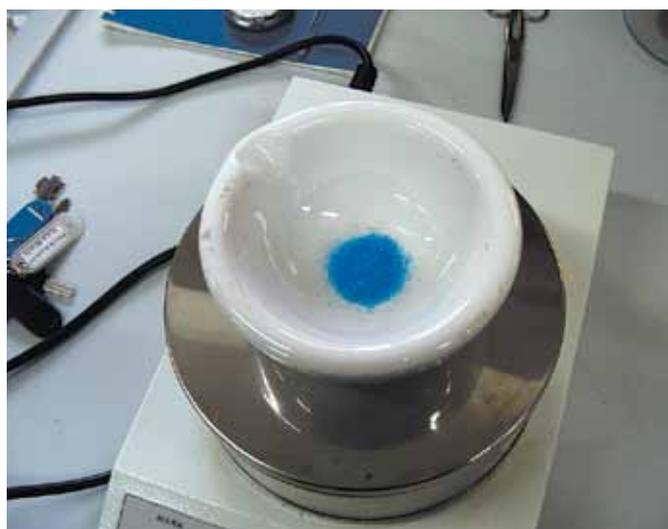


## Le proprietà colligative delle soluzioni

In un **solvente puro**, cioè senza soluti disciolti in esso, le molecole sono libere di interagire tra loro, attraendosi. L'aggiunta di un soluto influenzerà sensibilmente queste interazioni, determinando il fenomeno della **solvatazione** e incidendo, in modo significativo, su molti parametri fisici della soluzione (punto di ebollizione, punto di fusione, tensione di vapore ecc.), che risulteranno diversi da quelli misurati sul solvente puro. Le differenze saranno particolarmente evidenti quando al solvente viene aggiunto un **soluto non volatile**, che determinerà una diminuzione della tensione di vapore della soluzione, rispetto a quella misurata sul solvente puro. La diminuzione della tensione di vapore provocherà, a sua volta, un innalzamento della temperatura di ebollizione e un abbassamento della temperatura di fusione.



■ Se aggiungiamo del solfato di rame (solido cristallino) a un bicchiere contenente acqua distillata otteniamo una soluzione acquosa di solfato di rame, che presenta alcune proprietà fisiche diverse dal solvente puro: tensione di vapore, punto di fusione e di ebollizione, pressione osmotica.



■ Aggiungendo al solvente un sale diverso ma nella stessa concentrazione otteniamo lo stesso effetto: queste proprietà, che non dipendono dal tipo di soluto ma dalla sua concentrazione, sono le proprietà colligative.

Le **proprietà colligative** sono proprietà delle soluzioni, che non dipendono dalla natura chimica del soluto, ma solo dalla sua concentrazione (numero di particelle, molecole o ioni, per unità di volume), oltre che dalla natura del solvente.

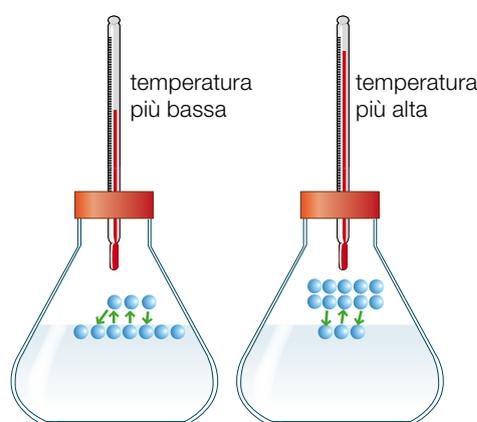
Le **proprietà colligative** sono:

- l'abbassamento della tensione di vapore;
- l'innalzamento del punto di ebollizione (innalzamento ebullioscopico);
- l'abbassamento del punto di congelamento (abbassamento crioscopico);
- la pressione osmotica.

