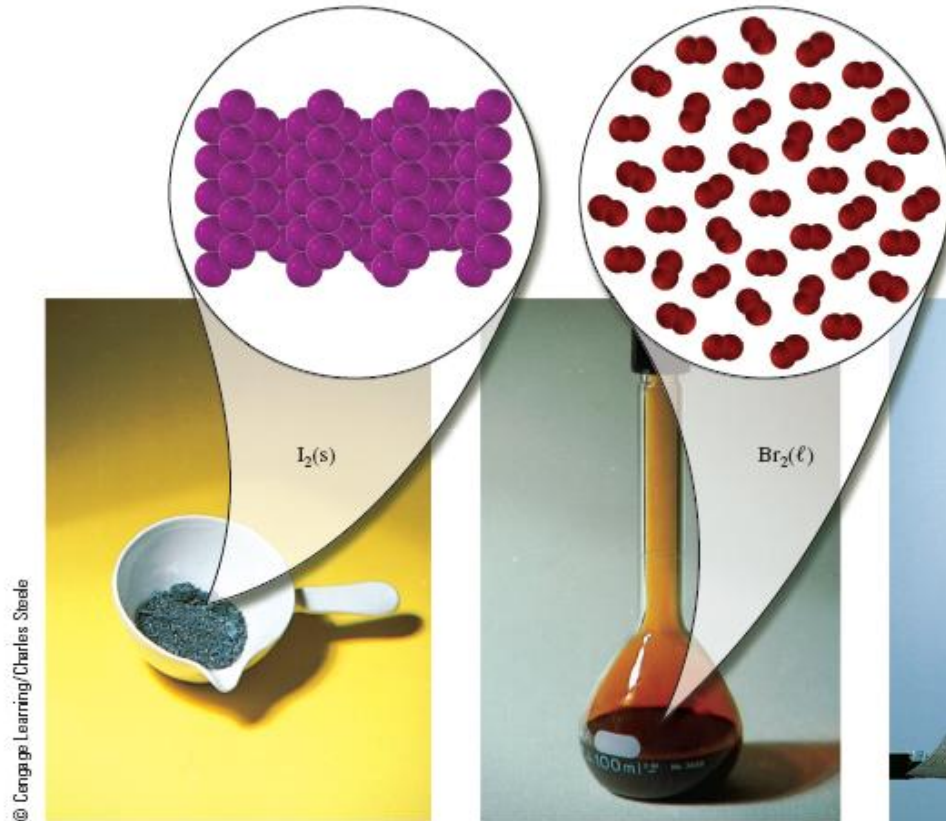


GLI STATI CONDENSATI



© Cengage Learning/Charles Steele

Proprietà	Solido
Rigidità	Rigido
Expansione al riscaldamento	Modesta
Compressibilità	Modesta

Proprietà	Liquido
	È fluido ed assume la forma del contenitore
	Modesta
	Modesta

GLI STATI CONDENSATI

Diverse **proprietà FISICHE:**

Il volume molare.



LE FORZE INTERMOLECOLARI

LO STATO LIQUIDO

L'ENERGIA CINETICA MEDIA

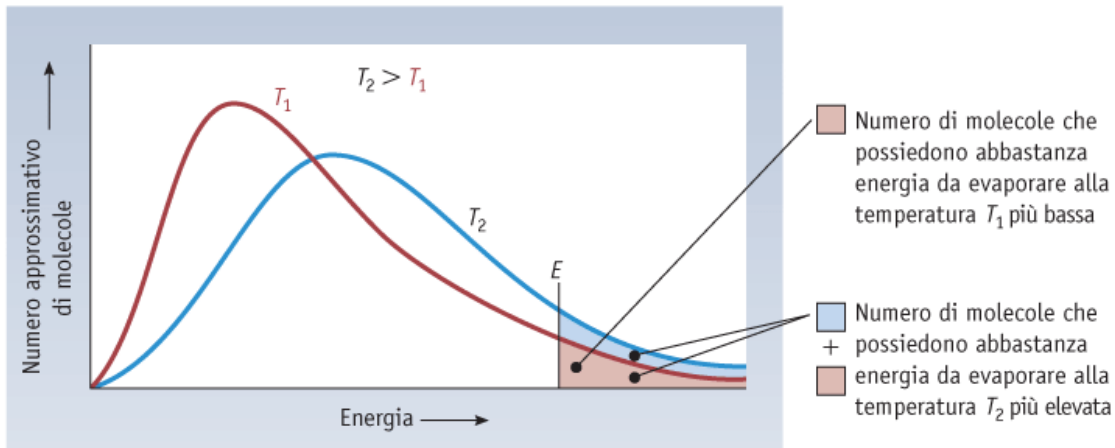


FIGURA 12.13 La distribuzione delle energie molecolari in fase liquida. T_2 è una temperatura maggiore di T_1 ; generalmente un numero maggiore di molecole ha un'energia maggiore di E all'aumentare della temperatura.

L'EVAPORAZIONE

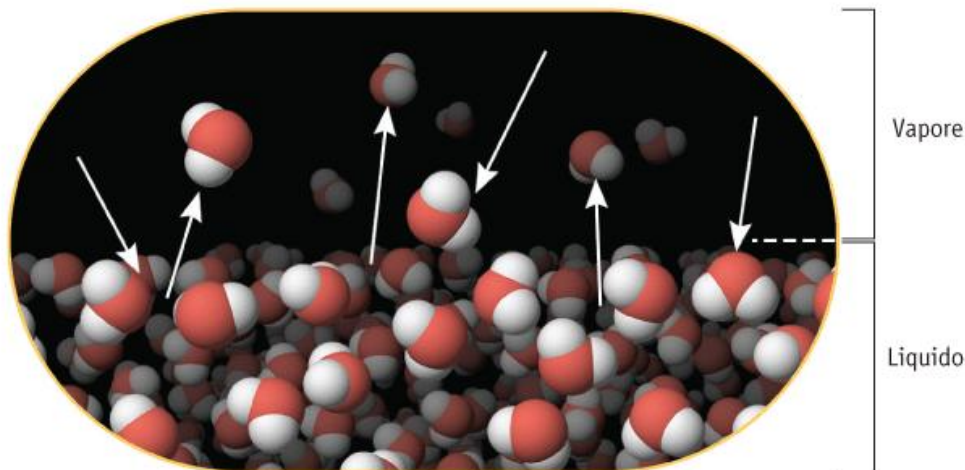
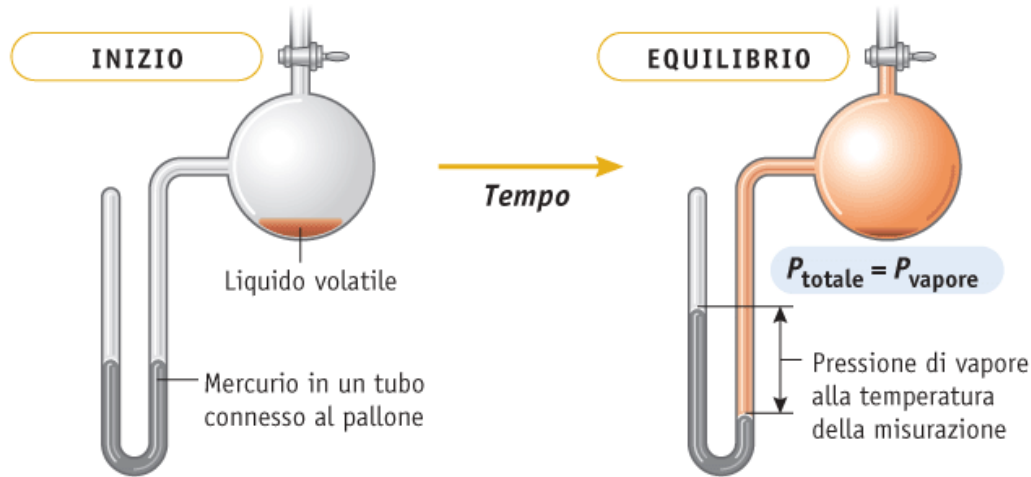


FIGURA 12.14 Evaporazione. Alcune delle molecole vicine alla superficie di un liquido possiedono abbastanza energia da vincere le forze intermolecolari attrattive delle molecole vicine e sfuggire nella fase gassosa. Nello stesso tempo, alcune molecole del gas possono tornare nella fase liquida.

