

# Il legame chimico

**Chieruzzi Manuela**

- **Introduzione**
- **Definizione e classificazione**
- **Legame ionico**
- **Legame covalente**
- **Legame metallico**
- **Legami secondario**

## ➤ **Introduzione**

- **Energia e stabilità**
- **Ruolo degli elettroni di valenza**
- **Regola dell' ottetto**

# Stabilità' : atomi e molecole

Difficoltà di trovare in natura una sostanza formata solamente da atomi semplici



Nella realtà gli atomi degli elementi cercano di completare il loro guscio di valenza per raggiungere una maggiore stabilità

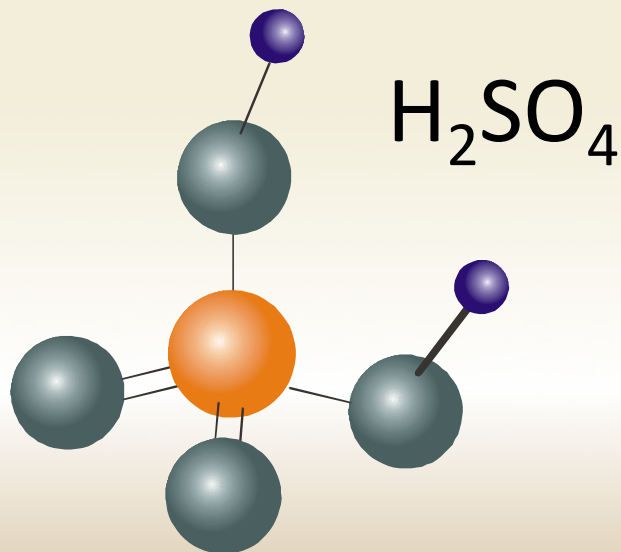


Gli atomi si trovano combinati tra loro in molecole o composti ionici

**Solo i gas inerti dell' ottavo gruppo sono presenti in natura come gas monoatomici**

Le molecole sono combinazioni di almeno due atomi uguali o diversi tra loro legati da forze di interazione dette legami chimici

Forze di natura elettrostatica che si instaurano tra gli atomi delle molecole e che coinvolgono gli elettroni di valenza

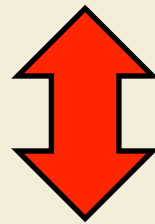


Gli atomi sono legati a causa di interazioni elettrostatiche:

- Attrattive tra ioni di carica opposta
- Attrattive tra elettroni e nucleo di atomi diversi
- Repulsive tra elettroni di atomi diversi
- Repulsive tra nuclei di atomi diversi

# La regola dell' ottetto

Ogni atomo tende a conseguire la configurazione elettronica esterna a otto elettroni (due nel caso dell' elio) tipica dei gas nobili che corrisponde alla situazione di massima stabilità



Formazione di legami con altri atomi

**L'elemento tende a somigliare al  
gas nobile più vicino**

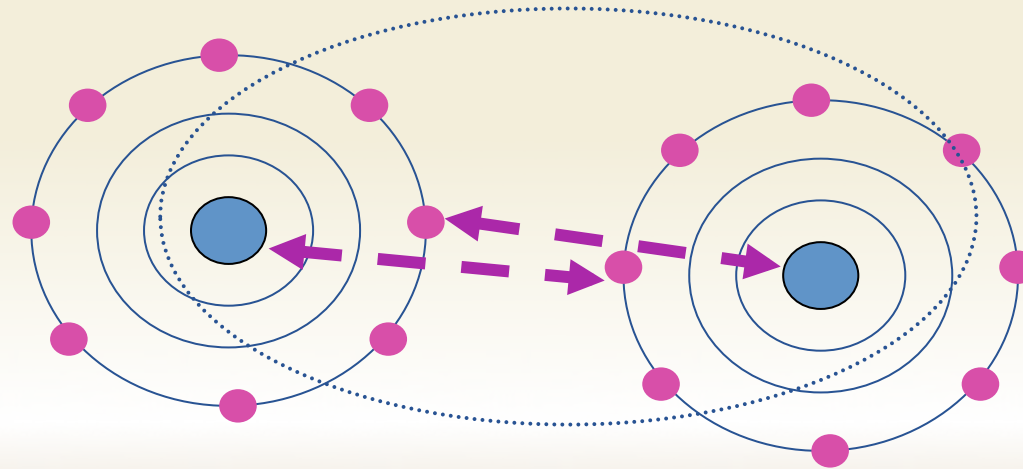


- **Definizione e classificazione dei legami chimici**
  - **Definizione**
  - **Forza di legame**
  - **Concetto di elettronegatività**
  - **Classificazione**

# I legami chimici

## Definizione

Le unioni tra atomi in cui intervengono forze attrattive di natura elettrica tra elettroni di valenza di un atomo e nucleo dell'altro



