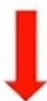


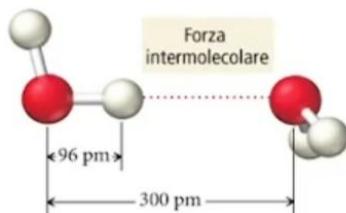
Le Forze Intermolecolari (F.I.)

A livello di forza di interazione:

Forze ione-dipolo > Legame idrogeno > Interazioni dipolo-dipolo > Forze di London

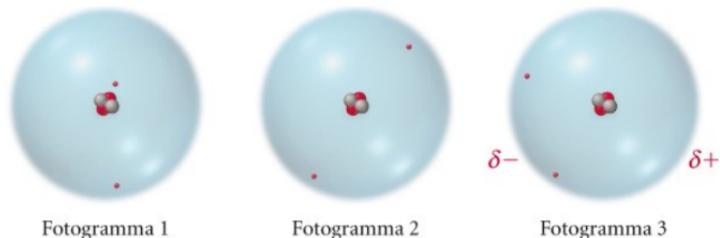


Anche le più forti forze intermolecolari sono
MOLTO PIU' DEBOLI delle forze di legame.
Dipendono dalla distanza



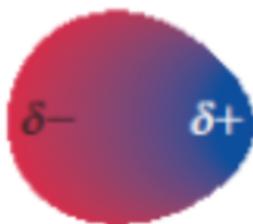
Forze di dispersione o Forze di London

He $1s^2$



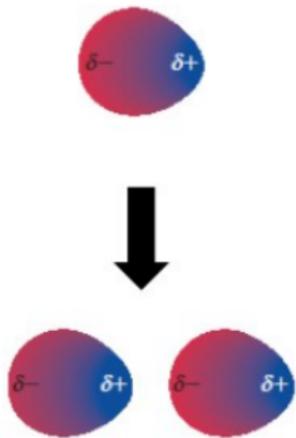
Le forze di dispersione sono delle interazioni che possiedono tutti gli atomi e tutte le molecole a prescindere se siano polari o apolari.

Come si vede in figura abbiamo un nucleo positivo e elettroni con carica negativa. Nel primo e nel secondo fotogramma la distribuzione delle cariche è più o meno equilibrata con elettroni posti a 180 gradi rispetto al nucleo.. Nel terzo istante vediamo che gli elettroni non sono a 180° circa l'uno dall'altro ma sono sbilanciati a sinistra, andando a creare un eccesso di carica negativa sul lato sinistro lasciando scoperto il versante destro del nostro nucleo che risulta carica positivamente.



Abbiamo un eccesso di carica negativa sulla sinistra e una parziale carica positiva sulla destra, dovuta alla presenza simultanea dei due elettroni su un lato dell'atomo.. Questo genera un **dipolo istantaneo (o temporaneo)**, ovvero due cariche di segno opposto all'interno della molecola, che è valido solo per questo determinato istante(fotogramma).

Se facciamo una media di questi fotogrammi la nostra molecola è neutra, non possiede quindi un dipolo netto ma in certi istanti avrà un dipolo istantaneo che esisterà solo in quel istante.



In questo istante in cui abbiamo una distribuzione di cariche abbiamo la formazione di un dipolo istantaneo. Sulle molecole adiacenti l'eccesso di carica negativa andrà ad attrarre il nucleo di un atomo ad esso adiacente andando a indurre un **dipolo indotto**, perchè è stato indotto dal dipolo istantaneo della molecola precedente.. In tutte le molecole o atomi che si trovano attorno all'atomo che si è inizialmente creato il dipolo istantaneo andrà a crearsi una distribuzione di carica negativa e positiva in modo tale che le parziali cariche positive e negative si attraggono tra di loro. Quindi il nostro atomo in un certo istante avrà una distribuzione di carica che induce la formazione di un dipolo, le molecole adiacenti subiranno una distribuzione di carica in modo tale che il nucleo positivo della molecola indotta

vada ad avvicinarsi alla parziale carica negativa dell'atomo in cui è avvenuta la formazione del primo dipolo istantaneo. Quindi tutti gli atomi o molecole che si trovano intorno all'atomo in cui si è instaurato inizialmente il dipolo istantaneo, in tutte verrà a formarsi una distribuzione di cariche positive e negative disponendosi in modo tale da avere una carica positiva a fianco a quella negativa dell'atomo adiacente, e la parziale carica positiva di questo atomo andrà ad attrarre la parziale carica negativa dell'atomo adiacente. Quindi la forza di dispersione(london) è quella forza attrattiva data dalla parziale carica positiva e negativa che si viene a formare all'interno di un atomo a seguito della formazione di dipoli istantanei e indotti nelle molecole o atomi adiacenti

Forze di dispersione

Il dipolo temporaneo in un atomo di elio induce un dipolo temporaneo in un atomo vicino. La forza di attrazione risultante tra le cariche positive e negative crea le forze di dispersione.

Un dipolo istantaneo su ciascun atomo di elio induce dei dipoli negli atomi vicini, che si attraggono l'un l'altro.

dipolo indotto

Queste forze dipendono dalla facilità con cui un atomo distribuisce le cariche elettroniche e le distorce per indurre un momento di dipolo istantaneo.

Si definisce **polarizzabilità** la misura della "deformità" della nuvola elettronica. Essa dipende dalle dimensioni molecolari (peso molecolare).

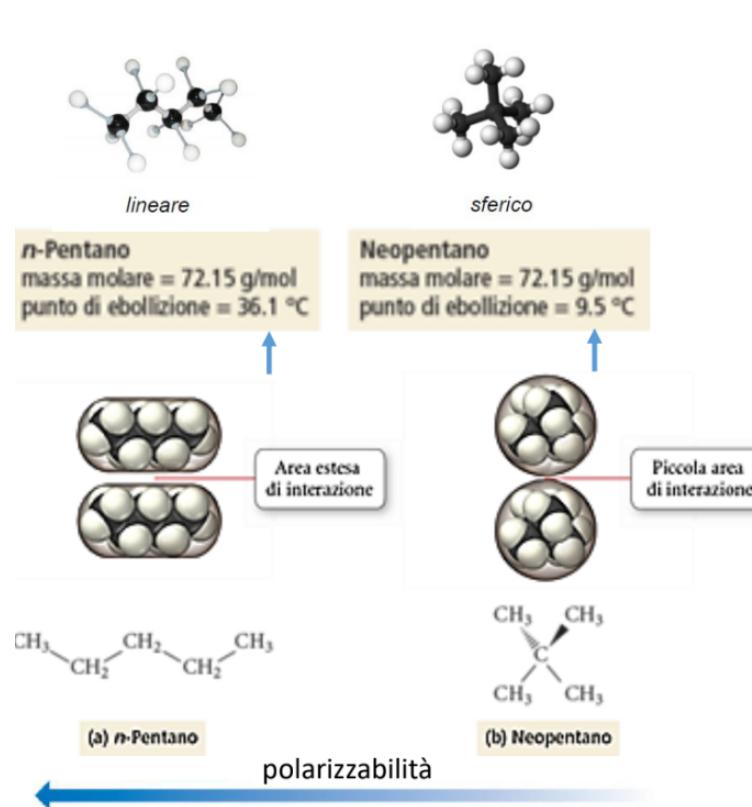


Config elettronica: [Ne] $3s^2 3p^5$ [Ar] $4s^2 3d^{10} 4p^5$ [Kr] $4d^{10} 5s^2 5p^5$

Peso molecolare: 70,906 u 159,808 u 253.8 u

Il nucleo è positivo, gli elettroni sono negativi e subirebbero un'attrazione verso il nucleo. Più gli elettroni sono distanti e più sono liberi e maggiore è la loro polarizzabilità (aumenta all'aumentare degli elettroni).

