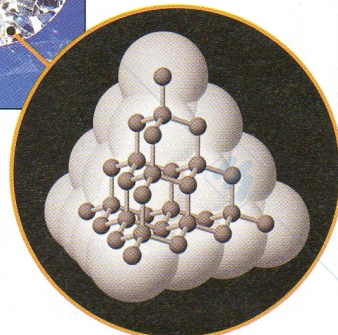
FORME ALLOTROPICHE DEL CARBONIO



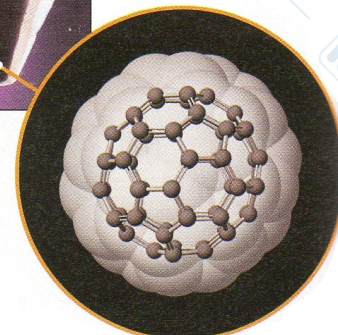
grafite



diamante



fullerene



Si definiscono **ISOTOPI** o **NUCLIDI** di un elemento, atomi che hanno lo stesso numero atomico Z , ma differiscono per il numero di massa A .

numero di massa

→ A

numero atomico

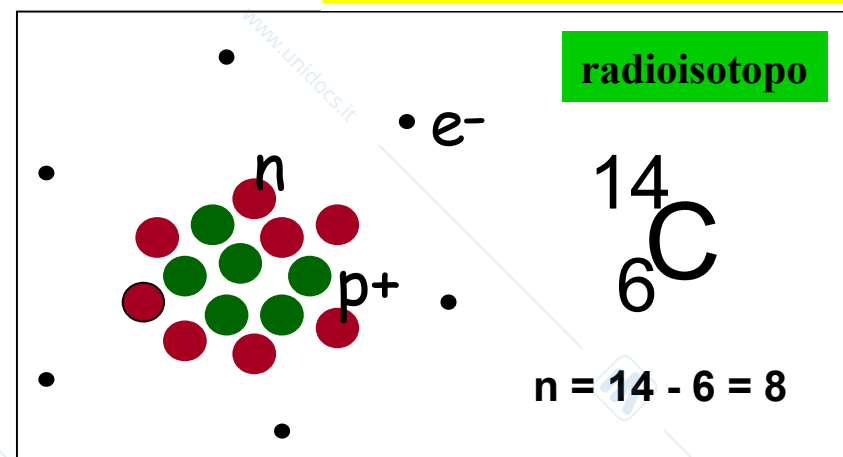
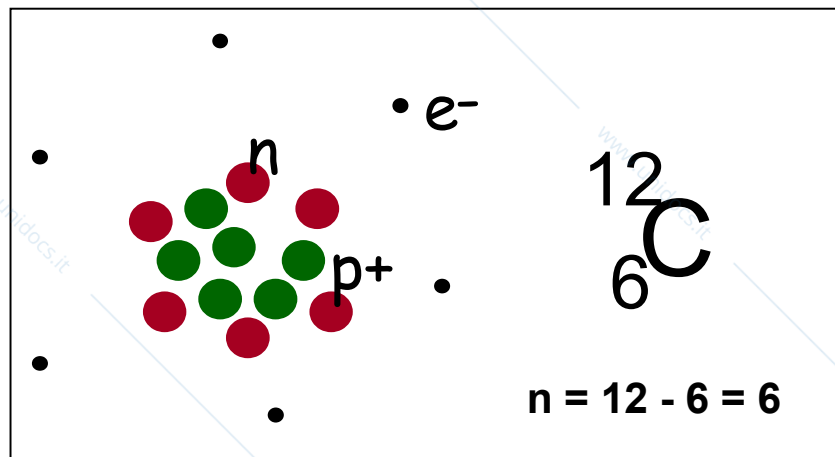
→ Z

