

ZANICHELLI

Simonetta Klein

Il racconto della chimica e della Terra

ZANICHELLI

Capitolo 21

Le soluzioni

ZANICHELLI

Sommario

1. Atmosfera, idrosfera e litosfera
2. Le soluzioni: miscele omogenee
3. Solubilità ed effetti dei soluti nelle soluzioni
4. Aspetti naturali delle soluzioni

Atmosfera, idrosfera e litosfera

Nei sistemi naturali ci sono miscugli omogenei ed eterogenei.

I gas dell'**atmosfera** sono miscibili in modo omogeneo. L'aria è un miscuglio omogeneo di sostanze gassose.

Nell'**idrosfera** l'acqua si trova nei suoi tre stati di aggregazione. L'acqua liquida non è mai perfettamente pura, ma forma soluzioni e dispersioni con un gran numero di sostanze.

Le rocce della **litosfera** sono miscugli eterogenei solidi costituiti da minerali diversi.

Le soluzioni: miscele omogenee

Esistono soluzioni solide, liquide e gassose a seconda dello stato di aggregazione del solvente.

Consideriamo le **soluzioni liquide**.

Nelle soluzioni, i liquidi (**solventi**) possono disciogliere altre sostanze (**soluti**) nei tre stati della materia.

Le soluzioni: miscele omogenee

Le **soluzioni di gas in un liquido** sono tipiche dell'idrosfera e della biosfera. Un esempio è l'ossigeno disciolto nelle acque che permette agli organismi aerobici di respirare.

Le **soluzioni di un liquido in un liquido** sono, per esempio, tutte le bevande alcoliche in cui l'etanolo è disciolto in acqua.

Le **soluzioni di un solido in un liquido** sono quelle che incontriamo tutti i giorni in cucina quando saliamo l'acqua o zuccheriamo il caffè.

Le soluzioni: miscele omogenee

Ogni **solvente** liquido ha molecole unite tra loro da forze di coesione, cioè legami intermolecolari.

Ogni **soluto**, solido o liquido, è costituito da molecole o ioni legati tra loro da forze di coesione.

Affinché il soluto possa disciogliersi nel solvente devono scindersi i legami intermolecolari del solvente e quelli del soluto.

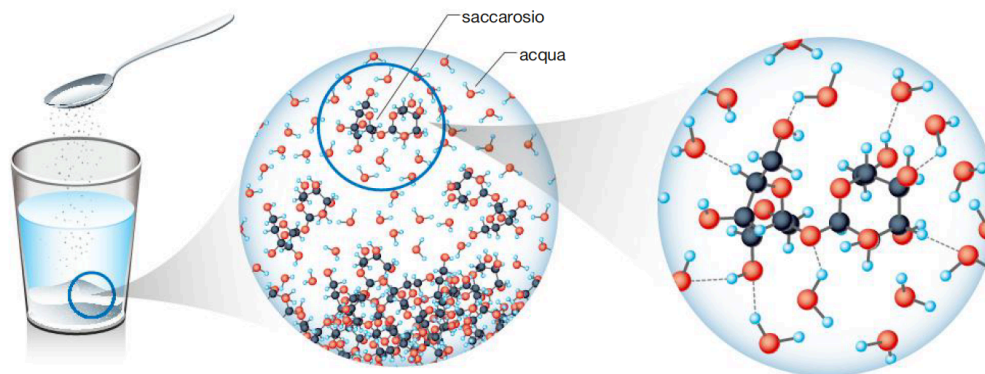
Allo stesso tempo si devono formare nuovi legami solvente-soluto.

Le soluzioni: miscele omogenee

Il solvente più comune è l'acqua.

