

# GLI STATI CONDENSATI

Diverse proprietà FISICHE:

Il volume molare.



(a)



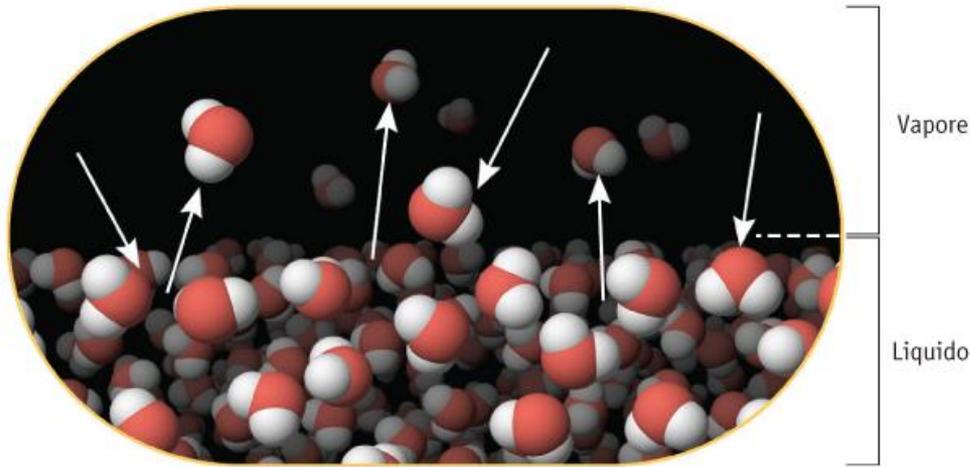
Foto: Charles D. Winters

(b)

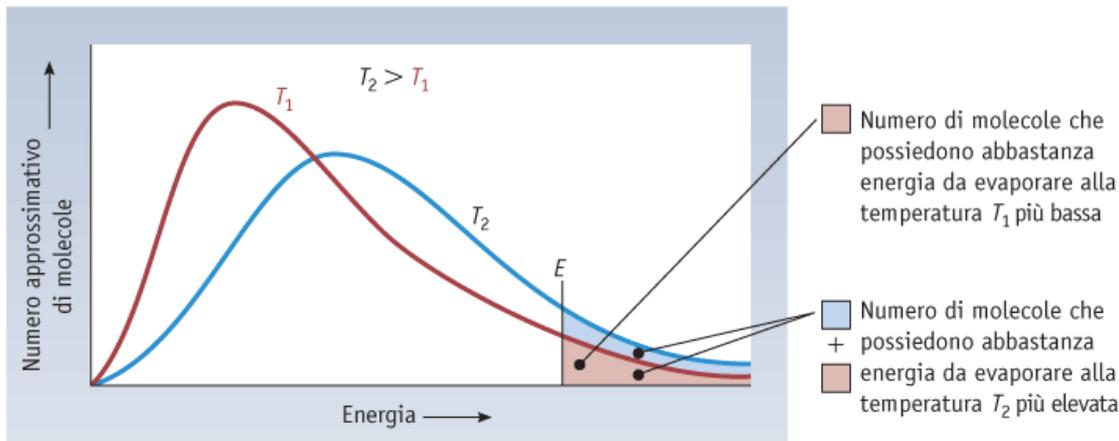
## LE FORZE INTERMOLECOLARI

# LO STATO LIQUIDO L'ENERGIA CINETICA MEDIA

## L'EVAPORAZIONE



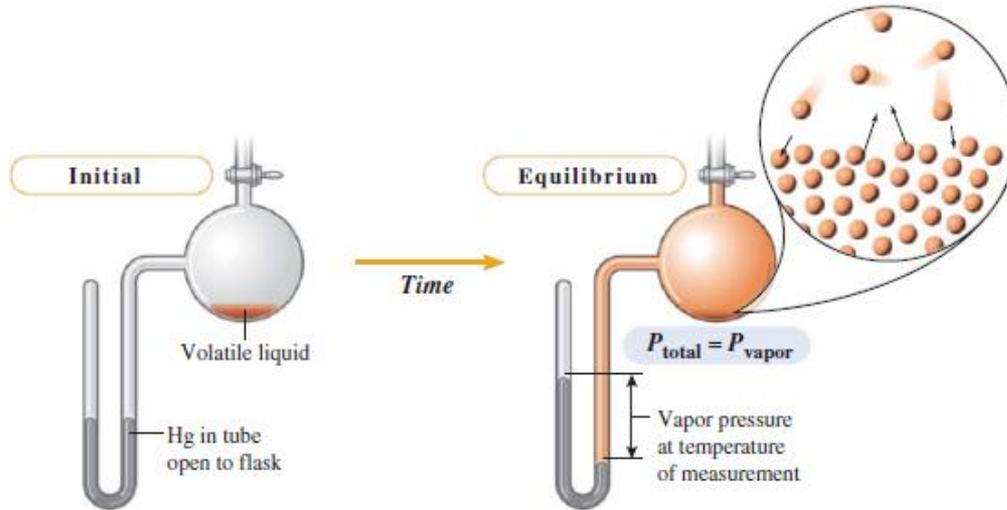
**FIGURA 12.14** Evaporazione. Alcune delle molecole vicine alla superficie di un liquido possiedono abbastanza energia da vincere le forze intermolecolari attrattive delle molecole vicine e sfuggire nella fase gassosa. Nello stesso tempo, alcune molecole del gas possono tornare nella fase liquida.



