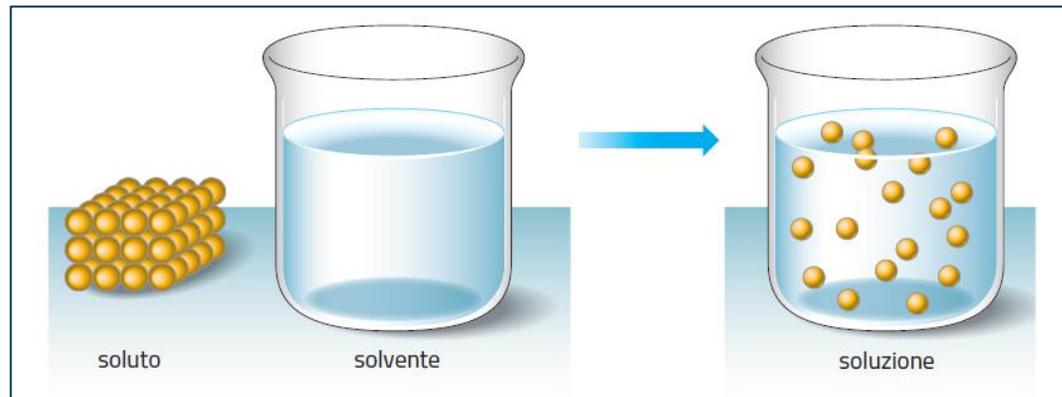




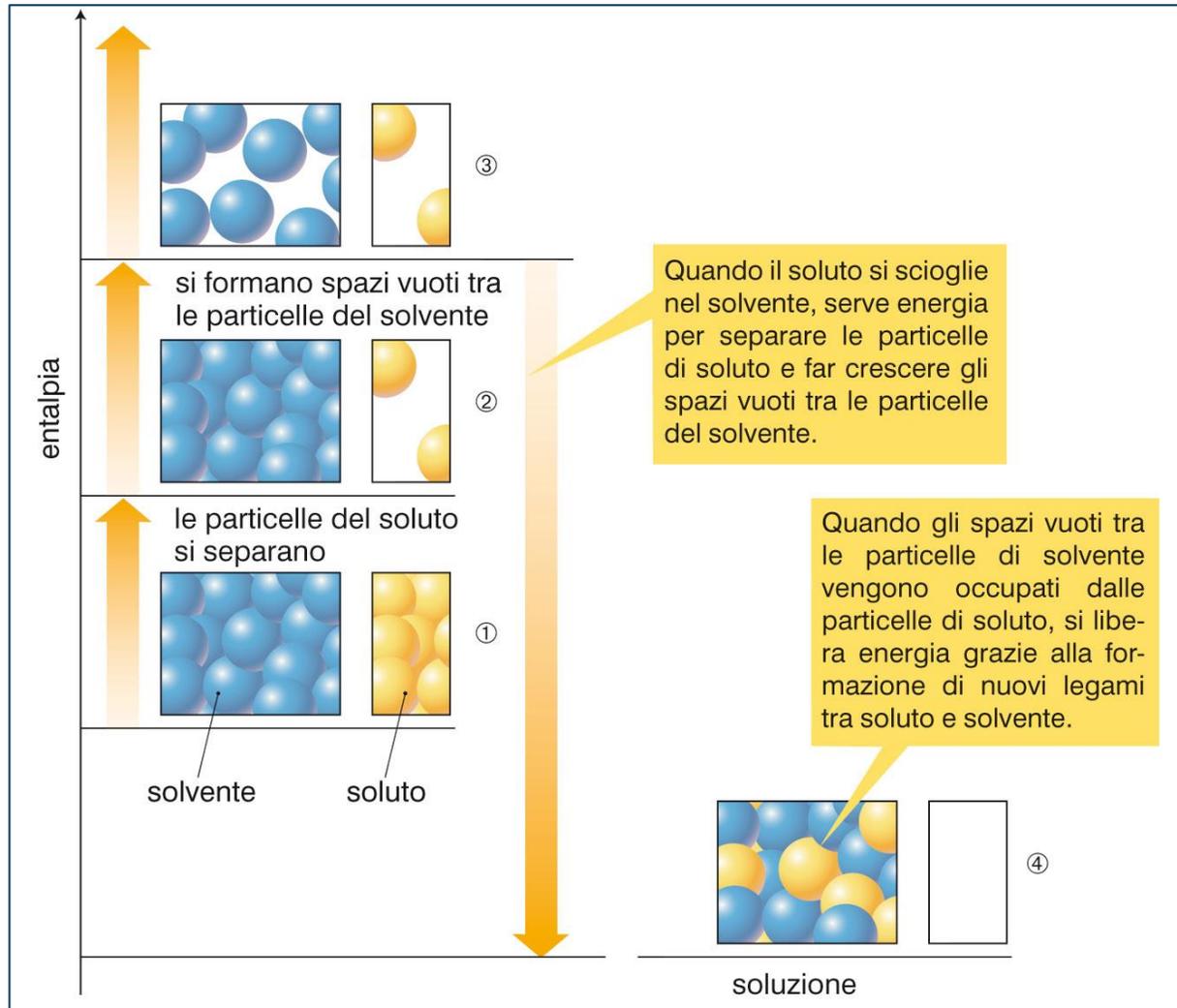
# LE PROPRIETÀ DELLE SOLUZIONI

# PERCHÉ LE SOSTANZE SI SCIOLGONO

- ▶ Le **soluzioni** sono miscugli omogenei e possono essere solide, liquide o gassose
- ▶ Il **solvente** è il componente della soluzione che si trova in proporzione maggiore, mentre il **soluto** è presente in quantità minore
- ▶ La capacità di un soluto di sciogliersi in un dato solvente dipende da molti fattori, tra cui i tipi di legami che si devono rompere nel soluto e nel solvente, e quelli che si possono formare nella soluzione



