

## LEGAME CHIMICO

**Solo raramente si trovano in natura sostanze costituite da atomi isolati. In genere gli atomi si trovano combinati fra loro in composti molecolari, ionici o metallici.**

**Fra le poche eccezioni notiamo i gas nobili che sono particolarmente stabili e non reattivi.**

**Ad esempio l'idrogeno in natura esiste come molecola biatomica in cui due atomi sono legati fra di loro:**



**L'energia del legame A-B è l'energia necessaria per provocarne la dissociazione, ed è espressa in kJ/mol**



**I legami chimici sono sempre il frutto di interazioni elettrostatiche.**

**TABELLA 4.1**

**Energia di legame di molecole biatomiche**

Molecola	Energia di legame (kJ • mol <sup>-1</sup> )	Molecola	Energia di legame (kJ • mol <sup>-1</sup> )
H <sub>2</sub>	436	Li <sub>2</sub>	109
O <sub>2</sub>	498	N <sub>2</sub>	941
F <sub>2</sub>	155	HF	565
Cl <sub>2</sub>	244	HCl	427
Br <sub>2</sub>	193	HBr	364
I <sub>2</sub>	151	HI	299

# Tipi di legame

- ✓ **legame ionico**: dovuto alle forze elettrostatiche attrattive che si esercitano fra ioni di carica opposta in un solido ionico.  
  
es: NaCl che è costituito da un reticolo di ioni  $\text{Na}^+$  e  $\text{Cl}^-$
- ✓ **legame covalente**: è basato sulla condivisione degli elettroni di valenza da parte di due atomi.  
La forza di attrazione fra i due atomi deriva dalla attrazione di entrambi i nuclei degli elettroni condivisi.  
  
es: molecola di  $\text{H}_2$  in cui due atomi di H condividono i loro due elettroni.
- ✓ **legame metallico**: è basato sulla forza di coesione esercitata dagli elettroni di valenza liberi di muoversi attraverso un reticolo di cationi.

Nella formazione di uno o più legami ognuno degli atomi raggiunge la configurazione elettronica di un gas nobile.

A parte l'idrogeno, che ne ha due, tutti gli altri atomi possono contenere otto elettroni nel loro guscio di valenza.

La tendenza di un atomo in una molecola ad avere otto elettroni nel proprio guscio di valenza è detta **regola dell'ottetto**.

Questa regola è seguita dalla maggior parte delle molecole ma non da tutte.

# Legame ionico

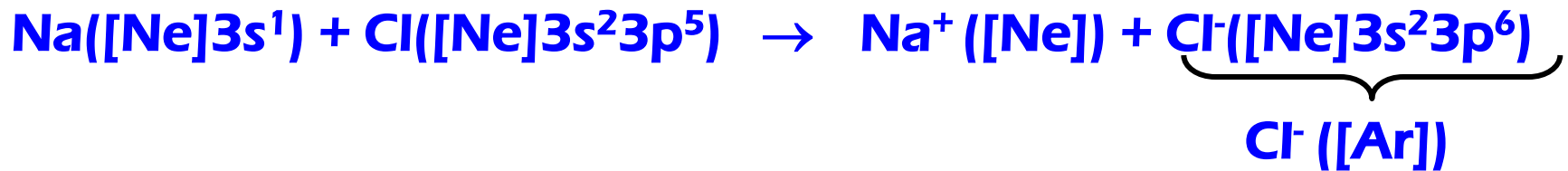
**Il legame ionico è dovuto all'attrazione elettrostatica fra ioni positivi e ioni negativi.**

**E' il legame tipico dei Sali.**

solidi cristallini, fondono ad alte temperature, dopo la fusione conducono corrente elettrica, si sciolgono in acqua e le soluzioni conducono la corrente.

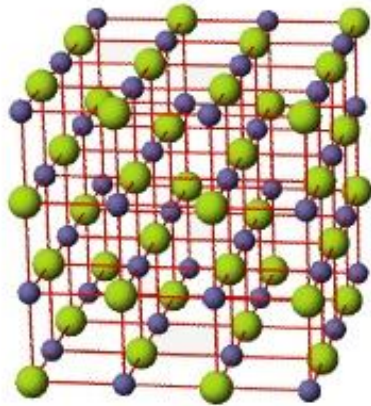
**La sua formazione richiede preliminarmente il trasferimento di uno o più elettroni da un atomo all'altro con formazione di un catione e un anione.**

**Ad esempio nella formazione di NaCl si deve avere:**

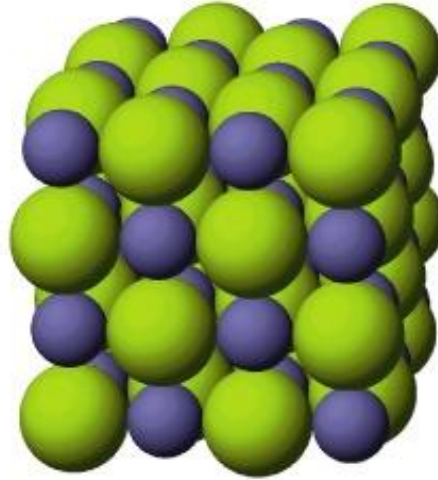


**In seguito al trasferimento elettronico si ha la formazione di due ioni con configurazione elettronica di un gas nobile**

**Una volta formati il catione e l'anione si attraggono elettrostaticamente. Il solido risultante è costituito da ioni disposti secondo un reticolo cristallino ordinato che permette di rendere massima l'attrazione tra le particelle di carica opposta e minima la repulsione tra quelle della stessa carica. Ad esempio nel reticolo cubico del NaCl ogni catione  $\text{Na}^+$  è circondato da sei anioni  $\text{Cl}^-$  e viceversa.**

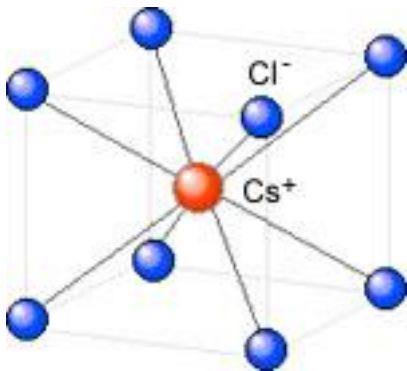


(a)

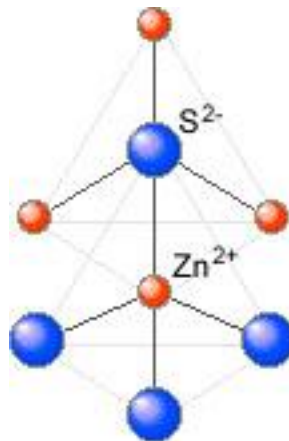


(b)

**NaCl ha quindi una coordinazione 6:6**



**CsCl ha coordinazione 8:8**



**ZnS ha coordinazione 4:4**

# Energia del legame ionico

La formazione di un legame ionico fra due atomi può essere scomposta in stadi successivi:

Riferendoci al NaCl il primo stadio coinvolge:

la rimozione di un elettrone dall'atomo di Na che richiede l'energia di ionizzazione del sodio pari a  $E.I. = 496 \text{ kJ/mol}$



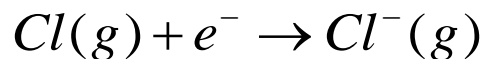
l'acquisto di un elettrone da parte del cloro che comporta il guadagno di un'energia pari all'affinità elettronica del cloro  $A.E. = -349 \text{ kJ/mol}$



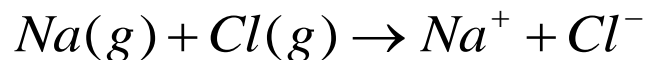
**L'energia complessiva richiesta per la formazione di una mole dei due ioni sarà:**



$$EI = +496 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$$



$$AE = -349 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$$



---

$$\Delta E_1 = +147 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$$

Il processo di formazione di una coppia ionica sarebbe sfavorito energeticamente se non si tenesse conto di altri contributi:

1) **Energia di attrazione elettrostatica** tra ioni di segno opposto, espressa dalla relazione:

$$E = \frac{q_1 q_2}{4\pi\epsilon_0 r} = \frac{k q_1 q_2}{r} \quad k = 8,99 \times 10^9 \text{ J} \cdot \text{m}/\text{C}^2$$

In cui  $q_1$  e  $q_2$  sono le cariche dei due ioni e  $r$  la distanza fra essi (nel cristallo 2,82 Å per NaCl).

2) **Energia reticolare**

Il solido ionico derivante dalla formazione del sale è costituito da un **reticolo ordinato che rende massima l'attrazione fra gli ioni di carica opposta permettendo un guadagno di energia maggiore.**

Nel caso di NaCl si ha l'energia reticolare è pari a 786 kJ/mol.



Nei solidi ionici non è possibile individuare delle molecole perché il cristallo è costituito da un numero elevatissimo di ioni. In questo caso la formula indica il rapporto quantitativo tra gli ioni di segno opposto presenti nel cristallo.

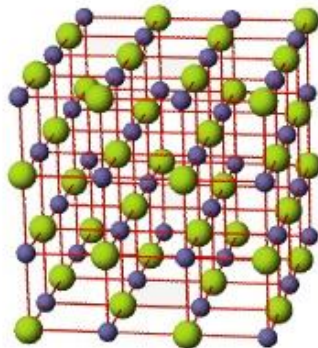
Esempi.

Elementi del I° gruppo con elementi del VII° → il rapporto tra cationi e anioni è 1:1

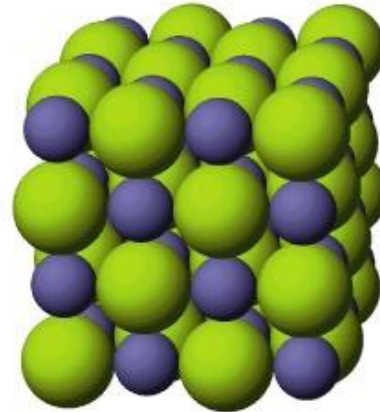
NaCl	Cloruro di sodio	(Na <sup>+</sup> Cl <sup>-</sup> )
KCl	Cloruro di potassio	(K <sup>+</sup> Cl <sup>-</sup> )
LiBr	Bromuro di litio	(Li <sup>+</sup> Br <sup>-</sup> )

Elementi del II° gruppo con elementi del VII° → il rapporto tra cationi e anioni è 1:2. Gli elementi del secondo gruppo formano ioni bivalenti

MgCl <sub>2</sub>	Cloruro di magnesio	(uno ione Mg <sup>2+</sup> e due ioni Cl <sup>-</sup> )
CaF <sub>2</sub>	Fluoruro di calcio	(uno ione Ca <sup>2+</sup> e due ioni F <sup>-</sup> )



(a)



(b)

# Legame covalente

Si riscontra in composti molecolari i cui atomi costituenti sono uguali o per i quali non si può avere trasferimento elettronico

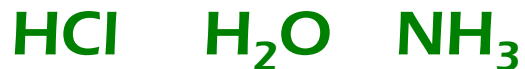


in un legame covalente due atomi condividono una coppia di elettroni. I due atomi risultano legati perchè i due nuclei attraggono simultaneamente gli elettroni condivisi.

