

# Le forze intermolecolari

# Forze intramolecolari e forze intermolecolari

*Le forze intramolecolari o di legame si esercitano all'interno di una molecola. Il comportamento chimico è lo stesso in qualsiasi fase.*

Le molecole  $\text{H}_2\text{O}$  sono presenti indipendentemente dal fatto che l'acqua sia in fase solida, liquida o gassosa.

*Le forze intermolecolari si esercitano tra le molecole. Il comportamento fisico di ogni fase è diverso perché l'entità di queste forze varia da stato a stato.*

Le forze intermolecolari sono dovute all'attrazione tra molecole con cariche parziali o tra ioni e molecole.

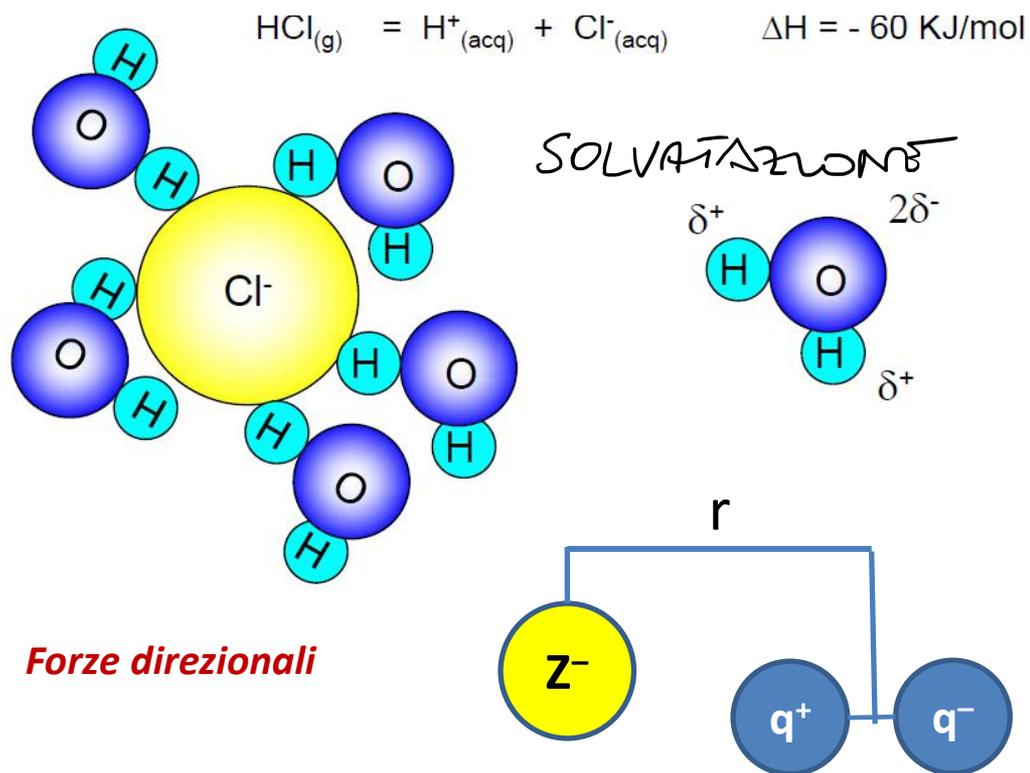
Le forze intermolecolari sono *più deboli* delle forze di legame perché si esercitano tra cariche minori e a distanze maggiori.

## Intermolecular vs Intramolecular

- 41 kJ to vaporize 1 mole of water (**inter**)
- 930 kJ to break all O-H bonds in 1 mole of water (**intra**)

# Forze intermolecolari: ione-dipolo

**Forze intermolecolari tra le più intense.** Uno **ione** positivo (negativo) interagisce **con una molecola polare** venendo attratto dal polo negativo (positivo) del dipolo. L'interazione ione dipolo ha una grande importanza nelle soluzioni. Un tipico esempio è **l'idratazione degli ioni in soluzione acquosa**. L'acqua è una molecola polare e come tale interagisce con gli ioni

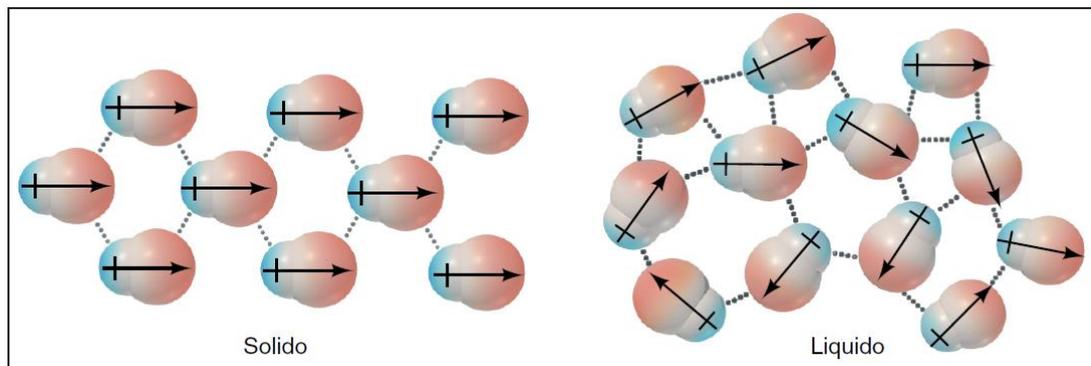
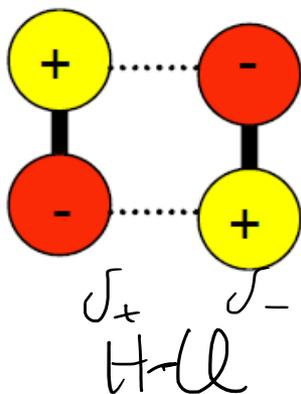


$$E = \frac{Z^{\pm} \mu e}{4\pi r^2 \epsilon_0}$$

Il **processo di idratazione** di uno ione è generalmente esotermico: ciò significa che l'idratazione **favorisce energeticamente un processo di dissociazione elettrolitica**. Ad esempio, la rottura del legame H-Cl nel cloruro di idrogeno è un processo endotermico, che richiede un'energia di circa 1394 KJ/mol. Questo spiega come mai HCl puro non è dissociato. Tuttavia, se si gorgoglia HCl in acqua, si ha una dissociazione. Ciò è spiegato dal grande guadagno energetico che si ha quando gli ioni  $\text{H}^+$  e  $\text{Cl}^-$  vengono idratati.

$\mu$  = momento di dipolo  
 $Z$  = carica dello ione  
 $r$  = distanza fra ione e dipolo  
 $e$  = carica elettronica

# Forze intermolecolari: dipolo-dipolo



Dati due dipoli elettrici, l'estremità positiva di uno viene attratta dall'estremità negativa dell'altro e viceversa. Lo stesso tipo di interazione si ha fra molecole polari.

L'interazione dipolo-dipolo è esotermica: ciò significa che bisogna fornire energia per distruggere tale tipo di interazione.

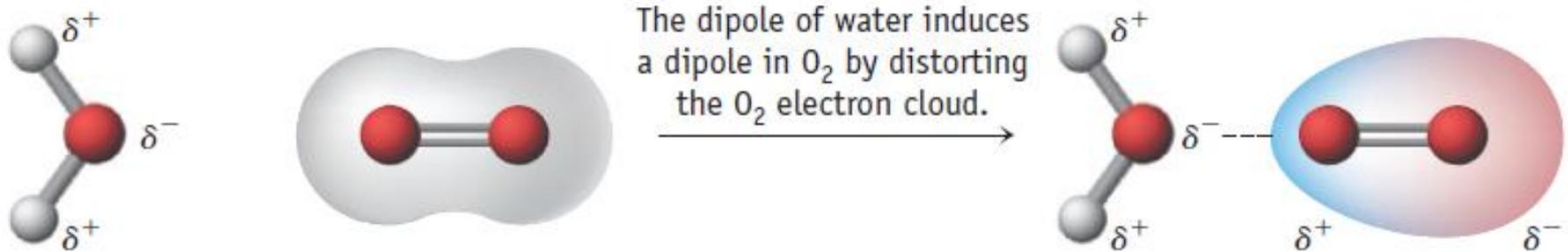
La temperatura di fusione o di ebollizione di un composto è un'indicazione di quanto intense sono le forze intermolecolari che tengono unite le molecole nella fase solida o liquida: una temperatura di fusione o ebollizione maggiore indica forze intermolecolari più intense: **aumento della temperatura di fusione o di ebollizione di un composto polare all'aumentare del momento di dipolo risultante delle sue molecole.**

$$E = \frac{-2 \mu_1 \mu_2}{4\pi r^3 \epsilon_0}$$

$\mu$  = momento di dipolo

$r$  = distanza fra dipoli

# Forze intermolecolari: ione-dipolo indotto, dipolo-dipolo indotto



$$E = -\frac{1}{2}Z^2\alpha/r^4$$

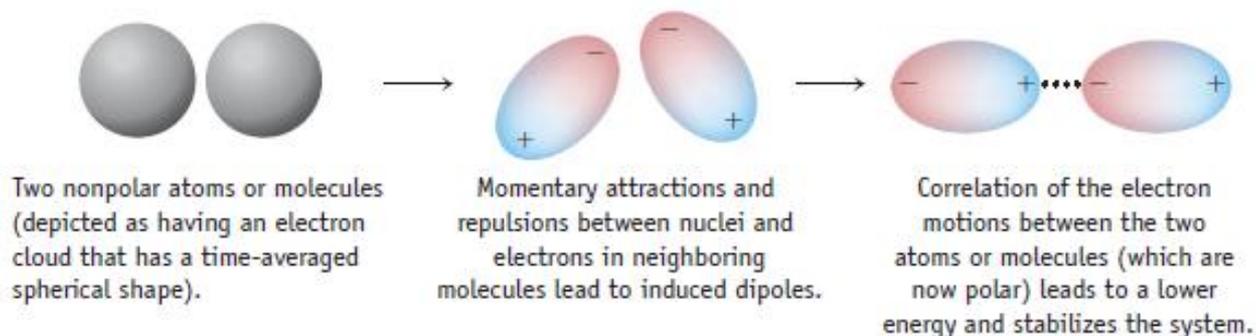
Ione-dipolo indotto

$$E = -\mu^2\alpha/r^6$$

Dipolo-dipolo indotto

Dato che l'induzione di un momento di dipolo dipende dalla facilità con cui la nuvola elettronica viene deformata, la **polarizzabilità  $\alpha$**  aumenta all'aumentare delle dimensioni atomiche o molecolari. Infatti, quanto più gli elettroni sono distanti dal nucleo, tanto meno fortemente sono trattenuti da quest'ultimo e quindi tanto più facile sarà il loro spostamento sotto l'effetto di un campo elettrico.

# Forze intermolecolari: dipole indotto-dipolo indotto



$$E = -2\mu^2\alpha/r^6 \quad \text{oppure} \quad E = -3I^3\alpha^2/4r^6$$

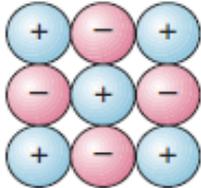
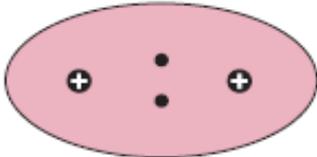
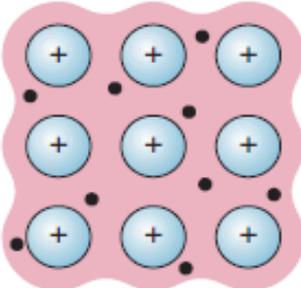
$\mu_m$  = momento di dipolo istantaneo medio

$I$  = energia di ionizzazione della specie

Vengono anche dette forze di dispersione o forze di **London** e sono generalmente le forze intermolecolari **meno intense**. Sono originate da **fluttuazioni momentanee nella distribuzione di carica in specie chimiche apolari**: tali fluttuazioni determinano momenti di dipolo istantanei che a loro volta possono indurre momenti di dipolo in molecole vicine. Le forze di dispersione sono particolarmente importanti nei composti apolari.

$\text{Cl}_2$	gas	↓ Dimensioni e polarizzabilità ↓	↓ Forze di London ↓
$\text{Br}_2$	liquido		
$\text{I}_2$	solido		

# Confronto delle forze di legame e delle forze di non legame (intermolecolari)

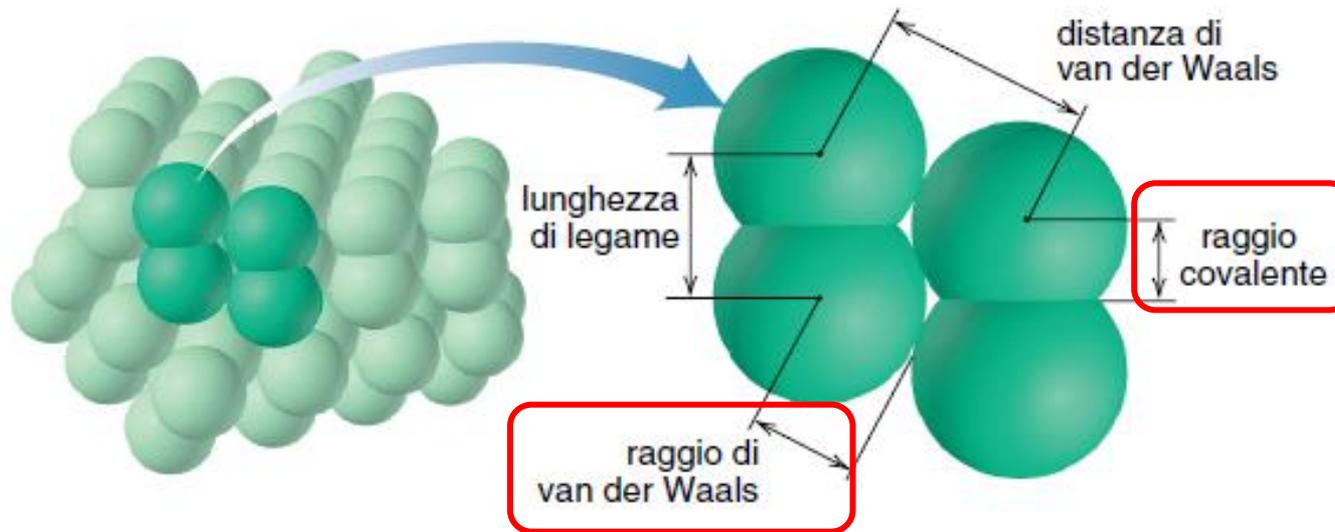
Forza	Modello	Base dell'attrazione	Energia (kJ/mol)	Esempio
<b>Forze di legame</b>				
Forze di legame ionico		Catione-anione	400-4000	NaCl
Forze di legame covalente		Nuclei-coppia di e <sup>-</sup> condivisa	150-1100	H—H
Forze di legame metallico		Cationi-elettroni delocalizzati	75-1000	Fe

# Confronto delle forze di legame e delle forze di non legame (intermolecolari)

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

# Raggio covalente e raggio di van der Waals

La *distanza di van der Waals* è la distanza tra due atomi *non legati* in molecole *vicine*.



