

# Sintesi - Capitolo 16

## Proprietà colligative delle soluzioni

Le soluzioni formate da un liquido e da uno o più soluti non volatili mostrano proprietà caratteristiche, dette **colligative**, che dipendono solo dal numero di particelle di soluto presenti.

### Abbassamento della pressione di vapore di una soluzione

Se  $A$  è il solvente e  $B$  il soluto, dalla legge di Raoult sappiamo che:

$$P_A = x_A P_A^0 = (1 - x_B) P_A^0 = P_A^0 - x_B P_A^0$$

da cui

$$P_A^0 - P_A = \Delta P = x_B P_A^0 = (n_B/n_A + n_B) P_A^0 = (n_B/n_A) P_A^0$$

se la soluzione è abbastanza diluita da ritenere  $n_B$  trascurabile rispetto a  $n_A$ .

Se ci riferiamo a 1000 g di solvente con peso molecolare P.M.<sub>A</sub>,  $n_B$  corrisponde alla **molalità** ( $m$ ), e quindi otteniamo:

$$\Delta P = K_P m,$$

dove  $K_P = (P.M._A \times P_A^0)/1000$  è una costante caratteristica del solvente.

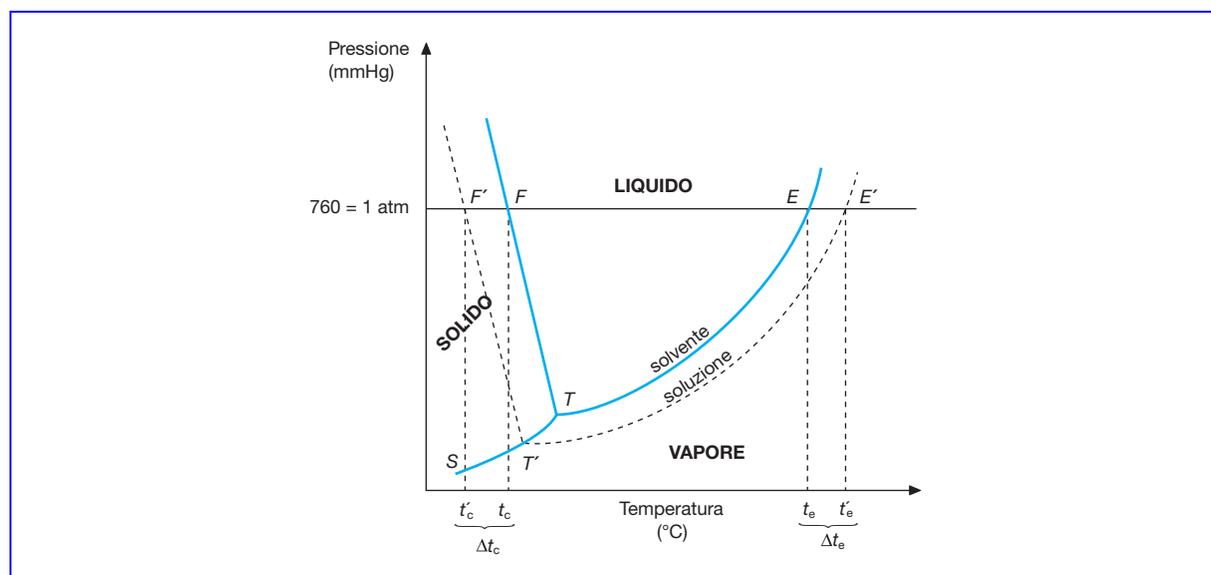


Figura 16.1 Diagramma di fase dell'acqua e di una soluzione acquosa diluita.

La diminuzione della pressione di vapore di una soluzione porta con sé anche la diminuzione della sua temperatura di congelamento e l'innalzamento della sua temperatura di ebollizione, da cui le prossime due proprietà.

