

I GAS E LA STECHIOMETRIA

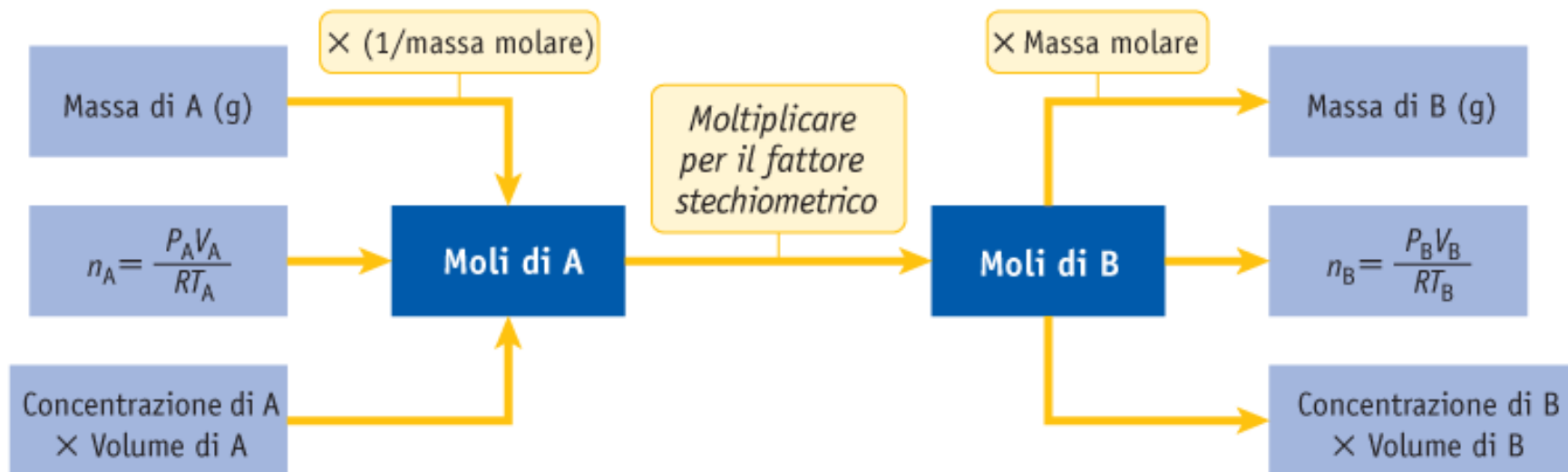
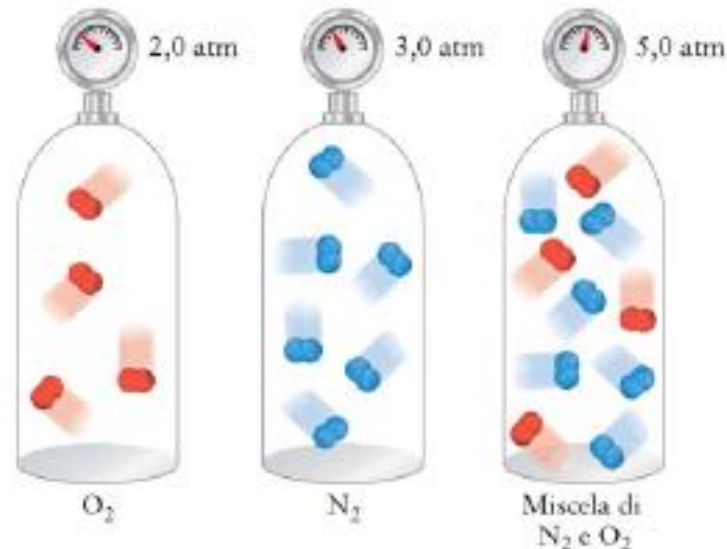


FIGURA 11.10 Uno schema per i calcoli stechiometrici. In questo schema, A e B possono essere sia reagenti che prodotti. La quantità di A (in moli) può essere calcolata dalla sua massa in grammi e dalla sua massa molare, dalla concentrazione ed il volume della soluzione, o da P , V e T usando la legge dei gas ideali. Una volta che la quantità di B è stata determinata, questo valore può essere convertito a una massa, o a una concentrazione o ad un volume, oppure a un volume di gas a una data pressione e temperatura.



Charles D. Winters
Figura 5.5

LA LEGGE DI DALTON DELLE PRESSIONI PARZIALI



Quando due gas A (es. O₂) e B (es. N₂) sono mescolati nello stesso recipiente alla stessa temperatura, esercitano una pressione totale uguale alla somma delle loro pressioni parziali.

$$\Rightarrow P_{\text{totale}} = P_A + P_B + P_C + \text{etc}$$

La pressione totale esercitata da una miscela di gas è data dalla somma delle loro pressioni parziali

La pressione parziale di un gas è la pressione che esso eserciterebbe se si trovasse da solo nel recipiente considerato.

N.B. i gas non devono reagire tra loro!

LA LEGGE DI DALTON DELLE PRESSIONI PARZIALI

La legge di Dalton è utile anche per conoscere le frazioni molari di ciascun componente gassoso in una miscela

$$PV = nRT \Rightarrow n = PV/RT \Rightarrow n_A = P_A V/RT \text{ e } n_{\text{totali}} = P_{\text{totale}} V/RT$$

$$\text{Se } V \text{ e } T \text{ sono costanti} \Rightarrow \frac{n_A}{n_{\text{totali}}} = \frac{P_A \cancel{V/RT}}{P_{\text{totale}} \cancel{V/RT}} = \frac{P_A}{P_{\text{totale}}}$$

$$\text{ma } n_A / n_{\text{totali}} = X_A \Rightarrow P_A = X_A \times P_{\text{totale}}$$

La pressione parziale di ogni singolo gas presente in una miscela è uguale al prodotto tra la sua frazione molare e la pressione totale della miscela stessa

LA LEGGE DI HENRY

La quantità di gas che si scioglie in un liquido è direttamente proporzionale alla sua pressione parziale.

$$S_{gas} = k_H \cdot P_{gas}$$

TABELLA 14.2 Costanti della legge di Henry (25°C)*

Gas	k_H (mol/kg · bar)
N ₂	6.0×10^{-4}
O ₂	1.3×10^{-3}
CO ₂	0.034



(a)



(b)

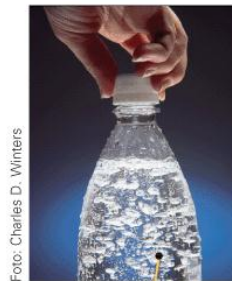


Foto: Charles D. Winters

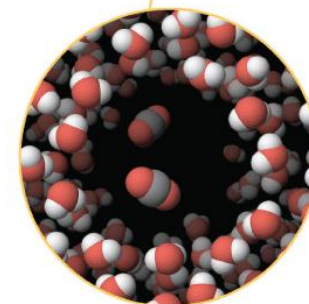
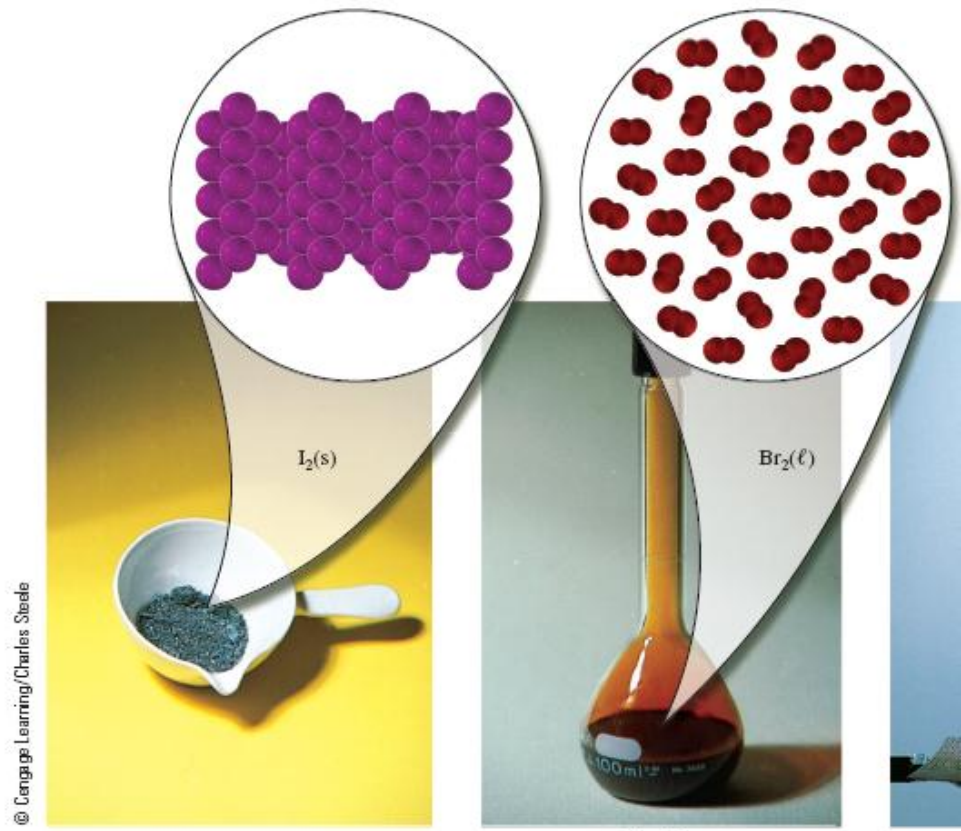


