

LE SOLUZIONI

Una soluzione è una *miscela omogenea di due o più sostanze in un'unica fase*. Il componente presente in quantità maggiore si chiama *solvente*, l'altro *soluto*.

La concentrazione di una soluzione è una misura della quantità di soluto presente.

Unità di misura della concentrazione

- | | |
|--------------------------------------|---|
| - <i>per cento in peso</i> (%m/m): | grammi di soluto in 100 g di soluzione. |
| - <i>per cento in volume</i> (%m/v): | grammi di soluto in 100 ml di soluzione. |
| - <i>molarità</i> (M): | moli di soluto in 1 l di soluzione. |
| - <i>molalità</i> (m): | moli di soluto in 1 kg di solvente. |
| - <i>frazione molare</i> (χ): | moli di una specie diviso le moli totali. |

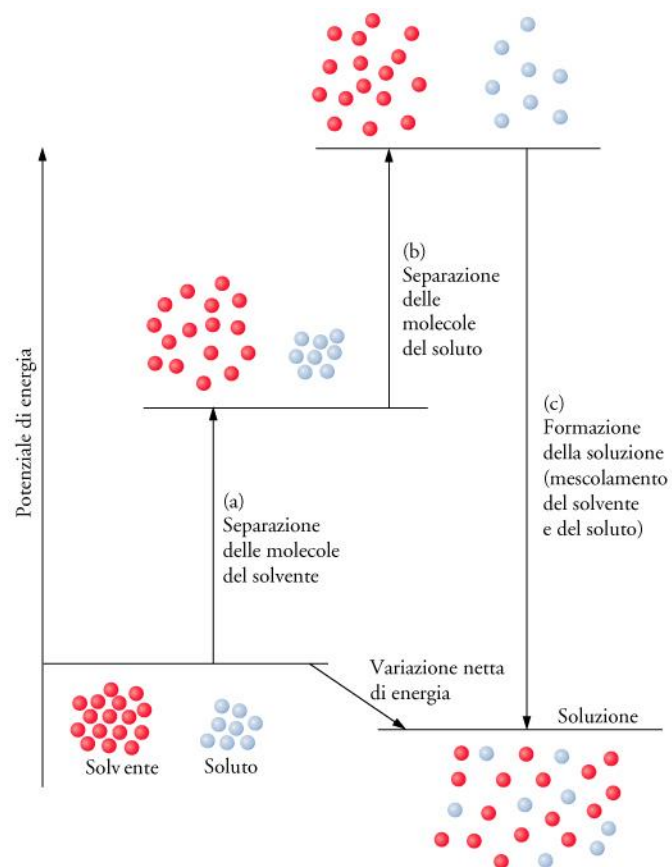
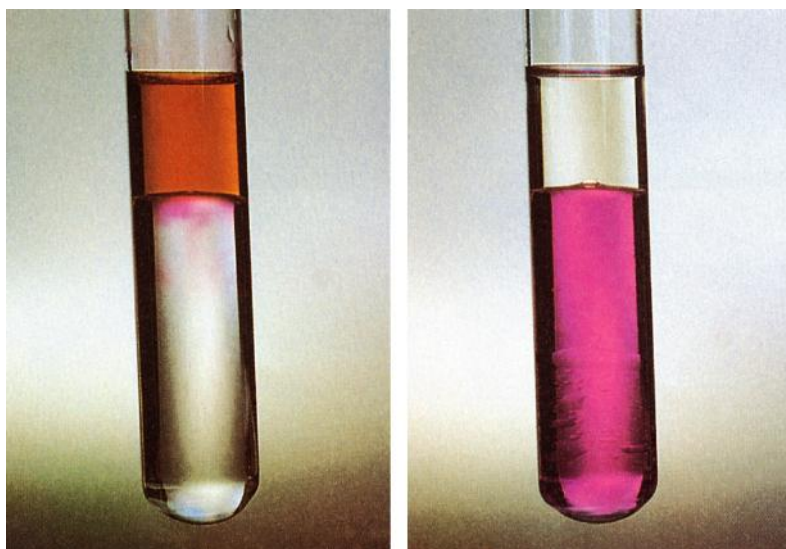
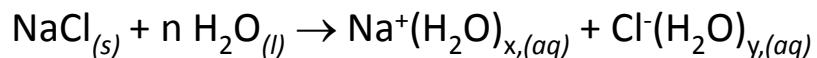
Solubilità / miscibilità

Regola generale: simile discioglie il simile

sostanze polari sono sciolte da solventi polari
sostanze apolari sono sciolte da solventi apolari

