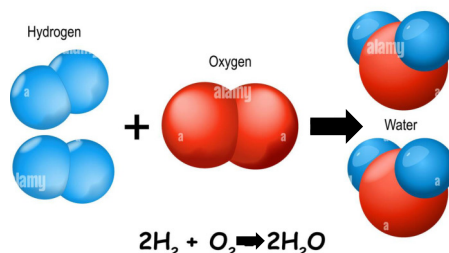


## IL LEGAME CHIMICO

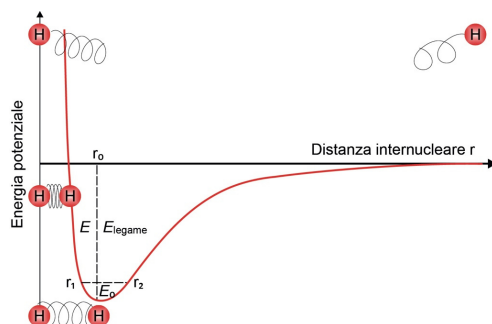
Nello studio delle *trasformazioni (reazioni) chimiche*, il legame chimico ha un ruolo centrale

Infatti, in una molecola gli atomi sono legati fra loro tramite legami chimici

Nelle reazioni chimiche si rompono alcuni legami chimici (nelle molecole dei reagenti) e se ne formano di nuovi (nelle molecole dei prodotti)



## IL LEGAME CHIMICO la molecola più semplice: $\text{H}_2$

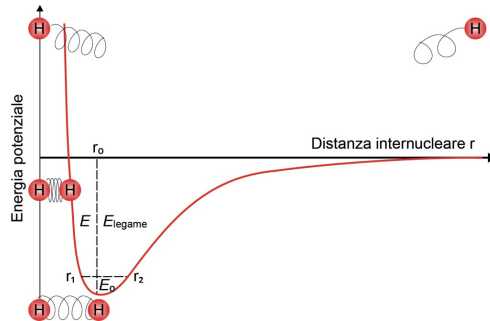


Due atomi di idrogeno (H) a distanza ( $r$ ) infinita non interagiscono fra loro (energia potenziale zero)

Avvicinandoli reciprocamente, dapprima ( $r > r_0$ ) prevalgono le interazioni attrattive (nuclei-elettroni), ma avvicinandoli «troppo» ( $r < r_0$ ) prevalgono quelle repulsive fra cariche omologhe

Per  $r = r_0$  il sistema (la molecola  $\text{H}_2$ ) raggiunge un minimo di energia ( $E_{\text{legame}} = E - E_0$ )

## IL LEGAME CHIMICO la molecola più semplice: H<sub>2</sub>

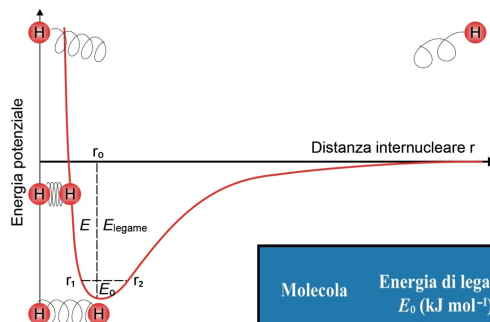


QUINDI

- la molecola H<sub>2</sub> è *più stabile* della coppia di atomi separati (energia *negativa* rispetto agli atomi separati)
- r<sub>0</sub> è la *lunghezza* (media) del legame H-H in H<sub>2</sub> (distanza media fra i nuclei oscillanti dei due atomi di H)
- per rompere il legame fra i due atomi bisogna *fornire* al sistema E<sub>legame</sub>

## IL LEGAME CHIMICO

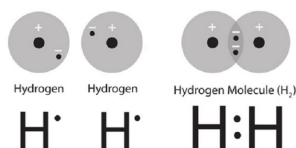
*Energie e lunghezze di legame di alcune molecole biatomiche*



**N.B.** la lunghezza di legame in H<sub>2</sub> (**74 pm**) è minore della somma di due raggi atomici di H (**106 pm**)

Molecola	Energia di legame E <sub>0</sub> (kJ mol <sup>-1</sup> )	Lunghezza di legame r <sub>0</sub> (pm)
H <sub>2</sub>	436	74
O <sub>2</sub>	498	121
F <sub>2</sub>	155	142
Cl <sub>2</sub>	244	199
Br <sub>2</sub>	193	228
I <sub>2</sub>	151	267
N <sub>2</sub>	941	110
NF	565	92
HCl	427	127
HI	299	161