X

simbolo dell'elemento

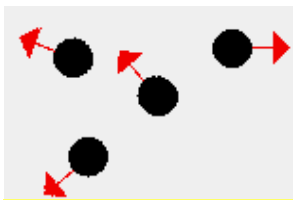
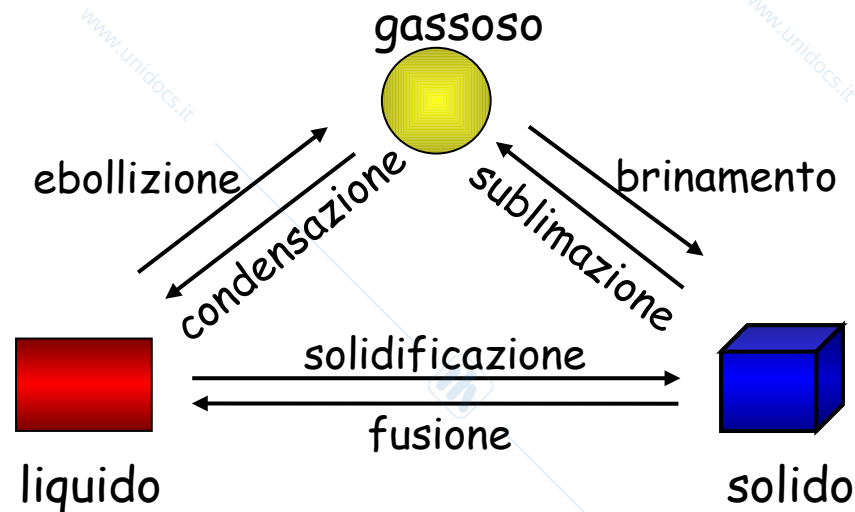
ISOTOPI DEL CARBONIO

L'uomo del Similaun



Alcuni isotopi sono stabili, altri (*i radioisotopi*) sono instabili e tendono alla stabilità emettendo radiazioni (α , β o γ) disintegrandosi in elementi stabili.

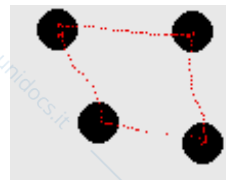
Stati di aggregazione della materia e passaggi di stato



assenza di legami

Stato gassoso: la materia è presente sotto forma di particelle in continuo movimento che occupano in modo omogeneo tutto il volume del recipiente di cui assumono la forma.

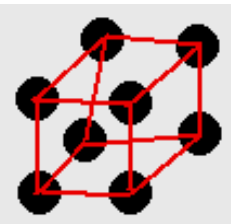
diminuzione di T ↓ aumento di P



legami deboli

Stato liquido: la materia è presente sotto forma di particelle tra le quali si esercitano forze di coesione che prevalgono su quelle di movimento che tendono ad allontanarle; pertanto i liquidi assumono la forma del recipiente ma hanno volume proprio.

diminuzione di T ↓ aumento di P



legami forti

Stato solido: la materia è formata da particelle legate da forze attrattive o di coesione per cui le sostanze solide assumono una disposizione obbligata nello spazio avendo forma e volume propri.

PESO ATOMICO, PESO MOLECOLARE, MOLE

Nucleoni (protoni e neutroni) \rightarrow Ordine di grandezza : 10^{-24} g

Si preferisce quindi utilizzare la seguente grandezza di riferimento:
 $1/12$ della massa dell'isotopo $^{12}\text{C} = 1.6605 \times 10^{-24}$ g

Tale massa è chiamata unità di massa atomica (u.m.a.)
o equivalentemente Dalton (Da)

Qualsiasi massa atomica quindi, è rapportata alla massa presa come riferimento (u.m.a.); pertanto la massa atomica è una grandezza relativa, e di conseguenza il valore numerico è puro, adimensionale.

Massa atomica in g ● Massa atomica di riferimento ● Massa atomica relativa

		1.66×10^{-24} g ($1/12$ ^{12}C)		
H \Rightarrow	1.673×10^{-24} g	/	1.66×10^{-24} g	1.008 u.m.a.
O \Rightarrow	2.656×10^{-23} g	/	1.66×10^{-24} g	15.99 u.m.a.
U \Rightarrow	3.951×10^{-22} g	/	1.66×10^{-24} g	238.03 u.m.a.

