

Soluzioni

Soluzione = miscela omogenea di due o più componenti in un'unica fase.

Solvente = componente in quantità maggiore.

Soluto/i = componente/i in quantità minore.

➤ gassose

➤ liquido/gas

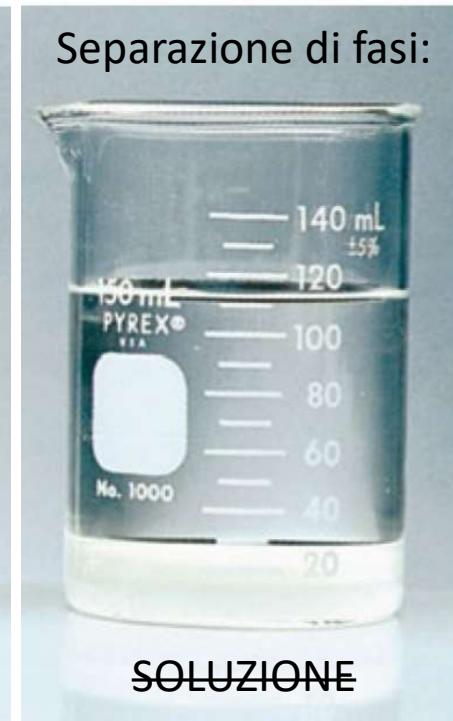
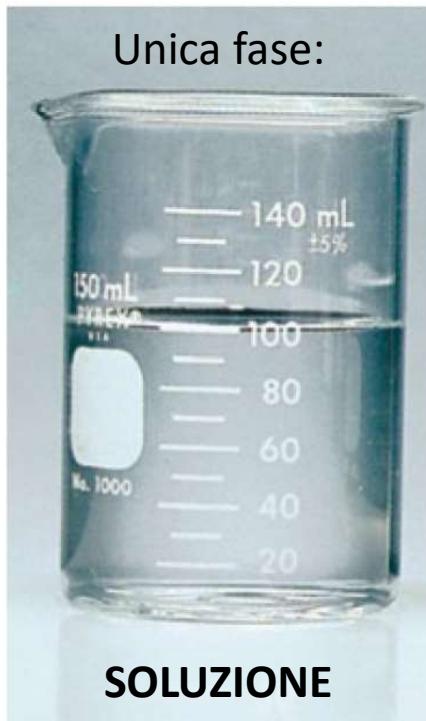
Soluzioni ➤ liquido/liquido

➤ liquido/solido

➤ solide

$$\text{FRAZIONE MOLARE: } \chi_i = \frac{n_i}{n_{totali}} = \frac{n_i}{\sum_j^n n_j}$$

$$\text{MOLALITA': } m = \frac{n_{soluto}}{m_{solvente}(Kg)} \quad (\text{mol/Kg})$$



$$\text{MOLARITA': } M = \frac{n_{soluto}}{V_{soluzione}} \quad (\text{mol/L})$$

$$\text{NORMALITA': } N = \frac{eq_{soluto}}{V_{soluzione}} \quad (\text{eq/L})$$