## IL LEGAME CHIMICO



La formazione di un legame chimico comporta sempre una *ridistribuzione degli elettroni degli atomi interagenti* in seguito a forze elettriche

A seconda del modo in cui tale redistribuzione avviene, è possibile distinguere tre diverse tipologie (modelli) di legame: *covalente, ionico e metallico*

La distinzione tra legami covalenti e ionici è, in particolare, basata sul fatto che gli elettroni vengano, rispettivamente, *condivisi* tra i due atomi oppure *trasferiti* da un atomo all'altro

In ogni caso, gli atomi formano legami chimici perché tendono a raggiungere la configurazione elettronica (particolarmente stabile) del gas nobile che immediatamente li precede o li segue nella tavola periodica (*regola dell'ottetto*), a seconda della loro posizione nella tavola stessa

## LEGAME COVALENTE

Il *modello covalente* del legame chimico ha avuto diverse fasi evolutive:

- fu proposto da **Lewis** nel **1916** (*teoria delle coppie di elettroni*)
- successivamente **Heitler e London** (**1927**), svilupparono la *teoria del legame di valenza (VB, dall'inglese Valence Bond)*, adattandola alla teoria di Lewis
- infine **Robert Mulliken** (**anni trenta del 1900**) propose la *teoria dell'orbitale molecolare (MO, dall'inglese Molecular Orbital)*

N.B. sia la teoria VB che la teoria MO si basano sulla meccanica quantistica

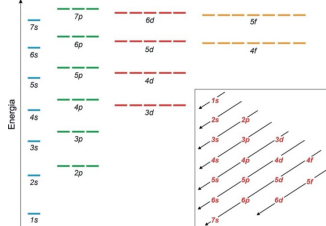
## LEGAME COVALENTE teoria di Lewis

Il punto fondamentale della *teoria di Lewis* è il riconoscimento della *stretta connessione fra legami chimici e coppie di elettroni*.

Notazione di Lewis per gli elettroni esterni (di *valenza*) degli atomi:

	1	2
	$ns^1$	$ns^2$
2	•Li	••Be
3	•Na	••Mg

13	14	15	16	17	18
$ns^2np^1$	$ns^2np^2$	$ns^2np^3$	$ns^2np^4$	$ns^2np^5$	$ns^2np^6$
•B•	••C•	•••N•	••••O•	•••••F•	••••••Ne•
•Al•	••Si•	•••P•	••••S•	•••••Cl•	••••••Ar•



Gli elettroni (puntini) “*accoppiati*” rappresentano una cosiddetta *coppia solitaria (lone pair)*, che identifica un orbitale atomico di valenza pieno (2 elettroni), mentre un puntino «isolato» indica un orbitale atomico *semioccupato* (1 elettrone). Per inciso, *gli elettroni di core non sono contemplati*.

3	6.941	4	9.012
Li	Be		
Litio	Berillio		
11	22.99	12	24.31
Na	Mg		
Sodio	Magnesio		

**N.B.** gli strati  $n = 2, 3$  si completano con 8 elettroni (*regola dell'ottetto*)

5	10.81	6	12.01	7	14.01	8	16.00	9	19.00	10	20.18
B	C	N	O	F	Ne						
Boro	Carbonio	Azoto	Ossigeno	Fluoro	Neon						
13	26.98	14	28.09	15	30.97	16	32.07	17	35.45	18	39.95
Al	Si	P	S	Cl	Ar						
Alluminio	Silicio	Fosforo	Zolfo	Cloro	Argo						

## LEGAME COVALENTE teoria di Lewis

I legami chimici nelle molecole vengono rappresentati mediante *strutture di Lewis*, cioè combinazioni di simboli atomici di Lewis, in cui:

- un trattino indica una coppia di elettroni *condivisa* per formare un legame covalente fra due atomi
- due punti ravvicinati indicano un coppia di elettroni non utilizzata per formare legami e che quindi resta sullo stesso atomo (*lone pair*)

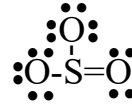
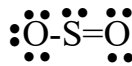
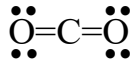
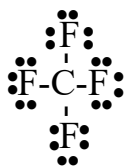
Come gli elettroni che occupano orbitali atomici pieni, anche gli elettroni delle coppie condivise hanno spin opposto (*antiparallelo*)

Nel condividere gli elettroni, gli atomi tendono ad acquisire un numero di elettroni tale da raggiungere la configurazione elettronica del gas nobile che immediatamente li *segue* nel periodo cui essi appartengono (*regola dell'ottetto*)