Legame covalente omeopolare: legame tra atomi dello stesso elemento



Legame covalente eteropolare: legame tra atomi di elementi diversi

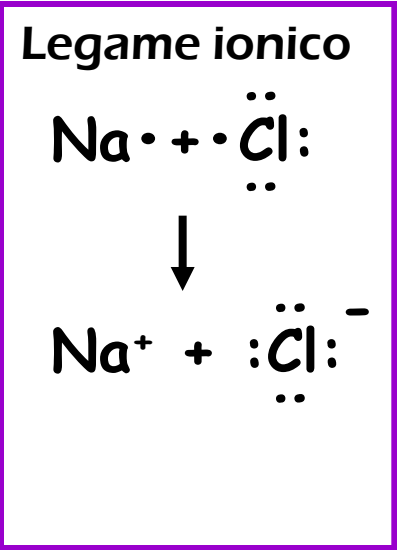
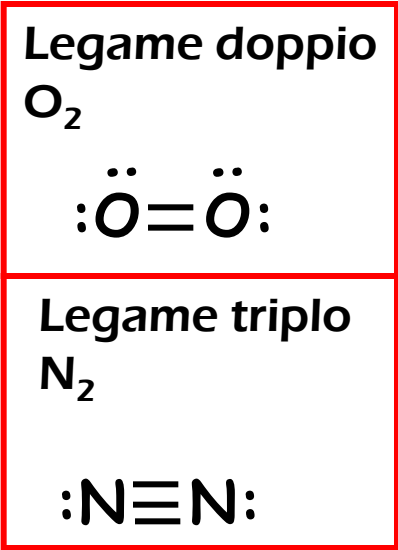
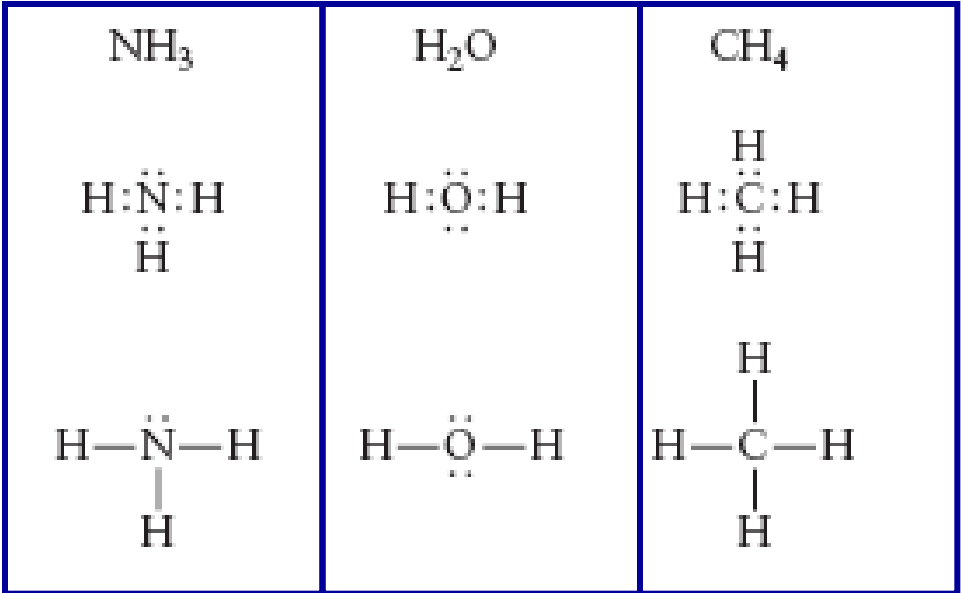


# Formule di Lewis

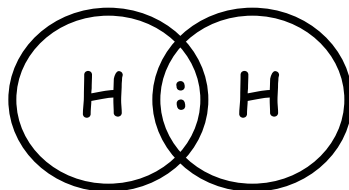
E' una rappresentazione che consente di rappresentare gli elettroni di valenza di un atomo ed i legami presenti in una molecola



## Regola dell'ottetto



**Nella formazione di uno o più legami covalenti ognuno degli atomi raggiunge la configurazione elettronica di un gas nobile.**



**Analogamente la formazione di molecole quali HCl o Cl<sub>2</sub> può essere schematizzata come**



**Ciascun atomo, accoppiando elettroni spaiati, acquista una configurazione elettronica di gas nobile, 1s<sup>2</sup> oppure 1s<sup>2</sup>2s<sup>2</sup>2p<sup>6</sup>3s<sup>2</sup>3p<sup>6</sup>, stabile.**

## Coppia di Legame e Lone Pair

Si dice **Coppia di Legame** la coppia di elettroni condivisa tra due atomi.

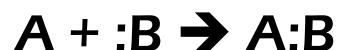
La coppia che non forma legami è detta **Coppia Solitaria** o **Lone Pair**.



Secondo tale schema **il numero di legami covalenti** formati da un atomo è uguale al numero di elettroni disaccoppiati nel suo simbolo di Lewis.

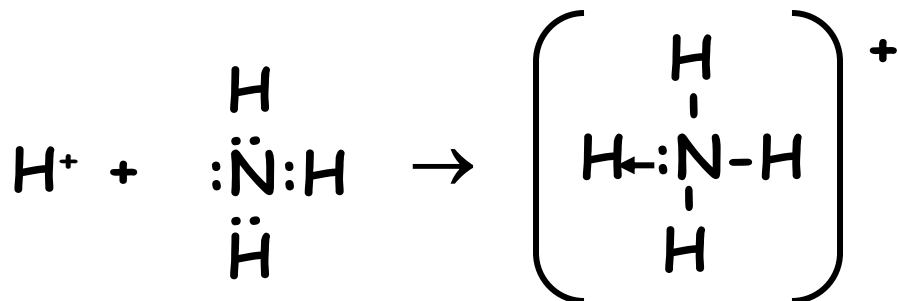
# Legame covalente dativo

Nella formazione del legame covalente la coppia di elettroni condivisi può provenire dallo stesso atomo (**DATORE**). L'atomo che li accetta (**ACCETTORE**) deve avere un orbitale vuoto per accoglierli.



Un tale tipo di legame è noto come legame **DATIVO**.

Ad esempio lo ione  $H^+$  ha un orbitale vuoto (1s) mentre l'azoto nella molecola di ammoniaca ha un doppietto disponibile.

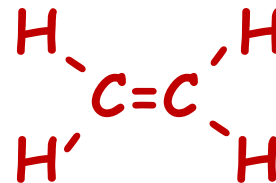


# Legami multipli

Finora abbiamo visto solo il caso di un legame singolo in cui una sola coppia di elettroni è condivisa fra i due atomi. E' tuttavia possibile che due atomi condividano due o tre coppie di elettroni. In questo caso si parla di legame doppio o di legame triplo rispettivamente.



oppure



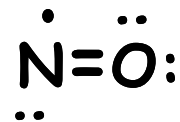
oppure



# Eccezioni alla regola dell'ottetto

**Molecole con un numero dispari di elettroni di valenza.**

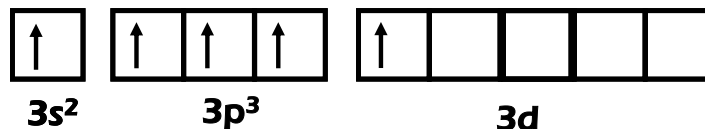
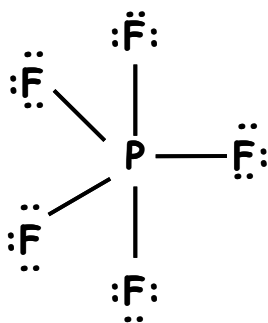
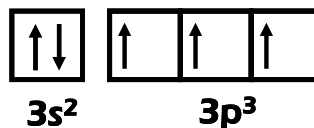
Es: NO      5+6=11 elettroni di valenza



**Atomi con più di otto elettroni di valenza:** tipico di elementi del terzo periodo che hanno orbitali d vuoti capaci di accettare doppietti.

Es: PF<sub>5</sub>

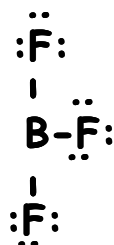
P      [Ne] 3s<sup>2</sup>3p<sup>3</sup>3d<sup>0</sup>



**Atomi con meno di otto elettroni di valenza.**

Sono essenzialmente atomi dei gruppi IIA (Be) e IIIA.

Es: BF<sub>3</sub>



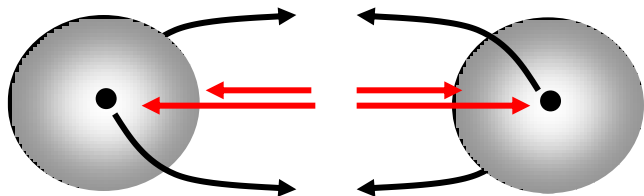


# **Legame chimico: teoria del legame di valenza (VB)**

**E' una razionalizzazione dell'approccio di Lewis (condivisione di coppie elettroniche) fatta in termini di meccanica quantistica.**

**Gli elettroni impegnati in un legame occupano orbitali atomici.**

- 1. Il legame è costituito dalla sovrapposizione di un orbitale di ciascun atomo che partecipa al legame. Esiste una zona dello spazio occupata dai due elettroni coinvolti nel legame.**
- 2. Il numero complessivo di elettroni contenuti nei due orbitali sovrapposti non è maggiore di due (vale il principio di esclusione di Pauli)**

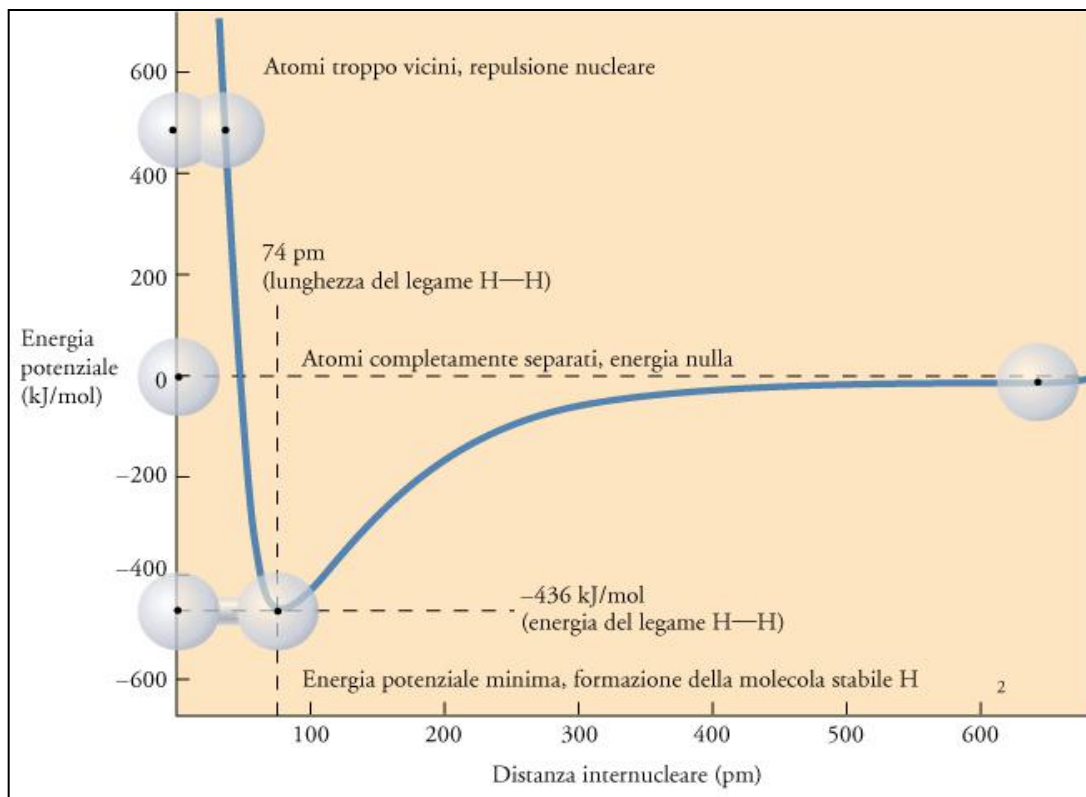
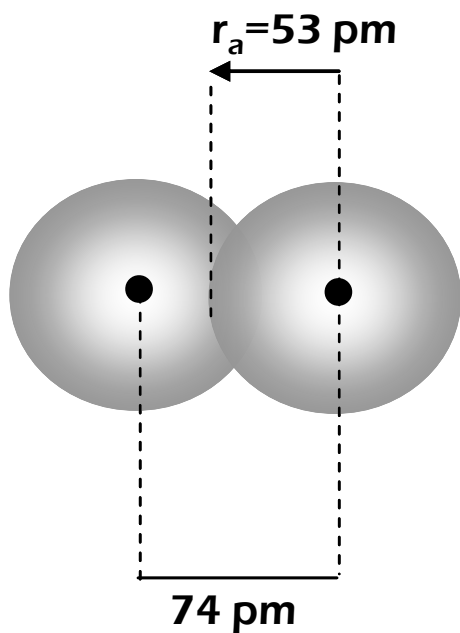


