

Soluzioni

Soluzione - Miscela omogenea di 2 o più sostanze

solvente - mezzo dissolvente

soluto - specie dissolta

3 stati della materia mescolati 2 a 2 danno 9 tipi diversi di miscele

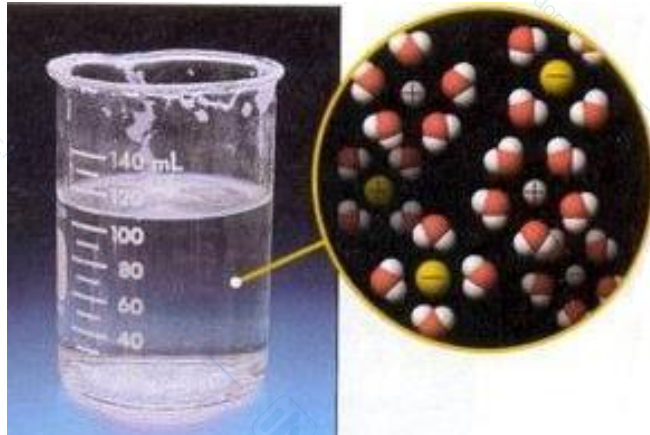
7 possono essere omogenee; 2 eterogenee

Omogenea

- 1. solido in liquido**
- 2. liquido in liquido**
- 3. gas in liquido**
- 4. liquido in solido**
- 5. solido in solido**
- 6. gas in solido**
- 7. gas in gas**

Eterogenea

- 8. solido in gas**
- 9. liquido in gas**



Omogenea Acqua e sale 1 FASE

Eterogenea Acqua e olio 2 o più FASI



Concentrazione

Espressione della concentrazione

Rapporto

Molarità (M)

$$\frac{\text{quantità (mol) di soluto}}{\text{volume (L) di soluzione}}$$

Molalità (m)

$$\frac{\text{quantità (mol) di soluto}}{\text{massa (kg) di solvente}}$$

Percentuale in massa

$$\frac{\text{massa di soluto}}{\text{massa di soluzione}} \%$$

Percentuale in volume

$$\frac{\text{volume di soluto}}{\text{volume di soluzione}} \%$$

Frazione molare (X)

$$\frac{\text{moli di soluto}}{\text{moli di soluto + moli di solvente}}$$

Spontaneità del mescolamento

Assumiamo il solvente liquido

Fattori principali che influenzano la soluzione di soluti

- **Variazione di energia (ΔH)**
 - $\Delta H < 0$ (esotermica) favorisce la dissoluzione
 - $\Delta H > 0$ (endotermica) sfavorisce la dissoluzione
- **Variazione di disordine, o caoticità**
 - Aumento di disordine favorisce la dissoluzione
 - Aumento di ordine sfavorisce la dissoluzione

Il mescolamento di due sostanze aumenta sempre il disordine

Condizioni ottimali

- esoenergetica & disordinata

Variazioni di energia nel processo di soluzione

STEP 1 : si staccano le particelle del soluto l'una dall'altra. Il processo è *endoenergetico*.

Soluto (aggregato) + *energia* → soluto (separato) $\Delta H_{\text{soluto}} > 0$

STEP 2 : si staccano le particelle di solvente l'una dall'altra. Il processo è *endoenergetico*.

Solvente (aggregato) + *energia* → solvente (separato) $\Delta H_{\text{solvente}} > 0$

STEP 3 : si mescolano le particelle di soluto e solvente per formare una soluzione. Il processo è *esoenergetico*.

Soluto (separato) + solvente (separato) → soluzione + *energia*
 $\Delta H_{\text{mesc}} < 0$

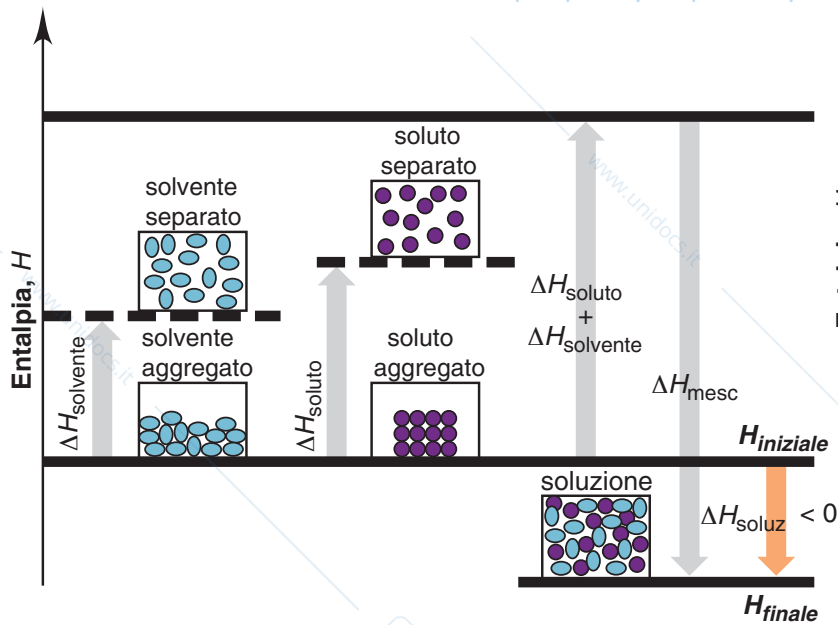
Calore di soluzione

$$\Delta H_{\text{soluz}} = \Delta H_{\text{soluto}} + \Delta H_{\text{solvente}} + \Delta H_{\text{mesc}}$$

Il processo complessivo di soluzione può essere sia endotermico che esotermico.

***Processo Esotermico:* $\Delta H_{\text{soluz}} < 0$ perchè la somma dei termini endotermici ($\Delta H_{\text{soluto}} + \Delta H_{\text{solvente}}$) è *minore* del termine esotermico (ΔH_{mesc}).**

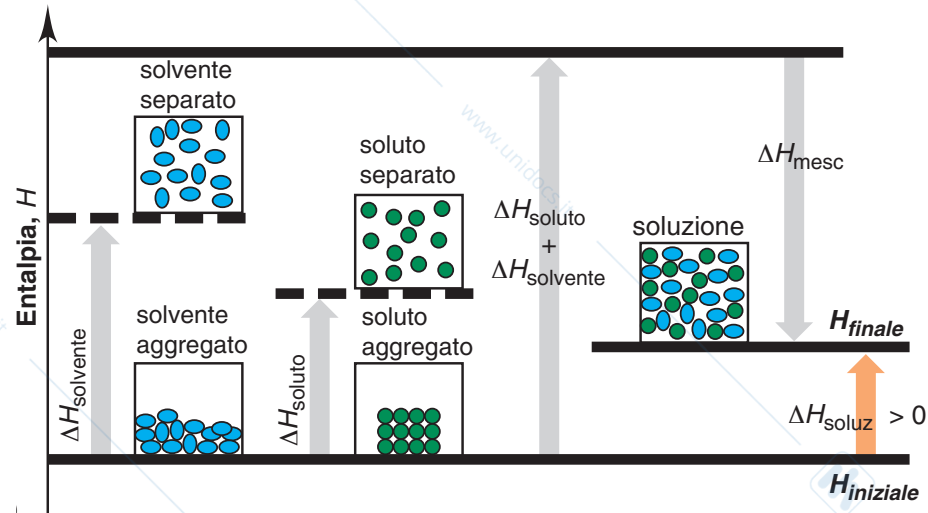
***Processo Endotermico:* $\Delta H_{\text{soluz}} > 0$ perchè la somma dei termini endotermici ($\Delta H_{\text{soluto}} + \Delta H_{\text{solvente}}$) è *maggiore* del termine esotermico (ΔH_{mesc}).**