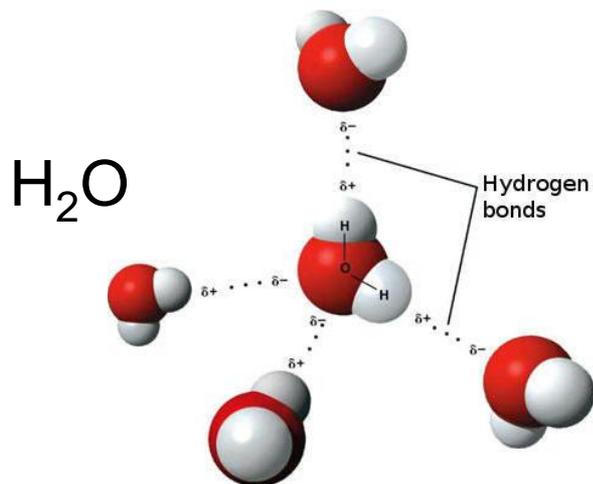
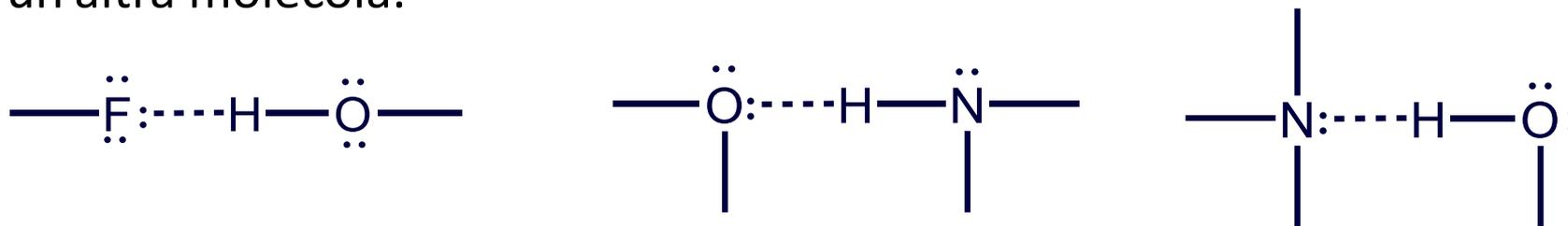
Il *raggio di van der Waals* è la metà della minima distanza reciproca dei nuclei di due atomi *non legati*.

**Il raggio di van der Waals è sempre maggiore del raggio covalente.**

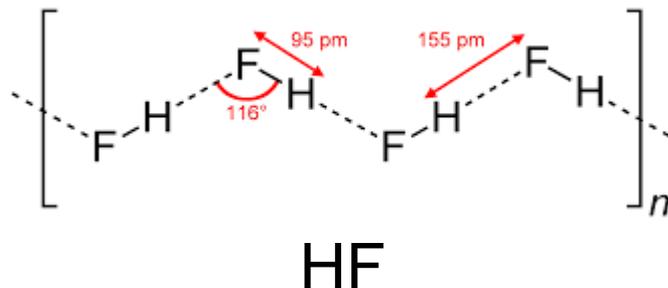
# Una particolare forza intermolecolare: il legame idrogeno

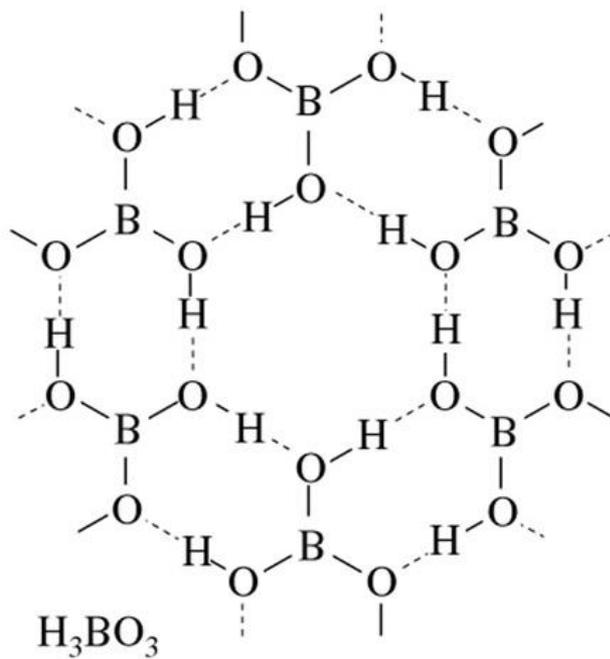
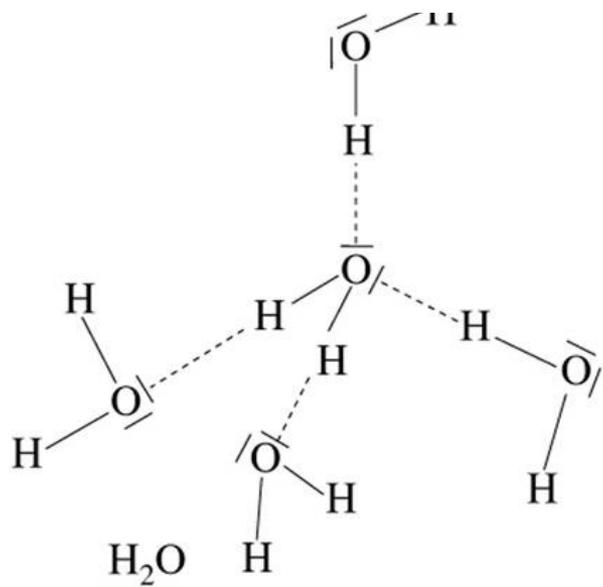
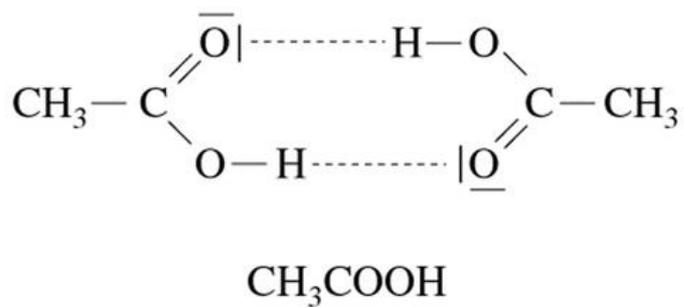
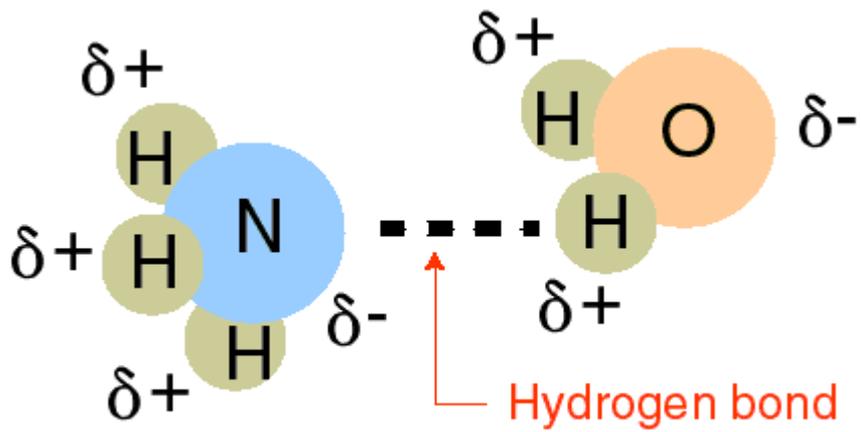
Il *legame idrogeno* si origina tra molecole che hanno un *atomo di H* legato a un atomo piccolo, altamente elettronegativo, *con coppie di elettroni solitari: N, O, o F*.

Un *legame idrogeno* intermolecolare è il risultato dell'attrazione tra l'*atomo di H* di una molecola e la *coppia solitaria dell'atomo di N, O, o F* di un'altra molecola.

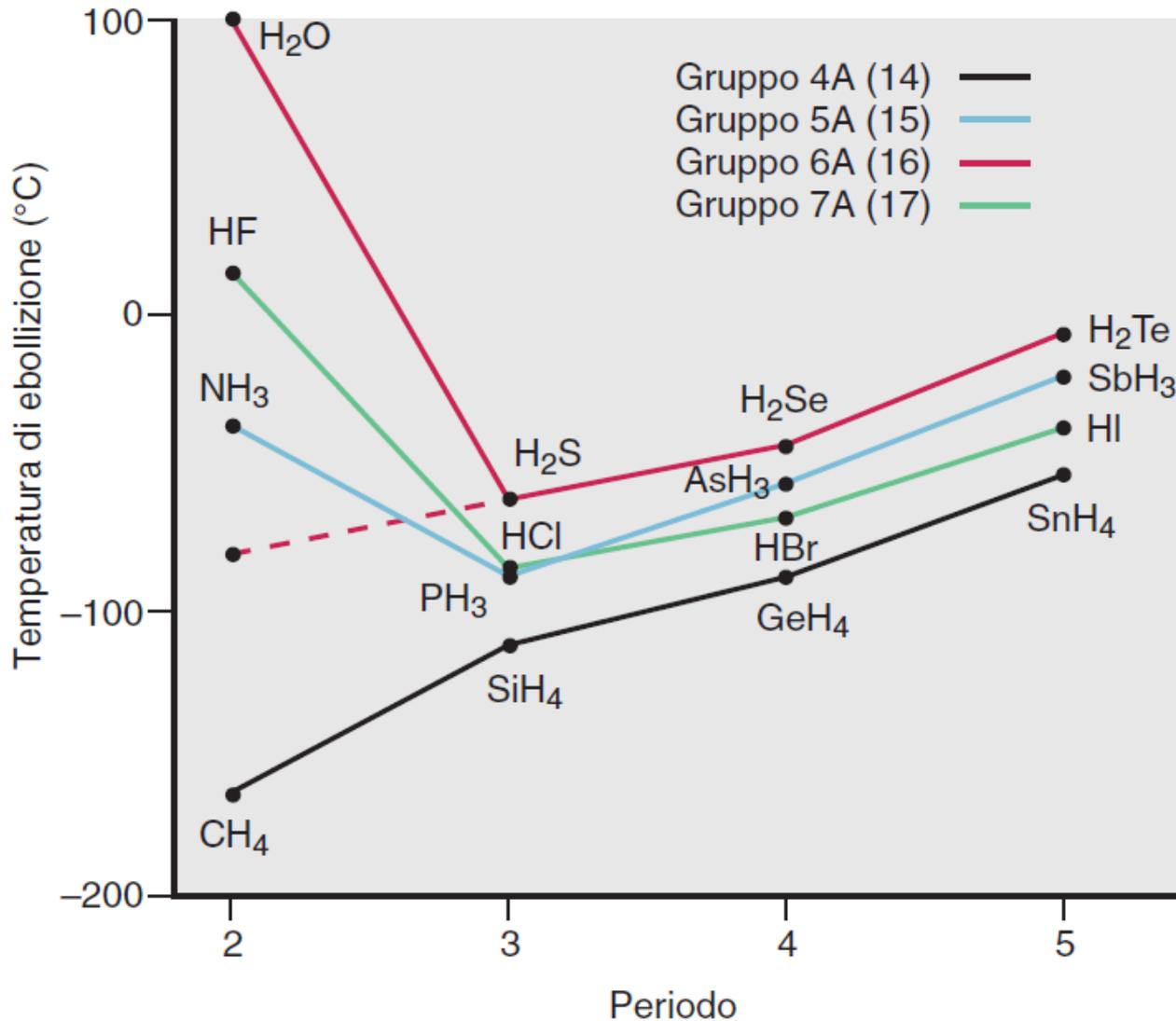


**Fortemente direzionale**



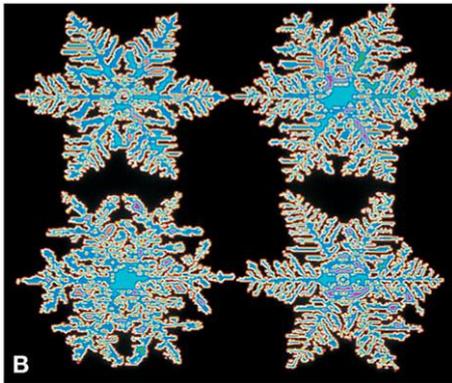
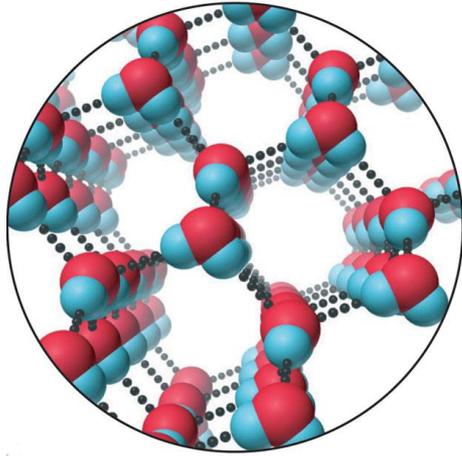


# Legame idrogeno e temperatura di ebollizione



H<sub>2</sub>O liq.  
H<sub>2</sub>S gas

# La struttura esagonale del ghiaccio



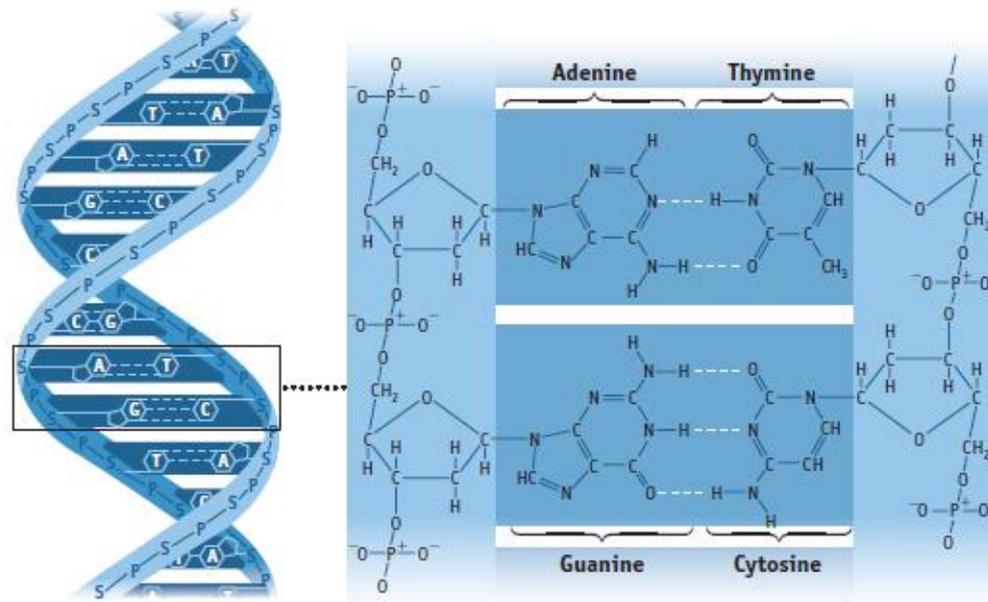
A causa del legame H, il ghiaccio ha una struttura aperta ed è perciò *meno denso* dell'acqua.

## A CLOSER LOOK

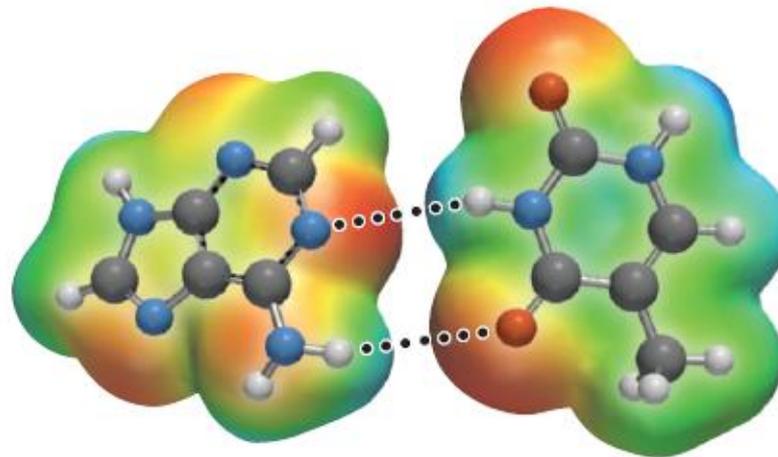
It is arguable that life on Earth as we know it is what it is because of hydrogen bonding in water and in biochemical systems. Perhaps the most important occurrence is in DNA and RNA where the organic bases adenine, cytosine, guanine, and thymine (in DNA) or uracil (in RNA) are attached to sugar-phosphate chains (Figure A). The chains in DNA are joined by the pairing of bases, adenine with thymine and guanine with cytosine.