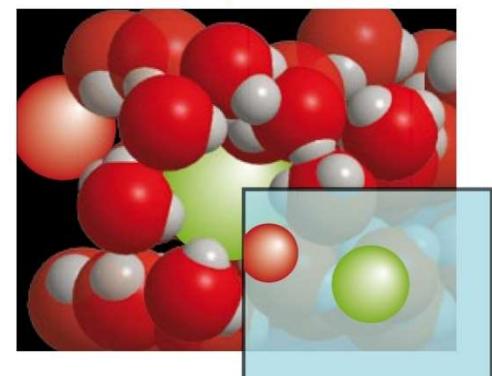
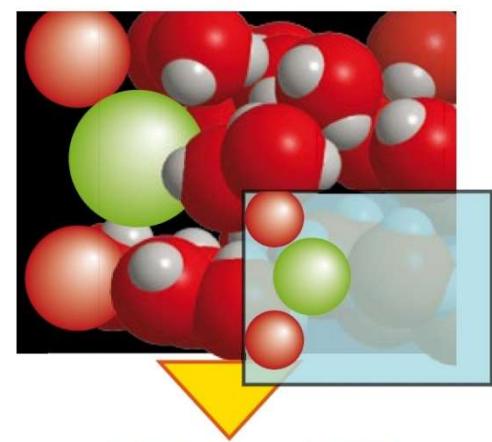
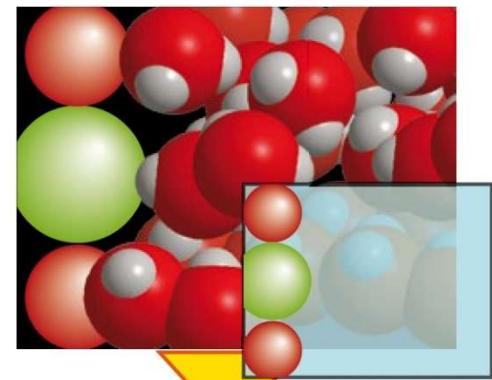
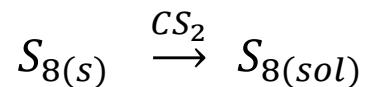
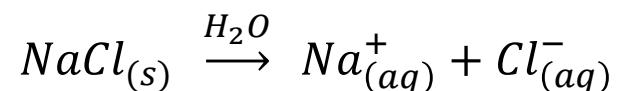
Dissoluzione

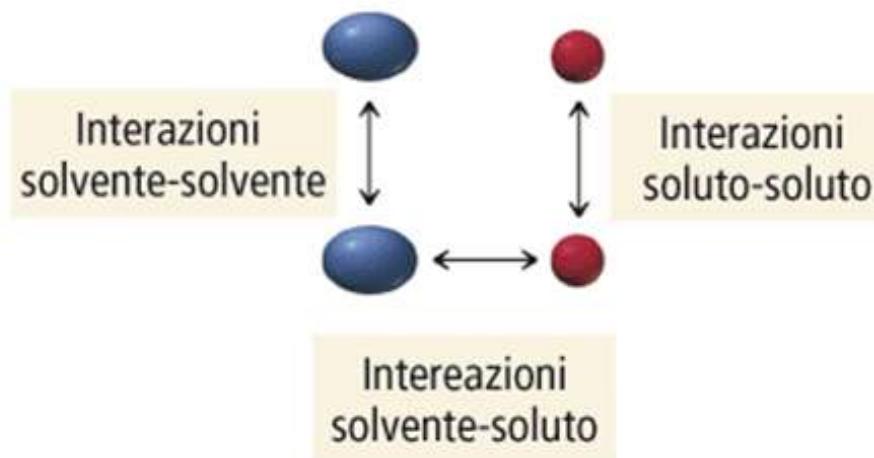
Dissoluzione = processo di mescolamento delle componenti di una soluzione

Cosa succede dal punto di vista microscopico? Una parte delle interazioni solvente-solvente lasciano il posto a interazioni soluto-solvente.

Ad esempio: nel caso di un sale disciolto in acqua, una parte delle interazioni tra molecole di acqua (legami a idrogeno) e tra ioni del sale (legame ionico) vengono sostituite con interazioni tra le molecole di acqua e gli ioni del sale (interazioni ione-dipolo).

Un soluto disciolto in un solvente viene indicato come **solvatato**, cioè circondato da molecole di solvente. Se il solvente è acqua, il soluto viene detto **idratato**:





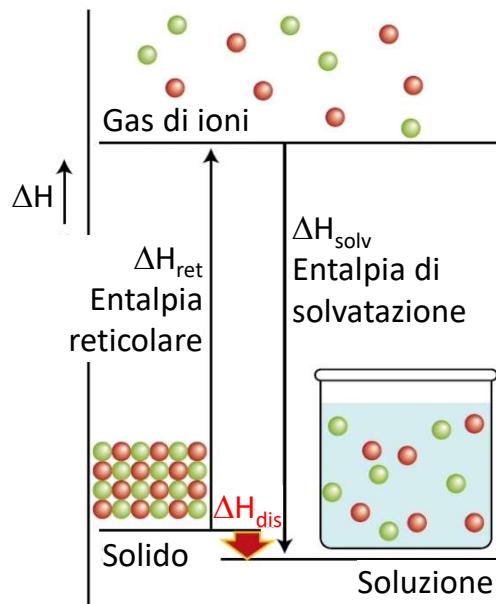
La dissoluzione dipende dalla forza delle interazioni (solvente-soluto, solvente-solvente e soluto-soluto) e dall'energia associata alla loro formazione e rottura. Per prevedere se una soluzione si formerà o meno, è necessario tenere conto della forza relativa di queste interazioni (ma non solo...).

