

# **I Legami intermolecolari**

# Legami tra gli atomi di una molecola

rieperilgando...

## Legami forti

$D = \text{differenza di elettronegatività tra gli atomi}$

**Ionico**  
 $D > 1,9$

**Covalente**

**Metallico**  
(dovuto alla dislocazione di tutti gli elettroni di valenza)

**Apolare**  
 $D < 0,4$

**Multiplo**

**Polare**  
 $0,4 < D < 1,9$

**Dativo**  
(i 2 elettroni di legame provengono dallo stesso atomo)

**doppio**

**triplo**

**Uno  $\sigma$  e uno  $\pi$**   
Ibridizzazione  $sp^2$   
Geometria planare

**Uno  $\sigma$  e due  $\pi$**   
Ibridizzazione  $sp$   
Geometria lineare

# I Legami (intermolecolari) deboli e lo stato fisico

Gli stati *aggregati* (stato solido, liquido) richiedono la presenza di forze intermolecolari tra le molecole che compongono la sostanza.

- **Molecole polari** → **Forze di Van der Waals**
  - Legame a ponte idrogeno (presente solo nelle molecole in cui siano presenti legami principali H-F, H-O, H-N)
  - Legame dipolo – dipolo (presente nelle molecole polari che non sono in grado di formare legami idrogeno)
  - Legame ione – dipolo (si forma fra ioni e dipoli)
  - Legame dipolo-dipolo indotto
- **Molecole apolari** → **Forze di London**
  - Legame dipolo indotto – dipolo indotto; (si formano fra molecole apolari, dove non ci sono dipoli permanenti)

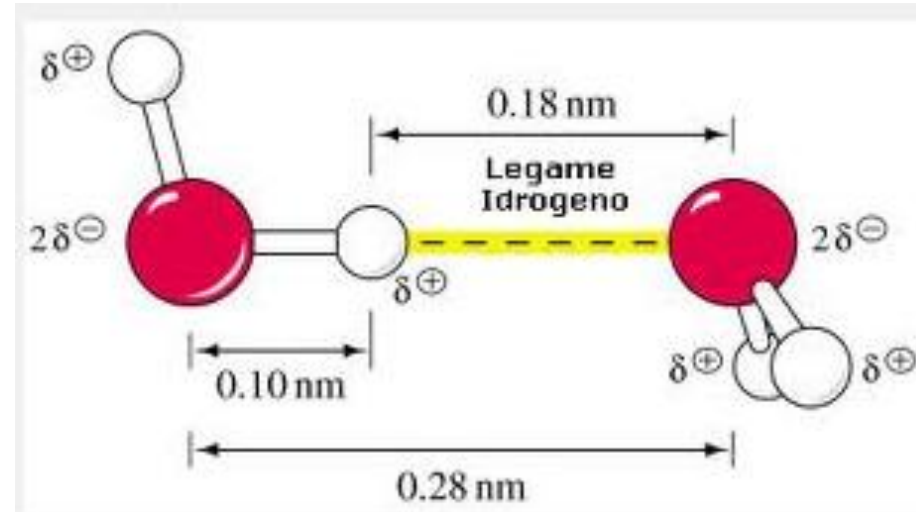
# Legame idrogeno

Si stabilisce un'attrazione elettrostatica fra l'atomo di idrogeno di una molecola e l'altro atomo (O, F, N) di un'altra molecola.

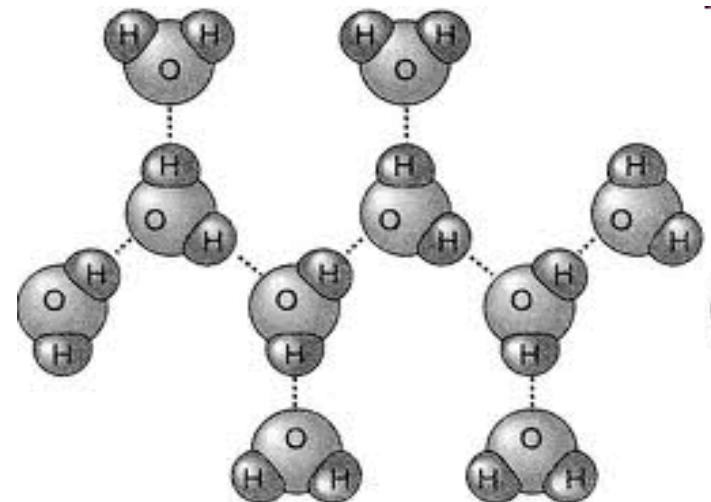
- È il **legame secondario più intenso fra tutti;**