## Abbassamento della tensione di vapore

Ogni **liquido** vedrà passare, in funzione della temperatura ambiente, parte delle sue **molecole** allo **stato aeriforme**, dove andranno a formare il **vapore**, che si stratificherà sul liquido. Quando il liquido si trova all'interno di un contenitore chiuso, il vapore si accumulerà sulla superficie del liquido stesso, sul quale eserciterà una pressione progressivamente crescente. All'equilibrio, le molecole di liquido che evaporano saranno uguali nel numero a quelle che, per effetto della **condensazione**, torneranno allo **stato liquido**. La quantità di vapore formata si manterrà mediamente costante ed eserciterà una pressione sul liquido, detta **tensione di vapore**.

■ Lasciamo evaporare del liquido in un contenitore chiuso. Il vapore che si forma al di sopra del liquido esercita una pressione sulla superficie del liquido stesso che (in condizioni di equilibrio tra condensazione ed evaporazione) è detta tensione di vapore; questa pressione aumenta con l'aumentare della temperatura perché aumenta la quantità di vapore che si forma e che "preme" sulla superficie dell'acqua.



■ La **tensione o pressione di vapore** è la pressione esercitata, in un recipiente chiuso, su un liquido dal suo vapore, quando si eguagliano la velocità di evaporazione e quella di condensazione.



L'aggiunta di un **soluto poco volatile** influenza la tensione di vapore della soluzione, rispetto a quella del soluto allo stato puro. Nel solvente puro le molecole si attraggono, ma quelle dotate di un'adeguata energia cinetica e più vicine alla superficie del liquido riusciranno a sfuggire, passando allo stato di vapore (**evaporazione**).

Supponiamo, ora, di riempire due recipienti con uno stesso volume:

- di solvente puro (acqua), nel primo;
- di una soluzione del solvente con un soluto poco volatile (NaCl, cloruro di sodio), nel secondo.

Rispetto al **solvente puro**, nella soluzione troviamo un numero minore di molecole di acqua, per la contemporanea presenza delle molecole di cloruro di sodio. Sia nel solvente puro sia nella soluzione, per effetto dell'**energia cinetica** che possiedono, alcune **molecole di acqua** passeranno allo stato di **vapore**, nello spazio che sovrasta il liquido, ma nella soluzione il **cloruro di sodio**, non volatile, resterà **disciolto** non potendo evaporare. Per questo motivo, il numero di molecole d'acqua della soluzione che evaporeranno sarà minore, rispetto al solvente puro, e questo provocherà, come conseguenza, una minore tensione di vapore per la soluzione.

Queste osservazioni dimostrano che:

■ **A una determinata temperatura, la tensione di vapore di una soluzione risulterà sempre minore di quella di uno stesso volume di solvente puro.**

Questa **proprietà colligativa** sarà **indipendente dal tipo di soluto**, purché esso risulti meno volatile dell'acqua, **dipendendo**, esclusivamente, **dal numero di particelle** del soluto, che determinano la concentrazione della soluzione.

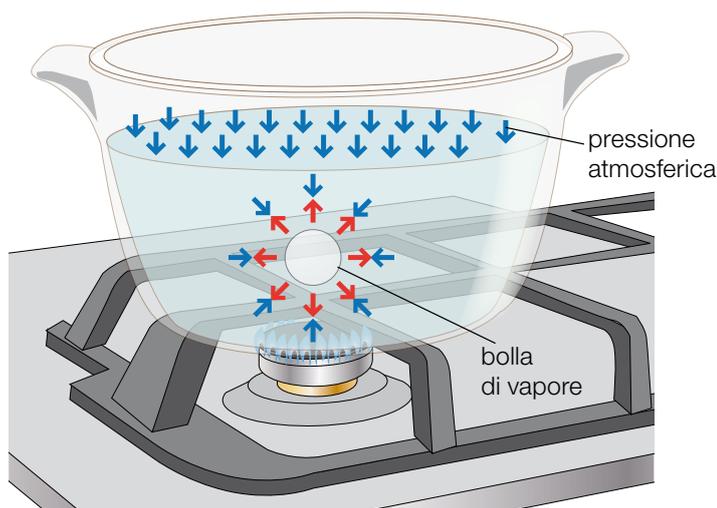
## Innalzamento ebullioscopico, abbassamento crioscopico

L'**abbassamento della tensione di vapore**, che si verifica in una soluzione rispetto al solvente puro, ha come **diretta conseguenza** quella di **far innalzare la temperatura di ebollizione**, fenomeno che prende il nome di **innalzamento ebullioscopico**.