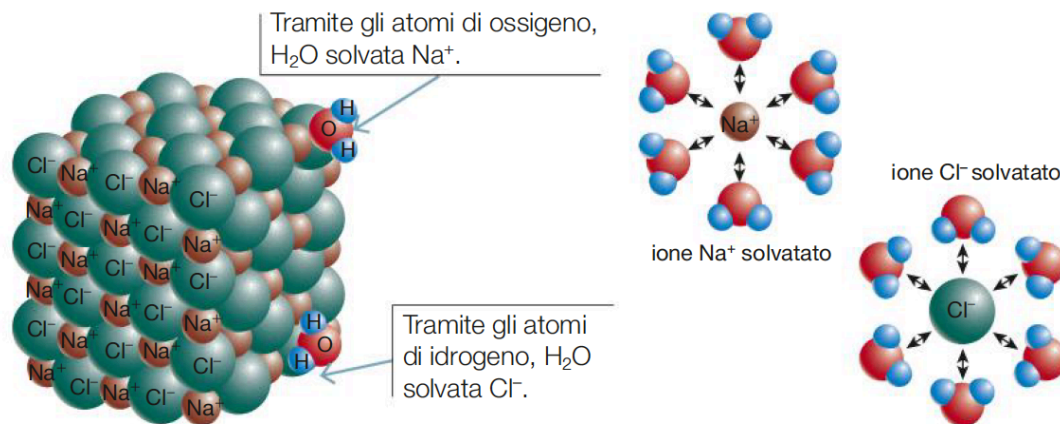
Le sostanze molto solubili in acqua hanno una delle seguenti caratteristiche:

- hanno atomi di ossigeno o di azoto o di fluoro, che formano legami a idrogeno con le molecole di acqua (per esempio lo zucchero, o saccarosio, ha un gruppo OH disponibile)



Le soluzioni: miscele omogenee

- sono costituite da ioni che formano con l'acqua legami ione-molecola, come nel caso del sale da cucina o cloruro di sodio



Altre sostanze si uniscono tramite forze di van der Waals con l'acqua, ma la loro solubilità è minore.

Le soluzioni: miscele omogenee

Per descrivere una soluzione occorre indicare, oltre alle sostanze che costituiscono il solvente e il soluto, anche la loro quantità relativa detta **concentrazione**.

Ci sono modi per esprimere la concentrazione:

- la **percentuale in massa** ($\%_{m/m}$) indica la quantità in grammi di un soluto in 100g di soluzione

$$\%_{m/m} = \frac{\text{massa soluto (g)}}{\text{massa soluzione (g)}} \cdot 100$$

Le soluzioni: miscele omogenee

- la **percentuale in volume** ($\%_{v/v}$) esprime il volume in millilitri di un soluto in 100mL di soluzione

$$\%_{v/v} = \frac{\text{volume soluto (mL)}}{\text{volume soluzione (mL)}} \cdot 100$$

- la **percentuale massa/volume** ($\%_{m/v}$) è la quantità in grammi di soluto disciolto in 100mL di soluzione

$$\%_{m/v} = \frac{\text{massa soluto (g)}}{\text{volume soluzione (L)}} \cdot 100$$

Le soluzioni: miscele omogenee

- nel caso di sostanze presenti in quantità minime si usa come unità di misura delle soluzioni la **parte per milione (ppm)**.

Le ppm in massa indicano la quantità di soluto in milligrammi disciolta in un chilogrammo di soluzione, mentre in volume indicano i millilitri di soluto presenti in un metro cubo di soluzione ($1\text{m}^3 = 1\,000\,000\text{ mL}$).

Le ppm miste indicano i milligrammi di soluto disciolti in un metro cubo di soluzione.

Le soluzioni: miscele omogenee

- la **molarità M** è il rapporto tra il numero di moli di soluto e il volume della soluzione espresso in litri

$$M = \frac{n_{(\text{soluto})}}{V_{(\text{soluzione})}}$$

- la **molalità m** è definita come il numero di moli di soluto presenti in 1000 g di solvente

$$m = \frac{n_{(\text{soluto})}}{m_{(\text{solvente})}}$$

Le soluzioni: miscele omogenee

La **frazione molare** X è il rapporto fra il numero di moli di un componente della soluzione e il numero di moli di tutti i componenti della soluzione.