## LEGAME COVALENTE teoria di Lewis

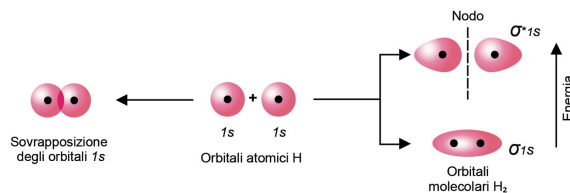
Per esempio  $\text{CF}_4$   $\text{CO}_2$   $\text{PCl}_3$   $\text{SO}_2$   $\text{SO}_3$

	1	2	13	14	15	16	17	18
	$ns^1$	$ns^2$	$ns^2np^1$	$ns^2np^2$	$ns^2np^3$	$ns^2np^4$	$ns^2np^5$	$ns^2np^6$
Periodo (n)								
2	•Li	•Be	•B•	•C•	•N•	•O•	•F•	•Ne•
3	•Na	•Mg	•Al•	•Si•	•P•	•S•	•Cl•	•Ar•



## LEGAME COVALENTE teorie VB e MO

- Nella teoria **VB** la molecola si forma per parziale sovrapposizione degli orbitali atomici più esterni (*di valenza*) degli atomi costituenti.
- Quindi, in seguito alla formazione del legame gli atomi conservano invariata non solo la struttura nucleare (e quindi la loro identità), ma anche la struttura elettronica interna (di *core*).



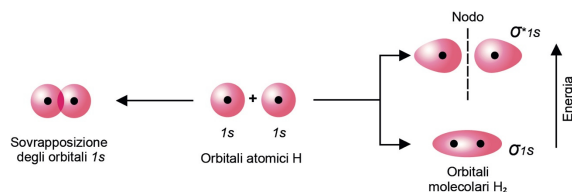
- Nella teoria **MO** gli atomi conservano la loro identità nucleare, ma *tutti* gli elettroni degli atomi coinvolti si ridistribuiscono su *orbitali molecolari* estesi a tutta la molecola.
- Pertanto, secondo questa teoria, la struttura elettronica della molecola è simile a quella di un atomo, in cui però gli elettroni sono distribuiti su orbitali molecolari policentrici (*estesi su più nuclei*).

## LEGAME COVALENTE teorie VB e MO

- Sebbene le due teorie siano sostanzialmente diverse, esse sono in qualche modo *complementari* giungendo a risultati coerenti
- Il modello **VB** è semplice da applicare consentendo la descrizione della struttura e delle proprietà chimiche delle molecole, anche complesse, tramite modelli descrittivi meccanici, di facile rappresentazione visiva.
- Queste prerogative sfuggono alla teoria **MO**, la quale però permette di spiegare alcune proprietà molecolari non razionalizzabili con la teoria VB, quali, ad esempio, il loro comportamento magnetico e spettroscopico.

## LEGAME COVALENTE molecole omopolari


- I legami covalenti omopolari si stabiliscono fra atomi *identici* che quindi condividono perfettamente gli elettroni di legame nella zona di sovrapposizione degli orbitali atomici (es.  $H_2$ ,  $Cl_2$ ,  $O_2$ ) in cui la coppia di elettroni di legame presenta spin antiparallelo



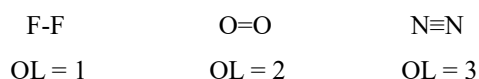
- Dopo la condivisione (es. in  $H_2$ ), gli elettroni non appartengono più specificatamente all'uno o all'altro atomo, ma ad entrambi contemporaneamente, cosicché ciascun atomo di idrogeno acquisisce la configurazione stabile a **guscio chiuso** (*closed shell*) dell'elio ( $He: 1s^2$ )

## LEGAME COVALENTE molecole omopolari

- Nella formazione di legami covalenti omopolari fra atomi del secondo periodo, ciascuno raggiunge la configurazione elettronica esterna molto stabile  $ns^2np^6$  (*ottetto*) del gas nobile che li segue nella tavola periodica.
- Per esempio, nella molecola  $F_2$ , ciascun atomo di fluoro raggiunge la configurazione elettronica *closed shell* del neon (*regola dell'ottetto*)
 


- Gli atomi possono formare anche *legami multipli* condividendo più coppie di elettroni: in pratica esistono legami *singoli*, legami *doppi* e legami *tripli*, in cui due atomi condividono rispettivamente una, due o tre coppie di elettroni.
- La semisomma del numero di elettroni di valenza condivisi nei legami covalenti è detta **ordine di legame (OL)**. Es. gli elettroni condivisi fra gli atomi della molecola di  $O_2$  sono quattro (OL = 2; doppio legame). Nella molecola di  $F_2$  OL = 1 (legame singolo). In  $N_2$  OL = 3 (triplo legame).

