

-PROPRIETA' COLLIGATIVE-

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

- ✓ Abbassamento della pressione di vapore
- ✓ Abbassamento della temperatura di congelamento
- ✓ Innalzamento della temperatura di ebollizione
- ✓ Insorgenza della pressione osmotica

-TENSIONE DI VAPORE-

Si definisce tensione -pressione- di vapore la pressione esercitata dal vapore in equilibrio con un liquido.

La tensione di vapore dipende solo dalla temperatura ed è caratteristica per ogni liquido

Quando ad un liquido aggiungiamo un soluto, la pressione subisce una variazione proporzionale alla quantità di soluto. A parità di concentrazione questa variazione è identica per tutti i soluti.

-LEGGE DI RAOULT-

La pressione di vapore di una soluzione ideale è pari alla somma delle pressioni di vapore di ogni componente moltiplicata per la rispettiva frazione molare

$$P = P_0 x_0 + P_1 x_1$$

soluzione solvente soluto

Nel caso di soluti non volatili (solidi)

$$P_1 = 0 \Rightarrow P = P_0 x_0$$

x è sempre < 1 , quindi la pressione di vapore di una soluzione con soluto non volatile è sempre minore di quella del solvente puro

$$x_0 = 1 - x_1 \Rightarrow \Delta P = P_0 - P_1 = P_0 - P_0 x_0 = P_0 (1 - x_0) = P_0 x_1$$

L'abbassamento della pressione di vapore del solvente (ΔP) 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

$$\Delta T_{cr} = K_{cr} \cdot m$$

K_{cr} è la costante crioscopica caratteristica di ciascun solvente ed è indipendente dalla natura del soluto

Per definire la concentrazione della soluzione è preferita la molalità invece della molarità, perché così non c'è dipendenza dal volume, che a sua volta dipende dalla temperatura e quindi sarebbe un'altra incognita

-INNALZAMENTO DELLA TEMPERATURA DI EBOLLIZIONE-

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

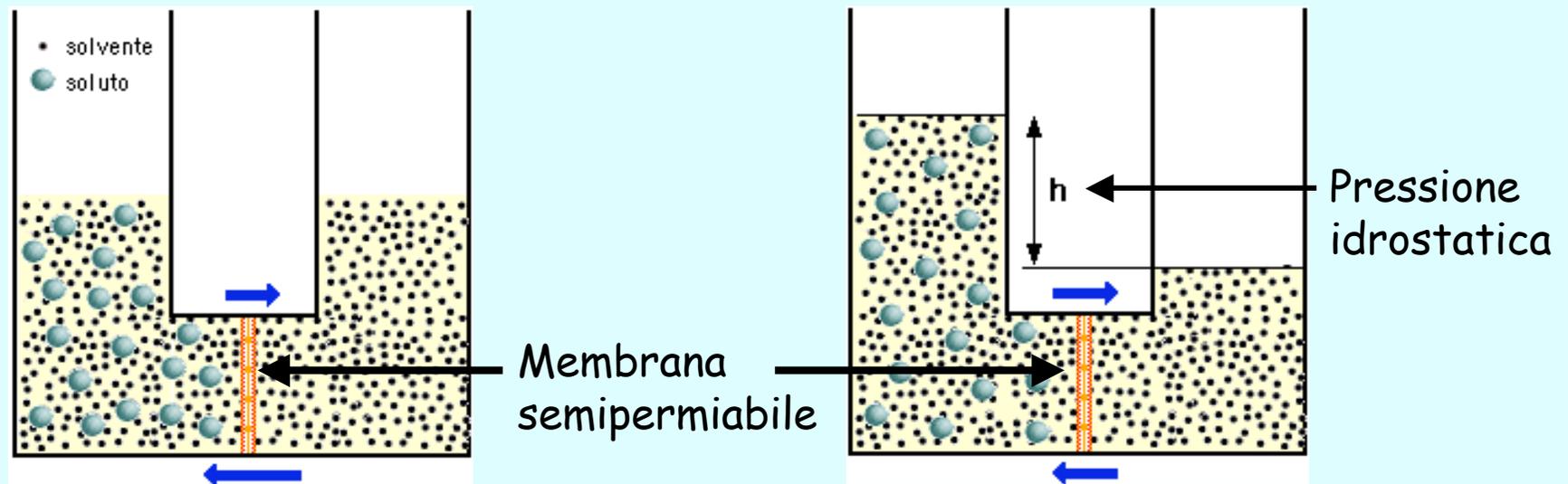
L'innalzamento ebullioscopico è la differenza fra la temperatura a cui inizia a bollire la soluzione e la temperatura di ebollizione del solvente puro

