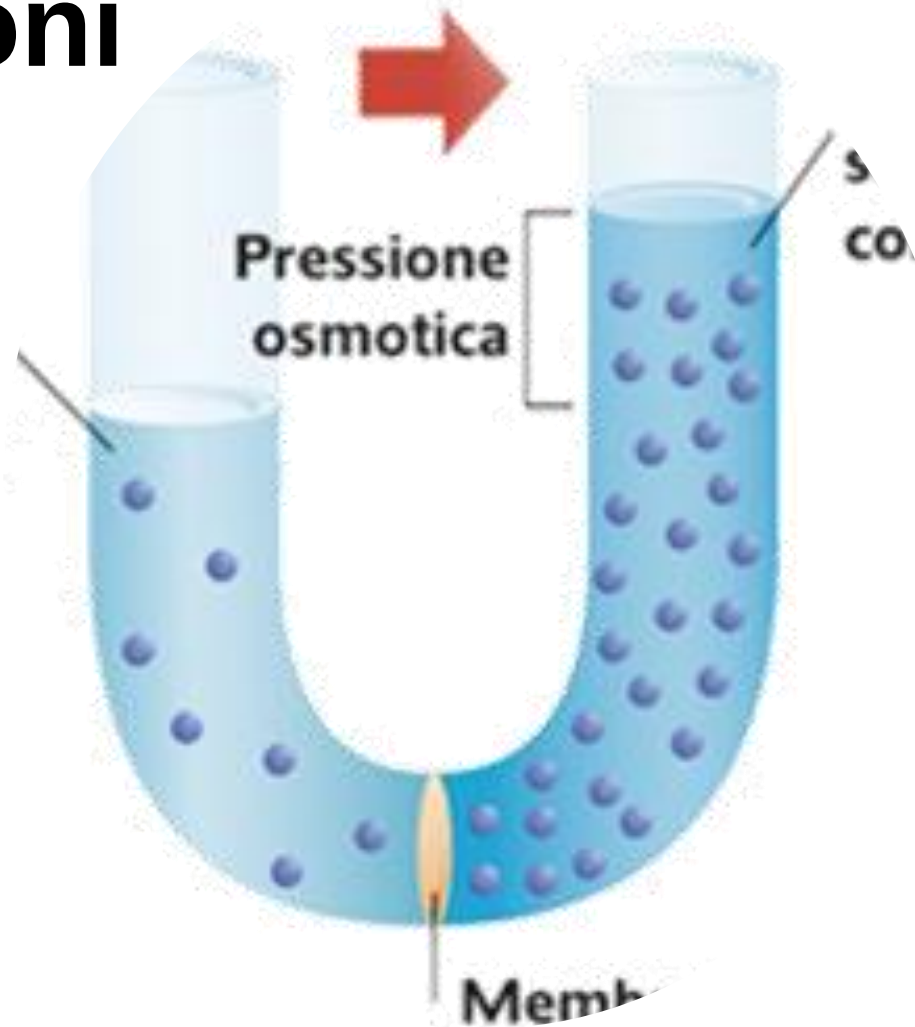
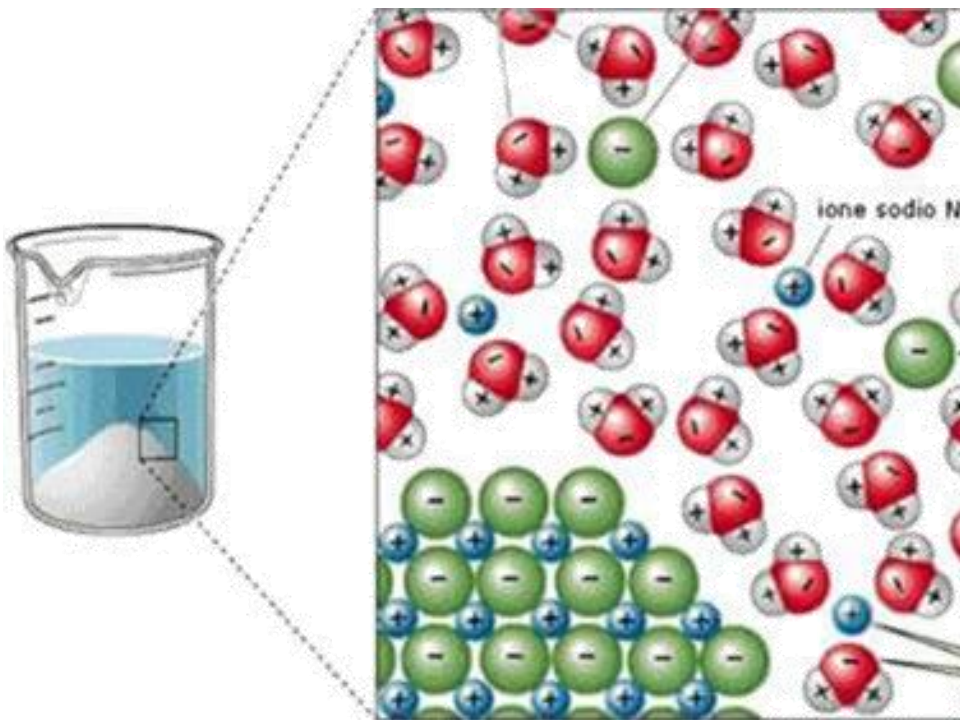


Le Proprietà fisiche delle soluzioni



I tipi di soluzioni

Una **soluzione** è una miscela omogenea di 2 o più sostanze

Il **soluto** è (sono) la (e) sostanza (e) presente (i) in minor quantità

Il **solvente** è la sostanza presente in maggiore quantità

Tabella 10.1 Tipi di soluzioni

Soluto	Solvente	Stato della soluzione risultante	Esempi
Gas	Gas	Gas	Aria
Gas	Liquido	Liquido	Seltz (CO_2 in acqua)
Gas	Solido	Solido	H_2 gassoso in palladio
Liquido	Liquido	Liquido	Etanolo in acqua
Solido	Liquido	Liquido	NaCl in acqua
Solido	Solido	Solido	Ottone (Cu/Zn), lega per saldare (Sn/Pb)



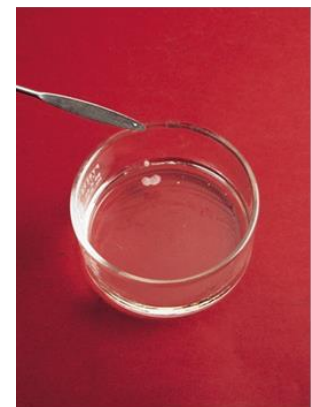
I tipi di soluzioni

Una ***soluzione satura*** contiene la massima quantità di soluto che si scioglierà in un dato solvente ad una specifica temperatura.

Una ***soluzione insatura*** contiene meno soluto rispetto alla capacità che il solvente ha di scioglierlo ad una specifica temperatura.

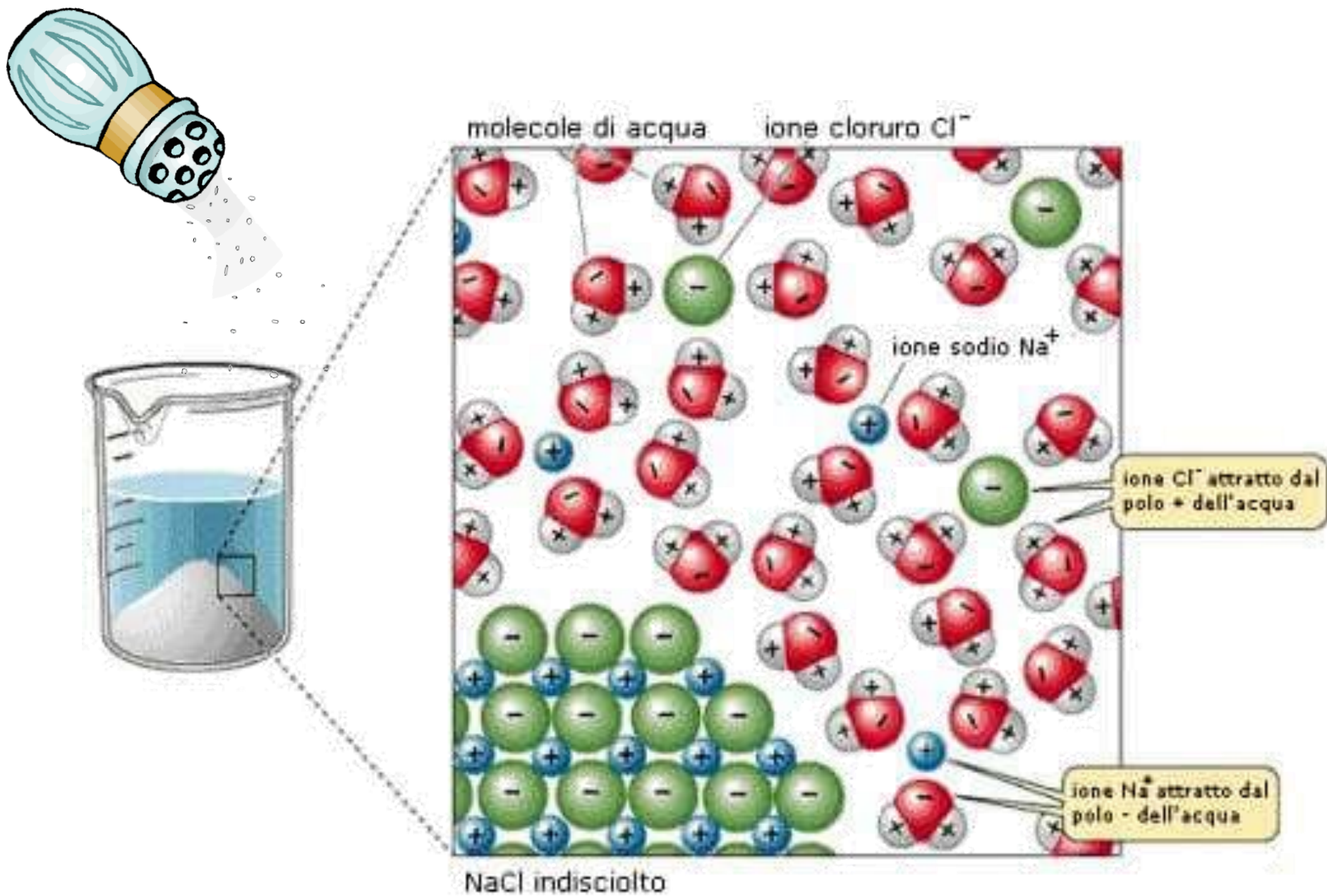
Una ***soluzione sovrasatura*** contiene più soluto di quanto ne sia presente in una soluzione satura ad una specifica temperatura (corpo di fondo).

La quantità di corpo di fondo può variare,
invece la quantità disciolta no, ossia la
solubilità, è costante a temperatura costante e
dipende dal soluto e dal solvente in questione.



I cristalli di sodio acetato si formano rapidamente quando si aggiunge un piccolo cristallo geminale alla soluzione sovrasatura di sodio acetato.