$$\Delta H_{mesc} > \Delta H_{soluto} + \Delta H_{solvente}$$

$$\Delta H_{soluz} < 0$$

A Processo di dissoluzione esotermico



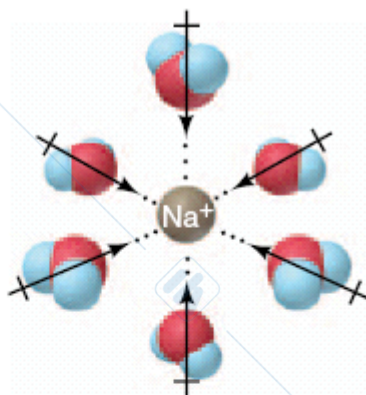
B Processo di dissoluzione endotermico

$$\Delta H_{mesc} < \Delta H_{soluto} + \Delta H_{solvente}$$

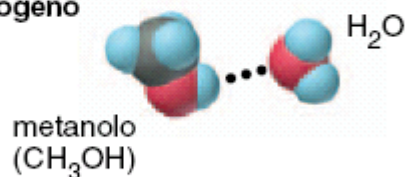
$$\Delta H_{soluz} > 0$$

Principali tipi di forze intermolecolari nelle soluzioni

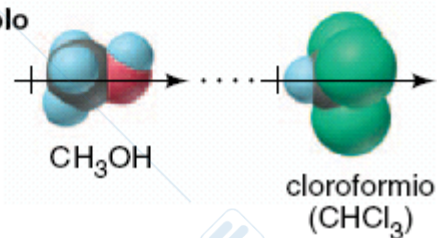
forza ione-dipolo
(40–600)



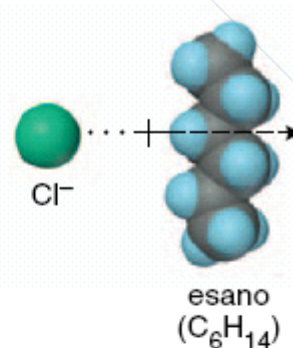
legame idrogeno
(10–40)



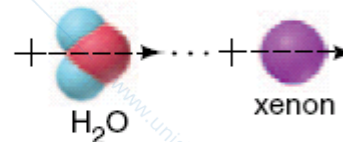
forza dipolo-dipolo
(5–25)



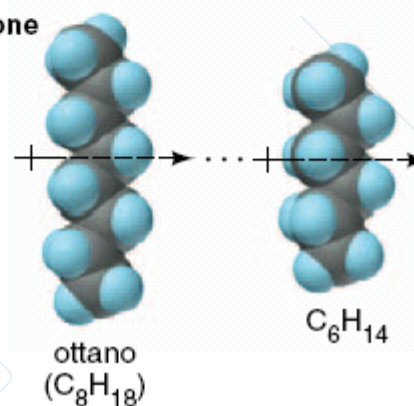
forza ione-dipolo indotto
(3–15)



forza dipolo-dipolo indotto
(2–10)



forza di dispersione
(0,05–40)

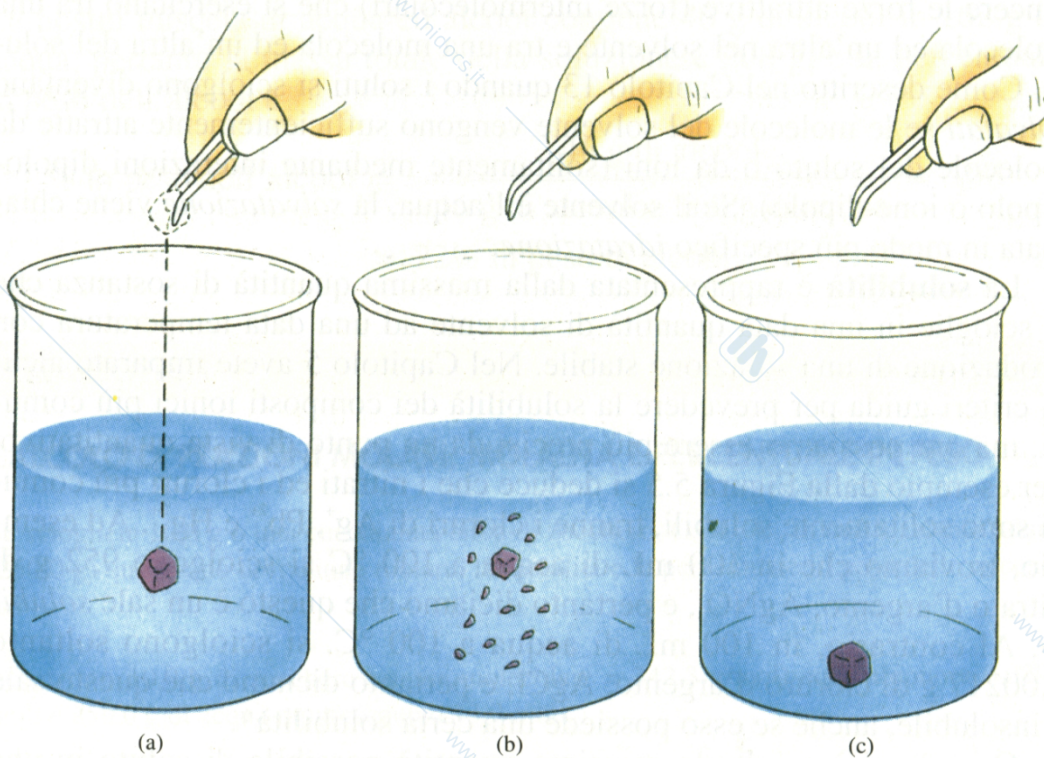


Il processo di dissoluzione

Le forze attrattive tra le particelle di soluto e di solvente sono abbastanza grandi da vincere le forze attrattive (forze intermolecolari) che si esercitano tra una molecola e l'altra del solvente o del soluto.

I soluti che si disciolgono diventano solvatati (solvatazione, idratazione se il solvente è l'acqua).

Il processo di dissoluzione

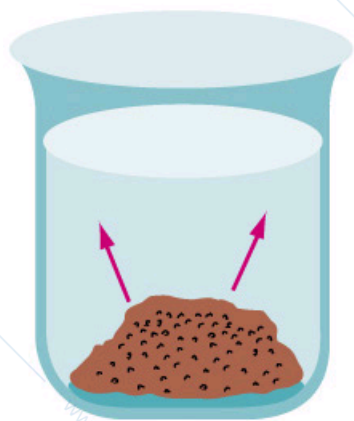


(B) SOLUZIONE SOVRASATURA

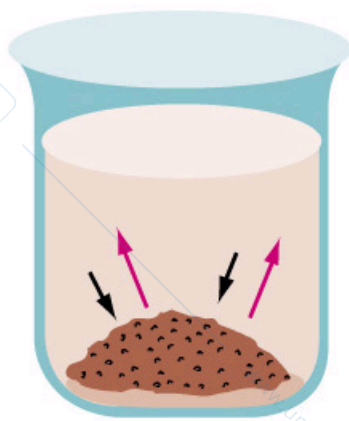
(c) SOLUZIONE SATURA (Presenza di corpo di fondo)

Solubilità

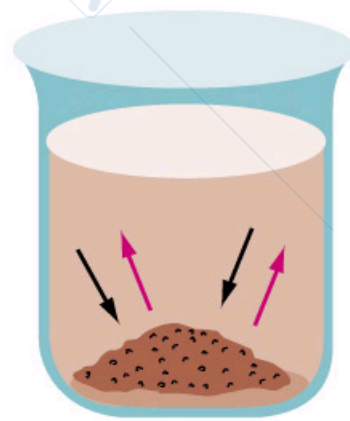
In generale solo una quantità finita di un solido si scioglie in un dato volume di solvente dando luogo ad una soluzione **satura**, cioè una soluzione in equilibrio con un eventuale solido in eccesso.



