

ZANICHELLI

Giuseppe Valitutti

Marco Falasca

Patrizia Amadio

Lineamenti di chimica

ZANICHELLI

Capitolo 11

La solubilità e le soluzioni

ZANICHELLI

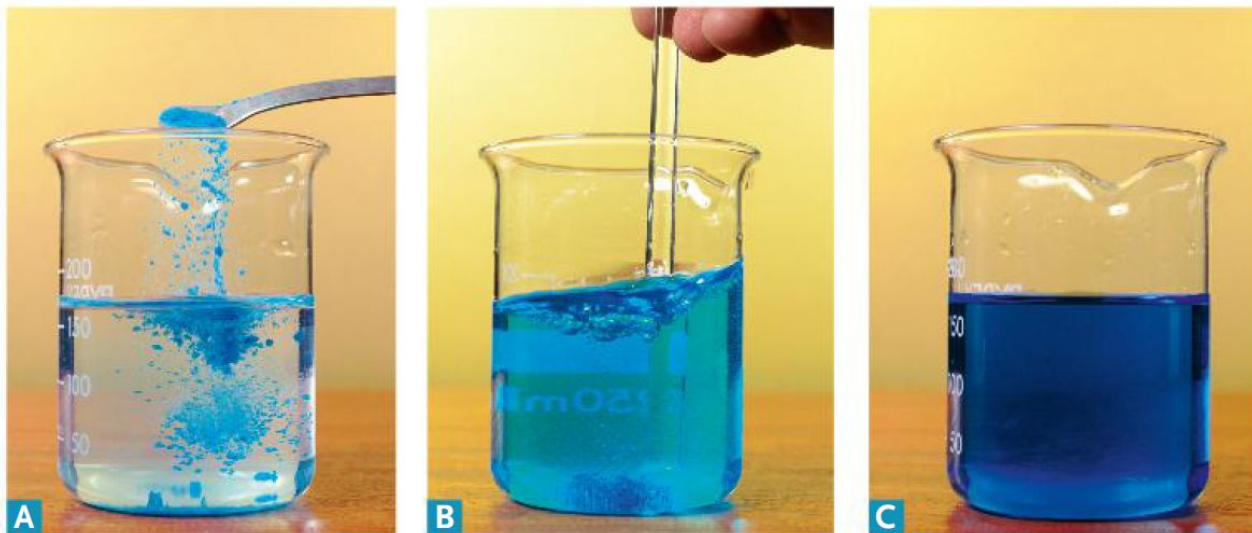
Sommario

1. Perché le sostanze si sciolgono?
2. La solubilità
3. Le concentrazioni percentuali e in ppm
4. La molarità e la molalità
5. Le proprietà colligative

Perché le sostanze si sciolgono?

Le **soluzioni** sono miscugli omogenei di due o più sostanze e possono essere solide, liquide o gassose.

Si formano a causa dell'**agitazione termica** delle particelle.



Perché le sostanze si sciolgono?

La solubilità è influenzata dal tipo di legame che unisce le sostanze coinvolte.

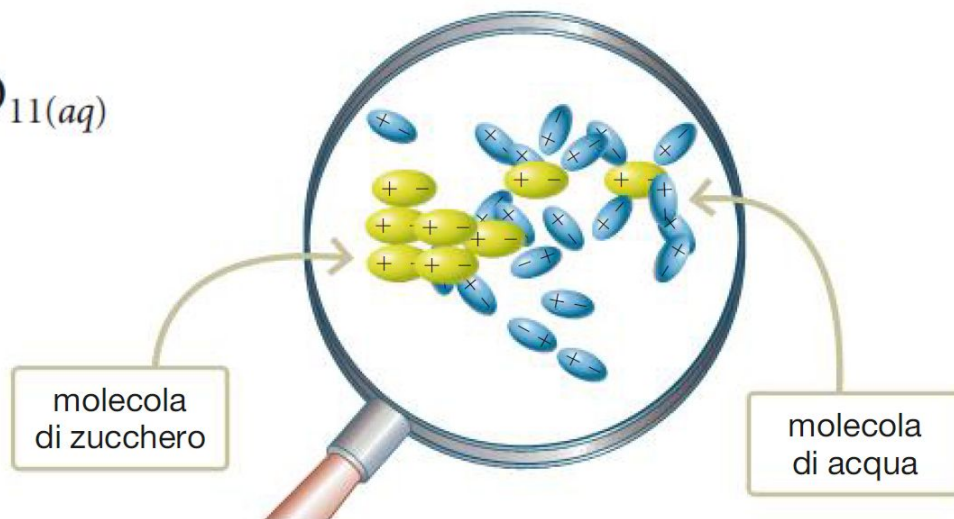
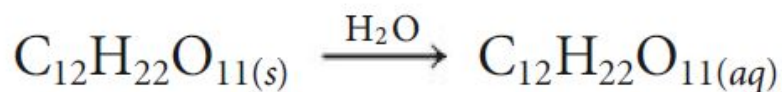
Nella formazione di una soluzione, le molecole di *solvente* (componente in proporzione maggiore) circondano le molecole di *soluto* (componente in proporzione minore). Tale fenomeno è chiamato **solvatazione**.