Come possiamo vedere dalla figura gli alogeni si trovano in natura in tre stati differenti, nonostante siano dello stesso gruppo, questo è dovuto alla polarizzabilità e cioè alla facilità di instaurare i dipoli indotti. Maggiori sono le forze di Van der Waals più è solida la molecola.

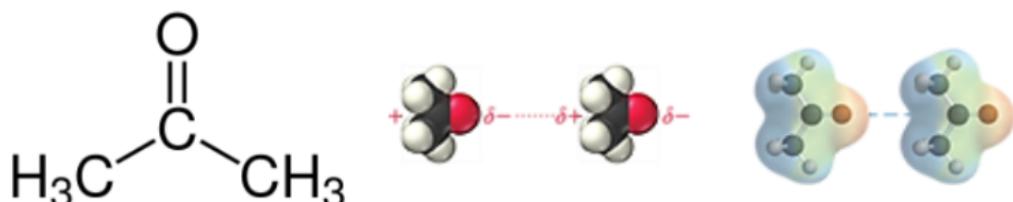


A parità di peso molecolare le forze di dispersione di London dipendono dall'area superficiale. Tra il n-pentano e il neopentano ci sono due aree superficiali diverse. La polarizzabilità aumenta con l'aumentare dell'area di interazione tra molecole. La struttura lineare del n-pentano ha un punto di ebollizione maggiore rispetto al neopentano, ha quindi delle F.I. più forti rispetto alla figura sferica del neopentano, al quale è necessaria meno energia per allontanare le molecole e quindi meno energia per il passaggio di stato liquido → aeriforme rispetto al n-pentano.

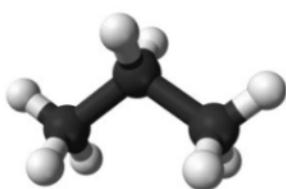
Interazioni dipolo-dipolo

Mentre le forze di London esistono per tutte le molecole, le forze dipolo-dipolo avvengono solo nelle molecole che presentano un momento **dipolo permanente** (avviene tra molecole polari)

L'acetone possiede un dipolo permanente che può interagire con altre molecole di acetone, le quali si attraggono reciprocamente tramite interazioni dipolo-dipolo.



Queste forze intermolecolari in più terranno le molecole più coese tra di loro, questo si può osservare dal punto di ebollizione che è più alto rispetto a una molecola con lo stesso PM.

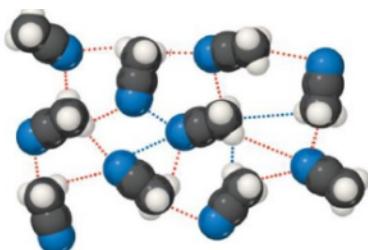


Propano

Formula C_3H_8

PM = 44 uma

Gas a 25°C



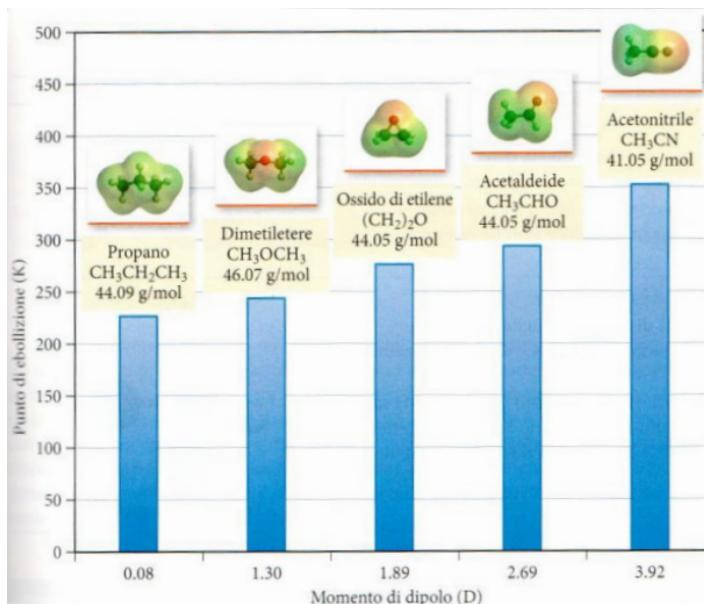
Acetonitrile

Formula CH_3CN

PM = 41 uma

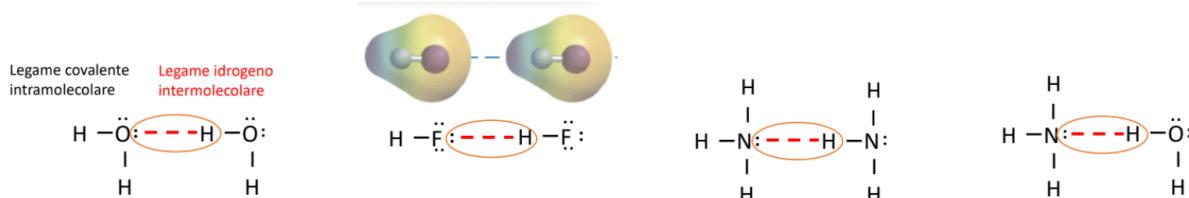
Liquido a 25°C

Nome	Formula	Massa molare (g/mol)	Struttura	p.e. (°C)	p.f. (°C)
Formaldeide	CH_2O	30.03	$\begin{array}{c} O \\ \parallel \\ H-C-H \end{array}$	-19.5	-92
Etano	C_2H_6	30.07	$\begin{array}{cc} H & H \\ & \\ H-C & -C-H \\ & \\ H & H \end{array}$	-88	-172

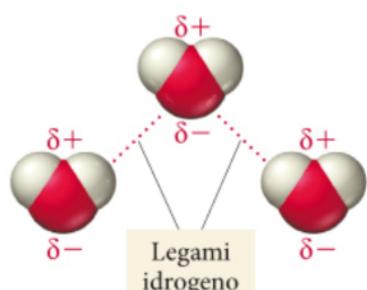
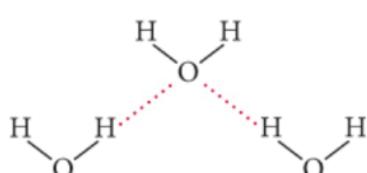


Legame idrogeno

Si tratta di una forza intermolecolare che avviene tra due molecole, in particolare è un legame polare che avviene tra H e un atomo elettronegativo N, O e F che possiede almeno una coppia elettronica spaia. L'idrogeno andrà ad instaurare una forza elettrostatica tra l'atomo adiacente, attrattivo una all'altra. Non si tratta di un legame ma di forze intermolecolari; infatti i legami chimici avvengono tra atomi di una molecola mentre il legame idrogeno si instaura tra molecole.