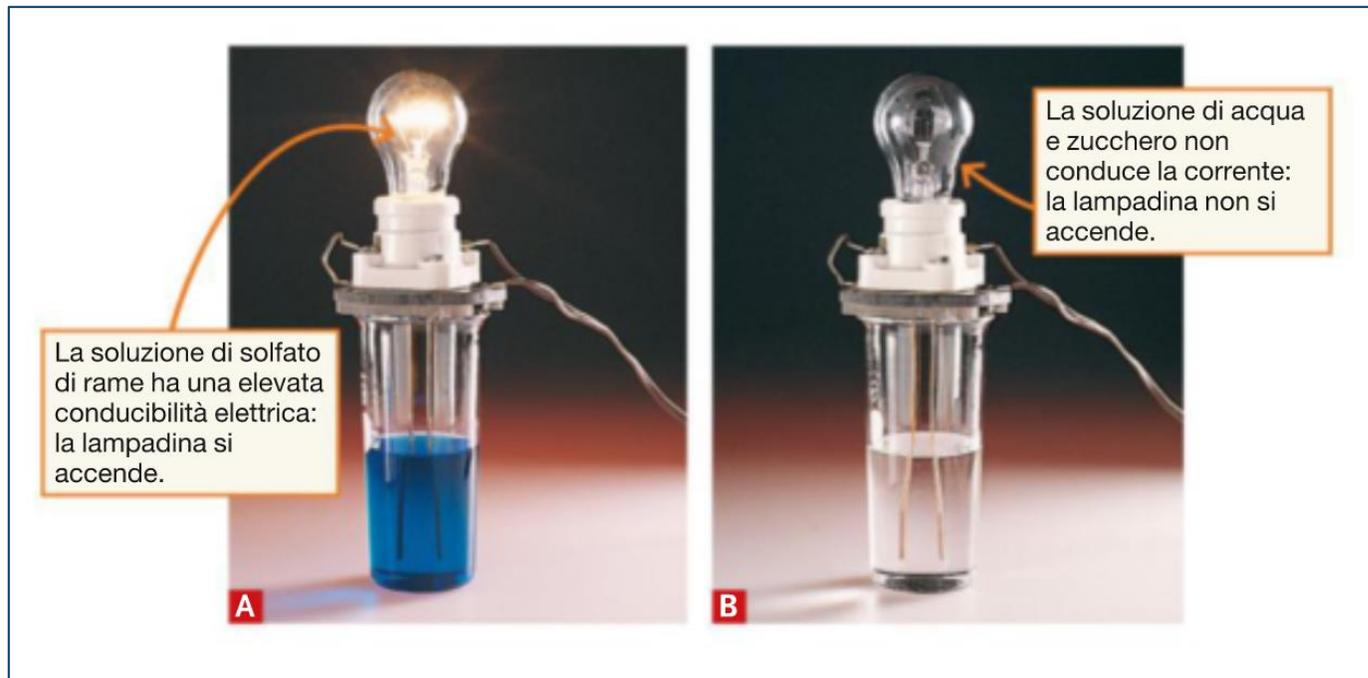
# PERCHÉ LE SOSTANZE SI SCIOLGONO



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

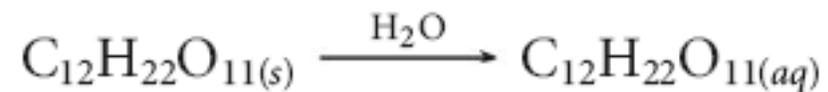
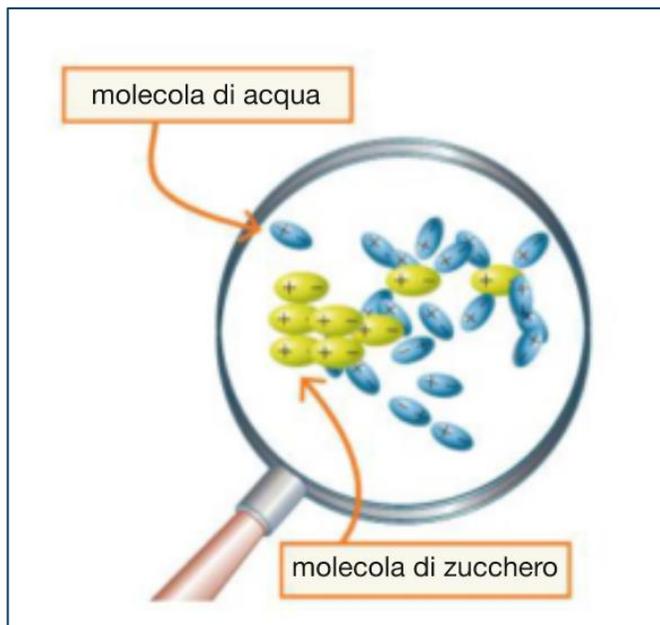
# SOLUZIONI ACQUOSE ED ELETTROLITI

- ▶ **Solvatazione:** processo di formazione di una soluzione in cui molecole di solvente circondano le molecole di soluto
- ▶ **Idratazione:** processo di solvatazione in cui il solvente è l'acqua



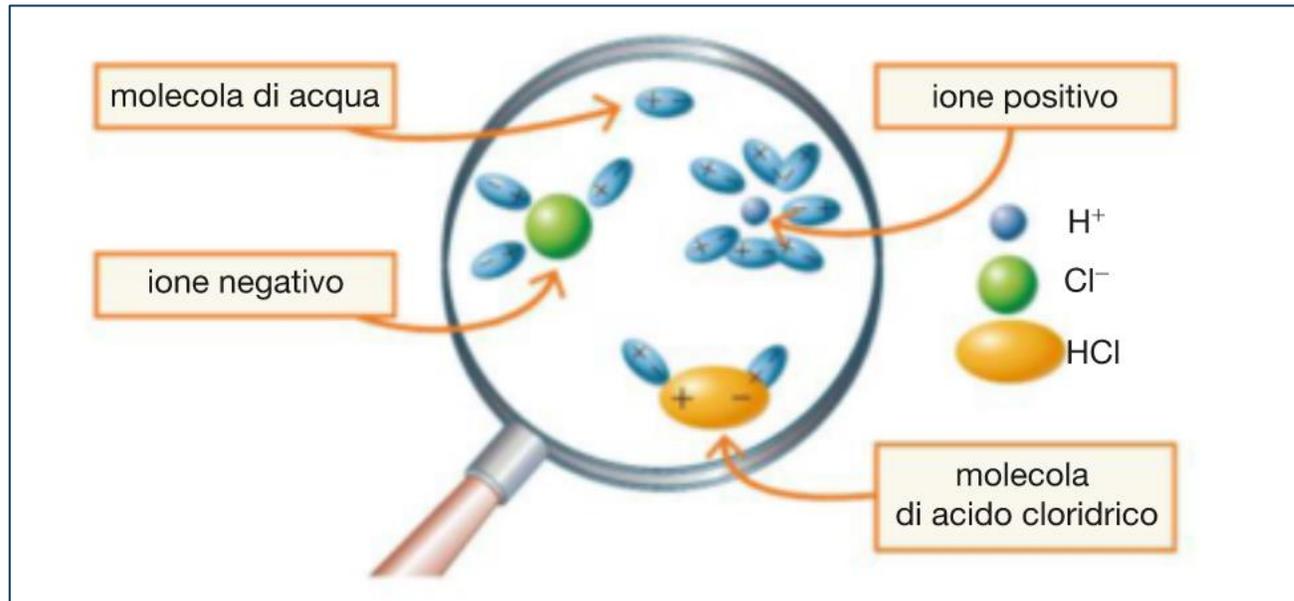
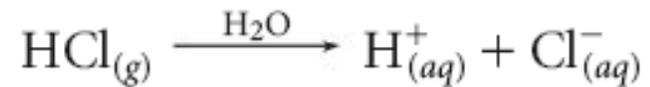
# SOLUZIONI ACQUOSE ED ELETTROLITI

- ▶ I **composti molecolari polari non ionizzabili** formano soluzioni acquose perché l'acqua, fortemente polare, riesce a rompere i legami dipolo-dipolo presenti tra le molecole di soluto elettricamente neutre, che si disperdono nell'acqua. Queste soluzioni non conducono elettricità e tale processo è definito **dissoluzione**



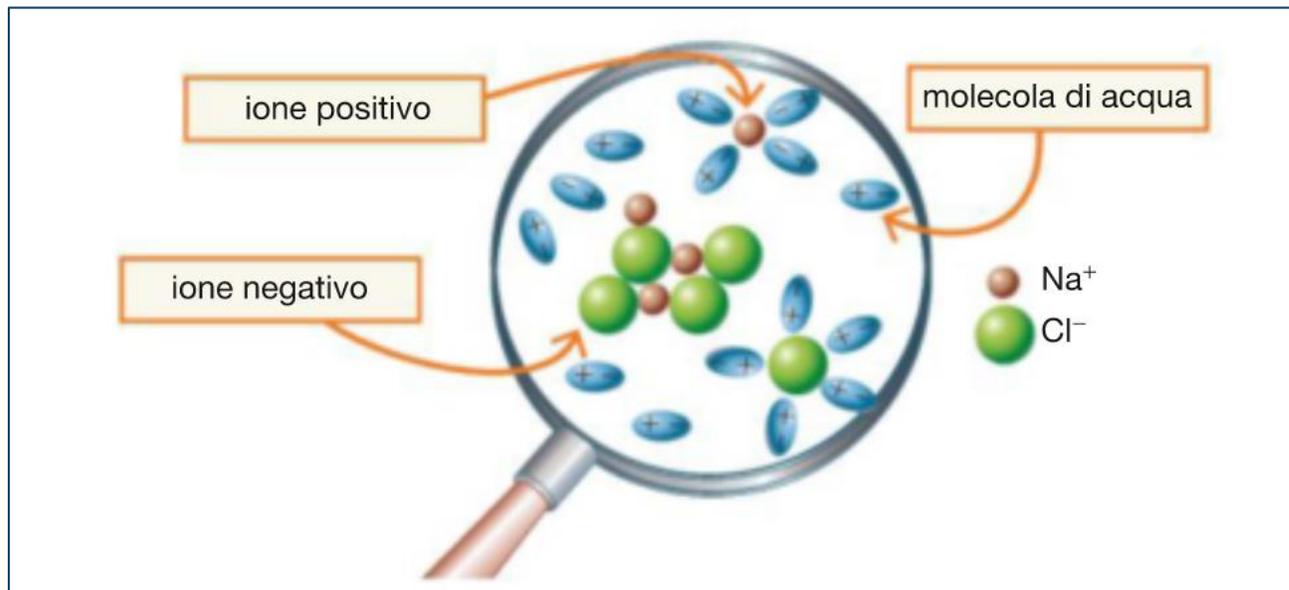
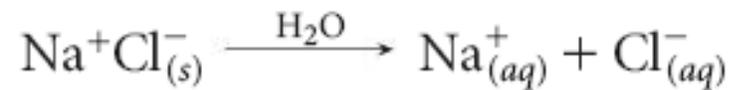
# SOLUZIONI ACQUOSE ED ELETTROLITI