Un liquido incomincia a bollire quando il valore della tensione di vapore, che è proporzionale all'aumento di temperatura, raggiunge la pressione esterna: la temperatura a cui le due pressioni si eguagliano è la temperatura di ebollizione (o **punto di ebollizione**).

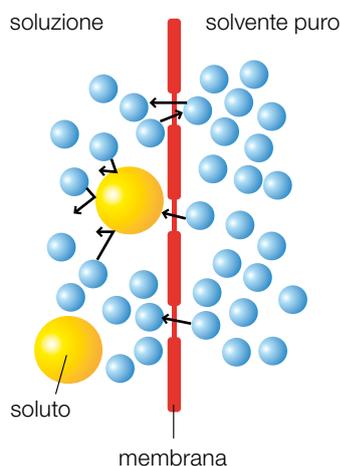
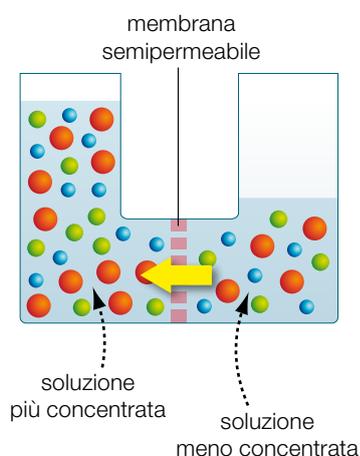
L'**aggiunta di soluto**, che come è noto abbassa la tensione di vapore, impone che, perché si abbia l'ebollizione, il valore di temperatura debba essere più elevato, rispetto a quella del solvente puro, determinando il fenomeno dell'**innalzamento ebullioscopico**.

■ L'ebollizione si verifica quando la tensione di vapore del liquido raggiunge e supera la pressione esercitata al di sopra della superficie del liquido stesso (in genere la pressione atmosferica).



Per gli stessi motivi una soluzione ha una temperatura normale di solidificazione (o punto di fusione o di congelamento) più bassa del solvente puro, fenomeno chiamato **abbassamento crioscopico**.

Le proprietà colligative di due soluzioni distinte dello stesso solvente, con concentrazioni uguali ma di soluti diversi, saranno le stesse, perché dipendono solo dalla concentrazione del soluto e non dalla sua natura chimica.

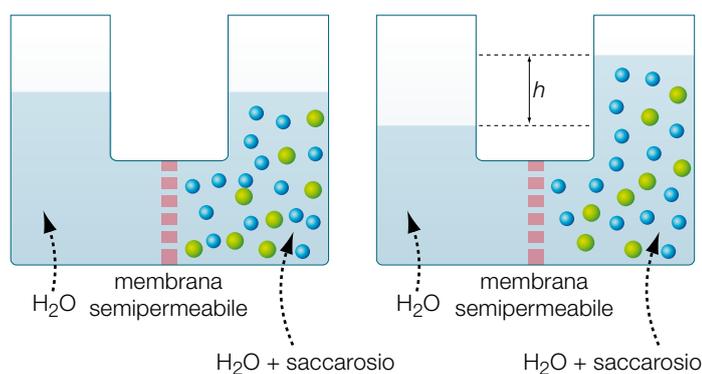


## Pressione osmotica

Tra **due soluzioni a diversa concentrazione di soluto**, messe a contatto tra loro, si osserverà il passaggio di soluto, dalla soluzione più concentrata a quella meno concentrata, fino al raggiungimento dell'equilibrio delle concentrazioni, in base a un meccanismo noto come **diffusione**.

Se tra le due soluzioni si interpone, però, una **membrana semipermeabile**, dotata di pori di dimensioni ridotte, tali da far passare solo le molecole più piccole, come l'acqua, ma non molecole grosse, come quelle di molti soluti, si osserverà il passaggio di solvente dalla soluzione più diluita a quella più concentrata, determinando un fenomeno chiamato **osmosi**.

