

# I liquidi

Le proprietà dei liquidi possono considerarsi intermedie tra quelle dei solidi e dei gas

***Sono isotropi e fluidi come i gas, ma densi e relativamente incompressibili come i solidi***

Nello stato liquido le molecole interagiscono tra loro ma possono scorrere le une sulle altre in quanto le forze di interazione intermolecolare sono meno intense che nel solido.



La loro densità è inferiore solo del 10% delle loro fasi solide, il che implica che le molecole di un liquido sono raggruppate insieme con una certa regolarità

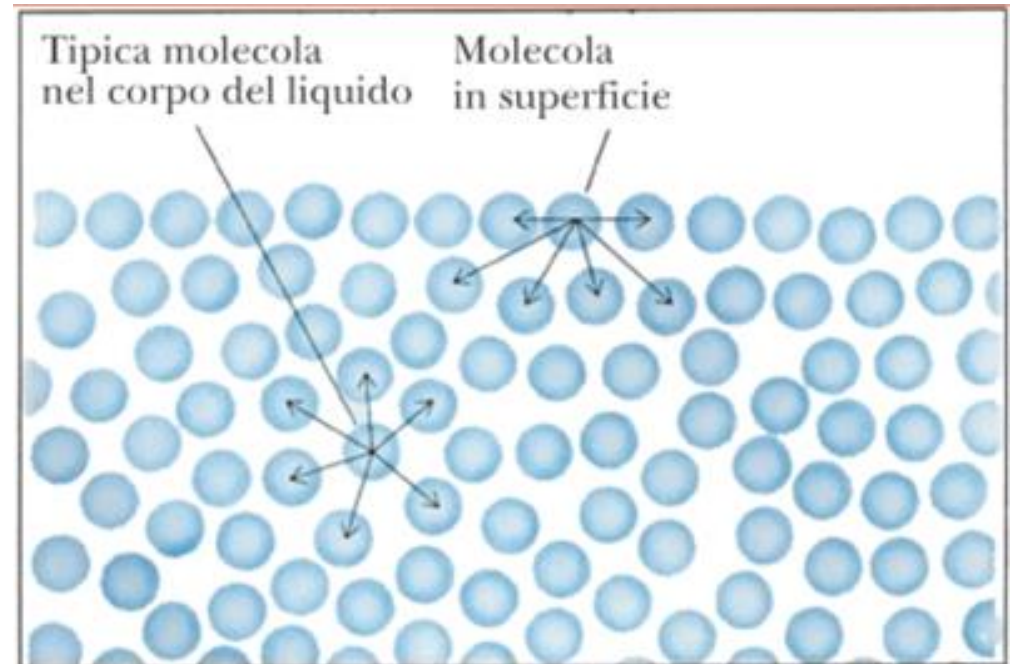
**Nei liquidi come nei gas le molecole sono in continuo, incessante movimento casuale**

# I liquidi

Il punto di ebollizione di un liquido è strettamente correlato alle forze intermolecolari (legami a idrogeno, interazioni dipolo-dipolo, interazioni di Van der Waals)

Le forze intermolecolari sono anche importanti per stabilire la tensione superficiale e la viscosità di un liquido.

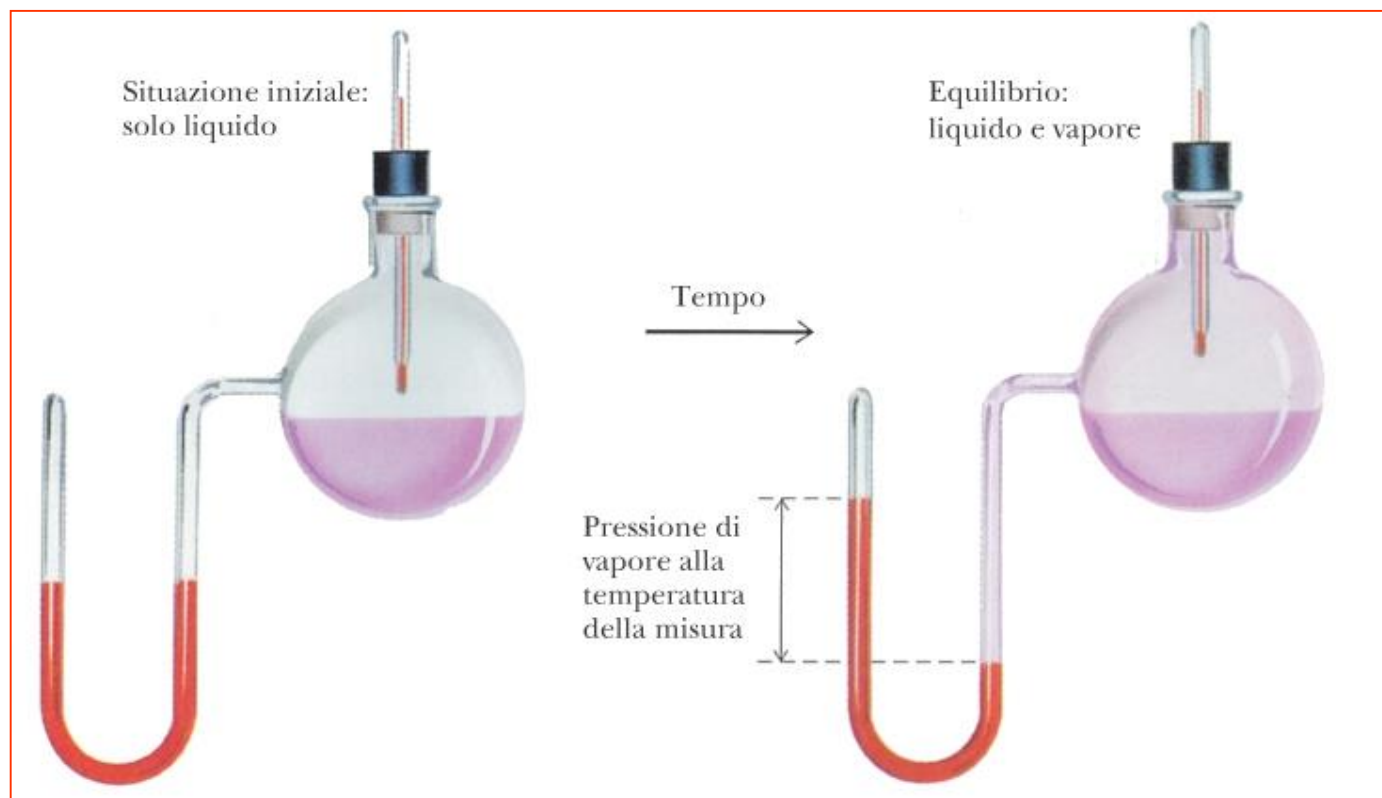
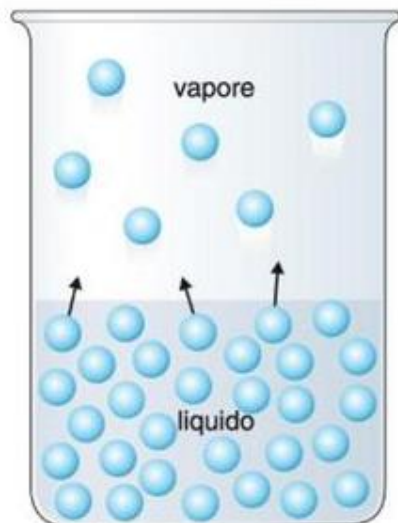
Le forze intermolecolari di molecole poste prossime alla superficie sono diverse da quelle poste all'interno.  
Le forze non sono bilanciate.



# I liquidi

## Tensione o pressione di vapore

### Recipiente aperto

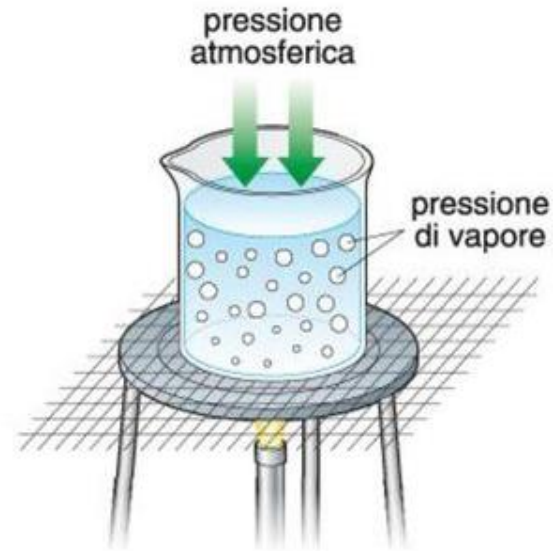


Equilibrio dinamico: velocità di evaporazione = velocità di condensazione  
La tensione di vapore è funzione solo della temperatura.