LO STATO LIQUIDO

LA TENSIONE DI VAPORE

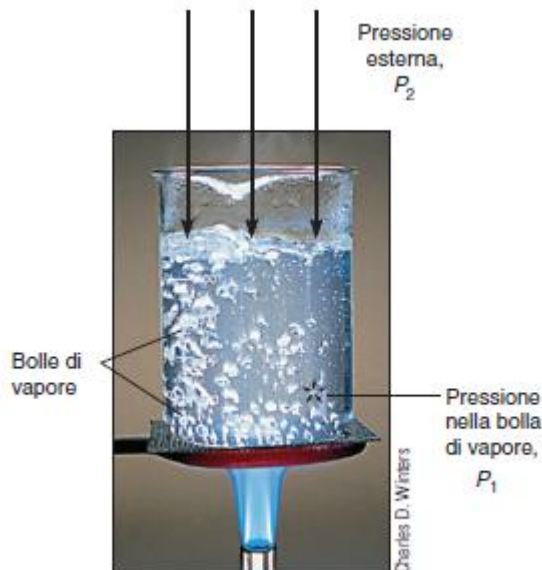
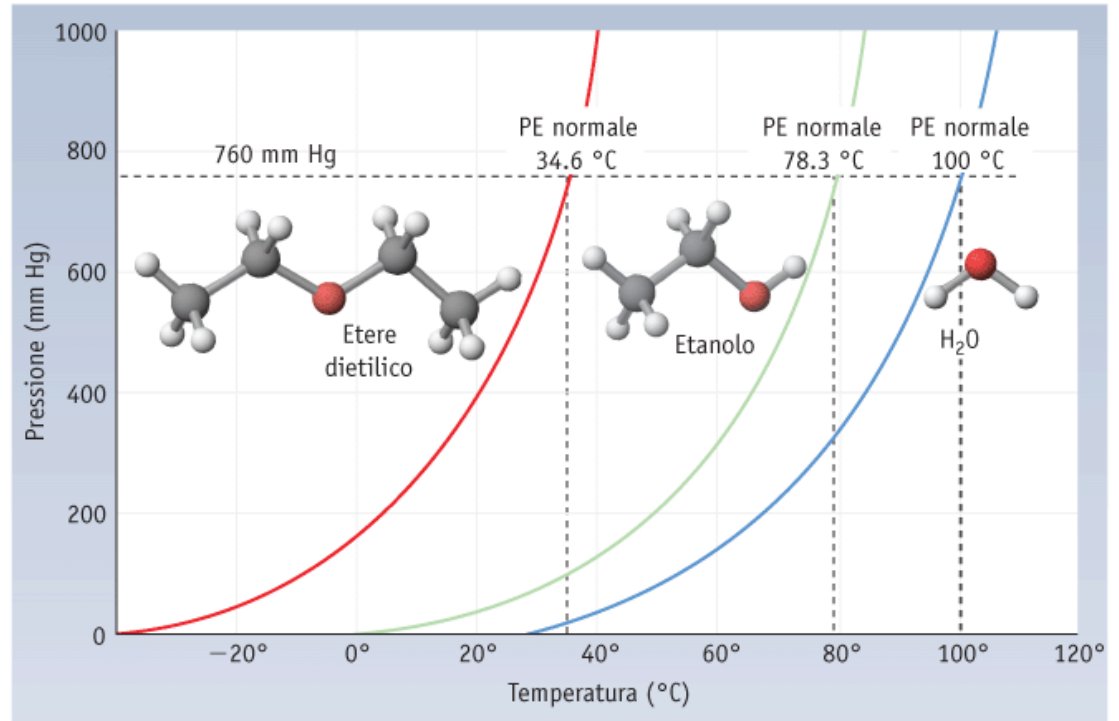
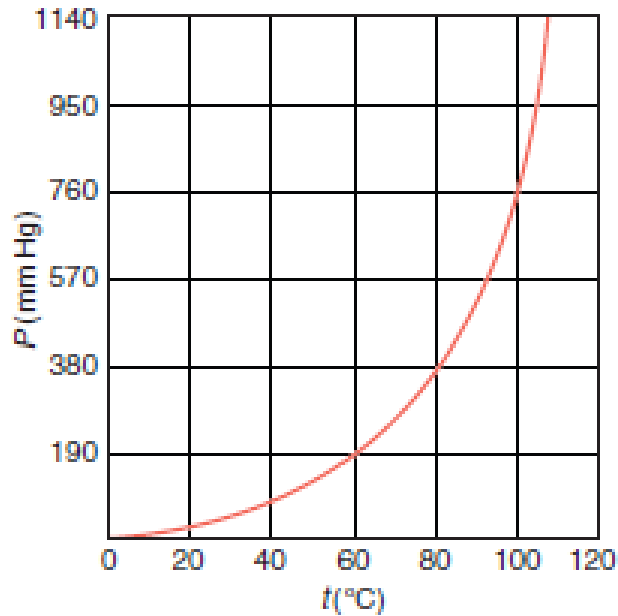


liquido $\rightleftharpoons$ vapore

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.

TEMPERATURA E PRESSIONE CRITICA

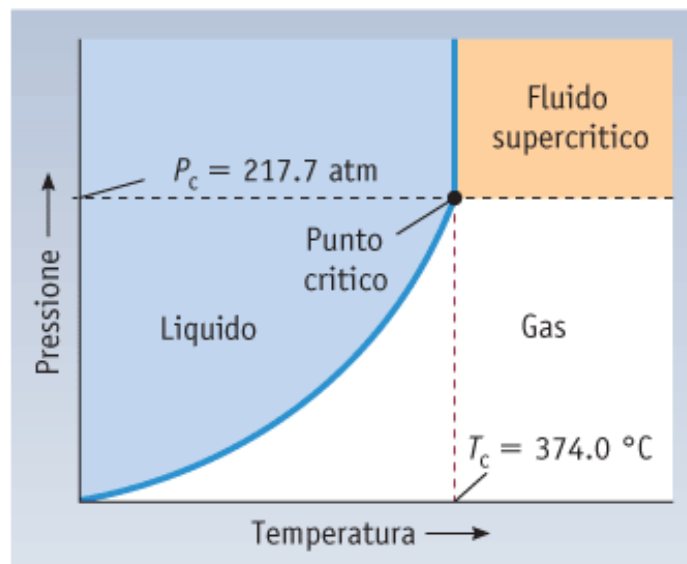


Tabella 9.1 Temperature critiche (°C)

Gas permanenti		Gas condensabili		Liquidi	
Elio	−268	Biossido di carbonio	31	Etere etilico	194
Idrogeno	−240	Etano	32	Alcol etilico	243
Azoto	−147	Propano	97	Benzene	289
Argon	−122	Ammoniaca	132	Bromo	311
Ossigeno	−119	Cloro	144	Acqua	374
Metano	−82	Biossido di zolfo	158		

