

# PERCHÉ LE SOSTANZE SI SCIOLGONO?

Le **soluzioni** sono miscugli omogenei i cui costituenti conservano le loro proprietà.

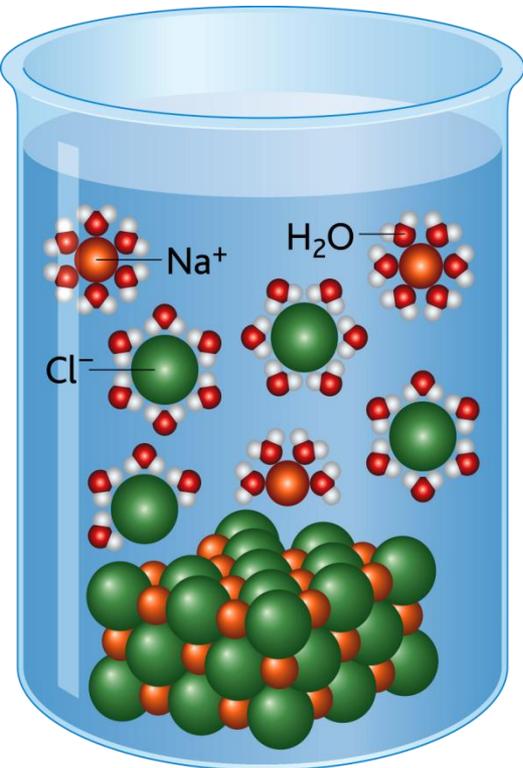
**SOLVENTE + SOLUTO**  $\longrightarrow$  **SOLUZIONE**

La formazione di una soluzione presenta sempre una variazione del contenuto energetico dovuto alla rottura (energia acquisita) e alla formazione (energia liberata) di legami: il sistema tende alla minor energia potenziale possibile.

Nella formazione di una soluzione le molecole di solvente circondano le molecole di soluto a causa delle attrazioni che si esercitano l'una sull'altra. Tale fenomeno è chiamato **solvatazione** (**idratazione** quando il solvente è l'acqua).

# SOLUZIONI ACQUOSE ED ELETTROLITI

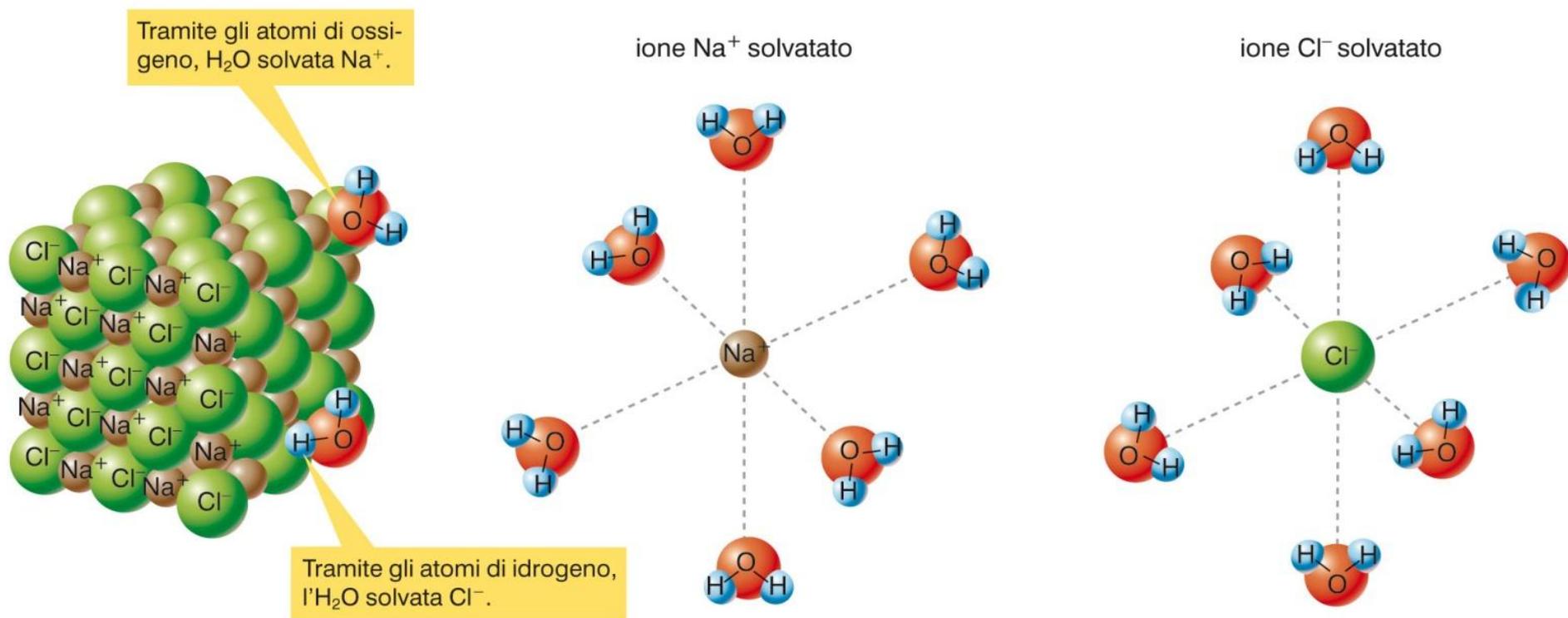
La **dissociazione elettrolitica** è il processo con cui un solvente separa ioni di carica opposta e si lega ad essi, circondandoli.



