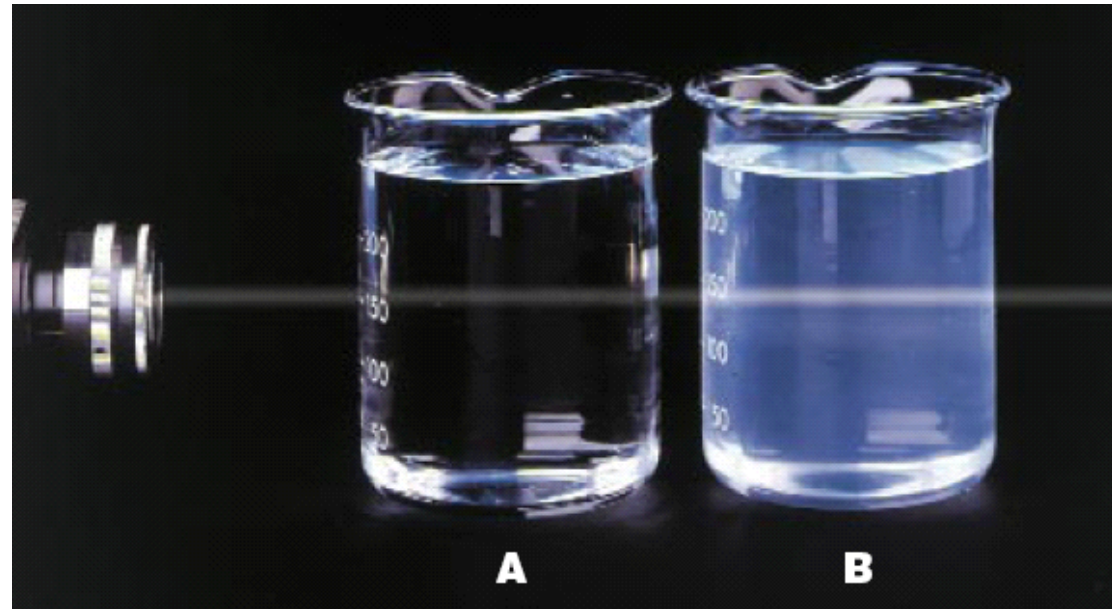
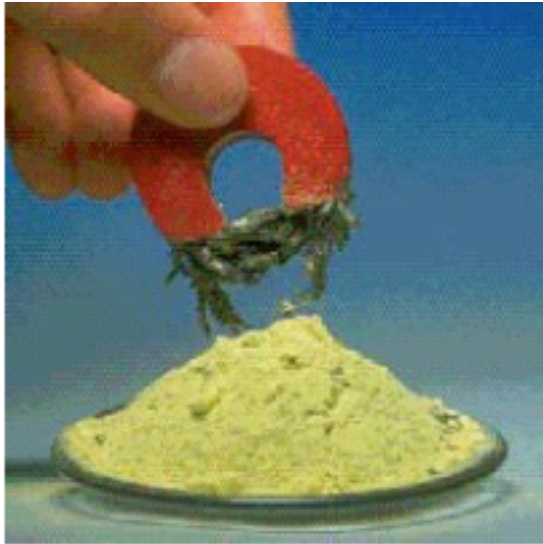


Le soluzioni

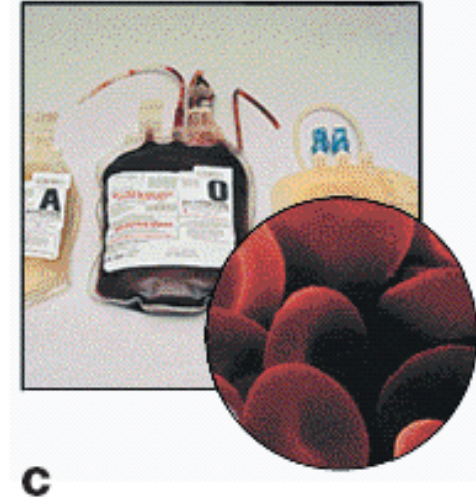
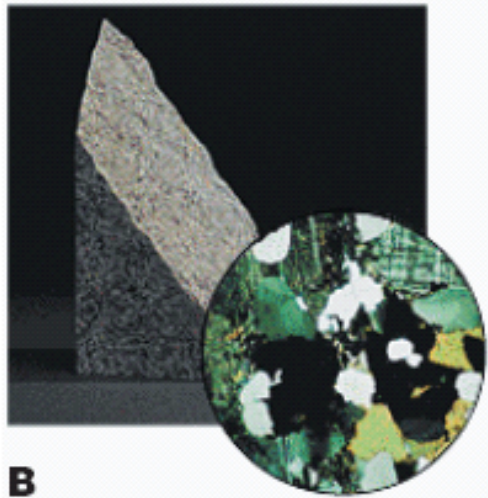
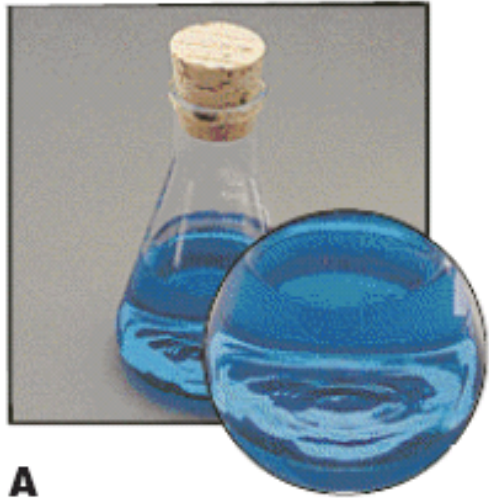
Soluzioni



Una soluzione è una miscela omogenea di due o più componenti.

Il componente in quantità maggiore viene in genere indicato come solvente, gli altri con il nome di soluto. I componenti di una soluzione possono essere gassosi, liquidi o solidi.

Soluzioni

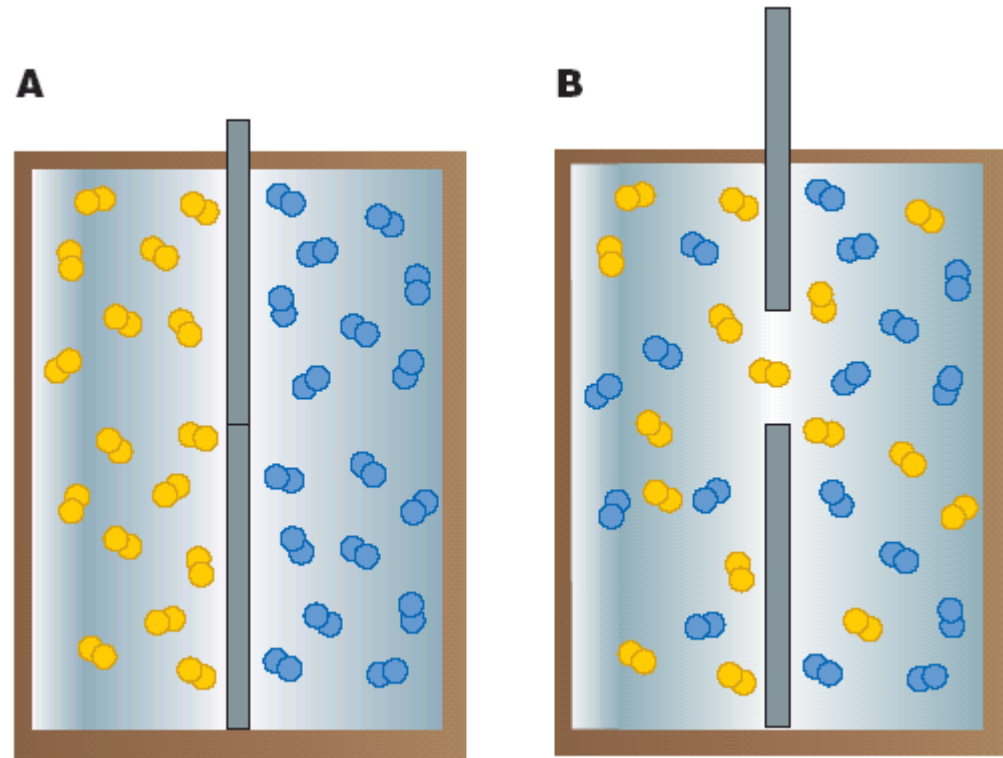


- *Un miscuglio eterogeneo è costituito da materia presente in stati omogenei diversi, definiti **fasi** del sistema eterogeneo.*
- ***Le soluzioni sono sistemi omogenei, cioè miscugli costituiti da particelle così intimamente unite da far presentare in ogni parte del sistema le stesse proprietà.***

Soluzioni ed entropia

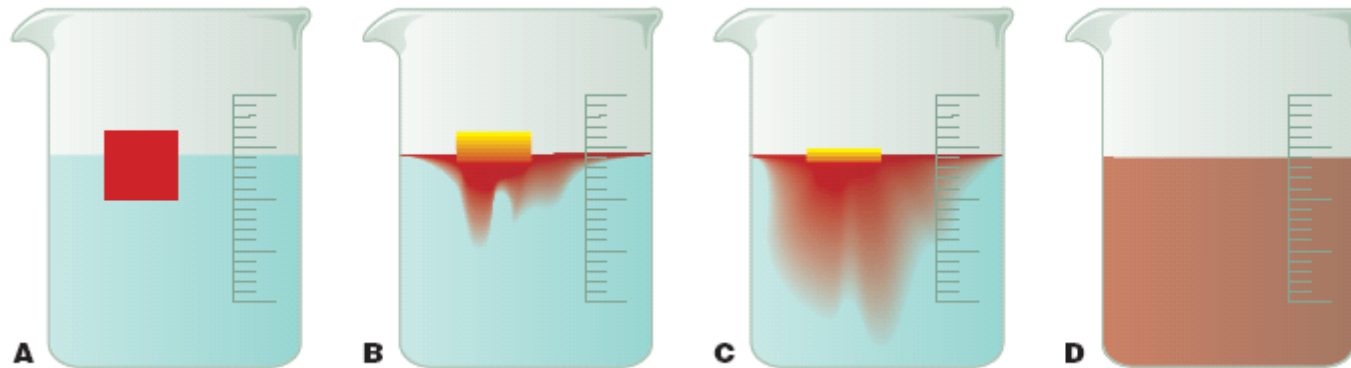
Si definisce entropia di un sistema la misura del suo grado di disordine.

(A), in un recipiente abbiamo due gas separati da una parete. Il sistema è ordinato. (B), mettiamo in comunicazione le due parti del recipiente: le molecole dei due gas spontaneamente si mescolano per dare un sistema disordinato. L'entropia aumenta. Il rimescolamento dei due gas è rapidissimo, perché le molecole non trovano ostacoli e non devono rompere legami.



Tutti i sistemi tendono spontaneamente ad aumentare la loro entropia.

Soluzioni, solvente e soluto



Una soluzione di una sostanza A in una sostanza B è una miscela omogenea dei due composti, in cui volumi uguali presentano la stessa quantità dei due costituenti e le stesse caratteristiche chimiche e fisiche.

Delle due sostanze intimamente mescolate che formano la soluzione, si definisce **solvente** il componente più abbondante e **soluto** il componente meno abbondante. Inoltre, si definisce **solubilità** la quantità massima di una sostanza che si può disciogliere in un'altra.

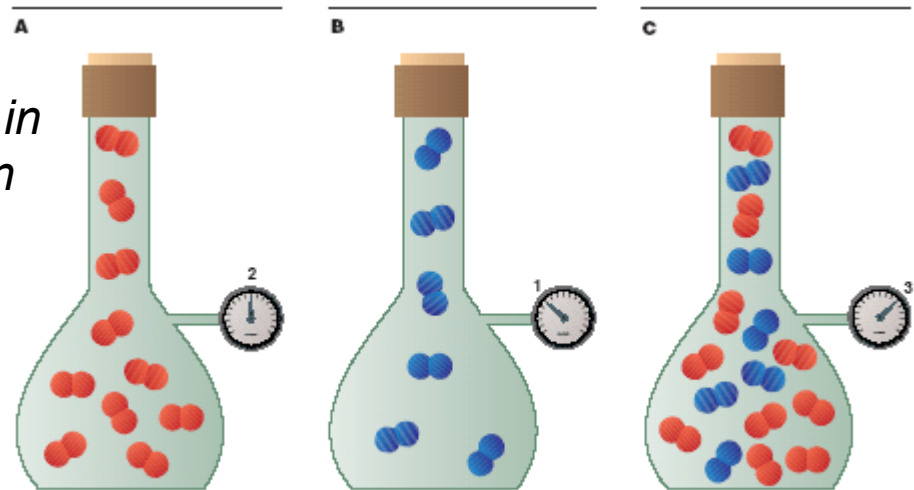
Soluzioni

Soluto	Solvente	Esempio di soluzione
Gas	Gas	Aria (ossigeno e gas inerti in azoto)
Gas	Liquido	Acqua gassata, spumante (CO ₂ in acqua)
Liquido	Liquido	Vino, liquori (etanolo in acqua)
Solido	Liquido	Acqua di mare (cloruro di sodio in acqua)
Solido	Solido	Leghe metalliche (ottone, bronzo)



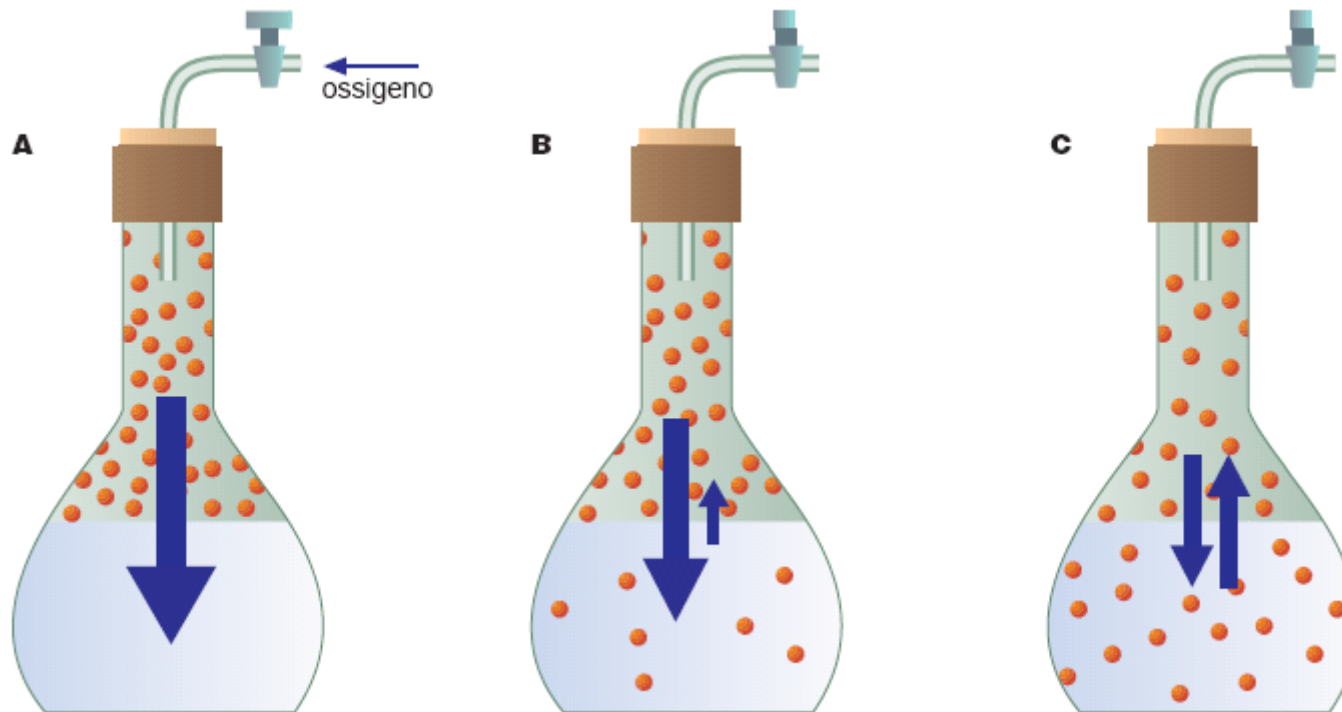
Soluzioni gassose

Il processo di rimescolamento di un gas in un altro è spontaneo e rapidissimo e non richiede energia, poiché non bisogna rompere alcun legame chimico.



