

# La tavola periodica e il legame chimico



# Introduzione

In questa sezione ci occuperemo della tavola periodica e di tutte le sue caratteristiche, infine analizzeremo i legami chimici. Il capitolo si articola dunque, in due argomenti principali:

## 1. La tavola periodica:

- Caratteristiche: gruppi e periodi, elementi di transizione, carattere metallico
- Proprietà periodiche degli elementi: raggio atomico, potenziale di ionizzazione, affinità elettronica, elettronegatività

## 2. Legame chimico:

- Energia di legame
- Legami forti e legami deboli

## La tavola periodica

Nel 1869, presso l'università di San Pietroburgo in Russia, Dmitri Ivanovitch Mendeleev, cominciò a riflettere sulle proprietà chimiche e fisiche degli elementi.

Decise di metterli in ordine di peso atomico crescente lungo una riga, e ogni volta che si trovava di fronte ad un elemento con caratteristiche simili ad un altro già presente nella riga, ne iniziava una nuova. Mendeleev quindi notò la presenza di una di una periodicità, o ripetizione periodica, delle proprietà degli atomi.

Una caratteristica importante della tavola di Mendeleev, e segno del suo genio, fu che decise di lasciare degli spazi vuoti nelle colonne per quegli elementi che non erano ancora conosciuti, ma che dovevano esistere, e che

dovevano avere caratteristiche simili all'elemento presente nella riga superiore e quello presente nella riga sottostante della tavola. Egli pensò che questi spazi sarebbero stati riempiti da elementi che sarebbero stati scoperti in seguito. Ad esempio lasciò uno spazio fra il silicio (Si) e lo stagno (Sn), e chiamò l'elemento *eka-silicio*. Mendeleev fu in grado di prevedere le caratteristiche dell'elemento mancante, e con la scoperta del germanio (Ge) nel 1886, la sua previsione fu confermata.

## Le caratteristiche della tavola periodica moderna

Le principali caratteristiche della tavola periodica sono le seguenti:

- Gli elementi sono sistemati in modo tale che quelli con proprietà chimico-fisiche simili si trovano in colonne verticali chiamate **gruppi**. Nella tavola periodica usata comunemente i gruppi sono numerati da 1 a 8 e ogni gruppo è seguito da una lettera: A o B. I gruppi A sono spesso chiamati **elementi dei gruppi principali** e quelli B sono i gruppi degli **elementi di transizione**.
- Le righe (orizzontali) della tavola sono chiamate **periodi** e sono numerate a cominciare da 1 per il periodo che contiene solo H ed He. Per esempio il sodio, Na, che si trova nel gruppo 1A è il primo elemento del terzo periodo; il mercurio, Hg, nel gruppo 2B, si trova nel sesto periodo.

La tavola periodica può essere divisa in regioni diverse in funzione della proprietà degli elementi. Nella parte destra della tavola troviamo solitamente una “scaletta” che divide la tavola in due regioni principali:



**blocco S, blocco P, blocco D, blocco F.** Nello stesso blocco troviamo elementi nei quali si stanno riempiendo orbitali dello stesso tipo. Per esempio nel gruppo S si trovano gli elementi che riempiono gli orbitali s, nel blocco D tutti gli elementi che riempiono gli orbitali d, e così via.

| Periodi | Blocco s | Blocco d | Blocco p | Blocco f |
|---------|----------|----------|----------|----------|
| 1       | H, He    |          |          |          |
| 2       | 2s       |          | 2p       |          |
| 3       | 3s       |          | 3p       |          |
| 4       | 4s       | 3d       | 4p       |          |
| 5       | 5s       | 4d       | 5p       |          |
| 6       | 6s       | 5d       | 6p       |          |
| 7       | 7s       | 6d       | 7p       | 4f, 5f   |

Gli elementi del primo gruppo a sinistra della tavola (1A), sono conosciuti come **metalli alcalini** (ad eccezione di H). E' composto da idrogeno (non-metallo), litio, sodio, potassio, rubidio, cesio e francio. L'idrogeno ovviamente non è un metallo, ma è stato messo fra i metalli per una questione di configurazione elettronica, inoltre possiede come tutti gli altri elementi del gruppo 1A, la capacità di cedere un elettrone. [In verità è un caso particolare, poiché l'idrogeno è capace sia di cedere un elettrone che di acquistarlo]

Anche il secondo gruppo (2A) è composto interamente da metalli, e sono noti come **metalli alcalino-terrosi**. E' composto da berillio, magnesio, calcio, stronzio, bario e radio. Questi elementi tendono a cedere due elettroni.