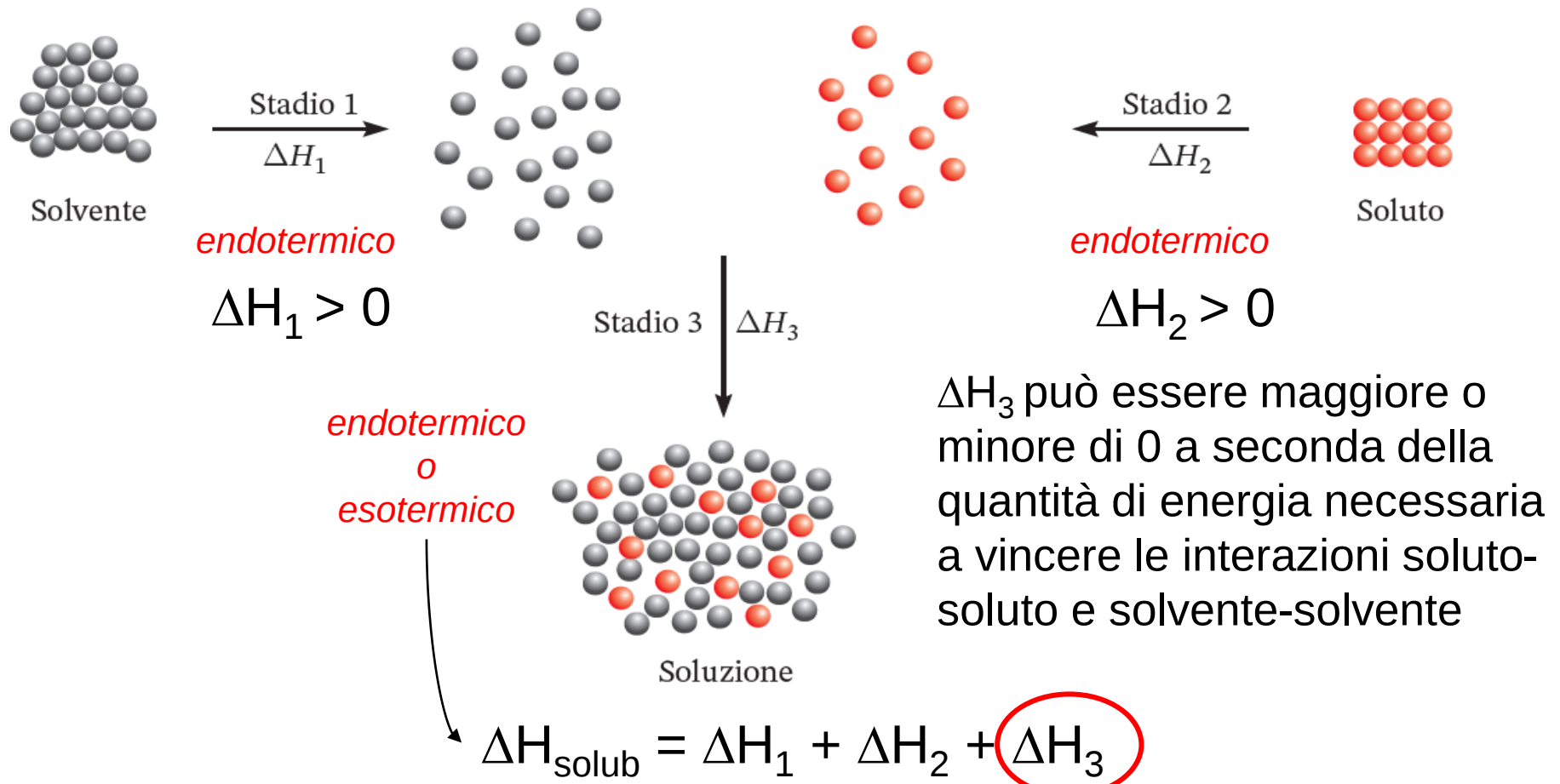
Processo di solubilizzazione



Processo di solubilizzazione

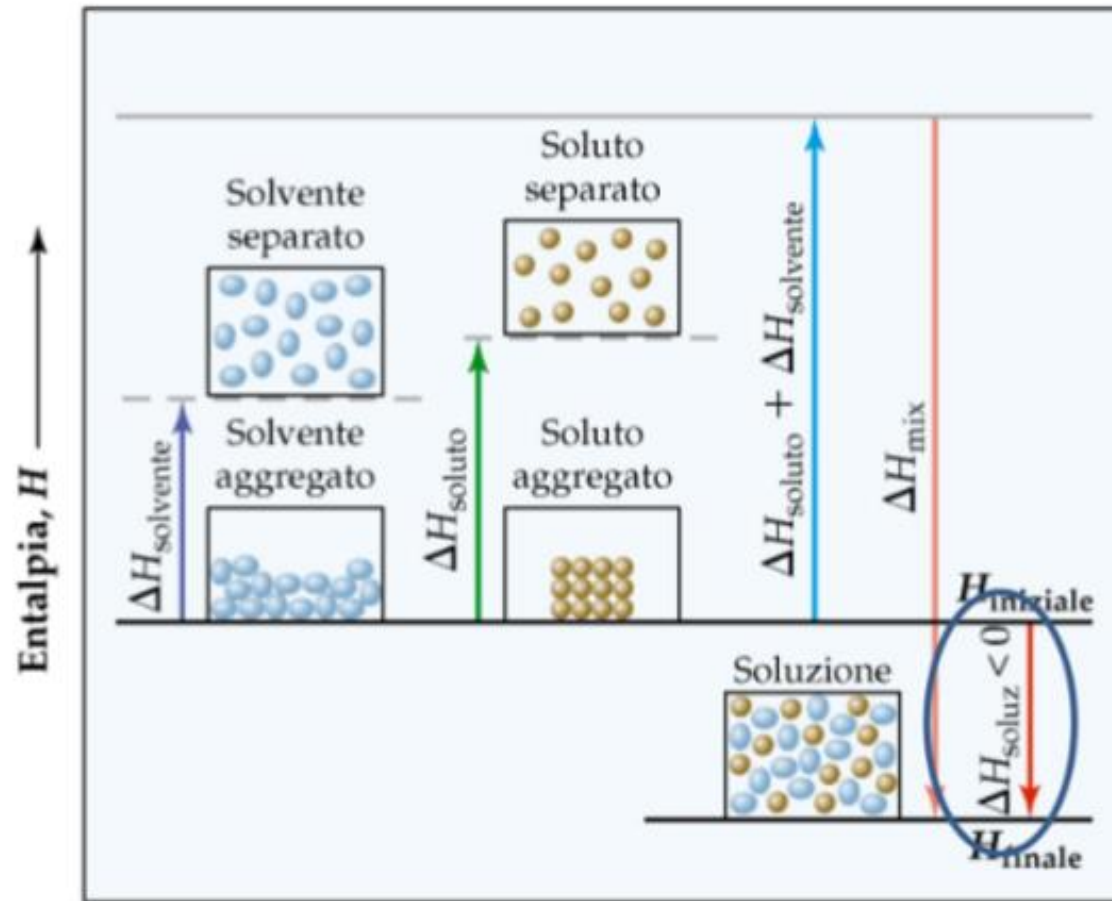
Tre tipi di interazione nel processo di solubilizzazione:

- interazione solvente-solvente
- interazione **soluto-soluto**
- interazione solvente-**soluto**



Processo di solubilizzazione

$$\Delta H_{\text{solub}} = \underbrace{\Delta H_1}_{\text{solvente}} + \underbrace{\Delta H_2}_{\text{solute}} + \underbrace{\Delta H_3}_{\text{soluzione}}$$



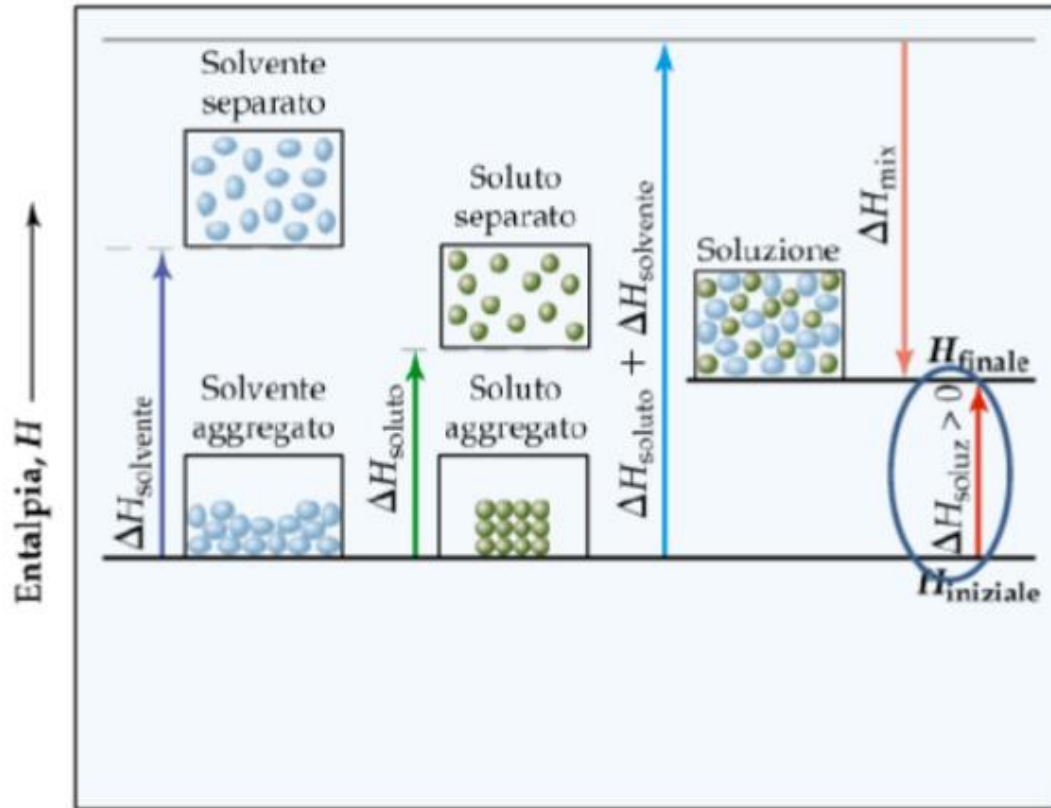
Processo di solubilizzazione esotermico



Se l'attrazione soluto-solvente (ΔH_3) è più forte di quella solvente-solvente (ΔH_1) e soluto-solute (ΔH_2) allora il processo di solubilizzazione sarà favorito ($\Delta H_{\text{solub}} < 0$).

Processo di solubilizzazione

$$\Delta H_{\text{solub}} = \underbrace{\Delta H_1}_{\text{solvente}} + \underbrace{\Delta H_2}_{\text{soluto}} + \underbrace{\Delta H_3}_{\text{soluzione}}$$

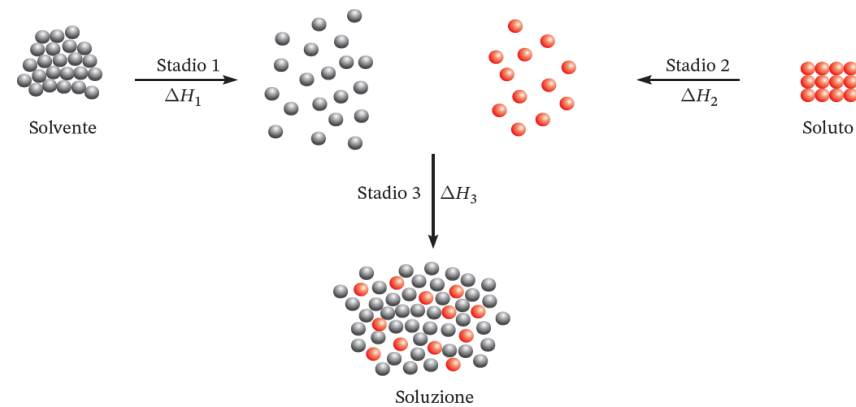


Processo di solubilizzazione endotermico

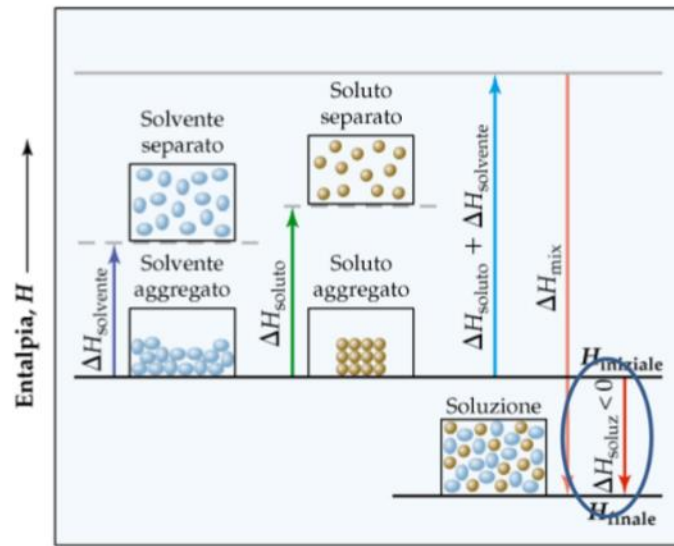


Se l'interazione soluto-solvente è più debole delle altre, allora il processo di solubilizzazione sarà endotermico ($\Delta H_{\text{solub}} > 0$).

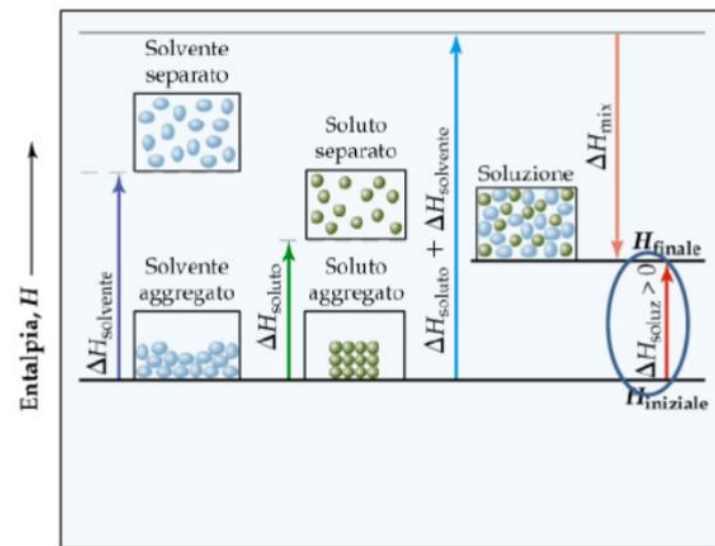
Processo di solubilizzazione



$$\Delta H_{\text{solub}} = \Delta H_1 + \Delta H_2 + \Delta H_3$$



Processo di solubilizzazione esotermico



Processo di solubilizzazione endotermico

Il processo avverrà comunque perché lo scioglimento di un soluto in un solvente comporta il passaggio da uno stato di ordine ad uno di disordine che è sempre favorito anche se il processo è endotermico.

