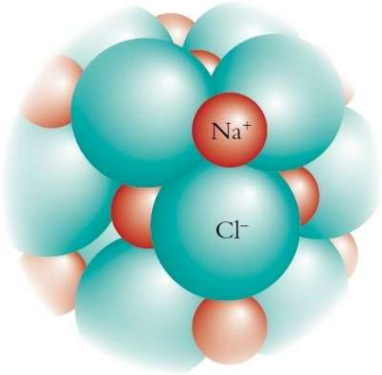
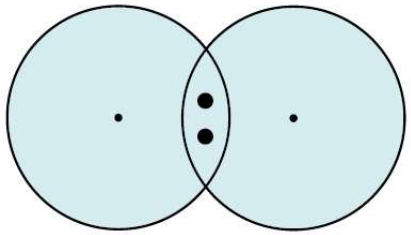
Formazione di legami chimici

Atomi con una configurazione di valenza non completa reagiscono in modo da raggiungere una configurazione elettronica più stabile, spesso quella con un guscio di valenza completo (configurazione dell'ottetto): **la formazione del legame è sempre connessa con una diminuzione di energia** (stabilizzazione).





Per farlo, gli atomi possono:

(a) Acquisire o cedere elettroni, formando una coppia di ioni tenuti assieme da attrazione elettrostatica (forza di Coulomb): **legame ionico**.

(b) Condividere una o più coppie di elettroni in modo che ciascuno dei due atomi coinvolti nel **legame covalente** raggiungano una configurazione stabile.

Questi due tipi di legame sono due forme limite, ma esiste un ampio spettro di legami che hanno sia carattere ionico che covalente.

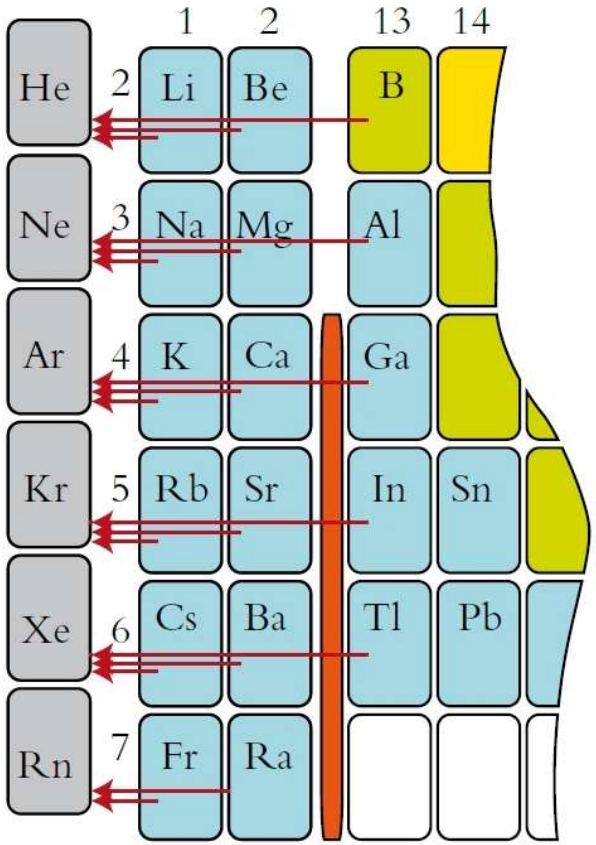
I legami chimici, ionici o covalenti, coinvolgono solo gli **elettroni di valenza**, quando la loro configurazione non è stabile.

Lo studio dei legami chimici serve per:

1) Prevedere la reattività degli atomi nella formazione di composti, a partire dallo studio della loro configurazione elettronica.
2) Prevedere alcune proprietà del composto, come ad esempio le proprietà spettroscopiche, le proprietà acido-base, la tendenza a ridursi/ossidarsi.
3) Prevedere la forma delle molecole e la geometria dei loro legami, un altro fattore coinvolto nella reattività dei composti.
4) Inoltre, alcune proprietà dei composti, come stato di aggregazione e legami intermolecolari, sono strettamente connesse alla geometria della molecola.

Legami ionici

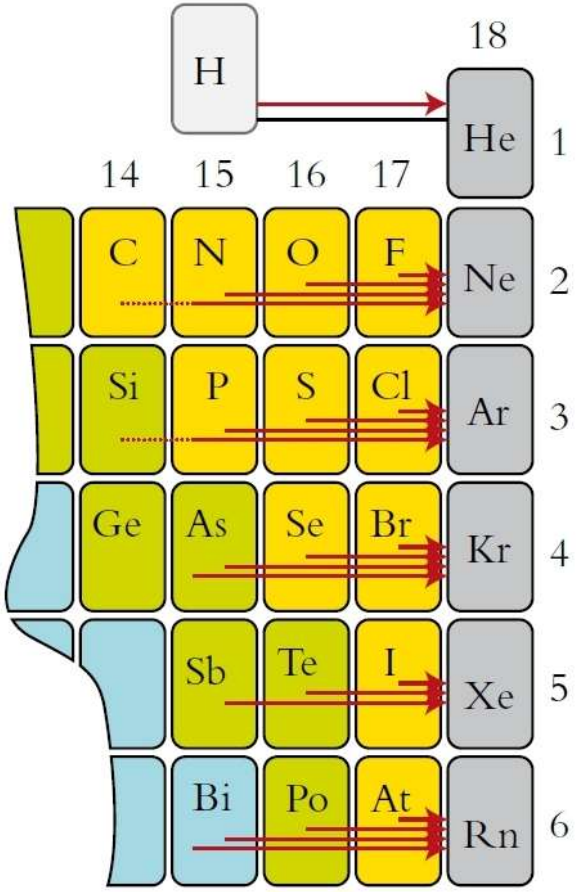
Nei composti ionici, un atomo accetta l'elettrone di un altro atomo. Energia di ionizzazione ed affinità elettronica aiutano a prevedere quali composti formano facilmente legami ionici, cedendo o acquistando elettroni.

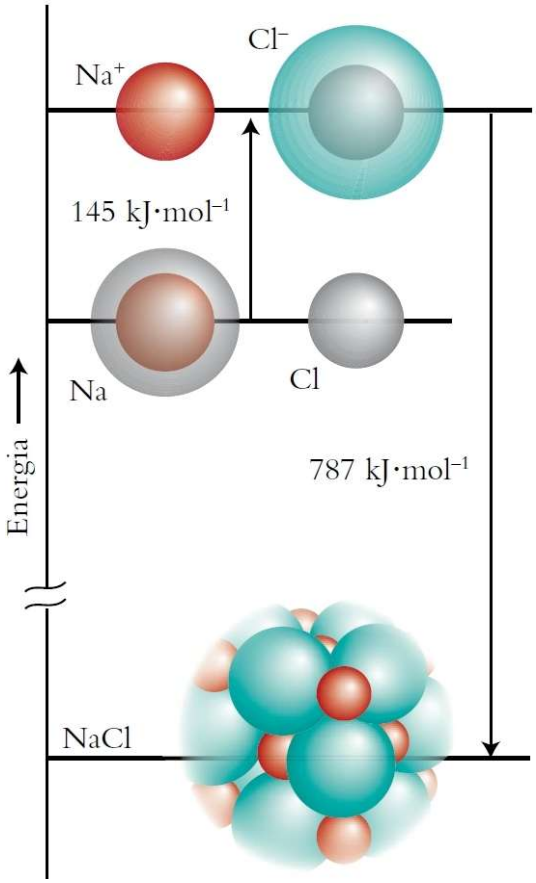


Atomi con bassa energia di ionizzazione tendono a cedere elettroni, trasformandosi in **cationi**.

Atomi con elevata affinità elettronica tengono ad acquistare elettroni, formando **anioni**.

Entrambi vengono stabilizzati quando raggiungono la configurazione dell'ottetto (***ns² np⁶***).



