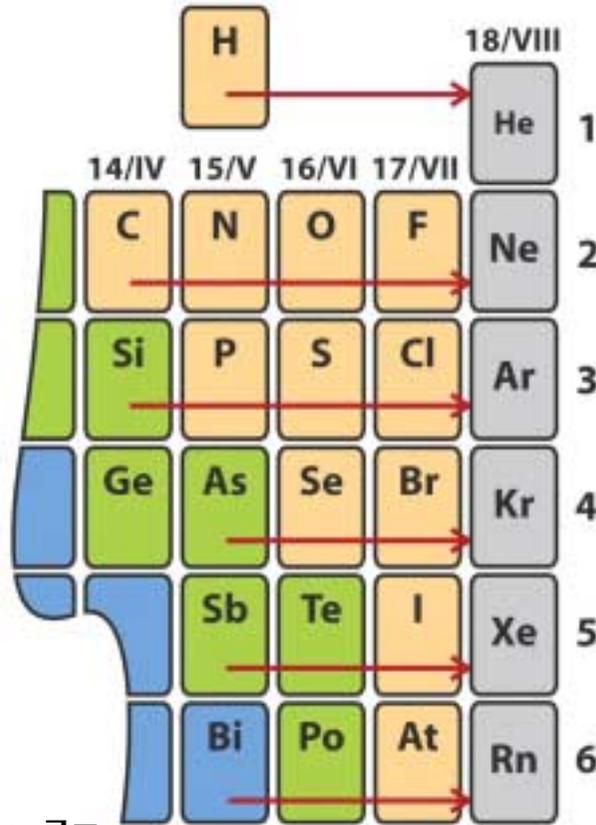
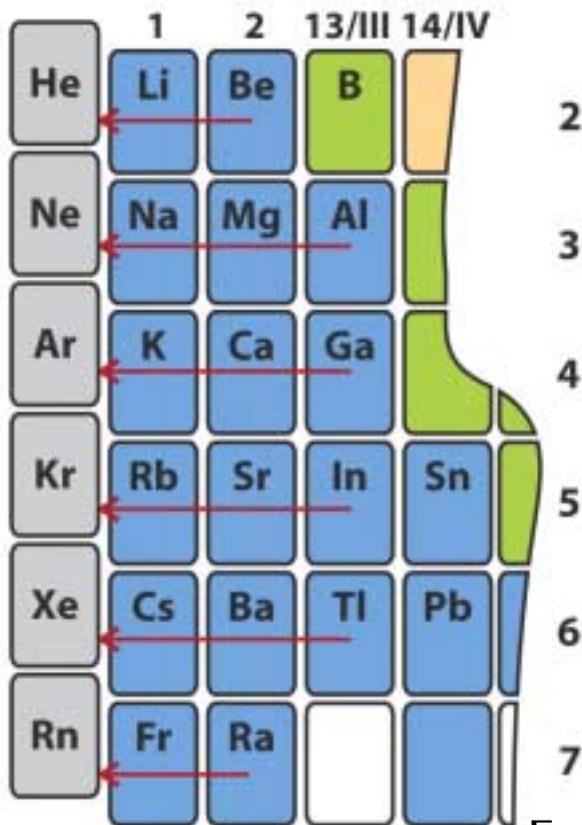


# 8. Il Legame Chimico

- I legami ionici
  - simboli di Lewis
  - entalpia reticolare
  - proprietà dei composti ionici
- Il legame covalente
  - regola dell'ottetto
  - struttura di Lewis
- Le specie poliatomiche
  - la risonanza
- Le eccezioni alla regola dell'ottetto
  - radicali e strati di valenza espansi
- Gli acidi e le basi di Lewis
- Legami ionici e legami covalenti
  - correzione al modello ionico e covalente

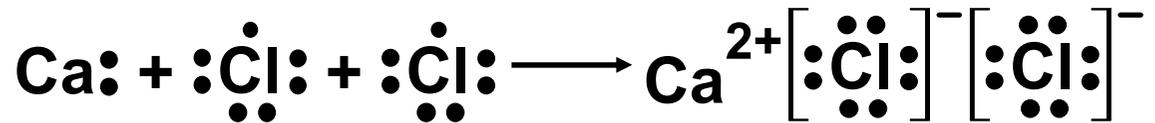
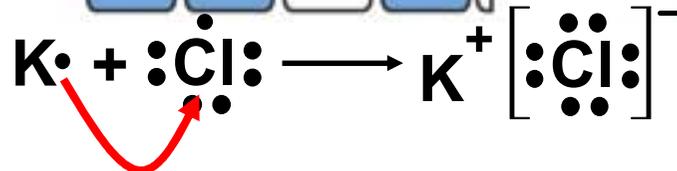
# Il Legame Ionico

**Def.** Il LEGAME IONICO è la forza di attrazione tra cariche opposte di cationi e anioni che si sono formati in seguito ad un trasferimento di elettroni da un atomo all'altro.