Processo di solubilizzazione

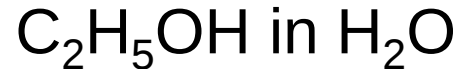
“Il simile scioglie simile”

Due sostanze con forze ***intermolecolari*** simili (stesso tipo ed intensità) sono solubili l'una nell'altra

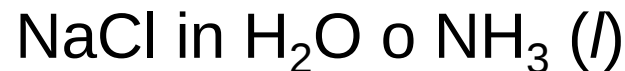
- Le molecole apolari sono solubili nei solventi apolari



- Le molecole polari sono solubili nei solventi polari



- I composti ionici sono più solubili nei solventi polari



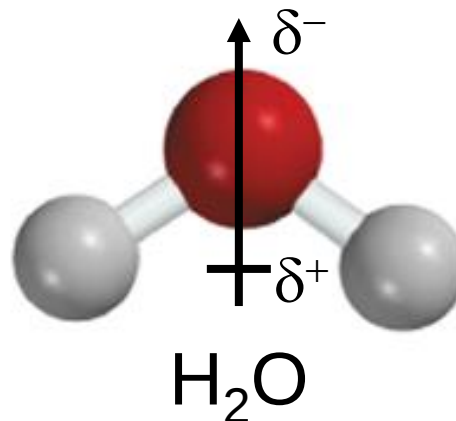
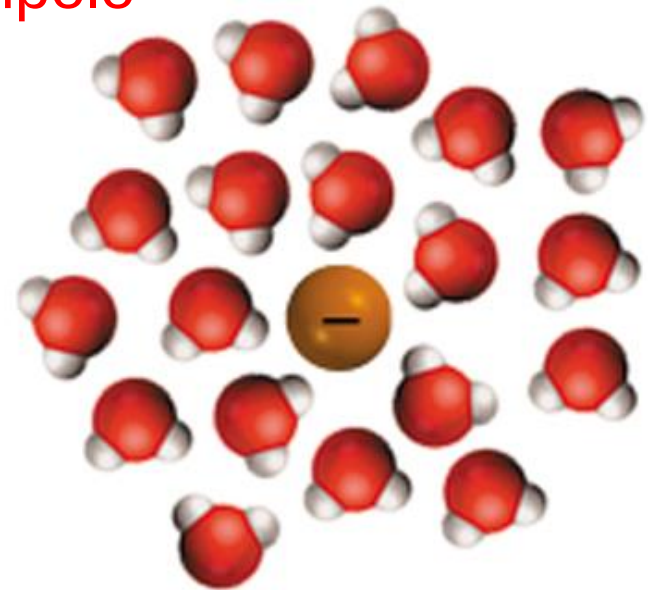
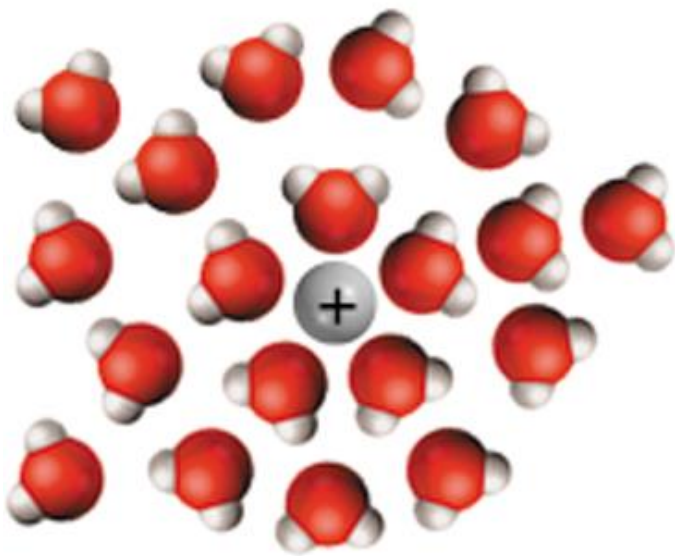
Due liquidi completamente solubili l'uno nell'altro sono **miscibili**

Processo di solubilizzazione

NaCl in H_2O o NH_3 (l)

*L'**idratazione** è il processo in cui uno ione viene circondato da molecole di acqua disposte in un modo non casuale (in generale per tutti i solventi è la **solvatazione**).*

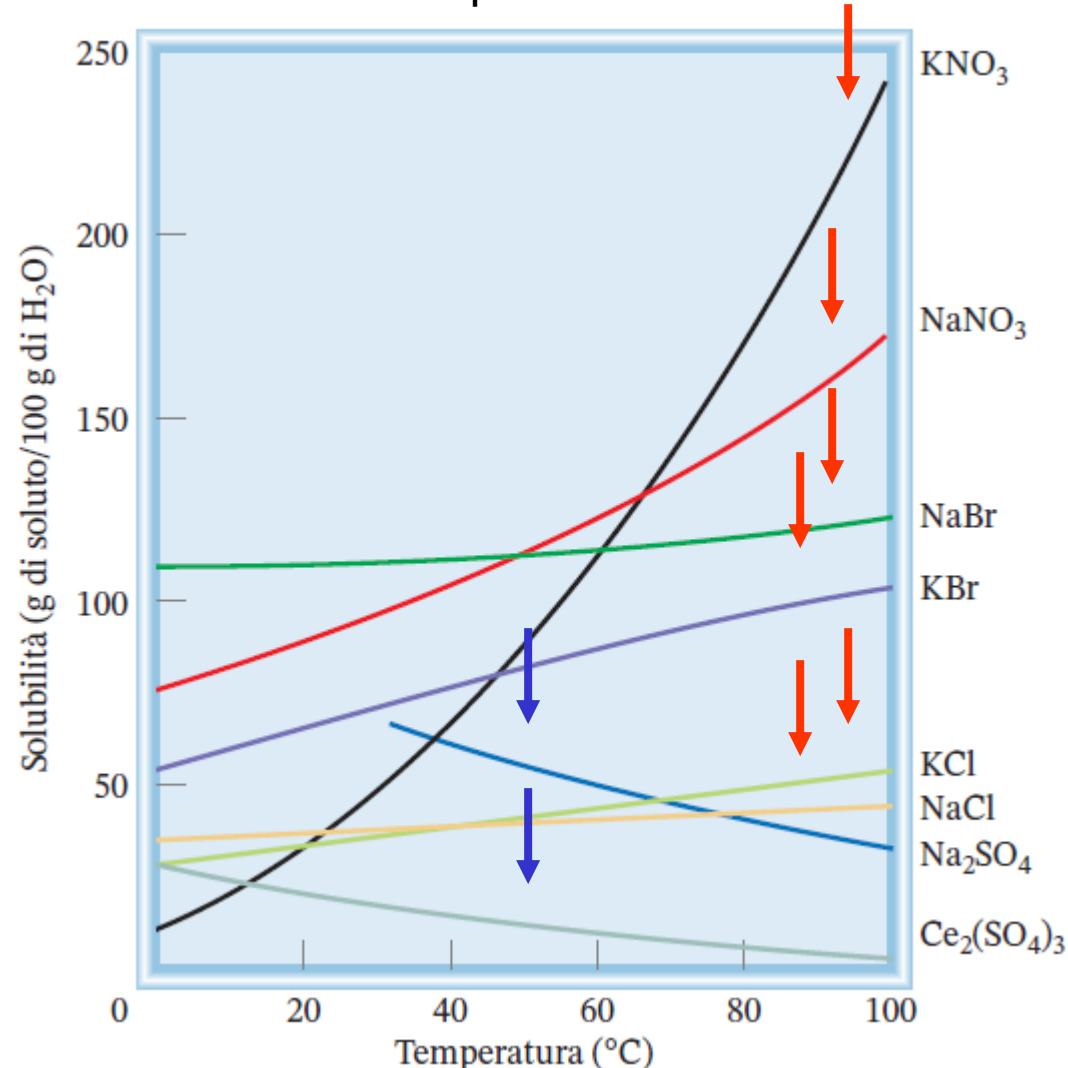
Interazione ione-dipolo



L'effetto della temperatura sulla solubilità

La **solubilità** è la quantità massima di soluto che può essere sciolta in un dato solvente ad una determinata temperatura

Solubilità e temperatura di solidi



Nella maggior parte dei casi, la solubilità di un solido aumenta all'aumentare della temperatura

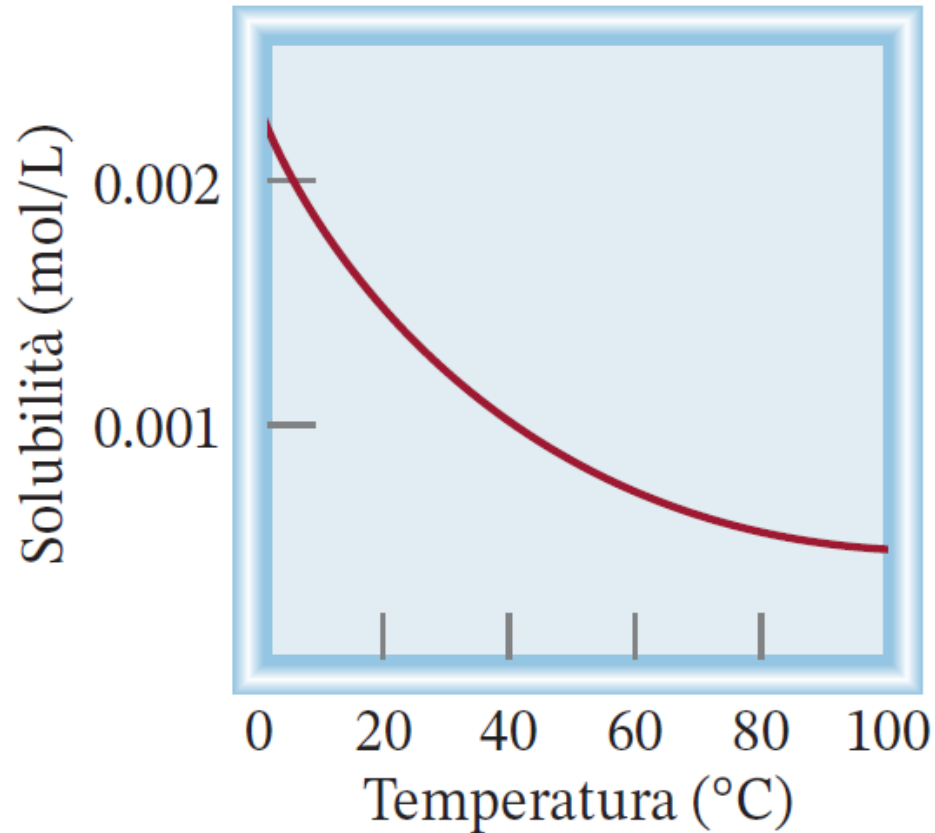
La solubilità diminuisce all'aumentare della temperatura

