

**ZANICHELLI**

James E. Brady  
Neil D. Jespersen  
Alison Hyslop  
Maria Cristina Pignocchino

# Chimica.blu

seconda edizione

**ZANICHELLI**

# Capitolo 15

# Le soluzioni

**ZANICHELLI**

# Sommario

1. La composizione delle soluzioni
2. La concentrazione delle soluzioni
3. Dissoluzione e solubilità dei soluti nelle soluzioni liquide
4. La solubilità e le barriere energetiche
5. La conducibilità elettrica

# Sommario

6. Le proprietà colligative
7. Innalzamento ebullioscopico e abbassamento crioscopico
8. L'osmosi
9. L'effetto dei soluti ionici sulle proprietà colligative

# La composizione delle soluzioni

Una **soluzione** è una miscela omogenea i cui componenti sono molecole o ioni di sostanze diverse.

La **concentrazione** indica il rapporto tra la quantità di soluto (presente in minor quantità) e la quantità di solvente (presente in maggior quantità) o di soluzione.

Lo sciroppo è una soluzione molto concentrata.

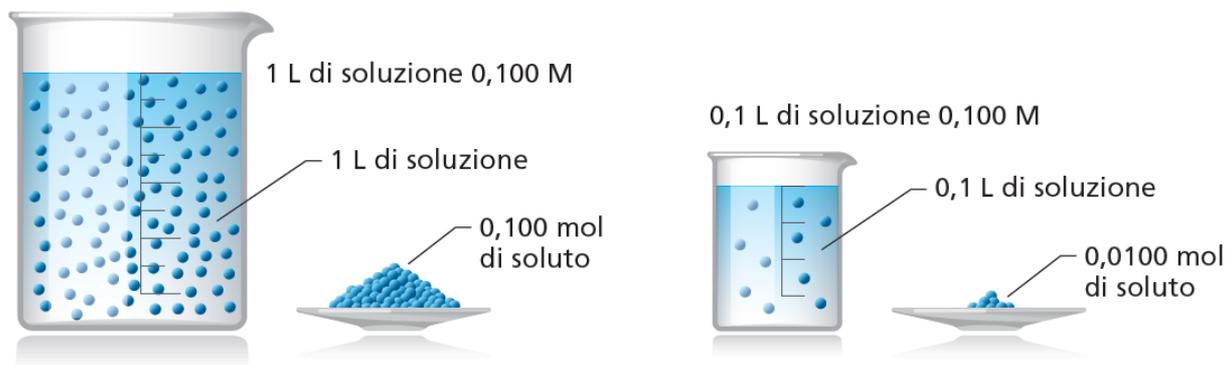


# La concentrazione delle soluzioni

**Concentrazione molare o molarità (M)** → numero di moli di soluto per litro di *soluzione*:

$$\text{molarità (M)} = \frac{\text{moli di soluto (mol)}}{\text{litri di soluzione (L)}} = \frac{n(\text{mol})}{V(\text{L})}$$

in cui ***n*** indica le moli di soluto e ***V*** è il volume in litri della soluzione.



# La concentrazione delle soluzioni

**Frazione molare** → rapporto fra il numero di moli di un dato componente di una miscela e il totale delle moli di tutti i componenti.

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

**Percentuale molare (mol%)** → frazione molare moltiplicata per 100.

# La concentrazione delle soluzioni

**Concentrazione molale o molalità ( $m$ )** → numero di moli di soluto per kilogrammo di *solvente*.

$$\text{molalità } (m) = \frac{\text{moli di soluto (mol)}}{\text{kilogrammi di solvente (kg)}}$$

**Percentuale in massa (%  $m/m$ )** → grammi di soluto in 100 g di soluzione.

Le concentrazioni si esprimono anche in *parti per milione* (ppm) e *parti per miliardo* (ppb), che corrispondono a 1 g di componente ogni  $10^6$  e  $10^9$  g di miscela.

# LA CHIMICA CON METODO

▶ **Come si calcola la molarità di una soluzione?**

Uno studente prepara una soluzione sciogliendo 1,461 g di NaCl in un matraccio da 250,0 mL. Qual è la molarità della soluzione?

▶ **Come si può usare la concentrazione molare?**

Quanti millilitri di una soluzione di NaCl 0,250 M preleviamo per avere 0,100 mol di NaCl?