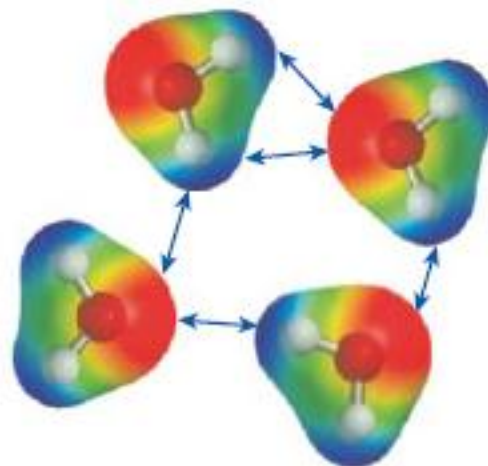
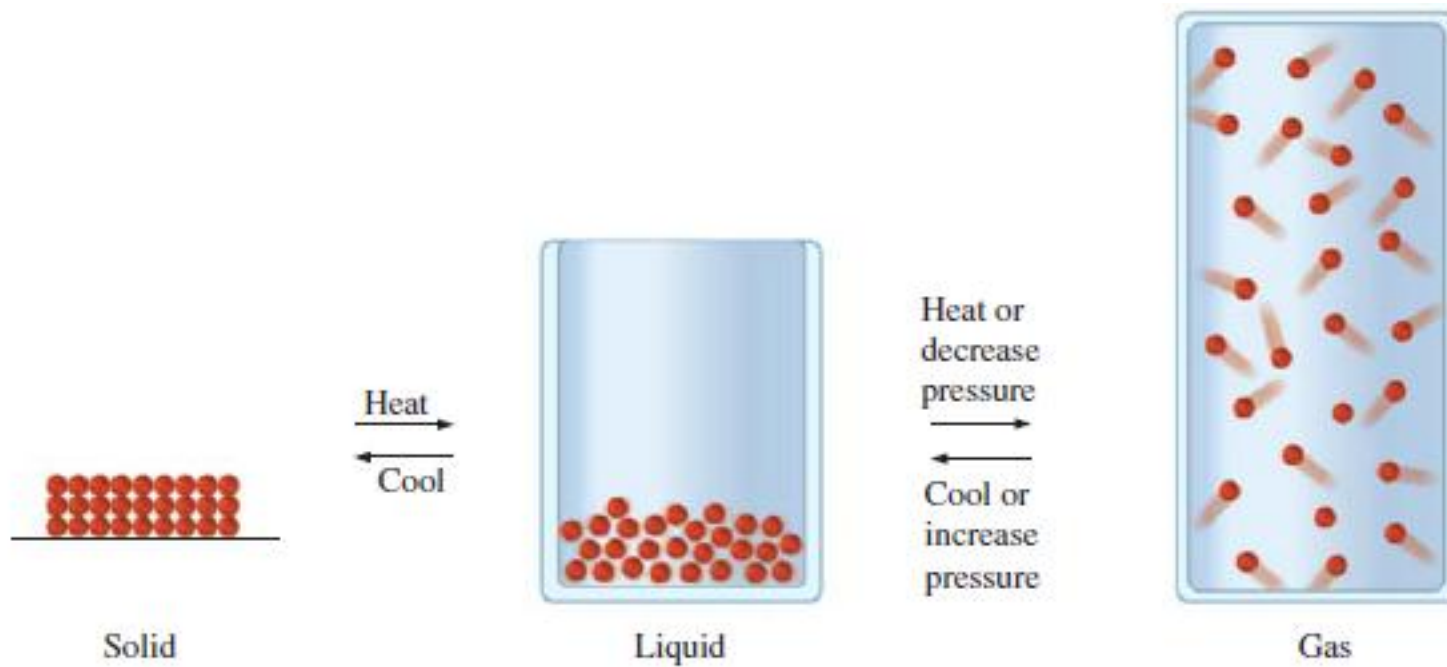
FIGURA 14.10 Solubilità di un gas e pressione. Le bevande gassate sono imbottigliate sotto pressione di CO₂. Quando si apre la bottiglia, la pressione bruscamente diminuisce e nel liquido si formano bolle di CO₂ che poi risalgono in superficie. Dopo un certo tempo, si raggiunge un equilibrio tra CO₂ disciolta e CO₂ atmosferica. Poiché CO₂ dà un certo gusto alla bevanda, la bevanda perde sapore quando la maggior parte di CO₂ disciolta è rilasciata.

GLI STATI CONDENSATI



Proprietà	Solido
Rigidità	Rigido
Espansione al riscaldamento	Modesta
Compressibilità	Modesta

Liquido
È fluido ed assume la forma del contenitore
Modesta
Modesta



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

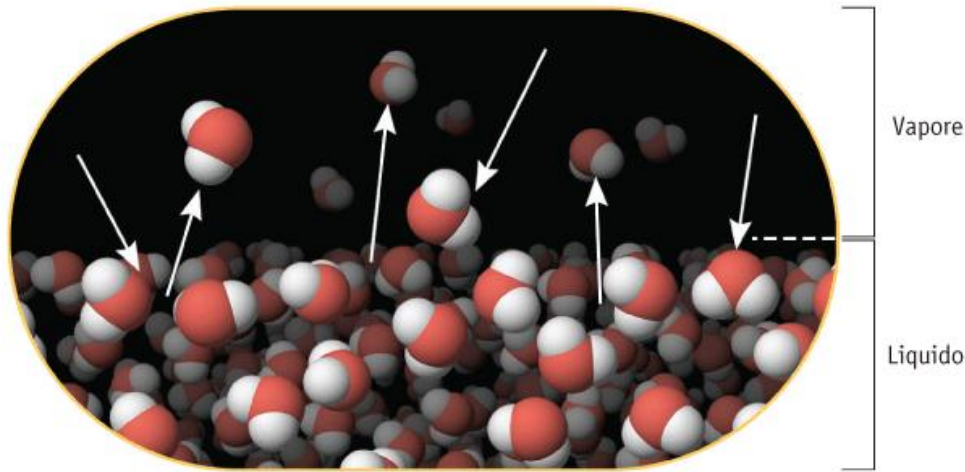


FIGURA 12.14 Evaporazione. Alcune delle molecole vicine alla superficie di un liquido possiedono abbastanza energia da vincere le forze intermolecolari attrattive delle molecole vicine e sfuggire nella fase gassosa. Nello stesso tempo, alcune molecole del gas possono tornare nella fase liquida.

