

Soluzioni

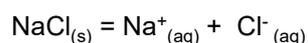
Una soluzione è una **miscela omogenea** di uno o più **soluti** (componenti presenti in concentrazione minore) e di un **solvente** (componente di una soluzione presente in concentrazione largamente maggiore di quella di tutti gli altri) le cui proprietà chimico-fisiche non dipendono dal punto in cui vengono misurate.

Mescolando tra loro etanolo e acqua si ottiene una soluzione il cui volume è inferiore alla somma dei due volumi. Tale fenomeno è noto come **contrazione di volume**. In altri casi si può avere un'**espansione di volume**. Tali variazioni traggono origine dal mutamento delle interazioni intermolecolari. Se le interazioni tra molecole di solvente e molecole di soluto sono paragonabili a quelle tra molecole di solvente puro, allora il soluto si solubilizza nel solvente senza che vi siano significative variazioni di volume o del contenuto energetico. **Una soluzione che presenta un simile comportamento si definisce ideale.**

Elettroliti forti ed elettroliti deboli

Per molte sostanze, il processo di dissoluzione in acqua è accompagnato da una reazione di **dissociazione** in ioni. Tutte le sostanze che sciogliendosi in acqua producono ioni si chiamano **elettroliti** e la reazione che porta alla formazione di ioni viene anche detta di **ionizzazione**.

Un esempio classico è la dissoluzione in acqua del cloruro di sodio, che produce ioni Na^+ e ioni Cl^- . Il processo consiste nell'interazione delle molecole di acqua con gli ioni Na^+ e Cl^- alla superficie del reticolo cristallino del solido: questa interazione fa sì che gli ioni preferiscano abbandonare il reticolo cristallino per poter essere circondati dalle molecole di acqua e ciò provoca la dissociazione del solido, che può essere rappresentata dall'equazione:



Gli elettroliti vengono classificati in **forti** o **deboli** a seconda che la dissociazione sia completa o solo parziale.

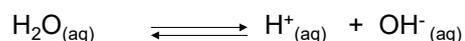
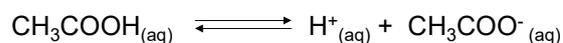
Elettroliti forti ed elettroliti deboli

Esempi di elettroliti forti:



In genere, tutti i composti ionici sono degli elettroliti forti.

Esempi di elettroliti deboli:



Esistono infine molti composti che sciolti in acqua non generano ioni. Tali composti si dicono **non elettroliti**.

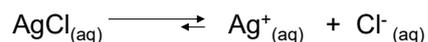
Esempi: zucchero, amido, alcol etilico etc.

Elettroliti forti ed elettroliti deboli

Il fatto che un composto sia un elettrolita forte (cioè si ionizzi completamente in acqua) non deve essere confuso con la sua solubilità.

La solubilità di un composto in acqua è definita come la massima quantità di composto che si scioglie in una data quantità (volume, massa,..) di acqua.

Un composto può essere poco solubile, ma dissociarsi completamente. Esempio: AgCl è un sale molto poco solubile in acqua, ma il poco composto che si scioglie, si dissocia completamente secondo:



Un composto può essere molto solubile, ma dissociarsi solo parzialmente.

Esempio: CH₃COOH è molto solubile in acqua, ma solo il 5% circa si dissocia.

Elettroliti forti ed elettroliti deboli

Un composto può essere molto solubile e non dissociarsi affatto (esempio: lo zucchero)

Alcuni sali poco solubili:

AgX , Hg_2X_2 , PbX_2 con $\text{X} = \text{Cl}^-$, Br^- , I^-

Alcuni solfati (SO_4^{2-})

molti carbonati (CO_3^{2-})

molti fosfati (PO_4^{3-})

molti ossalati ($\text{C}_2\text{O}_4^{2-}$)

moltissimi solfuri (sali contenenti lo ione S^{2-})

Le concentrazioni

Quando una reazione avviene in soluzione (acquosa o no), i reagenti e i prodotti sono uniformemente distribuiti nel volume da essa occupato: ciò che si può misurare, in questo caso, è una quantità di soluzione (massa o volume).