## LEGAME COVALENTE molecole omopolari



- La *forza* di legame fra due atomi aumenta (non linearmente), con l'OL
- La *lunghezza* del legame è inversamente correlata alla sua *energia*

Legame	Ordine di legame	Energia di legame (kJ mol <sup>-1</sup> )	Lunghezza di legame (pm)
C-C	1	348	154
C=C	2	614	134
C≡C	3	839	120
N-N	1	170	145
N=N	2	473	125
N≡N	3	941	110
Cl-Cl	1	243	199
F-F	1	158	142

## LEGAME COVALENTE molecole eteropolari

**Elettronegatività:** proprietà di un atomo *in una molecola* che indica la tendenza di quell'atomo ad attrarre a sé gli elettroni di legame.

Il *legame covalente eteropolare* si instaura fra atomi aventi elettronegatività diversa

\*\*\*\*\*

Caso più semplice: molecola *biatomica* A-B (A e B atomi diversi, legame singolo)

Poniamo che sia B più elettronegativo di A, allora *la coppia di elettroni di legame è asimmetricamente distribuita* (mediamente più vicina all'atomo B)

Ciò comporta:    un eccesso di carica negativa  $-q$  sull'atomo B  
                         un eccesso di carica  $+q$  sull'atomo A (A-B è neutra)

cioè si ha un *dipolo* (due cariche uguali, ma di segno opposto,  $+q$  e  $-q$ , a distanza  $d$ ) e il legame A-B viene detto *eteropolare*.

## LEGAME COVALENTE molecole eteropolari

L'entità del carattere polare di un legame si misura con il *momento dipolare*  $\mu_i$  (*momento di dipolo*)

$\mu_i$  è il vettore giacente sulla retta (non orientata) contenente le due cariche

- il verso del  $\mu_i$  punta *dalla carica positiva a quella negativa*

- il modulo di  $\mu_i$  è pari a                     $\mu_i = d q$

L'unità SI del momento dipolare è                    coulomb  $\times$  metro (C  $\times$  m)

Comunemente si misura in Debye (D):            1 D =  $3.34 \times 10^{-30}$  C m

Ovviamente, per le molecole covalenti omopolari il momento di dipolo è zero.



## LEGAME COVALENTE molecole eteropolari

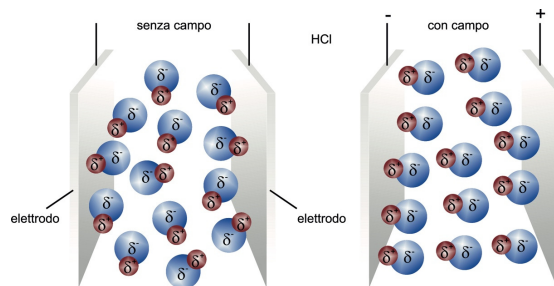
Per le molecole covalenti eteropolari costituite da più di due atomi

il momento dipolare è la risultante vettoriale dei singoli vettori  $m_i$  associati a ciascun legame:

$$\mu_{tot} = \sum \mu_i$$

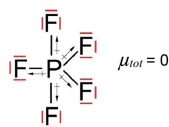
Il suo valore può essere determinato da misure di differenza di potenziale: le molecole eteropolari tendono ad allinearsi con il campo, opponendosi a questo.

Così la differenza di potenziale sarà inferiore a quella misurata in presenza di aria in maniera direttamente proporzionale al momento dipolare delle molecole.



## LEGAME COVALENTE molecole eteropolari

Data la natura vettoriale di  $\mu_{tot}$ , certe molecole poliatomiche, contenenti legami anche fortemente eteropolari, sono in realtà apolari perché la risultante vettoriale dei singoli vettori («biatomici») è nulla per ragioni di simmetria molecolare



PF<sub>5</sub> pentafluoruro di fosforo

$5 e^- (P) + 5 \times 7 e^- (F) = 40 e^- (PF_5)$   
 $40 e^- = 20$  coppie di elettroni  
 5 legami singoli e 15 lone pairs