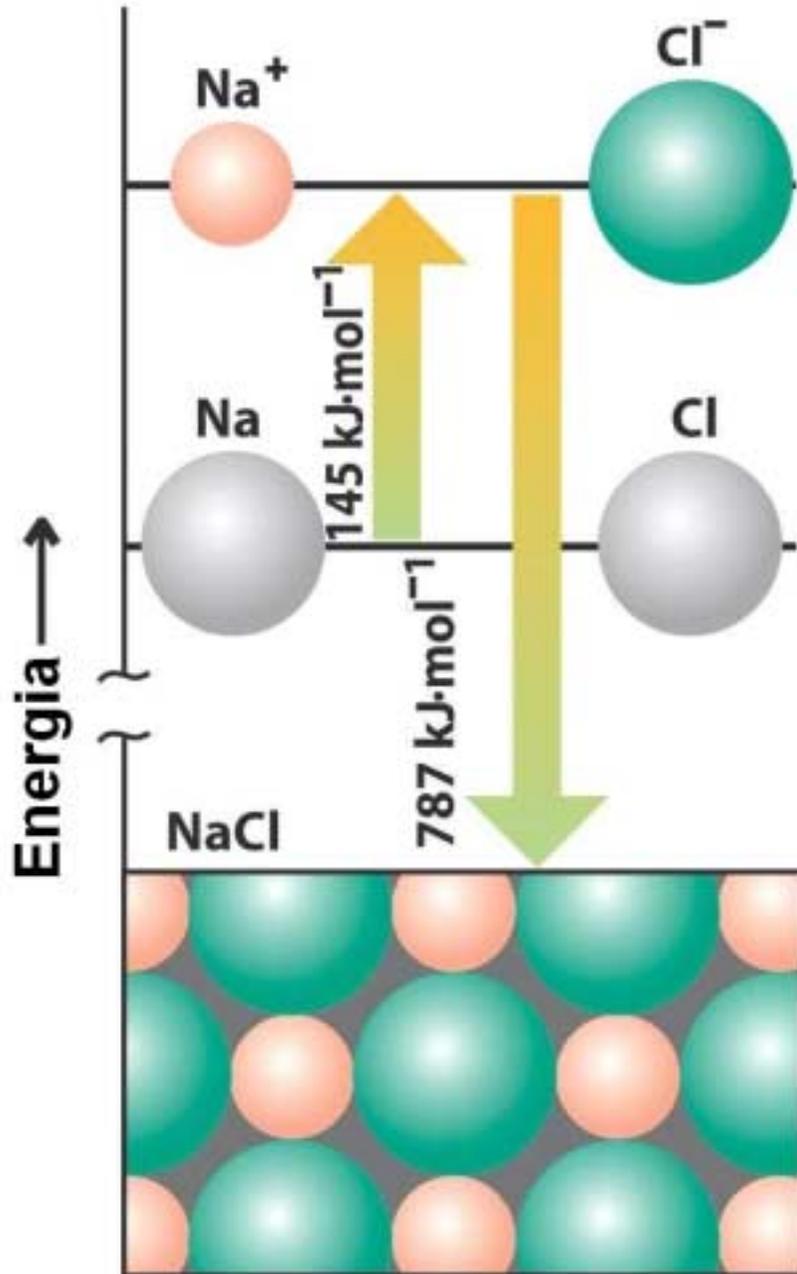


**II TRASFERIMENTO DI ELETTRONI DÀ ORIGINE AD UN OTTETTO DI ELETTRONI TENDENDO ALLA CONFIGURAZIONE ELETTRONICA DEI GAS NOBILI DEL GRUPPO 18 (configurazione  $s^2p^6$ )**

