

Le soluzioni

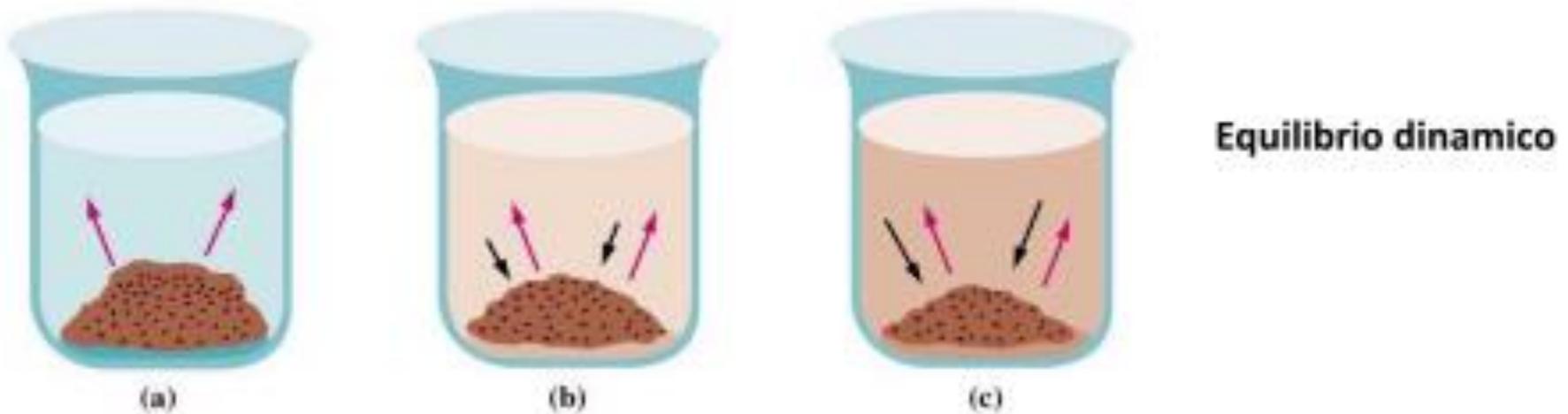
- Una soluzione è una miscela omogenea (la sua composizione e le sue proprietà sono uniformi in ogni parte del campione) di due o più sostanze formate da ioni o molecole.
- Differente dai colloidi, in quanto le particelle sono più grandi delle molecole normali ma non ancora visibili al microscopio (1-200 nm).
- 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.

Le soluzioni

- Il caso più comune è quello di soluzioni liquide (soluzioni di gas, solidi o liquidi sciolti in un liquido).
- Si possono però avere:
 - 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).

La 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.



- 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.

La solubilità

- 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).
- La solubilità di un soluto in un solvente dipende da un bilancio fra questi due fattori.

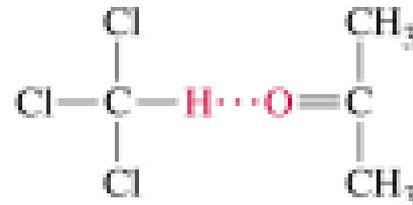
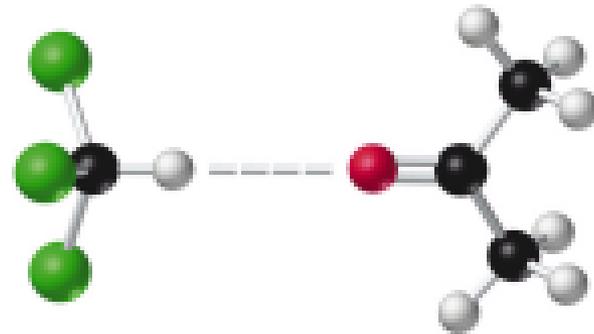
Soluzioni molecolari

- In questi casi il soluto (solido o liquido) è costituito da molecole tenute assieme da forze intermolecolari deboli. Nel caso di liquidi essi sono solubili se sono tenuti assieme da forze intermolecolari simili. (Il simile scioglie il simile).