(a)



(b)

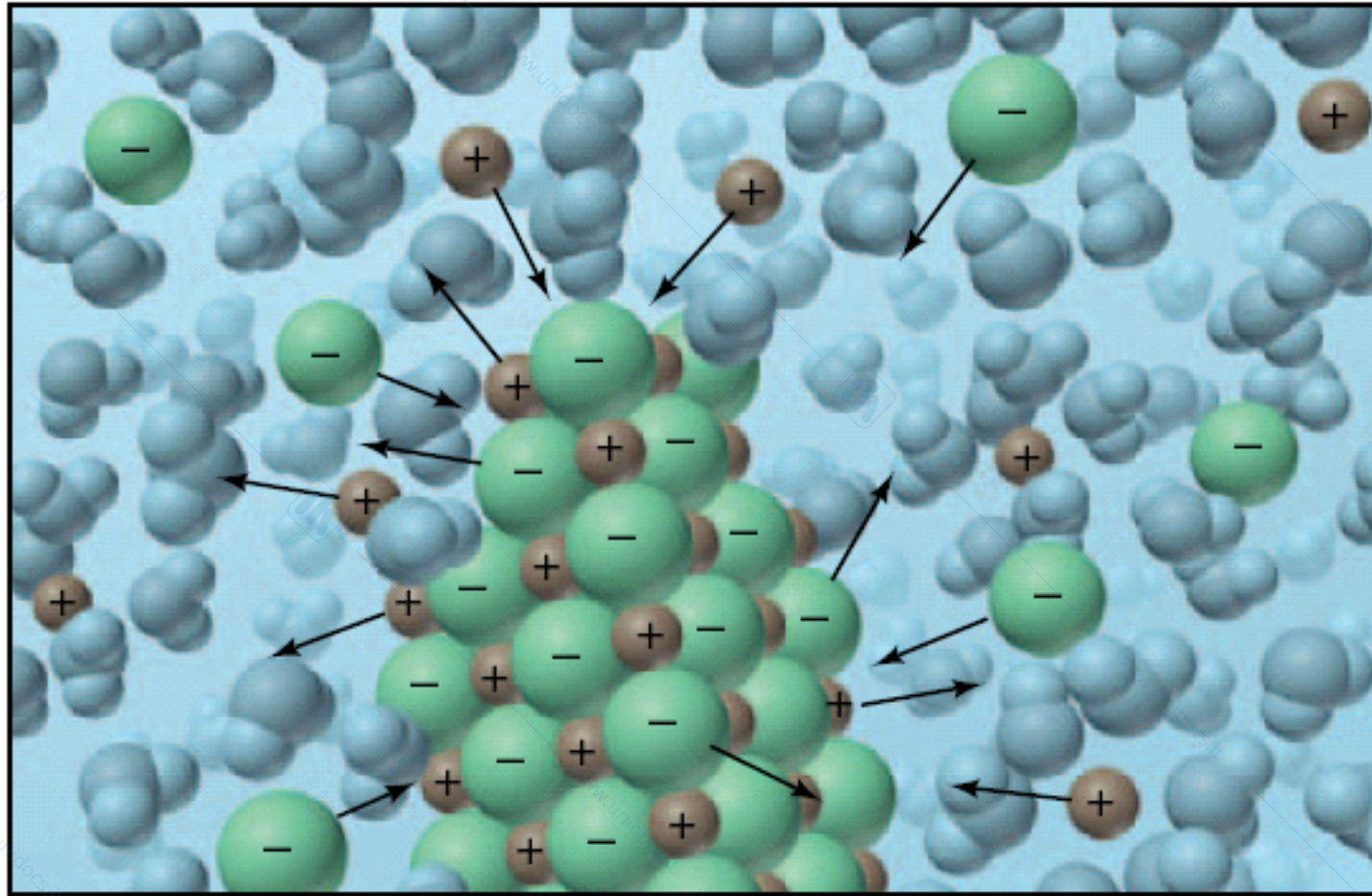


(c)

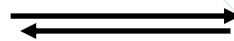
**Equilibrio
dinamico**

La concentrazione del soluto nella soluzione satura è detta **solubilità**. Ad esempio la solubilità di NaCl in acqua è di 36 g per 100 ml di acqua a 20°C.

Equilibrio in una soluzione satura



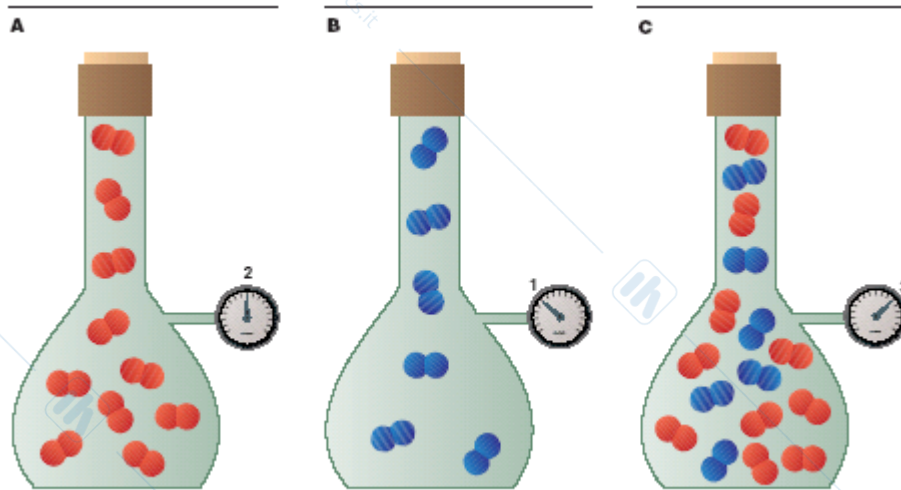
soluto (indisciolto)



soluto (disciolto)

LA CONCENTRAZIONE DI UNA SOLUZIONE SATURA VIENE DEFINITA SOLUBILITÀ DI QUEL SOLUTO IN QUEL SOLVENTE

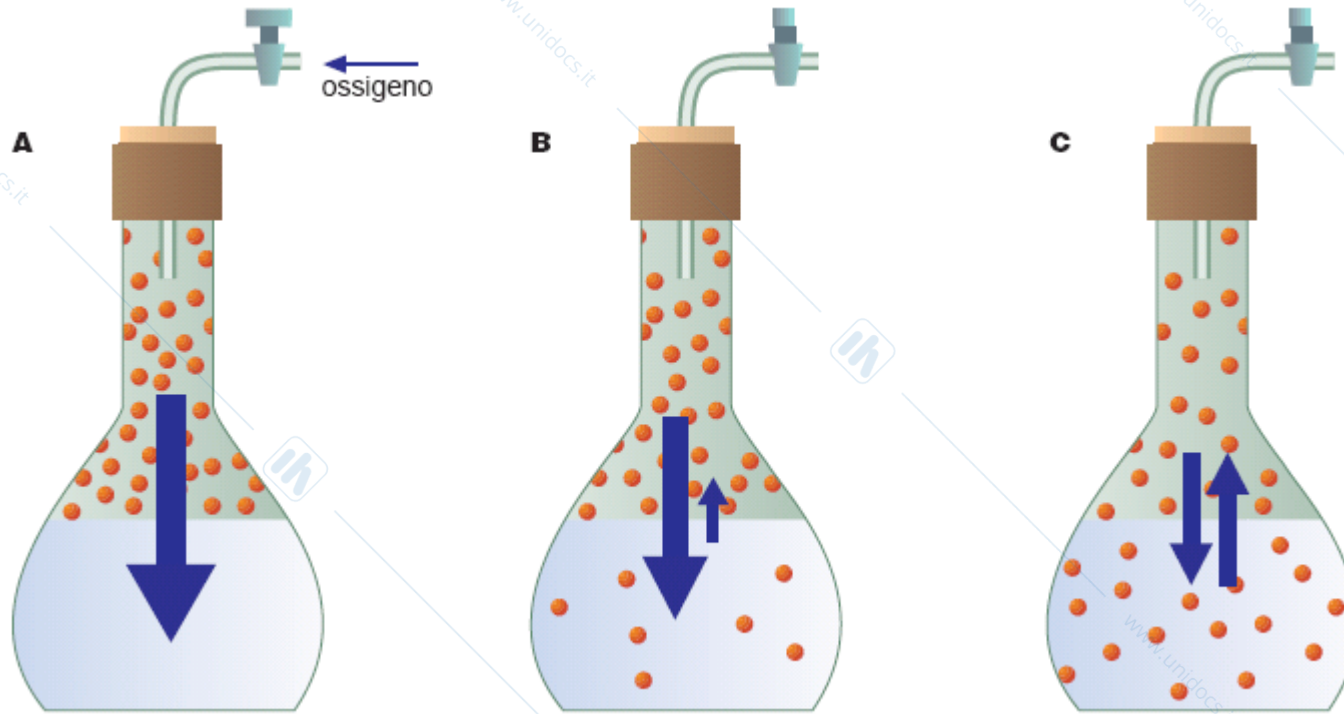
Soluzioni gassose



Il processo di mescolamento di un gas in un altro è spontaneo e rapidissimo e non richiede energia, poiché non bisogna rompere alcun legame chimico.

