

Corso di Studi di Fisica Corso di Chimica

Luigi Cerruti
www.minerva.unito.it



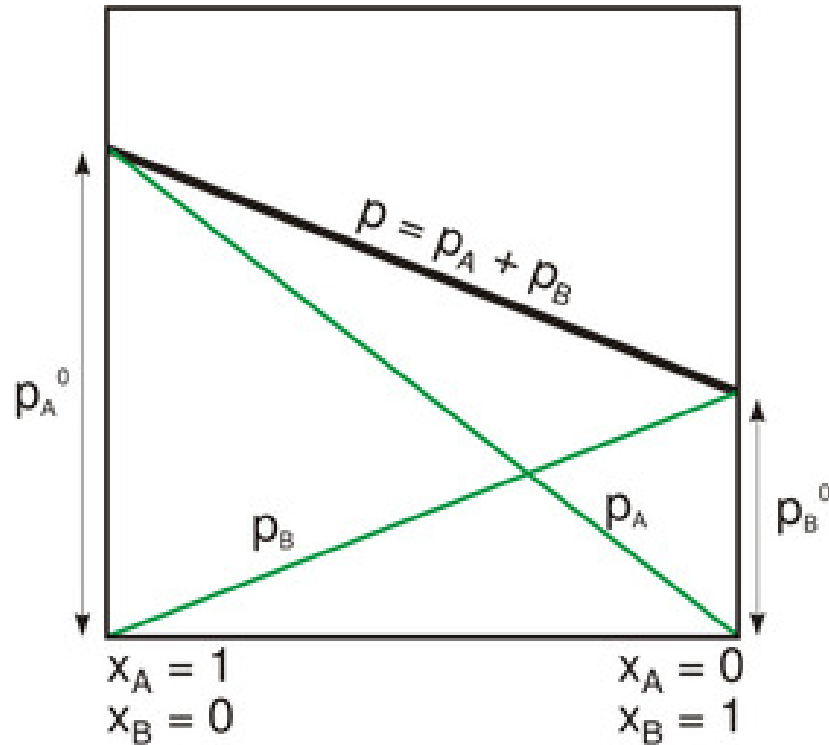
Lezione 37

2009

Proprietà colligative delle soluzioni

- Le proprietà colligative delle soluzioni sono proprietà che dipendono dalla concentrazione delle particelle di soluto (molecole o ioni), ma non dalla loro natura
- Principali proprietà colligative
 - Abbassamento della tensione di vapore
 - Innalzamento della temperatura di ebollizione
 - Abbassamento del punto di congelamento
 - Pressione osmotica

Legge di Raoult



- In una **soluzione ideale** la tensione di vapore di un componente volatile A è proporzionale alla frazione molare X_A del componente della soluzione:

- $P_A = X_A P_A^{\circ}$

- P_A° è la tensione di vapore del componente A allo stato puro

- $P_B = X_B P_B^{\circ}$

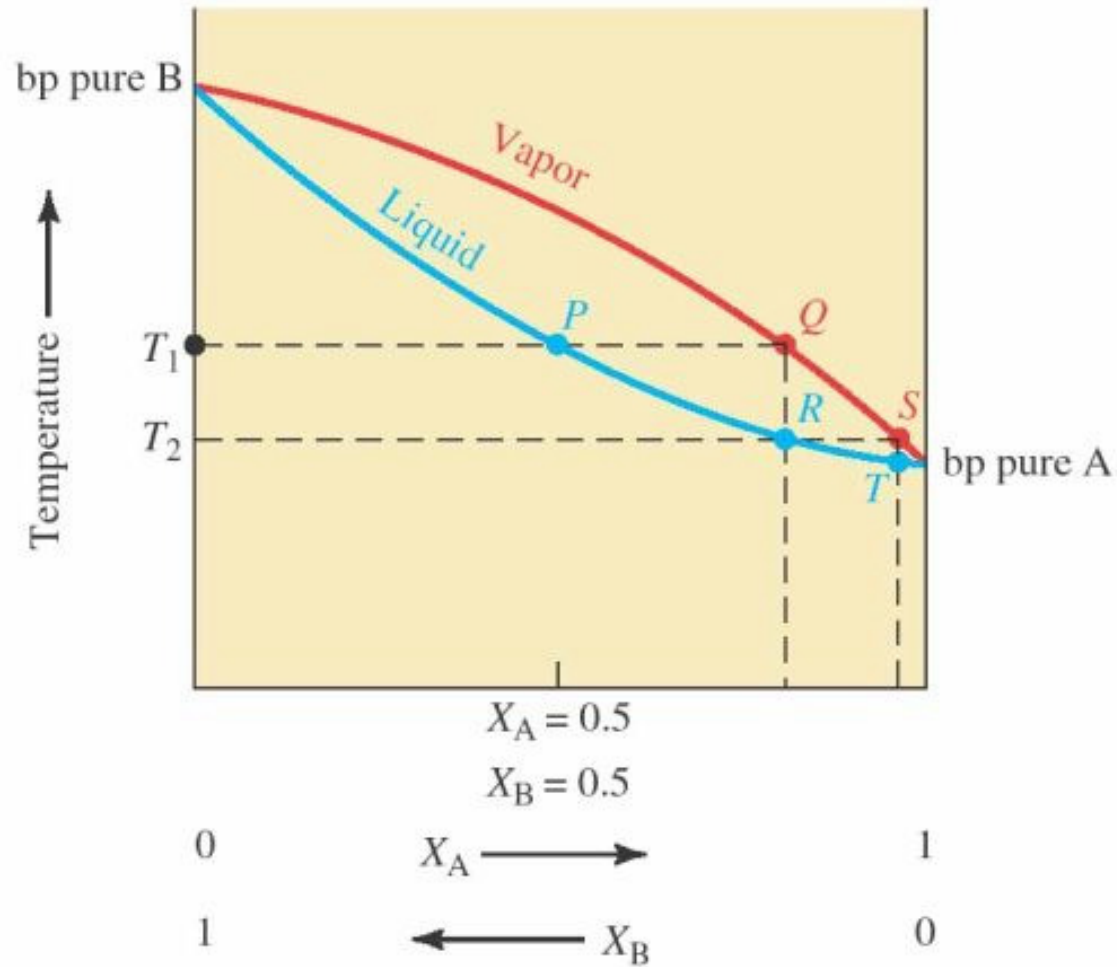
- P_B° è la tensione di vapore del componente B allo stato puro

- Per una soluzione ideale:

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

Legge di Raoult

Diagramma isobaro



Legge di Raoult

Una conseguenza immediata

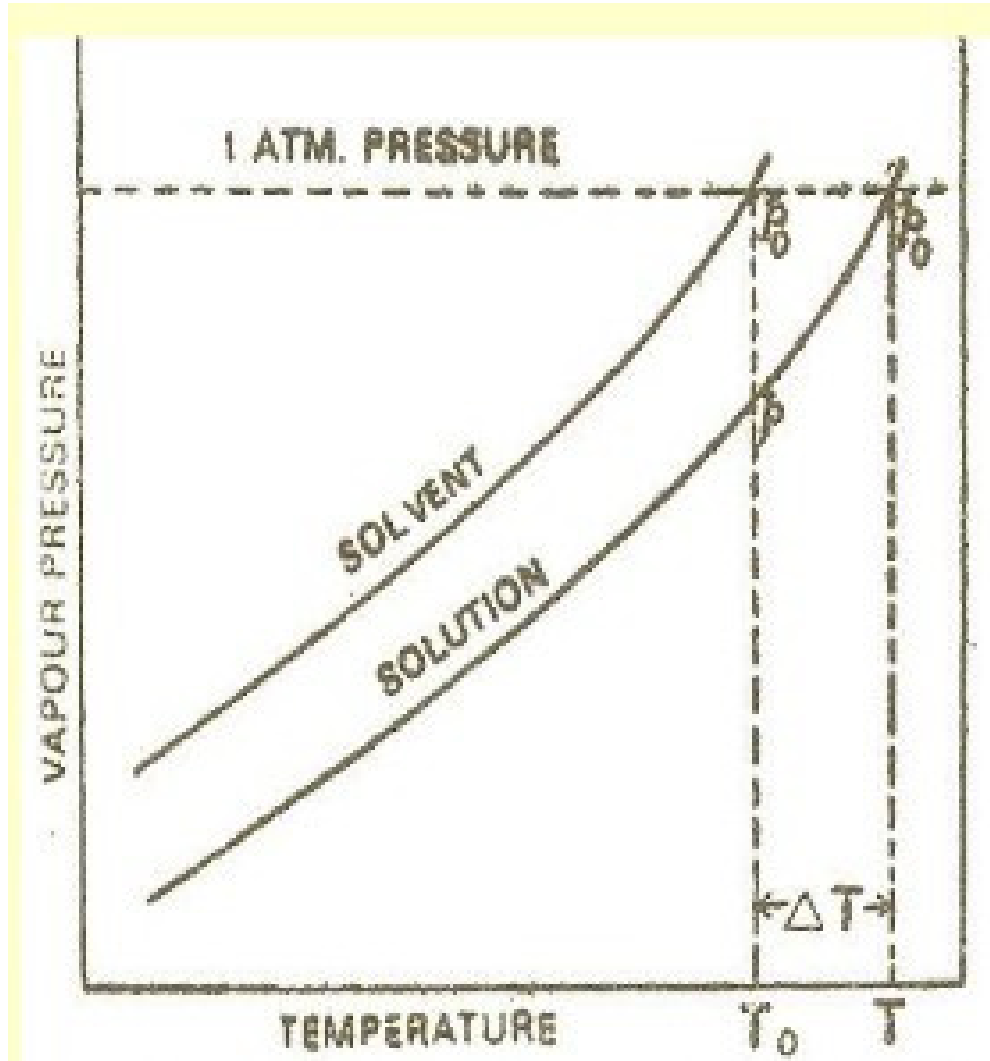
$$\Delta p = K_v m$$

L'abbassamento della tensione di vapore è
proporzionale alla molalità della soluzione

