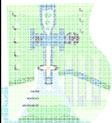


Definizione

- Le soluzioni sono dispersioni omogenee di due o più specie chimiche, in proporzioni variabili a piacere. Le particelle delle sostanze disperse hanno dimensioni atomiche o molecolari e non sono distinguibili con mezzi ottici.



Tipi di soluzioni

- Le soluzioni possono essere definite in base allo stato di aggregazione in cui si trovano.
- Soluzioni **gassose**: sono costituite da due o più gas mescolati fra loro e di solito vengono definite come "miscela" (aria, i gas di scarico).
- Soluzioni **solide**: sono di solito costituite da un liquido sciolto in un solido e vengono definite "**amalgama**" (mercurio in oro) o da due solidi e vengono definite "**leghe**" (ottone = zinco in rame).
- Soluzioni **liquide**: possono essere costituite da un gas disciolto in un liquido (O_2 in acqua), da due liquidi (acqua + alcol) o da un solido sciolto in un liquido (sale in acqua).




Tipi di soluzioni

- In una soluzione possiamo riconoscere il **solvente** ed il **soluto**: il primo è il componente che si trova nello stesso stato di aggregazione della soluzione o il componente in maggiore quantità.



```

graph TD
    Solvente --> Soluzione
    Soluti --> Soluzione
  
```



Solubilizzazione

- Il processo di solubilizzazione consiste nella dispersione delle particelle che compongono il soluto nel solvente.
- Questo avviene se le interazioni fra le particelle di soluto e le particelle di solvente sono maggiori delle interazioni tra le particelle di soluto.



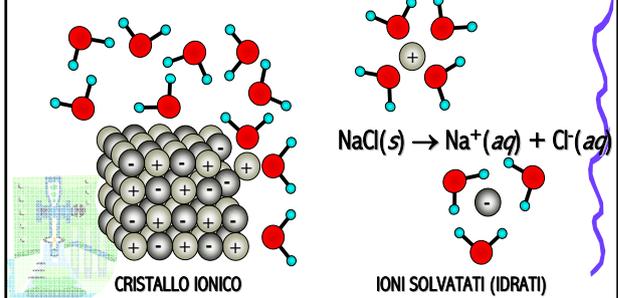
Solvatazione

- Perché un solido si sciogla, occorre allontanare le molecole tra loro, rompendo tutte le interazioni attrattive che tengono insieme l'edificio cristallino.
- Occorre quindi vincere le forze di attrazione tra le molecole, e per far questo bisogna fornire energia. Questa energia deriva in parte dall'azione del solvente: quando un solido si scioglie, significa che le molecole del solvente sono in grado di rimpiazzare le interazioni attrattive soluto-soluto con interazioni soluto-solvente.
- Questo processo si chiama **solvatazione**.



Solidi ionici

Ad esempio la molecola d'acqua ha caratteristiche polari, cioè ha delle zone di parziale carica negativa e zone di parziale carica positiva. Quindi l'acqua può interagire con molecole polari, riuscendo a disgregare l'edificio cristallino.



Solvatazione



Dissolving_NaCl.MOV

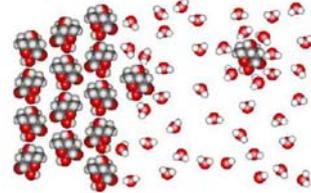


Dissolving_NaClElectrolyte_Probe.exe

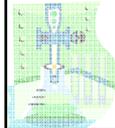


I solidi ionici si dissociano in anioni e cationi, mentre i solidi molecolari polari semplicemente si disperdono nella soluzione.