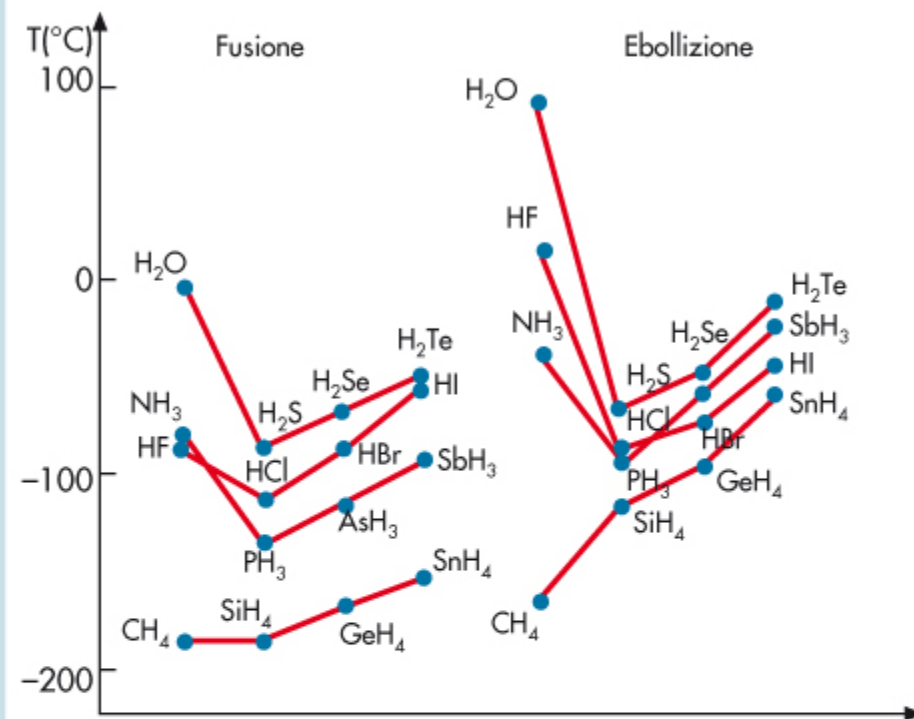
(Energia di legame  $\approx 10 \div 30$  kJ/mol)

- Ha una direzione preferenziale (nello stato solido le sostanze saranno cristalline)



Nell'acqua O è parzialmente negativo, mentre i due H sono parzialmente positivi. Quando due molecole di acqua si avvicinano, si stabilisce un'attrazione elettrostatica fra O di una di esse e un H dell'altra. Si forma così un legame a idrogeno fra le due molecole.





$\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{NH}_3$ ,  $\text{HF}$  hanno  $T$  di fusione ed ebollizione più alta degli altri idruri dei gruppi corrispondenti grazie alla presenza del legame a idrogeno