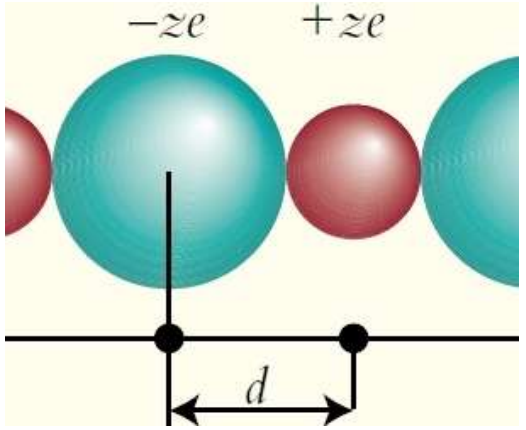


La formazione degli ioni allo stato gassoso è un processo che richiede energia: l'energia è la somma del contributo di **energia di ionizzazione EI** (energia che deve essere fornita) e dell'**affinità elettronica AE** (con segno positivo o negativo, ma in valore minore rispetto a EI).

Ma tale energia viene ripagata dall'interazione tra questi ioni, che allo stato solido formano un reticolo ordinato (**energia reticolare**).

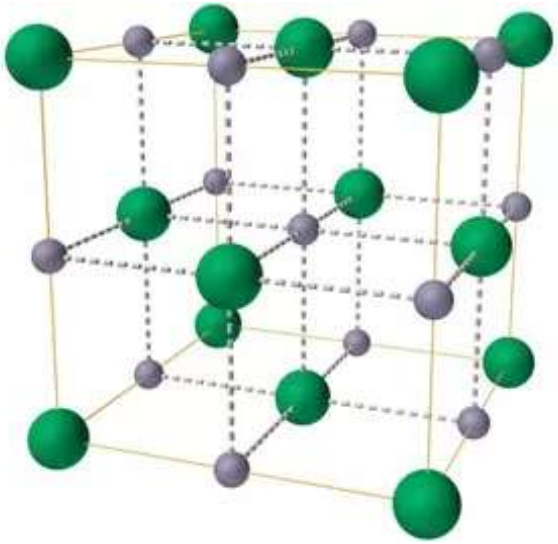
La forza che tiene insieme gli ioni è una forza di tipo elettrostatico, la **forza di Coulomb**:

$$F = k\frac{z_+e \cdot z_-e}{d^2}$$



L'energia del legame ionico è proporzionale alla carica degli ioni positivo e negativo e inversamente proporzionale alla distanza tra questi.

Energia reticolare nei solidi ionici



L'energia reticolare di un solido ionico è l'energia che tiene assieme gli ioni, considerando <u>tutti i contributi</u>, sia di ioni vicini che di quelli più lontani.

Considerando un singolo ione, i primi vicini sono di segno opposto e creano forze attrattive, mentre gli atomi a questi vicini sono di segno uguale allo ione iniziale, generando forze repulsive di intensità minore perchè i due ioni sono più lontani. E così via.

Per NaCl, l'energia reticolare può essere descritta come l'energia associata alla reazione: $Na^+_{(g)} + Cl^-_{(g)} \rightarrow NaCl_{(s)}$

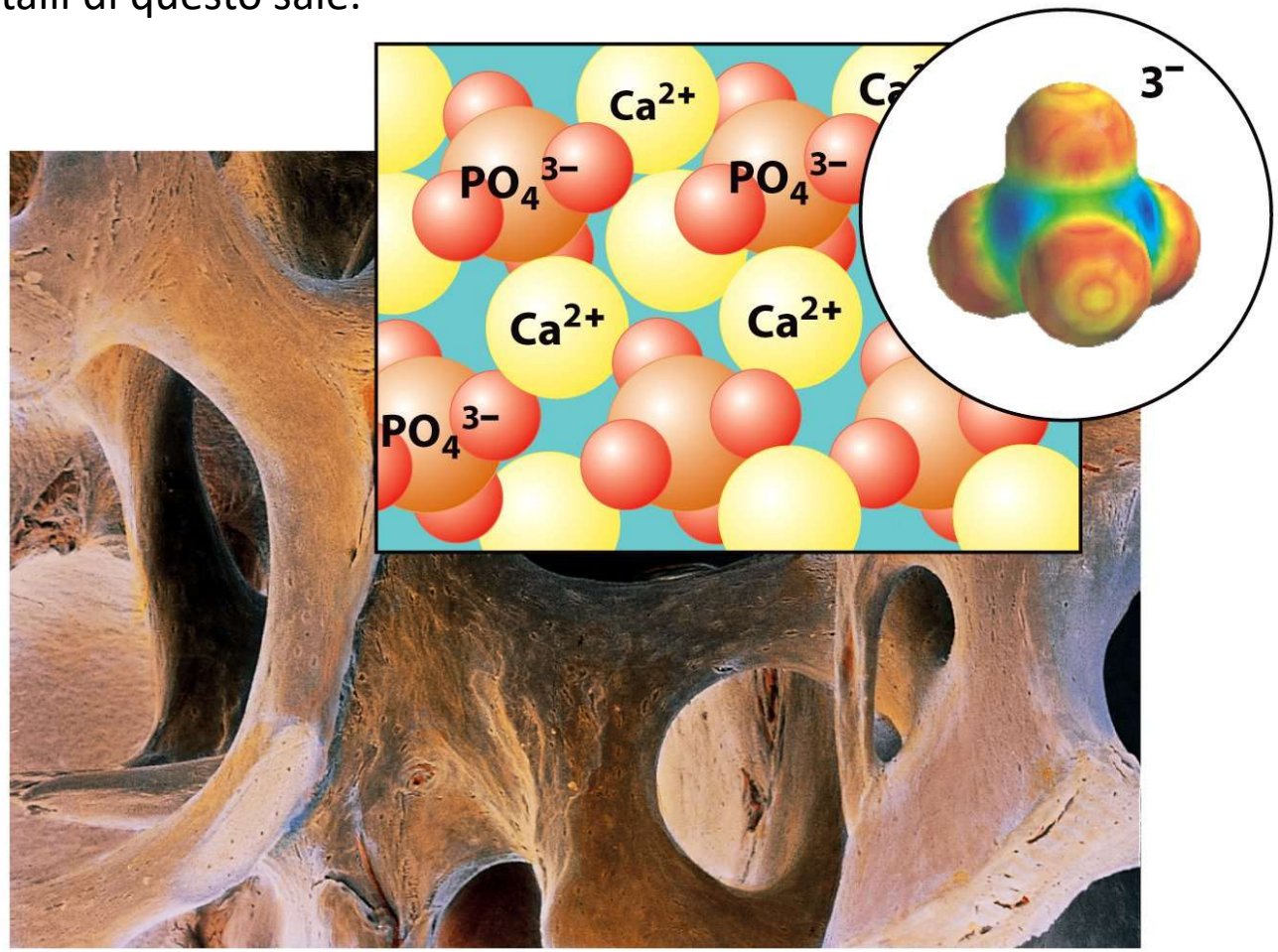
L'energia reticolare aumenta

- all'aumentare della carica degli ioni coinvolti: $E_R(MgS) > E_R(NaCl)$
- al diminuire delle loro dimensioni: $E_R(LiF) > E_R(NaCl)$

Questo tipo di analisi vale per i composti ionici binari, ma il legame ionico può formarsi anche in composti ternari (ad esempio sali con anioni ossigenati).

Energia reticolare nei solidi ionici

La struttura cristallina di $Ca_3(PO_4)_2$ conferisce la rigida delle ossa, che sono formate da microcristalli di questo sale.



