

GLI STATI CONDENSATI

Diverse proprietà FISICHE:

Il volume molare.



(a)



Benzene liquido

Benzene solido

(b)

LE FORZE INTERMOLECOLARI

LO STATO LIQUIDO L'ENERGIA CINETICA MEDIA

L'EVAPORAZIONE

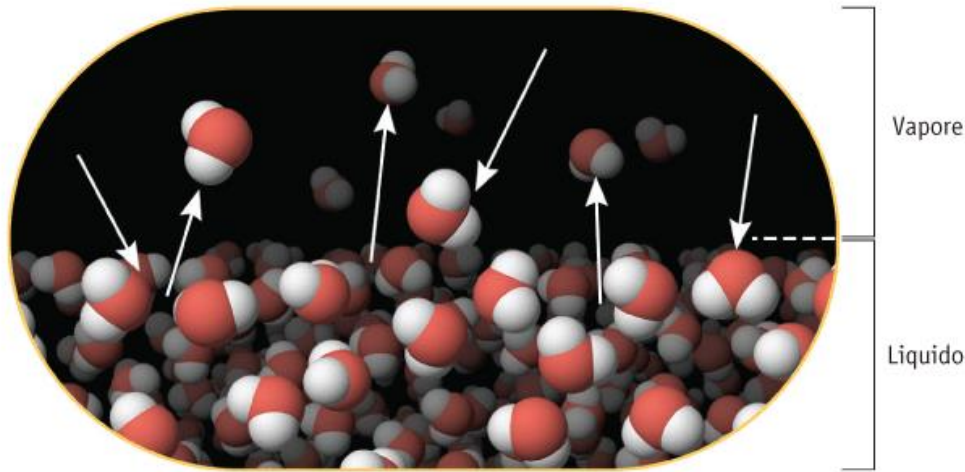


FIGURA 12.14 Evaporazione. Alcune delle molecole vicine alla superficie di un liquido possiedono abbastanza energia da vincere le forze intermolecolari attrattive delle molecole vicine e sfuggire nella fase gassosa. Nello stesso tempo, alcune molecole del gas possono tornare nella fase liquida.

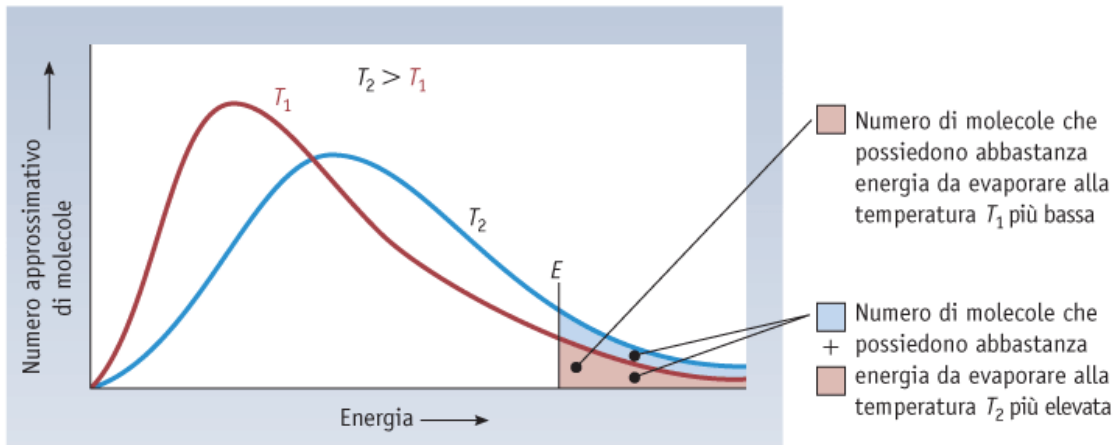
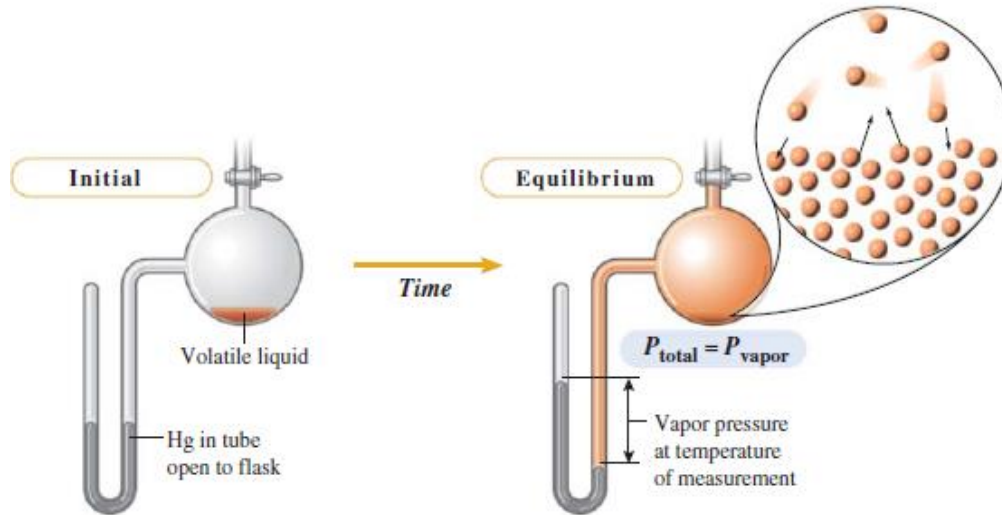


FIGURA 12.13 La distribuzione delle energie molecolari in fase liquida. T_2 è una temperatura maggiore di T_1 ; generalmente un numero maggiore di molecole ha un'energia maggiore di E all'aumentare della temperatura.