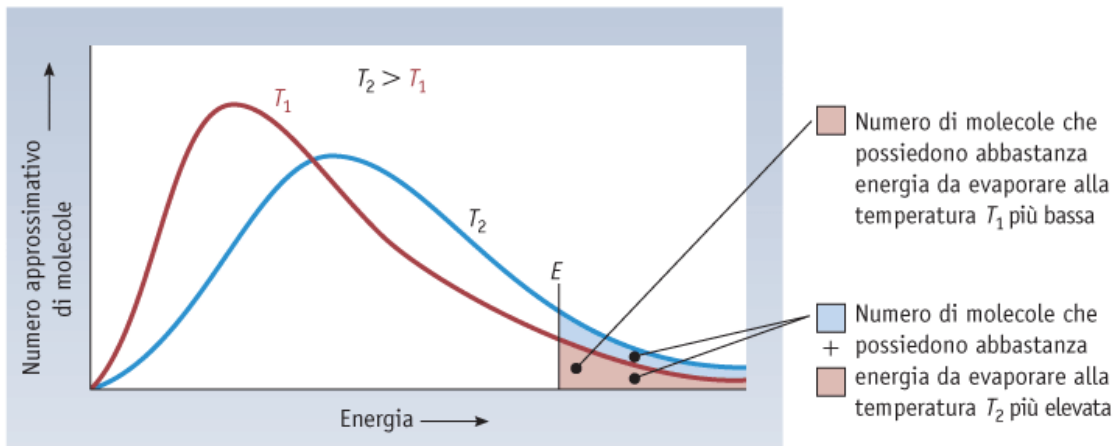
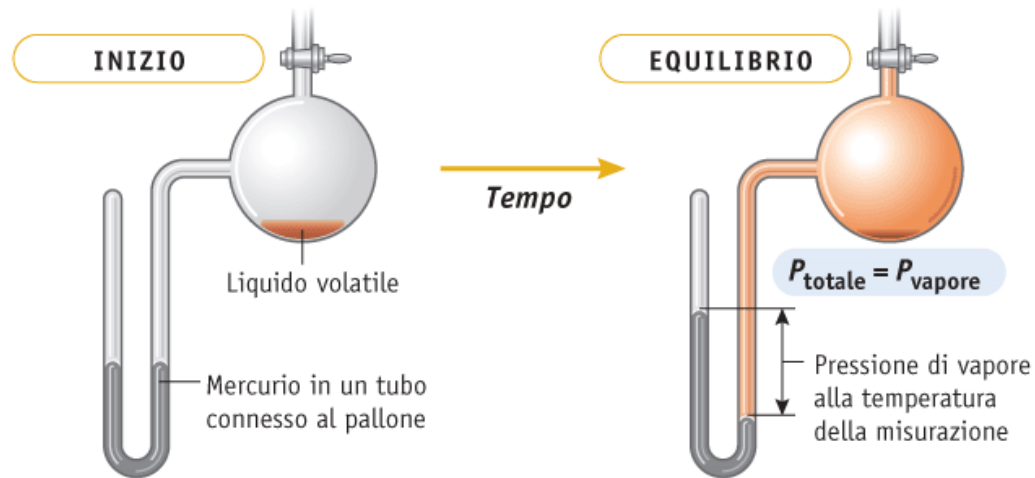


FIGURA 12.13 La distribuzione delle energie molecolari in fase liquida. T_2 è una temperatura maggiore di T_1 ; generalmente un numero maggiore di molecole ha un'energia maggiore di E all'aumentare della temperatura.

LO STATO LIQUIDO

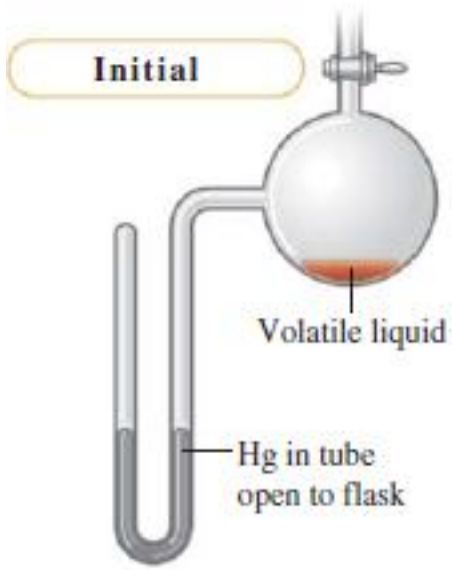
LA TENSIONE DI VAPORE



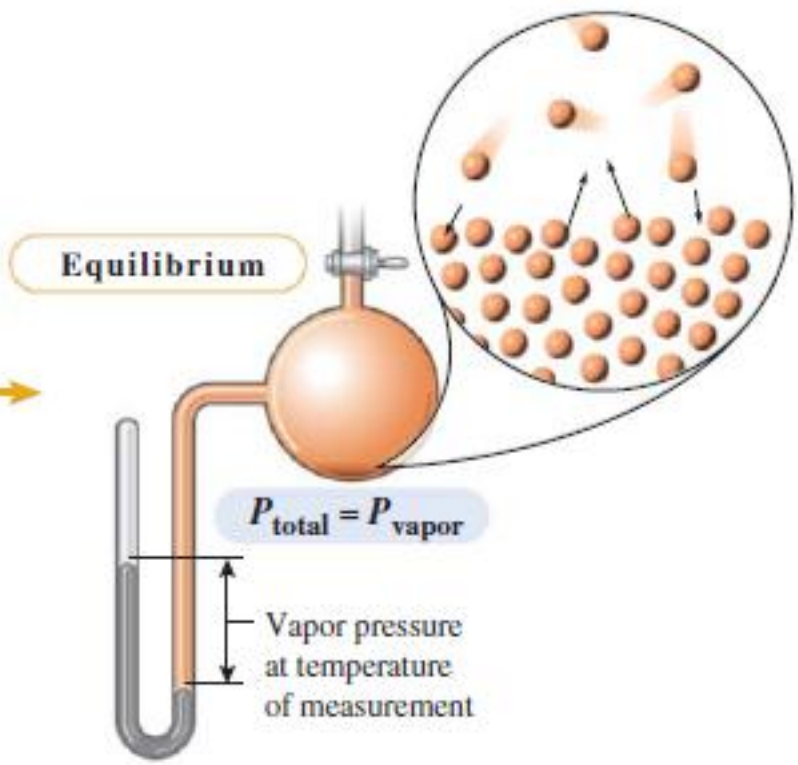
liquido \rightleftharpoons **vapore**

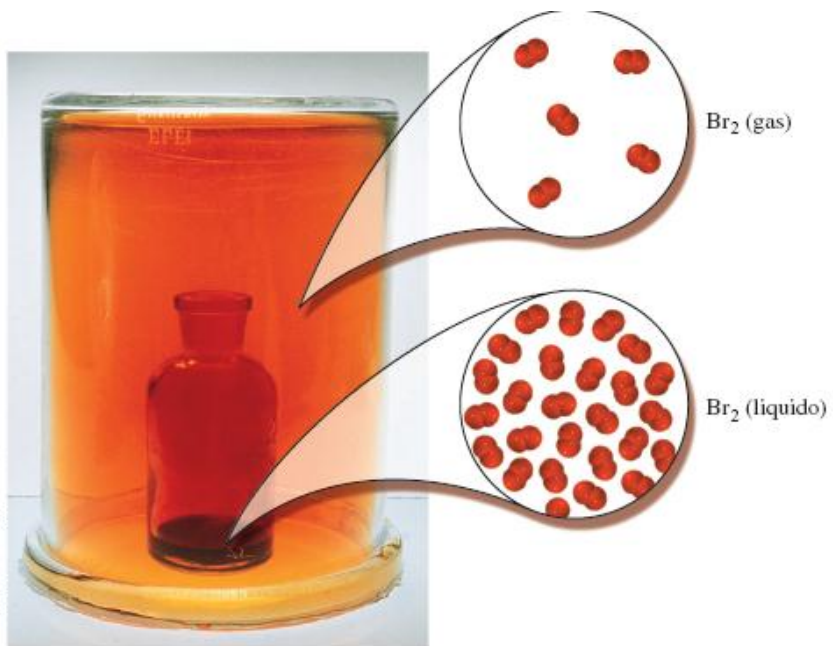
La **tensione di vapore** di un liquido è la pressione esercitata dal vapore sul liquido **all'equilibrio**.