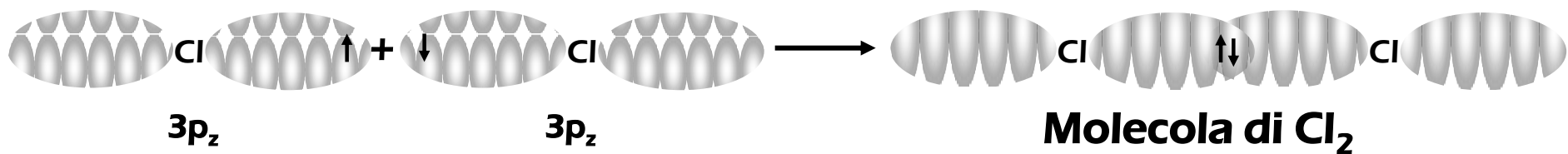
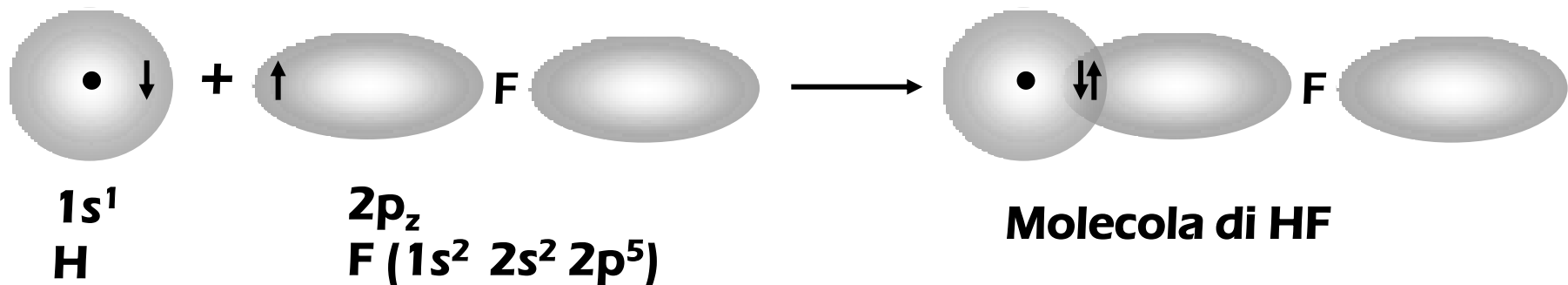
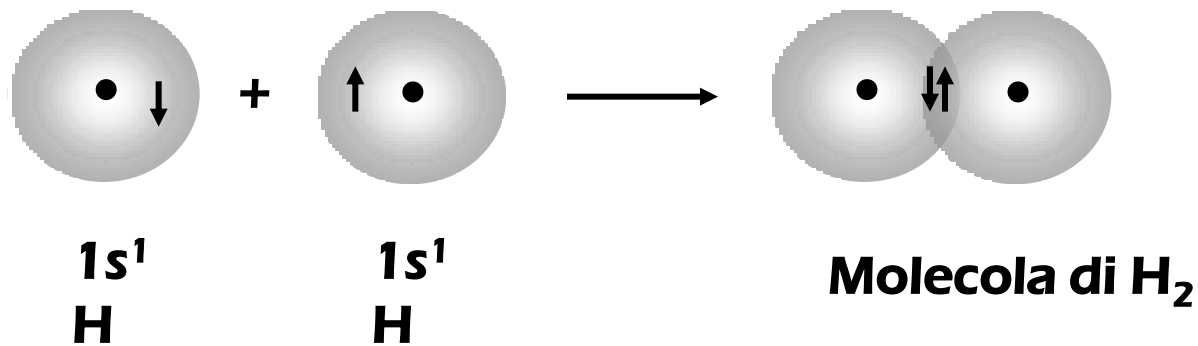
**forze di repulsione nucleo-nucleo e  
elettrone-elettrone**

**forze di attrazione nucleo-elettrone**

**1s  
H**

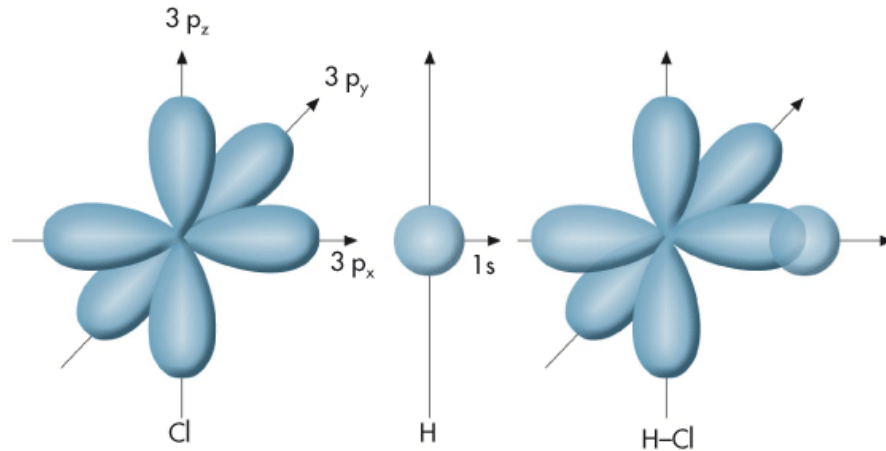
**1s  
H**





**Figura 5.4**

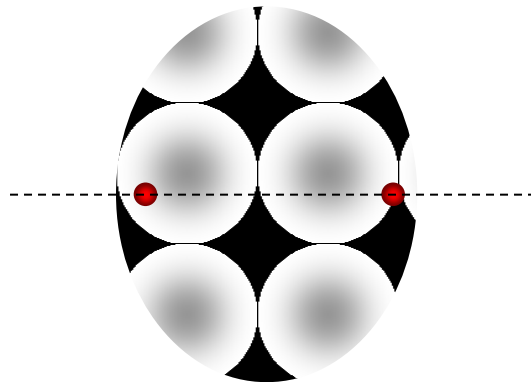
Rappresentazione della formazione della molecola di HCl.



Palmisano, Schiavello  
Fondamenti di Chimica, III Ed.  
Edises

## Legame sigma $\sigma$

**Gli orbitali si sovrappongono lungo la congiungente i due nuclei  
La densità elettronica è massima tra i nuclei**

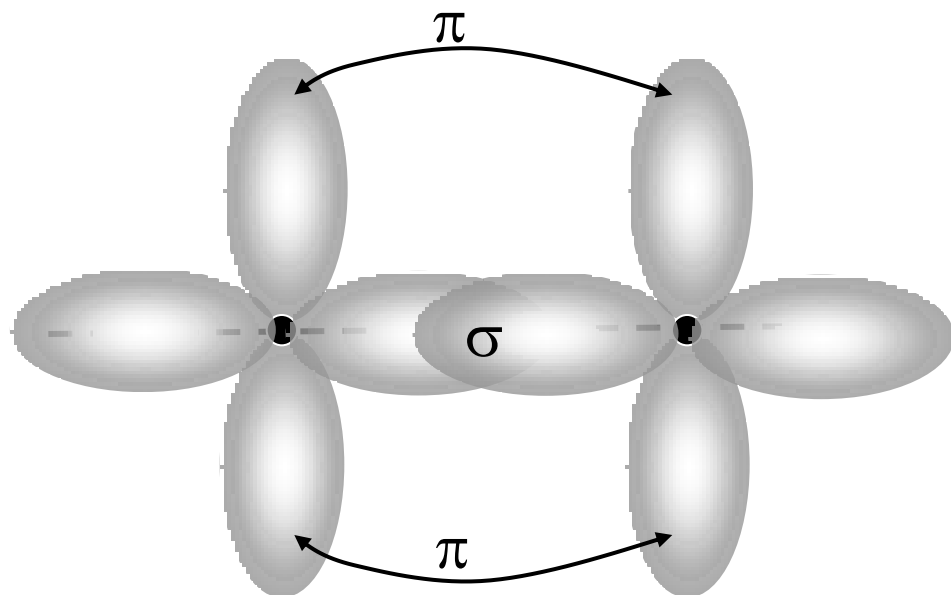
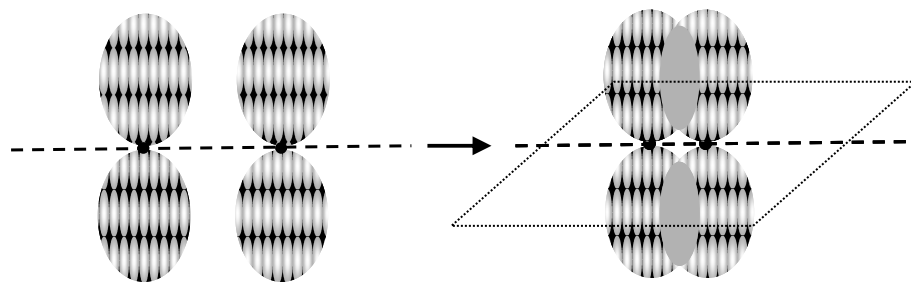


# Legame pi greco $\pi$

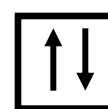
Si verifica nei legami multipli (coinvolge orbitali p)

Gli orbitali si sovrappongono in una regione esterna alla congiungente i due nuclei (sopra e sotto).

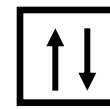
La sovrapposizione  $\pi$  è minore della  $\sigma$   
ed ha quindi energia più bassa



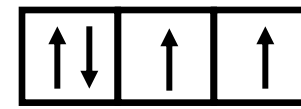
O ( $1s^2 2s^2 2p^4$ )