LO STATO LIQUIDO

LA TENSIONE DI VAPORE

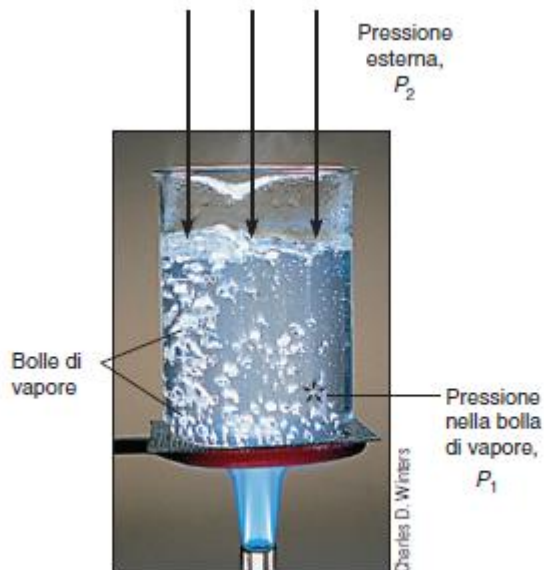
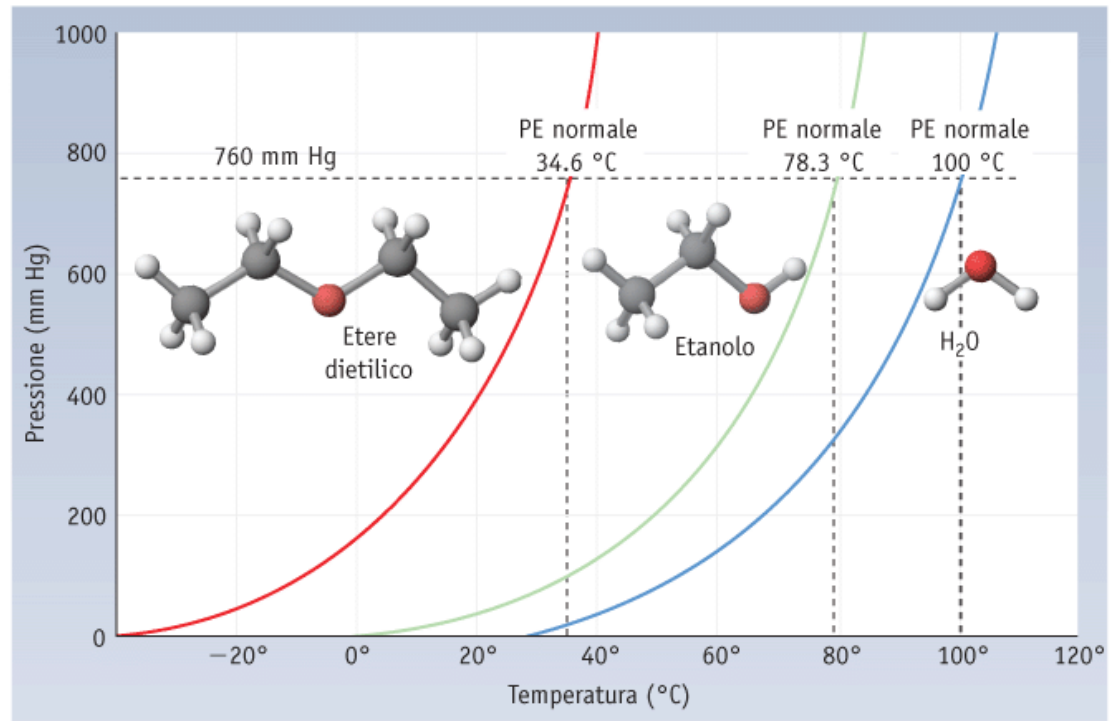
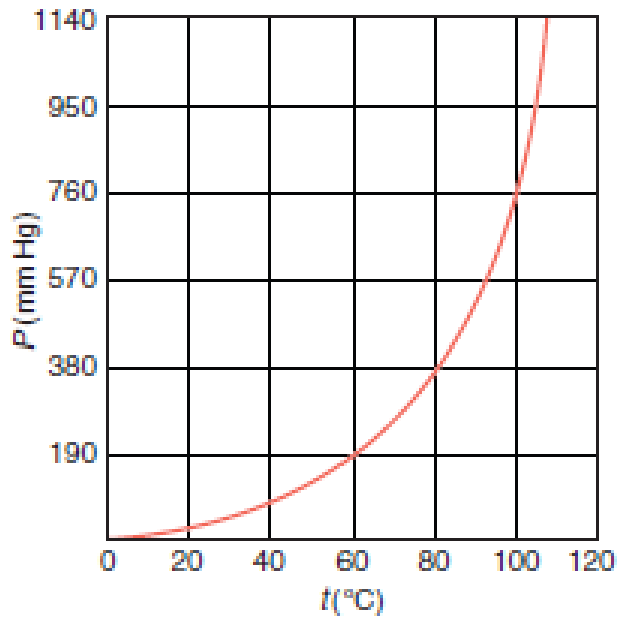


liquido \rightleftharpoons vapore

La **tensione di vapore** di un liquido è la pressione esercitata dal vapore sul liquido **all'equilibrio**.

La **tensione di vapore** è una misura della **volatilità** dei liquidi.

LO STATO LIQUIDO: LA TENSIONE DI VAPORE



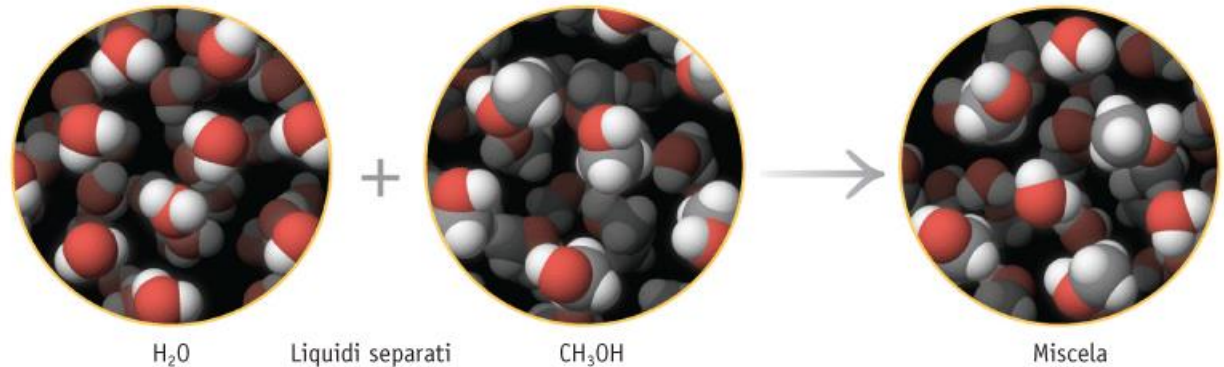
La temperatura di ebollizione di un liquido è la temperatura a cui la sua tensione di vapore è uguale alla pressione che agisce sulla sua superficie.

IL PROCESSO DI DISSOLUZIONE

La regola sperimentale: *simile scioglie suo simile!*

Interazioni intermolecolari sono importanti.