Figure B illustrates the hydrogen bonding between adenine and thymine. These models show that the molecules naturally fit together to form a six-sided ring, where two of the six sides involve hydrogen bonds. One side consists of a  $N \cdots H-N$  grouping, and the other side is  $N-H \cdots O$ . Here, the electrostatic potential surfaces show that the N atoms of adenine and the O atoms of thymine bear partial negative charges, and the H atoms of the  $N-H$  groups bear a positive charge. These charges and the geometry of the bases lead to these very specific interactions.

The fact that base pairing through hydrogen bonding leads to the joining of the sugar-phosphate chains of DNA, and to the double helical form of DNA, was first recognized by James Watson and Francis Crick on the basis of experimental work by Rosalind Franklin and Maurice Wilkins in the 1950s. Determination of the DNA structure was a key development in the molecular biology revolution in the last part of the 20th century. (See page 333 for more on these scientists.)



**FIGURE A** Hydrogen bonding in DNA. With the four bases in DNA, the usual pairings are adenine with thymine and guanine with cytosine. This pairing is promoted by hydrogen bonding.



**FIGURE B** Hydrogen bonding between adenine and thymine. Electrostatic potential surfaces depict the hydrogen bonding interactions between adenine and thymine. The polar  $N-H$  bond on one molecule can hydrogen bond to an electronegative N or O atom in a neighboring molecule.

# **soluzioni e forze intermolecolari**

# Soluzione: definizioni e tipologie

- Una **soluzione è una miscela omogenea** (i.e. la sua composizione e le sue proprietà sono uniformi in ogni parte del campione) di due o più sostanze formate da ioni o molecole.
- Le soluzioni possono esistere **in ognuno dei tre stati della materia**: gas, liquido o solido.
- Il **solvente** è il componente presente in quantità **maggiore** o che determina lo stato della materia in cui la soluzione esiste.
- Il **soluto** è un componente presente in quantità **minore**.
  - **Soluzioni gassose**: in genere i gas possono mescolarsi in tutte le proporzioni per dare soluzioni gassose
  - **Soluzioni liquide**: sono le più comuni e sono ottenute nella maggior parte dei casi sciogliendo un gas o un solido in un liquido. Sono comuni anche le soluzioni liquido-liquido (possono non essere miscibili in tutte le proporzioni)
  - **Soluzioni solide**: sono principalmente leghe di due o più metalli. Le leghe di mercurio (l'unico metallo liquido) con altri metalli sono chiamate amalgame e possono essere sia liquide che solide)

# Soluzioni e Concentrazione

Quando sciogliamo una sostanza in un liquido chiamiamo soluto la sostanza e solvente il liquido.

La miscela omogenea risultante è nota come soluzione.

Con concentrazione si intende la quantità di soluto sciolta in una quantità standard di soluzione (o solvente).

**MOLARITA':**  $M = \text{moli soluto} / \text{dm}^3 \text{ soluzione}$

**MOLALITA':**  $m = \text{moli soluto} / \text{kg solvente}$

**NORMALITA':**  $N = \text{eq soluto} / \text{dm}^3 \text{ soluzione}$ ; non più usata, **bandita dalla IUPAC**

# Concentrazione: altri modi per esprimerla

Frazione di massa:  $w_S = \text{grammi di } S / \text{grammi totali}$

Percentuale in peso (o massa):  $\% \text{ m/m} = w_S * 100$

Frazione di volume:  $\phi^V_S = \text{Volume di } S / \text{Volume totale}$

Percentuale in volume:  $\% \text{ V/V} = \phi^V_S * 100$

Frazione molare:  $x_S = \text{numero di moli di } S / \text{numero di moli totali}$

$x = \text{frazione molare}$

ppm = mg soluto / kg soluzione =  $\mu\text{g}$  soluto / g soluzione

ppb =  $\mu\text{g}$  soluto / kg soluzione = ng soluto / g soluzione

# Solubilità

- **Soluzione satura** = soluzione contenente la massima quantità di soluto che il solvente è in grado di sciogliere a quella data temperatura.
- **Solubilità di un soluto in un solvente** = concentrazione della soluzione satura (viene di solito espressa in moli/l, ma si può trovare anche espressa in g/l o nelle altre forme in cui viene espressa la concentrazione).

La **solubilità di una sostanza in un'altra** può essere spiegata sulla base di due fattori:

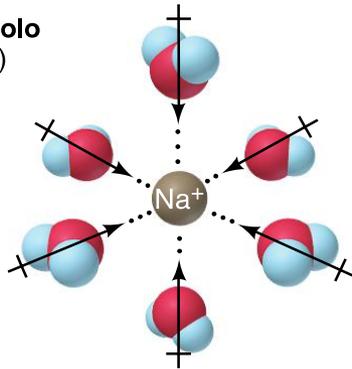
1. Una naturale tendenza al disordine (**fattore entropico**). E' praticamente l'unico fattore ad agire nel caso dei gas (ideali) che sono miscibili in tutte le proporzioni.
2. Forze intermolecolari di attrazione tra le molecole delle due sostanze (**fattore energetico**). Chiamando A le molecole di una sostanze e B quelle dell'altra, se la media delle attrazioni A-A e B-B è superiore all'attrazione A-B le due sostanze non tendono a mescolarsi. La solubilità di un soluto in un solvente dipende da un bilancio fra questi due fattori.

# Soluzioni e Forze Intermolecolari

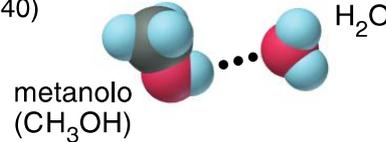
Quando si forma una soluzione, le attrazioni soluto-soluto e solvente-solvente vengono **sostituite** dalle attrazioni **soluto-solvente**.

Questo avviene solo se le forze esistenti all'interno del soluto e del solvente sono **simili** a quelle che le sostituiscono.

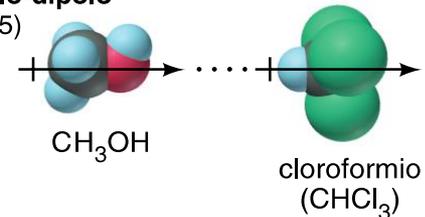
forza  
ione-dipolo  
(40–600)



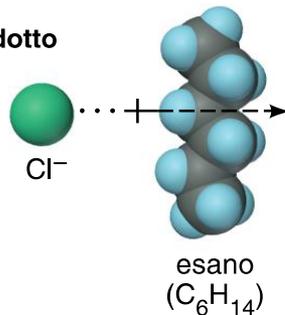
legame idrogeno  
(10–40)



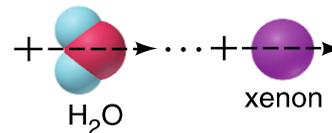
forza  
dipolo-dipolo  
(5–25)



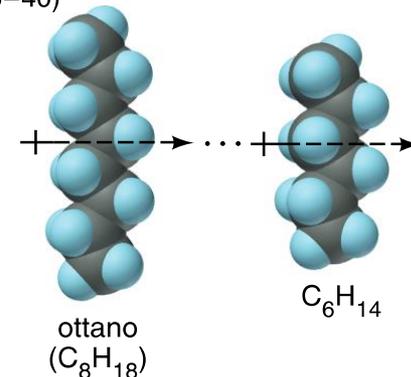
forza  
ione-dipolo indotto  
(3–15)



forza  
dipolo-dipolo indotto  
(2–10)



forza  
di dispersione  
(0,05–40)



# Solubilità e elettroliti

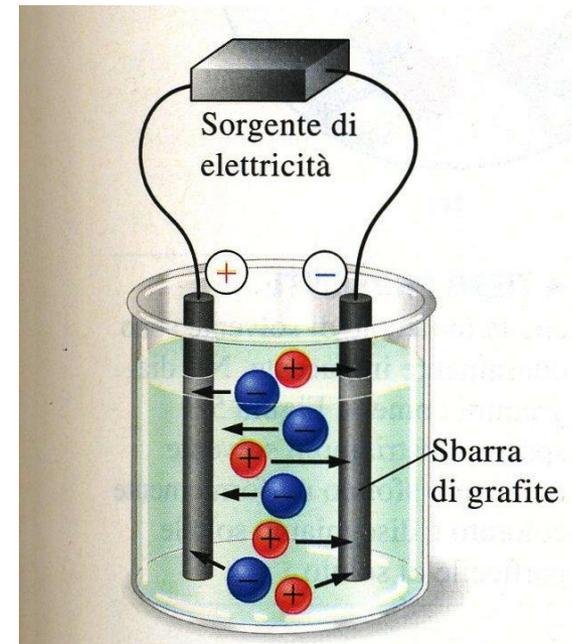
**SOSTANZA SOLUBILE** = si scioglie in misura apprezzabile in un determinato solvente

**SOSTANZA INSOLUBILE** = NON si scioglie in misura apprezzabile in un solvente

**ELETTROLITI** = Soluti che si dissociano in ioni in acqua rendendo la soluzione un buon conduttore di elettricità

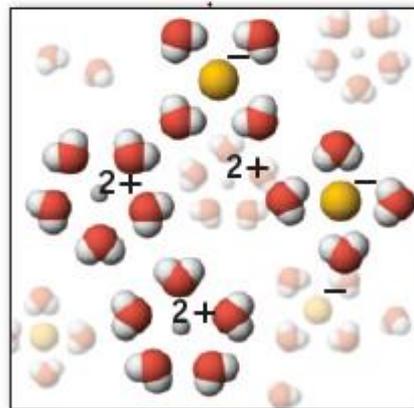
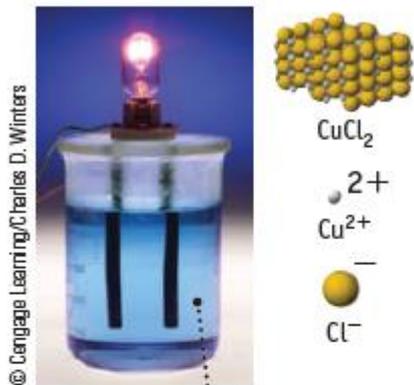
Due bacchette di grafite, dette elettrodi, sono poste in soluzione. La sorgente di elettricità attira elettroni in una bacchetta e li spinge nell'altra generando su un elettrodo una carica negativa e sull'altro una carica positiva. In soluzione gli ioni positivi (cationi) e quelli negativi (anioni) sono attirati rispettivamente dall'elettrodo negativo e dall'elettrodo positivo.

**La carica elettrica si sposta in soluzione grazie agli ioni.**



### Strong Electrolyte

Bulb is lit, showing solution conducts electricity well.

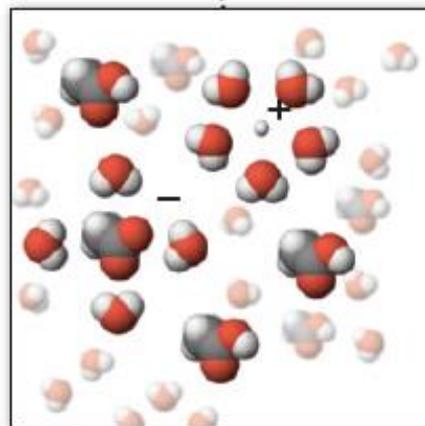


**FIGURE 3.8a** A strong electrolyte conducts electricity.  $\text{CuCl}_2$  is completely dissociated into  $\text{Cu}^{2+}$  and  $\text{Cl}^-$  ions.

**si ionizza COMPLETAMENTE  
in soluzione  
e conduce BENE la corrente**

### Weak Electrolyte

Bulb is dimly lit, showing solution conducts electricity poorly.

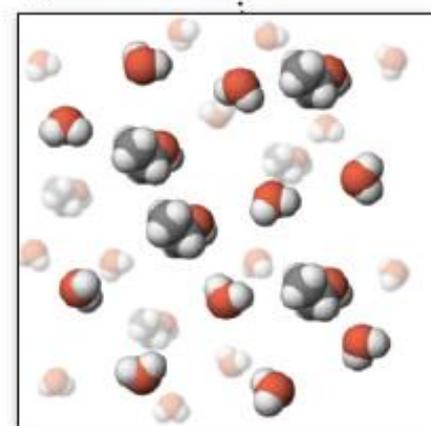
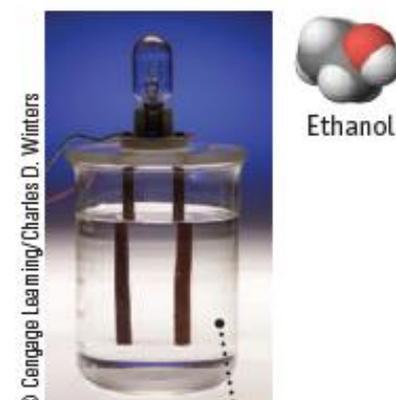


**FIGURE 3.8C** A weak electrolyte conducts electricity poorly because only a few ions are present in solution.

**si ionizza PARZIALMENTE  
in soluzione  
e conduce POCO la corrente**

### Nonelectrolyte

Bulb is not lit, showing solution does not conduct.