Forze di London

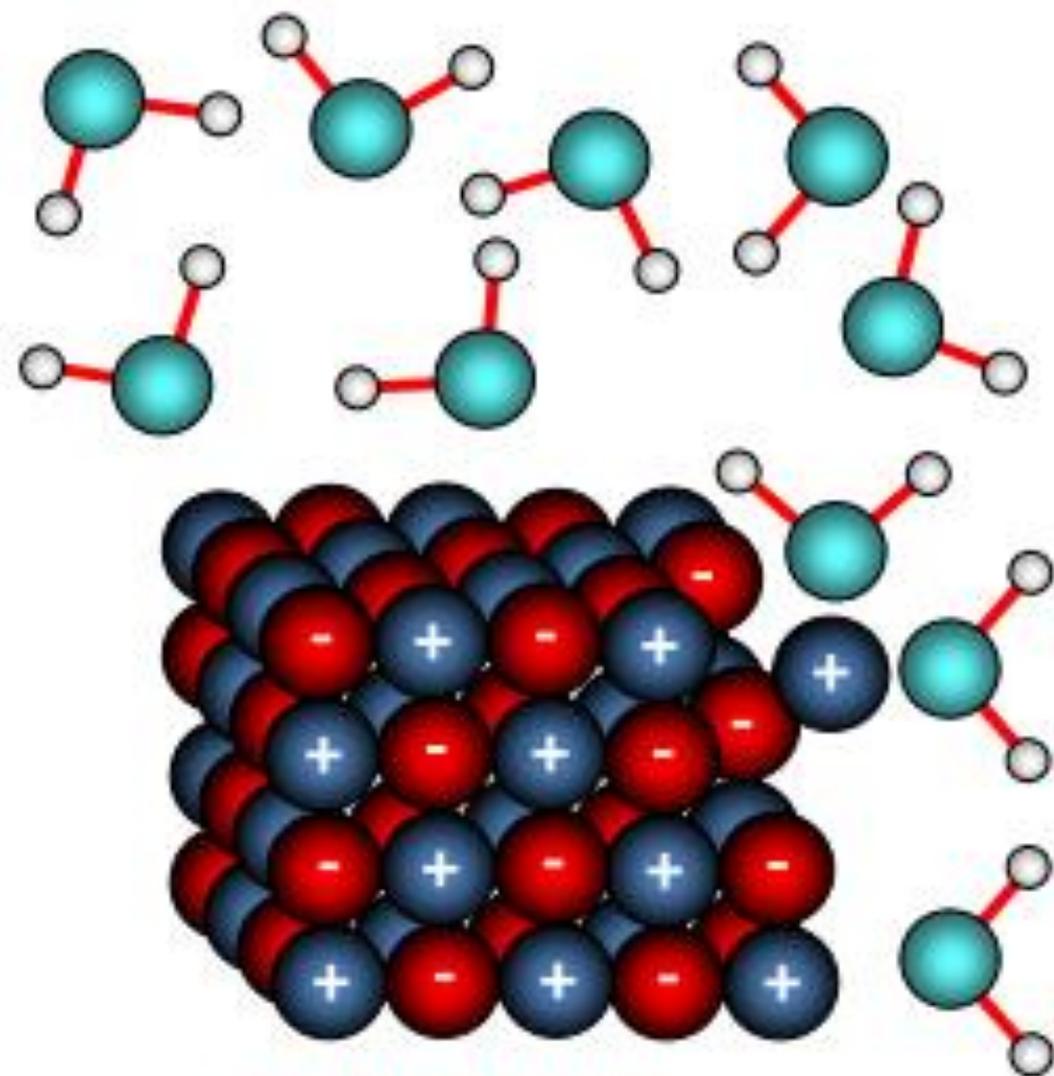
Cloroformio-acetone



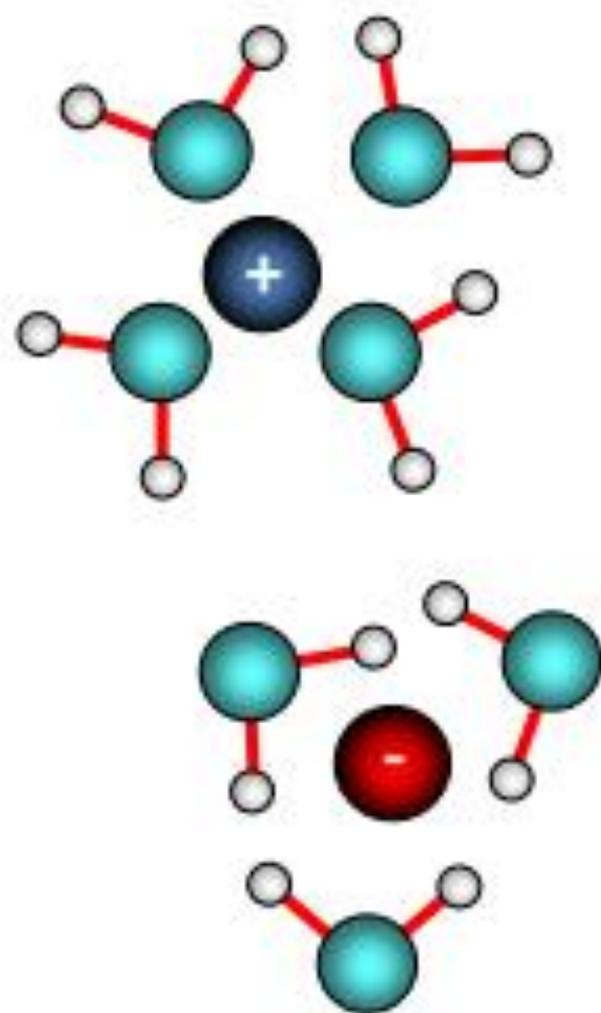
Legami idrogeno

Soluzioni ioniche

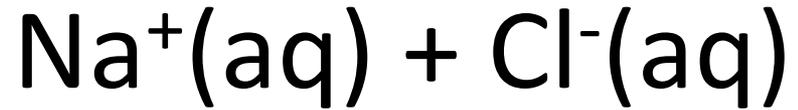
- In questo caso il soluto è un solido ionico tenuto assieme da forti legami ionici e può sciogliersi solo in solventi polari. I fattori che determinano la dissoluzione di un solido ionico in un solvente polare sono due:
 - l'energia reticolare (energia di legame nel solido) che rappresenta la somma delle energie di attrazione fra anioni e cationi: più è grande e minore è la tendenza del solido a sciogliersi
 - 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



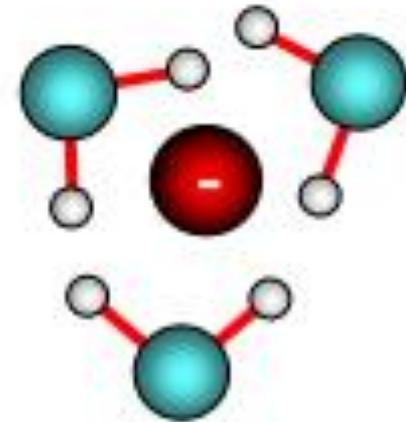
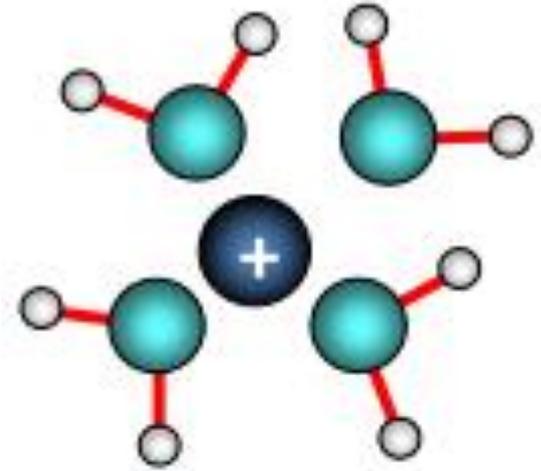
CRISTALLO IONICO



IONI SOLVATATI



- Tale fenomeno è detto idratazione e l'energia elettrostatica di interazione di uno ione con le molecole di acqua è detta energia di idratazione.
- La solubilità di un solido ionico in acqua dipende da un bilancio fra energia reticolare ed energia di idratazione.



IONI SOLVATATI

Concentrazione delle soluzioni

- In generale la concentrazione di una soluzione è una misura della quantità di soluto presente in una data quantità di solvente (o di soluzione).