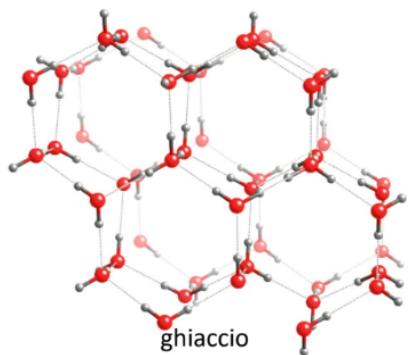


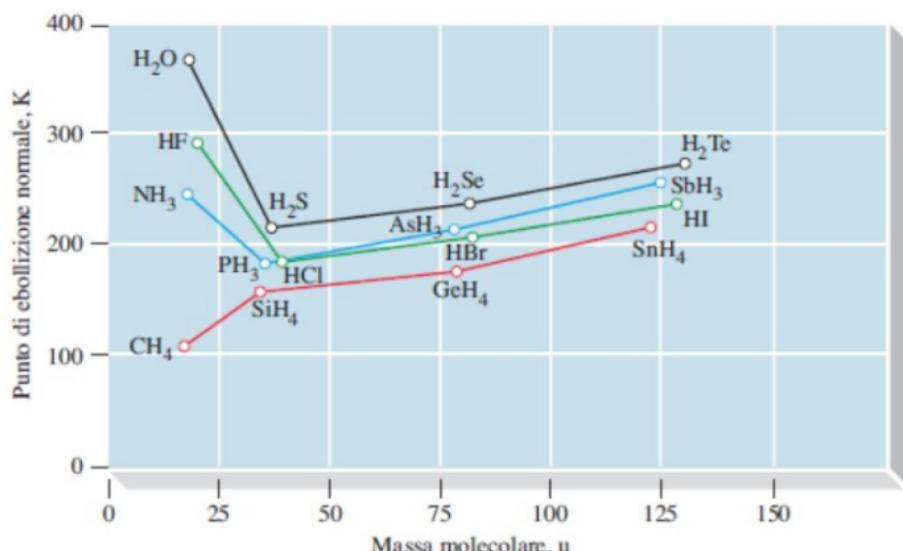
Un tipico legame idrogeno ha una forza che è solo il 2-5% della forza di un tipico legame covalente. I legami a idrogeno sono però le interazioni intermolecolari più forti tra quelle viste finora.



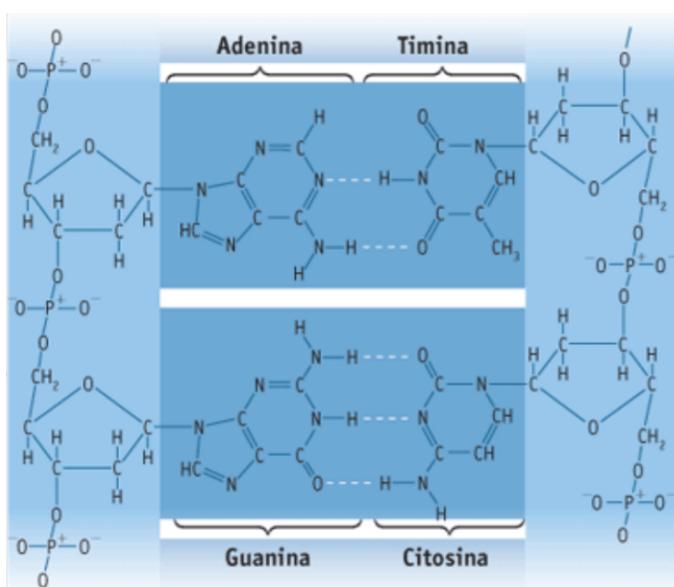
Se andiamo a osservare l'acqua l'ossigeno ha due coppie spaiate e può quindi formare due legami a idrogeno. Questo impone una distribuzione particolarmente ordinata delle molecole che vanno a disporsi in una geometria tetraedrica intorno all'atomo di O impegnato in questi due legami a idrogeno. Questa disposizione molecolare quando passiamo ad uno stato all'altro fa sì che questa distribuzione si organizzi in un reticolo esagonale formato dai legami idrogeno tra le molecole di acqua ed è la

struttura cristallina del ghiaccio. Le molecole sono organizzate in maniera molto ordinata ma non sono impattate tra di loro proprio per via del legame a idrogeno che va a formare un reticolo cristallino con vuoti, questo va a spiegare la densità inferiore del ghiaccio rispetto a quella dell'acqua. Il volume di una sostanza dallo stato liquido a quello solido di solito va a diminuire, le molecole vanno a compattarsi e la densità di conseguenza aumenta, questo non vale per l'acqua che nel passaggio da liquido a solido si espande.



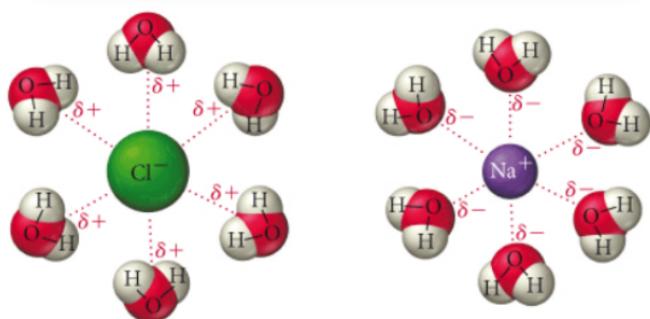


I punti di ebollizione aumentano all'aumentare della massa molare per via delle forze di dispersione, ma nell'acqua questo non avviene per via del legame a idrogeno. Le sostanze composte da molecole che formano legami idrogeno hanno punti di fusione e di ebollizione più elevati rispetto a quelle costituite da molecole che non formano i legami a idrogeno.



Questo legame è quello che detta le basi per la formazione del DNA: i legami a idrogeno vanno a formarsi tra le basi e tengono unite le due semi-eliche e fanno sì che le basi si leghino in maniera specifica A-T e G-C.