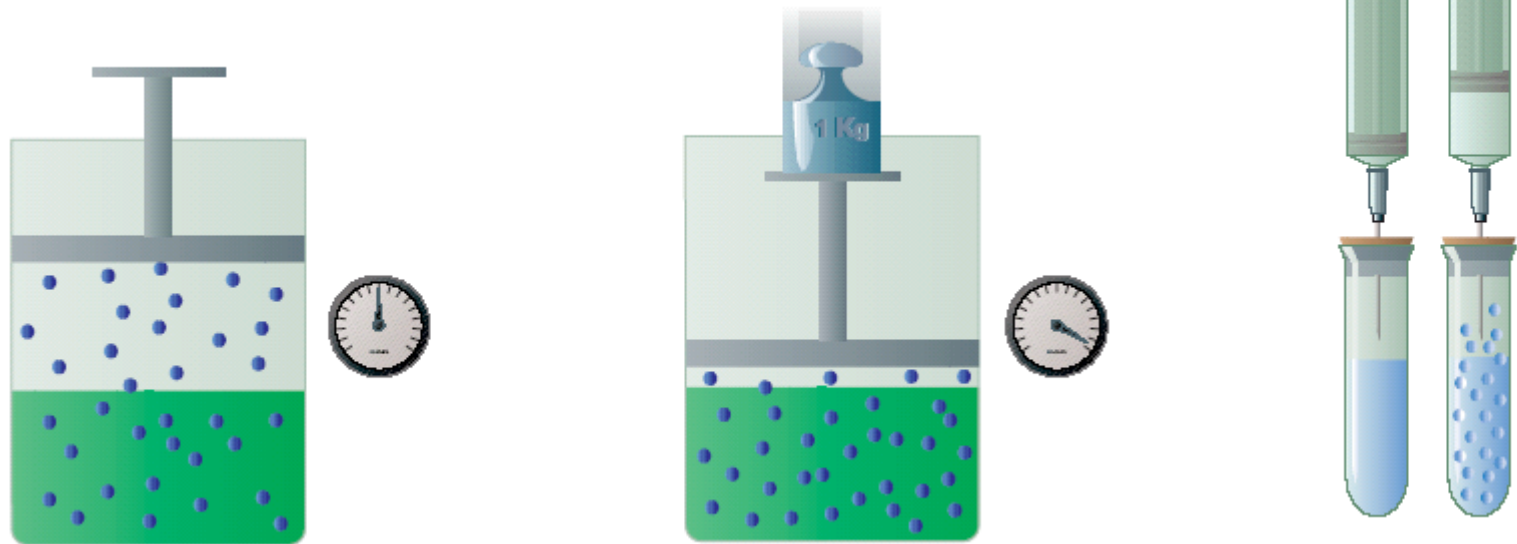
I gas sono miscibili tra loro completamente e in qualunque proporzione e danno sempre soluzioni omogenee.

Soluzioni di un gas in un liquido



il numero delle molecole che passano dallo stato aeriforme allo stato di soluzione diventa uguale al numero di molecole che compiono il passaggio inverso: si è raggiunto un *equilibrio dinamico*

Soluzioni di gas in un liquido



La quantità di un gas che si scioglie in un liquido dipende da vari fattori: *la pressione del gas; la temperatura della soluzione; le caratteristiche chimiche del solvente e del soluto,*

La relazione tra pressione parziale e solubilità di un gas è definita dalla **legge di Henry** e dalla relativa equazione:

La quantità di gas che si scioglie in un liquido a una certa temperatura è direttamente proporzionale alla pressione parziale esercitata dal gas.

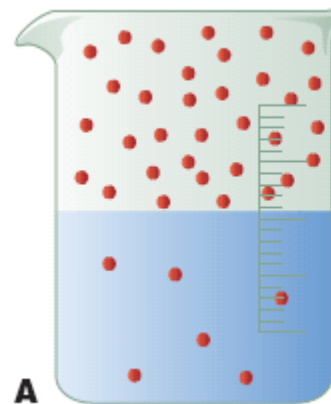
$$S_{\text{gas}} = K_{\text{H}} \times p_{\text{gas}}$$

dove S_{gas} è la *solubilità del gas*, espressa come moli disciolte in un volume unitario di soluzione, K_{H} è la *costante della legge di Henry*, caratteristica per ogni coppia solvente/soluto.

Solubilità di un gas

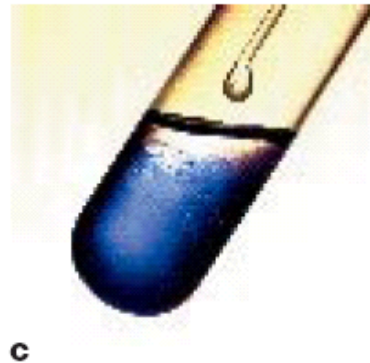
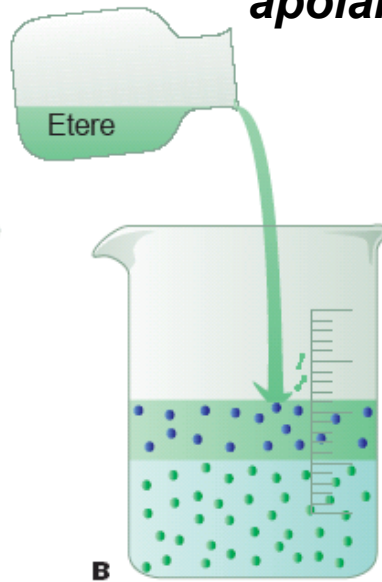
- La solubilità di un gas in un liquido diminuisce all'aumentare della temperatura.***

Gas	Solubilità a c.n. (mol/L)
Azoto	0,00105
Ossigeno	0,00218
Diossido di carbonio	0,0763
Acido solfidrico	0,208
Acido cloridrico	22,6
Ammoniaca	52,5



La solubilità di un gas in un liquido aumenta con la pressione parziale esercitata dal gas e con la forza dei legami che si formano tra gas e liquido e diminuisce all'aumentare della temperatura.

Solubilità di liquidi in liquidi



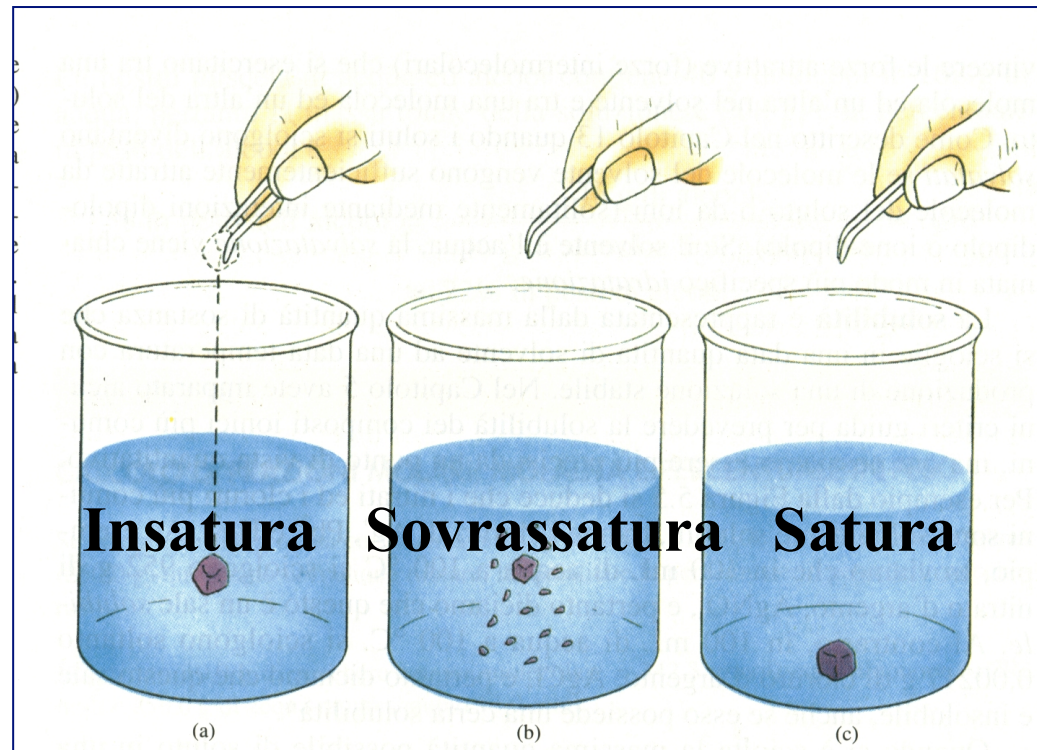
Le sostanze polari si sciolgono in quelle polari, mentre le sostanze apolari si sciolgono nelle apolari.

(A), se si versa poco etere in acqua, si ha una soluzione di etere (punti verdi) in acqua. (B), se si continua a versare etere, sopra la prima soluzione si stratifica un'altra soluzione di acqua (punti azzurri) in etere. (C), etere e acqua sono liquidi parzialmente miscibili.



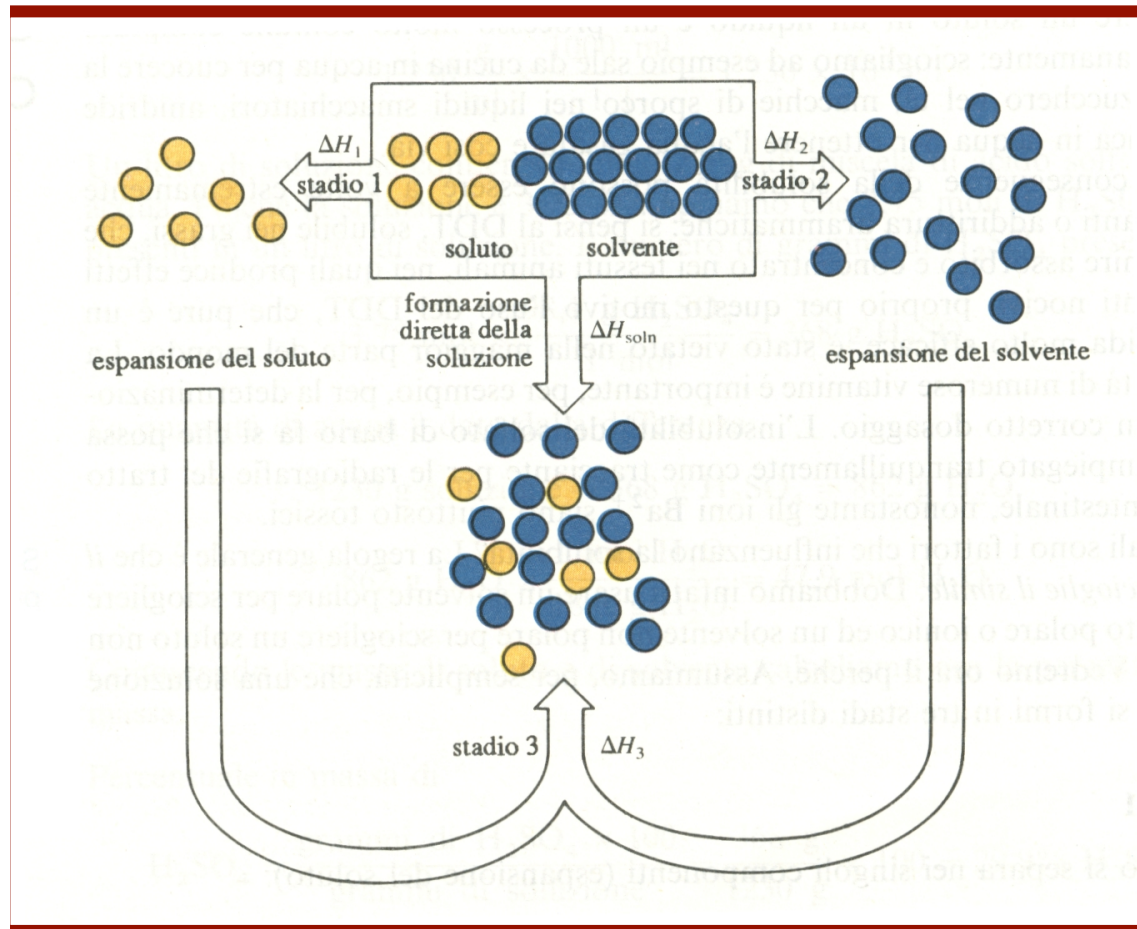
Acqua ed olio sono immiscibili

Il processo di dissoluzione



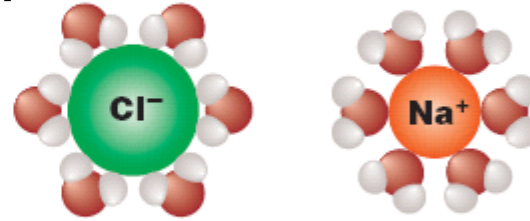
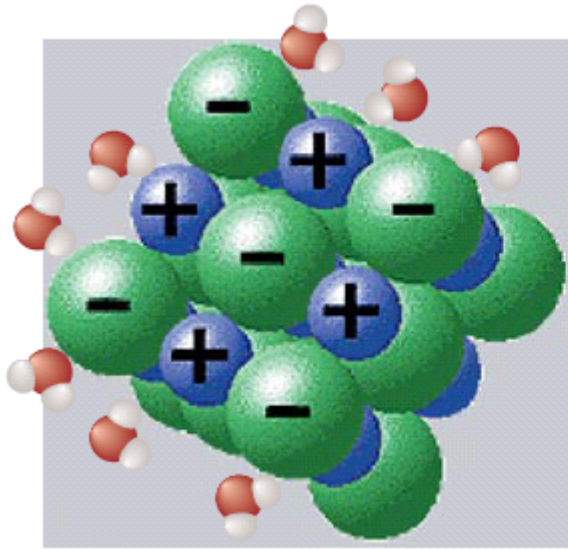
- Le forze attrattive tra le particelle di soluto e di solvente sono abbastanza grandi da vincere le forze attrattive (forze intermolecolari) che si esercitano tra una molecola e l'altra del solvente o del soluto.
- I soluti che si disciolgono diventano solvatati (solvatazione, idratazione se il solvente è l'acqua).

Entalpia di formazione di una soluzione

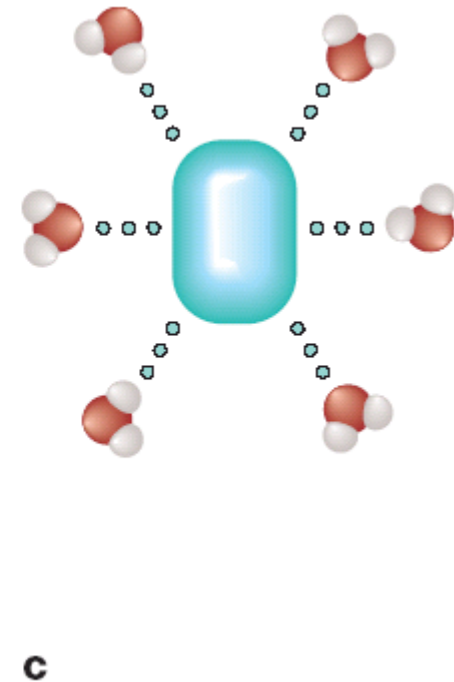
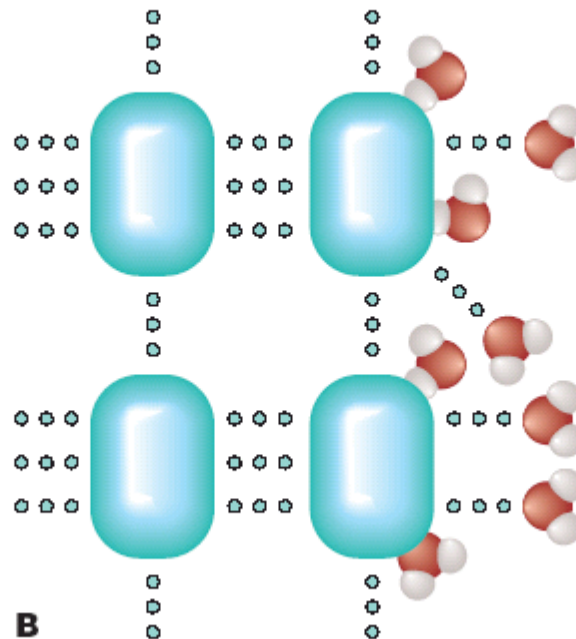
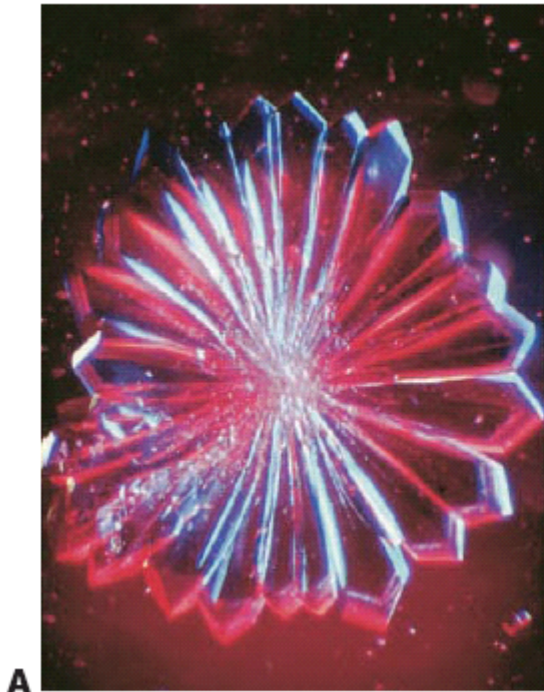


- **Stadio 1:** Il soluto si separa nei singoli componenti (espansione del soluto).
- **Stadio 2:** Superamento delle forze intermolecolari che agiscono nel solvente per fare spazio al soluto (espansione del solvente).
- **Stadio 3:** Soluto e solvente interagiscono e danno origine alla soluzione.

