

## Proprietà colligative

### Proprietà colligative

Le proprietà colligative sono proprie delle soluzioni e sono funzione del numero e non della natura delle particelle di soluto che le compongono.

- Abbassamento della tensione di vapore (legge di Raoult)
- Abbassamento della temperatura di congelamento
- Innalzamento della temperatura di ebollizione
- Insorgenza della pressione osmotica

### Tensione di vapore

- Si definisce tensione di vapore la pressione esercitata dal vapore in equilibrio con il suo liquido.
- Dipende solo dalla temperatura ed è caratteristica di ogni liquido.
- Quando ad un liquido aggiungiamo un soluto, la tensione di vapore subisce una variazione proporzionale alla quantità di soluto.
- A parità di concentrazione questa variazione è identica per tutti i soluti

### Legge di Raoult

La tensione di vapore di una soluzione ideale è pari alla somma della pressione di vapore di ogni componente moltiplicata per la rispettiva frazione molare:

$$P_{(\text{soluz.})} = P_0 x_0 + P_1 x_1$$

dove:  $P_0$  e  $x_0$  si riferiscono al solvente e  $P_1$  e  $x_1$  si riferiscono al soluto

Nel caso di soluti non volatili  $\Rightarrow P_{(\text{soluto})} = P_1 = 0$  e quindi l'equazione si riduce a:

$$P_{(\text{soluz.})} = P_0 x_0$$

dal momento che  $x < 1$ , la tensione di vapore di una soluzione con soluto non volatile è sempre inferiore a quella del solvente puro.

Ricordando che

$$x_0 = 1 - x_1$$

possiamo riarrangiare  $P = P_0 x_0$  nel seguente modo:

$$\begin{aligned} P &= P_0(1 - x_1) = P_0 - P_0 x_1 \\ &\Downarrow \\ P_0 - P &= P_0 x_1 \Rightarrow \Delta P = P_0 x_1 \end{aligned}$$

L'abbassamento della tensione di vapore del solvente ( $\Delta P$ ) di una soluzione è direttamente proporzionale alla frazione molare del soluto ( $x_1$ ).

### Abbassamento della temperatura di congelamento

Quando un soluto è aggiunto ad un solvente, la soluzione così ottenuta congela ad una temperatura inferiore a quella del solvente puro.

$$\Delta T_{\text{cr}} = k_{\text{cr}} \cdot m$$

Dove  $k_{\text{cr}}$  è la costante crioscopica caratteristica di ciascun solvente ed è indipendente dalla natura del soluto e  $m$  è la concentrazione della soluzione espressa in molalità.

## Innalzamento della temperatura di ebollizione

La presenza di un soluto in una soluzione innalza la temperatura di ebollizione della soluzione.

L'innalzamento ebullioscopico rappresenta la differenza tra la temperatura a cui inizia a bollire la soluzione e la temperatura di ebollizione del solvente puro.

$$\Delta T_{eb} = k_{eb} \cdot m$$

$k_{eb}$  è caratteristica di ogni solvente ed è pari al numero di gradi di cui è innalzato il punto di ebollizione del solvente per la presenza di una mole di soluto non volatile in 1000g di solvente.

## Pressione Osmotica

- Il fenomeno dell'**osmosi** definisce il trasferimento di solvente da una zona a bassa concentrazione di soluto ad una zona a più alta concentrazione attraverso una membrana semi-permeabile.
- La pressione osmotica ( $\pi$ ) è la pressione idrostatica necessaria per bilanciare la pressione di diffusione del solvente.
- È direttamente proporzionale alla concentrazione del soluto.

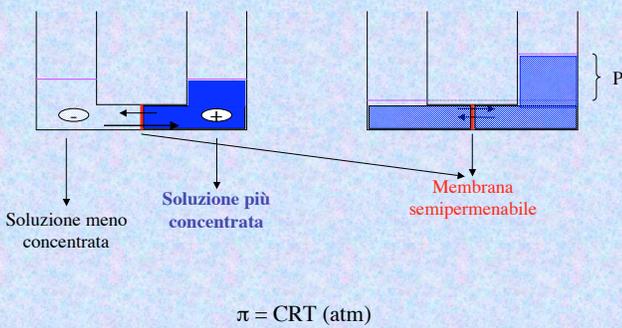
$$\pi V = nRT$$

Nel caso in cui la concentrazione della soluzione è espressa in Molarità, l'equazione diventa:

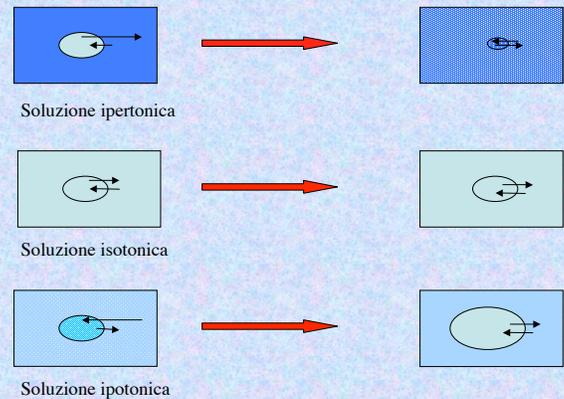
$$\pi = CRT$$

dove C è la concentrazione espressa in M

## Pressione osmotica



## Pressione osmotica



## Il binomio di van't Hoff: correzione per i soluti dissociabili

Le proprietà colligative dipendono dal numero di particelle effettivamente presenti nella soluzione.

Nel caso in cui il soluto è un **elettrolita**, in soluzione si dissocia nelle particelle elementari.