Ad esempio, per prevedere se un solido ionico si scioglie in un liquido, dobbiamo tenere conto dell'**energia di dissoluzione**, che è la differenza tra:

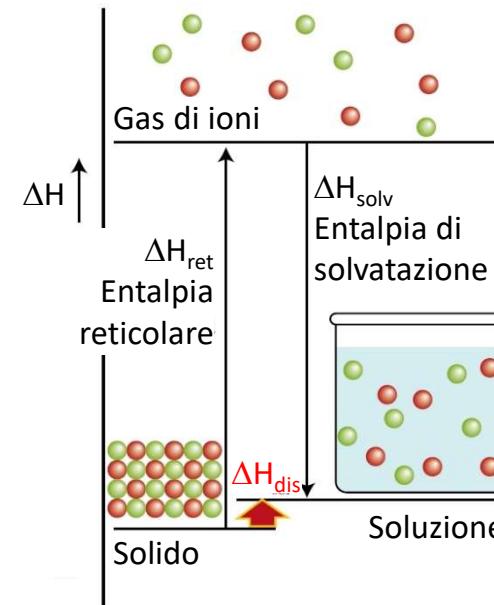
- **entalpia di solvatazione (o idratazione)** degli ioni
- **energia reticolare**

La dissoluzione può essere:

- Esotermica (= libera calore), se l'entalpia di solvatazione è maggiore dell'entalpia reticolare
- Endotermica (= assorbe calore), se l'entalpia di solvatazione è minore dell'entalpia reticolare