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

K_{eb} è caratteristica per ciascun solvente ed è uguale al numero di gradi di cui si è innalzato il punto di ebollizione del solvente per la presenza di una mole di soluto non volatile in 1000g di solvente ($K_{eb} = K \cdot \text{mol}^{-1}$)

-PRESSIONE OSMOTICA-

Osmosi: Trasferimento di solvente da una zona a bassa concentrazione di soluto ad una zona a più alta concentrazione attraverso una membrana semipermeabile



La pressione osmotica (π) è la pressione idrostatica necessaria per bilanciare la pressione di diffusione del solvente. E' direttamente proporzionale alla concentrazione del soluto

$$\pi V = nRT$$

Se la concentrazione della soluzione è espressa in molarità:

$$\text{moli/litro} = n/V$$



$$\pi = CRT$$

CORREZIONE PER SOLUTI DISSOCIABILI (BINOMIO DI VAN'T HOFF)

Per le proprietà colligative ci si riferisce al numero di particelle **effettivamente** presenti in soluzione.

Nel caso di un soluto dissociabile la concentrazione effettiva si otterrà moltiplicando la concentrazione per un fattore correttivo che dipende dal **grado di dissociazione** (α) e dal **numero di particelle** che si originano dalla dissociazione (v)

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

Casi limite:

✓ **Elettroliti forti** = dissociazione completa $\Rightarrow \alpha=1$

✓ **Composti che non dissociano** $\Rightarrow \alpha=0$ binomio=1 $\Rightarrow C_{\text{eff}}=C$



Jacobus Henricus van 't Hoff
1852-1911
Premio Nobel per la Chimica 1901

La motivazione del premio Nobel per la chimica assegnato a Jacobus Henricus van 't Hoff:
**"per la formulazione delle leggi della dinamica chimica e
della pressione osmotica nelle soluzioni"**

ESERCIZIO 1

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

$$\pi = CRT = 0.1 \cdot 0.082 \cdot 298 = 2.45 \text{ atm}$$

ESERCIZIO 2

Calcolare la pressione osmotica di una soluzione 0.5 M di cloruro di magnesio (MgCl_2) a 25°C .



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

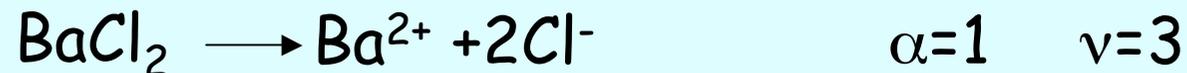
$$\pi = C_{\text{eff}} \cdot RT = 1.5 \cdot 0.082 \cdot 298 = 36.7 \text{ atm}$$

ESERCIZIO 3

Calcolare la pressione osmotica a 298K di una soluzione contenente 1.5g di BaCl_2 in 400ml di H_2O .

$$PM_{\text{BaCl}_2} = 208$$

$$M = n/V = g/PM \cdot 1/V = 1.5 \cdot 1000 / 208 \cdot 400 = 1.8 \cdot 10^{-2} M$$



$$\pi = C[1 + \alpha(\nu - 1)] \cdot RT = 1.8 \cdot 10^{-2} \cdot 3 \cdot 0.082 \cdot 298 = 1.32 \text{ atm}$$

ESERCIZIO 4

La pressione osmotica di una soluzione di CaCl_2 è 5atm a 32°C .
Determinare la molarità della soluzione.

$$\pi = CRT \Rightarrow C = \pi / RT$$

$$C = \frac{5}{0.082 \times 305} = 0.2\text{M} \quad \text{Concentrazione effettiva}$$



$$C_{\text{eff}} = C_{\text{CaCl}_2} [1 + \alpha(v - 1)]$$

$$0.2 = C_{\text{CaCl}_2} [1 + 1(3 - 1)]$$

$$C_{\text{CaCl}_2} = \frac{0.2}{3} = 0.066\text{M}$$

ESERCIZIO 5

La pressione osmotica del sangue è pari a 7.65 atm a 37°C.
Calcolare quanta glicerina $C_3H_8O_3$ si deve sciogliere in 0.5l di H_2O per avere una soluzione isotonica con il sangue.

