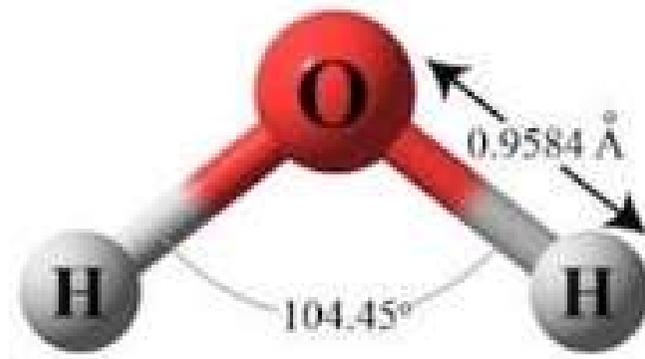


Geometria, lunghezze e angoli di legame

Per definire la geometria della molecola, è necessario specificare come i suoi atomi sono disposti nello spazio. Questa informazione non è presente nella struttura di Lewis, ma può essere ricavata a partire dalla disposizione delle coppie elettroniche attorno all'atomo centrale.

Generalmente, la geometria viene indicata come la figura geometrica che formano gli atomi terminali attorno all'atomo centrale.

Inoltre, si possono indicare anche lunghezze e angoli di legame:



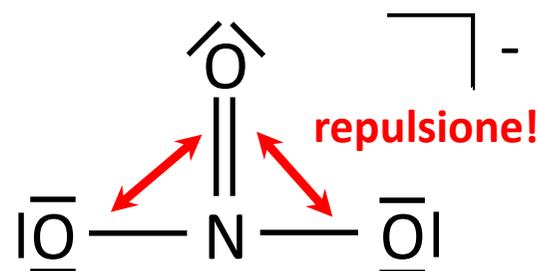
Lunghezza di legame: distanza tra i 2 atomi che formano il legame.

Angolo di legame: angolo compreso tra 2 legami adiacenti; è definito da 3 atomi.

Teoria VSEPR (Valency Shell Electron Pair Repulsion)

Valency Shell Electron Pair Repulsion = Repulsione delle coppie di elettroni nel guscio di valenza

La teoria VSEPR si basa sull'idea che le coppie elettroniche presenti nel guscio di valenza dell'atomo centrale esercitino una **repulsione** le une sulle altre e si dispongano perciò in maniera da massimizzare la propria distanza reciproca.



A partire dalla struttura di Lewis e in base alle considerazioni della teoria VSEPR, possiamo definire la geometria delle molecole in base al numero e al tipo di coppie elettroniche che si trovano attorno all'atomo centrale della struttura di Lewis.

ATTENZIONE! Nel contare le coppie elettroniche consideriamo le coppie che formano un legame singolo e le coppie solitarie. Quando però ci troviamo di fronte a legami multipli, consideriamo solo il primo legame.

Nel caso di legami multipli, infatti, c'è un'unica regione di spazio con un'elevata densità elettronica.

Qual è la disposizione delle coppie di elettroni presenti attorno all'atomo centrale che garantisce che abbiano la massima distanza tra loro?

Dipende dal numero di coppie attorno all'atomo centrale...

Per prima cosa dobbiamo identificare il NUMERO di coppie elettroniche attorno all'atomo centrale e definirne la geometria.

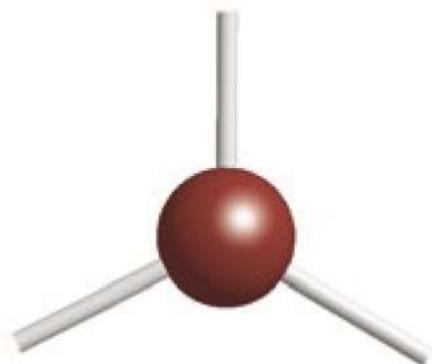
GEOMETRIA DELLE COPPIE STRUTTURALI:

2

Se sono presenti solo **due coppie** di elettroni, la disposizione in cui hanno la massima distanza è una disposizione **lineare**.



Lineare



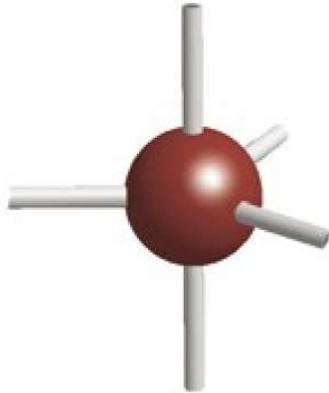
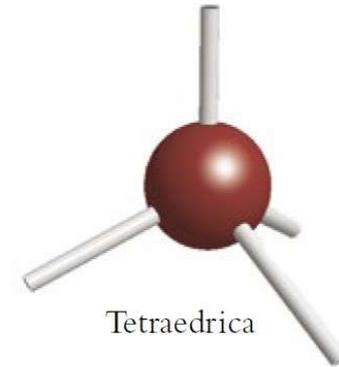
Triangolare planare

Se sono presenti **tre coppie** di elettroni, la disposizione in cui hanno la massima distanza è una disposizione **planare**.

3

4

Se sono presenti **quattro coppie** di elettroni, la disposizione in cui hanno la massima distanza è una disposizione **tetraedrica**, così definita perchè ricorda le direzioni che dal centro portano ai vertici di un tetraedro.