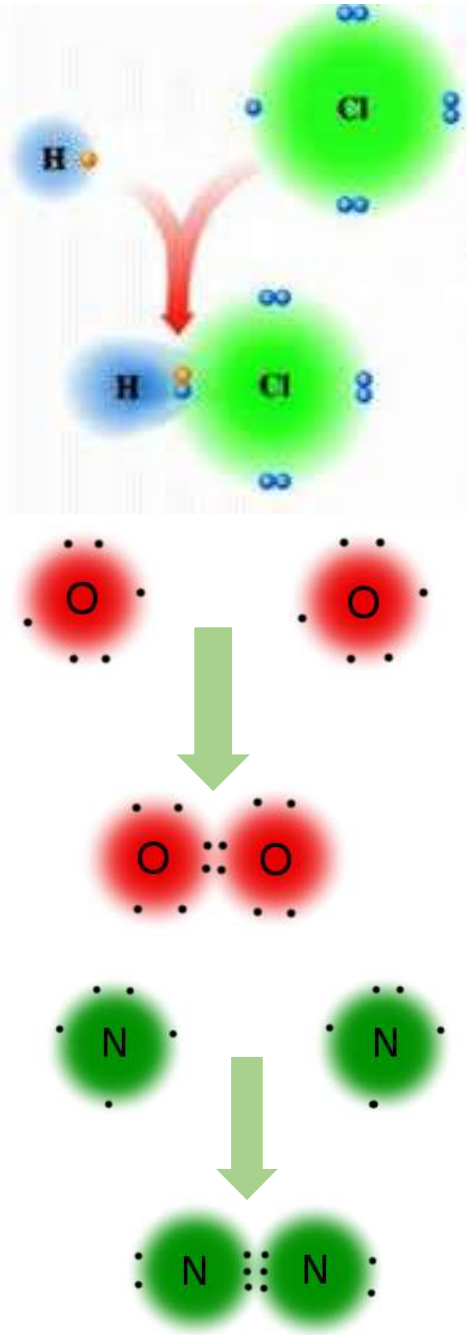
Legami covalenti

La **teoria di Lewis** dice che, nei legami covalenti, la condivisione di una (o più) coppie di elettroni permette di stabilizzare entrambi gli atomi, facendo raggiungere loro la **configurazione dell'ottetto**.

> *Esempio: nella molecola di HCl, ciascuno degli atomi ha bisogno di un elettrone per raggiungere la configurazione stabile a 8 elettroni per il cloro e a 2 elettroni per l'idrogeno.*
> *Per HCl, la condivisione di una coppia di elettroni (**legame covalente singolo**) permette la stabilizzazione.*

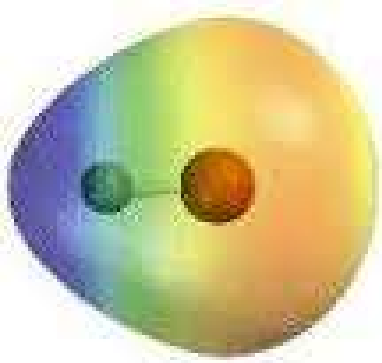
In altri casi, la condivisione di una coppia di elettroni non è sufficiente per ottenere una configurazione stabile. In questo caso le **coppie di legame** condivise sono due (**legame covalente doppio**) o tre (**legame covalente triplo**).

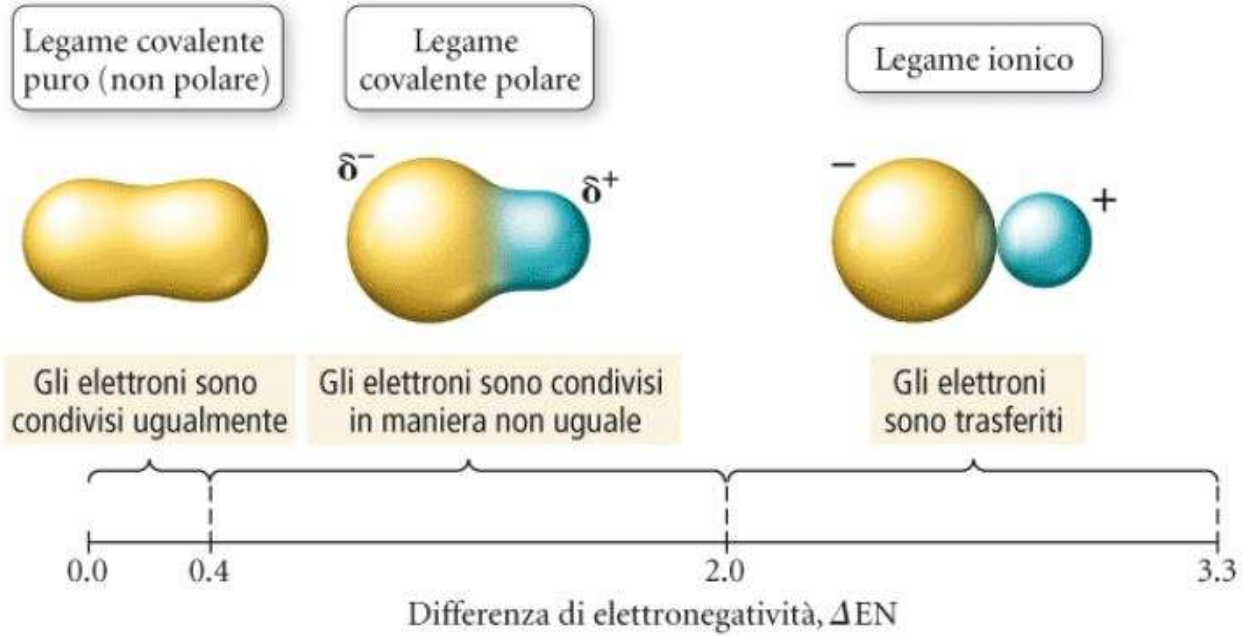
Le coppie che non vengono condivise dagli atomi vengono chiamate **coppie solitarie** o **coppie di non legame** (lone pairs).



Il legame covalente è detto **puro o apolare** quando le specie che condividono gli elettroni hanno la stessa tendenza ad attrarre a sé gli elettroni di legame. In questo caso la coppia di elettroni è equamente condivisa tra gli atomi e la densità elettronica si trova esattamente al centro tra i due nuclei.

Il legame covalente si dice **polare** quando uno dei due atomi ha una maggiore tendenza ad attrarre gli elettroni di legame rispetto all'altro. In questo caso il massimo di densità elettronica tra gli atomi non è al centro del legame, ma spostato verso l'atomo che attrae maggiormente gli elettroni.

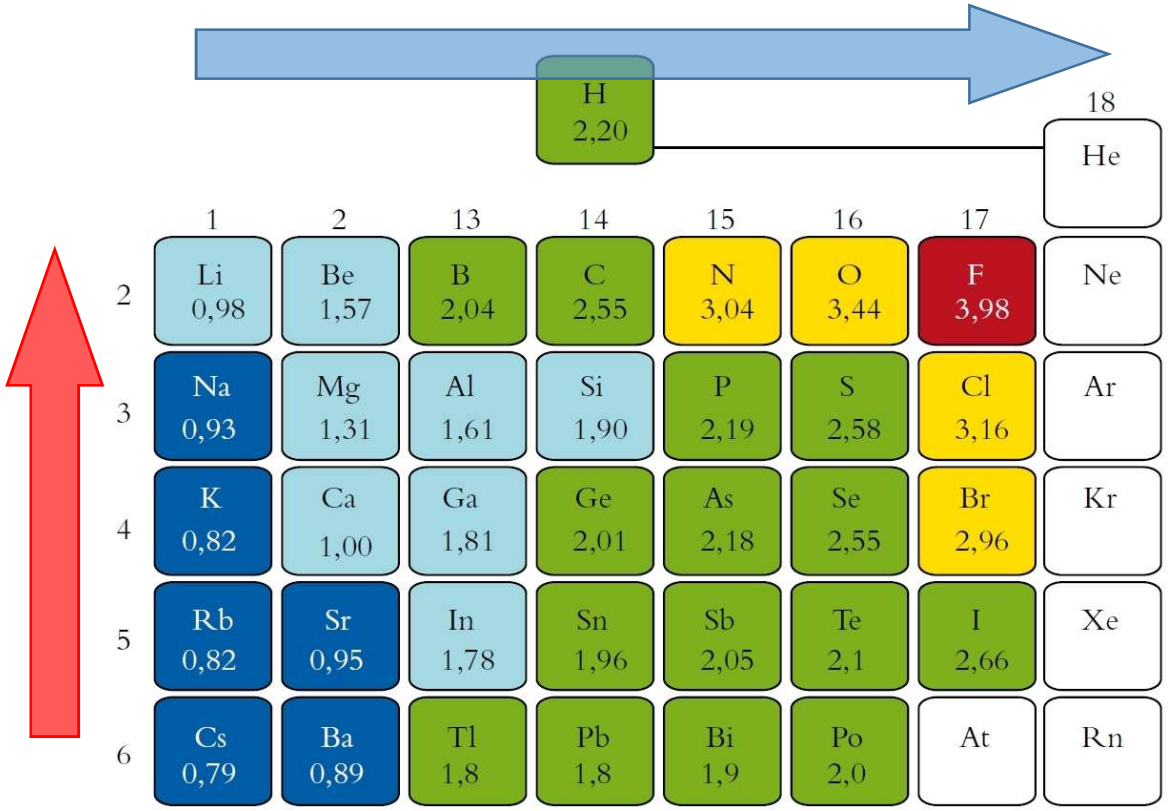




Ciascun atomo assume una **carica parziale** (positiva o negativa), indicata con il segno δ.