**DISSOLUZIONE
ESOTERMICA**



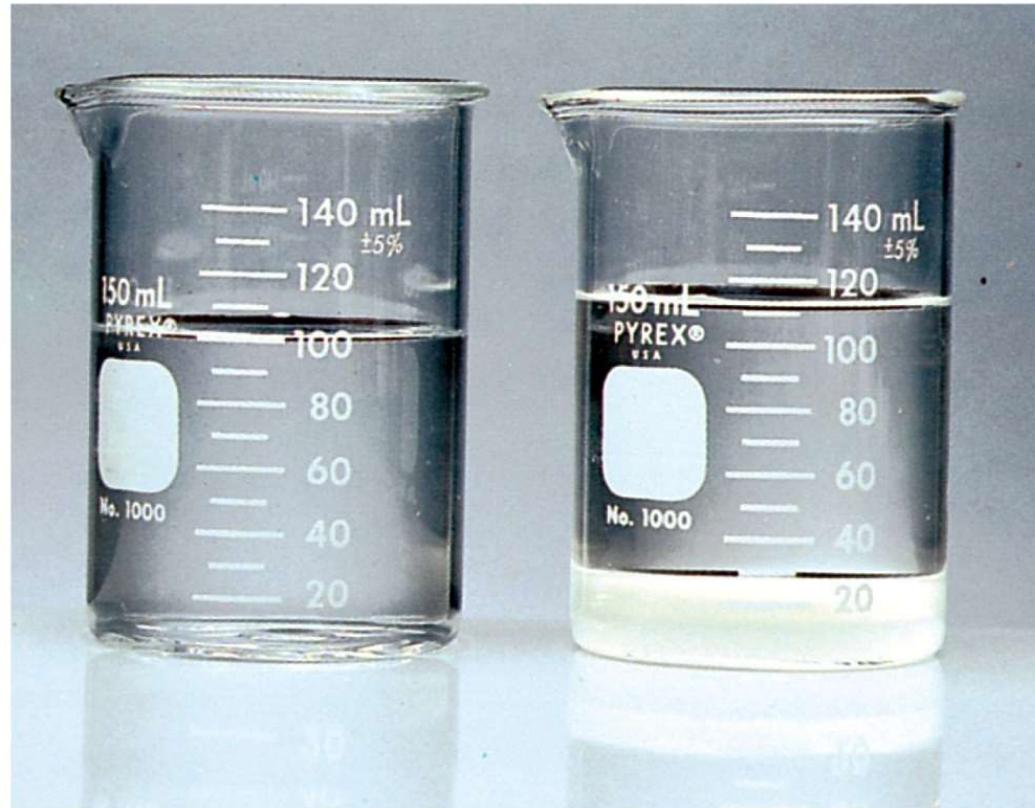
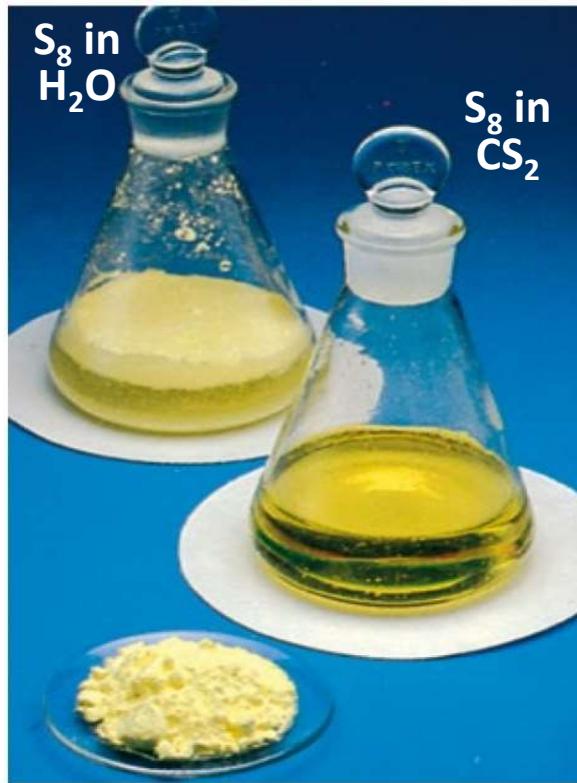
**DISSOLUZIONE
ENDOTERMICA**

Per composti non ionici, si può dire che quando soluto e solvente hanno caratteristiche simili, ad esempio entrambi polari o entrambi apolari, sono più solubili rispetto a quando hanno caratteristiche diverse.

«Il simile scioglie il simile.»

Esempi:

- Lo zolfo è solubile in un liquido apolare come il solfuro di carbonio, ma non in acqua.