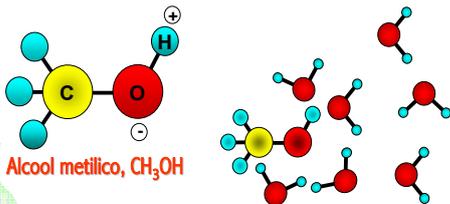
Polar Solutes



Dissolving_Sugar_NaClElectrolyte_Probe.exe



L'acqua è un ottimo solvente sia nei confronti di specie ioniche, a causa della polarità della sua molecola, sia nei confronti di specie molecolari contenenti gruppi polari, con le quali stabilisce interazioni dipolari o legame a idrogeno. È per questo che le soluzioni più importanti e più comuni sono quelle acquose.

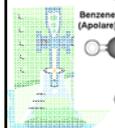
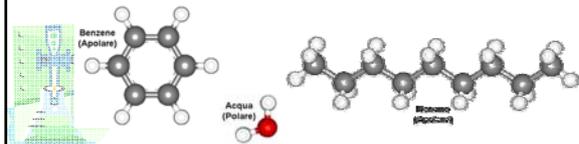


SoluzioneCompositilonici.swf



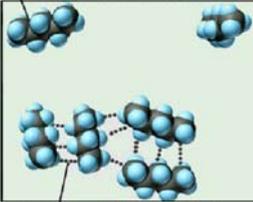
Solventi polari e apolari

- I solventi che si comportano come l'acqua, che cioè hanno la possibilità di interagire con molecole polari, si dicono **solventi polari**.
- Altri solventi (**solventi apolari**) invece sono costituiti da molecole apolari, quindi non riescono ad avvicinarsi favorevolmente ai soluti polari, e quindi non sono in grado di dissolverli perché non possono dare luogo ad interazioni utili con le molecole di soluto. Questi solventi però possono associarsi ai soluti apolari, e quindi funzionano nella dissoluzione dei solidi apolari.



Solidi Molecolari

Forti forze di legame covalente all'interno delle molecole

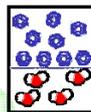


Deboli forze intermolecolari tra le molecole

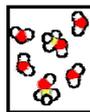


Solubilizzazione

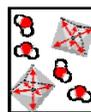
- Quindi:
 - i solventi polari (es. acqua, etanolo, metanolo, acetone) disciolgono i soluti polari (sali, molecole organiche semplici con gruppi funzionali polari, come acidi organici)
 - i solventi apolari (es. benzina, cicloesano, toluene) disciolgono i soluti apolari (idrocarburi, olio, molecole organiche complicate e senza gruppi polari)



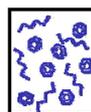
liquidi immiscibili
 $H_2O - C_6H_6$



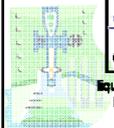
liquidi miscibili polari
 $H_2O - CH_3OH$



solido solubile
 $NaCl - H_2O$
ione - dipolo



liquidi miscibili non polari
 $C_6H_{14} - n-C_{12}H_{26}$



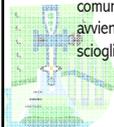
Energia di solvatazione

- Nel processo di dissoluzione il solvente deve rompere la coesione dell'edificio cristallino. La coesione è rappresentata dall'energia reticolare (E_{retic}), che è la somma delle interazioni attrattive e repulsive tra tutte le molecole o gli ioni nel cristallo. Quindi per sciogliere un solido bisogna fornire al sistema un'energia pari ad E_{retic} .
- Le molecole del solvente interagiscono con cationi ed anioni (nel caso della dissoluzione di un solido ionico) e danno luogo alla solvatazione. Questo implica la formazione di nuove interazioni, e quindi implica la liberazione di energia a favore del sistema: questa energia si chiama **energia di solvatazione** ($E_{solvat.}$).
- Si possono avere due casi:
 - $E_{retic} > E_{solvat.}$ significa che l'energia liberata dalla solvatazione non è sufficiente a disgregare l'edificio cristallino, quindi va integrata con dell'altra energia sotto forma di calore ($\Delta H_{soluz} > 0$, **processo endotermico**).
 - $E_{retic} < E_{solvat.}$ significa che la solvatazione è più forte della coesione del cristallo, quindi l'energia in eccesso viene liberata sotto forma di calore ($\Delta H_{soluz} < 0$, **processo esotermico**).



