

Lezione 19
Lo stato liquido e le soluzioni

- L'equilibrio liquido-vapore
- La tensione di vapore
- Diagrammi di fase
- Le proprietà dello stato liquido
 - Tensione superficiale
 - Capillarità
 - Viscosità
- Soluzioni
- Legge di Henry
- Legge di Raoult
- Proprietà colligative
 - Abbassamento crioscopico
 - Innalzamento ebulloscopico
 - Osmosi



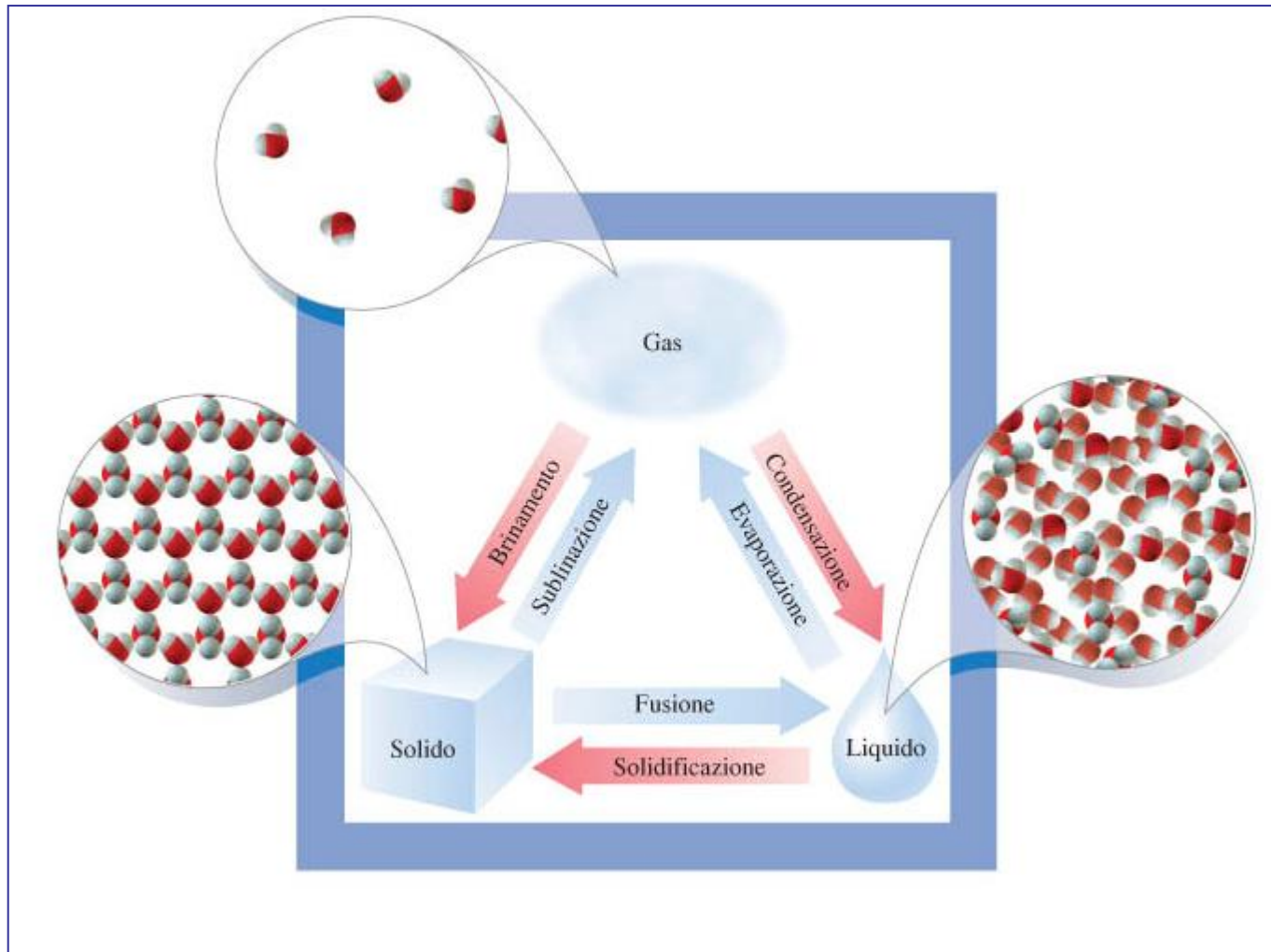
Confronto macroscopico di gas, liquidi e solidi

| Stato di aggregazione | Forma e volume | Compressibilità | Fluidità |
|-----------------------|--|-----------------|-------------|
| Gas | Assume la forma e il volume del recipiente | Alta | Alta |
| Liquido | Assume la forma del recipiente; il volume è limitato da una superficie | Molto bassa | Moderata |
| Solido | Conserva la propria forma e il proprio volume | Quasi nulla | Quasi nulla |

Modello cinetico dei tre stati di aggregazione

| | Forze attrattive ed energia cinetica | Proprietà |
|----------------|---|--|
| Gas | Le forze attrattive sono deboli rispetto all'energia cinetica. | Le particelle sono molto lontane. Un gas non ha né forma né volume propri. |
| Liquido | Le forze attrattive sono maggiori perché le particelle hanno minore energia cinetica. | Un liquido può scorrere e cambiare forma, ma ha un volume proprio. |
| Solido | Le forze attrattive sono dominanti. Le particelle occupano posizioni fisse. | Un solido ha forma e volume fissi. |

Transizioni di fase

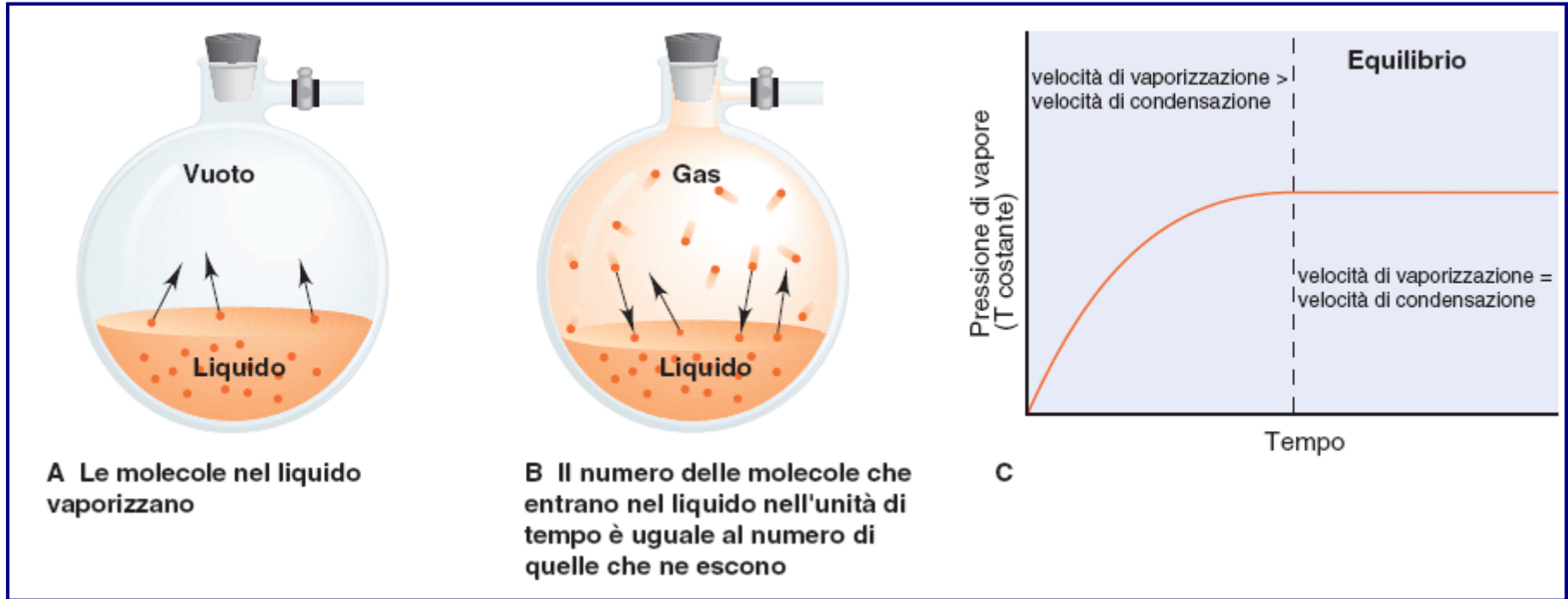


Transizioni di fase esotermiche

Transizioni di fase endotermiche

L'equilibrio liquido-vapore

Equilibrio liquido-vapore



- In un pallone chiuso, il sistema raggiunge uno stato di *equilibrio dinamico* in cui le molecole entrano ed escono dal liquido alla *stessa velocità*.
- All'equilibrio il numero di molecole per unità di volume nelle due fasi non varia nel tempo
 $liquido \rightleftharpoons gas$
- La **pressione (o tensione) di vapore** è la pressione esercitata dal vapore sul liquido all'equilibrio ad una determinate temperature.
- La pressione aumenta finché non si raggiunge l'equilibrio; all'equilibrio la pressione è costante.

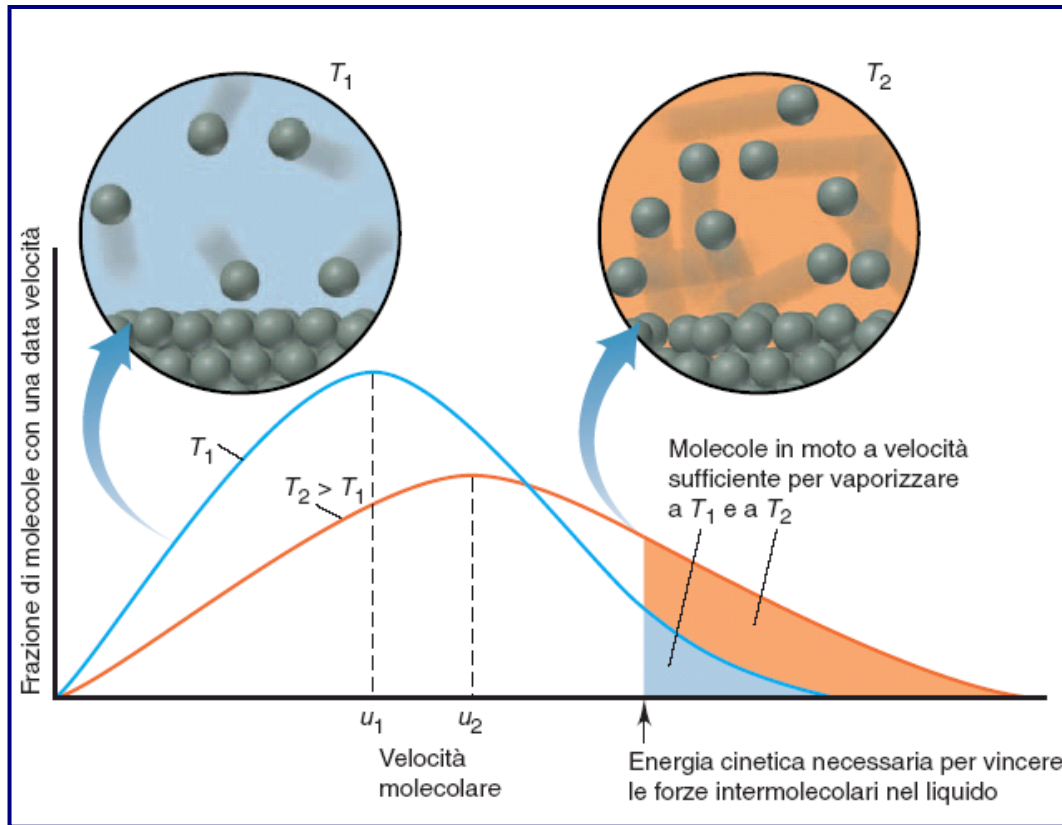
Tensione di vapore

liquido \rightleftharpoons gas

- **Tensione di vapore:** la pressione del vapore in equilibrio con il liquido
- E' una grandezza caratteristica di un liquido ad una determinata temperatura → Dipende dalle forze intermolecolari
- | | | |
|-------|-----------|--------|
| Acqua | 24 mm Hg | a 25°C |
| Etere | 537 mm Hg | a 25°C |
- In presenza di liquido e vapore la pressione esercitata dal vapore è indipendente dal volume del contenitore.
- Più grande è il volume del contenitore, maggiore è la quantità di liquido che deve evaporare per avere la pressione di equilibrio

