

## I LEGAMI CHIMICI

Tutti gli atomi che non appartengono ai gas nobili si trovano legati agli altri atomi mediante **legami chimici**, per formare sostanze pure o composti.

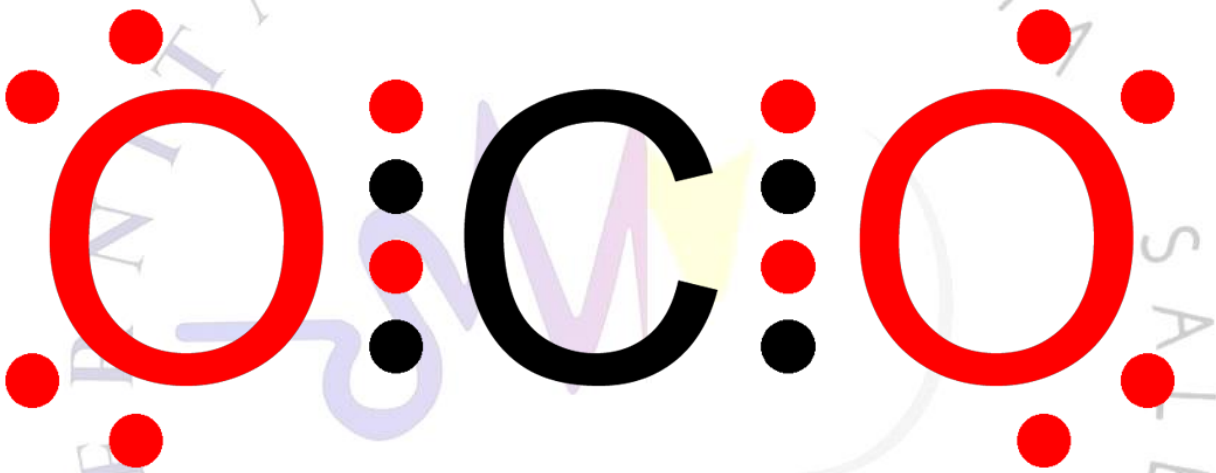
Alla formazione dei legami chimici partecipano gli *elettroni di valenza*, ovvero quelli dello strato più esterno.

### REGOLA DELL'OTTETTO

Gli atomi, nella formazione dei legami, tendono a raggiungere la configurazione elettronica del gas nobile più vicino nella tavola periodica. Se c'è condivisione di elettroni abbiamo un legame covalente, mentre se c'è perdita/acquisto di elettroni c'è un legame ionico.

**Questa regola non vale per gli elementi di transizione.**

Il legame che si viene a formare ha una propria **energia di legame**, che è definibile come l'energia che si libera a seguito della formazione di un legame, o come l'energia necessaria a romperlo.

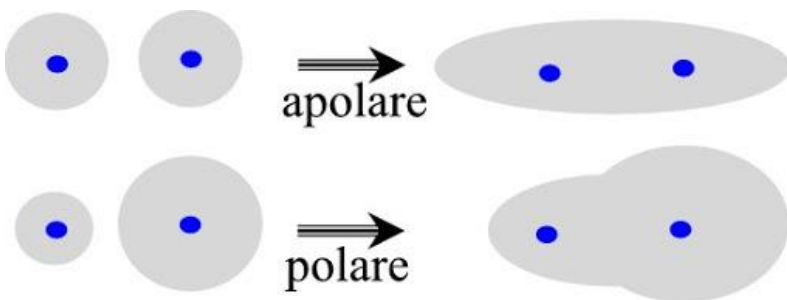


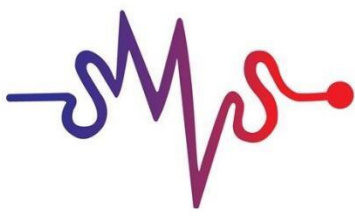
LEGAME

### COVALENTE

Si forma quando due atomi con differenza di elettronegatività  $< 1.7$  mettono in comune uno o più elettroni. Quando due atomi sono vicini a sufficienza, gli elettroni dell'uno iniziano a risentire dell'attrazione del nucleo di quello opposto, fino ad una distanza tale in cui la forza di attrazione è bilanciata da quella di repulsione. La **lunghezza di legame** è proprio la distanza tra i due nuclei in questa condizione di equilibrio. Essa è *inversamente proporzionale al raggio degli atomi legati, e inversamente proporzionale alla forza del legame*.