Per esempio, in una soluzione costituita da A, B e C, la frazione molare di A è:

$$X_A = \frac{n_A}{n_A + n_B + n_C}$$

Solubilità ed effetti dei soluti nelle soluzioni

Una soluzione è **satura** quando il soluto ha la concentrazione massima possibile per quella temperatura e pressione.

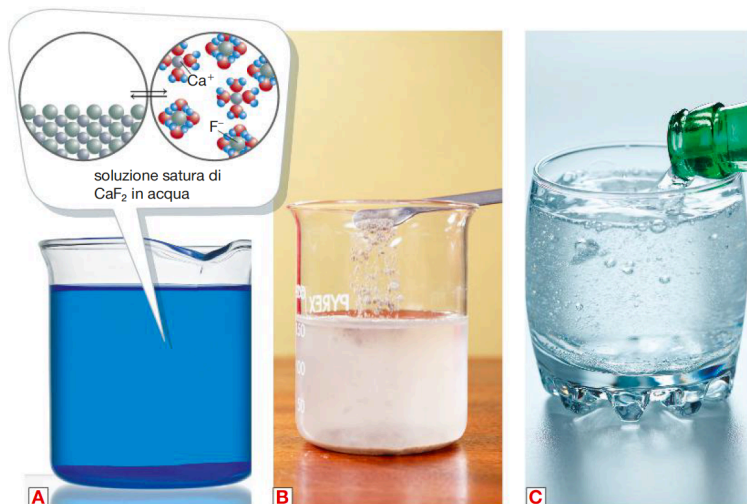
La concentrazione della soluzione satura di una sostanza in un determinato solvente è detta **solubilità**.

Quando, in certe condizioni, la concentrazione del soluto supera la sua solubilità, le soluzioni diventano **soprasature**.

Solubilità ed effetti dei soluti nelle soluzioni

Soluti solidi possono ricadere sul fondo come precipitato o rimanere in sospensione nella soluzione.

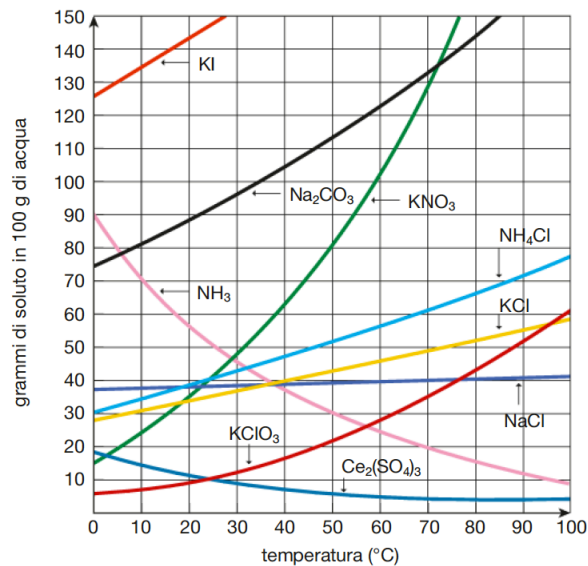
Un soluto gassoso si verifica la liberazione sotto forma di bollicine di gas.



Solubilità ed effetti dei soluti nelle soluzioni

La dissoluzione di un solido in un liquido avviene, di solito, con assorbimento di calore.

Un aumento di temperatura provoca un aumento di solubilità.



Solubilità ed effetti dei soluti nelle soluzioni

La solubilità dei gas nei liquidi diminuisce con la temperatura.

La dipendenza della solubilità di un gas dalla pressione è espressa dalla **legge di Henry**:

a una determinata temperatura la solubilità di un gas è direttamente proporzionale alla pressione parziale dello stesso gas che sovrasta la soluzione.

Solubilità ed effetti dei soluti nelle soluzioni

Una soluzione ha proprietà diverse rispetto al solvente puro a causa della natura del soluto e della sua quantità.

Le proprietà fisiche che variano in funzione della concentrazione dei componenti e non dal tipo di particelle sono le **proprietà colligative**.

Alcune di queste sono: la tensione di vapore, la temperatura di ebollizione, la temperatura di congelamento e l'osmosi.