TEMPERATURA E PRESSIONE CRITICA

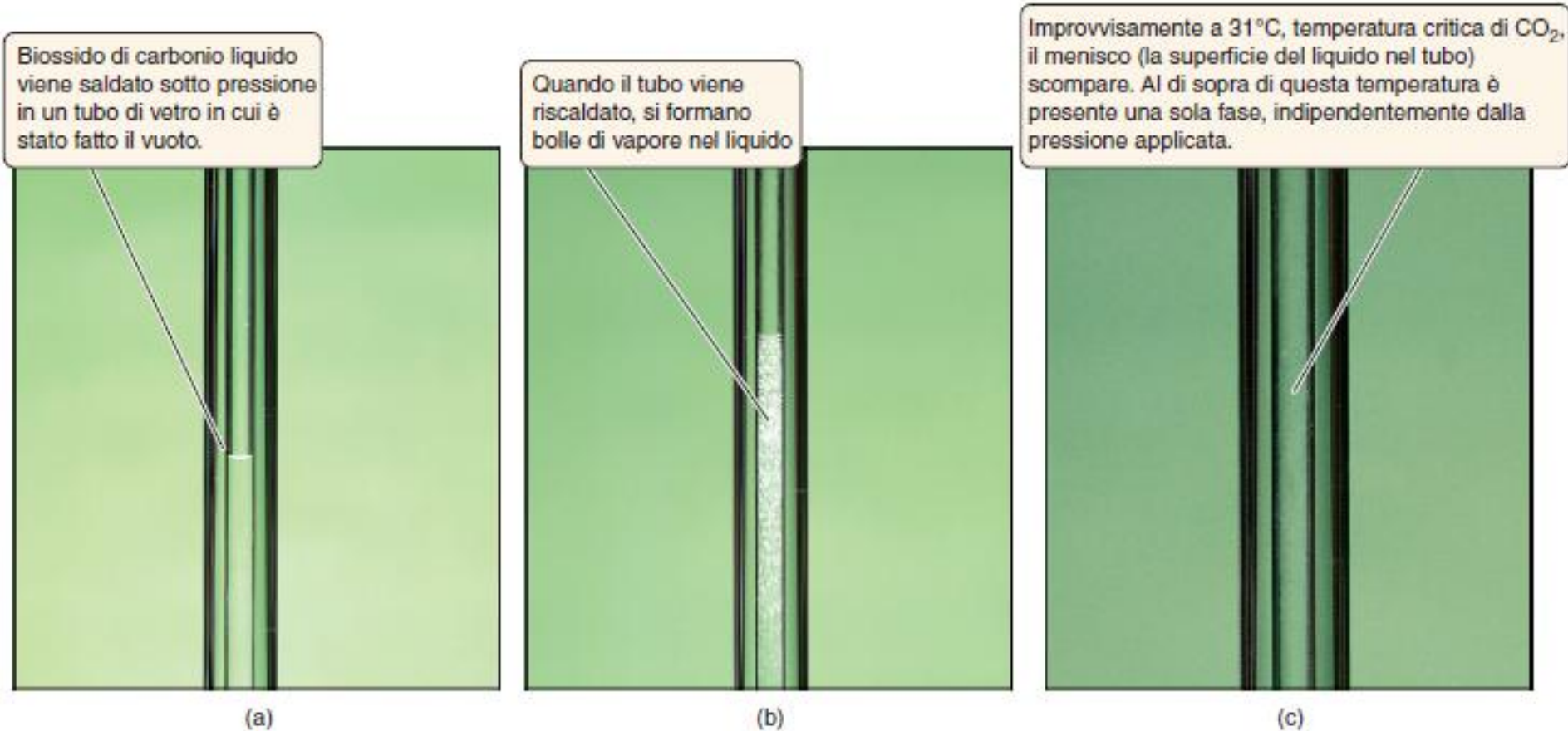
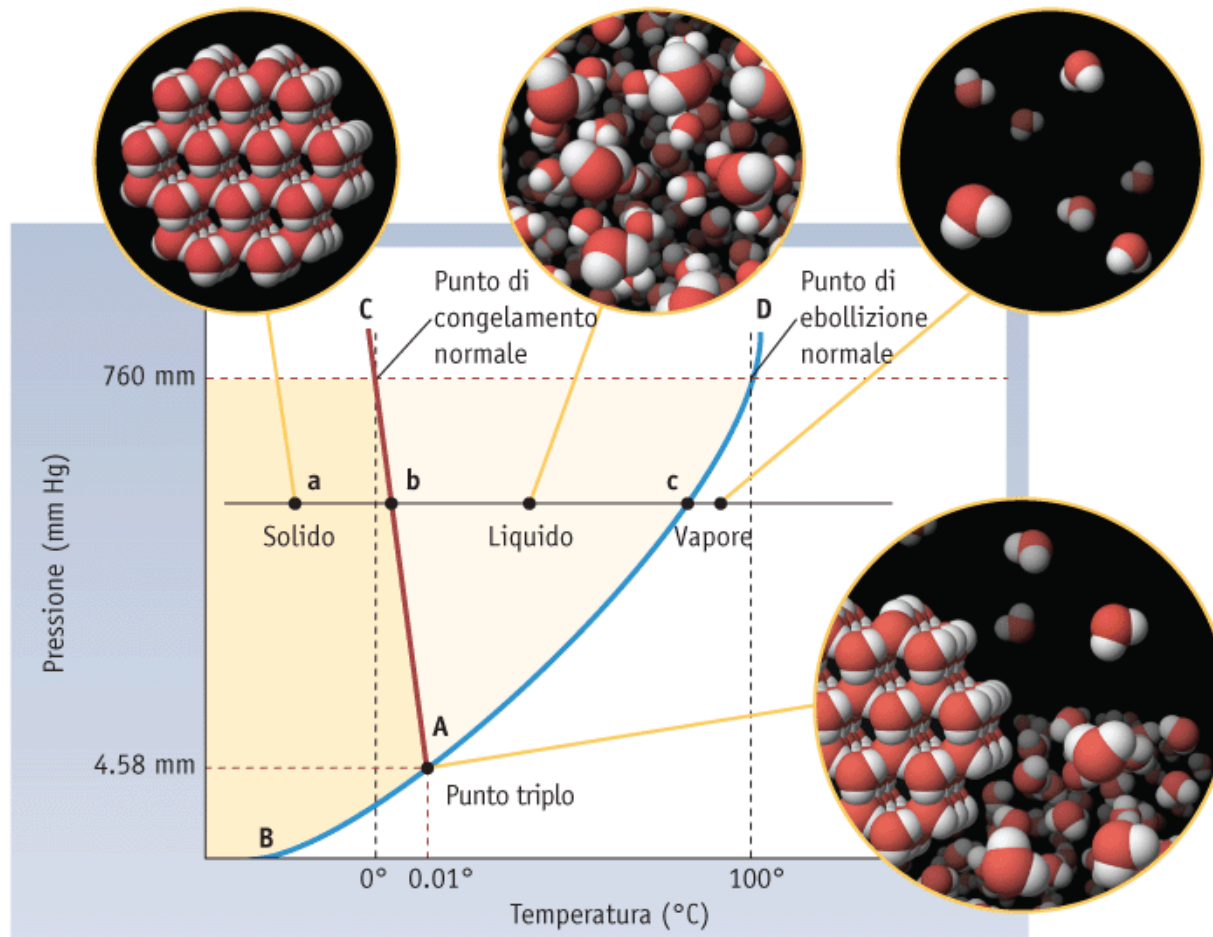


Figura 9.4
Temperatura critica.