SF<sub>6</sub> esafluoruro di zolfo

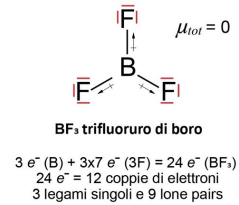
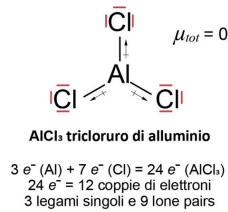
$6 e^- (S) + 6 \times 7 e^- (F) = 48 e^- (SF_6)$   
 $48 e^- = 24$  coppie di elettroni  
 6 legami singoli e 18 lone pairs

Questi sistemi sono inoltre interessanti esempi di deroghe alla regola dell'ottetto: gli elementi P (gruppo 15) e S (gruppo 16), appartenenti al terzo periodo, possono infatti impiegare nella formazione di legami chimici anche orbitali di tipo d.

Ciò rende possibile la formazione di strutture con più di quattro coppie di elettroni attorno dell'atomo centrale (*espansione dell'ottetto*) quali PF<sub>5</sub> e SF<sub>6</sub>.

## LEGAME COVALENTE molecole eteropolari

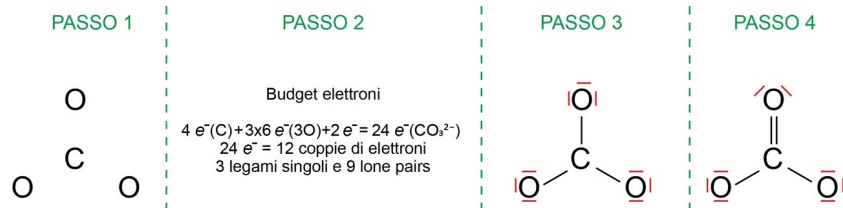
D'altra parte, alcuni elementi del *gruppo 2* (es. Be in  $\text{BeCl}_2$ ) e del *gruppo 13* (es. B e Al) danno luogo a strutture molecolari tipo  $\text{BF}_3$  e  $\text{AlCl}_3$  (*eletton-deficienti*) in cui sono circondati da un numero di coppie di legame *inferiore* a quattro (*ottetto incompleto*).



Infine, le molecole con un *numero di elettroni dispari*, derogano necessariamente dalla regola dell'ottetto. Es. in  $\text{NO}$  abbiamo "solo" 7 elettroni collocati intorno all'azoto su quattro orbitali, di cui uno è semipieno. Queste molecole prendono il nome di molecole a *guscio aperto* (*open shell*) o *molecole radicali* e sono, quindi, paramagnetiche.



## LEGAME COVALENTE molecole eteropolari: strutture di Lewis

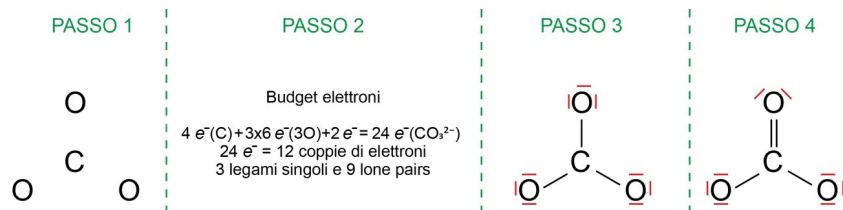


- si individua l'*atomo centrale* e se ne pone il simbolo al centro della rappresentazione della molecola. L'atomo centrale (spesso quello a più bassa elettronegatività) coordina il maggior numero di legami. In genere atomi centrali sono B, Al, C, N, P e S.

Nell'esempio dell'anione carbonato  $\text{CO}_3^{2-}$  l'atomo centrale è il carbonio (C)

## LEGAME COVALENTE

### molecole eteropolari: strutture di Lewis



- 2) si conta il numero totale di elettroni di valenza della molecola come somma degli elettroni di valenza di tutti gli atomi coinvolti

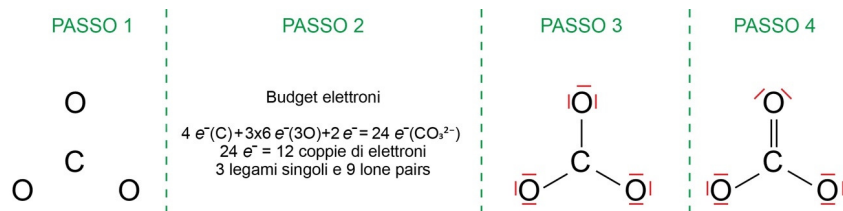
**N.B.** per uno ione negativo si aggiunge un elettrone per ogni carica negativa, mentre per uno ione positivo si toglie un elettrone per ogni carica positiva.