Entalpia di soluzione

- Il calore assorbito (>0) o emesso (<0) dal sistema durante il processo di dissoluzione si chiama **entalpia di soluzione** e, per una determinata quantità di sostanza, dipende dal soluto, dal solvente, e dalla temperatura a cui avviene il processo. ($\Delta H_{soluz} = E_{retic} - E_{solvat.}$)
- Si verifica che i processi esotermici risultano inibiti da un aumento di temperatura, mentre i processi endotermici risultano favoriti da un aumento della temperatura. Quindi se un sale si scioglie con sviluppo di calore, allora scaldando la soluzione il sale si scioglierà di meno. Viceversa, il caso più comune è quello delle dissoluzioni endotermiche, per cui la dissoluzione avviene con assorbimento di calore, e un aumento della temperatura fa sciogliere una quantità maggiore di composto.



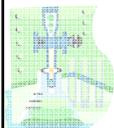
Solubilizzazione

- Si definisce **solubilità** (S) di una sostanza, la quantità massima di soluto che riesce a sciogliersi in una determinata quantità di solvente ad una certa temperatura.
- Quantità massima significa che se si aggiunge ancora sostanza solida, questa non si scioglie più ma si deposita sul fondo del recipiente (**corpo di fondo**); in questo caso si dice che la **soluzione è satura**. Si può quindi definire la solubilità ad una certa temperatura come la concentrazione della soluzione satura a quella temperatura.
- La solubilità di una sostanza dipende dal solvente.

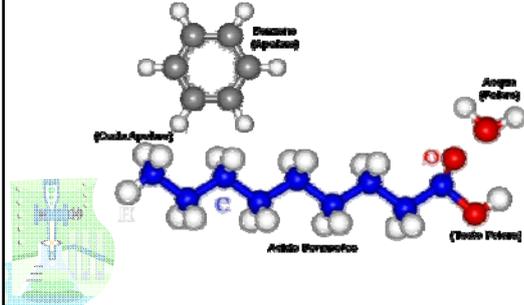


Tensioattivi

- Si possono definire tensioattivi quelle sostanze che sciolte in acqua ne abbassano la tensione superficiale.
- Hanno questa proprietà le sostanze organiche nella cui molecola coesistono due zone: una idrofila (a cui piace l'acqua) e una lipofila (a cui piace il grasso).

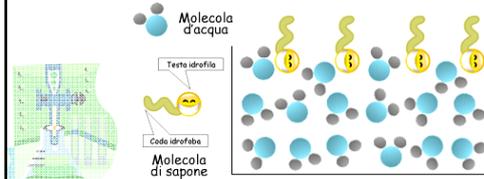


Tensioattivi



Tensioattivi

- Una molecola che possiede le caratteristiche descritte posta in acqua o in un sistema olio acqua si orienta.
- Quest'orientamento determina un abbassamento della tensione superficiale.

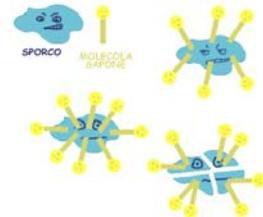


Tensioattivi

- Una soluzione acquosa contenente dei tensioattivi ha la proprietà di bagnare prontamente le superfici, rimuovere lo sporco, penetrare nei materiali porosi, disperdere le particelle solide, emulsionare oli, grassi e produrre schiuma per agitazione.
- I tensioattivi vengono utilizzati in:
 - Alimenti (il latte, la maionese e le glasse sono esempi di emulsioni, il gelato è una emulsione in stato di schiuma)
 - Saponi e detersivi
 - Coloranti, vernici e inchiostri
 - Cosmetici e prodotti farmaceutici

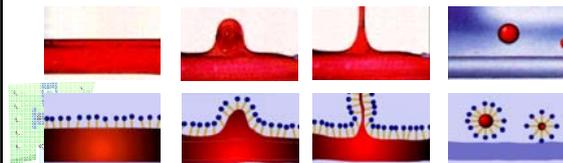
Detersivi

- Lo sporco è grasso e non si scioglie in acqua; per questo abbiamo bisogno del sapone, che grazie alle code idrofobe si lega allo sporco mentre le code idrofile restano rivolte all'esterno e si legano all'acqua portando dietro lo sporco.

