
Soluzioni

Francesco Talotta

Una soluzione è una miscela omogenea di un *soluto* solido, disciolto in un *solvente* liquido, Figura 1. Di solito il solvente è in quantità maggiori rispetto al soluto, in

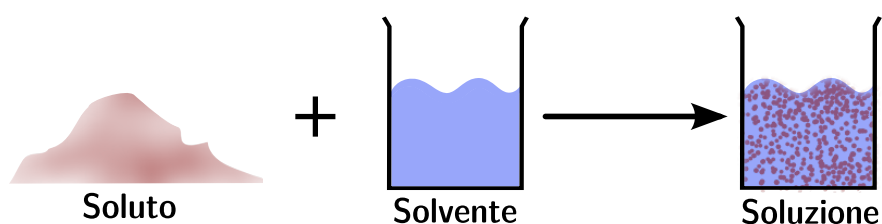
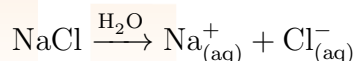


Figura 1: Unione di soluto e solvente, per dare la soluzione.

modo da garantirne il completo scioglimento.

Un esempio di soluzione è acqua più il comune sale da cucina NaCl. Questo si scioglie per via della polarità delle molecole di H₂O e per la carica che ogni ione dalla molecola di NaCl porta con se (vedi appunti [Atomi e Molecole](#)). La reazione chimica è:



Il legame ionico si rompe ed in soluzione abbiamo lo ione sodio Na⁺ e lo ione cloro Cl⁻.

Solvatazione

La dissoluzione di un qualsiasi sale in un solvente *polare* come l'acqua, avviene tramite un processo chiamato *solvatazione*. Per via della sua polarità, l'acqua possiede una parziale carica positiva δ^+ sugli idrogeni H, ed una parziale carica negativa δ^- sull'ossigeno O, come mostrato in Figura 2. Questa caratteristica fa sì che, una volta in acqua, un sale come NaCl subisca l'interazione elettrostatica delle molecole di H₂O, interazione che porta alla rottura del legame ionico, Figura 3. Come si vede, la molecola d'acqua si orienta con la parte parzialmente carica positiva quando si trova vicino al cloro, in modo da creare un'interazione elettrostatica tra cariche opposte. L'esatto contrario avviene dalla parte del sodio, dove questa volta, l'acqua si orienta in modo da avere l'ossigeno carico negativamente vicino allo ione. Con questo meccanismo, detto *solvatazione*, l'acqua riesce a circondare completamente gli ioni. Il processo si ripete per tutte le molecole presenti in soluzione, fin quando il sale non è completamente disciolto, Figura 4.

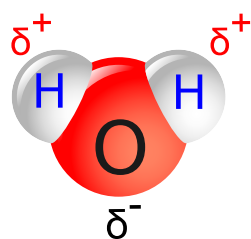


Figura 2: Molecola d'acqua polare, con parziale carica positiva δ^+ su H e parziale carica negativa δ^- su O.

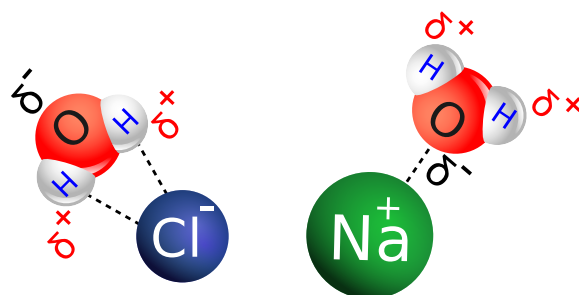


Figura 3: Interazione elettrostatica tra 2 molecole di H_2O ed il sale $NaCl$. Si può osservare come l'acqua cambia orientamento a seconda della carica positiva o negativa che si trova vicino!

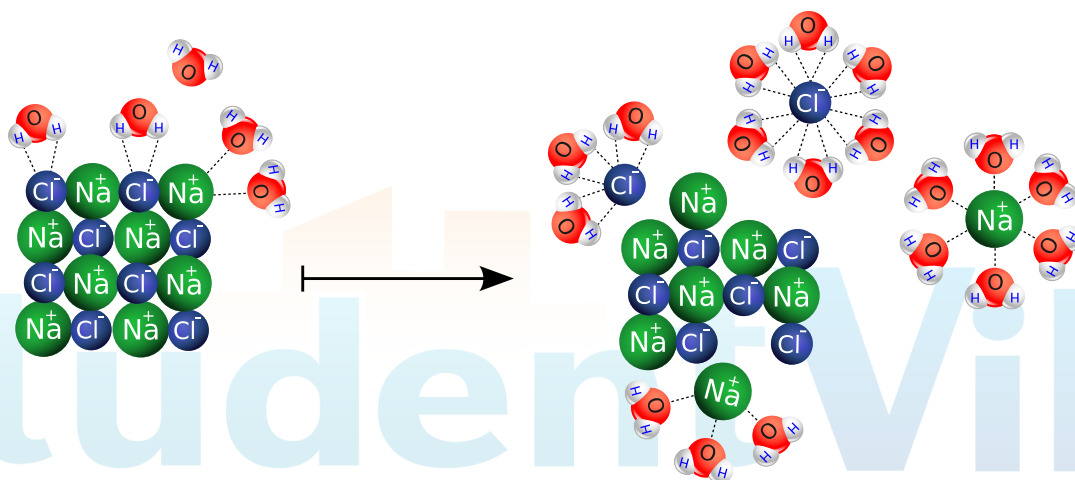


Figura 4: Dissoluzione del sale $NaCl$.

Solubilità

Non è sempre detto che una soluzione abbia un soluto completamente disciolto. Molte volte capita che una certa sostanza non si sciogla completamente, poiché il solvente non riesce a solvatare completamente tutta la sostanza. In questo caso la soluzione si dice *satura*, ed è necessario quantificare quanto soluto rimane solido e quanto invece diventa soluzione. La grandezza usata per questo scopo, si chiama *solubilità* e misura la quantità

massima di soluto che può sciogliere un solvente. Essa dipende oltre che dal composto sciolto, anche dalla temperatura. Lo zucchero ($C_6H_{12}O_6$), ad esempio, ha una solubilità in acqua pari a 91g/100mL a 25 °C. Ciò significa che 100mL d'acqua, riescono a sciogliere 91 grammi di zucchero, e dunque se mettiamo 100g di zucchero ne rimarranno 9g non sciolti che *precipitano* sul fondo! La solubilità in genere aumenta con la temperatura; a 30 °C la solubilità dello zucchero aumenta a 125g/100mL.

Concentrazione

Per i chimici è di primaria importanza conoscere quanto soluto è presente in una soluzione. La misura di questa quantità si chiama *concentrazione*, ed esistono diversi modi per calcolarla.

Molarità

La molarità, simbolo M , è una delle unità di misura della concentrazione più usate in chimica. Essa è definita come il rapporto tra il *numero di moli* del soluto¹ ($n.mol$), ed il *volume* V (in litri) della soluzione:

$$M = \frac{n.mol_{soluto}}{V_{solvente}}$$

Molalità

La molalità m , è invece definita come il rapporto tra le moli di soluto e la massa di solvente in Kg:

$$M = \frac{n.mol_{soluto}}{Kg_{solvente}}$$

¹Il numero di moli di un composto si calcola facendo il suo peso in grammi, diviso la sua massa molare $M.M.$, cioè:

$$n.mol = \frac{massa(g)}{M.M.}$$