▶ **Come si calcola la frazione molare?**

Una miscela gassosa in una bombola è costituita da 0,200 mol di O<sub>2</sub> e 0,500 mol di N<sub>2</sub>.

- a) Qual è la frazione molare di ciascun componente della miscela?
- b) Qual è la frazione percentuale di ciascun componente della miscela?

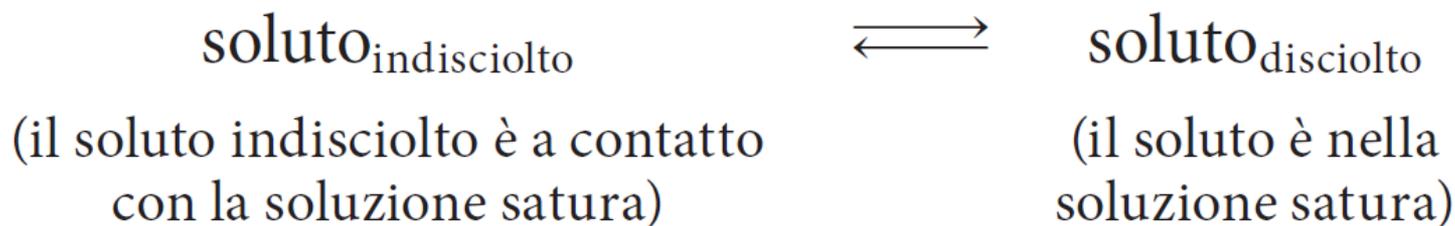
▶ **Come si prepara una soluzione di NaCl 0,150 m?**

Quanti grammi di NaCl vanno sciolti in 500,0 g d'acqua per ottenere una soluzione 0,150 m?

# Dissoluzione e solubilità dei soluti nelle soluzioni liquide

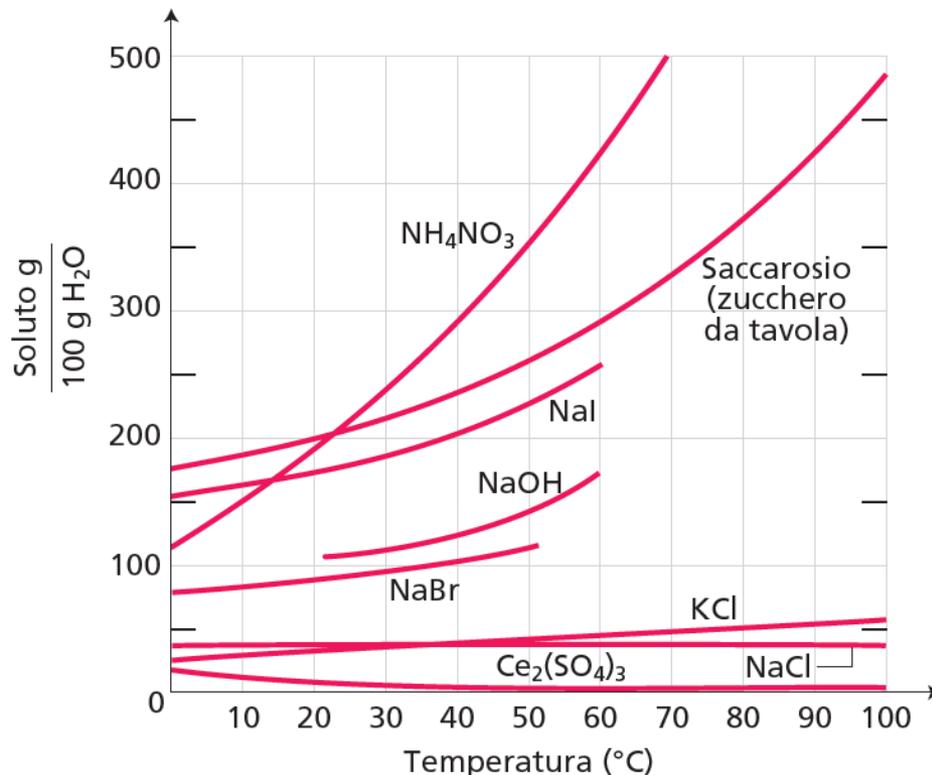
La **solubilità** è la quantità in grammi di una sostanza che, disciolta in 100 g di *solvente* a una data temperatura, rende satura la soluzione.