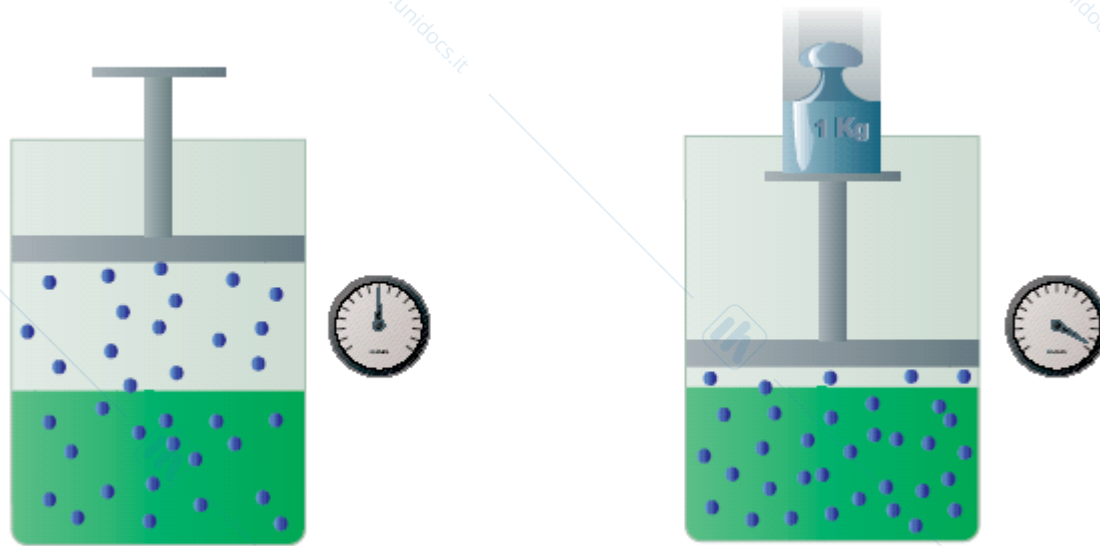
I gas sono miscibili tra loro completamente e in qualunque proporzione e danno sempre miscele omogenee (SOLUZIONI).

Soluzioni di un gas in un liquido



Il numero delle molecole che passano dallo stato aeriforme allo stato di soluzione diventa uguale al numero di molecole che compiono il passaggio inverso: si raggiunge uno stato di *equilibrio dinamico*

Soluzioni di un gas in un liquido

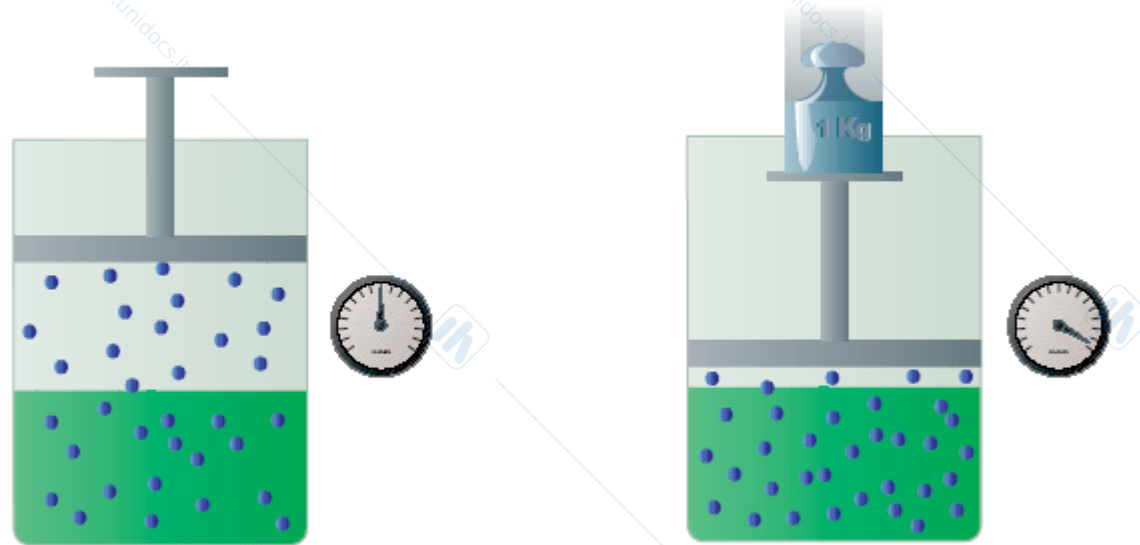


La quantità di un gas che si scioglie in un liquido dipende da vari fattori:

- la pressione del gas
- la temperatura della soluzione
- le caratteristiche chimiche del solvente e del soluto

Soluzioni di un gas in un liquido

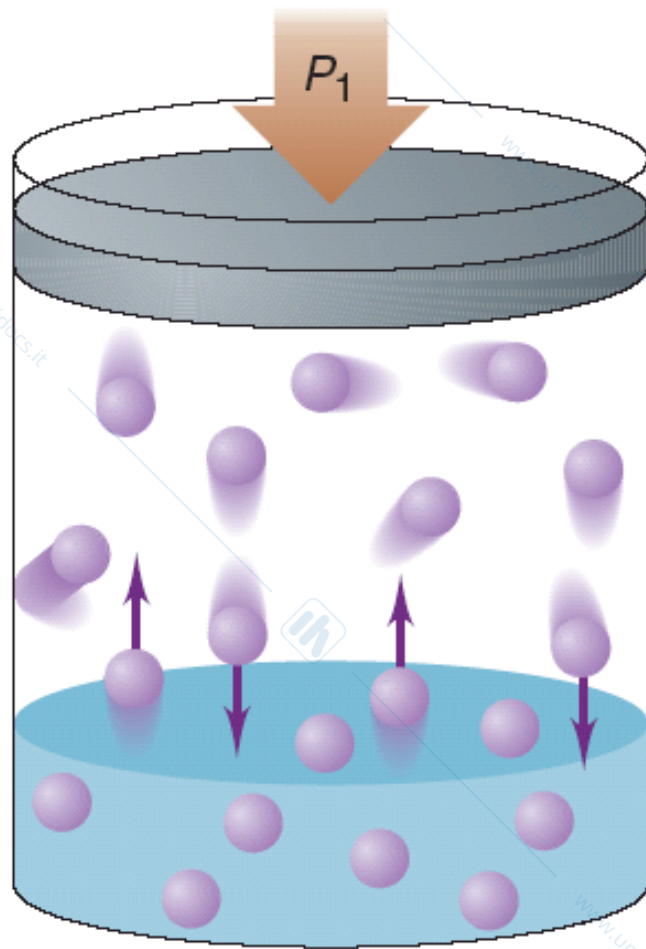
Legge di HENRY



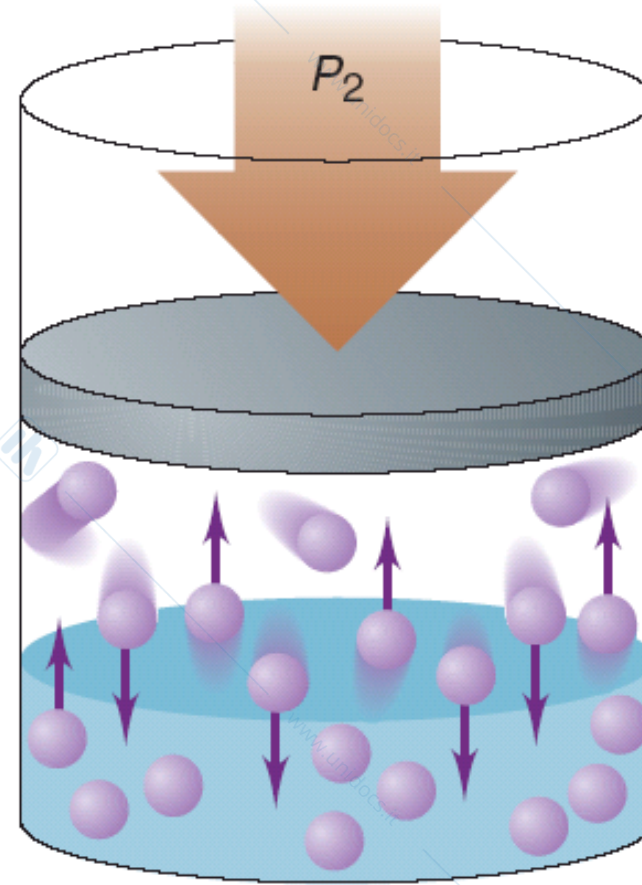
La quantità di gas che si scioglie in un liquido a una certa temperatura è direttamente proporzionale alla pressione parziale esercitata dal gas