**Gli elettroni coinvolti sono gli elettroni di valenza**



## La forza dei legami chimici

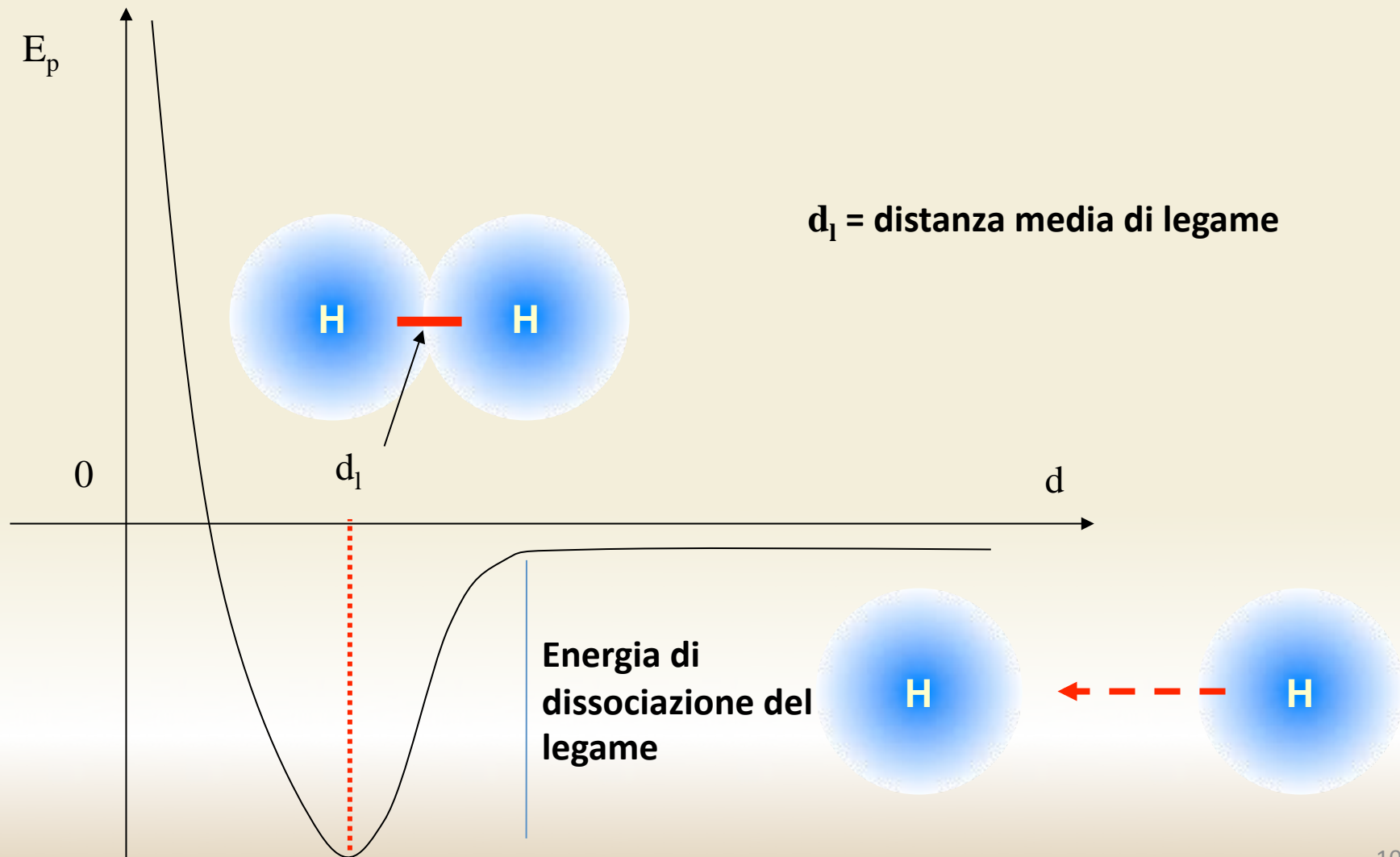
$$F_e = k \cdot \frac{q_1 \cdot q_2}{d^2}$$

- L' intensità delle forze coinvolte nei legami tra atomi è espressa dalla legge di Coulomb

Dove:

- $q_1$  e  $q_2$  sono le cariche delle particelle (in Coulomb)
  - $d$  è la distanza tra le particelle cariche
  - $k$  è una costante che dipende dal tipo di mezzo che si interpone tra le particelle
- 
- La forza può essere attrattiva o repulsiva

# Energia potenziale in funzione della distanza interatomica



## Elettronegatività

➔ Misura la capacità di un elemento di attrarre su di sé gli elettroni di legame

➔ È un parametro empirico: secondo Pauling si ottiene da misure sperimentali di affinità elettronica ed energia di ionizzazione

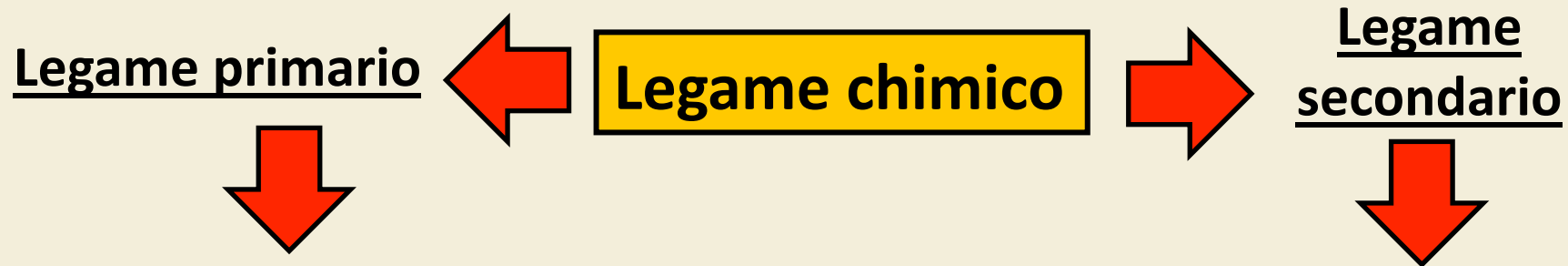
energia necessaria per allontanare un elettrone

energia liberata quando si acquista un elettrone

➔ Dal valore dell' elettronegatività dipende il tipo di legame che si forma

**I metalli sono meno elettronegativi dei non-metalli**

# Classificazione dei legami chimici



- E' il legame responsabile delle strutture metalliche, dei composti ionici, e dei composti covalenti (molecole) ed è quindi relativo alla composizione delle sostanze
- E' dovuto alle interazioni tra gli elettroni del guscio più esterno (elettroni di valenza)

- è un legame che non modifica la composizione delle sostanze
- è caratteristico dei soli composti covalenti
- si stabilisce tra le molecole ed è responsabile dello stato di aggregazione e della solubilità delle sostanze

Legame primario

**Ionico**  
**Covalente**  
**Metallico**

Legame secondario

**Legame dipolo-dipolo**  
**Forze di London**  
**Legame a idrogeno**

## OSSERVAZIONE

Legame ionico e covalente differiscono per il meccanismo attraverso il quale gli atomi che si legano raggiungono la stabilità

➔ Legame ionico: trasferimento di elettroni

➔ Legame covalente: condivisione di elettroni

## ➤ **Il legame ionico**

- **Meccanismi di formazione e specie coinvolte**
- **Esempi**
- **Strutture e comportamento dei composti ionici**

## Formazione del legame ionico

Due atomi presentano differenza di elettronegatività  $\Delta e > 1,9$

Si forma una coppia di ioni di segno opposto che si attraggono reciprocamente



**La forza che tiene uniti tali ioni in modo stabile si dice legame ionico**

### OSSERVAZIONI

- Gli ioni di carica opposta si formano poiché ci sono elementi che hanno una fortissima tendenza a perdere elettroni ed altri ad acquistarne
- Nella formazione del legame ionico è coinvolto uno scambio di elettroni

## Specie comunemente coinvolte nella formazione del legame ionico



### METALLI

- Hanno bassa energia di ionizzazione
- Tendono a cedere elettroni
- I metalli alcalini cedono molto facilmente un elettrone per conseguire uno stato di valenza completo



Tendono a diventare cationi



### NON METALLI

- Hanno elevata affinità elettronica
- Tendono ad acquistare elettroni
- Gli alogeni mostrano un'elevata tendenza ad acquistare un elettrone per conseguire uno stato di valenza completo