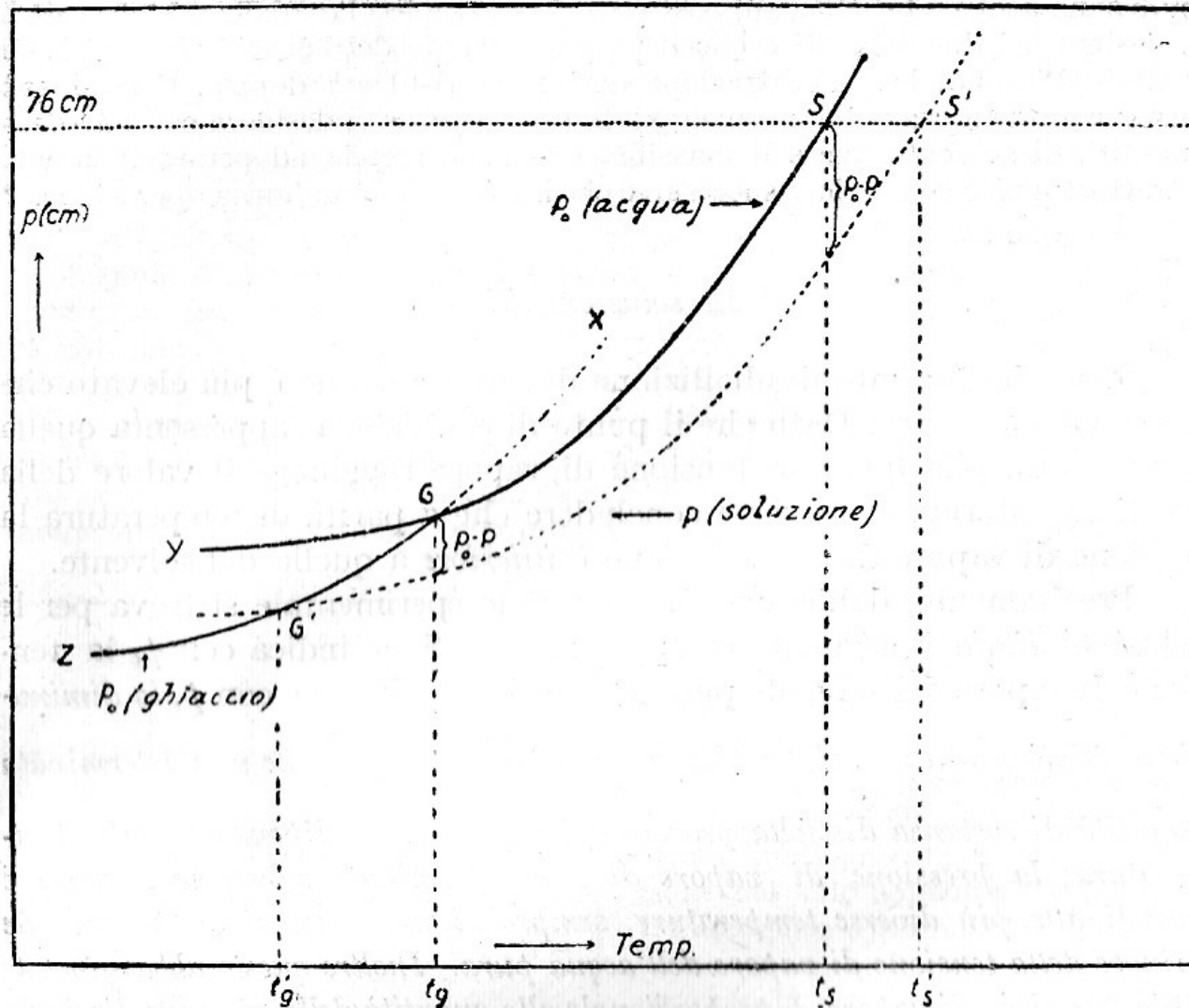
Vedi appunti

Solvente puro e soluzione

Abbassamento della tensione di vapore



- Innalzamento del punto di ebollizione



Abbassamento della
tensione di vapore
Analisi dettagliata

Fig. 93. — Decorso schematico della curva di tensione di vapore dell'acqua in confronto a quella di una soluzione acquosa, $Z X$ = curva di tensione di vapore del ghiaccio ($G X$ ipotetica, t_g punto di congelamento); $Y S$ = curva di tensione di vapore dell'acqua liquida ($Y G$ = sottoraffreddata, t_b temperatura di ebollizione); $G' S'$ = curva della tensione di vapore della soluzione (t'_g e t'_s = temperatura di congelamento e rispettivamente di ebollizione della soluzione).

Determinazioni crioscopica ed ebullioscopica

$$T_c \text{ solvente} - T_c \text{ soluzione} = \Delta T_c = K_c \cdot m$$

$$T_{eb} \text{ soluzione} - T_{eb} \text{ solvente} = \Delta T_{eb} = K_{eb} \cdot m$$

Solvent	Normal f.p. K_f	Normal b.p. K_b
Acetic acid	16.6°C −3.90°C/m	117.9°C 3.07°C/m
Camphor	178.8°C −39.7°C/m	207.4°C 5.61°C/m
Ether	−116.3°C −1.79°C/m	34.6°C 2.02°C/m
Naphthalene	80.2°C −6.94°C/m	217.7°C 5.80°C/m
Phenol	40.9°C −7.40°C/m	181.8°C 3.60°C/m
Water	0.00°C −1.86°C/m	100.0°C 0.51°C/m

K_f costante crioscopica

K_b costante ebullioscopica

Proprietà colligative

Un esercizio

Problema: Sapendo che per l'acqua $K_b = 0,512 \text{ } ^\circ\text{C}/\text{m}$ e $K_f = 1,86 \text{ } ^\circ\text{C}/\text{m}$ calcolare il punto di ebollizione e di fusione di una soluzione acquosa di glucosio $0,0222 \text{ m}$.

$$\Delta T_b = K_b m = 0,512 \text{ } ^\circ\text{C}/\text{m} \times 0,0222 \text{ m} = 0,0114 \text{ } ^\circ\text{C}$$

$$T_b = 100,00 + 0,0114 = 100,011 \text{ } ^\circ\text{C}$$

$$\Delta T_f = K_f m = 1,86 \text{ } ^\circ\text{C}/\text{m} \times 0,0222 \text{ m} = 0,0413 \text{ } ^\circ\text{C}$$

$$T_f = 0,000 - 0,0413 = - 0,041 \text{ } ^\circ\text{C}$$

Esercizio tratto dai materiali in rete della prof. Nadia Lotti
http://www.ingce.unibo.it/corsi_studio/2006-07/piano_studi/index_p_st_tri.htm

Le proprietà colligative possono essere usate per determinare il peso molecolare di sostanze non note.

Problema: La canfora è un solido che fonde a $179,5^{\circ}\text{C}$ ed ha $K_f = 40^{\circ}\text{C/m}$. Se $1,07\text{ mg}$ di un composto sono sciolti in $78,1\text{ mg}$ di canfora fusa la soluzione congela a $176,0^{\circ}\text{C}$. Determinare il peso molecolare del composto.