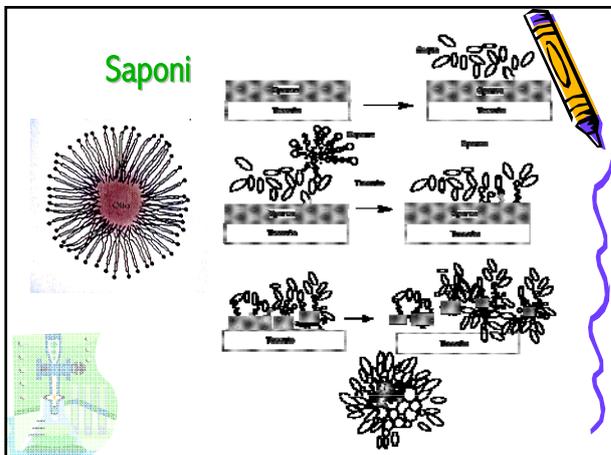


Fasi dell'azione del sapone sullo sporco

- Confronto fra immagine reale ingrandita e rappresentazione grafica dell'azione delle molecole di sapone sul grasso.



Saponi



Concentrazione delle soluzioni

Soluzioni

- A seconda della quantità di soluto disciolto nel solvente la soluzione può essere definita **diluita** (poco soluto) o **concentrata** (molto soluto) o **saturo** (il soluto è in quantità tale da non riuscire più a sciogliersi nel solvente).

```

    graph TD
      Soluzione[Soluzione] --> Diluita[Diluita]
      Soluzione --> Concentrata[Concentrata]
      Soluzione --> Saturata[Satura]
  
```

Concentrazione

- La composizione quantitativa di una soluzione e cioè la quantità di un soluto disciolto in una certa quantità di solvente viene detta **concentrazione** o **titolo** di una soluzione e può essere espressa in diversi modi a seconda dell'uso che si fa della soluzione stessa.

Concentrazione

- È necessario tenere ben distinti il concetto di quantità di sostanza e quello di concentrazione.

Abbiamo una serie di porzioni di idrossido di sodio ciascuna del peso di 4.0 grammi ed una serie di recipienti con capacità diverse (50, 100, 250, 500 e 1000 cm³), trasferiamo il soluto nei diversi recipienti ed aggiungiamo acqua fino al volume indicato.

Tutte le soluzioni contengono la stessa quantità di NaOH, cioè 4.0 grammi, ma hanno diversa concentrazione (2M, 1M, 0.4M, 0.2M, 0.1M).

Concentrazione

- I modi di esprimere la concentrazione possono essere classificati in tre gruppi a seconda dello stato fisico dei componenti della soluzione:
 - massa soluto/massa soluzione o solvente
 - massa soluto/volume soluzione o solvente
 - volume soluto/volume soluzione o solvente
- Per trasformare una concentrazione da un modo a un altro nell'ambito di gruppi diversi è necessario conoscere le densità (del solvente o della soluzione (I/II) e/o del soluto (I/III, II/III))

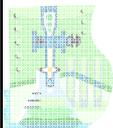
Percentuale in peso

La percentuale in peso indica i grammi di un soluto disciolti in 100 grammi di soluzione. Si calcola con la formula:

$$\% P/P = \frac{\text{g soluto}}{\text{g soluzione}} \times 100$$

Percentuale in peso

- 35 g di solfato rameico vengono disciolti in 830 ml di acqua.
- Determinare la concentrazione della soluzione in percentuale in peso.