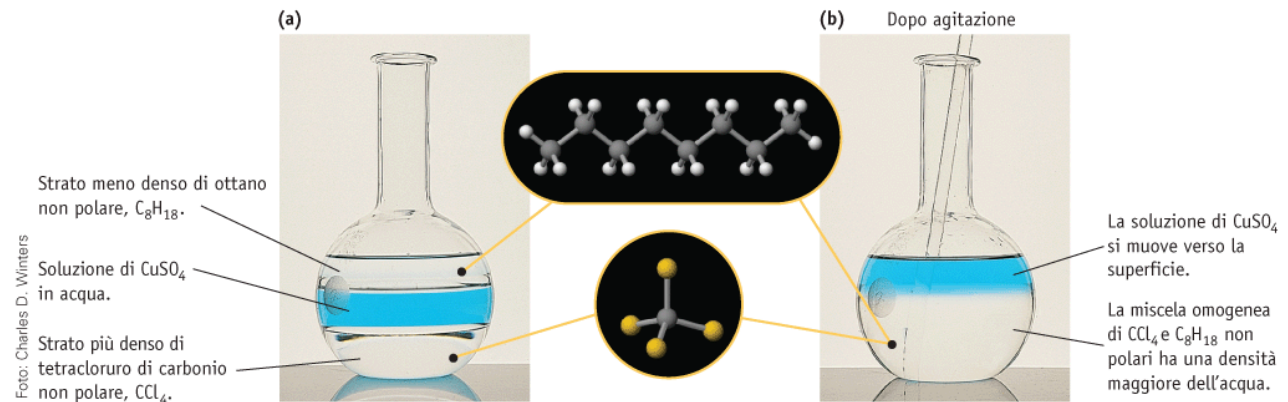
Liquidi miscibili



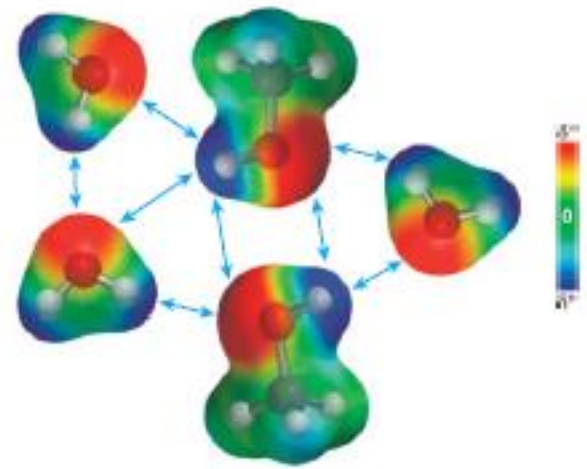
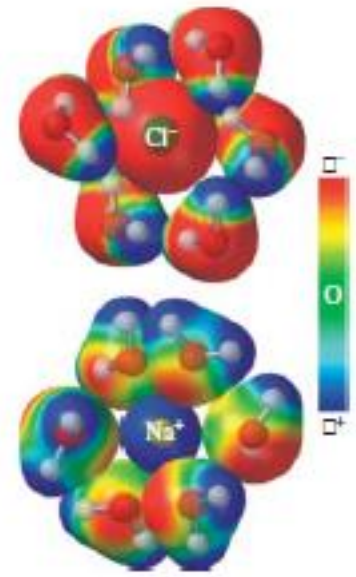
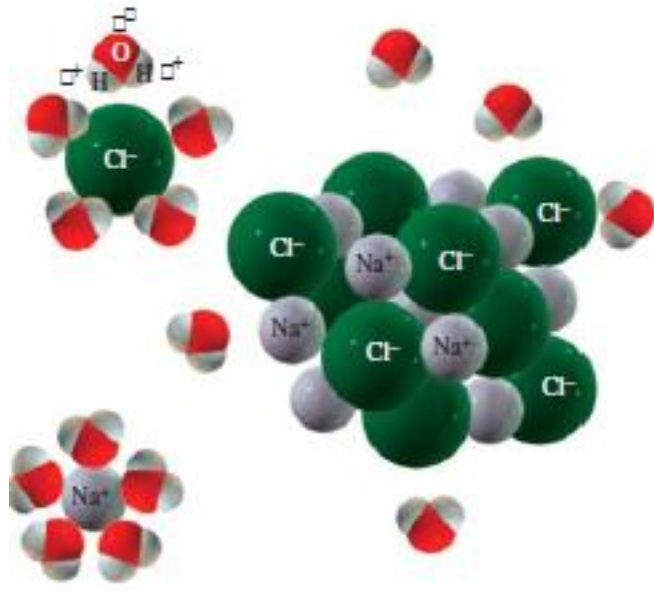
Liquidi immiscibili



Solubilità e forze intermolecolari.



Il processo di dissoluzione può essere **esotermico** o **endotermico**.



LE PROPRIETA' COLLIGATIVE

Proprietà colligative = proprietà delle soluzioni ideali il cui valore dipende esclusivamente dalla concentrazione di particelle di soluto (molecole o ioni) contenute nella soluzione stessa, ma non dalla loro natura

Soluzioni ideali = una soluzione in cui le interazioni tra le molecole del soluto e le molecole del solvente sono uguali a quelle che esistono nel soluto e nel solvente puro. Le soluzioni reali si avvicinano al comportamento delle soluzioni ideali solo se diluite.

**Proprietà
colligative**

Abbassamento relativo della pressione di vapore

Innalzamento ebullioscopico

Abbassamento crioscopico

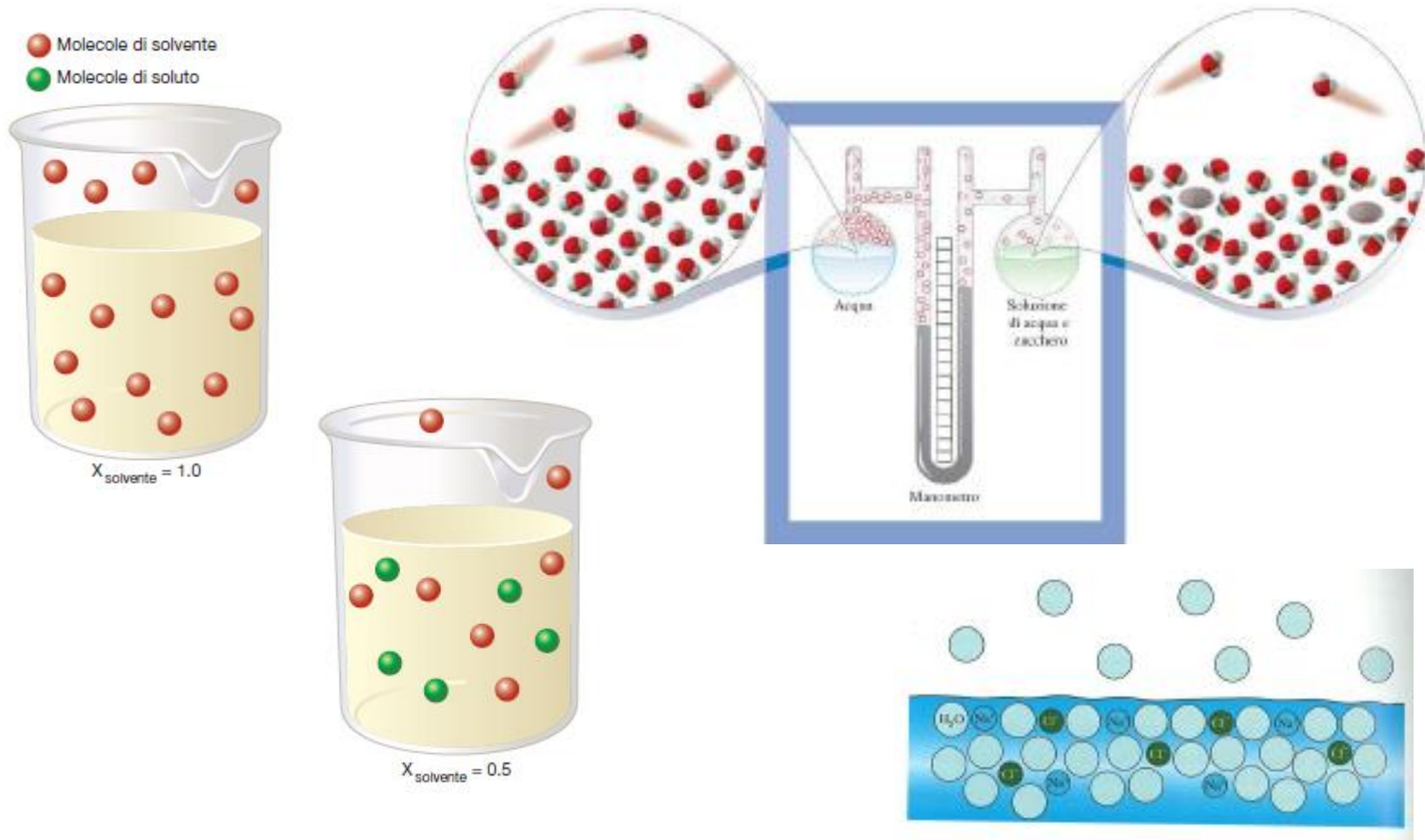
Pressione osmotica

Diverso comportamento per soluti elettrolitici e non elettrolitici

Si parla di soluti NON volatili.