$$M_{\text{gas}} = K_H \cdot p_{\text{gas}}$$

La costante di Henry è caratteristica di ogni coppia soluto/solvente



A



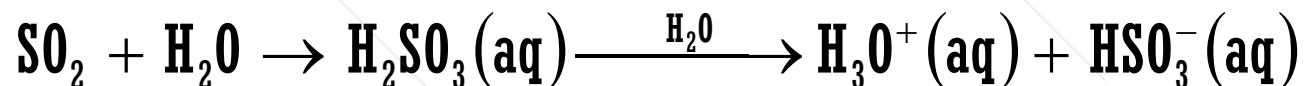
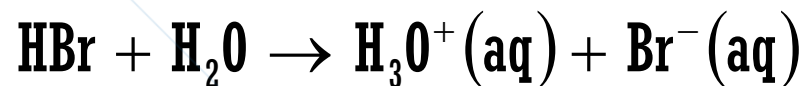
B

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.

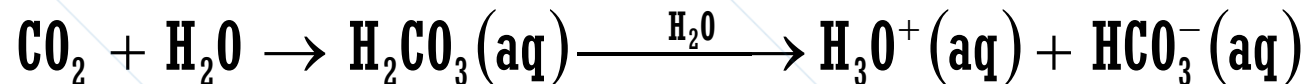
Gas in Liquidi

• **I gas polari sono più solubili in acqua dei gas non polari**

- **I gas polari possono dare legami a H con H₂O**
- **Alcuni gas polari reagiscono con H₂O**

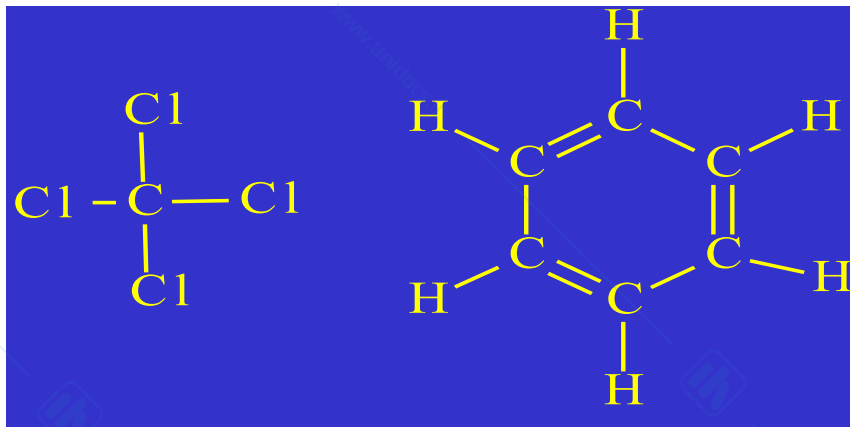
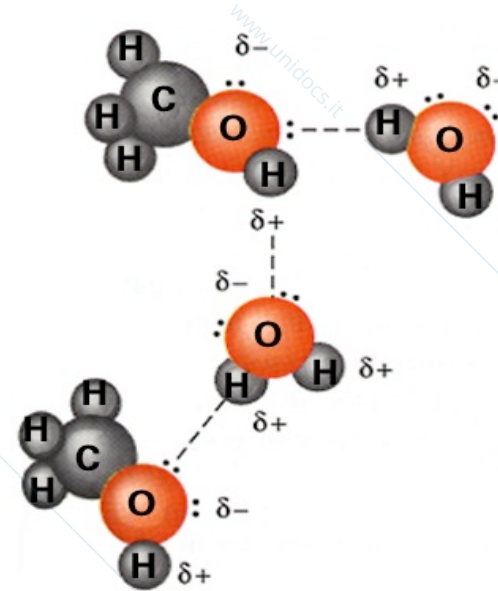


• **Alcuni gas non polari sono solubili in acqua perché danno reazione chimica**

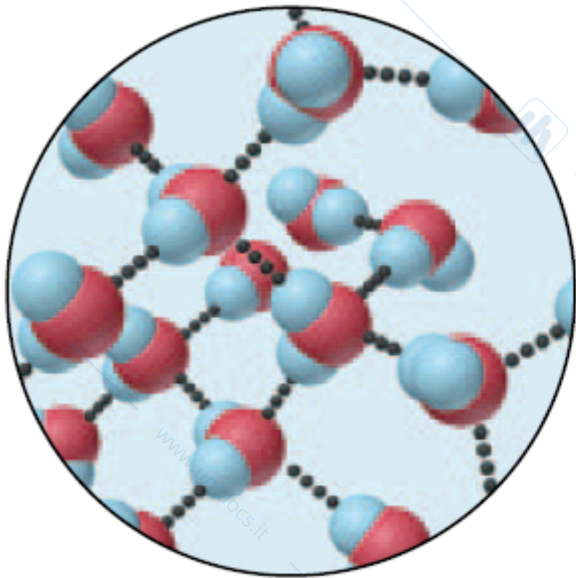


Liquidi in Liquidi

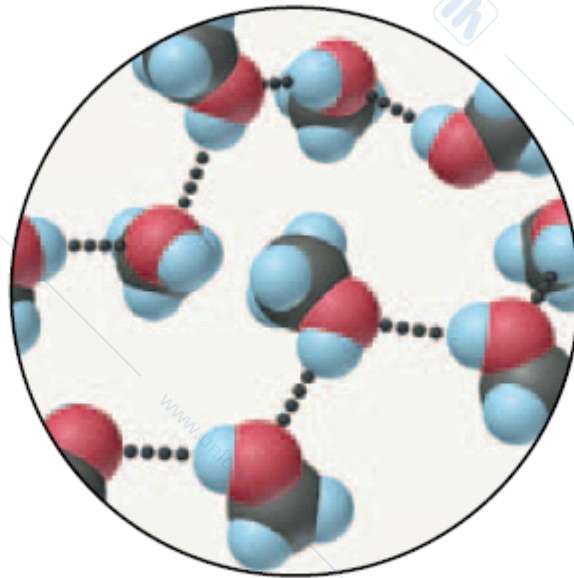
- **I liquidi polari sono in genere miscibili con altri liquidi polari**
- **I simili sciolgono i simili**
- **Liquidi nonpolari sono miscibili con altri liquidi nonpolari**