In una soluzione satura di un soluto solido a temperatura costante si stabilisce un equilibrio dinamico fra il soluto indisciolto e quello in soluzione.



# Dissoluzione e solubilità dei soluti nelle soluzioni liquide

La maggior parte delle sostanze solide diviene più solubile all'aumentare della temperatura della soluzione.

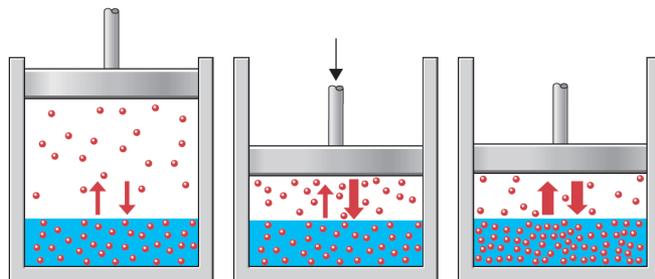


# Dissoluzione e solubilità dei soluti nelle soluzioni liquide

**Legge di Henry (o legge pressione-solubilità):** la concentrazione di un gas in un liquido, a una data temperatura, è direttamente proporzionale alla pressione parziale del gas sulla soluzione.

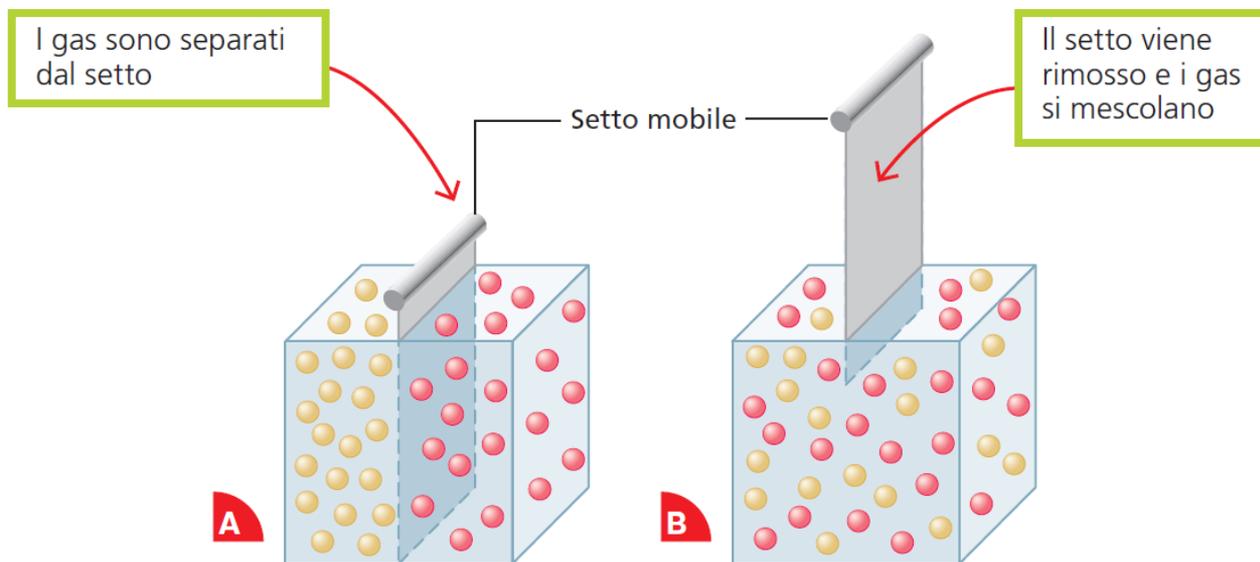
$$C_{\text{gas}} = k_{\text{H}} P_{\text{gas}} \quad (T \text{ costante})$$

La solubilità dei gas in acqua diminuisce sempre con l'aumentare della temperatura e aumenta con l'aumento della pressione.