Elettronegatività

Per due atomi legati da legame chimico, **l'elettronegatività descrive la capacità di un atomo di attrarre gli elettroni di legame**. Esistono diverse scale di misura dell'elettronegatività, una delle quali (scala di Mulliken) dipende dai valori di energia di prima ionizzazione e affinità elettronica. L'andamento periodico dell'elettronegatività è simile per tutte le scale.



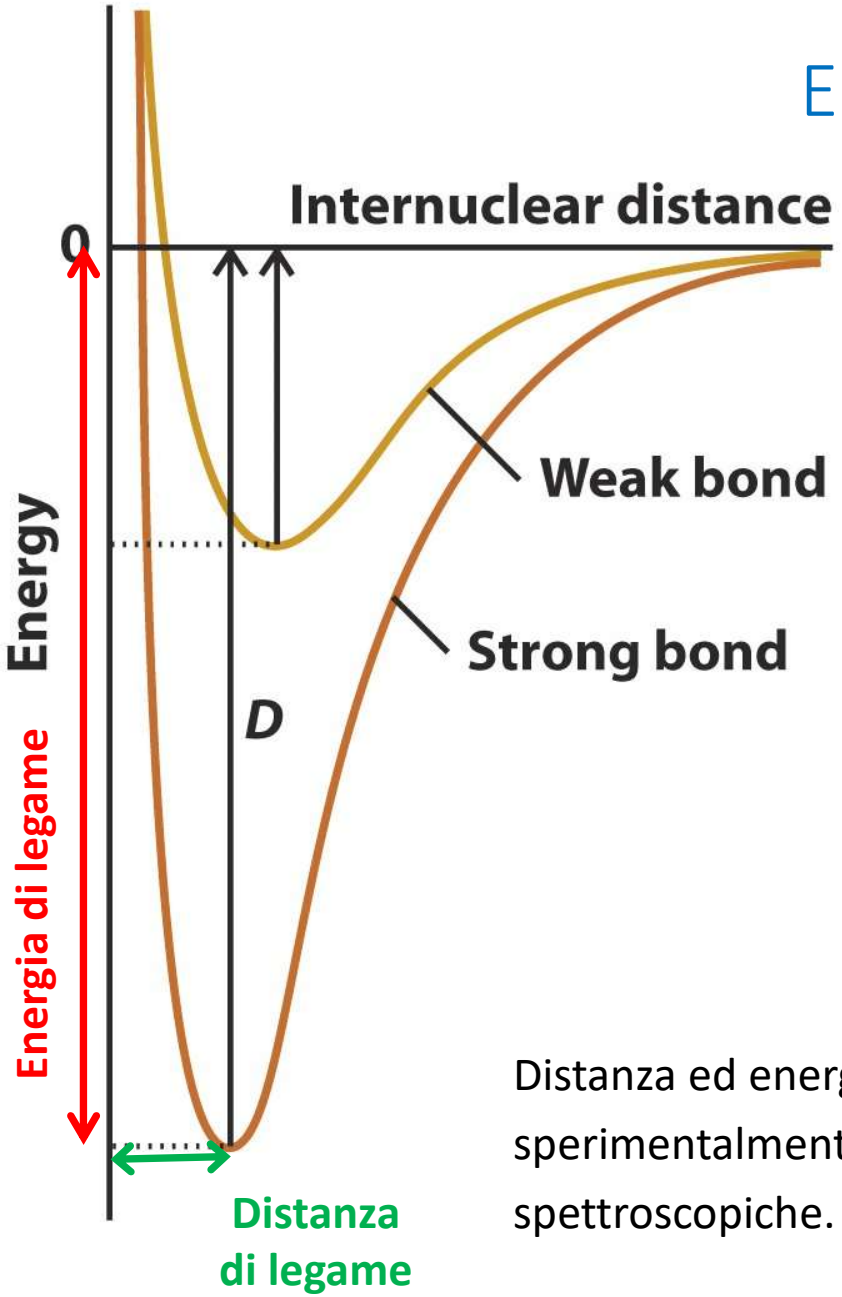
Aumento dell'elettronegatività lungo il periodo.

Diminuzione dell'elettronegatività lungo il gruppo.

Elemento più elettronegativo: F.

Elemento meno elettronegativo: Cs

Energia e distanza di legame



L'**energia di legame** è misurata come energia di dissociazione.

Un legame con una maggiore energia di dissociazione è un legame più forte di uno con un'energia di dissociazione minore.

A parità di specie atomiche, l'energia di legame per un legame singolo è minore rispetto all'energia richiesta per rompere un legame doppio.

Distanza di legame: diminuisce all'aumentare della forza del legame.

Distanza ed energia di legame vengono determinate sperimentalmente mediante diffrazione a raggi X e tecniche spettroscopiche.

Ordine di legame

Per **ordine di legame** si intende il numero di coppie di elettroni presenti tra due atomi legati: una se il legame è singolo (di ordine 1), due se è doppio (di ordine 2) o tre se è triplo (di ordine 3).

- **L'energia di legame aumenta all'aumentare dell'ordine di legame**:

Energia:

singolo < doppio < triplo

- **La distanza di legame diminuisce all'aumentare dell'ordine di legame:**

Distanza:

triplo < doppio < singolo

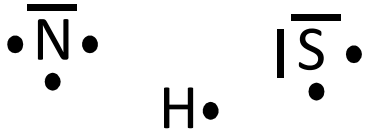
L'ordine di legame può anche avere valore frazionario, in presenza di risonanza.

TABLE 2.2 Bond Dissociation Energies of Diatomic Molecules ($kJ \cdot mol^{-1}$)

Molecule		Bond dissociation energy
H_2		424
N_2	$N \equiv N$	932
O_2	$O = O$	484
CO	$C \equiv O$	1062
F_2	$F - F$	146
Cl_2		230
Br_2		181
I_2		139
HF		543
HCl		419
HBr		354
HI		287

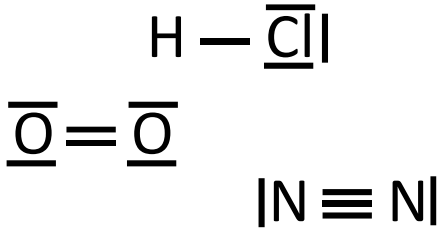
Strutture di Lewis

Rappresentano gli atomi considerando solo gli elettroni del livello di valenza, trascurando gli elettroni di core. NON rappresentano la forma geometrica della molecola, ma danno un'idea della disposizione degli elettroni attorno agli atomi.



La rappresentazione di Lewis riporta il simbolo dell'atomo e gli elettroni di valenza attorno ad esso come puntini, o trattini per le coppie elettroniche.

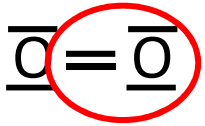
I legami covalenti tra gli atomi vengono rappresentati utilizzando un trattino (una coppia di elettroni) per i legami singoli, due trattini per quelli doppi e tre per quelli tripli.