**FIGURE 3.8B** A nonelectrolyte does not conduct electricity because no ions are present in solution.

**NON si ionizza  
in soluzione e  
NON conduce la corrente**

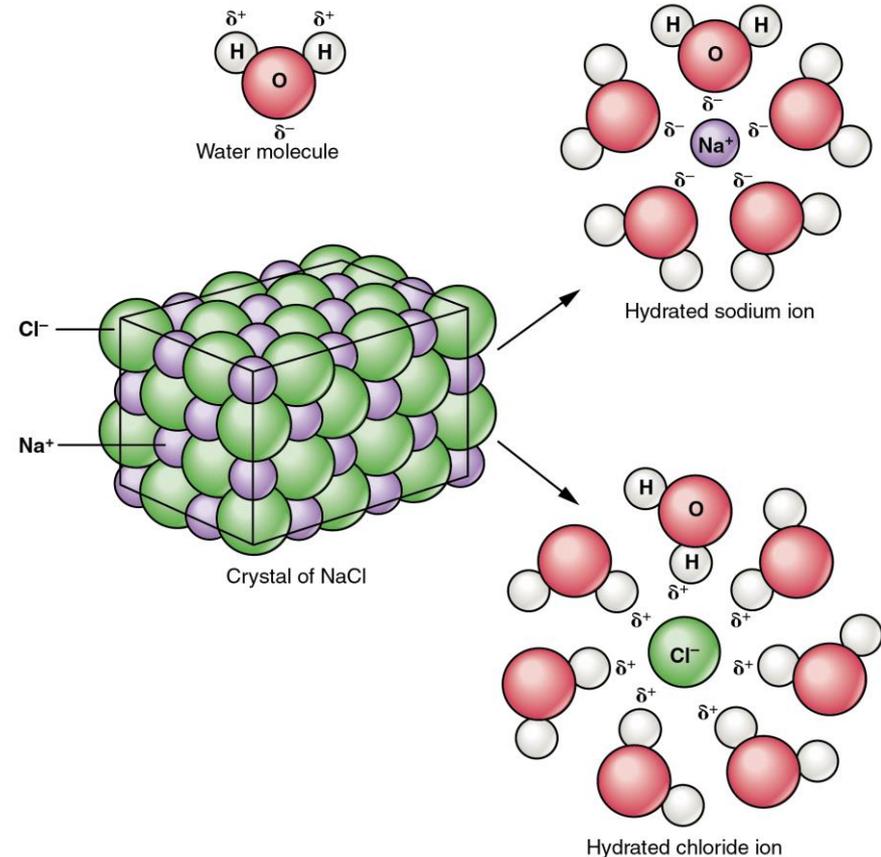
- Tutti i **composti ionici** e **solo pochi composti molecolari** sono elettroliti **forti**
- La **maggior parte dei composti molecolari** è costituita da non-elettroliti o da **elettroliti deboli**

**NaCl: è un solido ionico, un elettrolita forte; in acqua si dissocia in ioni  $\text{Na}^+$  e  $\text{Cl}^-$**



I fattori che determinano la dissoluzione di un solido ionico in un solvente polare sono:

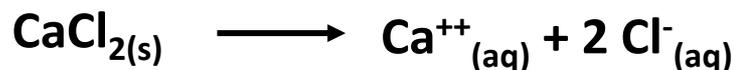
1. l'**energia reticolare del solido** (somma delle energie di attrazione fra anioni e cationi): **più è grande e minore è la tendenza del solido a sciogliersi**
2. l'**energia di attrazione ione-dipolo** fra gli ioni e i dipoli elettrici costituiti dalle molecole di solvente opportunamente orientati: **più è grande maggiore è la tendenza del solido a sciogliersi**



# Solubilità di composti ionici in acqua

- La **rottura di un legame è un processo ENDOTERMICO**, richiede energia. La rottura di un legame ionico è un processo molto endotermico
- La **formazione di un legame è un processo ESOTERMICO**, rilascia energia. L'idratazione degli ioni è un processo esotermico
- La **dissoluzione di un elettrolita può essere ESOTERMICA** (se l'energia di idratazione è maggiore dell'energia di legame) o **ENDOTERMICA** (se l'energia di idratazione è minore dell'energia di legame)

$\text{CaCl}_2$ : è un solido ionico, un elettrolita forte; in acqua si dissocia in ioni  $\text{Ca}^{++}$  e  $\text{Cl}^-$



**Reazione  
esotermica**

$\text{NH}_4\text{NO}_3$ : è un solido ionico, un elettrolita forte; in acqua si dissocia in ioni  $\text{NH}_4^+$  e  $\text{NO}_3^-$



**Reazione  
endotermica**



(a) Dissolving NaOH in water is a strongly exothermic process.

Call<sub>2</sub>



(b) A "cold pack" contains solid ammonium nitrate,  $\text{NH}_4\text{NO}_3$ , and a package of water. When the water and  $\text{NH}_4\text{NO}_3$  are mixed and the salt dissolves, the temperature of the system drops, owing to the endothermic enthalpy of solution of ammonium nitrate ( $\Delta_{\text{soln}}H^\circ = +25.7 \text{ kJ/mol}$ ).

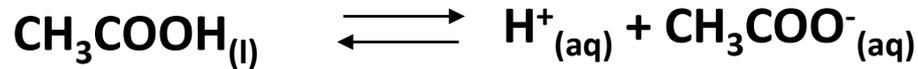
# Solubilità di composti covalenti in acqua

HCl: è un gas molecolare, un elettrolita forte; in acqua si dissocia in ioni  $\text{H}^+$  e  $\text{Cl}^-$



GLI IONI NON SONO PRESENTI NEL  
GAS:  
SI FORMANO IN SOLUZIONE

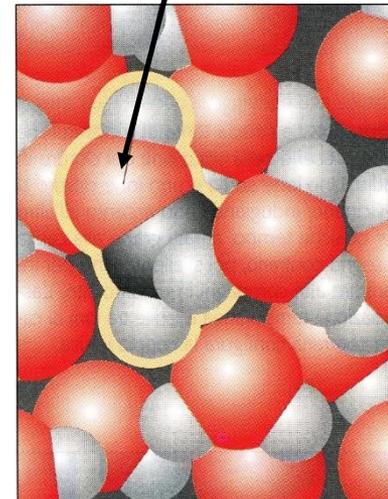
$\text{CH}_3\text{COOH}$ : è un liquido molecolare, un elettrolita debole; in acqua si dissocia solo parzialmente



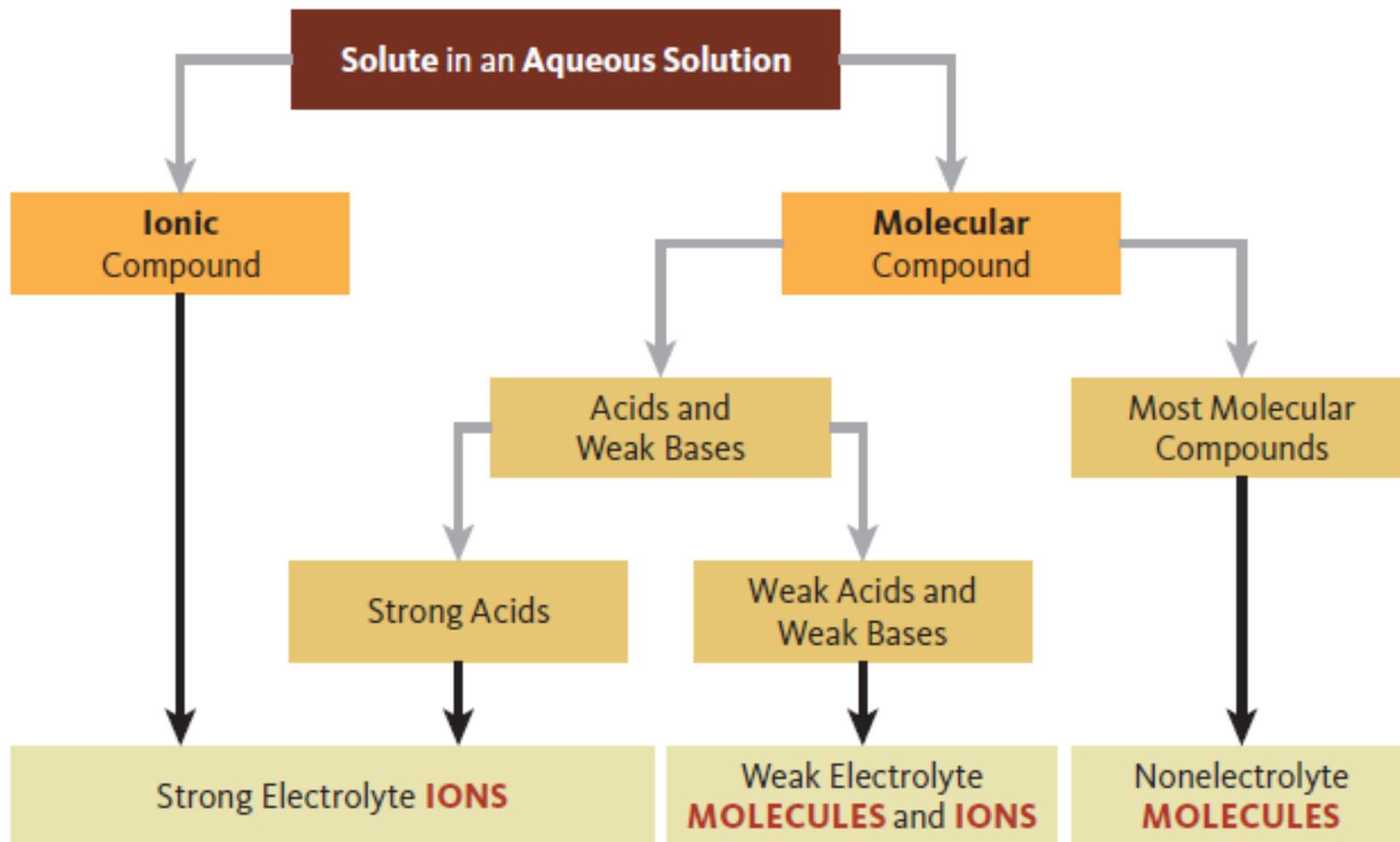
GLI IONI NON SONO PRESENTI NEL  
LIQUIDO:  
SI FORMANO IN SOLUZIONE

$\text{CH}_3\text{OH}$ : è un liquido molecolare, un non-elettrolita; in acqua non si dissocia

Nella soluzione di **un non elettrolita il soluto si conserva come molecola senza scindersi in ioni**. Il metanolo,  $\text{CH}_3\text{OH}$ , è un non elettrolita e, nell'acqua in cui si è disciolto, è presente in forma di molecole



# Solubilità in acqua



# Solubilità in acqua

Soluble compounds				Insoluble compounds	
<p>Almost all salts of <math>\text{Na}^+</math>, <math>\text{K}^+</math>, <math>\text{NH}_4^+</math></p> <p>Salts of nitrate, <math>\text{NO}_3^-</math> chlorate, <math>\text{ClO}_3^-</math> perchlorate, <math>\text{ClO}_4^-</math> acetate, <math>\text{CH}_3\text{CO}_2^-</math></p>	<p>Almost all salts of <math>\text{Cl}^-</math>, <math>\text{Br}^-</math>, <math>\text{I}^-</math></p> <p><b>Exceptions (not soluble)</b> Halides of <math>\text{Ag}^+</math>, <math>\text{Hg}_2^{2+}</math>, <math>\text{Pb}^{2+}</math></p>	<p>Salts containing <math>\text{F}^-</math></p> <p><b>Exceptions (not soluble)</b> Fluorides of <math>\text{Mg}^{2+}</math>, <math>\text{Ca}^{2+}</math>, <math>\text{Sr}^{2+}</math>, <math>\text{Ba}^{2+}</math>, <math>\text{Pb}^{2+}</math></p>	<p>Salts of sulfate, <math>\text{SO}_4^{2-}</math></p> <p><b>Exceptions (not soluble)</b> Sulfates of <math>\text{Ca}^{2+}</math>, <math>\text{Sr}^{2+}</math>, <math>\text{Ba}^{2+}</math>, <math>\text{Pb}^{2+}</math>, <math>\text{Ag}^+</math></p>	<p>Most salts of carbonate, <math>\text{CO}_3^{2-}</math> phosphate, <math>\text{PO}_4^{3-}</math> oxalate, <math>\text{C}_2\text{O}_4^{2-}</math> chromate, <math>\text{CrO}_4^{2-}</math> sulfide, <math>\text{S}^{2-}</math></p> <p><b>Exceptions (soluble)</b> Salts of <math>\text{NH}_4^+</math> and the alkali metal cations</p>	<p>Most metal hydroxides and oxides</p> <p><b>Exceptions (soluble)</b> Alkali metal hydroxides and <math>\text{Ba}(\text{OH})_2</math> and <math>\text{Sr}(\text{OH})_2</math></p>

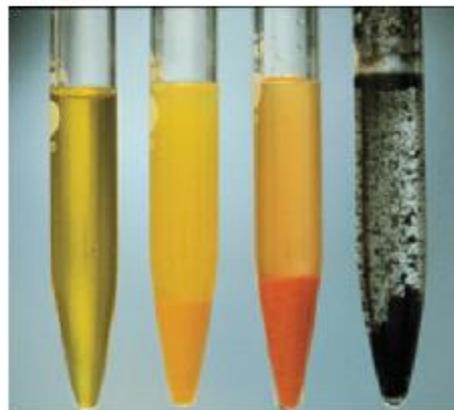
## Silver compounds



$\text{AgNO}_3$     $\text{AgCl}$     $\text{AgOH}$

(a) Nitrates are generally soluble, as are chlorides (exceptions include  $\text{AgCl}$ ). Hydroxides are generally not soluble.

## Sulfides



$(\text{NH}_4)_2\text{S}$     $\text{CdS}$     $\text{Sb}_2\text{S}_3$     $\text{PbS}$

(b) Sulfides are generally not soluble (exceptions include salts with  $\text{NH}_4^+$  and  $\text{Na}^+$ ).

## Hydroxides



$\text{NaOH}$     $\text{Ca}(\text{OH})_2$     $\text{Fe}(\text{OH})_3$     $\text{Ni}(\text{OH})_2$

(c) Hydroxides are generally not soluble, except when the cation is a Group 1A metal (or  $\text{Sr}^{2+}$  or  $\text{Ba}^{2+}$ ).



# Forze intermolecolari e transizione di fase

# Forze intermolecolari e energia cinetica

Tutte le forze **intermolecolari sono di natura elettrostatica** (ione-dipolo, dipolo-dipolo, legame ad idrogeno, ione-dipolo indotto....)

**Le forze intermolecolari** agiscono in tutti gli stati di aggregazione della materia; tuttavia, **nei gas**, sono di gran lunga **meno importanti** che nei liquidi o nei solidi, perché l'energia cinetica delle molecole di un gas è di gran lunga maggiore dell'energia coinvolta nelle interazioni intermolecolari.

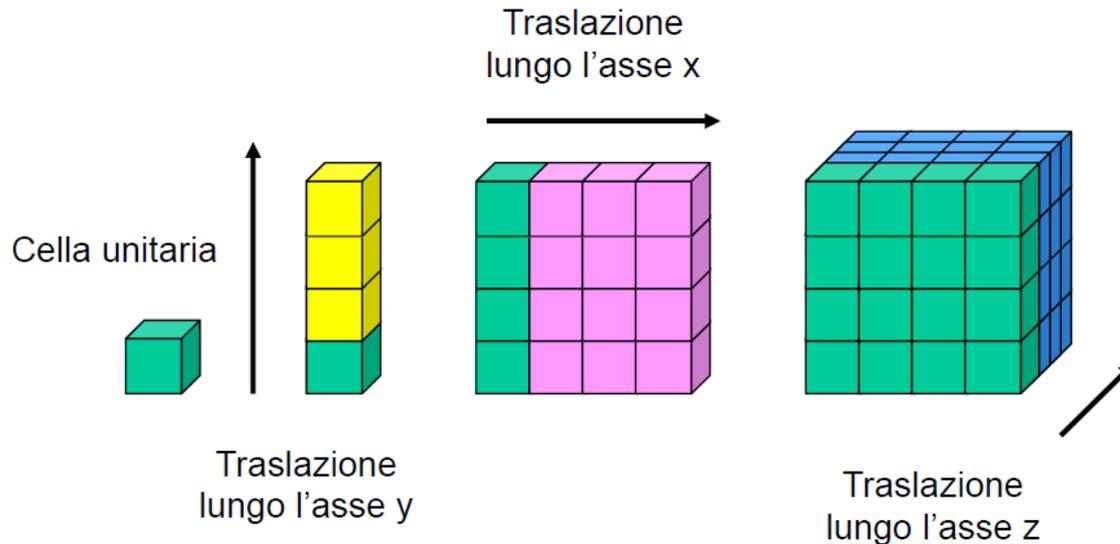
Viceversa, **nei liquidi e nei solidi, l'energia di interazione intermolecolare rappresenta una frazione considerevole** dell'energia totale delle molecole

L'energia cinetica delle molecole dipende dalla temperatura, aumentando con essa. Se un gas viene raffreddato, la sua temperatura diminuisce e così pure l'energia cinetica delle molecole. **Le forze intermolecolari, invece, non dipendono direttamente dalla temperatura** e quindi, man mano che il gas viene raffreddato, aumentano di importanza. Quando la temperatura è divenuta sufficientemente bassa da far sì che **l'energia cinetica delle molecole non sia più in grado di farle sfuggire alle loro interazioni reciproche, il gas condensa e si trasforma in liquido** (i.e. le molecole sono “prigioniere” delle reciproche forze attrattive, che impediscono loro di allontanarsi le une dalle altre)

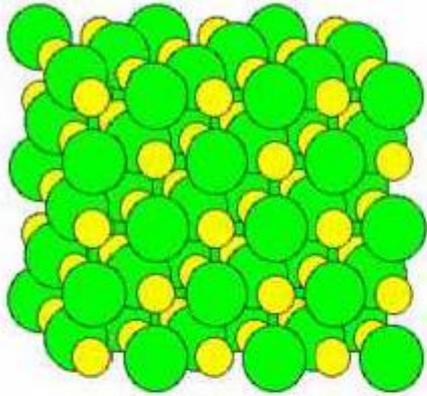
## Solidi: qualche info

Se un liquido viene raffreddato, l'energia cinetica delle molecole diminuisce ulteriormente: ciò avviene fino a che l'energia cinetica delle molecole diventa piccola in confronto all'energia dovuta alle forze intermolecolari. **A questo punto la libertà di movimento viene drasticamente limitata e le molecole rimangono bloccate in posizioni fisse e regolari dalle forze intermolecolari: il liquido solidifica.** La struttura di un **solido presenta un ordine a lungo raggio**: le forze intermolecolari determinano una disposizione tridimensionale regolare delle molecole o ioni che lo costituiscono.