# La solubilità e le barriere energetiche

Quando due gas, inizialmente contenuti in due compartimenti diversi occupano lo stesso spazio, si mescolano spontaneamente: *un sistema tende spontaneamente verso lo stato di maggior disordine.*

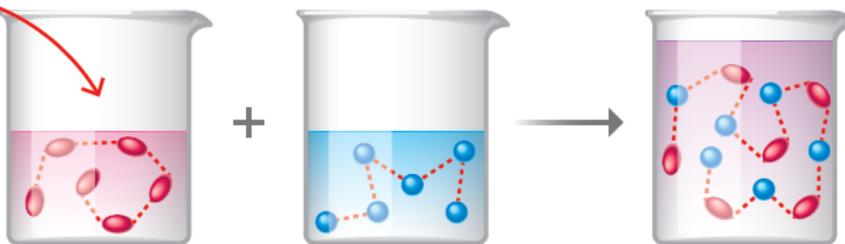


# La solubilità e le barriere energetiche

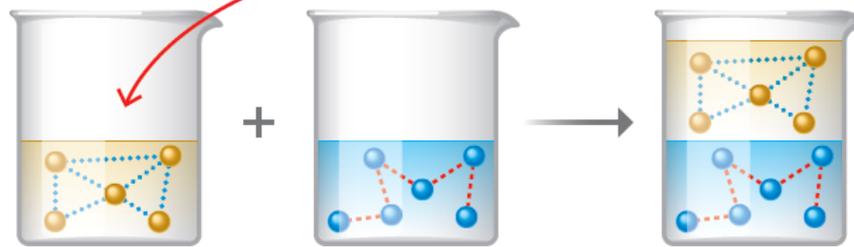
Perché due liquidi siano miscibili, le forze di attrazione intermolecolari tra soluto e solvente devono essere più intense di quelle all'interno del soluto: *simile scioglie simile*.

Acqua e etanolo sono uniti da legami a idrogeno: **sono miscibili**

● acqua  
● etanolo  
- - - legame idrogeno



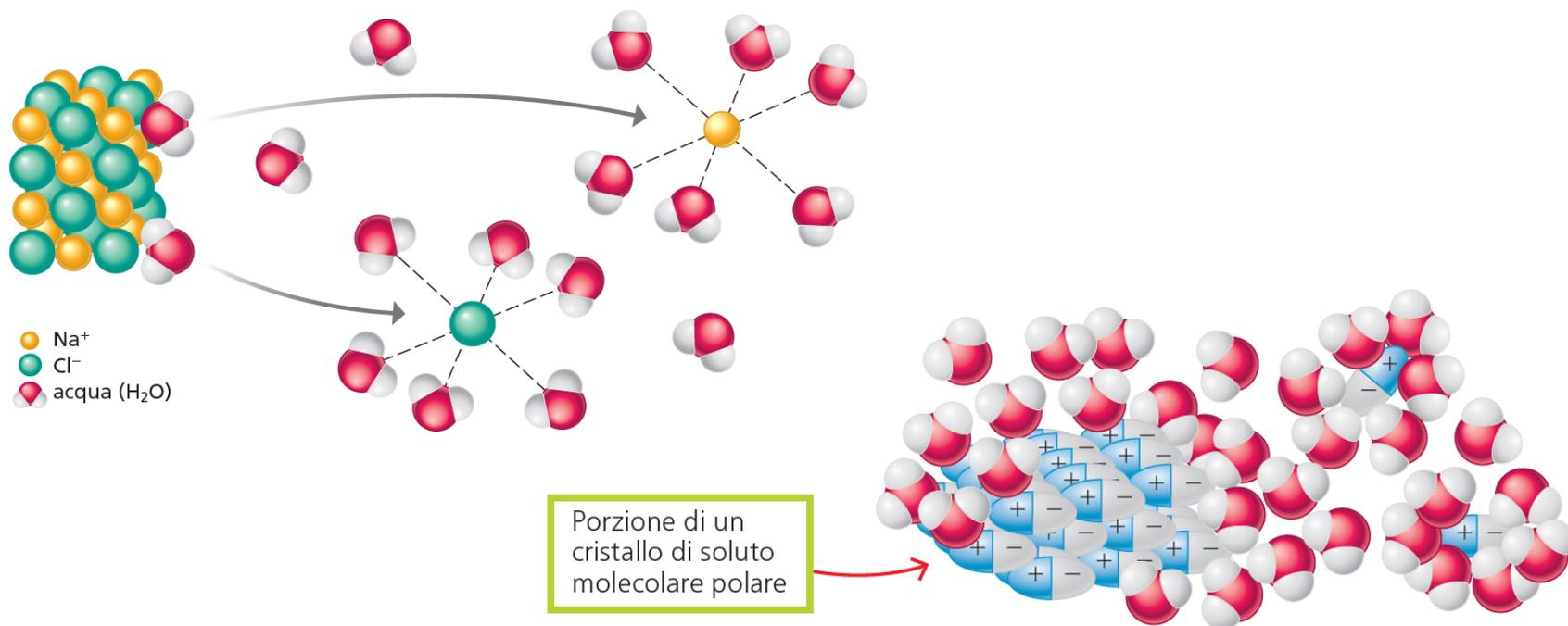
● acqua  
● benzene  
- - - legame idrogeno  
- - - forze di London



