

# LE SOLUZIONI

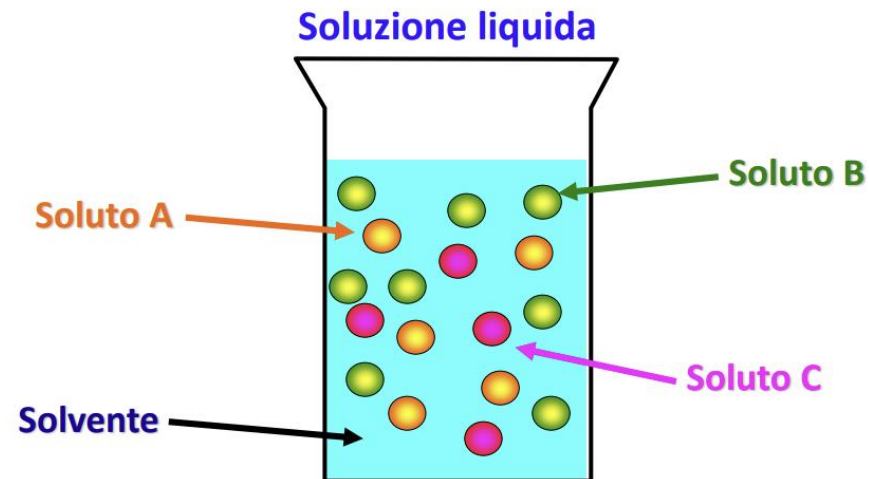
Una **soluzione** è una miscela **omogenea** (la sua composizione e le sue proprietà sono uniformi in ogni parte del campione) di due o più sostanze formate da ioni o molecole.

Differenza con i **colloidi** che differiscono in quanto le particelle sono più grandi delle molecole normali ma non ancora visibili al microscopio (10-2000 Å).

Le soluzioni possono esistere in ognuno dei tre stati della materia: **gas, liquido o solido**.

Il **solvente** è il componente presente in quantità maggiore o che determina lo stato della materia in cui la soluzione esiste.

Il **soluto** è un componente presente in quantità minore.



# Soluzione

Unica fase:



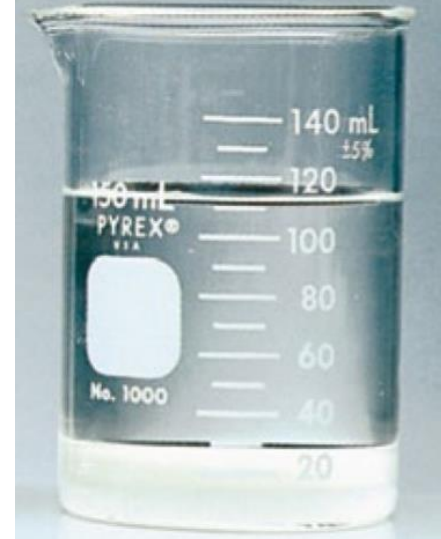
**SOLUZIONE**

Una soluzione è una **miscela omogenea** di almeno due componenti (sostanze diverse) che si mescolano formando un'unica fase.

La componente in quantità maggiore viene detta **solvente**. Le componenti in quantità minore (anche una sola) vengono dette **soluti**.

Le componenti di una soluzione possono essere separate per mezzo di processi fisici (evaporazione, distillazione, cristallizzazione).

Separazione di fasi:

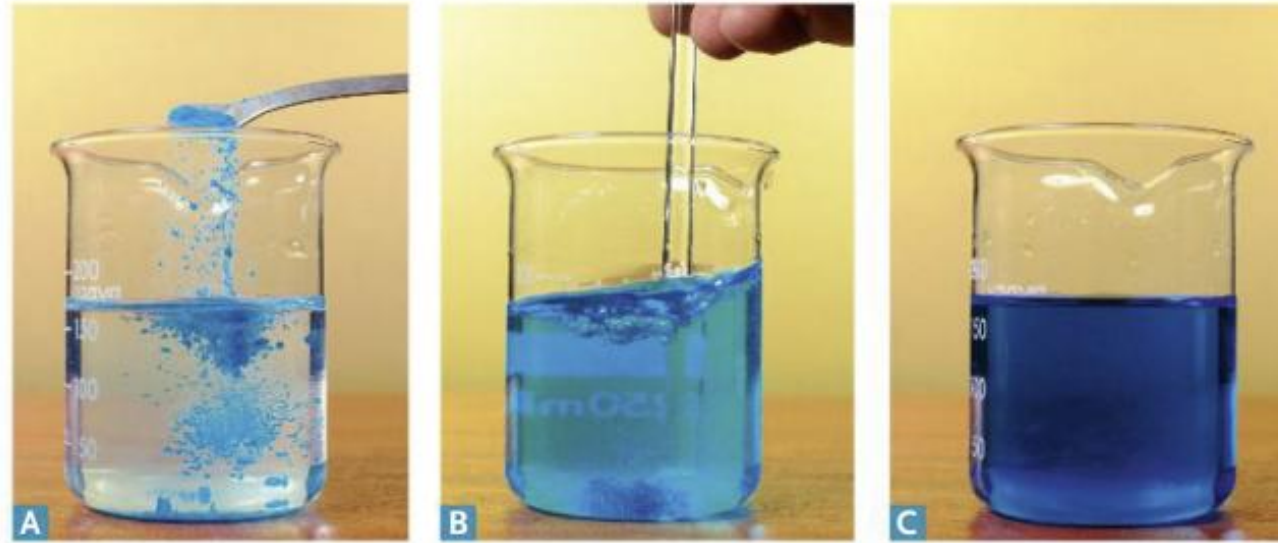


**SOLUZIONE**

Le soluzioni possono essere:

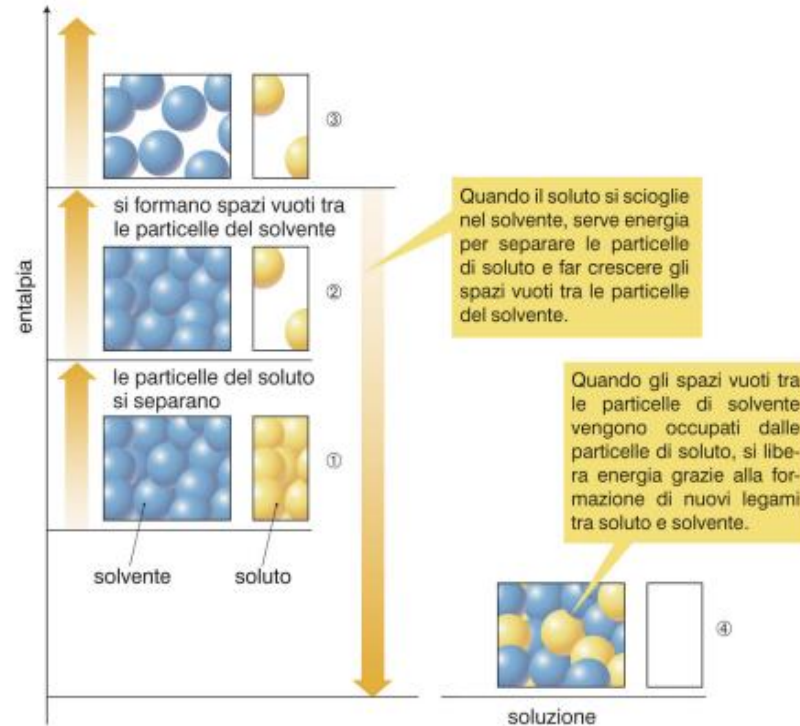
- gassose: miscele di due o più gas sono SEMPRE omogenee, sono sempre soluzioni
- liquide: formate da solvente liquido e soluto che può essere (1) solido (*ad esempio: acqua di mare*), (2) liquido (*vino*) oppure (3) gassoso (*acqua gassata*)
- solide: generalmente chiamate leghe (*ad esempio: ottone, bronzo, acciaio*)