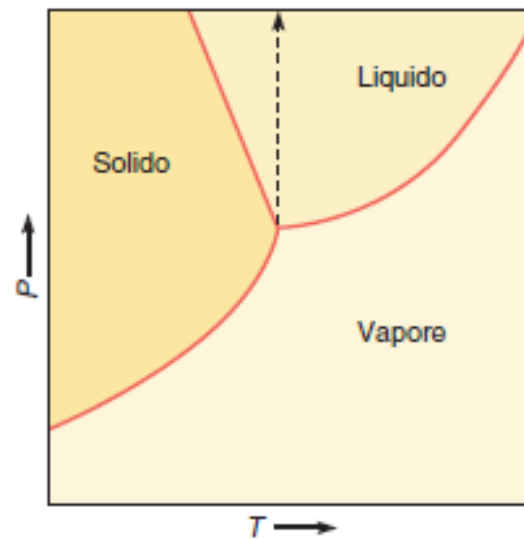
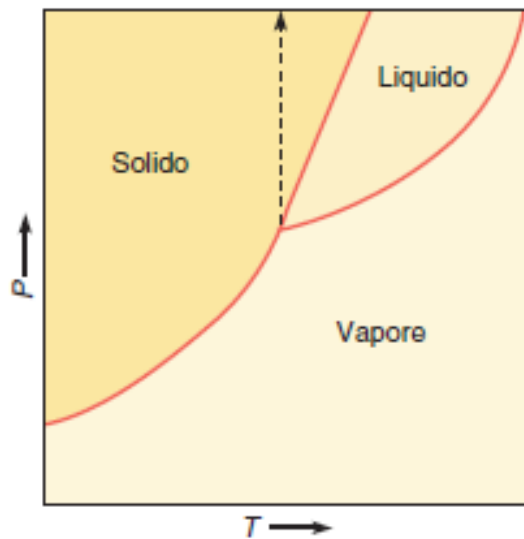
I DIAGRAMMI DI FASE

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



LA DENSITA' DELL'ACQUA

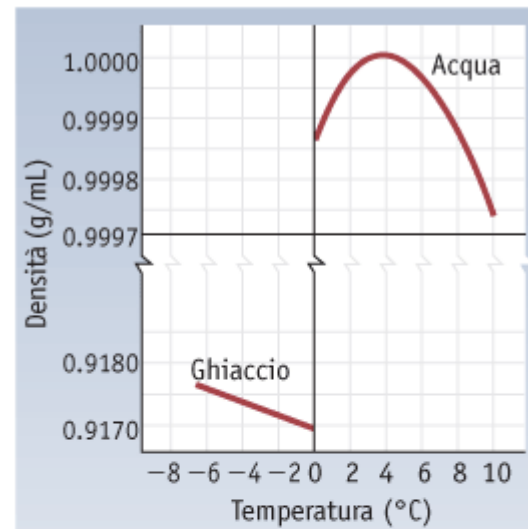
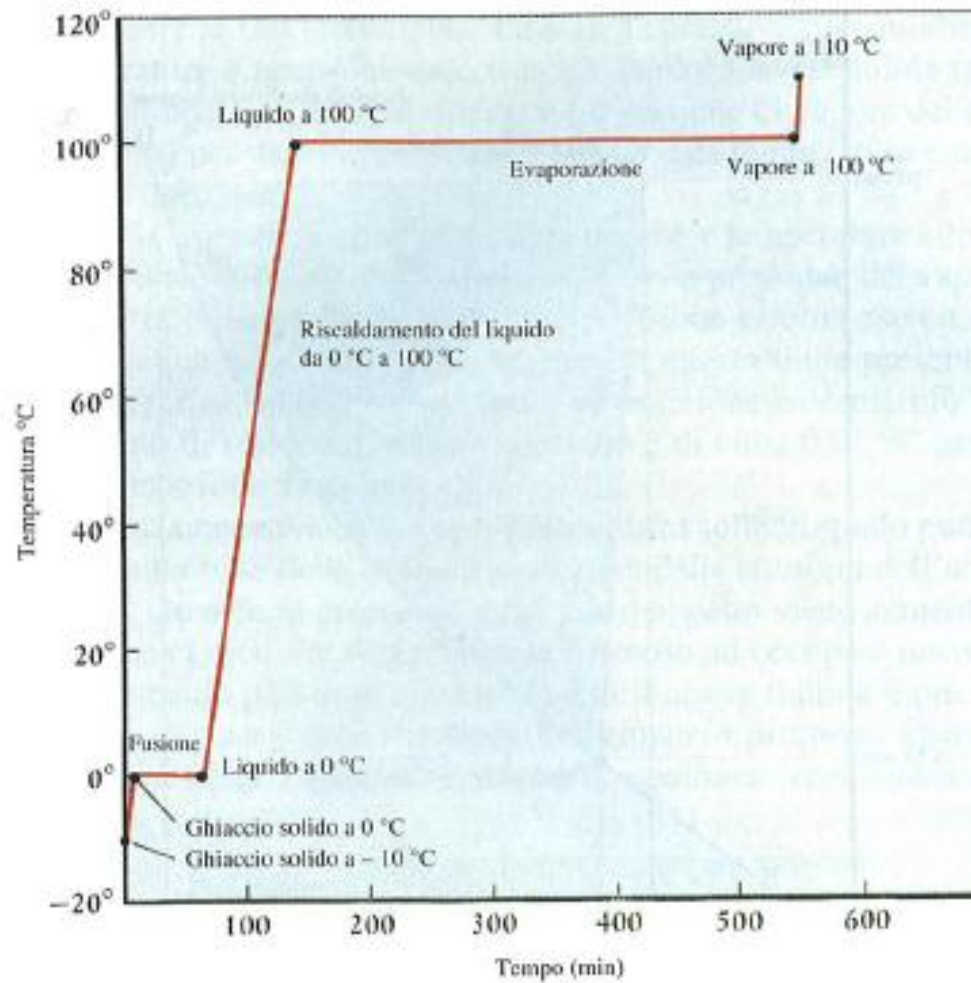


FIGURA 12.9 La dipendenza dalla densità dell'acqua e del ghiaccio dalla temperatura.