La semisomma degli elettroni totali fornisce il numero di coppie di elettroni di legame e di *lone pairs*.

Es. nel caso di  $CO_3^{2-}$ : si devono aggiungere i 2 elettroni della carica negativa ai 4 elettroni dell'atomo C e ai 6 elettroni per ognuno dei tre atomi di O:  $4 + (3 \times 6) + 2 = 24$  elettroni, cioè 12 coppie di elettroni in totale (coppie di legame e *lone pairs*)

## LEGAME COVALENTE

### molecole eteropolari: strutture di Lewis



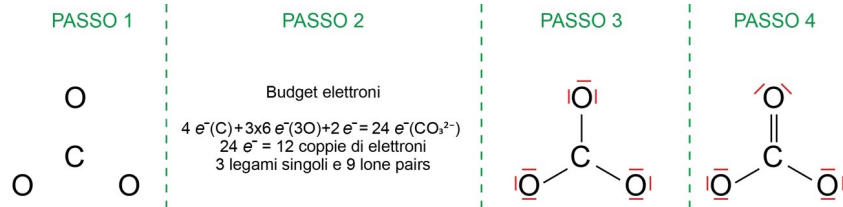
- 3) si collega l'atomo centrale a quelli periferici con legami singoli e si assegnano gli elettroni rimanenti (in coppie) agli atomi periferici, rispettando per ognuno la regola dell'ottetto.

Gli elettroni rimanenti vanno distribuiti, sempre in coppie, sull'atomo centrale.

Es. nel caso di  $CO_3^{2-}$  ciò comporta tre legami C–O e 3 *lone pairs* attorno ad ogni O

## LEGAME COVALENTE

### molecole eteropolari: strutture di Lewis



- 4) se con questa distribuzione non si riesce a rispettare la regola dell'ottetto per l'atomo centrale (è questo il caso di  $CO_3^{2-}$ , in cui l'atomo C, formando 3 legami, è circondato da 6 elettroni invece che 8), si devono introdurre dei legami multipli sull'atomo centrale ridistribuendo gli elettroni.

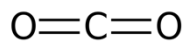
Nello specifico del carbonato, il lone pair di uno degli atomi O viene utilizzato per formare un secondo legame C-O, che viene così ad essere doppio (C=O).

Si noti che la trasformazione del lone pair in coppia di legame non altera il numero di elettroni intorno all'atomo O (che resta 8), ma permette anche all'atomo C di raggiungere formalmente l'ottetto.

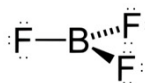
## LEGAME COVALENTE

### geometria molecolare secondo il metodo VSEPR (Valence Shell Electron Pairs Repulsion)

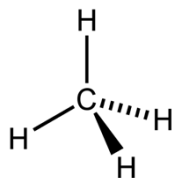
Spettroscopia a raggi X: le molecole hanno una geometria caratteristica



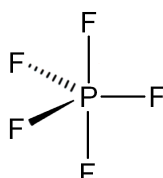
lineare ( $CO_2$ )



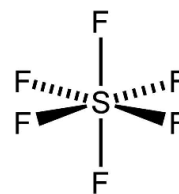
trigonale planare ( $BF_3$ )



tetraedrica ( $CH_4$ )



bipiramidale trigonale ( $PF_5$ )



ottaedrica ( $SF_6$ )

## LEGAME COVALENTE

### geometria molecolare secondo il metodo VSEPR (Valence Shell Electron Pairs Repulsion)

**Ronald Gillespie anni '60:** metodo (*empirico*) della *repulsione delle coppie elettroniche di valenza* per giustificare (e prevedere) le geometrie molecolari.

Si fonda sul principio secondo cui le coppie elettroniche nello strato di valenza dell'atomo centrale (sia coppie di legame sia *lone pairs*) si devono collocare il più lontano possibile fra loro, così da minimizzare i reciproci effetti repulsivi (*geometria elettronica*).

Il numero di tali coppie definisce il **numero sterico** ( $N_s$ ) che, a sua volta, determina la *geometria molecolare*.

**N.B.** Ai fini della valutazione del  $N_s$ , i legami multipli contano come singoli.

Premesso che tutte le *molecole biatomiche* hanno necessariamente geometria *lineare* (H-F, C=O, N≡N) vediamo gli altri casi secondo questo metodo.