Le molecole di benzene sono unite da deboli forze di London, le molecole d'acqua da legami a idrogeno: **non sono miscibili** e si dispongono in strati sovrapposti in base alla densità

# La solubilità e le barriere energetiche

Per indicare che la particella di soluto è circondata dalle molecole del solvente si usa il termine **solvatazione**.  
L'**idratazione** è un caso particolare di solvatazione.



# La conducibilità elettrica

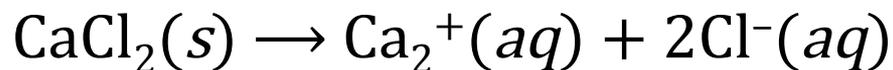
Una soluzione *conduce corrente elettrica* se contiene particelle cariche in grado di muoversi liberamente, come accade nelle soluzioni acquose dei composti ionici.

I soluti che danno a soluzioni acquose una buona conducibilità elettrica sono detti **elettroliti**.



# La conducibilità elettrica

La dissociazione ionica si può rappresentare con le equazioni chimiche:



Esistono sostanze molecolari che in soluzione acquosa si trasformano in ioni (**reazione di ionizzazione**):



In generale, si ionizzano in acqua idracidi, ossiacidi, ammoniacca e i composti contenenti il gruppo  $\text{—NH}_2$ .

# Le proprietà colligative

Si dicono **proprietà colligative** le proprietà di una soluzione che non dipendono dalla natura chimica di soluto e solvente ma solo dalla loro *concentrazione*.

**Legge di Raoult:** nelle soluzioni diluite, la pressione di vapore della soluzione è pari al prodotto tra la pressione di vapore del solvente puro e la sua frazione molare:

$$P_{\text{soluzione}} = P^{\circ}_{\text{solvente}} X_{\text{solvente}}$$

La variazione della pressione di vapore è direttamente proporzionale alla pressione di vapore del solvente puro e la frazione molare del soluto:

$$\Delta P = P^{\circ}_{\text{solvente}} X_{\text{soluto}}$$

# LA CHIMICA CON METODO

- ▶ **Come si scrive l'equazione di dissociazione di un composto ionico?**

Il solfato d'ammonio,  $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ , si usa in agricoltura come fertilizzante azotato. Scrivi l'equazione di dissociazione di questo composto in acqua.

- ▶ **Come si usa la legge di Raoult?**

Il tetracloruro di carbonio ha una pressione di vapore di 100 torr a 23 °C. Questo solvente scioglie la cera, un soluto essenzialmente non volatile. Sebbene la cera sia una miscela di idrocarburi, possiamo considerare che abbia formula  $\text{C}_{22}\text{H}_{46}$  ( $M = 311 \text{ g/mol}$ ). Qual è la variazione della pressione di vapore di una soluzione, a 23 °C, preparata sciogliendo 10,0 g di cera in 40,0 g di  $\text{CCl}_4$  ( $M = 154 \text{ g/mol}$ )?

# Innalzamento ebullioscopico e abbassamento crioscopico

I **punti di ebollizione** e di **congelamento** di una soluzione di un soluto non volatile sono rispettivamente più alto e più basso di quelli del solvente puro.

La differenza fra il punto di ebollizione della soluzione e quello del solvente puro è detta **innalzamento del punto di ebollizione**  $\Delta t_b$ .

La differenza fra il punto di congelamento/fusione dell'acqua pura e quello della soluzione è detta **abbassamento del punto di congelamento**  $\Delta t_f$ .

# Innalzamento ebullioscopico e abbassamento crioscopico

$\Delta t_b$  e  $\Delta t_f$  sono proprietà colligative, quindi proporzionali alla concentrazione.

$$\Delta t_f = K_f m$$

$$\Delta t_b = K_b m$$

dove:

$m$  → molalità

$K_f$  → costante crioscopica molale ( $^{\circ}\text{C} \cdot \text{kg} \cdot \text{mol}^{-1}$ )

$K_b$  → costante ebullioscopica molale ( $^{\circ}\text{C} \cdot \text{kg} \cdot \text{mol}^{-1}$ )

# Innalzamento ebullioscopico e abbassamento crioscopico

Costanti crioscopiche ed ebullioscopiche molali; punti di ebollizione e di congelamento di alcuni solventi.