Si pone perciò il problema di conoscere la quantità di soluto (generalmente espressa come numero di moli, massa ...) corrispondente ad una certa quantità di soluzione (generalmente espressa come massa, volume ...). Ad esempio: abbiamo preparato una soluzione di NaCl: quanti di questa soluzione dobbiamo prelevare affinché essi contengano un certo numero di moli (o un certo numero di grammi) di NaCl?

Per poter conoscere la quantità di un componente corrispondente ad una data quantità di soluzione dobbiamo introdurre il concetto di **concentrazione**: La concentrazione di un soluto in una soluzione è definita come la quantità di soluto corrispondente ad una quantità unitaria di soluzione o solvente.

Le concentrazioni

La concentrazione si calcola perciò nel modo seguente:

$$\text{concentrazione} = \frac{\text{Quantità di soluto}}{\text{Quantità di soluzione / solvente}}$$

La conoscenza della concentrazione di un soluto in una soluzione consente di risalire dalla quantità di soluzione alla quantità di soluto:

$$\text{Quantità di soluto} = \text{concentrazione} \times \text{Quantità di soluzione / solvente}$$

Molarità

Dipendentemente dalle unità di misura che si usano per esprimere il numeratore e il denominatore della definizione generale di concentrazione, si derivano diverse unità di misura per la concentrazione:

La **Molarità (M)** è la **quantità di soluto espressa in moli rapportata alla quantità di soluzione, espressa in litri**:

$$M = \frac{n}{V} \left(\frac{\text{mol}}{\text{L}} \right)$$

La molarità M rappresenta il numero di moli di soluto contenute in 1 L di soluzione. Analogamente, l'inverso della molarità 1/M rappresenta il volume di soluzione che contiene 1 mol di soluto.

La molarità è un'utile unità di misura in laboratorio: per preparare una soluzione di data molarità, basta porre in un matraccio tarato la massa di soluto corrispondente al numero di moli desiderato ed aggiungere acqua fino a portare il volume della **soluzione** alla tacca.

Molalità (m)

La molarità di una soluzione varia (anche se di poco) con la temperatura: infatti il volume della soluzione è maggiore a temperatura maggiore. Per questo motivo è stata introdotta la molalità, che riferendo la quantità di soluto alla massa di solvente (espressa in Kg), non presenta alcuna dipendenza dalla temperatura.

La **molalità (m)** è la quantità di soluto espressa in moli rapportata alla quantità di **solvente** (non soluzione) espressa in Kg:

$$m = \frac{n}{G} \left(\frac{\text{mol}}{\text{kg}} \right)$$

La molalità m rappresenta il numero di moli di soluto disciolte in 1 Kg di solvente. Analogamente, l'inverso della molalità rappresenta la massa di solvente in Kg che contiene 1 mole di soluto.

Percentuale in massa

La quantità di soluto è espressa in unità di massa (ad esempio g) ed è rapportata in percentuale alla massa della soluzione espressa nelle stesse unità di misura:

$$\%(m/m) = \frac{G_{\text{soluto}}}{G_{\text{soluzione}}} \times 100$$

Quindi %/100 rappresenta la massa di soluto corrispondente ad 1 unità di massa di soluzione (es. grammi di soluto per grammo di soluzione); analogamente, 100/% rappresenta la massa di soluzione corrispondente ad 1 unità di massa di soluto.

Percentuale in volume

La percentuale in volume (% (V/V)) viene utilizzata soprattutto nel caso di soluzioni di soluti liquidi. Il valore della concentrazione è dato dal rapporto tra il volume del soluto e quello della soluzione moltiplicato per 100:

$$\%(V/V) = \frac{V_{\text{soluto}}}{V_{\text{soluzione}}} \times 100$$

Quindi una soluzione al 15% è una soluzione in cui sono presenti 15 mL di soluto per ogni 100 mL di soluzione.