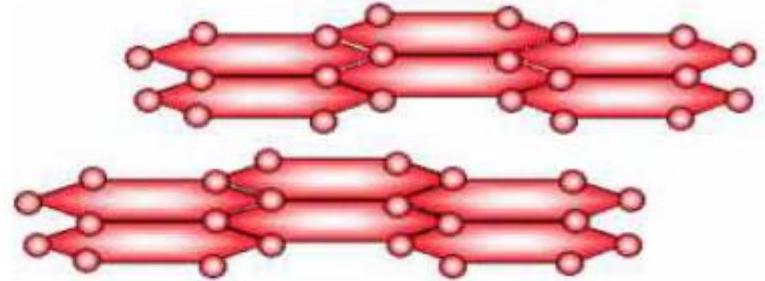
Un solido cristallino può essere costruito a partire da una cella unitaria utilizzando operazioni di traslazione



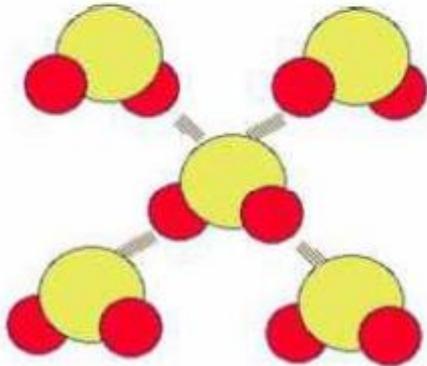
## Solidi: qualche info



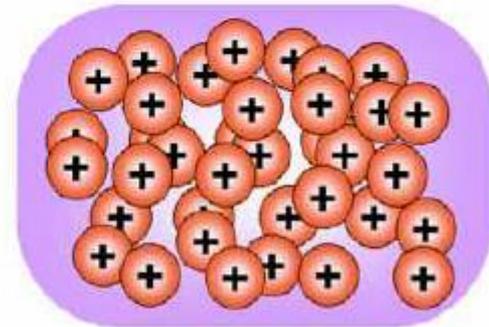
Solidi cristallini ionici: NaCl



Solidi cristallini  
covalenti: grafite



Solidi cristallini  
molecolari: ghiaccio



Solidi metallici

# Transizioni di fase

**Fase** (liquido, solido, gas): porzione di materia omogenea in ogni sua parte (cioè le sue proprietà chimiche e fisiche non dipendono dal punto in cui vengono misurate)

E' possibile **trasformare una fase in un'altra variando la pressione e/o la temperatura**: si parla di **transizione di fase**.

Fusione  
Solido  $\rightleftharpoons$  liquido  
Solidificazione

Evaporazione  
Liquido  $\rightleftharpoons$  gas/vapore  
Condensazione

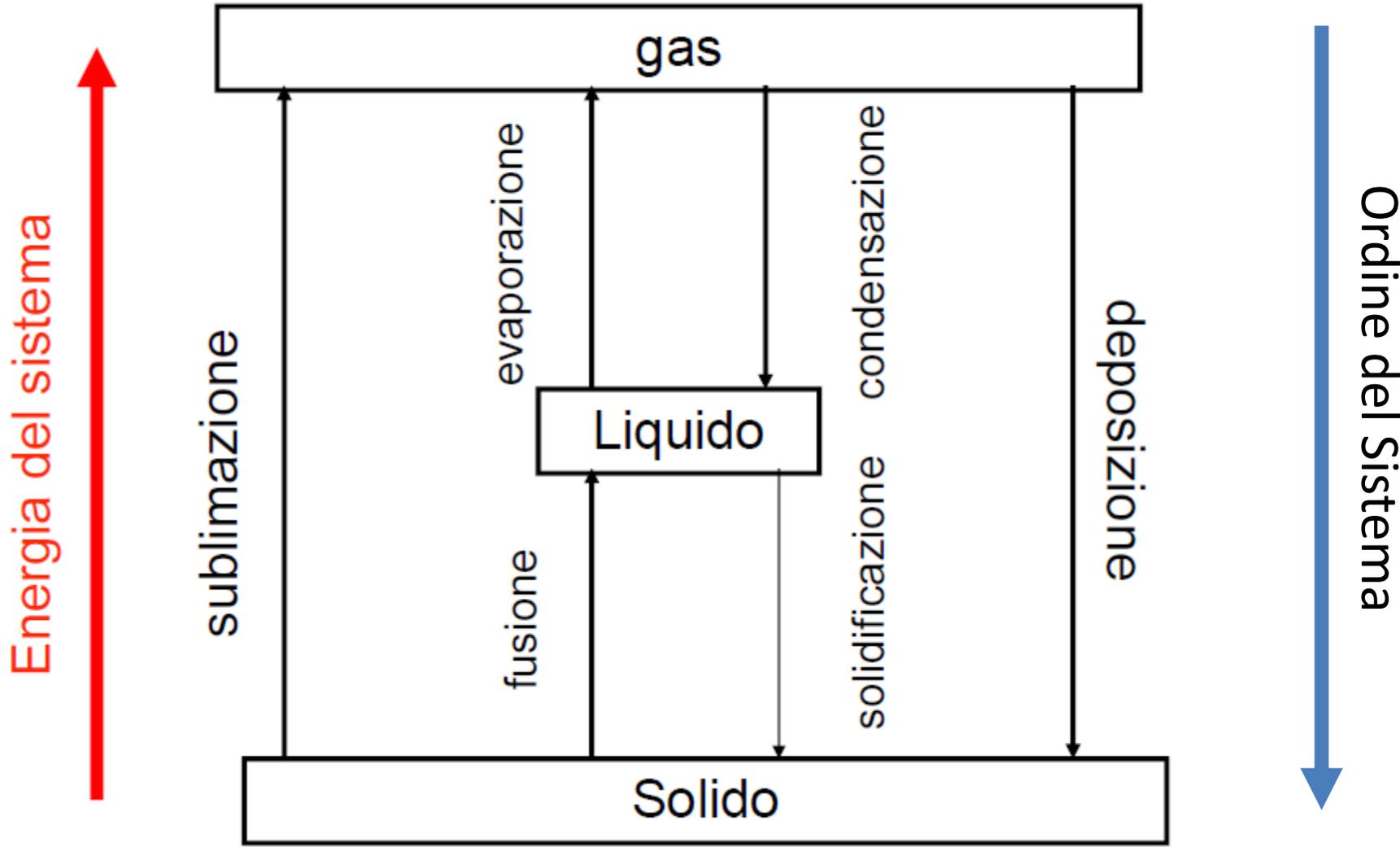
Sublimazione  
Solido  $\rightleftharpoons$  gas/vapore  
Deposizione

Ogni cambiamento di stato è accompagnato da una variazione nell'energia del sistema: rottura delle forze intermolecolari e quindi impiego di energia.

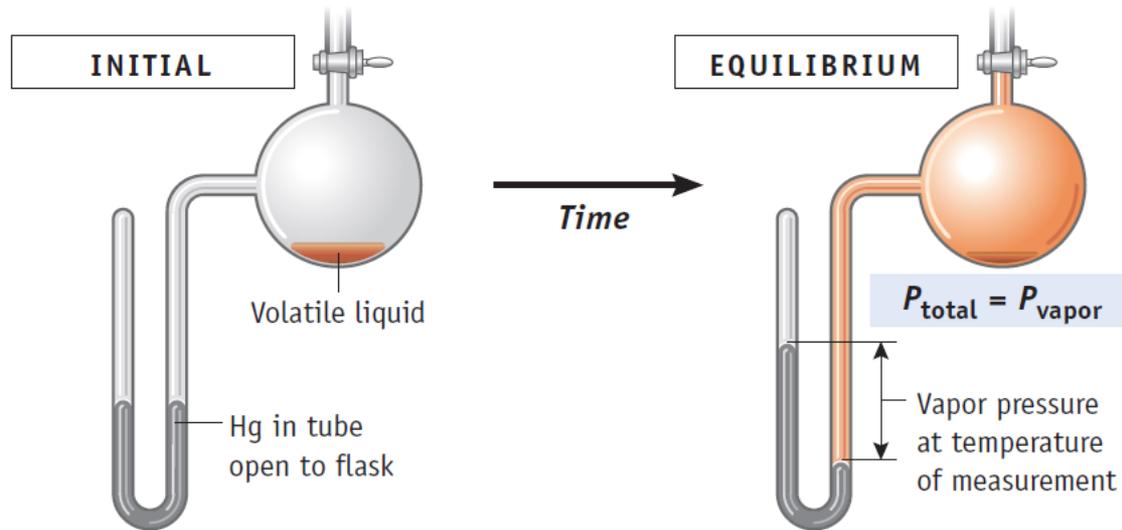
**La rottura dei legami intermolecolari porta ad un sistema meno ordinato.**

**Maggiori sono le forze intermolecolari, maggiore è l'energia richiesta per superarle durante il cambiamento di stato**

# Equilibri di fase



# Equilibri di fase liquido-gas: tensione (pressione) di vapore



A volatile liquid is placed in an evacuated flask. At the beginning, no molecules of the liquid are in the vapor phase.

After a short time some liquid evaporates, and the molecules now in the vapor phase exert a pressure. The pressure of the vapor measured when the liquid and the vapor are in equilibrium is called the *equilibrium vapor pressure*.

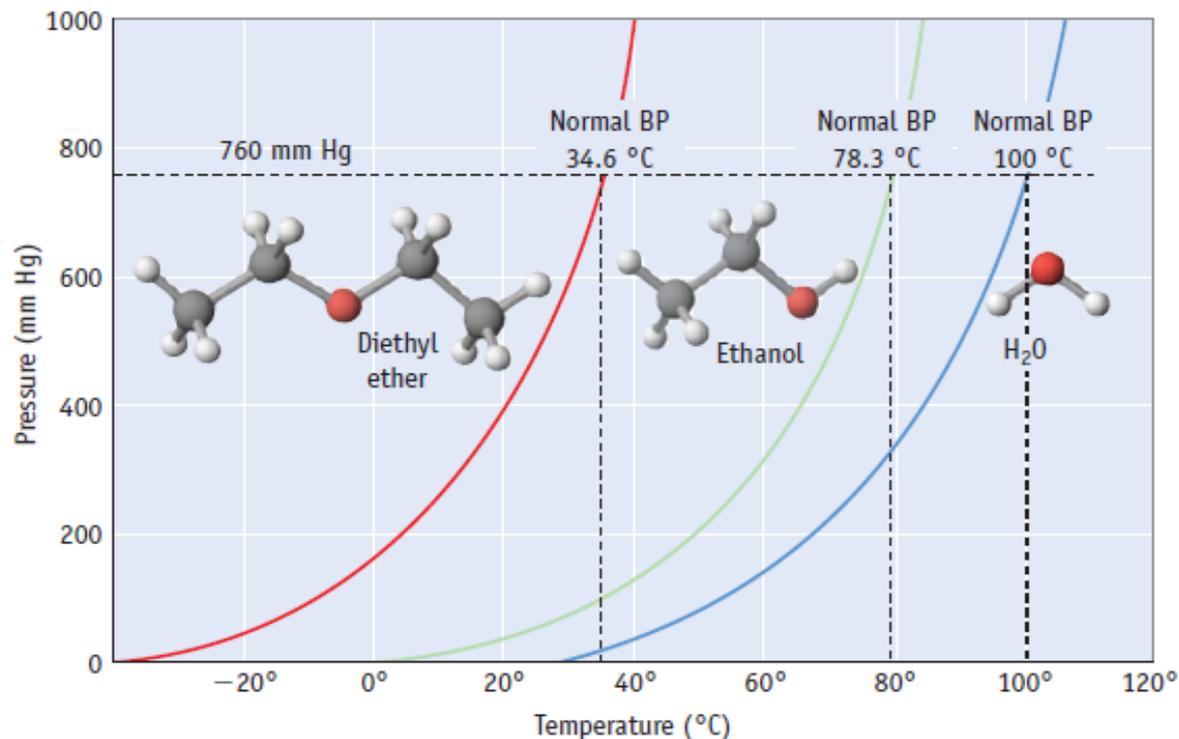
La pressione osservata nel recipiente in condizioni di equilibrio è dovuta ad una parte dell'acqua liquida che è evaporata e viene detta **pressione di vapore**.

La **pressione di vapore dipende dalla temperatura** a cui viene mantenuto il recipiente: maggiore è la temperatura, e maggiore è il valore finale della pressione di vapore.

Per ogni valore di temperatura, esiste un corrispondente valore di pressione di vapore all'equilibrio.

# Tensione (pressione) di vapore

**FIGURE 11.12** Vapor pressure curves for diethyl ether [(C<sub>2</sub>H<sub>5</sub>)<sub>2</sub>O], ethanol (C<sub>2</sub>H<sub>5</sub>OH), and water. Each curve represents conditions of *T* and *P* at which the two phases, liquid and vapor, are in equilibrium. These compounds exist as liquids for temperatures and pressures to the left of the curve and as gases under conditions to the right of the curve. (Vapor pressures for a number of liquids are given in Appendix G.)