- I **composti molecolari polari ionizzabili** formano soluzioni in cui le molecole dipolari dell'acqua spezzano i legami covalenti polari della molecola, con conseguente formazione di ioni che consentono alla soluzione di condurre l'elettricità. Il fenomeno è chiamato **ionizzazione**



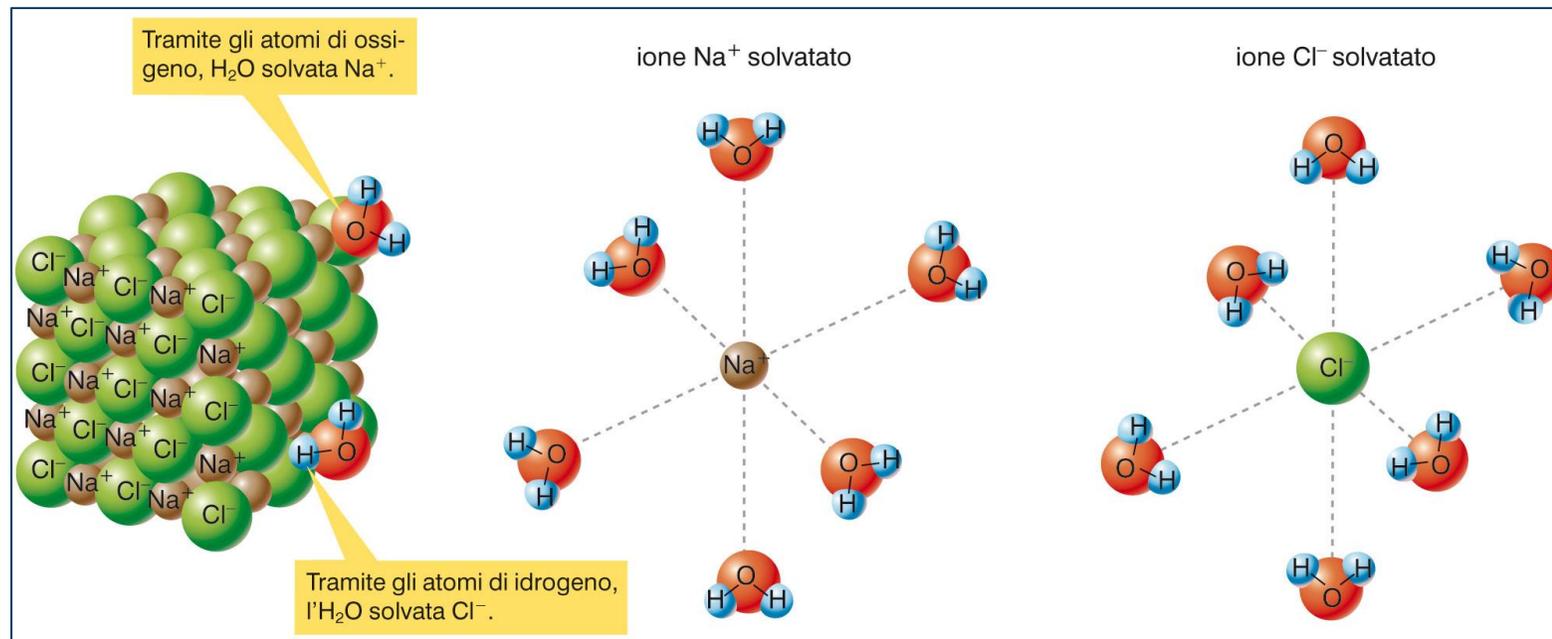
# SOLUZIONI ACQUOSE ED ELETTROLITI

- I **composti ionici** posti in acqua, liberano ioni positivi e negativi a causa dell'azione delle molecole d'acqua, che separano gli ioni di carica opposta già presenti nel composto (interferiscono con il legame ionico). Queste soluzioni conducono elettricità e il processo è chiamato **dissociazione**



# SOLUZIONI ACQUOSE ED ELETTROLITI

- ▶ 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**

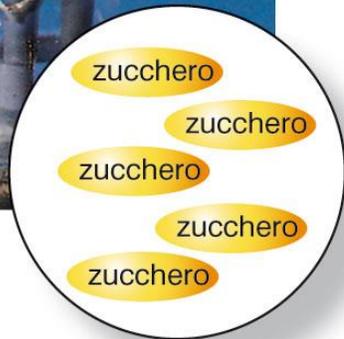
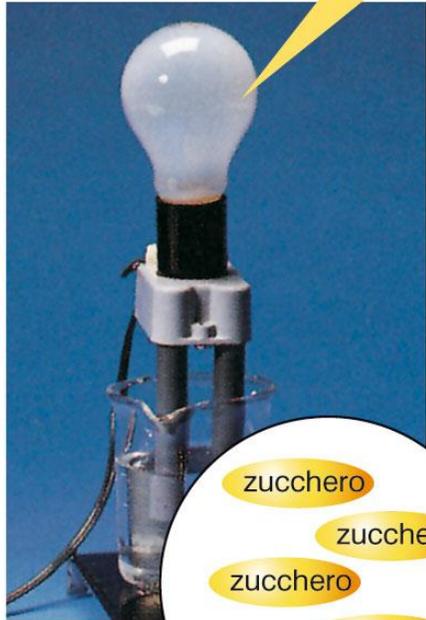


# SOLUZIONI ACQUOSE ED ELETTROLITI

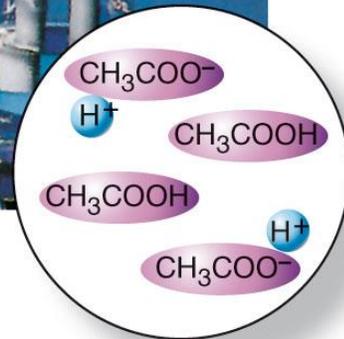
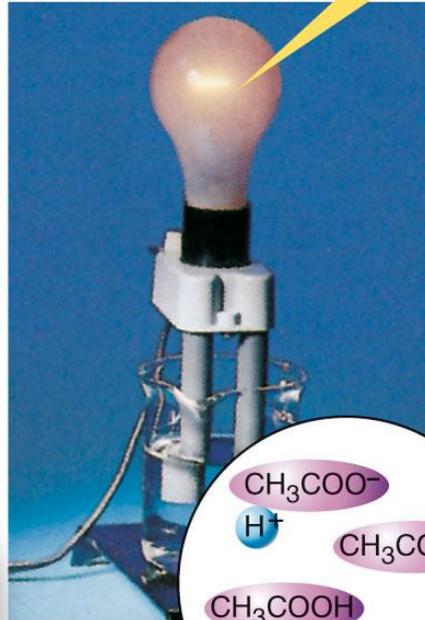
- ▶ Tutti i composti che in soluzione producono ioni per dissociazione o per ionizzazione prendono il nome di **elettroliti**
- ▶ **Elettrolita:** sostanza che rende elettricamente conduttrice la soluzione acquosa in cui è disciolto
- ▶ Si distinguono gli elettroliti in:
  - **Elettroliti forti:** sono sostanze che in acqua si dissociano completamente e sono presenti in soluzioni con alta conducibilità elettrica
  - **Elettroliti deboli:** sono sostanze che in acqua si ionizzano solo in parte e sono presenti in soluzioni con modesta conducibilità elettrica
  - **Non elettroliti:** sono soluti disciolti in forme elettricamente neutre e sono presenti in soluzioni che non presentano conducibilità elettrica