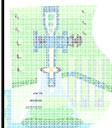


Percentuale in volume

La percentuale in volume indica i ml di un soluto disciolti in 100 ml di soluzione.

Si calcola con la formula:

$$\% V / V = \frac{\text{ml soluto}}{\text{ml soluzione}} \times 100$$



Percentuale in volume

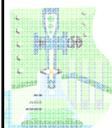
- Ad 86 ml di alcol etilico viene aggiunta acqua fino ad un volume finale di 250 ml.
- Determinare la concentrazione della soluzione in percentuale in volume.



Percentuale peso su volume

La percentuale peso su volume indica i grammi di un soluto disciolti in 100 ml di una soluzione. Si calcola con la formula:

$$\% P / V = \frac{\text{g soluto}}{\text{ml soluzione}} \times 100$$



Percentuale peso su volume

- Determinare i ml di una soluzione di aceto al 6 % P/V che contengono 2 g di acido acetico.



Molarità

La **molarità** indica il numero di moli di un soluto disciolti in un litro di soluzione.

Si calcola con la formula:

$$M = \frac{\text{moli soluto}}{\text{litri soluzione}}$$



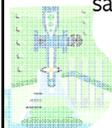
Molarità

- 35 g di solfato rameico vengono disciolti in 830 ml di soluzione acquosa.
- Determinare la concentrazione della soluzione in molarità.



Molarità

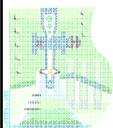
- Determinare i ml di una soluzione 0.1 M di idrossido di sodio che contengono 0.235 moli di soluto.
- Calcolare inoltre la concentrazione della soluzione espressa in percentuale in peso sapendo che la sua densità è 1.05 g/ml.



Normalità

La normalità indica il numero di equivalenti di un soluto disciolti in un litro di soluzione. Si calcola con la formula:

$$N = \frac{\text{eq soluto}}{\text{litri soluzione}}$$



Normalità

È molto utile esprimere le concentrazioni in termini di normalità quando si vuole sfruttare la legge dell'equivalenza chimica: un numero eguale di equivalenti dei reagenti reagisce per dare un egual numero di equivalenti di prodotti (invece i rapporti in termini molari spesso non sono 1:1).

Oggigiorno l'uso della normalità, come unità di concentrazione, tende ad essere abbandonato. Sopravvive nell'ambito delle titolazioni redox, dove risulta di comoda applicazione pratica.



Normalità

- Determinare la normalità di una soluzione di acido nitrico avente concentrazione al 32%P/P e densità 1.1934 g/ml, considerando che venga usata in una reazione acido-base o in una reazione in cui l'acido si trasforma in ossido di azoto(II).

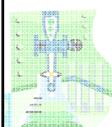


molalità

La molalità indica il numero di moli di un soluto disciolti in un Kg di solvente.

Si calcola con la formula:

$$m = \frac{\text{moli soluto}}{\text{Kg solvente}}$$



molalità

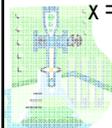
- 75 g di acido fosforico vengono disciolti in 670 g di acqua.
- Determinare la molalità della soluzione.



Frazione molare

La frazione molare indica il numero di moli di un soluto disciolti in una mole di soluzione. Si calcola con la formula:

$$x = \frac{\text{moli}_{\text{soluto}}}{\text{moli}_{\text{soluzione}}} \quad x = \frac{\text{moli}_{\text{soluto}}}{\text{moli}_{\text{soluto}} + \text{moli}_{\text{solvente}}}$$



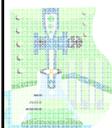
Frazione molare

- Determinare la frazione molare del cloro in una sua soluzione acquosa 0.25 molale.



Frazione molare

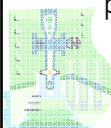
- Determinare la frazione molare dell'azoto nell'aria sapendo che contiene il 78% V/V di azoto, il 21% V/V di ossigeno e l'1% V/V di argon, più altri componenti in quantità minori.