# I liquidi

La tensione di vapore è legata all'ebollizione. Quando la tensione di vapore di un liquido uguaglia la pressione esterna che agisce sulla superficie del liquido, inizia l'ebollizione. La temperatura alla quale ciò avviene è la temperatura di ebollizione di quel liquido.

*In un recipiente aperto, un liquido bolle quando la sua pressione di vapore è uguale alla pressione atmosferica.*

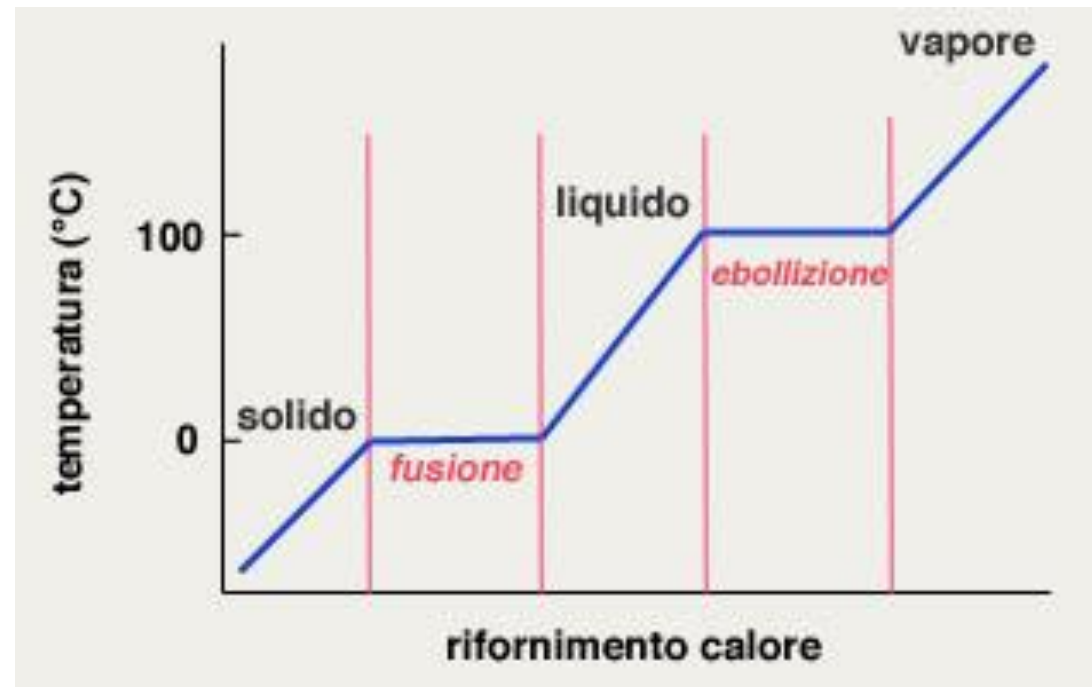


La facilità con cui un liquido bolle dipende dalla sua volatilità: i liquidi che hanno alta tensione di vapore sono molti volatili.

# Stati di aggregazione in equilibrio tra loro

Gli stati di aggregazione sono determinati dal tipo di forze esistenti tra le particelle e, sottraendo o fornendo energia sottoforma di calore, si possono modificare queste forze facendo avvenire un cambiamento o passaggio di stato.

## Curva di riscaldamento

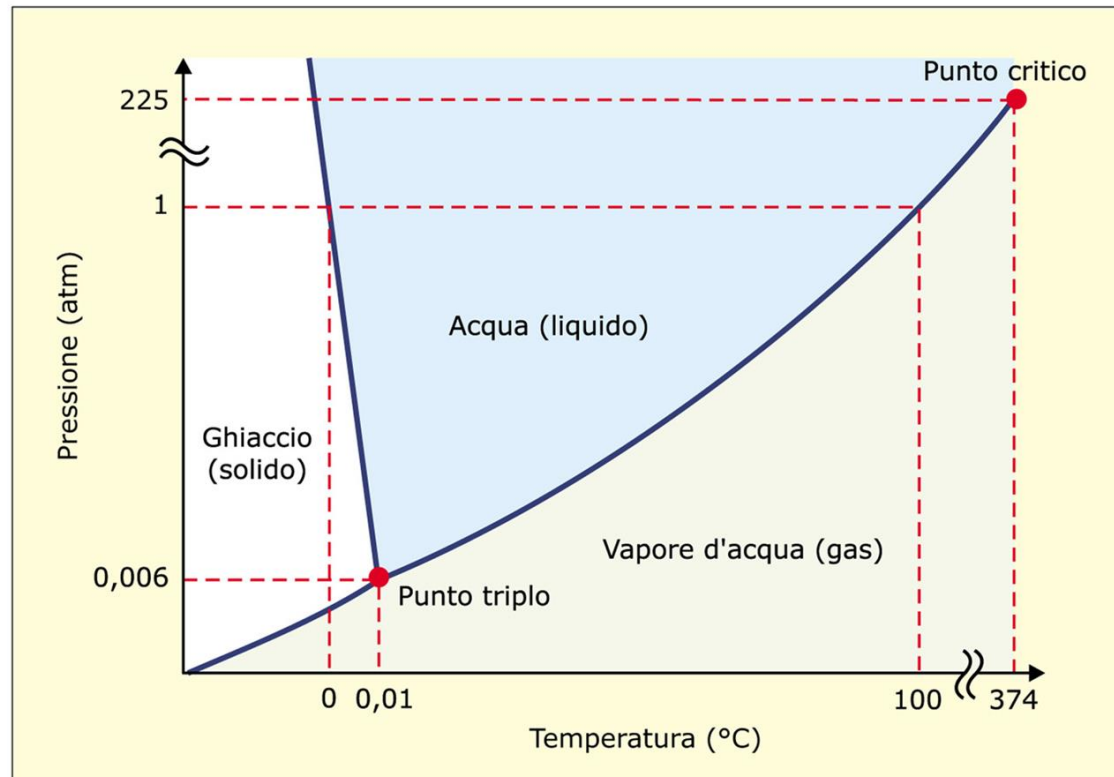


H<sub>2</sub>O

# Diagrammi di stato

Nel caso in cui i cambiamenti di stato vengono fatti avvenire in recipienti chiusi in presenza di una sola specie, le informazioni sperimentali possono essere riportate nei **diagrammi di stato**.

Definizione di **fase**: parte di un sistema, separabile con mezzi fisici, che è fisicamente e chimicamente omogenea in tutte le sue parti.



## $H_2O$

**Punto critico**: temperatura critica al di sopra della quale non può esistere la fase liquida.

La pendenza della curva solido-liquido è negativa poiché il volume del solido è maggiore di quello del liquido.

# 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.

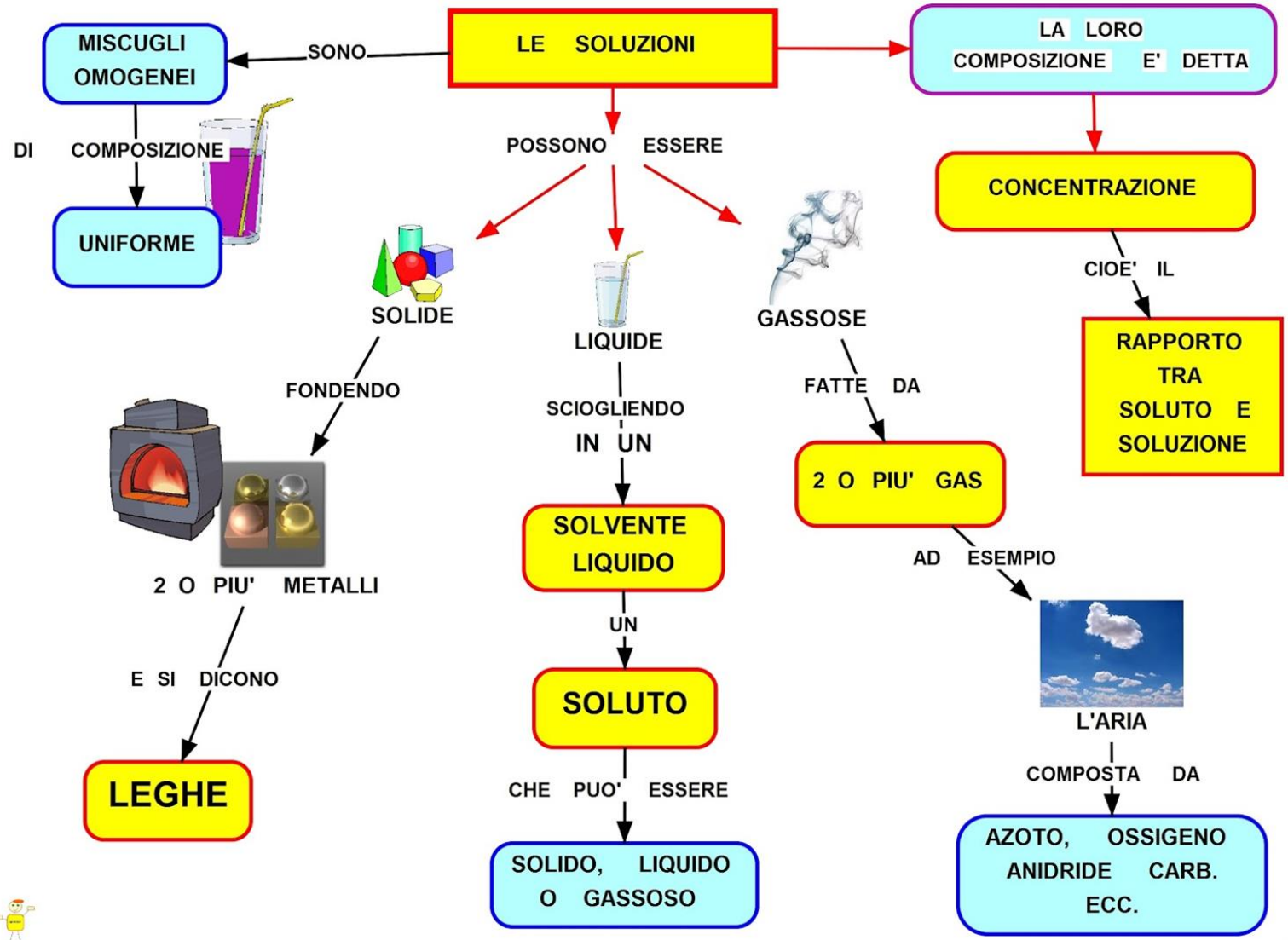
Differenza con i **colloidi** che differiscono in quanto le particelle sono più grandi delle molecole normali ma non ancora visibili al microscopio (10-2000 Å).