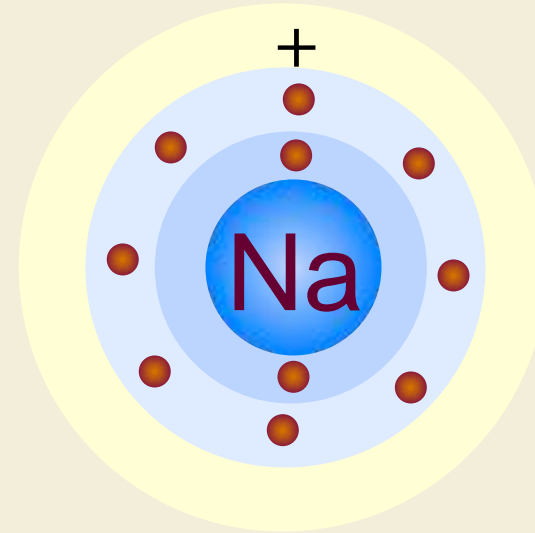
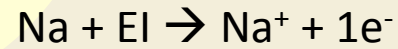
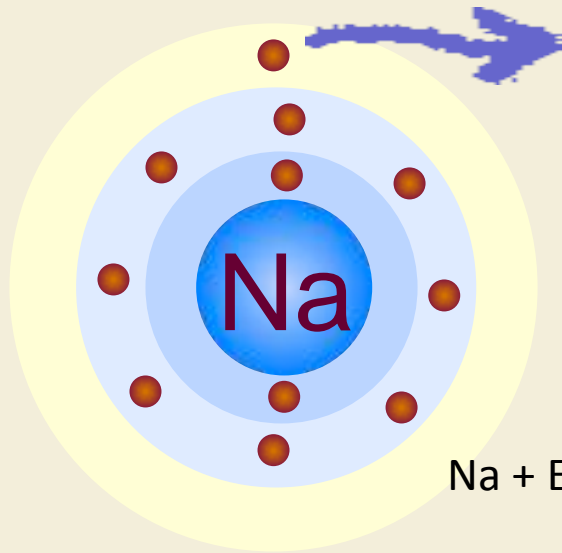


Tendono a diventare anioni

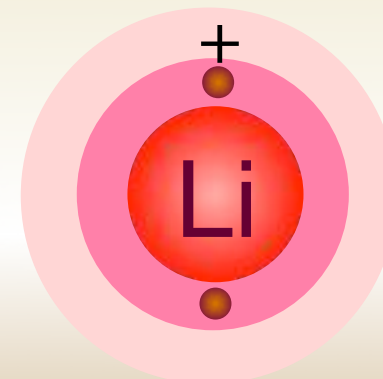
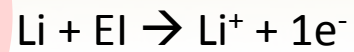
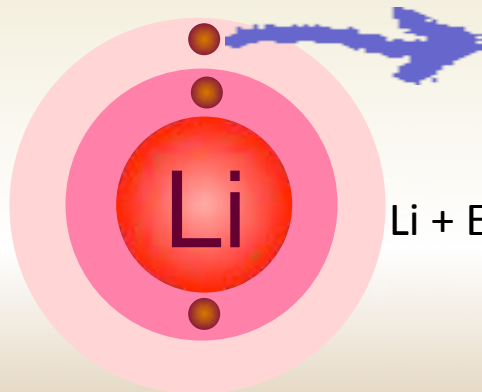


# Esempi di cationi

isoelettronico con il neon

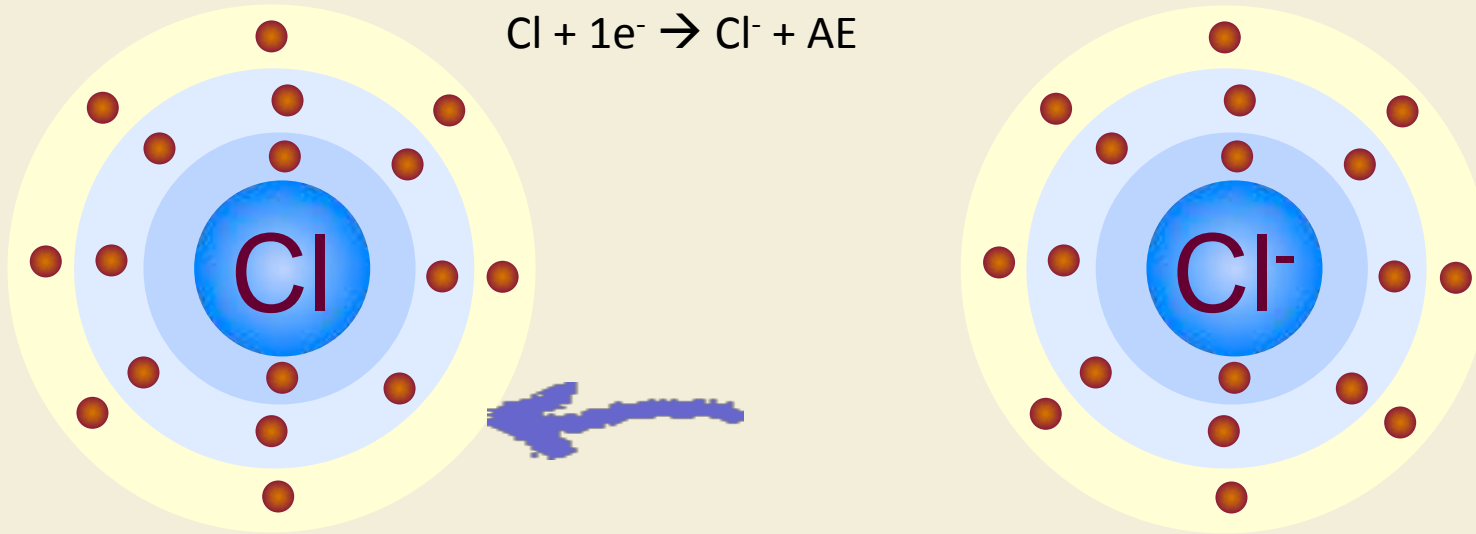
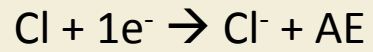


