

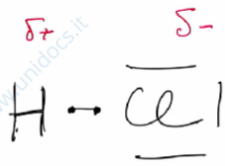
Interazioni intermolecolari. Gli stati della materia

Legami Intermolecolari:

- **dipolo-dipolo:**

Se abbiamo delle molecole con dei legami polari (es. HCl, ci sono dei legami covalenti, se i due atomi hanno elettronegatività diversa si forma un dipolo elettrico, gli elettroni del legame covalente non sono equamente condivisi tra i due atomi, ma sono più spostati verso l'atomo più elettronegativo, in questo caso gli elettroni sono più spostati verso il cloro dove si forma un accumulo di carica negativa e di conseguenza c'è un accumulo di carica negativa sull'H, l'atomo più elettronegativo. → usiamo delta per il parziale accumulo di carica.)

Il cloro non se li prende tutti gli elettroni per questo c'è un accumulo di carica parziale.



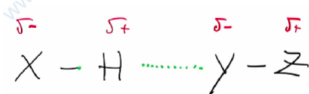
legame covalente polare (cioè si forma un dipolo)

conseguenza: se si forma un dipolo in una molecola si possono instaurare interazioni tra molecole, tenderanno ad interagire con il delta - di una molecola attrae il delta + di un'altra.

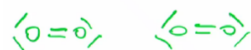
Ciò comporta la formazione di un legame di tipo elettrostatico. **Queste interazioni intermolecolari vengono dette dipolo-dipolo e sono interazioni di tipo attrattivo che coinvolgono un polo positivo e uno negativo.**

Caso particolare → legame a idrogeno, è un'interazione dipolo-dipolo. Ci deve essere una molecola con un atomo X molto elettronegativo legato a un atomo di H, che si avvicina a un'altra molecola dov'è presente un dipolo, si forma un'interazione tra il polo positivo di una molecola con quello negativo dell'altra. Perché gli diamo questo nome? Perché questo legame con X-H è un po' più forte degli altri legami dipolo-dipolo. Questo dipende dal fatto che, nel momento in cui l'atomo forma il legame con X, perde parzialmente il suo unico elettrone e allora diventa un protone a cui si addensa una parziale carica positiva, di conseguenza può avvicinarsi molto ad Y (gli è stato quasi tolto il suo elettrone) → otteniamo un legame particolarmente forte.

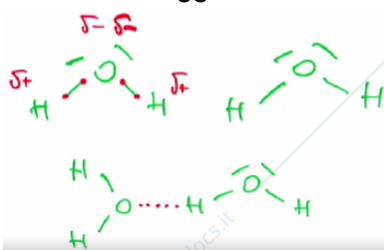
Situazione in cui si forma:



es $\text{C} \equiv \text{O} \cdots \text{C} \equiv \text{O}$ si attraggono, ma è un'interazione debolissima



no si attraggono



si forma legame a H

- **ione-dipolo:**

es: Na^+ con molecole d'acqua interagiscono, viene circondato dalle molecole d'acqua con gli O che puntano verso lo ione Na^+ , **si forma un legame di tipo attrattivo**.

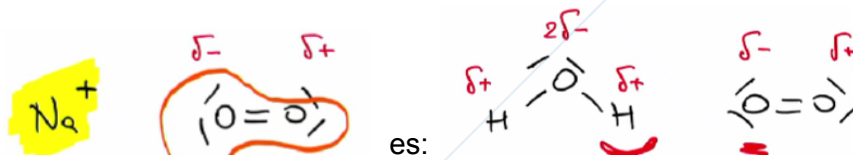
es: Cl^- , le molecole d'acqua si dispongono con un idrogeno lo verso lo ione, circondandolo.

es: $\langle \text{O} = \text{O} \rangle$ non c'è interazione (è una molecola apolare)

domanda: ci vuole più lavoro per spezzare un legame dipolo-dipolo o ione-dipolo?
Ione-dipolo, perché sullo ione c'è una carica intera non parziale. (delta tra 0-1)