Parti per milione

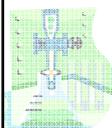
La concentrazione in ppm esprime i grammi di soluto contenuti in un milione di grammi di soluzione (o solvente).

$$\text{ppm} = \frac{\text{g soluto}}{\text{t (Mg) solvente}} = \frac{\text{mg soluto}}{\text{Kg solvente}}$$

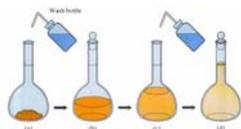


Parti per milione

- Calcolare la concentrazione in ppm di una soluzione contenente 0.002 g di acido acetico in 1 litro di acqua.



Preparazione di soluzioni



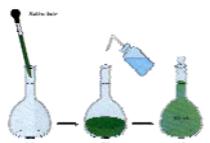
SoluzioneDaSondo.MOV

Soluzione.mov

Preparazione di soluzioni

- Determinare la quantità di NaCl necessario per preparare 500 ml di una soluzione 0.25 M.

Diluizione di soluzioni



SoluzionePerDiluizione.MOV

Diluizione.mov

Diluizioni

- Determinare quale volume di acido solforico al 65.5 % ($d = 1.56 \text{ g/ml}$) è necessario per preparare 250 ml di una sua soluzione 0.3 M.

Esercizio

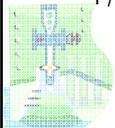
- Determinare quale volume di acido cloridrico gassoso misurato a condizioni normali è necessario per preparare 1 litro di una sua soluzione 1.5 M.

Esercizio

- 2.1 grammi di stagno vengono posti in 150 ml di acido cloridrico 0.5 M. Calcolare la concentrazione molare dell'acido cloridrico rimasto in soluzione dopo la trasformazione dello stagno in cloruro stannoso (nella reazione si forma anche idrogeno gassoso).

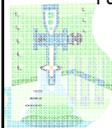
Esercizio

- L'acido solforico concentrato usualmente impiegato in laboratorio è una soluzione acquosa al 96 % con $d = 1.835 \text{ g/ml}$. Trovare la concentrazione di tale soluzione espressa in molarità, in molalità, in frazione molare ed in % P/V



Esercizio

- Facendo reagire 200 ml di una soluzione acquosa di acqua ossigenata al 30% P/V con permanganato di potassio in acido cloridrico, si ottiene O_2 e ione manganoso; determinare i g di permanganato di potassio necessari perché l'acqua ossigenata reagisca completamente.



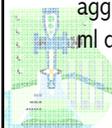
Esercizio

- Una soluzione di NaOH è 1.1M. Calcolare il volume di H_2O che deve essere aggiunto a 700mL di soluzione per ottenere una soluzione 0.35M considerando i volumi additivi.



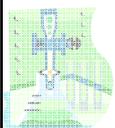
Esercizio

- Una soluzione è ottenuta sciogliendo 61.9g di acido fosforico in 500g di acqua. La densità della soluzione risulta essere 1.16 g/ml.
- Calcolare la molarità e la molalità della soluzione.
- Calcolare inoltre la molarità della soluzione ottenuta aggiungendo 10ml della soluzione di partenza a 20 ml di una soluzione 0.5M di acido fosforico.



Esercizio

- Quale volume di acqua si deve aggiungere a 100g di una soluzione di KOH al 30% ($d=1.29 \text{ g/ml}$) per avere una soluzione 1M?



Proprietà colligative

Le proprietà colligative sono proprietà delle soluzioni che dipendono solo dal numero di particelle (molecole, ioni o aggregati sopramolecolari) di soluto presenti in soluzione e non dalla natura delle particelle stesse.

Esse sono tipiche delle soluzioni formate da piccole quantità di un soluto non volatile sciolte in un solvente.

Soluzioni ideali

- Una soluzione è ideale se le interazioni soluto-solvente sono uguali a quelle soluto-soluto e a quelle solvente-solvente: in queste condizioni le molecole di ognuno dei componenti la soluzione passano dallo stato liquido allo stato di vapore con la stessa facilità che incontrano quando esso è puro.