**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

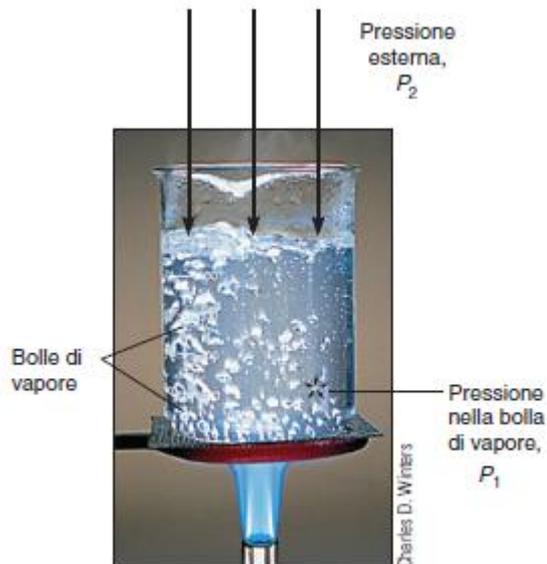
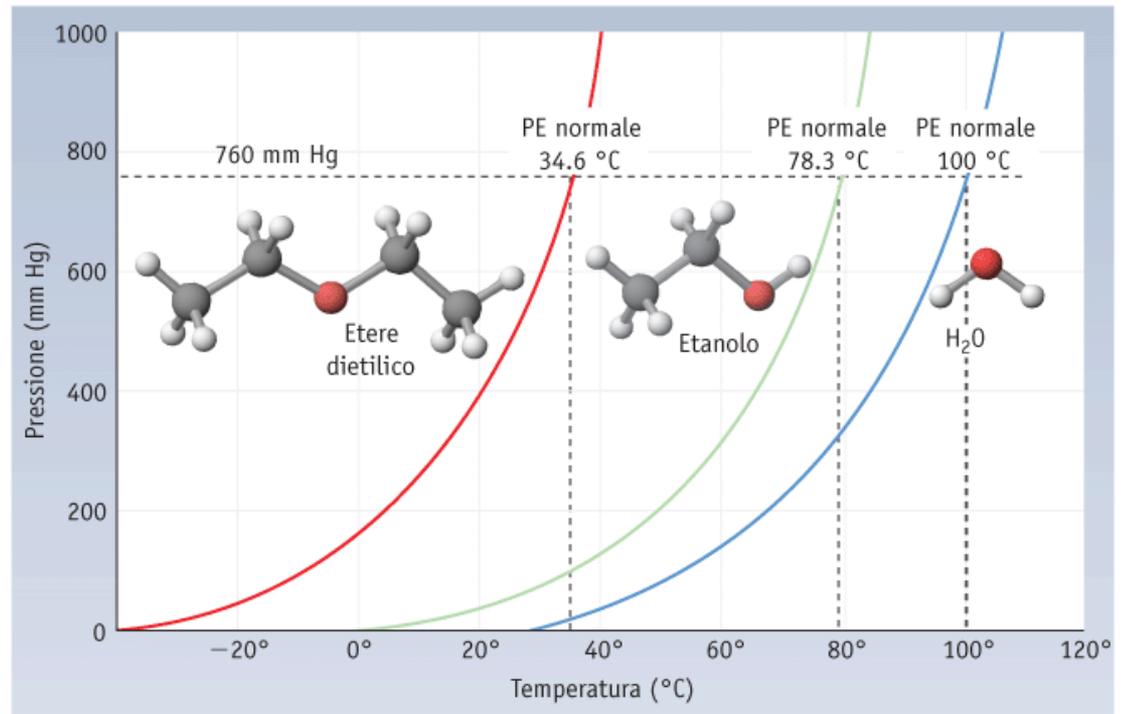
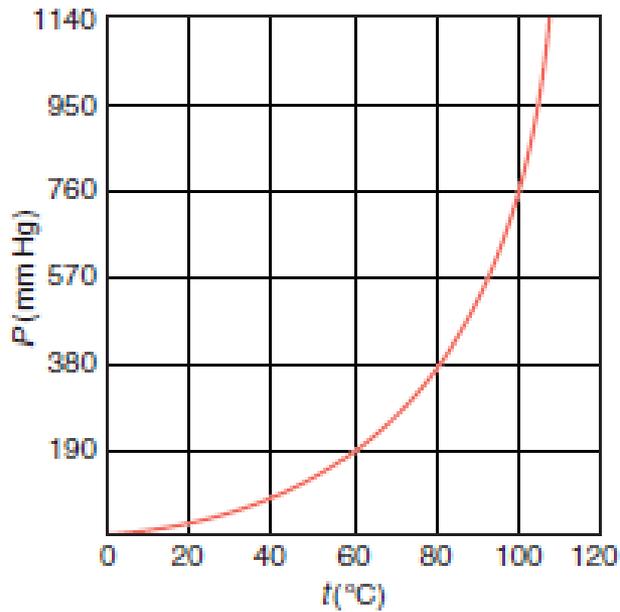


liquido  $\rightleftharpoons$  vapore

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



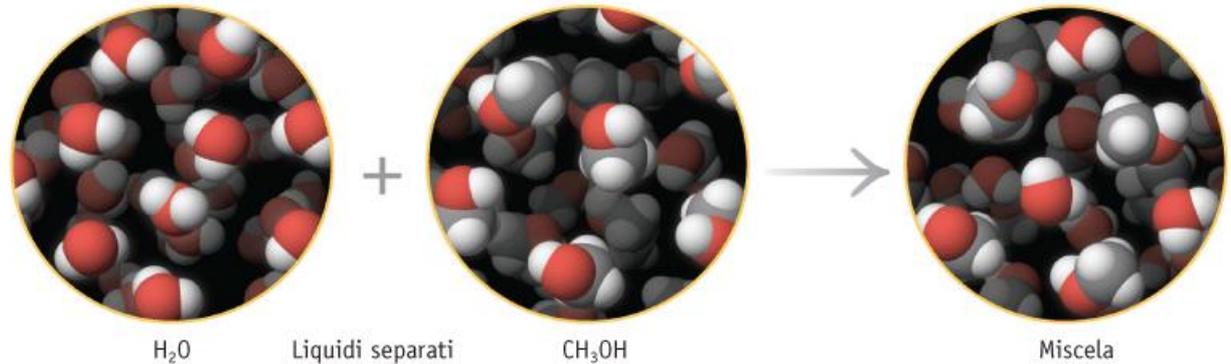
**La temperatura di ebollizione di un liquido è la temperatura a cui la sua tensione di vapore è uguale alla pressione che agisce sulla sua superficie.**

# IL PROCESSO DI DISSOLUZIONE

La regola sperimentale: *simile scioglie suo simile!*

Interazioni intermolecolari sono importanti.