DISSOLUZIONE DI SOLIDI IN ACQUA

- **MOLECOLARI**: POSSONO ESSERE SOLUBILI SIA IN LIQUIDI POLARI CHE APOLARI
Es: I_2 IN CCl_4/H_2O OPPURE SACCAROSIO IN H_2O .
- **COVALENTI E METALLI**: SONO DI NORMA PIUTTOSTO INSOLUBILI IN QUALUNQUE SOLVENTE
- **IONICI**: DI NORMA SONO MOLTO SOLUBILI IN ACQUA POICHÉ GLI IONI CHE COSTITUISCONO IL SOLIDO POSSONO FORMARE FORTI LEGAMI IONE-DIPOLO.



DISSOLUZIONE DI GAS

E' MOLTO IMPORTANTE IN AMBITO BIOMEDICO (SOLUBILITÀ DI CO₂ E O₂ IN ACQUA E FLUIDI BIOLOGICI). ESSA È INFLUENZATA SIA DALLA PRESSIONE CHE DALLA TEMPERATURA:

***LEGGE DI HENRY*: LA QUANTITÀ DI GAS CHE SI SCIoglie IN UNA DETERMINATA QUANTITÀ DI SOLVENTE È PROPORZIONALE ALLA PRESSIONE PARZIALE DEL GAS SOPRA IL LIQUIDO.**

$$\text{SOLUBILITÀ DEL GAS (MOL L}^{-1}\text{)} = K_H \times P$$

DOVE K_H È LA COSTANTE DI HENRY (MOL L⁻¹ ATM⁻¹ , DIPENDE DAL GAS, DAL SOLVENTE E DALLA TEMPERATURA) E P È LA PRESSIONE PARZIALE. ALL'AUMENTARE DELLA PRESSIONE, AUMENTA LA SOLUBILITÀ DEL GAS.

LA COSTANTE DI HENRY DIMINUISCE ALL'AUMENTARE DELLA TEMPERATURA: DIMINUISCE LA SOLUBILITÀ DEL GAS.

Proprietà colligative

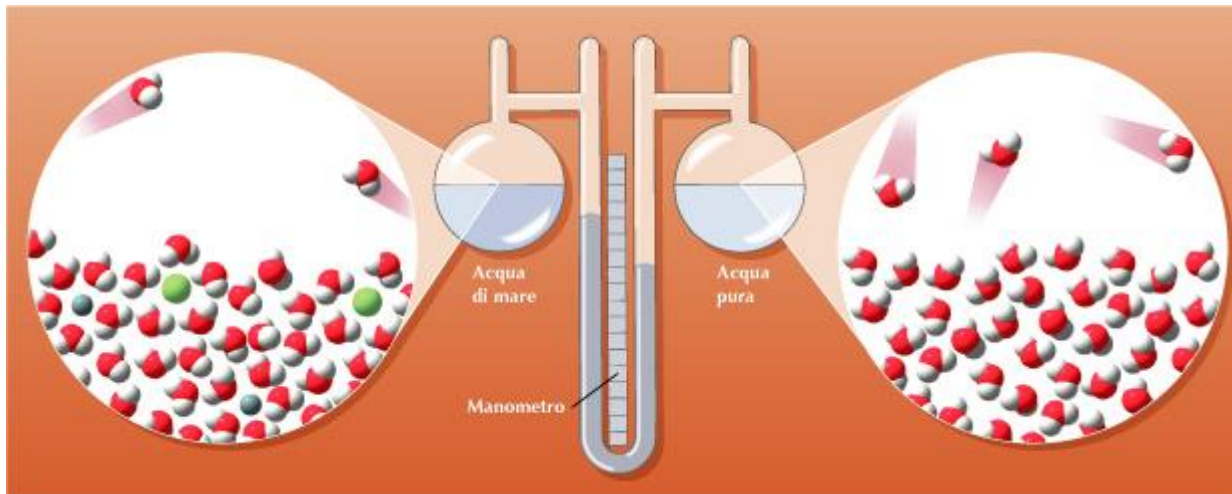
Sono proprietà delle soluzioni che dipendono dal numero di particelle di soluto.

Variazione della tensione di vapore

Legge di Raoult: *la pressione di vapore di un solvente si abbassa proporzionalmente alla frazione molare di soluto.*

$$\Delta P = P_{\text{solvente}} - P_{\text{soluzione}} = P_{\text{solvente}} \times \chi_{\text{soluto}}$$

Il numero di molecole di solvente alla superficie della soluzione è minore (rispetto al solvente puro) per la presenza del soluto e quindi meno molecole sono disponibili a lasciare la superficie.