Forze ione-dipolo



Sono quelle forze che sono responsabili della formazione di soluzioni, cioè di composti ionici in una soluzione. Sono forze che intervengono tra uno ione ed un composto polare, in particolare lo ione (in questo caso anione Cl⁻) negativo fa sì che le molecole d'acqua si dispongano in modo da legare la carica del versante positivo all'anione negativo, questo è il contrario di quello che avviene in un catione in cui la carica negativa si

distribuisce attratta dalla carica positiva dello ione. Questa distribuzione viene chiamata solvatazione.

TABELLA 11.4 Tipi di forze intermolecolari

Interazione	Presente in	Rappresentazione molecolare	Energia
Dispersione*	Tutte le molecole e gli atomi		0.05–20+ kJ/mol
Dipolo-dipolo	Molecole polari		3–20+ kJ/mol
Legame idrogeno	Molecole contenenti H legati a F, O o N		10–40 kJ/mol
Ione-dipolo	Miscele di composti ionici e polari		30–100+ kJ/mol

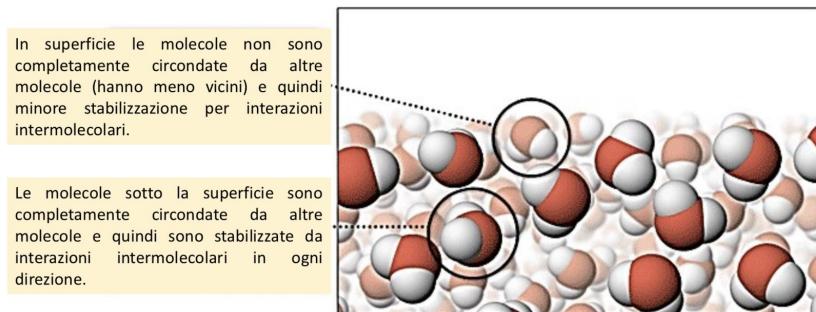
*Le forze di dispersione possono diventare molto forti (tanto quanto o anche più forti delle altre forze intermolecolari) per molecole con grande massa molare.

Le forze sono responsabili dello stato fisico della materia, sono forze elettrostatiche che si instaurano tra molecole e ne determinano l'attrazione e di conseguenza maggiori saranno le forze intermolecolari maggiore sarà la possibilità di avere il composto in uno stato solido con le molecole compattate tra di loro e organizzate in modo ordinato. Minori sono le forze più andiamo verso un grado di disordine molecolare, spostandosi allo stato gassoso o allo stato liquido

PROPRIETÀ DEI LIQUIDI

Nei liquidi possiamo osservare l'effetto delle forze intermolecolari attraverso tre manifestazioni: la tensione superficiale, l'azione capillare e la viscosità

TENSIONE SUPERFICIALE



La tensione superficiale di un liquido è l'energia richiesta per aumentare l'area superficiale di una unità.

Le molecole all'interno del liquido sono circondate a 360° da altre molecole, sono stabilizzate dalle forze intermolecolari che si instaurano con le molecole adiacenti che la circondano. Le molecole sulla superficie hanno una parte scoperta. Sopra non hanno altre molecole con cui instaurare delle interazioni, si trovano in uno stato più instabile, sono stabilizzate solo dalle interazioni con le molecole che stanno sotto la superficie. Al fine di aumentare l'area superficiale del liquido, le molecole all'interno devono muoversi verso la superficie, e poiché le molecole sulla superficie possiedono una maggiore energia potenziale rispetto a quelle interne, questo movimento richiede energia. Di conseguenza, i liquidi tendono a minimizzare la loro area superficiale.

L'effetto della tensione è la formazione di gocce d'acqua con forma sferica. La sfera minimizza la superficie, è la forma a minor superficie, una goccia ha la minor superficie con poche molecole in uno stato poco stabile. (un cubo ha una superficie maggiore)

AZIONE CAPILLARE

Un altro effetto è il galleggiamento di corpi sulla superficie, tipo una zanzara o una graffetta. questi corpi subiscono una forza di gravità. La gravità che agisce non è sufficiente a superare la tensione superficiale dell'acqua, la forza di gravità non è in grado di superare e fornire energia affinché le molecole cadano in superficie e possano depositarsi sopra il corpo e affondarlo.

L'azione capillare è l'abilità di un corpo di risalire contro la forza di gravità, avviene in un tubo capillare o in un pezzo di carta. La risalita avviene contro la forza di gravità. È una combinazione di due forze (forze di adesione e coesione). Le forze di coesione intervengono tra molecole dello stesso tipo, mentre le forze di adesione intervengono tra molecole diverse

Quando quelle di adesione superano quelle di coesione allora si ha la risalita del liquido. Una volta risalito ad una certa altezza possiamo osservare una differenza tra diversi liquidi



Si nota una gobba alla fine del campione, nel mercurio c'è un menisco convesso e nell'acqua invece è concavo. Questa differenza sta nelle forze intermolecolari

Nel mercurio la sfera ci fa pensare che le forze di coesione siano maggiori di quelle di adesione. Minimizza il contatto con la superficie del vetro

L'acqua tende invece a risalire dove c'è il vetro

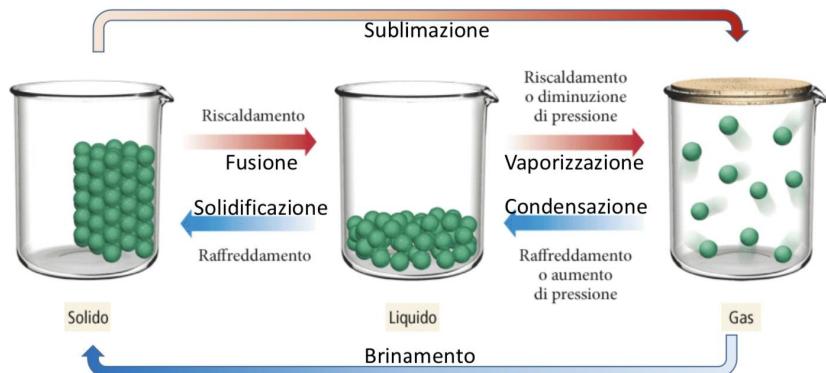
Le palline di mercurio hanno forze di coesione molto forti, assumono forme sferiche, quella forma che minimizza la superficie, l'acqua invece bagna la superficie

VISCOSITÀ

Un altro effetto è la viscosità, la viscosità di un liquido è la resistenza che esso oppone al flusso. (Miele, cioccolata) Ha una forte dipendenza dalla temperatura, se la temperatura aumenta la viscosità diminuisce. L'energia cinetica aumenta e si oppone a quella potenziale, cioè alle forze Intermolecolari del liquido.

CAMBIAMENTI DI STATO

Cambiamenti di Stato



Le forze intermolecolari sono responsabili dei vari stati. L'ambiente fornisce energia sotto forma di calore, si possono vincere le forze e si può far cambiare lo stato della materia

Si può trasformare uno stato della materia in un altro variando la temperatura, la pressione o entrambe. In generale, aumentando la pressione si favorisce lo stato più denso.