# Perché le sostanze si sciolgono?



# Perché le sostanze si sciolgono?

La formazione di una soluzione presenta sempre una variazione del contenuto energetico dovuto alla rottura (energia acquisita) e alla formazione (energia liberata) di legami: il sistema tende alla minor energia potenziale possibile.



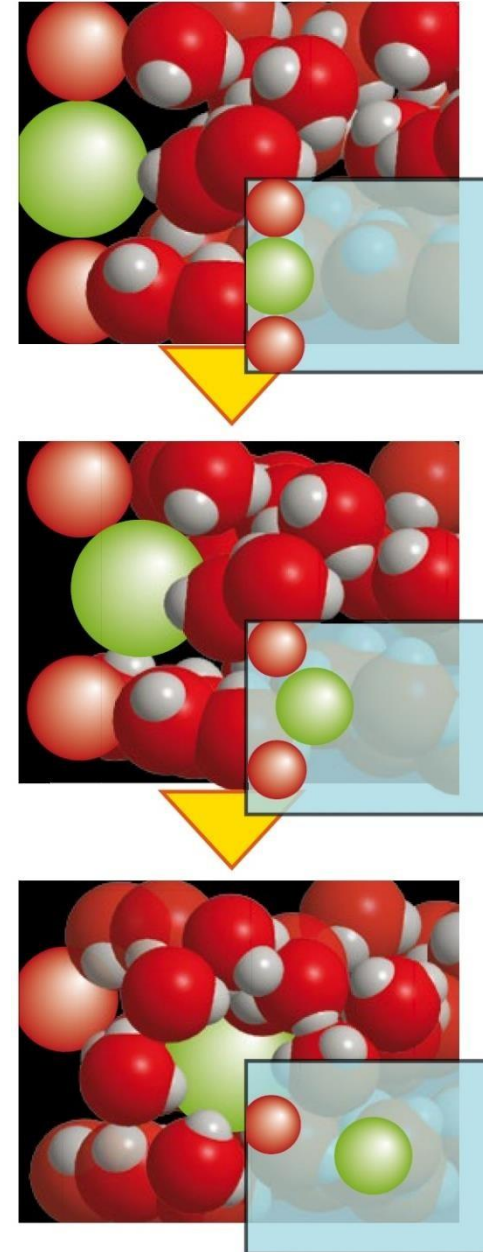
# Dissoluzione

Il processo in cui una sostanza si mescola con un'altra formando una soluzione è detto **dissoluzione**.

Cosa succede dal punto di vista microscopico? Una parte delle interazioni solvente-solvente lasciano il posto a interazioni soluto-solvente.

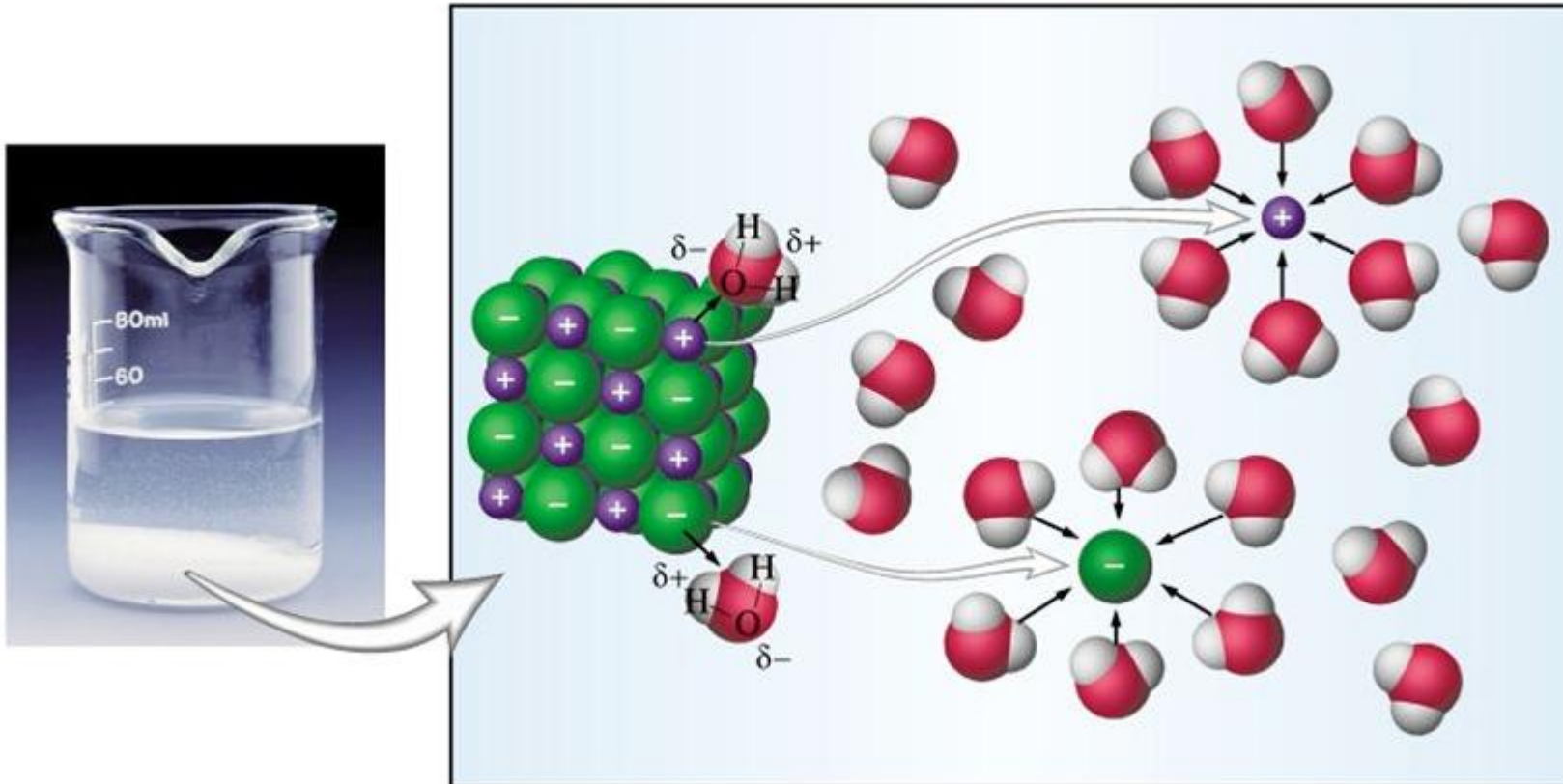
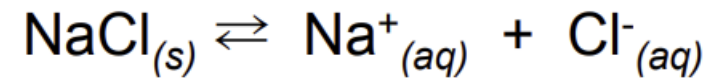
*Ad esempio: nel caso di un sale disciolto in acqua, una parte delle interazioni tra molecole di acqua (legami a idrogeno) e tra ioni del sale (legame ionico) vengono sostituite con interazioni tra le molecole di acqua e gli ioni del sale (interazioni ione-dipolo).*