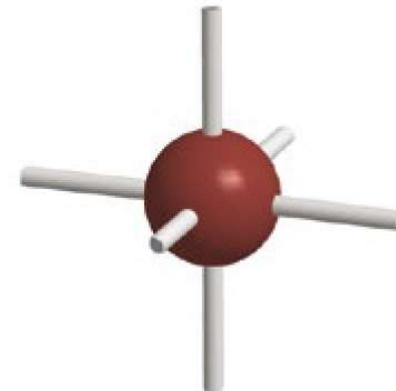
Bipiramidale
triangolare

Se sono presenti **cinque coppie** di elettroni, la disposizione in cui hanno la massima distanza è una disposizione che ricorda le direzioni di una **bipiramide a base triangolare**.

5

6

Se sono presenti **sei coppie** di elettroni, la disposizione in cui hanno la massima distanza è una disposizione lungo le direzioni di un ottaedro (**ottaedrica**).



Ottaedrica

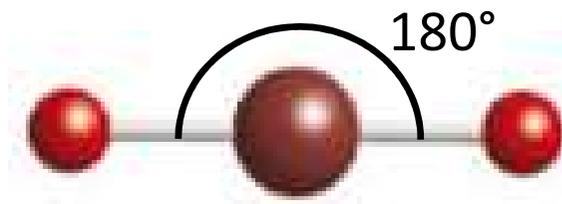
GEOMETRIA DELLA MOLECOLA

A partire dalla geometria delle coppie strutturali e considerando il TIPO di coppie attorno all'atomo centrale, possiamo definire la geometria della molecola, ovvero come si dispongono gli atomi.

Per 2 coppie strutturali, le coppie di dispongono linearmente:



- Se entrambe le coppie sono coppie di legame (= corrispondono ad altrettanti atomi), la molecola assume una **geometria lineare**, con un angolo di 180°



- Se una delle due coppie è una coppia solitaria, la molecola è biatomica e non ha senso definirne la geometria, ma solo la lunghezza di legame.

Esempio: BeF_2

$$N_e^- = 2 + (2 \times 7) = 16 \rightarrow 8 \text{ coppie di valenza}$$

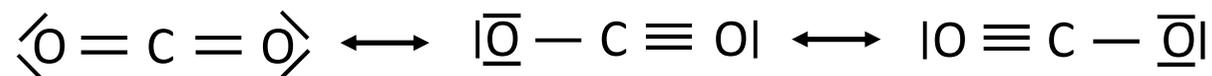


2 coppie corrispondenti a legami singoli \rightarrow
Geometria coppie strutturali = lineare

Non sono presenti coppie solitarie \rightarrow
Geometria della molecola = lineare

Esempio: CO_2

$$N_e^- = 4 + (2 \times 6) = 16 \rightarrow 8 \text{ coppie di valenza}$$

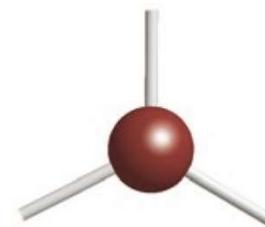


2 coppie corrispondenti a legami singoli (i legami doppi e tripli non si contano) \rightarrow
Geometria coppie strutturali = lineare

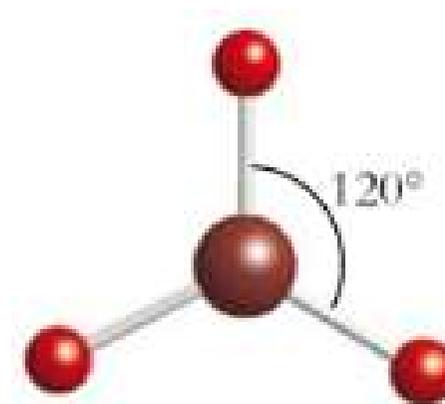
Non sono presenti coppie solitarie \rightarrow
Geometria della molecola = lineare



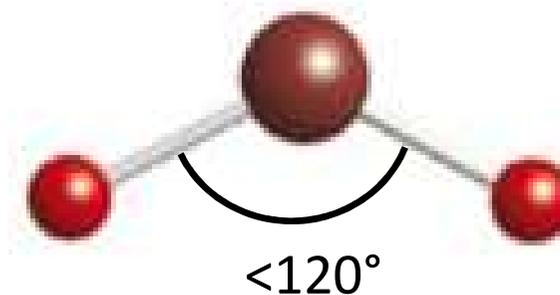
3 coppie strutturali si dispongono su un piano:



- Se tutte 3 le coppie sono coppie di legame, la molecola assume una geometria **planare trigonale** con angoli di legame di 120° .



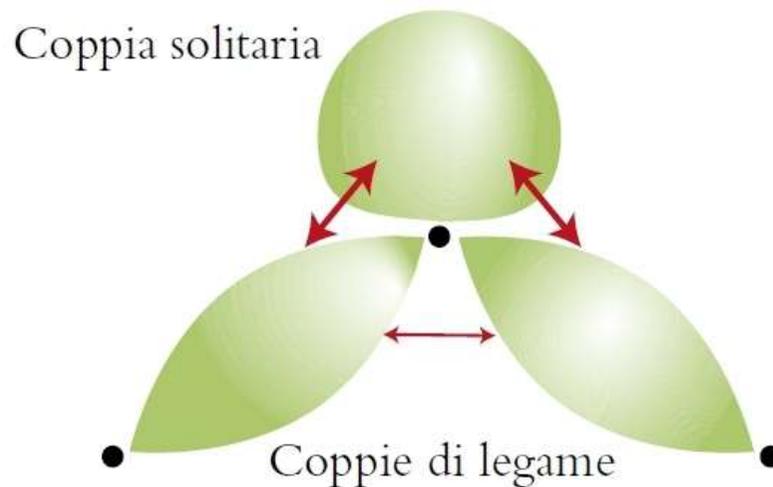
- Se nella molecola è presente una coppia solitaria e 2 coppie di legame, la geometria è **angolata**, con un angolo minore di 120° .