ABBASSAMENTO DELLA TENSIONE DI VAPORE

Quando in un solvente si discioglie un soluto non volatile, la soluzione risultante ha sempre una pressione di vapore inferiore a quella del solvente puro. Questo è dovuto alla minore percentuale di molecole di solvente per unità di area superficiale.

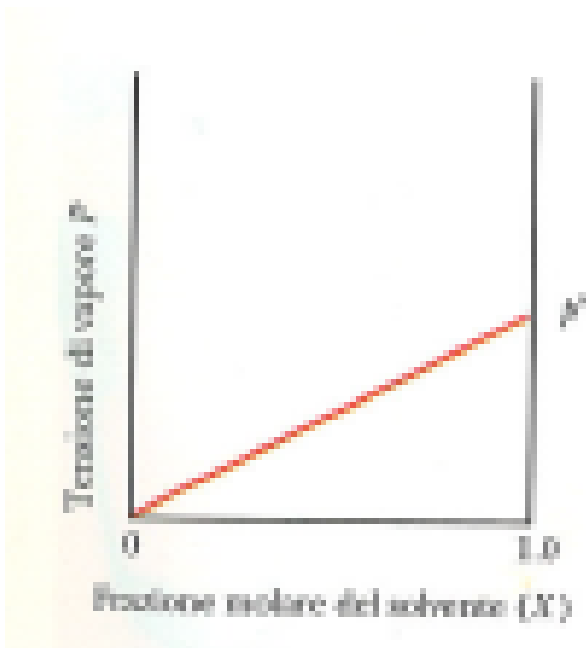


ABBASSAMENTO DELLA TENSIONE DI VAPORE

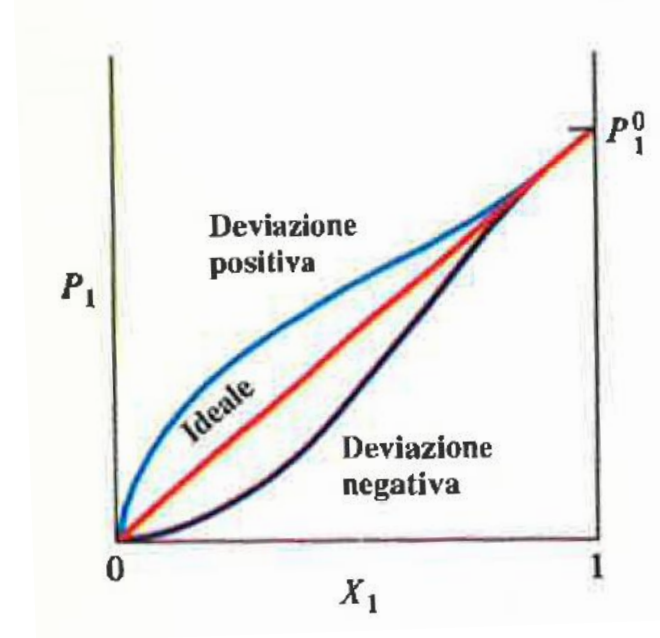
LA LEGGE DI RAOULT

Legge di Raoult = la pressione di vapore di un solvente in una soluzione è direttamente proporzionale alla frazione molare del solvente in soluzione

Soluzioni ideali



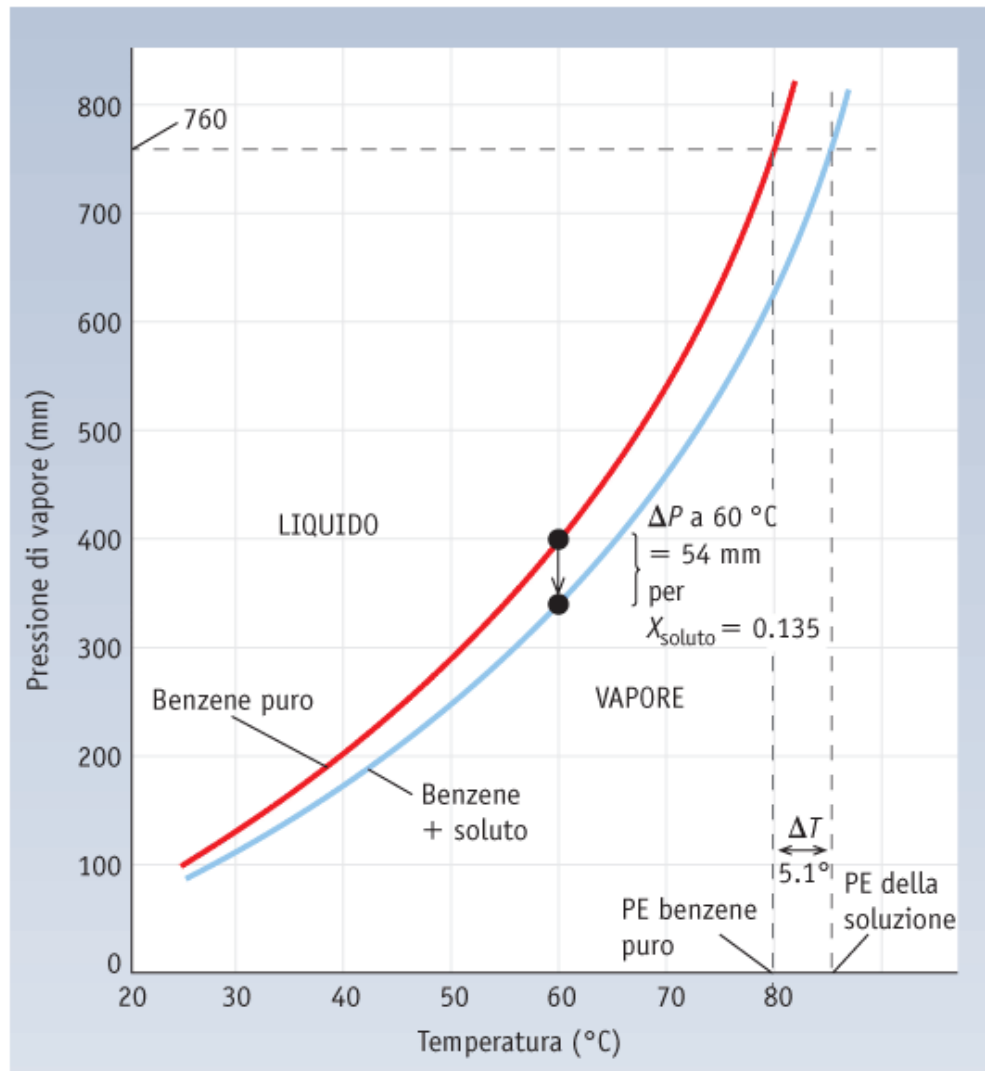
Soluzioni reali



Abbassamento della tensione di vapore:

$$\Delta P_{\text{solvente}} = X_{\text{soluto}} X P_{\text{solvente}}$$

INNALZAMENTO EBULLIOSCOPICO



INNALZAMENTO EBULLIOSCOPICO

La temperatura di ebollizione del **solvente in una soluzione** di un soluto **NON** volatile è **MAGGIORE** della temperatura di ebollizione del **solvente PURO**.