Si definisce «**soluzione ideale**» una soluzione in cui la forza delle interazioni solvente-soluto è pari alla forza delle interazioni solvente-solvente e soluto-soluto.



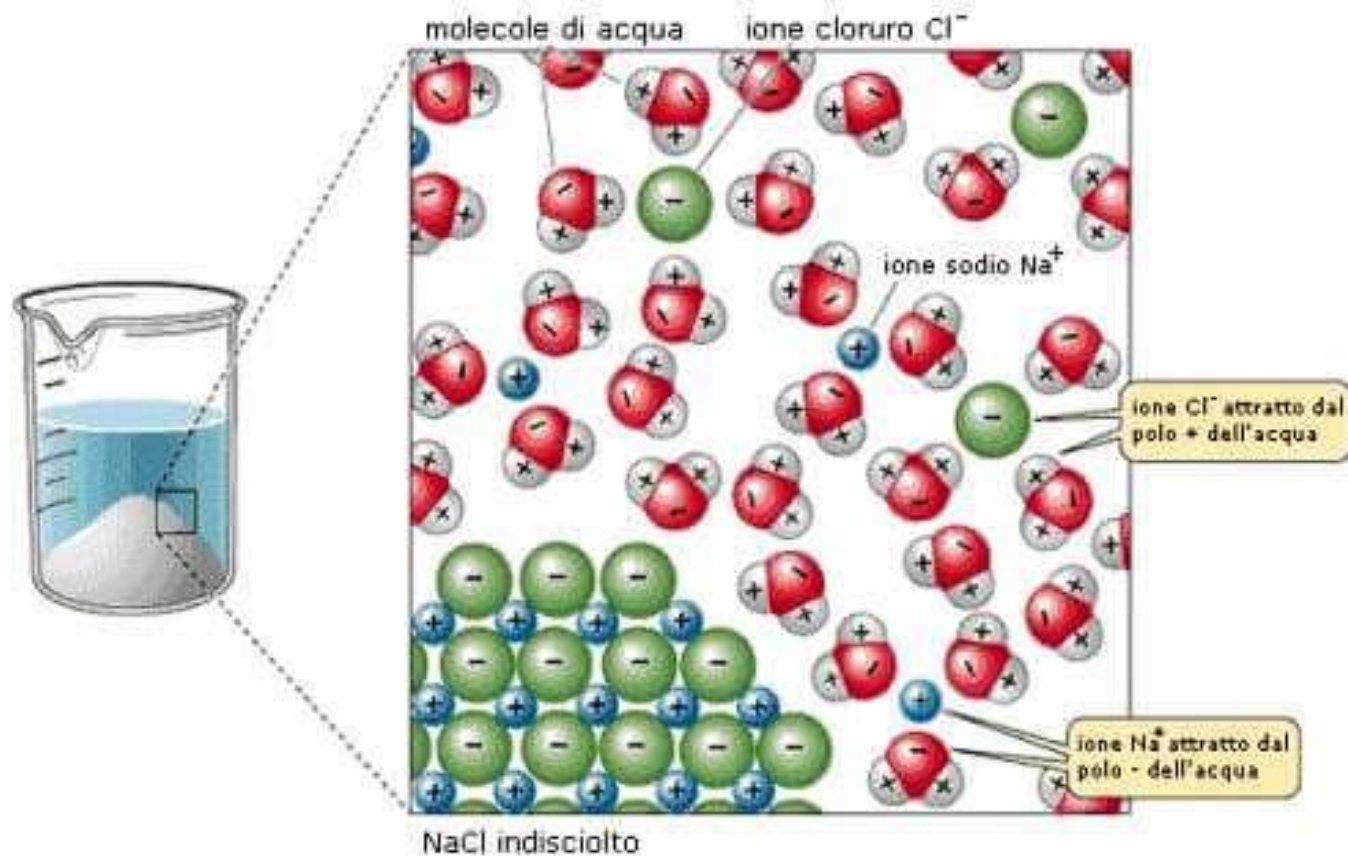
# Soluzioni acquose ed elettroliti

I **composti ionici** in acqua si dissociano, ovvero liberano ioni: le molecole d'acqua separano gli ioni di carica opposta già presenti nel composto



Queste soluzioni conducono elettricità.

Nella dissociazione e nella ionizzazione gli ioni vengono circondati dalle molecole d'acqua orientate in modo che il polo positivo sia rivolto verso lo ione negativo, e il polo negativo verso lo ione positivo. Si formano ioni idratati.