Quando il solvente è l'acqua, la solvatazione prende il nome di **idratazione**.

Perché le sostanze si sciolgono?

I **composti polari non ionizzabili** formano soluzioni acquose che non conducono la corrente elettrica.

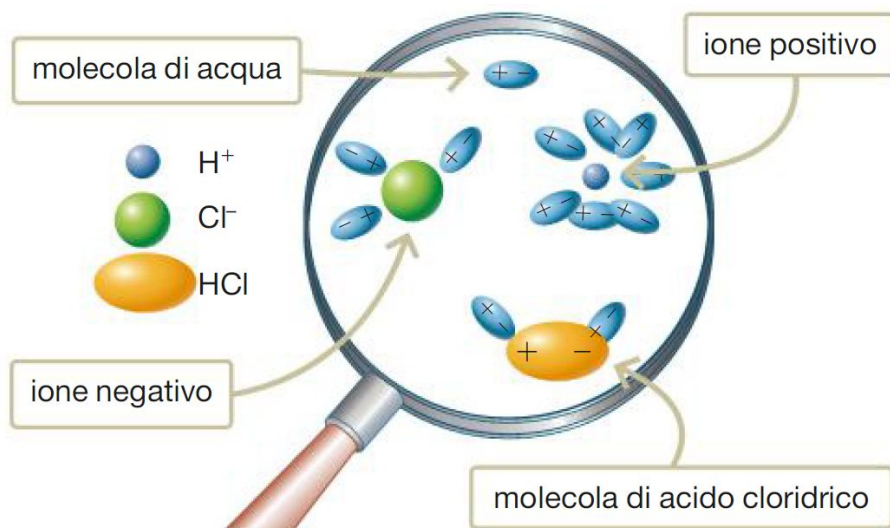
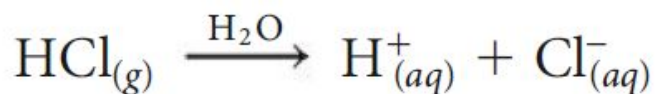
Si rompono i legami dipolo-dipolo tra le molecole di soluto.



Perché le sostanze si sciolgono?

I **composti polari ionizzabili** formano soluzioni acquose che conducono la corrente elettrica.