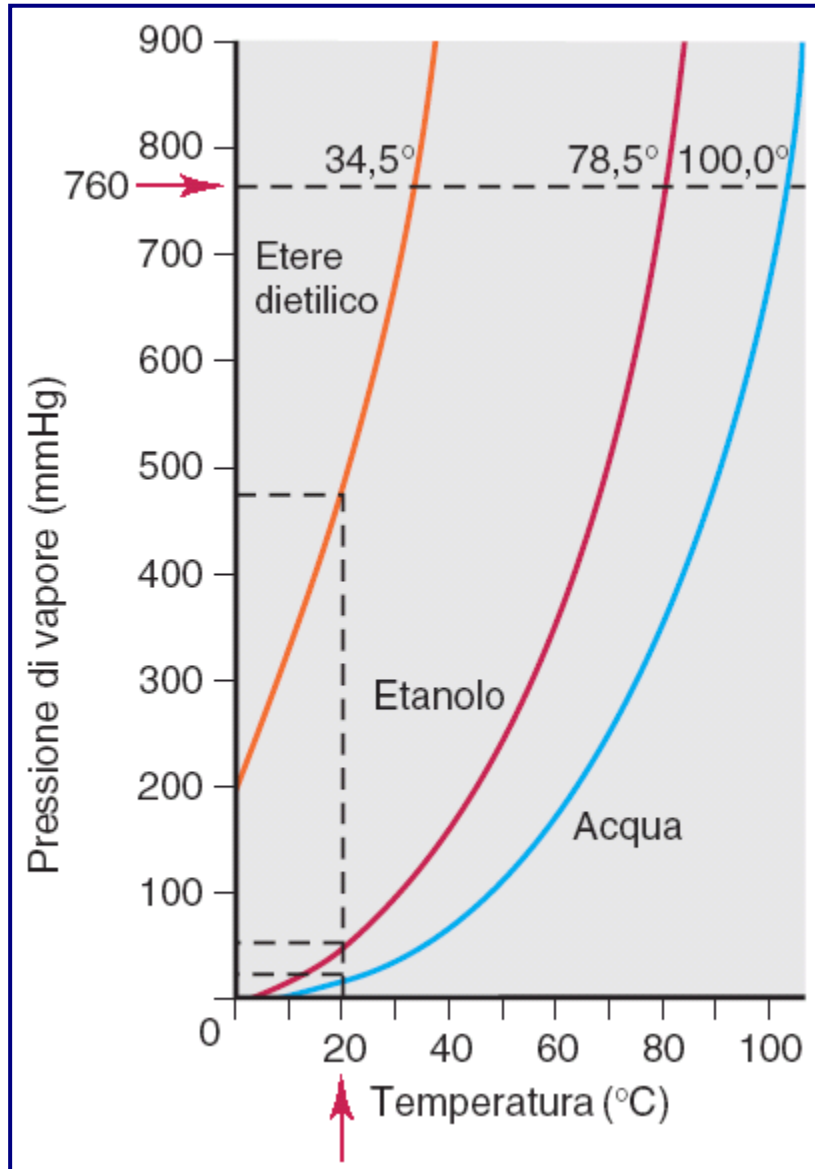
Tensione di vapore e temperatura

- La pressione di vapore di una sostanza dipende dalla temperatura
- Effetto della temperatura sulla distribuzione delle velocità molecolari in un liquido



- Più alta è la temperatura più alta è la tensione di vapore

Pressione di vapore in funzione della temperatura e delle forze intermolecolari



- **Acqua**

24 mm Hg

a 25°C

92 mm Hg

a 50°C

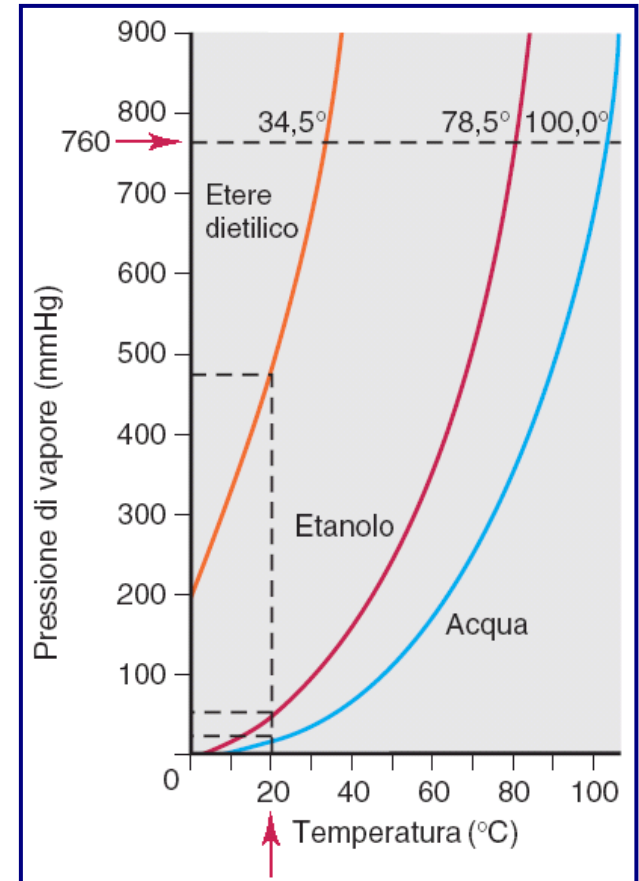
760 mm Hg (1 atm)

a 100°C

- La pressione di vapore *aumenta* quando la temperatura *aumenta*.
- Ad una data T l'energia cinetica media è la stessa per differenti sostanze → le molecole con forze intermolecolari più deboli evaporano più facilmente
- La pressione di vapore *diminuisce* quando l'entità delle forze intermolecolari *aumenta*.

Pressione di vapore e temperatura di ebollizione

- La *temperatura di ebollizione* di un liquido è la temperatura a cui la pressione di vapore è uguale alla pressione esterna.
- La *temperatura di ebollizione normale* è quella osservata alla normale pressione atmosferica a livello del mare (760 torr).
- La temperatura di ebollizione *aumenta/diminuisce* all'*aumentare/diminuire* della pressione esterna
- *Temperatura ebollizione H₂O* :
 - 100°C livello del mare
 - 72°C vetta del monte Everest



L'equazione di Clausius-Clapeyron

- Relazione tra pressione di vapore e temperatura.

$$\ln P = \frac{-\Delta H_{\text{vap}}}{R} \left(\frac{1}{T} \right) + C$$

ΔH_{vap} calore di vaporizzazione

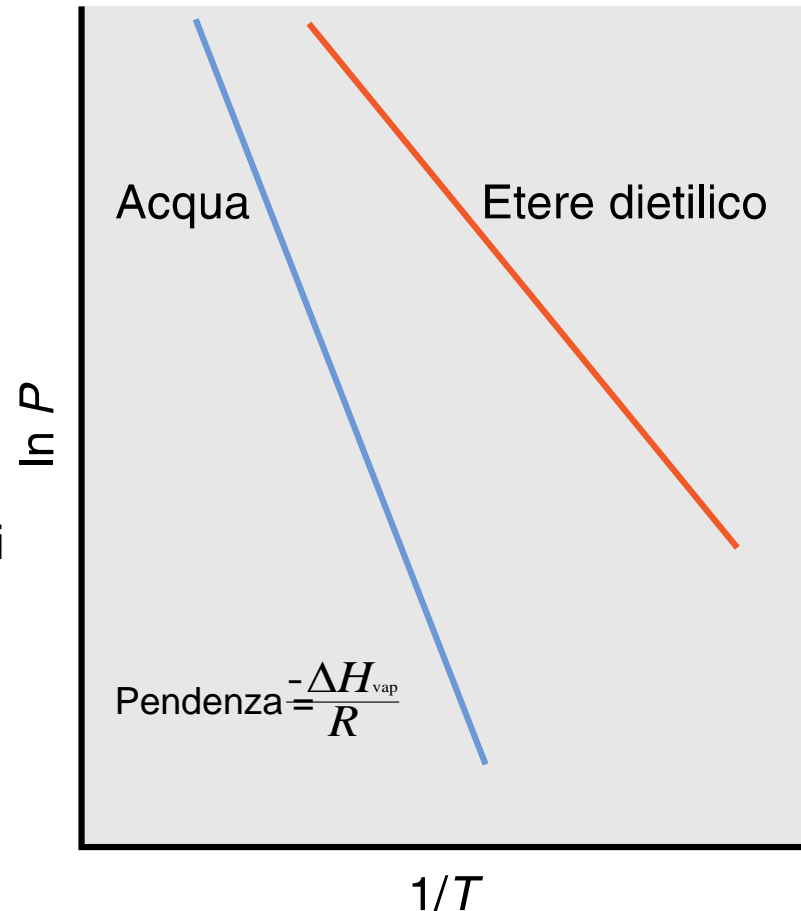
R costante universale dei gas, 8,31 J/(mol•K)

T temperatura assoluta

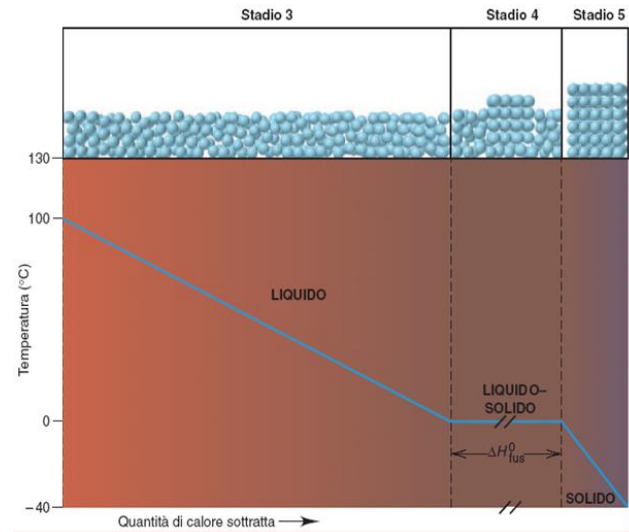
C costante

- L'equazione della retta passante per due punti (P_1T_1 e P_2T_2) consente di calcolare analiticamente ΔH_{vap}

$$\ln \frac{P_2}{P_1} = \frac{-\Delta H_{\text{vap}}}{R} \left(\frac{1}{T_2} - \frac{1}{T_1} \right)$$



Equilibrio solido-liquido



Equilibrio solido-vapore

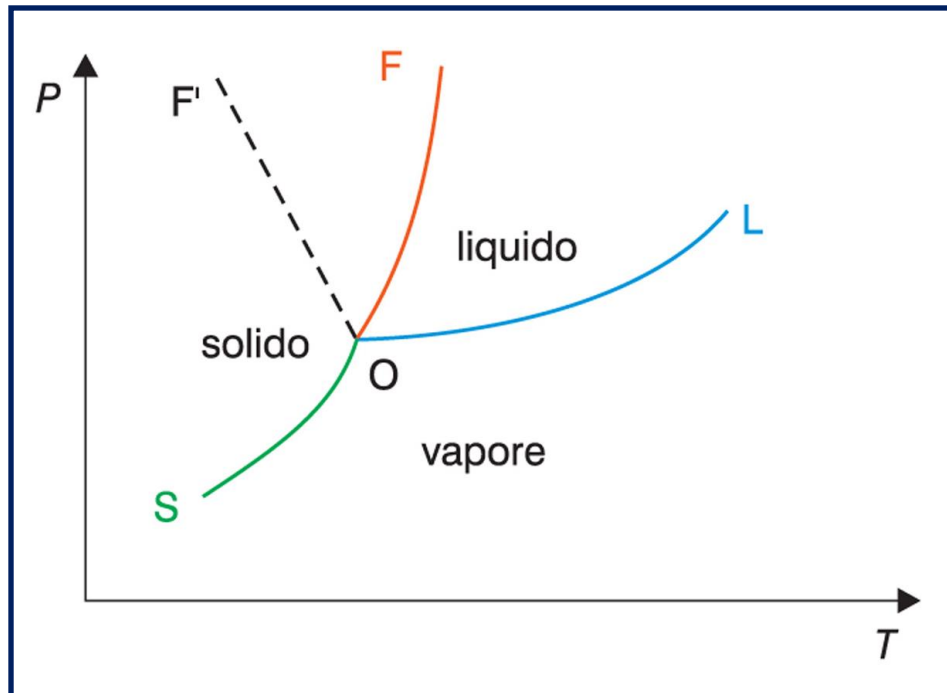
Sublimazione dello iodio



Diagrammi di fase o di stato

Transizioni di fase e Diagrammi di fase

- Diagrammi pressione/temperatura che delle transizioni di fase di una sostanza
- Combina le curve solido-liquido, solido-vapore, liquido-vapore