L'abbassamento del punto di congelamento è:

$$\Delta T_f = 179,5 - 176,0 = 3,5^{\circ}\text{C}$$

Da cui si ricava la molalità della soluzione:

$$m = \frac{\Delta T_f}{K_f} = \frac{3,5^{\circ}\text{C}}{40^{\circ}\text{C/m}} = 0,088\text{ m}$$

Dalla definizione di molalità si può ottenere il numero di moli del composto:

$$m = \frac{\text{moli soluto}}{\text{Kg solvente}} \longrightarrow \text{moli} = m \times \text{Kg solvente}$$

Quindi:

$$\begin{aligned} \text{Moli} &= m \times \text{Kg solvente} = 0,088\text{ mol/Kg} \times 78,1 \times 10^{-3}\text{ Kg} \\ &= 6,9 \times 10^{-6}\text{ mol} \end{aligned}$$

La massa molare del composto è data da:

$$\text{moli} = \frac{\text{massa}}{M_m}$$

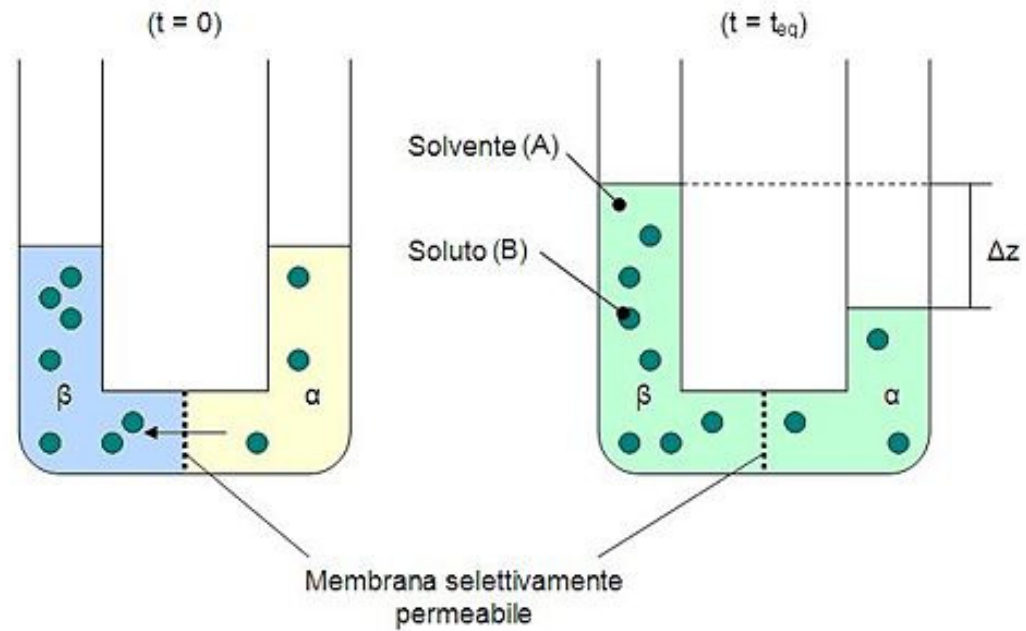
$$M_m = \frac{\text{massa}}{\text{moli}} = \frac{1,07 \times 10^{-3}\text{ g}}{6,9 \times 10^{-6}\text{ mol}} = 1,6 \times 10^2\text{ g/mol}$$