**GLI ELEMENTI H, Li E Be TENDONO ALLA CONFIGURAZIONE DELL'He, QUINDI  $1s^2$ , DOPPIETTO.**

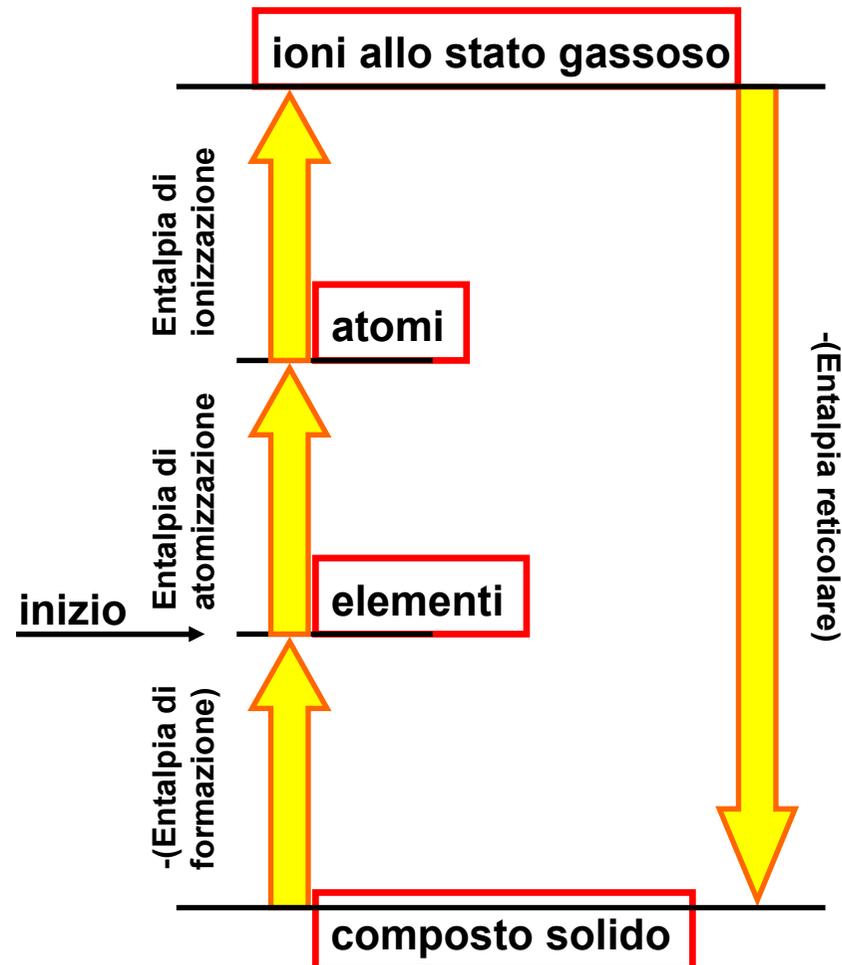


# L'Entalpia Reticolare

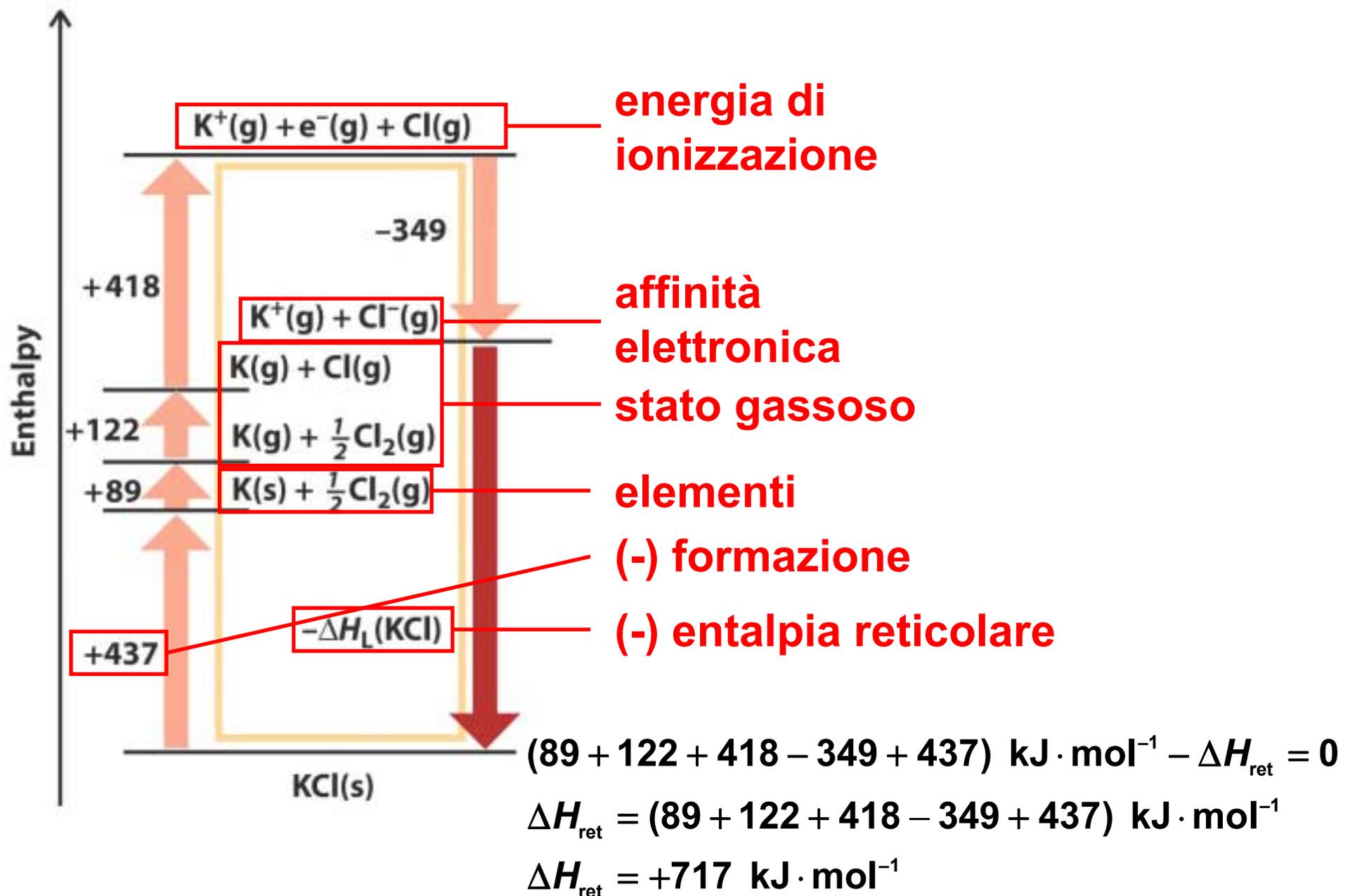


**Def.** Definiamo ENTALPIA RETICOLARE l'energia necessaria per la vaporizzazione del solido a formare un gas di ioni.

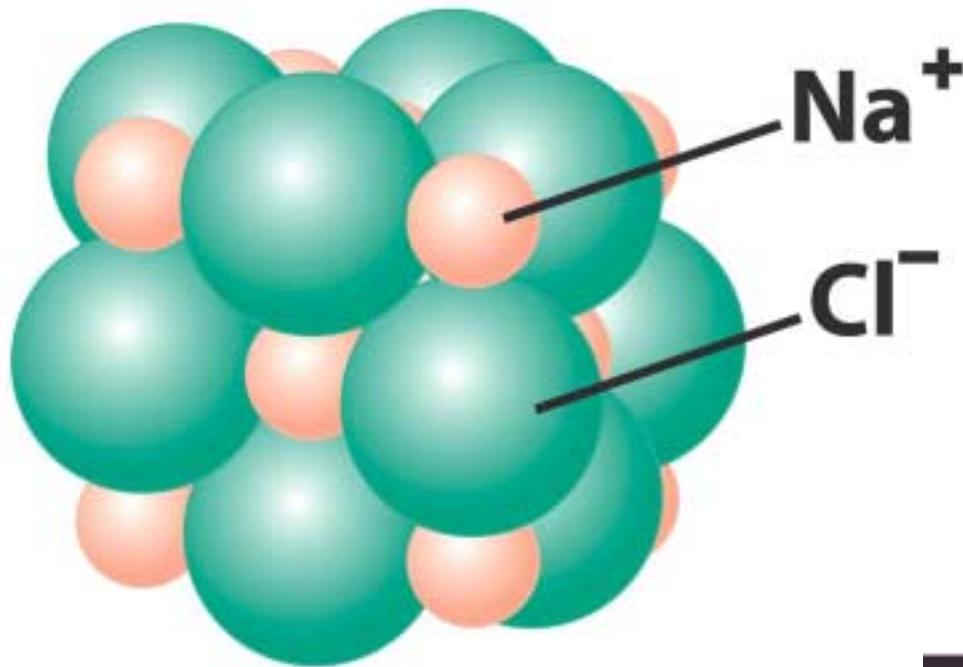
## Ciclo di Born-Haber



# L'Entalpia Reticolare



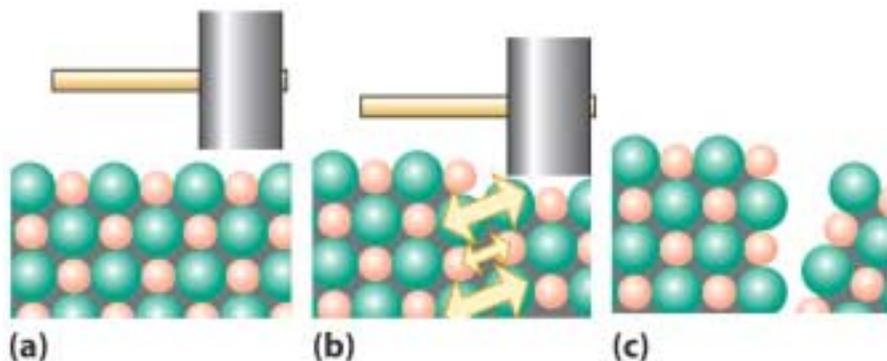
# Le Proprietà dei Composti Ionici



## 1. Solidi a Temperatura Ambiente

Composti ionici	Temperatura di Fusione ( $^{\circ}\text{C}$ )
$\text{MgCl}_2$	714
$\text{NaCl}$	801
$\text{CaF}_2$	1423
$\text{CaSO}_4$	1450
$\text{ZnS}$	1700
$\text{Al}_2\text{O}_3$	2072

## 2. I solidi ionici sono fragili

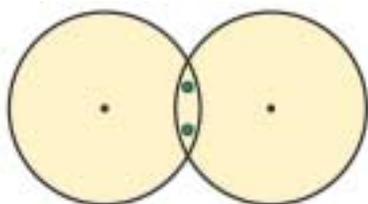


## 3. I solidi ionici sono duri

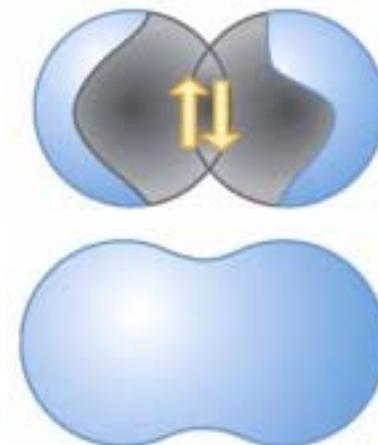
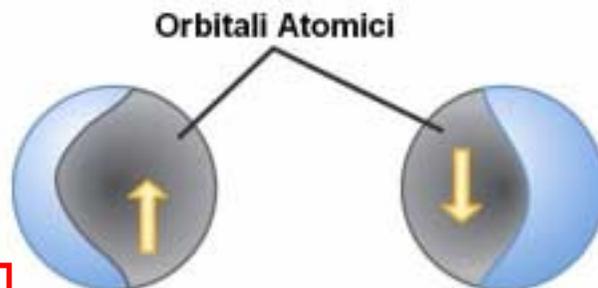