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

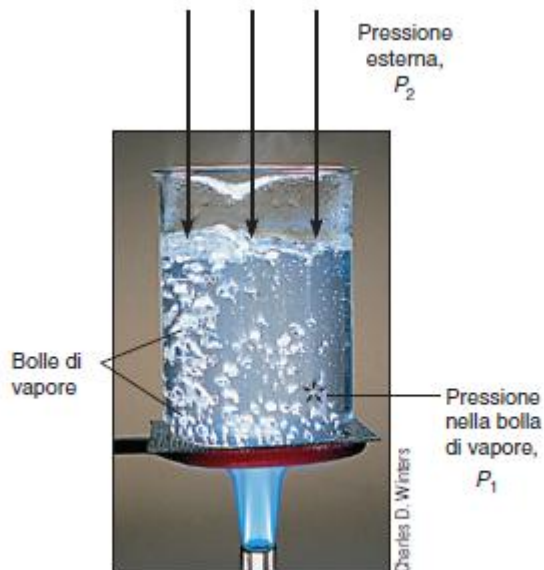
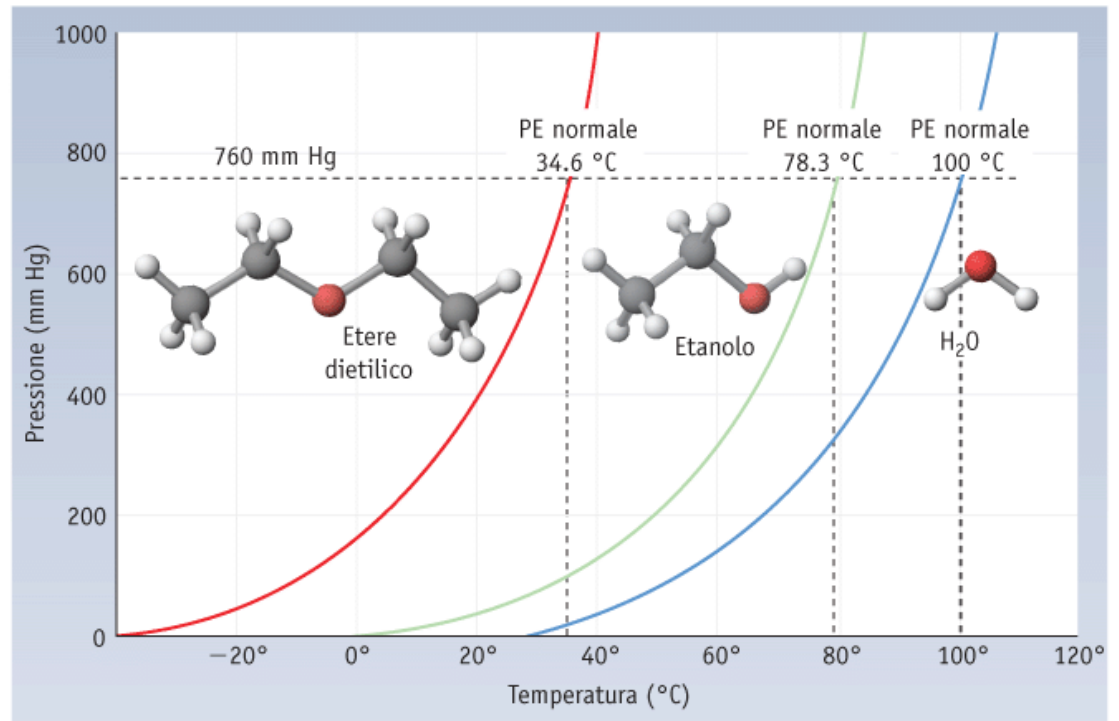
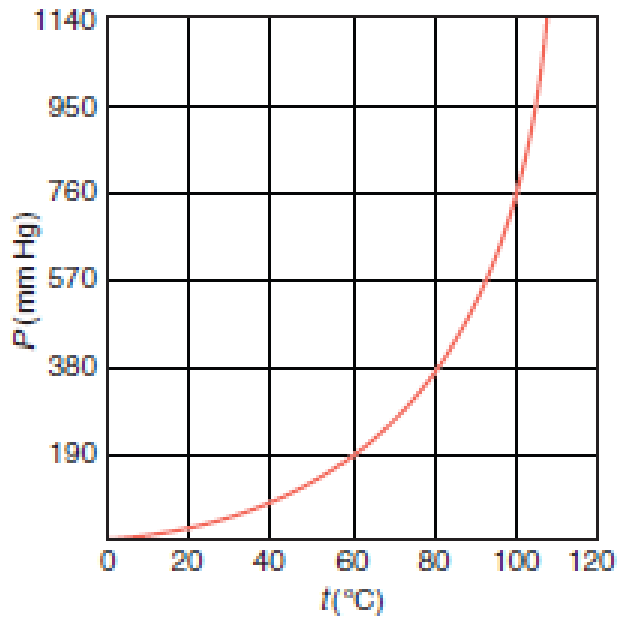


Time →





LO STATO LIQUIDO: LA TENSIONE DI VAPORE



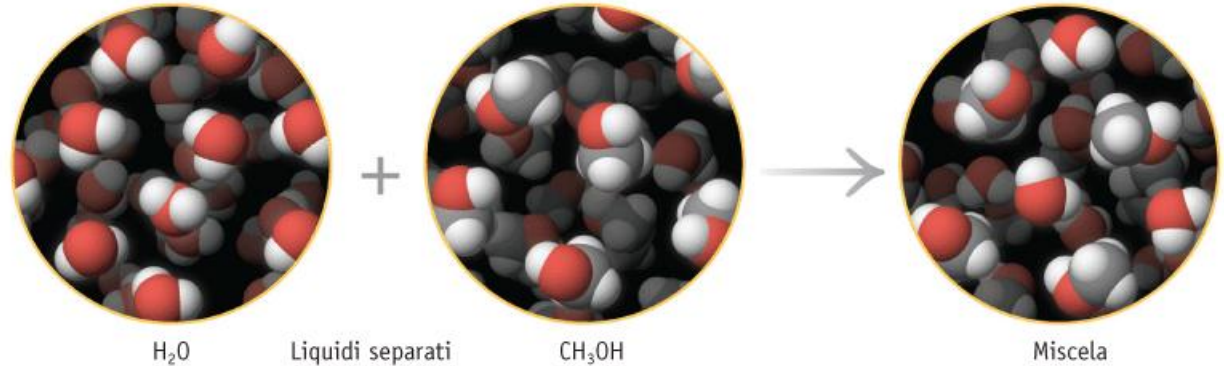
La **temperatura di ebollizione** di un liquido è la temperatura a cui la sua **tensione di vapore è uguale alla pressione** che agisce sulla sua superficie.

IL PROCESSO DI DISSOLUZIONE

La regola sperimentale: ***simile scioglie suo simile!***

Interazioni intermolecolari sono importanti.

Liquidi miscibili

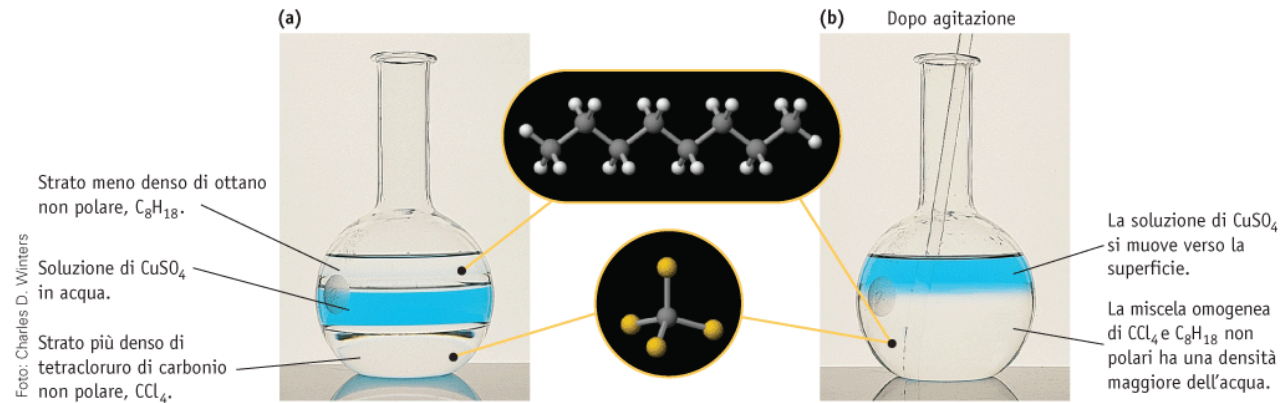


Liquidi immiscibili

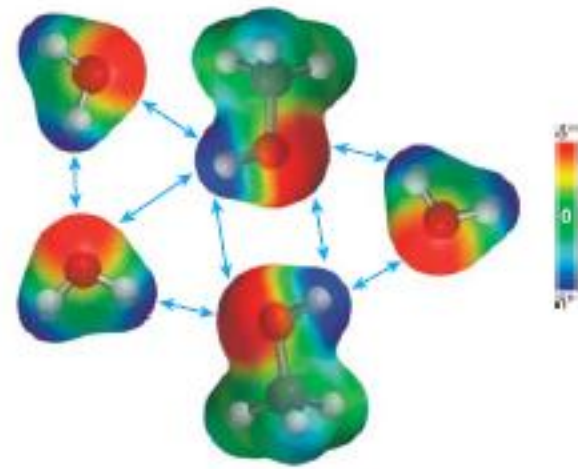
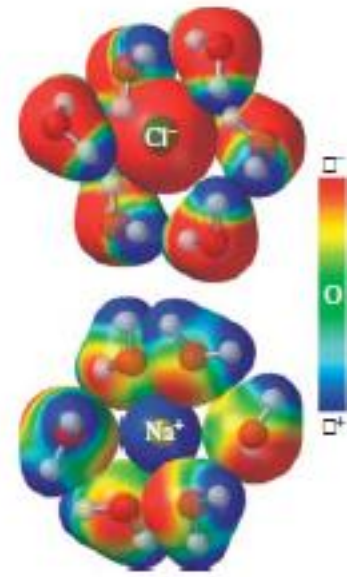
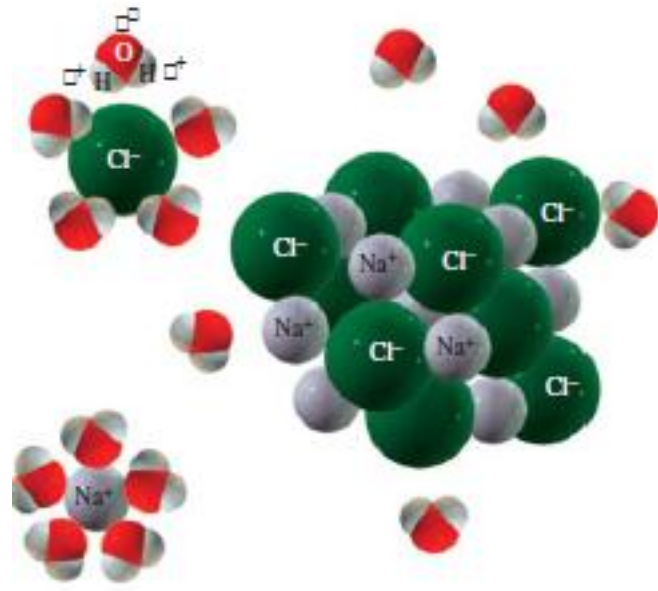