isoelettronico con l'elio

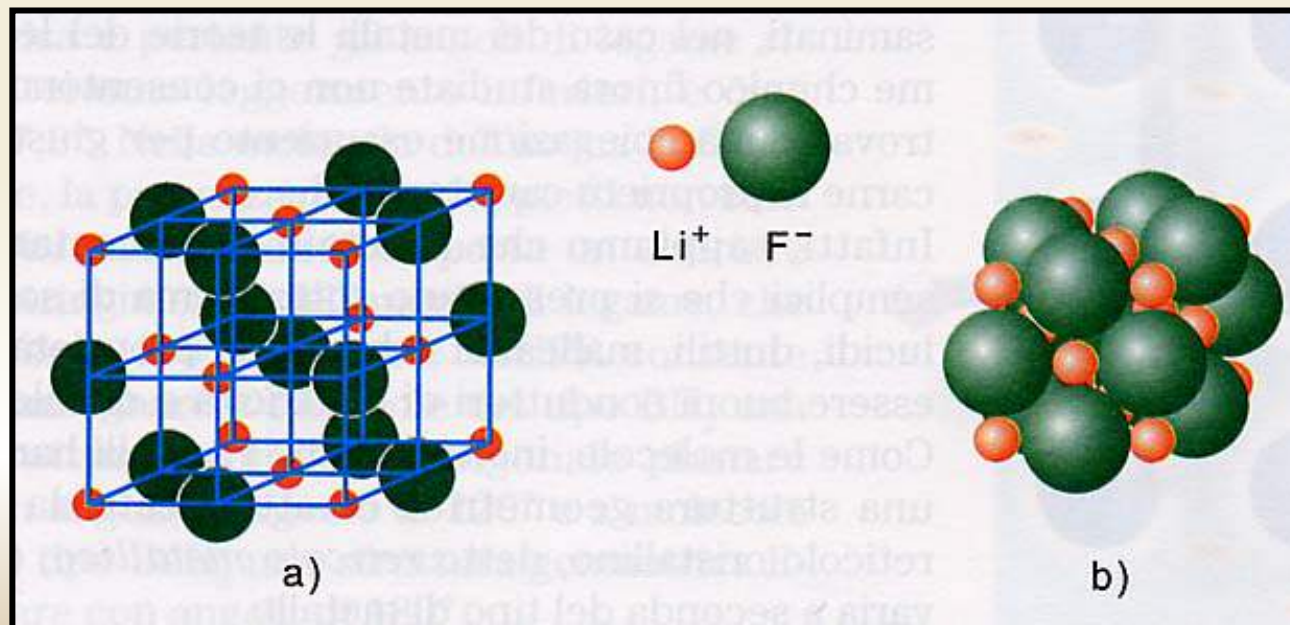
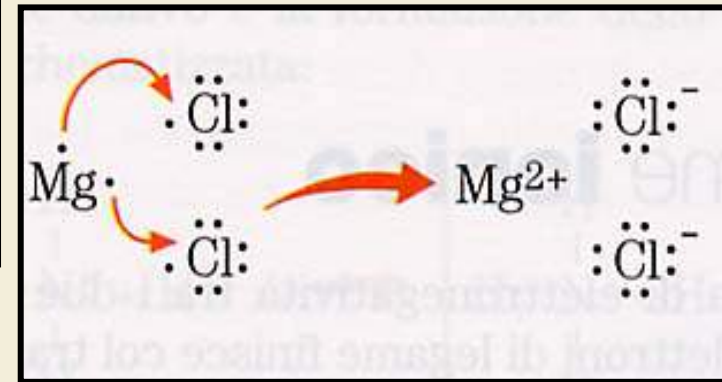
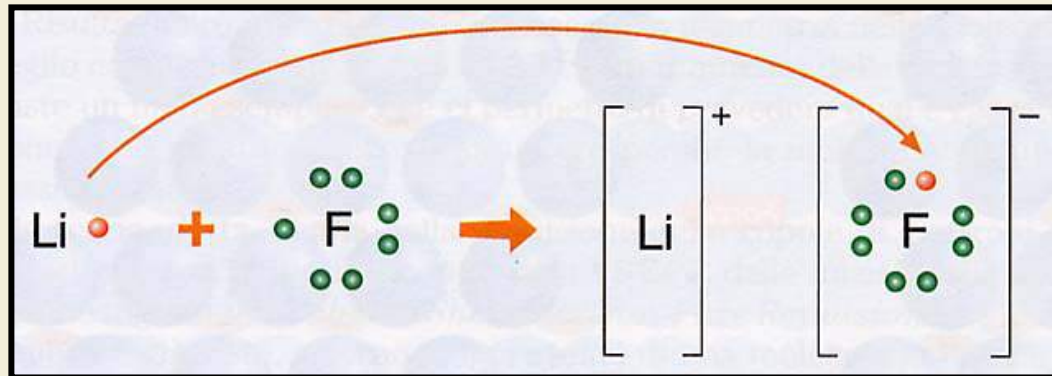


# Esempi di anioni

isoelettronico con l' argo

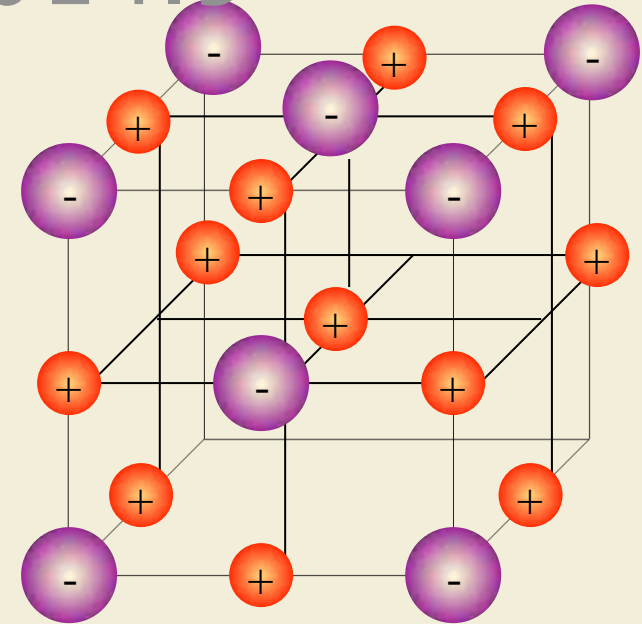


# Esempi di formazione di legami ionici



# I composti ionici (sostanze ioniche)

NaCl  
rapporto 1:1

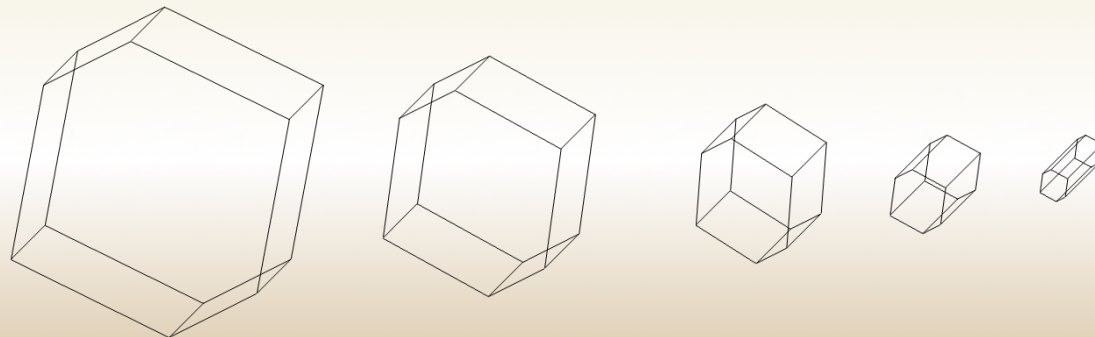


- Sono solidi cristallini
- Sono costituiti da una sequenza (reticolo) tridimensionale e ordinato di cationi e anioni che si dispongono in modo da annullare le cariche opposte (il composto è neutro)
- La formula di un sale non indica una molecola ma solo il rapporto numerico delle specie chimiche nel cristallo