Liquidi miscibili

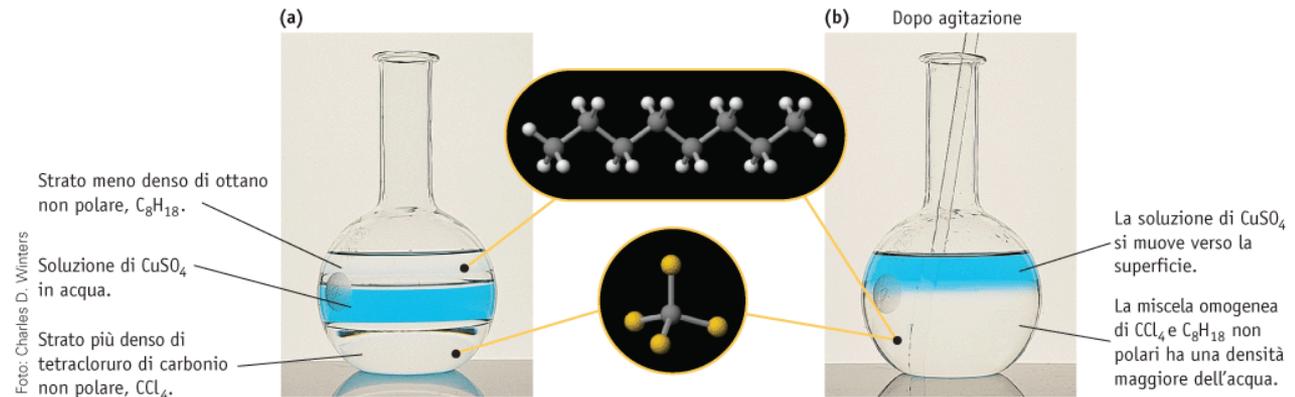


Liquidi immiscibili

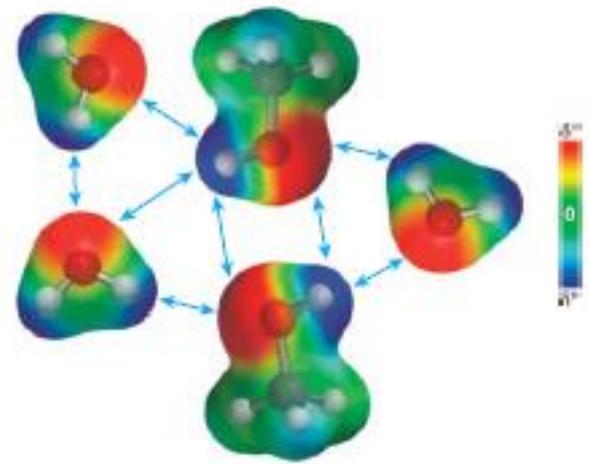
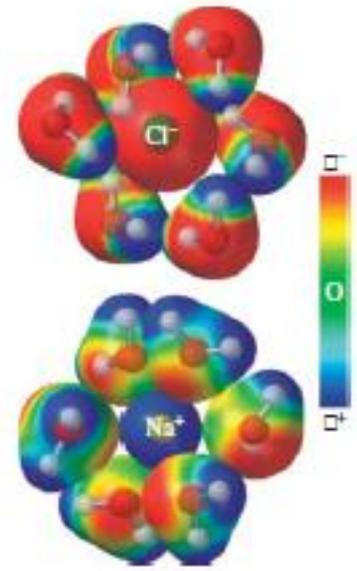
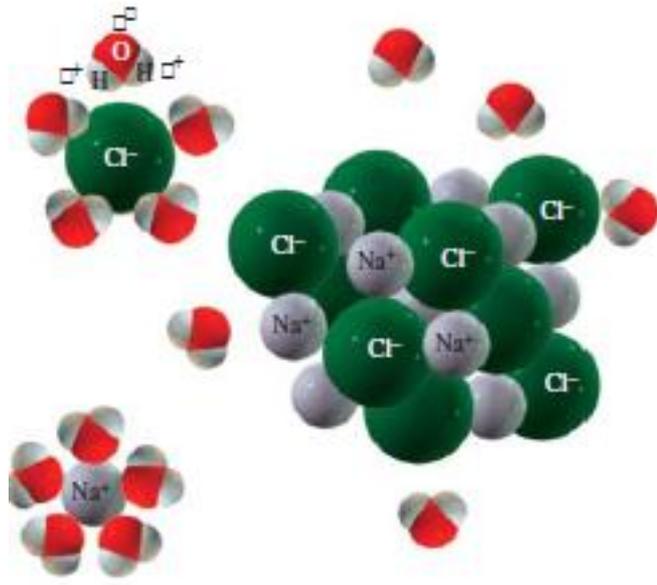