I legami covalenti possono essere **semplici** o **multipli**. Parliamo di legame singolo quando viene condiviso un solo elettrone, di legame doppio quando ne vengono condivisi due, e di legame triplo quando ne vengono condivisi 3. La lunghezza di legame sarà maggiore nel legame semplice e minore nel legame triplo.





Il legame covalente può poi essere **puro** o **polare**.

Il legame puro si instaura tra atomi con elettronegatività uguale o molto simile (differenza di elettronegatività fra 0 e 0,4), ed è caratterizzato da un'equa distribuzione della densità elettronica attorno agli atomi. Quello polare, invece, è caratterizzato da una densità della nuvola elettronica che circonda gli atomi non omogenea, con maggiore densità nei pressi dell'atomo più elettronegativo. (differenza di elettronegatività compresa fra 0,4 e 1,7)

## ORBITALI MOLECOLARI

I legami covalenti si formano mediante la sovrapposizione di **orbitali molecolari**. Con sovrapposizione frontale si ha un legame covalente sigma (legame singolo), mentre con sovrapposizione laterale si ha un legame covalente pi-greco (legame doppio e triplo).

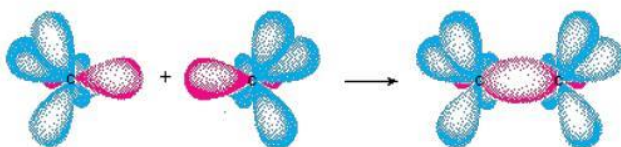
# legami sigma $\sigma$ e pi greco $\pi$

legame covalente  $\Rightarrow$  parziale sovrapposizione di 2 orbitali

## legame direzionale

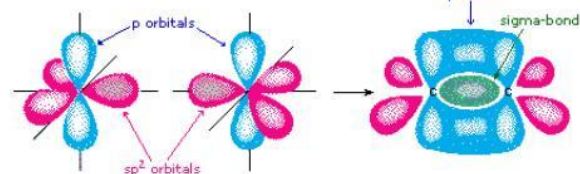
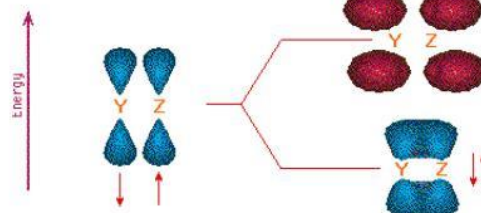
lungo la congiungente dei 2 nuclei

legame  $\sigma$



sovrapposizione di 2 orbitali ibridi  $sp^3$   
formazione legame  $\sigma$

2 orbitali paralleli  $\rightarrow$  legame  $\pi$

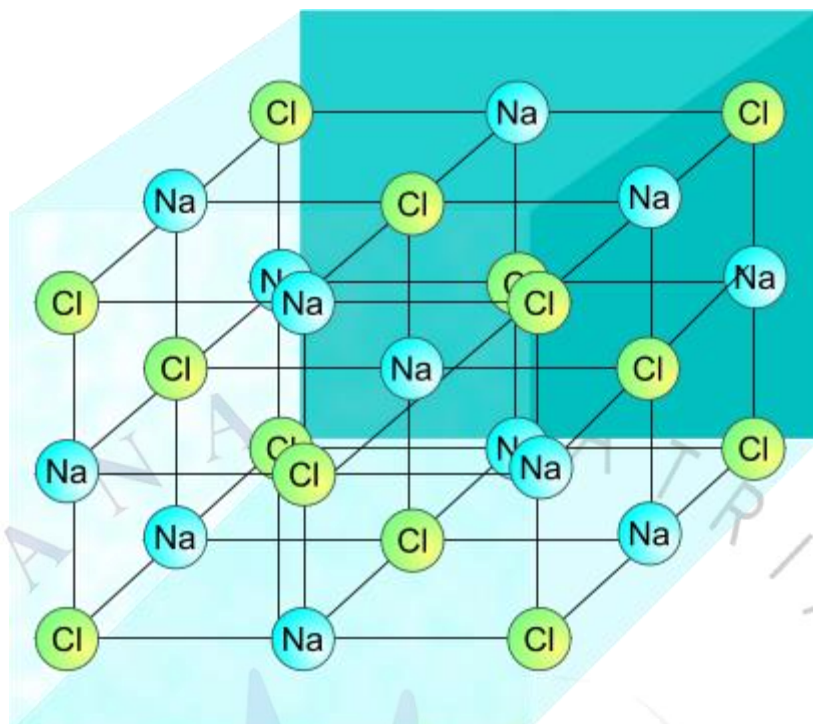


sovrapposizione 4 ibridi  $sp^2 \rightarrow$  1 legame  $\sigma$   
 $\rightarrow$  1 legame  $\pi$