Proprietà colligative Un caso interessante

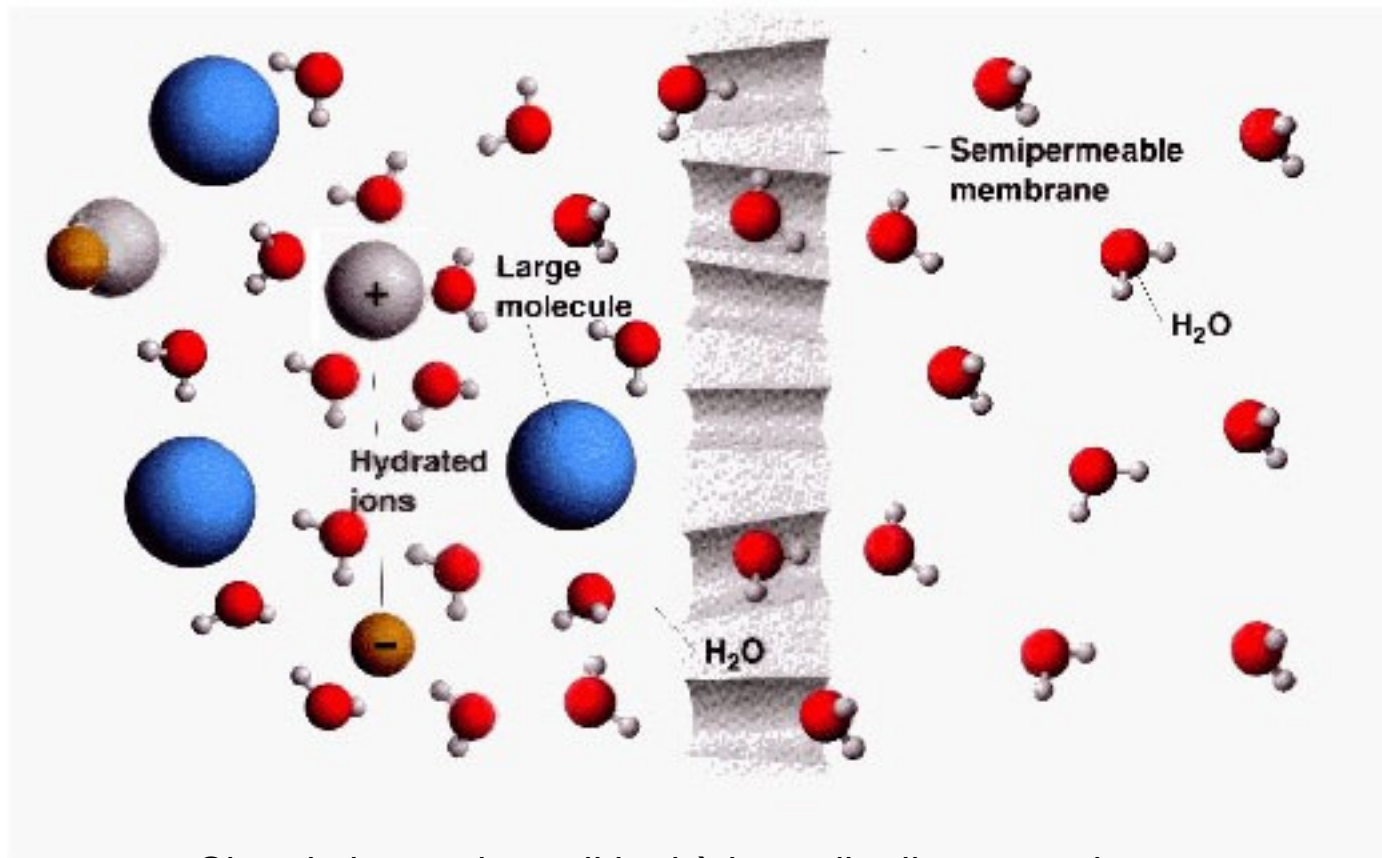
Esercizio tratto dai materiali in
rete della prof. Nadia Lotti