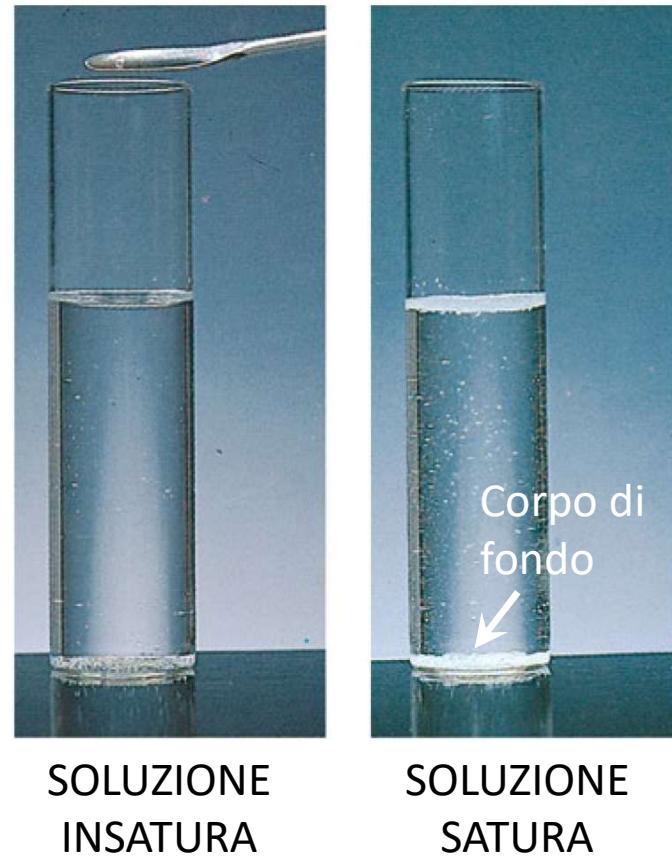


- Acqua e metanolo (CH_3OH) sono solubili tra loro in tutte le proporzioni (**liquidi miscibili**) perché formano interazioni polari e legami a idrogeno.
- Acqua e tetracloruro di carbonio sono **liquidi immiscibili** perché mentre l'acqua è polare, il tetracloruro di carbonio è apolare.

Soluzione satura

Una **soluzione satura** è una soluzione in cui è stata disciolta la quantità massima di soluto possibile. In una soluzione satura è presente un **corpo di fondo**, cioè una quantità di soluto indisciolta (sul fondo o in sospensione).

In una soluzione satura esiste un **equilibrio dinamico**: le particelle del solido tendono a sciogliersi nella soluzione e le particelle di soluto che tendono a precipitare dalla soluzione. Nella soluzione satura, la velocità tra questi due processi è pari (equilibrio).



La concentrazione di soluto presente nella soluzione satura è detta **solubilità** del soluto. La solubilità varia con la temperatura, con il tipo di solvente, il tipo di soluto e, per i gas, anche con la pressione. La solubilità ha unità di misura di concentrazione.

Un soluzione **sovrasatura** contiene una quantità di soluto superiore alla solubilità. Questa situazione è metastabile e il soluto tende a precipitare dalla soluzione.

Solubilità e pressione: legge di Henry

Per una soluzione **Liquido/Gas**, la solubilità varia al variare della pressione parziale del gas sulla soluzione.

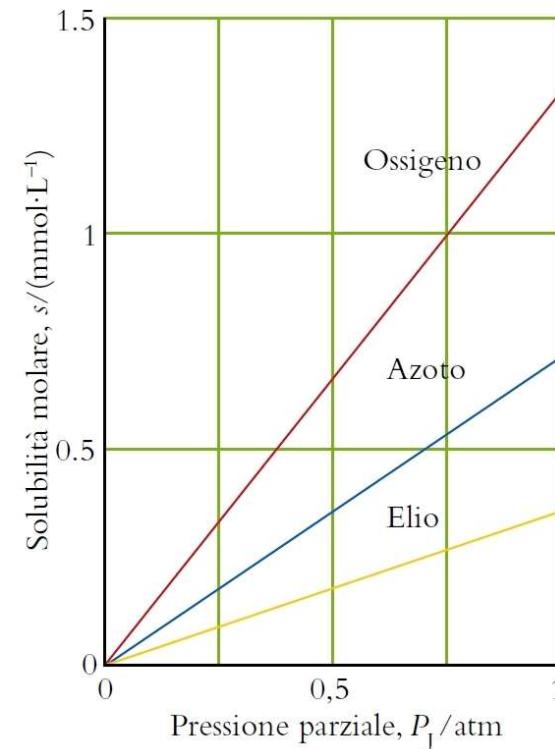
Per soluzioni diluite, vale la **legge di Henry**: la solubilità di un gas aumenta all'aumentare della pressione parziale del gas sul liquido:

$$S = k \cdot P_{gas}$$

dove S è la solubilità del gas nel liquido,

P_{gas} è la pressione parziale del gas

k è una costante che dipende da gas, liquido e temperatura (unità di misura: $mol \cdot L^{-1} \cdot atm^{-1}$)



Esempio: una bottiglia di acqua gassata chiusa è ‘sotto pressione’, ovvero ha al proprio interno una pressione parziale di CO_2 più elevata della pressione di CO_2 in atmosfera. Quando la bottiglia viene aperta, la pressione parziale del gas diminuisce e la solubilità diminuisce: compaiono le bolle di gas!