Determinazione sperimentale

L'effetto della temperatura sulla solubilità

La solubilità di un gas in funzione della temperatura

Solubilità di O_2 in acqua



Normalmente la solubilità diminuisce all'aumentare della temperatura

Inquinamento termico



L'effetto della pressione sulla solubilità dei gas

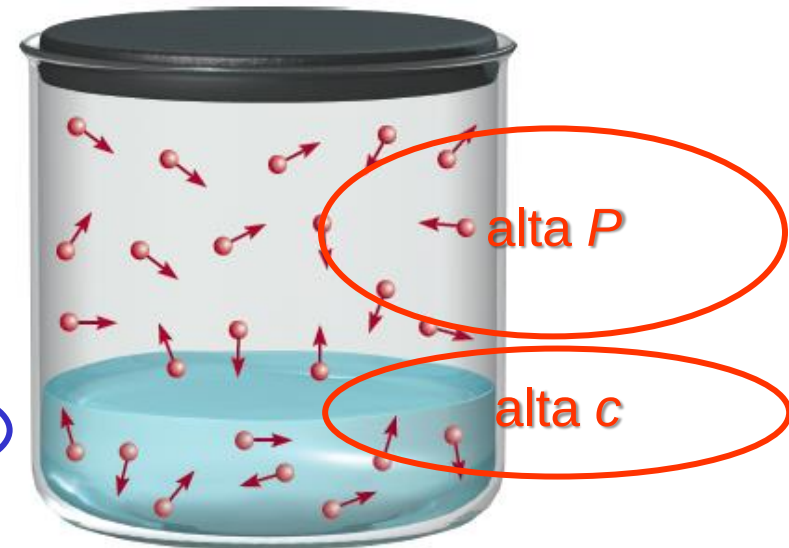
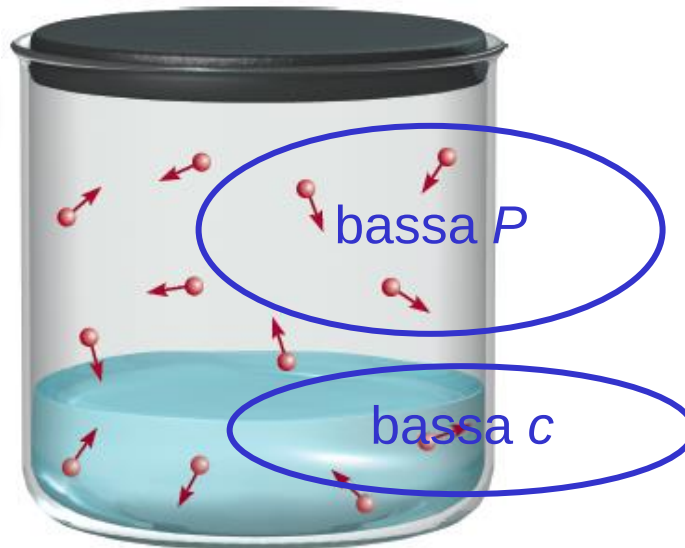
La solubilità di un gas in un liquido è proporzionale alla pressione esercitata dal gas sulla soluzione (**legge di Henry**).

c è la concentrazione (M) del gas sciolto

P è la pressione esercitata dal gas sulla soluzione

k è una costante che per ogni gas ($\text{mol/L} \cdot \text{atm}$) dipende solo dalla temperatura

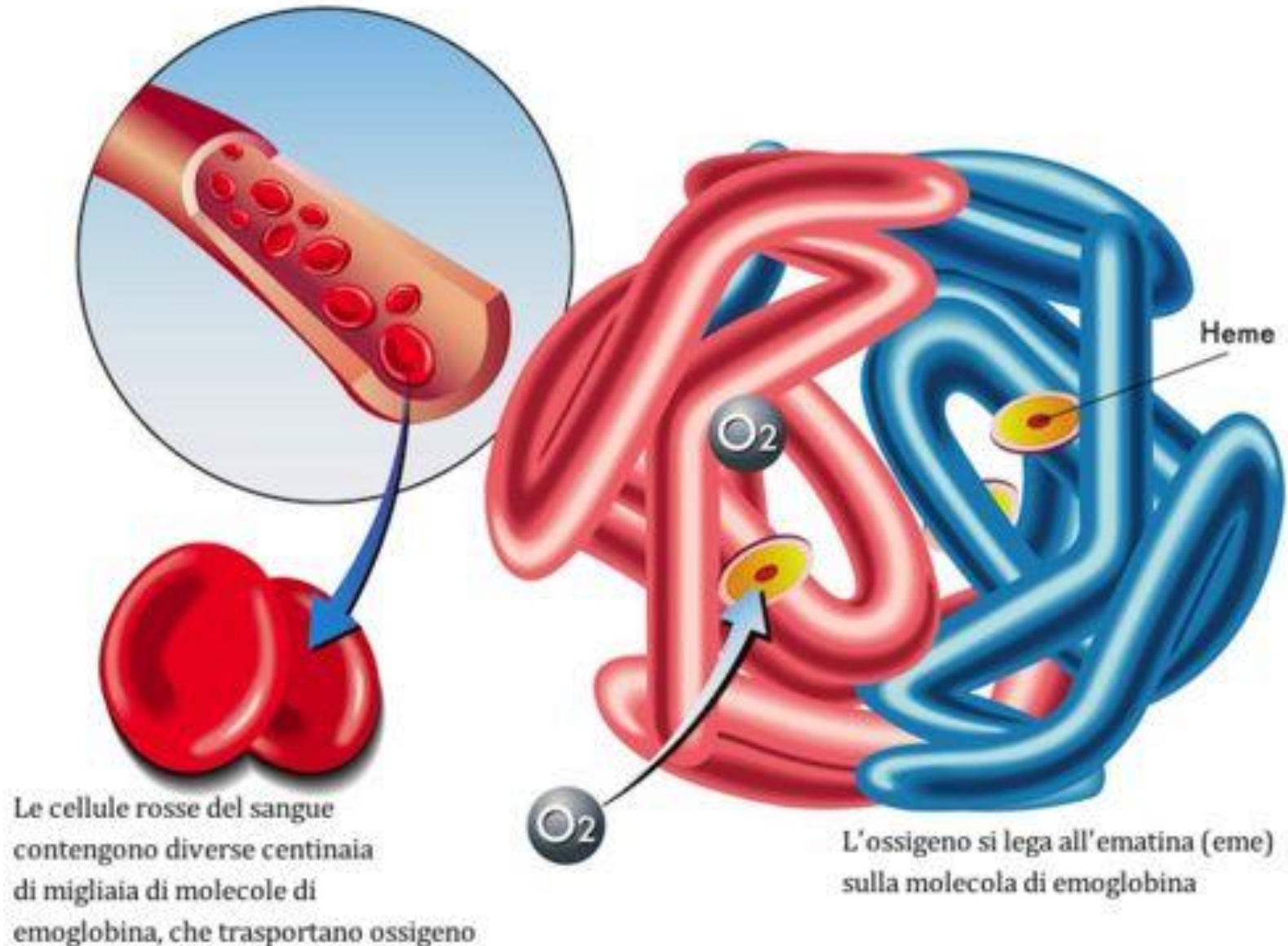
$$c = kP$$



La legge di Henry non è valida per quei gas che reagiscono con il solvente, avranno una solubilità maggiore di quella prevista dalla legge

L'effetto della pressione sulla solubilità dei gas

La legge di Henry non è valida per quei gas che reagiscono con il solvente, avranno una solubilità maggiore di quella prevista dalla legge



PESCI GHIACCIO

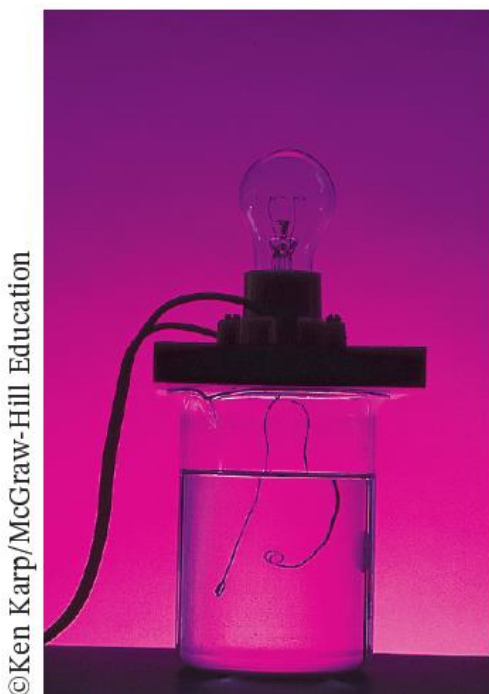


Questi pesci riescono a sopravvivere nelle acque antartiche, la cui temperatura oscilla tra -1 e -2 °C, poiché il loro sangue presenta una ridotta viscosità. Per ridurre la viscosità del sangue (che comporterebbe un maggior dispendio di energia per l'organismo) i cannictidi si sono evoluti eliminando sia i globuli rossi che l'emoglobina, approfitando del fatto che in acqua a bassa temperatura l'ossigeno è molto più solubile e tende ad essere assorbito dal sangue branchiale con più facilità.

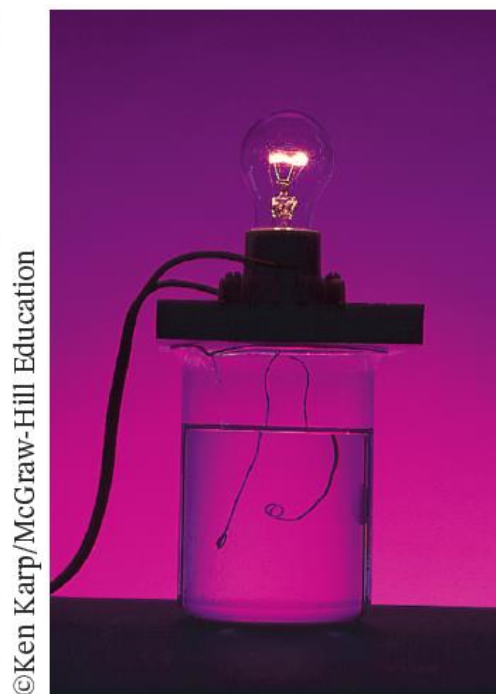
Soluzioni elettrolitiche e non elettrolitiche

Un **elettrolita** è una sostanza che, quando sciolta in acqua, dà luogo ad una soluzione che può condurre elettricità.

Un **non elettrolita** è una sostanza che, quando sciolta, produce una soluzione che non conduce elettricità.



non elettrolita



elettrolita debole



elettrolita forte

Gli elettroliti in contrapposizione ai non elettroliti

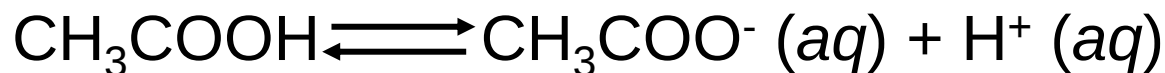
Cosa conduce l'elettricità in soluzione?

Cationi (+) e Anioni (-)

Elettrolita forte: 100% dissociazione

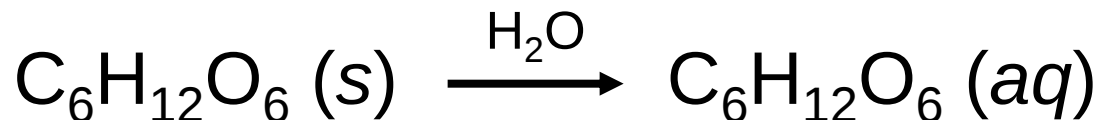


Elettrolita debole: non completamente dissociato



Perché i non elettroliti non conducono l'elettricità?

Non ci sono né **cationi (+)** né anioni (-) in soluzione



Proprietà colligative di soluzioni non elettrolitiche

Le **proprietà colligative** sono proprietà che dipendono soltanto dal **numero** di particelle di soluto e non dalla **natura** delle particelle stesse.