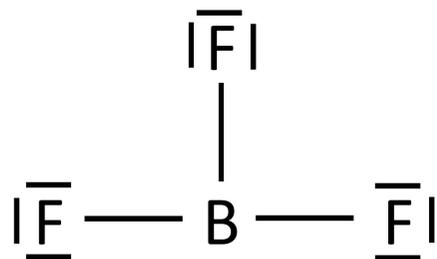
Effetto delle coppie solitarie sull'angolo di legame

La presenza delle coppie solitarie, rispetto alle coppie di legame, ha l'effetto di ridurre i valori degli angoli di legame rispetto alla geometria prevista.

La coppia solitaria, più vicina al nucleo dell'atomo centrale, esercita una maggiore repulsione verso gli elettroni delle coppie di legame. Per questa ragione, le coppie solitarie "occupano più spazio" attorno all'atomo centrale e causano una riduzione degli angoli di legame.



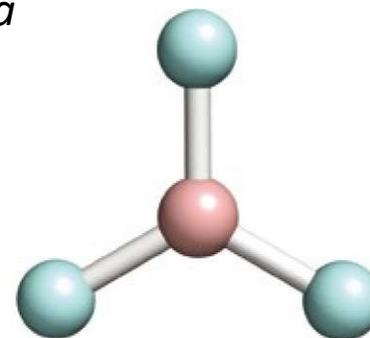
Esempio: BF_3



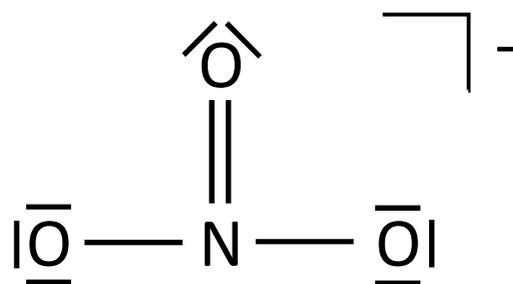
$Ne^- = 3 + (3 \times 7) = 24 \rightarrow 12$ coppie di valenza

3 coppie corrispondenti a legami singoli \rightarrow
Geometria coppie strutturali = trigonale
planare

Non sono presenti coppie solitarie \rightarrow
Geometria della molecola = trigonale
planare



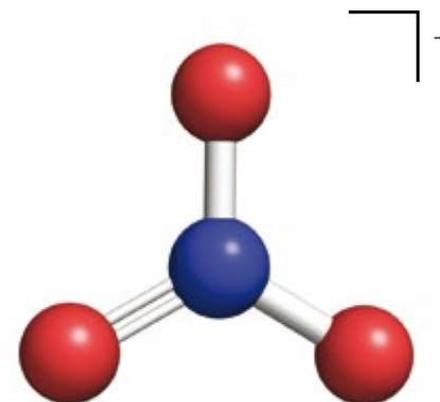
Esempio: NO_3^-



$Ne^- = 5 + (3 \times 6) + 1 = 20 \rightarrow 10$ coppie di valenza

3 coppie corrispondenti a legami
singoli \rightarrow
Geometria coppie strutturali =
trigonale planare

Non sono presenti coppie
solitarie \rightarrow
Geometria della molecola =
trigonale planare

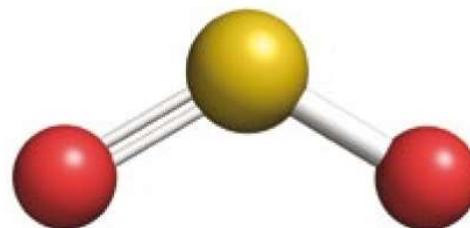


Esempio: SO_2

$$Ne^- = 6 + (2 \times 6) = 18 \rightarrow 9 \text{ coppie di valenza}$$

2 coppie corrispondenti a legami singoli + 1
coppia solitaria = 3 coppie strutturali \rightarrow
Geometria coppie strutturali = trigonale
planare

1 coppia solitaria \rightarrow
Geometria della molecola = angolata con
angolo $< 120^\circ$



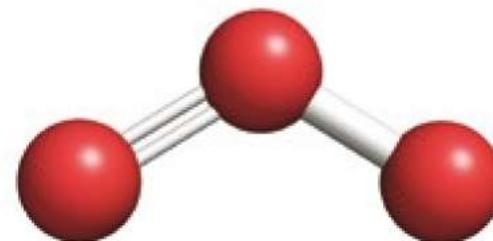
Esempio: O_3

$$Ne^- = 3 \times 6 = 18 \rightarrow 9 \text{ coppie di valenza}$$



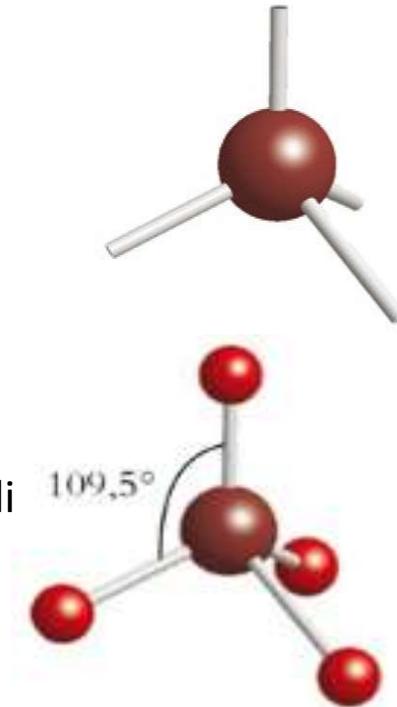
2 coppie corrispondenti a legami singoli + 1 coppia
solitaria = 3 coppie strutturali \rightarrow
Geometria coppie strutturali = trigonale planare