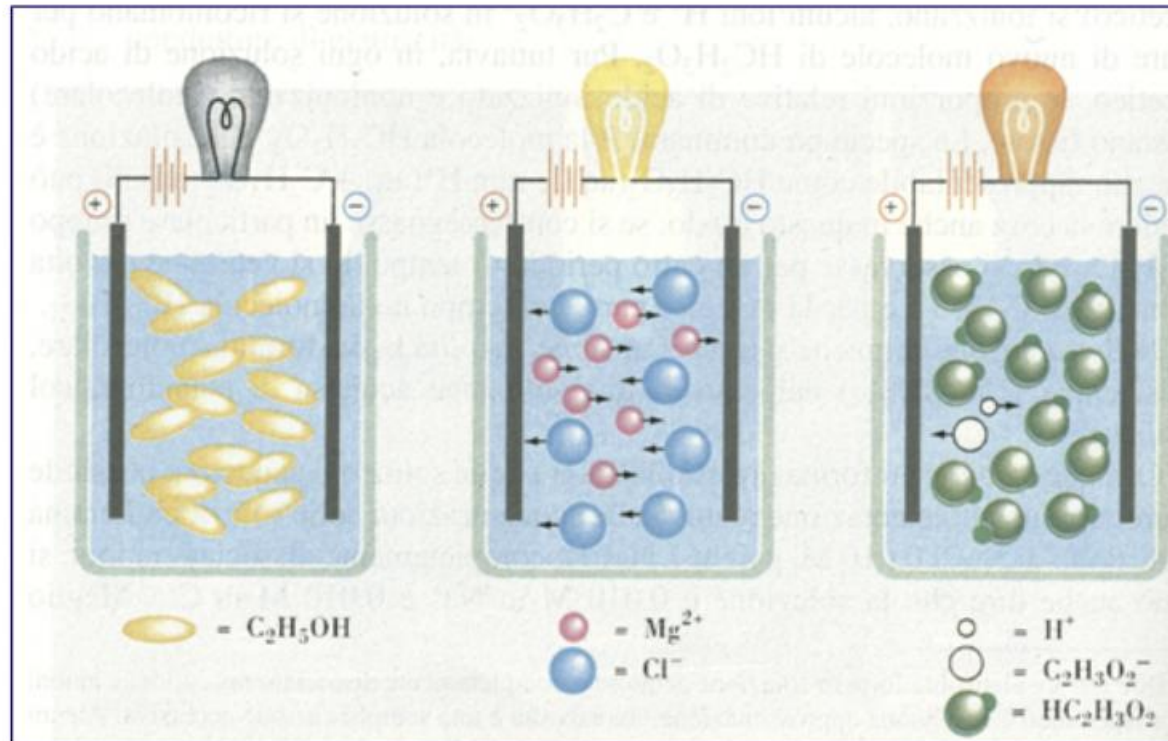
Tutti i composti che in soluzione producono ioni per dissociazione o per ionizzazione prendono il nome di **elettroliti**.

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

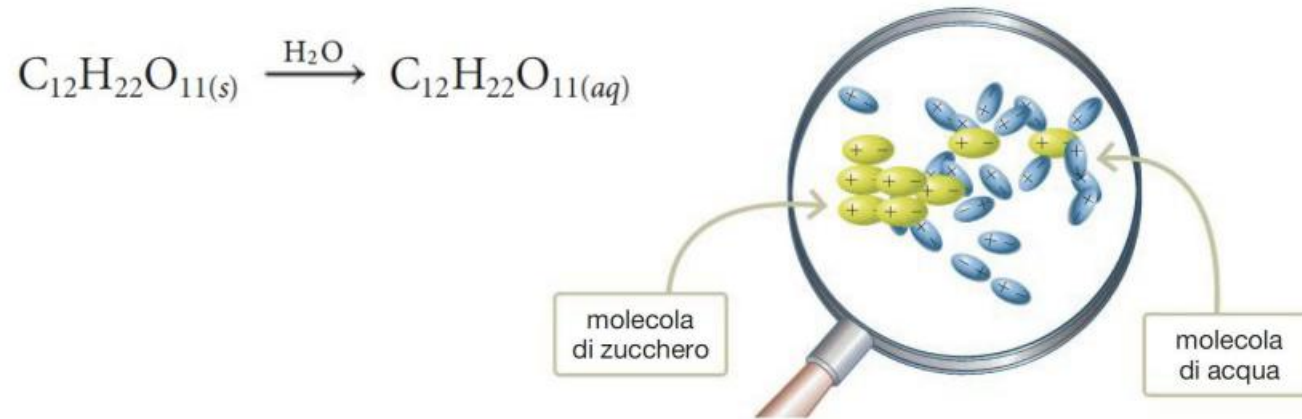
Soluzioni con alta conducibilità elettrica contengono soluti detti **elettroliti forti**.

Soluzioni con modesta conducibilità elettrica contengono soluti detti **elettroliti deboli**.

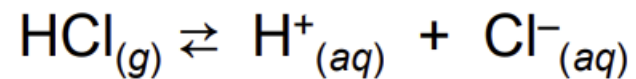
Soluzioni che non presentano conducibilità elettrica contengono soluti detti **non elettroliti**.



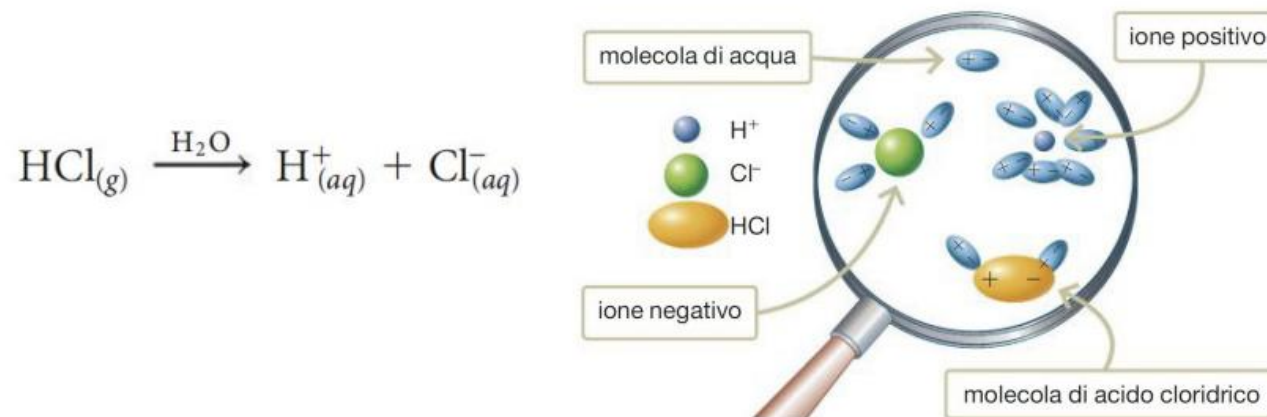
I **composti molecolari** formano soluzioni per dispersione nell'acqua delle molecole elettricamente neutre; l'acqua rompe i deboli legami intermolecolari. Queste soluzioni non conducono elettricità.



I **composti polari** (come gli acidi) in acqua si ionizzano: le molecole dipolari dell'acqua spezzano i legami covalenti polari della molecola con conseguente formazione di ioni:



Queste soluzioni conducono elettricità.