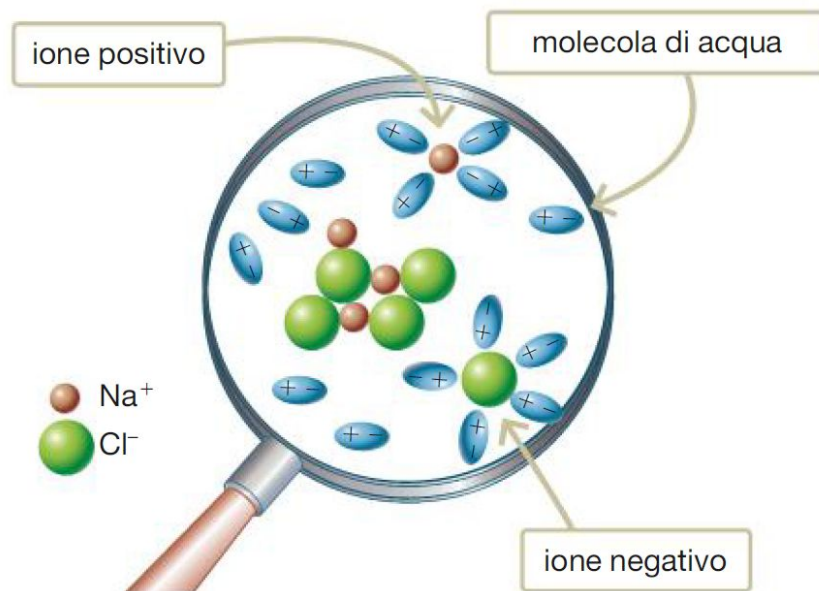
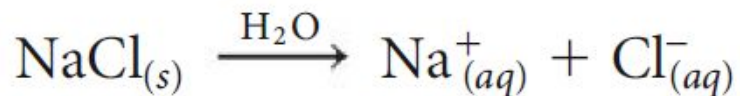
Si rompono i legami covalenti tra gli atomi delle molecole di soluto, formando ioni (**ionizzazione**).



Perché le sostanze si sciolgono?

I **composti ionici** formano soluzioni acquose che conducono la corrente elettrica.

Si rompono i legami ionici tra gli ioni del soluto (**dissociazione**)



Perché le sostanze si sciolgono?

Un **elettrolita** è una sostanza che rende elettricamente conduttrice la soluzione acquosa in cui è disciolto.

- **Elettroliti forti** → in acqua si dissociano completamente (composti ionici)
- **Elettroliti deboli** → in acqua si dissociano parzialmente
- **Non elettroliti** → in acqua si trovano sotto forma di molecole elettricamente neutre

La solubilità



La **solubilità** è la massima quantità di un soluto che si può sciogliere in una determinata quantità di solvente a una certa temperatura.

La soluzione si dice **satura** quando contiene la quantità massima possibile di soluto.

Per alcune sostanze si possono ottenere soluzioni **sovrasature**, ma si tratta di una situazione instabile.