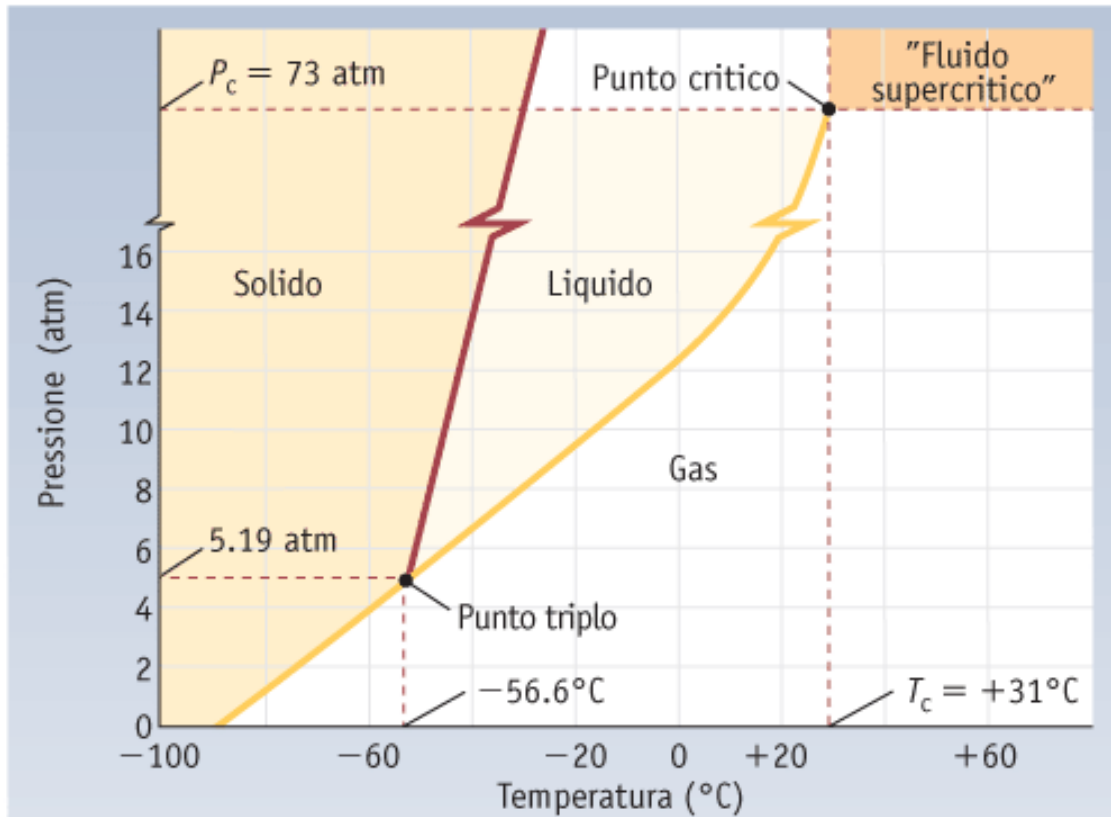
I DIAGRAMMI DI FASE

LA CURVA DI RISCALDAMENTO DELL'ACQUA



I DIAGRAMMI DI FASE

IL DIAGRAMMA DI FASE DELLA CO_2



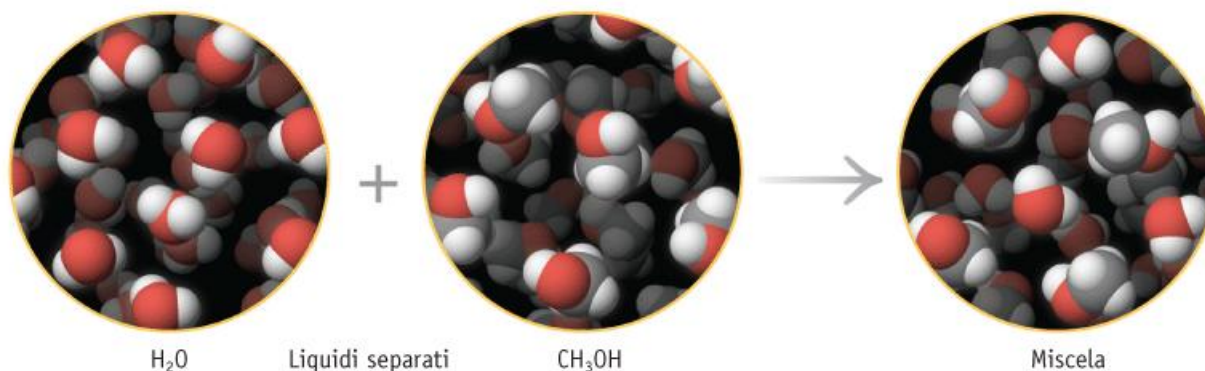
IL PROCESSO DI DISSOLUZIONE

La regola sperimentale: *simile scioglie suo simile!*

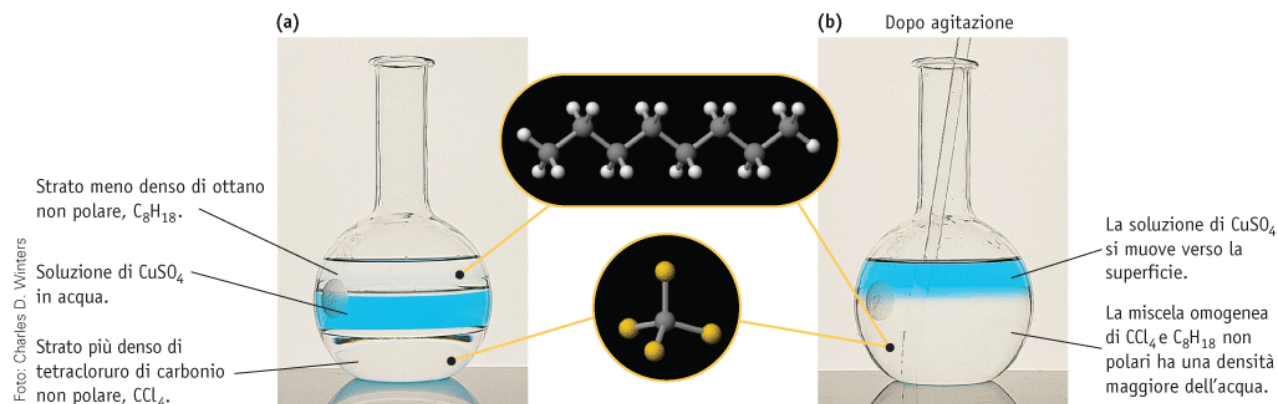
Interazioni intermolecolari sono importanti.

Liquidi miscibili

Liquidi immiscibili



Solubilità e forze intermolecolari.



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

LE PROPRIETA' COLLIGATIVE

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 = 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

**Proprietà
colligative**

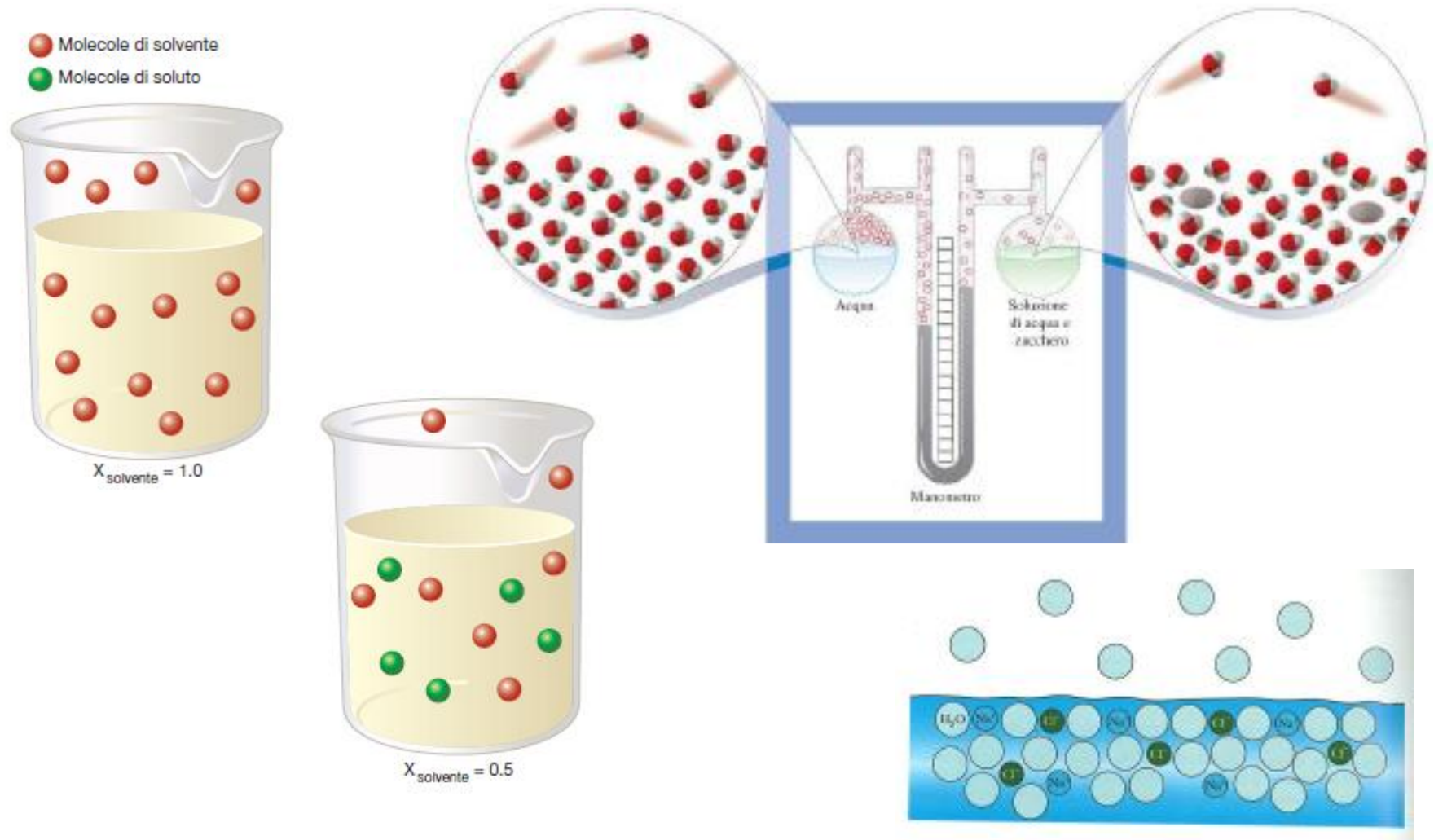
Abbassamento relativo della pressione di vapore
Innalzamento ebullioscopico
Abbassamento crioscopico
Pressione osmotica

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.