Charles D. Winters

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

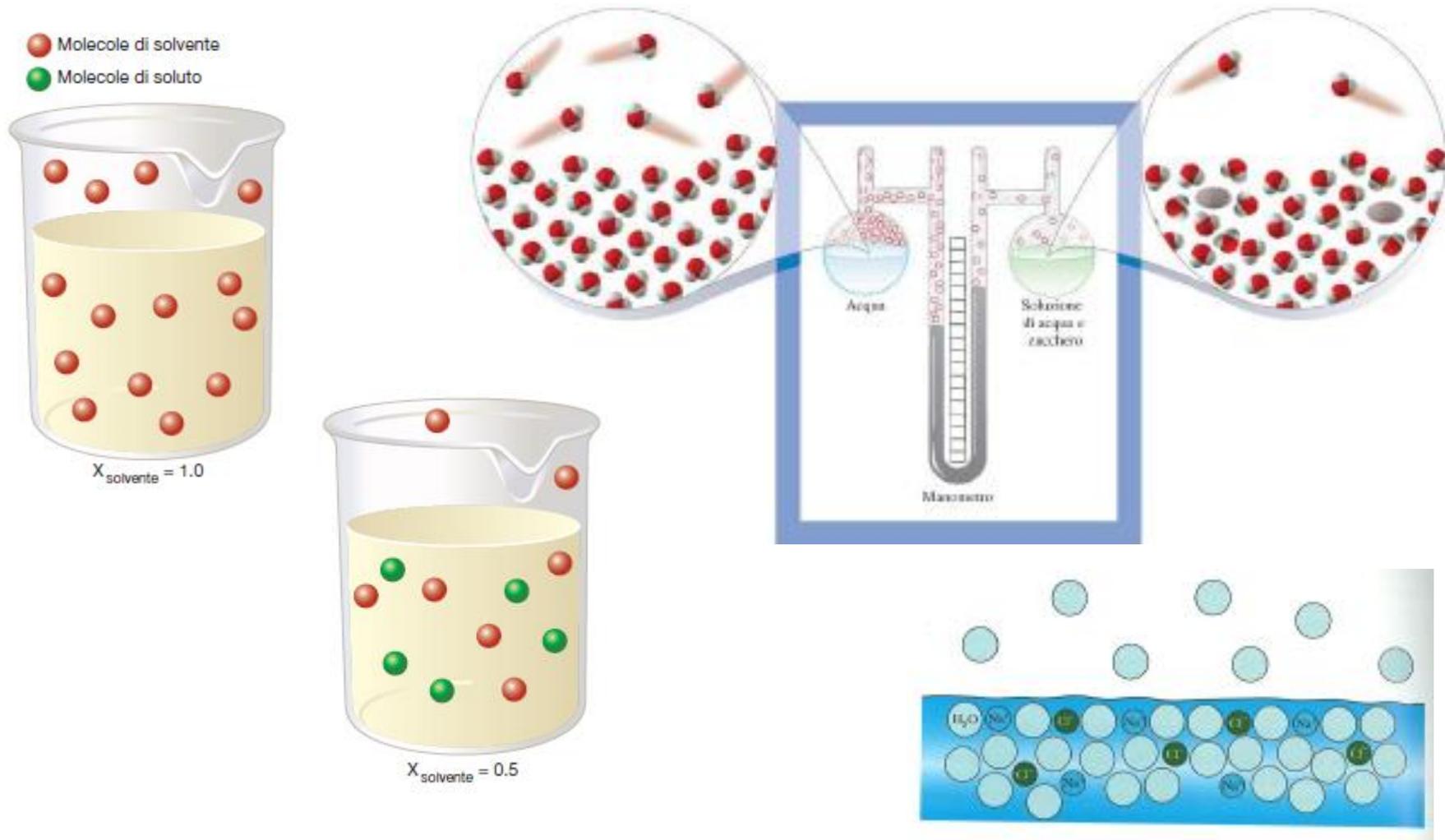
Pressione osmotica

*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.

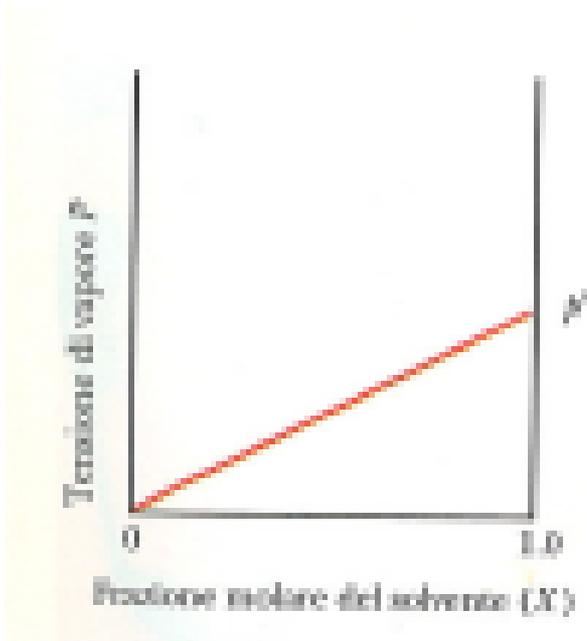


# ABBASSAMENTO DELLA TENSIONE DI VAPORE

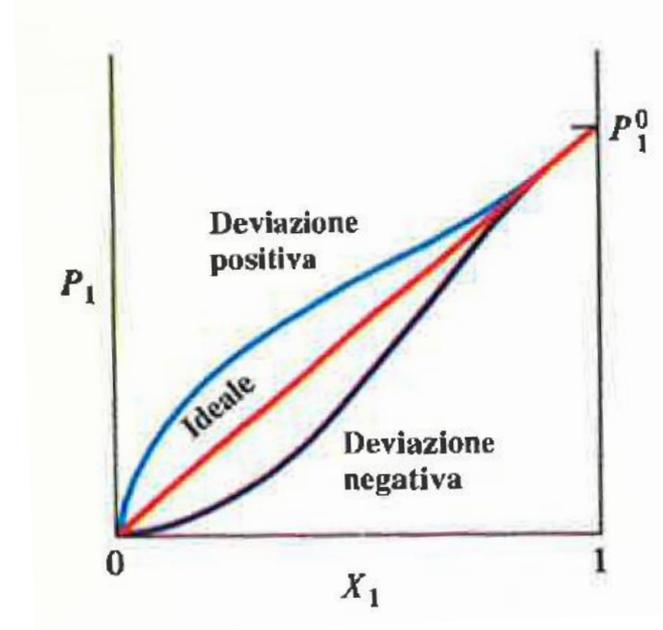
## LA LEGGE DI RAOULT

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



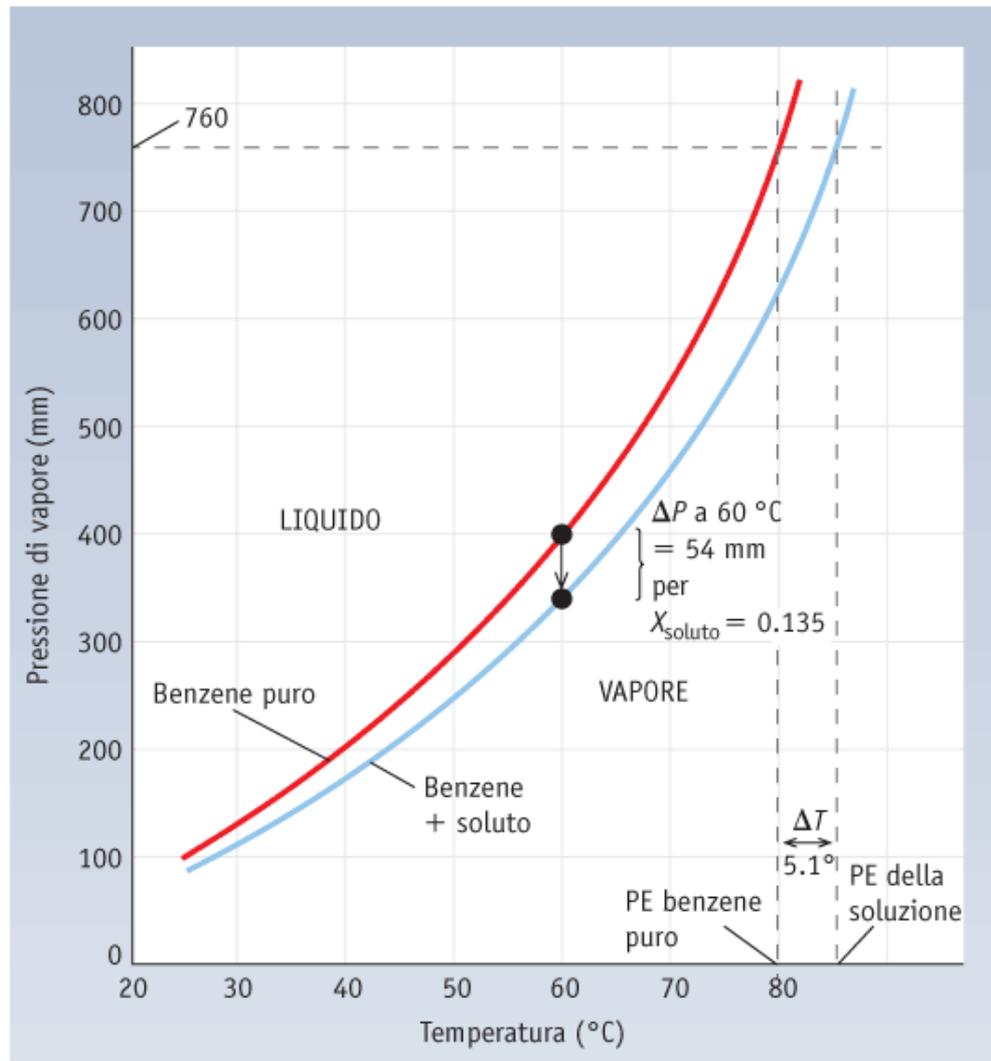
### Soluzioni reali



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  $K_{\text{eb}}$  ( $\text{K} \times \text{Kg} \times \text{moli}^{-1}$ ) 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**.