1 coppia solitaria \rightarrow
Geometria della molecola = angolata con angolo $< 120^\circ$

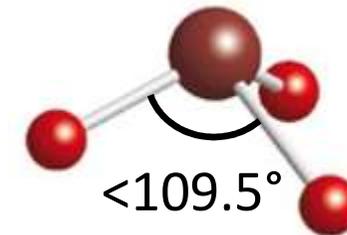


4 coppie strutturali si dispongono nello spazio ai vertici di un immaginario tetraedro:

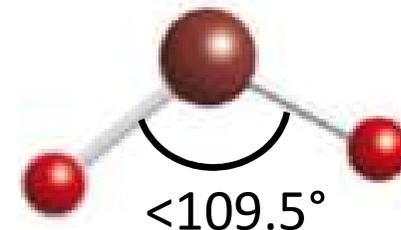
- Se tutte le 4 coppie sono coppie di legame, la molecola assume una geometria **tetraedrica**, con angoli di legame di $109,5^\circ$.



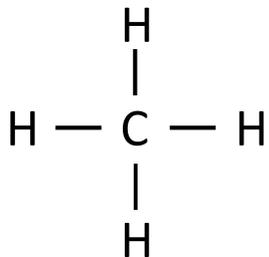
- Se nella molecola è presente una coppia solitaria e 3 coppie di legame, la geometria è **piramidale a base trigonale**, con un angolo minore di $109,5^\circ$.



- Se la molecola presenta 2 coppie solitarie e 2 coppie di legame, la geometria è **angolata**, con un angolo minore di $109,5^\circ$.



Esempio: CH_4

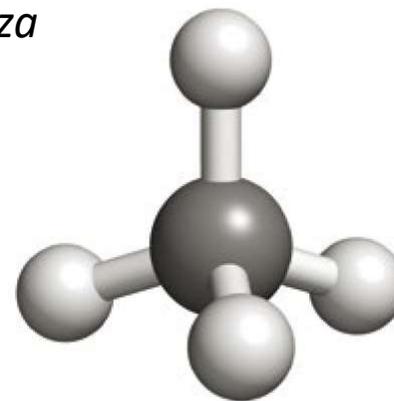


$$Ne^- = 4 + (4 \times 1) = 8 \rightarrow 4 \text{ coppie di valenza}$$

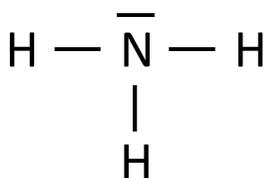
4 coppie corrispondenti a legami
singoli \rightarrow

Geometria coppie strutturali =
tetraedrica

Non sono presenti coppie solitarie \rightarrow
Geometria della molecola = tetraedrica



Esempio: NH_3

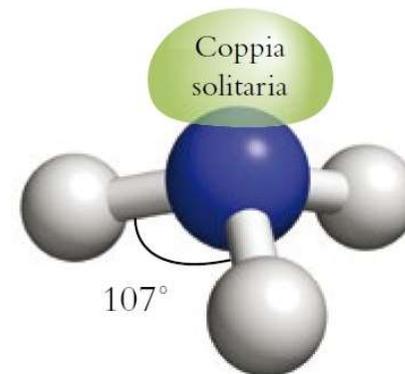


$$Ne^- = 5 + (3 \times 1) = 8 \rightarrow 4 \text{ coppie di valenza}$$

4 coppie corrispondenti a legami
singoli \rightarrow

Geometria coppie strutturali =
tetraedrica

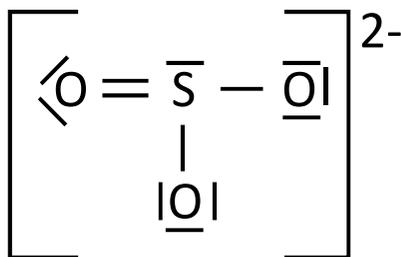
1 coppia solitaria \rightarrow
Geometria della molecola = piramide
trigonale



Angolo di NH_3 : 107°
(minore di 109.5° !)

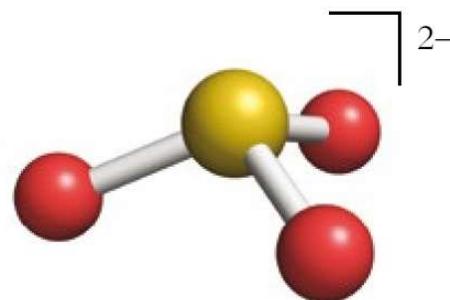
Esempio: SO_3^{2-}

$$Ne^- = 6 + (3 \times 6) + 2 = 26 \rightarrow 13 \text{ coppie di valenza}$$



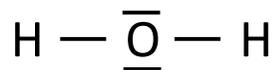
3 coppie corrispondenti a legami
singoli + 1 coppia solitaria \rightarrow
Geometria coppie strutturali =
tetraedrica