Per soluzioni **Liquido/Liquido** e **Liquido/Solido**, la solubilità non varia con la pressione.

Solubilità e temperatura

Per una soluzione **Liquido/Gas**, il processo di dissoluzione è sempre esotermico: nel gas le interazioni intermolecolari sono nulle, nella soluzione si formano interazioni soluto-solvente.

Per una soluzione Liquido/Gas, la solubilità diminuisce all'aumentare della temperatura.

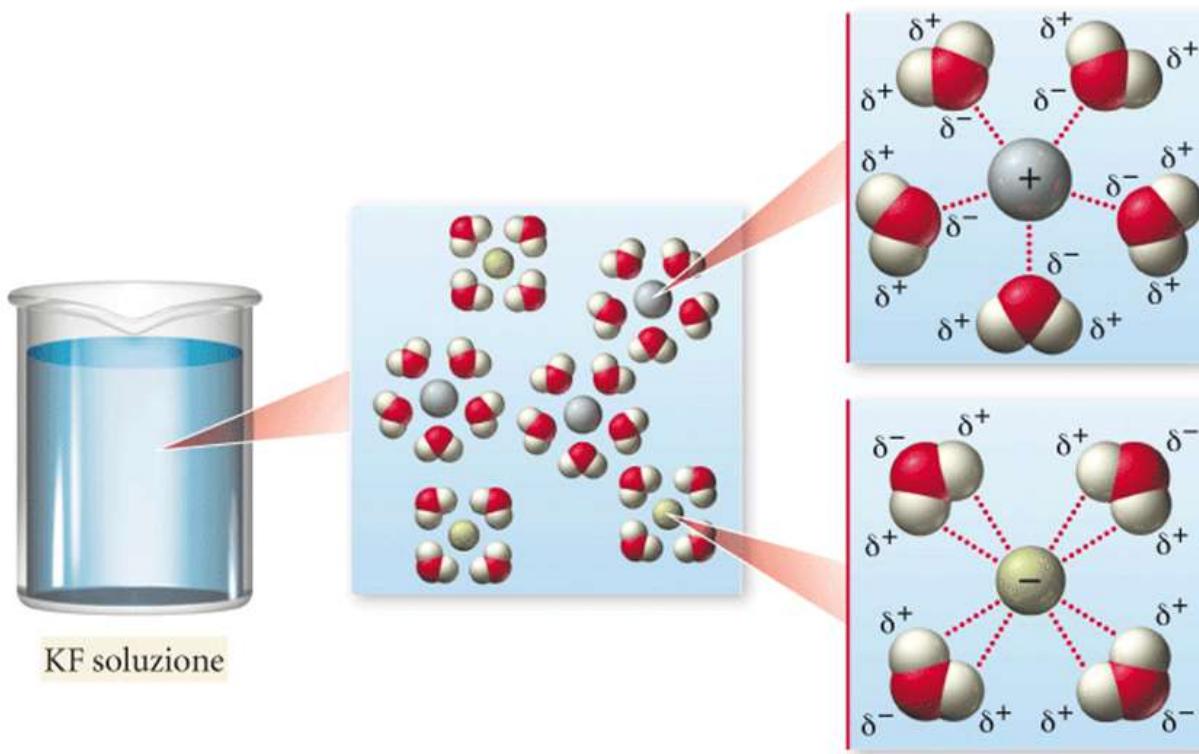
Per una soluzione **Liquido/Solido**, distinguiamo i casi in cui:

il soluto è un **SOLIDO MOLECOLARE**: in questo caso la solubilità dipende dalle interazioni polari o apolari che si formano tra solvente e soluto (il simile scioglie il simile). *Ad esempio: solubilità di S₈ in CS₂, ma non in H₂O.*

La variazione della solubilità con la temperatura dipende dalle interazioni che si formano tra soluto e solvente e dalle interazioni che si rompono (soluto-soluto e solvente-solvente).

il soluto è un **SOLIDO IONICO**: i solidi ionici si sciolgono in solventi polari come l'acqua, non si sciolgono in solventi apolari.

Solidi covalenti e solidi metallici sono solubili in nessun solvente.