# Caratteristiche dei composti ionici

- Sono solidi a temperatura ambiente
- Hanno alte temperature di fusione
- Si presentano in forme cristalline regolari e geometricamente ben definite
- Conducono la corrente solo in forma liquida (fusi) o in soluzione
- In forma solida non conducono
- Rispondono alle tensioni in modo fragile a volte rompendosi con piani di sfaldamento
- Quasi tutti si sciogliono bene in acqua e in altri solventi polari

## Tipiche forme cristalline



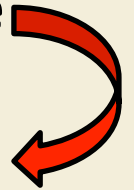
## Osservazioni

Il legame ionico è un legame molto forte



per attaccarlo e distruggerlo sono richieste alte temperature e forze deformanti elevate

Alte temperature di fusione e comportamento fragile



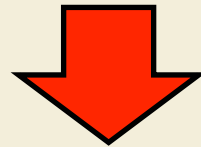
Corrente = passaggio di elettroni

- ➔ gli ioni sono liberi di muoversi e garantiscono un flusso di cariche e quindi il passaggio della corrente solo in forma fusa o disciolta in un solvente
- ➔ In forma solida non conducono poiché gli ioni non sono liberi di muoversi, sono vincolati nel reticolo dal legame ionico

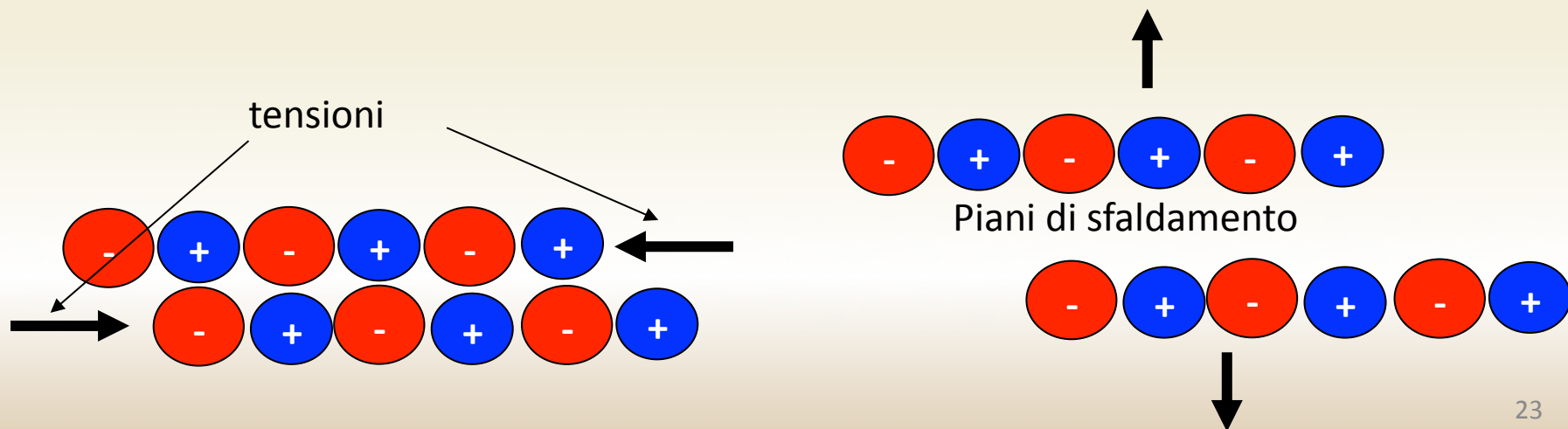
Questi materiali sono denominati conduttori di seconda specie

## Fragilità e piani di sfaldamento

Le tensioni nel materiale provocano deformazioni che incrementano le repulsioni casuali o su piani regolari



I solidi ionici si rompono in modo fragile secondo piani di sfaldamento



## Solubilità in acqua

- Molti composti ionici si sciolgono in acqua o in solventi polari
- È praticamente impossibile che i composti ionici si sciolgano in solventi non polari
- L'acqua, formata da una molecola polare, può intaccare il reticolo ionico e distruggerlo penetrandovi dentro e separando i cationi dagli anioni
- Alcuni Sali hanno un reticolo così robusto che non possono essere sfaldati dall'azione dell'acqua



- **Il legame covalente**
  - **Definizione**
  - **Classificazione**
  - **Legami multipli**
  - **Sostanze con legami covalenti**

## Il legame covalente

È la forza di attrazione tra due atomi dovuta a una coppia di elettroni condivisa

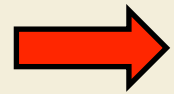
Le coppie elettroniche sono chiamate doppietti di legame ed in essi ciascun atomo fornisce un elettrone

### Caratteristiche

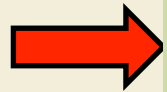
- Ciascun atomo mette in compartecipazione un singoletto
- Per formare 1 legame ci vogliono 2 elettroni
- È un legame molto forte
- È un legame fortemente direzionale
- Può essere rappresentato con un trattino



## Classificazione



**Puro**: gli elettroni provengono da tutti e due gli atomi e la condivisione può essere uniforme



**Polare**: gli elettroni provengono prevalentemente da uno dei due atomi

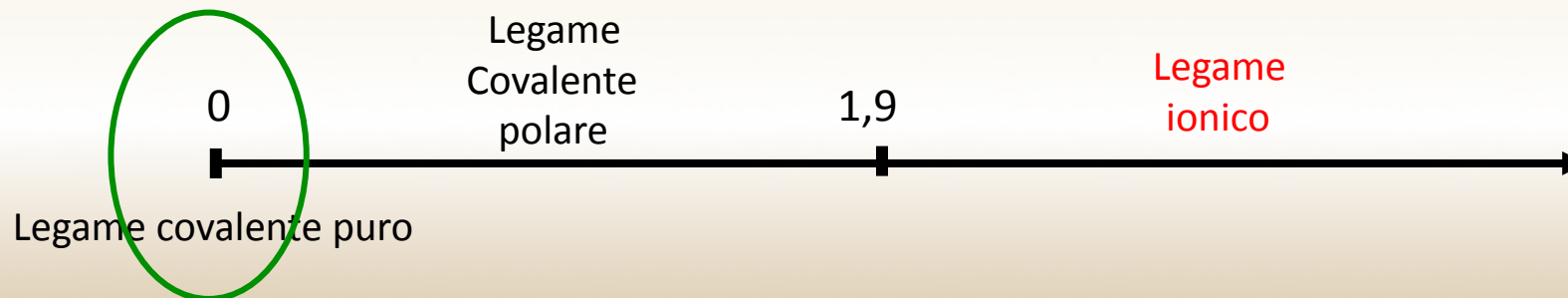


**Dativo**: se gli elettroni provengono solo da un atomo; l'atomo che mette a disposizione gli elettroni si dice donatore e l'altro accettore