# SOLUZIONI ACQUOSE ED ELETTROLITI

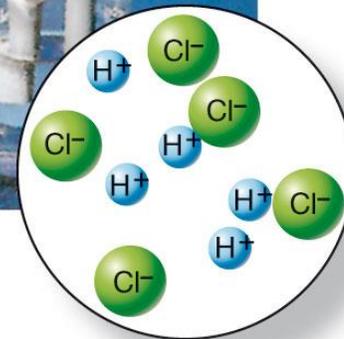
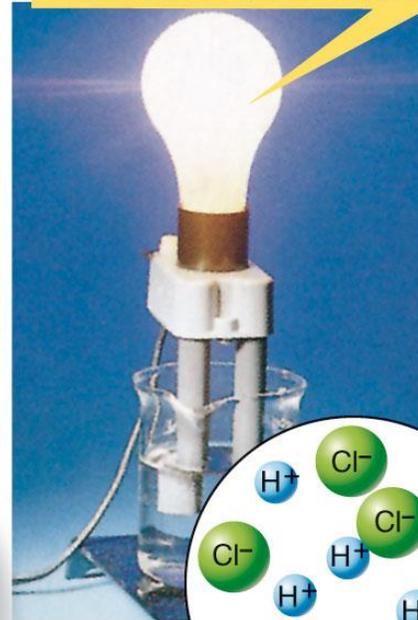
Una soluzione acquosa di zucchero (non elettrolita) non conduce la corrente elettrica.



La soluzione acquosa di acido acetico (elettrolita debole) conduce la corrente elettrica.

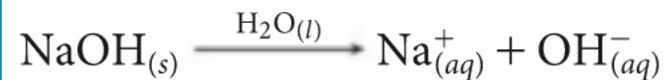
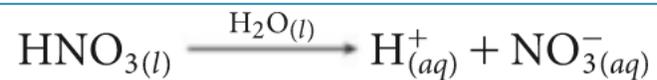


L'acido cloridrico (elettrolita forte), a parità di concentrazione, conduce meglio la corrente elettrica della soluzione di acido acetico.



# LE SOLUZIONI ELETTROLITICHE E IL pH

- ▶ Le soluzioni che contengono ioni conducono l'elettricità e sono chiamate **soluzioni elettrolitiche**
- ▶ Gli elettroliti possono essere acidi, basi o sali
- ▶ Gli **acidi** sono gli elettroliti che in acqua liberano ioni  $H^+$  mentre le **basi** in acqua liberano ioni  $OH^-$
- ▶ Gli ioni  $H^+$  si legano subito con una molecola di  $H_2O$  e formano lo **ione idronio**  $H_3O^+$



# LE SOLUZIONI ELETTROLITICHE E IL pH

- ▶ **Soluzioni acide:** sono soluzioni in cui la concentrazione degli ioni positivi  $\text{H}_3\text{O}^+$  è maggiore di quella degli ioni negativi  $\text{OH}^-$
- ▶ **Soluzioni basiche:** sono soluzioni in cui la concentrazione degli ioni negativi  $\text{OH}^-$  è maggiore della concentrazione degli ioni positivi  $\text{H}_3\text{O}^+$
- ▶ **Soluzioni neutre:** sono soluzioni in cui le concentrazioni degli ioni  $\text{H}_3\text{O}^+$  e  $\text{OH}^-$  sono uguali

# LE SOLUZIONI ELETTROLITICHE E IL pH

- ▶ Esistono numerose sostanze che assumono colore diverso quando si trovano in soluzione acida o basica. Tali sostanze sono chiamate **indicatori acido-base**



# IL pH

- ▶ Il **pH** è un numero che misura il grado di acidità (o di basicità) di una soluzione e dipende dalla concentrazione di ioni  $H_3O^+$  presenti nella soluzione
- ▶ Se la soluzione è **neutra**, il **pH = 7,00**
- ▶ Se la soluzione è **acida** il **pH < 7,00**
- ▶ Se la soluzione è **basica** il **pH > 7,00**

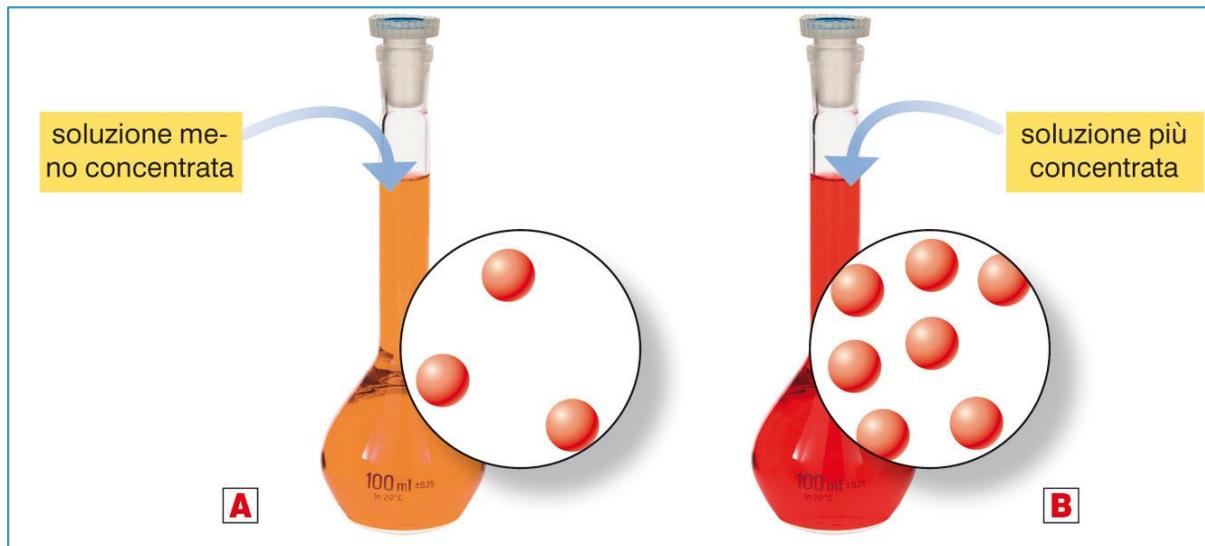
|   |                   |                    |  |    |                    |                   |  |
|---|-------------------|--------------------|--|----|--------------------|-------------------|--|
| 7 | $1 \cdot 10^{-7}$ | $1 \cdot 10^{-7}$  | acqua pura                | 14 | $1 \cdot 10^{-14}$ | 1                 | stura scarico           |
| 6 | $1 \cdot 10^{-6}$ | $1 \cdot 10^{-8}$  | urine                     | 13 | $1 \cdot 10^{-13}$ | $1 \cdot 10^{-1}$ | candeggina              |
| 5 | $1 \cdot 10^{-5}$ | $1 \cdot 10^{-9}$  | caffè                    | 12 | $1 \cdot 10^{-12}$ | $1 \cdot 10^{-2}$ | ammoniaca              |
| 4 | $1 \cdot 10^{-4}$ | $1 \cdot 10^{-10}$ | pomodoro                | 11 | $1 \cdot 10^{-11}$ | $1 \cdot 10^{-3}$ | sapone                |
| 3 | $1 \cdot 10^{-3}$ | $1 \cdot 10^{-11}$ | bevanda a base di cola  | 10 | $1 \cdot 10^{-10}$ | $1 \cdot 10^{-4}$ | antitarre             |
| 2 | $1 \cdot 10^{-2}$ | $1 \cdot 10^{-12}$ | limone                  | 9  | $1 \cdot 10^{-9}$  | $1 \cdot 10^{-5}$ | bicarbonato di sodio  |
| 1 | $1 \cdot 10^{-1}$ | $1 \cdot 10^{-13}$ | succhi gastrici         | 8  | $1 \cdot 10^{-8}$  | $1 \cdot 10^{-6}$ | acqua di mare         |
| 0 | 1                 | $1 \cdot 10^{-14}$ | acido per batteria      |    |                    |                   |  |