La pressione osmotica

Un fenomeno visibile

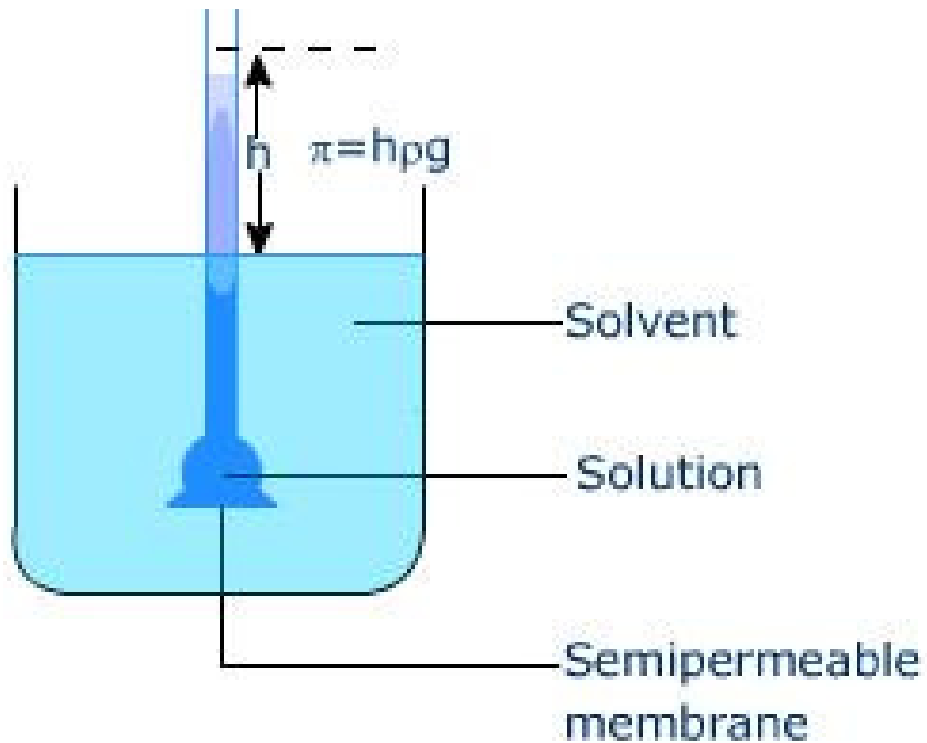


Rappresentazione di una membrana semipermeabile



Si noti che anche agli ioni è impedito il passaggio attraverso la membrana a causa della solvatazione

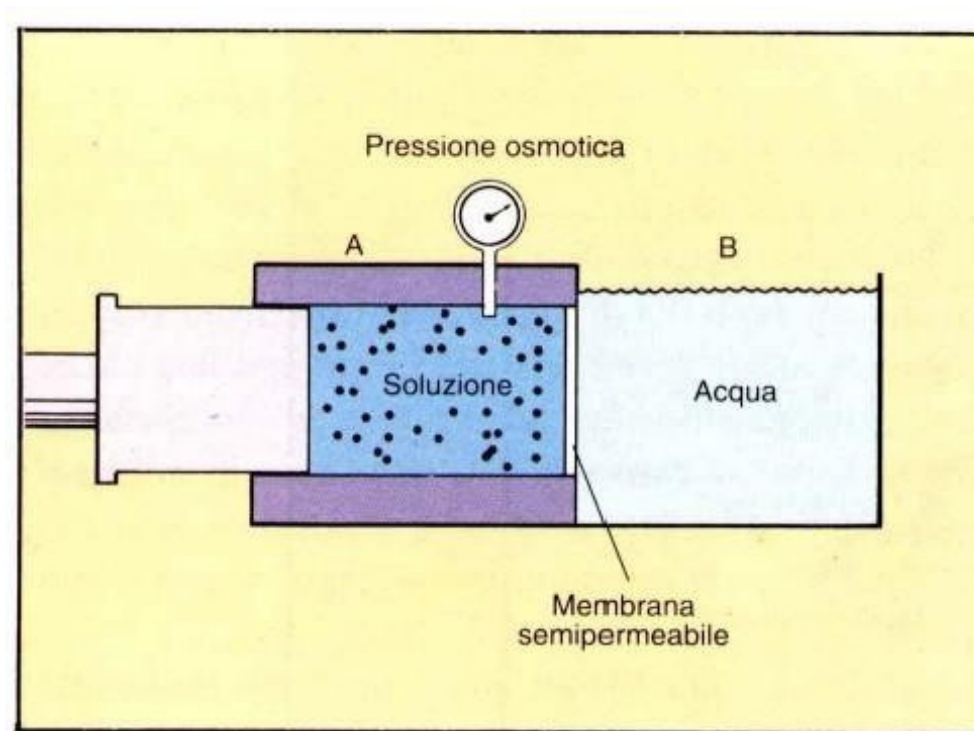
Misura della pressione osmotica



- $\pi = h\rho g$ pressione osmotica
 - h dislivello fra soluzione e solvente
 - ρ densità della soluzione
 - g costante di gravità

- $\pi V = nRT$

Definizione operativa di pressione osmotica



Rappresentazione schematica della definizione di pressione osmotica. Quando la pressione idrostatica applicata alla soluzione del compartimento A è eguale alla pressione osmotica di quella soluzione, non avviene alcun flusso netto di acqua attraverso la membrana.