Il terzo gruppo degli elementi principali (3A) è composto da boro, alluminio, gallio, indio e tallio; tutti metalli, eccetto il boro.

Il quarto gruppo (4A) è costituito da carbonio (non metallo), silicio e germanio (due metalloidi), stagno e piombo (due metalli).

Nel gruppo 5A troviamo l'azoto, fosforo, arsenico, antimonio e bismuto. I metalli di questo gruppo sono chiamati **picogeni**.

Il sesto gruppo (6A) è costituito da ossigeno, zolfo, selenio, tellurio e polonio. Gli elementi di questo gruppo prendono il nome di **calcogeni**. Tendono ad acquistare due elettroni.

Il settimo gruppo 7A è costituito dagli **alogeni**. E' composto da fluoro, cloro, bromo, iodio e astatio. Tendono ad acquistare un elettrone, diventando ioni negativi.

L'ottavo gruppo 8A è costituito dai **gas nobili**, elio, neon, argo, kripton, xenon e radio.

I gas nobili non si combinano mai con altri elementi, sono inerti.

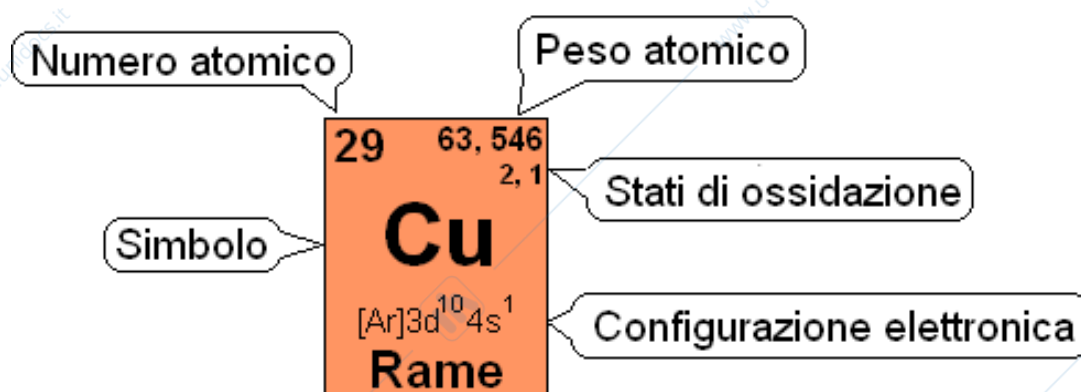
Gli altri elementi tendono a cedere o ad acquistare elettroni per poter raggiungere la stabilità elettronica dei gas nobili.

Fra i gruppi 2A e 3A c'è una serie di elementi chiamati **elementi di transizione**. Questi riempiono i gruppi B, dall'1B all'8B, nella zona centrale della tavola, nel blocco D, dal 4° al 7° periodo. Sono tutti metalli, la maggior parte si presenta in natura in combinazione con altri elementi, altri sono meno reattivi e si trovano allo stato elementare come l'oro (Au), l'argento (Ag), il rame (Cu) e il platino (Pt). Alcuni elementi di transizione hanno un'importante ruolo biologico, come per esempio il ferro nell'emoglobina.

Altri hanno ruoli commerciali, come titanio, cromo, nickel, zinco, manganese, cadmio e mercurio.

Nelle due righe in fondo alla tavola periodica si trovano i **lantanidi**, cioè gli elementi compresi fra il lantanio e l'afnio, e gli **attinidi**, gli elementi compresi fra l'attinio e il rutherfordio.

Gli elettroni possono assumere diverse posizioni intorno al nucleo: gli elettroni più interni e più vicini al nucleo sono chiamati “**elettroni di core**”; quelli più esterni, che determinano la reattività chimica, sono chiamati “**elettroni di valenza**”. Gli elettroni di valenza di ogni elemento corrispondono al numero gruppo a cui appartiene: quindi gli elementi del primo gruppo hanno 1 solo elettrone di valenza, quelli del secondo gruppo hanno 2 elettroni di valenza, quelli del terzo gruppo 3 elettroni di valenza e così via, i gas nobili invece, sono stabili proprio perché NON hanno elettroni di valenza, ma tutti quelli che possiedono sono di core.



Ecco come appaiono solitamente le caselle di ogni elemento. Ognuna porta numerose informazioni come il numero atomico Z. Il peso atomico e gli stati di ossidazione verranno trattati nelle sezioni successive.