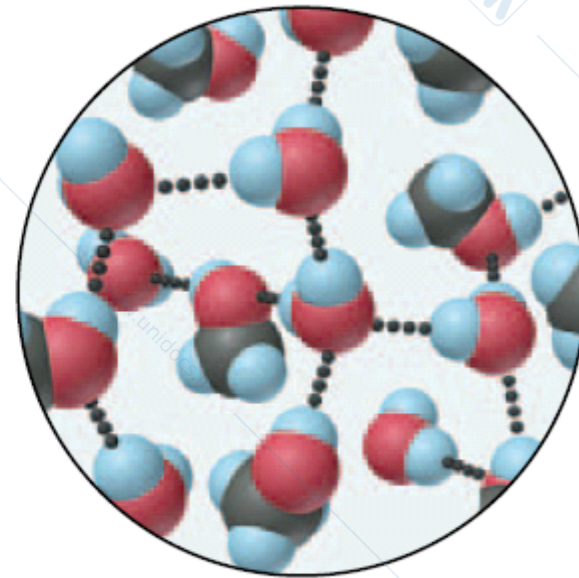
"I simili sciolgono i simili": solubilità del metanolo nell'acqua



acqua



metanolo



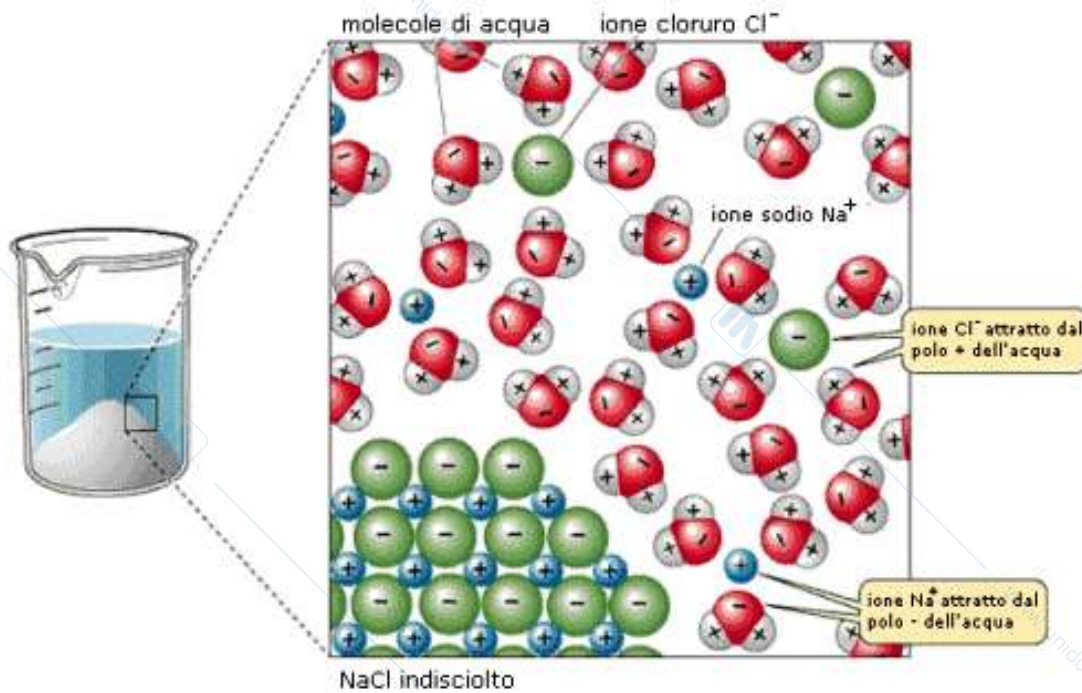
una soluzione
di acqua e metanolo

Solubilità* di una serie di alcoli in acqua e in esano

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.

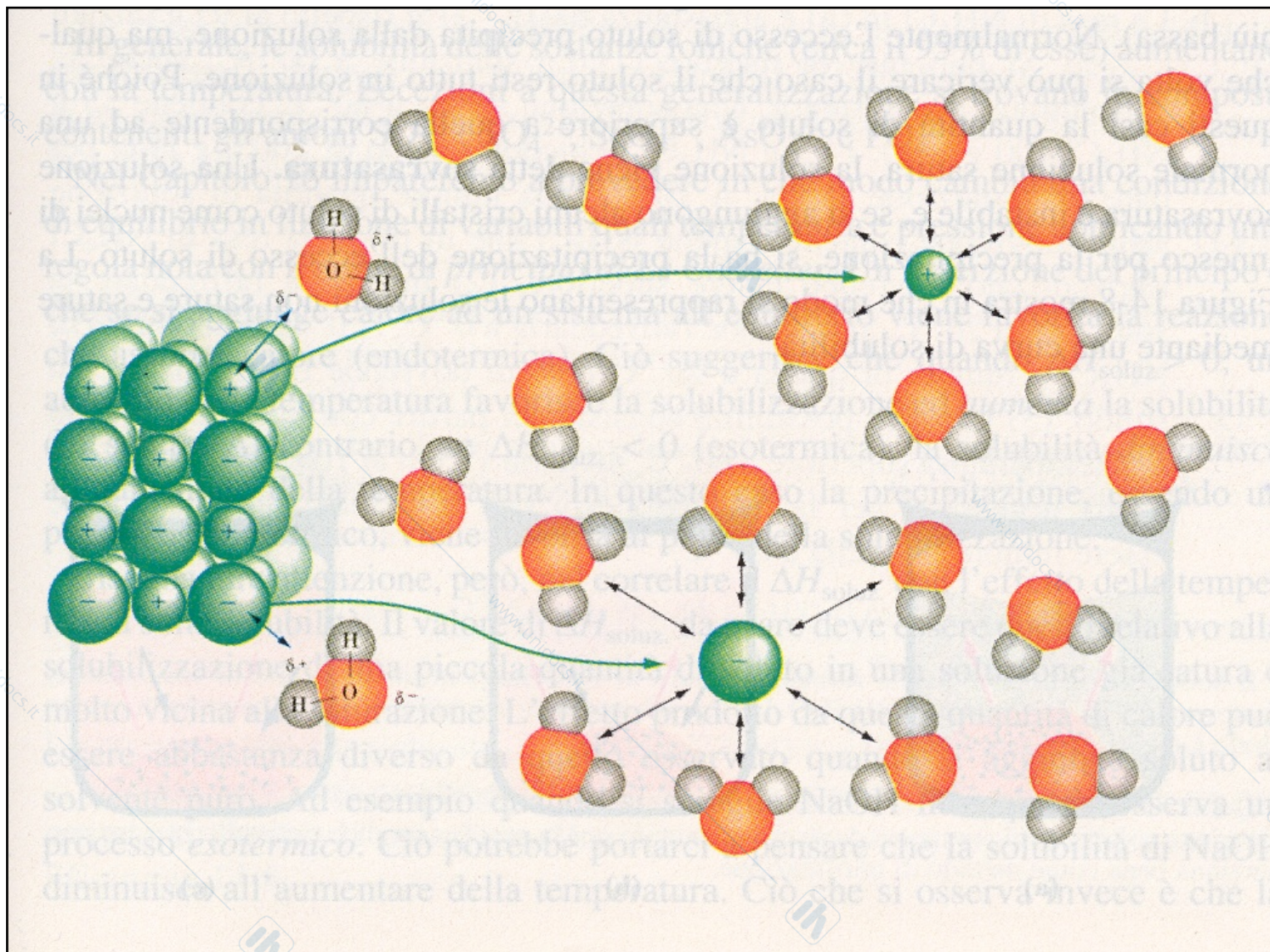
Solidi in Liquidi



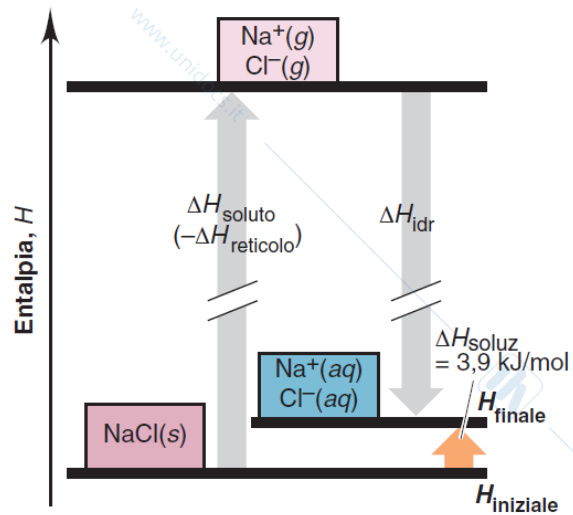
La dissoluzione è una competizione tra

- 1 Attrazioni soluto – soluto e solvente - solvente**
- 2 Attrazioni soluto – solvente**