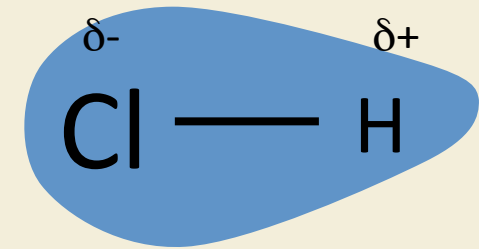
## Valutare il tipo di legame

Per valutare la polarità di un legame si calcola la differenza di elettronegatività ( $\Delta e$ ) degli atomi impegnati nel legame:

1. gli atomi sono uguali  $\Delta e = 0$  e il legame è covalente puro,
2.  $\Delta e \approx 0$  legame covalente apolare
3.  $0 < \Delta e \leq 1,9$  legame covalente polare



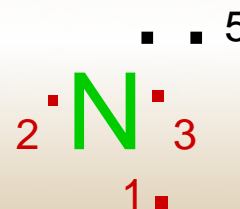
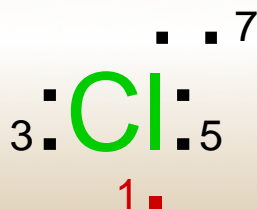
## Legami covalenti polari



- Quando gli atomi coinvolti hanno differenti valori di elettronegatività
- I 2 elettroni sono sbilanciati verso l' atomo più elettronegativo
  - Sono attratti con più forza verso l' atomo più elettronegativo
  - Si trovano per un tempo maggiore sull' atomo più elettronegativo
  - La disposizione degli elettroni non è simmetrica

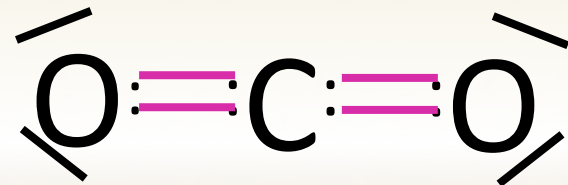
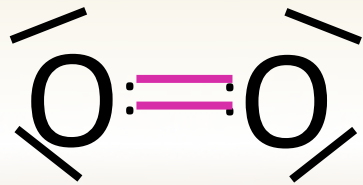
## Il legame dativo

- Controllando le valenze di molti elementi non-metallici salta agli occhi il fatto che sono indicate più di una valenza
  - Valenza N = **3**, 5
  - Valenza Cl = **1**, 3, 5, 7
  - Valenza S = **2**, 4, 6
- Solo le valenze in rosso sono considerate principali e sono legate al n° di elettroni spaiati dello strato di valenza
- Le altre sono dovute all' utilizzo dei doppietti elettronici presenti nell' ultimo strato elettronico



## Legami multipli

- Quando c'è più di un singoletto su un atomo questo può formare più di un legame covalente
- Se tutti e due gli atomi hanno più di un singoletto si possono formare legami multipli (doppi o tripli)



## Sostanze con legami covalenti

Le sostanze in cui compare il legame covalente sono suddivise in tre tipologie

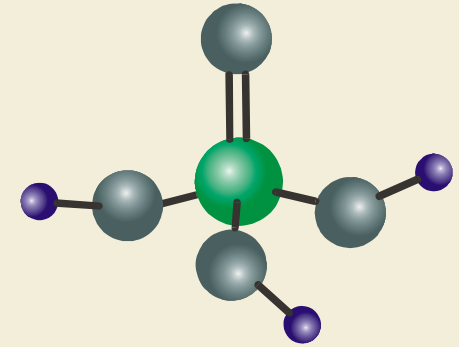
Sostanze  
molecolari

Sostanze  
covalenti

Sostanze  
macromolecolari



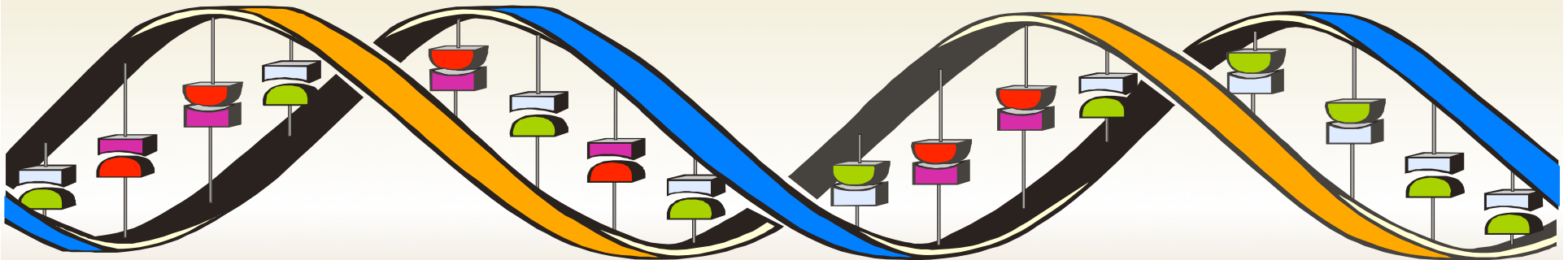
## Sostanze molecolari



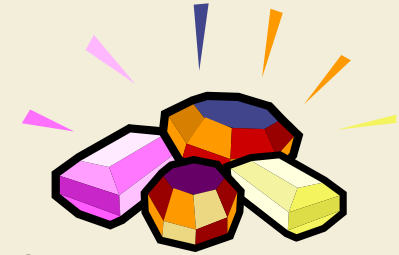
- Sono formate da molecole relativamente piccole, pochi atomi, legati tra loro solo da legami covalenti
- Possono essere solide, liquide o aeriformi
- Esempi tipici sono: lo iodio ( $I_2$ ), l'acqua ( $H_2O$ ), il metano ( $CH_4$ ), lo zolfo ( $S_8$ ), il cloro ( $Cl_2$ )
- Non sono molto dure e si sfaldano facilmente (quando sono solide)
- Hanno punti di fusione e di ebollizione bassi; tutte le sostanze gassose sono delle sostanze molecolari