# 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.

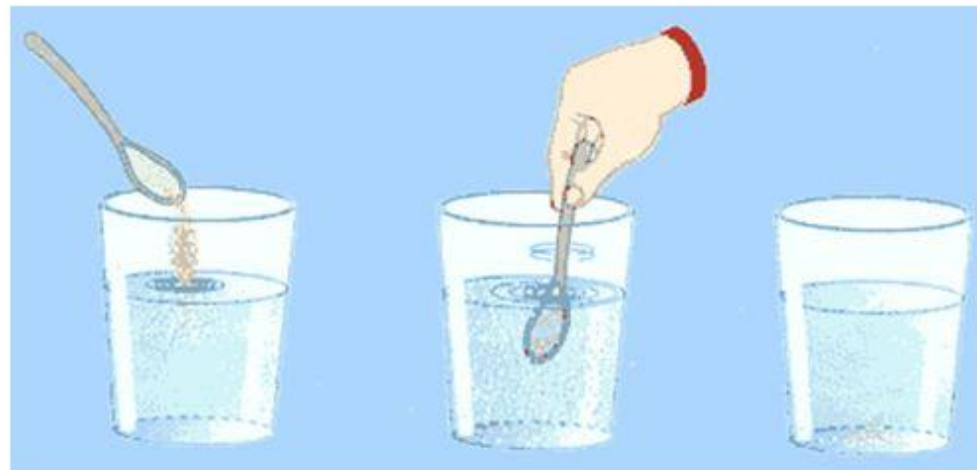
Il processo secondo il quale un soluto si scioglie in un dato solvente è pure un cambiamento fisico.

La **solubilità** di un dato composto viene espressa in grammi di sostanza che si sciolgono in 100 grammi di solvente ad una certa temperatura.

Le soluzioni possono essere :

Soluzione satura

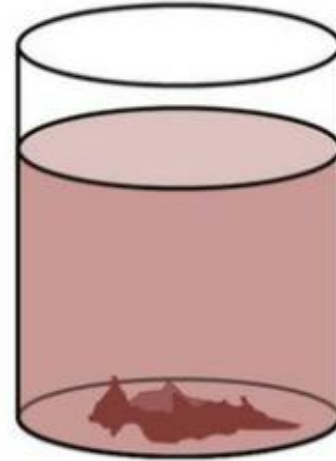
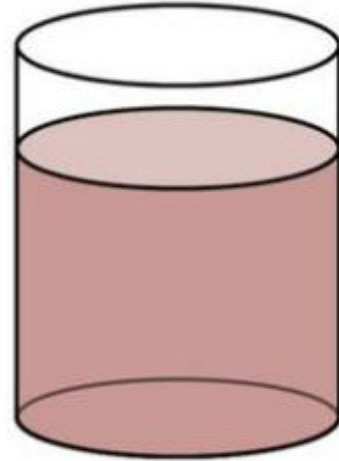
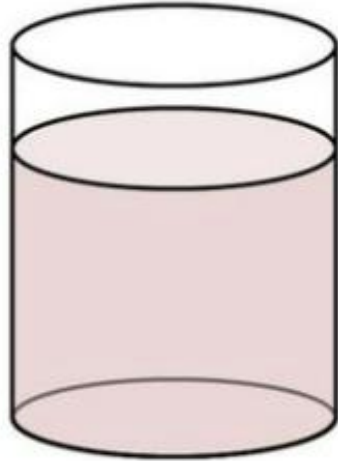
Soluzione insatura



soluzione **insatura**

soluzione **satura**

soluzione **sovrasatura**



Nell'ultimo caso parte del soluto rimane sotto forma di precipitato, sul fondo del recipiente.

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 concentrazione delle soluzioni

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

È possibile esprimere questo rapporto in funzione di diverse grandezze.



# Unità fisiche

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

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**:

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

# Unità chimiche

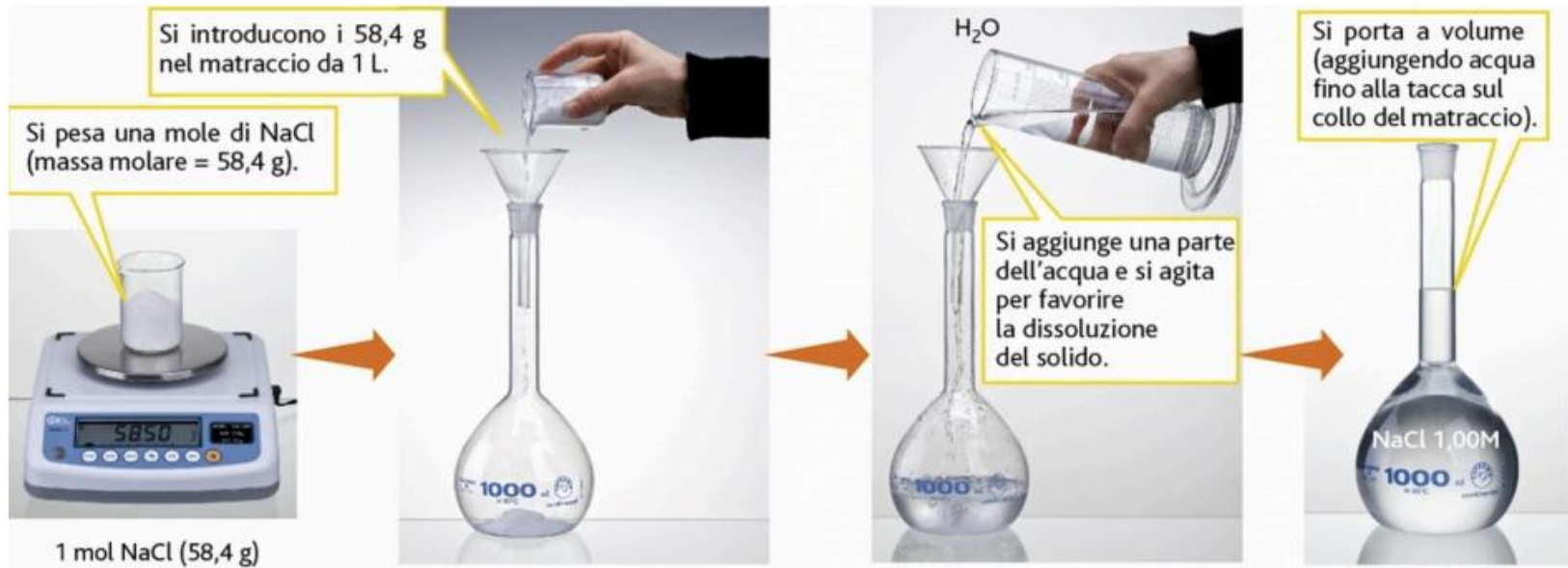
Per esprimere la concentrazione di una soluzione si può usare la **molarità (M)** che indica le moli di soluto presenti in un litro di soluzione.

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

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

La molarità *dipende dalla temperatura*.

# Preparazione di una soluzione acquosa 1,00 M di NaCl




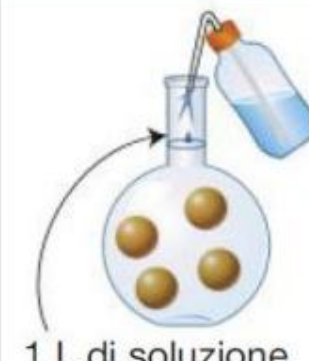


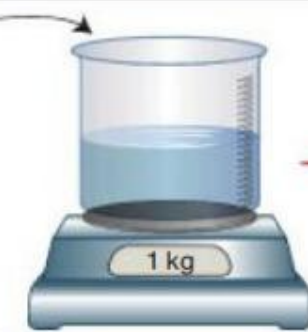

Per esprimere la concentrazione di una soluzione si può usare la **molalità**, che indica le moli di soluto in rapporto a un kilogrammo di solvente.