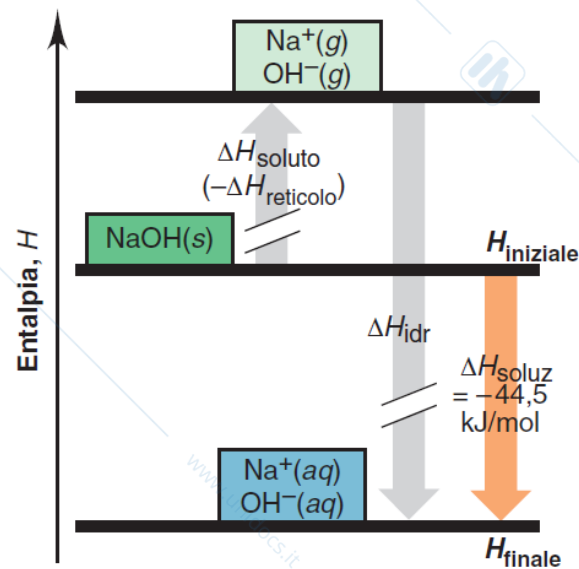
Solidi in Liquidi



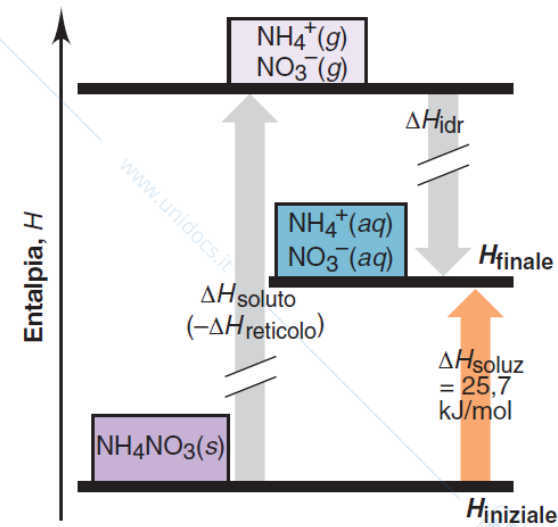
Solidi in Liquidi



A NaCl. $\Delta H_{\text{reticolo}}$ lievemente maggiore di ΔH_{idr} : ΔH_{soluz} è piccolo e positivo.

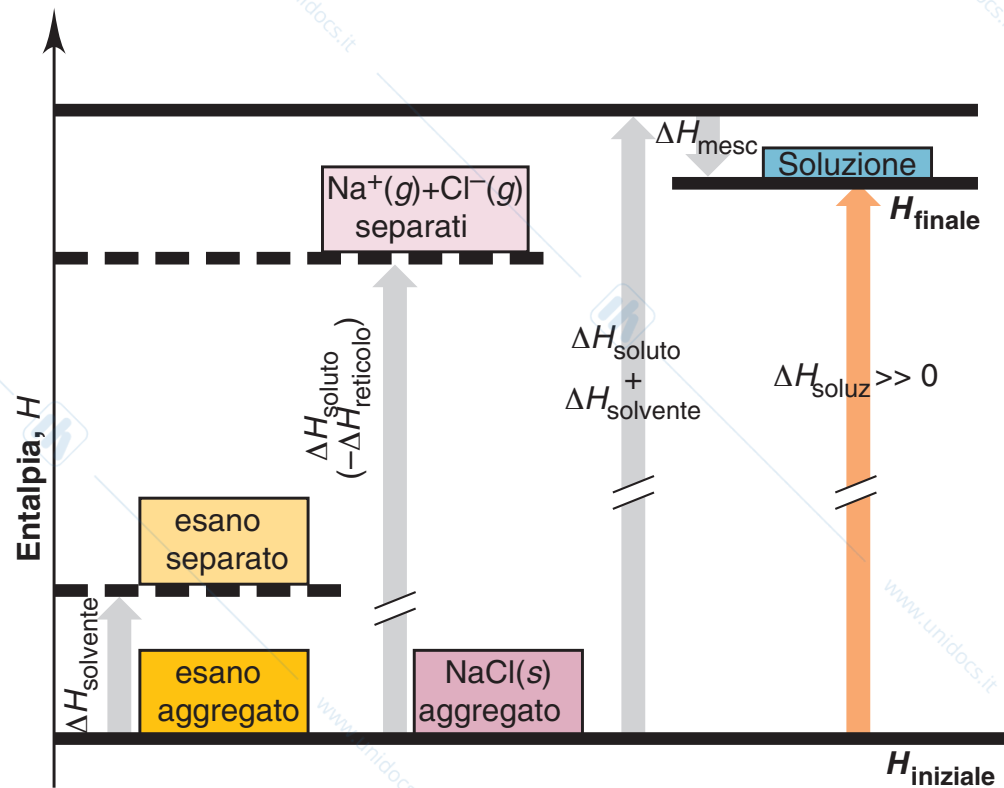


B NaOH. ΔH_{idr} predomina: ΔH_{soluz} è grande e negativo.



C NH_4NO_3 . $\Delta H_{\text{reticolo}}$ predomina: ΔH_{soluz} è grande e positivo.

Solidi in Liquidi



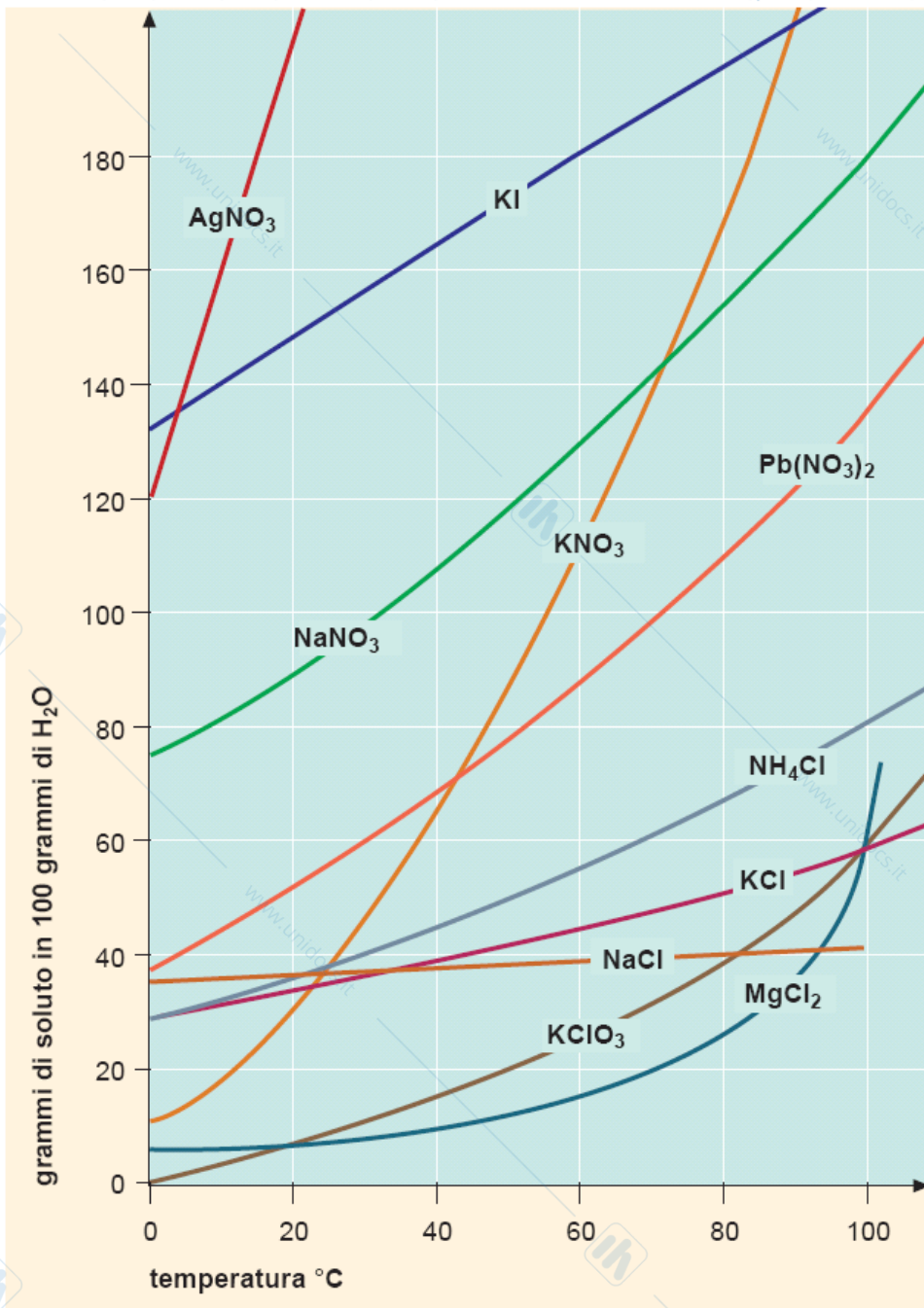
Poiché le attrazioni fra gli ioni e le molecole di esano sono deboli, ΔH_{mesc} è *molto* minore di $\Delta H_{\text{solutο}}$. Perciò, ΔH_{soluz} è tanto positivo che NaCl *non* si scioglie nell'esano.