Le coppie elettroniche vengono identificate come **coppie di legame** o **coppie solitarie**.

Nello scrivere la **struttura di Lewis**, l'obiettivo è che ciascun atomo raggiunga lo stato stabilizzato che prevede 8 elettroni nel livello di valenza (**configurazione dell'ottetto**), tranne che per H. Esistono alcune eccezioni...



8 elettroni =
4 elettroni di legame
+ 4 elettroni solitari

Metodo per scrivere le strutture di Lewis di molecole

1. Calcolare il <u>numero totale di elettroni di valenza</u> della molecola: il numero totale di elettroni è dato dalla somma degli elettroni di valenza di ciascun atomo della molecola, più tanti elettroni quante sono le cariche negative (nel caso di anioni) oppure meno tanti elettroni quante sono le cariche positive (nel caso di cationi). Dal numero di elettroni si calcola il numero di <u>coppie di valenza</u>.

   Esempio: NO_2^- $Ne^- = 5 + (2 \times 6) + 1 = 18$ → *9 coppie di valenza*

   N O carica

2. <u>Individuare l'atomo centrale</u>: Generalmente l'atomo centrale, quello con il minor valore di elettronegatività. Fa eccezione l'atomo di idrogeno che è sempre terminale e mai centrale.

   Nell'esempio: l'atomo con elettronegatività minore è l'azoto, che sarà centrale, mentre ciascun ossigeno è legato all'azoto.

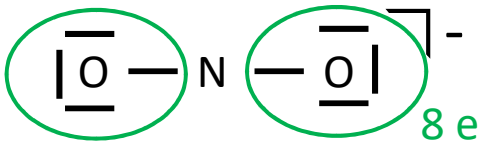
   [O N O]$^-$

3. Collegare gli atomi esterni all'atomo centrale per mezzo di <u>legami covalenti singoli</u>. Ciascuno di questi legami coinvolge una coppia di elettroni di valenza.

   [O — N — O]$^-$

4. Le coppie di valenza rimaste vengono utilizzate per <u>completare la configurazione dell'ottetto per gli atomi terminali</u> (tranne che per H).

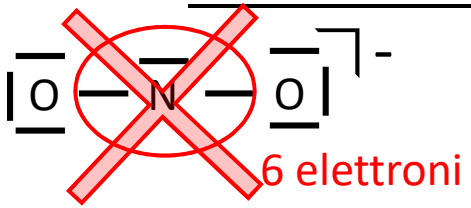
   Nell'esempio: 9 c. di valenza - 2 c. in legami covalenti singoli = 7 coppie



   In questo modo vengono utilizzate altre 6 coppie di elettroni. Rimane una coppia.

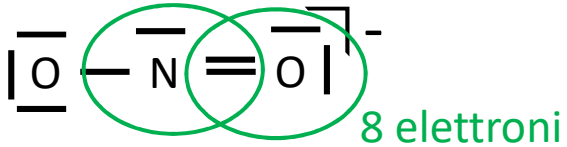
5. Posizionare le coppie di valenza rimaste <u>sull'atomo centrale</u>.

   Nell'esempio:



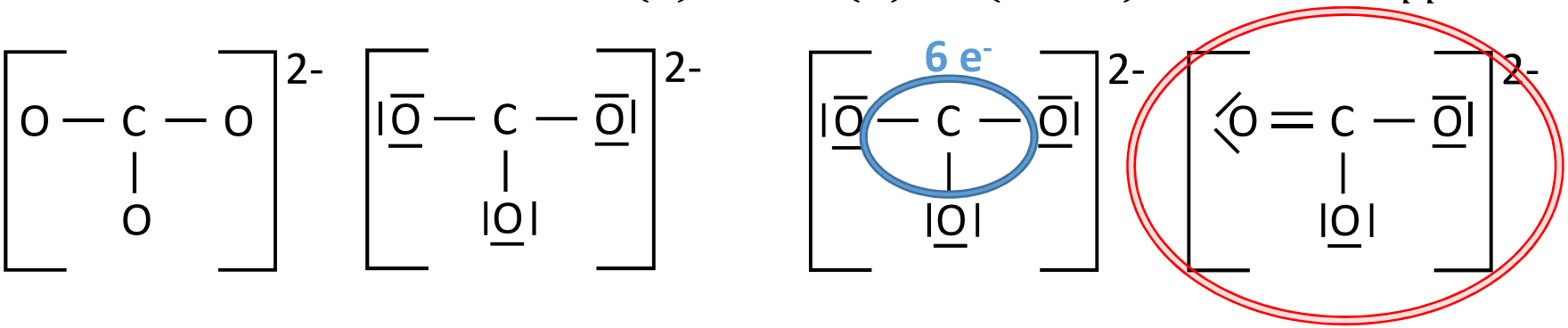
6. La struttura così ottenuta è accettabile **solo se l'atomo centrale rispetta la regola dell'ottetto**. Se questo non avviene, una delle coppie solitarie presenti su uno degli atomi terminali viene condivisa come coppia di legame, formando un legame doppio.

   Nell'esempio:



<u>Attenzione</u>: le coppie solitarie attorno all'atomo centrale non devono MAI essere modificate per raggiungere l'ottetto.

Esempio 1: CO_3^{2-} $\quad Ne^- = 4\,(C) + 3 \times 6(O) + 2(carica) = 24 \rightarrow 12\ coppie$

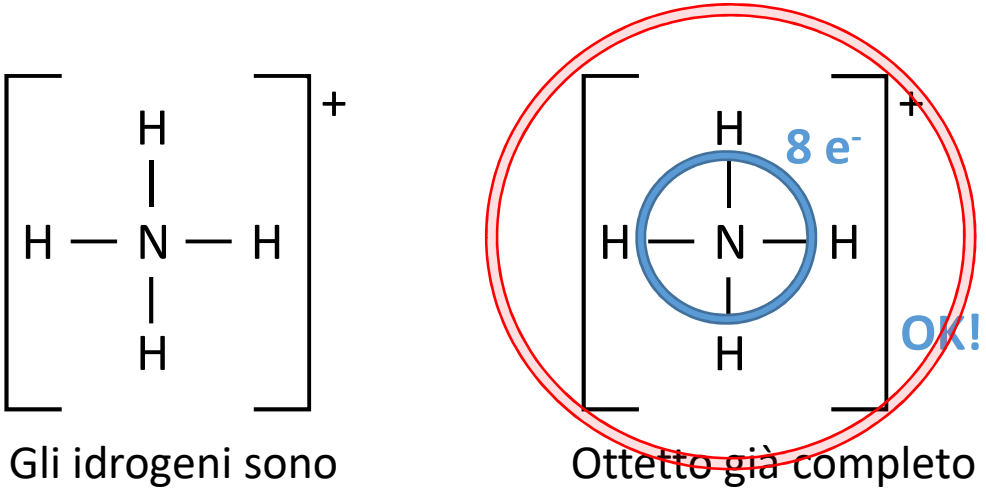


Atomo meno elettronegativo al centro

Ottetto completo sugli atomi terminali

Ottetto incompleto sull'atomo centrale!