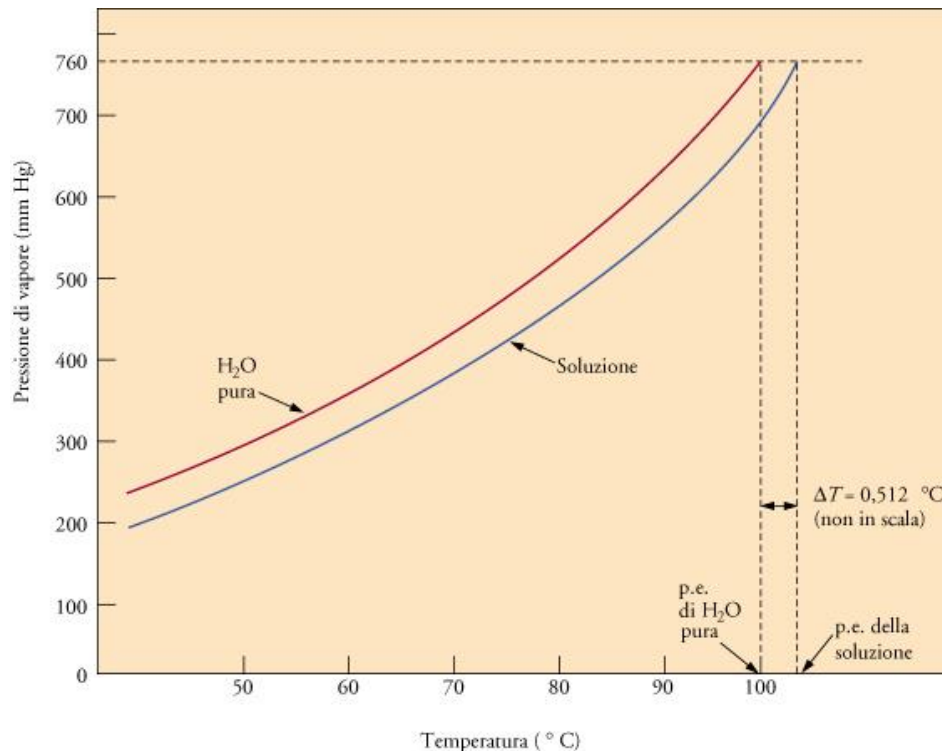
Innalzamento del punto di ebollizione

Come conseguenza della legge di Raoult, *la tensione di vapore di una soluzione è inferiore a quella del solvente puro, a parità di temperatura.*

Di conseguenza *il punto di ebollizione di una soluzione viene innalzato rispetto a quello del solvente puro.*

$$\Delta t_{\text{eb}} = K_{\text{eb}} \times m_{\text{soluto}} \times i$$

dove K_{eb} è la costante ebullioscopica del solvente e i è il coefficiente di van't Hoff che indica il numero di particelle di soluto per particella di soluto.



- **Non-Elettroliti** $\Rightarrow i = 1$ (Es: zucchero, urea, glicerolo,...)
- **Elettroliti forti** $\Rightarrow i = \text{numero di ioni che si liberano da una mole di soluto } (v)$
(Es: sali solubili, acidi e basi forti,...)
Es: $\text{NaCl} \Rightarrow i = 2$; $\text{MgCl}_2 \Rightarrow i = 3$
- **Elettroliti deboli** $\Rightarrow i$ è compreso tra 1 e v (Es: sali poco solubili, acidi e basi deboli,...)