## Sostanze macromolecolari

- Sono formate da aggregazioni di moltissimi atomi legati tra loro da legami covalenti
- Esempi tipici sono: proteine, DNA, amidi, materie plastiche



## Solidi covalenti



- Sono formati da una rete tridimensionale molto estesa di atomi legati da un reticolo di legami covalenti
- La struttura è altamente ordinata e rigida ed è di tipo cristallino



- Elevati punti di fusione
- Elevata durezza
- Insolubilità in acqua
- Assenza di conduzione di calore e di elettricità per effetto della localizzazione degli elettroni

Esempi sono il quarzo e il diamante

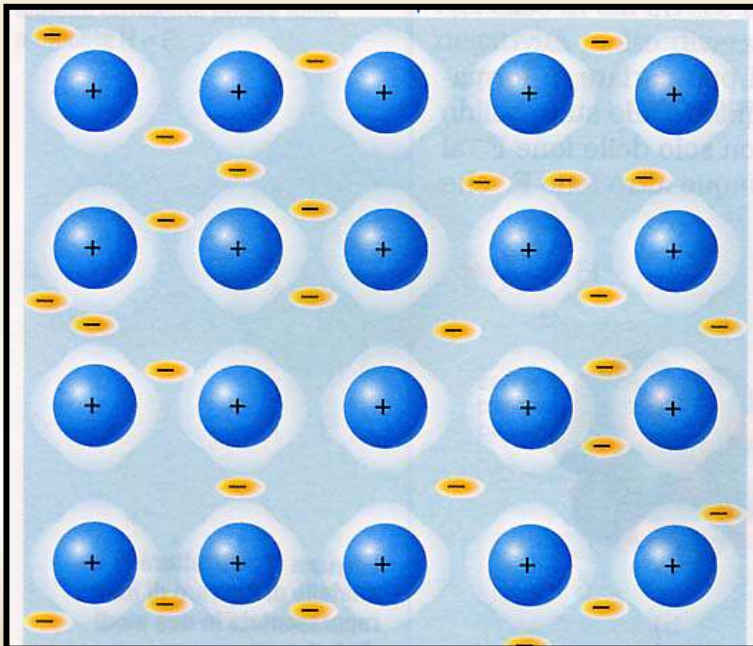


- **Il legame metallico**
  - **Definizione e formazione**
  - **Proprietà dei metalli**

## Legame metallico

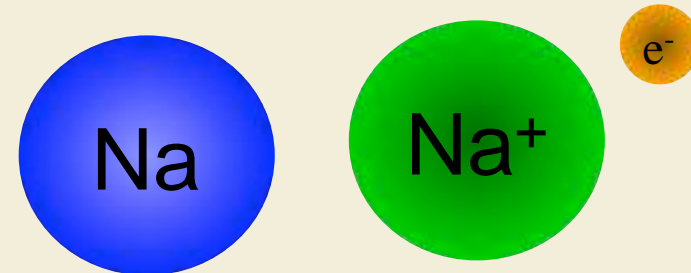
tutti gli atomi di un metallo mettono in comune gli elettroni più esterni che cementano tra di loro gli ioni positivi risultanti

### Tipica struttura di un metallo



**I metalli in genere sono solidi ad alto punto di fusione**

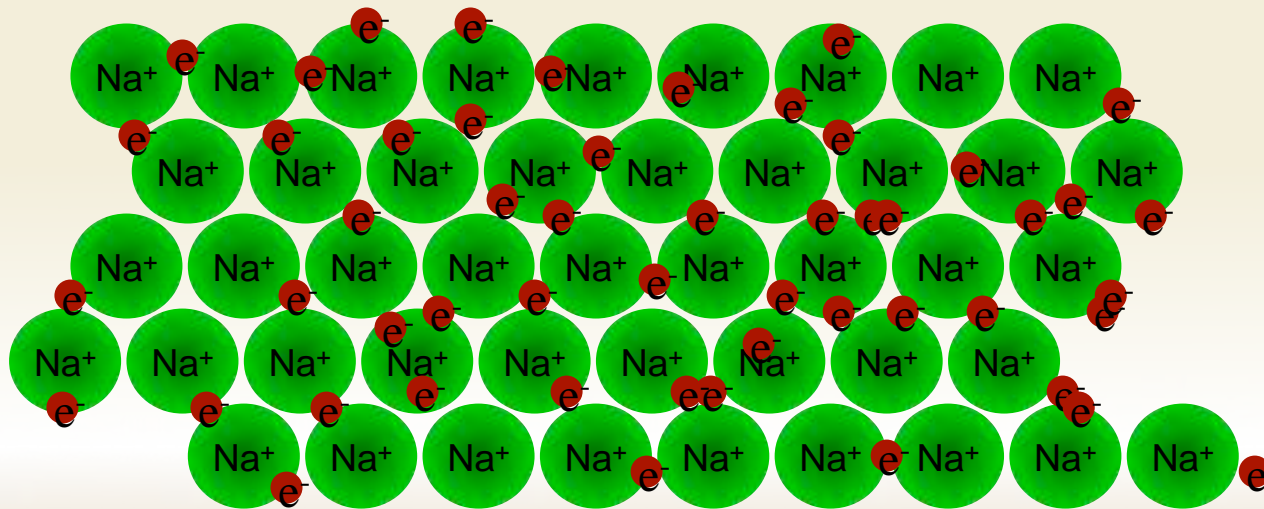
## Formazione del legame metallico



- Prendiamo come esempio il sodio (Na)
- Il sodio è un metallo che ha un elettrone in eccesso che perde con grande facilità formando cationi Na<sup>+</sup>
- Tanti atomi insieme formeranno un aggregato di moltissimi cationi disposti in modo ordinato, praticamente cristallino
- Una nuvola di elettroni si disperderà su tutto il solido che saranno messi in comune, condivisi da tutti i cationi

## Un modello plausibile

- La nube di elettroni funziona da “collante” per i cationi metallici
- Questi ultimi non riuscirebbero a mantenersi insieme poiché hanno tutti la stessa carica e si respingerebbero



## Molte cose sono spiegate

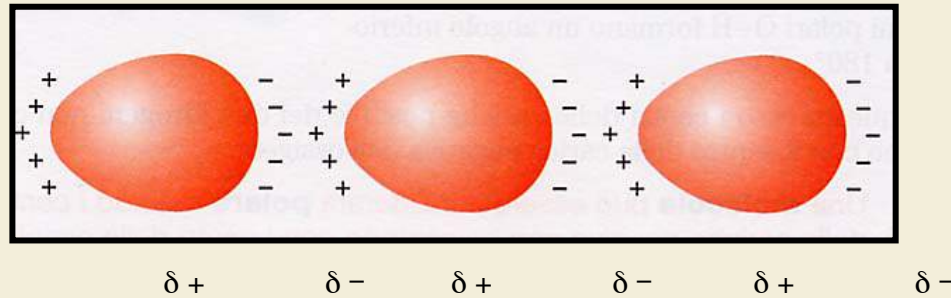
- Proprietà dei metalli
  - conducono bene la corrente anche allo stato solido
  - Conducono bene anche il calore
  - Sono lucenti
  - Sono duttili e malleabili
  - Formano facilmente leghe (soluzioni solide)