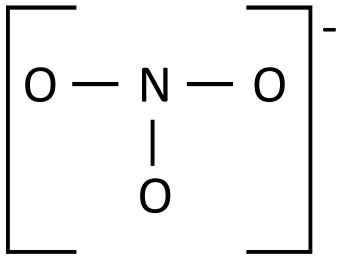
Esempio 2: NH_4^+ $\quad Ne^- = 5\,(N) + 4 \times 1(H) - 1(carica) = 8 \rightarrow 4\ coppie$



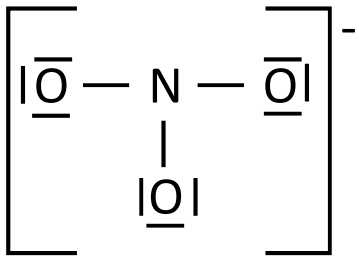
Gli idrogeni sono sempre terminali

Ottetto già completo sull'atomo centrale

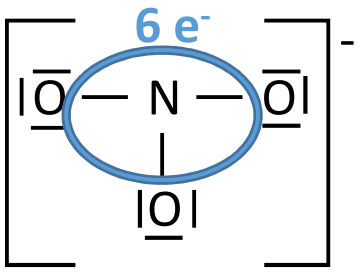
Esempio 3: NO_3^- $Ne^- = 5\,(N) + 3 \times 6(O) + 1(carica) = 24 \rightarrow 12\ coppie$



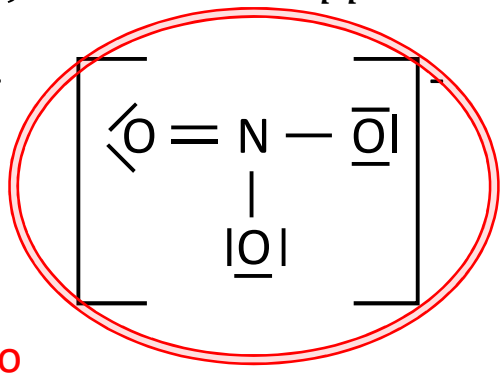
Atomo meno elettronegativo al centro



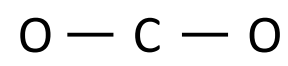
Ottetto completo sugli atomi terminali



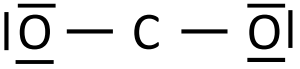
Ottetto incompleto sull'atomo centrale!



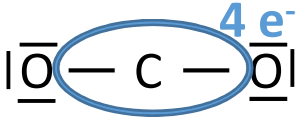
Esempio 4: CO_2 $Ne^- = 4\,(C) + 2 \times 6(O) + 0(carica) = 16 \rightarrow 8\ coppie$



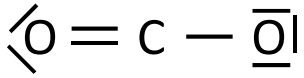
Atomo meno elettronegativo al centro

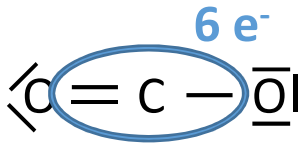


Ottetto completo sugli atomi terminali

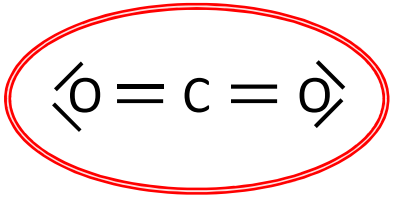


Ottetto incompleto sull'atomo centrale!





Ottetto incompleto sull'atomo centrale!

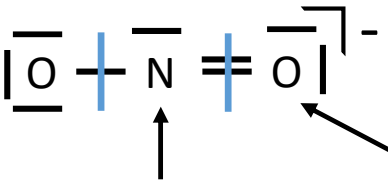


Carica formale

Per avere indicazioni sulla reattività, un'indicazione utile è fornita dalla **carica formale** di ciascun atomo. La carica formale è la carica che l'atomo avrebbe se gli elettroni di legame fossero divisi equamente tra gli atomi che formano il legame, cioè se ci fossero solo legami covalenti puri.

$$Carica\ formale = e^- valenza\ - \left(e^- solitari + \frac{e^- legame}{2}\right)$$

Esempio:



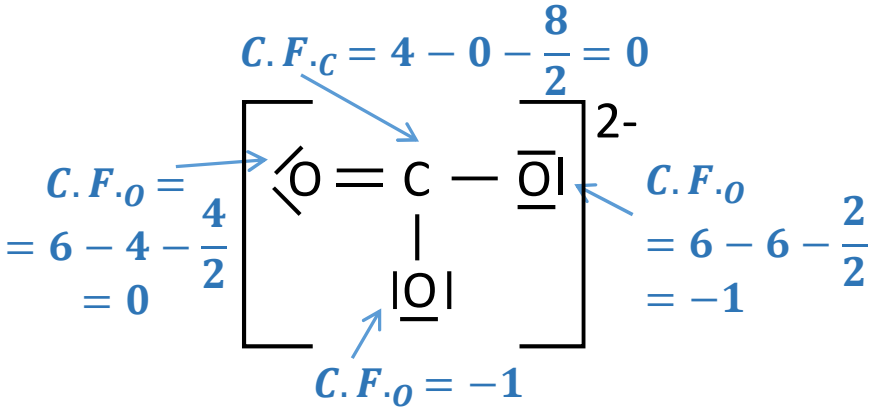
$C.F._O$
$= 6\ e^- valenza$
$- 6\ e^- solitari$
$- \frac{2\ e^- legame}{2}$
$= -1$

$C.F._N$
$= 5\ e^- valenza$
$- 2\ e^- solitari$
$- \frac{6\ e^- legame}{2} = 0$

$C.F._O$
$= 6\ e^- valenza$
$- 4\ e^- solitari$
$- \frac{4\ e^- legame}{2} = 0$

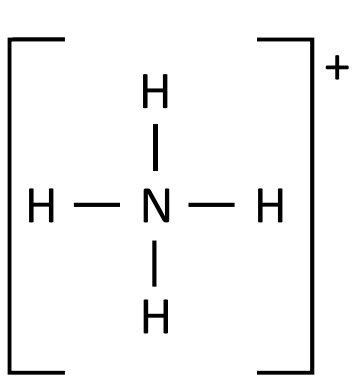
La somma delle cariche formali deve essere pari alla carica complessiva della molecola o dello ione.

Esempio 1: CO_3^{2-}



Somma delle cariche formali = -2
(pari alla carica dello ione)

Esempio 2: NH_4^+



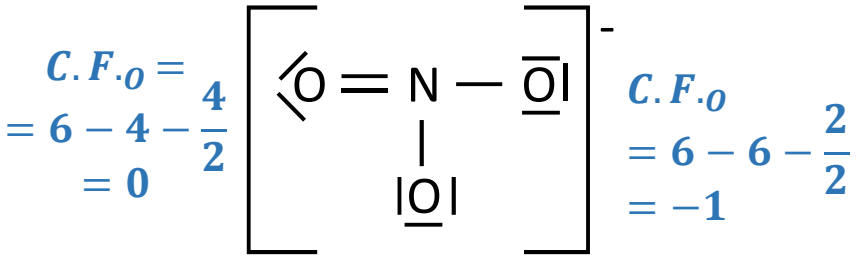
$C.F._N = 5 - 0 - \frac{8}{2} = +1$

$C.F._H = 1 - \frac{2}{2} = 0$
(per tutti gli H)

Somma delle cariche formali = +1
(pari alla carica dello ione)

Esempio 3: NO_3^-

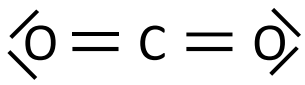
$C.F._N = 5 - 0 - \frac{8}{2} = +1$



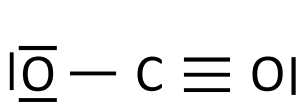
Somma delle cariche formali = -1
(pari alla carica dello ione)

Esempio 4: CO_2

$C.F._C = 4 - 0 - \frac{8}{2} = 0$



$C.F._O = 6 - 4 - \frac{4}{2} = 0$
(per entrambi gli O)



$C.F._C = 0$

$C.F._O = = 6 - 6 - \frac{2}{2} = = -1$

$C.F._O = = 6 - 2 - \frac{6}{2} = = +1$

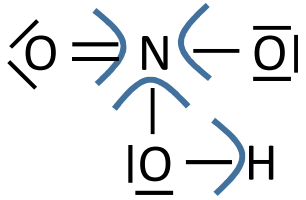
Stato di ossidazione

Lo **stato di ossidazione** (o numero di ossidazione) è un concetto formale, utile nel bilanciamento delle ossidoriduzioni.

Per ciascuno degli atomi presenti in un composto chimico, lo stato di ossidazione può essere calcolato considerando tutti i legami ionici e assegnando gli elettroni di legame all'atomo più elettronegativo tra i due che costituiscono il legame. A questo punto, lo stato di ossidazione è pari alla differenza tra gli elettroni di valenza e gli elettroni assegnati.