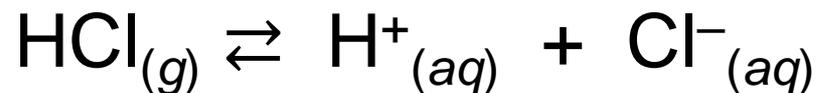
I **composti ionici** (come i sali solubili in acqua) in acqua liberano gli ioni impacchettati nel reticolo cristallino:



Gli ioni vengono circondati dalle molecole d'acqua orientate in modo che il polo positivo sia rivolto verso lo ione negativo, e il polo negativo verso lo ione positivo. Si formano **ioni idratati**.



I **composti polari** (come gli acidi) in acqua si ionizzano dando luogo al processo di **ionizzazione**: le molecole dipolari dell'acqua spezzano i legami covalenti polari della molecola con conseguente formazione di ioni:



Queste soluzioni conducono elettricità.

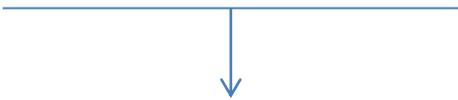
Le sostanze che in soluzione si dissociano in ioni sono dette **elettroliti**: esse conducono elettricità in quanto formate da ioni elettricamente carichi.

- elettroliti forti: sostanze che liberano un gran numero di ioni quando sciolte in acqua (ex. solidi ionici);
- elettroliti deboli: sostanze che non si solubilizzano completamente, producendo un numero modesto di ioni.

Le sostanze che si solubilizzano in acqua, ma non si dissociano in ioni (rimangono come molecole neutre), sono invece chiamate **non-elettroliti**.

# LA CONCENTRAZIONE DELLE SOLUZIONI

**Soluzione** = miscuglio omogeneo tra solvente e soluto



la quantità di entrambi  
può variare enormemente  
Ex. La birra ha un basso  
contenuto alcolico, la  
grappa ha un elevato  
contenuto alcolico.

La concentrazione di una soluzione permette di identificare l'esatta quantità di solvente e soluto, e **viene definita come il rapporto tra la quantità di soluto e quella di solvente.**

La concentrazione **percentuale in massa** (%  $m/m$ ) indica la quantità in grammi di soluto sciolta in 100 grammi di soluzione.

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

La concentrazione **percentuale massa su volume** (%  $m/V$ ) indica la quantità in grammi di soluto sciolta in 100 mL di soluzione.

$$\% m/V = \frac{m_{\text{soluto}} (\text{g})}{V_{\text{soluzione}} (\text{mL})} \cdot 100$$

La concentrazione **percentuale in volume** (% V/V) indica il volume in millilitri di soluto sciolto in 100 mL di soluzione.

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

Questo è il metodo usato anche per calcolare il grado alcolico di una bevanda.

La concentrazione **molare** (M) o **molarità** indica il rapporto fra le moli di soluto e il volume in litri della soluzione.

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

La **concentrazione molale** ( $m$ ) o **molalità** è il rapporto tra le moli di soluto e la massa del solvente espressa in kilogrammi.

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

La **frazione molare** ( $X$ ) di un componente di una soluzione è il rapporto fra il suo numero di moli di quel componente e il numero totale di moli di tutti i componenti.

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

## Concentrazione

## Simbolo

## Relazione matematica

Percentuale peso/peso

%P/P

$$\left( \frac{g_{\text{soluto}}}{g_{\text{soluzione}}} \right) \times 100$$

Percentuale peso/volume

%P/V

$$\left( \frac{g_{\text{soluto}}}{\text{cm}^3_{\text{soluzione}}} \right) \times 100$$

Percentuale volume/volume

%V/V

$$\left( \frac{\text{cm}^3_{\text{soluto}}}{\text{cm}^3_{\text{soluzione}}} \right) \times 100$$

Parti per milione

ppm

$$\text{mg}_{\text{soluto}} / \text{dm}^3_{\text{soluzione}}$$

Molarità

M

$$\text{mol}_{\text{soluto}} / \text{L}_{\text{soluzione}}$$

Frazione molare

$X_N$

$$\text{mol}_{\text{soluto } N} / (\text{mol}_{\text{soluti}} + \text{mol}_{\text{solvente}})$$

Molalità

m

$$\text{mol}_{\text{soluto}} / \text{Kg}_{\text{solvente}}$$

# DILUIZIONE DI SOLUZIONI CONCENTRATE – metodo per preparare soluzioni a concentrazione nota

**Preparare una soluzione 0.10 l 0.1 M CuSO<sub>4</sub> diluendo una soluzione 1 M.**

SOLUZIONE 1 (da preparare): 0.10 l (=100 ml)  
0.1 M

SOLUZIONE 2 (iniziale): 1 M

$$M_1V_1 = M_2V_2$$

$$0.1M \times 100ml = 1M \times X$$

X = 10ml di soluzione 2 da prelevare e portare a 100ml con acqua,  
ottenendo in tal modo 0.10 l 0.1M di soluzione 1