Foto: Charles D. Winters

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

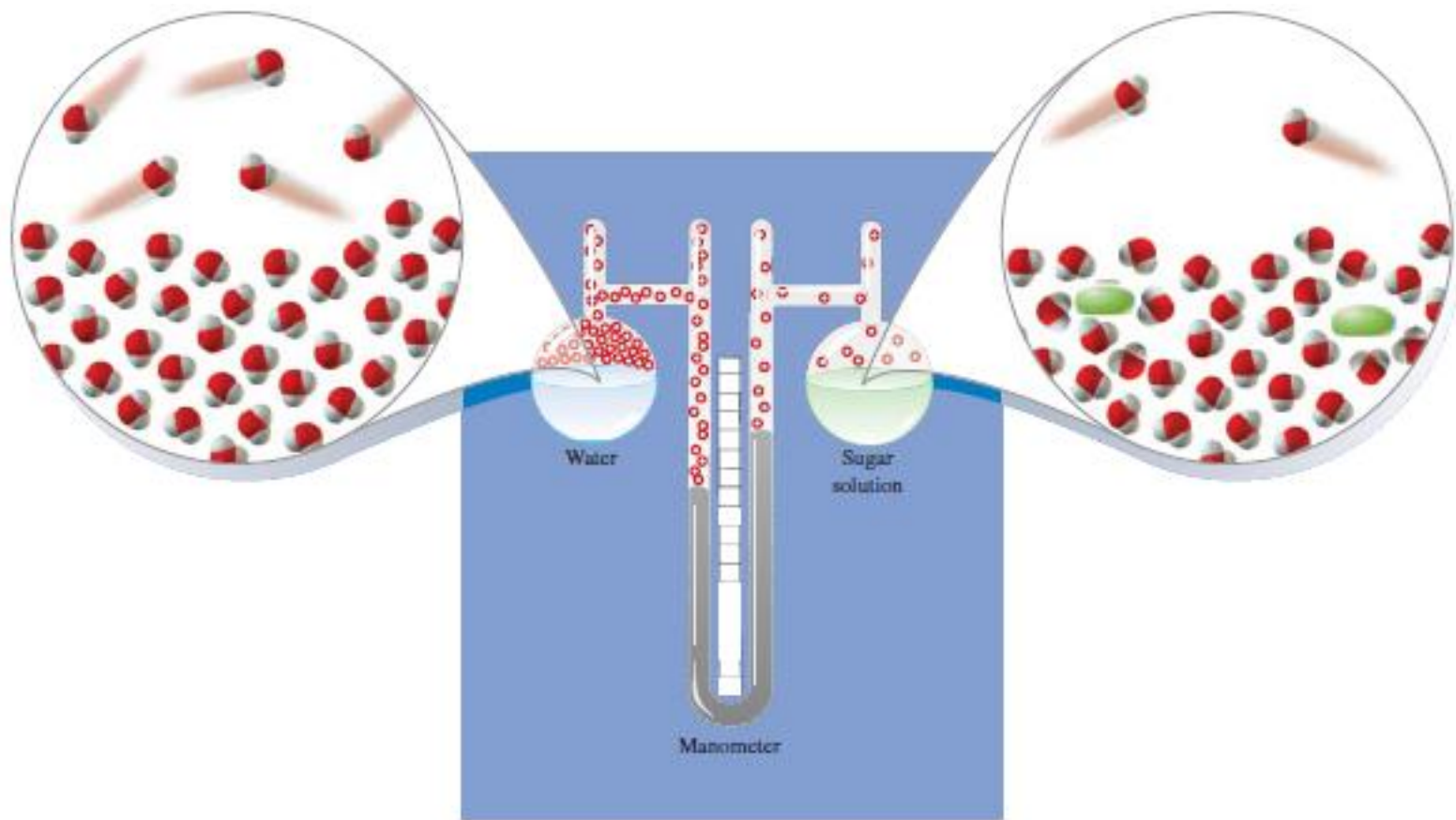
Innalzamento ebullioscopico

Abbassamento crioscopico

Pressione osmotica

Diverso comportamento per soluti elettrolitici e non elettrolitici

Si parla di soluti NON volatili.