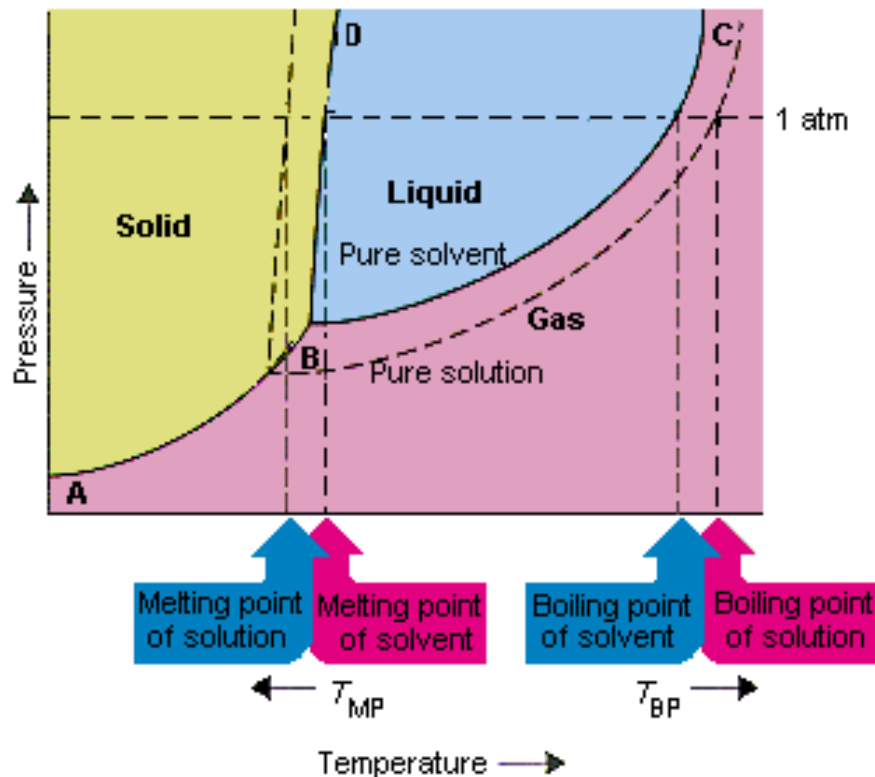
In pratica $\Rightarrow i = 1 + \alpha (v-1)$ dove α è il grado di dissociazione

Abbassamento del punto di congelamento

$$\Delta t_{cr} = K_{cr} \times m_{\text{soluto}} \times i$$

dove K_{cr} è la costante crioscopica del solvente.

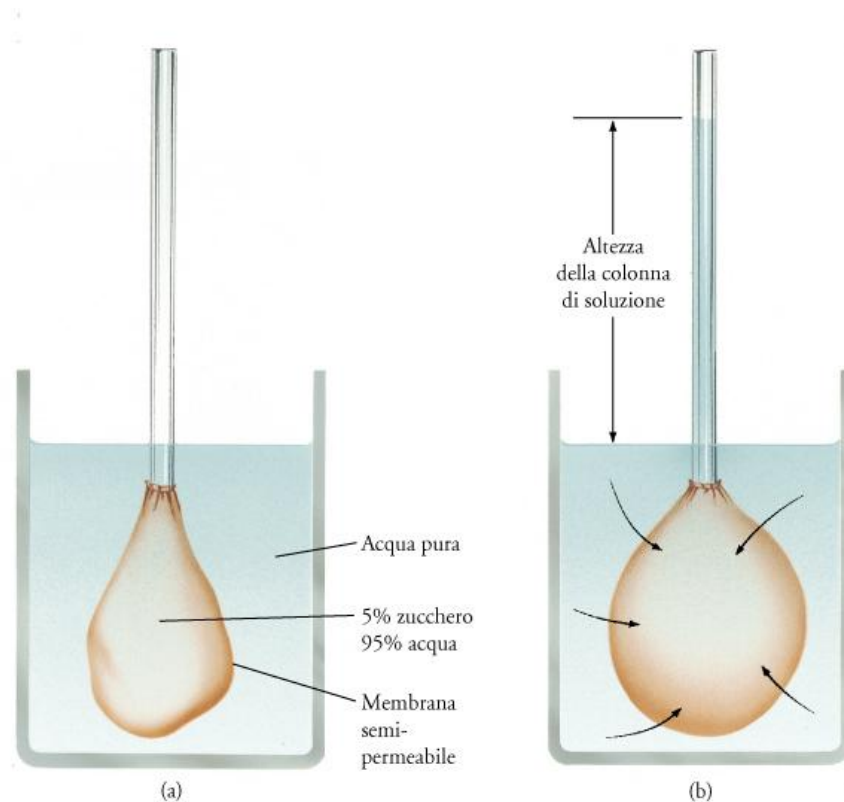
L'abbassamento crioscopico viene sfruttato per impedire il congelamento dell'acqua di raffreddamento dei motori oppure per sciogliere il ghiaccio sulle strade.



Pressione osmotica

Osmosi: le molecole di solvente passano attraverso una membrana semipermeabile da una regione a minor concentrazione di soluto ad una di maggior concentrazione.

Il fenomeno procederà fino a quando la pressione esercitata dalla colonna di solvente bilancerà la pressione del solvente che passa attraverso la membrana e non vi sarà ulteriore passaggio di molecole \Rightarrow **pressione osmotica** (π).