Molecole che hanno energia cinetica sufficiente da superare le forze intermolecolari possono fuoriuscire dalla superficie di un liquido passando allo stato gassoso.

Si definisce evaporazione il passaggio da liquido a gas, essa richiede energia (viene assorbito calore per il passaggio di stato).

Si definisce condensazione il passaggio inverso da gas a liquido, essa produce energia (viene ceduto calore).

EVAPORAZIONE

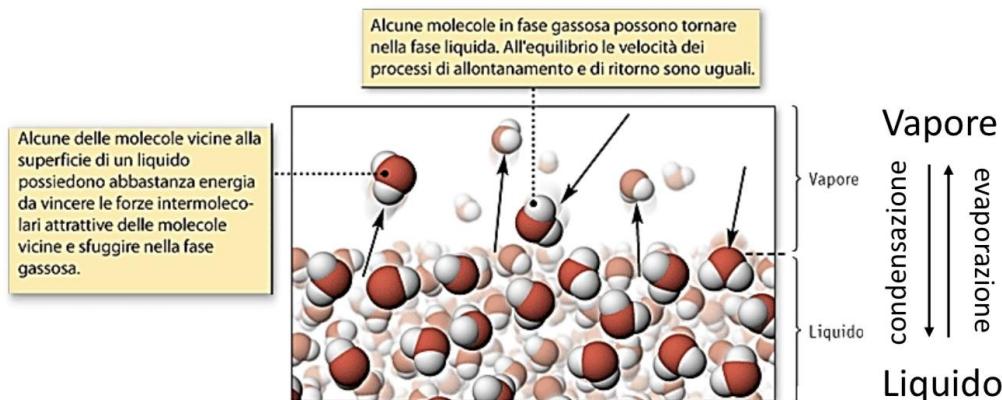
Per evaporare un liquido serve fornire energia sotto forma di calore per vincere le forze che tengono coese le molecole nella forma liquida. È un processo endotermico, assorbe energia

Il sudore proviene da un corpo surriscaldato a seguito di uno sforzo, sfrutta l'evaporazione delle gocce che si formano sulla pelle. bisognerebbe lasciare che il sudore evapori in modo che il corpo possa raffreddarsi in maniera più veloce. La sudorazione sfrutta un passaggio di stato endotermico per raffreddare il corpo surriscaldato

CONDENSAZIONE

È il processo opposto dell'evaporazione. Passa da gas a liquido. Bisogna sottrarre calore, e quindi è un passaggio esotermico, è processo che produce calore. Quando ci si trova in un ambiente umido, l'umidità condensando libera calore.

EQUILIBRIO DINAMICO E TENSIONE DI VAPORE



Ogni sistema è un sistema in movimento, le particelle di acqua alla superficie si trovano in uno stato instabile, le molecole superficiali che hanno una energia potenziale potrebbero possedere l'energia per passare allo stato aeriforme

Alcune passano allo stato gassoso, molecole vicine alla superficie vengono catturate dal liquido. Quelle che si trovano sulla superficie passano a quello aeriforme

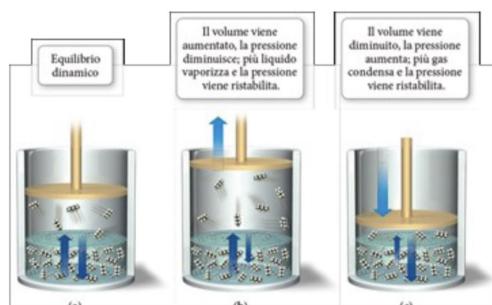
La condensazione e l'evaporazione sono processi che avvengono contemporaneamente e in condizione di equilibrio si muovono alla stessa velocità in un sistema chiuso

La pressione o tensione di vapore è la pressione esercitata dal vapore in equilibrio dinamico con la sua fase liquida in un sistema chiuso, a una determinata temperatura.

Liquidi con alte tensioni di vapore sono detti volatili (tanta fase vapore rispetto a quella liquida), quelli con basse tensioni sono detti non volatili

PRINCIPIO DI LE CHATELIER

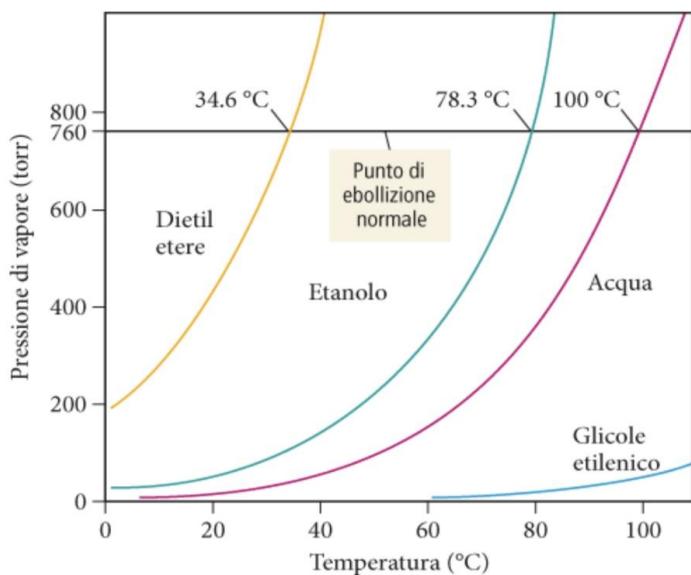
Equilibrio Dinamico e Principio di Le Châtelier



Se andiamo a perturbare l'equilibrio aumentando il volume all'interno del cilindro abbiamo perturbato l'equilibrio, quindi il sistema si opporrà alla perturbazione cercando di portare tutto all'equilibrio.

Il liquido aumenterà la velocità di evaporazione delle molecole per saturare nuovamente lo spazio volume aumentato e instaurare un equilibrio per riportarmi al momento in cui la velocità di condensazione ed evaporazione si egualano. Se invece di aumentare vado a diminuire il volume, il sistema si oppone alla perturbazione cercando di riportarsi allo stato di equilibrio, quindi aumenta la velocità di condensazione e diminuirà la velocità delle molecole che passano dallo stato liquido a quello gassoso .

ANDAMENTO DELLA TENSIONE DI VAPORE e PUNTO DI EBOLLIZIONE

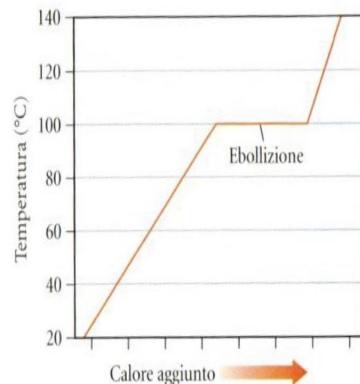


Il punto di intersezione e la curva della tensione ci identifica il punto di ebollizione del liquido al gas.