(Nel caso più semplice) il diagramma di fase divide il piano p-T in tre zone, delimitate dai tre rami di curva discussi: ciascun ramo rappresenta il luogo dei punti di equilibrio fra due fasi mentre in ciascuna regione del piano p-T, la temperatura e la pressione sono tali per cui solo una fase (solida, liquida o gassosa) può esistere in condizioni di equilibrio. La temperatura a cui si ha **equilibrio solido-liquido** alla pressione di **1 atm** viene detta **temperatura normale di congelamento**; analogamente, la temperatura a cui si ha **equilibrio liquido-vapore** alla pressione di 1 atm viene detta **temperatura normale di ebollizione**. In generale, l'ebollizione è una transizione dalla fase liquida a quella vapore quando la pressione di vapore del liquido è uguale o maggiore della pressione esterna. **Mentre nell'evaporazione solo le molecole della superficie del liquido passano in fase vapore, nell'ebollizione, tutte le molecole del liquido (anche quelle che si trovano al di sotto della superficie) passano in fase vapore**: ciò si manifesta con la formazione di bolle di vapore nella massa del liquido. La formazione delle bolle è dovuta proprio al fatto che la pressione di vapore del liquido uguaglia la pressione esterna: infatti, affinché una bolla possa formarsi e crescere, bisogna che la pressione del vapore al suo interno sia uguale alla pressione esterna, che è uguale a quella atmosferica (più il piccolo contributo dovuto al peso del liquido soprastante).

Operando una serie di misure della pressione di equilibrio corrispondente a temperature via via minori a partire, ad esempio, dalla temperatura di ebollizione e riportando le coppie di valori P e T così ottenuti in un grafico, otterremo un ramo di curva che rappresenta il luogo dei punti in cui **acqua liquida e acqua vapore coesistono in equilibrio**. Continuando a diminuire la temperatura del termostato, si arriverà al punto in cui **l'acqua appena introdotta ghiaccia**. Anche in questo caso, tuttavia, parte dell'**acqua solida evaporerà** per occupare il volume vuoto a disposizione generando una pressione di equilibrio. Si avrà dunque un equilibrio **tra acqua solida e acqua vapore**

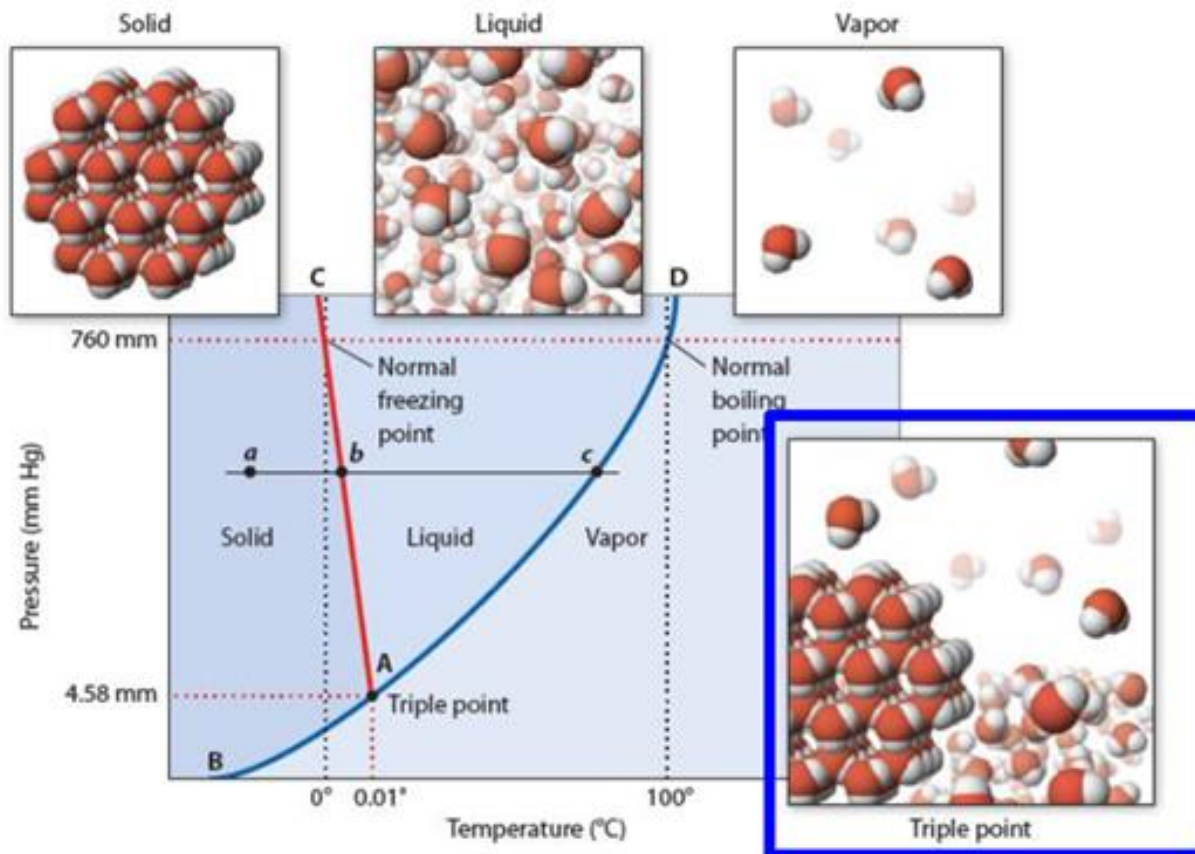
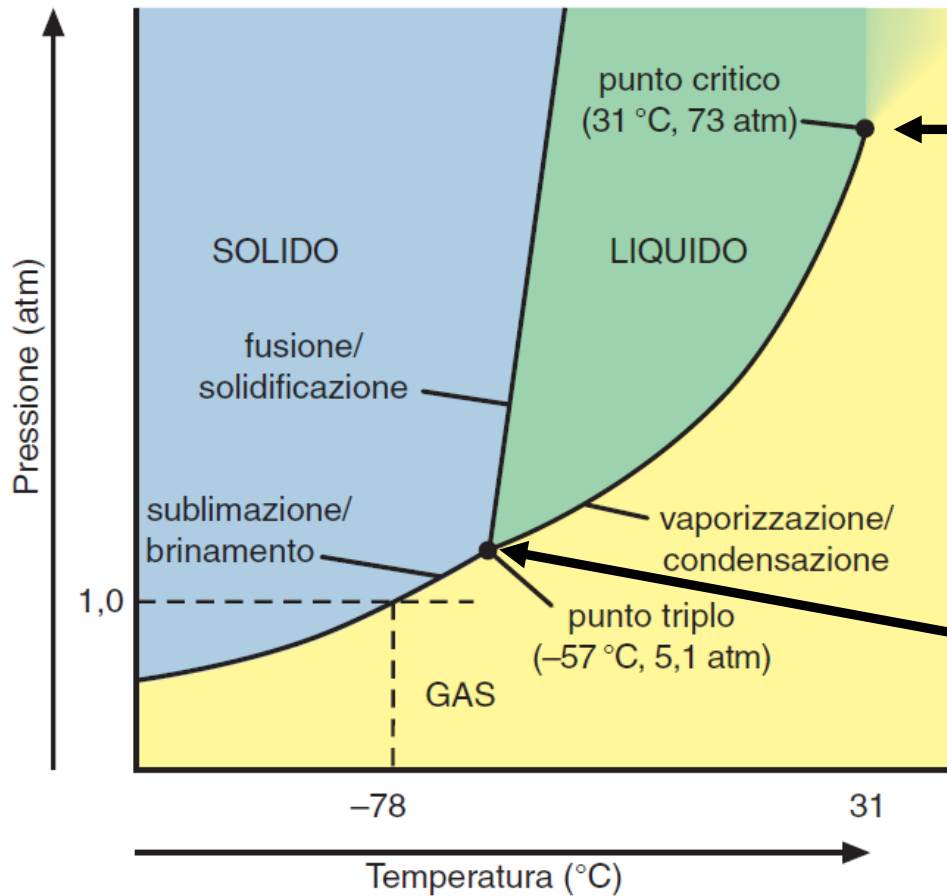


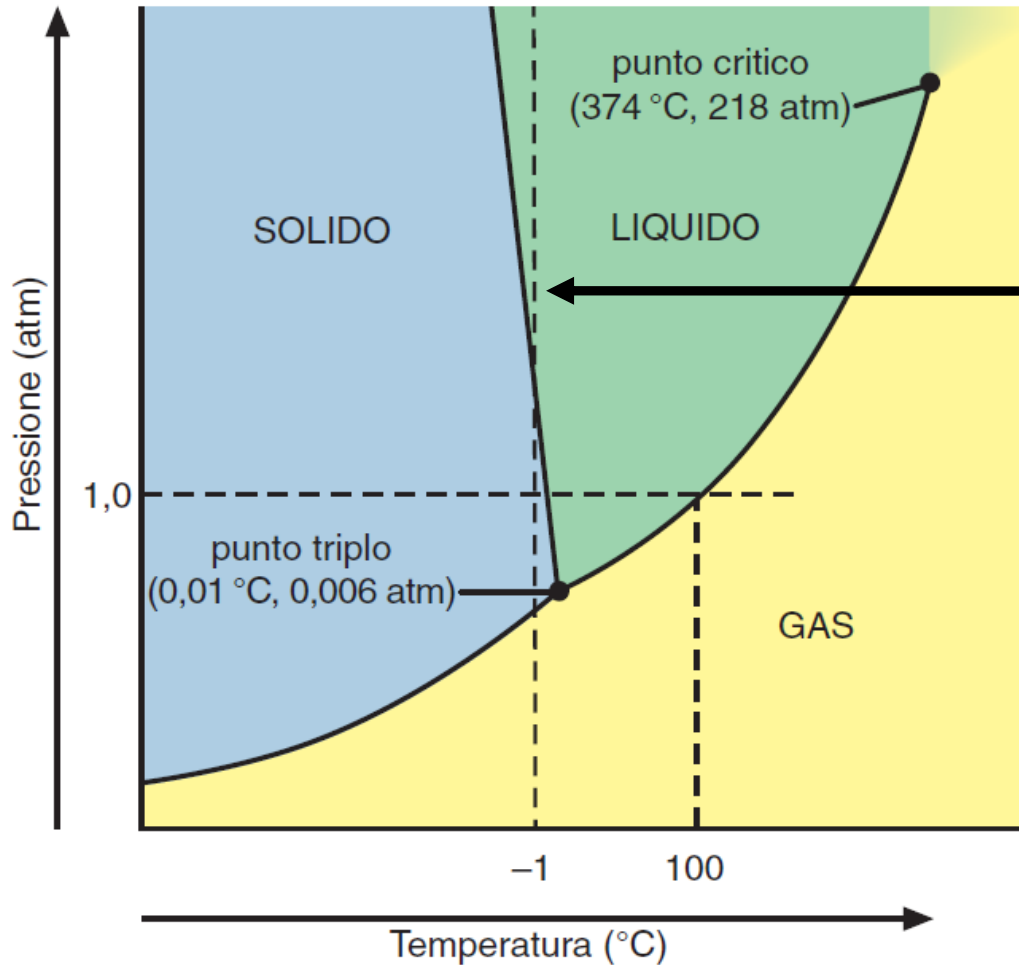
Diagramma di fase di CO₂



Al punto critico la densità della fase liquida è uguale a quella della fase vapore.