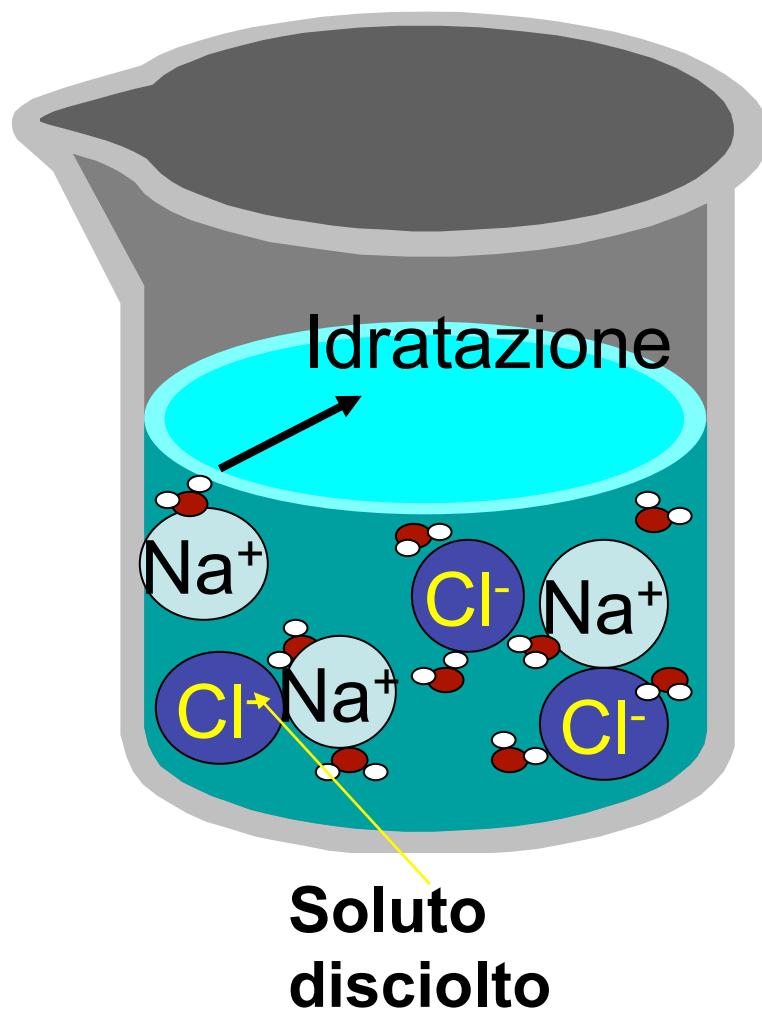
Soluzioni di un solido in un liquido



Il cristallo di cloruro di sodio viene demolito dalle molecole d'acqua. Le forze di attrazione tra gli ioni sono vinte dalle forze ione-dipolo, che si stabiliscono sia tra i cationi che tra gli anioni e le molecole d'acqua. I singoli ioni sono separati e circondati da molecole d'acqua.



Solidi che si sciolgono in liquidi



Composti ionici:

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

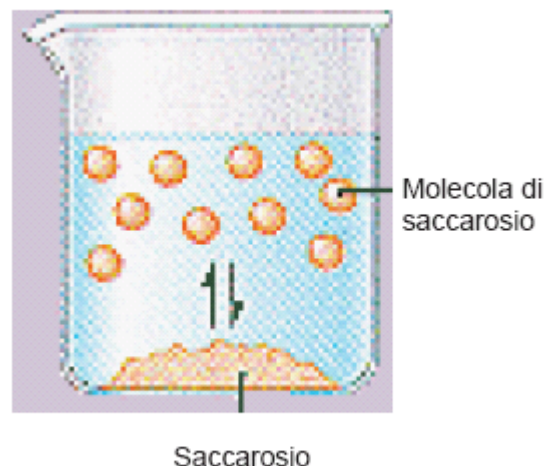
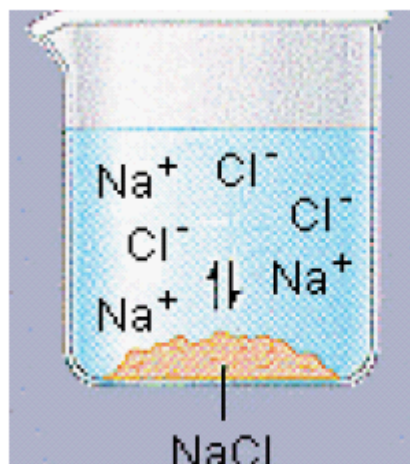
ΔH_1 grande e positivo:
rottura di legami ionici.

ΔH_2 grande e positivo:
rottura di legami
idrogeno.

ΔH_3 grande e negativo:
formazione di legami tra
ioni e H_2O .

$\Delta H_2 + \Delta H_3 =$ **entalpia di
idratazione.**

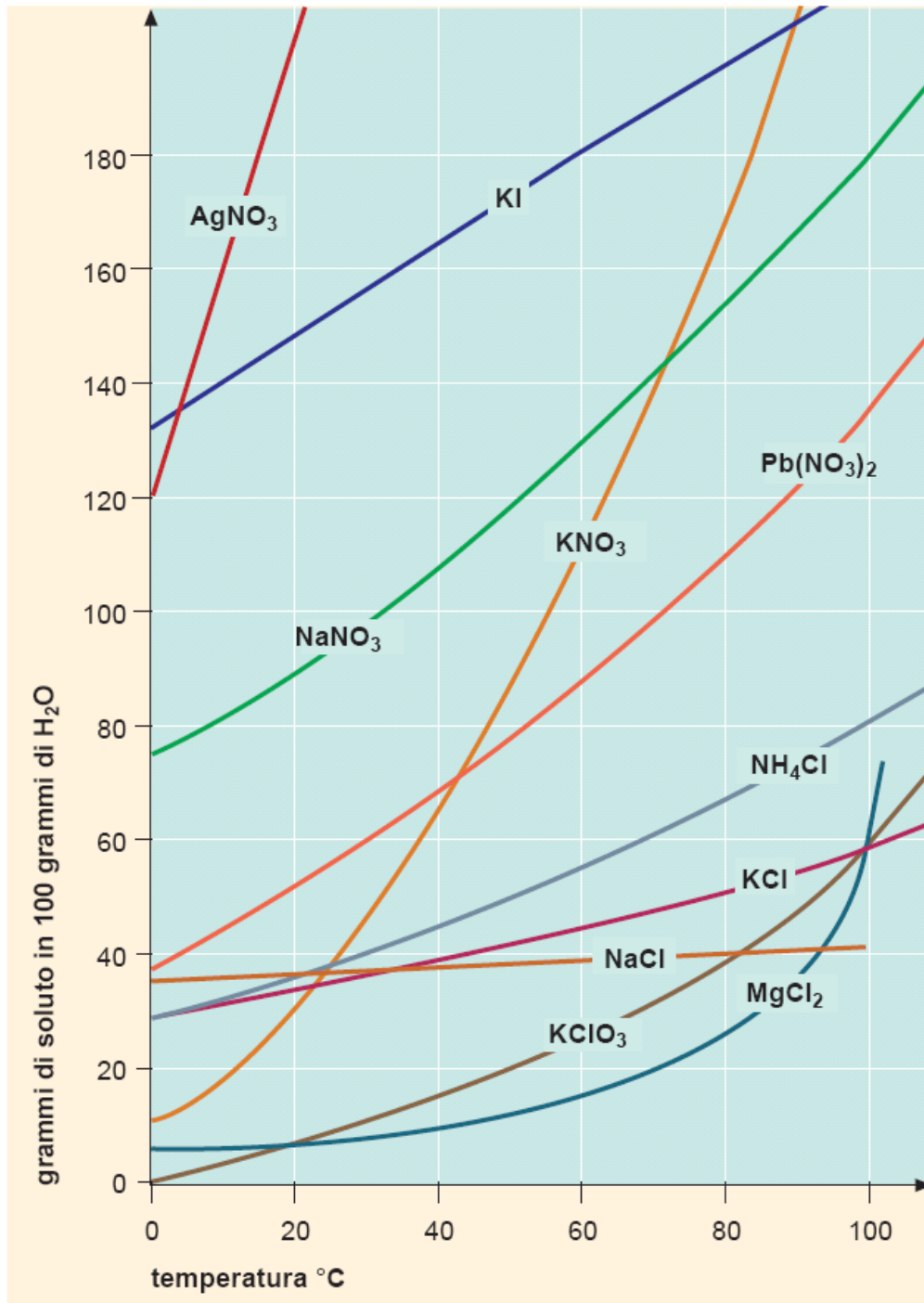
Solubilità



*Una sostanza solida che si scioglie facilmente in un solvente è detta **solubile** in quel solvente; se non si scioglie affatto, è **insolubile**.*

*Quando una soluzione contiene la massima quantità possibile di soluto viene definita **soluzione satura**. La parte del composto non disciolta nella soluzione satura costituisce il **corpo di fondo***

La solubilità è la quantità massima di soluto che si può disciogliere nel solvente.



La solubilità dipende dalla natura chimica del soluto, da quella del solvente e dalla temperatura della soluzione. In genere, *aumentando la temperatura, la solubilità aumenta*

La velocità con la quale un solido si scioglie in un solvente liquido dipende da tre fattori: l'estensione della superficie di contatto, il rimescolamento e la temperatura.



Dispersioni colloidali

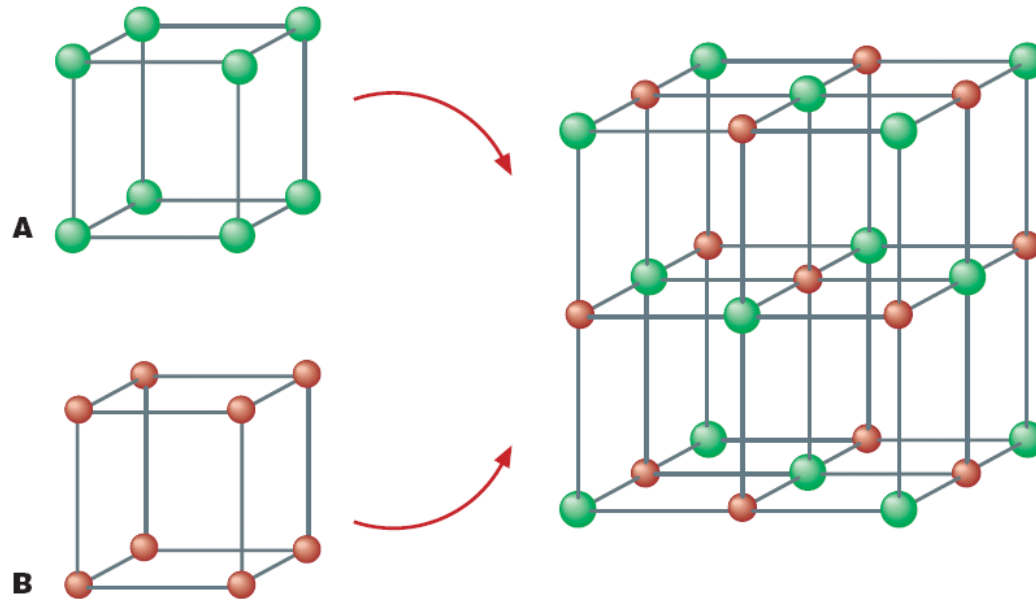
Tipo di colloide	Fase dispersa	Mezzo disperdente	Esempio
Aerosol	Liquido	Gas	Nebbia, spray aerosol
Aerosol	Solido	Gas	Fumo, virus nell'aria
Schiuma	Gas	Liquido	Schiuma per barba
Emulsione	Liquido	Liquido	Maionese, latte
Gel	Liquido	Solido	Gel per capelli, burro
Sol	Solido	Liquido	Latte di magnesia
Sol solido	Solido	Solido	Leghe

Le dispersioni colloidali rappresentano una condizione intermedia tra miscuglio eterogeneo e soluzione.

In un colloide le particelle disperse hanno diametro compreso tra 1 e 1.000 nm.



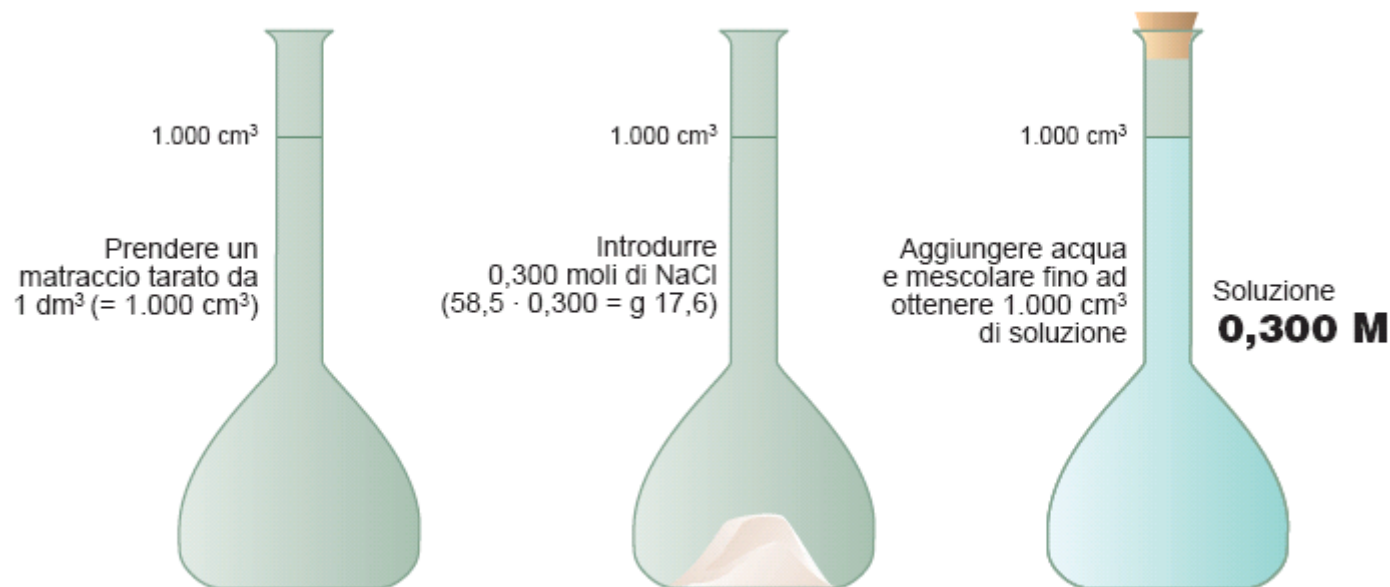
Leghe



Tra le numerose leghe metalliche conosciute vi sono la *ghisa* e l' *acciaio* (leghe tra ferro e carbonio), gli *acciai speciali* (leghe tra ferro, carbonio, nichel, cromo, manganese, vanadio e altri metalli), il *duralluminio* (lega tra alluminio e rame, manganese, magnesio), il *bronzo* (lega tra rame e stagno), l' *ottone* (lega tra rame e zinco)

Modi di esprimere le soluzioni

Concentrazione	Simbolo	Soluto	Soluzione*	Relazione matematica
Percentuale peso/peso	%P/P	g	100 g	$(g_{\text{soluto}} / g_{\text{soluzione}}) \times 100$
Percentuale peso/volume	%P/V	g	100 cm ³ = 100 mL	$(g_{\text{soluto}} / \text{cm}^3_{\text{soluzione}}) \times 100$
Percentuale volume/volume	%V/V	cm ³ = mL	100 cm ³ = 100 mL	$(\text{cm}^3_{\text{soluto}} / \text{cm}^3_{\text{soluzione}}) \times 100$
Parti per milione	ppm	mg	1 dm ³ = 1 L	$(\text{mg}_{\text{soluto}} / \text{dm}^3_{\text{soluzione}})$
Frazione molare	X _N	mol _N	mol _{soluti} + mol _{solventi}	$n_{\text{soluto}} / (n_{\text{soluti}} + n_{\text{solvente}})$
Molarità	M	mol	1 dm ³ = 1 L	$\text{mol}_{\text{soluto}} / \text{L}_{\text{soluzione}}$
Molalità	m	mol	kg solvente puro	$\text{mol}_{\text{soluto}} / \text{kg}_{\text{solvente puro}}$





PROVIAMO INSIEME

1. Il permanganato di potassio KMnO_4 , una sostanza in passato utilizzata come germicida, si scioglie immediatamente in acqua e la sua soluzione assume il colore del vino rosso. Pesiamo 0,750 g di KMnO_4 , introduciamoli in un matraccio e aggiungiamo acqua fino a che il volume della soluzione sia 600 cm^3 . Qual è la molarità della soluzione di KMnO_4 che abbiamo preparato?