- **dipolo indotto:**

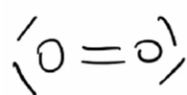
Na^+ $\langle \text{O} = \text{O} \rangle$ apparentemente non sembra esserci interazione, perché nella molecola O_2 non abbiamo carica, ma quando si avvicina uno ione, gli elettroni della molecola O_2 vengono polarizzati, cioè perturbati dallo ione, li attrae verso se, di conseguenza si forma un dipolo indotto. **Dipolo indotto dalla presenza di Na^+ , ciò comporta che tra lo ione Na^+ e la molecola apolare si forma una debole forza attrattiva**, più deboli degli esempi di legame fatti prima.



vedremo che interazioni tra molecole sono sempre attrattive!
acqua= liquido (a T ambiente), vuol dire che le molecole sono vicine
 $\text{O}_2 = \text{Gas}$ (a T ambiente) le molecole tendono a disperdersi nella stanza.

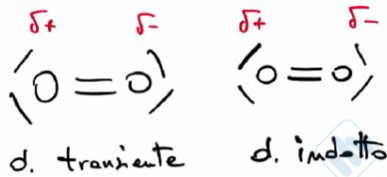
Le interazioni interm. possono aiutarci a capire il perché? In questo esempio nel caso delle molecole d'acqua, tra loro si forma un'interazione intermolecolare (leg. a H). Mentre le molecole di O_2 non si attraggono perché sono apolari. Perché le molecole si muovono? si può notare che maggiore è la $T^\circ\text{C}$ maggiore sarà la velocità con cui si muovono le molecole (es acqua che bolle, le molecole sono talmente veloci che vincono le interazioni tra molecole), però se si raffredda molto l'ossigeno gassoso, esso va allo stato liquido, di conseguenza le molecole di O_2 si attraggono. Quindi anche le molecole apolari possono attrarsi. Perché c'è un'attrazione tra tutte le molecole? (es He a T molto basse diventa un po' liquido, atomi di He si attraggono → pur essendo un gas nobile) Questo succede perché si possono formare **dipoli transienti**.

es



si descrive la posizione degli elettroni (onde diffuse intorno agli atomi) con delle densità di probabilità (orbitali atomici → dove troviamo orbitale 1s, è più probabile che si trovi nel nucleo ma mai impossibile che non si possa trovare altrove) e quindi non è impossibile che in un certo istante si trovino più elettroni in un nucleo rispetto che un altro (formando così due cariche parziali), cioè un dipolo transiente, transiente perché gli elettroni solo per qualche istante gli elettroni si trovano più da una parte rispetto che un'altra. Se si forma (per quella frazione di secondo)

un dipolo transiente nella molecola di O₂ e si avvicina ad essa un'altra molecola di O₂, si genera un dipolo indotto.



questa situazione rimarrà per un istante, per poco in questo modo, perchè non appena gli elettroni della prima molecola si ridistribuiscono in modo diverso non ci sarà più il dipolo indotto di fianco.

Queste interazioni sono debolissime perché appunto sono transienti. Queste sono chiamate anche forze di Van der Waal oppure interazioni di dispersione o forze di London.

Quanto sono forti queste interazioni?

TABELLA 12.5 Riassunto delle forze intermolecolari

Tipi di interazioni	Fattori responsabili dell'interazione	Energia approssimata (kJ/mol)	Esempio
Ione-dipolo	Carica ionica, grandezza del dipolo	40-600	Na ⁺ ... H ₂ O
Dipolo-dipolo	Momento di dipolo (dipende dalle elettronegatività degli atomi e dalla struttura molecolare)	20-30	H ₂ O ... CH ₃ OH
Legame a idrogeno, X-H ... :Y	Legame X-H molto polare (dove X = F, N, O) e atomo Y con coppia di elettroni solitari	5-30	H ₂ O ... H ₂ O
Dipolo/dipolo indotto	Momento di dipolo di molecola polare e polarizzabilità di molecola non polare	2-10	H ₂ O ... I ₂
Dipolo indotto/dipolo indotto (forze di dispersione di London)	Polarizzabilità	0.05-40	I ₂ ... I ₂

leg. covalente 40-400 kJ/mol

Ultima riga tabella, errore → è dipolo transiente/dipolo indotto

Le forze di London sono interazioni importanti in biologia → grazie a esse le proteine assumono una struttura specifica e forte, pur essendo interazioni deboli essendo tanti riescono a formare una struttura regolare, il folding delle proteine dipende principalmente da questo tipo di interazioni.