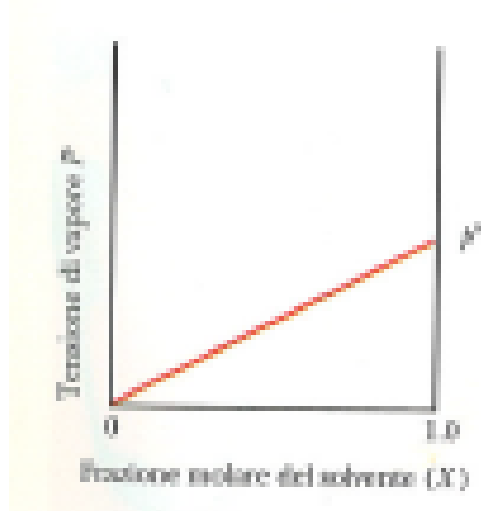


ABBASSAMENTO DELLA TENSIONE DI VAPORE

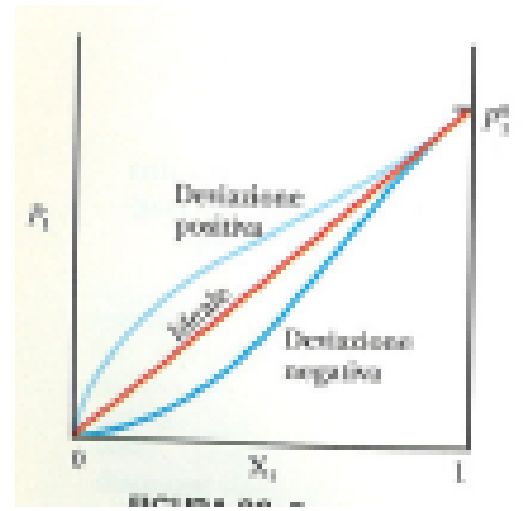
LA LEGGE DI RAOULT

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



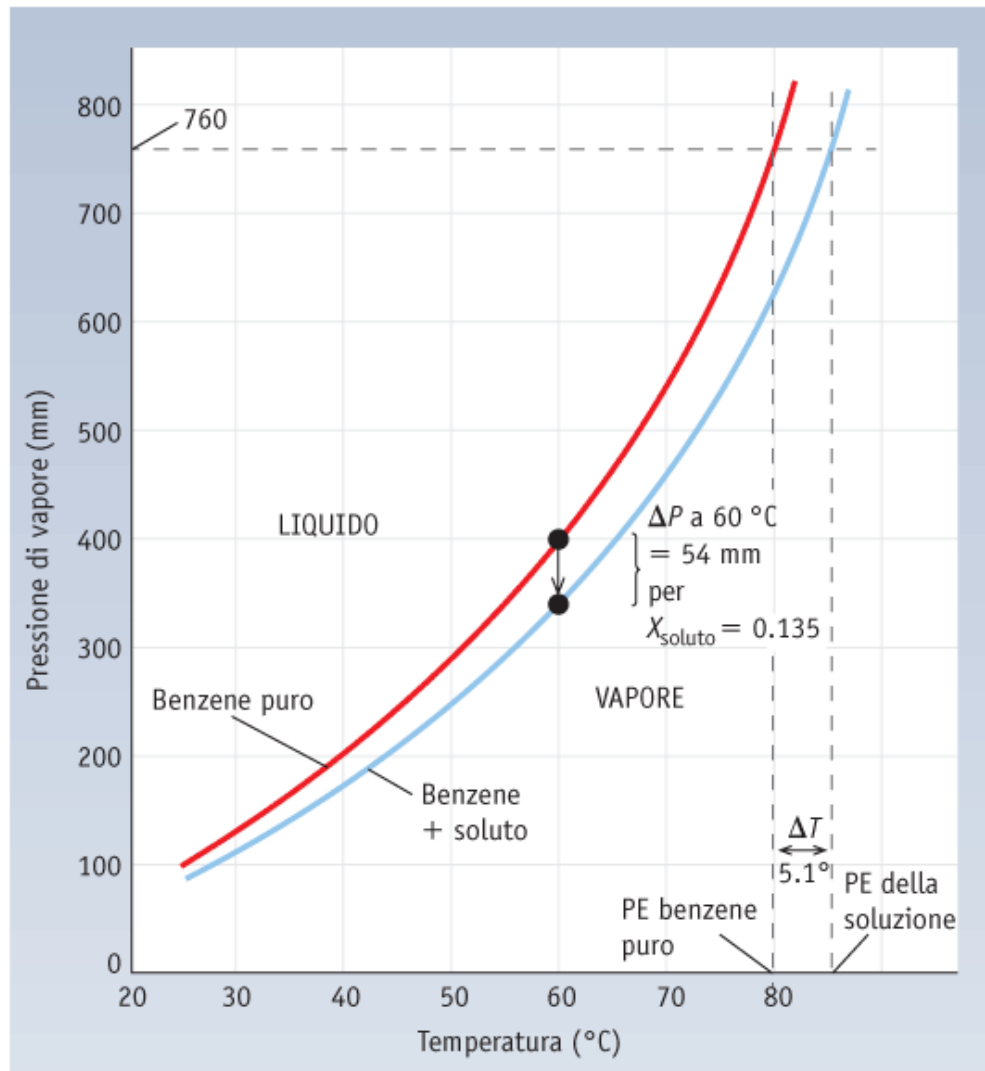
Soluzioni reali



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**.

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} ($\text{K} \times \text{Kg} \times \text{mol}^{-1}$) 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

$$\Delta T_f = K_f m$$

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

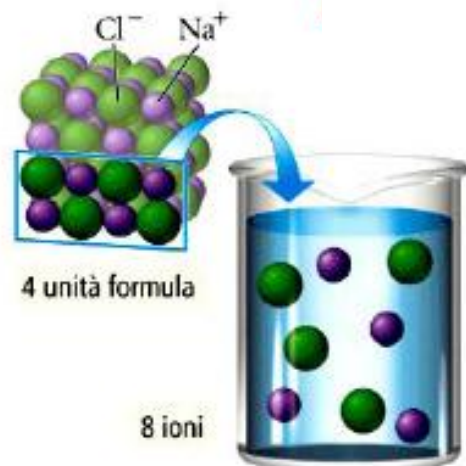
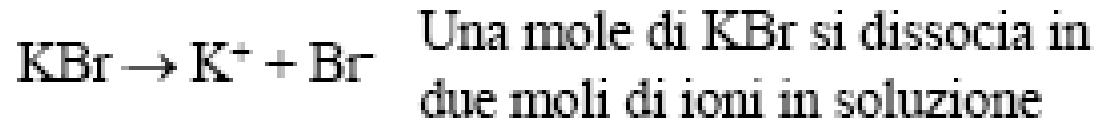
- ✓ *L'entità dell' abbassamento crioscopico è direttamente proporzionale alla molalità della soluzione.*
- ✓ *La costante crioscopica K_f ($K \times Kg \times mol^{-1}$) varia da solvente a solvente e non dipende dal soluto*

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

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.

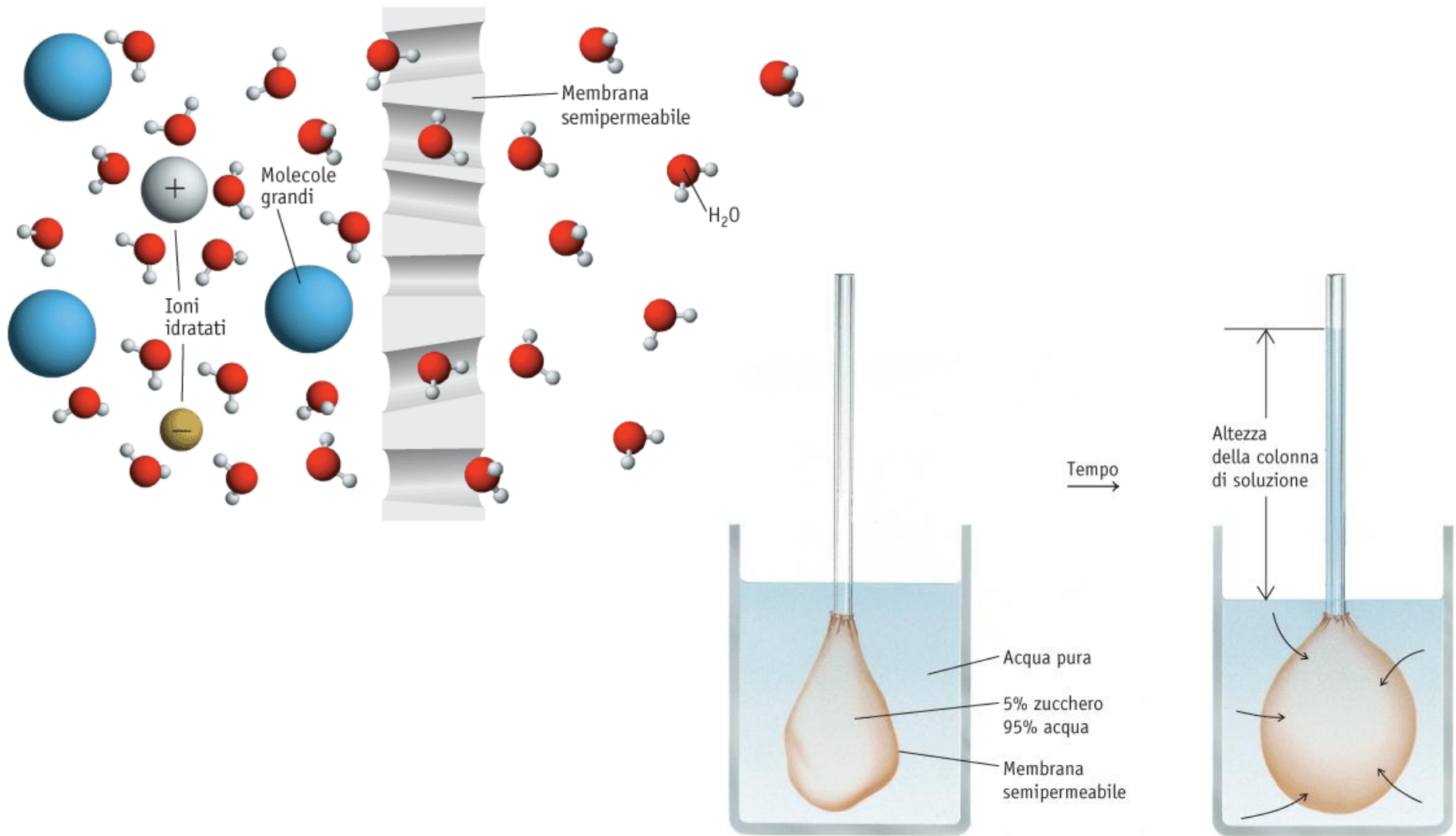


Fattore di van't Hoff (i)

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

Abbassamento
crioscopico $\Delta T_f = iK_fm$

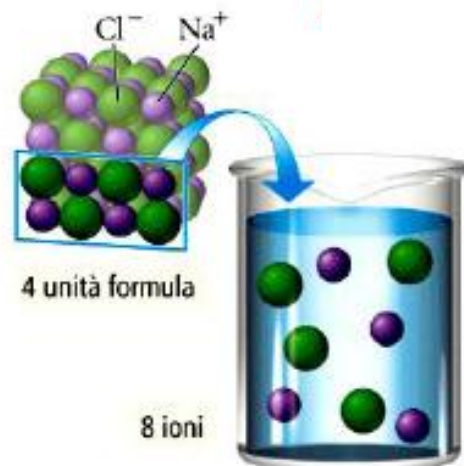
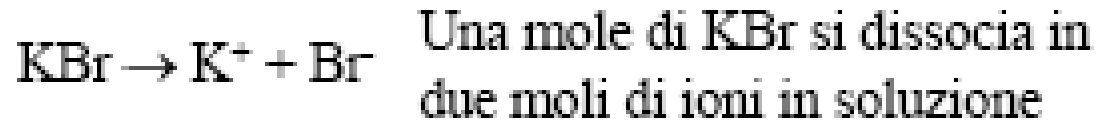
LA PRESSIONE OSMOTICA



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.