Dapprima convertiamo la quantità di soluto da grammi a moli, dividendo per la massa molare del permanganato di potassio (158 g/mol):

$$0,750 \text{ g} / 158 \text{ g/mol} = 0,00475 \text{ mol}$$

Poi calcoliamo la molarità, dividendo il numero di moli trovato per il volume della soluzione espresso in litri ($600 \text{ cm}^3 = 0,600 \text{ L}$):

$$0,00475 \text{ mol} / 0,600 \text{ L} = 0,00791 \text{ M KMnO}_4$$

2. Calcola la molarità di 800 cm^3 di una soluzione acquosa in cui siano stati sciolti 23,4 g di cloruro di sodio NaCl .

Dapprima calcoliamo il numero di moli corrispondenti a 23,4 g di cloruro di sodio, dividendo per la massa molare di NaCl (58,5 g/mol):

$$23,4 \text{ g} / 58,5 \text{ g/mol} = 0,400 \text{ mol}$$

Successivamente per calcolare la molarità dividiamo il numero di moli per il volume della soluzione espresso in litri ($800 \text{ cm}^3 = 0,800 \text{ L}$):

$$0,400 \text{ mol} / 0,800 \text{ L} = 0,500 \text{ M NaCl (figura 12.2.)}$$

PROVIAMO INSIEME



3. Calcola la molalità di una soluzione acquosa ottenuta sciogliendo 60,0 g di acido acetico CH_3COOH (massa molare = 60,0 g/mol) in 865 g di acqua.

Dapprima calcoliamo a quante moli corrispondono 60,0 g di acido acetico, dividendo per la massa molare dell'acido acetico (60,0 g/mol):

$$60,0 \text{ g} / 60,0 \text{ g/mol} = 1,00 \text{ mol}$$

Sapendo che la molalità è il numero di moli di soluto aggiunte a 1.000 g = 1 kg di solvente, determiniamo la molalità dividendo le moli di acido acetico aggiunte per la massa di acqua (865 g = 0,865 kg):

$$1,00 \text{ mol} / 0,865 \text{ kg} = 1,16 \text{ m}$$

4. Calcola il volume di una soluzione acquosa 0,75 M, che contiene disciolti 270 g di glucosio $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$. La massa molare del glucosio è 180 g/mol.

Dapprima calcoliamo a quante moli corrispondono 270 g di glucosio, dividendo per la sua massa molare:

$$270 \text{ g} / 180 \text{ g/mol} = 1,50 \text{ mol}$$

Poi calcoliamo il volume della soluzione, dividendo il numero delle moli per la molarità della soluzione:

$$1,50 \text{ mol} / 0,75 \text{ mol/dm}^3 = 2,0 \text{ dm}^3 \text{ (figura 12.3.)}$$

Zucchero $C_6H_{12}O_6$

- Massa molare = 180 g/mol
- $720\text{g}/180\text{ g/mol} = 4\text{ moli}$
- $M = \text{moli}/V = 4/4 = 1\text{M}$
- 1 L soluzione = 1,25 Kg
- $180\text{g} = 0,18\text{ Kg} = \text{massa del soluto}$
- Massa del solvente = massa soluzione – massa del soluto
- $1,25 - 0,18\text{ Kg} = 1,07\text{ Kg}$
- $m = 1/1,07\text{ Kg solvente} = 0,9\text{ m}$

5. Dobbiamo preparare una soluzione 0,40 M di acido nitrico HNO_3 avendo a disposizione 100 mL di una soluzione 1,0 M dello stesso acido. Quanti mL di acqua dobbiamo aggiungere per diluire la soluzione e portarla alla concentrazione desiderata?

Per portare la molarità della soluzione che abbiamo a disposizione al valore finale di 0,40 M occorre aggiungere un certo volume di solvente, mentre il numero delle moli di soluto rimane immutato. Dobbiamo determinare perciò quante moli di acido nitrico sono presenti, sapendo la molarità e il volume (100 mL = 0,100 L) della soluzione iniziale:

$$n = M \times V = 1,0 \text{ mol/L} \times 0,100 \text{ L} = 0,10 \text{ mol}$$

La soluzione finale contiene 0,10 mol e deve avere la molarità 0,40 M. Pertanto il suo volume deve essere:

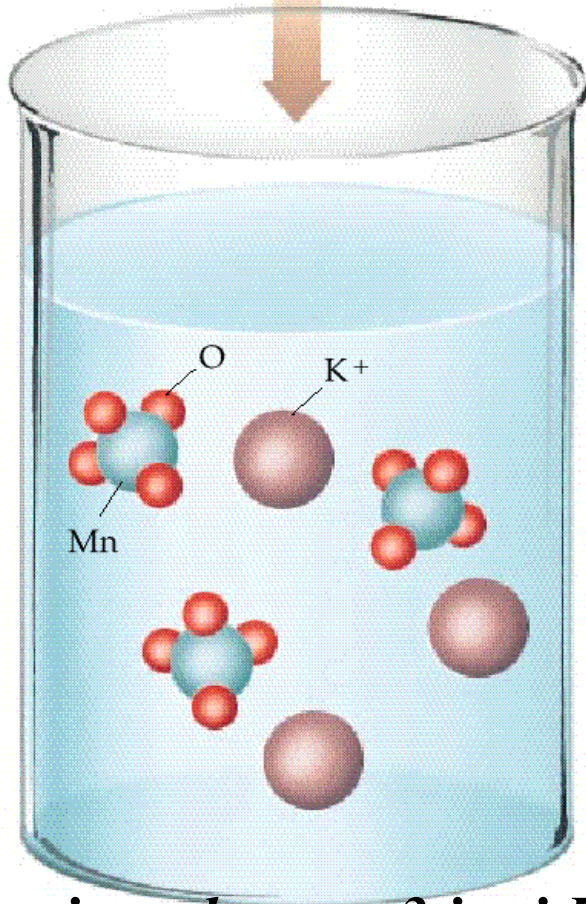
$$V = n / M = 0,10 / 0,40 = 0,25 \text{ L} = 250 \text{ mL}$$

Poiché all'inizio il volume della soluzione era 100 mL, il volume di acqua da aggiungere per la diluizione è:

$$250 - 100 = 150 \text{ mL}$$

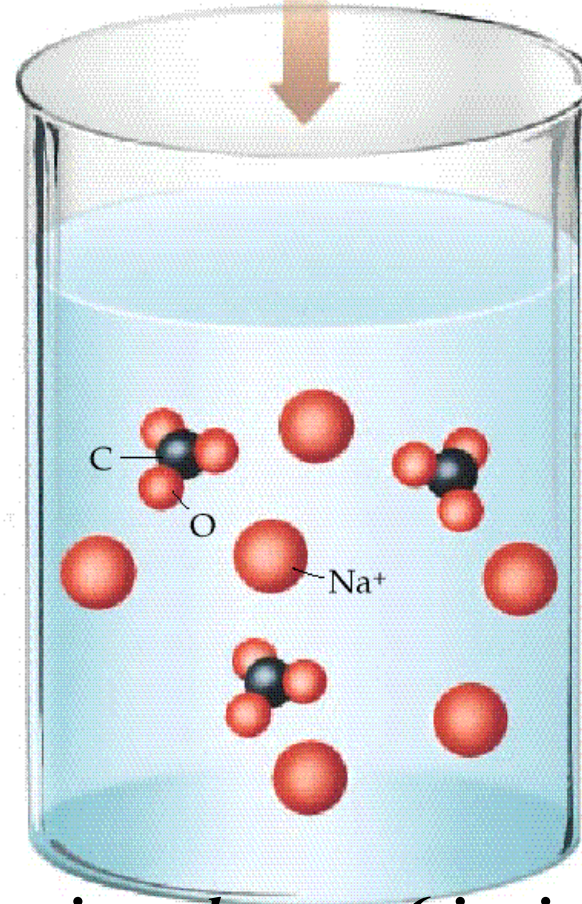
La dissociazione elettrolitica

Se aggiungo 3 molecole di $KMnO_4$



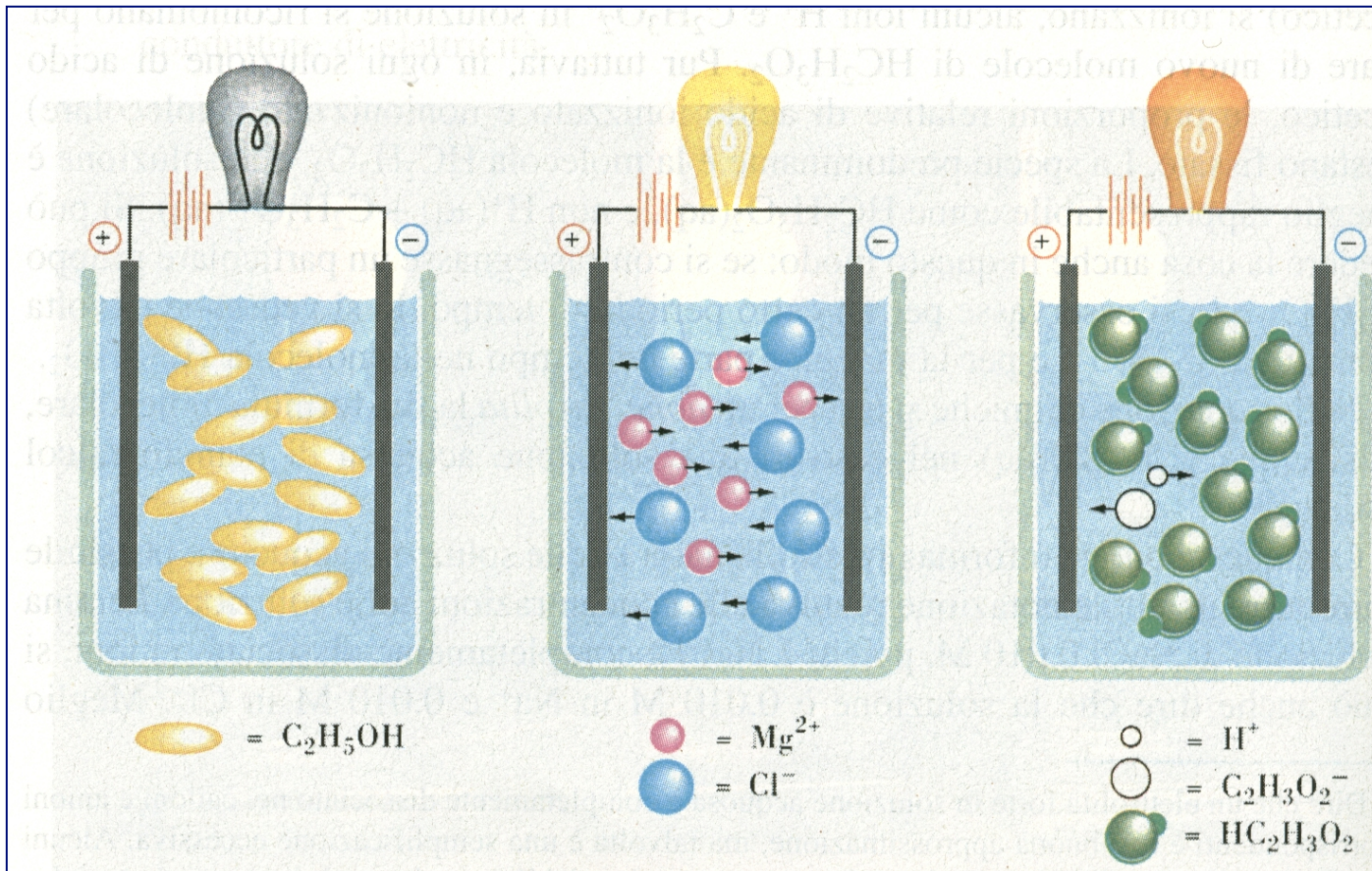
si producono 3 ioni K^+ e 3 ioni MnO_4^-

Se aggiungo 3 molecole di Na_2CO_3

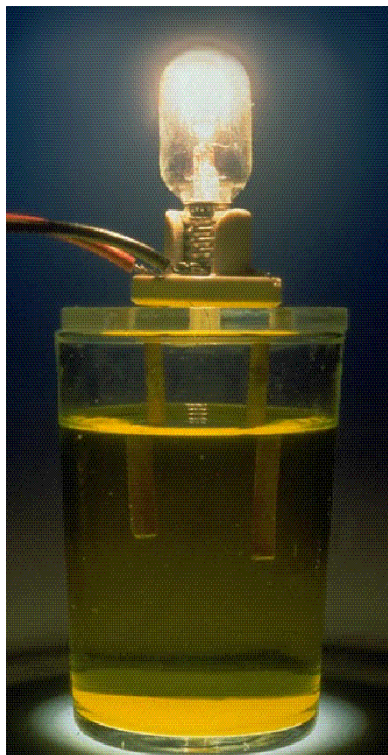


si producono 6 ioni Na^+ e 3 ioni CO_3^{2-}

Soluzioni elettrolitiche



- Si chiamano elettrolitiche quelle soluzioni che a causa della presenza di ioni positivi e negativi presentano una conducibilità elettrica.
- La formazione degli ioni può essere causata da una semplice dissociazione.
- Elettroliti forti, Elettroliti deboli, Non elettroliti.