# LA CONCENTRAZIONE DELLE SOLUZIONI

- ▶ È possibile esprimere questo rapporto in funzione di diverse grandezze

## CONCENTRAZIONE DI UNA SOLUZIONE

$$\frac{\text{quantità di soluto}}{\text{quantità di soluzione}}$$



# LA CONCENTRAZIONE DELLE SOLUZIONI

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

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

- ▶ 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 DELLE SOLUZIONI

- ▶ La **concentrazione percentuale in volume (% V/V)** indica il volume in millilitri di soluto sciolto in 100 mL di soluzione. Questo è il metodo usato anche per calcolare il grado alcolico di una bevanda

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

- ▶ La **concentrazione in parti per milione (ppm)** indica il numero di parti di soluto presenti in un milione di parti di soluzione. La concentrazione ppm è adimensionale

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

$$\text{ppm} = \frac{V_{\text{soluto}}}{V_{\text{soluzione}}} \cdot 10^6$$

# LA CONCENTRAZIONE DELLE SOLUZIONI

| Concentrazione              | Formula  |
|-----------------------------|--|
| percentuale in massa        | $\% m/m = \frac{m_{\text{soluto}}(\text{g})}{m_{\text{soluzione}}(\text{g})} \cdot 100$  |
| percentuale massa su volume | $\% m/V = \frac{m_{\text{soluto}}(\text{g})}{V_{\text{soluzione}}(\text{mL})} \cdot 100$   |
| percentuale in volume       | $\% V/V = \frac{V_{\text{soluto}}(\text{mL})}{V_{\text{soluzione}}(\text{mL})} \cdot 100$  |
| ppm in massa                | $\text{ppm} = \frac{m_{\text{soluto}}(\text{mg})}{m_{\text{soluzione}}(\text{mg})} \cdot 10^6 = \frac{m_{\text{soluto}}(\text{mg})}{m_{\text{soluzione}}(\text{kg})}$      |
| ppm in volume               | $\text{ppm} = \frac{V_{\text{soluto}}(\mu\text{L})}{V_{\text{soluzione}}(\mu\text{L})} \cdot 10^6 = \frac{V_{\text{soluto}}(\mu\text{L})}{V_{\text{soluzione}}(\text{L})}$ |

# LA CONCENTRAZIONE MOLARE O MOLARITÀ

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

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

- ▶ La molarità si esprime in **mol/L**. Questa unità di misura può essere indicata con il simbolo **M (Molare)** ed è un'unità di misura della concentrazione che dipende dalla temperatura poiché al variare della temperatura varia anche il volume della soluzione

$$1 \text{ M} = 1 \text{ molare} = 1 \text{ mol/L}$$

# LA CONCENTRAZIONE MOLALE O MOLALITÀ

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

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

- ▶ La molalità si esprime in **mol/Kg**. Questa unità di misura può essere indicata con il simbolo **m (molale)** ed è un'unità di misura della concentrazione indipendente dalla temperatura, poiché nella relazione non compare il volume

$$1 \text{ m} = 1 \text{ molale} = \frac{1 \text{ mol}}{\text{kg}_{\text{solvente}}}$$

# LA FRAZIONE MOLARE

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

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

- ▶ La frazione molare è adimensionale. Se si moltiplica per cento il valore della frazione molare, si ottiene la **percentuale molare**

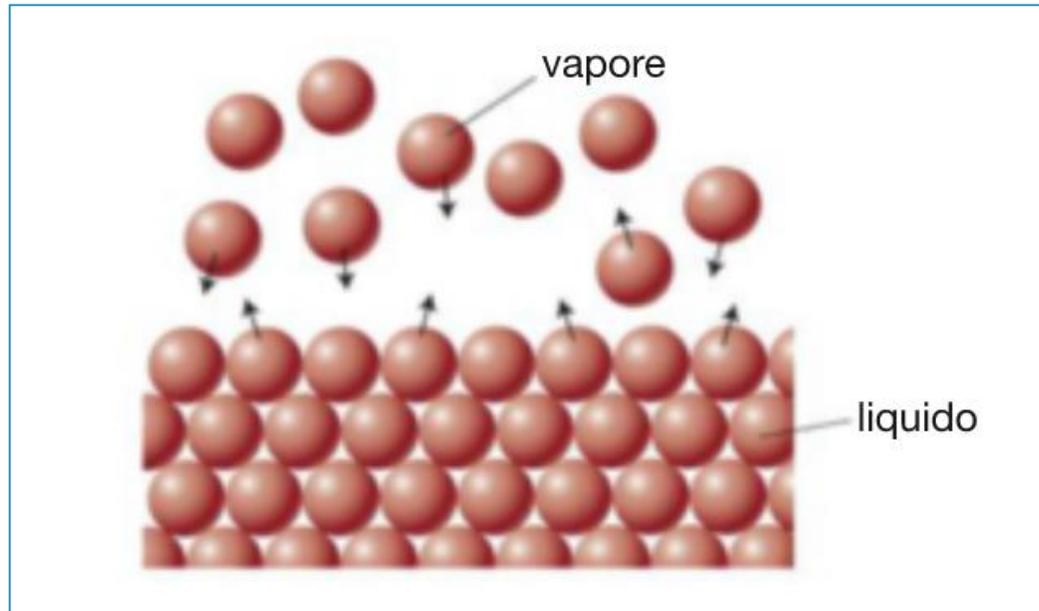
# LE PROPRIETÀ COLLIGATIVE

- ▶ Una **proprietà colligativa** di una soluzione è una proprietà che dipende solo dal numero di particelle di soluto presenti in soluzione (concentrazione del soluto) e non dalla loro natura (tipo di soluto)



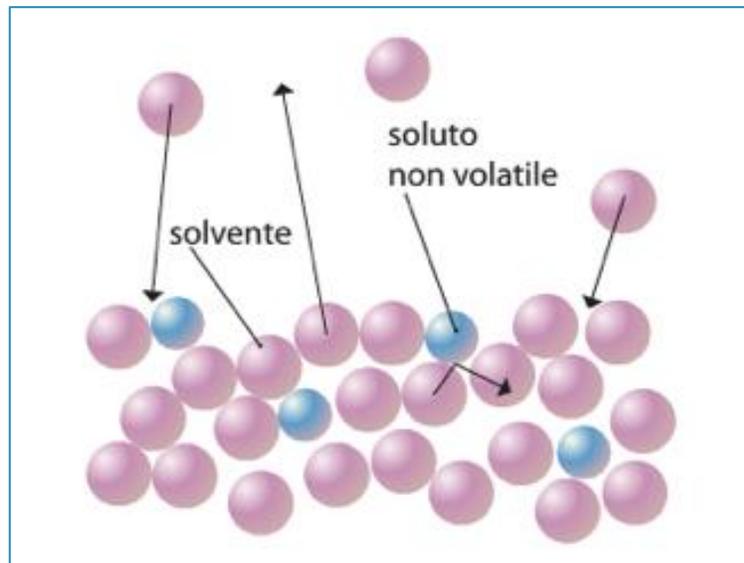
# LA TENSIONE DI VAPORE DELLE SOLUZIONI: LA LEGGE DI RAOULT