Al crescere della temperatura, un numero maggiore di molecole possiede energia termica sufficiente per passare allo stato gassoso, così che la pressione di vapore cresce all'aumentare della temperatura.

Si definisce punto di ebollizione la temperatura alla quale la tensione di vapore egualia la pressione atmosferica. Al punto di ebollizione, l'energia assorbita sotto forma di calore viene utilizzata per convertire le molecole da liquido in vapore.

Se l'altitudine è attorno ai 1600 metri sopra il livello del mare, per esempio, la pressione atmosferica media è circa l'83% di quella a livello del mare, e l'acqua bolle all'incirca a 94°C. Per questa ragione, occorre un po' di tempo in più per cuocere la pasta.



Quando il contenitore è aperto si formano delle bolle di vapore all'interno del liquido che salgono alla superficie e poi fuoriescono. Durante l'ebollizione l'energia assorbita sotto forma di calore viene utilizzata solo per convertire le molecole di liquido in vapore e la temperatura resta costante finché tutto il liquido non è passato in fase vapore.

VELOCITÀ DI VAPORIZZAZIONE

Per aumentare la velocità della vaporizzazione, possiamo aumentare la superficie (particelle che hanno bisogno di minore energia per passare allo stato gassoso) o aumentare le forze Intermolecolari all' interno del liquido.

Andando a miscelare liquidi con punti di ebollizione diversi, distanziamo le molecole di acqua, andiamo a diminuire le forze Intermolecolari tra molecole di acqua e così si velocizza l'evaporazione dell'acqua.

PUNTO CRITICO

Se ci troviamo in contenitore chiuso ermeticamente, non avviene l'ebollizione

Si ha una continua formazione di vapore di gas, all'aumento di temperatura aumenta la tensione, fino a raggiungere pressioni che sono superiori a quella atmosferica e man mano che aumenta la temperatura La densità del liquido continuerà a diminuire fino a confondersi con quella del vapore. Sparisce la linea di definizione delle due fasi e le due fasi diventano indistinguibili. Si ha così un fluido supercritico che si instaura a una temperatura critica.

FUSIONE E SOLIDIFICAZIONE

La fusione è il processo in cui il solido si converte in un liquido. Si aumenta la temperatura del campione, si somministra energia sotto forma di calore.

Si raggiunge una temperatura Di fusione, per il ghiaccio è di 0°. Raggiunta la temperatura di fusione il ghiaccio comincia a fondere e la temperatura rimane costante fino alla fine del passaggio da solido a liquido. Fuso tutto il ghiaccio, il calore che fornisco aumenta la temperatura del liquido. Se sottraiamo calore al liquido, la temperatura diminuisce fino alla temperatura di congelamento, fino a quando tutto non sarà congelato la temperatura rimane

costante e pari alla temperatura di congelamento. Una volta congelato se sottraiamo calore diminuirà la temperatura del solido. Al punto di congelamento viene emesso calore.

Per fondere un solido occorre vincere le forze Intermolecolari che tengono le molecole in posizioni fisse nel solido, È un processo endotermico.

La solidificazione è il passaggio dal liquido al solido, si libera energia e quindi si fornisce calore all'ambiente circostante.

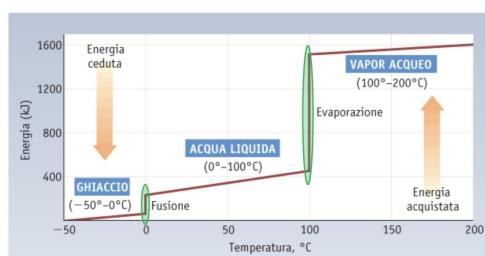
SUBLIMAZIONE E BRINAMENTO

La sublimazione è il passaggio dallo stato solido a vapore e viceversa il brinamento. La sublimazione richiede calore (endotermico) e il brinamento esotermico. In questi processi con una fase gassosa e una solida la tensione di vapore esiste ed in questo caso si chiama pressione di vapore del solido o di sublimazione.

ENTALPIA

L'entalpia è il Calore trasferito da o al sistema con pressione costante.

I processi endotermici hanno una entalpia maggiore di 0, I processi esotermici hanno una entalpia minore di 0.



Aumenta l'energia ma la temperatura rimane costante.

Da destra a sinistra abbiamo liberazione di energia, da sinistra a destra abbiamo assorbimento di energia. Verso l'alto abbiamo un processo endotermico e verso il basso un processo esotermico.

Diagramma delle Fasi

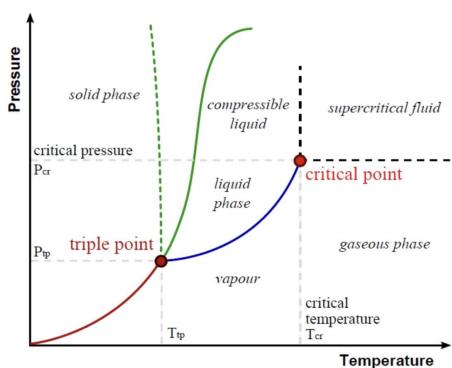


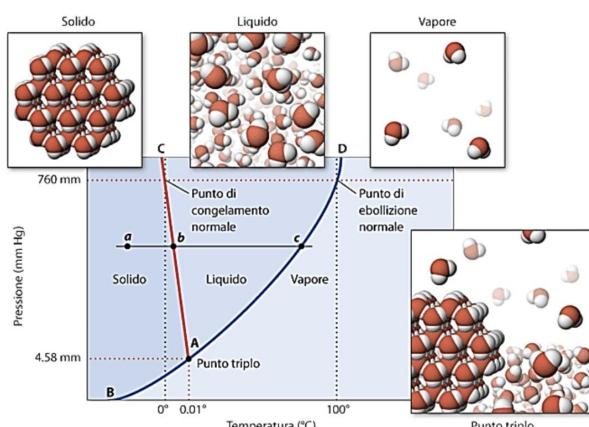
Diagramma delle Fasi dell'Acqua

Per l'acqua la linea A-C (solido-liquido) ha un'**inclinazione negativa**; più alta è la pressione esterna, più basso è il punto di fusione. Poiché l'acqua liquida è più densa del ghiaccio (a causa della struttura a reticolo aperto del ghiaccio) il ghiaccio e l'acqua liquida in equilibrio rispondono all'aumento di pressione (a T costante) con la fusione del ghiaccio perché la stessa massa di acqua occupa un volume minore.

Il **punto normale di ebollizione**, 100 °C nel caso dell'acqua, è la temperatura a cui la pressione di vapore all'equilibrio è uguale a 760 mm Hg.

Il **punto normale di congelamento** dell'acqua è 0 °C

Il punto A , chiamato **punto triplo**, tutte e tre le fasi coesistono all'equilibrio. Per l'acqua, il punto triplo è a $P = 4.6$ mm Hg e $T = 0.01$ °C.