Abbassamento  
crioscopico

$$\Delta T_f = K_f m$$

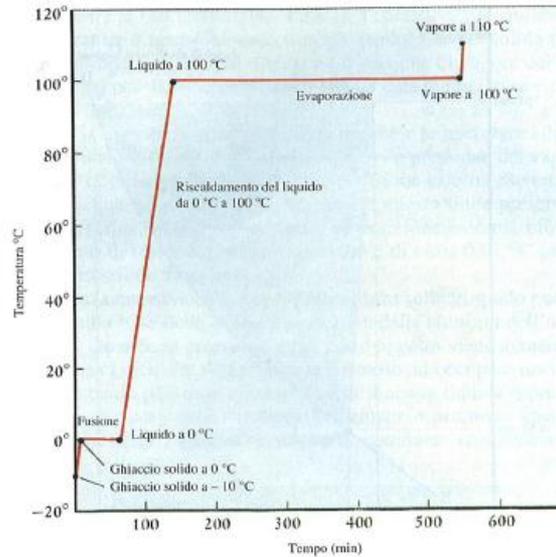
$\left\{ \begin{array}{l} \Delta T_f = T_{f(\text{solvente})} - T_{f(\text{soluzione})} \\ K_f = \text{costante crioscopica} \\ m = \text{molalità della soluzione} \end{array} \right.$

- ✓ *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*

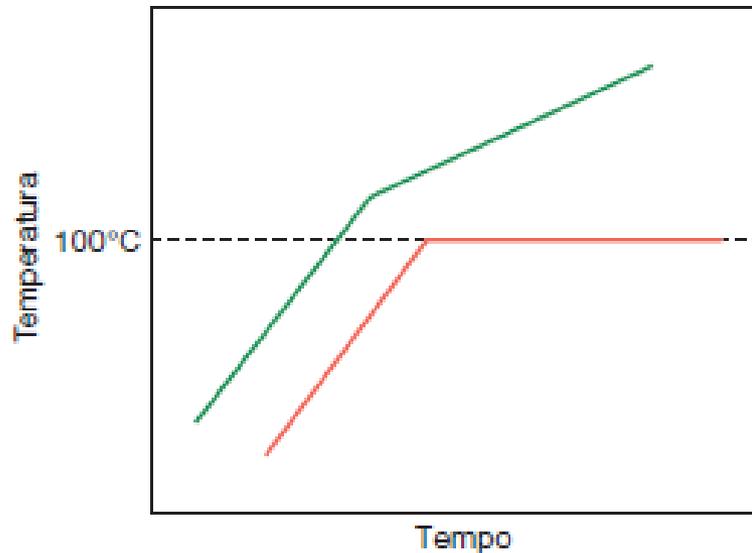
**Tabella 10.2** Costanti molali del punto di congelamento (o di fusione) e del punto di ebollizione

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

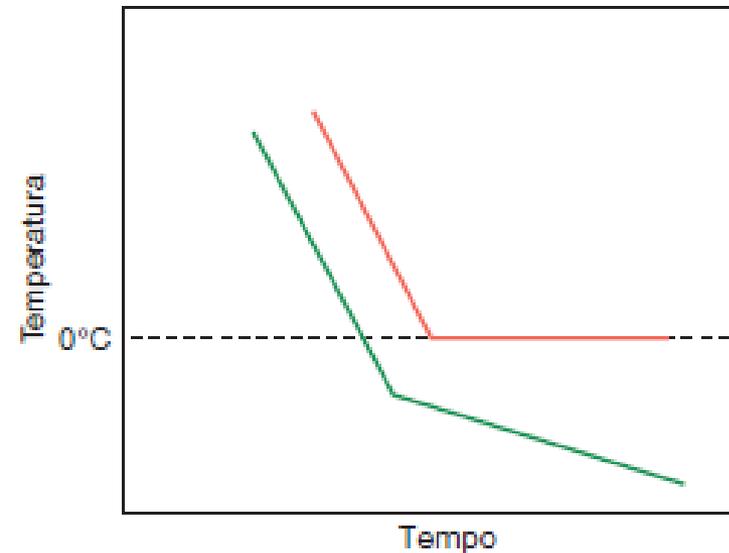
# LA CURVA DI RISCALDAMENTO DELL'ACQUA



## INNALZAMENTO EBULLIOSCOPICO

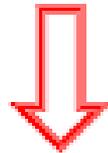
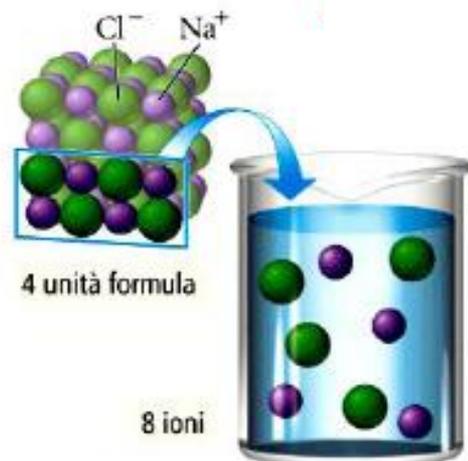
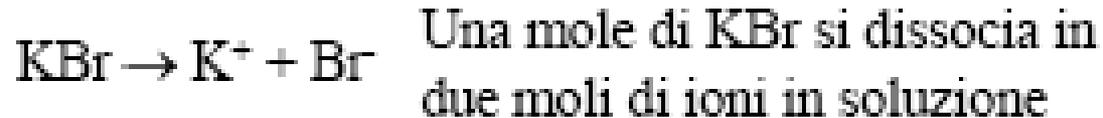