- La quantità di soluto o di solvente possono essere espresse in numero di moli, massa o volume per cui vi sono diversi modi di esprimere la concentrazione di una soluzione:
 - Molarità
 - Percentuale in massa (peso)
 - Parti per milione (ppm)
 - Molalità
 - Frazione molare

Molarità

- E' il numero di moli di soluto presenti in un litro di soluzione:

$$\text{Molarità} = \frac{\text{moli di soluto}}{\text{litri di soluzione}}$$

- Le unità sono mol/litro ma sono generalmente indicate con M.
- Ad esempio una soluzione ottenuta sciogliendo 0,20 moli di NaCl in acqua sino ad un volume di 2,0 l ha molarità:

$$\frac{0,20 \text{ moli}}{2,0 \text{ litri}} = 0,10 \text{ mol/l} = 0,10 \text{ M}$$

Percentuale in massa di soluto

- E' definita come:

$$\% \text{ massa di soluto} = \frac{\text{massa di soluto}}{\text{massa della soluzione}} \times 100$$

- Ad esempio per una soluzione ottenuta mescolando 3,5 g di NaCl e 96,5 g di acqua si ha:

$$\% \text{ massa NaCl} = \frac{3,5 \text{ g}}{3,5 \text{ g} + 96,5 \text{ g}} \times 100 = 3,5 \%$$

- Tale soluzione contiene 3,5 g di NaCl per 100 g di soluzione

Parti per milione

- E' definita come:

$$\text{ppm} = \frac{\text{massa di soluto}}{\text{massa della soluzione}} \times 10^6$$

$$\text{ppb} = \frac{\text{massa di soluto}}{\text{massa della soluzione}} \times 10^9$$