**Figura 5.50**

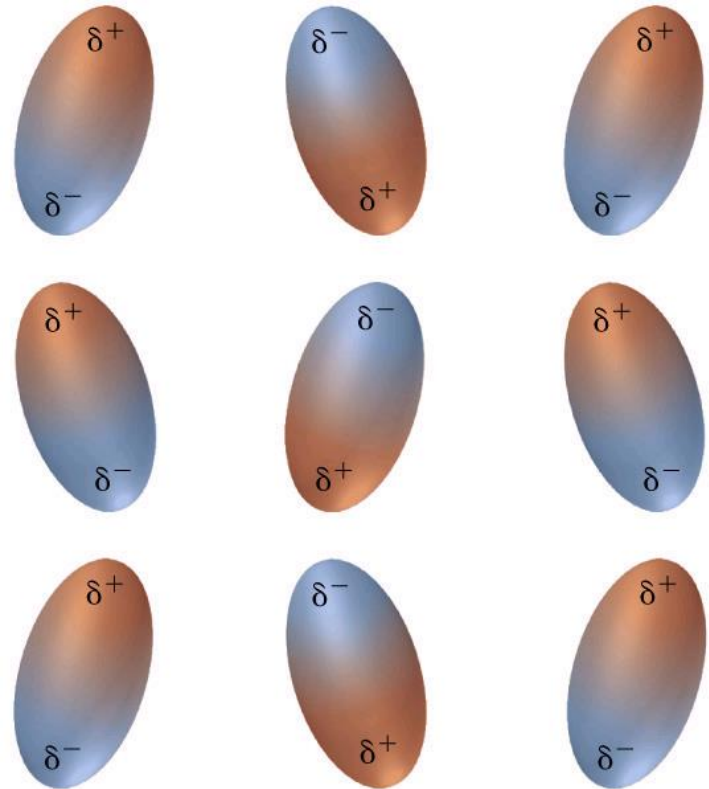
Punti di fusione e di ebollizione di alcune serie di idruri covalenti. La posizione sulla scala orizzontale dipende dall'appartenenza dell'elemento ad un dato periodo.

## Legame dipolo - dipolo

- si forma in molecole polari che contengono **dipolo permanente**
- Si stabilisce un'attrazione elettrostatica fra la parte  $\delta^+$  di una molecola  $\delta^-$  di un'altra molecola.

• In una sostanza polare le molecole hanno **momenti dipolari permanenti**, per cui tendono ad allinearsi con l'estremità positiva di un dipolo diretta verso l'estremità negativa del dipolo vicino.  
Sono forze **generalmente deboli 3-10 kJ/mol**

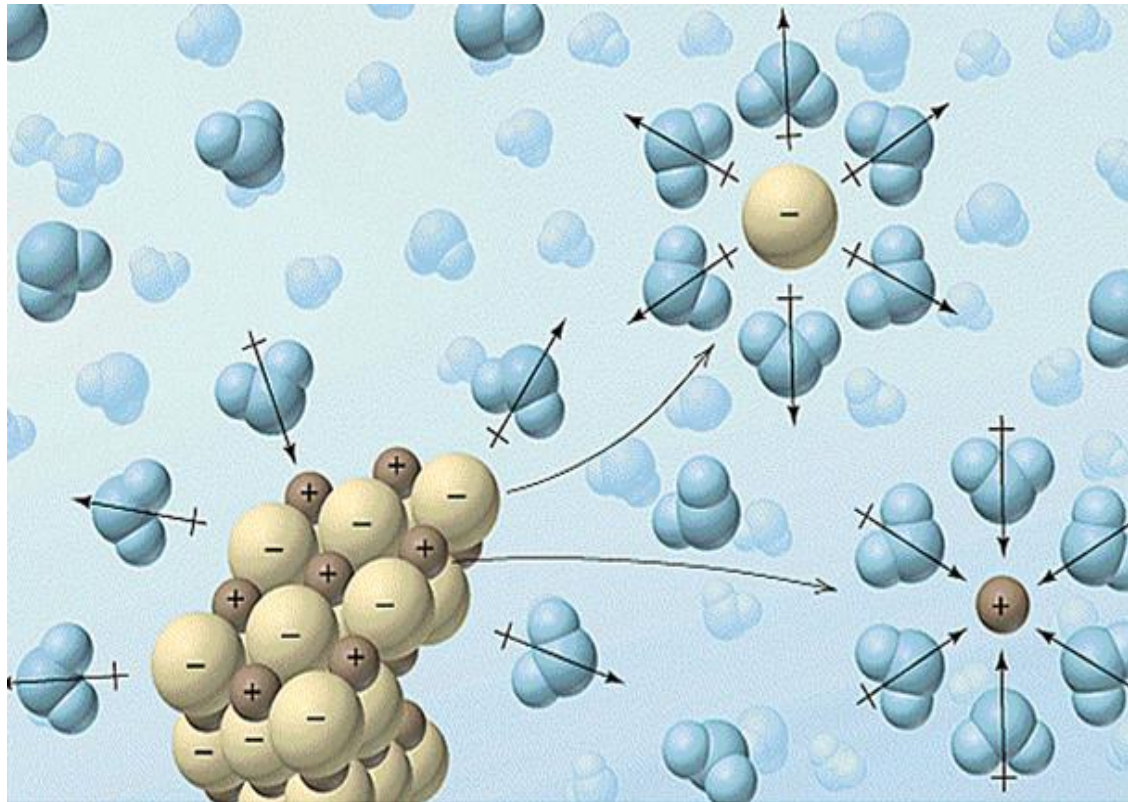
Generalmente **solubili in acqua** con la quale formano **interazioni dipolo - dipolo**.  
A T ambiente sono **aeriformi** se la MM è bassa o **liquidi** se la molecola è più pesante