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.

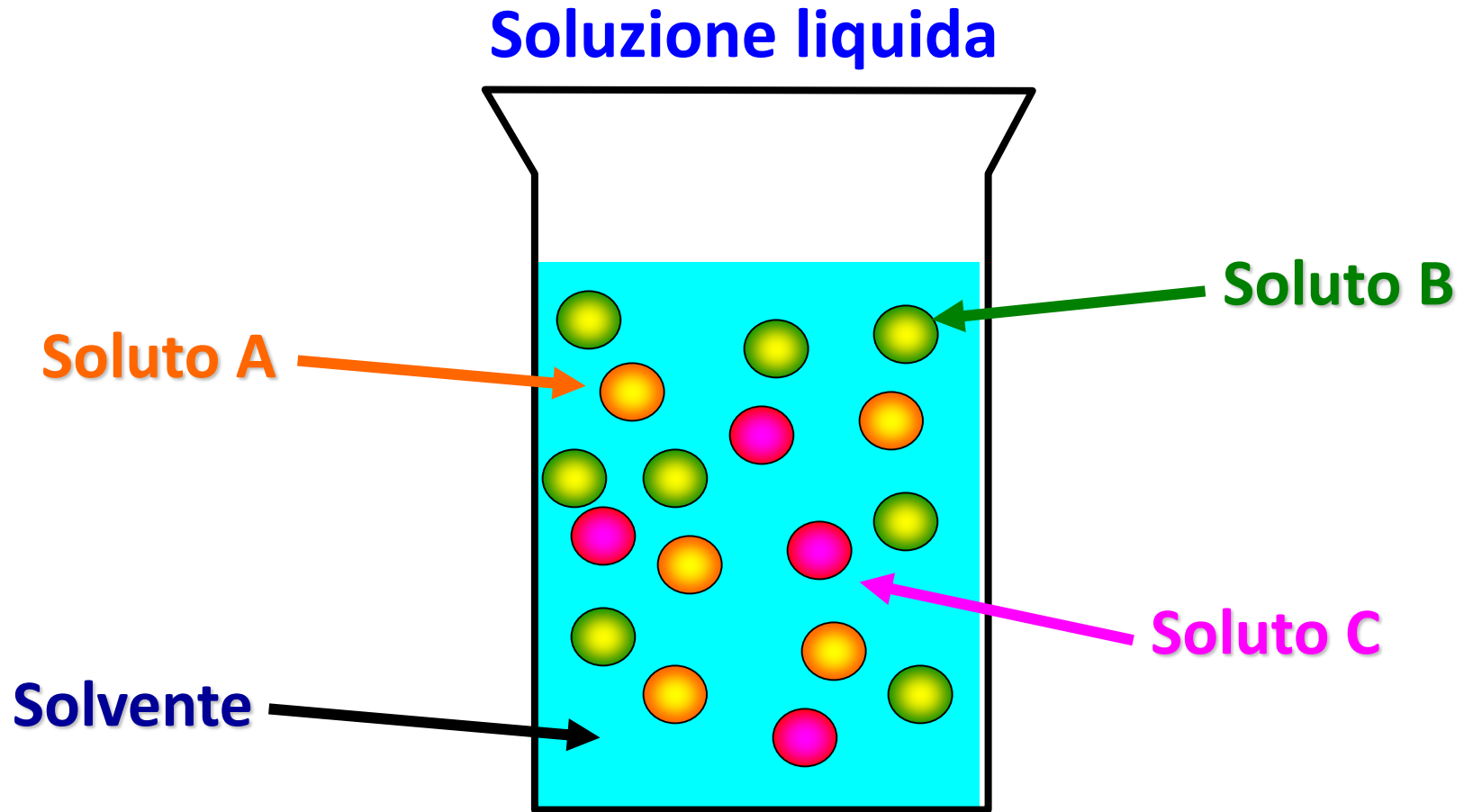
Il **soluto** è un componente presente in quantità minore.