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

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

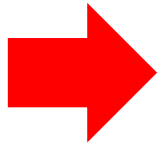
La molalità è *indipendente dalla temperatura*.

# La molarità e la molalità

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

La **frazione molare** (X) di un componente di una soluzione è il rapporto fra il suo numero di moli di quel componente e il numero totale di moli di tutti i componenti.

$$X_A = \frac{n_A}{n_A + n_B + n_C + \dots + n_Z}$$



Per una soluzione fra due componenti A e B la frazione molare di A è definita:

$$x_A = \frac{\text{moli di A}}{\text{moli totali soluzione}} = \frac{\text{moli di A}}{\text{moli di A} + \text{moli di B}}$$

Esempio in una soluzione ottenuta sciogliendo 0,0315 moli di glucosio in 25,2 g di acqua la frazione molare del glucosio è:

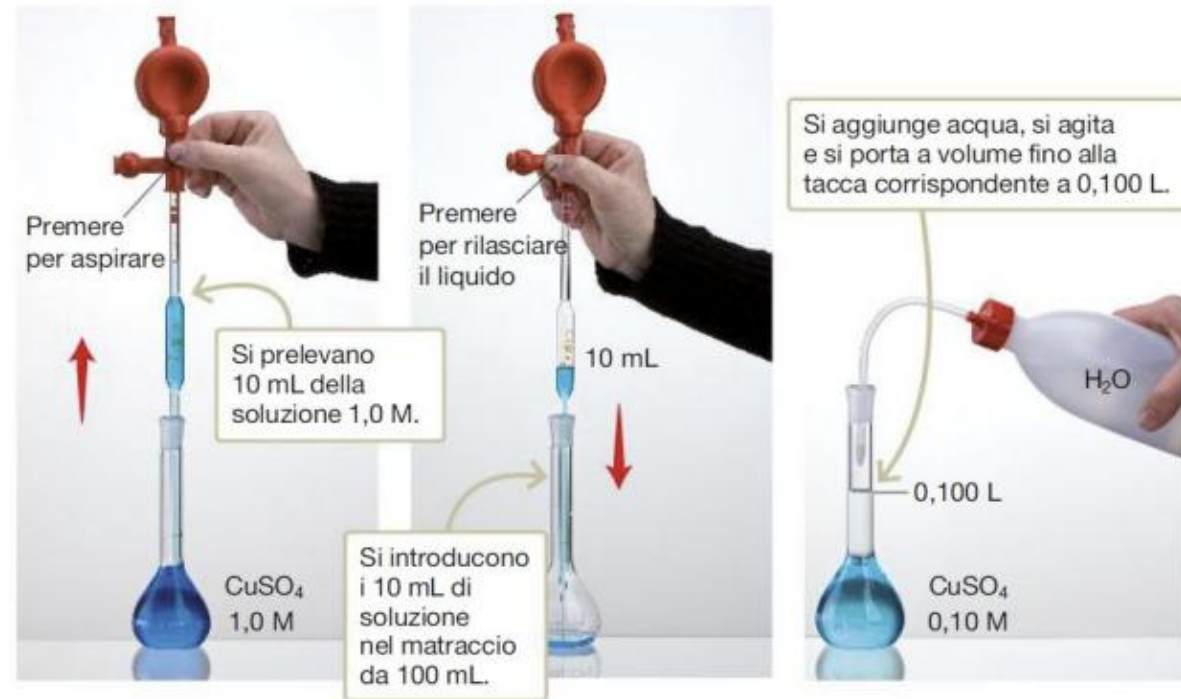
$$\text{mol}_{\text{H}_2\text{O}} = \frac{25,2 \text{ g}}{18,0 \text{ g/mol}} = 1,40 \text{ mol}_{\text{H}_2\text{O}} \quad x_{\text{glucosio}} = \frac{0,0315}{0,0315 + 1,40} = 0,022$$

$$x_{\text{H}_2\text{O}} = \frac{1,40}{0,0315 + 1,40} = 0,978 \quad x_{\text{H}_2\text{O}} + x_{\text{glucosio}} = 1$$

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

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

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



# Diluizione

Per diluizione di una soluzione si intende l'aggiunta di solvente, in modo da ottenere una soluzione con una concentrazione minore.

E' possibile calcolare la concentrazione della nuova soluzione (soluzione diluita), tenendo conto che nella diluizione **lo stesso numero di moli di soluto sono presenti all'inizio e alla fine del processo**, in quanto il soluto non viene aggiunto assieme al solvente.

In base alla definizione di molarità, il numero di moli può essere calcolato come prodotto tra la molarità della soluzione e il suo volume:

$$n_{dil} = n_{conc} \quad \rightarrow \quad M_{dil} \times V_{dil} = M_{conc} \times V_{conc}$$

**Esempio:**

*50.0 mL di una soluzione di KCl hanno una concentrazione di 1.59 mol/L. Alla soluzione viene aggiunta acqua fino ad un volume di 1 L.*

*Calcolare la nuova concentrazione.*

# Proprietà colligative

Nel caso in una soluzione con **solvente liquido** sia presente un **soluto non volatile**, solido o liquido, esistono alcune proprietà fisiche della soluzione che **dipendono dal numero di particelle di soluto e dalla natura del solvente**, ma non dipendono dalla natura del soluto.

Queste sono le proprietà colligative.

Tra le proprietà colligative:

- Abbassamento della tensione di vapore
- Innalzamento ebullioscopico (= del punto di ebollizione)
- Abbassamento crioscopico (= del punto di congelamento)
- Pressione osmotica