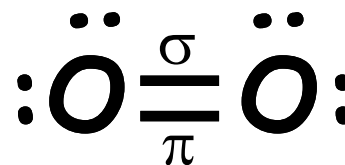
1s



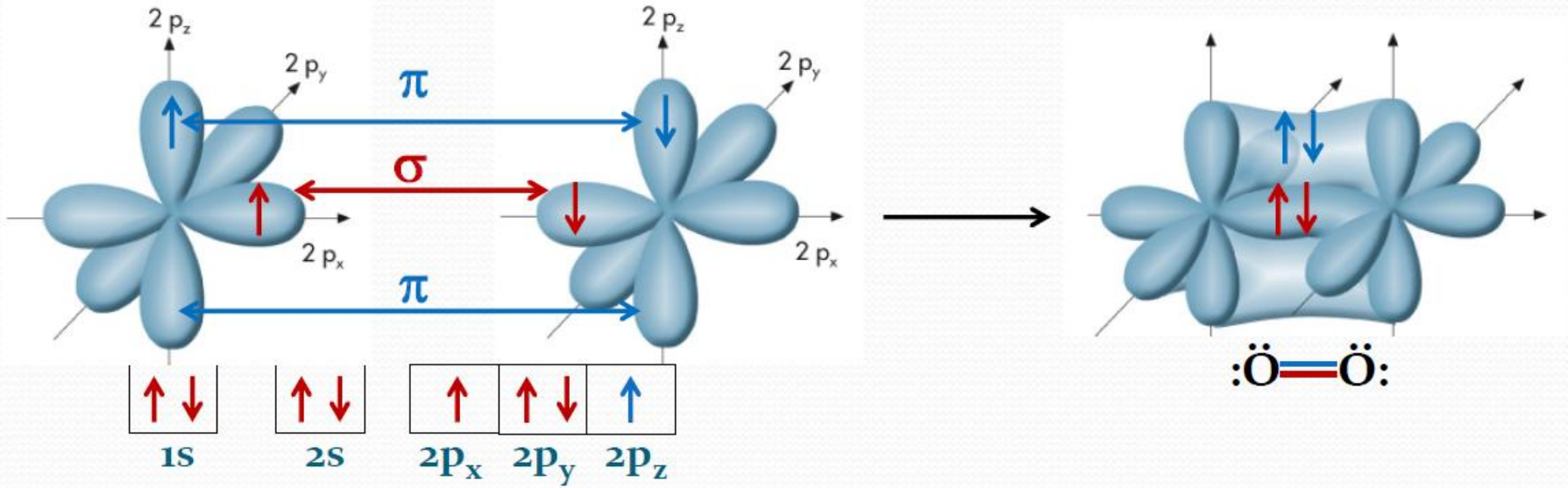
2s



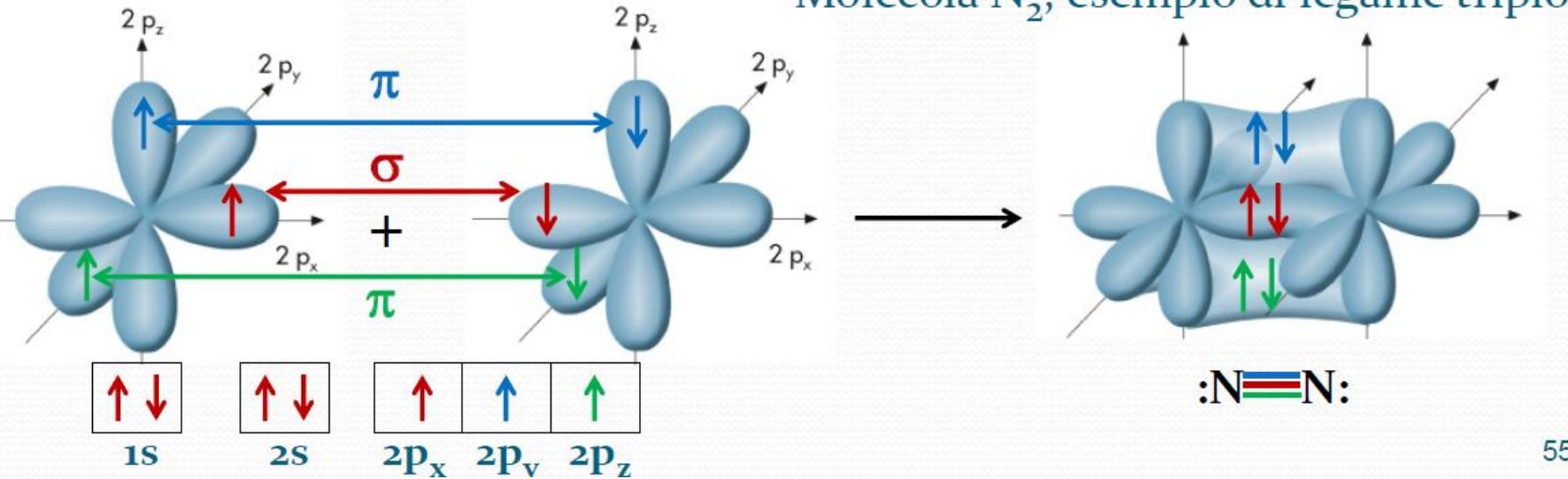
$2p_x$   $2p_y$   $2p_z$

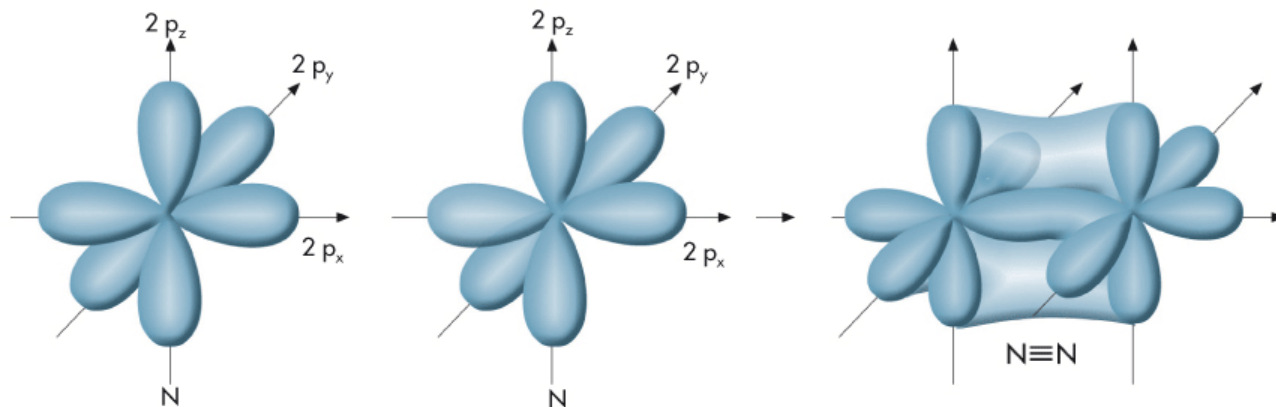


## Molecola $O_2$ , esempio di legame doppio



## Molecola $N_2$ , esempio di legame triplo



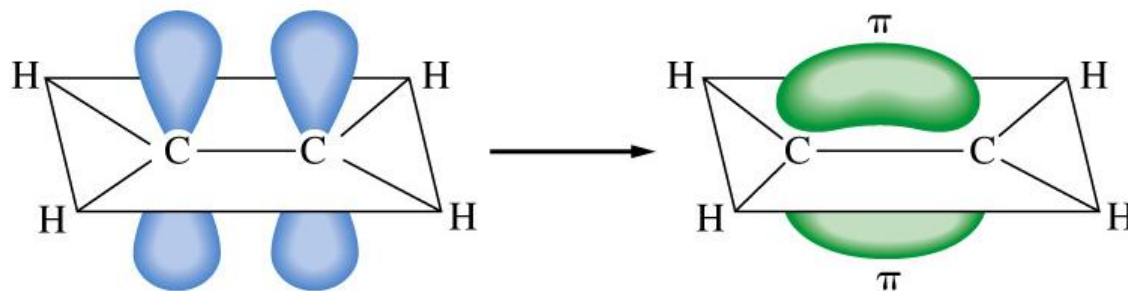


**Figura 5.5**

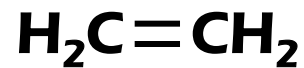
Rappresentazione della formazione della molecola  $N_2$ .



Palmisano, Schiavello  
 Fondamenti di Chimica, III Ed.  
 EdiSES



Overlap of  $p$  orbitals leading to pi ( $\pi$ ) bond



# Legame covalente polare

Nel caso di legame **covalente omeopolare** ( $H_2$  o  $Cl_2$ ) **gli elettroni di legame sono equamente condivisi.**

Quando invece il legame è **covalente eteropolare** ( $HCl$ ) **gli elettroni di legame hanno maggiore probabilità di trovarsi in prossimità di un atomo piuttosto che dell'altro.**

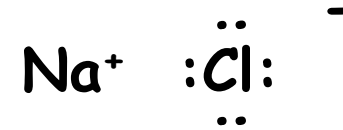
Questo perchè la tendenza di attirare o donare elettroni è diversa per i vari atomi.

**Ad esempio per  $HCl$  gli elettroni sono maggiormente distribuiti attorno al  $Cl$  che presenta una maggiore affinità elettronica**





**Il legame covalente polare può essere visto come una situazione intermedia fra legame covalente omeopolare e il legame ionico.**



# L'elettronegatività

L'elettronegatività è una misura (teorica e convenzionale) della tendenza di un atomo in una molecola ad attrarre su di sé gli elettroni di un legame covalente.

Dipende dalla configurazione elettronica e dalle dimensioni dell'atomo considerato.

## La scala di Pauling

Questa scala si basa su misure dell'entalpia di legame e non è dotata di unità di misura.

## La scala di Mulliken

L'elettronegatività è la media aritmetica tra l'energia di ionizzazione e l'affinità elettronica  
È misurata in kJ/mol

**maggiore è l'energia di ionizzazione** (cioè tanto più difficilmente tende a perdere i suoi elettroni)

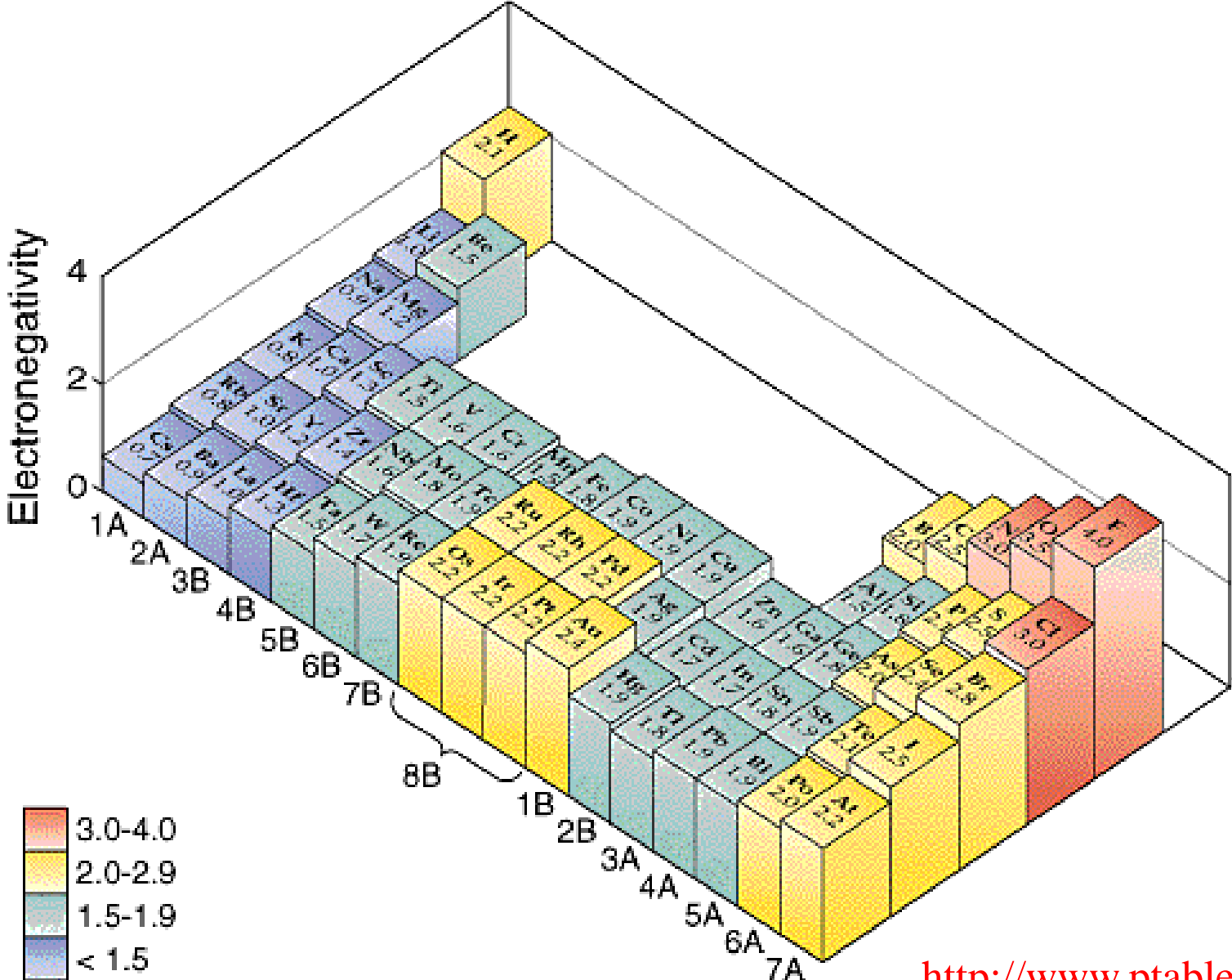
**più grande è l'affinità elettronica** (tanto più facilmente tende a acquistare elettroni)



**tanto più l'atomo sarà elettronegativo**

**L'affinità elettronica è riferita all'atomo isolato,  
La elettronegatività è una caratteristica dell'atomo  
coinvolto in un legame**

**In generale l'elettronegatività aumenta da sinistra a destra lungo un periodo e diminuisce scendendo lungo un gruppo.**



**La differenza di elettronegatività fra due atomi legati dà una stima della polarità del legame.**

**Se la differenza di elettronegatività è grande il legame è ionico altrimenti è covalente polare.**

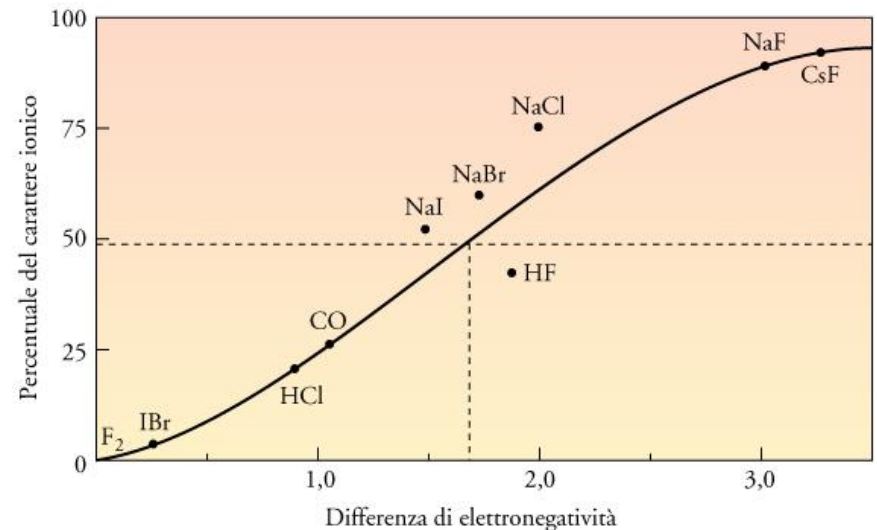
**H-H  $\Delta\chi=0,0$  covalente non polare**

