

ACQUA, molecola eccezionale!!!

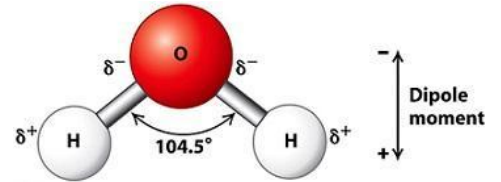
L'acqua è una molecola polare.

Essere polare vuol dire che le cariche elettriche (dovute agli elettroni) non sono distribuite equamente tra gli atomi che compongono la molecola.

Il risultato è che l'acqua ha delle proprietà uniche che hanno permesso la vita sul nostro pianeta.

La molecola d'acqua è formata da un atomo di ossigeno e due atomi di idrogeno. Ossigeno e idrogeno sono tenuti insieme da un **legame covalente**, cioè condividono 2 elettroni.

La cosa più importante da cui derivano tutte le proprietà dell'acqua è che l'atomo di ossigeno è molto **elettronegativo**, cioè gli elettroni sono attirati maggiormente dall'atomo di ossigeno e il risultato è che si crea una separazione di cariche all'interno della molecola. L'atomo di ossigeno acquista una parziale carica negativa e gli atomi di idrogeno una parziale carica positiva.

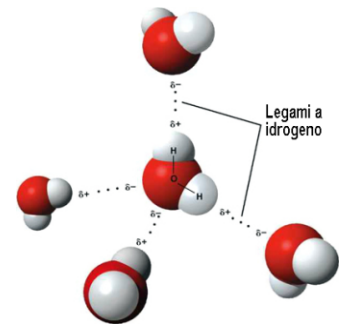


Possiamo immaginare che la molecola di acqua sia un po' come un magnete con un polo positivo e un polo negativo. Se mettiamo vicini con lo stesso polo 2 magneti ovviamente essi si respingeranno e quindi spontaneamente si disporranno in modo tale che il polo positivo sia rivolto verso quello negativo e viceversa. Quindi le molecole di acqua si orientano sempre in maniera tale che le cariche positive dell'idrogeno e quelle negative dell'ossigeno si attraggano a vicenda.

Chiamiamo questa forza di attrazione tra le molecole d'acqua **legame idrogeno**.

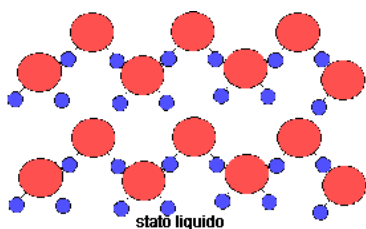
I legami idrogeno (indicati in figura dalla linea tratteggiata) sono dovuti quindi alle forze elettrostatiche che attirano le cariche opposte.

I legami idrogeno possono legare anche altre sostanze diverse tra loro.



Tutte le proprietà che andremo a studiare sono dovute quindi dal fatto che l'acqua è una molecola polare e che tra molecole di acqua si instaurano legami idrogeno. I legami idrogeno sono legami molto deboli, ma capaci di influenzare le proprietà fisiche e chimiche dell'acqua.

Un esempio è il fatto che il ghiaccio galleggi.



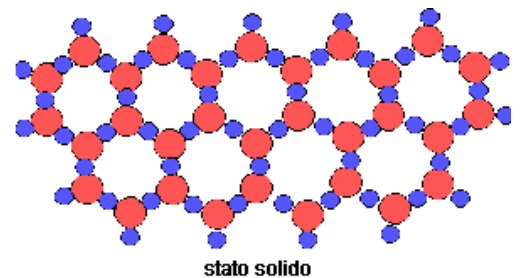
Qualsiasi altra sostanza quando solidifica aumenta la sua densità. Ciò significa che un cubetto di qualsiasi sostanza, che non sia acqua, se lo mettiamo a galleggiare nel suo stesso liquido affonda.

Perché il ghiaccio non lo fa? **Il ghiaccio galleggia perché ha una densità minore dell'acqua liquida.**

Il motivo è dovuto sempre ai legami idrogeno. Quando le molecole rallentano il loro moto e si dispongono ordinatamente nel reticolo cristallino del ghiaccio, devono rispettare la loro polarità. Ogni molecola quindi si allontana dall'altra e forma un reticolo esagonale, il volume aumenta e di conseguenza la densità diminuisce.

La massima densità si ha nell'acqua fredda a 4°.

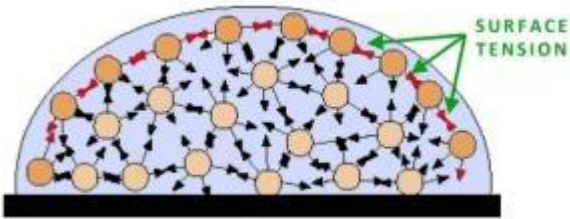
Questo è fondamentale per tutti gli esseri viventi, perché se il ghiaccio non galleggiasse, gli oceani e le altre acque comincerebbero a ghiacciare dal fondo e provocherebbero la morte di tutti gli organismi acquatici. Invece il ghiaccio si forma in superficie, crea uno strato isolante e al di sotto la vita può continuare.