**Abbassamento della
tensione di vapore**

$$P_1 = X_1 P_1^0$$

**Innalzamento
ebullioscopico**

$$\Delta T_{\text{eb}} = K_{\text{eb}} m$$

Abbassamento crioscopico

$$\Delta T_{\text{c}} = K_{\text{c}} m$$

Pressione osmotica (π)

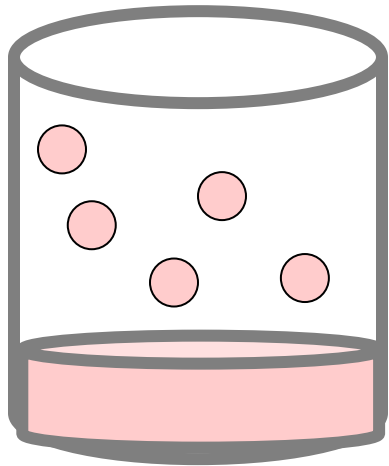
$$\pi = MRT$$

Proprietà colligative di soluzioni non elettrolitiche

L'abbassamento della tensione di vapore

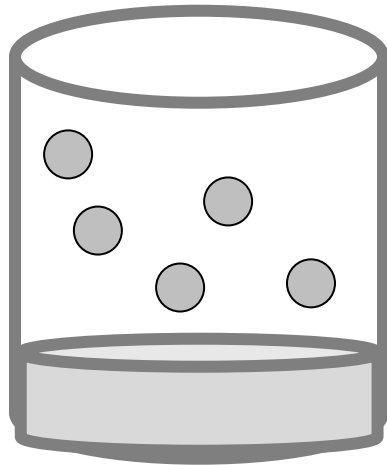
Supponiamo di avere due liquidi miscibili, entrambi volatili

P°_B



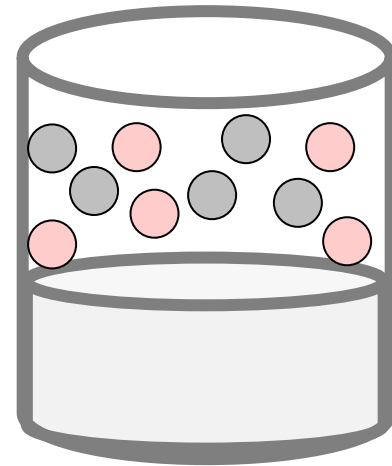
Liquido B

P°_A



Liquido A

$$P_{\text{soluzione}} < P^\circ_A + P^\circ_B$$



Soluzione A+B

Ogni volta che un componente passa dallo stato puro in una soluzione, diminuisce la sua tensione di vapore

Proprietà colligative di soluzioni non elettrolitiche

L'abbassamento della tensione di vapore

La pressione parziale (o tensione di vapore) assunta da un componente nella soluzione dipenderà dalla tensione di vapore allo stato puro e dalla frazione molare

$$P_1 = X_1 P_1^0$$

P_1^0 = tensione di vapore del solvente **puro**

Legge di Raoult X_1 = frazione molare del solvente

$$P_{\text{soluzione}} = X_A P_A^\circ + X_B P_B^\circ$$

P_A° e P_B° sono costanti

$$X_A + X_B = 1$$

$$P_{\text{soluzione}} = (1 - X_B) P_A^\circ + X_B P_B^\circ = P_A^\circ - X_B P_A^\circ + X_B P_B^\circ$$

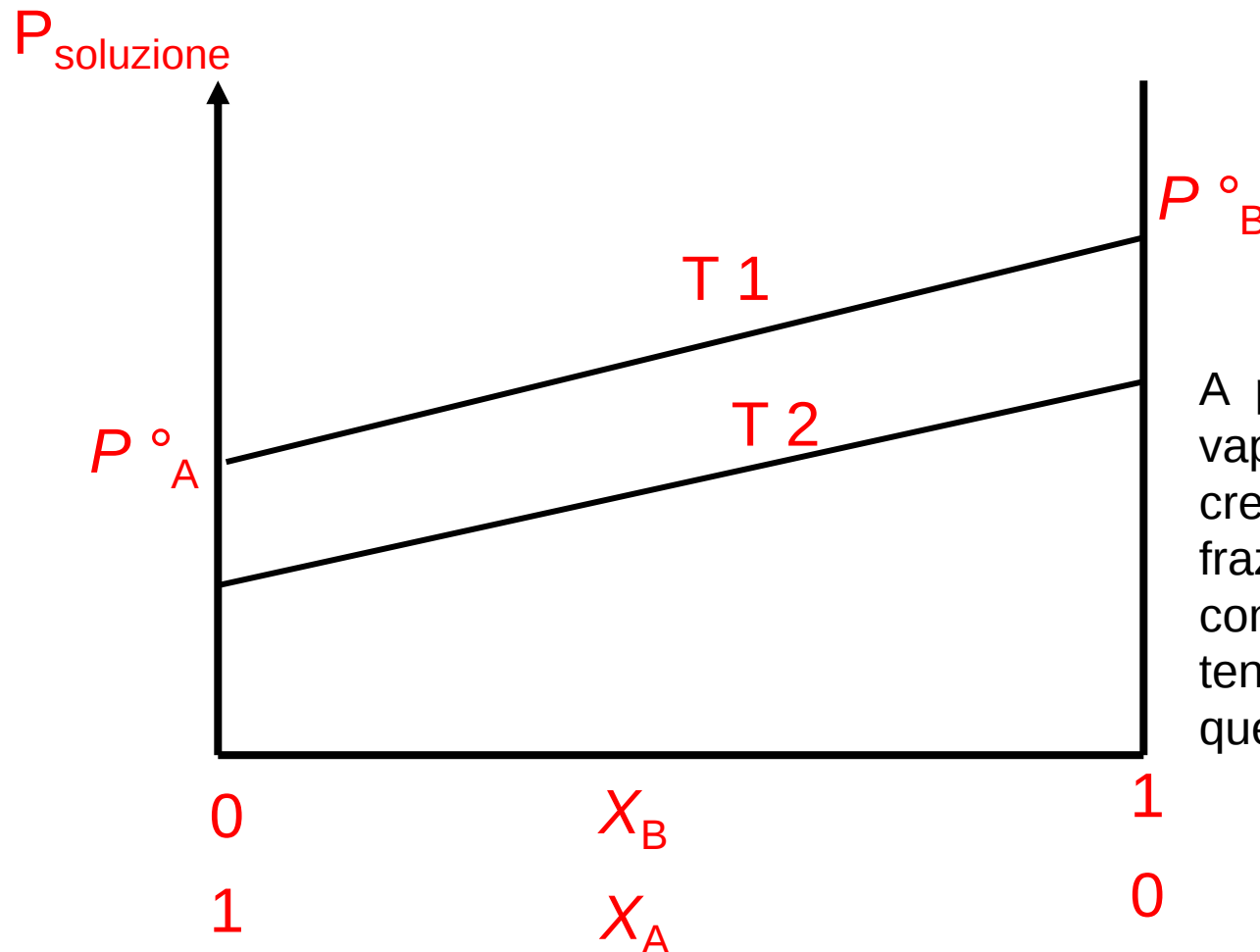
$$P_{\text{soluzione}} = P_A^\circ + X_B (P_B^\circ - P_A^\circ)$$

Proprietà colligative di soluzioni non elettrolitiche

L'abbassamento della tensione di vapore

$$P_{\text{soluzione}} = P^{\circ}_A + X_B (P^{\circ}_B - P^{\circ}_A)$$

Possiamo calcolare la P della soluzione ad una data T conoscendo la sua composizione e le tensioni di vapore delle componenti allo stato puro



A parità di T, la tensione di vapore della soluzione, cresce linearmente con la frazione molare del componente con la maggiore tensione di vapore, ossia quello più volatile.

L'abbassamento della tensione di vapore

Supponiamo di avere un soluto poco volatile

$$P_{\text{soluzione}} = X_A P_A^\circ + X_B P_B^\circ$$

Trascurabile

$$P_{\text{soluzione}} = X_A P_A^\circ$$
$$X_A = 1 - X_B$$

$$P_{\text{soluzione}} = P_A^\circ (1 - X_B) = P_A^\circ - P_A^\circ X_B$$

$$P_A^\circ X_B = P_A^\circ - P_{\text{soluzione}}$$

Diminuzione della tensione di vapore, ossia ΔP

$$\Delta P = P_A^\circ X_B$$

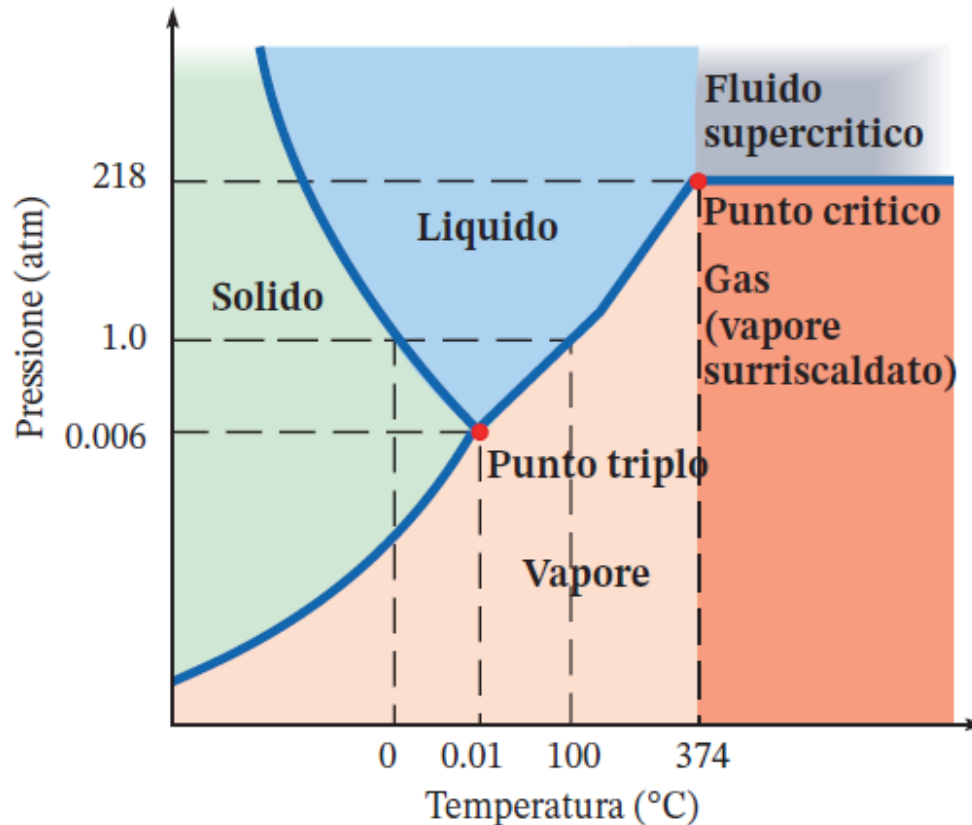
Si dimostra come l'abbassamento della tensione di vapore della soluzione sia dipendente dalla tensione di vapore del solvente e dalla quantità di soluto

$$\Delta P = k m$$

Per soluzioni diluite, è direttamente proporzionale alla **molalità**.

Proprietà colligative di soluzioni non elettrolitiche

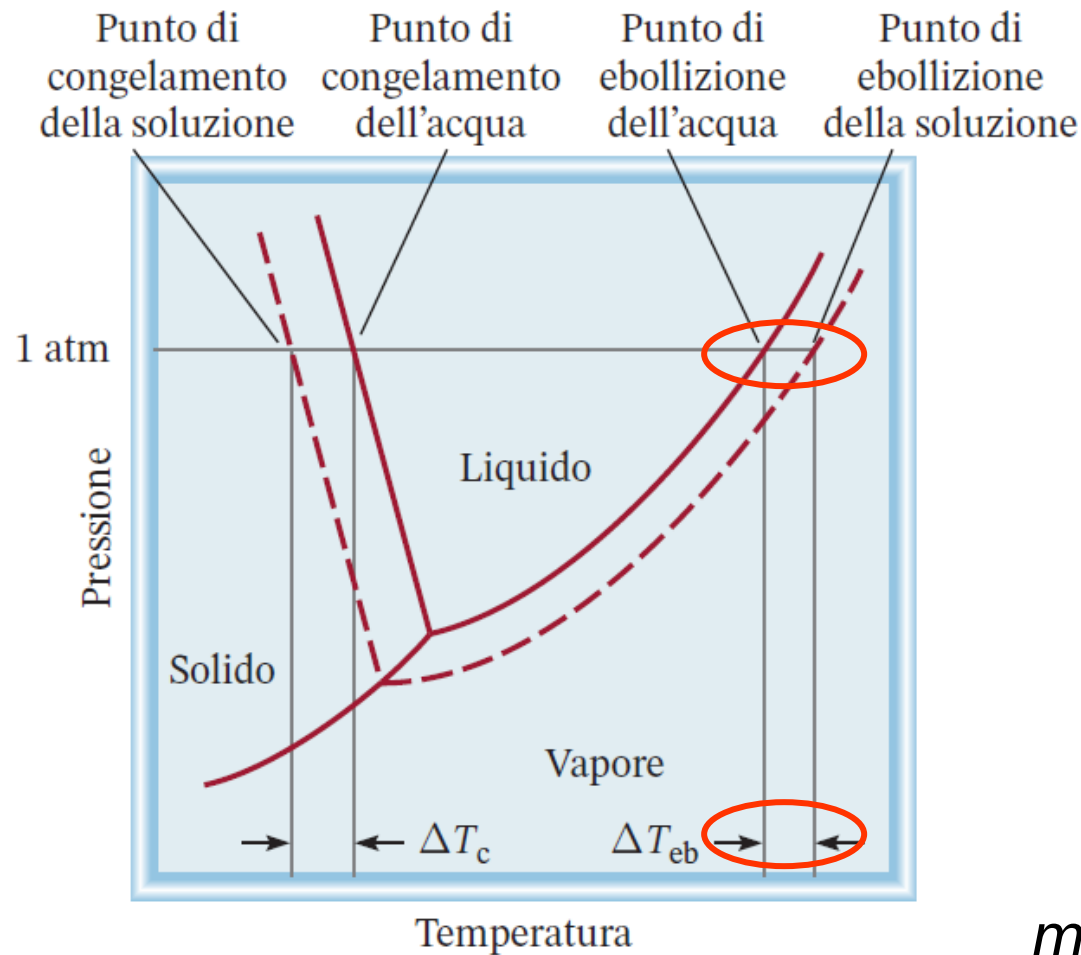
Diagramma di stato dell'acqua (lezione 9)
Cosa succede se aggiungiamo un soluto?