Legge di Raoult

- La pressione di vapore di una soluzione diluita che possa essere considerata ideale è uguale alla somma delle pressioni di vapore dei singoli componenti la soluzione ognuna moltiplicata per la rispettiva frazione molare.

$$P = x_A P_A^\circ + x_B P_B^\circ$$

Legge di Raoult

- Se applichiamo la Legge di Raoult a una soluzione di un soluto non volatile abbastanza diluita avremo:

$$P = x_S P_S^\circ + x_L P_L^\circ$$

- Se il soluto è non volatile, la pressione di vapore del soluto sarà tendente a zero ($P_S^\circ \approx 0$) e quindi l'equazione diventerà:

$$P = x_L P_L^\circ$$

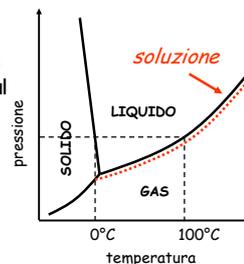
Abbassamento tensione di vapore

$$P = x_L P_L^\circ$$

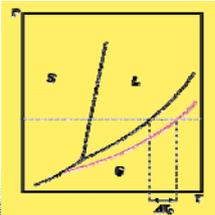
- Poiché x_L è sempre < 1 per definizione, la pressione di vapore della soluzione sarà minore di quella del solvente puro.
- La pressione di vapore di una soluzione diluita di un soluto non volatile è sempre minore di quella del solvente puro.

Diagramma di Stato

L'abbassamento della tensione di vapore di una soluzione provoca uno spostamento verso destra della curva liquido-gas sul diagramma di stato del liquido preso in esame. Questo comporta un innalzamento della temperatura di ebollizione della soluzione rispetto a quella del liquido puro alla stessa pressione.



Innalzamento ebullioscopico



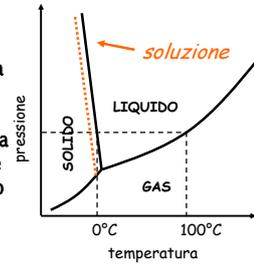
- La variazione della temperatura di ebollizione si dice **innalzamento ebullioscopico** ed è proporzionale alla concentrazione della soluzione espressa come molalità.

$$\Delta T_e = k_e m$$

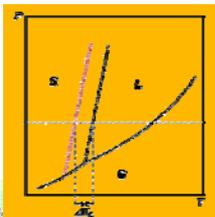
- La costante di proporzionalità k_e si dice **costante ebullioscopica** ed è caratteristica per ogni solvente.

Diagramma di Stato

Inoltre, l'abbassamento della tensione di vapore di una soluzione provoca anche uno spostamento verso sinistra della curva liquido-solido. Questo comporta un abbassamento della temperatura di congelamento della soluzione rispetto a quella del liquido puro alla stessa pressione.



Abbassamento crioscopico



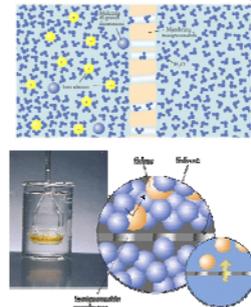
- La variazione della temperatura di congelamento si dice **abbassamento crioscopico** ed è proporzionale alla concentrazione della soluzione espressa come molalità.

$$\Delta T_c = k_c m$$

- La costante di proporzionalità k_c si dice **costante crioscopica** ed è anch'essa caratteristica per ogni solvente.

Osmosi

- Se una soluzione di un soluto non volatile, viene messa a contatto con una uguale quantità di solvente puro attraverso una membrana che permetta il passaggio delle molecole di solvente ma non quelle di soluto, si viene a creare una pressione che spinge le molecole del solvente dal liquido puro alla soluzione.