## LEGAME IONICO

Il legame ionico si forma tra due atomi con elevata differenza di elettronegatività in seguito al trasferimento di uno o più elettroni di valenza dall'atomo meno elettronegativo a quello più elettronegativo con formazione di due ioni di carica elettrica opposta. Un legame ionico è quindi un'attrazione di tipo elettrostatico tra due ioni di carica elettrica opposta. Tipicamente esso si forma tra un **metallo** (poco elettronegativo) e un **non metallo** (o un'altra specie poliatomica contenente un atomo molto elettronegativo). Gli atomi del metallo cedono uno o più elettroni al non metallo, trasformandosi rispettivamente in **cationi (positivi)** e **anioni (negativi)**.

Anziché da molecole, i composti ionici sono formati da un insieme di ioni di carica opposta, disposti in modo tale da formare un reticolo cristallino tridimensionale in cui sono minime le forze di repulsione e massime le forze attrattive.



La formula bruta di un composto ionico non rappresenta la composizione di una molecola, ma è semplicemente una **formula minima**, ovvero una formula che indica il rapporto minimo secondo cui si combinano cationi e anioni affinché si abbia un insieme elettricamente neutro.

L'energia liberata all'atto di formazione del reticolo cristallino per effetto dell'interazione elettrostatica prende il nome di **energia reticolare**, essa dipende dalla natura degli ioni che compongono il cristallo: aumenta all'aumentare della carica degli ioni e al diminuire delle loro dimensioni.

I composti ionici hanno alta temperatura di fusione ed ebollizione e conducono la corrente elettrica allo stato fuso e in soluzione acquosa. La temperatura di fusione di un solido cristallino è tanto più alta quanto più è alta la sua energia reticolare.

Le sostanze pure di tipo covalente (come il ghiaccio o lo zucchero), allo stato solido sono organizzate in un cristallino tridimensionale, in questo caso le forze che tengono insieme le molecole nel reticolo sono dovute a legami intermolecolari più deboli del legame ionico. Per questo motivo fondere un solido covalente richiede molta meno energia di quella necessaria per fondere un composto ionico.

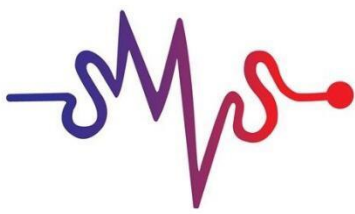
### LEGAME METALLICO

A temperatura ambiente tutti i metalli, tranne il mercurio, sono solidi in cui gli atomi sono disposti in modo ordinato nelle tre dimensioni dello spazio a formare un reticolo cristallino. Il legame tra gli atomi del metallo nel cristallo non è né ionico, né covalente.

I metalli hanno bassa elettronegatività e bassa energia di ionizzazione, tendono quindi a cedere con facilità i loro elettroni di valenza, trasformandosi in cationi.

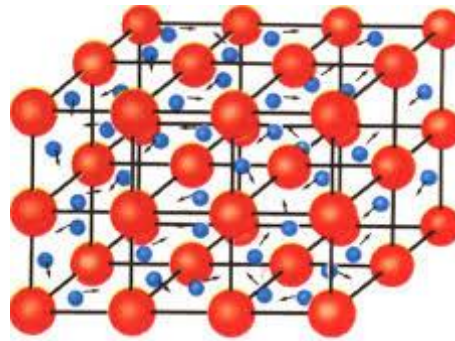
Un pezzo di metallo viene considerato appunto un insieme di cationi che hanno espulso i loro elettroni di valenza; gli elettroni perduti, messi in comune fra tutti gli ioni e delocalizzati su un orbitale esteso a tutto il metallo, possono muoversi liberamente in tutto il campione.





L'attrazione che si esercita tra i cationi del reticolo cristallino e gli elettroni di valenza delocalizzati costituisce il legame metallico. Il legame ha quindi carattere sia **elettrostatico** che **covalente** ed è **adirezionale**.