## LEGAME COVALENTE

### geometria molecolare secondo il metodo VSEPR (Valence Shell Electron Pairs Repulsion)

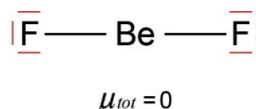
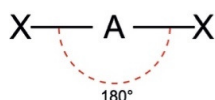
La premessa comune a tutti i casi che vedremo è che per tutti gli atomi coinvolti, gli *elettroni di core*, rispetto agli elettroni di valenza, costituiscono una *sfera di carica negativa* molto più vicina al nucleo cui appartengono, quindi non influenzano la geometria della molecola.

1) *molecola triatomica tipo AX<sub>2</sub>, con atomo centrale A privo di lone pairs. Es. BeF<sub>2</sub>*

Ci sono solo due coppie di legame intorno ad A, per cui  $N_s = 2$  (ci sono solo due zone di alta densità elettronica intorno all'atomo centrale A).

In questo semplice caso, il criterio della massima distanza reciproca possibile per le 2 coppie elettroniche dei 2 legami A-X implica che queste formino tra loro un angolo di 180° che corrisponde ad una geometria lineare per la molecola.

In questo caso la geometria elettronica e quella di struttura (*angolo di legame*) coincidono.

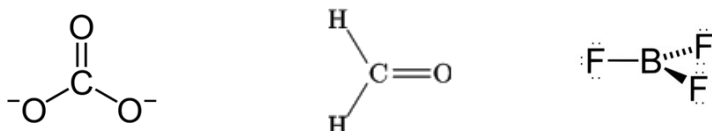


## LEGAME COVALENTE

### geometria molecolare secondo il metodo VSEPR (Valence Shell Electron Pairs Repulsion)

2) Molecole con **tre** zone ad alta densità elettronica intorno all'atomo centrale.

Esempi: lo ione carbonato, la formaldeide (aldeide formica), il trifluoruro di boro:



Per questi sistemi  $N_s = 3$ , per cui la massima distanza reciproca che la teoria VSEPR prevede per le tre zone ad alta densità di carica implica che queste siano disposte sullo stesso piano e orientate a  $120^\circ$  fra loro.

Ciò produce una *geometria elettronica trigonale planare*, sia per le molecole a quattro atomi tipo  $\text{AX}_3$ , che per le molecole a tre atomi tipo  $\text{AX}_2\text{E}$ , dove E indica un lone pair sull'atomo centrale A.

Ciò è rigorosamente vero solo se le tre zone ad alta densità elettronica sono equivalenti fra loro (es.  $\text{CO}_3^{2-}$ ), altrimenti avremo distorsione degli angoli (*vide infra*).

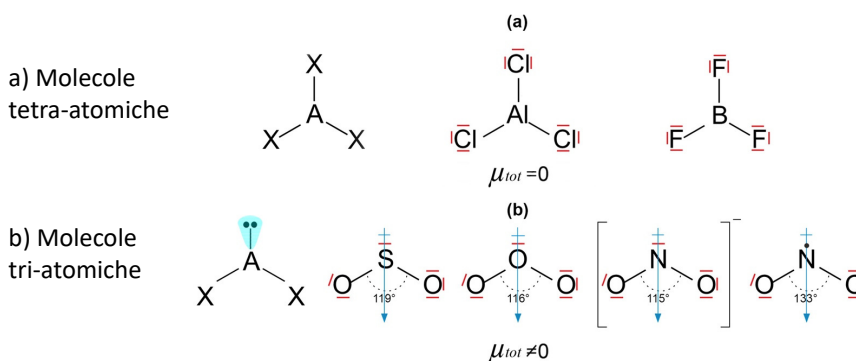
## LEGAME COVALENTE

### geometria molecolare secondo il metodo VSEPR (Valence Shell Electron Pairs Repulsion)

2) Molecole con **tre** zone ad alta densità elettronica intorno all'atomo centrale:

a) Molecole tipo  $\text{AX}_3$  (3 legami A-X, senza lone pairs su A): *trigonal planari*

b) Molecole tipo  $\text{AX}_2\text{E}$  (2 legami A-X e 1 lone pair (E) su A): *angolari*



**N.B.** Stessa geometria elettronica, diversa geometria strutturale nei due casi ( $N_s = 3$ ).

## LEGAME COVALENTE

### *geometria molecolare secondo il metodo VSEPR (Valence Shell Electron Pairs Repulsion)*

E' importante ribadire la differenza che esiste tra:

- *geometria molecolare*: si riferisce alla *distribuzione nello spazio dei soli atomi che costituiscono la molecola*
- *geometria elettronica*: si riferisce all'*orientamento spaziale delle coppie di elettroni di legame (singoli, doppi o tripli) e dei lone pairs intorno all'atomo centrale.*

**N.B.** se l'atomo centrale non possiede *lone pairs*, geometria molecolare e geometria elettronica coincidono.

## LEGAME COVALENTE

### *geometria molecolare secondo il metodo VSEPR (Valence Shell Electron Pairs Repulsion)*

Una volta definito il numero sterico  $N_s$  dell'atomo centrale, risulta abbastanza semplice prevedere le geometrie elettroniche e molecolari delle molecole e degli ioni poliatomici covalenti.