Per soluzioni diluite si può usare l'equazione di Van't Hoff

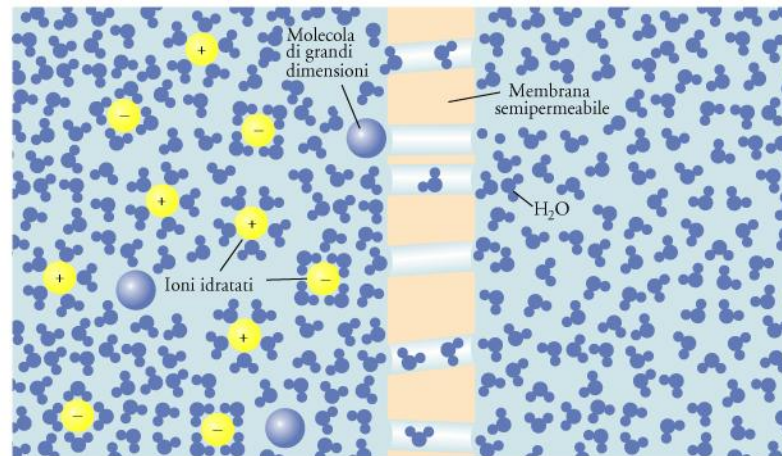
$$\pi = i M R T$$

$$[\pi] = \text{atm}$$

$$[M] = \text{mol l}^{-1}$$

$$[T] = \text{K}$$

$$R = 0.0821 \text{ l atm mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$$



Jacobus Van't Hoff

(Premio Nobel per la Chimica 1900)

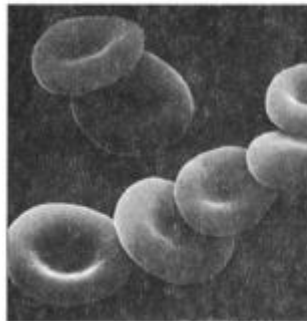
L'osmosi è molto importante nei sistemi biologici, dal momento che le pareti cellulari e nucleari sono membrane semipermeabili.

Sostanze nutrienti, O_2 , H_2O e cataboliti le possono attraversare.

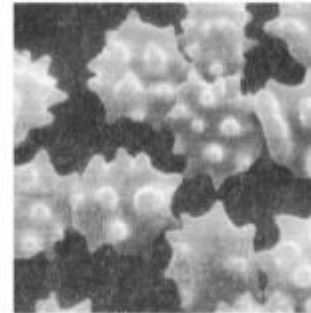
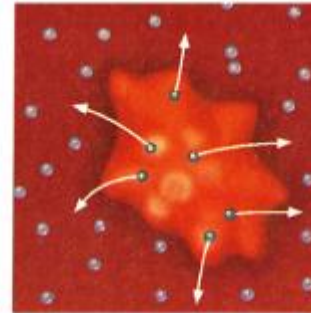
Cellule in cui fuoriesce troppa acqua possono subire avvizzimento e morte. Ciò avviene se la soluzione esterna ha una concentrazione salina superiore allo 0.9% \Rightarrow ***soluzione ipertonica***.

Se la cellula è immersa in una soluzione salina di concentrazione inferiore allo 0.9%, *entra troppa acqua, si gonfia e può scoppiare* (ad esempio: emolisi) \Rightarrow ***soluzione ipotonica***.

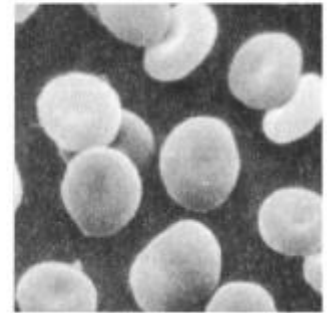
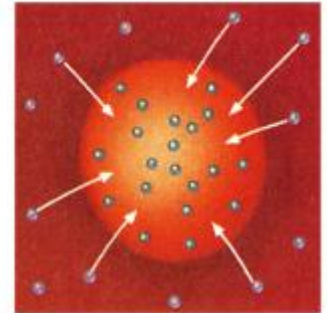
Una soluzione fisiologica salina
allo 0.9%
si dice ***isotonica***.



Sol. isotonica



Sol. ipertonica



Sol. ipotonica

Nell'osmosi inversa si applica dalla parte della soluzione più concentrata, una pressione superiore a quella osmotica (circa 70 atm). Si invertirà quindi il flusso del solvente che passerà dalla soluzione a più alta concentrazione di soluto a quella più bassa. L'acqua viene letteralmente strizzata via dalla soluzione salina attraverso la membrana.

Applicazioni: purificazione delle acque.