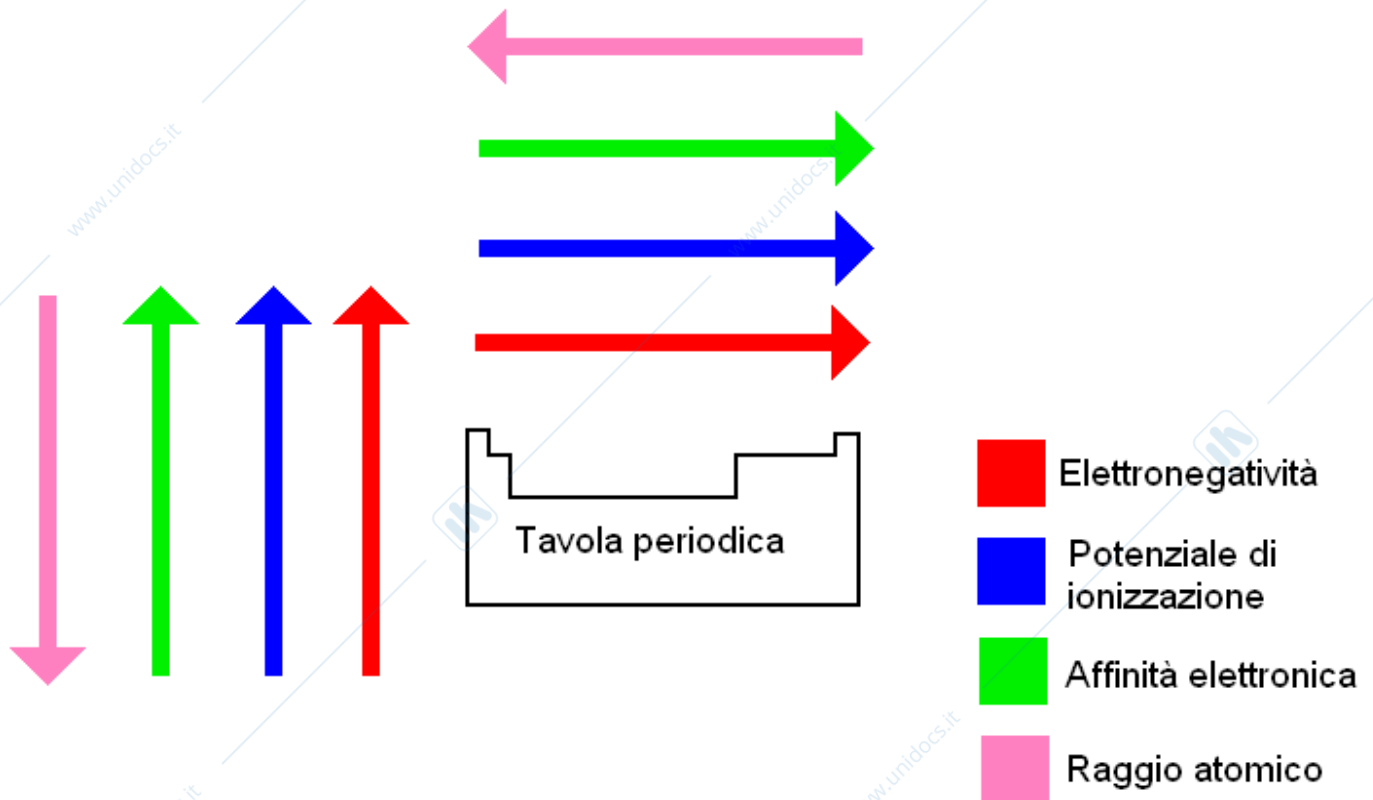
## Proprietà periodiche degli elementi

Sono quattro:

- **Elettronegatività:** Tendenza di un atomo di attirare verso di sé gli elettroni di legame. **Cresce lungo il periodo e decresce lungo il gruppo.**
- **Potenziale di ionizzazione:** Energia da fornire ad un atomo per allontanare un elettrone dallo strato più esterno. **Cresce lungo il periodo e decresce lungo il gruppo.** Un elettrone che è più lontano vuol dire che è meno attratto dal nucleo e quindi può essere strappato più facilmente, infatti l'energia di ionizzazione ha comportamento opposto rispetto al raggio atomico.
- **Affinità elettronica:** Energia liberata dall'atomo che acquista un elettrone. L'affinità elettronica è sempre minore del potenziale di ionizzazione e di segno opposto. **Cresce lungo il periodo e decresce lungo il gruppo.** Gli alogeni, con sette elettroni nel guscio esterno, prendono più volentieri di tutti gli altri elementi l'elettrone in più per completare l'ottetto. Mentre i gas nobili sono molto riluttanti a prendere un altro elettrone perché sconvolgerebbe il loro stato di "benessere".
- **Raggio atomico:** E' la metà della distanza internucleare fra due atomi dello stesso elemento, legati in modo covalente. Ad esempio il raggio atomico dell'ossigeno sarà rappresentato dalla metà del segmento immaginario che collega due nuclei di due atomi di ossigeno che si sfiorano. **Decresce lungo il periodo** (perché gli elettroni aggiunti occupano lo stesso guscio, ma sono attratti sempre di più dalla carica crescente positiva del nucleo, quindi l'atomo risulta più "piccolo") **e cresce lungo il gruppo** (perché

gli elettroni aggiunti vanno su gusci più esterni, ossia quelli che definiscono il raggio dell'atomo, e l'aumentata carica positiva del nucleo è schermata da un maggior numero di elettroni interni).

Ecco uno schema che riassume le proprietà periodiche della tavola.



## Il legame chimico

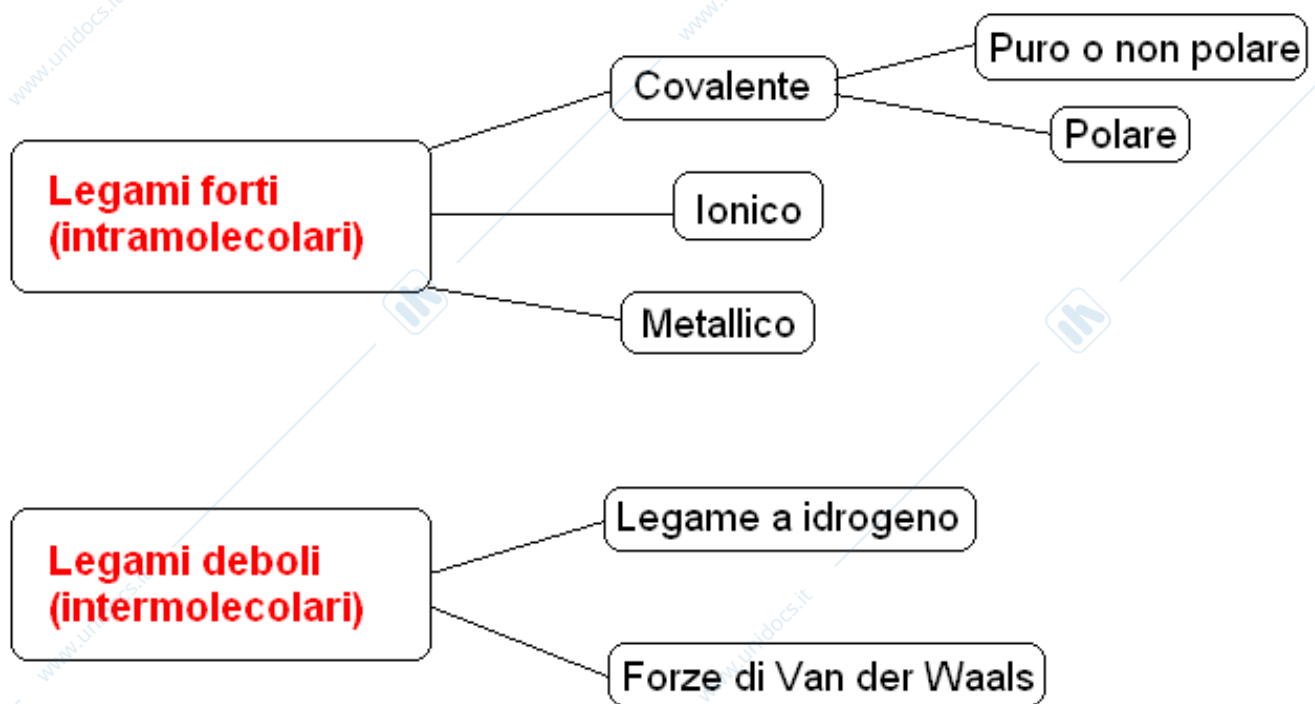
Il legame chimico è una forza di attrazione capace di tenere uniti gli atomi, e quindi di dare origine a tutte le sostanze. All'interno degli atomi si manifestano forze di repulsione fra elettroni, ma anche forze di attrazione (nucleo-elettroni), che evidentemente prevalgono su quelle di repulsione, permettendo la formazione del legame. Gli elettroni legati costituiscono un sistema più stabile rispetto a quelli "liberi", poiché possiedono un'energia chimica minore rispetto a quella degli stessi atomi isolati.