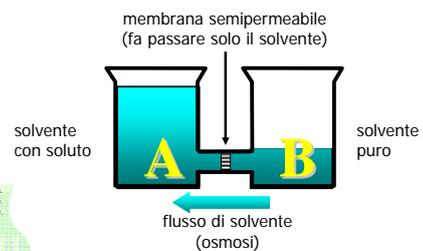


Osmosi

- Come conseguenza di tale pressione aumenterà il livello della soluzione e si abbasserà quello del liquido puro fino a quando la pressione esercitata dalla colonna di liquido in eccesso non eguaglierà la pressione esercitata dalle molecole di solvente.
- La pressione osmotica è uguale alla pressione che dobbiamo esercitare sulla soluzione aumentata di livello affinché si torni alla condizione iniziale ed è proporzionale alla molalità della soluzione stessa secondo l'equazione:

$$\Pi = m R T$$

Osmosi



Osmosi

- Indipendentemente dalla natura del soluto, soluzioni aventi la stessa concentrazione hanno medesima pressione osmotica e si dicono **isotoniche**; tra soluzioni a diversa concentrazione si dicono **ipertoniche** le più concentrate, **ipotoniche** quelle a più bassa concentrazione.



Pressione Osmotica e Sangue

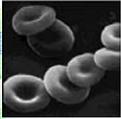
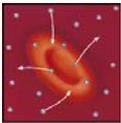
- Le pareti cellulari sono membrane semipermeabili
- La pressione esercitata all'interno e all'esterno di esse deve essere la stessa, altrimenti le cellule vengono danneggiate
- Una soluzione Isotonica esercita la stessa pressione osmotica delle cellule del sangue



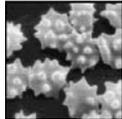
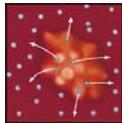
5% glucosio e 0.9% NaCl

Osmosi e Globuli Rossi

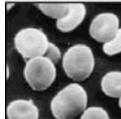
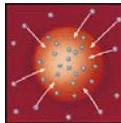
Soluzione Isotonica
I Globuli Rossi hanno la stessa concentrazione del liquido circostante



Soluzione Ipertonica
la concentrazione esterna è più alta
Raggrinzimento



Soluzione Ipotonica
la concentrazione esterna è più bassa
Emolisi



Pressione osmotica e conservazione degli alimenti

- Pensiamo per un attimo ad una marmellata fatta in casa... lo zucchero viene aggiunto in abbondanza non solo per migliorarne il sapore, ma anche e soprattutto per aumentarne la conservabilità. Eppure, lo zucchero è elemento importante per la vita di molti microrganismi coinvolti nella degradazione del prodotto. Questo apparente controsenso viene smontato dal concetto stesso di osmosi. Se applichiamo questa legge alla marmellata, infatti, essendo la sua pressione osmotica nettamente superiore, le cellule batteriche presenti nel vasetto perdono acqua per osmosi, raggrinzendosi e morendo (o perlomeno inattivandosi).
- L'uso di soluzioni ipertoniche, quindi, aumenta i tempi di conservazione degli alimenti, perché riduce la disponibilità di acqua per la vita e la proliferazione dei microrganismi.



Pressione osmotica e conservazione degli alimenti

- Le leggi dell'osmosi sono sfruttate anche nelle salamoie (in cui gli alimenti sono immersi in soluzioni ipertoniche dove il soluto è il comune sale da cucina).
- Altri esempi sono dati dai capperi (o dagli altri alimenti conservati sotto sale) e dai canditi.



Pressione osmotica e conservazione degli alimenti

- Così, nel caso vi foste chiesti come mai il sale vada aggiunto alle bistecche solo a cottura terminata, ora avete la risposta: la sua presenza sulla carne cruda favorisce l'uscita dei succhi intra ed extracellulari, riducendone l'appetibilità.
- Allo stesso modo certe verdure vengono cosparse di sale e lasciate riposare per un paio d'ore, proprio per consentire all'osmosi di spurgare la loro acqua.