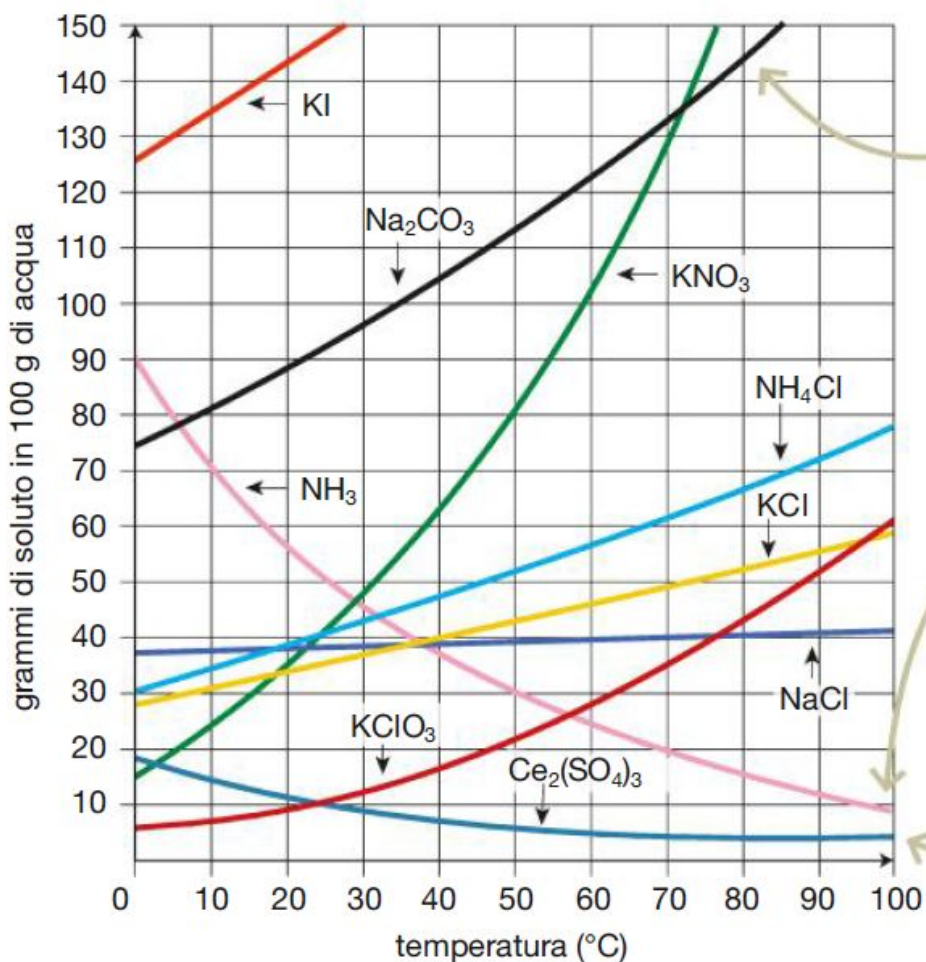
La solubilità

La solubilità dipende dalle proprietà del soluto e del solvente ed è influenzata dalla **temperatura**.



Per i gas, a differenza di quanto avviene per i solidi e per i liquidi, la solubilità dipende anche dalla **pressione**.

La solubilità



Per la maggior parte dei soluti solidi (KI, KCl, Na₂CO₃, ...) la solubilità aumenta all'aumentare della temperatura.

Per i soluti gassosi la solubilità diminuisce all'aumentare della temperatura.

In pochi casi come questo, la solubilità diminuisce all'aumentare della temperatura, anche se il soluto è solido.

Le concentrazioni percentuali e in ppm

La **concentrazione** di una soluzione è il rapporto tra la quantità di soluto e la quantità di soluzione (o solvente) in cui il soluto è disciolto.

Le soluzioni sono:

- *concentrate*, se contengono grandi quantità di soluto
- *diluite*, se contengono piccole quantità di soluto.



Le concentrazioni percentuali e in ppm

Per esprimere la concentrazione di una soluzione si può usare la **concentrazione percentuale**.

- **In massa:**

$$\% m/m = \frac{m_{\text{soluto}} (\text{g})}{m_{\text{soluzione}} (\text{g})} \cdot 100$$

- **In massa su volume:**

$$\% m/V = \frac{m_{\text{soluto}} (\text{g})}{V_{\text{soluzione}} (\text{mL})} \cdot 100$$

- **In volume:**

$$\% V/V = \frac{V_{\text{soluto}} (\text{mL})}{V_{\text{soluzione}} (\text{mL})} \cdot 100$$

Le concentrazioni percentuali e in ppm

Per esprimere la concentrazione di una soluzione si può usare la **concentrazione in parti per milione (ppm)**, che indica il numero di parti di soluto presenti in un milione di parti di soluzione.

- In **massa**:

$$\text{ppm} = \frac{m_{\text{soluto}} \text{ (mg)}}{m_{\text{soluzione}} \text{ (mg)}} \cdot 10^6$$

- In **volume**:

$$\text{ppm} = \frac{V_{\text{soluto}} \text{ (}\mu\text{L)}}{V_{\text{soluzione}} \text{ (}\mu\text{L)}} \cdot 10^6$$

La molarità e la molalità

Per esprimere la concentrazione di una soluzione si può usare la **molarità (M)**, che indica le moli di soluto presenti in un litro di soluzione.

$$\text{molarità} = M = \frac{n_{\text{soluto}} \text{ (mol)}}{V_{\text{soluzione}} \text{ (L)}}$$

Spesso l'unità di misura mol/L si indica con il simbolo **M** (si legge «**molare**»)

La molarità *dipende dalla temperatura*.

La molarità e la molalità

Le **soluzioni titolate** sono soluzioni a concentrazione nota.

Si pesa una mole di NaCl (58,50 g).

Si introducono i 58,50 g nel matraccio da 1 L.