**N.B.** alcuni angoli di legame sono più piccoli di quelli previsti da una geometria elettronica regolare.

Ciò viene interpretato considerando che il lone pair (più vicino all'atomo centrale A) esercita una repulsione maggiore.

In generale, l'entità della repulsione segue l'ordine relativo: lone pair-lone pair > lone pair-coppia di legame > coppia di legame-coppia di legame.

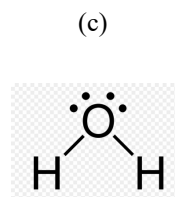
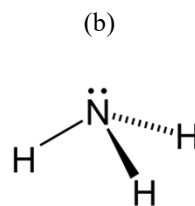
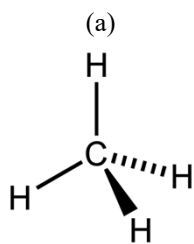
		Geometrie VSEPR				
		Coppie solitarie				
		0	1	2	3	4
$N_s=2$						
$N_s=3$						
$N_s=4$						
$N_s=5$						
$N_s=6$						

## LEGAME COVALENTE

### geometria molecolare secondo il metodo VSEPR (Valence Shell Electron Pairs Repulsion)

3) Molecole con **quattro** zone ad alta densità elettronica intorno all'atomo centrale ( $N_S = 4$ ):

- a) Molecole tipo  $AX_4$  (4 legami A-X, senza lone pairs su A): *tetraedrica*
- b) Molecole tipo  $AX_3E$  (3 legami A-X e 1 lone pair (E) su A): *piramidale trigonale*
- c) Molecole tipo  $AX_2E_2$  (2 legami A-X e 2 lone pairs (E) su A): *angolare*



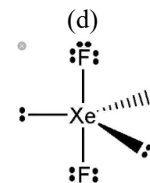
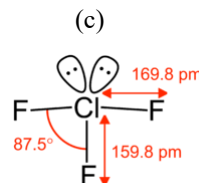
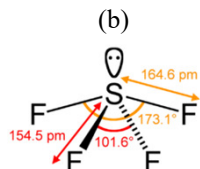
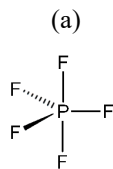
**N.B.** Stessa geometria elettronica, diversa geometria strutturale nei tre casi.

## LEGAME COVALENTE

### geometria molecolare secondo il metodo VSEPR (Valence Shell Electron Pairs Repulsion)

4) Molecole con **cinque** zone ad alta densità elettronica intorno all'atomo centrale ( $N_S = 5$ ):

- a) Molecole tipo  $AX_5$  (5 legami A-X, senza lone pairs su A): *bipiramide trigonale*
- b) Molecole tipo  $AX_4E$  (4 legami A-X e 1 lone pair (E) su A): *altalena (cavalletto)*
- c) Molecole tipo  $AX_3E_2$  (3 legami A-X e 2 lone pairs (E) su A): *a T*
- d) Molecole tipo  $AX_2E_3$  (2 legami A-X e 3 lone pairs (E) su A): *lineare*



**N.B.** Stessa geometria elettronica, diversa geometria strutturale nei tre casi.



## LEGAME COVALENTE

### geometria molecolare secondo il metodo VSEPR (Valence Shell Electron Pairs Repulsion)

5) Molecole con *sei* zone ad alta densità elettronica intorno all'atomo centrale ( $N_S = 6$ ):

- a) Molecole tipo  $AX_6$  (6 legami A-X, senza lone pairs su A): *ottaedrica*
- b) Molecole tipo  $AX_5E$  (5 legami A-X e 1 lone pair (E) su A): *piramide base quadrata*
- c) Molecole tipo  $AX_4E_2$  (4 legami A-X e 2 lone pairs (E) su A): *quadrata planare*
- d) Molecole tipo  $AX_3E_3$  (3 legami A-X e 3 lone pairs (E) su A): *a T*

- e) Molecole tipo  $AX_2E_4$   
(2 legami A-X e 4 lone pairs (E) su A): *lineare*