Il livello del liquido dal lato della soluzione più concentrata prenderà, progressivamente, a salire arrestandosi quando la pressione dovuta all'osmosi (pressione osmotica) sarà uguale a quella idrostatica esercitata dal peso della colonna liquida, corrispondente al dislivello creatosi.



La pressione idrostatica, che cresce proporzionalmente al dislivello, rallenterà l'entrata dell'acqua, fino a bloccarla completamente, quando le due pressioni saranno in equilibrio.

Anche l'**osmosi** è una **proprietà colligativa** delle soluzioni, in quanto il fenomeno non dipende dal tipo di soluto, ma solo dalla sua concentrazione: più la soluzione a contatto col solvente puro è concentrata, maggiore sarà il dislivello che si osserverà. Per evitare questo dislivello si dovrebbe applicare dall'esterno una pressione (pressione osmotica) sul livello del tubo, impedendo il passaggio dell'acqua attraverso la membrana semipermeabile; tale pressione dovrebbe essere uguale a quella idrostatica esercitata dal dislivello creatosi nel tubo.

La **pressione osmotica** si indica col simbolo  $\pi$  (pi greco) e, come tutte le pressioni, si esprime, nel SI, in pascal. All'interno di una soluzione le particelle hanno un moto che richiama il movimento delle particelle presenti in un volume di gas: per questo motivo, il calcolo della pressione osmotica di una **soluzione ideale**, cioè molto diluita, utilizza la seguente equazione, analoga a quella dei gas perfetti, e cioè:

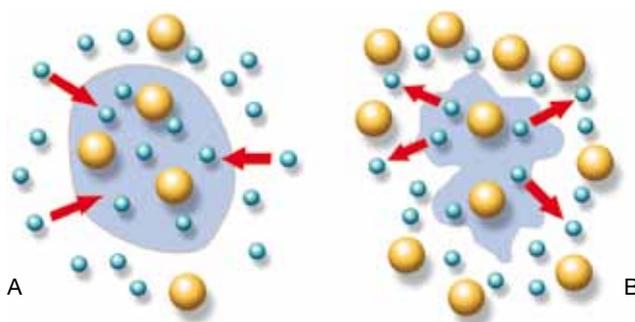
$$\pi V = nRT$$

che è detta **equazione di van't Hoff**, nella quale  $\pi$  è la pressione osmotica,  $V$  il volume,  $T$  la temperatura assoluta,  $n$  il numero di moli e  $R$  la costante universale dei gas.

Com'è evidente dall'equazione, la pressione osmotica, come le altre proprietà colligative, a parità di volume e di condizioni ambientali (temperatura e pressione) dipenderà da **n**, cioè dal numero di particelle presenti.

Se due soluzioni hanno una **differente pressione osmotica**, si definirà **ipertonica**, quella a concentrazione maggiore, e **ipotonica**, quella a concentrazione minore. Si dicono **isotoniche**, invece, due soluzioni che hanno la **stessa pressione osmotica**.

■ La membrana cellulare si comporta come una membrana semipermeabile:  
A) in una soluzione ipotonica, la cellula assorbe acqua per osmosi e si gonfia;  
B) in una soluzione ipertonica, l'acqua esce dalla cellula, che si raggrinzisce.



## Osmosi inversa

Nell'osmosi l'acqua passa attraverso una membrana semipermeabile dalla soluzione più diluita verso la soluzione più concentrata; si può impedire questo passaggio di liquido applicando una pressione (pressione osmotica) alla soluzione più diluita.

Se la pressione applicata è superiore a quella necessaria per bloccare il flusso di liquido, si verifica un passaggio di acqua in **senso inverso**, dalla soluzione più concentrata verso la soluzione diluita: questo fenomeno, che è chiamato **osmosi inversa**, consente perciò

di aumentare la concentrazione di una soluzione.

Questa tecnica viene utilizzata nella conservazione degli alimenti (liquidi per esempio i pomodori), che, più concentrati, sono meno esposti alla contaminazione microbica.