H₂O

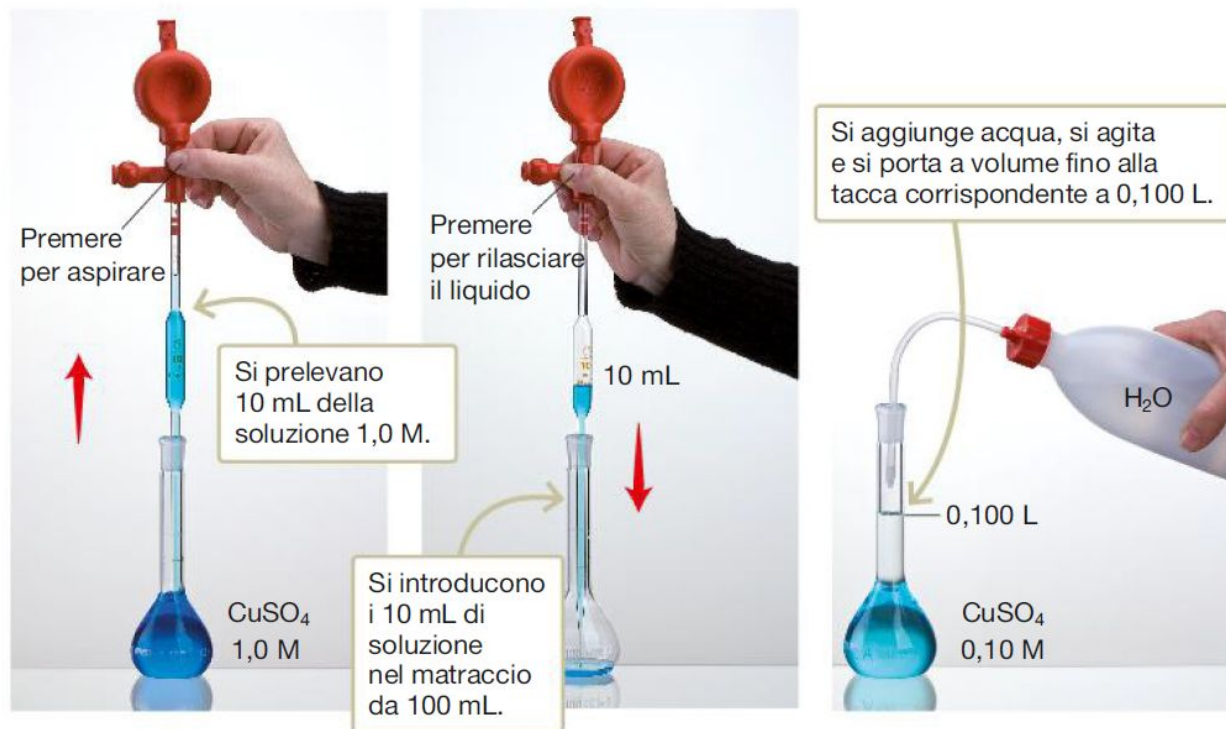
Si aggiunge una parte dell'acqua e si agita per favorire la dissoluzione del solido.

Si porta a volume (aggiungendo acqua fino alla tacca sul collo del matraccio) e si mescola di nuovo per omogeneizzare.

La molarità e la molalità

Un modo per preparare soluzioni titolate è quello di diluire soluzioni più concentrate.

$$M_f = M_i \cdot \frac{V_i}{V_f}$$



La molarità e la molalità

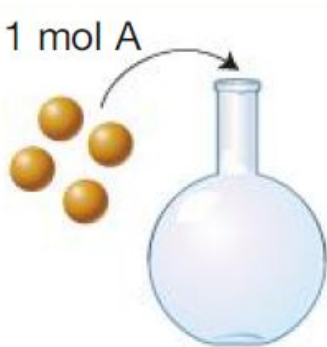
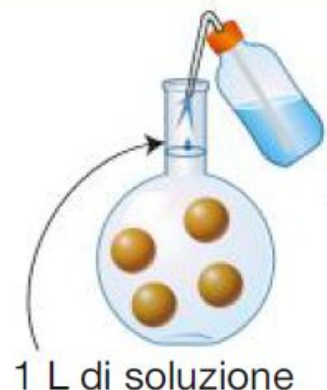