Tutti i gas nobili sono caratterizzati da un'elevata stabilità chimica dovuta al fatto che i loro atomi presentano una struttura elettronica a livelli completa, cioè sempre con otto elettroni esterni. **La formazione di legami tra atomi è finalizzata ad ottenere strutture elettroniche stabili.**

Quando si formano i legami chimici, gli atomi tendono ad acquistare, a cedere o a condividere tanti elettroni quanti sono necessari per raggiungere una struttura con 8 e- esterni.

**Energia di legame: l'energia di ionizzazione necessaria a separare il nucleo atomico e gli elettroni, ponendoli a distanza tale che non interferiscano tra loro.**

I legami si suddividono in due grandi categorie: legami forti e legami deboli, ognuna costituita da diverse tipologie di legame.



## I legami forti: legame ionico

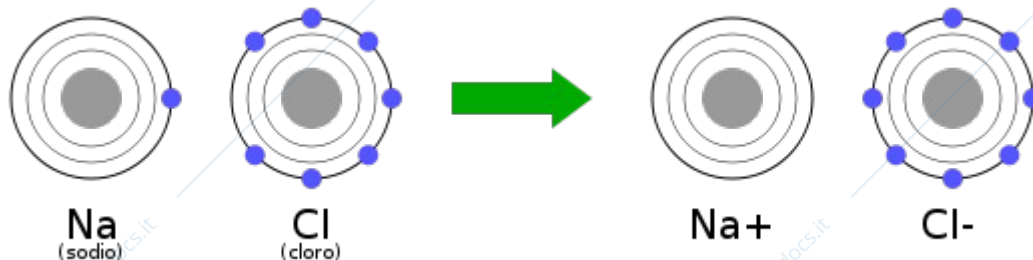
È la forza di attrazione che tiene uniti ioni di segno opposto, che si sono formati per trasferimento di elettroni da un atomo all'altro.

Si forma fra elementi che hanno un'elevata differenza di elettronegatività: maggiore di 1,7.

Solitamente si forma fra un metallo e un non-metallo.

Caratteristiche dei composti ionici:

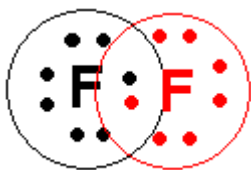
- Sono composti formati da elementi diversi
- Sono tutti solidi a temperatura ambiente
- Allo stato liquido sono buoni conduttori elettrici
- Fondono a temperature elevate



## I legami forti: legame covalente

E' la forza di attrazione fra due atomi dovuta ad una coppia di elettroni condivisi. Avviene fra non-metalli che abbiano una differenza di elettronegatività inferiore a 1,7.

Consideriamo due atomi di idrogeno che si avvicinano per formare una molecola biatomica: dato che sono atomi uguali e hanno la stessa elettronegatività non c'è ragione di pensare che uno dei due possa attrarre più dell'altro gli elettroni di valenza, o che possa cedere/acquistare questi elettroni più dell'altro. I due atomi possono mettere in comune un elettrone ciascuno, creando una coppia di elettroni che si pone a metà strada fra i due nuclei e viene da questi attratta con la stessa forza. I due elettroni prendono il nome di “coppia di legame”.



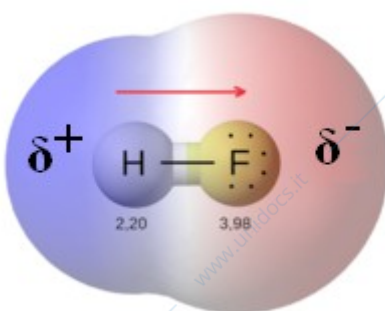
Due atomi di fluoro quindi possono mettere in compartecipazione un elettrone ciascuno formando una molecola più stabile dei due atomi separati. Il legame covalente forma

MOLECOLE. Le sostanze covalenti possono essere solide, liquide o gassose, ma non conducono corrente elettrica. Esistono due tipi di legame covalente, più un terzo tipo che discuteremo alla fine.