MASSA ATOMICA MEDIA

Media delle masse atomiche di tutti gli isotopi di un certo elemento

	Massa isotopica (u.m.a.)	Abbondanza relativa	
Cloro-35	34,96885	0,75771	$34,96885 \times 0,75771 = 26,4962 +$
Cloro-37	36,96590	0,24229	$36,96590 \times 0,24229 = \underline{8,9565}$
			Massa atomica media 35,4527

Per **MOLECOLA** si deve intendere la più piccola unità discreta, costituita da 2 o più atomi uguali o diversi, che mantiene le stesse caratteristiche chimiche del composto, ad es. H_2O , NH_3 , $C_6H_{12}O_6$

Peso Molecolare: somma dei pesi atomici di tutti gli atomi che costituiscono la molecola "discreta"

Per composti costituiti da un insieme continuo di atomi si parla di **formula empirica**, che indica solo il tipo di atomi e in quale rapporto sono presenti, essendo per tali composti impossibile identificare una singola molecola, caso ad esempio dei composti ionici, ad es. $NaCl$, o delle strutture cristalline dei metalli

Peso Formula: somma dei pesi atomici di tutti gli atomi che costituiscono la formula empirica

N (NUMERO DI AVOGADRO): numero di atomi presenti in 12 g di $^{12}C = 6.022 \times 10^{23}$

od anche $N = 1 \text{ g} / 1.6605 \times 10^{-24} \text{ g (u.m.a.)}$



DEFINIZIONE DI MOLE

Si definisce **MOLE** la quantità di materia che contiene un numero di Avogadro di particelle (atomi, molecole, o altre unità fondamentali)

Moli di alcuni elementi



La quantità in grammi presente in una mole (g/mole) di un elemento o composto è chiamata **MASSA** o **PESO MOLARE**

Soluzioni

Si definisce **soluzione** una miscela omogenea di più componenti.

L'**omogeneità** dipende dalle dimensioni del componente disperso, che a loro volta dipendono dal metodo sperimentale usato per determinarle.

Tuttavia è possibile, in maniera grossolana, individuare un limite inferiore ed un limite superiore al diametro di una particella.

diametro della particella

> 1000 nm
(visibile con un ordinario microscopio ottico)



sospensione (sabbia ed acqua)

> 1 nm e < 1000 nm



dispersione colloidale

Aerosol (solido-gas) → Fumo

Aerosol (liquido-gas) → Nebbia

Emulsione (liquido-liquido) → Maionese, latte

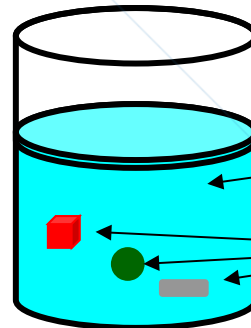
Gel (liquido-solido) → Gelatina, formaggio, burro

< 1 nm
(dimensioni paragonabili a quelle del solvente)



soluzioni (saccarosio ed acqua)