Innalzamento
ebullioscopico

$$\Delta T_{\text{eb}} = K_{\text{eb}} m$$
$$\left\{ \begin{array}{l} \Delta T_{\text{eb}} = T_{\text{eb}(\text{soluzione})} - T_{\text{eb}(\text{solvente})} \\ K_{\text{eb}} = \text{costante ebullioscopica} \\ m = \text{molalità della soluzione} \end{array} \right.$$

- ✓ *L'entità dell'innalzamento ebullioscopico è direttamente proporzionale alla molalità della soluzione.*
- ✓ *La costante ebullioscopica K_{eb} ($\text{K} \times \text{Kg} \times \text{moli}^{-1}$) varia da solvente a solvente e non dipende dal soluto*

ABBASSAMENTO CRIOSCOPICO

La temperatura di congelamento del **solvente in una soluzione** di un soluto **NON** volatile è **MINORE** della temperatura di congelamento del **solvente PURO**.

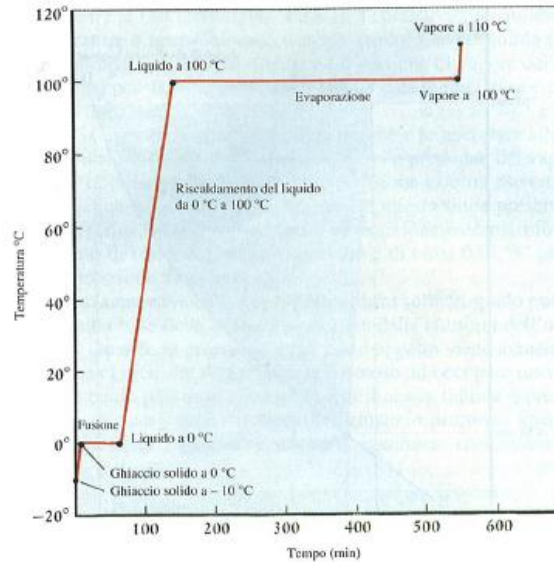
$$\begin{array}{l} \text{Abbassamento} \\ \text{crioscopico} \end{array} \quad \Delta T_f = K_f m \quad \left\{ \begin{array}{l} \Delta T_f = T_{f(\text{solvente})} - T_{f(\text{soluzione})} \\ K_f = \text{costante crioscopica} \\ m = \text{molalità della soluzione} \end{array} \right.$$

- ✓ *L'entità dell' abbassamento crioscopico è direttamente proporzionale alla molalità della soluzione.*
- ✓ *La costante crioscopica K_f ($K \times Kg \times mol^{-1}$) varia da solvente a solvente e non dipende dal soluto*

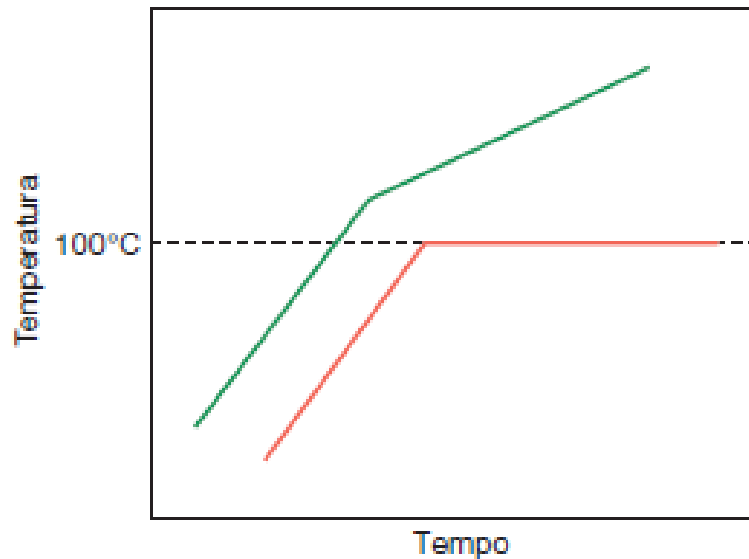
Tabella 10.2 Costanti molali del punto di congelamento (o di fusione) e del punto di ebollizione

Solvente	pf (°C)	k_f (°C/m)	pe (°C)	k_b (°C/m)
Acqua	0.00	1.86	100.00	0.52
Acido acetico	16.66	3.90	117.90	2.53
Benzene	5.50	5.10	80.10	2.53
Cicloesano	6.50	20.2	80.72	2.75
Canfora	178.40	40.0	207.42	5.61
<i>p</i> -Diclorobenzene	53.1	7.1	174.1	6.2
Naftalina	80.29	6.94	217.96	5.80

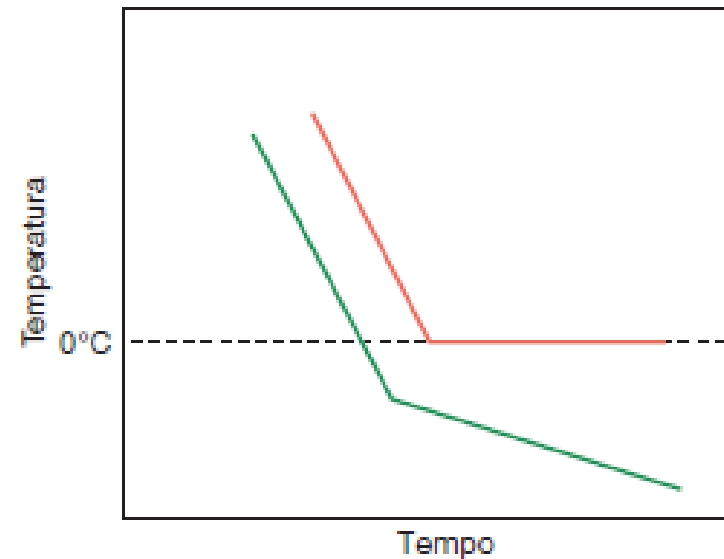
LA CURVA DI RISCALDAMENTO DELL'ACQUA



INNALZAMENTO EBULLIOSCOPICO

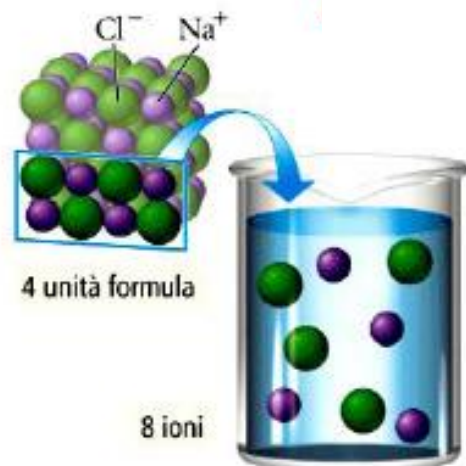
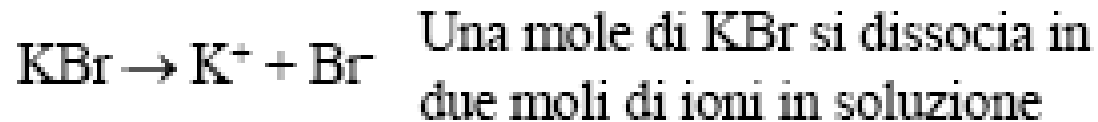