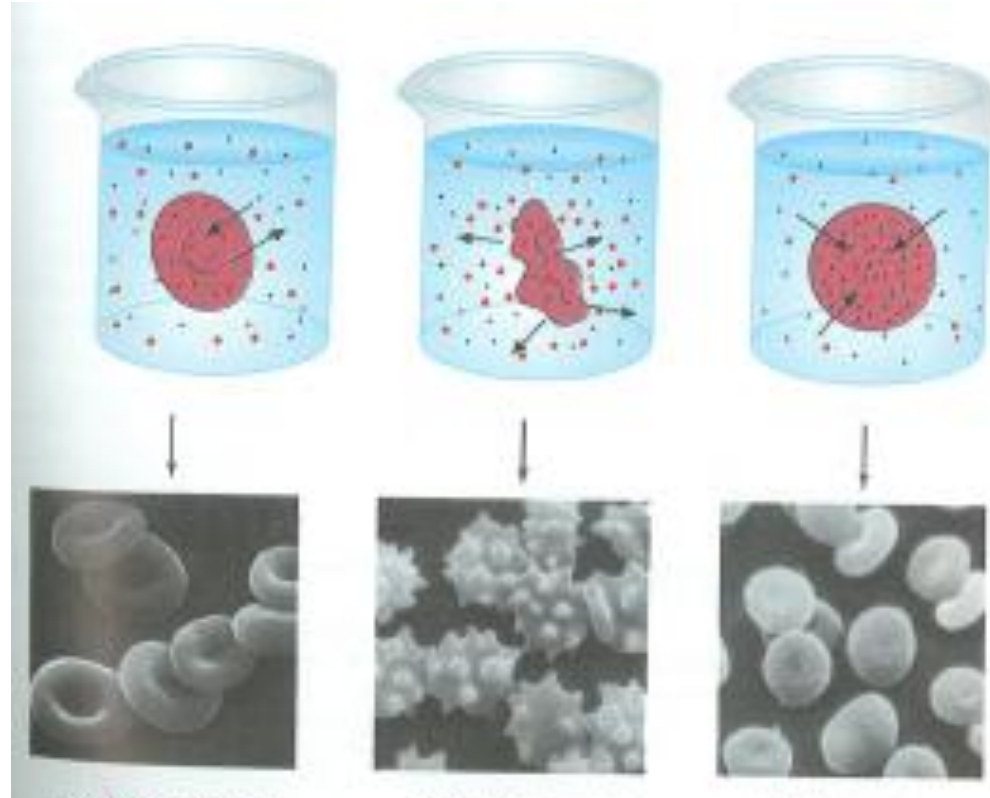
Fattore di van't Hoff (i)