Dato che la presenza di un soluto solido non volatile abbassa la tensione di vapore della soluzione, ciò deve far variare anche il punto di ebollizione

Innalzamento ebullioscopico

La curva della soluzione sarà al di sotto di quella del solvente puro



$$\Delta T_{eb} = T_{eb} - T_{eb}^0$$

T_{eb}^0 è il punto di ebollizione del solvente puro

T_{eb} è il punto di ebollizione della soluzione

$$T_{eb} > T_{eb}^0 \quad \Delta T_{eb} > 0$$

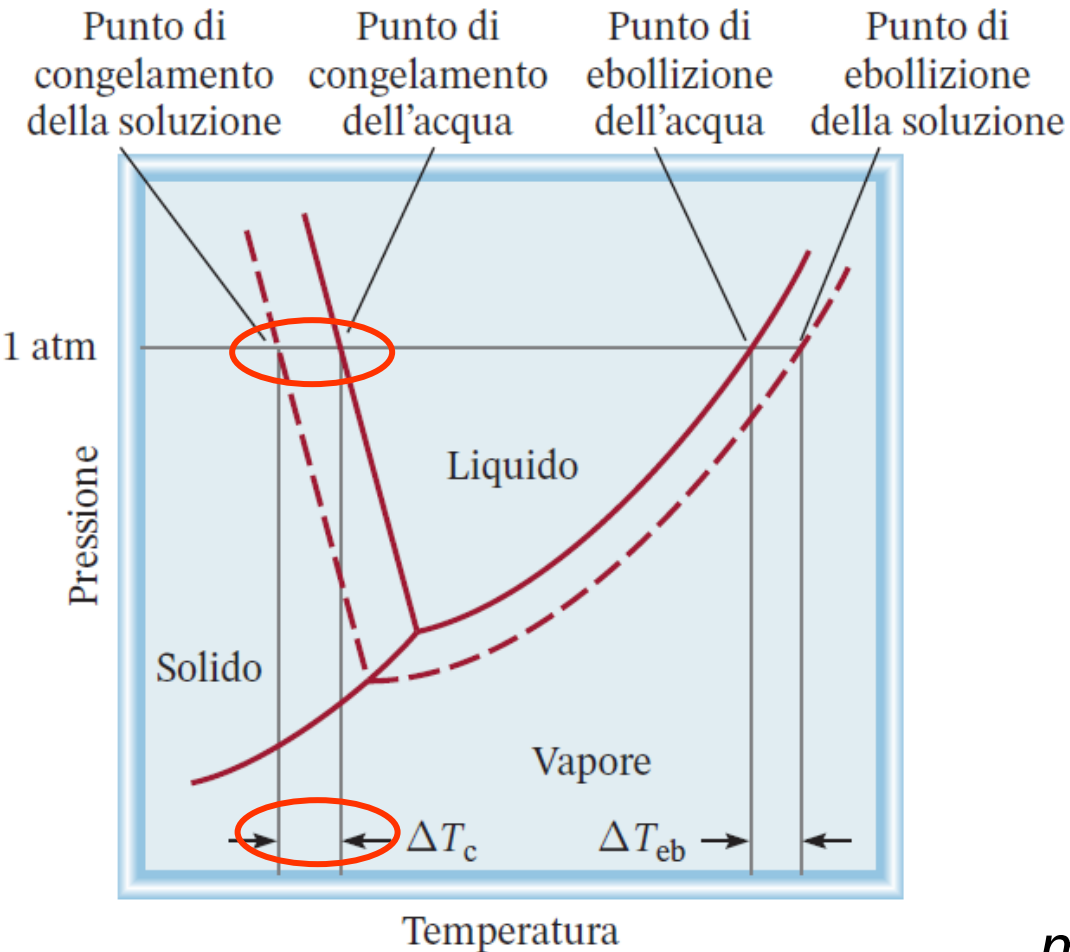
$$\Delta T_{eb} = K_{eb} m$$

m è la molalità della soluzione

K_{eb} è la costante molale dell'innalzamento ebullioscopico ($^{\circ}\text{C}/m$) per un dato solvente

Abbassamento crioscopico

La curva della soluzione sarà al di sotto di quella del solvente puro



$$\Delta T_c = T_c^0 - T_c$$

T_c^0 è il punto di congelamento del solvente puro

T_c è il punto di congelamento della soluzione

$$T_c^0 > T_c \quad \Delta T_c < 0$$

$$\Delta T_c = K_c m$$

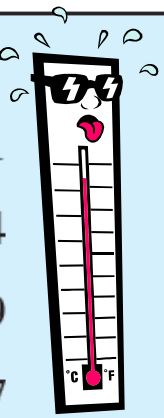
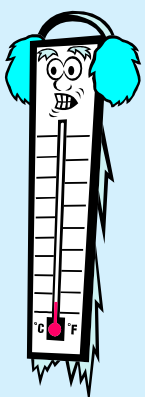
m è la molalità della soluzione

K_c è la costante molale dell'abbassamento crioscopico ($^{\circ}\text{C}/m$) per un dato solvente

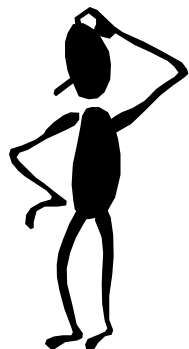
Proprietà colligative di soluzioni non elettrolitiche

Tabella 10.3 Costante ebullioscopica e crioscopica di alcuni liquidi

Solvente	Temperatura normale di congelamento (°C)*	K_c (°C/m)	Temperatura normale di ebollizione (°C)*	K_{eb} (°C/m)
Acqua	0	1.86	100	0.52
Benzene	5.5	5.12	80.1	2.53
Etanolo	-117.3	1.99	78.4	1.22
Acido acetico	16.6	3.90	117.9	2.93
Cicloesano	6.6	20.0	80.7	2.79



* Misurata a 1 atm.



Qual è il punto di congelamento di una soluzione che contiene 478 g di etilenglicole (anticongelamento) in 3202 g di acqua? La massa molare dell'etilenglicole è 62.01 g.

$$\Delta T_c = K_c m \quad K_c \text{ acqua} = 1.86 \text{ } ^\circ\text{C}/m$$

$$m = \frac{\text{moli di soluto}}{\text{massa del solvente (kg)}} = \frac{478 \text{ g} \times \frac{1 \text{ mol}}{62.01 \text{ g}}}{3.202 \text{ kg solvente}} = 2.41 m$$

$$\Delta T_c = K_c m = 1.86 \text{ } ^\circ\text{C}/m \times 2.41 m = 4.48 \text{ } ^\circ\text{C}$$

$$\Delta T_c = T_c^0 - T_c$$

$$T_c = T_c^0 - \Delta T_c = 0.00 \text{ } ^\circ\text{C} - 4.48 \text{ } ^\circ\text{C} = -4.48 \text{ } ^\circ\text{C}$$

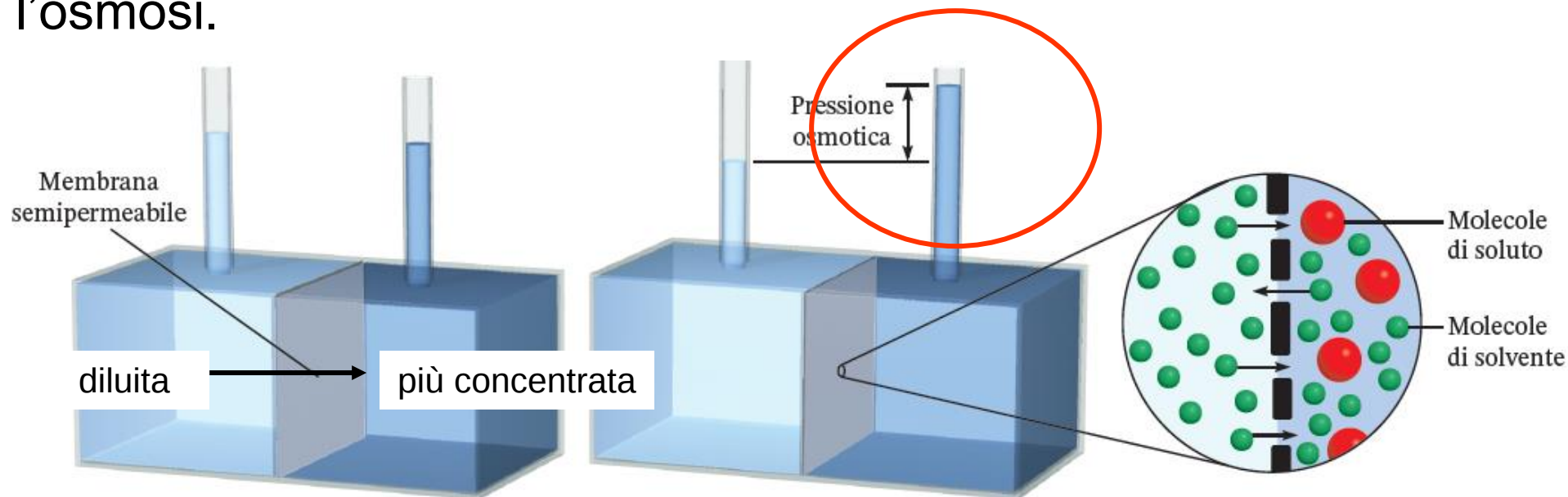
Proprietà colligative di soluzioni non elettrolitiche

Pressione osmotica (π)

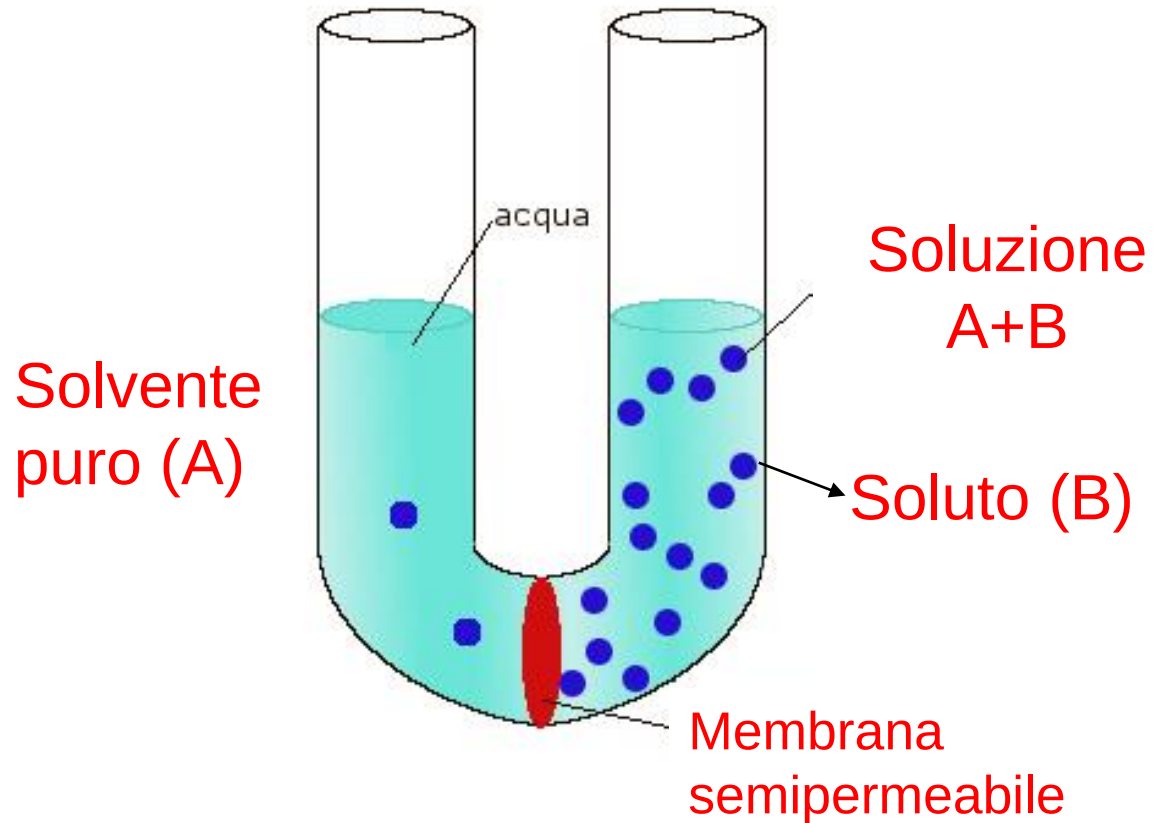
L'**osmosi** è il passaggio selettivo delle molecole di solvente attraverso una membrana porosa da una soluzione diluita ad una più concentrata.