Al punto triplo le tre fasi sono in equilibrio

Diagramma di fase di H_2O



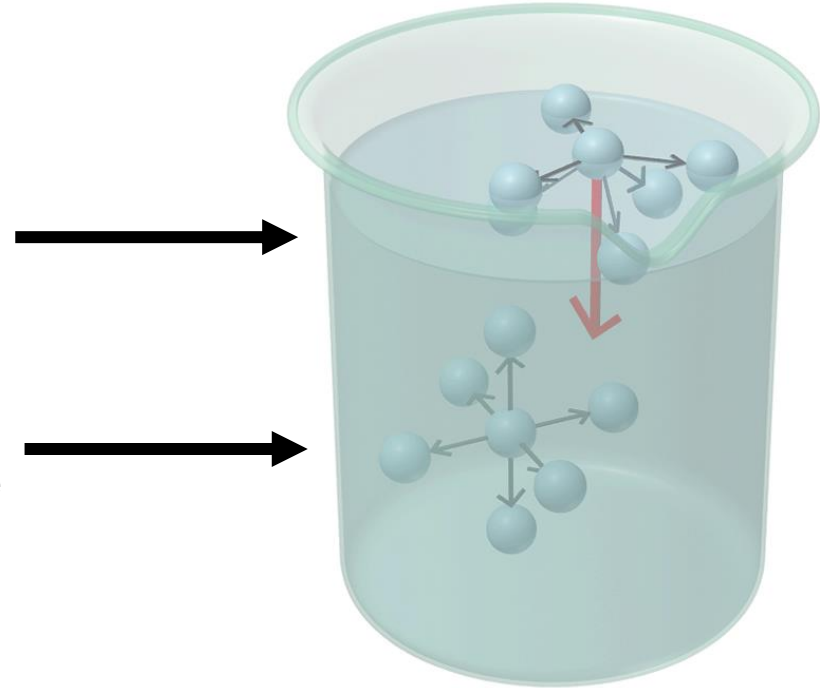
La curva relativa all'equilibrio solido-liquido *pende verso sinistra* per H_2O , perché il solido è *meno* denso del liquido. L'acqua si espande quando solidifica.

Le proprietà dello stato liquido

| Forza | Modello | Base dell'attrazione | Energia (kJ/mol) | Esempio |
|--|---|---|------------------|---|
| Forze di non legame (intermolecolari) | | | | |
| Forze ione dipolo |  | Carica dello ione-carica del dipolo | 40-600 | $\text{Na}^+ \cdots \text{O} \begin{array}{l} \text{H} \\ \text{H} \end{array}$ |
| Forze di legame idrogeno | $\delta^- \quad \delta^+ \quad \delta^-$ $-\text{A}-\text{H} \cdots \cdots \text{:B}-$ | Legame polare con carica H-dipolo (alta elettronegatività di N, O, F) | 10-40 | $\begin{array}{c} \text{:}\ddot{\text{O}}-\text{H} \\ \\ \text{H} \end{array} \cdots \cdots \begin{array}{c} \text{:}\ddot{\text{O}}-\text{H} \\ \\ \text{H} \end{array}$ |
| Forze dipolo-dipolo |  | Cariche dei dipoli | 5-25 | $\text{I}-\text{Cl} \cdots \cdots \text{I}-\text{Cl}$ |
| Forze ione-dipolo indotto |  | Carica dello ione-nuvola elettronica polarizzabile | 3-15 | $\text{Fe}^{2+} \cdots \cdots \text{O}_2$ |
| Forze dipolo-dipolo indotto |  | Carica del dipolo-nuvola elettronica polarizzabile | 2-10 | $\text{H}-\text{Cl} \cdots \cdots \text{Cl}-\text{Cl}$ |
| Forze di dispersione (forze di London) |  | Nuvole elettroniche polarizzabili | 0,05-40 | $\text{F}-\text{F} \cdots \cdots \text{F}-\text{F}$ |

La tensione superficiale

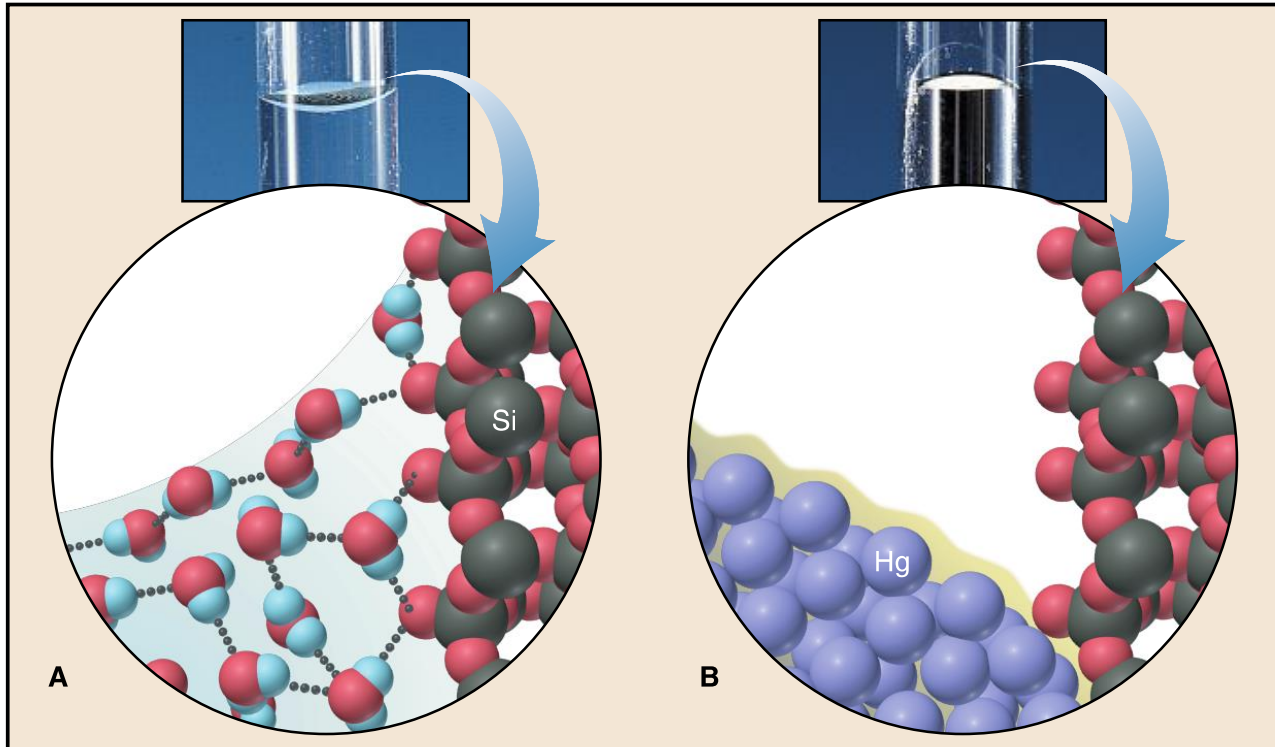
- In un liquido le molecole sono attratte reciprocamente da forze intermolecolari
- Le molecole situate sulla superficie di un liquido sono soggette a un'attrazione netta verso l'interno del liquido
- Le molecole situate all'interno del liquido sono soggette ad attrazioni intermolecolari in tutte le direzioni.
- Un liquido tende a minimizzare il numero di molecole sulla superficie, generando la tensione superficiale.
- Il liquido tende ad avere la minore superficie possibile (sferica)
- **La tensione superficiale è l'energia necessaria per aumentare di una quantità unitaria l'area della superficie.**
- La tensione superficiale è *maggiore* tanto *maggiori* sono le forze tra le particelle.



Tensione superficiale e forze interparticellari

| Sostanza | Formula | Tensione Superficiale (J/m ²) a 20 °C | Forza(e) principale(i) |
|-----------------|--|--|----------------------------|
| Etere dietilico | CH ₃ CH ₂ OCH ₂ CH ₃ | 1,7x10 ⁻² | Dipolo-dipolo; dispersione |
| Etanolo | CH ₃ CH ₂ OH | 2,3x10 ⁻² | Legame H |
| Butanolo | CH ₃ CH ₂ CH ₂ CH ₂ OH | 2,5x10 ⁻² | Legame H; dispersione |
| Acqua | H ₂ O | 7,3x10 ⁻² | Legame H |
| Mercurio | Hg | 48x10 ⁻² | Legame metallico |

Capillarità



A. Acqua: menisco concavo

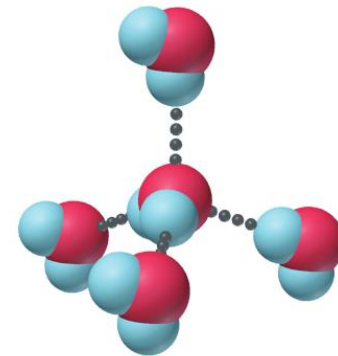
B. Mercurio: menisco convesso

Viscosità

- La viscosità è la resistenza di un fluido allo scorrimento

Viscosità dell'acqua a varie temperature

| Temperatura (°C) | Viscosità(N·s/m ²)* |
|------------------|---------------------------------|
| 20 | 1,00x10 ⁻³ |
| 40 | 0,65x10 ⁻³ |
| 60 | 0,47x10 ⁻³ |
| 80 | 0,35x10 ⁻³ |

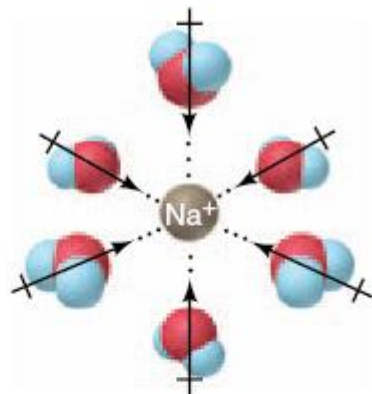


Ogni molecola di H₂O può formare *quattro* legami idrogeno con altre molecole generando una disposizione tetraedrica.