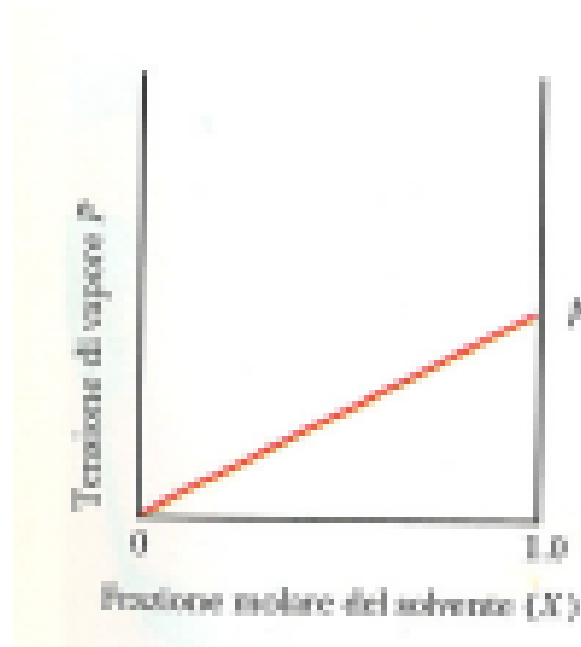


ABBASSAMENTO DELLA TENSIONE DI VAPORE

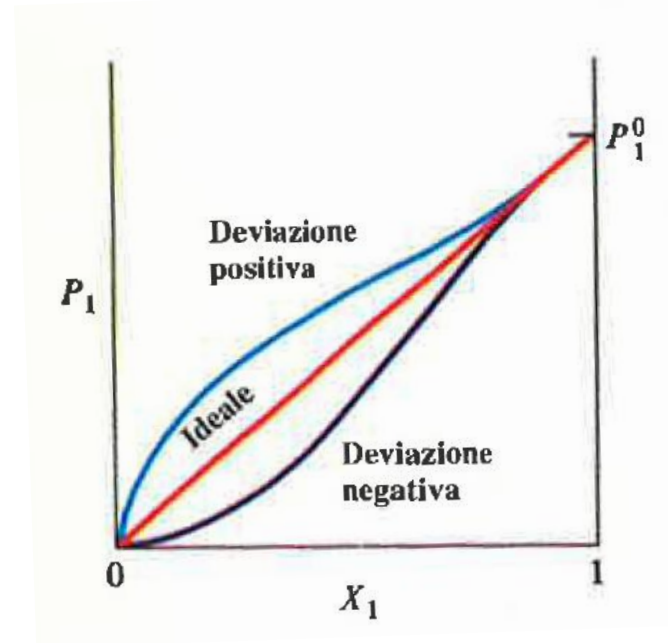
LA LEGGE DI RAOULT

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



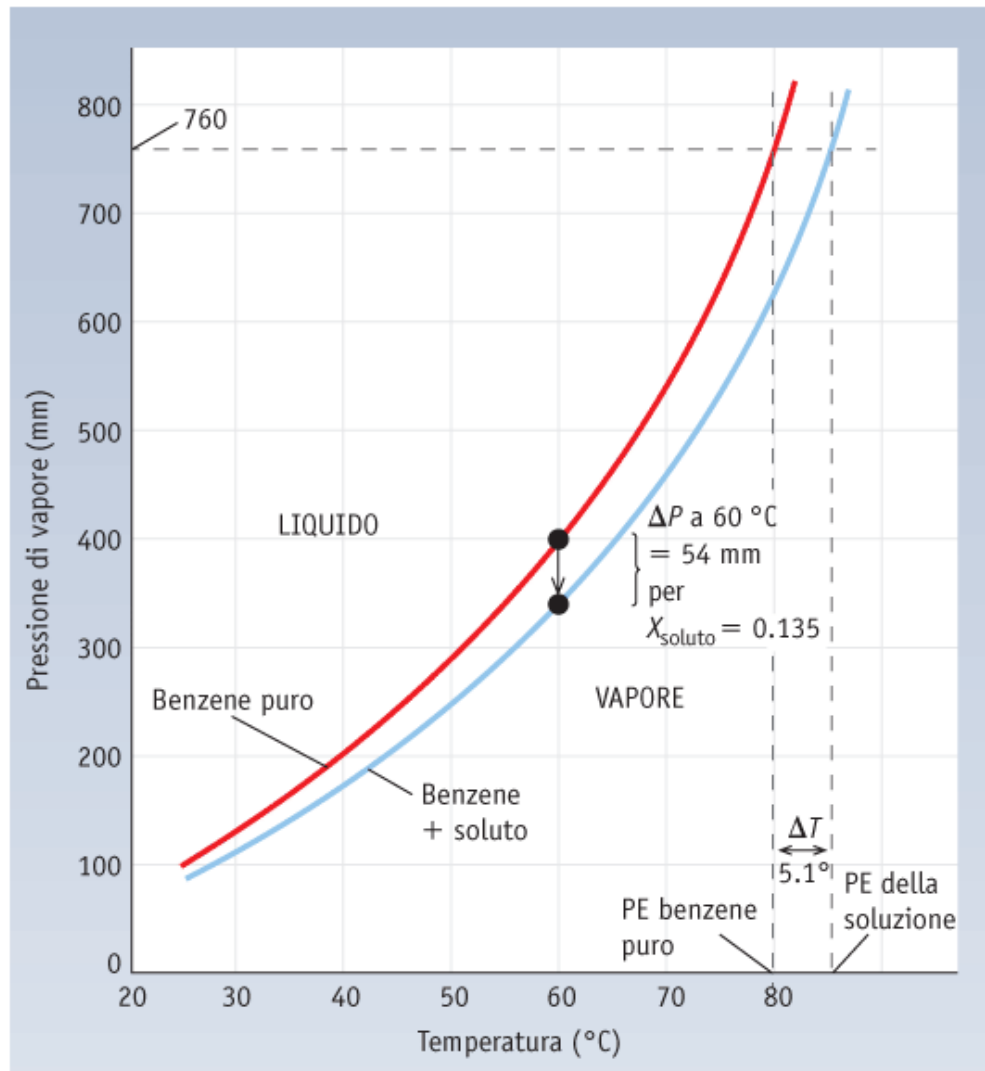
Soluzioni reali



Abbassamento della tensione di vapore:

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

INNALZAMENTO EBULLIOSCOPICO



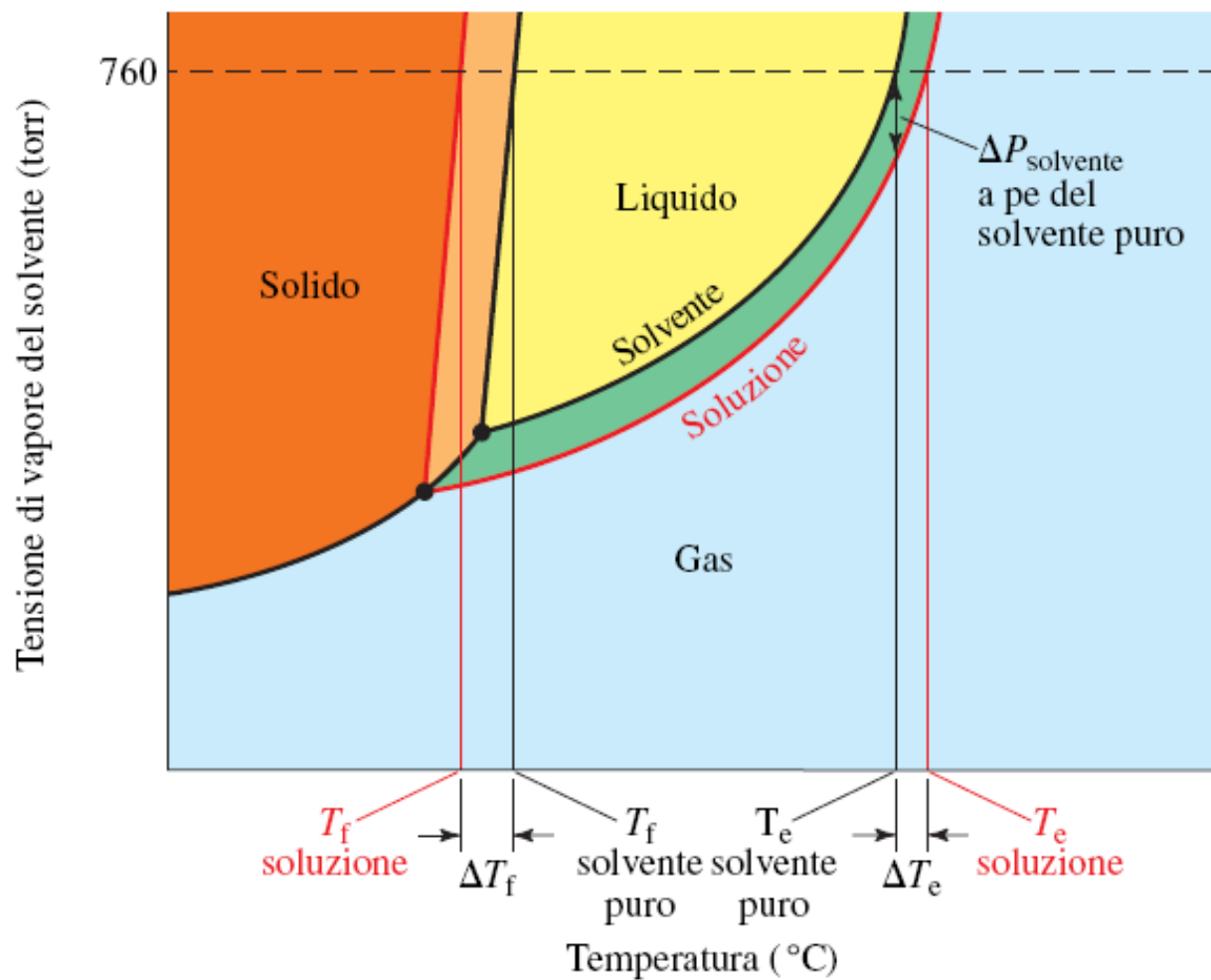
INNALZAMENTO EBULLIOSCOPICO

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

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

- ✓ *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



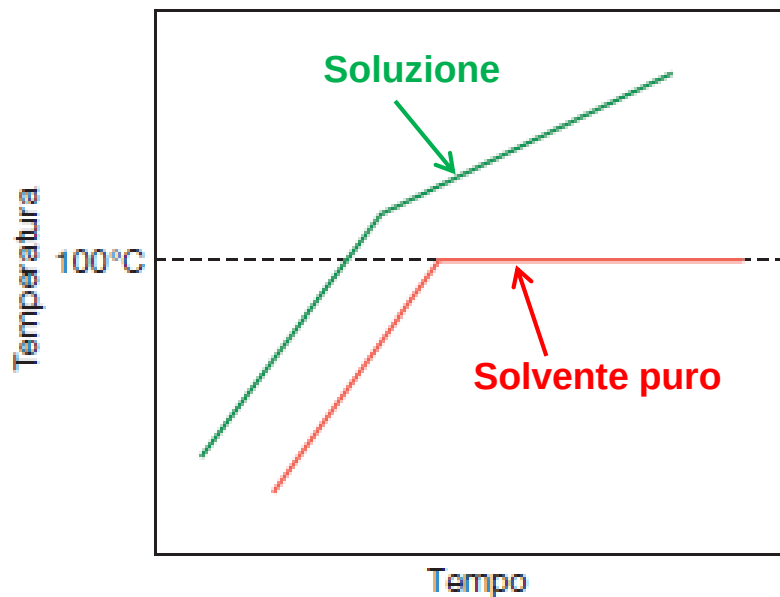
ABBASSAMENTO CRIOSCOPICO

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*

INNALZAMENTO EBULLIOSCOPICO



ABBASSAMENTO CRIOSCOPICO

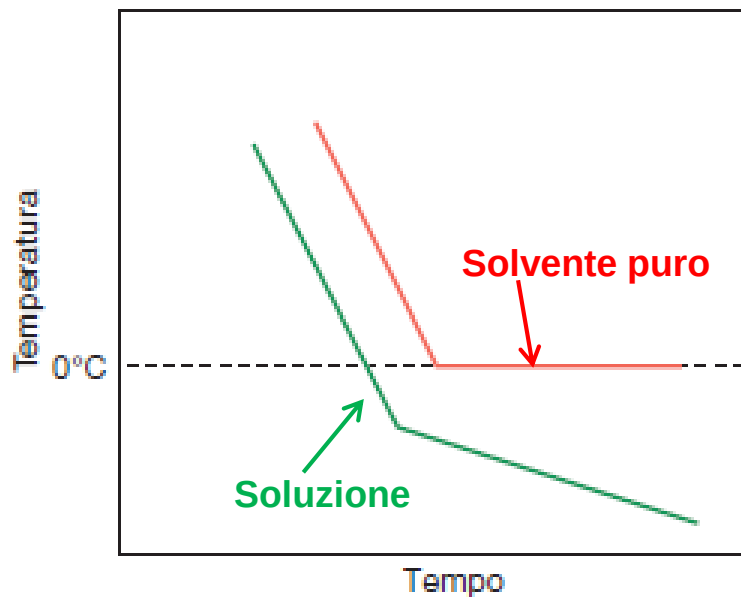
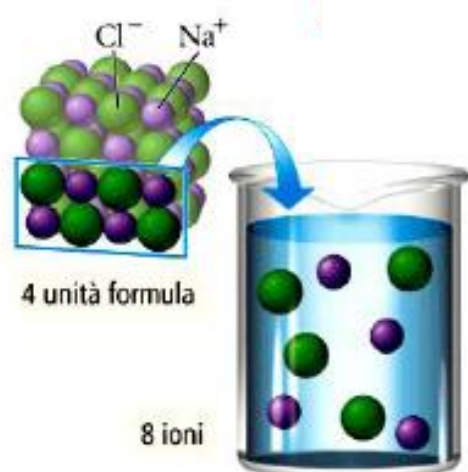
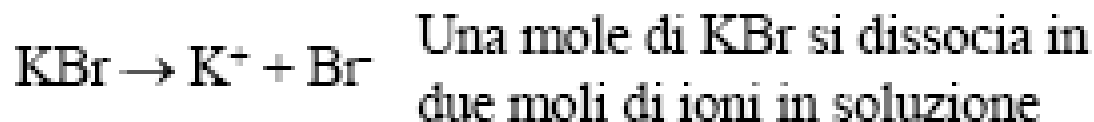


Tabella 10.2 Costanti molali del punto di congelamento (o di fusione) e del punto di ebollizione

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

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.