Una **membrana semipermeabile** consente il passaggio delle molecole di solvente ma blocca il passaggio delle molecole di soluto.

La **pressione osmotica (π)** è la pressione necessaria per fermare l'osmosi.



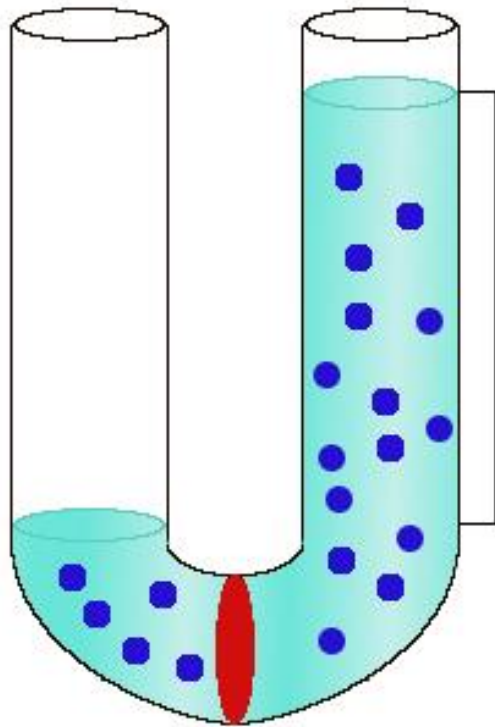
Pressione osmotica (π)



Processo spontaneo del
solvente verso la
soluzione

Le molecole del
solvente (es. H_2O)
possono attraversare i
pori della membrana,
quindi all'inizio sarà
maggiore la v_1

Pressione osmotica (π)



Con il passare del tempo, v_1 diminuirà e aumenterà v_2 a causa del dislivello che si è venuto a creare che opporrà una pressione

Quando la pressione sarà tale da uguagliare le due velocità, allora sarà raggiunto l'equilibrio

**Pressione osmotica π
è funzione della concentrazione**

M è la molarità della soluzione

R è la costante dei gas

T è la temperatura (in K)

$$\pi = MRT$$

*Soluzioni **isotoniche***

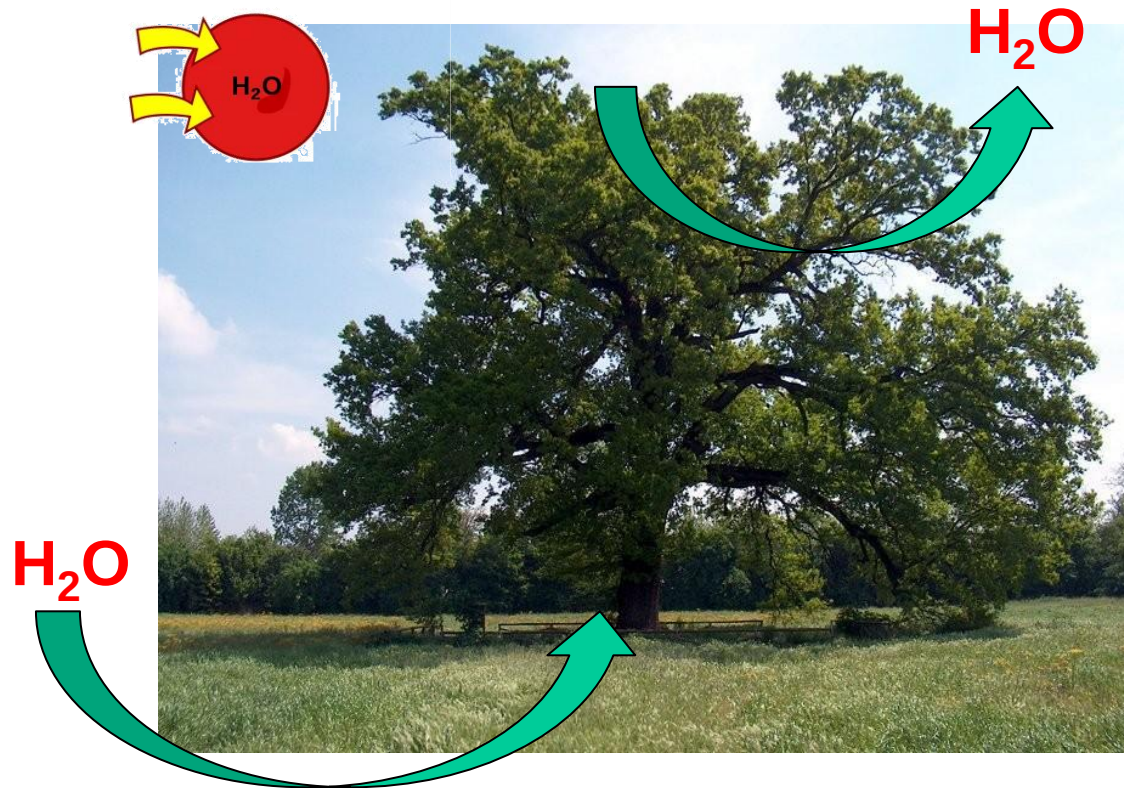
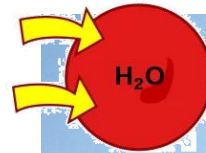
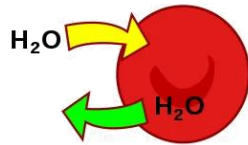
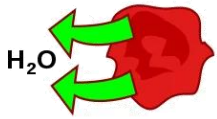
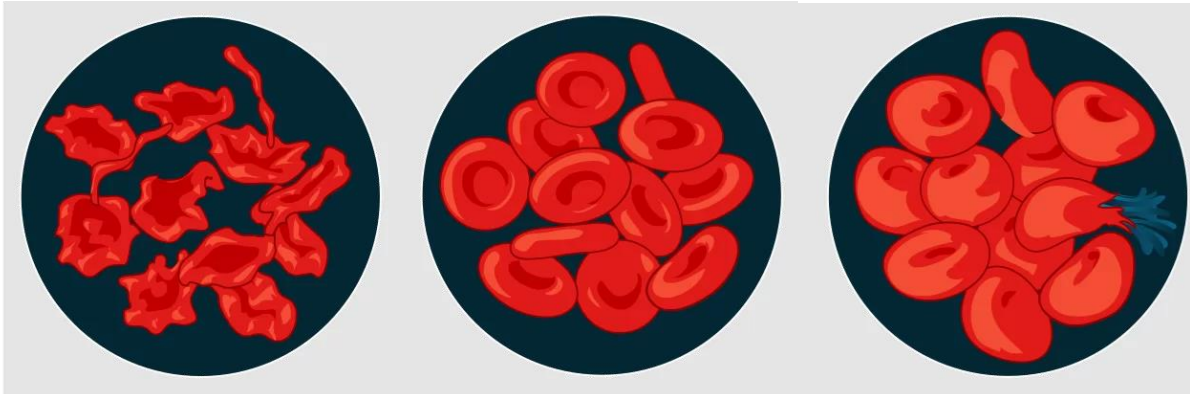
*Soluzioni con differente concentrazione: **ipertonica e ipotonica***

Pressione osmotica (π)

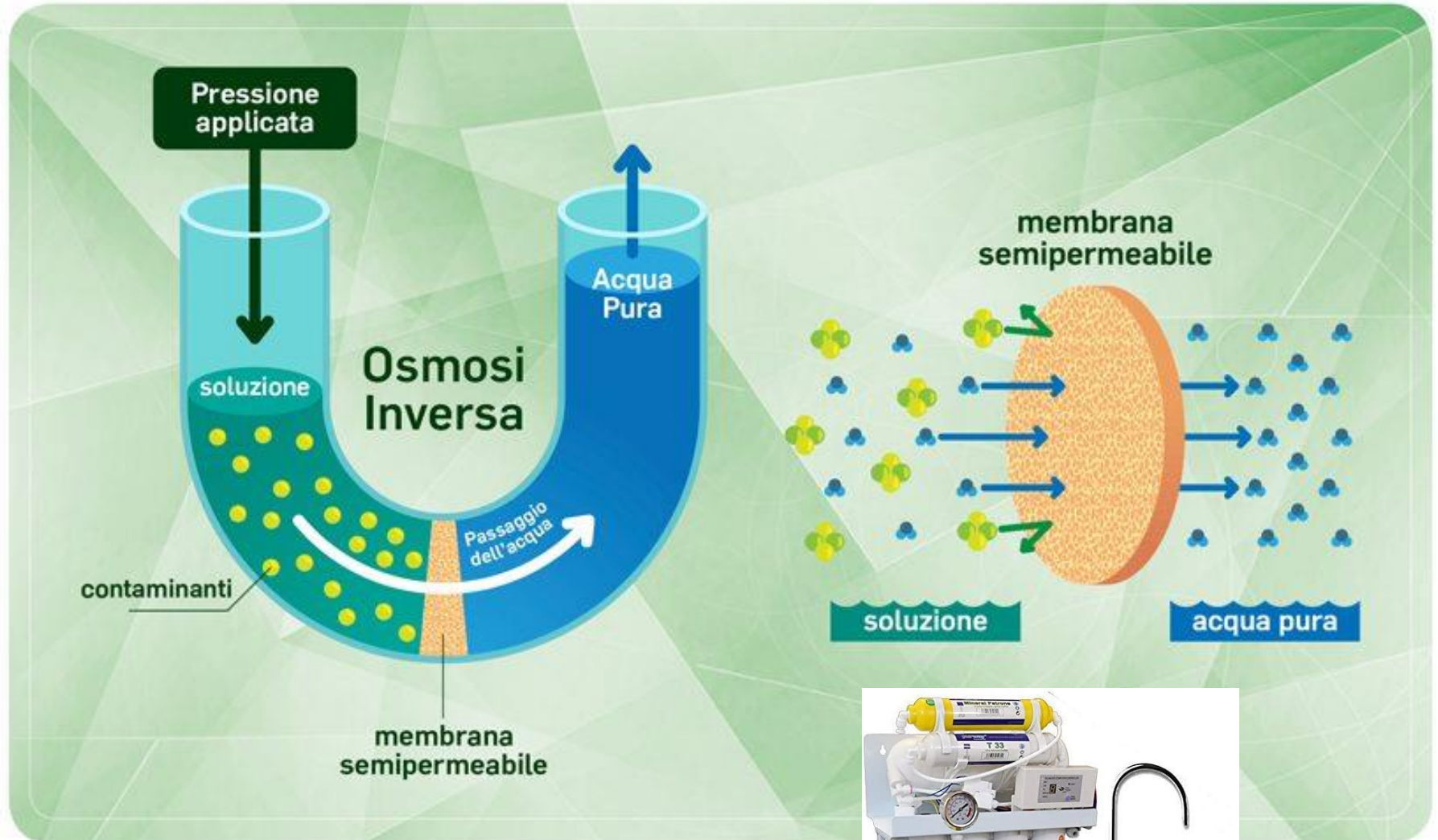
ipertonica

isotonica

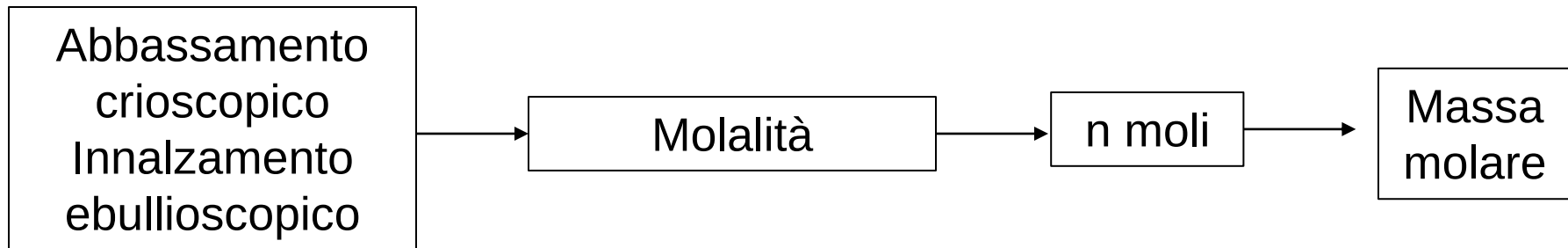
ipotonica



Pressione osmotica (π)



Proprietà colligative e massa molare



$$\Delta T = k m$$

$$\Delta T = k \frac{g_{\text{soluto}}}{g_{\text{solvente}} \times PM_{\text{soluto}}} \times 1000$$



$$\pi = M R T$$

$$M = \pi / R T$$

$$n = \frac{\pi}{R T} \times V$$

$$PM = \frac{g_{\text{soluto}}}{n}$$

$$M = n / V$$

Proprietà colligative di soluzioni elettrolitiche

Le **proprietà colligative** valgono lo stesso ma bisogna tener conto del numero di moli di ioni a cui dà origine il soluto per dissociazione

Fattore di van't Hoff (*i*) =
$$\frac{\text{numero reale di particelle in soluzione dopo la dissociazione}}{\text{numero di unità formula inizialmente disciolte in soluzione}}$$

		<u><i>i</i> teorico</u>
$\text{NaCl} \longrightarrow \text{Na}^+ + \text{Cl}^-$	Non-elettrolita	1
$\text{CaCl}_2 \longrightarrow \text{Ca}^{2+} + 2\text{Cl}^-$	NaCl	2
	CaCl ₂	3

Per gli elettroliti forti è facile prevedere il fattore *i*

Proprietà colligative di soluzioni elettrolitiche

Abbassamento della tensione di vapore $P_1 = \left(\frac{n_1}{n_1 + in_0} \right) P_1^\circ$

Innalzamento ebullioscopico $\Delta T_b = i K_b m$

Abbassamento crioscopico $\Delta T_f = i K_f m$

Pressione osmotica (π) $\pi = iMRT$

Tabella 10.4 Fattore di van 't Hoff di soluzioni elettrolitiche 0.0500 M a 25 °C

Elettrolita	i (misurato)	i (calcolato)
Saccarosio*	1.0	1.0
HCl	1.9	2.0
NaCl	1.9	2.0
MgSO ₄	1.3	2.0
MgCl ₂	2.7	3.0
FeCl ₃	3.4	4.0

* Il saccarosio non è un elettrolita. È inserito in tabella solo per confronto.