# Abbassamento della tensione di vapore

In base alla legge di Raoult, la tensione di vapore del solvente sulla soluzione è:

$$P_A = \chi_A \cdot P_A^0 .$$

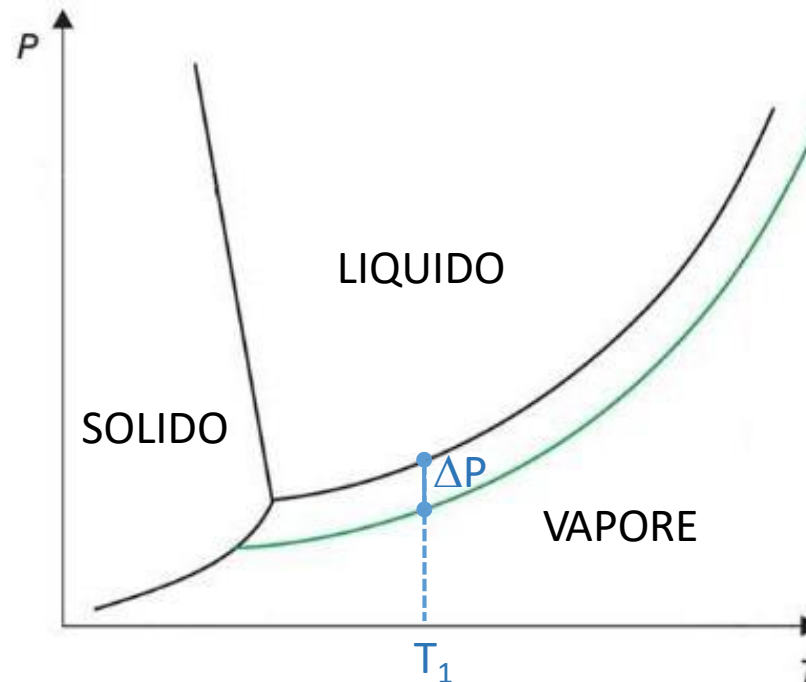
Poichè la frazione molare è sempre un numero minore di 1, la tensione di vapore della soluzione si abbassa rispetto alla tensione di vapore del solvente puro:

$$\Delta P = P_A^0 - P_A = P_A^0 (1 - \chi_A) \rightarrow \text{Frazione molare del soluto B, per una soluzione a due componenti}$$

$$\Delta P = P_A^0 \cdot \chi_B$$

**L'abbassamento della tensione di vapore dipende dalla natura del solvente ( $P_A^0$ ) e dalla concentrazione del soluto ( $\chi_B$ ).**

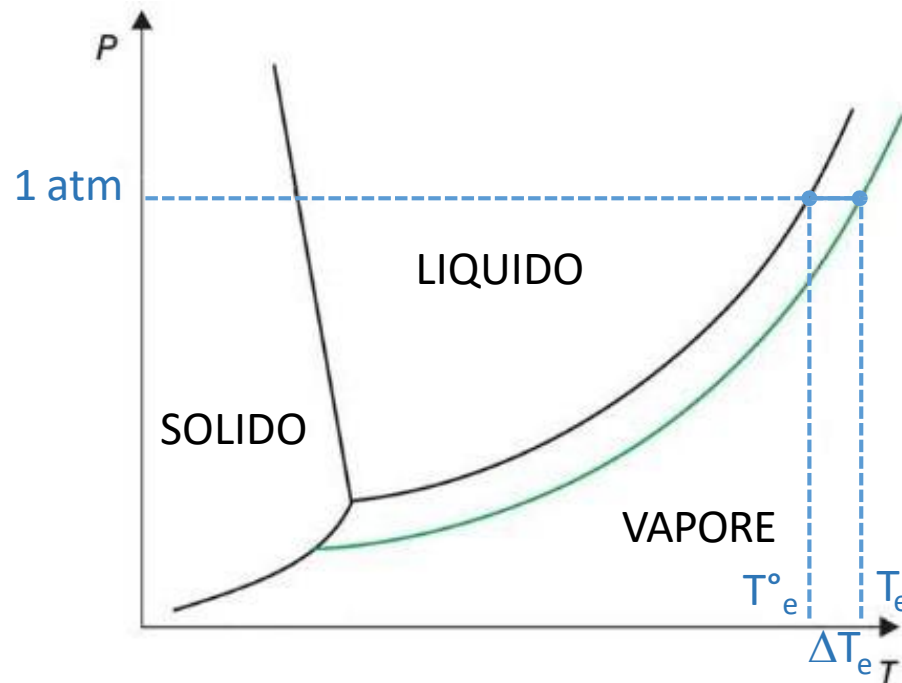
Nel diagramma di stato, la presenza di un soluto induce l'abbassamento della curva della tensione di vapore (**curva verde**) rispetto a quella del liquido puro (curva nera).



# Innalzamento ebullioscopico

L'ebollizione della soluzione alla temperatura alla quale la pressione di vapore del liquido è pari alla pressione esterna sul liquido. Nel caso in cui nel solvente sia presente un soluto, la pressione di vapore è più bassa e raggiunge il valore della pressione esterna ad una temperatura maggiore (**innalzamento del punto di ebollizione o innalzamento ebullioscopico**).

La variazione di temperatura dipende dalla **costante ebullioscopica**,  $K_e$ , tipica del solvente ed espressa in  $^{\circ}\text{C kg/mol}$ , e dalla **concentrazione molale** del soluto. **Per soluti non-elettroliti:**



$$\Delta T_e = K_e \cdot m_{\text{soluto}}$$

Nel diagramma di stato, questa proprietà colligativa può essere osservata considerando la temperatura di ebollizione del solvente puro (curva nera) e quella della soluzione (curva verde) ad una specifica pressione.

La temperatura di ebollizione della soluzione è:  $T_e = T_e^{\circ} + \Delta T_e$

# Abbassamento crioscopico

La presenza di un soluto non volatile provoca anche una variazione nella curva di fusione della soluzione, rispetto a quella del solvente puro: la temperatura di congelamento si abbassa (abbassamento crioscopico).

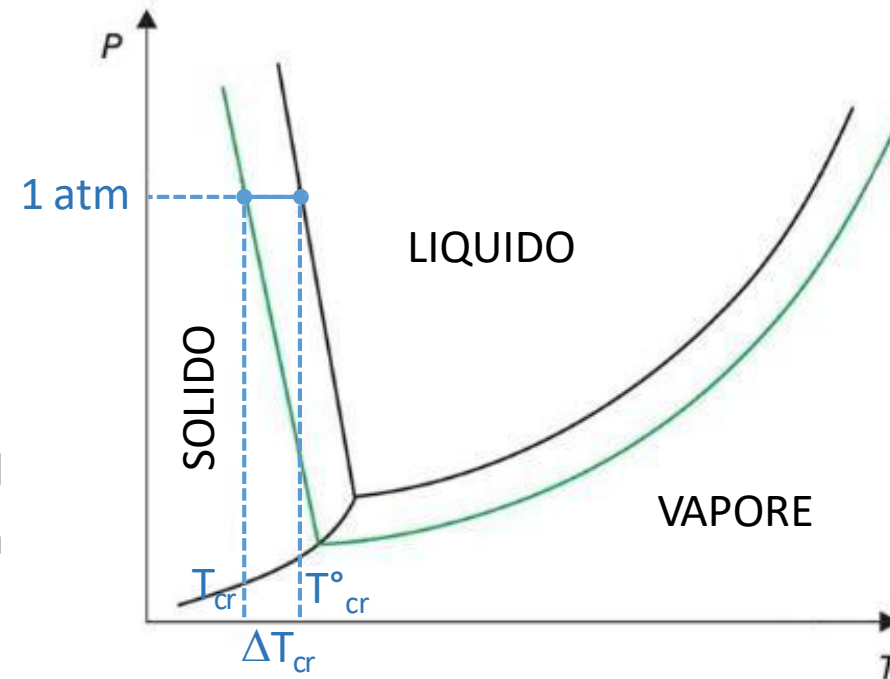
Anche in questo caso, l'abbassamento del punto di congelamento dipende solo dalla natura del solvente e dalla **molalità del**

**soluto:**  $\Delta T_{cr} = K_{cr} \cdot m_{soluto}$

dove  $K_{cr}$  è la costante crioscopica, dipende solo dalla natura del solvente ed è espressa in °C kg/mol.