ABBASSAMENTO CRIOSCOPICO



LE PROPRIETA' COLLIGATIVE DI SOLUZIONI DI ELETTROLITI

In soluzioni di composti elettrolitici che si dissociano in acqua, le proprietà colligative dipendono dalla concentrazione degli ioni nella soluzione stessa.

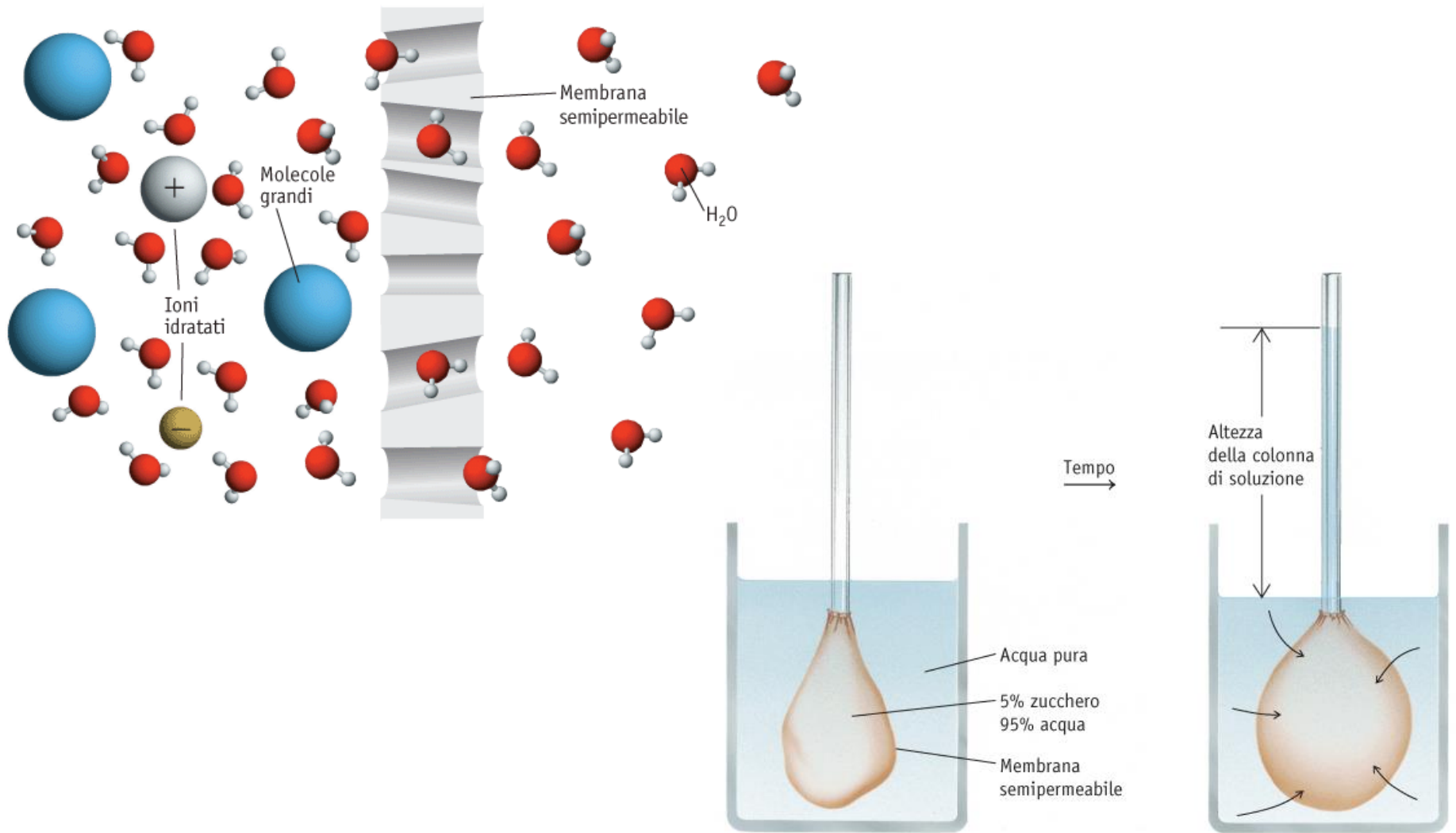


Fattore di van't Hoff (i)

Innalzamento
ebullioscopico $\Delta T_{eb} = iK_{eb}m$

Abbassamento
crioscopico $\Delta T_f = iK_fm$

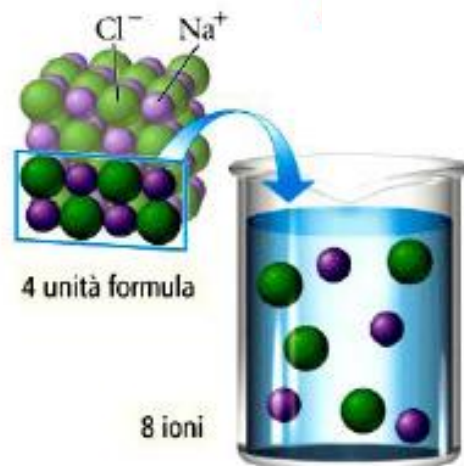
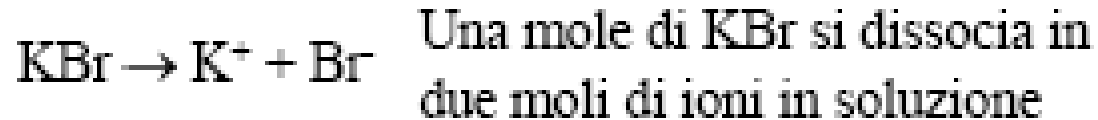
LA PRESSIONE OSMOTICA



Fenomeno spontaneo

LE PROPRIETA' COLLIGATIVE DI SOLUZIONI DI ELETTROLITI

In soluzioni di composti elettrolitici che si dissociano in acqua, le proprietà colligative dipendono dalla concentrazione degli ioni nella soluzione stessa.