## 4. I solidi ionici conducono elettricità, se sciolti in acqua

# Il Legame Covalente

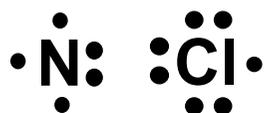
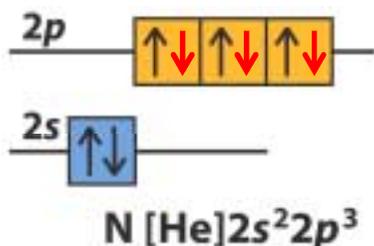
**Def.** Il LEGAME COVALENTE è l'attrazione tra due atomi che deriva dalla condivisione di una coppia di elettroni.



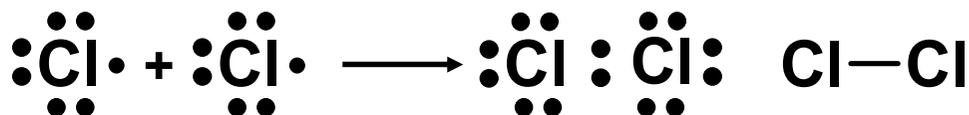
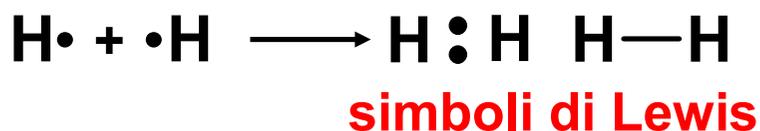
La condivisione corrisponde ad una cessione parziale.



**REGOLA DELL'OTTETTO:** nei legami covalenti gli atomi **CONDIVIDONO** elettroni fino a raggiungere la configurazione elettronica  $s^2p^6$  di un gas nobile. Nel caso di H, Li, Be si raggiunge la configurazione elettronica  $1s^2$ .



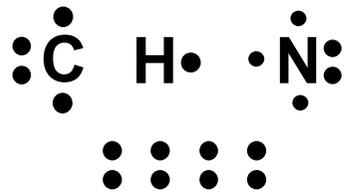
**Def.** Definiamo VALENZA il numero di legami covalenti che un atomo è in grado di formare.



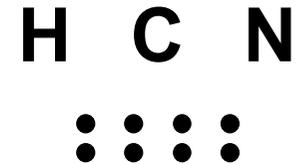


# Le Specie Poliatomiche

1. Contiamo tutti gli elettroni di valenza dei singoli atomi e determiniamo il numero di coppie di valenza della molecola.