## Legame ione - dipolo

Queste forze sono responsabili delle interazioni che determinano la solubilità delle sostanze ioniche in soluzioni acquose

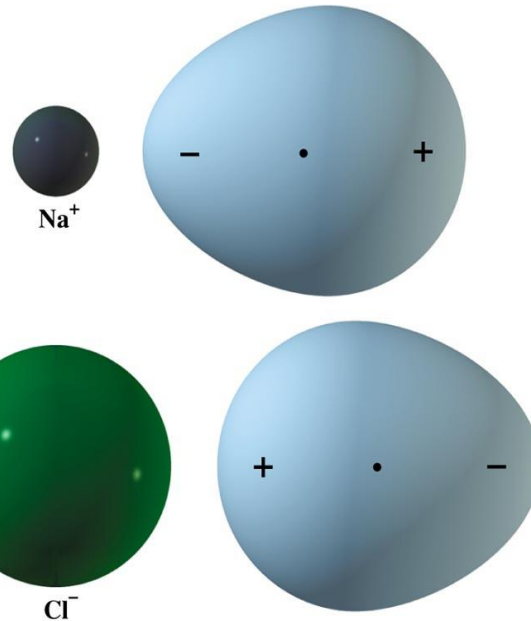
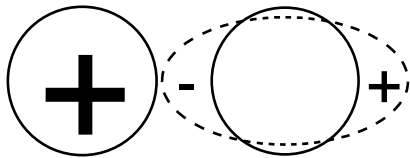
- Per esempio il dipolo della molecola di acqua interagisce con la carica elettrica degli ioni che costituiscono il reticolo ionico riuscendo a distaccarli e a portarli in soluzione.



# Legame dipolo – dipolo indotto

Molecole con un momento di dipolo elettrico possono provocare, in molecole non polari ma polarizzabili, l'induzione di un dipolo temporaneo.

Si hanno interazioni *dipolo – dipolo indotto*.





## Forze di dispersione di London

- Le forze di dispersione sono delle **deboli interazioni che si generano nelle molecole apolari;**
- non essendoci dei dipoli capaci di dare interazioni elettrostatiche permanenti **si generano dei legami di breve durata** fra molecole la cui **nuvola elettronica diviene temporaneamente polarizzata**



**Nel loro moto casuale gli elettroni possono trovarsi distribuiti in modo non omogeneo, polarizzando la molecola per un breve istante**

# Forze di dispersione di London

- il **dipolo istantaneo** generato dall'asimmetria della nube elettronica può indurre un secondo dipolo (spostare gli elettroni) in una molecola apolare sufficientemente vicina;
- Si possono creare in questo modo delle **interazioni  $\delta^+ \delta^-$  di breve durata** che prendono il nome di forze di London