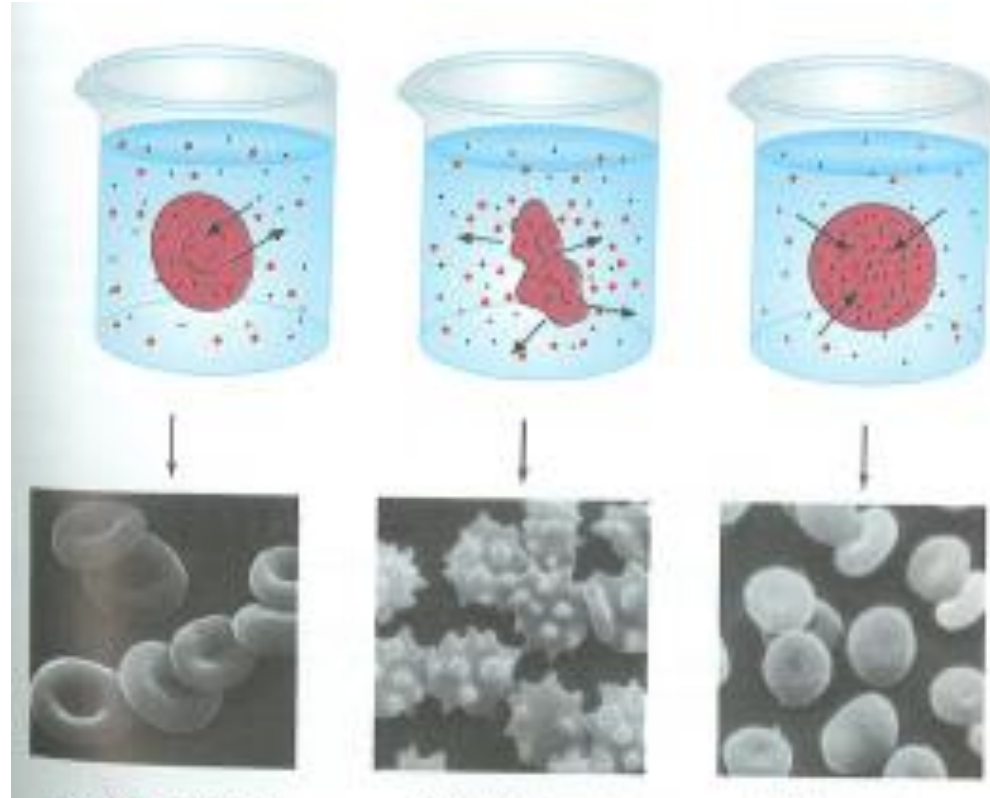
Fattore di van't Hoff (i)