2. Scriviamo i simboli chimici degli atomi in modo da mostrarne la disposizione nella molecola. H, con valenza 1 non può stare al centro.



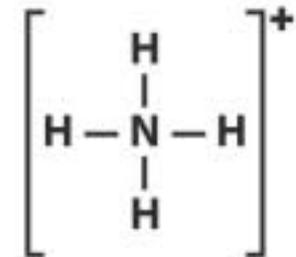
3. Completiamo con gli elettroni a disposizione gli ottetti/doppietti dei singoli atomi.



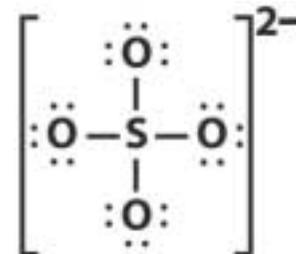
## IONI POLIATOMICI



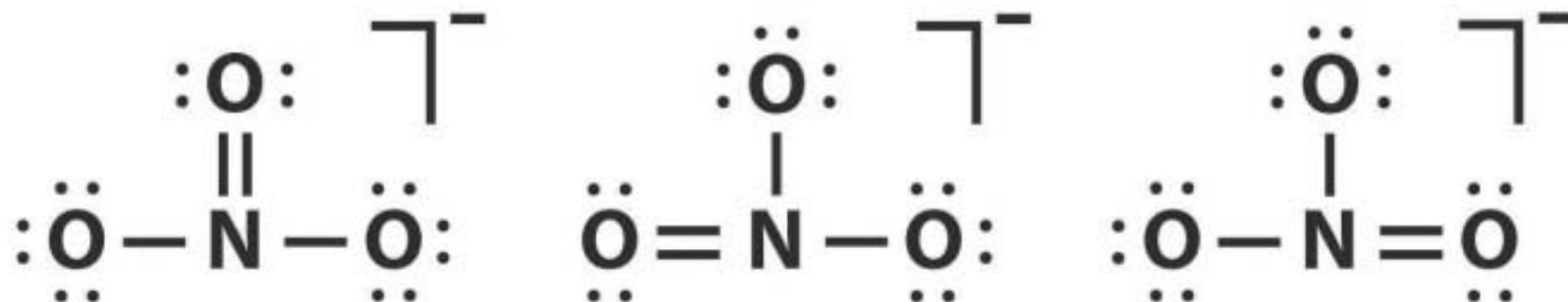
$$5 + (4 \times 1) - 1 = 8$$



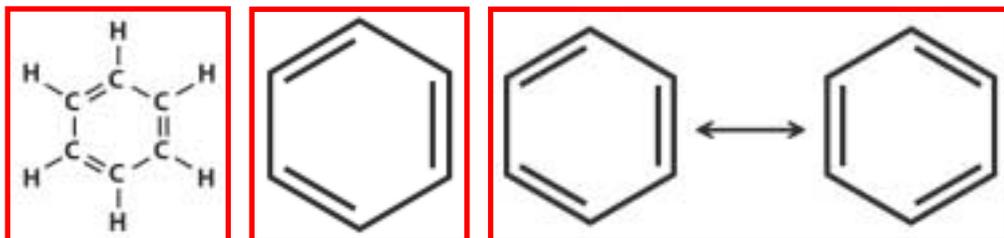
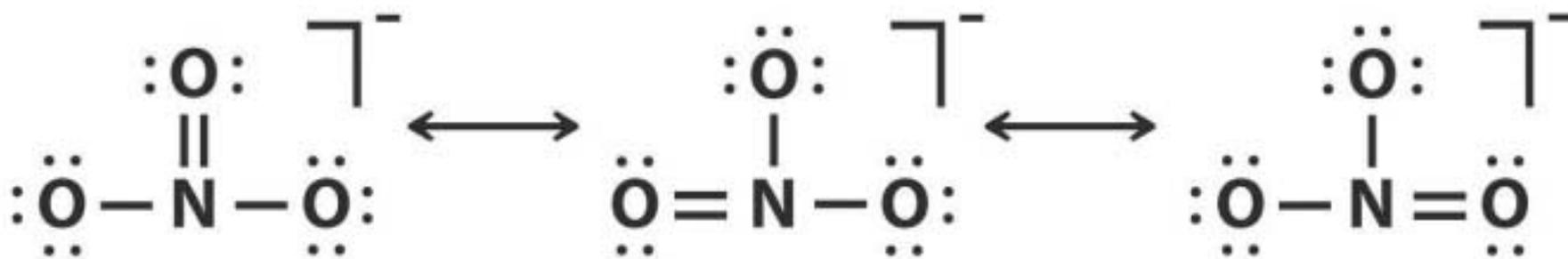
$$6 + (4 \times 6) + 2 = 32$$



# La Risonanza



**Def.** Si chiama RISONANZA la combinazione di più strutture, indicata con la freccia  $\leftrightarrow$ . La struttura risultante si definisce IBRIDO DI RISONANZA e gli elettroni interessati si dicono DELOCALIZZATI.