# Soluzioni



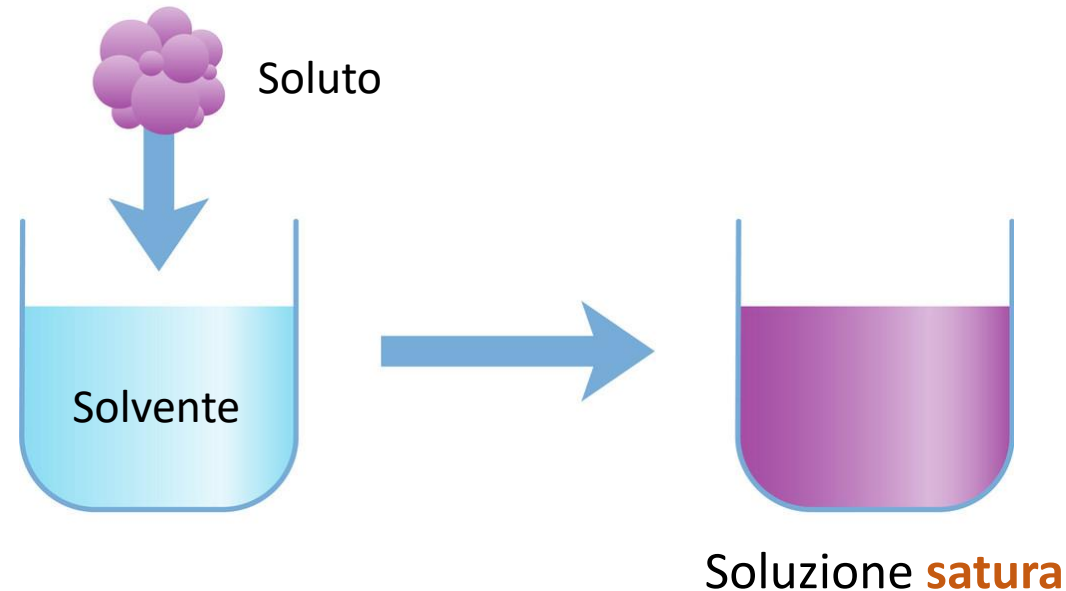


# Soluzioni



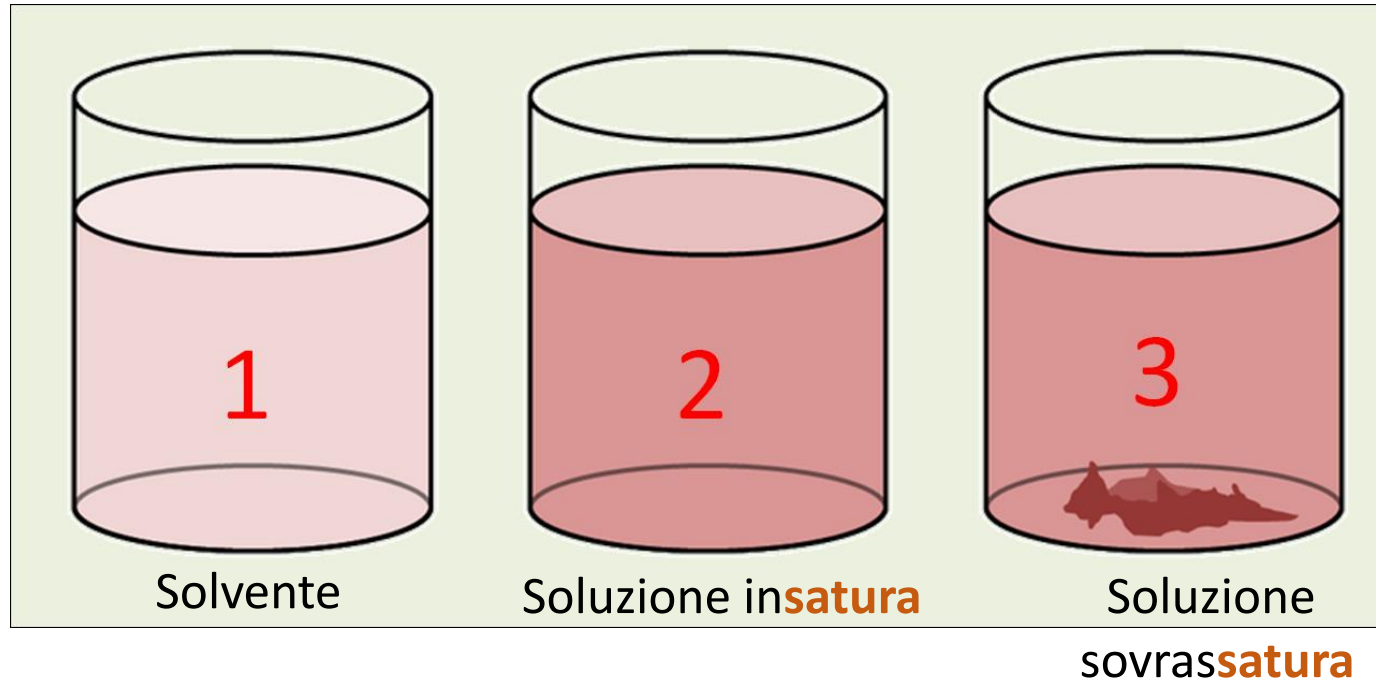
## Solubilità

In generale solo una quantità finita di un solido si scioglie in un dato volume di solvente dando luogo ad una soluzione **satura**, cioè una soluzione in equilibrio con un eventuale solido in eccesso.



La concentrazione del soluto nella soluzione satura è detta **solubilità**.  
Ad esempio la solubilità di NaCl in acqua è di 36 g per 100 ml di acqua a 20 °C.

# Solubilità



Una soluzione è **insatura** quando il solvente è ancora in grado di sciogliere soluto o soluti.

Una soluzione **insatura** può essere **diluita**, se la quantità di soluto disciolta è piccola o **concentrata** se invece è grande, relativamente alla quantità di solvente.

# Soluzioni

## Unità di concentrazione delle soluzioni

*Una volta stabilito qualitativamente quali siano i componenti presenti in una soluzione, è necessario fare qualche considerazione sulla quantità di ciascun componente*

Le proprietà delle soluzioni non dipendono dalle quantità assolute di sostanza presente!

La quantità relativa di una sostanza è nota come la sua **concentrazione**

# CONCENTRAZIONE DELLE SOLUZIONI

In generale la concentrazione di una soluzione è una misura della quantità di soluto presente in una data quantità di solvente (o di soluzione).

La quantità di soluto o di solvente possono essere espresse in numero di moli, massa o volume per cui vi sono diversi modi di esprimere la concentrazione di una soluzione:

- **Molarità**
- **Percentuale in massa (%  $m/m$ )**
- **Percentuale massa su volume (%  $m/V$ )**
- **Percentuale in volume (%  $V/V$ )**
- **Molalità**
- **Frazione molare**

## CONCENTRAZIONE DELLE SOLUZIONI

La **concentrazione molare (M)** o **molarità** indica il rapporto fra le moli di soluto e il volume in litri della soluzione.

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

Le unità sono mol/litro ma sono generalmente indicate con **M**.

La molarità si usa molto in laboratorio

Poiché il volume di una soluzione dipende dalla temperatura, la concentrazione espressa in unità di molarità dipende anche dalla temperatura!

Esempio: una soluzione ottenuta sciogliendo 0,20 moli di NaCl in acqua sino ad un volume di 2,0 L ha molarità:

$$\frac{0,20 \text{ moli}}{2,0 \text{ litri}} = 0,10 \text{ mol/l} = 0,10 \text{ M}$$

## CONCENTRAZIONE DELLE SOLUZIONI

La **concentrazione percentuale in massa** di soluto ( $\% m/m$ ) indica la quantità in grammi di soluto sciolta in 100 grammi di soluzione.

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

Esempio: una soluzione ottenuta mescolando **3,5 g di NaCl** e **96,5 g di acqua** si ha:

$$\% \text{ massa NaCl} = \frac{3,5 \text{ g}}{3,5 \text{ g} + 96,5 \text{ g}} \times 100 = 3,5 \%$$

Tale soluzione contiene 3,5 g di NaCl per 100 g di soluzione.

# CONCENTRAZIONE DELLE SOLUZIONI

La **concentrazione percentuale massa su volume** (% m/V) indica la quantità in grammi di soluto sciolta in 100 mL di soluzione.

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

La **concentrazione percentuale in volume** (% V/V) indica il volume in millilitri di soluto sciolto in 100 mL di soluzione.

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

Il **grado alcolico** di una bevanda corrisponde ai millilitri di alcol disciolti in 100 mL di bevanda.



## CONCENTRAZIONE DELLE SOLUZIONI

La **concentrazione molale** (m) o **molalità** è il rapporto tra le moli di soluto e la massa del solvente espressa in kilogrammi.

$$\text{molalità} = \frac{\text{moli di soluto}}{\text{Kg di solvente}}$$

Le unità sono mol/Kg ma sono generalmente indicate con **m**.

Esempio una soluzione ottenuta sciogliendo **0,20 moli di NaCl** in **2000 g di acqua** ha molalità:

$$\frac{0,20 \text{ moli}}{2,0 \text{ Kg}} = 0,10 \text{ mol/Kg} = 0,10 \text{ m}$$

## CONCENTRAZIONE DELLE SOLUZIONI

### Frazione molare

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:

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

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

## Soluzioni

**Calcolare la concentrazione percentuale massa/massa (% m/m) di una soluzione ottenuta sciogliendo 15,00 g di  $K_2SO_4$  (*soluto*) in 180,00 g di acqua (*solvente*).**

Calcolare la massa della soluzione  
 $m(\text{soluzione}) = 15,00 + 180,00 = 195,00 \text{ g}$

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

Calcolare della concentrazione in %m/m

$$mst = (15,00 \times 100) / 195,00 = 7,69 \% m/m$$

## Molalità $\longrightarrow$ Frazione molare

Una soluzione di glucosio è 0,120 m. Calcolare le frazioni molari di glucosio ( $C_6H_{12}O_6$ ) e acqua.

Tale soluzione contiene 0,120 moli di glucosio per 1 Kg di solvente (acqua).  
Si ha quindi:

$$\text{moli}_{\text{glucosio}} = 0,120$$

$$\text{moli}_{H_2O} = \frac{1000 \text{ g}}{18 \text{ g/mol}} = 55,6 \text{ mol}$$

$$X_{\text{glucosio}} = \frac{0,120}{0,120 + 55,6} = 0,00215$$

$$X_{H_2O} = \frac{55,6}{0,120 + 55,6} = 0,998$$

## Molalità $\longrightarrow$ % massa

Calcolare la % in massa di una soluzione di glucosio ( $C_6H_{12}O_6$ ) 0,120 m.

Tale soluzione contiene 0,120 moli di glucosio per 1 Kg di solvente (acqua).  
Si ha quindi:

$$\text{massa}_{\text{glucosio}} = 0,120 \text{ mol} \times 180,2 \text{ g/mol} = 21,6 \text{ g}$$

$$\text{massa}_{H_2O} = 1000 \text{ g}$$

$$\% \text{ massa}_{\text{glucosio}} = \frac{21,6}{1000 + 21,6} \times 100 = 2,11 \%$$

## Frazione molare $\longrightarrow$ Molalità

Calcolare la molalità di una soluzione acquosa di glucosio ( $C_6H_{12}O_6$ ) la cui frazione molare è 0,150.