Frazione molare

Frazione molare (x_i). La quantità di soluto è espressa in moli ed è rapportata alla quantità di soluzione espressa come somma delle moli di tutti i componenti:

$$x_k = \frac{n_k}{\sum_k n_k}$$

Quindi la frazione molare x rappresenta il numero di moli di soluto che corrisponde ad 1 mol di soluzione. Analogamente, l'inverso della frazione molare $1/x$ rappresenta il numero di moli di soluzione che corrisponde a 1 mol di soluto. **Si ha sempre:**

$$x_i \leq 1 \qquad \sum_k x_k = 1$$

Interconversione M – m (soluzione a due componenti)

$$\begin{aligned}
 m &= \frac{n}{G_{\text{solvente}}} = \frac{n}{G_{\text{soluzione}} - G_{\text{soluto}}^{(\text{in Kg})}} = \frac{n}{V_{\text{soluzione}} \cdot d_{\text{soluzione}} - 10^{-3} G_{\text{soluto}}^{(\text{in g})}} \\
 &= \frac{n}{V_{\text{soluzione}} \cdot d_{\text{soluzione}} - 10^{-3} n MM_{\text{soluto}}} = \frac{1}{\frac{V_{\text{soluzione}} \cdot d_{\text{soluzione}}}{n} - 10^{-3} MM_{\text{soluto}}} \\
 &= \frac{1}{\frac{d_{\text{soluzione}}}{M} - 10^{-3} MM_{\text{soluto}}}
 \end{aligned}$$

$$M = \frac{d_{\text{soluzione}}}{\frac{1}{m} + 10^{-3} MM_{\text{soluto}}}$$

MM_{soluto} massa molare soluto, $d_{\text{soluzione}}$ densità soluzione,

$V_{\text{soluzione}}$ Volume soluzione

Interconversione m – X (soluzione a due componenti)

$$\begin{aligned}
 x &= \frac{n}{n_{\text{solvente}} + n} = \frac{1}{\frac{n_{\text{solvente}}}{n} + 1} = \frac{1}{\frac{G_{\text{solvente}}}{MM_{\text{solvente}} + 1} + 1} = \frac{1}{\frac{G_{\text{solvente}}}{n} \cdot \frac{1}{MM_{\text{solvente}}} + 1} \\
 &= \frac{1}{\frac{10^3 G_{\text{solvente}}^{(\text{in Kg})}}{n} \cdot \frac{1}{MM_{\text{solvente}}} + 1} = \frac{1}{10^3 \cdot \frac{1}{m} \cdot \frac{1}{MM_{\text{solvente}}} + 1}
 \end{aligned}$$

$$m = \frac{10^3}{MM_{\text{solvente}}} \left(\frac{x}{1-x} \right)$$

Diluizioni

Spesso una soluzione viene aggiunta ad un'altra; oppure solvente puro (acqua) viene aggiunto ad una soluzione. In entrambi i casi il volume della soluzione finale è maggiore di quello della soluzione iniziale: si dice che la soluzione iniziale è stata **diluita**.

Dalla definizione di concentrazione (ad esempio molarità), si vede che una diluizione provoca un cambiamento della concentrazione: infatti, mentre il numero di moli di soluto **non** cambia, il volume cambia. Se V_i è il volume iniziale, V_f quello finale ed n il numero di moli di soluto, allora la relazione fra concentrazione finale C_f e concentrazione iniziale C_i è:

$$C_i V_i = C_f V_f$$

Siccome per una diluizione $V_f > V_i$, segue $C_f < C_i$

1. Calcolare la molarità e la molalità di una soluzione di NaCl preparata sciogliendo 25.67 g di sale in 125.0 g di H₂O sapendo che la densità della soluzione finale è pari a 1.095 g/mL.
2. Quanto si deve diluire una soluzione 0.25 M di BaCl₂ affinché si abbia una concentrazione di 20 mg / mL di Ba²⁺?
3. Quanti mL di una soluzione al 20% in peso di H₂SO₄ e di densità 1.14 g/mL devo prelevare per ottenere 100 mL di una soluzione 0.100 M?
4. Ho 15.3 mL di una soluzione al 19.2 % in peso di H₂SO₄ la cui densità è 1.132 g/mL. Si aggiungono 35.0 ml di una soluzione 0.195 M di H₂SO₄. Effettuo una diluizione ed il volume finale risulta di 100 mL. Qual è la molarità della soluzione finale?
5. Si aggiungono 125.5 ml di acqua a 68.2 mL di etanolo (C₂H₅OH) la cui densità è 0.790 g/mL. La soluzione che si ottiene ha una densità di 0.954 g/mL. Calcolare la Molarità e la molalità della soluzione.