Le proprietà fisiche dei metalli, tra cui l'elevata conduttività elettrica e termica, la duttilità e la malleabilità sono giustificate dalla mobilità degli elettroni.



1. La struttura di un metallo:  
in rosso gli ioni positivi fissi; in blu,  
gli elettroni liberi.

## LEGAMI INTERMOLECOLARI

Le molecole in un solido o in un liquido interagiscono tra loro attraverso i legami intermolecolari: forze attrattive molto più deboli dei legami che uniscono gli atomi nelle molecole.

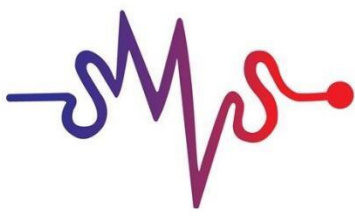
I legami intermolecolari comprendono:

- Interazioni dipolo-dipolo
- Le forze di dispersione (dette anche forze di London o di Van der Waals)
- Il legame a idrogeno
- Le interazioni ione-dipolo

Un sistema di nomenclatura alternativo indica con il nome di forze di Van der Waals tutti i legami intermolecolari.

Lo **stato di aggregazione di un composto** molecolare è determinato proprio dalla forza e dal numero di legami intermolecolari. Il calore assorbito da una sostanza come l'acqua per fondere o per evaporare è connesso con la rottura di questi legami.





## INTERAZIONI DIPOLO-DIPOLO

Le interazioni **dipolo-dipolo** sono le forze di attrazione che si instaurano tra **molecole polari**. Tali molecole si comportano come dipoli elettrici spontanei e permanenti, e si attirano reciprocamente orientandosi con l'estremità positiva di un dipolo vicina all'estremità negativa di un dipolo vicino.

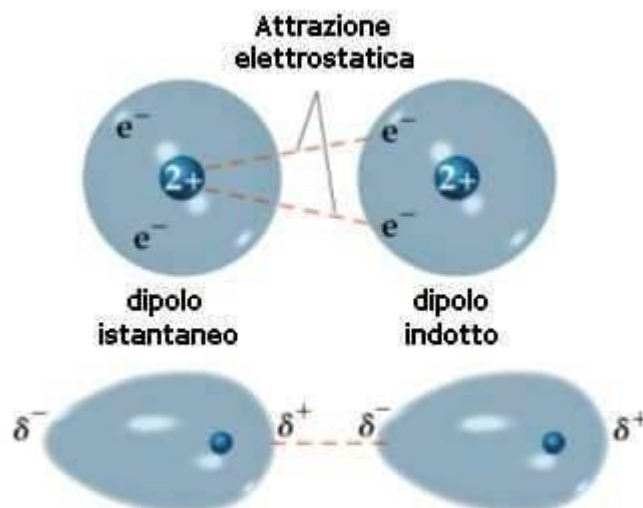


## FORZE DI DISPERSIONE

Le forze di dispersione sono forze di attrazione estremamente deboli legate alla formazione di **dipoli temporanei**, anche in molecole di per sé non polari, causati dal rapido moto degli elettroni intorno al nucleo. I dipoli temporanei interagiscono con le nuvole elettroniche delle molecole vicine polarizzandole (provocando cioè la formazione di **dipoli indotti**) e stabilendo con esse deboli forze attrattive. Le forze di dispersione sono dunque interazioni di tipo attrattivo (stabilizzanti) che si instaurano tra un dipolo temporaneo e i dipoli indotti circostanti.

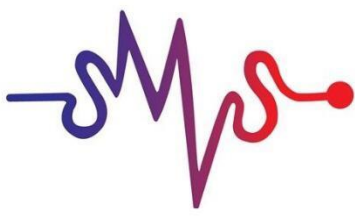
Si verificano sia con molecole polari che con molecole apolari.

L'intensità delle forze di dispersione aumenta all'aumentare del PM, della superficie di contatto e del numero di elettroni presenti nella molecola.