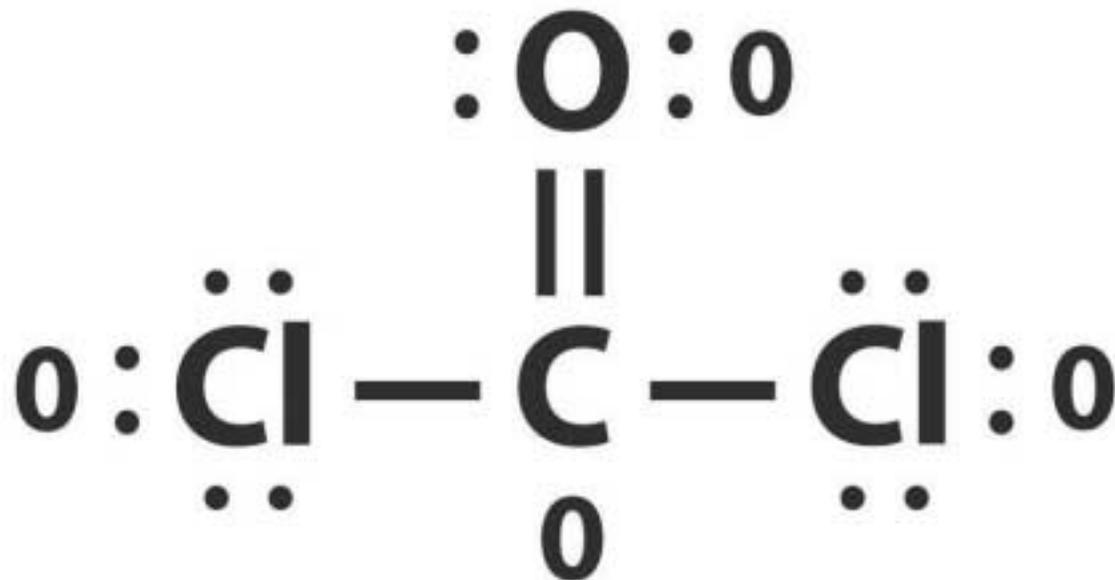
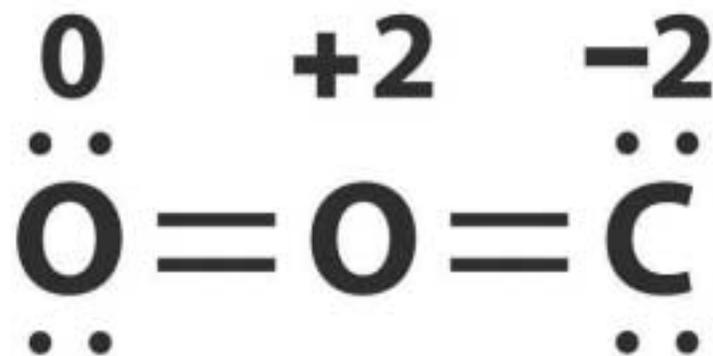
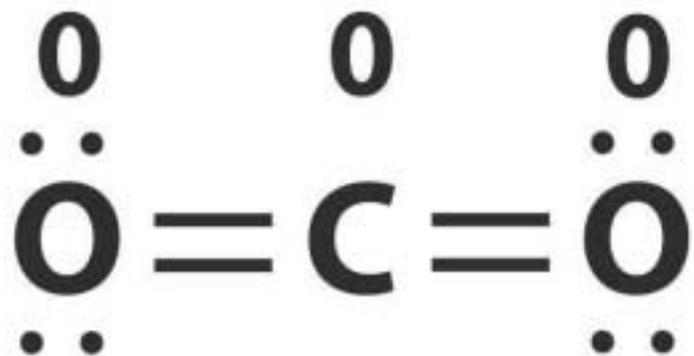


Assegnazione della CARICA FORMALE.

$$CF = V - \left( L + \frac{1}{2} S \right)$$

# La Carica Formale

$$CF = V - \left( L + \frac{1}{2} S \right)$$

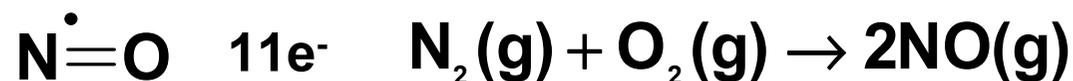


LE STRUTTURE DI LEWIS POSSIEDONO LA MINIMA ENERGIA QUANDO LE CARICHE FORMALI DEI SINGOLI ATOMI DEI NON METALLI SONO PIÙ VICINE A ZERO.

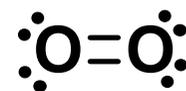
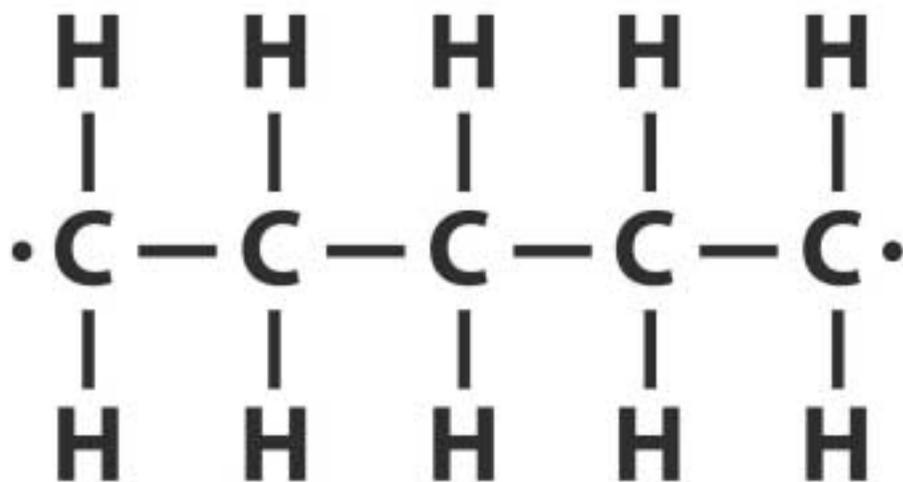
# Eccezioni alla Regola dell'Ottetto