## ABBASSAMENTO CRIOSCOPICO



# 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.

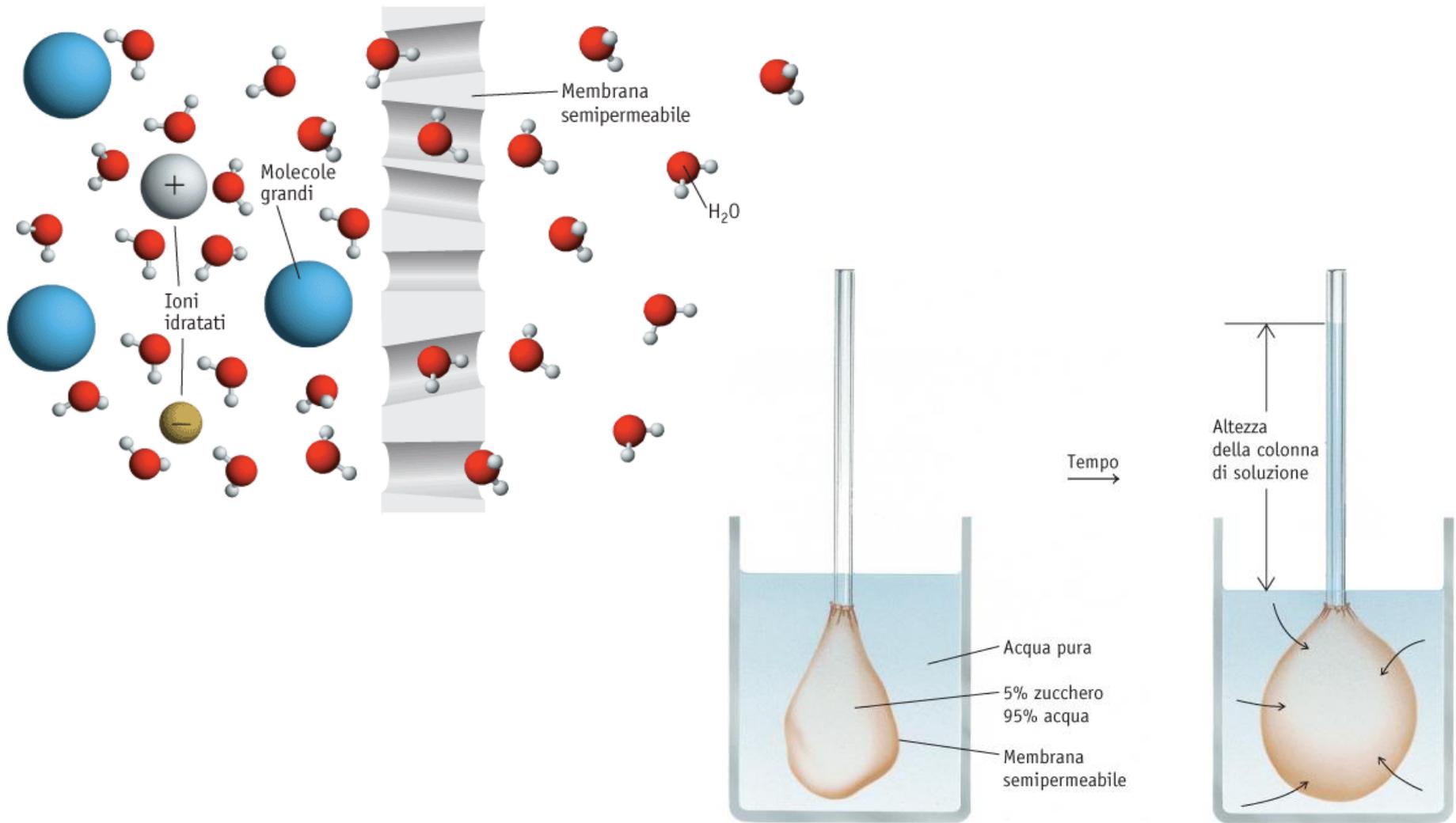


Fattore di van't Hoff ( $i$ )

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

Abbassamento  
crioscopico  $\Delta T_f = iK_f m$

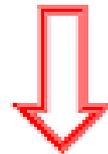
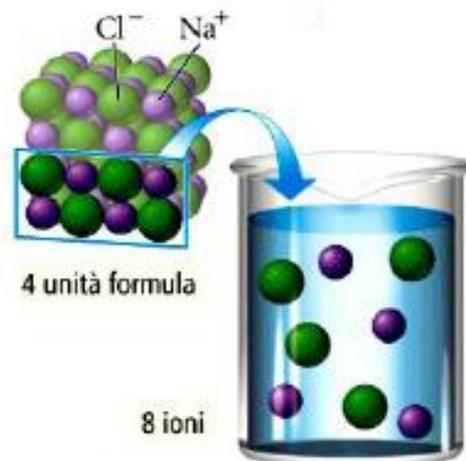
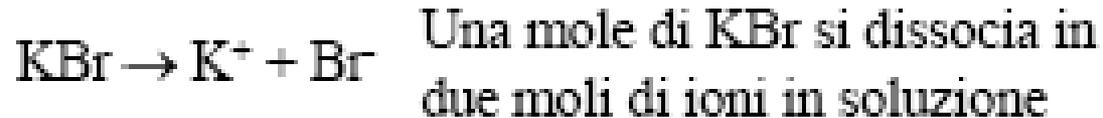
# LA PRESSIONE OSMOTICA