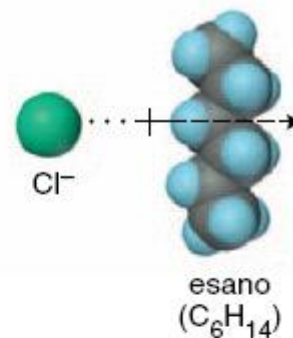
Soluzioni

Principali tipi di forze intermolecolari nelle soluzioni

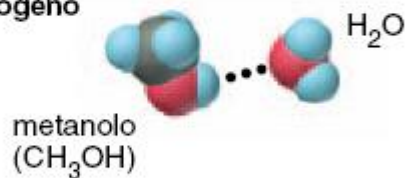
**forza
ione-dipolo**
(40–600)



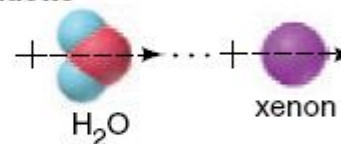
**forza
ione-dipolo indotto**
(3–15)



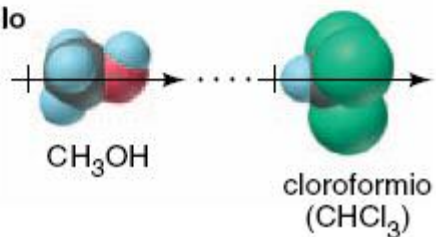
legame idrogeno
(10–40)



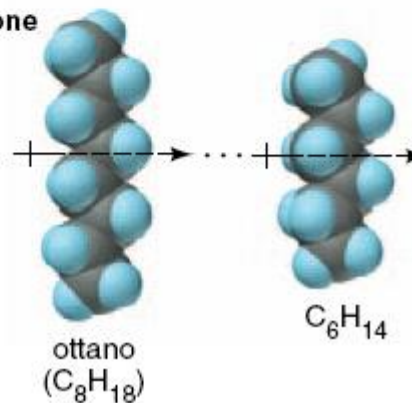
**forza
dipolo-dipolo indotto**
(2–10)

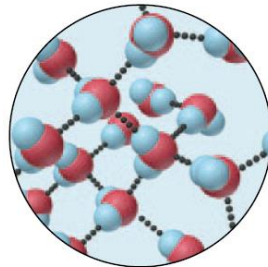


**forza
dipolo-dipolo**
(5–25)

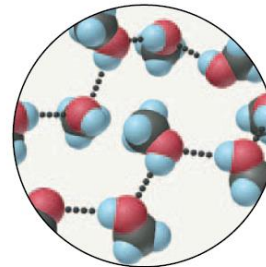


**forza
di dispersione**
(0,05–40)

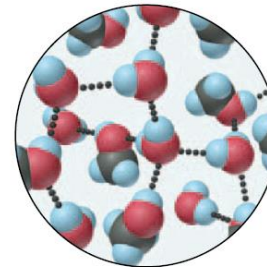




acqua



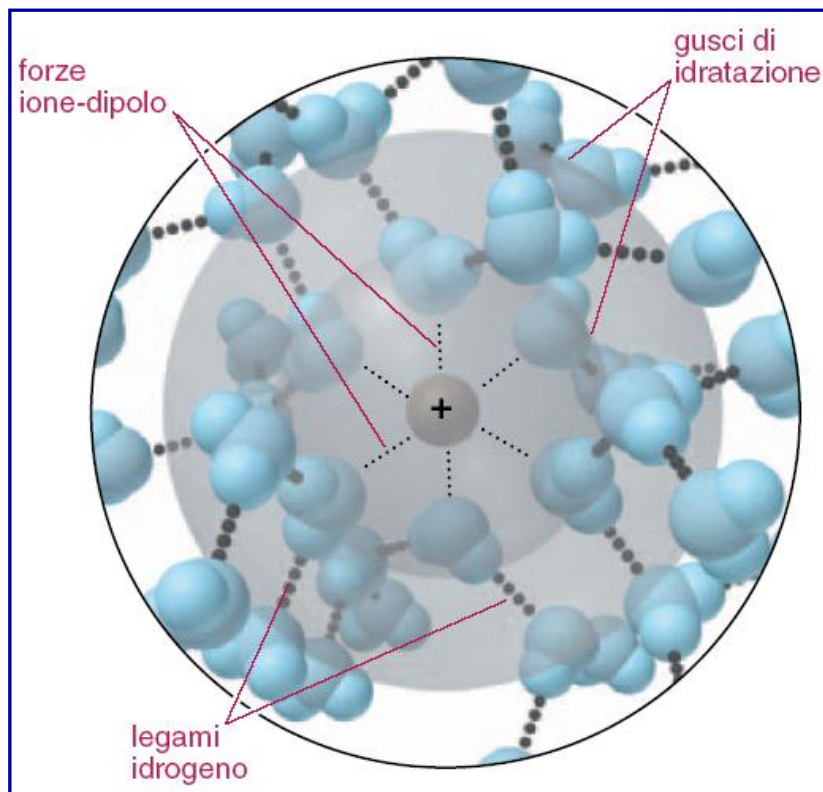
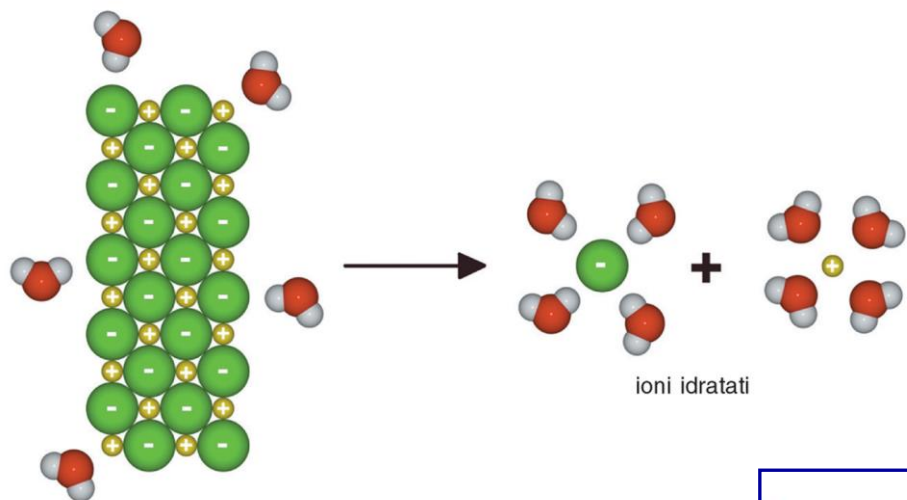
metanolo

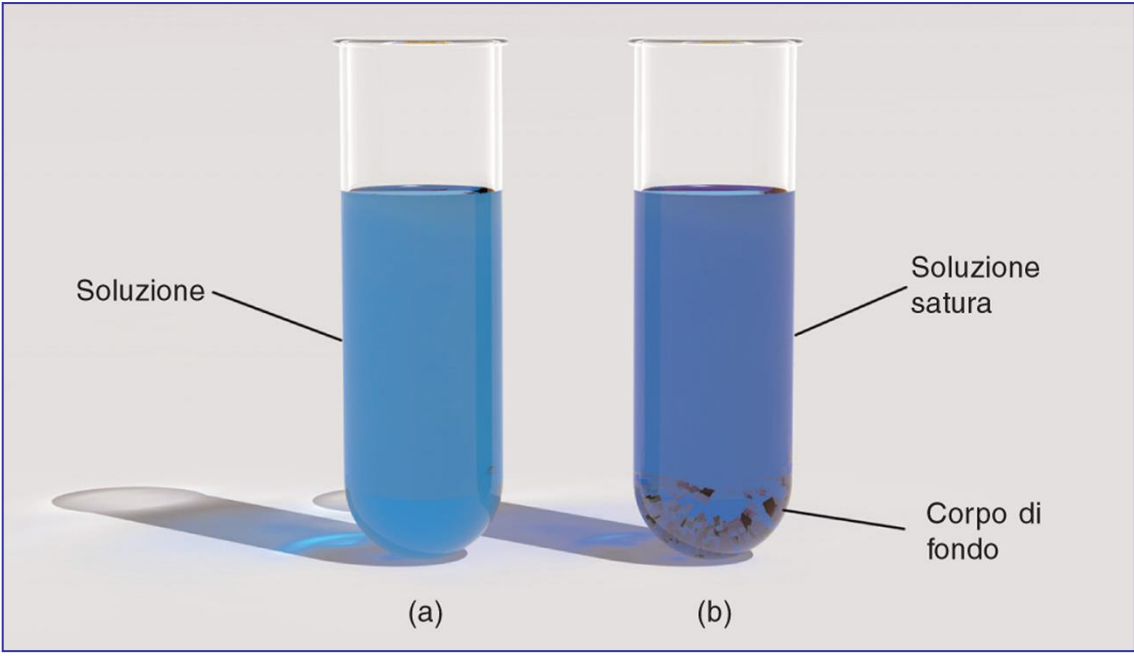


una soluzione
di acqua e metanolo

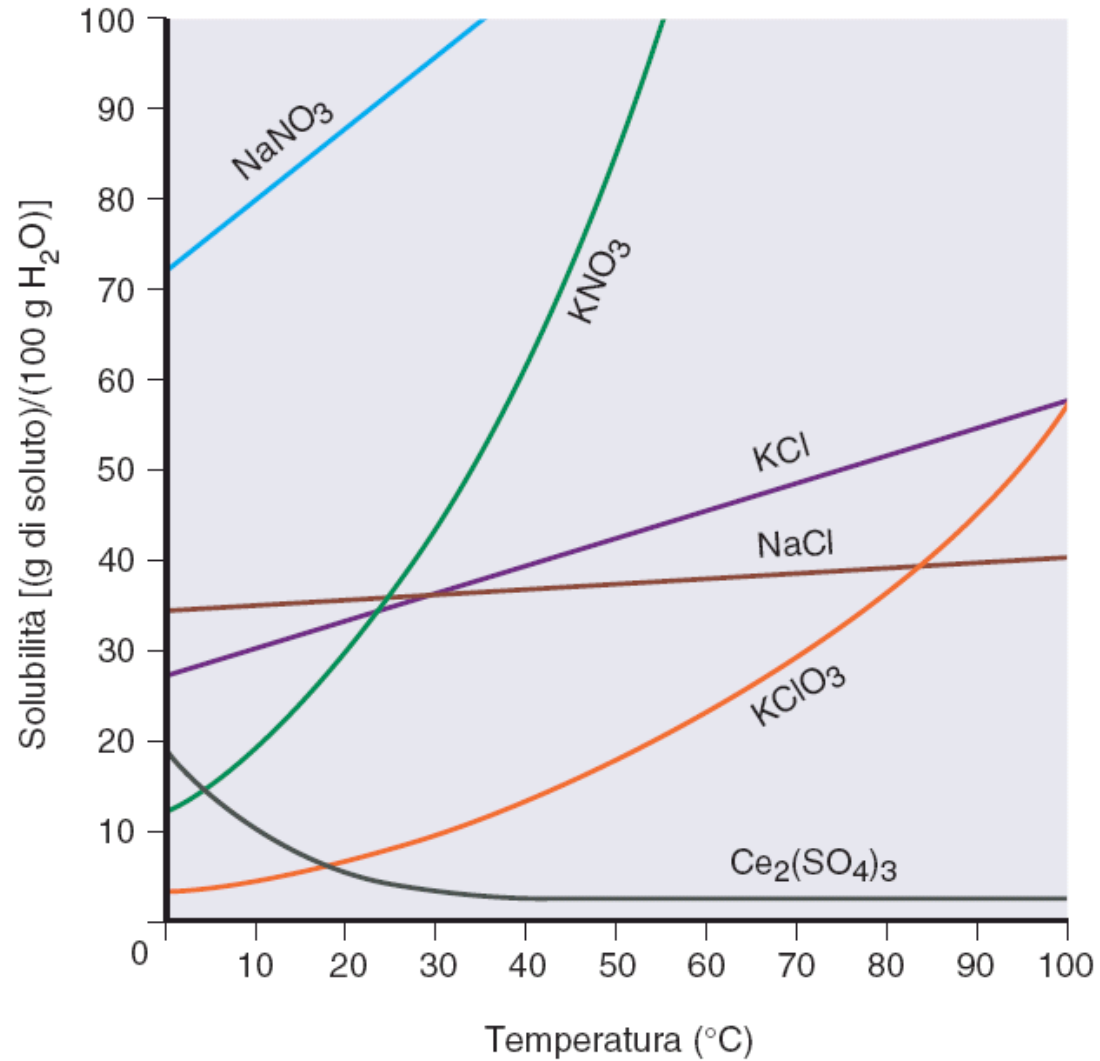
| Alcol | Modello | Solubilità in acqua | Solubilità in esano |
|---|---------|------------------------|------------------------|
| CH ₃ OH (metanolo) | | ∞ | 1,2 |
| CH ₃ CH ₂ OH (etanolo) | | ∞ | ∞ |
| CH ₃ (CH ₂) ₂ OH (propanolo) | | ∞ | ∞ |
| CH ₃ (CH ₂) ₃ OH (butanolo) | | 1,1 | ∞ |
| CH ₃ (CH ₂) ₄ OH (pentanolo) | | 0,30 | ∞ |
| CH ₃ (CH ₂) ₅ OH (esanolo) | | 0,058 | ∞ |

* Espressa in (mol alcol)/(1000 g solvente) a 20 °C.