- * Osservazioni a livello macroscopico
- * Spiegazioni a livello microscopico

Macro	Micro
metri	n° molecole
Pressione	Forza con cui molecole urtano una superficie
Temperatura	Velocità di atomi e molecole

GLI STATI DELLA MATERIA

A livello macro una grandezza che possiamo misurare può essere la pressione (rapporto forza/superficie), che però a livello micro non esiste, ha senso parlare di pressione con un elevata quantità di molecole (macro) a livello micro la pressione sarebbe la forza generata dall'urto delle molecole contro una superficie (sarebbe quello che misuriamo a livello macro). Un'altra grandezza che definiamo a livello macro ma che non esiste a livello micro è la temperatura. In realtà quando misuriamo la

temperatura stiamo misurando la velocità media a cui si muovono le molecole, importante per analizzare fenomeni importanti.

La materia possiamo dividerla in stato gassoso, liquido e solido.




Domande: i gas occupano tutto il volume a disposizione, perché?

Se delle sostanze sono allo stato gassoso, occupano tutto lo spazio a disposizione, vuol dire che le interazioni tra le molecole sono debolissime.

Allo stato liquido, la densità è più alta, vuol dire che le molecole sono vicine tra loro, ma un liquido non ha una forma è indefinita, ma le forze intermolecolari diventano significative perché le molecole stanno vicine.

Se abbiamo un solido, c'è un'elevata densità, le molecole stanno tutte vicine e i solidi hanno una forma definita.

TABELLA 11.1 I tre stati dell'acqua

Fase	Temperatura (°C)	Densità (g/cm ³ , a 1 atm)	Volume molare	Visione molecolare
Gas (vapore)	100	5.90×10^{-4}	30.5 L	
Liquido (acqua)	20	0.998	18.0 mL	
Solido (ghiaccio)	0	0.917	19.6 mL	

esempio tuffo in acqua, aria oppure per terra → spacco più facilmente le molecole nell'aria, se mi tuffo sull'acqua mi faccio male (rompo legami più deboli) e per terra non spacco nulla, quindi deduciamo che l'attrazione tra le molecole del pavimento è forte. Gli stati fisici quindi dipende da quanto le molecole si attraggono. La stessa sostanza si può trovare a diversi stati fisici (esempio acqua → schema a fianco), Le interazione tra molecole d'acqua sono sempre le stesse, ma allora

perché cambia lo stato fisico dell'acqua a diverse temperature, perché c'è un altro fattore da considerare, cioè la velocità in cui si muovono le molecole. esempio razzo → riesco a far partire un razzo se la sua velocità vince l'attrazione di gravità, stessa cosa nel caso delle molecole, non c'è un'attrazione gravitazionale ma un'attrazione elettrostatico.

Riesco a separare due molecole di acqua se la loro velocità è tanta da poter vincere l'attrazione elettrostatica (tra il polo positivo di una e negativa dell'altra) tra le molecole. Se invece abbasso la velocità (per noi la temperatura), non riesco a vincerla questa attrazione, allora le molecole stanno vicine.

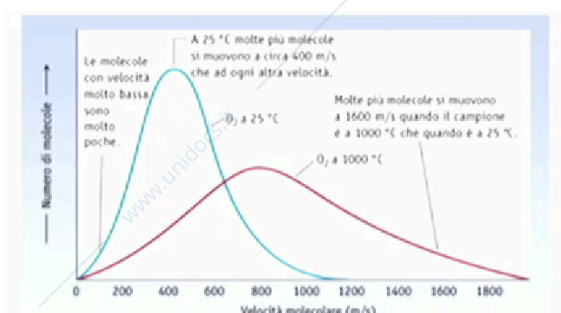
Nel caso dell'acqua liquida le interazioni tra molecole d'acqua sono deboli, inoltre le molecole d'acqua possono scorrere sulle altre, cioè se le molecole di H₂O hanno una velocità sufficientemente elevata (ma non tanto da poter scappare e vincere le interazioni elettrostatiche) queste continuano a scambiarsi posizione, si muovono. Se abbasso ancora di più T°C, si forma il ghiaccio, le molecole non si muovono più l'una rispetto alle altre, rimangono ferme.