Solvente	p.e. (°C)	$K_b$ (°C · kg · mol <sup>-1</sup> )	p.f. (°C)	$K_f$ (°C · kg · mol <sup>-1</sup> )
Acqua	100	0,51	0	1,86
Acido acetico	118,3	3,07	16,6	3,57
Benzene	80,2	2,53	5,45	5,07
Cloroformio	61,2	3,63	-63,5	-
Canfora	208,3	5,95	178,4	37,7
Cicloesano	80,7	2,69	6,5	20,0

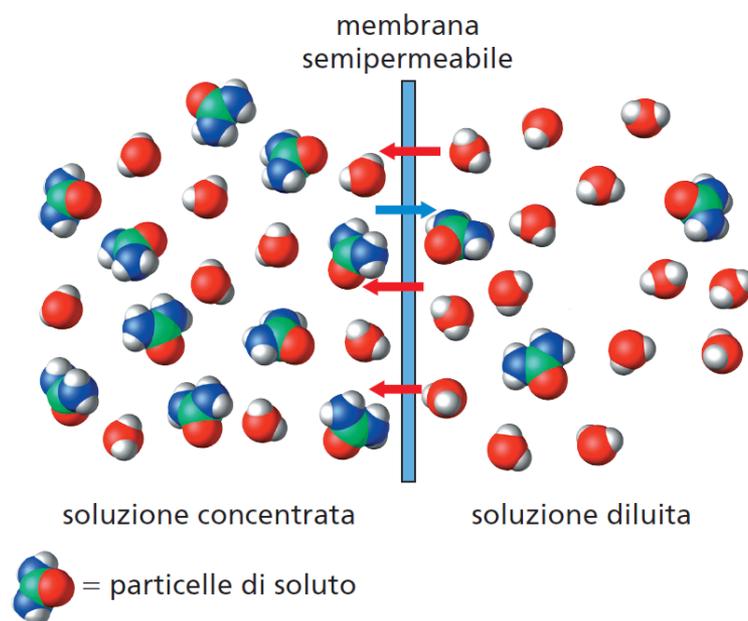
# LA CHIMICA CON METODO

- ▶ **Come si calcola il punto di congelamento di una soluzione?**  
Calcola il punto di congelamento di una soluzione 1,665 m di urea,  $\text{CO}(\text{NH}_2)_2$ .
- ▶ **Come si calcola la massa molare da  $\Delta t_f$ ?**  
Una soluzione preparata sciogliendo 5,65 g di un composto molecolare sconosciuto in 110,0 g di benzene congela a 4,39 °C. Qual è la massa molare ( $M$ ) del soluto?

# L'osmosi

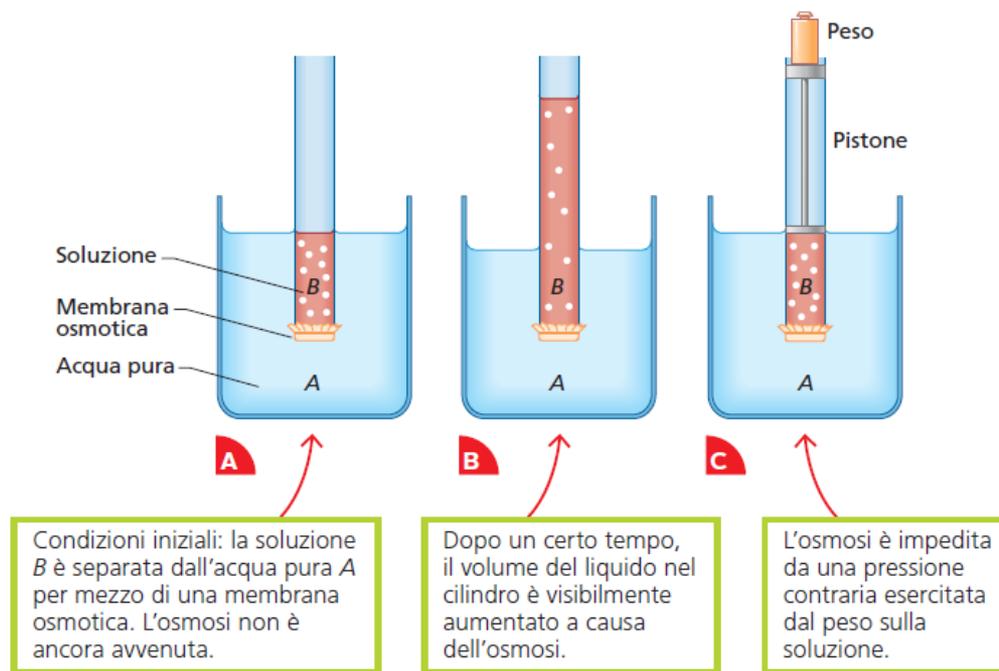
Si chiama **osmosi** il flusso del solvente attraverso una *membrana semipermeabile*.