**H-Cl  $\Delta\chi=0,9$  covalente polare**

**Na<sup>+</sup> Cl<sup>-</sup>  $\Delta\chi=2,1$  ionico**

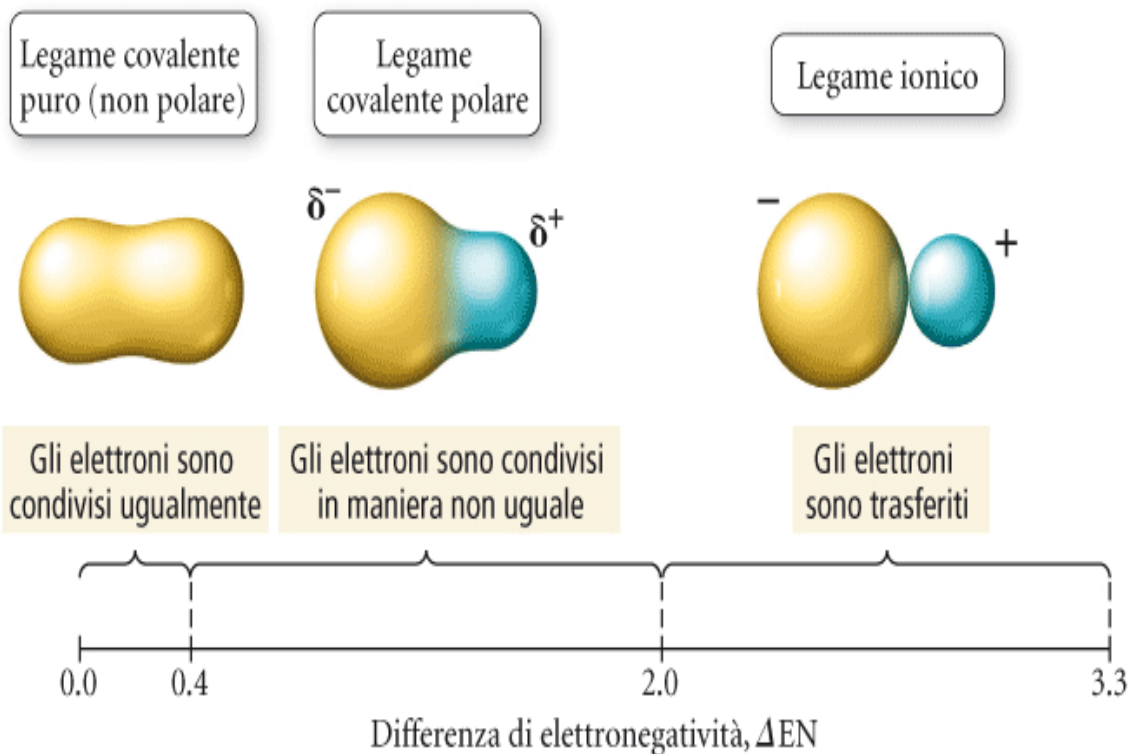
$$\% \text{ ionico} = 1 - e^{-\frac{(\chi_A - \chi_B)^2}{4}}$$

**0 % covalente puro**  
**20 % covalente polare**  
**>50 % ionico**



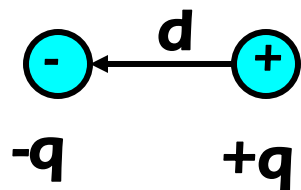
► **FIGURA 9.9** Differenza di elettronegatività ( $\Delta EN$ ) e tipo di legame

## Classificazione dei tipi di legame



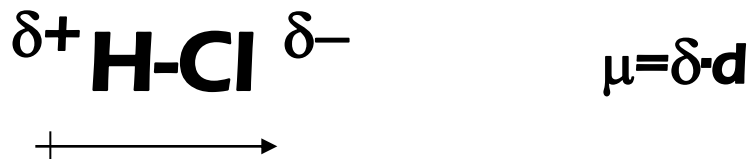
tra atomi con differente elettronegatività, la separazione di cariche è rappresentata da un **vettore (momento dipolare) che va dal polo positivo (<elettronegatività) al polo negativo (>elettronegatività)**

Il dipolo è un sistema costituito da due cariche elettriche uguali e di segno opposto, poste ad una distanza relativamente piccola tra loro



$$\mu = q \cdot d$$

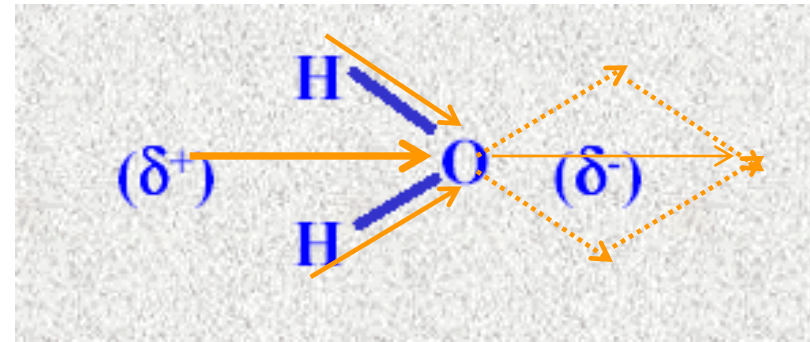
**Molecole dotate di momento dipolare sono dette polari. Una molecola quale H-Cl è polare ed ha momento dipolare:**



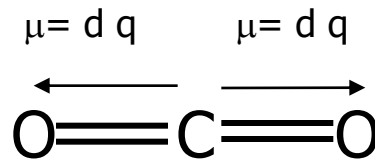
La presenza di legami polarizzati *NON* vuol dire automaticamente che la molecola sia polare:

**una molecola è polare se la somma dei vettori dei momenti dipolari dei singoli legami è diversa da zero.**

Quindi, la molecola dell'acqua è polare (vettore somma di  $m \neq 0$ ).



Invece, l'anidride carbonica è apolare:



Vettore somma uguale a zero.

Per stabilire se una molecola con più di un legame polare assuma carattere dipolare è necessario conoscere la sua struttura.

**Se le polarità di legame sono disposte in modo simmetrico, si annullano reciprocamente e la molecola non ha momento dipolare.**

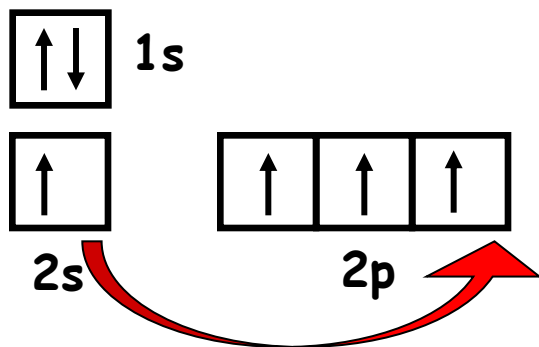
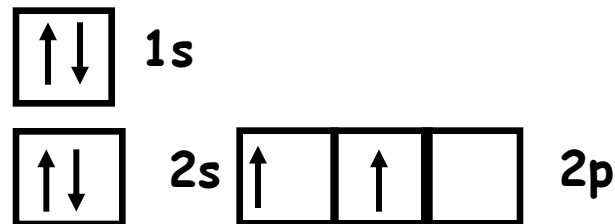


# Ibridizzazione

Non sempre il numero di legami formati da un certo atomo corrisponde al numero di elettroni spaiati che esso possiede.

Per esempio il carbonio nel metano forma quattro legami covalenti.

C  $Z=6$   $1s^2 2s^2 2p^2$



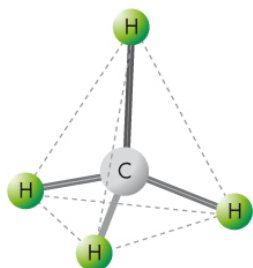
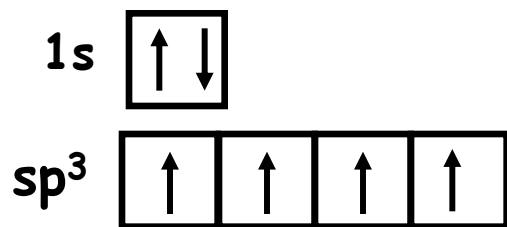
Per la formazione di quattro legami il carbonio può utilizzare una configurazione in cui un elettrone 2s occupa l'orbitale 2p vuoto.

**I quattro legami C-H del CH<sub>4</sub> sono equivalenti.**

Il metano ha infatti una **geometria tetraedrica** con i quattro legami C-H tutti della stessa lunghezza e gli angoli di legami tutti pari a 109.5°

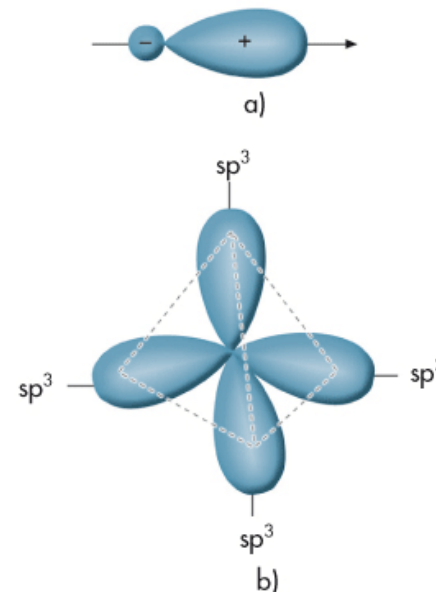
Nella teoria VB i quattro orbitali di valenza del carbonio si combinano fra di loro per dare quattro nuovi orbitali isoenergetici detti orbitali ibridi. In generale un orbitale ibrido è una combinazione lineare di orbitali atomici di uno stesso atomo.

Nel caso del carbonio in  $\text{CH}_4$  si ottengono quattro orbitali ibridi, chiamati  $sp^3$ : **combinazione di 1 orbitale s e 3 orbitali p.**



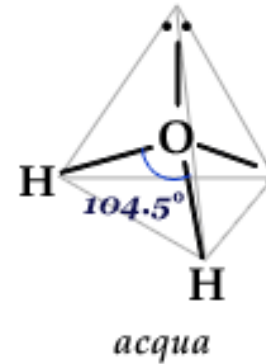
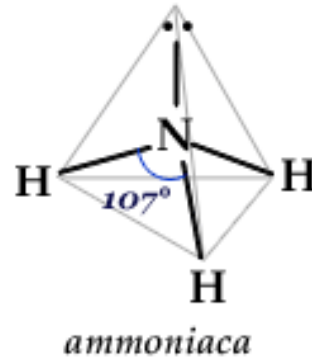
**Figura 5.7**  
Struttura tetraedrica del  $\text{CH}_4$ .

**La  
geometria è  
tetraedrica**

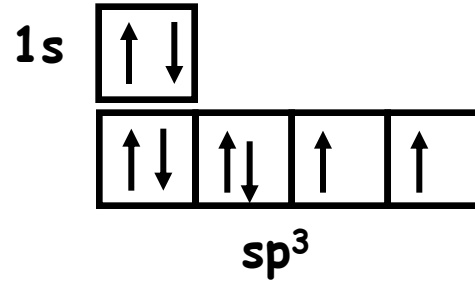


**Figura 5.8**  
Orbitali ibridi  $sp^3$ . a) Forma di un orbitale  $sp^3$ , b) orbitali ibridi  $sp^3$ .

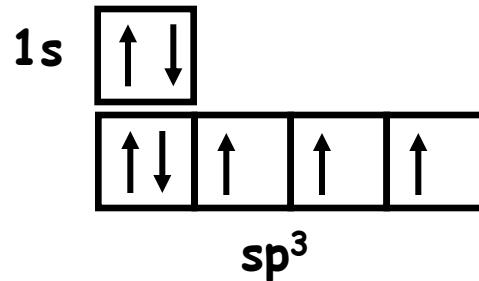
Considerando l'ibridizzazione  $sp^3$  si possono giustificare le geometrie di molecole quali l'acqua e l'ammoniaca



**Atomo O  
ibridizzato**



**Atomo N  
ibridizzato**



# Orbitali ibridi $sp^2$

Combinazione di un orbitale S e due orbitali p = tre orbitali ibridi  $sp^2$

Nella molecola  $BCl_3$  il boro forma tre legami covalenti con il cloro.  
La geometria è trigonale planare