1 coppia solitaria \rightarrow
Geometria della molecola = piramide
trigonale



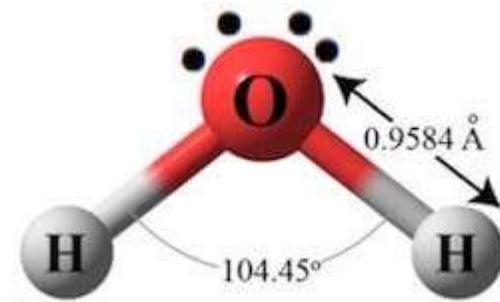
Esempio: H_2O

$$Ne^- = 6 + (2 \times 1) = 8 \rightarrow 4 \text{ coppie di valenza}$$



2 coppie corrispondenti a legami
singoli + 2 coppie solitarie \rightarrow
Geometria coppie strutturali =
tetraedrica

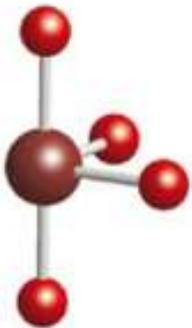
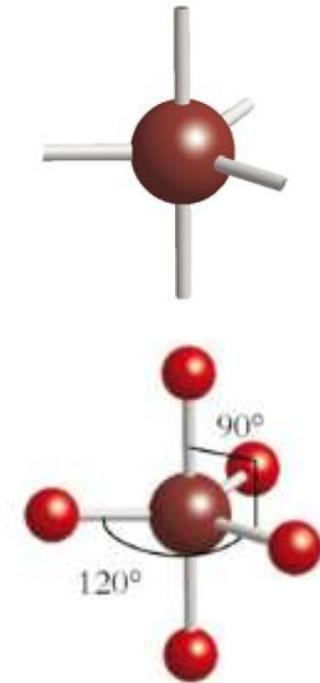
2 coppie solitarie \rightarrow
Geometria della molecola = angolata
con angolo $< 109.5^\circ$



Angolo di H_2O : 104.5°
(minore di 109.5° e
dell'angolo di NH_3 !)

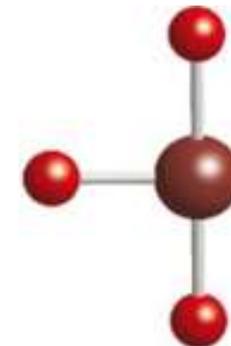
5 coppie strutturali si dispongono nello spazio ai vertici di una bipiramide a base triangolare:

- Se tutte le 5 coppie sono coppie di legame, la molecola assume una geometria **bipiramidale trigonale**, con angoli di legame di 90° per le posizioni assiali e di 120° per quelle equatoriali.

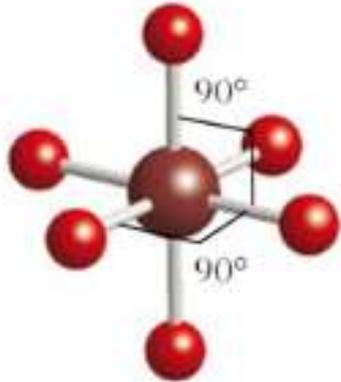
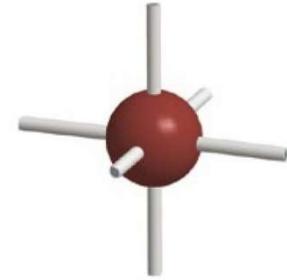


- Se nella molecola è presente una coppia solitaria e 4 coppie di legame, la geometria è detta **ad altalena (o a cavalletto)**.

- Se la molecola presenta 2 coppie solitarie e 3 coppie di legame, la geometria è **a T**.

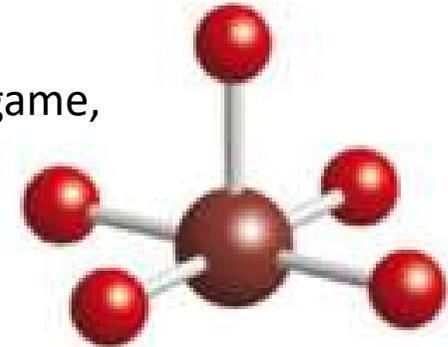


6 coppie strutturali si dispongono nello spazio ai vertici di un ottaedro:



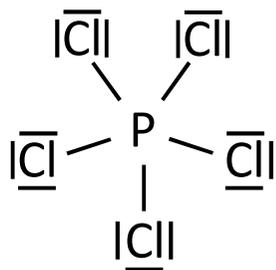
- Se tutte le 6 coppie sono coppie di legame, la molecola assume una geometria **ottaedrica**, con angoli di legame pari a 90° .

- Se la molecola presenta una coppia solitaria e 5 coppie di legame, la geometria è **piramidale quadrata**.



- Se la molecola presenta 2 coppie solitarie e 4 coppie di legame, la geometria è **planare quadrata**.

Esempio: PCl_5



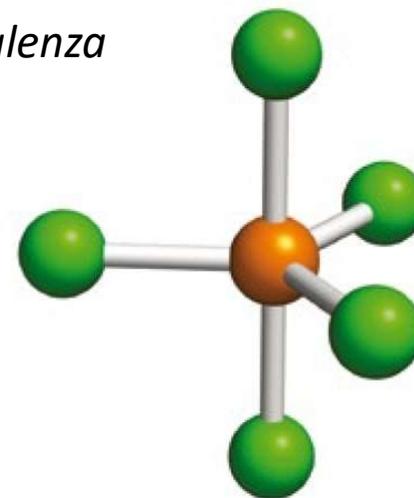
$$Ne^- = 5 + (5 \times 7) = 40 \rightarrow 20 \text{ coppie di valenza}$$

5 coppie corrispondenti a legami
singoli \rightarrow

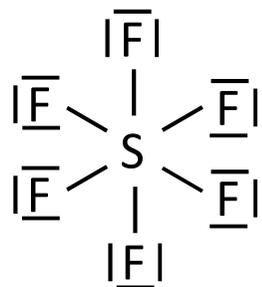
Geometria coppie strutturali =
bipiramide trigonale