**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.



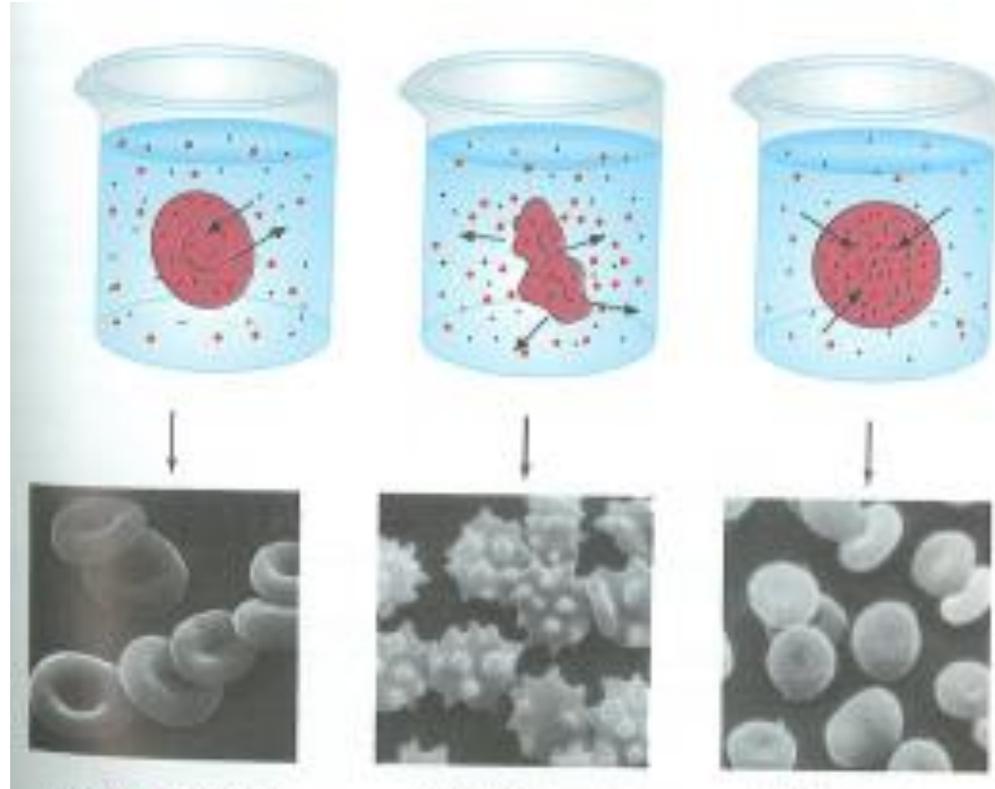
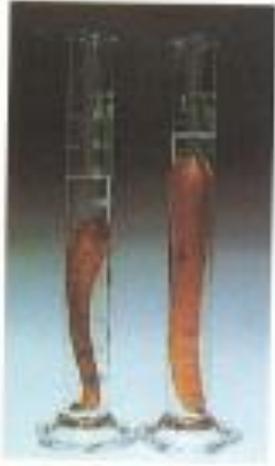
Fattore di van't Hoff ( $i$ )