1 mole di tale soluzione contiene 0,150 moli di glucosio e  $(1 - 0,150) = 0,850$  moli di acqua. Si ha quindi:

$$\text{molalità} = \frac{\text{moli di soluto}}{\text{Kg di solvente}}$$

$$\text{massa}_{H_2O} = 0,850 \text{ mol} \times 18 \text{ g/mol} = 15,3 \text{ g}$$

$$\text{molalità}_{\text{glucosio}} = \frac{0,150 \text{ mol}}{15,3 \times 10^{-3} \text{ Kg}} = 9,8 \text{ m}$$

## Frazione molare $\longrightarrow$ % massa

Calcolare la % in massa di una soluzione acquosa di glucosio ( $C_6H_{12}O_6$ ) la cui frazione molare è 0,150.

1 mole di tale soluzione contiene 0,150 moli di glucosio e  $(1 - 0,150) = 0,850$  moli di acqua. Si ha quindi:

$$\text{massa}_{\text{glucosio}} = 0,150 \text{ mol} \times 180,2 \text{ g/mol} = 27,0 \text{ g}$$

$$\text{massa}_{\text{H}_2\text{O}} = 0,850 \text{ mol} \times 18 \text{ g/mol} = 15,3 \text{ g}$$

$$\% \text{ massa}_{\text{glucosio}} = \frac{27,0 \text{ g}}{27,0 \text{ g} + 15,3 \text{ g}} \times 100 = 63,8 \%$$

## Molalità $\longrightarrow$ Molarità

Calcolare la molarità di una soluzione 0,273 m di KCl in acqua, avente densità  $1,011 \times 10^3$  g/l.

Per 1 Kg di solvente vi sono 0,273 moli di KCl e quindi:

$$\text{massa}_{\text{KCl}} = 0,273 \text{ mol} \times 74,6 \text{ g/mol} = 20,4 \text{ g}$$

La massa totale di soluzione è:

$$\text{massa}_{\text{tot}} = \text{massa}_{\text{KCl}} + \text{massa}_{\text{H}_2\text{O}} = 1000 \text{ g} + 20,4 \text{ g} = 1020 \text{ g} = 1,02 \times 10^3 \text{ g}$$

Nell'espressione per il calcolo della molarità c'è però il volume in litri della soluzione, calcolabile tramite la densità:

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

$$\text{volume} = \frac{\text{massa}}{d} = \frac{1,02 \times 10^3 \text{ g}}{1,011 \times 10^3 \text{ g/l}} = 1,009 \text{ l}$$

$$\text{molarità} = \frac{0,273 \text{ mol}}{1,009 \text{ l}} = 0,271 \text{ M}$$

Per soluzioni diluite  
**Molarità  $\cong$  molalità**



## Molarità → Molalità

Calcolare la molalità di una soluzione 0,907 M di  $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$  in acqua, avente densità 1,252 g/ml.

Per 1 litro di soluzione vi sono 0,907 moli di  $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ . La massa di un litro di soluzione è:

$$\text{massa}_{\text{soluzione}} = \text{volume} \times d = 1,000 \times 10^3 \text{ ml} \times 1,252 \text{ g/ml} = 1252 \text{ g}$$

La massa di  $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$  è:

$$\text{massa}_{\text{Pb}(\text{NO}_3)_2} = 0,907 \text{ mol} \times 331,2 \text{ g/mol} = 300 \text{ g}$$

La massa di acqua è:

$$\text{massa}_{\text{H}_2\text{O}} = 1252 \text{ g} - 300 \text{ g} = 952 \text{ g}$$

La molalità è quindi:

$$\text{molalità} = \frac{0,907 \text{ mol}}{0,952 \text{ Kg}} = 0,953 \text{ m}$$

## Soluzioni

Una soluzione si ottiene sciogliendo 2,50 moli di  $\text{HNO}_3$  (MM = 63,02 g/mol) in 600,00 g di acqua. Calcolare la concentrazione percentuale % m/m.

Calcolare la **massa di soluto** ( $m_{st}$ )

$$n = m/MM \rightarrow m = n \times MM$$

$$m_{st} = 2,5 \text{ mol} \times 63,02 \text{ g/mol} = 157,55 \text{ g}$$

Calcolare la massa della soluzione ( $m_{sz}$ )

$$m_{sz} = m_{st} + m_{sv} = 157,55 \text{ g} + 600,00 \text{ g} = 757,55 \text{ g}$$

Calcolare la concentrazione in %m/m

$$\%m/m = 157,55 \cdot 100 / 757,55 = \mathbf{20,80 \% m/m}$$

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

## Soluzioni

Una soluzione è ottenuta sciogliendo 25,00 g di KCl (MM = 74,56 g/mol) in 200,00 g di acqua. Sapendo che la densità della soluzione è  $d = 1,20 \text{ g/mL}$ , calcolarne la molarità.

Calcolare la massa della soluzione

$$m_{sz} = m_{st} + m_{sv} = 25,00 + 200,00 = 225,00\text{g}$$

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

Calcolare il volume della soluzione

$$d = m/V \rightarrow V_{sz} = m/d = 225 \text{ g} / 1,20 \text{ g/mL} = 187\text{mL} = 0,187\text{L}$$

Calcolare le moli di soluto ( $n_{st}$ )

$$n_{st} = m/MM = 25\text{g} / 74,56 \text{ g/mol} = 0,3353 \text{ mol}$$

Calcolare la concentrazione molare (molarità)

$$cM = n_{st}/V_{sz} = 0,3353 \text{ mol} / 0,187 \text{ L} = \mathbf{1,79 \text{ mol/litro}}$$

### Preparazione di una soluzione per diluizione

Preparazione di un volume noto di una soluzione ad una data concentrazione a partire da una soluzione più concentrata

- siano  $V_f$  e  $C_f$  il volume e la concentrazione (in mol/L) da preparare
- supponiamo di avere una soluzione a concentrazione  $C_i > C_f$

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

il numero di moli di soluto è  $n_f = C_f V_f$

$n_f$  è quindi il numero di moli di soluto che bisogna prelevare dalla soluzione concentrata

$$n_f = C_i V_x$$

$V_x$  è il volume di soluzione a concentrazione  $C_i$  da prelevare

$$C_i V_x = C_f V_f$$

## Preparazione di una soluzione per diluizione

Una soluzione di HA è 0.200 M. Calcolare quanta soluzione di HA e quanta acqua occorrono per preparare 50.0 mL di una soluzione  $1.95 \times 10^{-3}$  M di HA.

Moli HA iniziali = moli HA finali

$$C_i V_i = C_f V_f = 0.200 \text{ M } V_i = 1.95 \times 10^{-3} \text{ M} \times 0.0500 \text{ L}$$

$$V_i = C_f V_f / C_i \quad V_i = (1.95 \times 10^{-3} \text{ M} \times 0.0500 \text{ L}) / 0.200 \text{ M} = 0.488 \text{ mL}$$

$$\text{H}_2\text{O da aggiungere a } 50.0 \text{ mL} - 0.488 \text{ mL} = 49.5 \text{ mL}$$

## Esercizi

1- Se si mescolano 20.0 mL di HCl 0.09 M, 27.5 mL di HCl 0.28 M e 7.6 mL di HCl 0.38 M, quale è la molarità della soluzione finale?

Si assumano i volumi additivi

2- Calcolare le moli e i grammi di KOH contenuti in 153 mL di soluzione 0.180 M.

## Proprietà colligative

Quando un soluto si solubilizza in un solvente, le particelle del soluto interagiscono con le particelle del solvente.

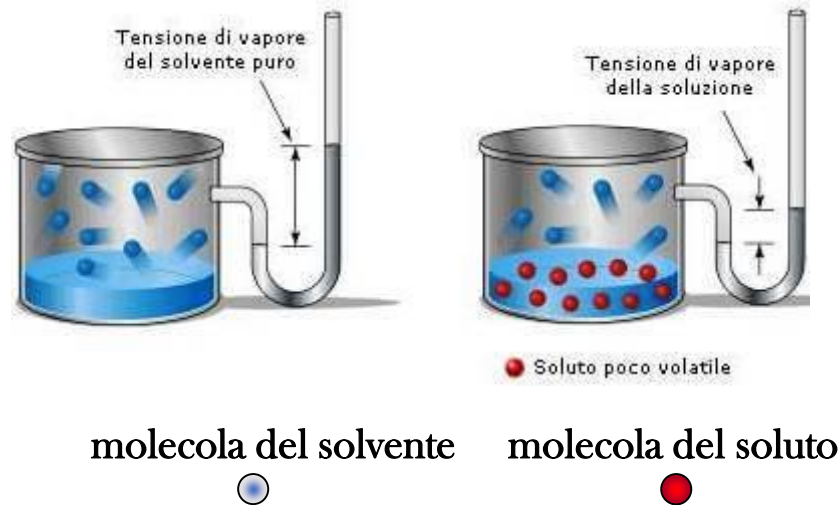
Queste interazioni modificano il comportamento della soluzione.