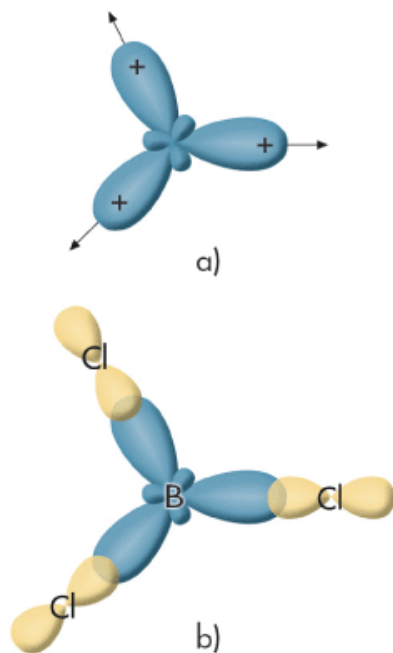
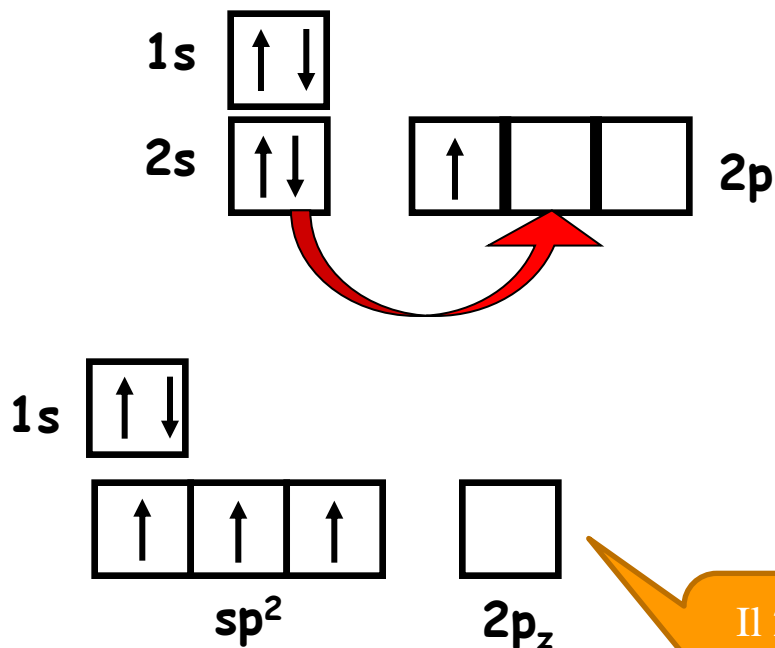


Figura 5.13

a) Orbitali ibridi  $sp^2$ , b) struttura della molecola del  $BCl_3$ .

configurazione fondamentale



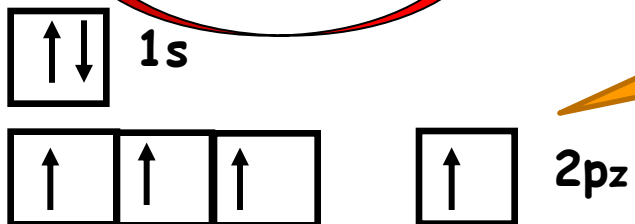
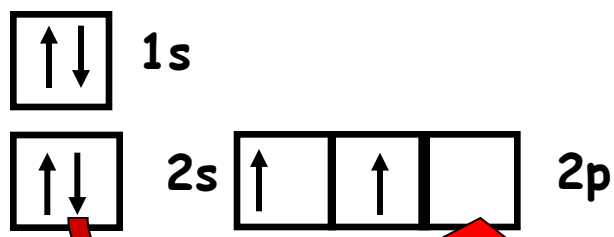
Atomo Ibridizzato

Il 2p<sub>z</sub> non ibridizzato resta vuoto

# Nell'etene ( $\text{CH}_2=\text{CH}_2$ ) il carbonio è ibridizzato $\text{sp}^2$

Figura 5.17

Struttura della molecola di etene: a) formazione dei legami  $\sigma$ , b) formazione del legame  $\pi$ .



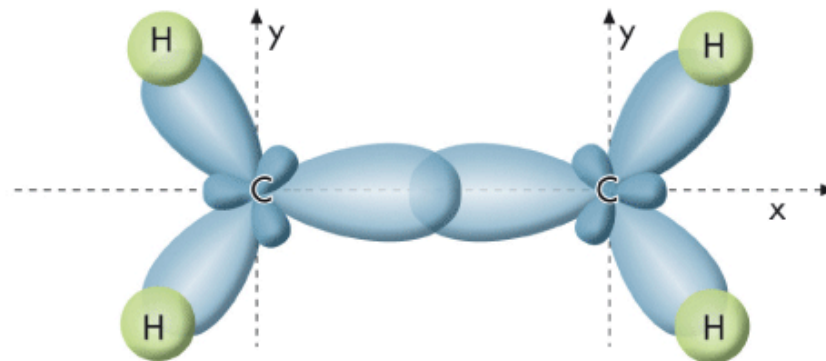
Ibridi  $\text{sp}^2$

Il  $2p_z$  non ibridizzato è semipieno

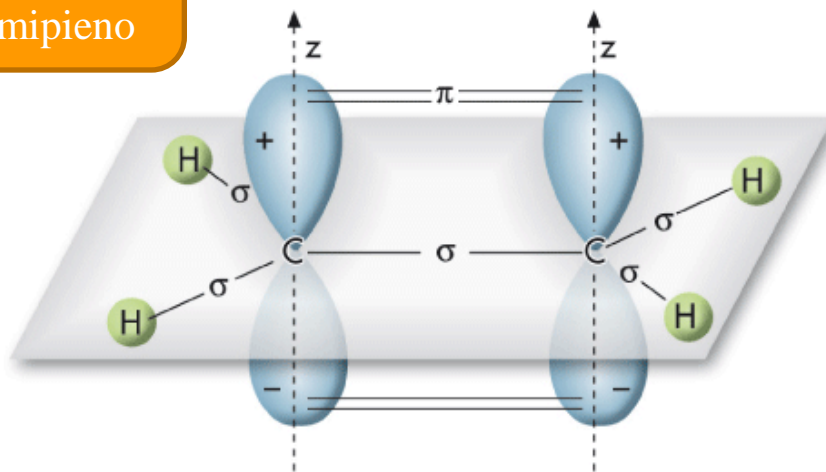
Questo viene usato per fare il legame  $\pi$

Questi vengono usati per fare il legame  $\sigma$  C-C e i legami con H

Chisano, Schiavello  
Fondamenti di Chimica, III Ed.  
SES

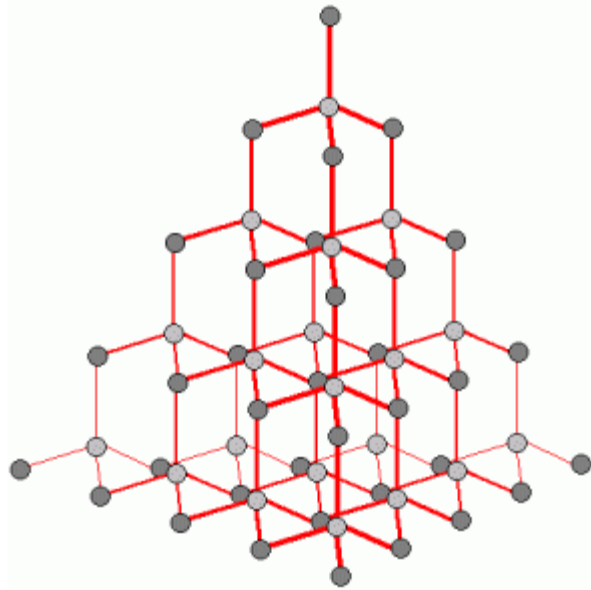


a)

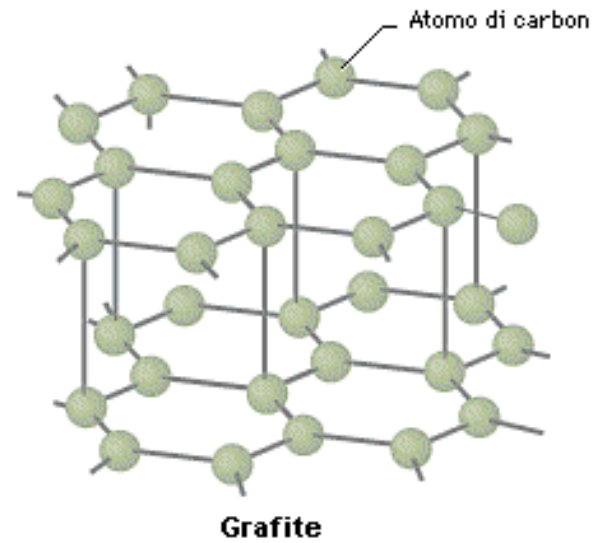


b)

**Diamante**  
**sp<sup>3</sup>**



**grafite**  
**sp<sup>2</sup>**



# Orbitali ibridi sp

Combinazione di un orbitale s e un orbitale p = due orbitali ibridi sp

Nella molecola  $\text{BeCl}_2$  il berillio forma due legami covalenti con il Cloro.

La geometria è lineare.

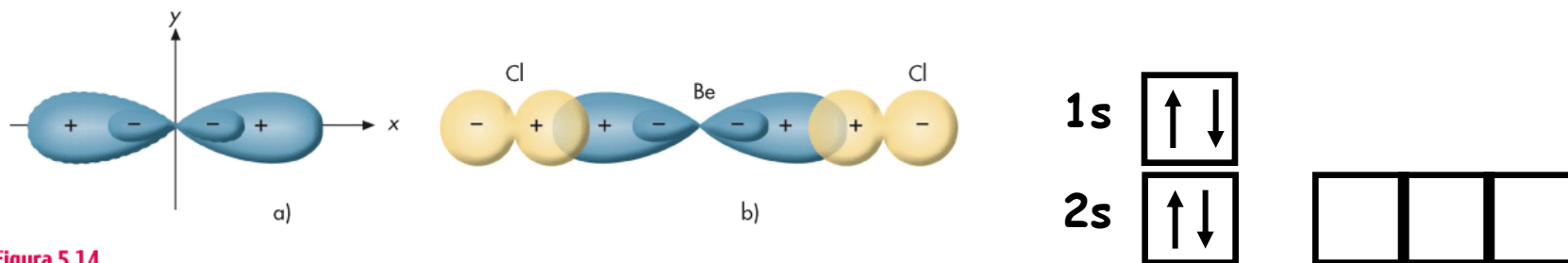


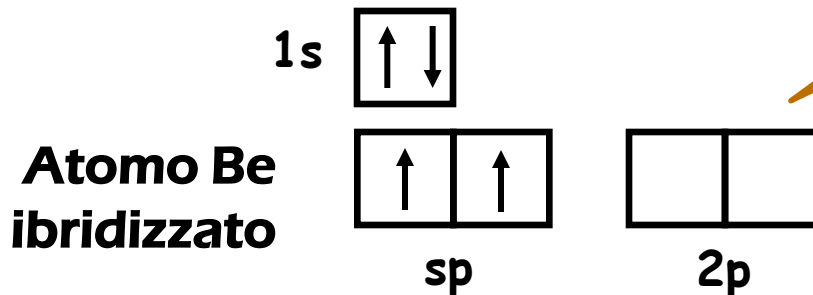
Figura 5.14

a) I due ibridi digonali, b) struttura della molecola del  $\text{BeCl}_2$ .



Palmisano, Schiavello  
Fondamenti di Chimica, III Ed.  
EdISES

Atomo Be



Il  $2p_y$  e  $2p_z$  non sono ibridizzati

Nella formazione di un legame sigma un atomo impiega quasi sempre orbitali ibridi,  
mentre nella formazione di legami pi greco **vengono usati esclusivamente** orbitali atomici di tipo p o d