- ▶ La **tensione di vapore** è la pressione che esercita il vapore quando è in equilibrio con il liquido da cui esso è formato. All'equilibrio, la tendenza del liquido a vaporizzare compensa la tendenza del vapore a condensare



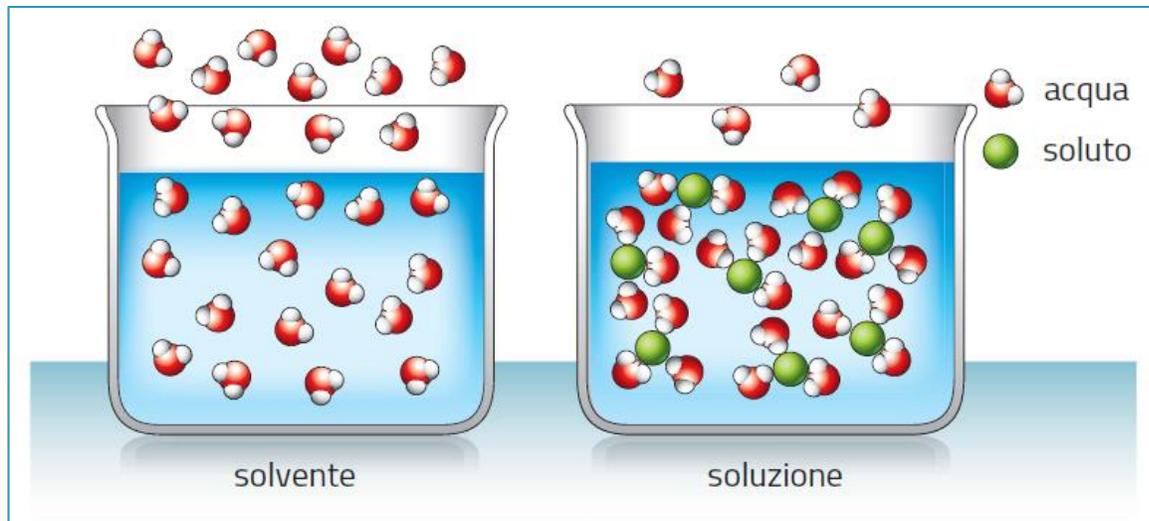
# LA TENSIONE DI VAPORE DELLE SOLUZIONI: LA LEGGE DI RAOULT

- ▶ Nel caso di una soluzione, in cui il soluto non sia volatile, il processo di evaporazione del solvente è ostacolato
- ▶ La tendenza del solvente a vaporizzare viene alterata mentre quella del vapore a condensare rimane la stessa poiché il soluto si trova solo in soluzione nel liquido



# LA TENSIONE DI VAPORE DELLE SOLUZIONI: LA LEGGE DI RAOULT

- ▶ La tensione di vapore della soluzione ( $p$ ) diminuisce all'aumentare della quantità di soluto
- ▶ Nella soluzione è minore il numero di molecole di acqua che può evaporare



# LA TENSIONE DI VAPORE DELLE SOLUZIONI: LA LEGGE DI RAOULT

- ▶ La **tensione di vapore** ( $P_{\text{soluzione}}$ ) di una **soluzione** ideale, il cui soluto non è volatile, è direttamente proporzionale alla frazione molare del solvente

$$P_{\text{soluzione}} = P_{\text{solvente}} \cdot X_{\text{solvente}}$$

- ▶ L'**abbassamento della tensione di vapore** di una soluzione è uguale al prodotto tra la tensione di vapore del solvente puro e la frazione molare del soluto

$$P_{\text{solvente}} - P_{\text{soluzione}} = \Delta p = P_{\text{solvente}} \cdot X_{\text{soluto}}$$

# L'INNALZAMENTO EBULLIOSCOPICO

- ▶ La **temperatura di ebollizione** di un liquido è la temperatura alla quale la tensione di vapore diventa uguale alla pressione atmosferica
- ▶ Il **punto di ebollizione di una soluzione** è maggiore del punto di ebollizione del solvente puro perché nella soluzione la tensione di vapore è inferiore a quella del solvente puro
- ▶ L'aumento è detto **innalzamento ebullioscopico** ( $\Delta t_{eb}$ )

The diagram illustrates the equation for boiling point elevation:  $t_{eb\ soluz.} - t_{eb\ solvente} = \Delta t_{eb} = k_{eb} \cdot m$ . Three orange boxes with arrows point to the terms in the equation: 'variazione del punto di ebollizione' points to  $\Delta t_{eb}$ , 'costante ebullioscopica' points to  $k_{eb}$ , and 'molalità della soluzione' points to  $m$ .

$$t_{eb\ soluz.} - t_{eb\ solvente} = \Delta t_{eb} = k_{eb} \cdot m$$

- ▶  $k_{eb}$  non dipende dal tipo di soluto, ma è caratteristica del solvente

# L'ABBASSAMENTO CRIOSCOPICO

- ▶ La **temperatura di congelamento** di un liquido è la temperatura alla quale diventa solido
- ▶ Il **punto di congelamento di una soluzione** è minore di quello del solvente puro perché le particelle di soluto possono impedire a quelle del solvente di fissarsi al cristallo di solvente puro
- ▶ La diminuzione è detta **abbassamento crioscopico** ( $\Delta t_c$ )

The diagram illustrates the equation for cryoscopic depression:  $t_{\text{cong soluz.}} - t_{\text{cong solvente}} = \Delta t_c = -k_c \cdot m$ . Three orange boxes with arrows point to the equation: 'variazione del punto di congelamento' points to  $\Delta t_c$ , 'molalità della soluzione' points to  $m$ , and 'costante crioscopica' points to  $k_c$ .

$$t_{\text{cong soluz.}} - t_{\text{cong solvente}} = \Delta t_c = -k_c \cdot m$$

variazione del punto di congelamento

molalità della soluzione

costante crioscopica

- ▶  $k_c$  non dipende dal tipo di soluto, ma è caratteristica del solvente

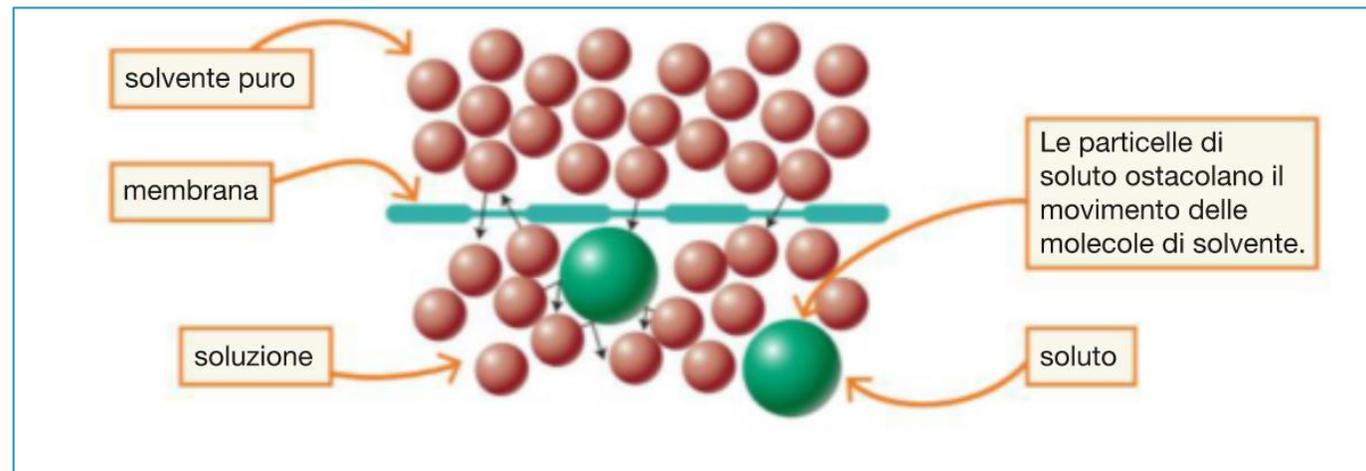
# L'INNALZAMENTO EBULLIOSCOPICO E L'ABBASSAMENTO CRIOSCOPICO

- ▶ In presenza di elettroliti che, per ogni mole liberano più di una mole di particelle, si deve introdurre il **coefficiente  $i$**  (**coefficiente di van't Hoff**) che indica il numero totale di moli di ioni liberati in soluzione da una mole di soluto
- ▶ Le formule relative all'innalzamento ebullioscopico e all'abbassamento crioscopico devono tener conto della ionizzazione e della dissociazione e quindi sono modificate con l'introduzione del coefficiente  $i$

$$\Delta t_{eb} = k_{eb} \cdot m \cdot i \quad \Delta t_c = -k_c \cdot m \cdot i$$