Esempi:

HNO_3



s.o.(N): 5 (valenza) – 0 = +5
s.o.(O): 6 (valenza) – 8 = -2
s.o.(H): 1 (valenza) – 0 = +1

HNO_2

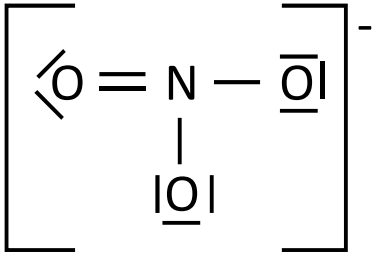


s.o.(N): 5 (valenza) – 2 = +3
s.o.(O): 6 (valenza) – 8 = -2
s.o.(H): 1 (valenza) – 0 = +1

La somma degli stati di ossidazione di tutti gli atomi che appartengono alla molecola (o allo ione) è pari alla carica della molecola (zero) o dello ione.

Risonanza

La formula di Lewis dello ione nitrato NO_3^- scritta in precedenza prevede che i diversi atomi di ossigeno abbiano cariche formali diverse e che i legami N-O siano uno doppio e due singoli.

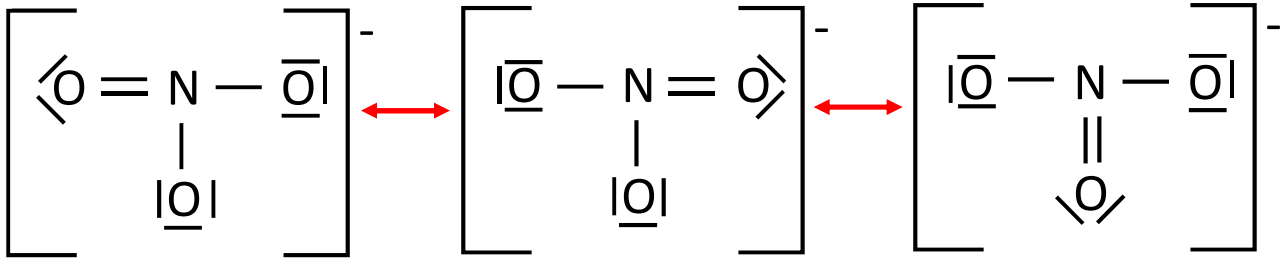


Sperimentalmente, però, osserviamo che non c'è alcuna differenza tra gli ossigeni di questa molecola. Inoltre, i 3 legami sono uguali sia come distanza che come energia di legame. La struttura scritta non rappresenta con esattezza lo ione reale.

Teoria della risonanza: la molecola (o ione) reale deve essere rappresentato con diverse strutture di Lewis (**forme limite di risonanza**).

La molecola reale ha una struttura media tra le strutture di risonanza, un **ibrido di risonanza**, in cui gli elettroni sono delocalizzati tra i diversi legami.

Per indicare strutture di risonanza, si usano frecce doppie tra le forme limite.



Possiamo scrivere 3 diverse strutture limite di Lewis.

Quando scriviamo strutture di risonanza dobbiamo tenere conto di alcune regole:

1. Gli atomi che partecipano alla struttura devono avere le stesse connessioni. Una struttura con diverse connessioni è una molecola diversa.
2. I doppietti solitari attorno all'atomo centrale non devono essere modificati quando si disegnano strutture di risonanza.
3. Le forme limite di risonanza differiscono per i legami (singoli/doppi/tripli) e per la posizione dei doppietti solitari attorno agli atomi terminali.
4. Le forme limite di risonanza possono essere tra loro equivalenti oppure alcune possono avere un'energia più bassa ed essere quindi favorite. Minore è l'energia di una forma di risonanza, maggiore il suo contributo nella descrizione della molecola reale.

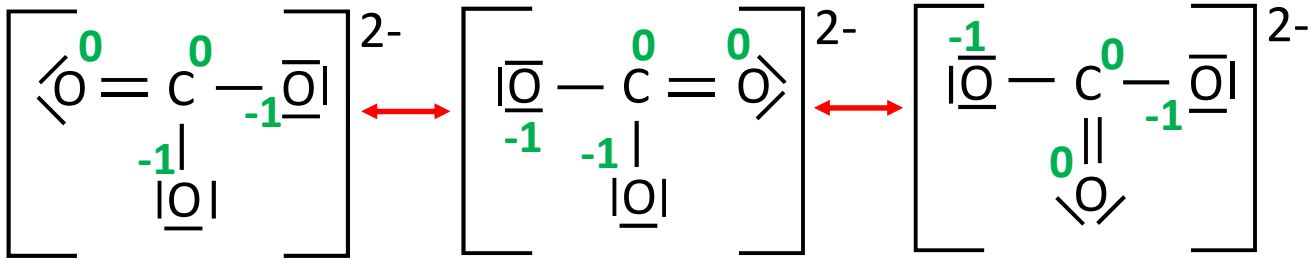
   Per individuare la forma limite a energia più bassa:

   - **Principio di elettroneutralità**: la struttura più stabile è quella che ha cariche formali minori, in valore assoluto, sugli atomi della molecola.
   - Consideriamo anche l'**elettronegatività**: sono favorite strutture con cariche negative su atomi elettronegativi e cariche positive su atomi elettropositivi.

Esempio: forme di risonanza di CO_3^{2-}

$$Ne^- = 4 + 3 \times 6 + 2 = 24 \rightarrow 12\ coppie$$

Cariche formali

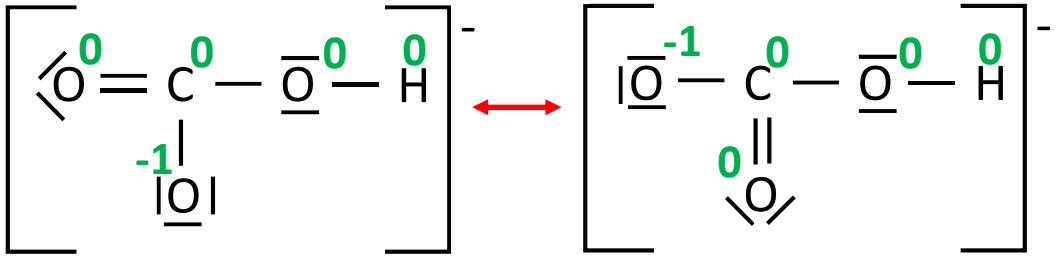


3 forme limite di risonanza equivalenti

Esempio: forme di risonanza di HCO_3^-

$$Ne^- = 4 + 3 \times 6 + 1 + 1 = 24 \rightarrow 12\ coppie$$

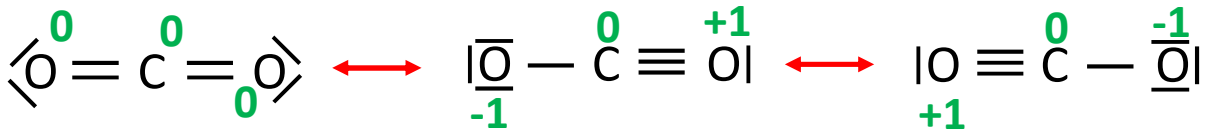
Cariche formali



2 forme limite di risonanza equivalenti

Esempio: forme di risonanza di CO_2

$$Ne^- = 4 + 2 \times 6 + 0 = 16 \rightarrow 8\ coppie$$



Questa è la struttura più stabile! Perchè rispetta il principio di elettroneutralità.

Strutture a più alta energia

Esempio: forme di risonanza di O_3 (ozono)

$$Ne^- = 3 \times 6 + 0 = 18 \rightarrow 9\ coppie$$



Non è possibile scrivere una struttura in cui le cariche formali siano minori.

Dati sperimentali:

- I legami O-O dell'ozono sono uguali e con una distanza di 128 pm.
- Un legame singolo O-O ha una distanza di 148 pm, mentre un legame doppio O=O ha una distanza di 121 pm.