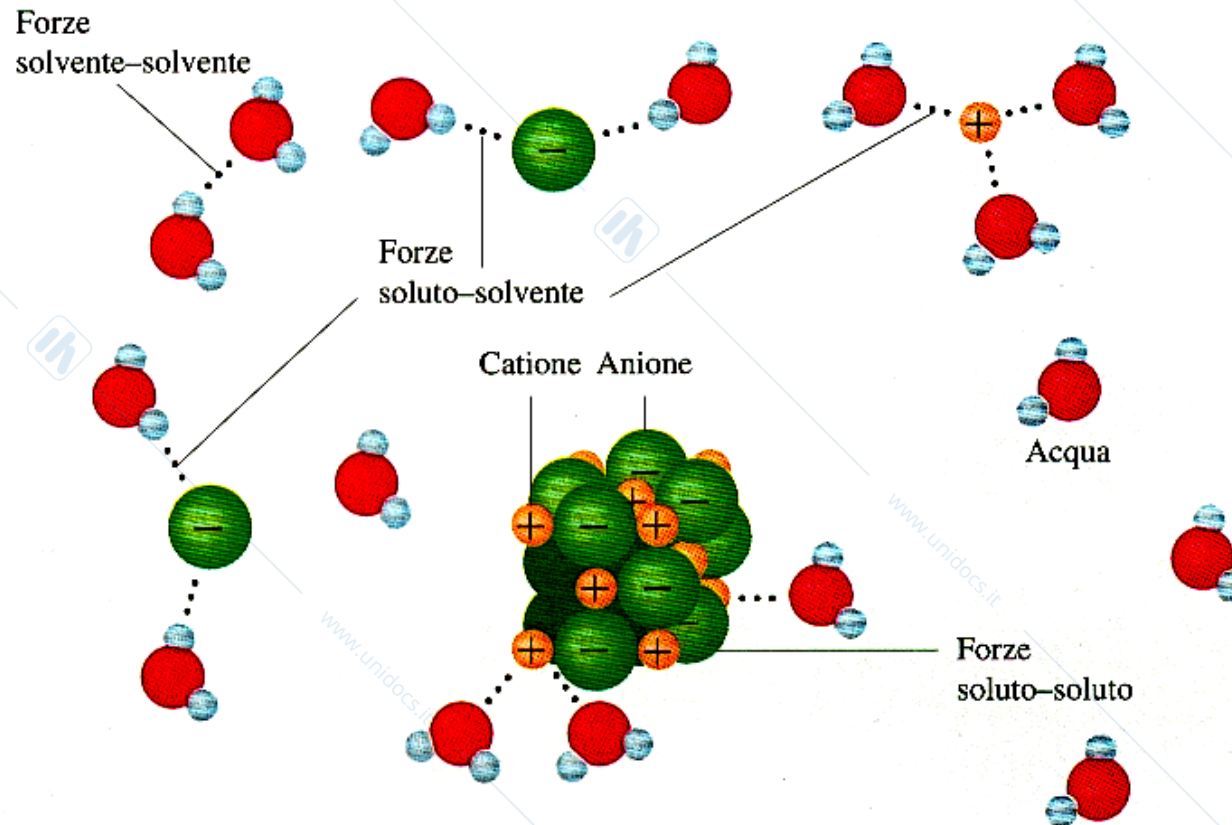
Il componente presente in maggior quantità (componente disperdente) è detto **solvente**, gli altri componenti (componenti dispersi) sono chiamati **soluti**.



solvente (H₂O)

soluti

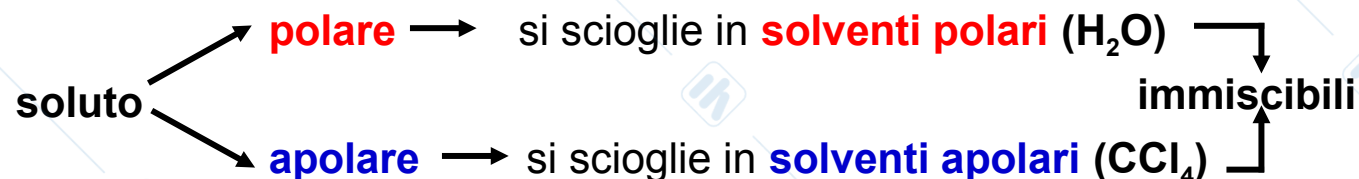
Il processo di solubilizzazione presuppone l'esistenza di interazioni intermolecolari tra solvente e soluto.



Le interazioni tra molecole d'acqua, cationi ed anioni sono necessarie per vincere sia le forze intermolecolari tra molecole d'acqua che il legame ionico presente in un solido cristallino.

Si definisce **concentrazione** la quantità di soluto sciolta in un dato volume di solvente.

Si definisce **solubilità** la massima concentrazione realizzabile per un certo soluto in un dato volume di solvente ad una determinata temperatura. La si può anche definire come la **concentrazione della soluzione satura**.

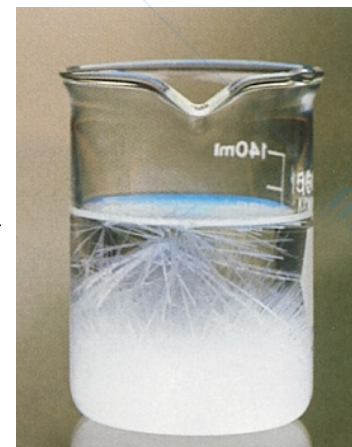


In alcune condizioni, ad esempio per lenta evaporazione del solvente, possiamo ottenere una soluzione di un soluto a concentrazione maggiore di quella satura, chiamata

soluzione soprassatura.