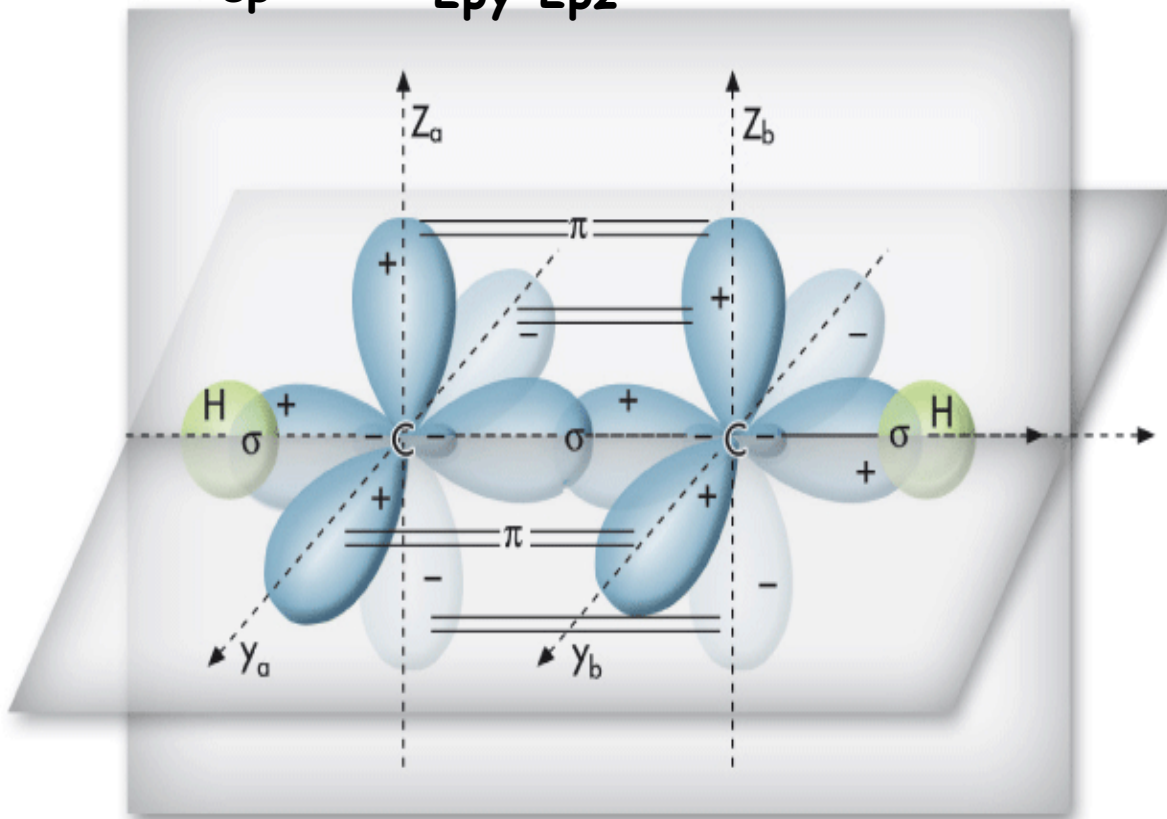
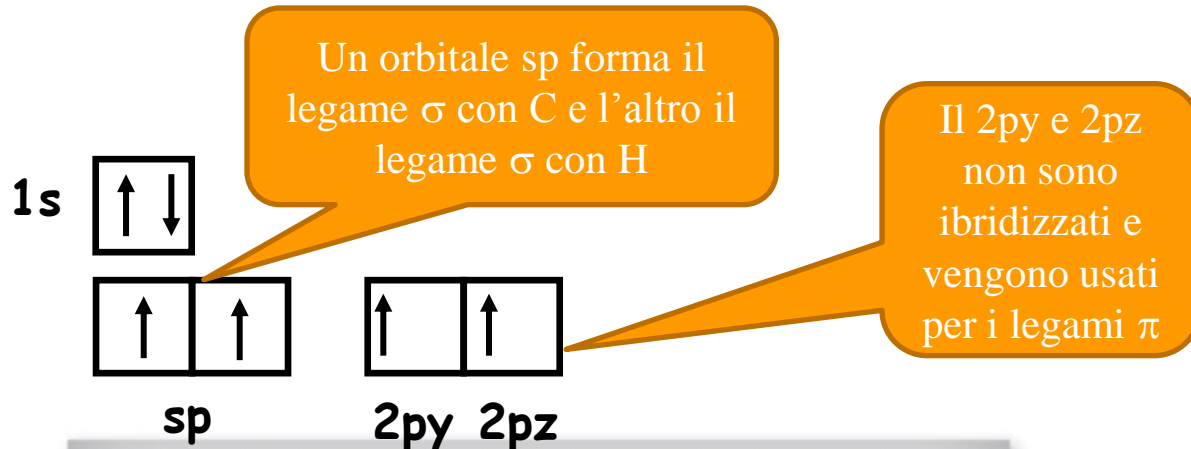
Per i composti tra C e H

Legami singoli C-C e C-H orbitali  $sp^3$  tetraedrici

Legami multipli tra C e C orbitali  $sp^2$  trigonali oppure  $sp$  digonali **insieme ad orbitali p non ibridizzati**



# Nell'etino ( $\text{HC} \equiv \text{CH}$ ) il carbonio è ibridizzato $sp$

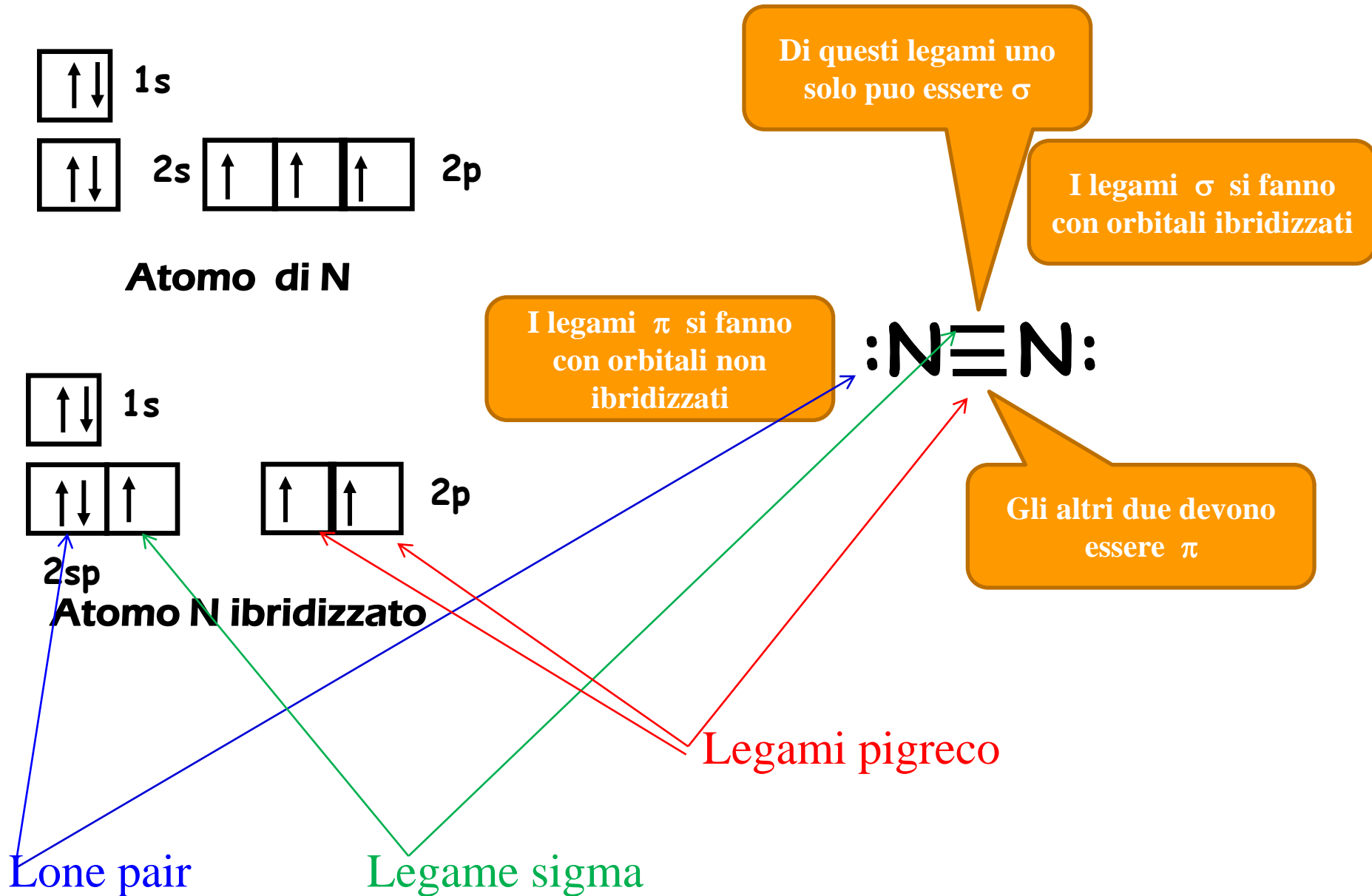


**Figura 5.18**

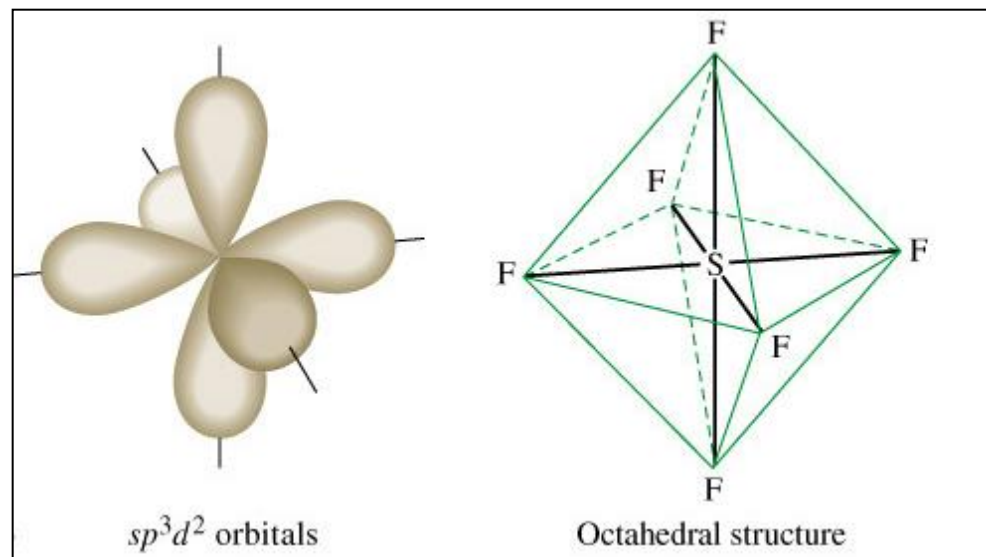
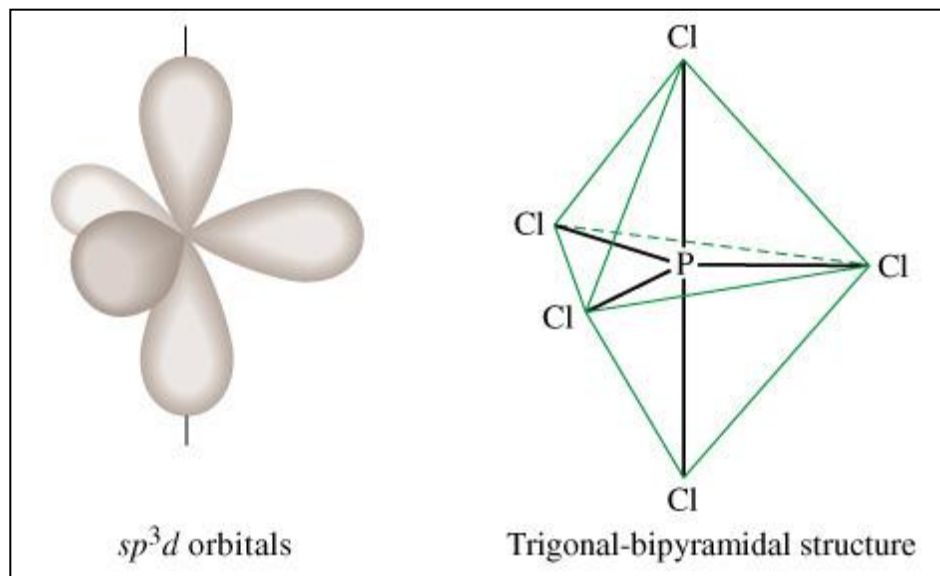
Struttura della molecola di etino.

I centri dei quattro atomi uniti con legami  $\sigma$  giacciono su una stessa retta, mentre i due orbitali  $p_y$  e  $p_z$  si sovrappongono lateralmente per dare i due legami  $\pi$

# Nella molecola biatomica dell' $N_2$ l'azoto è ibridizzato sp



## Altre ibridizzazioni possono coinvolgere orbitali d



# **Teoria VSEPR:**

## **Valence Shell Electron Pair Repulsion**

### **Teoria della repulsione tra le coppie di elettroni dello strato di valenza**

**Le coppie elettroniche attorno ad un atomo centrale si dispongono sempre nello stesso modo, indipendentemente dal fatto che siano costituite da elettroni di legame o da elettroni solitari.**

**La geometria risultante è determinata dalla esigenza di rendere minime le repulsioni elettrostatiche tra le nuvole di carica delle coppie elettroniche condivise e non condivise.**

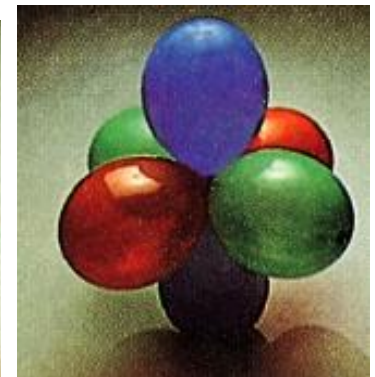
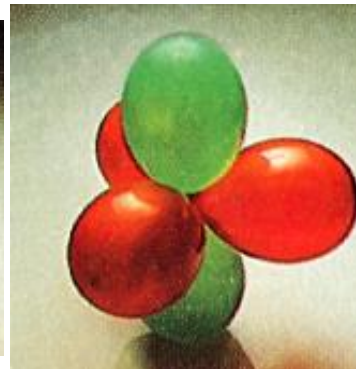
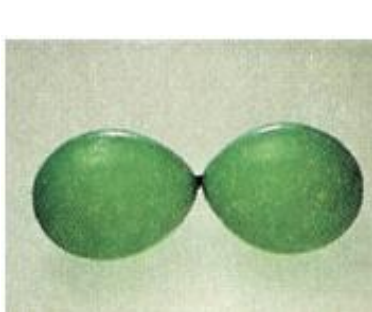
**Le coppie di elettroni tendono a disporsi quanto più lontano possibile l'una dall'altra dando luogo a geometrie caratteristiche che dipendono solo dal numero di coppie elettroniche presenti.**

# Teoria VSEPR: Valence Shell Electron Pair Repulsion

## Teoria della repulsione tra le coppie di elettroni dello strato di valenza

Giustifica la geometria delle molecole considerando la repulsione tra le coppie elettroniche (legami e lone pair) intorno all'atomo.