Le molecole del solvente passano dal lato in cui il soluto è meno concentrato verso quello in cui è più concentrato.



# L'osmosi

La pressione che deve essere esercitata sulla soluzione, separata dal solvente da una membrana osmotica, per impedire il flusso osmotico, è la **pressione osmotica** della soluzione.



# L'osmosi

La pressione osmotica di una soluzione è proporzionale alla concentrazione delle particelle di soluto nella soluzione.

L'osmosi è una proprietà colligativa, quindi proporzionale alla concentrazione. Per le soluzioni acquose diluite:

$$\Pi = MRT$$

dove:

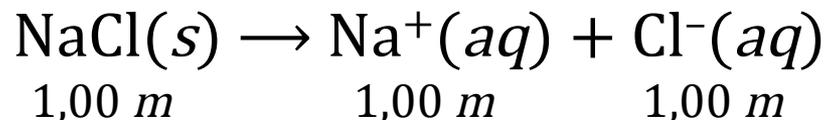
$\Pi$  → pressione osmotica

$M$  → molarità

$R$  → costante dei gas ( $R = 0,0821 \text{ L atm mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$ )

# L'effetto dei soluti ionici sulle proprietà colligative

Per calcolare l'effetto dei soluti ionici sulle proprietà colligative della soluzione, è necessario tener conto della loro dissociazione in acqua.



Se 1 mol/kg di NaCl si dissocia completamente, la concentrazione di particelle di soluto sarà pari a 2 mol/kg.

$$\Delta t_f = 1,86 \cdot 2,00 = 3,72\ ^\circ\text{C}$$

Tuttavia, il punto di congelamento si abbassa meno di così, perché la soluzione è sovrasatura e il sale non è dissociato in ioni al 100%.

# LA CHIMICA CON METODO

- ▶ **Come si calcola la pressione osmotica di una soluzione?**  
Qual è la pressione osmotica in atm di una soluzione acquosa di glucosio 0,0115 M a 37 °C?
- ▶ **Come si calcola la massa molare di un soluto dalla pressione osmotica di una sua soluzione?**  
La pressione osmotica di 100,0 mL di una soluzione acquosa, che contiene 0,122 g di un composto molecolare sconosciuto, è 0,0211 atm a 20,0 °C. Qual è la massa molare del soluto?
- ▶ **Come si calcola il punto di congelamento di una soluzione salina?**  
Calcola il punto di congelamento di una soluzione acquosa di  $\text{MgCl}_2$  0,106 *m*, assumendo che il sale si dissocia completamente.



## La chimica in Agenda

L'accesso alle cure mediche è un diritto previsto dalla Dichiarazione universale dei diritti umani. La moderna medicina si basa sul metodo scientifico e sulla evidence-based medicine (EBM), cioè la medicina basata su prove di efficacia. Tuttavia, sono diffusi approcci di tipo «alternativo», come la medicina omeopatica che nasce nel XIX secolo dalle idee del medico tedesco Samuel Hahnemann, basata sul principio delle diluizioni infinitesimali.

Secondo gli omeopati, le soluzioni molto diluite possono avere un effetto biologico grazie alla capacità dell'acqua di ricordare le sostanze con cui è stata a contatto. Il concetto di «memoria dell'acqua» fu elaborato nel 1988 dall'immunologo francese Benveniste dopo uno studio che si dimostrò pieno di inesattezze ed errori scientifici.