Innalzamento
ebullioscopico $\Delta T_{eb} = iK_{eb}m$

Abbassamento
crioscopico $\Delta T_f = iK_fm$

Pressione
Osmotica $\Pi = iMRT$

LA PRESSIONE OSMOTICA

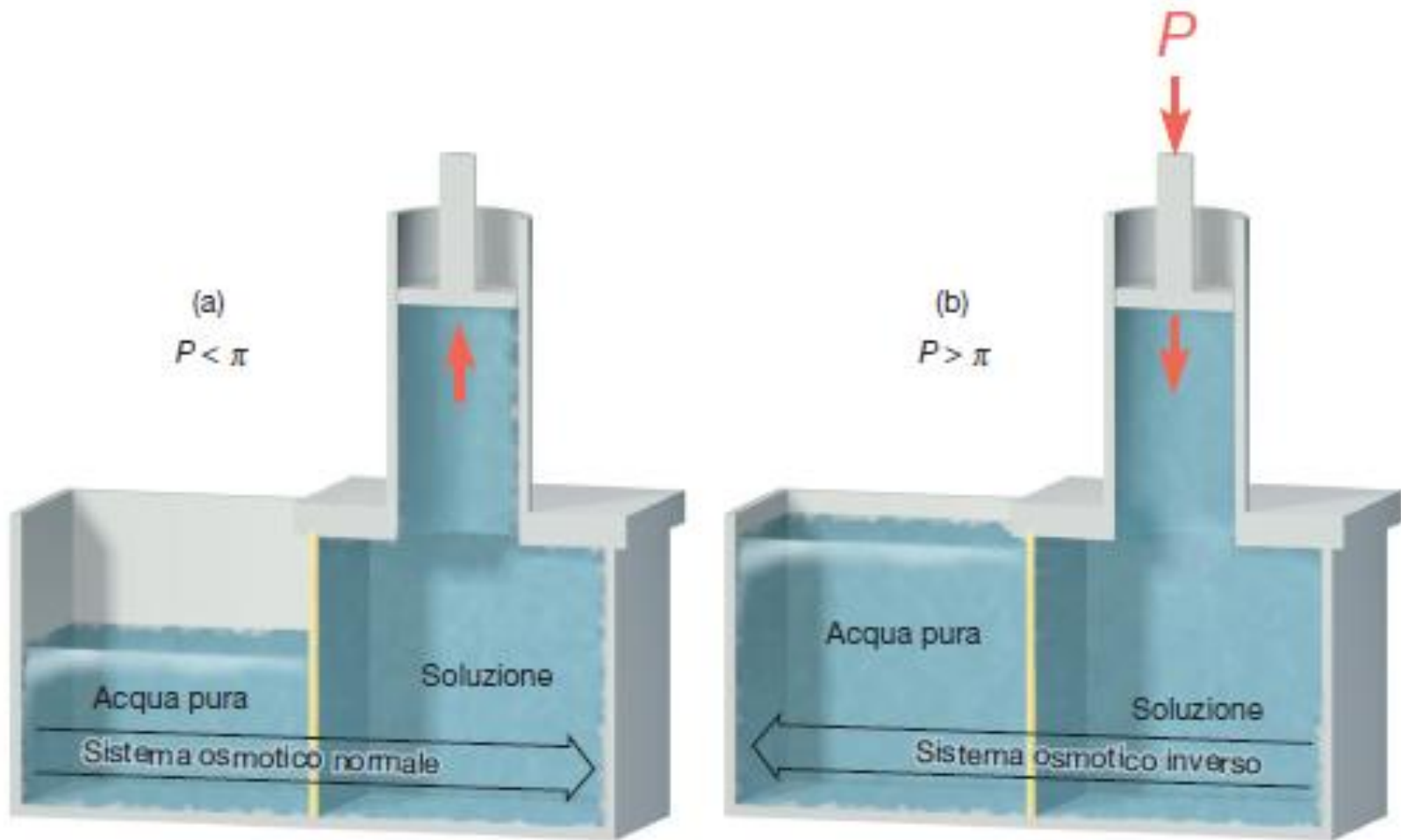


**Soluzione
isotonica**

**Soluzione
ipertonica**

**Soluzione
ipotonica**

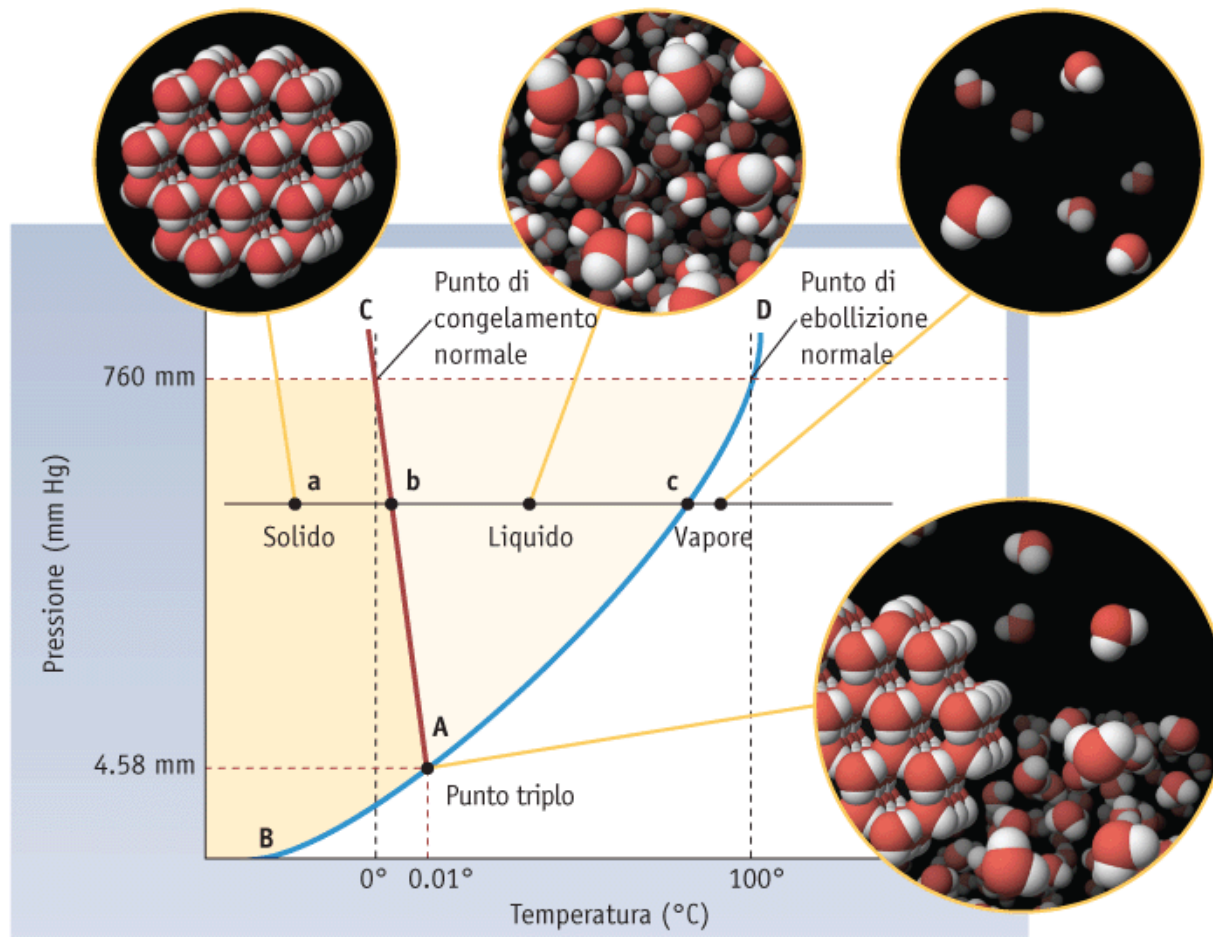
L'OSMOSI INVERSA



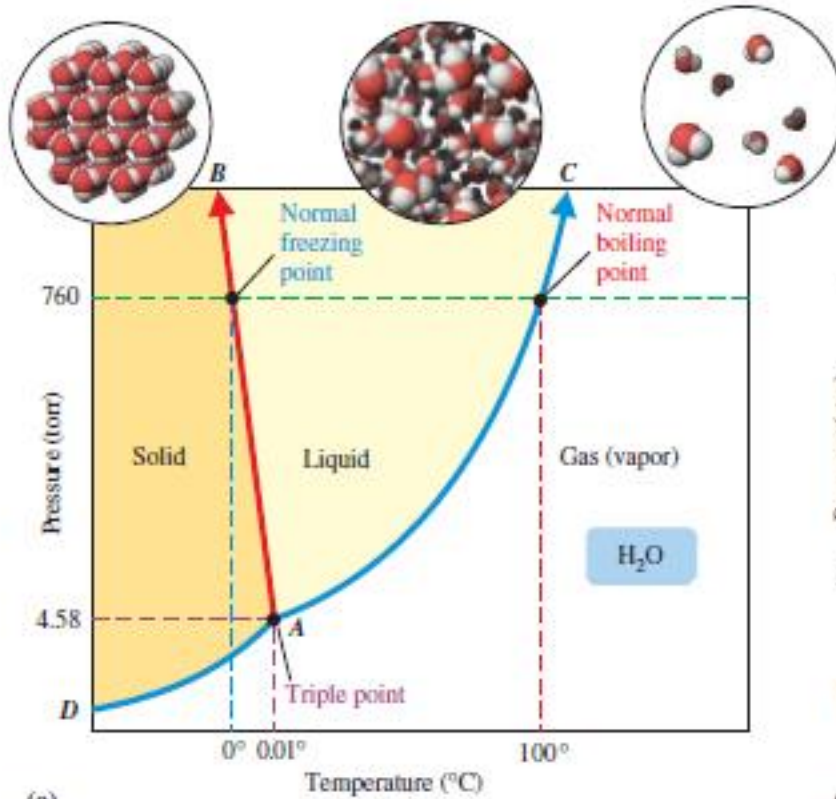
I DIAGRAMMI DI FASE

I diagrammi di fase rappresentano come le fasi di un sistema siano correlate tra loro da variazioni di temperatura e pressione.

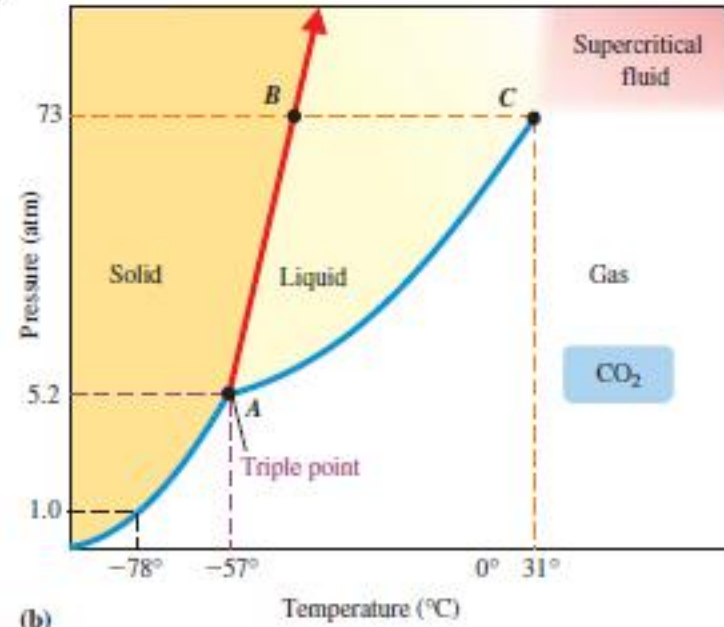
IL DIAGRAMMA DI FASE DELL'ACQUA



I DIAGRAMMI DI FASE



(a)



(b)

ABBASSAMENTO CRIOSCOPICO