Effetto della temperatura sulla solubilità

- **Principio di LeChatelier (Equilibrio mobile)**
 - **Quando si applica uno stress esterno ad un sistema all'equilibrio, il sistema risponde in modo da minimizzare gli effetti dello stress**
- **Per i solidi ionici che si sciolgono **endotermicamente**, la solubilità **aumenta** all'aumentare della temperatura**
- **Per i solidi ionici che si sciolgono **esotermicamente**, la solubilità **diminuisce** all'aumentare della temperatura**

Effetto della pressione sulla solubilità

- **La pressione ha scarsi effetti sulla solubilità di liquidi e solidi in liquidi, mentre**
- **La pressione ha grandi effetti sulla solubilità di gas in liquidi**



Proprietà colligative delle soluzioni

- **Proprietà colligative**

- **Proprietà delle soluzioni che dipendono solo dal numero di particelle disciolte in soluzione e non dalla loro natura**

- 1 **Abbassamento della tensione di vapore**

- 2 **Abbassamento crioscopico**

- 3 **Innalzamento ebullioscopico**

- 4 **Pressione osmotica**

Abbassamento della tensione di vapore & Legge di Raoult

La legge di Raoult descrive questo effetto per le soluzioni *ideali* ($\Delta H_{\text{sol}} \approx 0$) (Interazioni soluto-soluto, solvente-solvente e soluto-solvente simili tra loro).

$$p_{\text{soluzione}} = x_{\text{solvente}} p_{\text{solvente}}^{\circ} + x_{\text{soluto}} p_{\text{soluto}}^{\circ}$$

Nel caso di un soluto solido (poco volatile)

$$p_{\text{soluzione}} \cong x_{\text{solvente}} p_{\text{solvente}}^{\circ} = p_{\text{solvente}}$$

$$\begin{aligned} \Delta p_{\text{solvente}} &= p_{\text{solvente}}^{\circ} - p_{\text{solvente}} \\ &= p_{\text{solvente}}^{\circ} - x_{\text{solvente}} p_{\text{solvente}}^{\circ} \\ &= (1 - x_{\text{solvente}}) p_{\text{solvente}}^{\circ} \end{aligned}$$

Legge di Raoult

$$\frac{\Delta p_{\text{solvente}}}{p_{\text{solvente}}^{\circ}} = x_{\text{soluto}}$$

Innalzamento ebullioscopico

- Il ΔT_{eb} è determinato dal numero di moli di soluto in soluzione

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

ΔT_{eb} = Innalzamento ebullioscopico

m = Molalità della soluzione

K_{eb} = Costante ebullioscopica molale del solvente ($^{\circ}\text{C}/m$)

Abbassamento crioscopico

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

ΔT_{cr} = Abbassamento crioscopico

m = Molalità della soluzione

K_{cr} = Costante crioscopica molale del solvente ($^{\circ}\text{C}/m$)

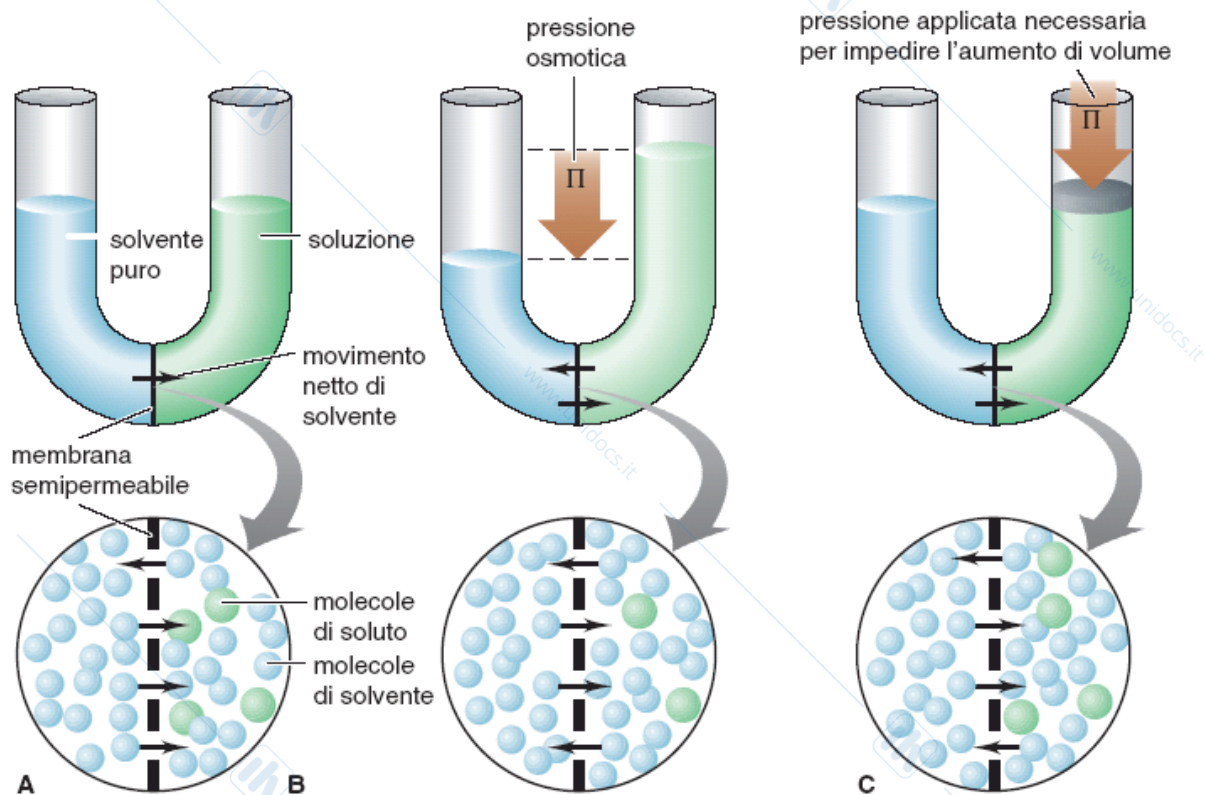
Costante ebullioscopica molale (K_{eb}) e costante crioscopica molale (K_{cr}) di alcuni solventi

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.

Pressione osmotica

- **Osmosi** – Flusso netto di solvente fra 2 soluzioni separate da una membrana semipermeabile (Permeabile al solvente ma non al soluto)
 - Il solvente passa dalla soluzione meno concentrata (più solvente) a quella più concentrata (meno solvente)
- Es. di membrane semipermeabili: Cellofan, pelle, membrane cellulari



- L'osmosi è un fenomeno controllato dalla velocità
 - Il solvente passa dalla soluzione diluita a quella concentrata più rapidamente di quanto avviene in direzione opposta

$$\pi = \frac{nRT}{V} = \frac{n}{V} RT = MRT$$

π è la pressione osmotica in atm

M è la concentrazione molare

Per soluzioni acquose molto diluite

molarità e molalità sono praticamente uguali

$$\pi = mRT$$