- **Covalente polarizzato**

Il legame covalente può instaurarsi anche tra atomi con diversa elettronegatività, è allora ragionevole pensare che la coppia di elettroni di legame non può essere perfettamente equidistante fra i due nuclei, poiché l'atomo più

elettronegativo attrarrà la coppia a sé con più forza. La carica risulta quindi distribuita in modo asimmetrico rispetto ai centri: quando si verifica questa condizione per cui la diversa elettronegatività determina la formazione di due polarità elettriche di segno contrario, il legame viene



chiamato covalente polarizzato. Gli elettroni sono più spostati verso l'atomo più elettronegativo perciò acquista una parziale carica negativa, mentre sull'altro atomo si forma una parziale carica positiva. Queste due condizioni non le indichiamo con il segno “+” e “-” in quanto non sono cariche nette, ma utilizzeremo la lettera greca delta minuscola ( $\delta$ ) che indica “parziale”.

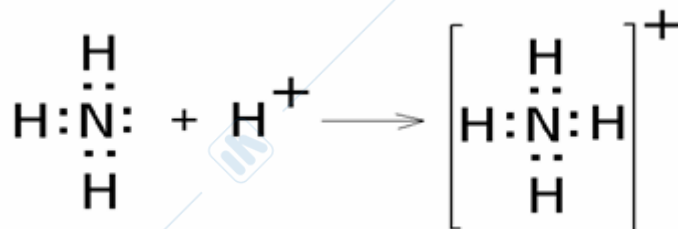
### • Covalente apolare

In questo tipo di legame vi è un uguale forza attrattiva del doppietto elettronico, quindi è presente nelle molecole biatomiche, costituite dallo stesso elemento



### • Covalente dativo

L'atomo di azoto, avendo 5 elettroni di valenza, può formare tre legami covalenti con l'idrogeno, e infatti l'ammoniaca ha formula  $\text{NH}_3$ , ma l'esistenza dello ione ammonio ( $\text{NH}_4^+$ ) dimostra che l'azoto può formare un altro legame molto particolare, che è il legame dativo.



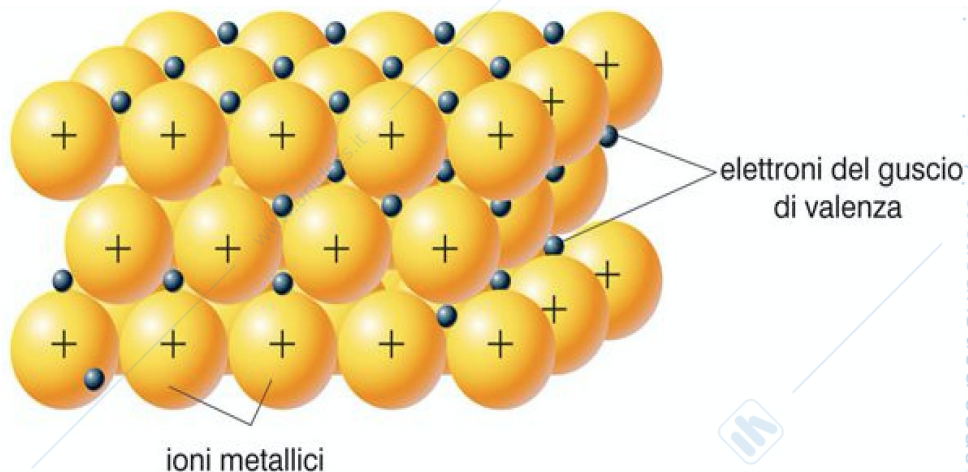
Il quarto legame nasce in modo diverso rispetto ai primi tre: i due elettroni in comune fra azoto e lo ione  $\text{H}^+$ , provengono entrambi unicamente dall'atomo di azoto. L'atomo che mette in comune la coppia di legame è chiamato atomo donatore, per cui il legame spesso viene

rappresentato con una freccia al posto dei trattini o della struttura di Lewis.

## I legami forti: legame metallico

Come abbiamo già visto i metalli si trovano tutti allo stato solido a temperatura ambiente, tranne il mercurio. Una proprietà ben nota è quella di condurre molto bene la corrente elettrica,

anche allo stato solido: questo fatto ci fa concludere che il legame metallico non può essere né ionico né covalente.



Solamente la

presenza di elettroni liberi di muoversi può consentire il passaggio della corrente elettrica. I metalli sono costituiti da ioni tutti positivi e degli elettroni di valenza, questi elettroni non potendosi trasferire stabilmente su altri atomi, formano una sorta di nuvola elettronica molto mobile che pervade tutta la struttura fisica, e finisce per costituire il “collante” che tiene saldamente tutti gli ioni.