Non sono presenti coppie solitarie \rightarrow

Geometria della molecola =
bipiramide trigonale



Esempio: SF_6



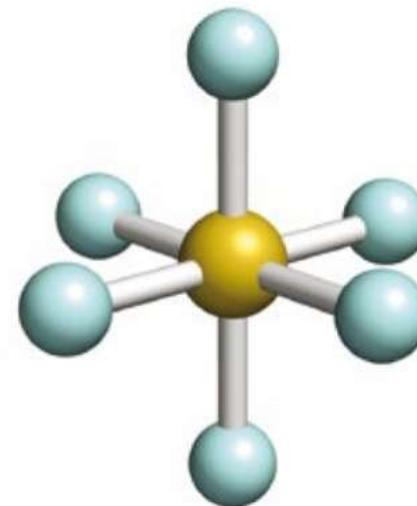
$$Ne^- = 6 + (6 \times 7) = 48 \rightarrow 24 \text{ coppie di valenza}$$

6 coppie corrispondenti a legami
singoli \rightarrow

Geometria coppie strutturali =
ottaedrica

Non sono presenti coppie solitarie \rightarrow

Geometria della molecola =
ottaedrica

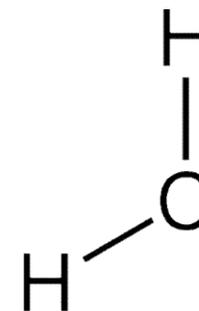


Simboli per indicare la geometria 3D

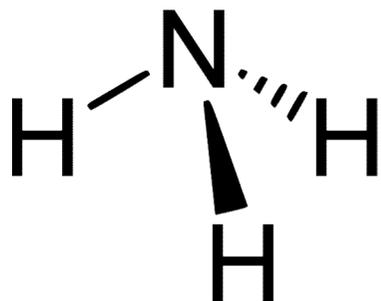
Per indicare legami nel piano della figura si usa una linea;

per indicare legami che si trovano **davanti** al piano della figura, si usa un cuneo pieno;

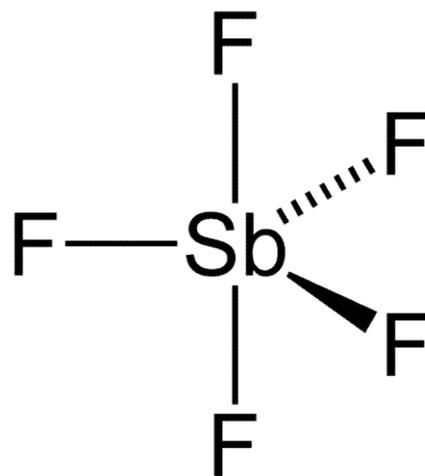
per indicare legami che si trovano **dietro** il piano della figura, si usa un cuneo tratteggiato.



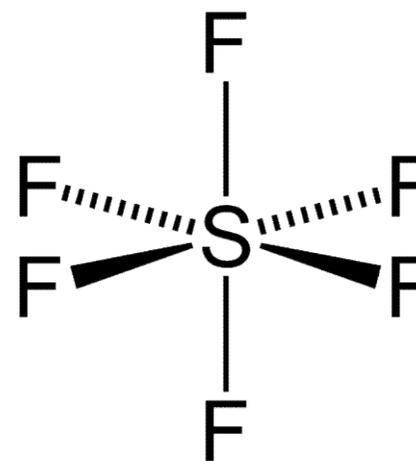
Geometria tetraedrica



Geometria
piramidale trigonale



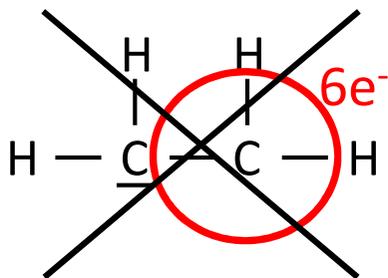
Geometria
bipiramidale trigonale



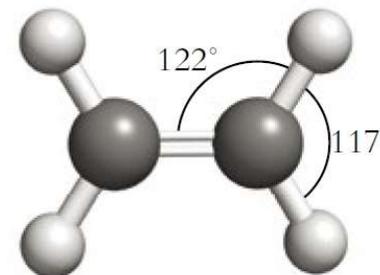
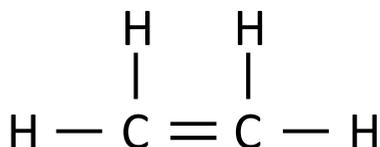
Geometria
ottaedrica

Altri esempi

Esempio: C_2H_4



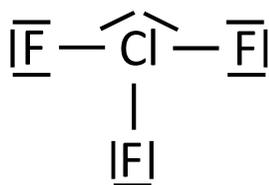
$$Ne^- = (2 \times 4) + (4 \times 1) = 12 \rightarrow 6 \text{ coppie di valenza}$$



3 legami singoli, 0 coppie solitarie = 3 coppie strutturali \rightarrow Geometria coppie strutturali = planare triangolare

Non sono presenti coppie solitarie \rightarrow Geometria della molecola = planare