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

Abbassamento
crioscopico $\Delta T_f = iK_f m$

Pressione
Osmotica $\Pi = iMRT$

LA PRESSIONE OSMOTICA

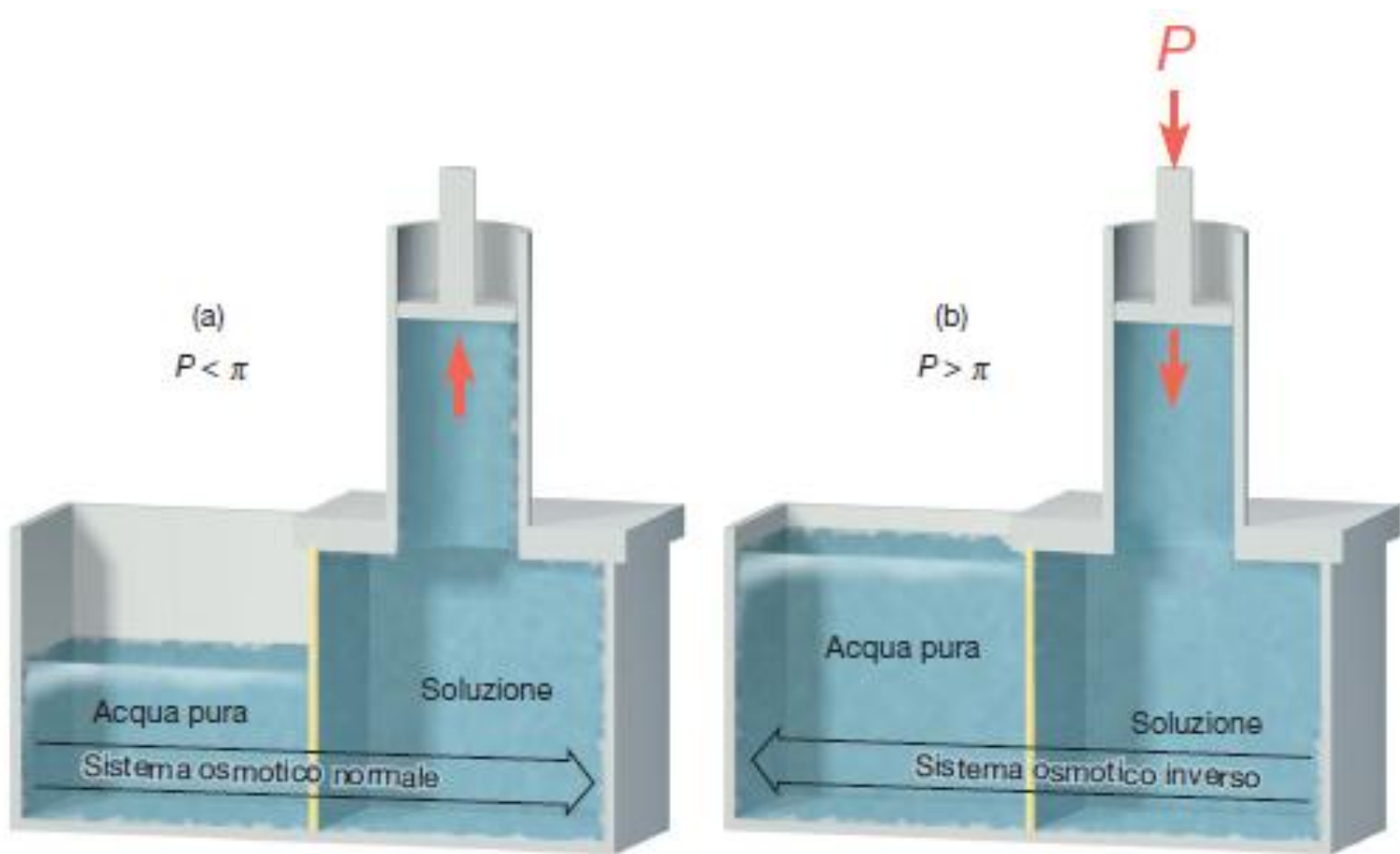


**Soluzione
isotonica**

**Soluzione
ipertonica**

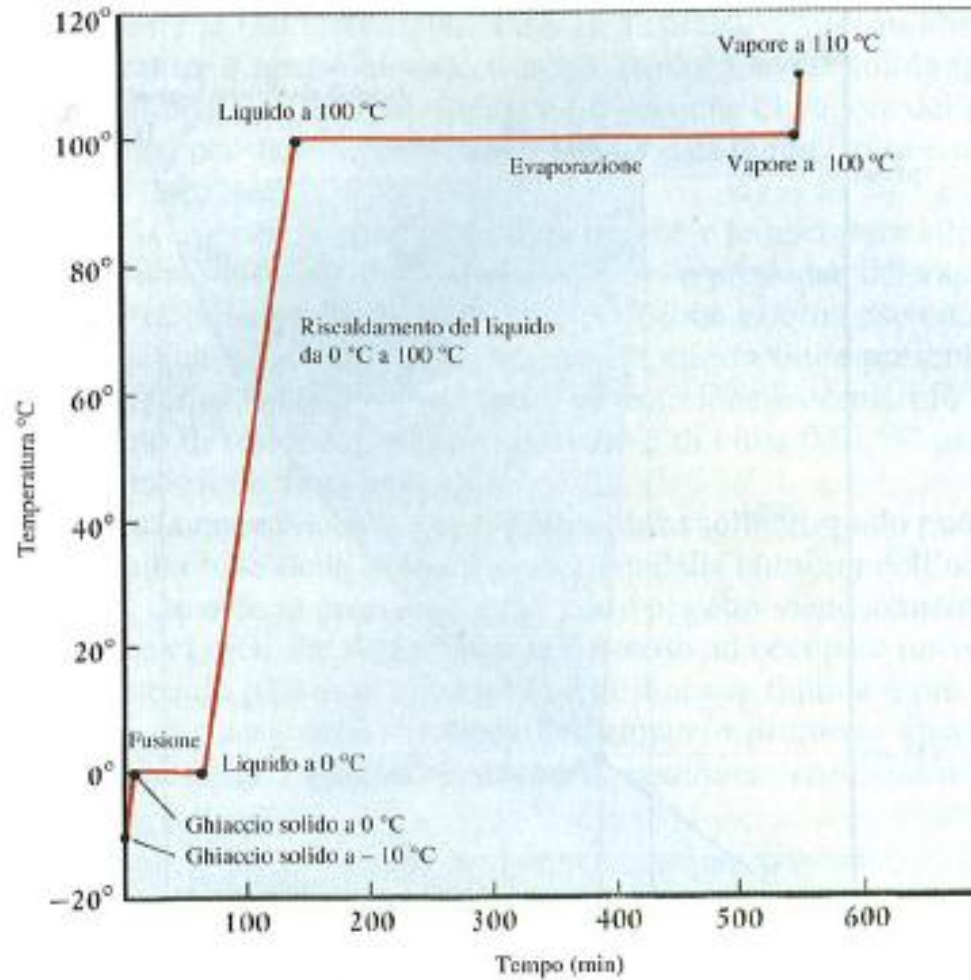
**Soluzione
ipotonica**

L'OSMOSI INVERSA



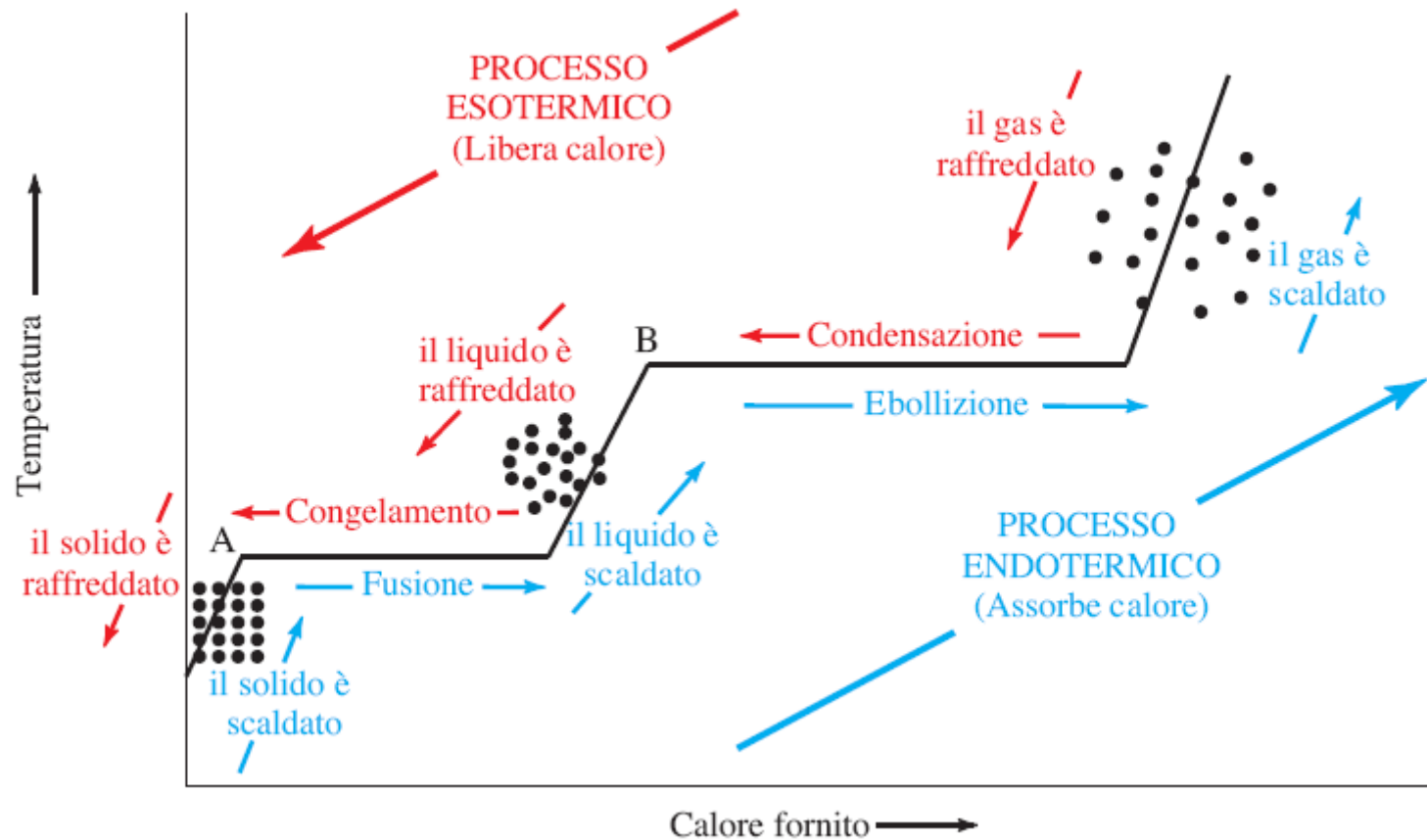
I DIAGRAMMI DI FASE

LA CURVA DI RISCALDAMENTO DELL'ACQUA

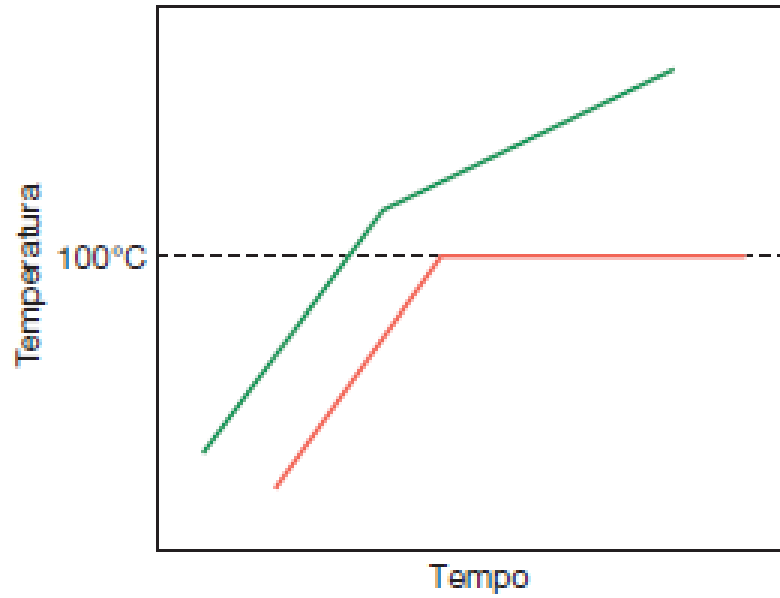


I DIAGRAMMI DI FASE

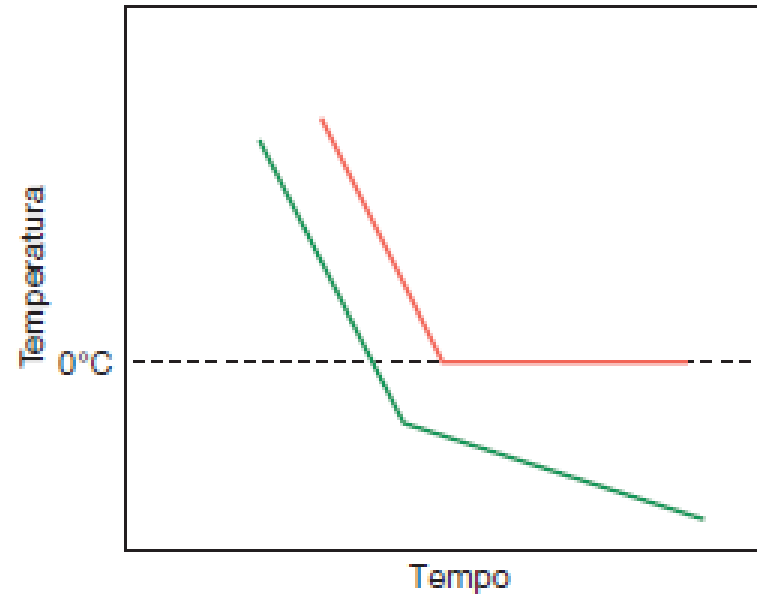
LA CURVA DI RISCALDAMENTO DELL'ACQUA



INNALZAMENTO EBULLIOSCOPICO



ABBASSAMENTO CRIOSCOPICO



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