## I legami deboli: Forze di Van der Waals

In chimica le forze di Van der Waals (chiamate così in onore dello studioso che ne formulò le leggi nel 1873), sono forze attrattive o repulsive fra molecole. Esistono tre tipi di interazione:

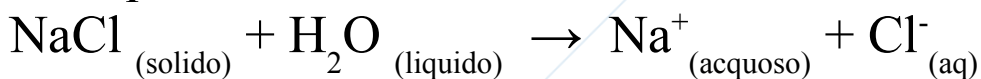
- Forza dipolo permanente-dipolo permanente (o forza di Keesom)

- Forza dipolo permanente-dipolo indotto (o forza di Debye)
- Forza dipolo indotto istantaneo-dipolo indotto istantaneo (o forza di dispersione di London).

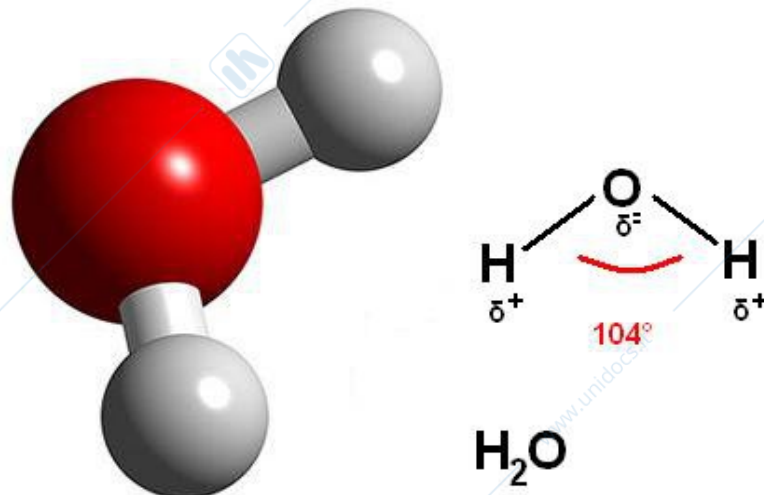
NON è invece considerata una forza di Van der Waals l'interazione ione-dipolo di cui si discute nel paragrafo seguente, che fu concettualizzata da Bernal e Fowler nel 1933

## Interazione ione-dipolo

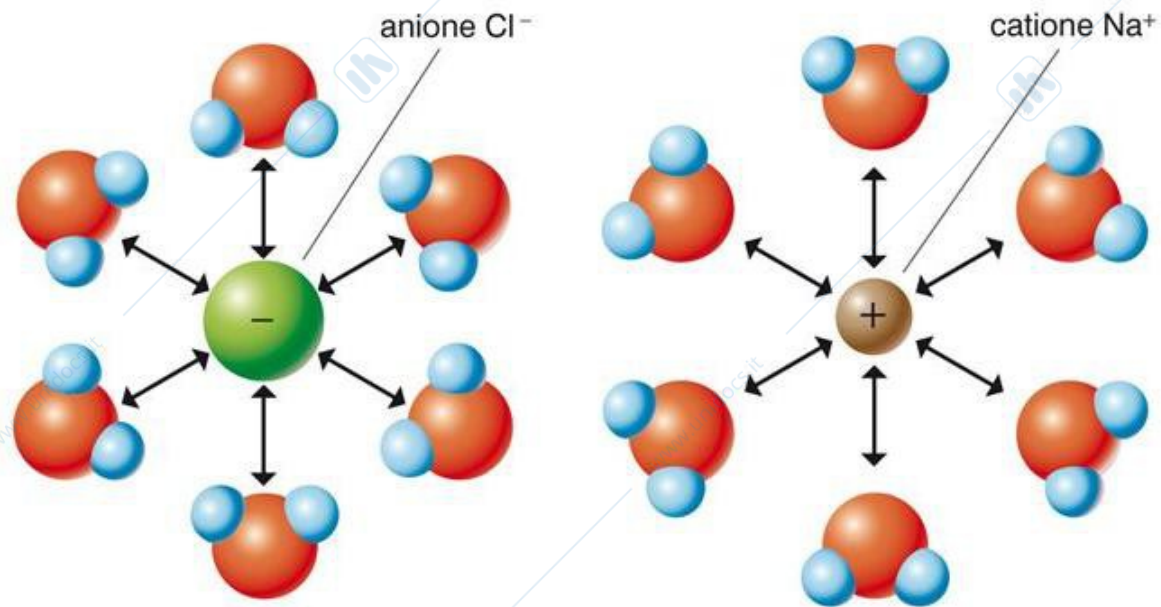
Vediamo cosa accade quando mettiamo del cloruro di sodio in acqua:



Gli ioni di NaCl solido, sono tenuti insieme nel reticolo cristallino, la forza che li tiene insieme è il legame ionico, che in ultima analisi corrisponde alla forza di Coulomb, che dipende dal mezzo: Nell'acqua ha un'efficacia nettamente minore rispetto all'aria e questo fa sì che gli ioni abbandonino il reticolo in acqua. Ciò che interviene è l'interazione ione-dipolo, fra uno ione (in questo caso  $\text{Na}^+$  o  $\text{Cl}^-$ ) e un dipolo (in questo caso le molecole d'acqua). Posto che la formula e la struttura della molecola d'acqua sono così:



Ne deriva che le sue parti parzialmente positive verranno attratte dallo ione  $\text{Cl}^-$ , mentre l'ossigeno negativo sarà attratto dallo ione  $\text{Na}^+$

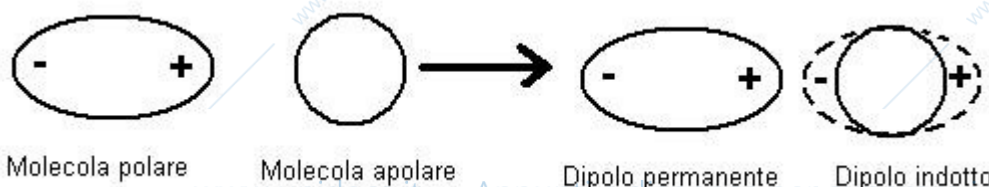


## Interazione dipolo permanente-dipolo permanente (Keesom)

Anche dette interazioni dipolo-dipolo, riguardano due molecole polari, che abbiano quindi una porzione parzialmente positiva e una parzialmente negativa. Il polo positivo di una molecola è attratto dal polo negativo dell'altra. Il **legame a idrogeno** è considerato l'estremo di questo genere di interazioni.

## Interazione dipolo permanente-dipolo indotto (Debye)

Sono forze intermolecolari, risultato dell'interazione tra un dipolo permanente e un dipolo indotto. Quando una molecola polare si avvicina ad una apolare, la prima induce un dipolo sulla non polare. Tale dipolo perdura



Molecola polare

Molecola apolare

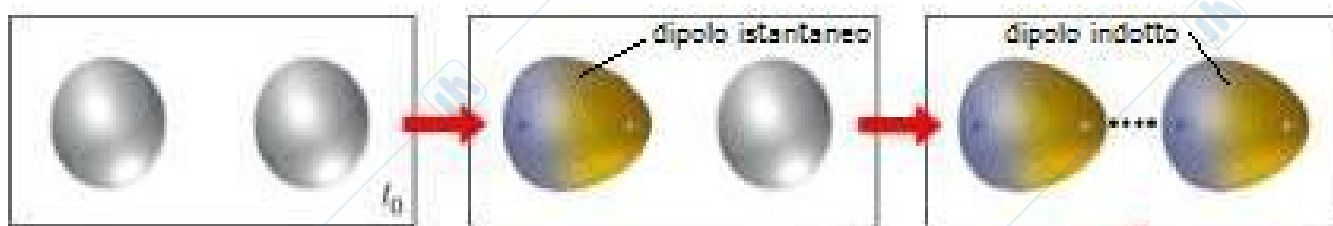
Dipolo permanente

Dipolo indotto

sino a quando le due molecole non si allontanano.

## Forze di dispersione di London

Forze intermolecolari deboli che si formano a causa delle forze tra dipoli temporali in molecole senza momento dipolare permanente. Nelle molecole non polari come gli alogeni, gli elettroni si distribuiscono non equamente, formando un dipolo, e questo induce la formazione del dipolo indotto nelle altre molecole. L'efficacia delle forze di London aumenta con le dimensioni delle molecole e la massa molecolare in quanto aumenta il numero di elettroni. Questo spiega perchè a temperatura ambiente il cloro è gassoso, il bromo è liquido e lo iodio, molecola più grande, è solido.



## I legami deboli: Legame a idrogeno

Il legame a idrogeno è un tipo di interazione dipolo-dipolo forte che si instaura tra molecole contenenti un atomo di idrogeno e molecole adiacenti contenenti un atomo fortemente elettronegativo (O, N o F).

Tale tipo di legame non ha effetto sulle caratteristiche chimiche, mentre influenza largamente le caratteristiche fisiche del composto (solubilità, punto di ebollizione, viscosità).