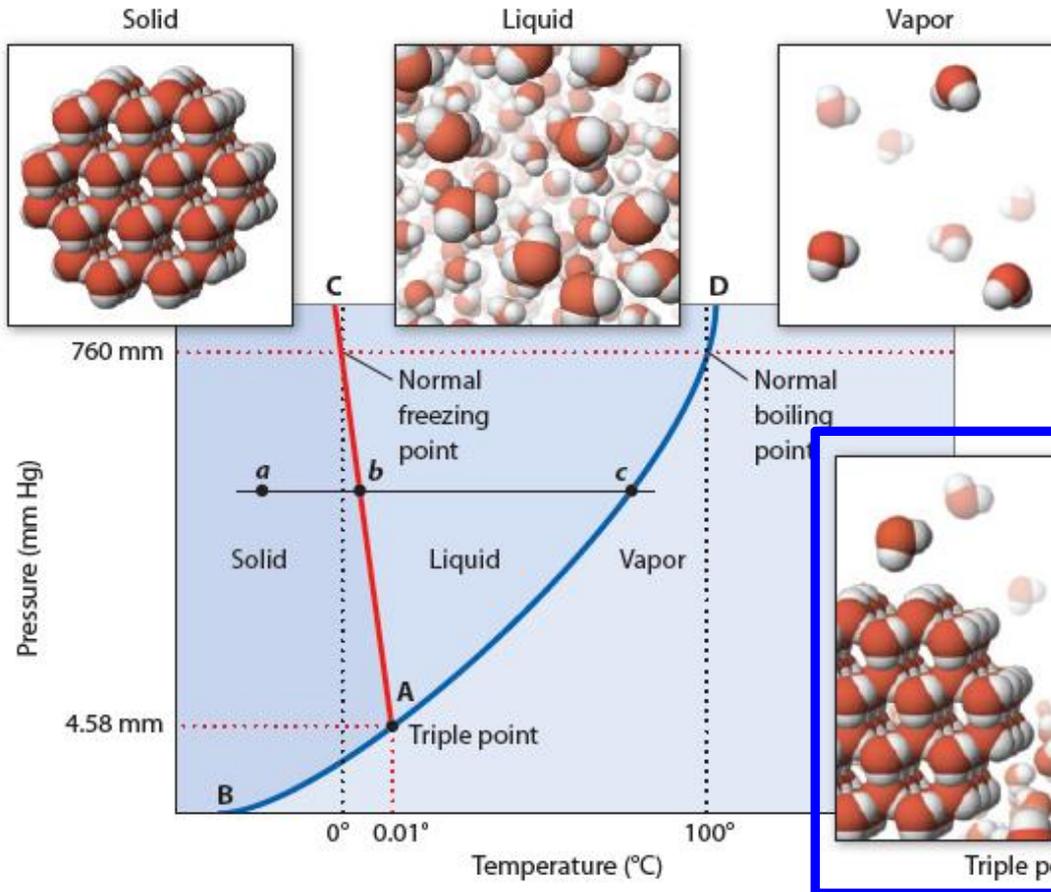


All points along the vapor pressure versus temperature curves represent **conditions of pressure and temperature at which liquid and vapor are in equilibrium.**

# Transizioni di fase e diagrammi di stato

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**



nel corso della diminuzione di temperatura, dobbiamo essere passati per una coppia di valori (p, T) in cui si ha coesistenza di acqua liquida, solida e gassosa in condizioni di equilibrio. **Tale punto nel piano P, T viene detto PUNTO TRIPLO**

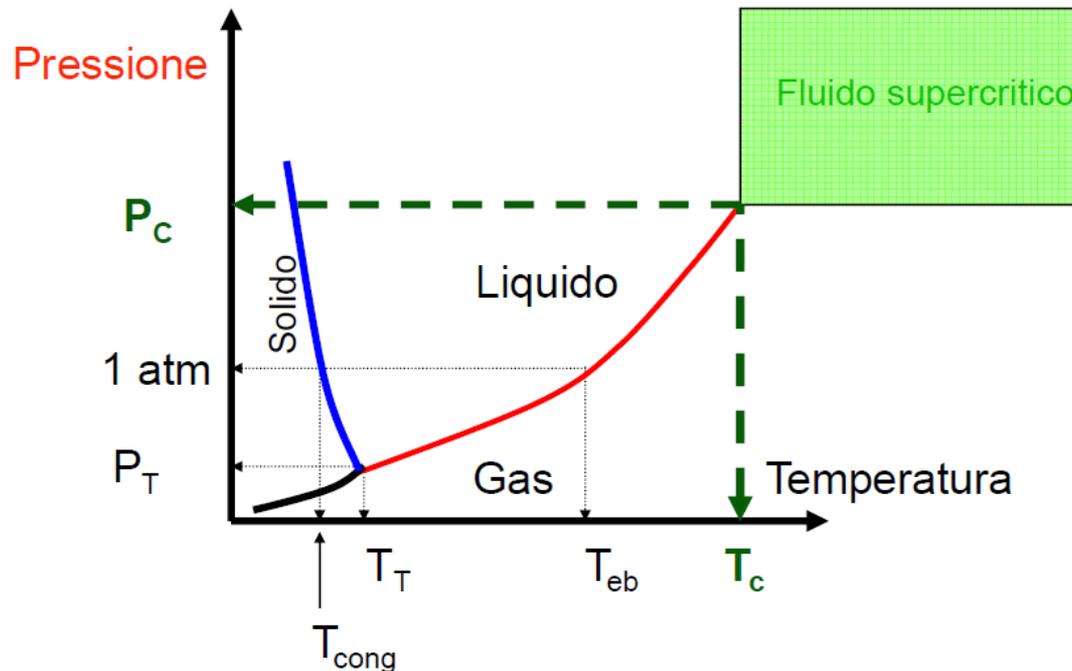
Se aumentiamo ancora la pressione, osserveremo che tutto il ghiaccio si scioglierà e rimarrà solo acqua liquida. **Per far ricomparire ghiaccio in equilibrio con acqua liquida a questa pressione maggiore dobbiamo diminuire la temperatura rispetto a T al punto triplo**

**terzo ramo di curva che parte dal punto triplo: equilibrio fra acqua liquida e acqua solida**

(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).

Il ramo di curva relativo all'equilibrio liquido-vapore non si estende all'infinito verso le alte temperature. Ad una certa temperatura, detta **temperatura critica**, si arresta bruscamente. La pressione corrispondente è detta **pressione critica**.

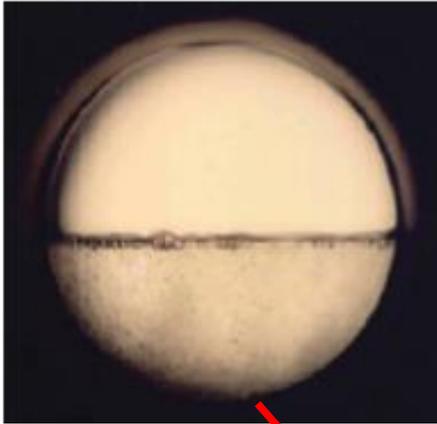
Per temperature maggiori della temperatura critica, l'energia cinetica delle molecole è talmente elevata che non esiste più un confine netto fra gas e liquido: comprimendo un gas ad una temperatura maggiore del valore critico, non si riesce ad ottenere una fase liquida.



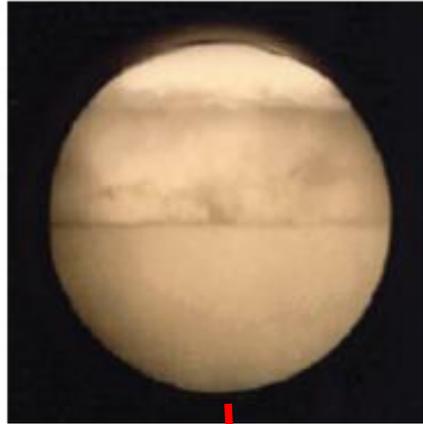
Il comportamento in queste condizioni è diverso sia da quello della fase gassosa che da quello della fase liquida e in effetti ci si trova di fronte ad una nuova fase, che viene genericamente definita come **fluido supercritico**.

# Diagrammi di stato (o di fase)

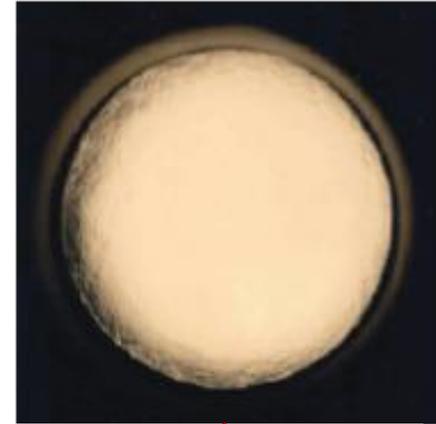
The separate phases of CO<sub>2</sub> are seen through the window in a high-pressure vessel.



As the sample warms and the pressure increases, the meniscus becomes less distinct.



Once the critical  $T$  and  $P$  are reached, distinct liquid and vapor phases are no longer in evidence. This homogeneous phase is "supercritical CO<sub>2</sub>."



Photos: Dr. Christopher M. Rayner/  
University of Leeds

Nella maggior parte dei composti, la curva solido-liquido ha una pendenza **positiva**, poiché la **fase solida ha una densità maggiore di quella liquida**.

Nell'acqua si ha pendenza negativa, cioè il ghiaccio fonde per compressione, perché vi è il legame idrogeno, per il quale la struttura del ghiaccio è molto aperta e con **densità inferiore rispetto al liquido**.

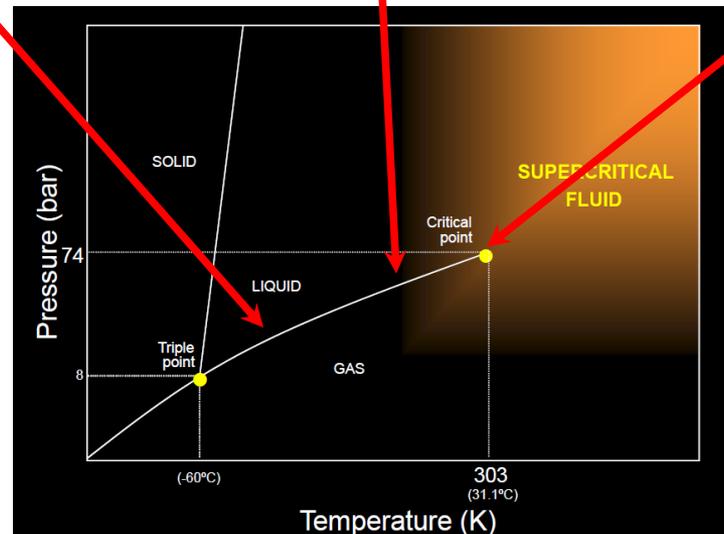


Diagramma di stato della CO<sub>2</sub>

## Supercritical CO<sub>2</sub> and Green Chemistry

### A CLOSER LOOK

Much has been written recently about CO<sub>2</sub>, particularly its role as a greenhouse gas. But it is also a useful compound, in particular as a solvent in the form of a supercritical fluid (SCF).

Carbon dioxide is widely available, essentially nontoxic, nonflammable, and inexpensive. Importantly, it is relatively easy to reach its critical temperature of 30.99 °C and critical pressure of 72.8 atm. In the supercritical state, the molecules are in close proximity, so the substance behaves as a liquid. However, because the kinetic energy of CO<sub>2</sub> molecules is greater than the energy associated with the forces of attraction between molecules, supercritical CO<sub>2</sub> has some properties of a gas. A result is that the supercritical fluid has the density of a liquid but the low viscosity of a gas.

One use of supercritical CO<sub>2</sub> is to extract caffeine from coffee. Coffee beans are treated with steam to bring the caffeine to the surface. The beans are then immersed in supercritical CO<sub>2</sub>, which selectively dissolves the caffeine but leaves intact the compounds that give flavor to coffee. (Decaffeinated coffee contains less than 3% of the original caffeine.) The solution of caffeine in supercritical CO<sub>2</sub> is poured off, and the CO<sub>2</sub> is evaporated, trapped, and reused.

Algae are a large group of simple plants that appear in many different forms and



John C. Kotz

**Algae growing on a fresh-water pond.** Fatty acids can be extracted from algae using supercritical CO<sub>2</sub> and then converted to biodiesel fuel.

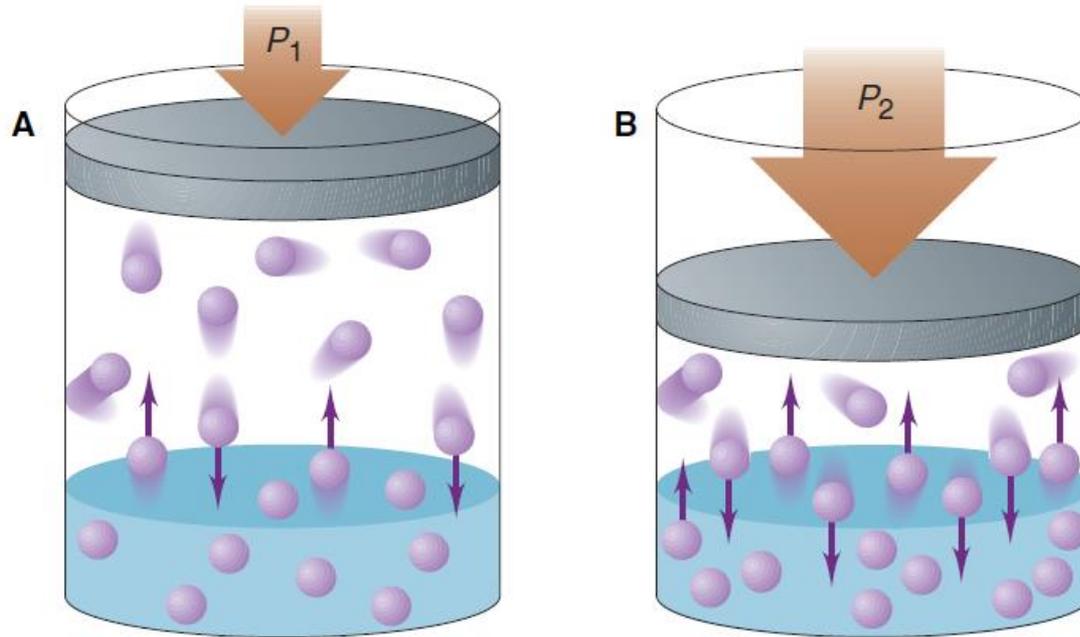
that grow prolifically under a variety of conditions. Indeed, they are so prolific that there have been proposals to grow algae on an even larger scale as a way to scrub CO<sub>2</sub> from the atmosphere. An additional advantage is that algae produce organic

compounds such as fatty acids, which can be extracted from the algae and then converted to biodiesel fuel. (This conversion is described in Chapters 20 and 23.) Indeed, it was recently reported that SCFs such as CO<sub>2</sub> can be used for the extraction with very high efficiency.

Yet another recently discovered use of supercritical CO<sub>2</sub> is in the process of dyeing polyester fabrics. The Dutch company that developed the process said, "On average, an estimated 100–150 L of water is needed to process 1 kg of textile material, with some 28 billion kilograms of textiles being dyed annually. Water is used as a solvent in many pretreatment and finishing processes . . . Hence, the elimination of process-water and chemicals would be a real breakthrough for the textile dyeing industry . . . Supercritical fluid CO<sub>2</sub> . . . causes the polymer fiber to swell, allowing the dye to diffuse and penetrate the pore and capillary structure of the fibers. The viscosity of the dye solution is lower, making the circulation of the dye solutions easier and less energy intensive."

See *Sustainable Development of Algal Biofuels in the United States*, A Report from The National Academies, 2012.

# Effetto della pressione sulla solubilità di un gas



**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.

# La legge di Henry

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

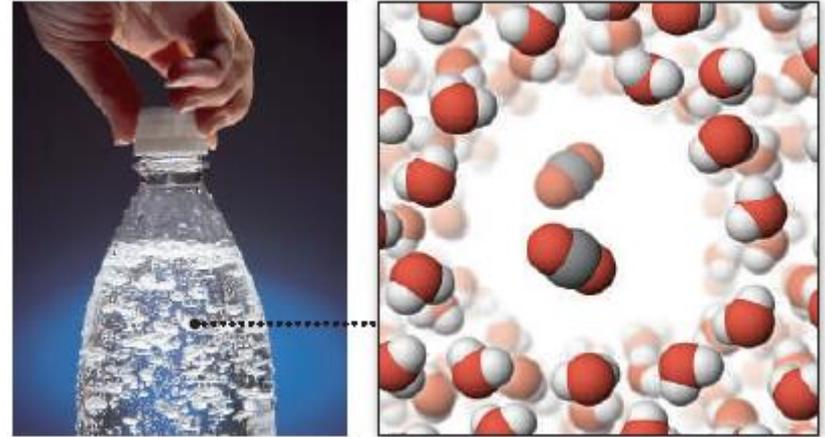
$$S_{\text{gas}} = k_{\text{H}} \times P_{\text{gas}}$$

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



© Peter Scoones/Photo Researchers, Inc.