Un'altra proprietà fondamentale dell'acqua è dovuta alle **forze di coesione**.

Le molecole di acqua si attirano a vicenda.

Le forze di coesione tengono insieme le molecole della stessa sostanza.



Il fenomeno è particolarmente interessante sulla superficie dell'acqua. Sulla superficie le molecole di acqua sono tenute insieme dai legami idrogeno e sono attratte molto più dalle molecole all'interno del liquido rispetto alle molecole d'aria che si trovano all'esterno. Le forze che si generano prendono il nome di **tensione superficiale**.

La tensione superficiale spiega molti

fenomeni che osserviamo quotidianamente. La superficie del liquido si comporta come una sorta di pellicola elastica che permette di riempire un bicchiere d'acqua ben oltre il bordo, oppure permette di sostenere piccoli pesi come una graffetta. La tensione superficiale spiega anche ad esempio la forma sferica delle gocce d'acqua o viene in alcuni casi sfruttata dagli organismi come ad esempio le idrometre o i basilischi.



Fino adesso abbiamo guardato all'interno del liquido. Ma che cosa succede se usciamo fuori da esso? In che modo la presenza del legame idrogeno influenza le proprietà dell'acqua al di fuori del liquido?

Esistono altre forze, chiamate **forze di adesione** che sono altrettanto fondamentali quanto le forze di coesione. Le forze di adesione sono dovute all'attrazione tra molecole di sostanze diverse (ad esempio quando l'acqua entra in contatto con altre superfici).

La **bagnabilità** è una proprietà che dipende proprio dalle forze di adesione tra l'acqua e un altro corpo.

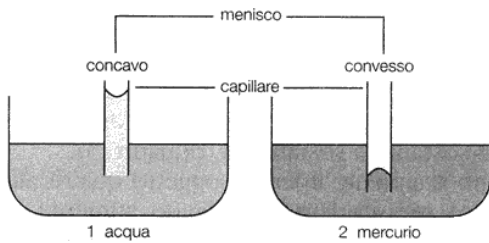


Figura 10 - L'angolo di contatto di un liquido con un solido viene utilizzato come indice di bagnabilità. Per $\alpha < 90^\circ$ il liquido bagna la parete (es: acqua su vetro), per $\alpha > 90^\circ$ il liquido non bagna la parete (es: mercurio su vetro). Se $\alpha = 0^\circ$ si dice che il liquido bagna perfettamente la parete.

Se le forze di adesione sono maggiori di quelle di coesione allora il liquido può bagnare un altro corpo, altrimenti no.

Una superficie impermeabile, come ad esempio una foglia, fa sì che le forze di adesione siano molto basse. La bagnabilità è bassissima e quindi la nostra goccia possiede pochi punti di contatto con la superficie. Alcune sostanze come il mercurio

hanno delle forze di coesione così grandi da formare gocce sferiche perfette. Invece, ad esempio, nel caso dell'acqua e del vetro le forze di adesione sono abbastanza intense da permettere di bagnare il vetro.

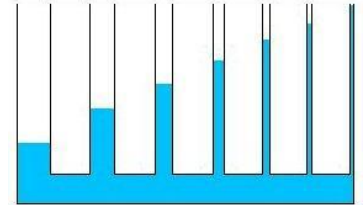


Anche la superficie che separa l'acqua dall'aria ha una forma che dipende dalle forze di coesione e di adesione. Per esempio nel caso dell'acqua vediamo che il menisco è concavo, perché le forze di adesione tra acqua e vetro sono molto forti e quindi l'acqua risale lungo i bordi. Nel caso del mercurio invece le forze di adesione sono meno intense delle forze di coesione e di conseguenza il menisco risulta convesso.

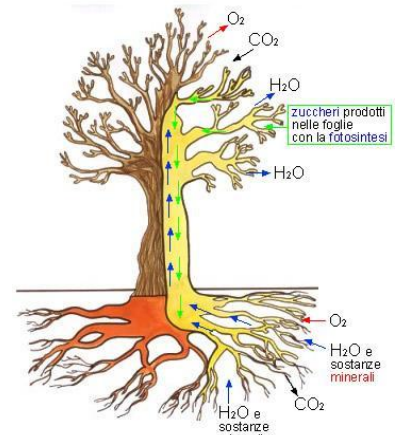
Una proprietà fondamentale dovuta alle forze di coesione e di adesione è la **capillarità**, vale a dire la risalita dell'acqua, all'interno di vasi con diametro molto



ristretto. In pratica, le forze di adesione sono sufficientemente forti da far sì che l'acqua si arrampichi lungo le pareti del vaso, e le forze di coesione fanno sì che le molecole di acqua vengano trascinate le une sopra le altre. La capillarità è in grado di spiegare molti fenomeni, come ad esempio il potere assorbente di una spugna oppure la risalita dell'acqua nel terreno. L'acqua in pratica riesce a risalire per capillarità attraverso gli spazi vuoti del terreno stesso.