Le **proprietà colligative** delle soluzioni sono proprietà che dipendono dalla concentrazione delle molecole di soluto o degli ioni in soluzione, **ma non dalla loro natura chimica**.

Queste particolari proprietà si definiscono **proprietà colligative** e sono:

- l'abbassamento della tensione di vapore,
- l'innalzamento del punto di ebollizione,
- l'abbassamento della temperatura di solidificazione,
- la pressione osmotica.

# Proprietà colligative



La **tensione di vapore** di una soluzione contenente un soluto non volatile è minore di quella del solvente puro: infatti alla superficie della soluzione alcune particelle di solvente sono sostituite da quelle di soluto, che non hanno alcuna tendenza ad evaporare.

**Legge di Raoult:** la tensione di vapore di una soluzione è direttamente proporzionale alla frazione molare del solvente.

$$P_{\text{soluzione}} = P_{\text{solvente}} \times \chi_{\text{solvente}}$$

tensione di vapore della soluzione      tensione di vapore della solvente puro      frazione molare del solvente

Poiché la frazione molare è minore di 1 si ha un abbassamento della tensione di vapore rispetto al solvente puro.



# Proprietà colligative

In base alla legge di Raoult  $P_{\text{soluzione}} = P_{\text{solvente}} \times \chi_{\text{solvente}}$

Sostituendo  $\chi_{\text{solvente}} = 1 - \chi_{\text{soluto}}$

$$P_{\text{soluzione}} = P_{\text{solvente}} \times (1 - \chi_{\text{soluto}}) = P_{\text{solvente}} - P_{\text{solvente}} \chi_{\text{soluto}}$$

$$\frac{P_{\text{solvente}} - P_{\text{soluzione}}}{P_{\text{solvente}}} = \chi_{\text{soluto}} \quad \text{Abbassamento della tensione di vapore}$$

L'abbassamento della tensione di vapore dipende dalla concentrazione del soluto  $\chi_{\text{soluto}}$  ma non dalla sua natura ed è quindi una proprietà colligativa.

# Proprietà colligative

## Innalzamento del punto di ebollizione

**Innalzamento ebullioscopico:**  $\Delta t_{eb}$  è l'aumento del punto di ebollizione di una soluzione rispetto a quello del solvente puro dovuto al fatto che alcune particelle di soluto si vengono a trovare presso la superficie della soluzione ostacolando così il passaggio del solvente allo stato aeriforme:

$$\Delta t_{eb} = t_{eb} - t_{eb}^{\circ} = K_{eb} \times m$$

$K_{eb}$  → Costante ebullioscopica

$m$  → molalità

per l'acqua  $K_{eb} = 0,51 \text{ }^{\circ}\text{C m}^{-1}$

**m**, non varia con la temperatura poiché indipendente dal volume

# Proprietà colligative

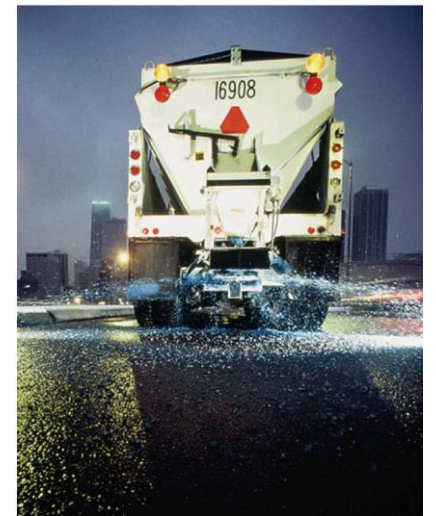
## Abbassamento del punto di solidificazione

**Abbassamento crioscopico:**  $\Delta t_{cr}$  è l'abbassamento del punto di solidificazione di una soluzione rispetto a quello del solvente puro; è dovuto all'ostacolo (costituito dalle particelle di soluto) che le molecole del solvente trovano a disporsi nel proprio reticolo cristallino. L'abbassamento crioscopico è proporzionale alla molalità (**m**, non varia con la temperatura poiché indipendente dal volume):

$$\Delta t_{cr} = t_{cr}^{\circ} - t_{cr} = K_{cr} \times m$$

$K_{cr}$  → **Costante crioscopica**  
 $m$  → **molalità**

per l'acqua  $K_{cr} = 1,86 \text{ °C} \cdot \text{m}^{-1}$



# Proprietà colligative

Innalzamento del punto di ebollizione      Abbassamento del punto di solidificazione

$$\Delta t_{\text{eb}} = t_{\text{eb}} - t_{\text{eb}}^{\circ} = K_{\text{eb}} \times m$$

↓
↘

**Costante ebullioscopica**
**molalità**

$$\Delta t_{\text{cr}} = t_{\text{cr}}^{\circ} - t_{\text{cr}} = K_{\text{cr}} \times m$$

↓
↘

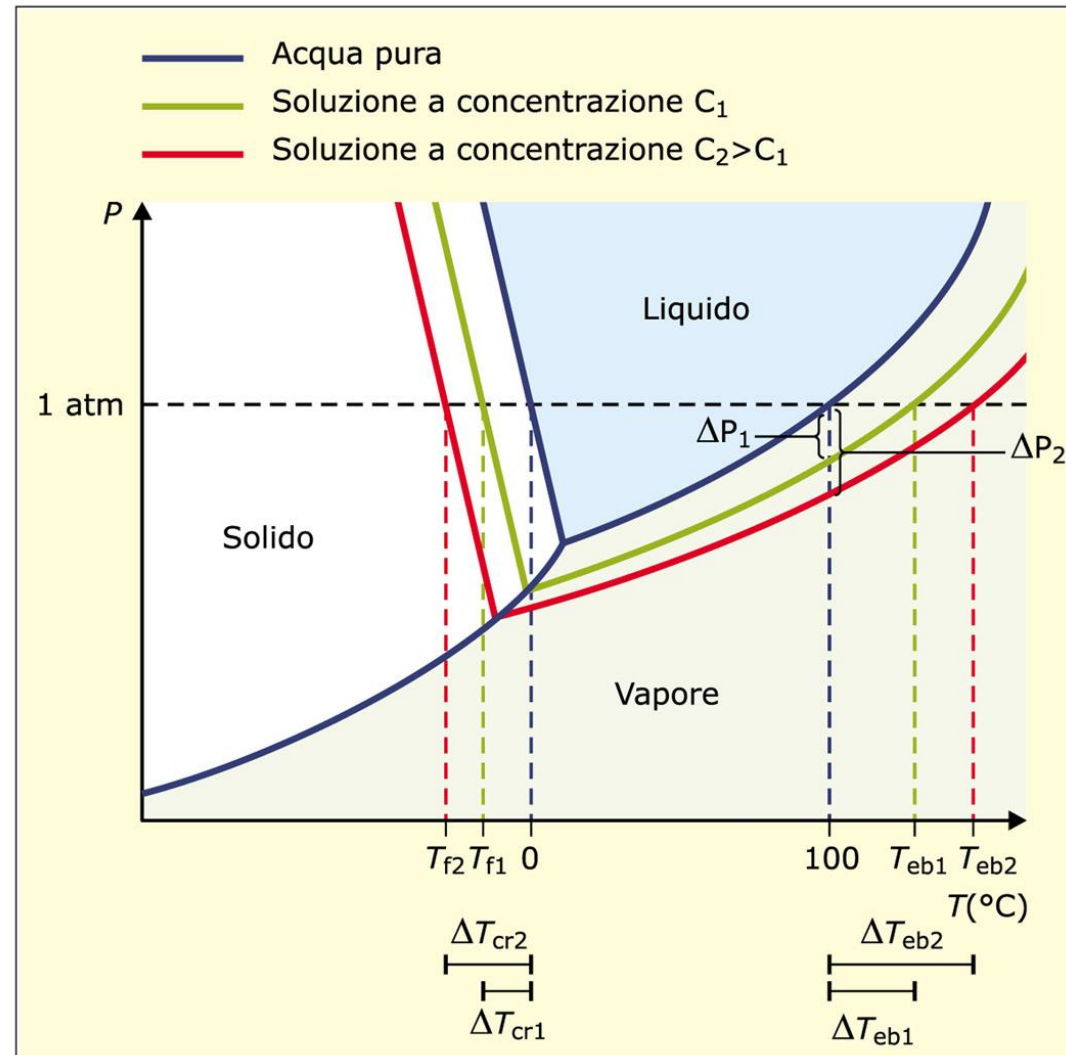
**Costante crioscopica**
**molalità**

$$\text{molalità} = \frac{\text{moli di soluto}}{\text{Kg di solvente}} = \frac{\text{g / MM}}{\text{Kg di solvente}}$$

$$\Delta t_{\text{eb}} = t_{\text{eb}} - t_{\text{eb}}^{\circ} = K_{\text{eb}} \times \frac{\text{g / MM}}{\text{Kg di solvente}}$$