$k_{\text{H}}$  = costante di Henry



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  $\text{CO}_2$  above the solution drops, causing the solubility of  $\text{CO}_2$  to drop (Gas bubbles out of the solution).

## CASE STUDY

# Henry's Law and Exploding Lakes

On Thursday, August 21, 1986, people and animals around Lake Nyos in Cameroon, a small nation on the west coast of Africa, suddenly collapsed and died. More than 1700 people and hundreds of animals were dead, but there was no apparent cause—no fire, no earthquake, no storm. What had brought on this disaster?

Some weeks later, the mystery was solved. Lake Nyos and nearby Lake Monoun are crater lakes, which formed when cooled volcanic craters filled with water. Importantly, Lake Nyos contains an enormous amount of dissolved carbon dioxide, which was generated as a result of volcanic activity deep in the Earth. Under the high pressure at the bottom of the lake, a very large amount of  $\text{CO}_2$  dissolved in the water.

But on that evening in 1986, something disturbed the lake. The  $\text{CO}_2$ -saturated water at the bottom of the lake was carried to the surface, where, under lower pressure, the gas was much less soluble. About one cubic kilometer of carbon dioxide was released into the atmosphere. A geyser of water and  $\text{CO}_2$  shot up about 260 feet; then, because this gas is more dense than air, it hugged the ground and began to move with the prevailing breeze at about 45 miles per hour. When it reached villages 12 miles away, vital oxygen was displaced. The result was that both people and animals were asphyxiated.

In most lakes, this situation would not occur because lake water “turns over” as the seasons change. In the autumn, the top layer of water in a lake cools; its density increases; and the water sinks. This process continues, with warmer water coming to the surface and cooler water sinking. Dissolved  $\text{CO}_2$  at the bottom of a lake would normally be expelled in this turnover process, but geologists found that the lakes in Cameroon are different. The chemocline, the boundary between deep water, rich in gas and minerals, and the upper layer, full of freshwater, stayed intact. As carbon dioxide continued to enter the lake through vents in the bottom of the lake, the water became supersaturated with this gas. It

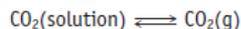


Eric BOUJNET/Getty Images

**Lake Nyos in Cameroon (western Africa), the site of a natural disaster.** In 1986, a huge bubble of  $\text{CO}_2$  escaped from the lake and asphyxiated more than 1700 people.

is presumed that a minor disturbance—perhaps a small earthquake, a strong wind, or an underwater landslide—caused the lake water to turn over and led to the explosive release of  $\text{CO}_2$ .

The explosive release of  $\text{CO}_2$  that occurred in Lake Nyos is much like what occurs when you shake a bottle of carbonated soft drink. Carbonated sodas are bottled under a high pressure of  $\text{CO}_2$ . Some of the gas dissolves in the soda, but some also remains in the small space above the liquid (called the *headspace*). The pressure of the  $\text{CO}_2$  in the headspace is between 2 and 4 atm. When the bottle cap is removed, the  $\text{CO}_2$  in the headspace escapes rapidly. Some of the dissolved  $\text{CO}_2$  also comes out of solution, and you see bubbles of gas rising to the surface. If the bottle remains open, this continues until equilibrium is established with  $\text{CO}_2$  in the atmosphere (where the partial pressure of  $\text{CO}_2$  is  $3.75 \times 10^{-4}$  atm),



and the soda goes “flat.” If the newly opened soda bottle is undisturbed, however, the loss of  $\text{CO}_2$  from solution is rather

slow because bubble formation is not rapid, and your soda keeps its fizz.

# Proprietà colligative

# Soluzione ideale e tensione di vapore

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

$$p_i = \chi_i p_i^0$$

**Legge di Raoult**

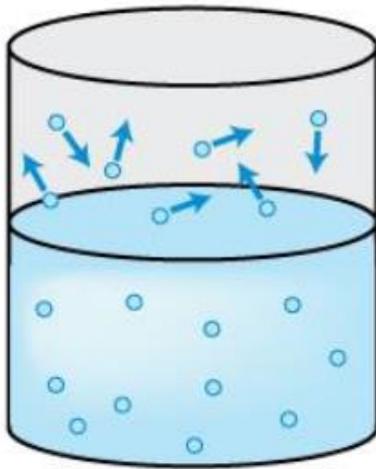
$$p = p_1 + p_2 + p_3 + \dots + p_n = \chi_1 p_1^0 + \chi_2 p_2^0 + \chi_3 p_3^0 + \dots + \chi_n p_n^0$$

# Legge di Raoult

Per due soli componenti:

$$p = p_1 + p_2 = \chi_1 p_1^0 + \chi_2 p_2^0$$

Un componente

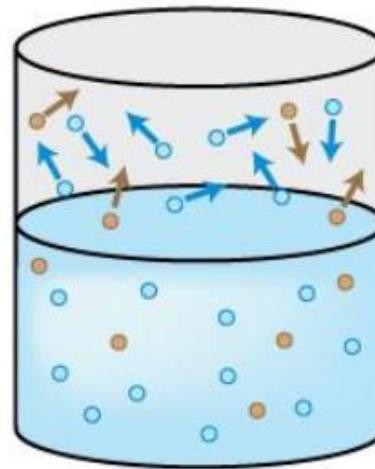


$$P_{(\text{solution})} = P_{1(\text{pure})}^{\circ} x_1$$

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

$$(x_1 = 1)$$

Due componenti



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

1. Solvente
2. Solido

# Legge di Raoult: miscele di due componenti

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

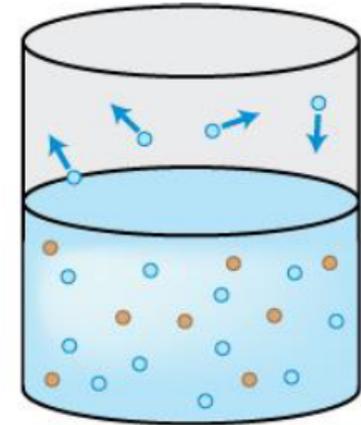
Se considero una soluzione molto diluita, ottenuta sciogliendo il solido 2 nel solvente 1, considerando che i solidi hanno una tensione di vapore molto più bassa dei liquidi:

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

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  $P_1^\circ$

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

$\Delta P/P_1^\circ$  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

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

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

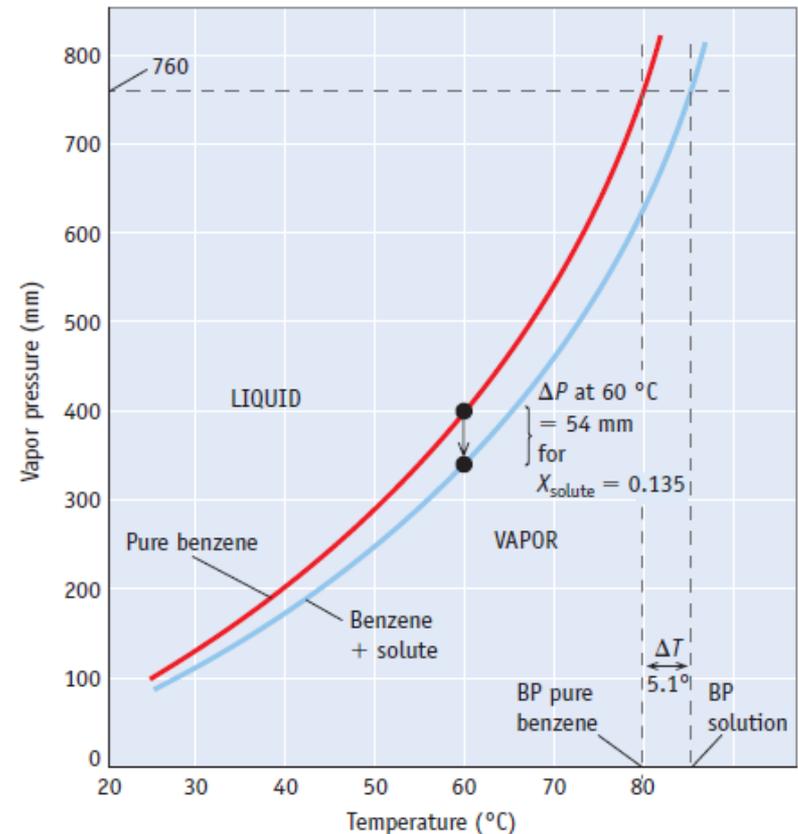
# Proprietà colligative

...ciò che abbiamo descritto rappresenta una **PROPRIETA' COLLIGATIVA**:

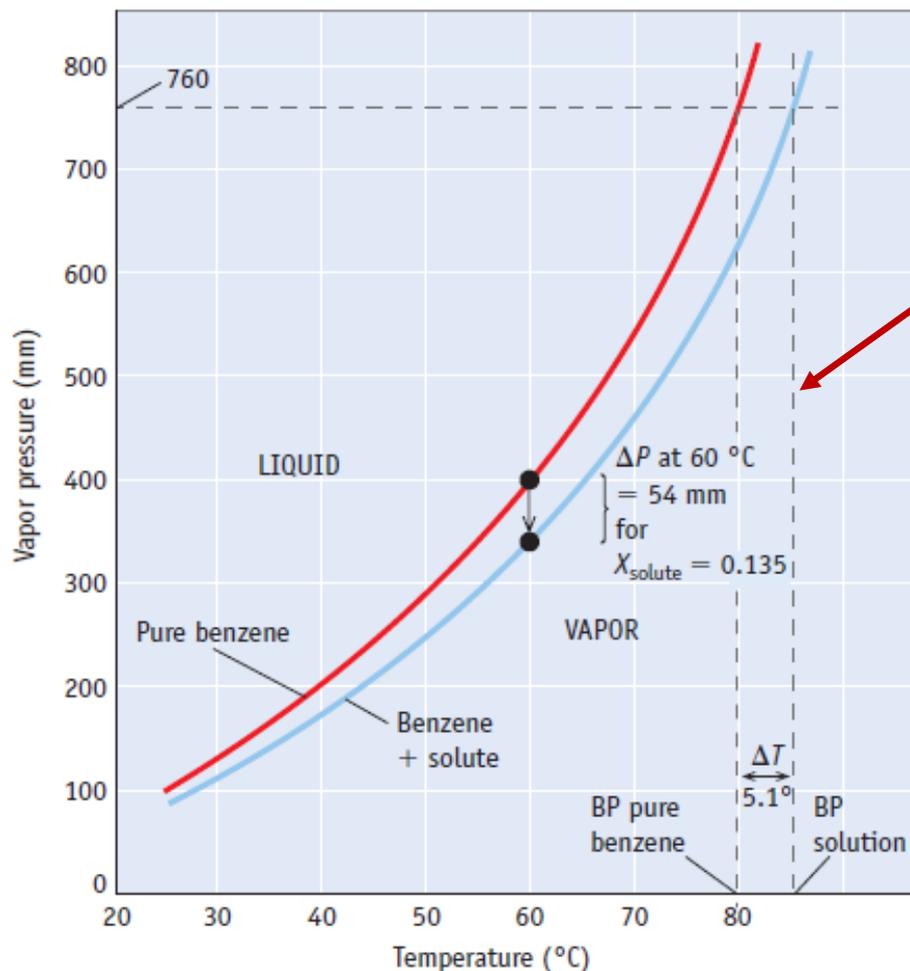
proprietà di **soluzioni diluite** (ideali o reali che tendono all'idealità) che **non dipendono dalla natura chimica del soluto ma solo dal numero relativo delle sue particelle** rispetto al numero di particelle del solvente.

*Alla fine dell'800 fu sperimentalmente osservato che la tensione di vapore del solvente veniva abbassata dall'aggiunta di un soluto non volatile. In particolare nel 1886 Raoult osservò che l'entità di questo abbassamento non dipendeva dal tipo di soluto ma solo dalla sua frazione molare.*

## Abbassamento della tensione di vapore



# Proprietà colligative: 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.

$$\Delta T_b = K_b m$$

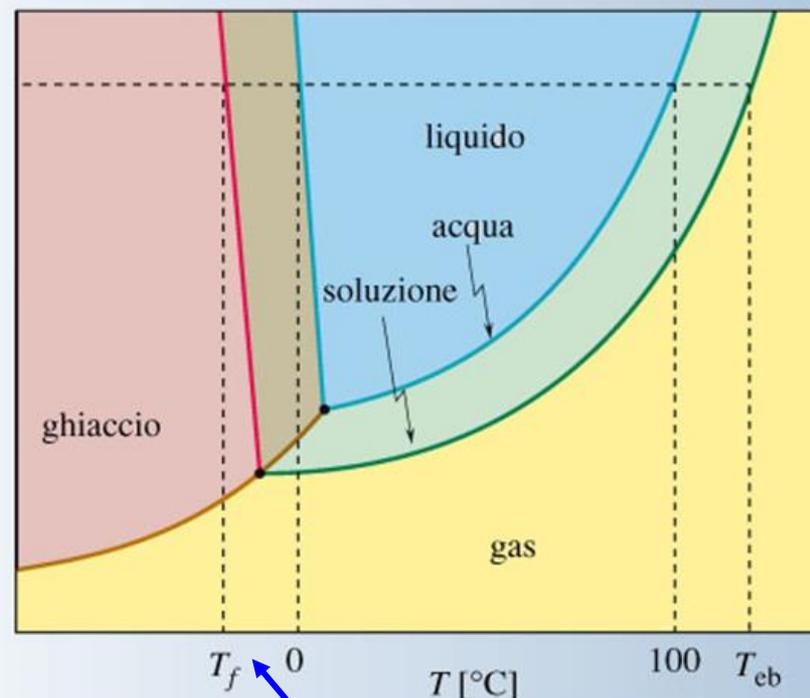
$K_b$  è la costante ebullioscopica molale del **solvente**.