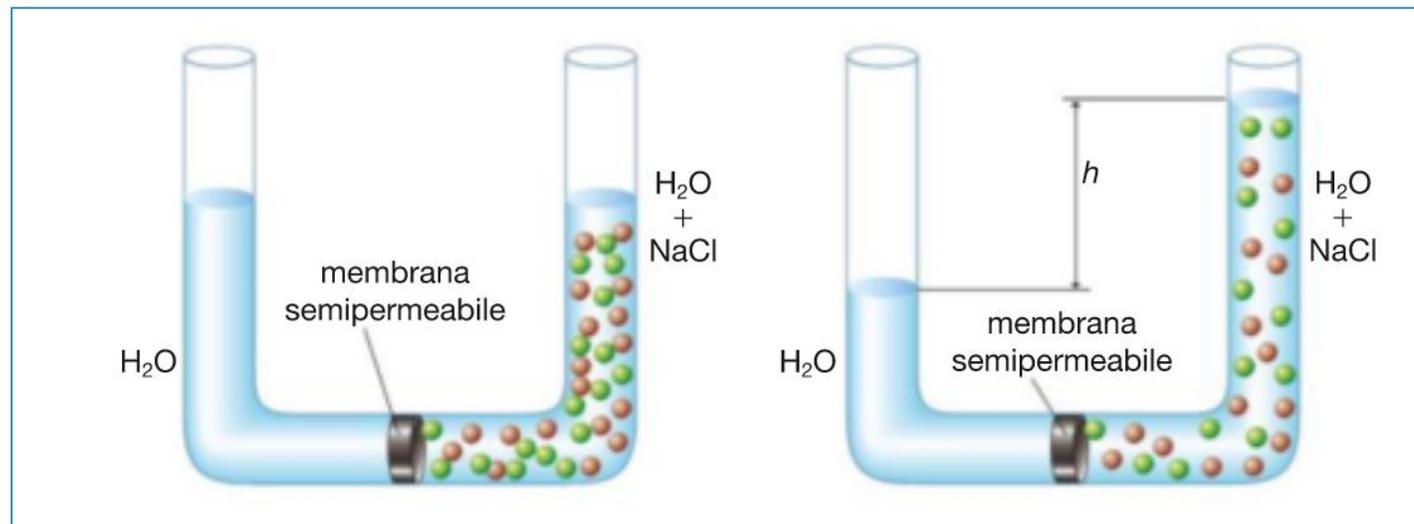
# OSMOSI E PRESSIONE OSMOTICA

- ▶ L'**osmosi** è una proprietà colligativa che si manifesta quando due soluzioni, una meno concentrata e l'altra più concentrata, sono separate da una membrana semipermeabile
- ▶ L'**osmosi** è il flusso di un solvente che attraversa una membrana semipermeabile e raggiunge la soluzione più concentrata
- ▶ La direzione dell'osmosi dipende solo dalla concentrazione delle soluzioni sui due lati della membrana e non dal tipo di soluto



# OSMOSI E PRESSIONE OSMOTICA

- ▶ La **pressione osmotica** rappresenta la pressione idrostatica che bisogna esercitare su una soluzione, separata da un'altra soluzione per mezzo di una membrana semipermeabile, perché in essa non entri altro solvente
- ▶ Si parla di **osmosi inversa** quando si applica alla soluzione più concentrata una pressione maggiore della pressione osmotica. Si ottiene come risultato il passaggio delle molecole di solvente dalla soluzione più concentrata a quella meno concentrata



# OSMOSI E PRESSIONE OSMOTICA

- ▶ Nelle soluzioni ideali, cioè in soluzioni molto diluite, la pressione osmotica è

$$\pi \cdot V = n \cdot R \cdot T \quad \pi = \left( \frac{n}{V} \right) \cdot R \cdot T = M \cdot R \cdot T$$

- ▶ Se la sostanza disciolta è un elettrolita, l'equazione diventa

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

# OSMOSI E PRESSIONE OSMOTICA

- ▶ Sono dette **soluzioni isotoniche** le soluzioni che presentano uguale concentrazione e uguale pressione osmotica
- ▶ Se due soluzioni hanno una concentrazione e una pressione osmotica diverse, quella con concentrazione minore viene detta **ipotonica** e quella con concentrazione maggiore è detta **ipertonica**



# LA SOLUBILITÀ

- ▶ La **solubilità (S)** è la quantità massima di soluto che si può sciogliere in una certa quantità di solvente a una determinata temperatura, varia da sostanza a sostanza e dipende sia dalla natura del soluto sia da quella del solvente
- ▶ Tra il soluto disciolto e quello indisciolto si instaura un equilibrio detto **equilibrio dinamico** dovuto al persistente movimento delle particelle
- ▶ Una soluzione che ad una data temperatura contiene una quantità di soluto inferiore a  $s$ , si dice **insatura**
- ▶ Una soluzione che a una data temperatura contiene una quantità di soluto uguale a  $s$ , si dice **satura**