Molalità

- E' il numero di moli di soluto per chilo di solvente:

$$\text{molalità} = \frac{\text{moli di soluto}}{\text{Kg di solvente}}$$

- Le unità sono mol/Kg ma sono generalmente indicate con m.
- Ad esempio una soluzione ottenuta sciogliendo 0,20 moli di NaCl in 2000 g di acqua ha molalità:

$$\frac{0,20 \text{ moli}}{2,0 \text{ Kg}} = 0,10 \text{ mol/Kg} = 0,10 \text{ m}$$

Frazione molare

- Per una soluzione fra due componenti A e B la frazione molare di A è definita:

$$x_A = \frac{\text{moli di A}}{\text{moli totali soluzione}} = \frac{\text{moli di A}}{\text{moli di A} + \text{moli di B}}$$

- Ad esempio in una soluzione ottenuta sciogliendo 0,0315 moli di glucosio in 25,2 g di acqua la frazione molare del glucosio è:

$$n_{\text{H}_2\text{O}} = \frac{25,2 \text{ g}}{18,0 \text{ g/mol}} = 1,40 \text{ mol}_{\text{H}_2\text{O}} \quad x_{\text{glucosio}} = \frac{0,0315}{0,0315 + 1,40} = 0,022$$

$$x_{\text{H}_2\text{O}} = \frac{1,40}{0,0315 + 1,40} = 0,978$$

$$x_{\text{H}_2\text{O}} + x_{\text{glucosio}} = 1$$

Proprietà colligative

- Le proprietà colligative delle soluzioni sono proprietà che dipendono dalla concentrazione delle molecole di soluto o degli ioni in soluzione, ma non dalla loro natura.

Innalzamento ebullioscopico ed Abbassamento crioscopico

- L'aggiunta di un soluto non volatile abbassa la tensione di vapore della soluzione.
- Un grafico della tensione di vapore contro T mostra che occorre una temperatura maggiore affinché la tensione di vapore raggiunga una atmosfera e si abbia ebollizione

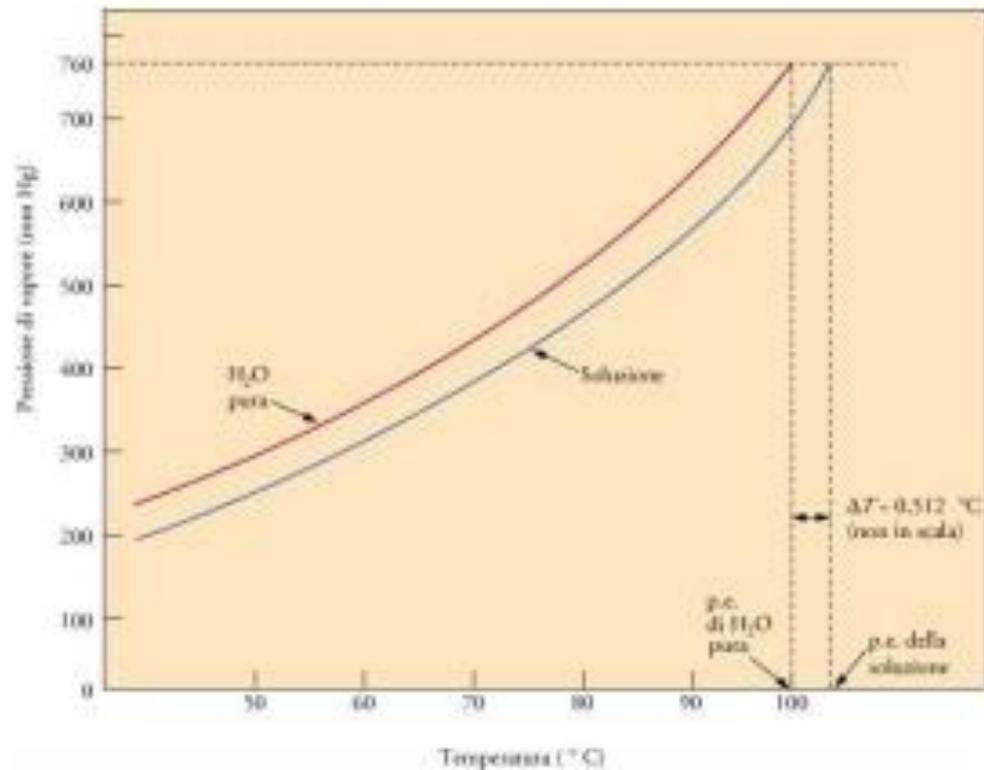


Diagramma di fase