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

Abbassamento  
crioscopico  $\Delta T_f = iK_f m$

Pressione  
Osmotica  $\Pi = iMRT$

# LA PRESSIONE OSMOTICA

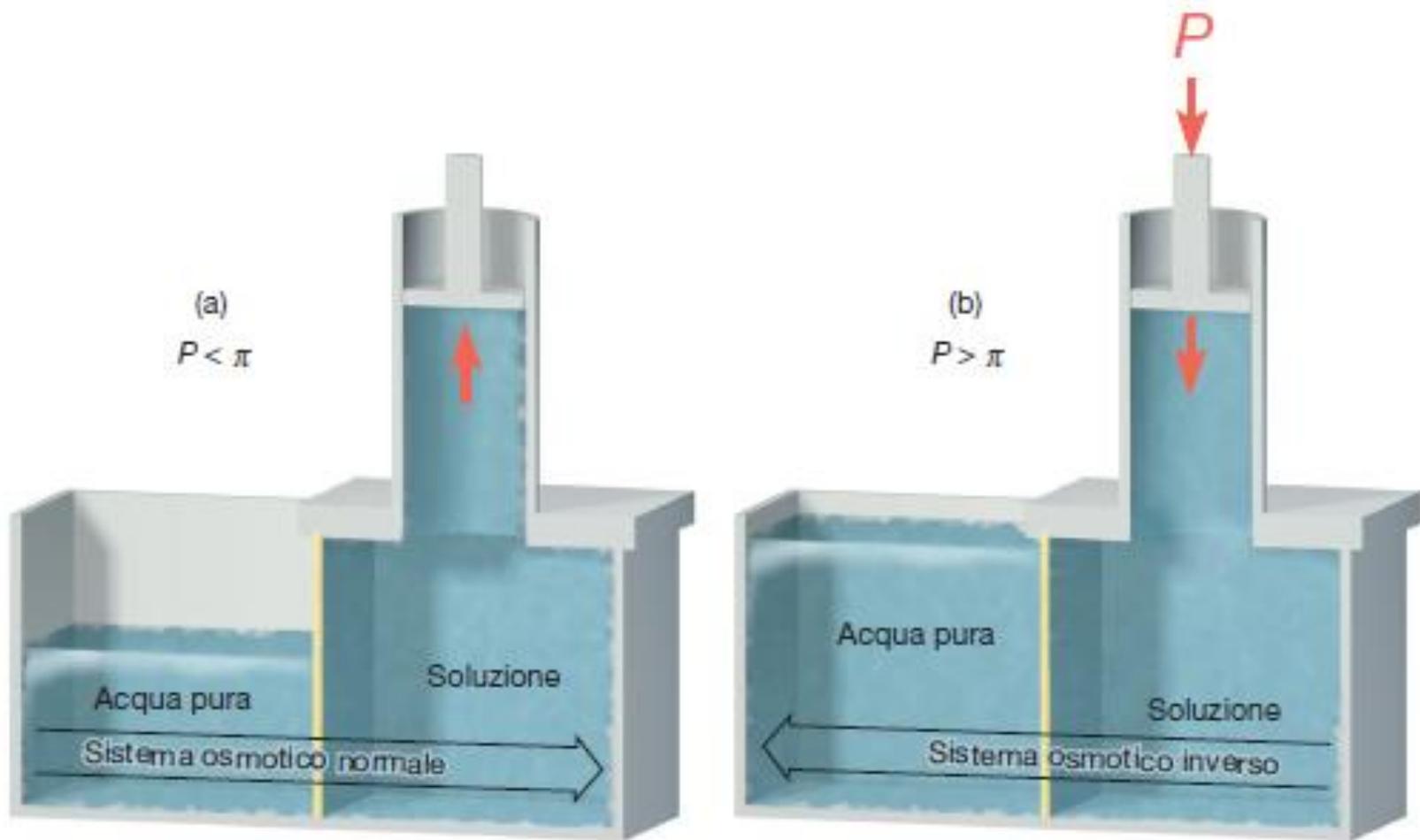


**Soluzione  
isotonica**

**Soluzione  
ipertonica**

**Soluzione  
ipotonica**

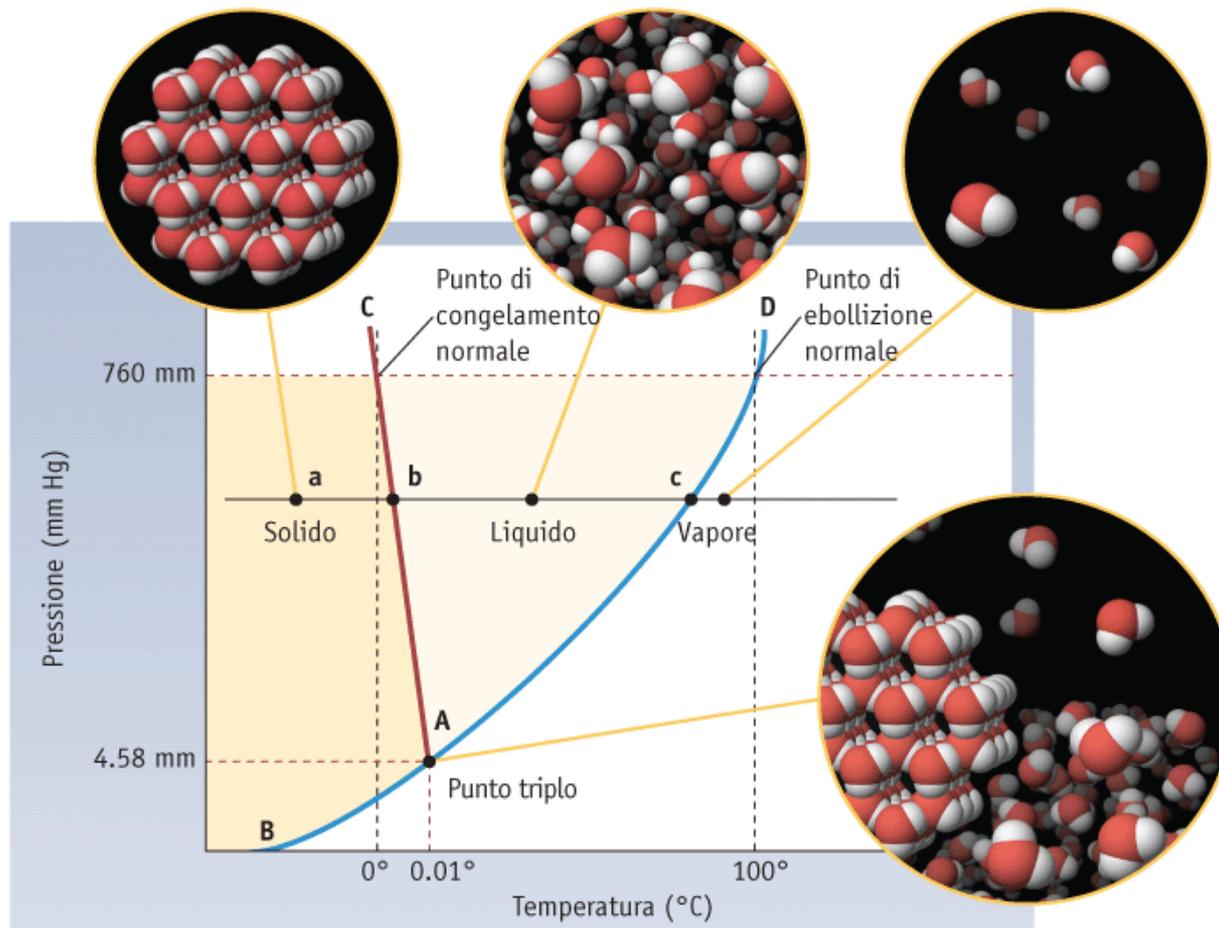
# L'OSMOSI INVERSA



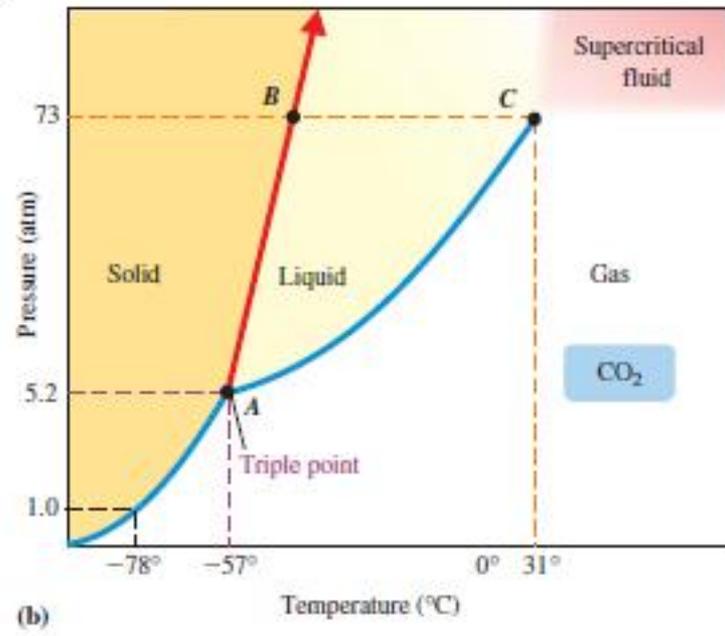
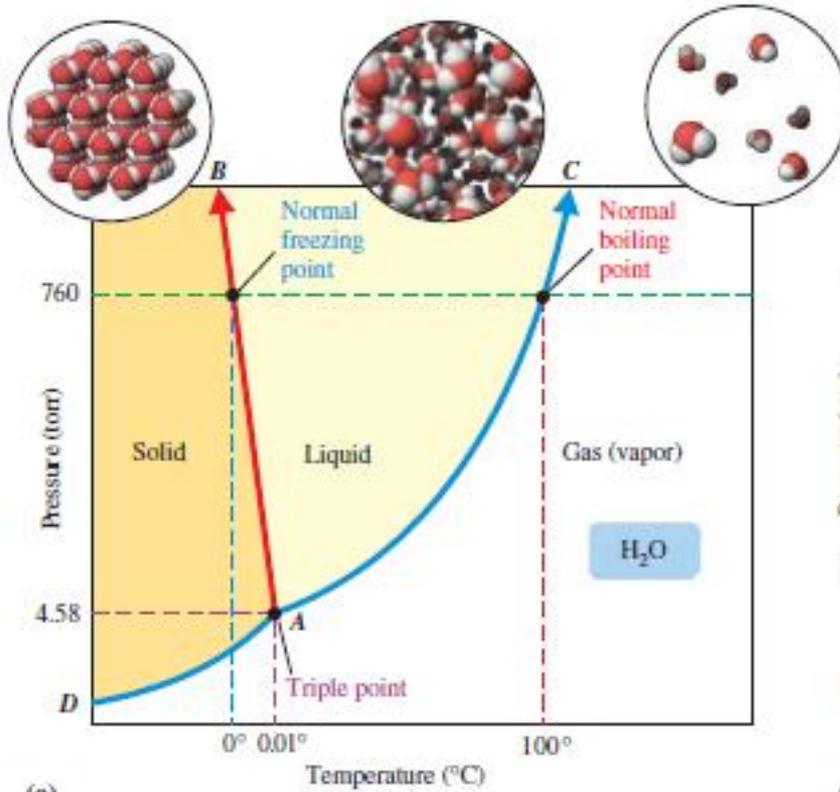
# I DIAGRAMMI DI FASE

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



# ABBASSAMENTO CRIOSCOPICO