Chimica inorganica

Elisa Ferronato

Lezione 22/11/2023 (2 parte)

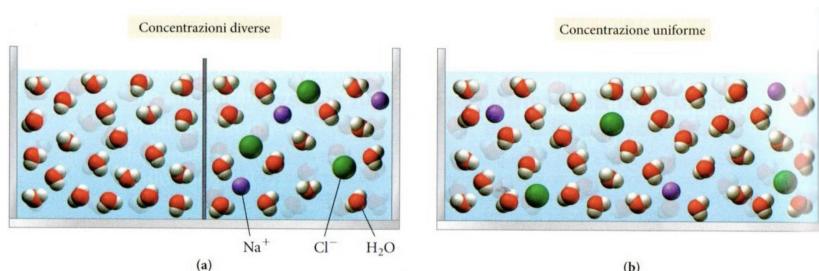
Prof. Petra Martini

LE SOLUZIONI E IL LORO COMPORTAMENTO

Una soluzione è una miscela omogenea di due o più sostanze in un'unica fase. Per convenzione, il componente presente in quantità maggiore viene chiamato solvente mentre l'altro componente è chiamato soluto. Ad esempio, guardando a livello microscopico, l'acqua del mare è formata da acqua (solvente) e sale (solo). È una miscela omogenea, poiché il sale si discioglie nell'acqua e quindi abbiamo una sola fase; tale miscela viene definita isotropa. Le soluzioni possono essere:

- solide: soluto e solvente sono entrambi allo stato solido (es: leghe metalliche)
- liquide: il solvente è sempre in fase liquida mentre il soluto può essere sotto forma di solido, liquido o gas (es: acqua gassosa [gas+liquido], vodka [liquido+liquido], acqua di mare [solido+liquido])
- gassose: soluto e solvente sono entrambi allo stato gassoso (es: aria)

Una delle proprietà caratteristiche delle soluzioni è la tendenza al mescolamento ovvero un mescolamento di tipo spontaneo.



Nel primo contenitore una barriera separa dell'acqua pura da una soluzione di cloruro di sodio ciascuna avente la propria concentrazione. Nel secondo contenitore la barriera viene tolta e i due liquidi si mescolano spontaneamente producendo una soluzione a concentrazione uniforme e più diluita rispetto alla soluzione salina del primo contenitore.

Abbiamo parlato finora di soluzioni ma come avviene la sua creazione? Affinché una soluzione si formi, ciò che deve esserci sono delle interazioni tra le molecole di soluto e di solvente. Tali interazioni prendono il nome di forze intermolecolari e avvengono tra: le particelle di soluto e solvente, le particelle del solvente e le particelle del soluto. Per stabilire l'effettiva formazione di una soluzione dobbiamo stabilire se le forze che avvengono all'interno di una stessa specie (soluto-soluto o solvente-solvente) siano più o meno forti rispetto alle forze che avvengono tra le molecole di soluto e solvente.

TABELLA 13.2 Interazioni relative e formazione di soluzioni

Interazioni solvente-soluto >	Interazioni solvente-solvente e soluto-soluto	La soluzione si forma	MISCIBILI
Interazioni solvente-soluto =	Interazioni solvente-solvente e soluto-soluto	La soluzione si forma	
Interazioni solvente-soluto <	Interazioni solvente-solvente e soluto-soluto	La soluzione si può formare oppure no, a seconda dei casi	

Una soluzione è detta satura se contiene la massima concentrazione di soluto disciolto, ciò significa che ha raggiunto il suo limite di solubilità* e quindi, aggiungendo dell'ulteriore soluto, questo precipiterà dando origine ad una soluzione satura con corpo di fondo o sovrassatura. Quel fenomeno per cui una sostanza disciolta e quella no disciolta sono in equilibrio dinamico è detto saturazione; in tale equilibrio la velocità con cui le particelle di soluto abbandonano la soluzione è uguale alla velocità con cui si formano nuove particelle di soluto



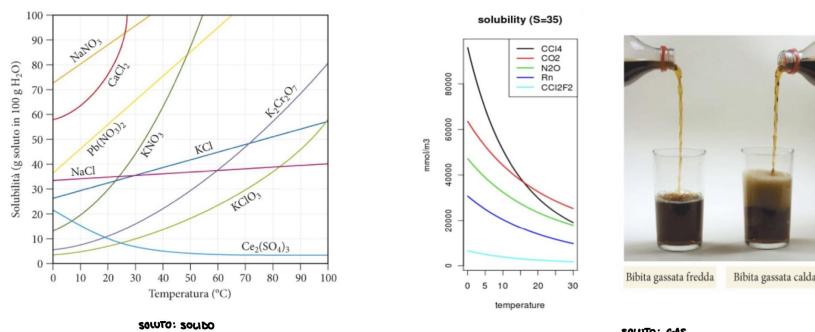
*solubilità: concentrazione di un soluto in una soluzione satura in equilibrio con il soluto non disciolto

FATTORI DA CUI DIPENDE LA SOLUBILITÀ :

> temperatura:

Generalmente la solubilità di composti ionici in acqua aumenta all'aumentare della temperatura: la temperatura più alta fa aumentare sia la velocità di dissoluzione che la solubilità. Nonostante ciò sono presenti ugualmente delle eccezioni come il solfato di cerio (solfato SO_4^{2-} , solfato SO_3^{2-} , fosfato PO_4^{3-} , arseniato AsO_4^{3-}).

Al contrario, in soluzioni liquide con soluto gassoso l'effetto della temperatura sulla solubilità è generalmente opposto a quello che abbiamo visto per i solidi. In generale la solubilità nell'acqua della maggior parte dei gas diminuisce all'aumentare della temperatura. Per dimostrare ciò prendiamo come esempio una bibita gassata; nel caso in cui questa sia fredda la concentrazione di CO_2 al suo interno sarà maggiore rispetto alla stessa bibita ad una temperatura più elevata.



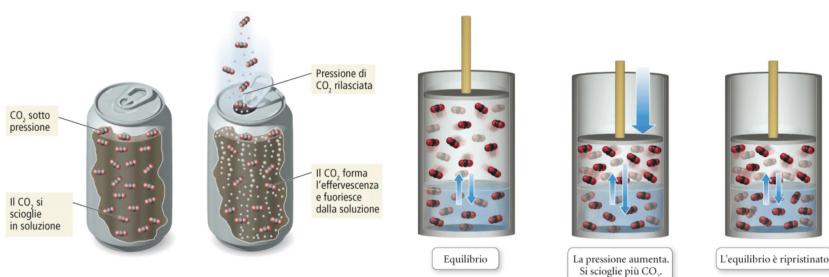
> pressione:

La solubilità dipende anche dalla pressione, infatti, la solubilità è direttamente proporzionale alla pressione e ad una costante, chiamata costante di Henry, che dipende dal tipo di gas e dal solvente:

$$\text{legge di Henry: } S_g = k_H P_g$$

Riportiamo ora due esempi per spiegare la proporzionalità diretta tra solubilità e pressione.