Solubilità e temperatura

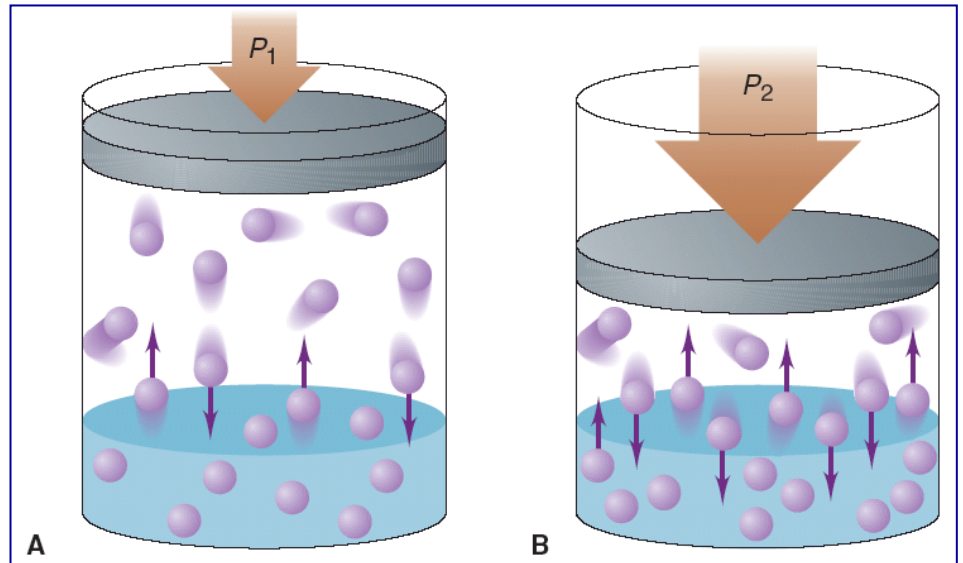


Legge di Henry

La solubilità di un gas (S_{gas}) è **direttamente** proporzionale alla **pressione parziale** del gas (P_{gas}) sulla soluzione.

$$S_{\text{gas}} = k_H \times P_{\text{gas}}$$

k_H = costante di Henry



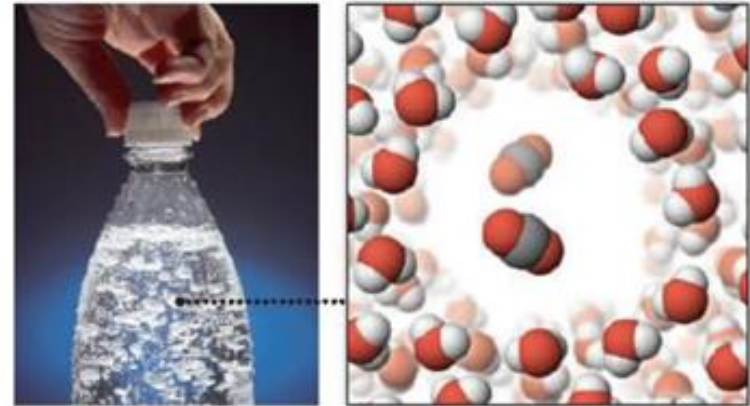
A. Una soluzione satura di un gas è in equilibrio alla pressione P_1 .

B. Se si aumenta la pressione a P_2 , il volume del gas diminuisce. Di conseguenza, la frequenza degli urti contro la superficie aumenta, e una maggiore quantità di gas è in soluzione quando si ristabilisce l'equilibrio.

Copyright © The McGraw-Hill Companies, Inc. Permission required for reproduction or display.



© Peter Scoones/Photo Researchers, Inc.



Carbonated soft drinks illustrate how Henry's law works. These beverages are packed under pressure in a chamber filled with carbon dioxide gas, some of which dissolves in the beverage. When the can or bottle is opened, the partial pressure of CO_2 above the solution drops, causing the solubility of CO_2 to drop (Gas bubbles out of the solution).

Soluzione ideale

- **Soluzione ideale:** originata dal mescolamento di sostanze che avviene in assenza di sviluppo o assorbimento di calore.
- Ciò avviene, in linea teorica, solo **se le forze di interazione tra le molecole di ciascuna sostanza sono dello stesso tipo e della stessa entità per tutte le sostanze che formano la soluzione.**
- Tutte **le soluzioni reali si discostano da quelle ideali**, ma il comportamento di una soluzione reale si avvicina a quello di una soluzione ideale all' aumentare della diluizione
- Soluzioni **con M inferiore a 0.01M hanno comportamenti vicini a soluzioni ideali**

Tensione di vapore e Legge di Raoult

Tensione di vapore di un componente **i-esimo di una soluzione** è uguale al prodotto della sua frazione molare (χ) per la tensione di vapore del componente puro

$$p_i = \chi_i p_i^0$$

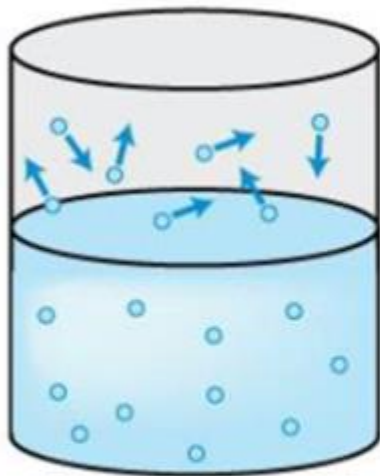
Legge di Raoult

$$p = p_1 + p_2 + p_3 + \dots + p_n = \chi_1 p_1^0 + \chi_2 p_2^0 + \chi_3 p_3^0 + \dots + \chi_n p_n^0$$

Per due componenti:

$$p = p_1 + p_2 = \chi_1 p_1^{\circ} + \chi_2 p_2^{\circ}$$

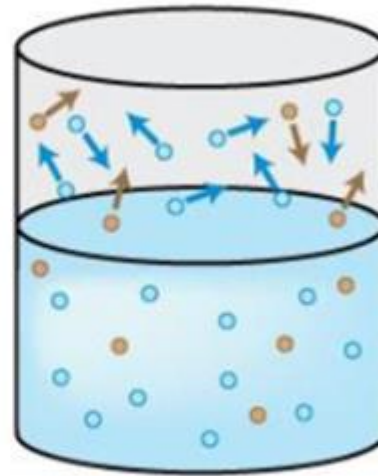
Un componente



$$P_{(\text{solution})} = P_{1(\text{pure})}^{\circ} x_1$$

$$P_{(\text{solution})} = P_{1(\text{pure})}^{\circ} \\ (x_1 = 1)$$

Due componenti



$$P_{(\text{solution})} = P_{1(\text{pure})}^{\circ} x_1 + P_{2(\text{pure})}^{\circ} x_2$$

Legge di Raoult: miscela di due componenti (solido-liquido)

$$P = x_1 P_1^\circ + x_2 P_2^\circ$$

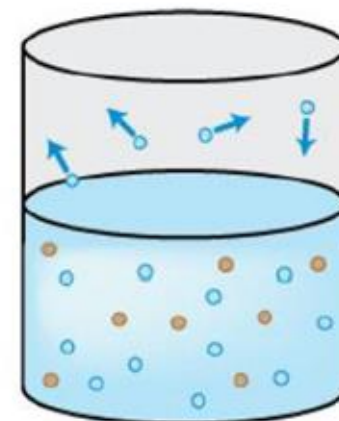
Se considero una soluzione molto diluita, ottenuta sciogliendo il solido 2 nel solvente 1, considerando che i solidi hanno una tensione di vapore molto più bassa dei liquidi:

$$x_1 \gg x_2 \text{ e } P_1^\circ \gg P_2^\circ$$

E quindi:

$$P = x_1 P_1^\circ \text{ (Legge di Raoult)}$$

Visto che x_1 è comunque minore di 1, la tensione di vapore della soluzione è minore di quella del solvente puro.



$$P_{\text{(solution)}} = P_{1 \text{ (pure)}}^\circ x_1$$

$$x_1 = 1 - x_2 \text{ e quindi:}$$

$$P = (1 - x_2) P_1^\circ \quad P = P_1^\circ - x_2 P_1^\circ \quad P_1^\circ - P = x_2 P_1^\circ$$

1. Solvente
2. Solido

Legge di Raoult: abbassamento della tensione di vapore

$$P_1^\circ - P = x_2 P_1^\circ$$

Indicando $P_1^\circ - P = \Delta P$ e dividendo entrambi i membri per P_1°

$$\frac{\Delta P}{P_1^\circ} = x_2$$

$\Delta P/P_1^\circ$ è l'abbassamento relativo della tensione vapore di una soluzione rispetto alla tensione di vapore ed è uguale alla frazione molare del soluto.

Per soluzioni diluite:

$$\Delta P = P_1^\circ \frac{n_2}{n_1 + n_2} \approx P_1^\circ \frac{n_2}{n_1}$$

$\Delta P = K C_m$ dove C_m è la concentrazione
molale del soluto

$$\Delta P \approx P_1^\circ \frac{n_2}{m_1 / MM_1}$$

$$\Delta P \approx P_1^\circ \frac{MM_1}{1000 \text{ g Kg}^{-1}} \frac{n_2}{m_1 / 1000 \text{ g Kg}^{-1}}$$

$$\text{Molalità} = \frac{\text{moli di soluto}}{\text{kg solvente}}$$

Proprietà colligative

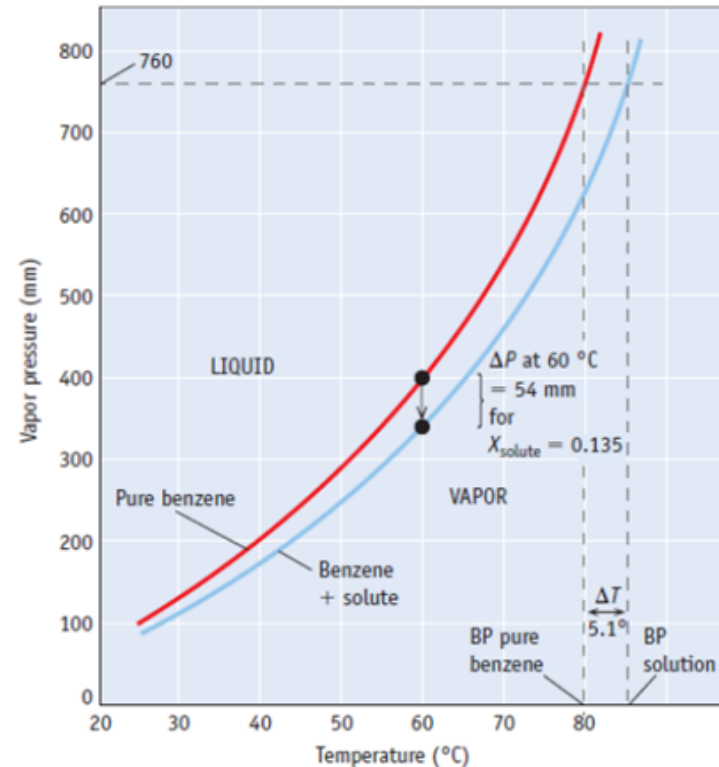
PROPRIETA' COLLIGATIVA:

proprietà di **soluzioni diluite** (ideali o reali che tendono all'idealità) che **non dipendono dalla natura chimica del soluto ma solo dal numero relativo delle sue particelle** rispetto al numero di particelle del solvente.