Solubilità ed effetti dei soluti nelle soluzioni

La **tensione di vapore** della soluzione di un soluto non volatile in un liquido è sempre inferiore a quella del solvente puro.

La **temperatura di ebollizione** (T_e) della soluzione è sempre maggiore di quella del solvente puro. La differenza (innalzamento ebullioscopico, ΔT_e) dipende dalla concentrazione espressa in molalità.

$$\Delta T_e = T_{e(\text{soluzione})} - T_{e(\text{solvente puro})} = \underbrace{K_e}_{\text{costante ebullioscopica}} \cdot m$$

costante ebullioscopica

Solubilità ed effetti dei soluti nelle soluzioni

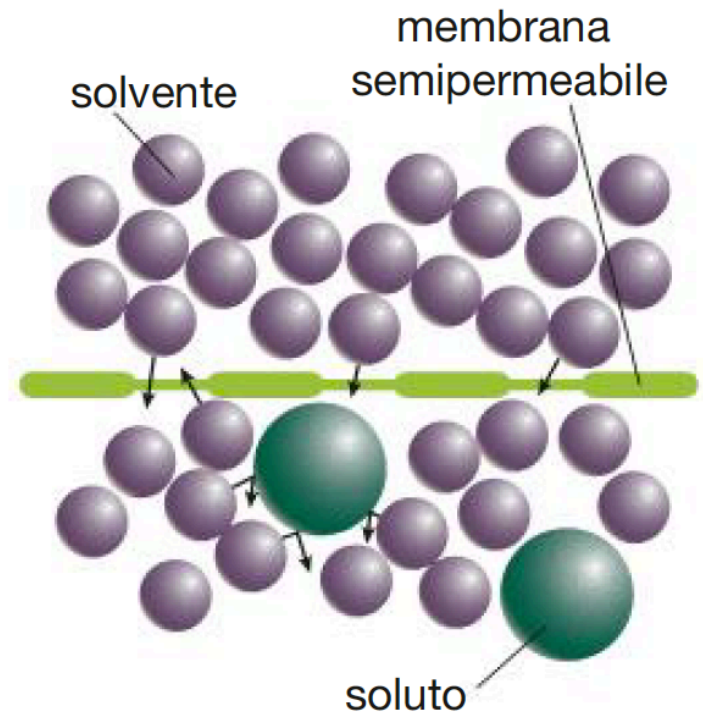
La **temperatura di congelamento** della soluzione è sempre minore di quella del solvente puro. La differenza di tali temperature (abbassamento crioscopico, ΔT_f) dipende dalla molalità:

$$\Delta T_f = T_{f(\text{soluzione})} - T_{f(\text{solvente puro})} = \underbrace{K_f}_{\substack{\text{costante} \\ \text{crioscopica}}} \cdot m$$

Solubilità ed effetti dei soluti nelle soluzioni

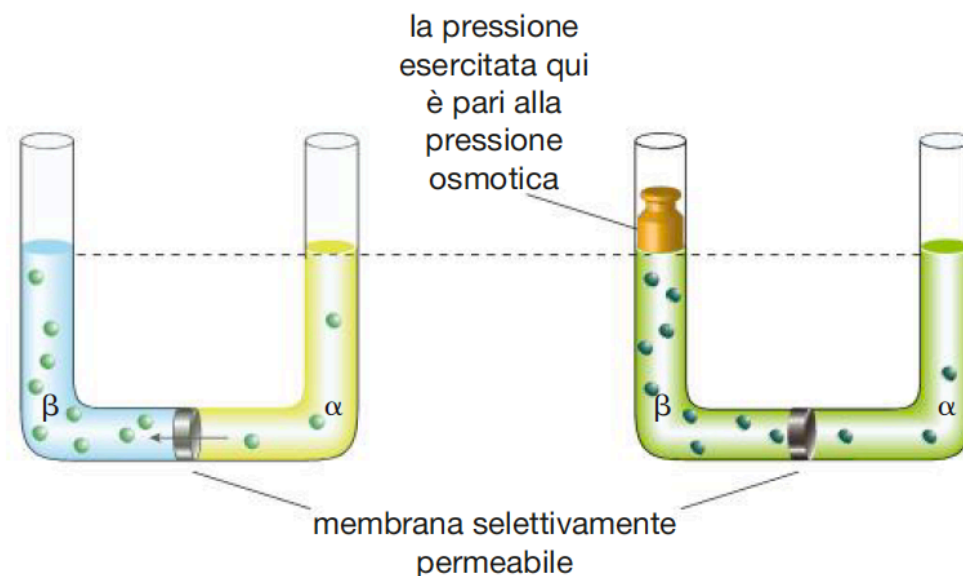
L'**osmosi** riguarda soluzioni a diversa concentrazione separate da una membrana semipermeabile, cioè attraversata dalle molecole del solvente ma non da quelle del soluto.