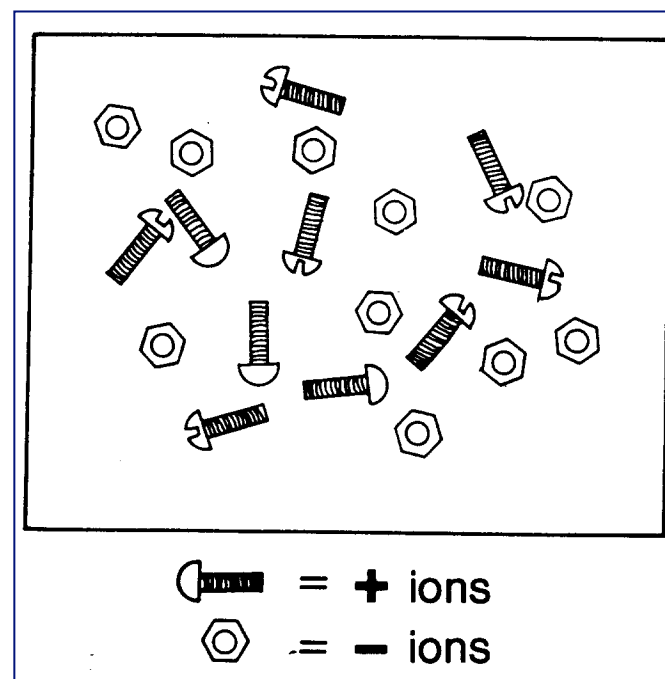
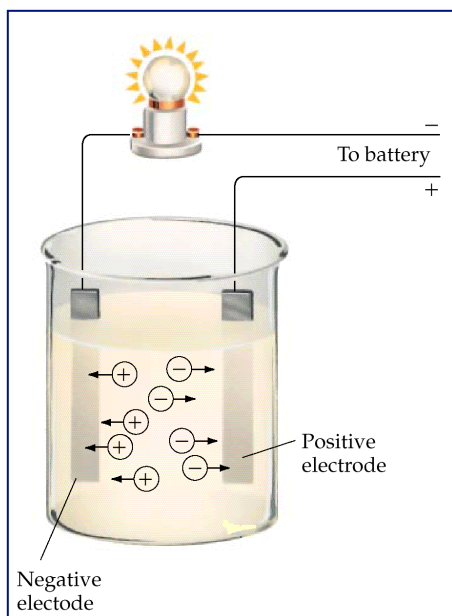


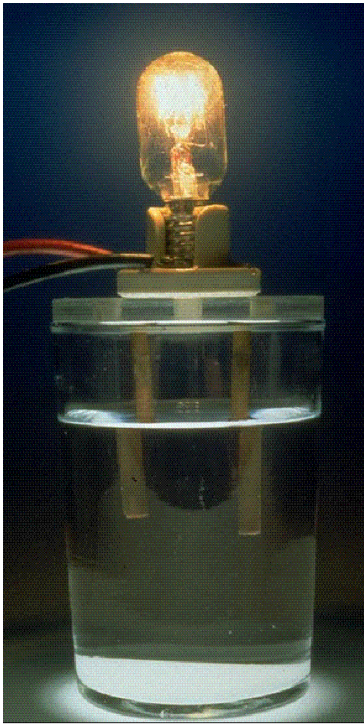
Elettroliti forti



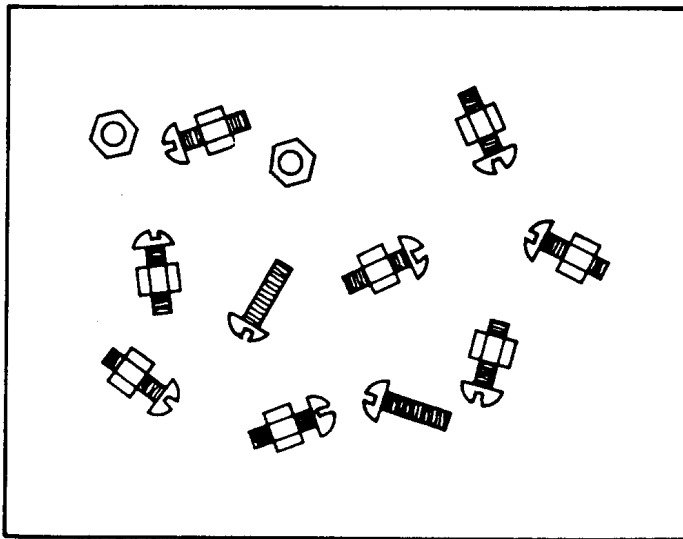
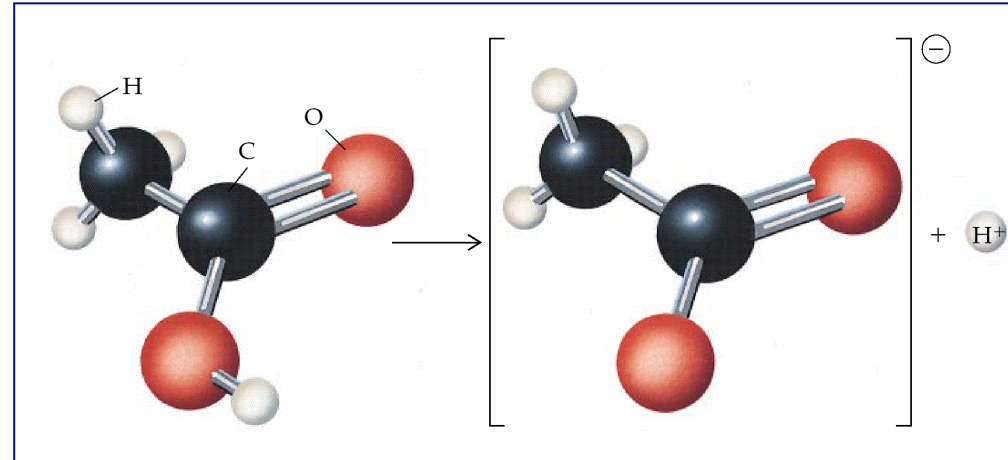
Si dissociano completamente negli ioni corrispondenti.

Un'elevata concentrazione di ioni significa un valore elevato di conducibilità.

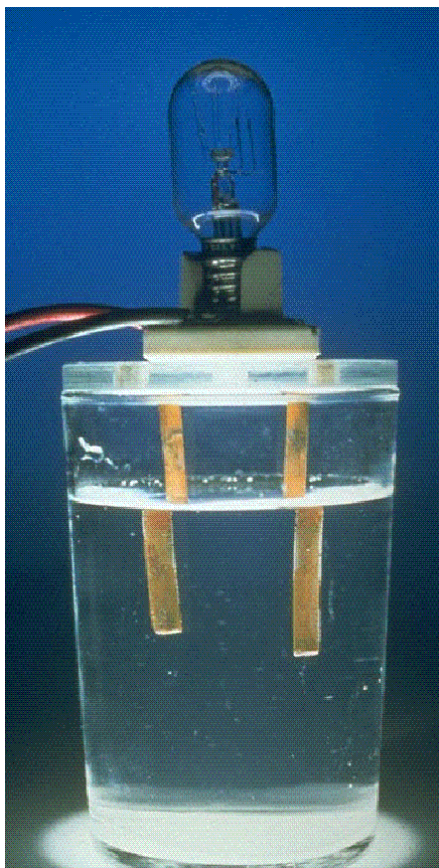




Elettroliti deboli

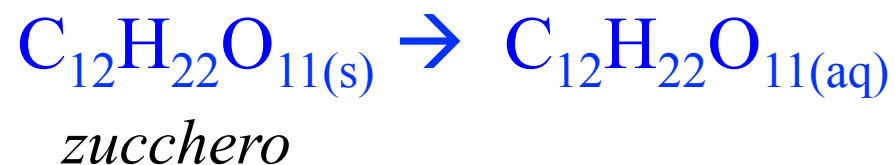


Ionizzazione < 5%

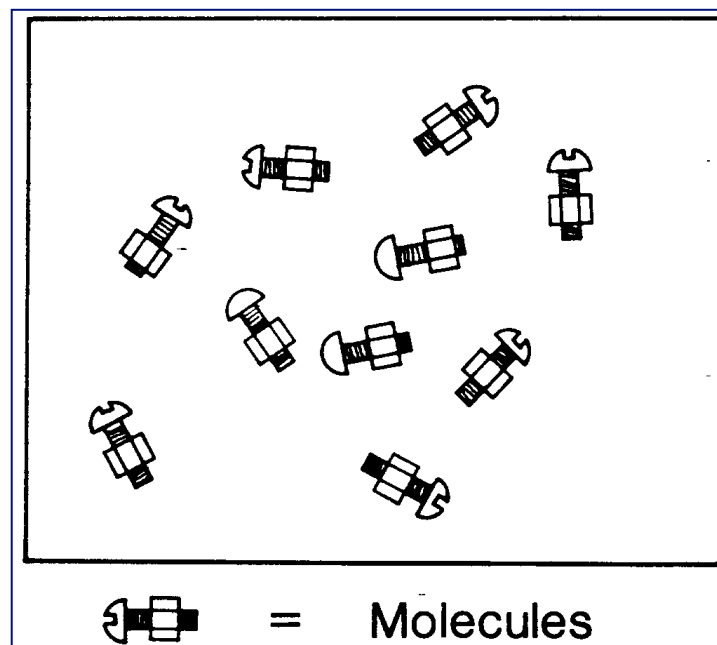


Non elettroliti

Si disciolgono in acqua ma non si ionizzano, perciò non conducono la corrente elettrica.

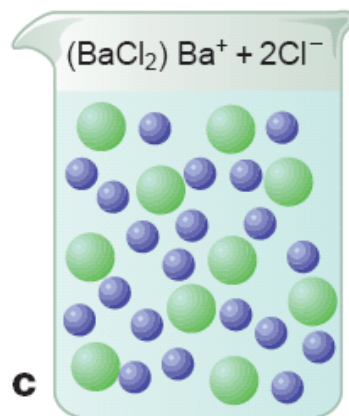
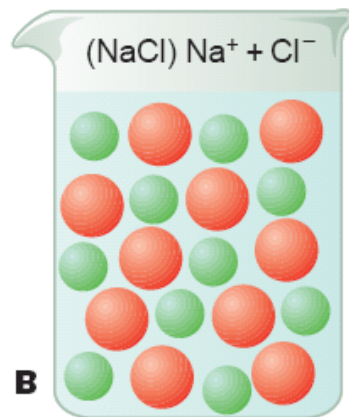
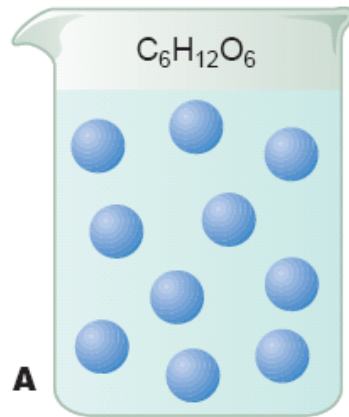


**Rottura dei deboli
legami idrogeno e
solvatazione**



Proprietà colligative

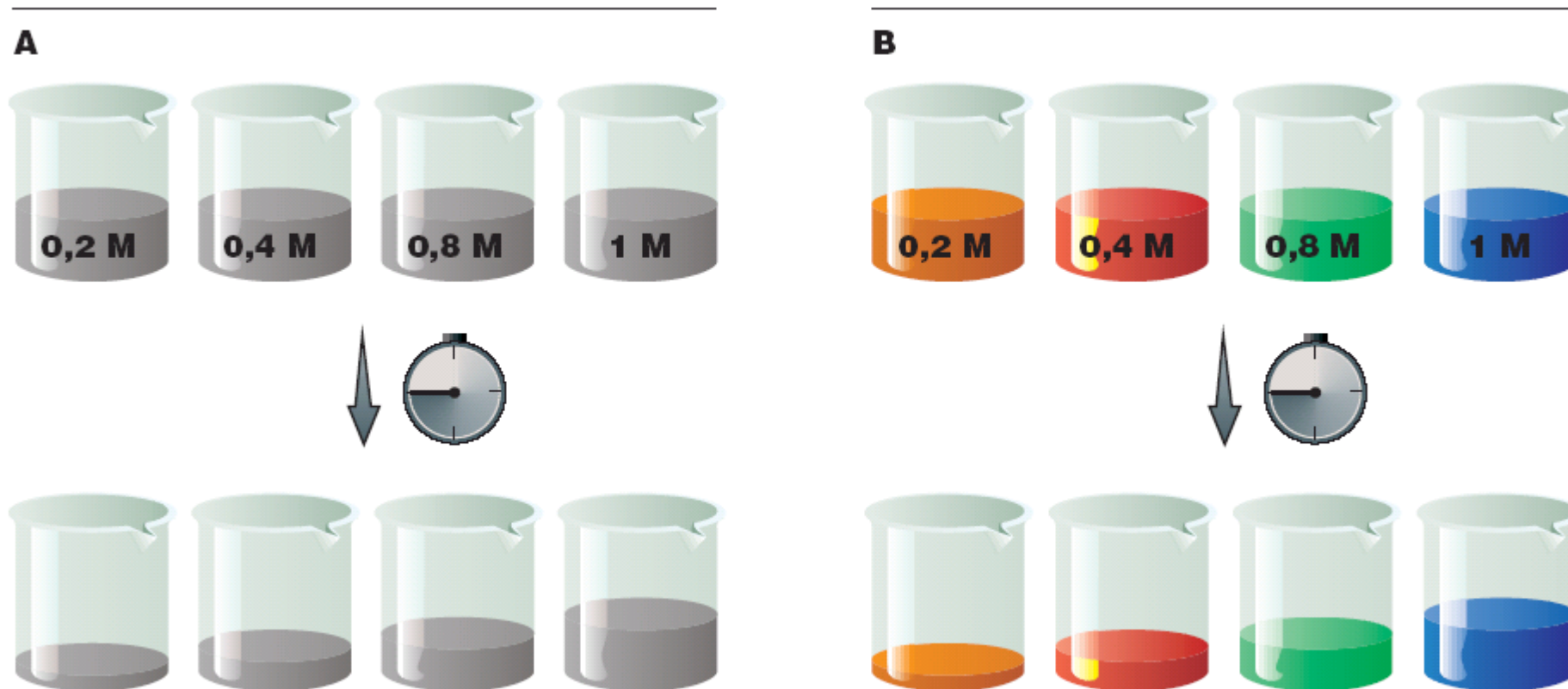
Proprietà delle soluzioni che dipendono esclusivamente dal numero di particelle di soluto



- abbassamento della pressione di vapore;
- innalzamento della temperatura di ebollizione;
- abbassamento della temperatura di solidificazione;
- pressione osmotica.

Nei tre becher sono state sciolte quantità corrispondenti alla massa molare in (A) di glucosio $C_6H_{12}O_6$, in (B) di cloruro di sodio NaCl, in (C) di cloruro di bario $BaCl_2$. Il numero delle particelle presenti nelle tre soluzioni, però, non è uguale, perché in (A) c'è glucosio, un composto molecolare, in (B) c'è un composto ionico che in soluzione è dissociato in due ioni, Na^+ e Cl^- , in (C) c'è un sale che si scompone in tre ioni, uno di Ba^{2+} e due di Cl^- . Il numero delle particelle in (B) è doppio e in (C) è triplo rispetto ad (A).

Abbassamento della tensione di vapore

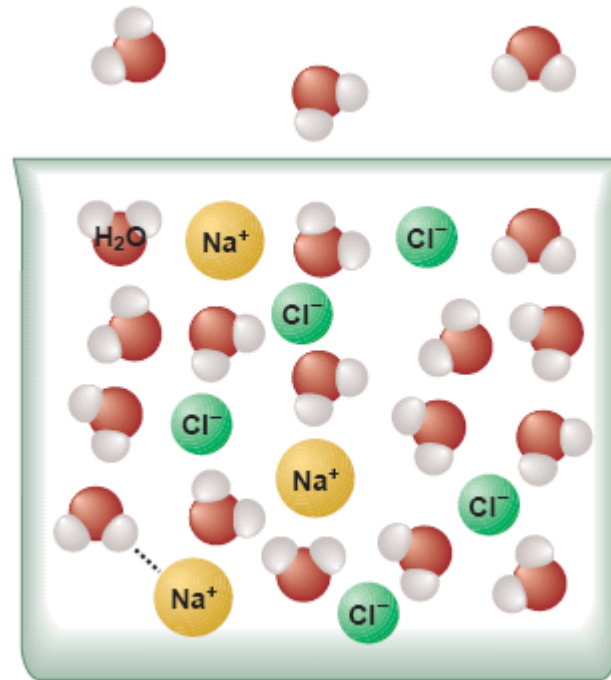


Le soluzioni a concentrazione maggiore mostrano minore tendenza a evaporare. Essendo il solvente lo stesso, la soluzione 1 M è quella che evapora più lentamente, sia se anche il soluto è lo stesso nelle quattro soluzioni (A), sia se i soluti sono quattro sostanze diverse (B). I valori di molarità si riferiscono all'effettivo contenuto di particelle in soluzione, cioè tengono conto dell'eventuale dissociazione in ioni del soluto.

Pressione di vapore

La presenza del soluto fa diminuire la tendenza a evaporare del solvente; l'abbassamento della pressione di vapore del solvente rispetto al solvente puro è proporzionale alla concentrazione della soluzione.

$$p_{\text{solv}} = p_{\text{solv}}^0 \cdot X_{\text{solv}}$$



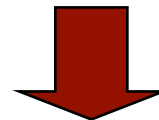
La pressione di vapore del solvente p_{solv} in una soluzione è perciò direttamente proporzionale al numero di moli di solvente, rispetto al numero di moli totali presenti nella soluzione, cioè è proporzionale alla frazione molare del solvente X_{solv} .