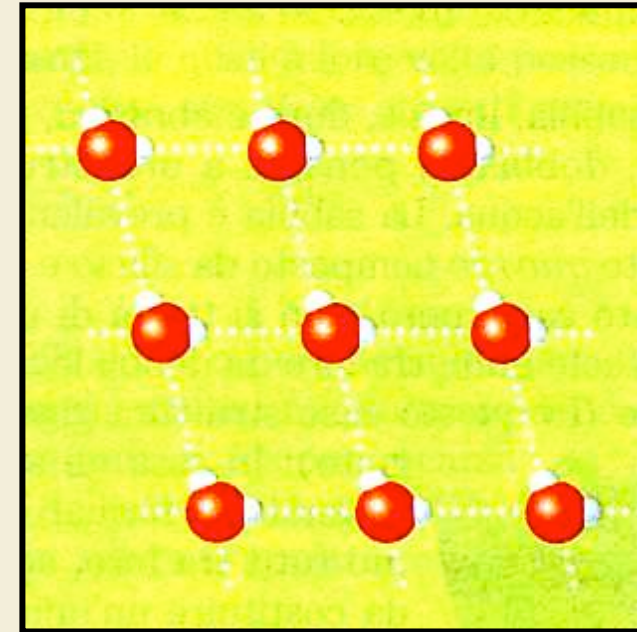
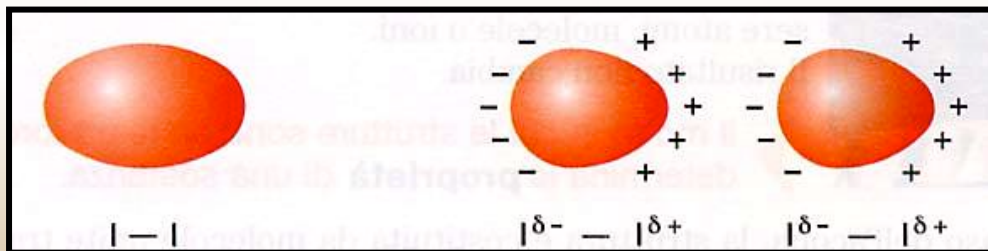


## ➤ **Legami secondari**

❖ **Legame dipolo-dipolo:** forza di attrazione tra il polo positivo di una molecola e quello negativo della molecola vicina

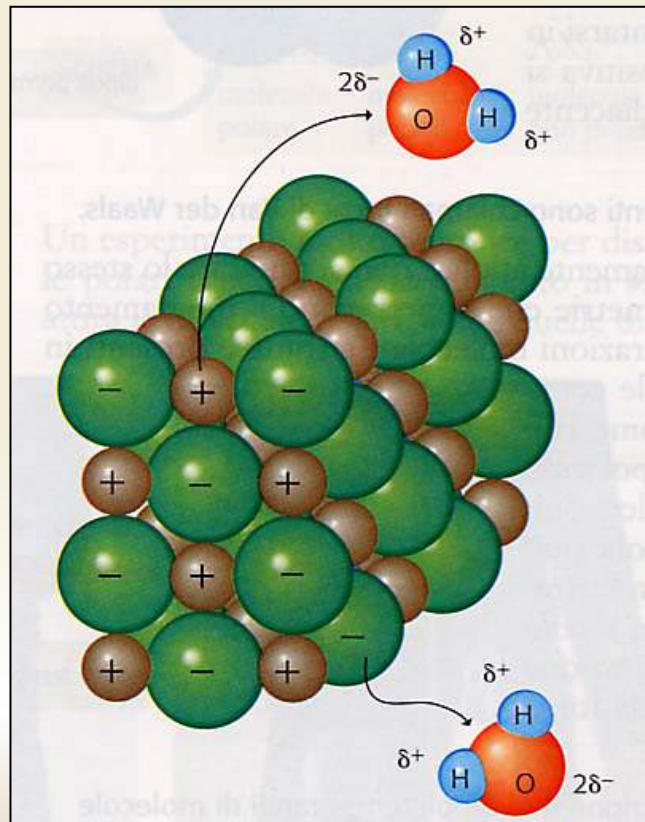


❖ **Forze di London (di dispersione):** in una molecola apolare il movimento degli elettroni determina la formazione di un dipolo istantaneo che determina una piccolissima forza di attrazione tra le molecole.

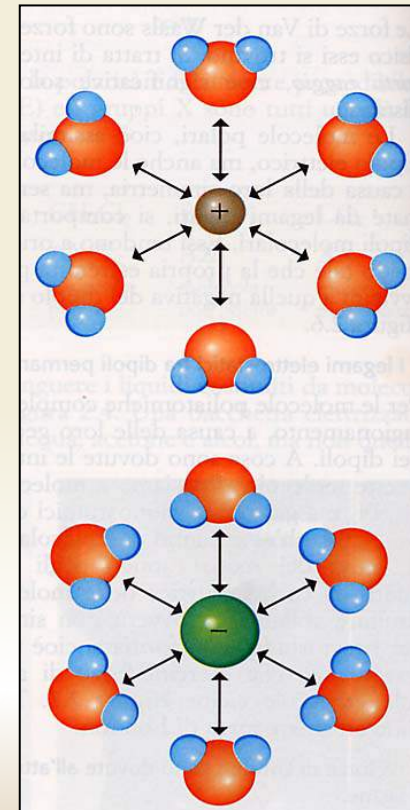


❖ **Legame a idrogeno:** è un legame dipolo-dipolo particolarmente forte che si stabilisce tra molecole in cui il polo positivo è sull'H e quello negativo su uno dei seguenti atomi: F, O, N, Cl caratterizzati da una elevata elettronegatività

❖ **Legame ione dipolo**: le molecole di un solvente polare H<sub>2</sub>O attaccano gli ioni positivi e negativi di un composto ionico, rivolgendo loro il polo di segno opposto alla carica dello ione *fig. a*, l'insieme dei legami ione-dipolo che si formano è in grado di vincere la forza del legame ionico e gli ioni completamente circondati dal solvente (solvatati) sono dispersi nella soluzione *fig. b*



*fig. a*



*fig. b*

## **Alcuni video suggeriti...**

<http://www.youtube.com/watch?v=Xq4cTfoGJ-Y>

<http://www.youtube.com/watch?v=518QBdTtRdo>