Il solvente puro fluisce attraverso la membrana verso la soluzione più concentrata che si diluisce.



Aspetti naturali delle soluzioni

Si definisce **pressione osmotica** la pressione che si deve esercitare al di sopra della soluzione per prevenire la diffusione del solvente puro nella soluzione attraverso una membrana semipermeabile.



Aspetti naturali delle soluzioni

Le soluzioni nelle quali sono disciolti ioni conducono la corrente elettrica.

Le soluzioni di ioni in acqua sono **soluzioni elettrolitiche**. Le sostanze in grado di liberare ioni in soluzione sono pertanto indicate come **elettroliti**.

Le soluzioni elettrolitiche si formano sciogliendo due tipi di sostanze:

- i sali, che in soluzione si dissociano liberando ioni
- le sostanze molecolari, che reagiscono con l'acqua formando ioni

Aspetti naturali delle soluzioni

Le **dispersioni colloidali** o **colloidi** sono sistemi intermedi fra soluzioni vere e dispersioni eterogenee. Le particelle che li costituiscono hanno dimensioni maggiori di 1 nm e minori di 1 μm e sono costituite da piccoli aggregati di molecole o da macromolecole.

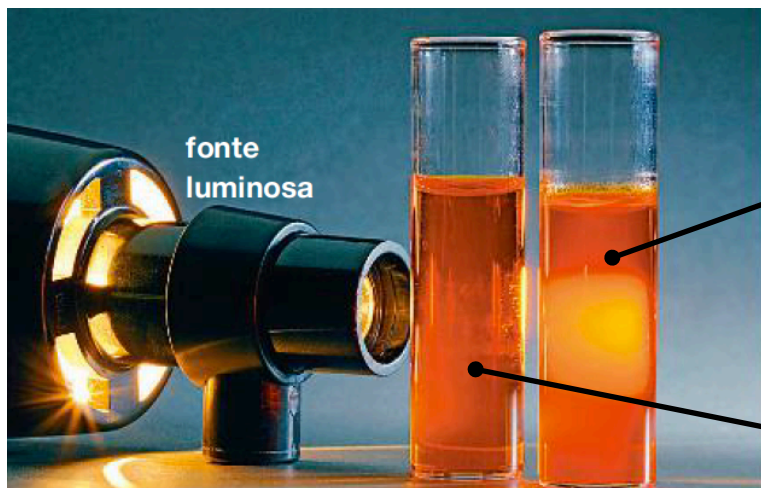
Le dispersioni colloidali in cui il mezzo disperdente è un gas sono gli **aerosol**.

Le dispersioni sono dette **sol** quando un solido è disperso in un liquido (pasta dentifricia) e **gel** se un liquido è disperso in un solido (gelatina).

Aspetti naturali delle soluzioni

Per distinguere una soluzione colloidale da una soluzione vera si sfrutta l'effetto Tyndall.

Quando un fascio di luce attraversa un sistema colloidale il raggio luminoso risulta visibile lateralmente lungo tutta la sua traiettoria.



colloide: le particelle sono abbastanza grandi da diffondere la luce in tutte le direzioni

soluzione: le particelle più piccole non diffondono la luce