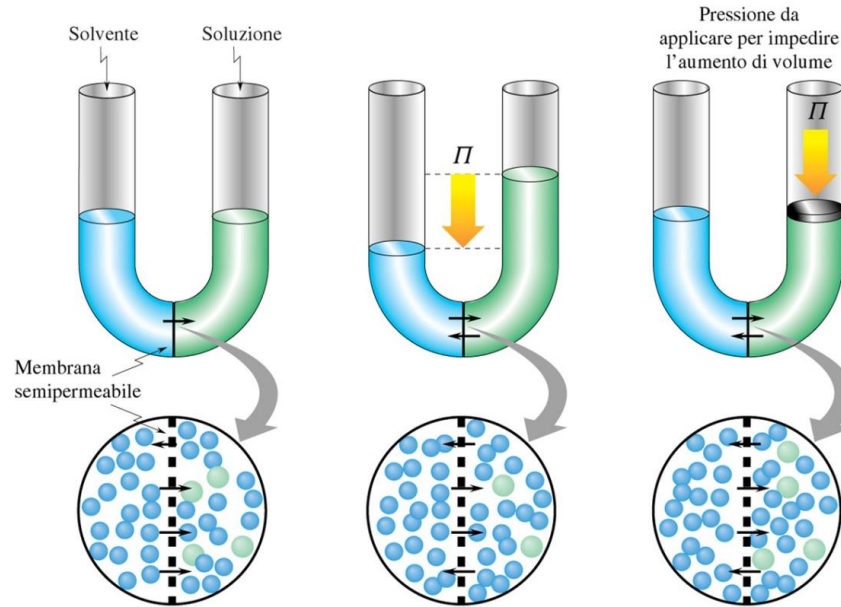
$$\Delta t_{\text{cr}} = t_{\text{cr}}^{\circ} - t_{\text{cr}} = K_{\text{cr}} \times \frac{\text{g / MM}}{\text{Kg di solvente}}$$

## Proprietà colligative



# Proprietà colligative

## Pressione osmotica



La **pressione osmotica** è la pressione che deve essere esercitata sulla sezione contenente la soluzione per impedire il passaggio del solvente dalla sezione contenente solvente puro a quella contenente la soluzione.

$$\pi = CRT$$

C = concentrazione molare

R = costante dei gas

T = temperatura in K

Una soluzione con una pressione osmotica elevata è detta **ipertonica**, una con bassa pressione osmotica è detta **ipotonica**.

# Proprietà colligative

## Pressione osmotica

$$\pi = C \times R \times T$$

C = concentrazione molare

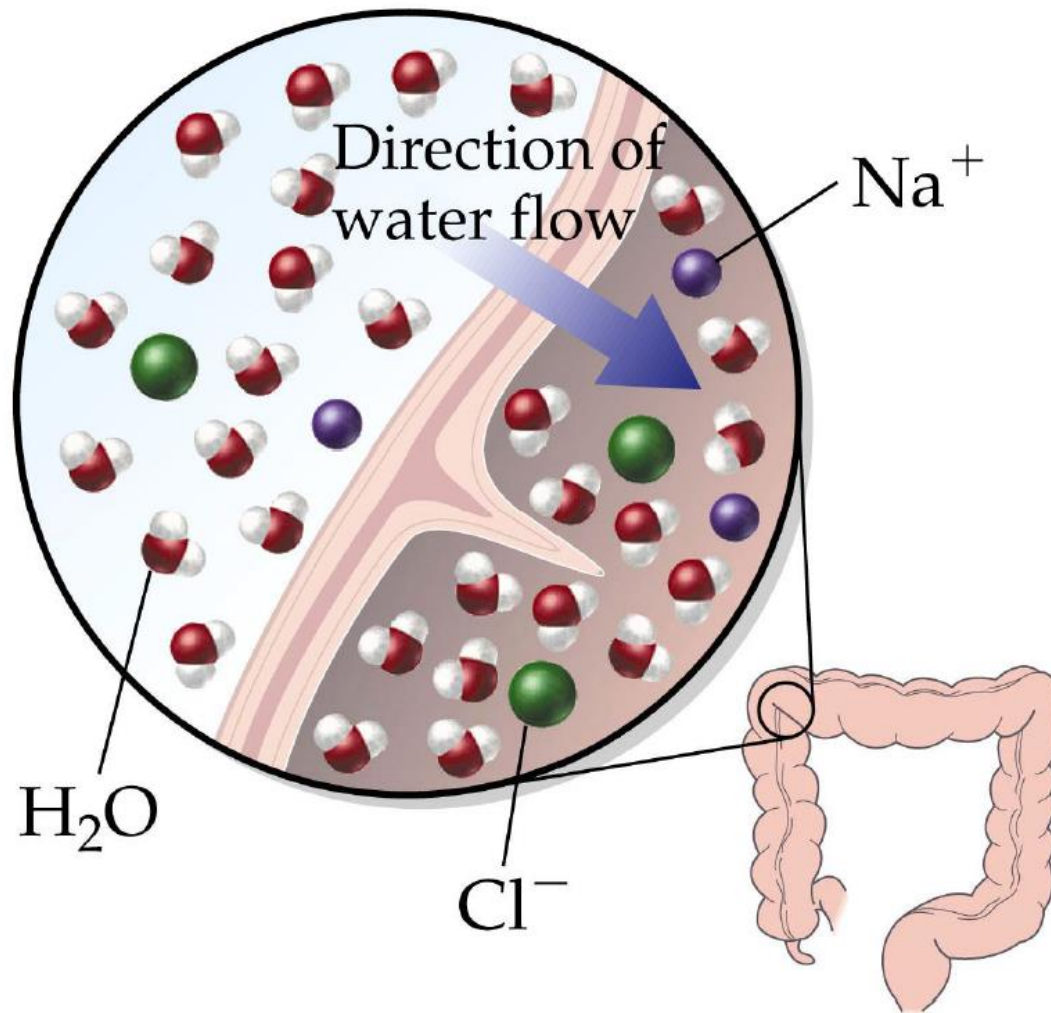
R = costante dei gas

T = temperatura in K

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

$$\pi = \frac{\text{mol}_{\text{soluto}}}{V_{\text{soluzione}}} \times R \times T = \frac{\text{g} / \text{MM}}{V_{\text{soluzione}}} \times R \times T$$

## I naufraghi non bevono acqua di mare...



L'acqua di mare, se bevuta al posto dell'acqua dolce, provoca la disidratazione.

Se l'acqua è troppo salata le cellule si svuotano dell'acqua che contengono per cederla al plasma e si atrofizzano.



## Proprietà colligative

$$P_{\text{soluzione}} = P_{\text{solvente}} \times \chi_{\text{solvente}}$$

La tensione di vapore dell'acqua a 28 °C è di 28,3 Torr. Trovare a) la tensione di vapore e b) l'abbassamento relativo della tensione di vapore di una soluzione acquosa di glicerolo  $\text{C}_3\text{H}_8\text{O}_3$  al 42,3%. La tensione di vapore del glicerolo può essere ritenuta trascurabile.

Tale soluzione contiene 42,3 g di glicerolo e 57,7 g di acqua. Si ha quindi:

$$\chi_A = \frac{\text{moli di } \text{C}_3\text{H}_8\text{O}_3}{\text{moli totali soluzione}} = \frac{\left(\frac{m_{\text{C}_3\text{H}_8\text{O}_3}}{\text{MM}_{\text{C}_3\text{H}_8\text{O}_3}}\right)}{\left(\frac{m_{\text{C}_3\text{H}_8\text{O}_3}}{\text{MM}_{\text{C}_3\text{H}_8\text{O}_3}}\right) + \left(\frac{m_{\text{H}_2\text{O}}}{\text{MM}_{\text{H}_2\text{O}}}\right)} = \frac{(42,3 \text{ g}/92,10 \text{ g/mol})}{(42,3 \text{ g}/92,10 \text{ g/mol}) + (57,7 \text{ g}/18,01 \text{ g/mol})} = 0,126$$

La tensione di vapore della soluzione è:

$$P = P^\circ (1 - \chi_{\text{C}_3\text{H}_8\text{O}_3}) = 28,3 \text{ Torr} (1 - 0,126) = 24,7 \text{ Torr}$$

L'abbassamento relativo della tensione di vapore è uguale alla frazione molare di soluto:

$$\frac{P_{\text{solvente}} - P_{\text{soluzione}}}{P_{\text{solvente}}} = \chi_{\text{soluto}} = 0,126$$