Abbassamento della tensione di Vapore (legge di Raoult)

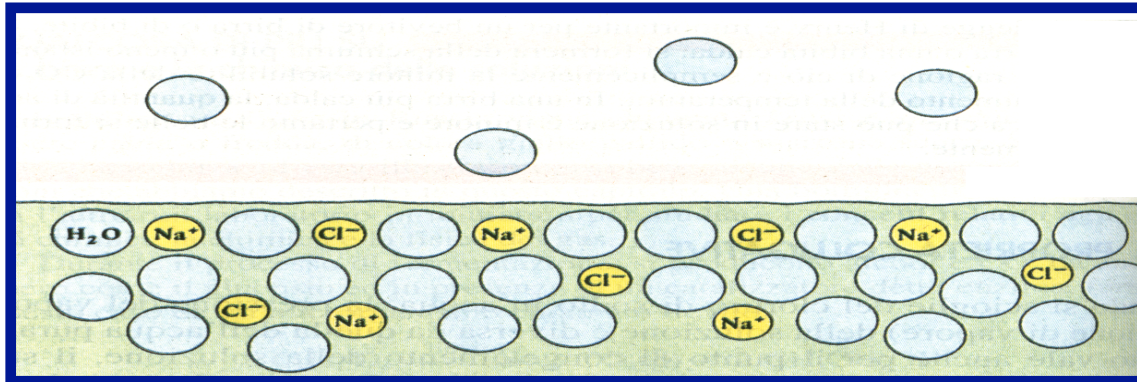
$$P_{\text{solvente}} = X_{\text{solvente}} K$$

Se abbiamo solo solvente puro

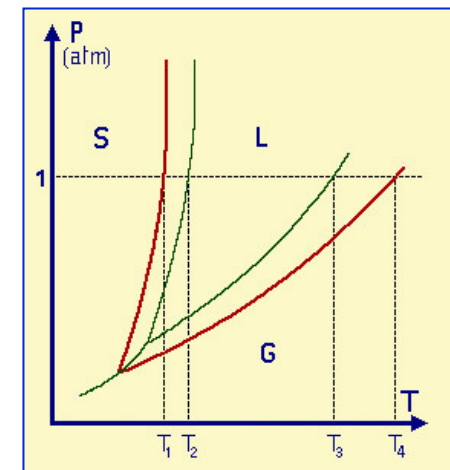
$$P^{\circ}_{\text{solvente}} = X_{\text{solvente}} K$$



$$P_{\text{solvente}} = X_{\text{solvente}} P^{\circ}_{\text{solvente}}$$



Il numero di molecole d'acqua in prossimità della superficie è minore rispetto a quello che si avrebbe in acqua pura.



Legge di Raoult per soluzioni ideali

- Se la soluzione contiene più di un componente volatile, allora la legge di Raoult può essere scritta per ognuno dei componenti

$$P_A = X_A P^\circ_A$$

- In ogni soluzione la frazione molare del solvente sarà sempre minore di 1, perciò la tensione di vapore di una soluzione ideale sarà sempre minore della tensione di vapore del solvente puro.
- Si definisce abbassamento della tensione di vapore $\Delta P_{\text{solvente}}$:

$$\Delta P_{\text{solvente}} = P_{\text{solvente}} - P^\circ_{\text{solvente}}$$

$$\Delta P_{\text{solvente}} = (X_{\text{solvente}} P^\circ_{\text{solvente}}) - P^\circ_{\text{solvente}}$$

$$\Delta P_{\text{solvente}} = -(1 - X_{\text{solvente}}) P^\circ_{\text{solvente}}$$

Poiché $X_{\text{solvente}} + X_{\text{soluto}} = 1$

$$\Delta P_{\text{solvente}} = -(X_{\text{soluto}}) P^\circ_{\text{solvente}}$$

Dissociazione elettrolitica

α = grado di dissociazione =
moli dissociate / moli totali

α può assumere valori compresi tra 0 ed 1
(0% e 100% di dissociazione)



$$n_{\text{tot}} = (n - n\alpha) + n\alpha v = n(1 - \alpha + \alpha v) = n[1 + \alpha(v - 1)]$$

$i = [1 + \alpha(v - 1)] =$ fattore di vant'Hoff

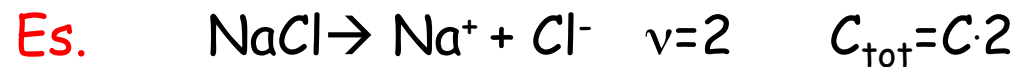
Se si hanno n moli totali e si indica con v il numero di particelle che si dissociano da una singola molecola

Concentrazione effettiva

a) Soluzioni diluite di elettroliti forti
totalmente dissociati:

$$C_{\text{tot}} = C \cdot v$$

Dove v è il numero di ioni formati
dalla dissociazione di una singola molecola.

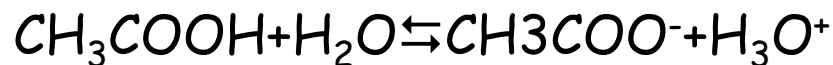


Concentrazione effettiva

b) Soluzioni diluite di elettroliti deboli parzialmente dissociati, per i quali è valido il grado di dissociazione:

$$C_{\text{tot}} = (C - C\alpha) + C\alpha v = C(1 - \alpha + \alpha v) = C[1 + \alpha(v - 1)]$$

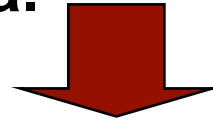
Es. Considerando la soluzione acquosa 10^{-2} M di acido acetico con $\alpha = 0.041$.



$$\begin{aligned} v &= 2 & C_{\text{tot}} &= C[1 + \alpha(v - 1)] = \\ & & &= 10^{-2}[1 + 0.041(2 - 1)] = 1.041 \cdot 10^{-2} \end{aligned}$$

Innalzamento del punto di ebollizione

- Il punto di ebollizione normale di un liquido si raggiunge alla temperatura alla quale la pressione di vapore eguaglia quella atmosferica.



Un soluto non volatile abbassa la tensione di vapore del solvente in cui è disciolto e perciò una soluzione di questo tipo deve essere riscaldata ad una T più alta di quella di ebollizione del solvente puro perché raggiunga la P atmosferica, cioè



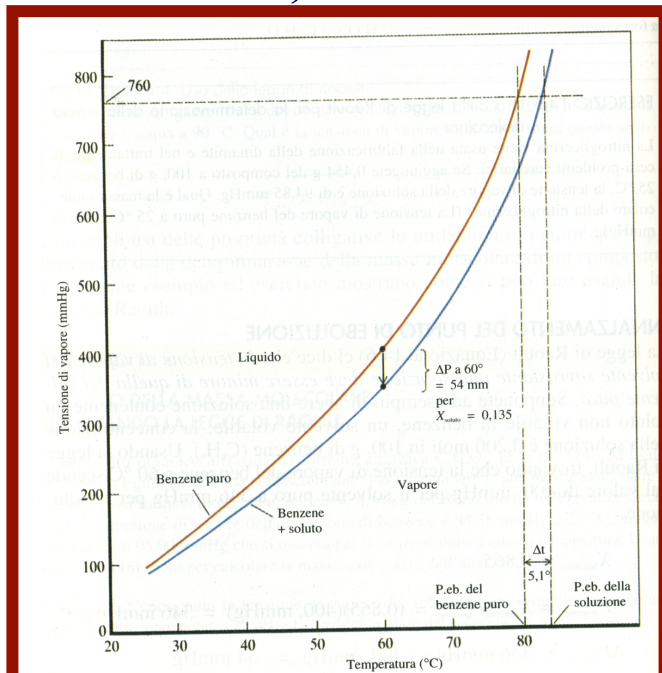
Un soluto non volatile innalza il punto di ebollizione del solvente

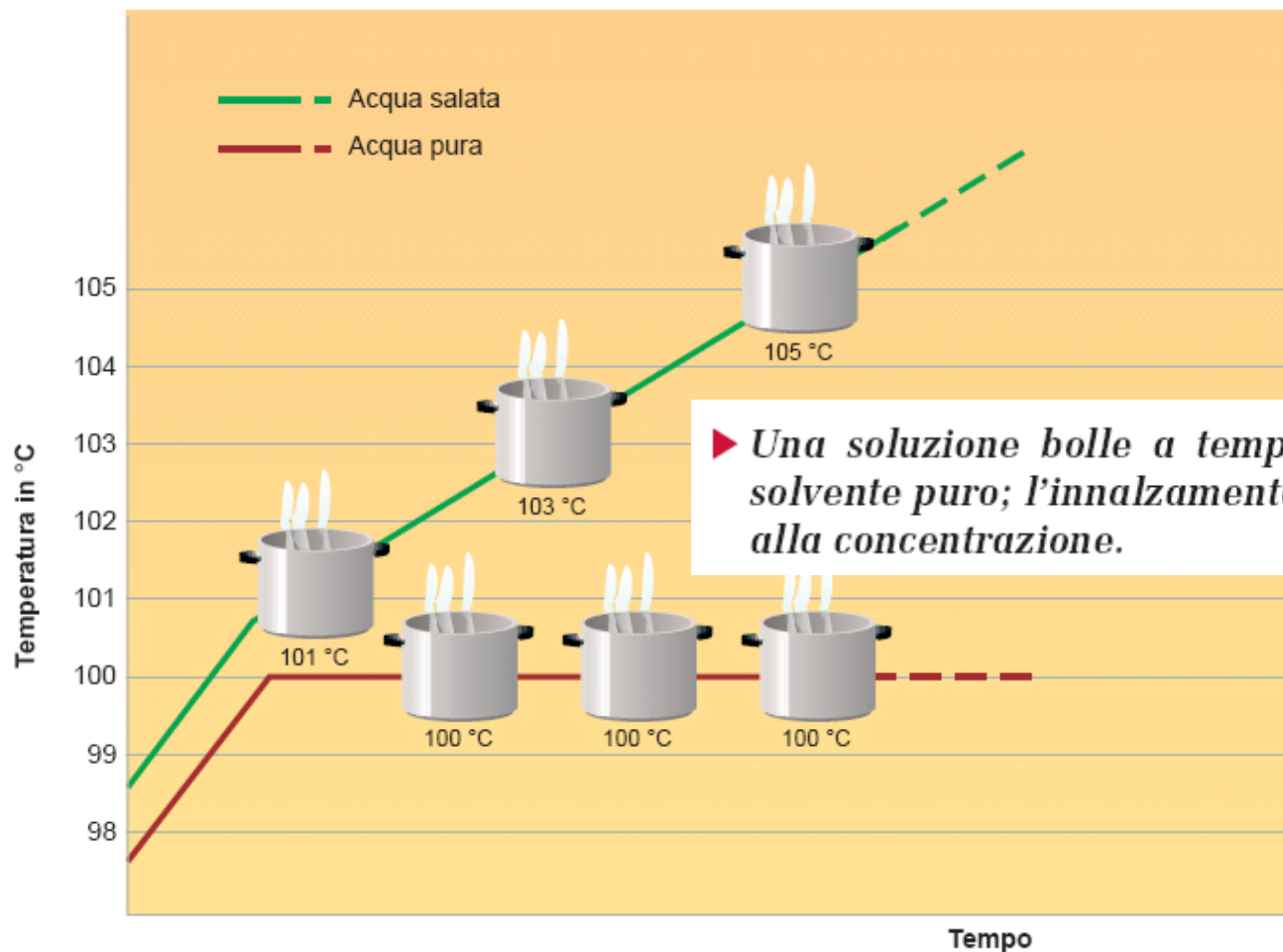
$$\Delta T = K_b m_{\text{soluto}}$$

$\Delta T =$ innalzamento del p. di eb.

$K_b =$ costante molale di innalzamento eb.

$m =$ molalità

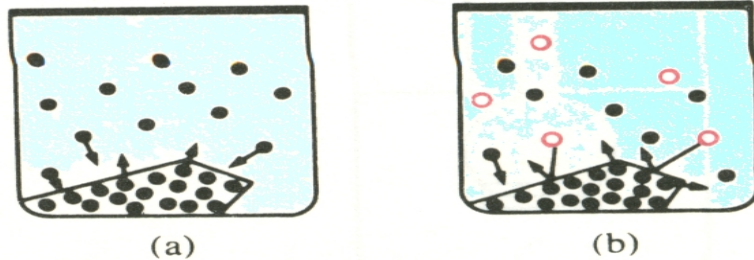




Solvente	Punto di ebollizione del solvente puro (°C)	K_{eb} (°C/m)	Punto di solidificazione del solvente puro (°C)	K_{er} (°C/m)
Acqua	100	+ 0,512	0	- 1,86
Acido acetico	118,2	+ 3,07	16,63	- 3,90
Benzene	80,1	+ 2,53	5,53	- 5,12
Canfora	207,4	+ 5,61	179,75	- 39,7

Abbassamento del punto di congelamento

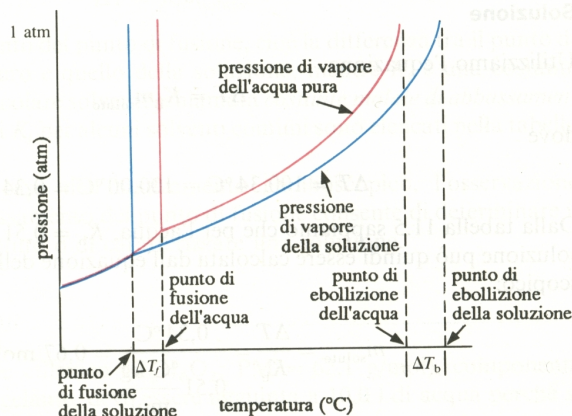
- Quando un soluto viene disciolto in un solvente, il punto di congelamento è inferiore a quello del solvente puro.



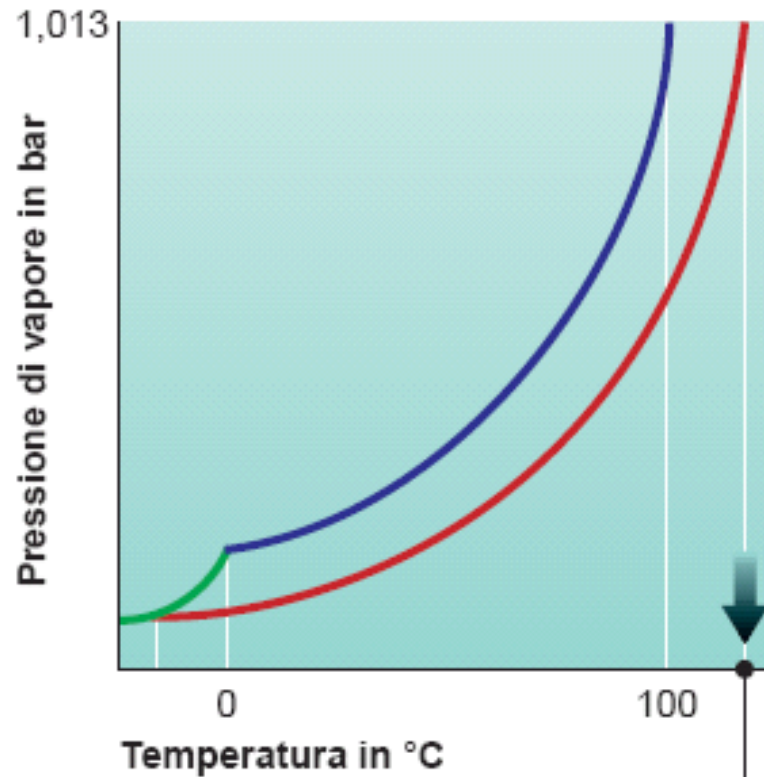
a. Ghiaccio in equilibrio con acqua liquida. **b.** Ghiaccio in equilibrio con acqua liquida contenente un soluto disciolto (particelle rosse).

La pressione di vapore del ghiaccio decresce più rapidamente di quella dell'acqua liquida.

$$\Delta T = K_{cr} m_{soluto}$$



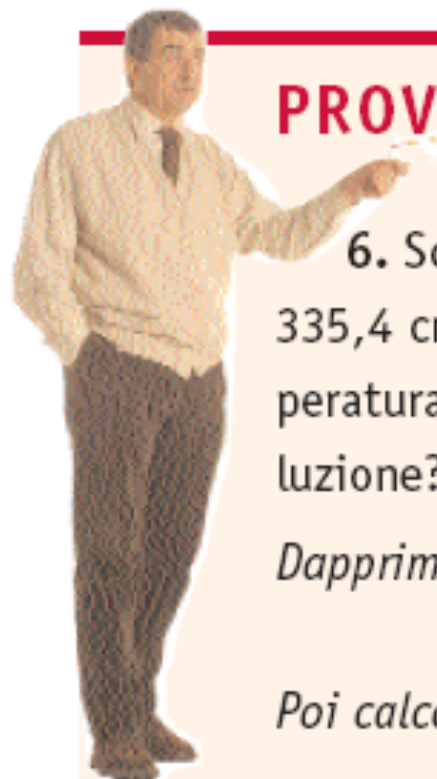
ΔT = *abbassamento del p. di congelamento.*
 K_{cr} = *costante molale di abbass. crioscopico.*
 m = *molalità*



La pressione di vapore della soluzione è 1,013 bar a una temperatura >100 °C



- *Una soluzione passa allo stato solido a temperatura inferiore a quella del solvente puro; l'abbassamento crioscopico è proporzionale alla concentrazione della soluzione.*



PROVIAMO INSIEME

6. Sciogliamo 150 g di glucosio ($C_6H_{12}O_6$, massa molare 180 g/mol) in $335,4 \text{ cm}^3$, cioè 335,4 g, di acqua (massa molare 18,02 g/mol) alla temperatura di $25 \text{ }^\circ\text{C}$. Qual è la pressione di vapore dell'acqua in questa soluzione? La pressione di vapore dell'acqua pura $p_{H_2O}^0$ a $25 \text{ }^\circ\text{C}$ è 23,8 torr.