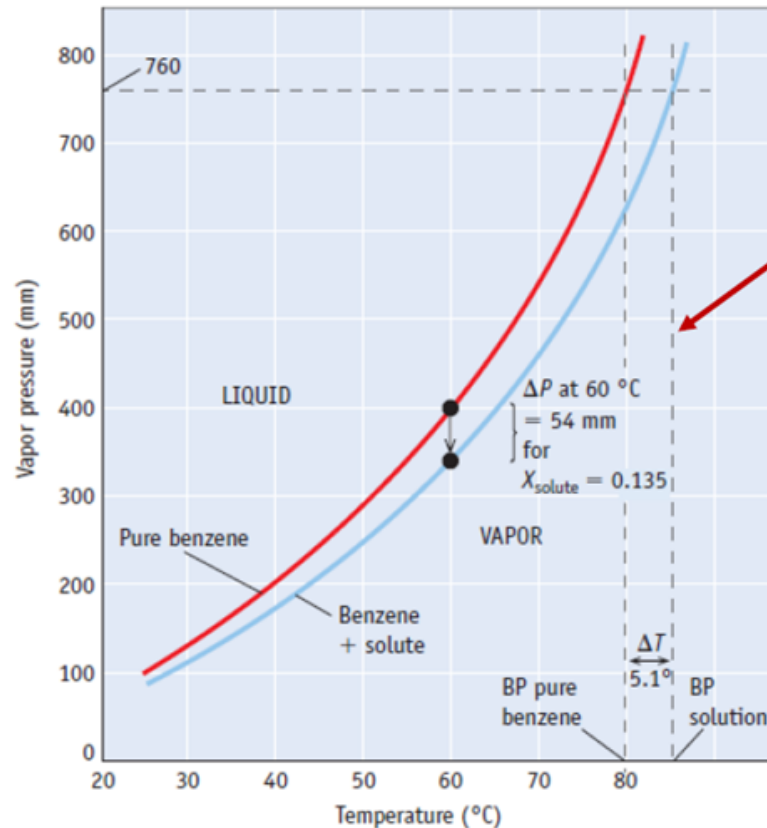
nel 1886 Raoult osservò la tensione di vapore del solvente veniva abbassata dall'aggiunta di un soluto non volatile.

l'abbassamento non dipendeva dal tipo di soluto ma solo dalla sua frazione molare.

Abbassamento della tensione di vapore



Innalzamento ebullioscopico



The vapor pressure lowering caused by the nonvolatile solute leads to an **increase** in the boiling point.

L'innalzamento ebullioscopico è proporzionale alla **molalità** della soluzione.

$$\Delta T_b = K_b m$$

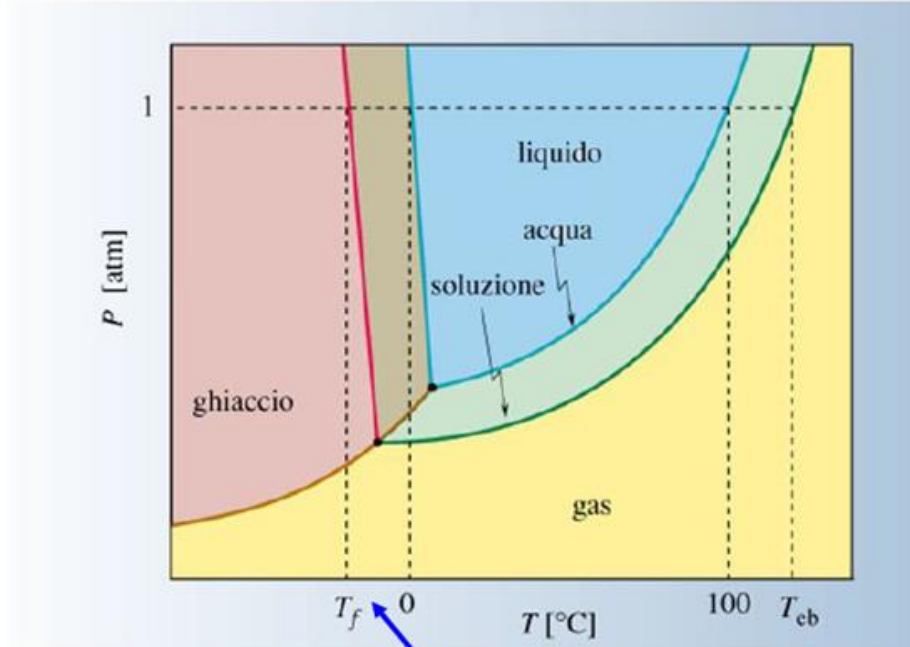
K_b è la costante ebullioscopica molale del **solvente**.

Abbassamento crioscopico



(a) Adding antifreeze to water prevents the water from freezing. Here, a jar of pure water (left) and a jar of water to which automobile antifreeze had been added (right) were kept overnight in the freezing compartment of a home refrigerator.

La temperatura di **congelamento** di una soluzione è sempre **minore** di quella del solvente puro.



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

K_{cr} è la costante crioscopica molale del **solvente**.

Costante ebullioscopica molale (K_{eb}) e costante crioscopica molale (K_{cr}) di alcuni solventi

| Solvente | Temperatura di ebollizione (°C)* | K_{eb} (°C/m) | Temperatura di solidificazione (°C) | K_{cr} (°C/m) |
|--------------------------|----------------------------------|-----------------|-------------------------------------|-----------------|
| Acido acetico | 117,9 | 3,07 | 16,6 | 3,90 |
| Acqua | 100,0 | 0,512 | 0,0 | 1,86 |
| Benzene | 80,1 | 2,53 | 5,5 | 4,90 |
| Cloroformio | 61,7 | 3,63 | -63,5 | 4,70 |
| Disolfuro di carbonio | 46,2 | 2,34 | -111,5 | 3,83 |
| Etanolo | 78,5 | 1,22 | -117,3 | 1,99 |
| Etere dietilico | 34,5 | 2,02 | -116,2 | 1,79 |
| Tetracloruro di carbonio | 76,5 | 5,03 | -23 | 30 |

* A 1 atm.

Diagramma di fase del solvente e della soluzione

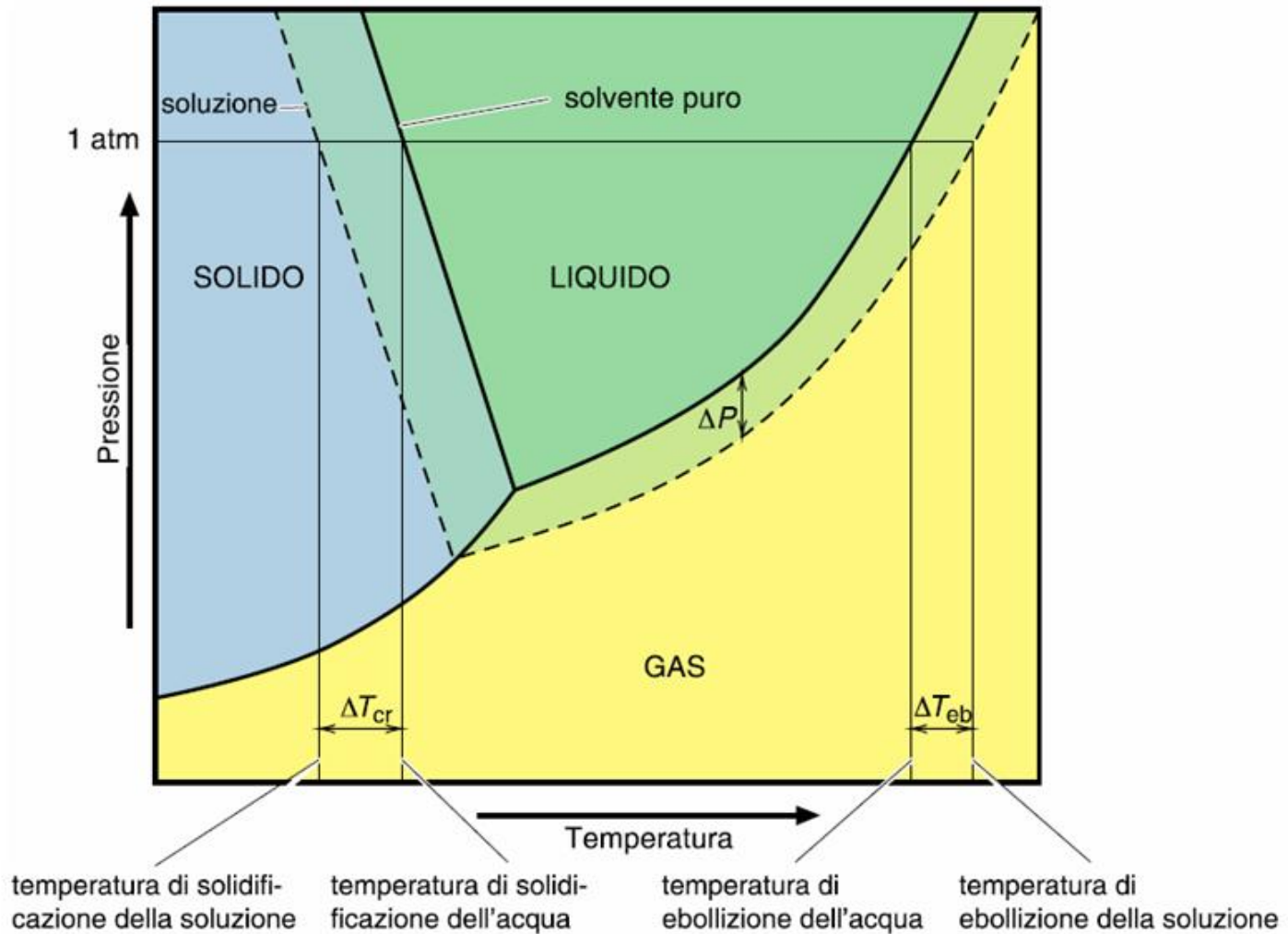
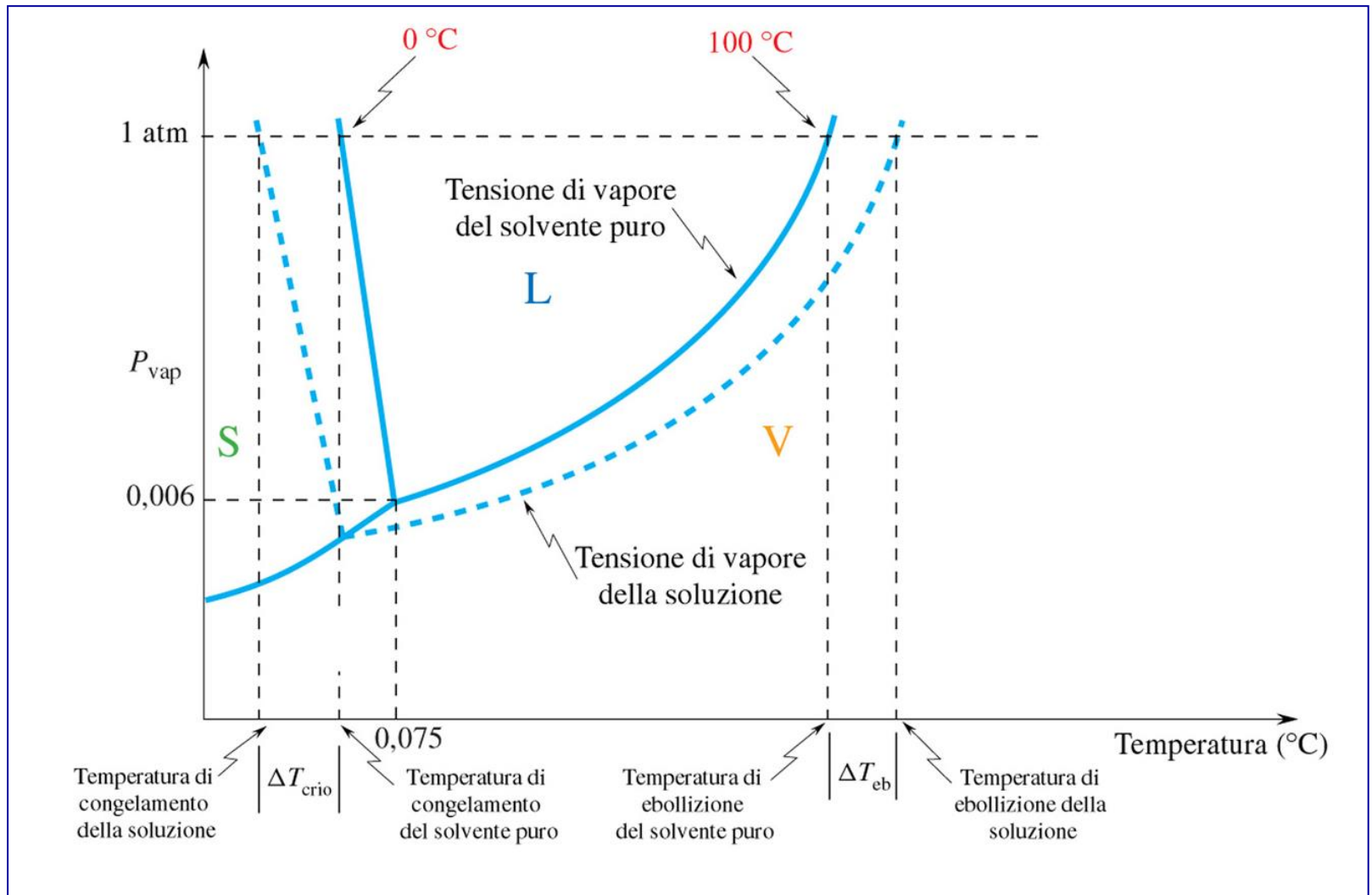
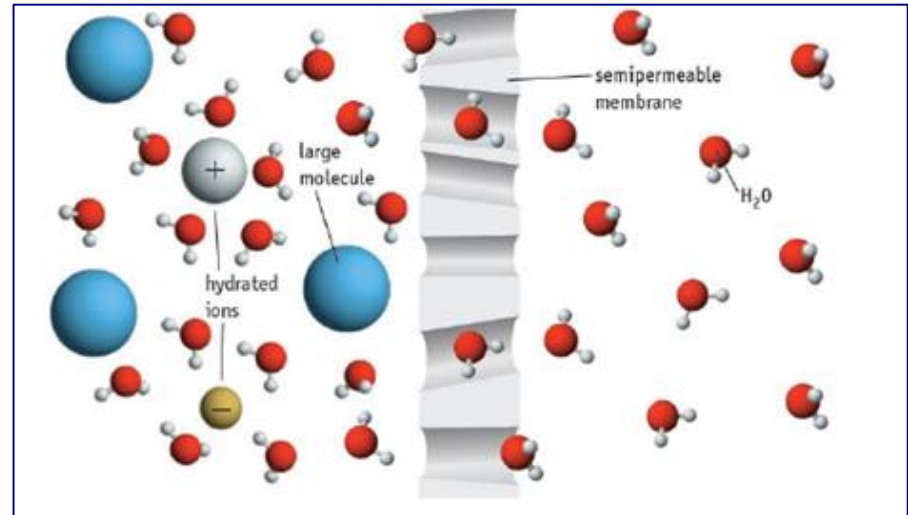