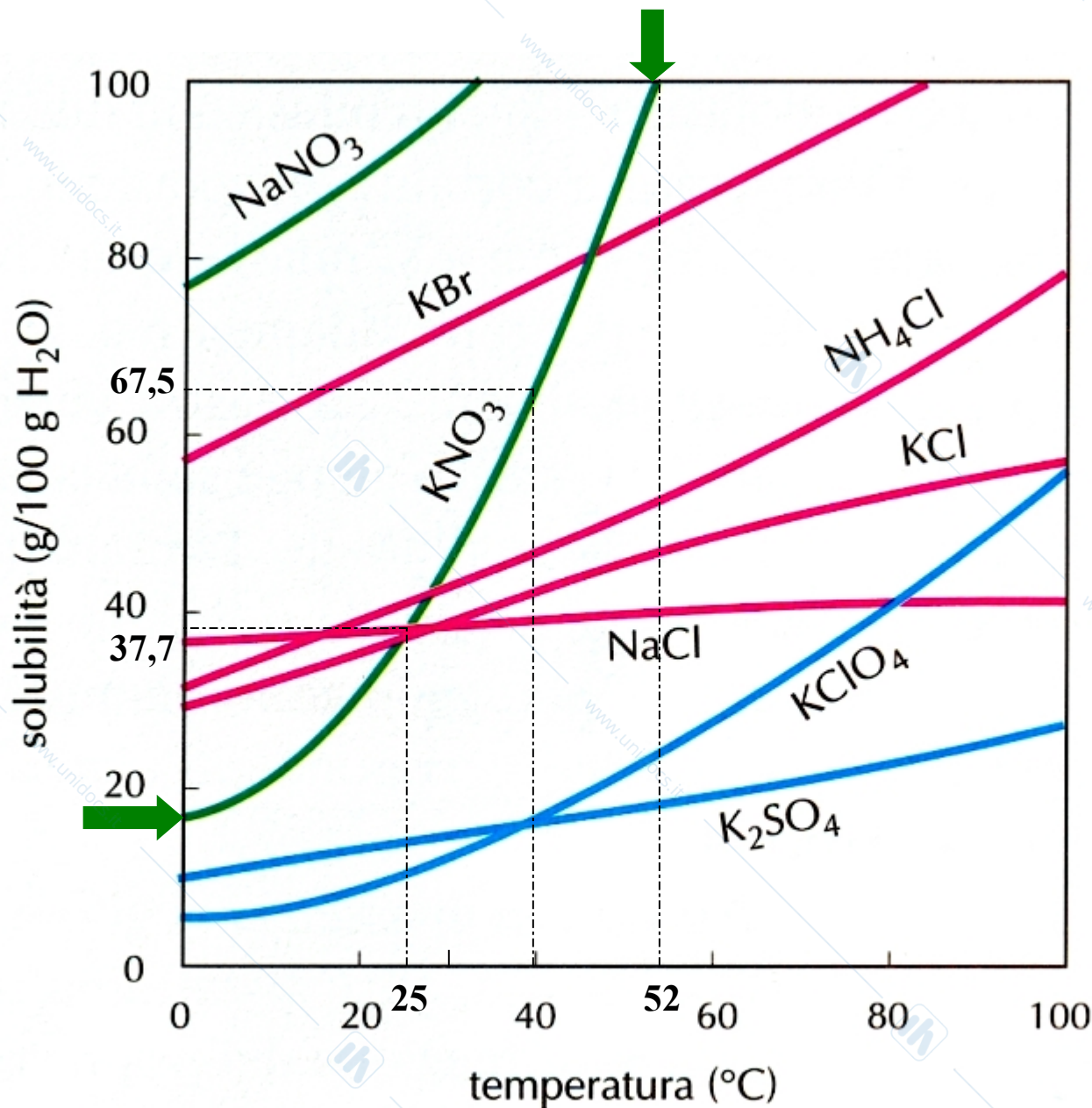
Questa è instabile e si trasforma facilmente in soluzione satura per aggiunta di ulteriori cristalli dello stesso soluto o mediante lieve agitazione della soluzione.