Semplificazione:

- stato solido: molecole rimangono ferme, stanno vicine
- stato liquido: rimangono vicine ma si muovono e quindi scorrono l'una dalle altre a causa della velocità che hanno
- stato gassoso: energia cinetica tanto elevata e vincono le interazioni elettrostatiche

Come si muovono?? (grafico)

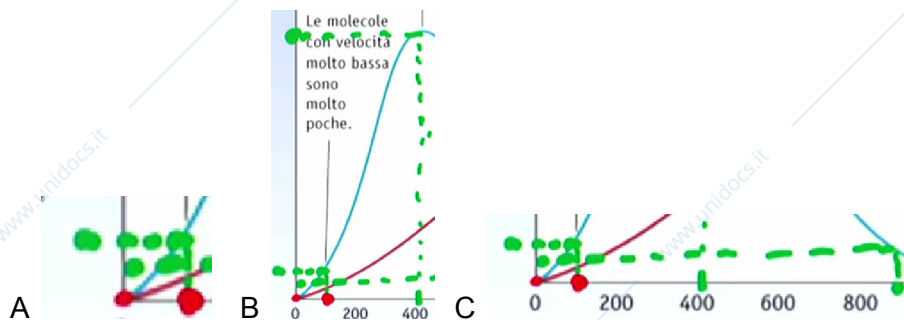
Tutte le molecole alla stessa temperatura si muovono alla stessa velocità o sono distribuite in modo diversa?



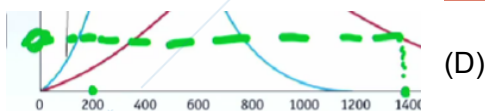
A questa domanda rispondono Maxwell e Boltzmann. Scoprono che se ho delle molecole a una certa T, la velocità di queste si distribuiscono con un andamento a campana come nel grafico a fianco.

Interpretazione:

- asse x: velocità molecolare
- asse y: numero di molecole
- curva azzurra: rappresenta la distribuzione delle velocità dell'O₂ alla temperatura di 25°C. Origine (a velocità basse), ci sono delle molecole. Quindi in quel punto avremo poche molecole che si muovono a velocità basse (imm. A). (Imm. B) Qua ci sono tante molecole (a 400 velocità) a una velocità mediamente veloce. (Imm. C) Ci sono poche molecole con un'elevatissima velocità. Quindi per una temperatura fissa (25°C) non tutte le molecole hanno la stessa velocità, come si vede nel grafico c'è una distribuzione a campana).



- altra scoperta degli scienziati: l'area sottesa alla curva rappresenta il numero totale di molecole che ho.
- curva rossa: aumento T°C, il numero di molecole è lo stesso, ma facendo i calcoli Maxwell e B. si accorgono che cambia la forma della distribuzione la curva sposta il suo massimo verso destra quindi si allarga e si abbassa, l'area sottesa rimane però identica. Se sono a 200 m/s le molecole lente sono diminuite quindi si aumenta T il n° di molecole lente diminuiscono ma aumenta il numero di molecole veloci (come in Imm. D).



- Se io delle molecole a una certa temperatura queste non possiedono tutte la stessa velocità hanno una certa energia cinetica, questa energia cinetica è distribuita secondo una distribuzione con un andamento a campana (simmetrica), se aumento T la curva si sposta verso destra e la velocità media aumenta.

Quando i due scienziati pubblicano i risultati di questo esperimento, in molti non ne credettero la veridicità, a causa della seguente critica: ma se le molecole allo stato gassoso a T anche comuni a noi (es. 25°C) si muovono ad altissime velocità allora queste dovrebbero trovarsi all'istante, ovunque anche lontanissime (esempio fornaio piazza duomo, dovrei sentire l'odore di brioche allo stadio → ma non è mai così). Ma non può essere possibile, perché in realtà ovunque è pieno di molecole di ossigeno o di gas o di azoto, la molecola non viaggia libera questo perché continua a scontrarsi con tutte le altre molecole che trova, mediamente non riesce a percorrere tanta strada in poco tempo, non per la velocità ma perché ci sono altre molecole con cui si scontra. Allora gli scienziati avevano ragione.

Noi non ci accorgiamo che tante molecole ci stanno bombardando in faccia a una velocità elevata!! * Distribuzione di Maxwell-Boltzmann