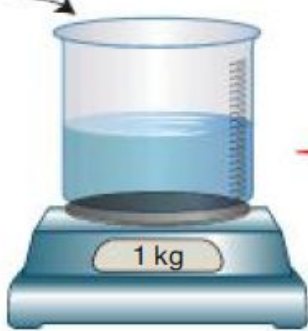

Per esprimere la concentrazione di una soluzione si può usare la **molalità**, che indica le moli di soluto in rapporto a un kilogrammo di solvente.

$$\text{molalità} = m = \frac{n_{\text{soluto}} \text{ (mol)}}{m_{\text{solvente}} \text{ (kg)}}$$

Spesso l'unità di misura mol/kg si indica con il simbolo **m** (si legge «**molale**»).

La molalità è *indipendente dalla temperatura*.

La molarità e la molalità

Quantità di soluto	Quantità di solvente	Concentrazione della soluzione	Definizione
 <p>1 mol A</p>	 <p>1 L di soluzione</p>	<p>1 molare (1 M)</p>  <p>1 mol/L</p>	$M = \frac{n_{\text{soluto}} \text{ (mol)}}{V_{\text{soluzione}} \text{ (L)}}$
 <p>1 mol A</p>	 <p>1 kg</p>	<p>1 molale (1 m)</p>  <p>1 mol/kg</p>	$m = \frac{n_{\text{soluto}} \text{ (mol)}}{m_{\text{solvente}} \text{ (kg)}}$

Le proprietà colligative

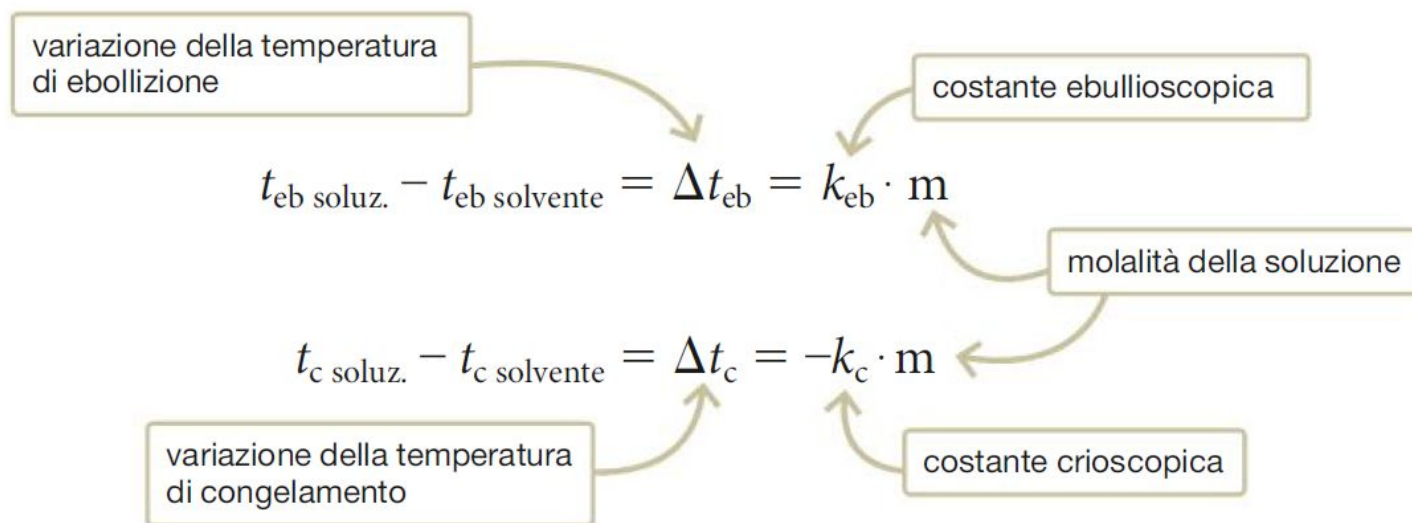
Le **proprietà colligative** dipendono solo dal numero di particelle di soluto presenti nella soluzione, non dalla loro natura chimica.

Sono proprietà colligative:

- abbassamento crioscopico (T congelamento)
- innalzamento ebullioscopico (T ebollizione)
- pressione osmotica.