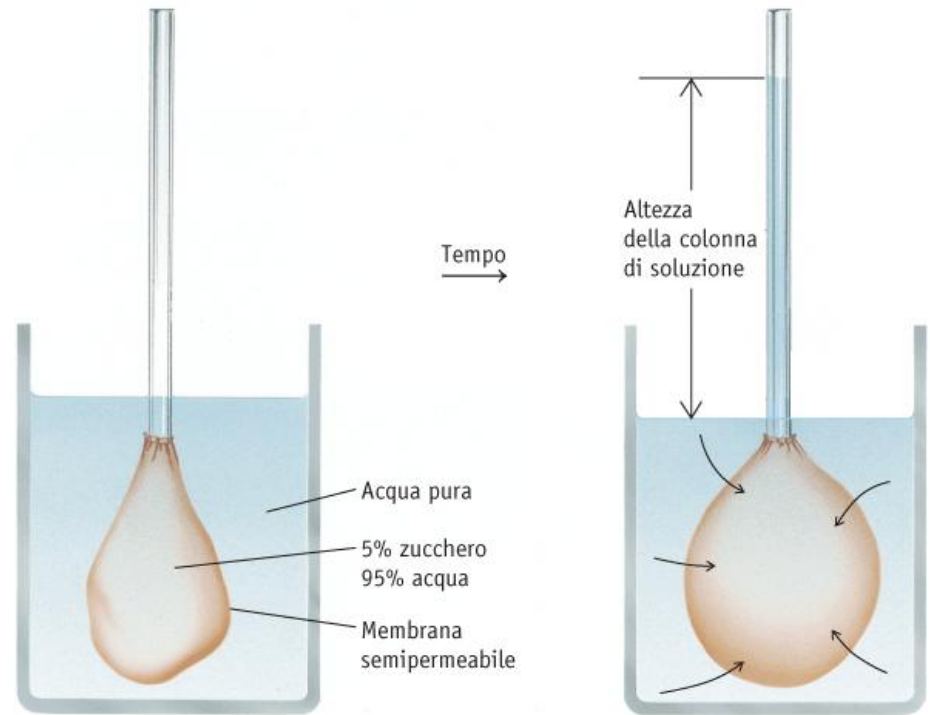
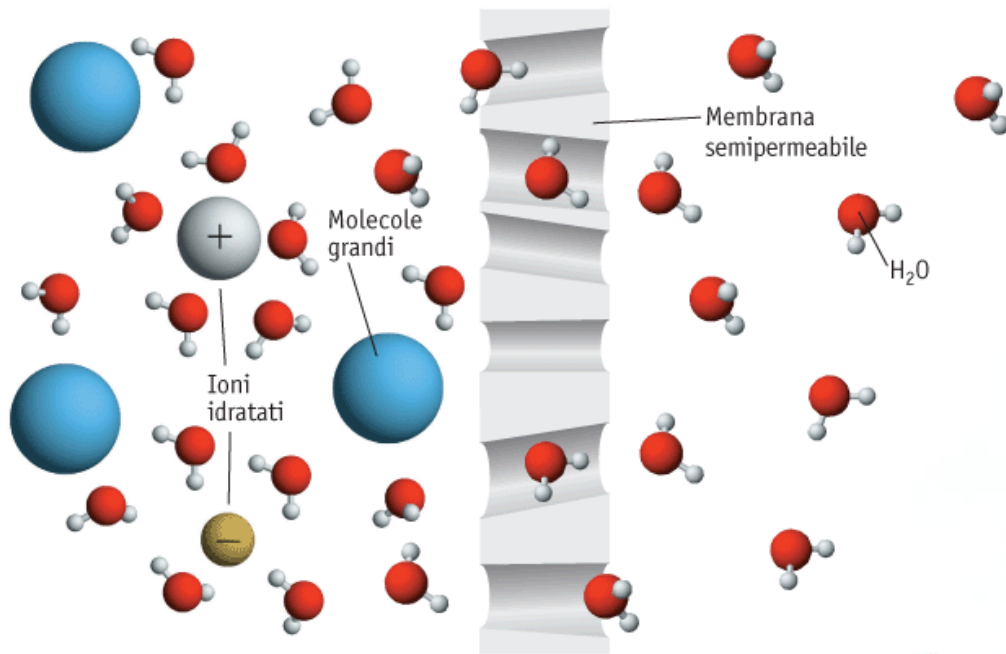
Fattore di van't Hoff (i)

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

Abbassamento
crioscopico $\Delta T_f = iK_fm$

Pressione
Osmotica $\Pi = iMRT$

LA PRESSIONE OSMOTICA

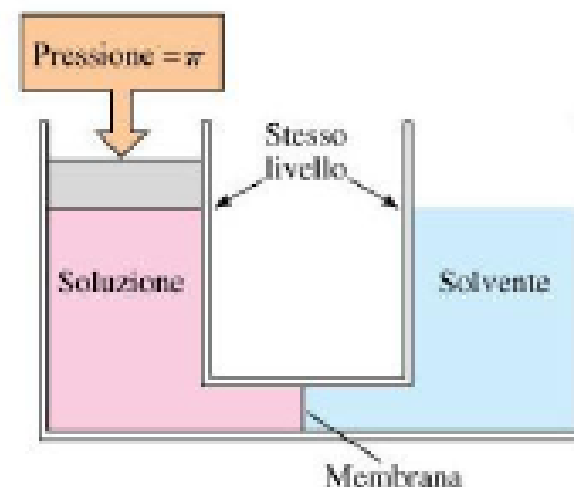


Fenomeno spontaneo

LA PRESSIONE OSMOTICA

Pressione osmotica

La pressione che si deve esercitare su una soluzione per impedire l'ingresso netto in essa di solvente quando sia separata da questo da una membrana semiprmeabile



Equazione di
van't Hoff

$$\Pi = MRT$$

Π = pressione osmotica (atm)

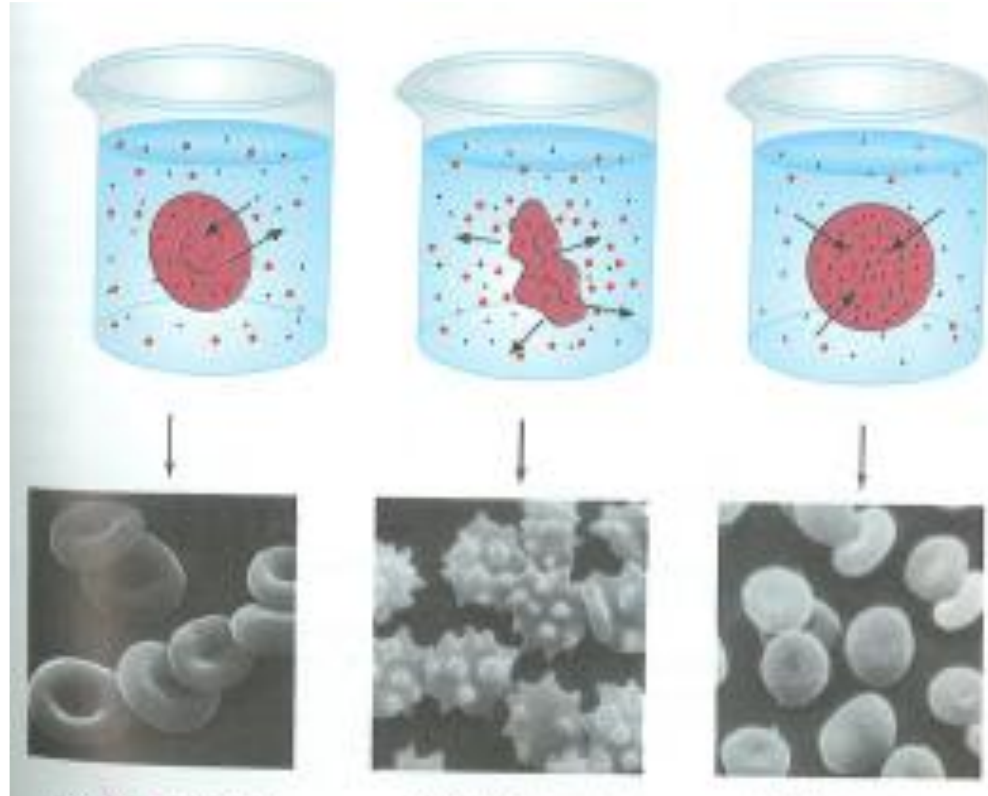
M = molarità della soluzione (moli L^{-1})

R = costante dei gas = 0.08206 L atm moli $^{-1}$ K $^{-1}$

T = temperatura assoluta (K)

Π $\left\{ \begin{array}{l} \text{è direttamente proporzionale alla concentrazione molare della soluzione} \\ \text{aumenta all'aumentare della temperatura} \end{array} \right.$

LA PRESSIONE OSMOTICA



**Soluzione
isotonica**

**Soluzione
ipertonica**

**Soluzione
ipotonica**

L'OSMOSI INVERSA