## Ebullioscopia

L'*ebullioscopia*, cioè l'innalzamento del punto di ebollizione della soluzione, viene indicata con  $\Delta t_e$ , e ricavata dalla seguente equazione:

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

dove  $K_{eb}$  è legata al calore latente di evaporazione del solvente ( $\Delta H_{ev}$ ) e alla sua temperatura di ebollizione, come dimostra l'equazione

$$K_{eb} = \frac{RT_0^2 \text{ P.M.}}{1000 \Delta H_{ev}}$$

## Crioscopia

L'abbassamento del punto di solidificazione della soluzione prende il nome di *crioscopia*, indicata con il simbolo  $\Delta t_c$ . Si ricava dall'equazione

$$\Delta t_c = K_{cr} m$$

dove

$$K_{cr} = \frac{RT_0^2 \text{ P.M.}}{1000 \Delta H_{fus}}$$

## Pressione osmotica

Supponiamo di tenere separata, in un contenitore di forma adeguata, una soluzione dal solvente puro mediante una membrana semipermeabile, cioè fatta di un materiale che, o per le diverse dimensioni delle molecole o per la loro diversa polarità, si lasci attraversare dal solvente ma non dal soluto. Data la spontanea tendenza dei due liquidi a mescolarsi, una certa quantità di solvente passa dal lato della soluzione (**osmosi**) finché la pressione esercitata dalla colonna di liquido di altezza ( $h$ ) non contrasta esattamente tale tendenza.

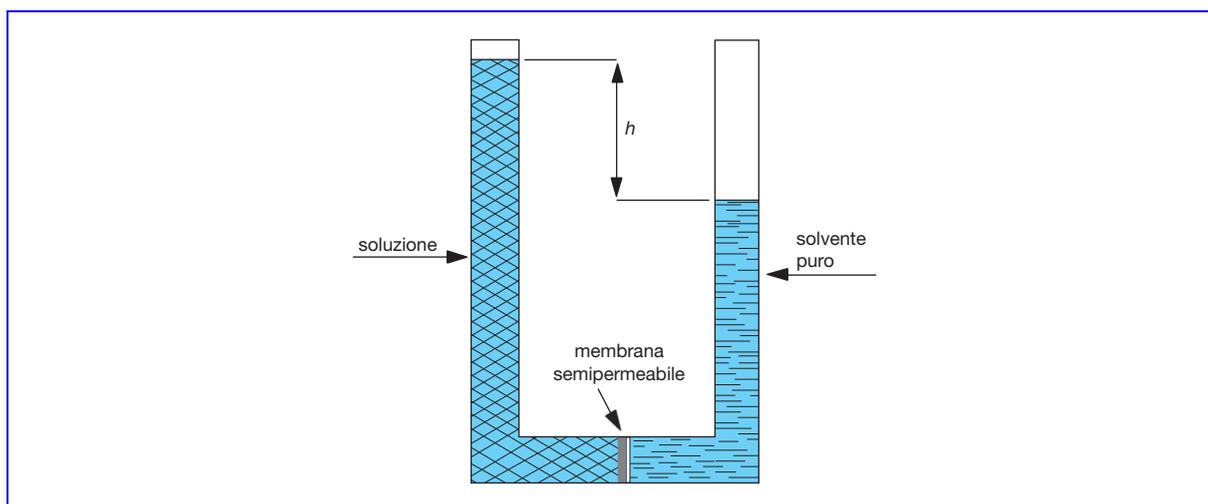


Figura 16.3 Equilibrio spontaneo nel fenomeno osmotico.

Questa pressione, detta *pressione osmotica* ( $\pi$ ), si ricava applicando la formula

$$V = nRT$$

da cui

$$p = MRT$$

o anche

$$p = mRT$$

considerato che per soluzioni molto diluite molarità e molalità praticamente coincidono.

Le soluzioni che presentano uguale pressione osmotica si dicono **isotoniche**.

## Determinazione del grado di dissociazione dei soluti

La misura delle proprietà colligative viene utilizzata soprattutto per determinare i pesi molecolari e il grado di dissociazione dei soluti. Soffermiamoci sul secondo aspetto.

Se il soluto si dissocia, la quantità di particelle in soluzione risulta superiore a quella prevista. Per esempio, NaCl, sciogliendosi in acqua, mette in soluzione le due particelle  $\text{Na}^+$  e  $\text{Cl}^-$ , con la conseguenza che il valore della concentrazione reale, e quindi l'effetto misurato, risulta doppio di quello atteso.

Quindi, se definiamo il **fattore di dissociazione** ( $i$ ) come il rapporto tra l'effetto misurato e l'effetto teorico, il grado di dissociazione ( $\alpha$ ) è ricavabile dalla formula:

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

dove  $v$  è il numero di ioni che si liberano in seguito alla dissociazione di ogni particella di soluto.