Diagramma di fase dell'acqua e di una soluzione acquosa

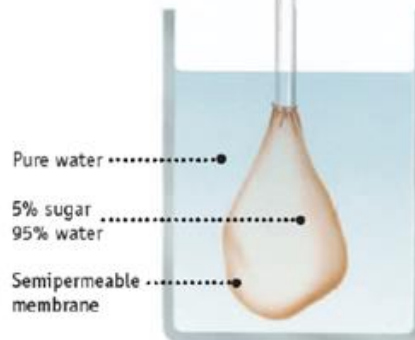


Osmosi

Osmosis is the movement of solvent molecules through a **semipermeable membrane** from a region of lower solute concentration to a region of higher solute concentration.

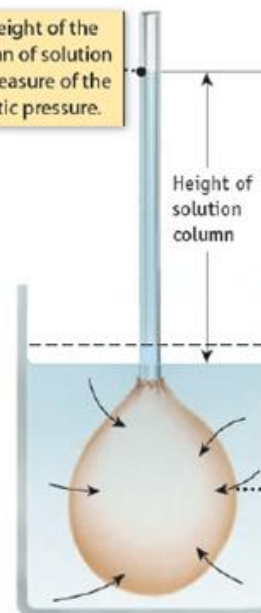


(a) The bag attached to the tube contains a solution that is 5% sugar and 95% water. The beaker contains pure water. The bag is made of a material that is semipermeable, meaning that it allows water, but not sugar molecules, to pass through.



time →

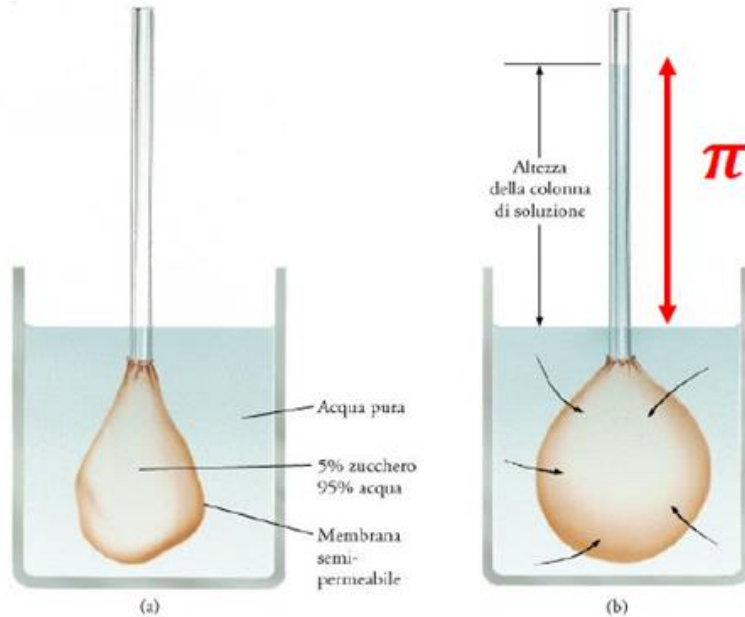
The height of the column of solution is a measure of the osmotic pressure.



(b) Over time, water flows from the region of low solute concentration (pure water) to the region of higher solute concentration (the sugar solution). Flow continues until the pressure exerted by the column of solution in the tube above the water level in the beaker is great enough to result in equal rates of passage of water molecules in both directions. The height of the column of solution is a measure of the osmotic pressure.

Water flows from the region of low solute concentration (pure water) to the region of higher solute concentration (the sugar solution).

Pressione osmotica



π Pressione osmotica

la pressione osmotica, che tende a far passare le molecole del solvente dall'esterno verso l'interno del tubo, è uguale alla pressione idrostatica che bisogna esercitare per impedire il flusso delle molecole del solvente dall'esterno verso l'interno del tubo

Legge di Van't Hoff

$$\pi = C_M R T = \frac{n_s}{V} R T = \frac{m_s}{V M M_s} R T$$

$$M M_s = \frac{C_s}{\pi} R T$$

$$\pi = C_M R T$$

C_M = concentrazione molare



(a) A fresh egg is placed in dilute acetic acid. The acid reacts with the CaCO_3 of the shell but leaves the egg membrane intact.



(b) If the egg, with its shell removed, is placed in pure water, the egg swells.

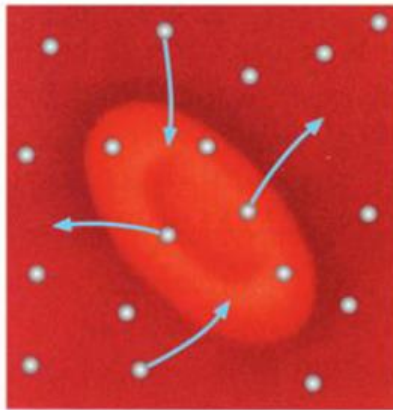


(c) If the egg, with its shell removed, is placed in a concentrated sugar solution, the egg shrivels.

Confrontando la pressione osmotica di due soluzioni:

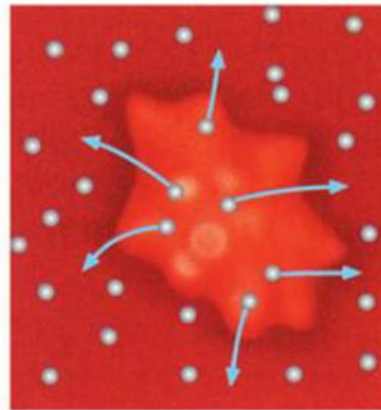
se $\pi_A = \pi_B \Leftrightarrow$ le due soluzioni sono *isotoniche* l'una rispetto all'altra;

se $\pi_A > \pi_B \Leftrightarrow \begin{cases} \text{la soluzione A è } \textit{ipertonica} \text{ rispetto alla soluzione B;} \\ \text{la soluzione B è } \textit{ipotonica} \text{ rispetto alla soluzione A.} \end{cases}$



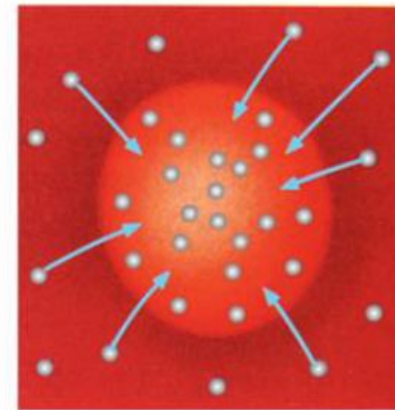
(a)

Soluzione isotonica
rispetto alla cellula



(c)

Soluzione ipertonica



(b)

Soluzione ipotonica

Proprietà colligative di elettroliti

Per spiegare le proprietà colligative di soluzioni di elettroliti si deve tener conto della **concentrazione totale di tutti gli ioni** piuttosto che della concentrazione dell'elettrolita.

Ad esempio l'abbassamento del punto di congelamento di una soluzione di NaCl 0.1 m è (circa) il doppio di quello di una soluzione di glucosio 0.1 m.

Ciò perché **ogni unità formula NaCl si dissocia in ioni Na⁺ e Cl⁻, cioè in due particelle che contribuiscono entrambe a tale proprietà colligativa.**

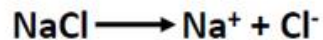
In generale per le principali proprietà colligative si può scrivere:

$$\Delta T_b = i K_b m$$

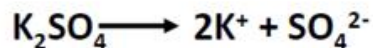
$$\Delta T_f = i K_f m$$

$$\pi = i M R T$$

in cui **i** è il numero di ioni provenienti da ogni unità formula (**coefficiente di Van't Hoff**)



$$i=2$$



$$i=3$$

Questo è rigorosamente vero solo per soluzioni molto diluite.

Osmosi Inversa

A CLOSER LOOK

Reverse Osmosis for Pure Water

Finding sources of freshwater for humans and agriculture has been a constant battle for centuries, and, if we continue using Earth's water at the present rate, those problems may increase. Although the Earth has abundant water, 97% of it is too salty to drink or to use on crops. A large portion of



Andy Scitlion/Getty Images

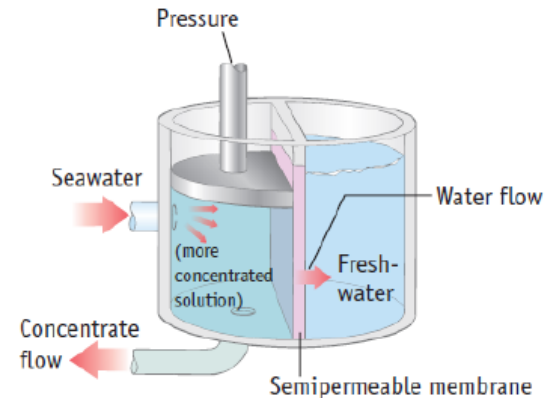
A reverse osmosis plant.

the remaining 3% is locked in the form of ice in the polar regions and is not easily obtained.

One of the oldest ways to obtain freshwater from seawater is by evaporation. This is, however, very energy-intensive, and the salt and other materials left behind may not be useful.

Reverse osmosis is another method of obtaining freshwater from seawater or groundwater. In this technique a pressure greater than the osmotic pressure of the impure water is applied to force water through a semipermeable membrane from a region of high solute concentration to one of lower solute concentration, that is, in the reverse direction that the water would move by osmosis.

Although reverse osmosis has been known for over 200 years, only in the last few decades has it been exploited. Now some municipalities obtain drinking water this way, and pharmaceutical companies



Reverse osmosis. Drinking water can be produced from seawater by reverse osmosis. The osmotic pressure of seawater is approximately 27 atm. To obtain freshwater at a reasonable rate, reverse osmosis requires a pressure of about 50 atm. For comparison, bicycle tires usually have an air pressure of 2–3 atm.

use it to obtain highly purified water. More than 15,000 reverse osmosis plants are in operation or in the planning stage worldwide.