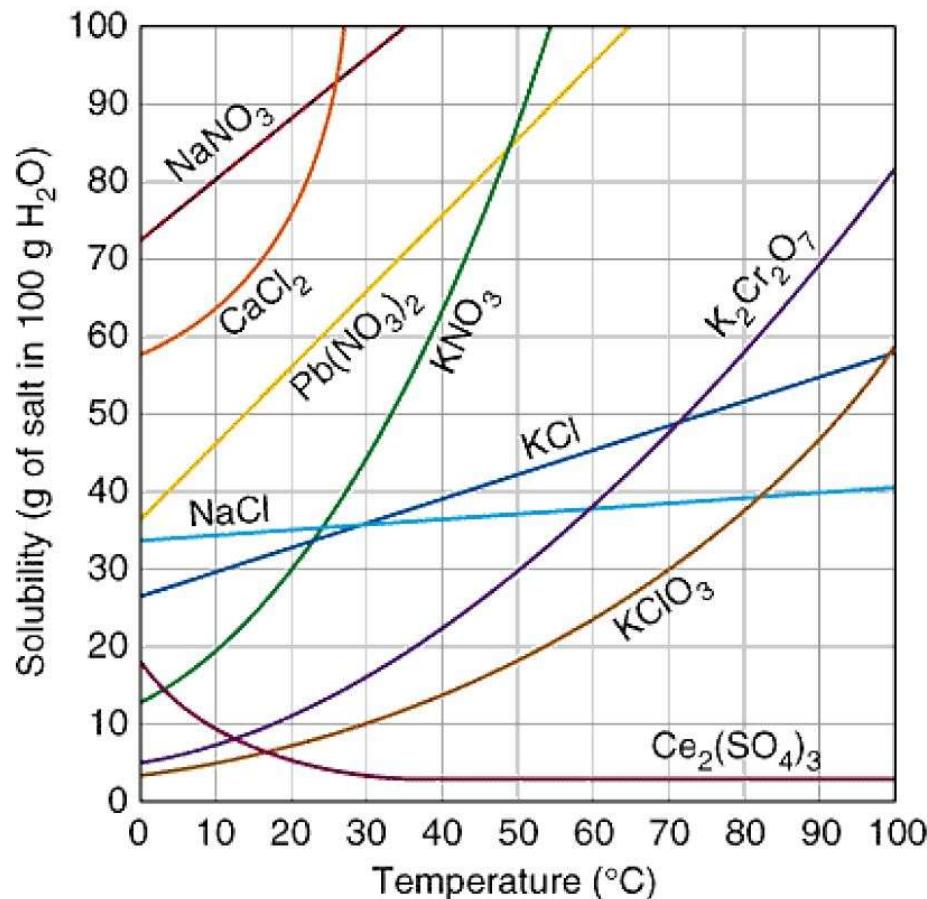
La solubilità di un solido ionico dipende dall'energia reticolare: maggiore è l'energia reticolare e minore è la solubilità.

L'energia reticolare aumenta

- all'aumentare della carica degli ioni coinvolti: $E_R(MgS) > E_R(NaCl)$
- al diminuire delle loro dimensioni: $E_R(LiF) > E_R(NaCl)$

Ad esempio: i nitrati (ioni grandi con carica -1) formano sali solubili, i solfuri (ioni piccoli con carica -2) formano sali insolubili.

Per una soluzione **LIQUIDO/SOLIDO** di un **SOLUTO IONICO**:



- La maggior parte dei soluti ionici mostra un aumento di solubilità con la temperatura. In questo caso il processo avviene con assorbimento di calore (processo endotermico) e l'aumento di temperatura favorisce il processo di dissoluzione.
- Al contrario, se la dissoluzione avviene con sviluppo di calore (processo esotermico), la solubilità diminuisce all'aumentare della temperatura.

Ad esempio: NaOH si dissolve in acqua liberando una gran quantità di calore (processo esotermico). Invece, NH₄NO₃ si dissolve assorbendo calore (processo endotermico) ed è utilizzato nei sacchetti di «ghiaccio istantaneo».