Le proprietà colligative

Il soluto influisce sulle temperature di congelamento ed ebollizione secondo la seguente equazione:

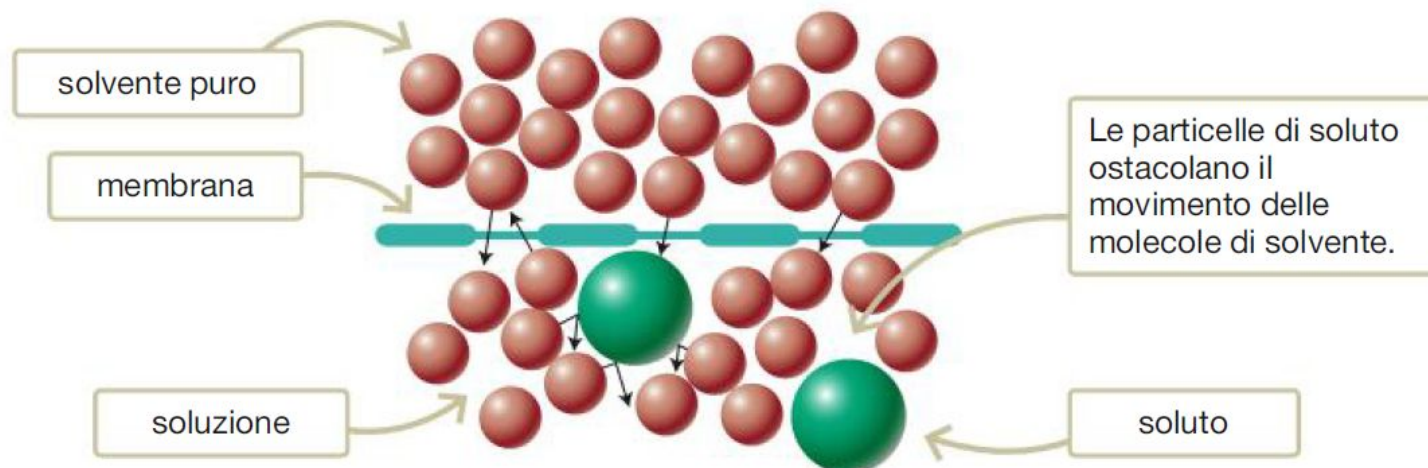


Le costanti k_c e k_{eb} sono caratteristiche del solvente.

Le proprietà colligative

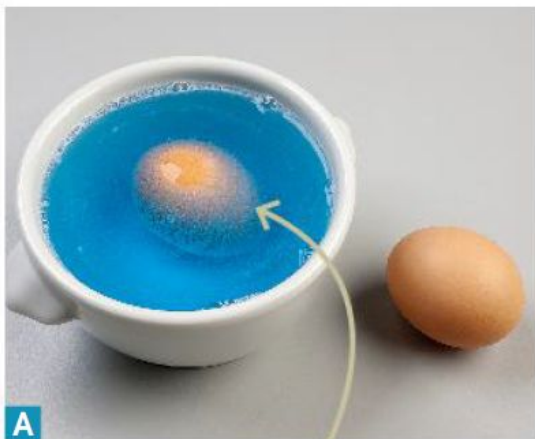
L'**osmosi** si manifesta quando due soluzioni, una più concentrata e l'altra meno, sono separate da una membrana semipermeabile.

Il solvente passa sempre dalla soluzione più diluita a quella più concentrata.



Le proprietà colligative

Immergiamo l'uovo in acqua distillata e attendiamo almeno due giorni.



Immergiamo un uovo (l'altro lo conserviamo come riferimento) in una soluzione di acqua e anticalcare: il guscio verrà corroso e rimarrà solo una sottile pellicola trasparente.



Confrontandolo con il nostro riferimento, possiamo vedere che l'uovo si è notevolmente gonfiato. Le molecole di acqua si sono spostate all'interno dell'uovo attraverso la sottile pellicola che lo ricopre: la differenza di concentrazione tra la soluzione interna all'uovo e quella esterna fa sì che le molecole di acqua migrino verso la soluzione più concentrata, cioè l'interno dell'uovo.