## Proprietà colligative

180 g di glucosio (MM = 180,15 g/mol) vengono disciolti in 500 ml di acqua (d = 1 g/ml) . A quale temperatura bolle la soluzione? ( $K_{eb} = 0,51 \text{ } ^\circ\text{C m}^{-1}$ ).

$$\Delta t_{eb} = t_{eb} - t_{eb}^\circ = K_{eb} \times m$$

$$t_{eb} = (K_{eb} \times m) + t_{eb}^\circ$$

La molalità della soluzione sarà:

$$m = \frac{(180 \text{ g} / 180,15 \text{ g/mol})}{0,5 \text{ Kg}} = 1,99 \text{ mol/Kg}$$

$$t_{eb} = (0,51 \text{ } ^\circ\text{C m}^{-1} \times 1,99 \text{ mol/kg}) + 100 \text{ } ^\circ\text{C} = 101,02 \text{ } ^\circ\text{C}$$

## Proprietà colligative

Calcolare la temperatura di congelamento di: a) una soluzione acquosa al 20% in peso di alcol metilico ( $\text{CH}_3\text{OH}$ ). La costante crioscopica dell'acqua vale  $K_{\text{cr}} = 1,86 \text{ }^\circ\text{C m}^{-1}$ .

$$\Delta t_{\text{cr}} = t_{\text{cr}}^{\circ} - t_{\text{cr}} = K_{\text{cr}} \times m \quad m = \text{molalità}$$

$$t_{\text{cr}} = t_{\text{cr}}^{\circ} - (K_{\text{cr}} \times m)$$

20% in peso: 20 g di soluto - 80 g di solvente

mol alcol metilico =  $20 \text{ g} / 32 \text{ g/mol} = 0,625 \text{ mol}$

$$m = 0,625 \text{ mol} / 0,08 \text{ Kg} = 7,81 \text{ m}$$

$$t_{\text{cr}} = 0 \text{ }^\circ\text{C} - (1,86 \text{ }^\circ\text{C m}^{-1} \times 7,81 \text{ mol/Kg}) = -14,53 \text{ }^\circ\text{C}$$

## Proprietà colligative

Calcolare la pressione osmotica di una soluzione di zucchero che in un volume di 350 ml contiene 9 g di zucchero, alla temperatura di 35 °C (MM = 180 g/mol zucchero).

$$\pi = CRT$$

C = concentrazione molare

R = costante dei gas

T = temperatura in K

$$\text{mol}_{\text{zucchero}} = \frac{9 \text{ g}}{180 \text{ g/mol}} = 0,05 \text{ mol}$$

$$C = \frac{0,05 \text{ mol}}{0,350 \text{ l}} = 0,143 \text{ mol/l}$$

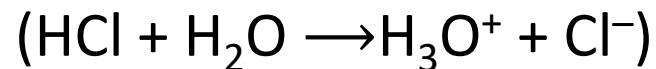
$$\pi = (0,143 \text{ mol/l}) \times (0,0821) \times (308 \text{ K}) = 3,61 \text{ atm}$$

## Soluzioni elettrolitiche e non elettrolitiche

Si dice **elettrolitica** una soluzione che è capace di condurre elettricità  
Tale soluzione contiene ioni

Le soluzioni elettrolitiche sono spesso soluzioni acquose di **composti ionici** (NaCl, K<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>,  
NaNO<sub>3</sub> etc..) **ma anche**

soluzioni acquose o non di **composti molecolari** quali gli acidi che danno reazione di  
trasferimento protonico e producono ioni



nella soluzione di un **elettrolita forte** il soluto è presente tutto sotto forma di ioni

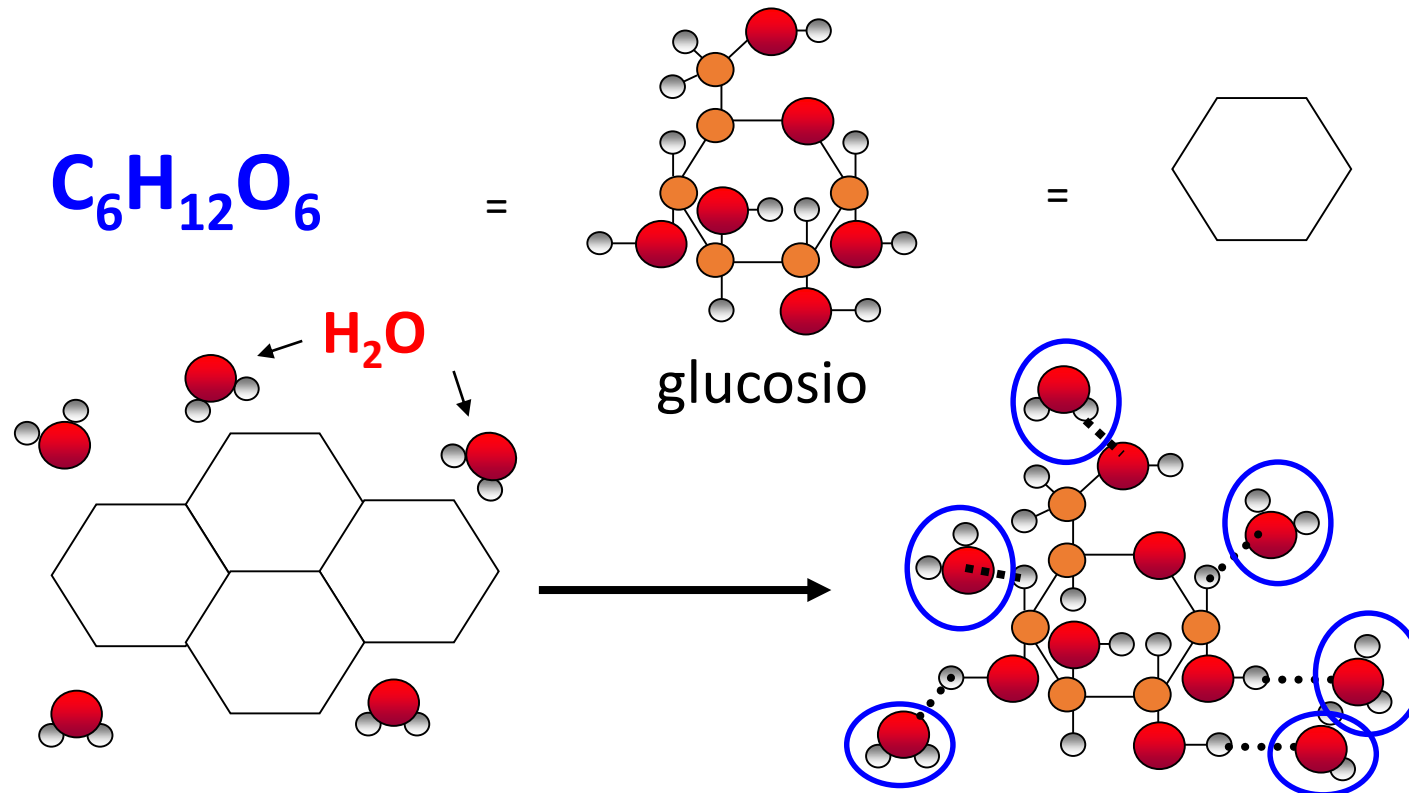
nella soluzione di un **elettrolita debole** il soluto è ionizzato solo in maniera incompleta

una soluzione **non elettrolitica** è quella che non conduce la corrente in quanto non contiene  
ioni

# Perché le sostanze si sciolgono?

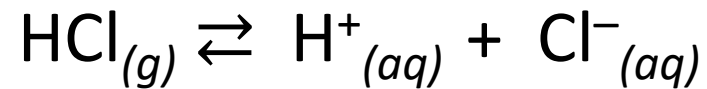
I **composti molecolari** (atomi tenuti insieme da legami covalenti) formano soluzioni per dispersione nell'acqua delle molecole elettricamente neutre; l'acqua rompe i deboli legami intermolecolari.

Queste soluzioni non conducono elettricità.



## Perché le sostanze si sciolgono?

I **composti polari** (come gli acidi e le basi) 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.

## Effetti termici nella dissoluzione di un composto ionico

La dissoluzione di un composto ionico avviene in due fasi:

**1-demolizione della struttura cristallina** del composto ionico

con richiesta di energia e

**2- idratazione degli ioni**, con liberazione di energia.

Il bilancio energetico di questi due processi può rendere il processo **esotermico** o **endotermico**.

La dissoluzione dell'idrossido di sodio in acqua è un processo esotermico, quella dell'idrossido di ammonio è endotermico. Il cloruro di sodio si scioglie in acqua senza modificazione della temperatura del sistema.