Soluzione soprassatura

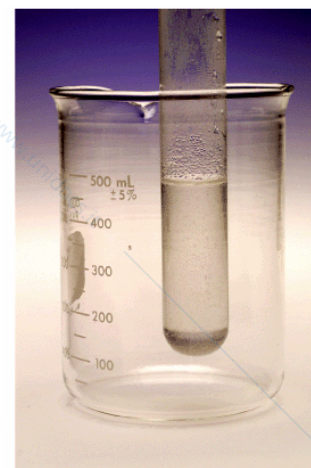


Soluzione satura

Solubilità di alcuni sali in funzione della Temperatura



T (°C)	g/100 g H ₂ O	g/30 g H ₂ O
25	37,7	11,3
40	67,5	20,2
52	100	30



**NH₄Cl sciolto
in acqua**



**NH₄Cl precipita
quando la
soluzione
è raffreddata
in ghiaccio**

Legge di Henry

- Interessa la solubilità di soluti gassosi in liquidi.
- E' applicabile rigorosamente a molecole di soluto non interagenti con le molecole di solvente.

La solubilità di un gas in un liquido, a temperatura costante, è direttamente proporzionale alla sua pressione parziale :

$$S_g = k_H P_g$$

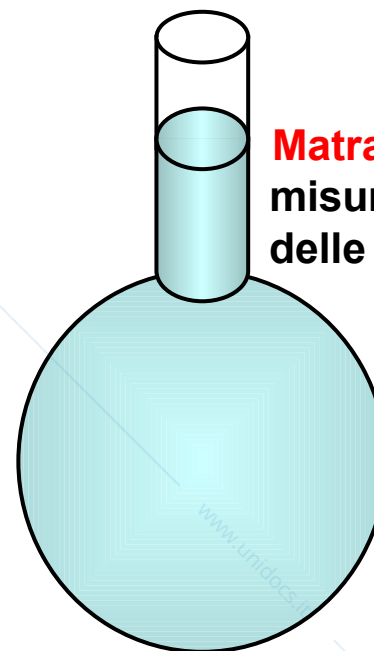
Dove : S_g è la solubilità del gas in soluzione,
 K_H è una costante caratteristica del soluto e del solvente,
 P_g è la pressione parziale del gas sopra la soluzione.

La dissoluzione di un gas è generalmente un processo esotermico, all'aumentare della temperatura diminuisce la solubilità del gas in soluzione.



Modi di esprimere la concentrazione di una soluzione

- Molarità
- Molalità
- Normalità
- Percentuale peso/volume
- Percentuale volume/volume
- Osmolarità



Matraccio: serve a misurare i volumi delle soluzioni

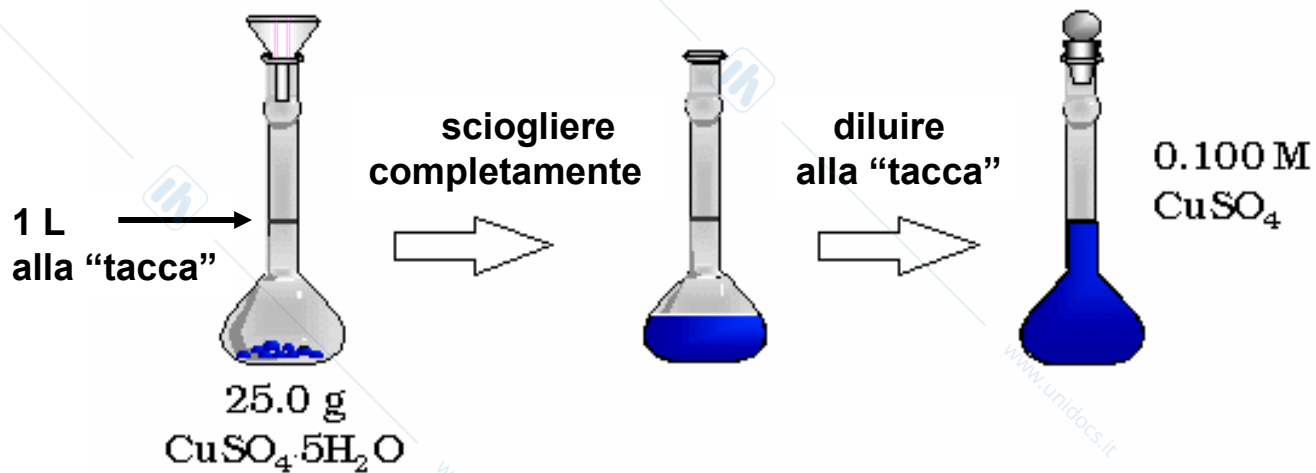
Modi di esprimere la composizione di un sistema (miscela) (non è specificato il volume)