La concentrazione effettiva (**osmolarità**) si ottiene moltiplicando la concentrazione nominale per un fattore correttivo che prende il nome di binomio di van't Hoff:

$$1 + \alpha(v-1)$$

Dove:  $\alpha$  è il coefficiente di dissociazione  
 $v$  è il numero di particelle in cui si dissocia il soluto

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

Il coefficiente di dissociazione ha valori  $0 \leq \alpha \leq 1$

Quando  $\alpha = 0$ , allora il composto è indissociabile e  $C_{eff} = C$

Quando  $\alpha = 1$ , la dissociazione è completa e si parla di **elettroliti forti**

## Esercizio 1

Calcolare la pressione osmotica di una soluzione 0.1M di urea a 25°C.

$$\pi = CRT = 0.1 \cdot 0.082 \cdot 298 = 2.44 \text{ atm}$$

### Esercizio 2

Calcolare la pressione osmotica di una soluzione 0.5M di cloruro di magnesio ( $\text{MgCl}_2$ ) a 25°C.



$$\alpha=1 \text{ e } \nu=3$$

$$C_{\text{eff}} = C[1+\alpha(\nu-1)] = 0.5[1+1(3-1)] = 0.5 \cdot 3 = 1.5\text{M}$$

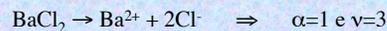
$$\pi = C_{\text{eff}}RT = 1.5 \cdot 0.082 \cdot 298 = 36.65 \text{ atm}$$

### Esercizio 3

Calcolare la pressione osmotica a 298K di una soluzione contenente 1.5g di cloruro di bario ( $\text{BaCl}_2$ ) in 400ml di acqua.

(P.M. $_{\text{BaCl}_2}$ =208)

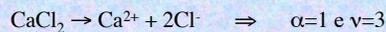
$$C = \frac{g}{\text{PM} \cdot V} = \frac{1.5}{208 \cdot 0.4} = 0.018\text{M}$$



$$\pi = C \cdot R \cdot T [1+\alpha(\nu-1)] = 0.018 \cdot 0.082 \cdot 298 \cdot 3 = 1.32 \text{ atm}$$

### Esercizio 4

La pressione osmotica di una soluzione di cloruro di calcio ( $\text{CaCl}_2$ ) è 5atm a 32°C. Determinare l'osmolarità e la molarità della soluzione.

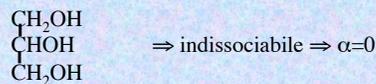
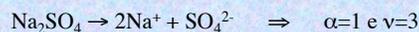


$$\pi = C_{\text{eff}} \cdot R \cdot T \Rightarrow C_{\text{eff}} = \frac{\pi}{RT} = \frac{5}{0.082 \cdot 305} = 0.20\text{osM}$$

$$C_{\text{eff}} = C \cdot [1+\alpha(\nu-1)] \Rightarrow C = \frac{0.2}{3} = 0.067\text{M}$$

### Esercizio 5

Calcolare la pressione osmotica a 27°C di una soluzione acquosa che contiene solfato di sodio ( $\text{Na}_2\text{SO}_4$ ) 0.5M e glicerolo 1.5M.



$$C_{\text{eff}(\text{Na}_2\text{SO}_4)} = C \cdot [1+\alpha(\nu-1)] = 0.5 \cdot 3 = 1.5 \text{ osM}$$

$$C_{\text{eff}(\text{glic.})} = C \cdot [1+\alpha(\nu-1)] = 1.5 \cdot 1 = 1.5 \text{ osM}$$

$$C_{\text{tot}} = 1.5 + 1.5 = 3.0 \text{ osM}$$

$$\pi = C_{\text{tot}}RT = 3 \cdot 0.082 \cdot 300 = 73.8 \text{ atm}$$

### Esercizio per casa 1

La pressione osmotica del sangue è pari a 7.65atm a 37°C. Calcolare quanto glicerolo ( $\text{C}_3\text{H}_8\text{O}_3$ , P.M.=92) si deve sciogliere in 0.5l di acqua per avere una soluzione isotonica con il sangue.

$$T = 37 + 273 = 310\text{K}$$

$$C = \frac{\pi}{RT} = \frac{7.65}{0.082 \cdot 310} = 0.3\text{M}$$

$$C = \frac{n}{V} = \frac{g}{\text{PM} \cdot V} \Rightarrow g = C \cdot \text{PM} \cdot V = 0.3 \cdot 92 \cdot 0.5 = 13.8\text{g}$$

### Esercizio per casa 2

Calcolare il PM di un soluto non elettrolita che esercita una pressione osmotica di 3atm a 25°C in una soluzione 2% in volume.

$$T = 25 + 273 = 298\text{K}$$

$$C = \frac{\pi}{RT} = \frac{3}{0.082 \cdot 298} = 0.123\text{M}$$

$$C = \frac{n}{V} = \frac{g}{\text{PM} \cdot V}$$

$$\Rightarrow \text{PM} = \frac{g}{C \cdot V} = \frac{2}{0.123 \cdot 0.1} = 162.6$$

### Esercizio per casa 3

La pressione osmotica media del sangue vale 7.65 atm. Si calcoli quanti grammi di glucosio (PM=180.16) sono contenuti in 250ml di una soluzione acquosa di glucosio da iniettare endovena e pertanto isotonica col sangue.

$$T = 37 + 273 = 310\text{K}$$

$$C = \pi/RT = 7.65 / 0.082 \cdot 310 = 0.3\text{M}$$

$$C = n/V = g/PM \cdot V$$

$$\Rightarrow g = C \cdot PM \cdot V = 0.3 \cdot 180.16 \cdot 0.25 = 13.51\text{g}$$