Un altro esempio biologico della funzione della capillarità per gli organismi viventi è dato dall'assorbimento dell'acqua dalle radici delle piante. Infatti l'acqua risale praticamente assorbita dalle radici verso la sommità della pianta. Qui l'energia solare provoca l'evaporazione delle molecole d'acqua e di conseguenza queste vengono sostituite dalle altre che risalgono per capillarità. Si crea una specie di catena che trascina verso l'alto le molecole d'acqua.



In alcuni ambienti particolarmente estremi come nel caso del deserto la capillarità diventa una specializzazione fondamentale per la sopravvivenza di alcuni organismi come ad esempio la lucertola spinosa la quale è in grado di sopravvivere assorbendo l'acqua contenuta nel terreno che risale proprio dalle zampe attraverso la capillarità.

La presenza di legami idrogeno spiega anche molte altre proprietà dell'acqua, come l'**elevata capacità termica**. Ciò significa che è molto difficile cambiare la temperatura dell'acqua. La ragione è che per cambiare la temperatura o far evaporare l'acqua, si devono rompere i legami idrogeno che legano tra loro le molecole. Questo è possibile, ma richiede molta energia. Sappiamo bene ad esempio che l'acqua ha un effetto mitigatore nei confronti del clima. Per cui in estate l'acqua è in grado di incamerare il calore che cede poi in inverno.

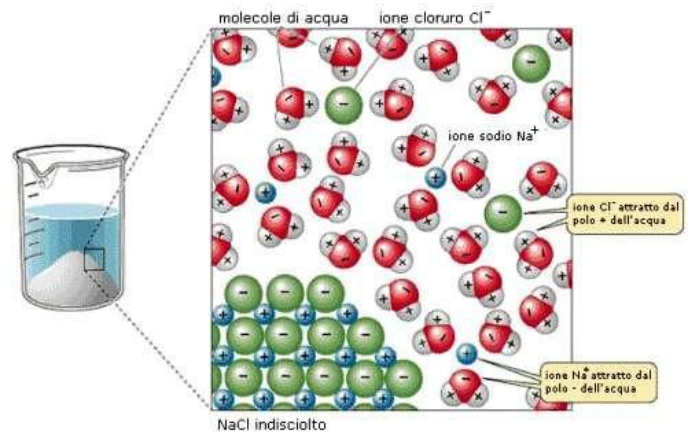
Anche le **elevate temperature di ebollizione e di fusione** dell'acqua rispetto ad altre sostanze come ad esempio l'alcool, si spiegano sempre con la necessità di rompere i legami idrogeno. L'acqua bolle a 100°C mentre altre sostanze non polari, ad esempio l'anidride carbonica, possono bollire a temperature quali -57°C, infatti a temperatura ambiente è un gas.

Per i sistemi biologici le conseguenze sono molto importanti. Pensiamo ad esempio la sudorazione che permette di mantenere costante la temperatura del nostro corpo-

Le molecole di acqua infatti durante l'evaporazione devono rompere i legami a idrogeno, e lo fanno assorbendo energia dal nostro corpo, abbassando così la temperatura.

L'ultima proprietà dell'acqua come sostanza polare è il fatto di **essere un buon solvente** per tutte le sostanze polari, per es. zucchero, sale ecc.

Quando un soluto polare o ionico, viene disciolto in acqua, le molecole d'acqua praticamente circondano le particelle di soluto e formano con esse dei legami idrogeno. Il processo prende il nome di **solvatazione**. Ad esempio nel caso di una particella positiva, come ad esempio lo ione sodio, questa è circondata dagli ossigeni negativi, mentre lo ione cloro viene circondato dagli idrogeni carichi positivamente.



Questo spiega come mai alcune sostanze non polari, come l'olio, non possono disciogliersi in acqua. Questo perché le molecole, essendo apolari, non possono formare dei legami idrogeno con le molecole d'acqua, che invece sono polari. La capacità dell'acqua di solvatare, cioè di portare in soluzione soluti polari è fondamentale per tutti gli esseri viventi e l'acqua può essere a buon diritto considerata il solvente universale.

L'acqua ha quindi permesso la vita sul nostro pianeta ed è davvero una molecola eccezionale e ciò che la rende tale è il fatto di essere polare.