- ❖ Nel primo esempio nella prima lattina, essendo chiusa e sotto pressione, la CO_2 è disciolta nel liquido. Una volta che la lattina viene aperta la CO_2 tende a lasciare il liquido uscendo dalla lattina. Tale tendenza da parte della CO_2 , a staccarsi dal liquido, aumenta all'aumentare della temperatura.
- ❖ Nel secondo esempio invece all'aumentare della pressione la CO_2 si discioglie maggiormente nel liquido; infatti, il sistema cercherà di portare una situazione di equilibrio, in cui riporterà sempre la velocità di evaporazione uguale alla velocità di condensazione.



SOLUZIONI DI SPECIE MOLECOLARI

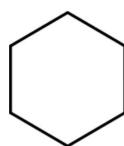
I composti molecolari possono essere disolti in opportuni solventi. Ad esempio il glucosio essendo un composto polare che presenta 5 gruppi OH, è in grado di formare legami a idrogeno con l'acqua che è un solvente polare; il glucosio può sciogliersi in acqua. Nelle soluzioni vale il cosiddetto principio del "il simile scioglie il simile", quindi, i soluti polari si sciolgono solo in solventi polari, mentre i soluti apolari si sciolgono solo in solventi apolari. Da tale affermazione possiamo quindi dire che sostanze polari come lo zucchero o ioniche come il sale da cucina si sciolgono in solventi polari come acqua, etanolo e acetone mentre sostanze organiche apolari come olio e naftalina sono solubili in solventi apolari come il cicloesano e la benzina.



Acqua e zucchero → sistema omogeneo



Naftalina e cicloesano (liquido non polare).



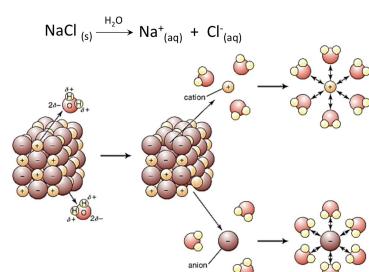
Acqua e olio → sistema eterogeneo

nb: le soluzioni possono suddividersi in:

- omogenee: costituite da un'unica fase, es: acqua e zucchero
- eterogenee: costituite da più fasi, es: acqua e olio

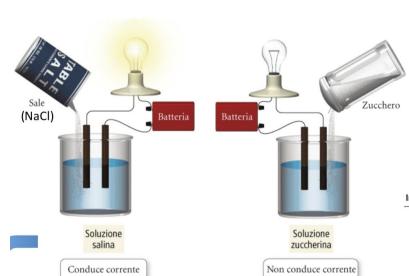
DISSOLUZIONE DEL CLORURO DI SODIO E DI COMPOSTI IONICI IN ACQUA

Mettendo dell'NaCl in acqua si nota una dispersione di cationi e di anioni all'interno del liquido. In questo caso si attua un'azione di solvatazione ovvero avviene un'interazione tra soluto e solvente che porta le singole molecole di soluto disciolto a circondarsi di molecole di solvente. Lo ione Na⁺, essendo positivo, si lega alla parte negativa dell'acqua, mentre, lo ione cloro, Cl⁻, si lega alla parte positiva dell'acqua, entrambi con legami intermolecolari.



Quando un composto ionico si dissolve in un liquido libera in acqua gli ioni di cui è composto; gli ioni agiscono come trasportatori di carica. I composti ionici che in acqua danno origine a ioni sono definiti elettroliti. Un elettrolita, quindi, è una sostanza che in soluzione o allo stato fuso subisce la suddivisione in ioni delle proprie molecole; nel caso in cui la dissociazione sia completa allora gli elettroliti saranno definiti come elettroliti forti (es: sali, basi forti, idrossidi e acidi forti) mentre gli elettroliti deboli sono sostanze che non si dissociano completamente.

Grazie ad un esperimento che prevede l'utilizzo di una lampadina legata ad una batteria e degli elettrodi immersi in due soluzioni differenti, rispettivamente, una salina e una zuccherina è stato possibile vedere lo spostamento delle cariche. Nella



soluzione salina, grazie alla presenza di elettroliti forti, viene a crearsi una certa corrente elettrica che va ad accendere la lampadina mentre nella soluzione zuccherina non avviene alcun effetto poiché lo zucchero non forma ioni.

CONCENTRAZIONE DELLE SOLUZIONI

La concentrazione delle soluzioni può essere espressa in:

Percentuale peso / peso ($\%_{\text{pp}}$) : indica la quantità espressa in g di soluto presente in 100g di soluzione.
$$\%_{\text{pp}} = \left(\frac{\text{peso del soluto (g)}}{\text{peso della soluzione (g)}} \right) \cdot 100$$

Percentuale in volume ($\%_{\text{vv}}$) : indica la quantità espressa in ml di soluto presente in 100ml di soluzione.
$$\%_{\text{vv}} = \left(\frac{\text{volume del soluto (ml)}}{\text{volume della soluzione (ml)}} \right) \cdot 100$$

Percentuale peso/volume ($\%_{\text{pv}}$) : indica la quantità espressa in grammi di soluto presenti in 100ml di soluzione.
$$\%_{\text{pv}} = \left(\frac{\text{peso del soluto (g)}}{\text{volume della soluzione (ml)}} \right) \cdot 100$$

Con la concentrazione esprimiamo la quantità di soluto in una soluzione e per poter descrivere sia quantitativamente che qualitativamente le soluzioni dobbiamo definire delle grandezze misurabili e che mettano in rapporto tra di loro la quantità di soluto e la quantità di solvente. Il rapporto tra quantità di soluto e di solvente è chiamato concentrazione della soluzione. Tali grandezze sono:

Molarità (M) : correla il numero di mol di soluto per il volume della soluzione; dipendendo dal volume anche la molarità varia con la temperatura.
Molarità (M) = numero di mol di soluto (n_1) / volume della soluzione

Molalità (m) : correla il numero di mol del soluto per chilogrammo di solvente ed è indipendente dalla temperatura.
Molalità (m) = numero di mol di soluto (n_1) / peso del solvente (kg)

Frazione molare (x) : espresa la quantità di un componente rispetto agli altri.
Frazione molare (x) = numero di mol di soluto (n_1) / [numero di mol di soluto (n_1) + numero di mol di solvente (n_2)]

PREPARAZIONE DI SOLUZIONI:

> soluzione acquosa 1M di NaCl:

Per preparare una soluzione acquosa all'1M di NaCl si deve:

1. prendere un matraccio tarato fino ad un certo volume, in questo caso pari a 1L
2. versare all'interno del matraccio una mole di soluto (NaCl) che equivale a 58,44 g di NaCl
3. aggiungo una quantità di acqua minore di 1L fino a che il solido non si sia dissolto completamente
4. una volta dissolto il soluto aggiungere l'acqua fino a raggiungere la tacca di 1L