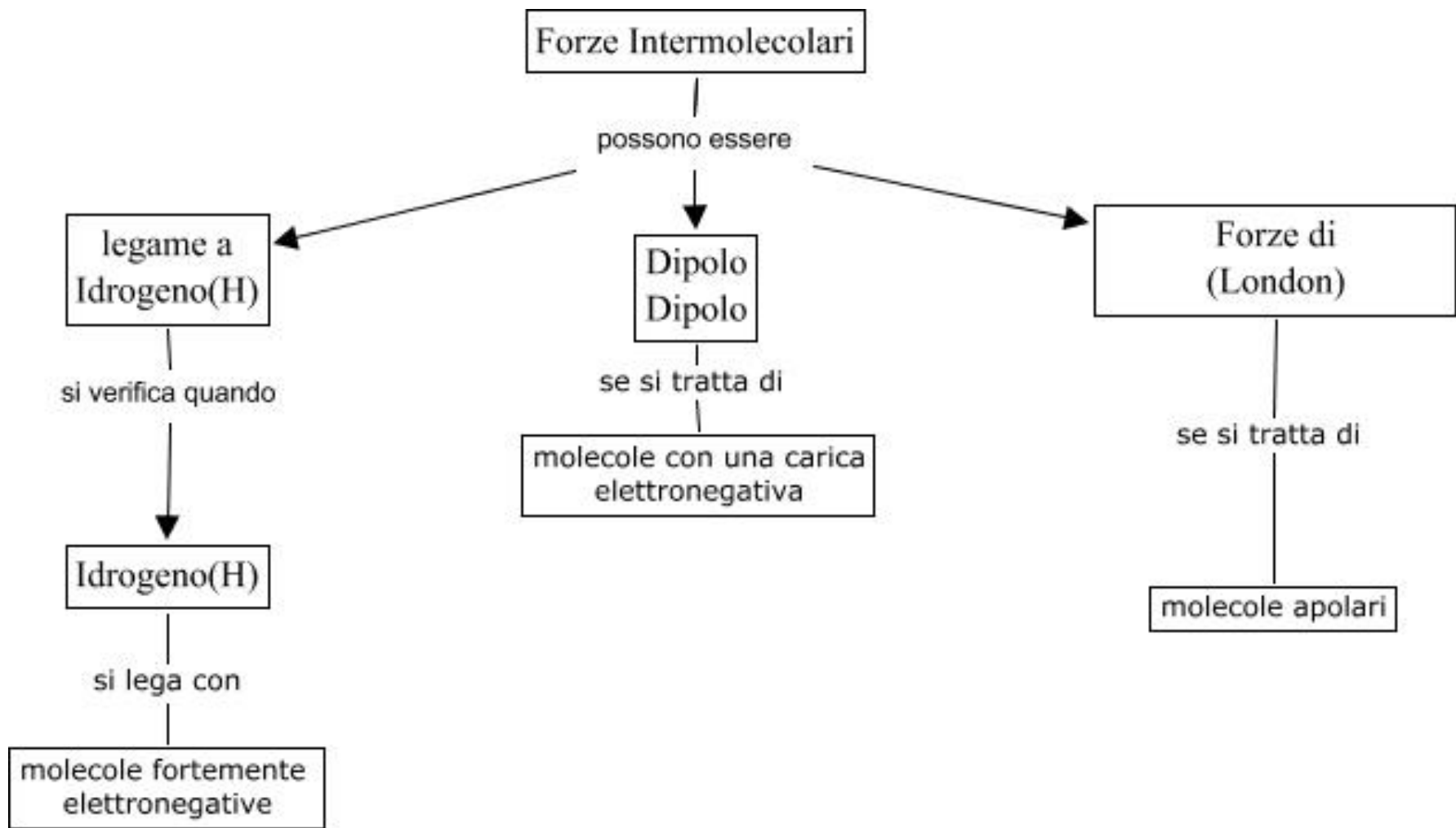
L'intensità dell'interazione **dipende dalla quantità di legami** presenti nella molecola, (quindi **aumenta con la MM**) e dalla forma della molecola stessa

**molecole con una maggiore superficie di contatto hanno un'energia di legame maggiore**

## Proprietà

**Sono sempre insolubili/immiscibili in acqua** e solubili/miscibili in solventi apolari

Sono generalmente **aeriformi o liquidi a T ambiente**; sono solidi con  $MM > 250$  u. Lo stato fisico dipende in larga misura dalla massa molare.