- Frazione molare
- Percentuale peso/peso
- Parti per milione (ppm \rightarrow $\mu\text{g/g}$)

MOLARITA' (M)

Numero di moli di soluto sciolte in 1 L di soluzione

$$M = n/V \quad \text{ma } n = m/PM, \quad \text{quindi : } M = m/PM \times 1/V$$



MOLALITA' (m)

Numero di moli di soluto sciolte in 1 Kg di solvente

$$m = n / \text{massa(Kg di solvente)}$$

NORMALITA' (N)

Numero di equivalenti (grammoequivalenti) di soluto sciolti in 1 L di soluzione.

Il numero di equivalenti (N_e) è dato dalla seguente relazione :

$$N_e = z_e \times n(\text{moli})$$

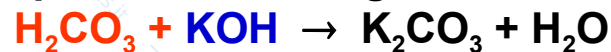
dove z_e è il **numero di equivalenza** che dipende dalla natura del soluto e dalla reazione a cui partecipa. **Nelle reazioni acido-base** esso è dato dal numero di protoni coinvolti nella reazione; **nelle reazioni di ossido-riduzione** è dato invece dalla variazione del numero di ossidazione del soluto al termine della reazione.

Ad es.: $\text{HNO}_3 \quad z_e = 1$; $\text{H}_2\text{SO}_4 \quad z_e = 2$; $\text{H}_3\text{PO}_4 \quad z_e = 3$

Se abbiamo una soluzione 1 M di H_2SO_4 questa equivarrà ad una soluzione 2 N, in quanto :

$$N = z_e \times M \quad ; \quad z_e = 2 \rightarrow 1 \text{ M } \text{H}_2\text{SO}_4 \equiv 2 \text{ N}$$

Per neutralizzare completamente la seguente reazione di salificazione:



devono reagire un ugual numero di equivalenti di **acido** e di **base** ($n_1 = n_2$)

Per H_2CO_3 : 1 mole \equiv 2 equivalenti

Per KOH : 1 mole \equiv 1 equivalente

di conseguenza dobbiamo utilizzare 2 moli di KOH per neutralizzare i due equivalenti di

H_2CO_3 . Pertanto la reazione bilanciata sarà : $\text{H}_2\text{CO}_3 + 2\text{KOH} \rightarrow \text{K}_2\text{CO}_3 + 2\text{H}_2\text{O}$

PERCENTUALE PESO/PESO (W/W)

Indica i grammi di soluto sciolti in 100 grammi di soluzione.

PERCENTUALE VOLUME/VOLUME (V/V)

Indica i millilitri di soluto sciolti in 100 ml di soluzione.

N.B.: Da ricordare che i volumi a causa di interazioni intermolecolari non sono in genere semplicemente additivi.

PERCENTUALE PESO/VOLUME (W/V)

Indica i grammi di soluto sciolti in 100 ml di soluzione.

FRAZIONE MOLARE (χ)

Indica il numero di moli di un soluto A diviso il numero totale di moli presenti (dei soluti e del solvente) in soluzione.

Ad es.: soluzione a 3 componenti, A e B soluti, C solvente :

$$\chi_A = n_A / (n_A + n_B + n_C) \quad 0 < \chi_A < 1$$

OSMOLARITA'

Numero di osmoli di soluto sciolte in 1 L di soluzione.

Una OSMOLE indica una mole di particelle osmoticamente attive in soluzione,

ad es.: 1 mole $\text{MgCl}_2 \rightarrow \text{Mg}^{++} + 2\text{Cl}^-$ **3 moli totali**
osmoticamente attive

quindi 1 molare di MgCl_2 corrisponde a 3 osmolare.

La pressione osmotica di una soluzione dipende dalla sua **osmolarità**.

Altro esempio: 1 osmole di NaCl corrisponde a 0.5 grammoformule (moli) di NaCl infatti NaCl è un elettrolita forte che in soluzione si dissocia dando 2 ioni ($i = 2$) e quindi 2 osmoli per mole di soluto.