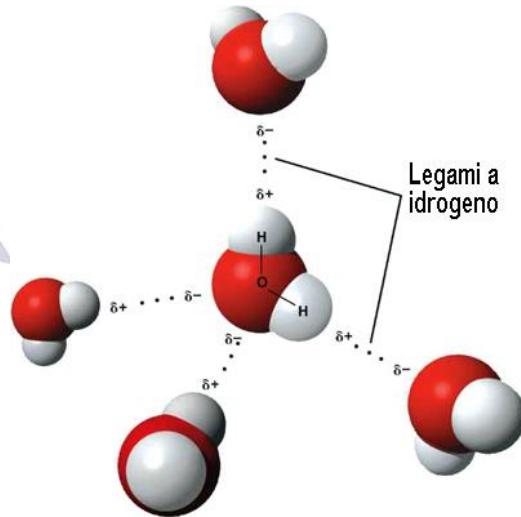
## LEGAME A IDROGENO

Il legame a idrogeno è un'interazione elettrostatica tra un atomo di idrogeno legato con legame covalente a un atomo molto elettronegativo (**F, O, N**) e il doppietto solitario di un atomo molto elettronegativo (F, O, N) di una molecola adiacente (**legame a idrogeno intermolecolare**) o della stessa molecola (**legame a idrogeno intramolecolare**).



Il legame a idrogeno è un particolare tipo di interazione dipolo-dipolo ed è la più forte tra le forze di attrazione intermolecolari.

Le molecole unite da legami a idrogeno hanno punti di ebollizione notevolmente superiori a quelli di molecole di analoga massa molecolare che non formano tali legami. Il legame a idrogeno è un legame direzionale.



### LE PROPRIETÀ DELL'ACQUA

La presenza del legame a idrogeno nell'  $H_2O$  determina importanti conseguenze:

- La massima densità dell'acqua è a 4°C;
- L'acqua aumenta di volume nel passaggio da liquido a solido;
- A temperatura ambiente l'acqua è liquida e non gassosa;

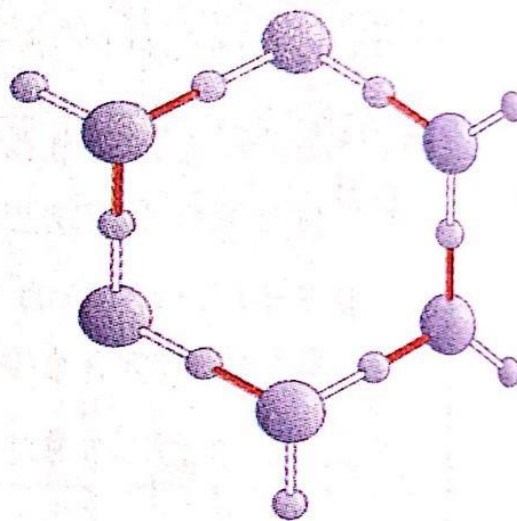
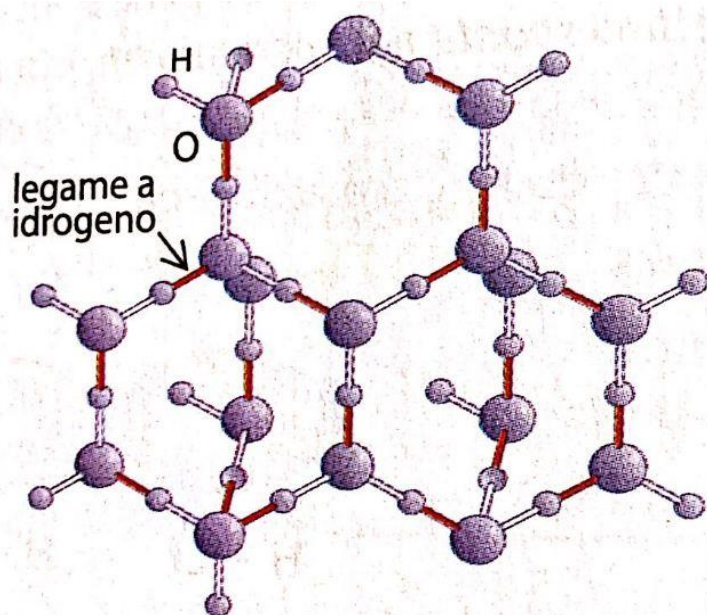
Allo stato solido, più molecole di acqua legate insieme con legami a idrogeno si dispongono secondo un anello esagonale caratteristico dei cristalli di ghiaccio.

La chiusura delle molecole d'acqua in anelli, che caratterizza lo stato solido, spiega l'anomala diminuzione della densità dell'acqua (aumento di volume) nel passaggio di stato liquido → solido.



SCUOLA MEDICA  
SALERNITANA

STUDENTI  
ODONTOIATRIA  
SALERNO



SALERNITANA

SALERNO