Dapprima calcoliamo il numero di moli di acqua:

$$335,4 \text{ g} / 18,02 \text{ g/mol} = 18,61 \text{ mol}$$

Poi calcoliamo il numero di moli di glucosio:

$$150 \text{ g} / 180 \text{ g/mol} = 0,833 \text{ mol}$$

Possiamo determinare ora la frazione molare dell'acqua X_{H_2O} nella soluzione, facendo il rapporto tra il numero di moli di acqua e il numero di moli totale:

$$X_{H_2O} = 18,61 \text{ mol} / (18,61 + 0,833) \text{ mol} = 0,9572$$

Applichiamo infine la legge di Raoult per calcolare la pressione di vapore del solvente nella soluzione:

$$p_{H_2O} = X_{H_2O} \times p_{H_2O}^0 = 0,9572 \times 23,8 \text{ torr} = 22,8 \text{ torr}$$

7. Il glicol etilenico $\text{CH}_2\text{OHCH}_2\text{OH}$ ha massa molare 62,0 g/mol. Qual è il punto di ebollizione di una soluzione che contiene 0,124 g di glicol etilenico disciolti in 200 g di acqua? La costante ebullioscopica molale K_{eb} dell'acqua è 0,512 °C/m.

Dapprima calcoliamo a quante moli corrispondono 0,124 g di glicol etilenico, dividendo per la sua massa molare:

$$0,124 \text{ g} / 62,0 \text{ g/mol} = 2,00 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

Successivamente calcoliamo la molalità, dividendo le moli di glicol per la massa di solvente puro, in kg, a cui è stato aggiunto il soluto:

$$2,00 \cdot 10^{-3} \text{ mol} / 0,200 \text{ kg} = 1,00 \cdot 10^{-2} \text{ m}$$

A questo punto, moltiplichiamo la molalità per la costante ebullioscopica molale e ricaviamo l'innalzamento del punto di ebollizione:

$$\Delta t_{eb} = m \cdot K_{eb} = 1,00 \cdot 10^{-2} \text{ m} \times 0,512 \text{ °C/m} = 5,12 \cdot 10^{-3} \text{ °C}$$

Il punto di ebollizione del solvente puro si innalza di 0,00512 °C e diventa:

$$100 \text{ °C} + 0,00512 \text{ °C} = 100,00512 \text{ °C}$$

8. Quanti grammi di glucosio (massa molare = 180 g/mol) devono essere aggiunti a 250 g di acqua ($K_{cr} = 1,86 \text{ }^\circ\text{C}/m$), perché il punto di solidificazione diminuisca di $1,00 \text{ }^\circ\text{C}$?

Dapprima calcoliamo la molalità della soluzione di glucosio a cui corrisponde l'abbassamento di $1,00 \text{ }^\circ\text{C}$:

$$\Delta t_{cr} = m \cdot K_{cr} = m \times 1,86 \text{ }^\circ\text{C}/m = 1,00 \text{ }^\circ\text{C}$$

da cui:

$$m = 1,00 \text{ }^\circ\text{C} / 1,86 \text{ }^\circ\text{C}/m = 0,538 m$$

Conoscendo ora la molalità e la massa di solvente cui è stato aggiunto il soluto, possiamo ricavare la quantità in moli di glucosio da utilizzare:

$$m = \text{mol} / \text{kg solvente}$$

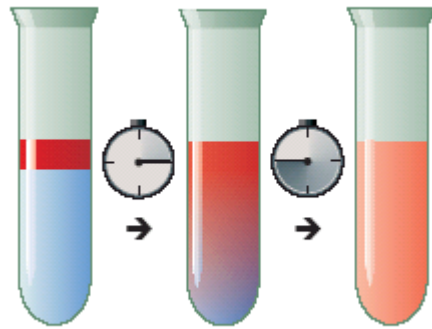
da cui:

$$\text{mol} = m \times \text{kg solvente} = 0,538 m \times 0,250 \text{ kg} = 0,135 \text{ mol}$$

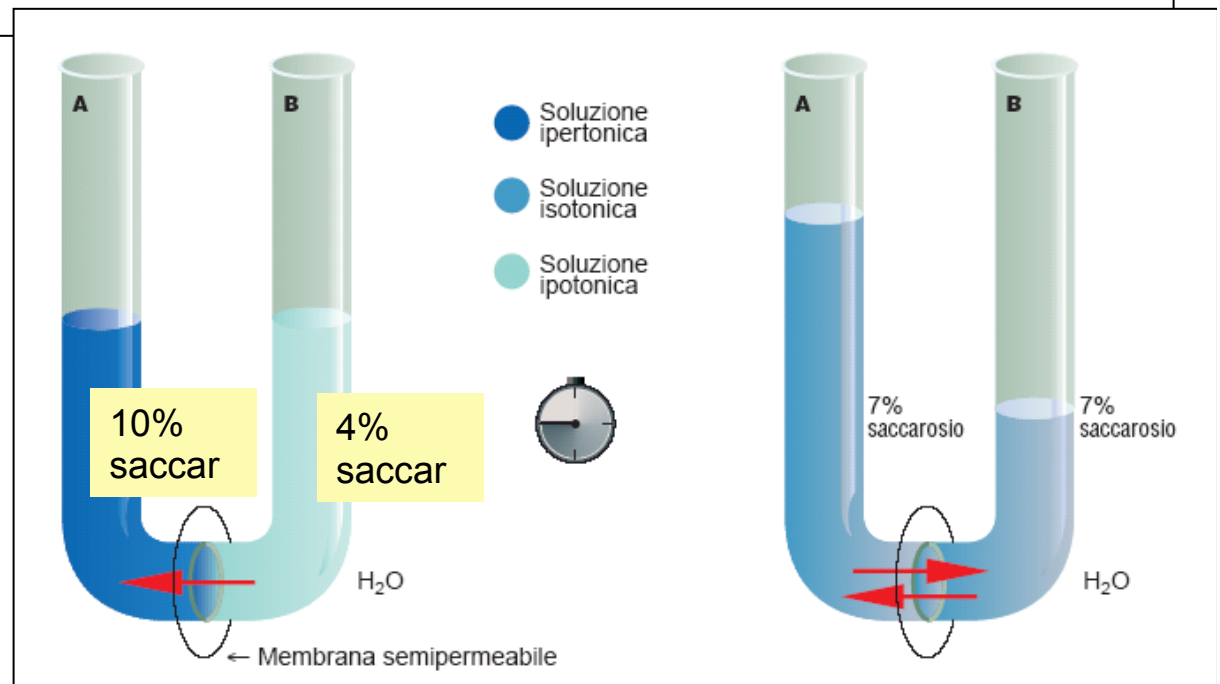
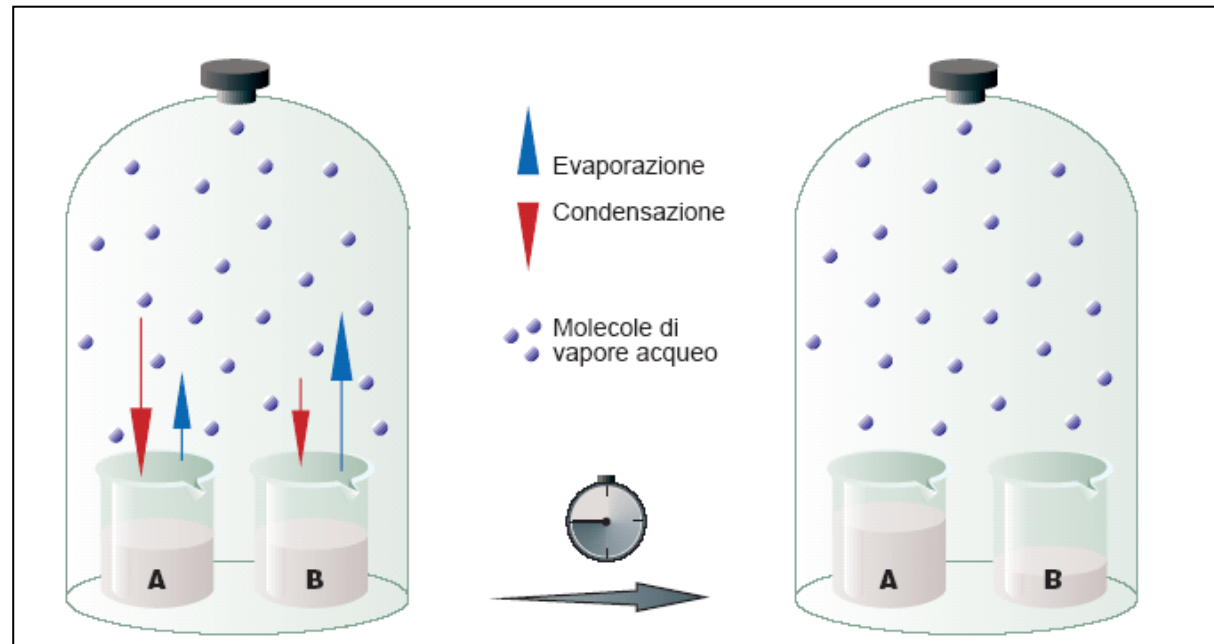
Infine passiamo dalle moli di glucosio ai grammi, moltiplicando per la massa molare:

$$0,135 \text{ mol} \times 180 \text{ g/mol} = 24,3 \text{ g}$$

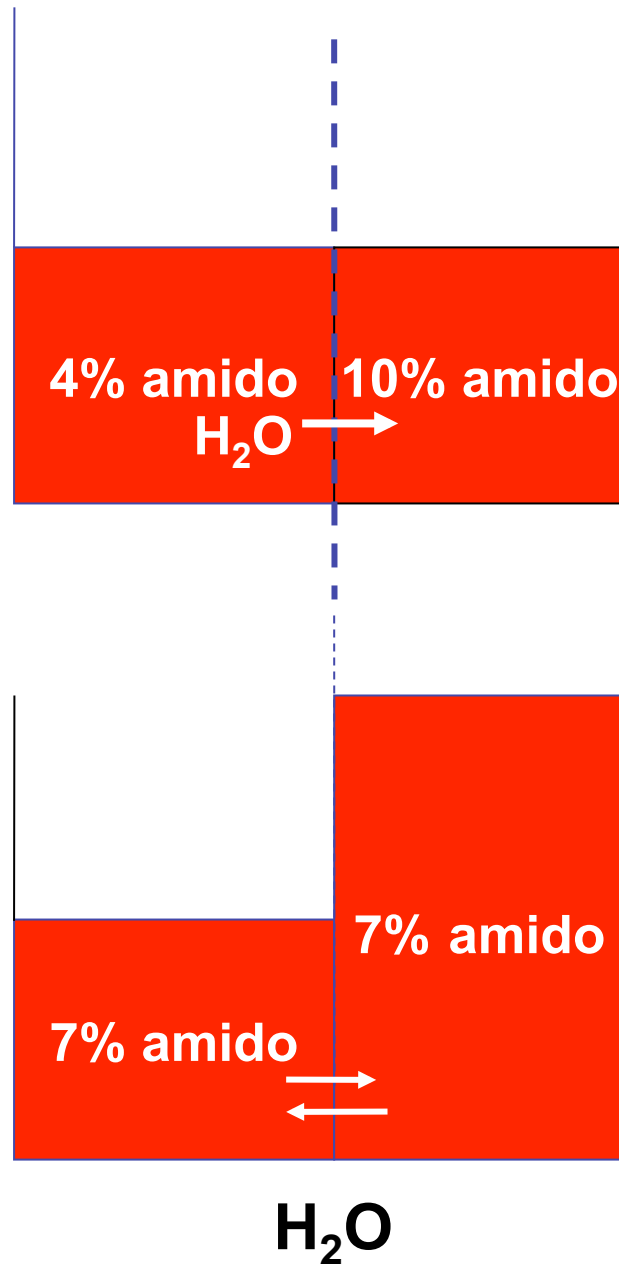
Pressione osmotica



Osmosi: Flusso di molecole di solvente passano attraverso una membrana semipermeabile (che consente il passaggio delle molecole di solvente ma non di quelle di soluto) da una regione a minor concentrazione ad un'altra con maggior concentrazione di soluto.

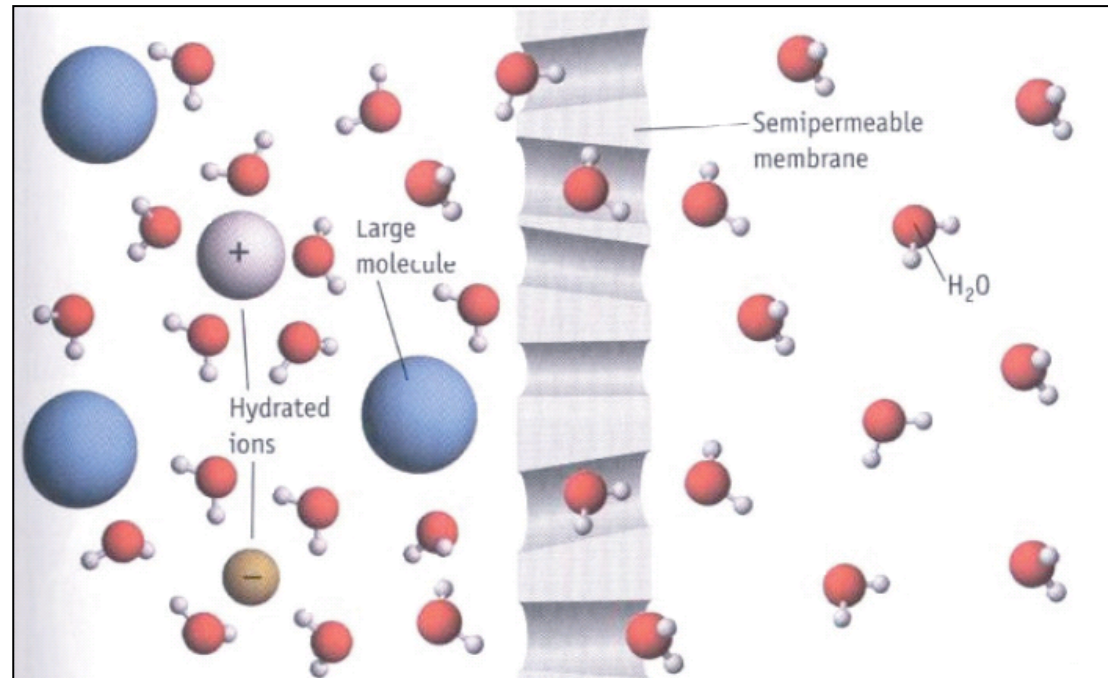


Membrana semipermeabile

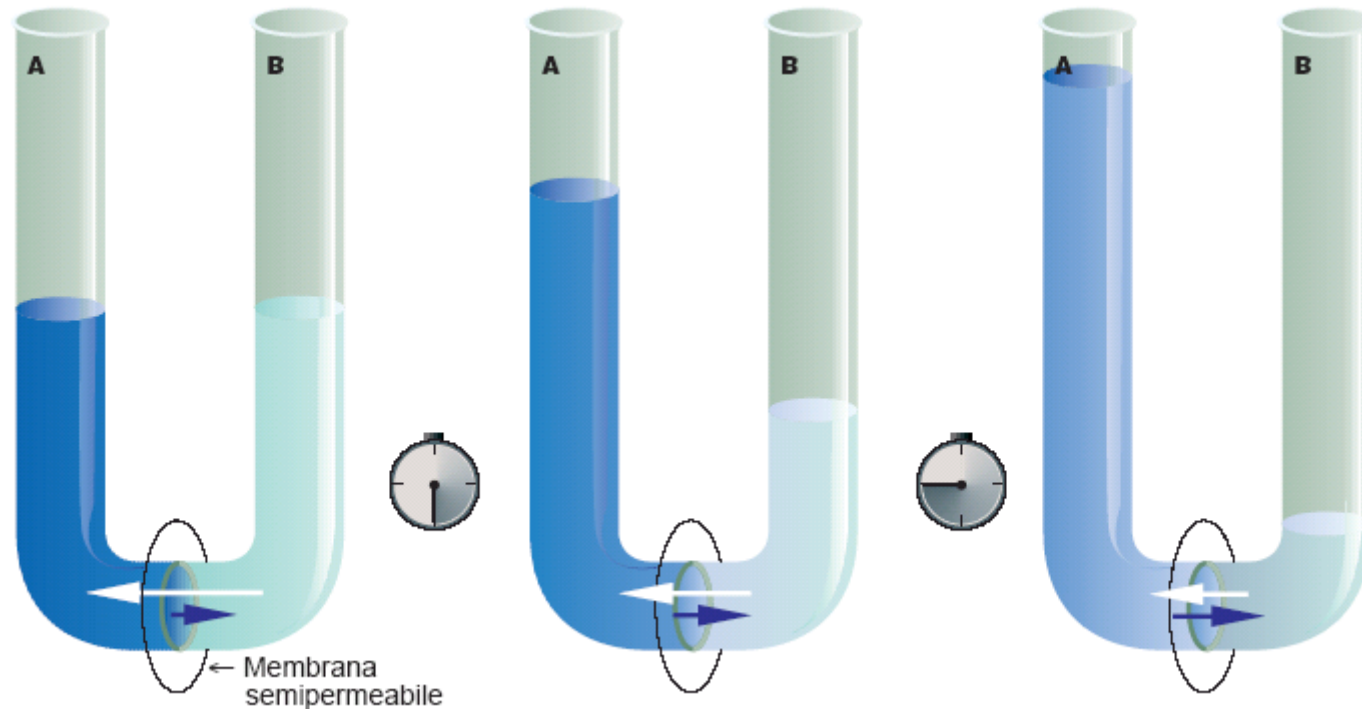


OSMOSI

L'osmosi è la migrazione spontanea delle molecole del solvente da una soluzione più diluita a una più concentrata, attraverso una membrana semipermeabile.