## Valori delle energie di legame



Energia necessaria per rompere un numero di Avogadro di legami di un certo tipo (presenti in una mole di una sostanza in fase gassosa)

### Tipi di interazioni Interazioni intramolecolari:

- a) Legame ionico
- b) Legame covalente

### Energia di legame (KJ/mol)

100 - 1000

100 - 1000

*Legami*

*forti*

### Interazioni intermolecolari:

- a) *Forze dipolo-dipolo*
  - b) *Forze dipolo indotto-dipolo indotto*
  - c) *Legame a idrogeno*
- forze di van der Waals (forze di London)

1 - 10

0.1 - 1

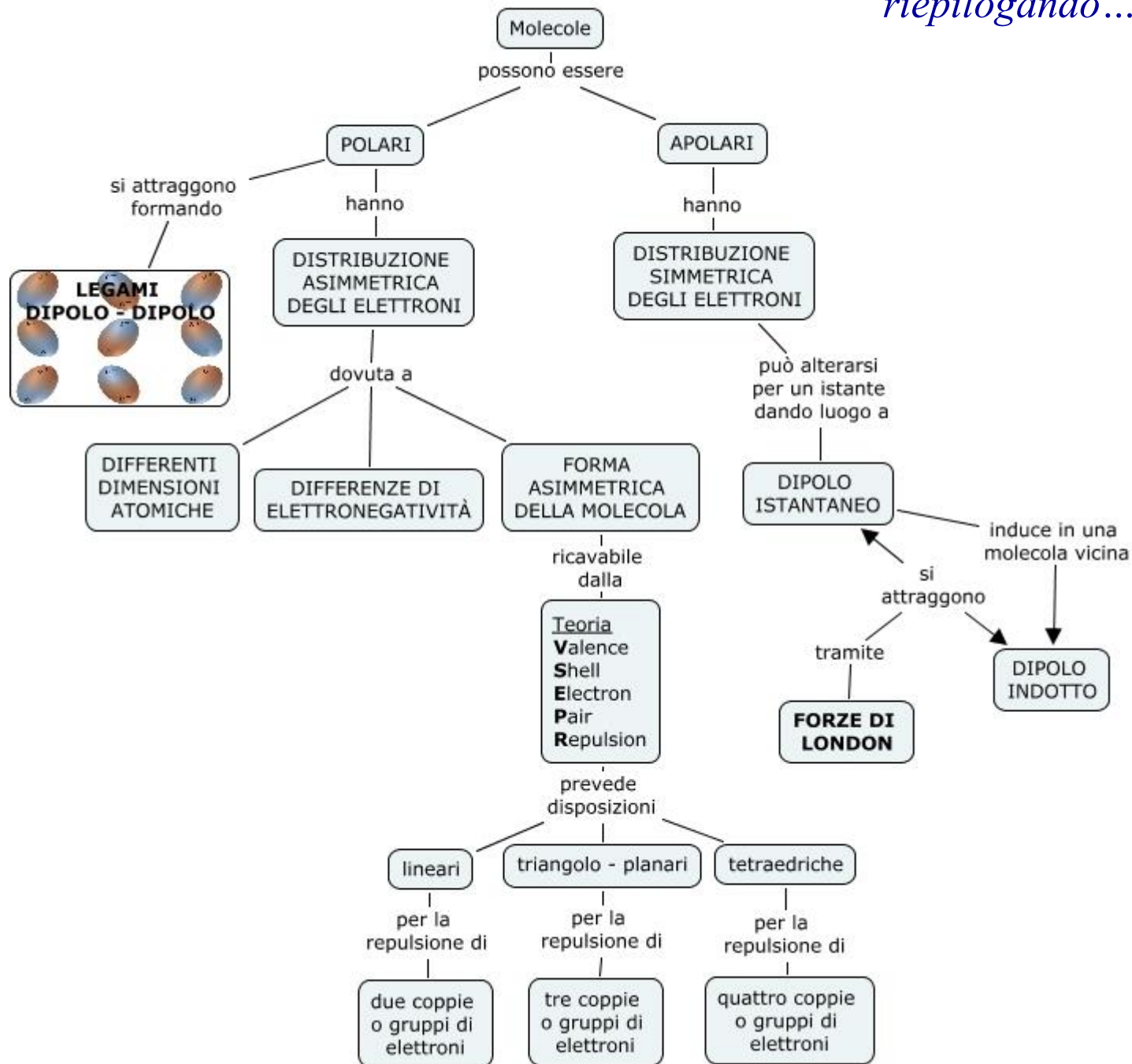
10 - 40

*Legami*

*deboli*

Come si formano i diversi legami intermolecolari?

*riepilogando...*



*rieilogando...*