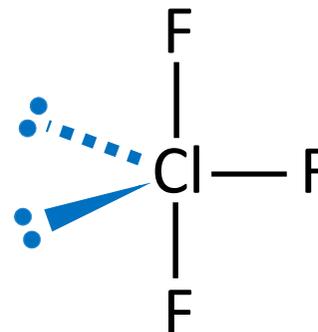
Esempio: ClF_3



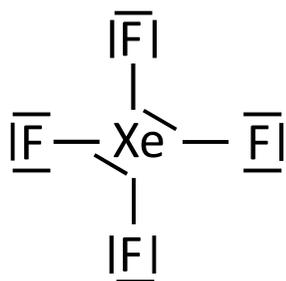
$$Ne^- = 7 + (3 \times 7) = 28 \rightarrow 14 \text{ coppie di valenza}$$

3 legami singoli, 2 coppie solitarie = 5 coppie strutturali
 \rightarrow Geometria coppie strutturali = bipiramidale triangolare

Sono presenti 2 coppie solitarie
 \rightarrow Geometria della molecola = a T



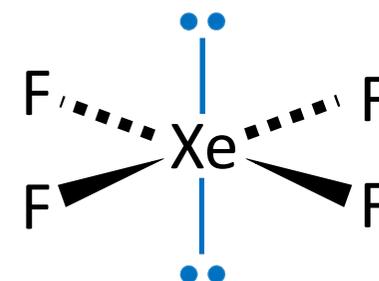
Esempio: XeF_4



$$Ne^- = 8 + (4 \times 7) = 36 \rightarrow 18 \text{ coppie di valenza}$$

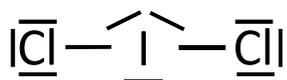
4 legami singoli, 2 coppie solitarie =
6 coppie strutturali \rightarrow Geometria
coppie strutturali = ottaedrica

Sono presenti 2 coppie solitarie \rightarrow
Geometria della molecola =
quadrata planare



Le coppie solitarie si dispongono più distanti possibili l'una dall'altra, in modo da ridurre al massimo la repulsione.

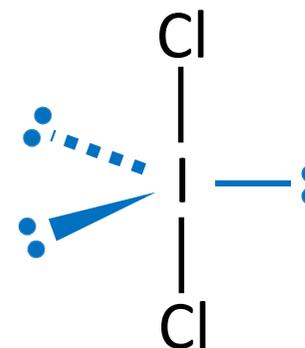
Esempio: ICl_2^-



$$Ne^- = 7 + (2 \times 7) + 1 = 22 \rightarrow 11 \text{ coppie di valenza}$$

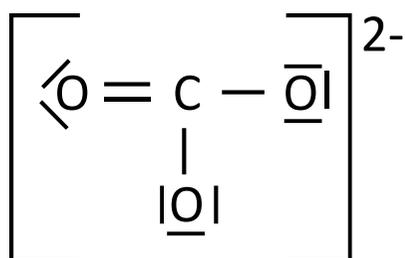
2 legami singoli, 3 coppie solitarie =
5 coppie strutturali \rightarrow Geometria
coppie strutturali = bipyramidale
triangolare

Sono presenti 3 coppie solitarie \rightarrow
Geometria della molecola = lineare

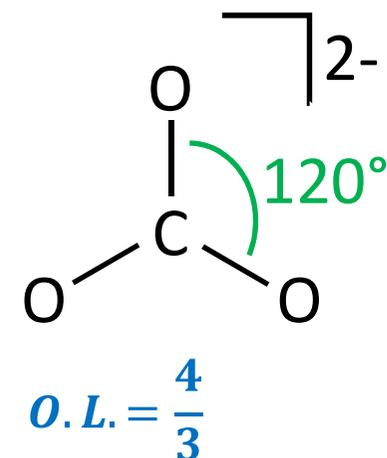


Anche in questo caso, le coppie solitarie si dispongono più distanti possibili l'una dall'altra, occupando le posizioni in cui gli angoli sono maggiori (equatoriali).

Esempio: CO_3^{2-}

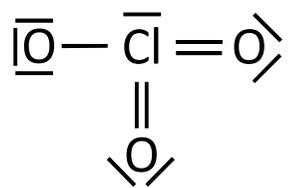


3 legami singoli, 0 coppie solitarie =
3 coppie strutturali → Geometria
coppie strutturali = trigonale planare
Non sono presenti coppie solitarie
→ Geometria della molecola =
trigonale planare



3 forme limite di risonanza possibili. L'ibrido di risonanza
presenta legami uguali per tutti gli atomi di ossigeno.

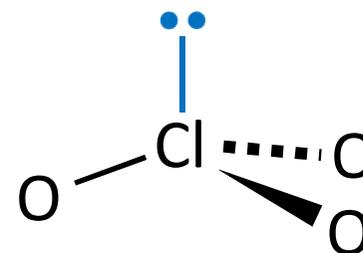
Esempio: ClO_3^-



+ altre 2 forme
limite di risonanza
equivalenti

$Ne^- = 7 + (3 \times 6) + 1 = 26 \rightarrow 13$ coppie di valenza

3 legami singoli, 1 coppia solitaria =
4 coppie strutturali → Geometria
coppie strutturali = tetraedrica
E' presente 1 coppia solitaria →
Geometria della molecola =
piramide trigonale

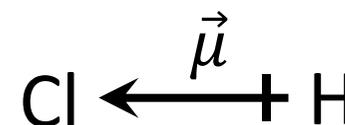
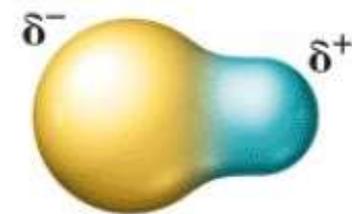