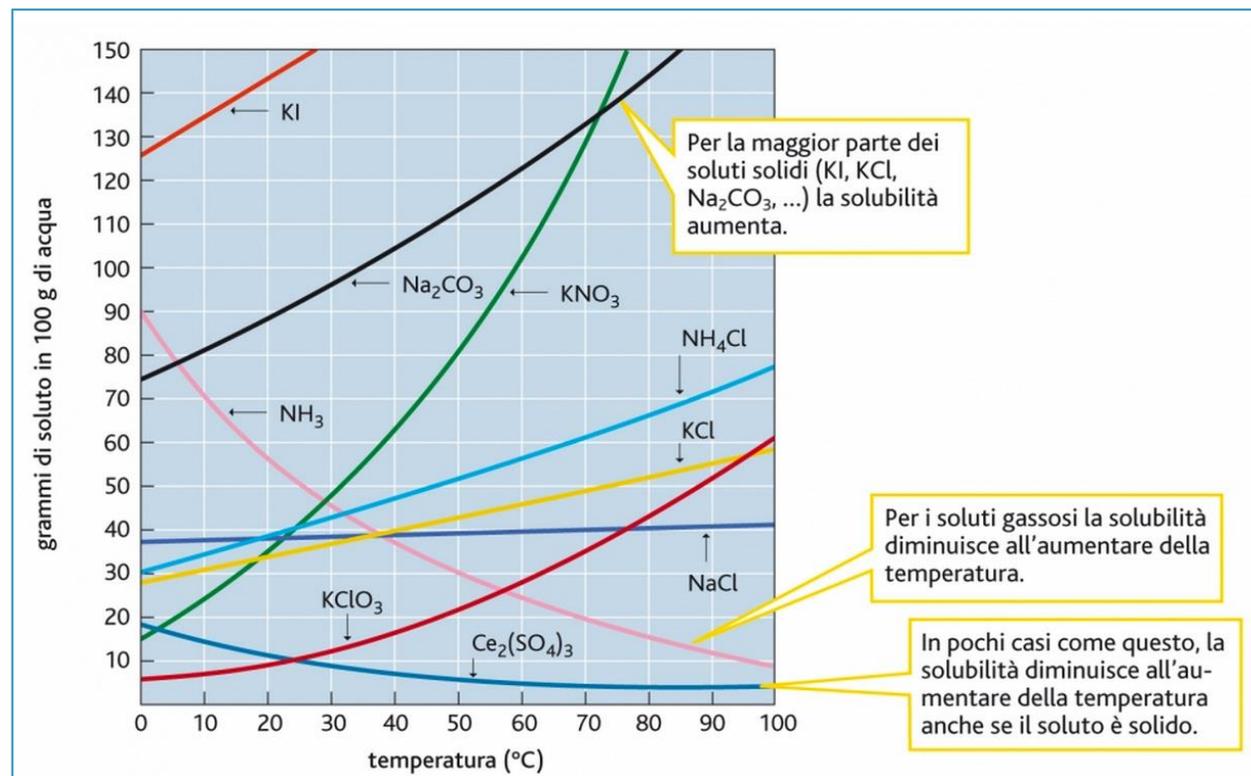


# SOLUBILITÀ, TEMPERATURA E PRESSIONE

- ▶ Una soluzione si definisce **soprasatura** quando contiene un eccesso di soluto rispetto alla quantità massima che può sciogliersi a quella temperatura
- ▶ Per la maggior parte delle sostanze solide, la solubilità cresce all'aumentare della temperatura
- ▶ Per tutti i soluti gassosi la solubilità diminuisce all'aumentare della temperatura

# SOLUBILITÀ, TEMPERATURA E PRESSIONE

- ▶ La solubilità delle sostanze varia all'aumentare della temperatura



# SOLUBILITÀ, TEMPERATURA E PRESSIONE

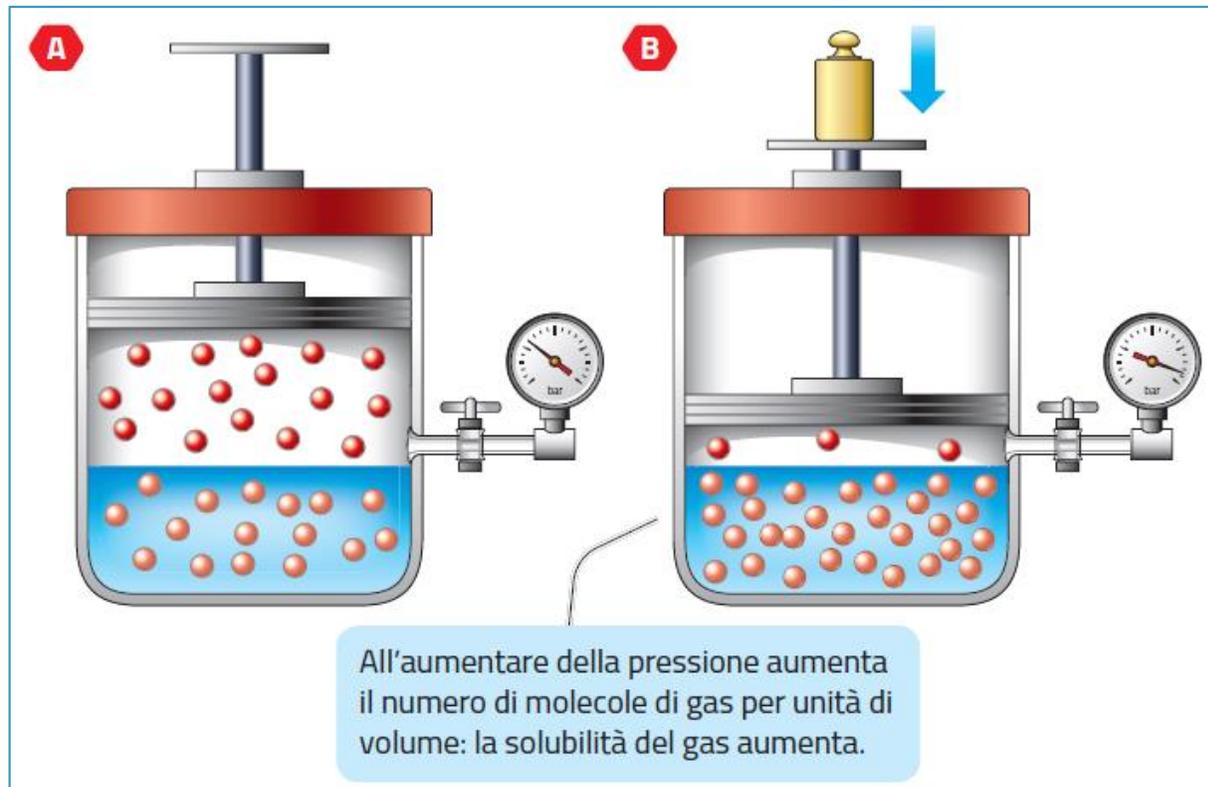
- ▶ Per i gas la solubilità dipende anche dalla pressione
- ▶ La solubilità dei gas nei liquidi viene descritta dalla **legge di Henry** secondo cui la solubilità ( $S$ ) di un gas in un liquido, cioè la sua concentrazione in una soluzione satura, è direttamente proporzionale alla pressione parziale del gas ( $p_g$ ) che sta al di sopra della soluzione

$$S = k \cdot p_g$$

- ▶ La costante di proporzionalità  $k$  è nota come **costante di Henry** e dipende dalla temperatura, dalla natura del gas e dalla natura del solvente

# SOLUBILITÀ, TEMPERATURA E PRESSIONE

- Considerando un gas disciolto in un liquido, se aumentiamo la pressione si ha una riduzione del volume e un aumento della solubilità del gas



# I COLLOIDI SONO PSEUDOSOLUZIONI

- ▶ I **colloidi** sono sistemi bifasici con caratteristiche intermedie fra le soluzioni e i miscugli e si differenziano dalle soluzioni e dai miscugli eterogenei per le dimensioni delle particelle disperse
- ▶ La **fase disperdente** corrisponde al solvente, la **fase dispersa** al soluto
- ▶ In una dispersione colloidale il raggio di luce viene deviato dalle particelle della fase dispersa e compare una luminosità diffusa (**effetto Tyndall**)

# I COLLOIDI SONO PSEUDOSOLUZIONI

- ▶ La stabilità delle dispersioni colloidali dipende dal **moto browniano**, ovvero dell'agitazione molecolare
- ▶ Le tecniche di separazione utilizzate per i colloidi sfruttano sistemi di membrane filtranti che sono in grado di separare particelle di dimensioni diverse

| Dimensione particelle   | Tipo di miscuglio       | Tecnica di separazione    |
|-------------------------|-------------------------|---------------------------|
| $< 10^{-9}$ m           | omogeneo: soluzione     | osmosi inversa            |
| $10^{-9}$ - $10^{-6}$ m | colloide                | dialisi, ultrafiltrazione |
| $> 10^{-6}$ m           | eterogeneo: sospensione | filtrazione               |

# TIPOLOGIE DI COLLOIDI

► I principali colloidi sono:

- **Sol:** sistema formato da una fase solida dispersa in un liquido
- **Gel:** sistema di tipo *sol* che presenta una maggiore concentrazione di particelle solide disperse in un liquido
- **Emulsione:** sistema formato da un liquido apolare disperso in un liquido polare
- **Aerosol:** sistema formato da particelle solide o liquide disperse in una fase gassosa

| Materiale        | Fase disperdente                     | Fase dispersa     | Denominazione della dispersione |
|------------------|--------------------------------------|-------------------|---------------------------------|
| panna montata    | grasso                               | bollicine di aria | schiuma                         |
| latte            | siero (soluzione acquosa zuccherina) | grasso e proteine | emulsione                       |
| fumo             | aria                                 | cenere            | aerosol solido                  |
| nubi             | aria                                 | acqua             | aerosol liquido                 |
| plasma sanguigno | siero del sangue                     | grassi e proteine | emulsione                       |