## RADICALI

**Def.** Definiamo RADICALI le specie a numero dispari di elettroni.



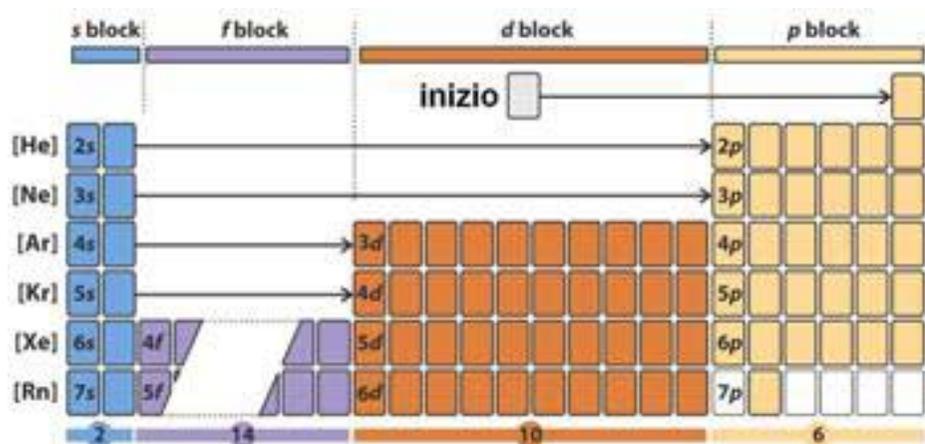
## BIRADICALI



# Eccezioni alla Regola dell'Ottetto

## GLI STRATI DI VALENZA ESPANSI

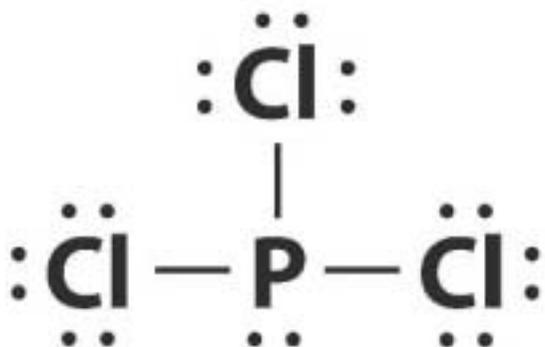
**REGOLA DELL'OTTETTO:** nei legami covalenti gli atomi **CONDIVIDONO** elettroni fino a raggiungere la configurazione elettronica  $s^2p^6$  di un gas nobile. Nel caso di H, Li, Be si raggiunge la configurazione elettronica  $1s^2$ .



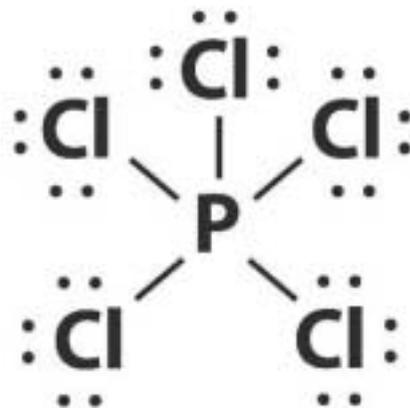
## OTTETTO ESPANSO

1. Orbitali d disponibili
2. Dimensioni dell'atomo centrale

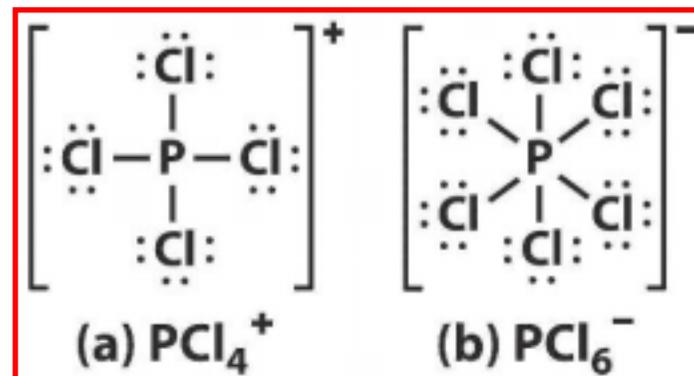
## COVALENZA VARIABILE



cloro in difetto



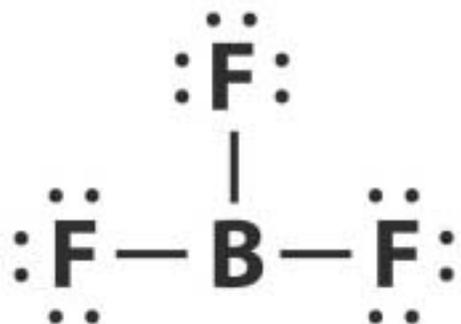
cloro in eccesso



# Gli Acidi e le Basi di Lewis

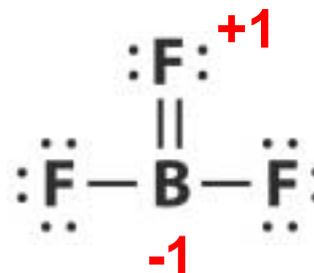
**Def.** Definiamo ACIDO, secondo Arrhenius, un elettrolita che in acqua cede ioni  $H^+$ , formando lo ione IDRONIO  $H_3O^+$ .

**Def.** Definiamo BASE, secondo Arrhenius, un elettrolita che in acqua cede ioni  $OH^-$ , ioni OSSIDRILE.

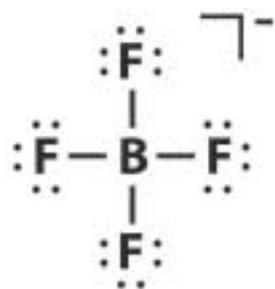


## L'atomo di B non raggiunge l'ottetto

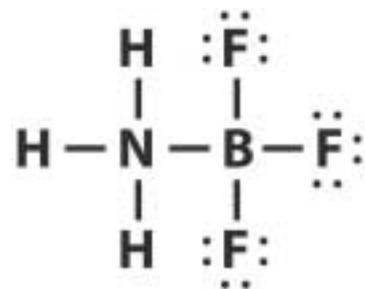
1. Condivisione di altri elettroni di uno degli atomi di F.