La temperatura di congelamento della soluzione è:  $T_{cr} = T_{cr}^o - \Delta T_{cr}$

*Esempio: uso dell'antigelo.*

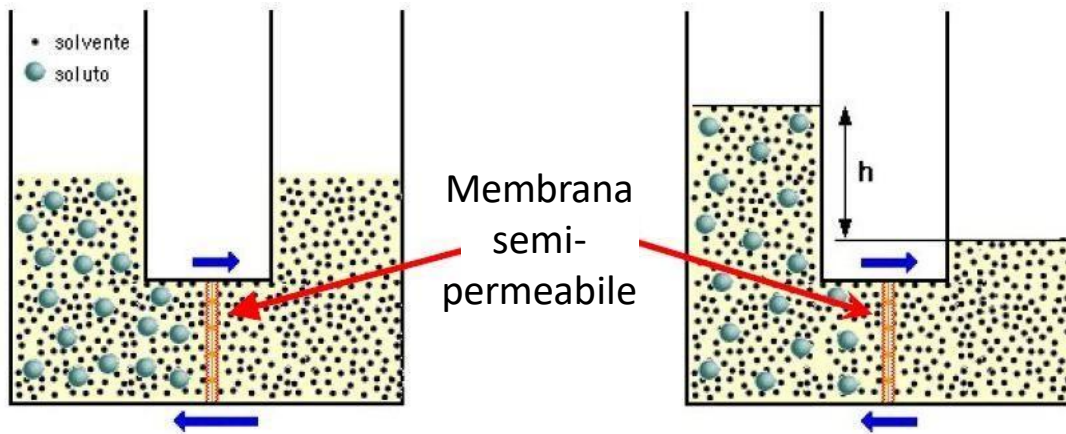
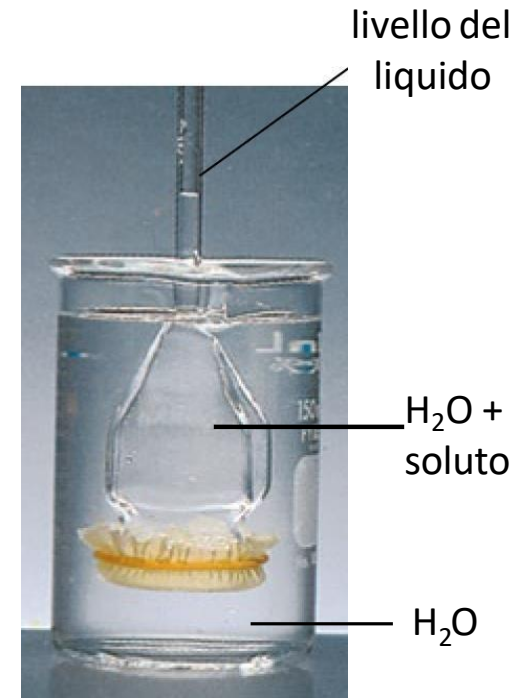


SOLVENTE	$K_{cr}$ (°C kg/mol)	$K_e$ (°C kg/mol)
Acqua	1.86	0.52
	( $T_{cr}^o = 0^\circ\text{C}$ )	( $T_e^o = 100^\circ\text{C}$ )
Benzene	5.12	2.53
	( $T_{cr}^o = 5.5^\circ\text{C}$ )	( $T_e^o = 80.1^\circ\text{C}$ )
CCl <sub>4</sub>	29.8	5.02
	( $T_{cr}^o = -22.3^\circ\text{C}$ )	( $T_e^o = 76.8^\circ\text{C}$ )

# Pressione osmotica

Il **fenomeno dell'osmosi** avviene quando due soluzioni sono poste a contatto attraverso una **membrana semi-permeabile**. A livello molecolare, la membrana semi-permeabile è fatta in modo tale da permettere il passaggio delle molecole di solvente in entrambi i sensi, ma non delle molecole di soluto. L'**osmosi** è il passaggio spontaneo del solvente da una soluzione più diluita a una più concentrata, quando queste sono separate da una membrana semi-permeabile.

A causa di questo passaggio spontaneo, la soluzione più concentrata tende ad aumentare di volume, fino a che la pressione della colonna di acqua non bilancia la pressione delle molecole di solvente sulla membrana semipermeabile.



Il fenomeno dell'osmosi si osserva in tutti i sistemi biologici: le membrane biologiche sono esempi di membrane semi-permeabili.

La **pressione osmotica**,  $\pi$ , è la pressione che deve essere applicata ad una soluzione separata dal proprio solvente da una membrana semipermeabile per evitare il passaggio di solvente. La pressione osmotica è pari a:

$$\pi = M \cdot R \cdot T$$

dove  $M$  è la molarità del soluto,  $R$  è la costante universale dei gas e  $T$  è la temperatura espressa in K.

Due soluzioni a differente concentrazione molare (diverso numero di particelle disciolte) sono definite:

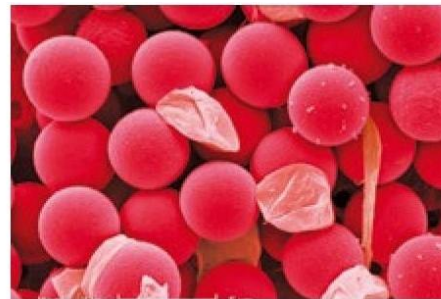
- **ipotonica**, la soluzione con minore pressione osmotica,
- **ipertonica**, la soluzione con maggiore pressione osmotica,

Due soluzioni sono **isotoniche** quando hanno pari pressione osmotica.

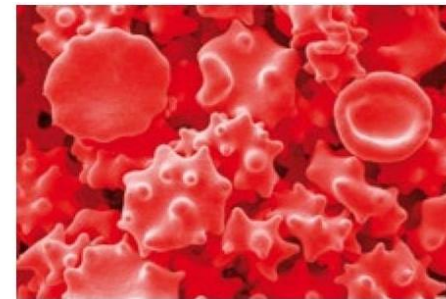
Globuli  
rossi



Soluzione esterna  
isotonica



Soluzione esterna  
ipotonica



Soluzione esterna  
ipertonica