$$T=37^{\circ}C=310K$$

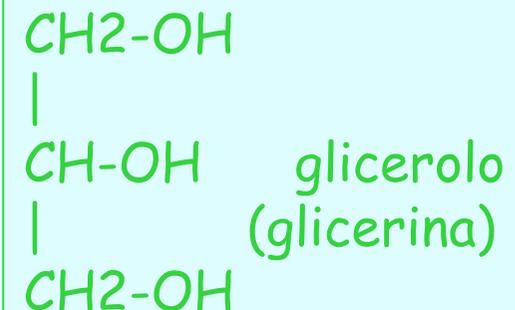
si assume che il volume vari poco dopo l'aggiunta di glicerina

$$\pi = CRT \quad C = \frac{\pi}{RT} = \frac{7.65}{0.082 \times 310} = 0.3M$$

Concentrazione di glicerina necessaria

$$C = \frac{n}{V} \Rightarrow n = CV = 0.3 \times 0.5 = 0.15$$

$$g = n \times PM = 0.15 \times 92 = 13.8g$$



ESERCIZIO 6

Calcolare la pressione osmotica di una soluzione acquosa 0.5M di solfato di sodio (PM=142) alla temperatura di 25°C.



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

$$\pi = 1.5 \cdot 0.082 \cdot 298 = 36.7\text{atm}$$

ESERCIZIO 7

Calcolare la pressione osmotica a 27°C di una soluzione acquosa che contiene Na_2SO_4 0.5M e glicerina 1.5M.



$$C_{\text{effNa}_2\text{SO}_4} = C[1+\alpha(v-1)] = 0.5 \cdot 3 = 1.5\text{M}$$

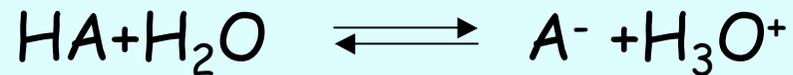
$$C_{\text{effglicerolo}} = 1.5\text{M}$$

$$C_{\text{totale}} = 1.5 + 1.5 = 3\text{M}$$

$$\pi = CRT = 3 \cdot 0.082 \cdot 300 = 73.8\text{atm}$$

ESERCIZIO 8

Una soluzione acquosa 0.001M di un acido debole monoprotico presenta una pressione osmotica pari a 0.027atm a 25°C. Calcolare il grado di dissociazione α dell'acido.



$$\pi = C[1 + \alpha(v-1)]RT$$

$$0.027 = 0.001 \cdot [1 + \alpha(2-1)] \cdot 0.082 \cdot 298$$

$$0.027 = 0.0244 + 0.0244\alpha$$

$$0.027 - 0.0244 = 0.0244\alpha$$

$$2.6 \cdot 10^{-3} = 0.0244\alpha$$

$$\alpha = 2.6 \cdot 10^{-3} / 0.0244 = 0.106$$

ESERCIZIO 9

La pressione osmotica del sangue è pari a 7.9atm a 37°C (???).
Calcolare la concentrazione molare della soluzione di cloruro di sodio che risulta isotonica col sangue e può essere utilizzata per infusioni endovenose.

$$\pi_1 = C_1 RT$$

$$\pi_1 = C_2 RT$$

$$C_1 = \text{sangue}, C_2 = \text{sale}$$

$$C_1 = \pi_1 / RT = 7.9 / 25.46 = 0.310 M$$



$$\alpha = 1 \quad \nu = 2$$

$$2C_2 = \pi_1 / RT = C_1 \Rightarrow C_2 = C_1 / 2 = 0.310 / 2 = 0.155 M$$

ESERCIZIO 10

Una soluzione acquosa 0.02M di un elettrolita presenta la pressione osmotica di 0.54 atm a 25°C. Determinare il valore del binomio di van't Hoff del soluto.

$$\pi = C [1 + \alpha(v-1)] RT$$

$$[1 + \alpha(v-1)] = \pi / CRT = \frac{0.54}{0.02 \times 0.082 \times 298} = \frac{0.54}{0.4896} = 1.10$$