**L'OTTETTO DELL'ATOMO DI BORO PUÒ COMPLETARSI SE A COSTITUIRE UN LEGAME IN PIÙ È UN ALTRO ATOMO O IONE.**



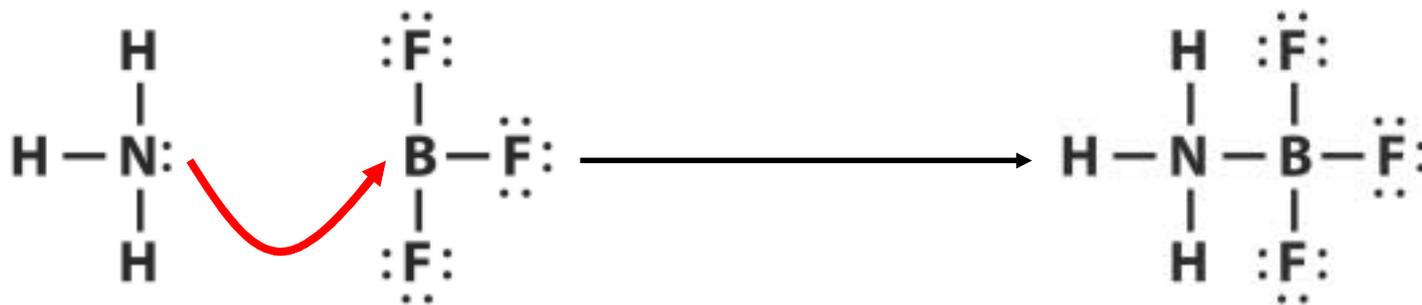
con fluoruro metallico



con ammoniaca

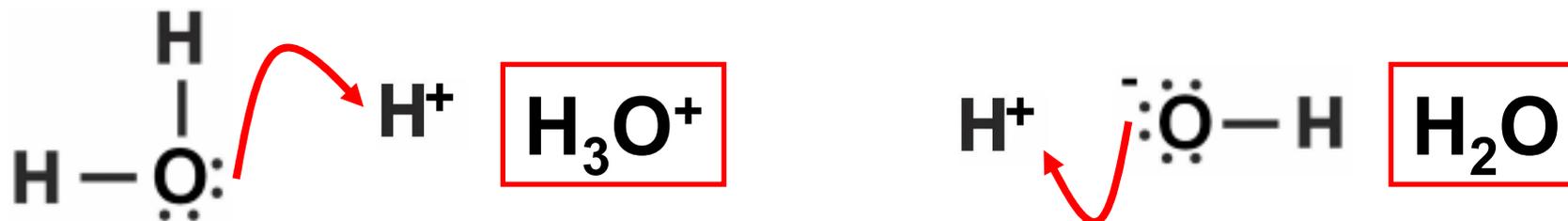
# Gli Acidi e le Basi di Lewis

**Def.** Definiamo LEGAMI COVALENTI COORDINATI i legami nei quali gli elettroni provengono da uno solo dei due atomi legati.



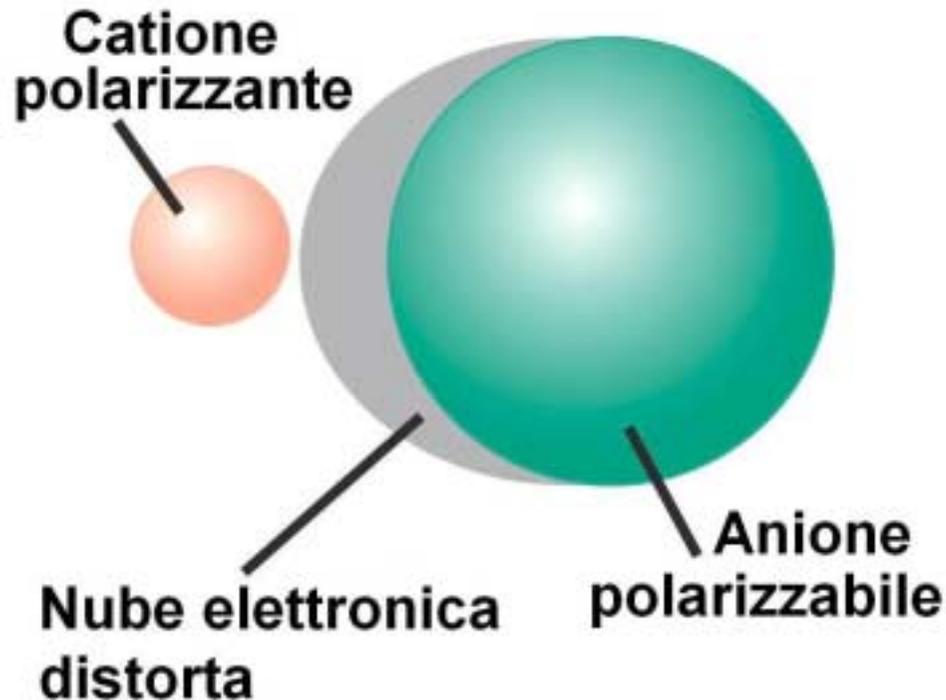
**Def.** Definiamo ACIDO DI LEWIS un composto in grado di accettare un doppietto elettronico.

**Def.** Definiamo BASE DI LEWIS un composto in grado di donare un doppietto elettronico.





# Correzione del Modello Ionico



Modello Ionico

Modello Covalente



Potere polarizzante del catione e polarizzabilità dell'anione crescenti

**Def.** Definiamo **POTERE POLARIZZANTE** la capacità di provocare una distorsione della nube elettronica. Definiamo **POLARIZZABILI** gli atomi o gli ioni che più facilmente subiscono una distorsione.

Alogenuri di Ag

decrece  
solubilità



$\text{BeCl}_2$