Polarità della molecola

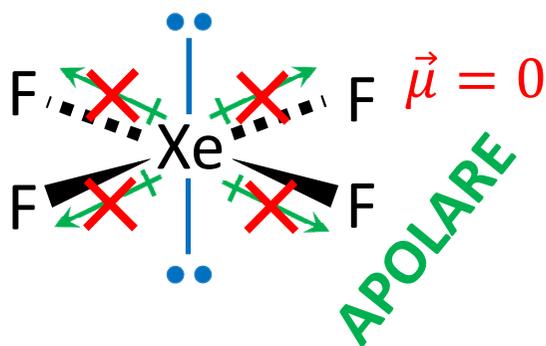
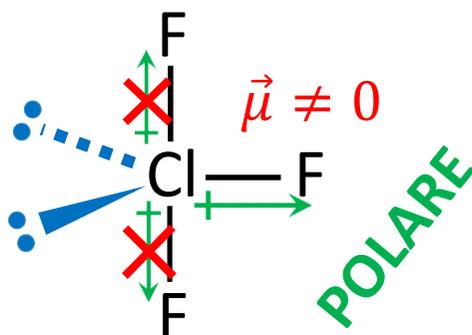
Nei legami covalenti polari, gli elettroni non sono equamente condivisi dai due atomi. Si crea un **dipolo**, il cui polo negativo è sull'atomo più elettronegativo e il polo positivo su quello meno elettronegativo.

Il **momento di dipolo** del legame è legato alla separazione di carica e alla distanza tra i poli positivo e negativo: $\vec{\mu} = q \cdot \vec{d}$

Il vettore momento di dipolo viene indicato con la punta verso il polo negativo. Il polo positivo è indicato da un segno +.



Unità di misura: debye (D)



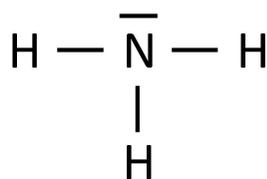
Per valutare se una molecola è polare, non basta valutare la polarità dei legami, ma bisogna considerare anche la geometria.

Prima di tutto individuiamo i dipoli formati dai legami. I vettori di questi dipoli vengono sommati considerando la geometria della molecola.

Se la risultante è un vettore non nullo, la molecola è polare. Se la risultante è pari a zero, la molecola è apolare.

Esempio: NH_3

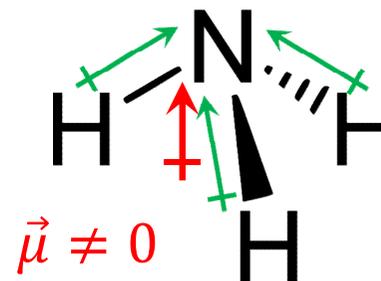
$$Ne^- = 5 + (3 \times 1) = 8 \rightarrow 4 \text{ coppie di valenza}$$



Geometria coppie strutturali
= tetraedrica

Geometria della molecola =
piramidale trigonale

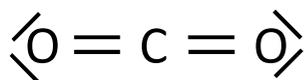
Elettronegatività: $N > H$



A causa della geometria a piramide a base triangolare della molecola di NH_3 , i vettori dipolo non si annullano nella molecola. L'ammoniaca è una molecola polare.

Esempio: CO_2

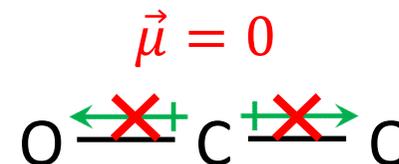
$$Ne^- = 4 + (2 \times 6) = 16 \rightarrow 8 \text{ coppie di valenza}$$



Geometria coppie strutturali = lineare

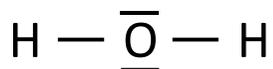
Geometria della molecola = lineare

Elettronegatività: $O > C$



I vettori dipolo dei due legami presenti nella molecola, sono uguali, in direzioni parallele, ma in verso contrario. Perciò si annullano. La molecola di diossido di carbonio è apolare.

Esempio: H_2O

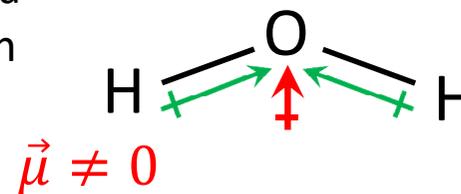


Geometria coppie strutturali = tetraedrica

Geometria della molecola = angolata, con angoli minori di 109.5° (104.5°)

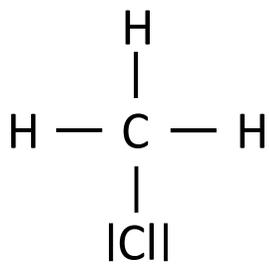
Elettronegatività: $O > H$

$$Ne^- = 6 + (2 \times 1) = 8 \rightarrow 4 \text{ coppie di valenza}$$



La molecola di acqua è polare.

Esempio: CH_3Cl

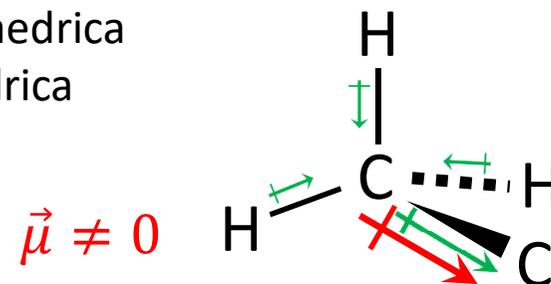


Geometria coppie strutturali = tetraedrica

Geometria della molecola = tetraedrica

Elettronegatività: $Cl \gg C > H$

$$Ne^- = 4 + (3 \times 1) + 7 = 14 \rightarrow 7 \text{ coppie di valenza}$$



La molecola di clorometano (CH_3Cl) è polare.