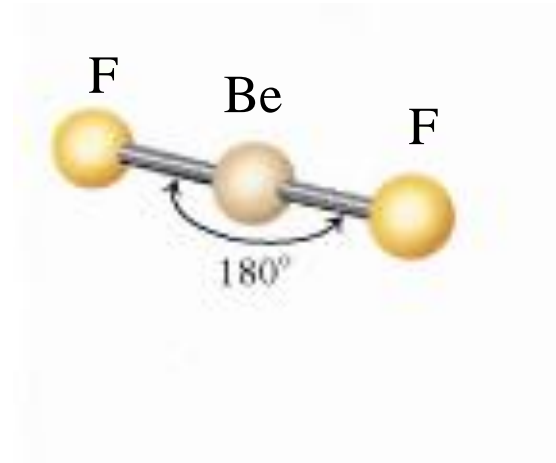
Orbitale ibrido	n° orbitali	geometria	VSEPR n° coppie
sp	2	lineare	2
sp <sup>2</sup>	3	trigonale planare	3
sp <sup>3</sup>	4	tetraedrica	4
sp <sup>3</sup> d	5	trigonale bipyramidale	5
sp <sup>3</sup> d <sup>2</sup>	6	ottaedrica	6



Esempi:



La struttura di Lewis è



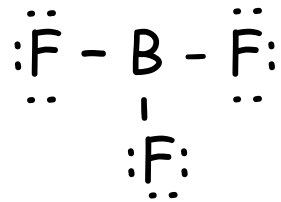
AX<sub>2</sub>  
lineare  
(BeF<sub>2</sub>)

L'atomo di berillio centrale presenta due coppie di legami e la geometria è pertanto lineare.



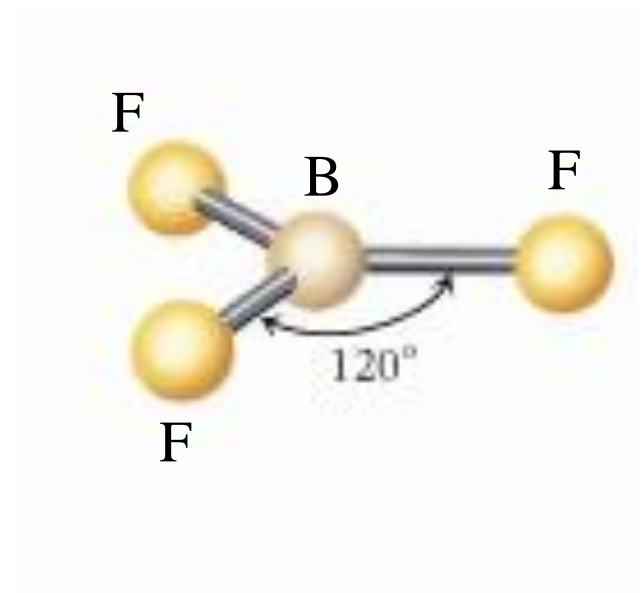


La struttura di Lewis è



Tre coppie di legame sul boro.

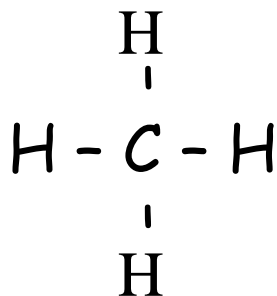
La geometria è trigonale planare



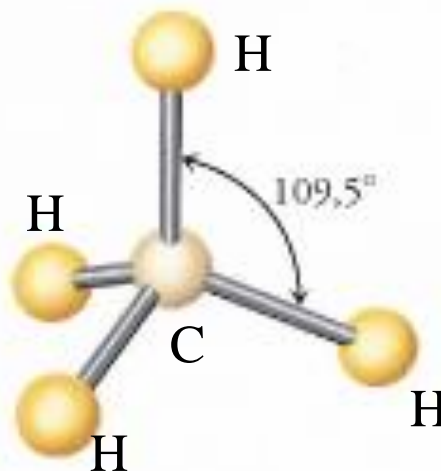
AX<sub>3</sub>  
planare triangolare  
(BF<sub>3</sub>)

## Molecole con quattro coppie di elettroni:

**CH<sub>4</sub>**



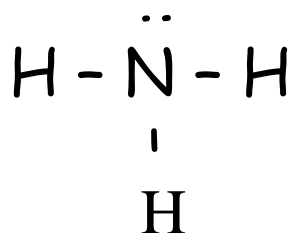
4 coppie di legame



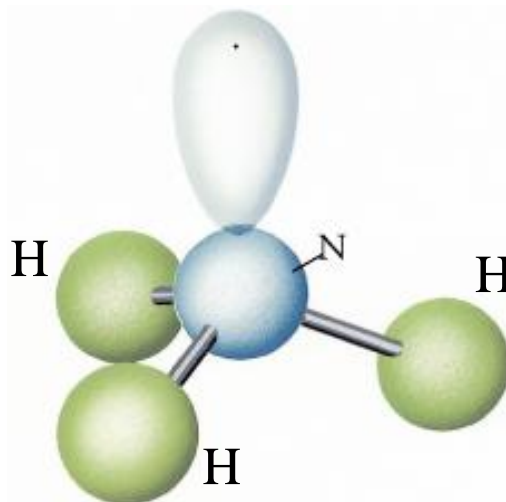
Geometria tetraedrica

$$\hat{\text{HCH}} = 109,5^\circ$$

**NH<sub>3</sub>**



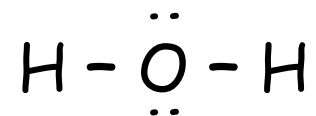
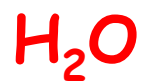
3 coppie di legame 1  
coppia solitaria



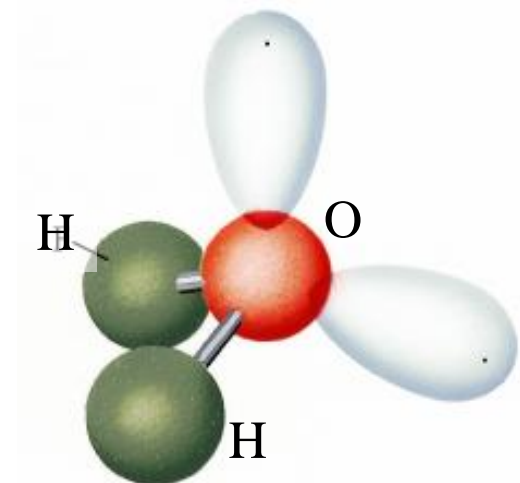
Geometria trigonale piramidale.

$$\hat{\text{HNH}} < 109,5^\circ \quad (107^\circ)$$





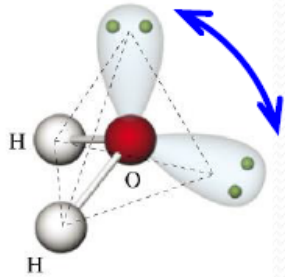
2 coppie di legame 2  
coppie solitarie



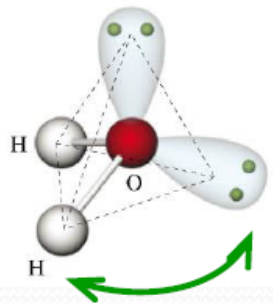
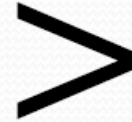
Geometria  
piegata

$$\hat{\text{H}}\text{O}\text{H} < 109,5^\circ (105^\circ)$$

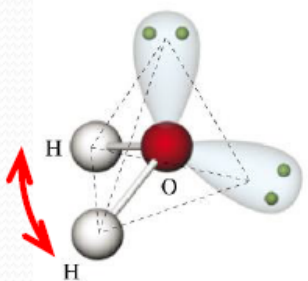
# Repulsioni



**coppia solitaria-coppia solitaria**



**coppia solitaria-coppia di legame**



**coppia di legame-coppia di legame**

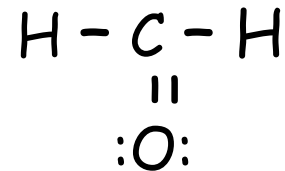
## Applicazione a legami multipli

Il metodo VSEPR può essere applicato anche al caso in cui vi siano legami multipli (doppi o tripli) purchè si contino gli elettroni del legame multiplo (4 se doppio, 6 se triplo) come un'unica coppia di legame.

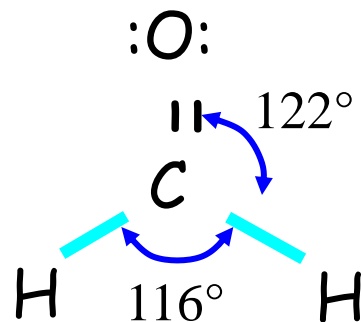
Esempi:



la struttura di Lewis è

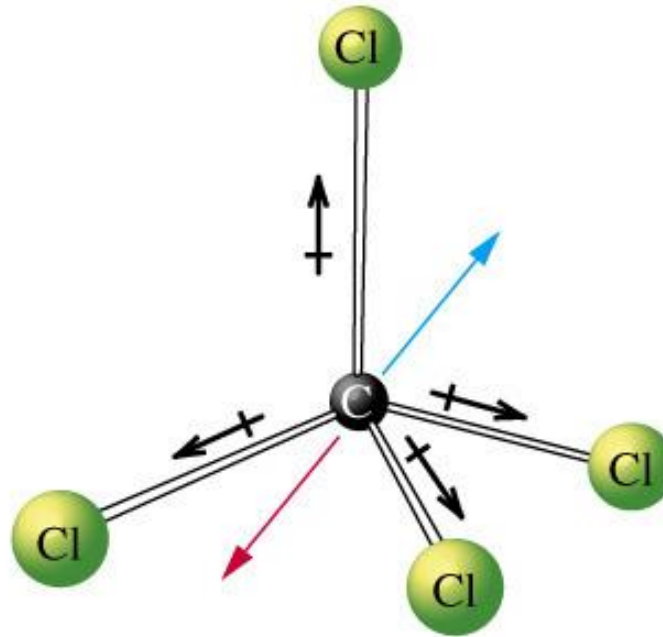


Le due coppie di elettroni leganti che costituiscono il doppio legame C=O contano per una e si deve quindi considerare la geometria per tre coppie leganti, cioè trigonale planare

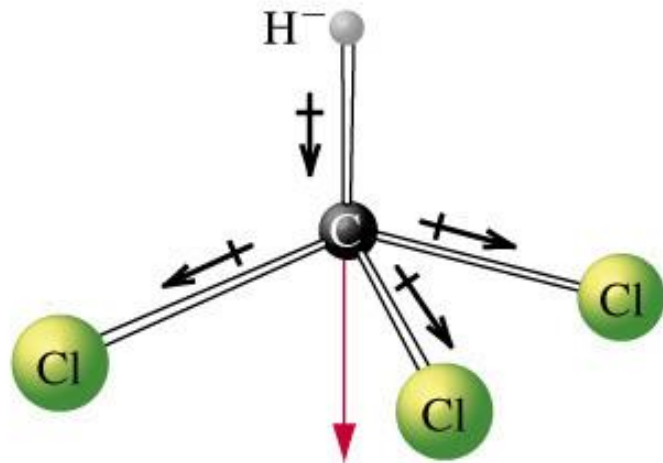


Un doppio legame occupa più spazio di uno singolo per cui  $\hat{\text{OCH}} > 120^\circ$  e  $\hat{\text{HCH}} < 120^\circ$

# Momento dipolare e geometria molecolare



(a)  $\text{CCl}_4$ : Molecola non polare



(b)  $\text{CHCl}_3$ : Molecola polare