Pressione osmotica



La pressione osmotica di una soluzione è la pressione che occorre esercitare per bilanciare il flusso di solvente che passa attraverso una membrana semipermeabile, dalla soluzione più diluita a quella più concentrata.

- **E' prodotta dal numero di particelle disciolte in soluzione.**
- **E' eguale alla pressione che si dovrebbe apportare per impedire il flusso di solvente nella direzione della soluzione più concentrata.**
- **Aumenta all'aumentare del numero di particelle disciolte.**

Calcolo della pressione osmotica

$$\pi \cdot V = n \cdot R \cdot T$$

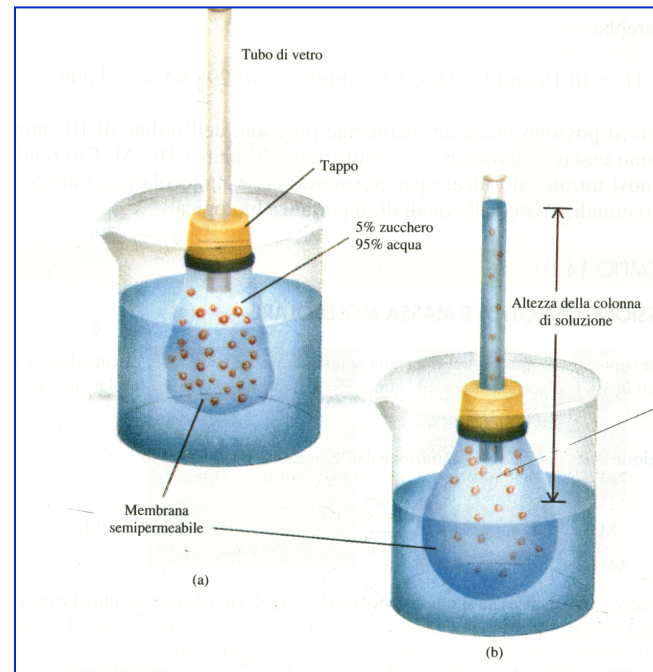
$$\pi = MRT$$

π = pressione osmotica
in atmosfere

M = molarità del soluto

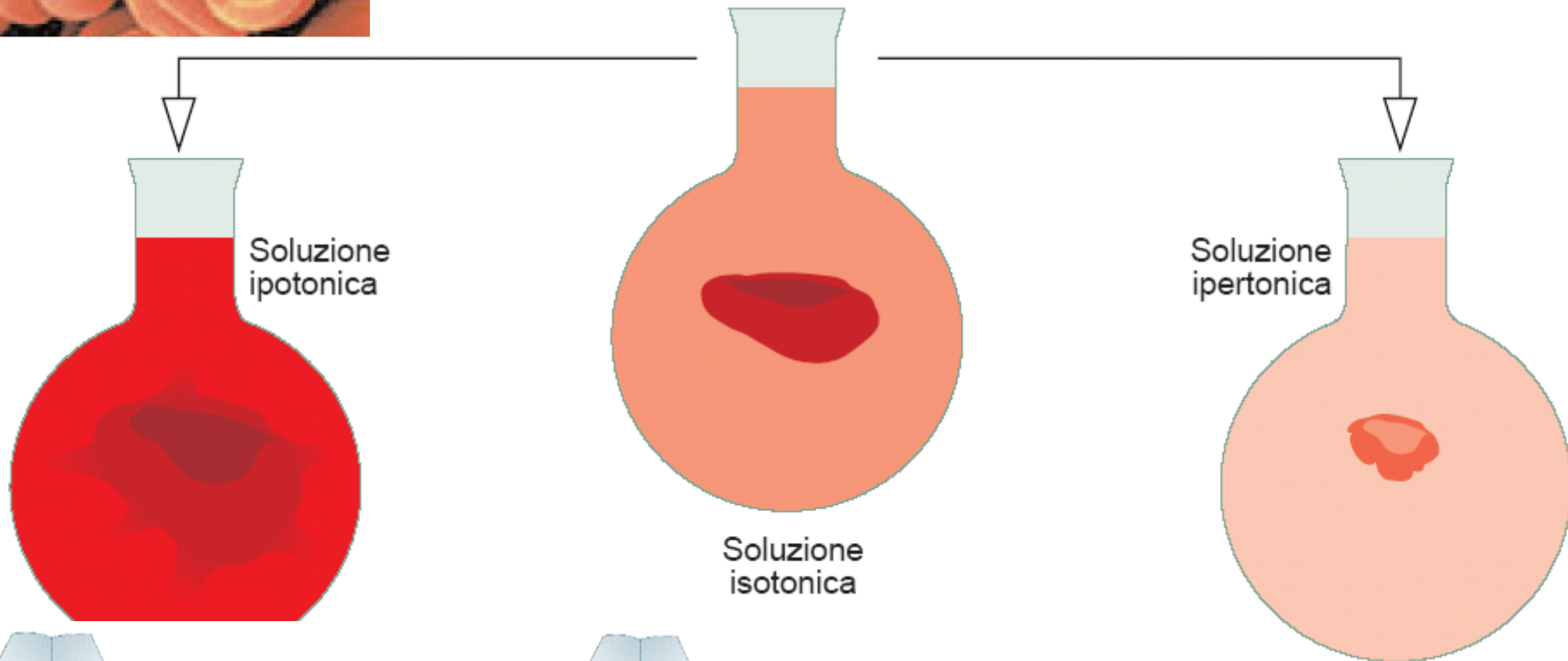
R = costante universale
dei gas

T = temperatura in
gradi Kelvin





I globuli rossi, come tutte le cellule, hanno una membrana esterna che permette il passaggio dell'acqua, ma non dei soluti. Grazie a questa membrana semipermeabile le cellule sono interessate dal fenomeno dell'osmosi.



Ipotonica • Caratterizzato da basso tono, da debole spinta; deriva dai termini greci *ypo* «sotto» e *tonos* «tensione, accentuazione».

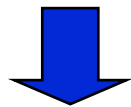


Isotonico • Caratterizzato dallo stesso tono, da uguale spinta; deriva dai termini greci *isos* «uguale» e *tonos* «tensione, accentuazione».

Proprietà	Equazione per sostanze che non si dissociano	Equazione per sostanze che si dissociano
<p>LEGGE DI HENRY la solubilità di un gas è eguale al prodotto della pressione parziale di un soluto gassoso (p_{gas}) per una costante caratteristica del soluto e del solvente (K_H)</p>	$S_{\text{gas}} = p_{\text{gas}} \times K_H$	
<p>LEGGE DI RAOULT la pressione di vapore di un solvente all'equilibrio ad una data temperatura p_{solvente} è il prodotto della frazione molare del solvente (X_{solvente}) per la pressione di vapore del solvente puro ($p_{\text{solvente}}^0 \times v$).</p>	$P_{\text{solv}} = X_{\text{solv}} \times P^{\circ}_{\text{solv}}$	$P_{\text{solv}} = X_{\text{solv}} \times P^{\circ}_{\text{solv}} \times v$
<p>INNALZAMENTO EBULLIOSCOPICO l'innalzamento del punto di ebollizione di un solvente in una soluzione è il prodotto della molalità del soluto per una costante caratteristica del solvente</p>	$\Delta t_{\text{eb}} = K_{\text{eb}} \times m$	$\Delta t_{\text{eb}} = K_{\text{eb}} \times m \times v$
<p>ABBASSAMENTO CRIOSCOPICO l'abbassamento del punto di solidificazione di un solvente in una soluzione è il prodotto della molalità del soluto per una costante caratteristica del solvente</p>	$\Delta t_{\text{cr}} = K_{\text{cr}} \times m$	$\Delta t_{\text{cr}} = K_{\text{cr}} \times m \times v$
<p>PRESSIONE OSMOTICA (π) prodotto della concentrazione del soluto (molarità) per la costante universale dei gas e la temperatura in kelvin</p>	$\pi = MRT$	$\pi = MRT \times v$

Proprietà colligative delle soluzioni elettrolitiche

- Le proprietà colligative di una soluzione dipendono dalla concentrazione totale efficace delle particelle di soluto



La relazione tra le moli di soluto disciolto e le moli di particelle in soluzioni è espressa dal fattore di van' t Hoff (i)

$$i = [1 + (v-1)\alpha]$$

= moli di particelle in soluzione/moli di soluto disciolte

Proprietà

LEGGE DI HENRY

la solubilità di un gas è eguale al prodotto della pressione parziale di un soluto gassoso (p_{gas}) per una costante caratteristica del soluto e del solvente (K_H)

LEGGE DI RAOULT

la pressione di vapore di un solvente all'equilibrio ad una data temperatura p_{solvente} è il prodotto della frazione molare del solvente (X_{solvente}) per la pressione di vapore del solvente puro ($p_{\text{solvente}}^0 \times v$).

INNALZAMENTO EBULLIOSCOPICO

l'innalzamento del punto di ebollizione di un solvente in una soluzione è il prodotto della molalità del soluto per una costante caratteristica del solvente

ABBASSAMENTO CRIOSCOPICO

l'abbassamento del punto di solidificazione di un solvente in una soluzione è il prodotto della molalità del soluto per una costante caratteristica del solvente

PRESSIONE OSMOTICA (π)

prodotto della concentrazione del soluto (molarità) per la costante universale dei gas e la temperatura in kelvin

Equazione per sostanze che non si dissociano

$$S_{\text{gas}} = p_{\text{gas}} \times K_H$$

$$P_{\text{solv}} = X_{\text{solv}} \times P^{\circ}_{\text{solv}}$$

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

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

$$\pi = MRT$$

Equazione per sostanze che si dissociano parzialmente

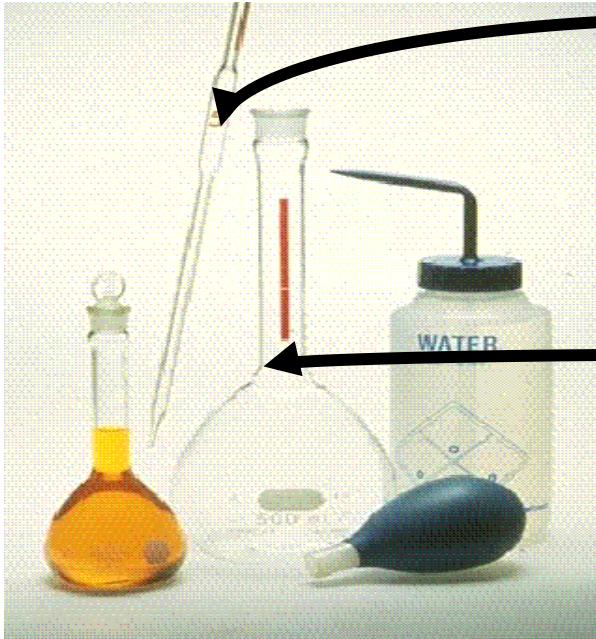
$$P_{\text{solv}} = X_{\text{solv}} \times P^{\circ}_{\text{solv}} \times i$$

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

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

$$\pi = MRT \times i$$

Diluizione



Dato un volume V_c di una soluzione concentrazione di molarità M_c aggiungo solvente e ottengo una nuova soluzione con volume V_d e nuova molarità M_d

L'equazione della diluizione

$$V_c \times M_c = V_d \times M_d$$

Moli originale = Moli dopo la diluizione

Diluizioni

•Se la concentrazione di una soluzione è espressa come quantità di soluto (in peso, in volume o in moli) rispetto ad una data unità di volume di soluzione, la quantità totale q di soluto contenuta nel volume di soluzione V è data da :

$$q = V \times c$$

– Se la soluzione viene diluita mediante aggiunta di solvente, il suo volume aumenta e diminuisce la concentrazione , ma la quantità di soluto rimane la stessa:

$$V_1 \times c_1 = V_2 \times c_2$$

Diluizione

- 450 ml di una soluzione 0,3M in HCl viene diluita con acqua e portata al volume di 1,7 litri. Determinare la nuova molarità dell'acido cloridrico,

Applicando

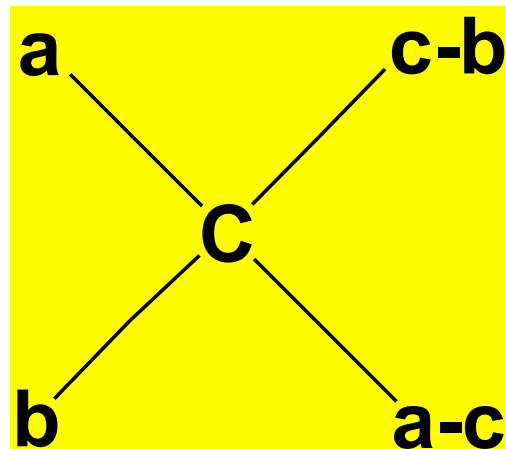
$$V_1 \times c_1 = V_2 \times c_2$$

$$0,3 \times 0,45 = M_x \times 1,7$$

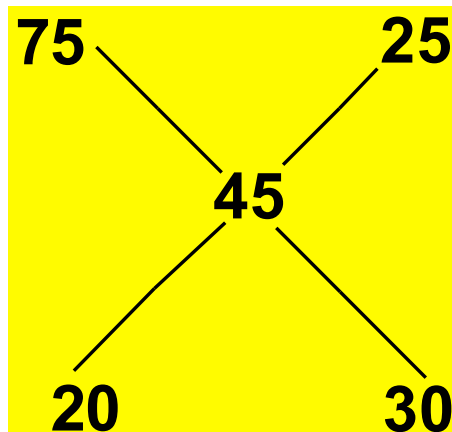
$$M_x = 0,0794$$

Mescolamento di due soluzioni della stessa sostanza a concentrazione diversa

- Siano a e b i valori delle concentrazioni di partenza e c la concentrazione che si vuole ottenere per mescolamento; $a > b$ e $c =$ valore intermedio. Si pone c al centro di un quadrato ideale, a sul vertice alto a sinistra e b sul vertice basso. Si eseguono le due sottrazioni $(a-c)$ e $(c-b)$ e si dispongono i due valori nei vertici a destra. Si ottengono in questa maniera le parti cercate di a e b da mescolare insieme



Si devono preparare 2 kg di acido solforico al 45% in peso partendo da acido al 75% e da acido al 20%. Calcolare le rispettive quantità di acido al 75% ed al 20% che devono essere mescolate



Si devono mescolare 25 g di acido al 75% e 30 g di acido 20%. In tal modo si otterranno 30 + 25 = 55 g di acido al 45%. Per prepararne 2 Kg, dalla proporzione:

$$25 : 55 = x : 2000$$

$x = 909$ g di acido al 75%

$2000 - 909 = 1091$ g di acido al 20%

Si poteva anche usare la relazione

$$x \times a + (q - x) \times b = q \times c \quad x \times 75 + (2000 - x) \times 20 = 2000 \times 45$$

dove q = quantità di soluzione a concentrazione c da ottenere

x = quantità di soluzione a conc. a ; $q - x$ = quantità di soluzione a conc. b