# Proprietà colligative: 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.

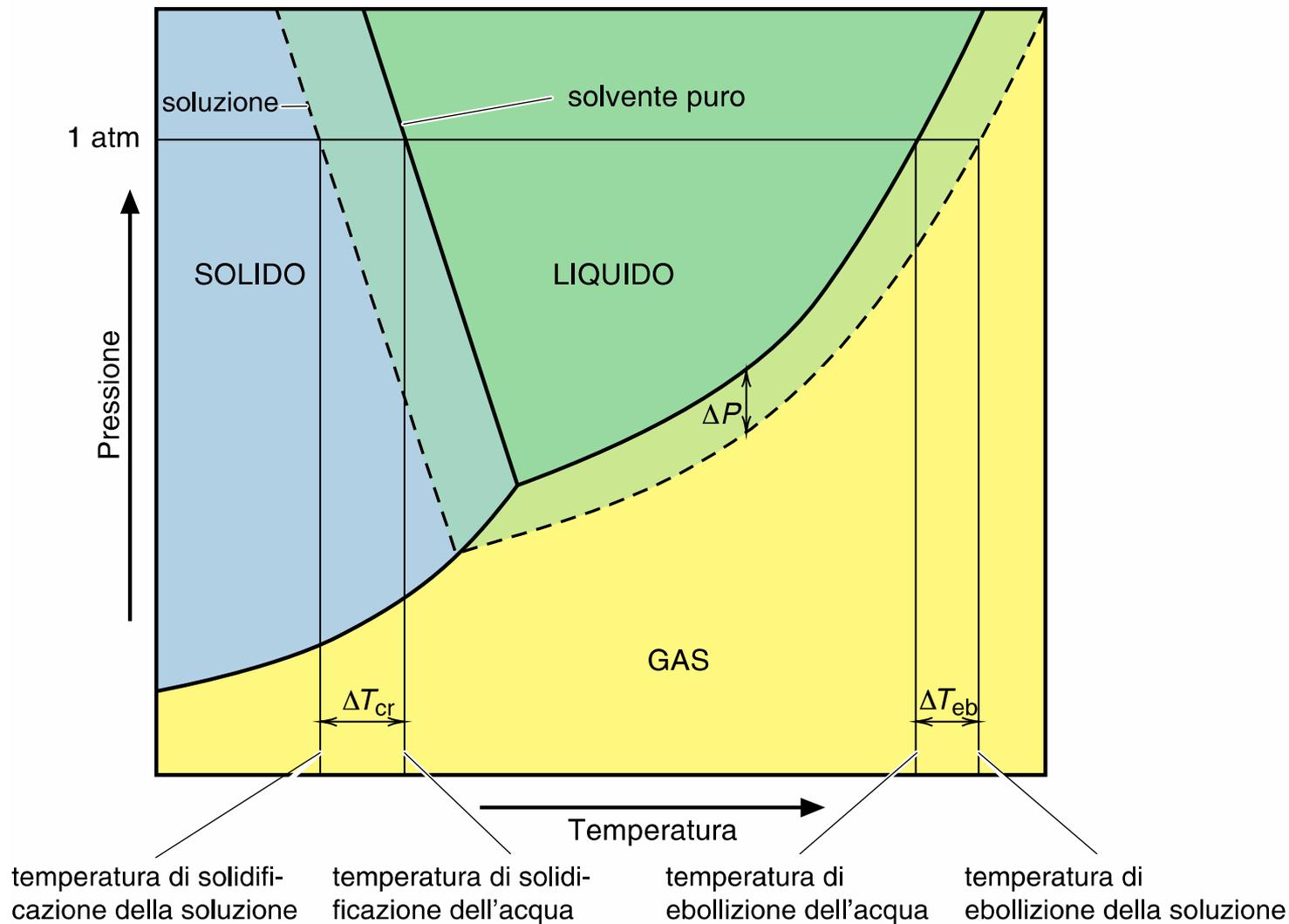
La temperatura di **congelamento** di una soluzione è sempre *minore* di quella del solvente puro.



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

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

# Diagrammi di fase del solvente e della soluzione



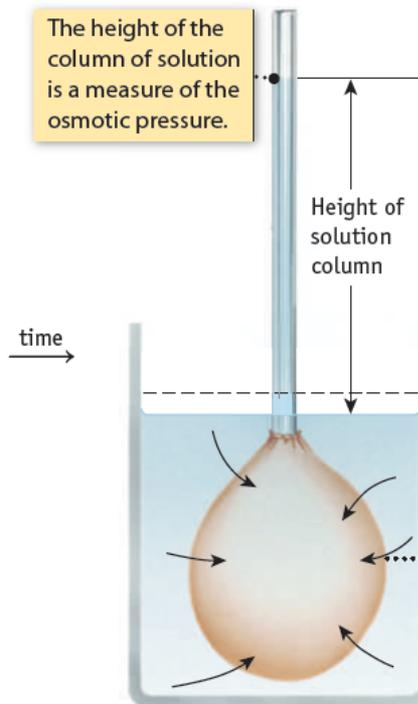
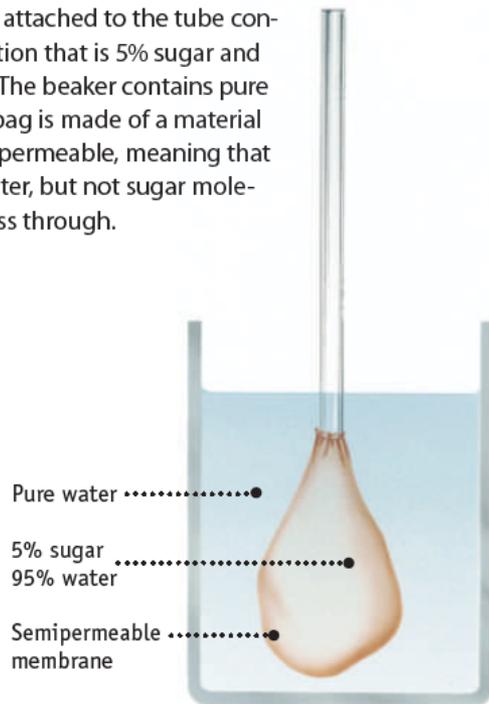
# Costante ebullioscopica molale ( $K_{eb}$ ) e costante crioscopica molale ( $K_{cr}$ ) di alcuni solventi

Solvente	Temperatura di ebollizione ( $^{\circ}\text{C}$ )*	$K_{eb}$ ( $^{\circ}\text{C}/m$ )	Temperatura di solidificazione ( $^{\circ}\text{C}$ )	$K_{cr}$ ( $^{\circ}\text{C}/m$ )
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.

# Il processo di Osmosi

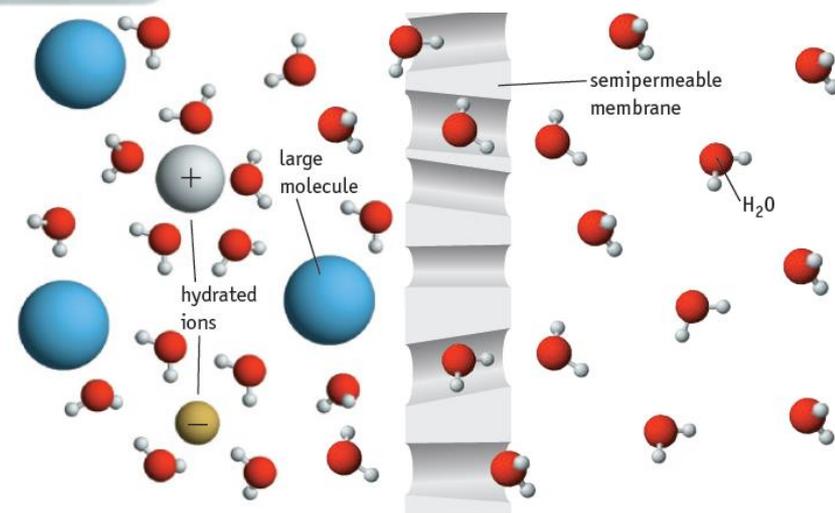
(a) The bag attached to the tube contains a solution that is 5% sugar and 95% water. The beaker contains pure water. The bag is made of a material that is semipermeable, meaning that it allows water, but not sugar molecules, to pass through.



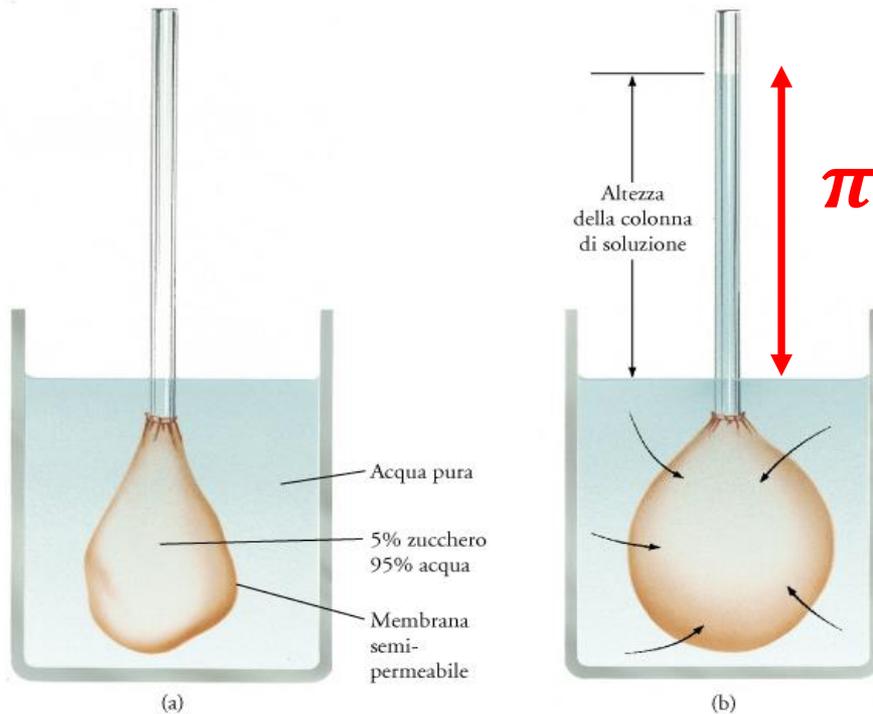
(b) Over time, water flows from the region of low solute concentration (pure water) to the region of higher solute concentration (the sugar solution). Flow continues until the pressure exerted by the column of solution in the tube above the water level in the beaker is great enough to result in equal 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).

**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.



# Proprietà colligative: pressione osmotica



## $\pi$ 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

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

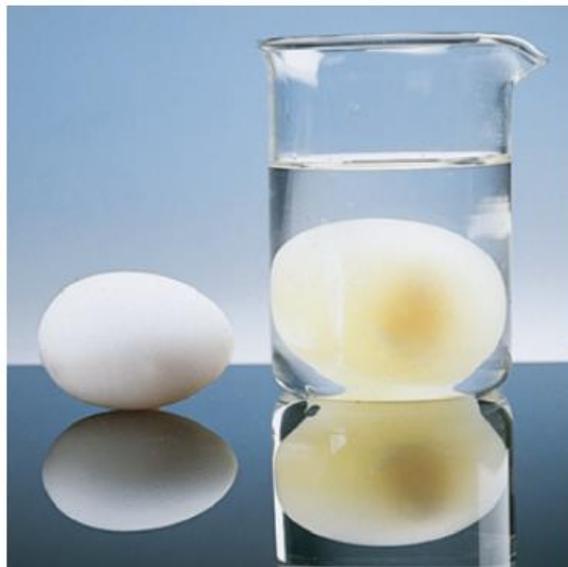
$$M M_s = \frac{C_s}{\pi} R T$$

$$\pi = C_M R T$$

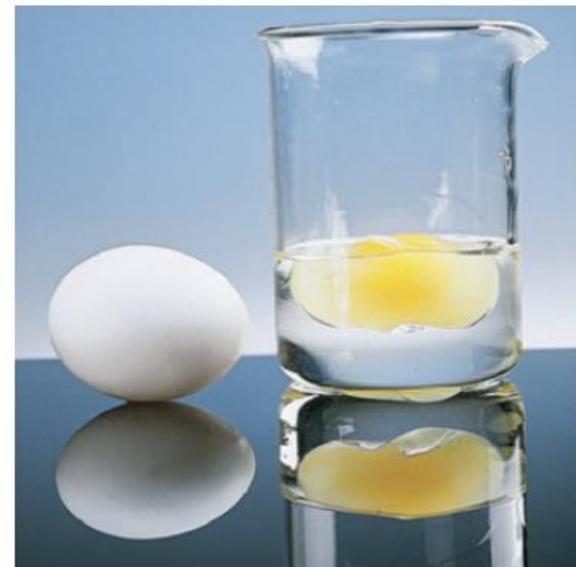
$C_M$  = concentrazione molare



**(a)** A fresh egg is placed in dilute acetic acid. The acid reacts with the  $\text{CaCO}_3$  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.

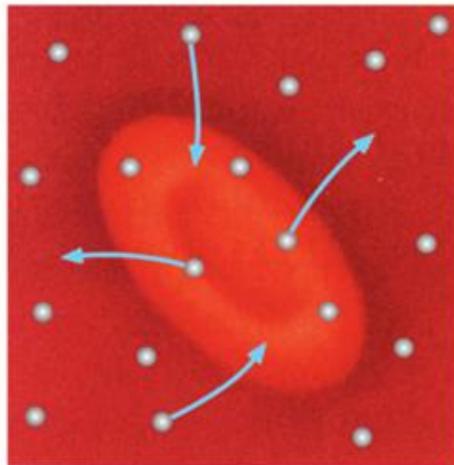


**(c)** If the egg, with its shell removed, is placed in a concentrated sugar solution, the egg shrivels.

Confrontando la pressione osmotica di due soluzioni:

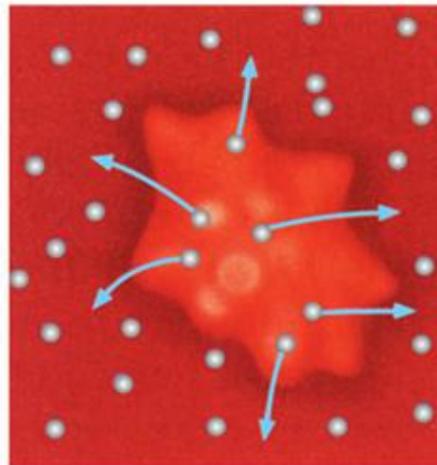
se  $\pi_A = \pi_B \Leftrightarrow$  le due soluzioni sono *isotoniche* l'una rispetto all'altra;

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



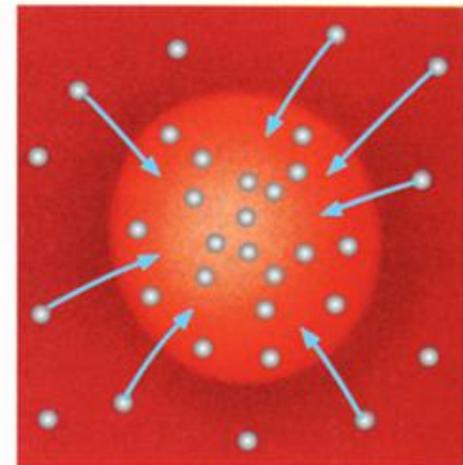
(a)

Soluzione isotonica  
rispetto alla cellula



(c)

Soluzione ipertonica



(b)

Soluzione ipotonica

# Proprietà colligative in 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<sup>+</sup> e Cl<sup>-</sup>, cioè in due particelle che contribuiscono entrambe a tale proprietà colligativa.**

In generale per le principali proprietà colligative si può scrivere:

$$\Delta T_b = i K_b m$$

$$\Delta T_f = i K_{cr} m$$

$$\pi = i M R T$$

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.

## 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 Sotiriou/Getty Images

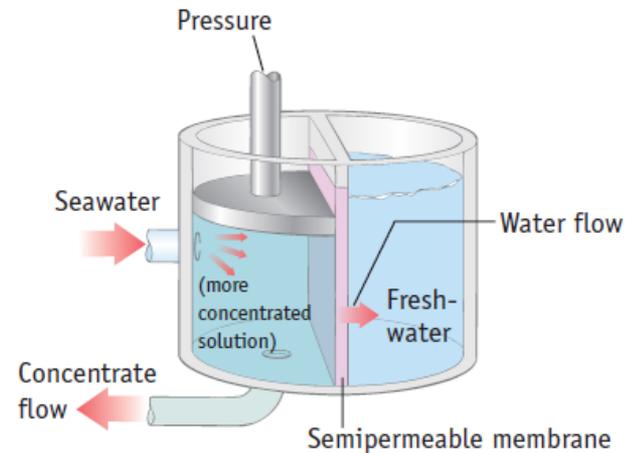
A reverse osmosis plant.

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.