Le sospensioni colloidali

Le **dispersioni colloidali** sono un tipo intermedio di miscela in cui particelle pseudo-soluto, o fase dispersa, sono sospese nella fase pseudo-solvente, o mezzo disperdente.

Sistemi eterogenei

Sospensione:

Particelle $> 1\mu\text{m}$

Dispersione colloidale:

Particelle $< 1\mu\text{m}$

Sistemi omogenei

Soluzioni:

Particelle tra $< 1\text{nm}$

$$1000\text{nm} = 1\mu\text{m} = 0,001\text{mm}$$



Tipi di dispersioni colloidali

Fase dispersa	Fase continua	Nome	Esempio
Liquido	Gas	Aerosol liquido	Nebbia, spray liquidi
Solido	Gas	Aerosol solido	Fumo, particolato, polvere
Gas	Liquido	Schiuma	Schiuma da barba, panna montata
Liquido	Liquido	Emulsione	Latte, maionese, sangue
Solido	Liquido	Sol	Pasta dentifricia, Au o Ag colloidali
Gas	Solido	Schiuma solida	Polistirene o poliuretano espansi, aerogel
Liquido	Solido	Gel	Opale, formaggio
Solido	Solido	Sospensione solida	Plastiche pigmentate, vetro, leghe metalliche

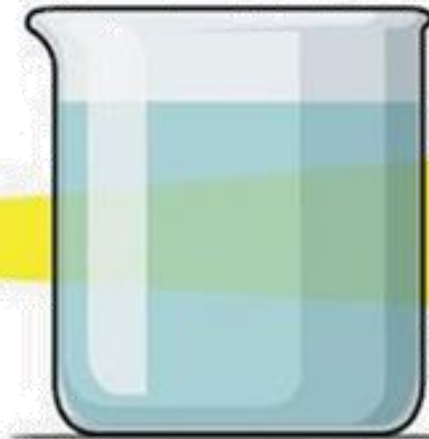
Le sospensioni colloidali

Le particelle sono talmente piccole che la loro sedimentazione è trascurabile ma sono abbastanza grandi da rendere la soluzione torbida o perfino opaca.

I colloidi sono particelle in grado di diffondere la luce



Effetto Tyndall



Acqua pura
(fascio di luce non visibile)



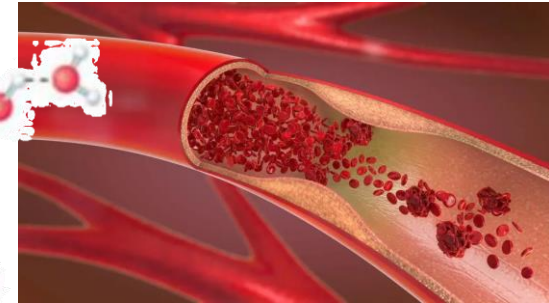
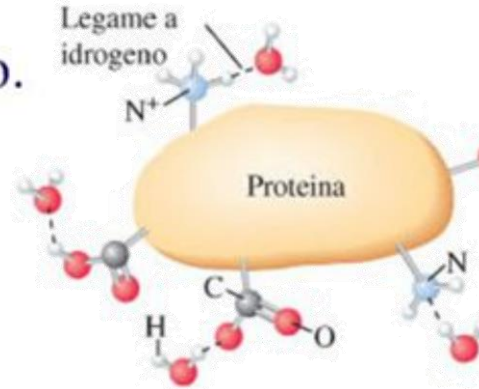
Soluzione colloidale
(fascio di luce visibile)



Le sospensioni colloidali

Colloidi idrofili: affinità tra le particelle disperse e la fase disperdente (acqua). Presenza di gruppi polari come $-\text{OH}$, $-\text{NH}_2$, $=\text{CO}$ che possono interagire con il mezzo disperdente (es. ione-dipolo, legame idrogeno) e stabilizzare il colloide.

Es. gelatine, budini, proteine, amido.



Colloidi idrofobi: scarsa affinità tra le particelle disperse e la fase disperdente (acqua). Stabilità dovuta alle repulsioni tra le particelle o con la fase disperdente.

Es. dispersioni di grassi in acqua (latte) o di acqua nei grassi (maionese).

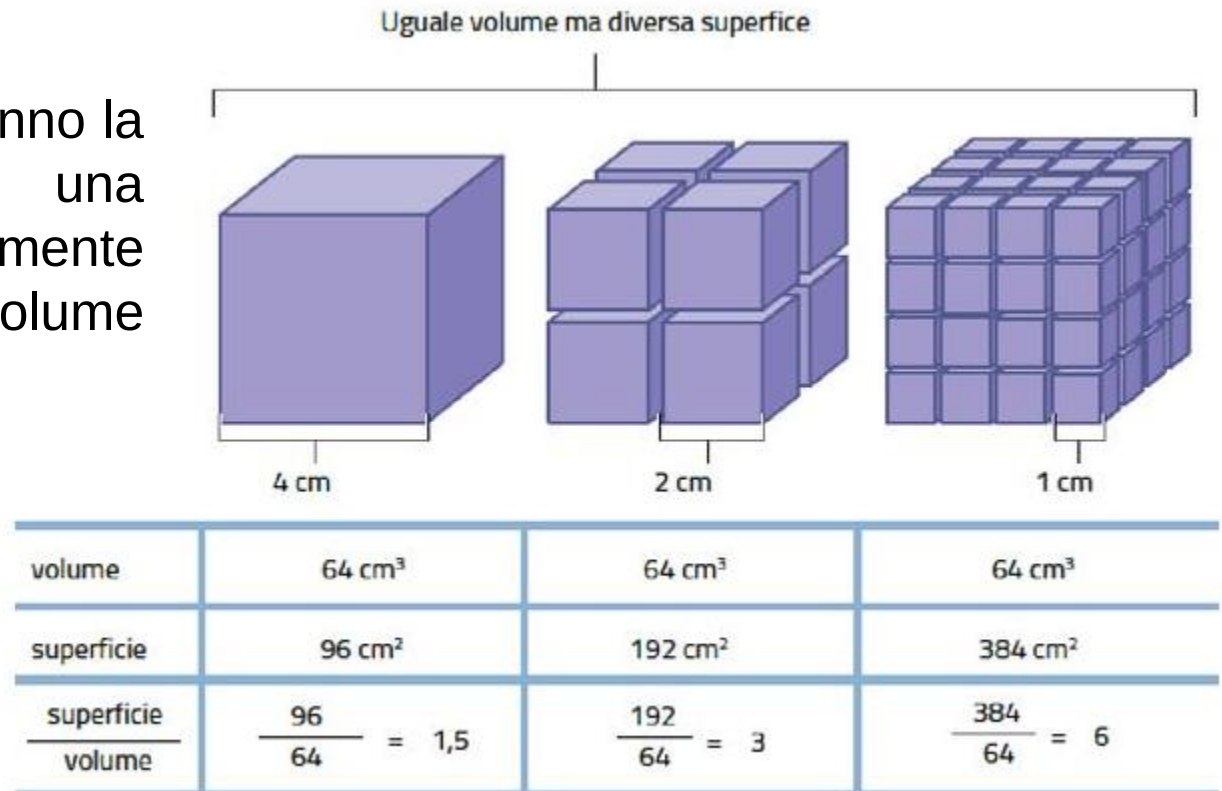


Le sospensioni colloidali

Il fenomeno dell'adsorbimento

Le particelle colloidali hanno la peculiarità di avere una superficie totale estremamente grande in rapporto al volume che occupano.

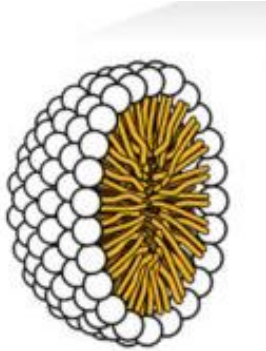
Questa caratteristica è alla base delle loro importanti proprietà e delle innumerevoli applicazioni.



Il processo di adsorbimento, ossia l'adesione sulla loro superficie di ioni, altre particelle cariche, particelle di gas e liquidi (materiali traspiranti, conduzione calore ecc. ecc...). Ad esempio nuovi materiali per l'efficientamento energetico delle costruzioni.

Le sospensioni colloidali

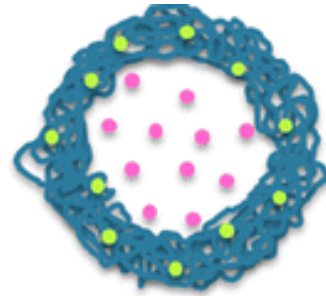
Tipi di colloidi ed Applicazioni



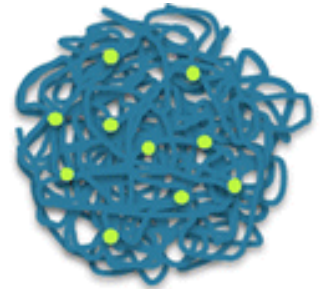
MICELLE



LIPOSOMI



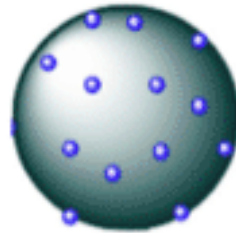
NANOCAPSULE



NANOSFERE



NANOPARTICELLE
D'ORO



NANOPARTICELLE
MAGNETICHE

Colloidi organici
(polimerici, lipidici)

Colloidi inorganici
(nanoparticelle
d'oro, nanoparticelle
di ossido di ferro)

Le sospensioni colloidali

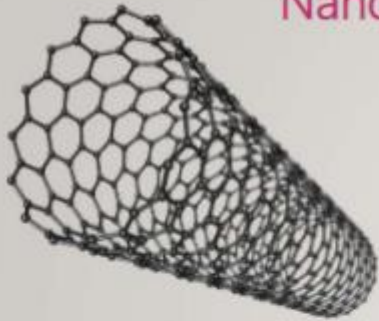
Tipi di colloidi ed Applicazioni



Le sospensioni colloidali

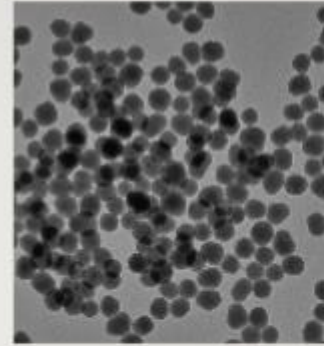
In edilizia...

Nanotubi di carbonio



Possono essere utilizzati
Per sviluppare compositi
cementizi conduttori.
Questo consente il
monitoraggio di alcune
proprietà meccaniche del
cemento

Nanoparticelle di silice



Nel cemento aumentano
la resistenza alla
compressione
Generando una
microstruttura più densa,
Miglioramento della
reazione pozzolanica
Aumento dei legami C-S-
H



aerogel

Hanno la più bassa
conducibilità termica di
qualunque solido 0.004
W/mK
Isolanti termici



TiO₂ proprietà
Autopulenti
antiinquinanti
Antibatteriche