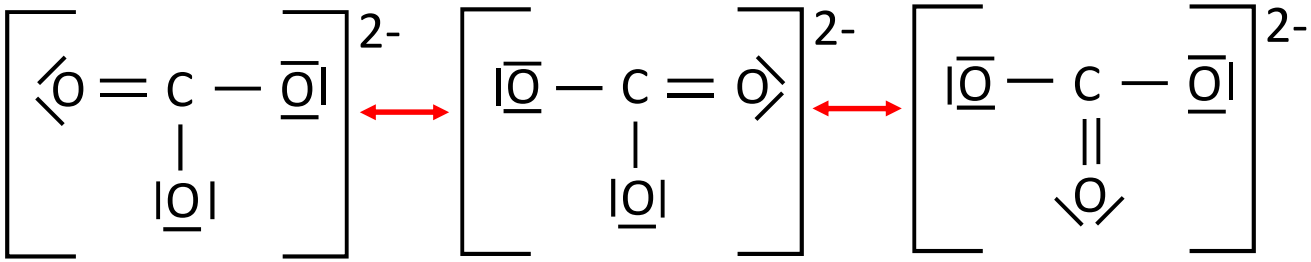
Ordine di legame nell'ibrido di risonanza

Quando sono presenti più forme limite a energia minima, per identificare l'ordine di legame è necessario considerare il legame nella molecola reale (ibrido di risonanza), che è una media delle strutture limite a più bassa energia.

Per determinare l'ordine di legame, **si contano le coppie di elettroni di legame presenti nei legami equivalenti e li si divide per il numero di connessioni tra cui queste coppie sono delocalizzate**.

In molti casi l'ordine di legame così calcolato risulta frazionario.

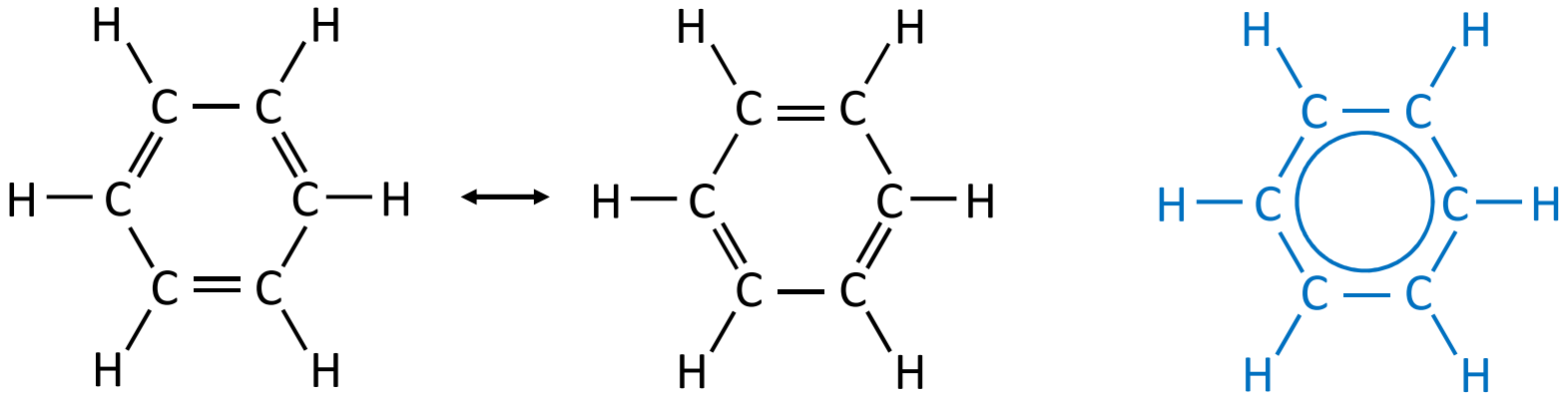
Esempio: ordine di legame C-O nello ione carbonato.



$$Ordine\ di\ legame = \frac{(2+1+1)\ coppie}{3\ connessioni} = \frac{4}{3} = 1.33$$

(Infatti, sperimentalmente si osserva che la distanza C-O nello ione carbonato è intermedia tra un legame singolo e uno doppio).

Esempio: ***benzene*** C_6H_6 $\quad Ne^- = 6 \times 4 + 6 \times 1 + 0 = 30 \rightarrow 15\ coppie$



$$Ordine\ di\ legame = \frac{(2+1+2+1+2+1)\ coppie}{6\ connessioni} = \frac{9}{6} = 1.5$$

Nel benzene, come previsto dalle strutture di risonanza e dall'ordine di legame, la distanza di legame C-C è uguale per tutti i legami e ha un valore intermedio tra un legame singolo (circa 159 pm) e un legame doppio (circa 134 pm): nel benzene la distanza C-C misura 139 pm.

La risonanza rende il benzene una molecola molto stabile, che non subisce le reazioni tipiche delle molecole in cui sono presenti doppi legami.

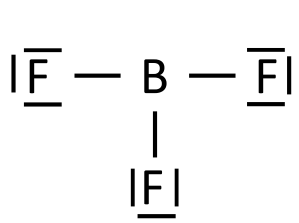
Eccezioni alla regola dell'ottetto: ottetto incompleto

Esistono alcune eccezioni alla regola dell'ottetto nelle strutture di Lewis.

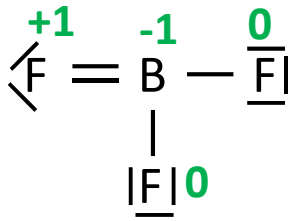
1. In alcuni casi, l'atomo centrale non riesce a raggiungere l'ottetto.

Ad esempio: BF_3

$$Ne^- = 3 + 3 \times 7 + 0 = 24 \rightarrow 12\ coppie$$

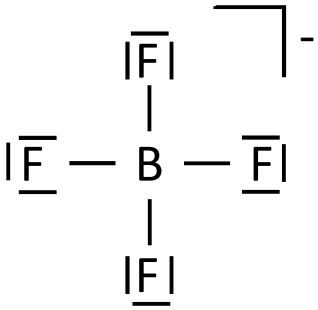


Per completare l'ottetto dell'atomo centrale, possiamo scrivere la forma:



Calcolando le cariche formali, però, ci si accorge che questa struttura viola sia il principio di elettroneutralità che l'elettronegatività (ha una carica positiva su un atomo molto elettronegativo, il fluoro).

Una conferma della struttura a ottetto incompleto di BF_3 è la sua tendenza a formare ioni BF_4^-, in cui il boro ha configurazione otteziale. Il legame B-F che si forma viene detto **covalente coordinato**.



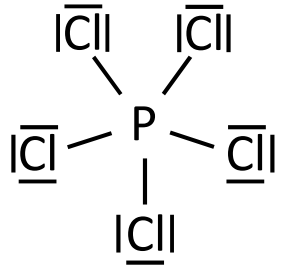
Gli unici composti che mostrano strutture di Lewis con ottetto incompleto sono i composti di B, Be e Al.

Eccezioni alla regola dell'ottetto: espansione dell'ottetto

2. Un'altra eccezione alla regola dell'ottetto è rappresentata da molecole in cui l'atomo centrale ha un numero di elettroni maggiore di 8. Si parla in questo caso di **espansione dell'ottetto**.

Esempio: PCl_5

$$Ne^- = 5 + 5 \times 7 + 0 = 40 \rightarrow 20\ coppie$$



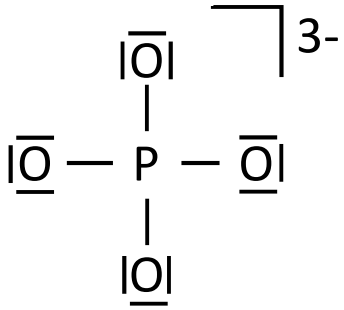
<u>Questa espansione è possibile solo se sono presenti orbitali a bassa energia che possano ospitare questi elettroni</u>, come gli orbitali d presenti dal terzo periodo in poi (o gli orbitali f presenti dal quarto periodo in poi).

Per gli atomi del secondo periodo l'espansione dell'ottetto non è mai possibile perchè non ci sono orbitali disponibili (a bassa energia) per più di 8 elettroni!

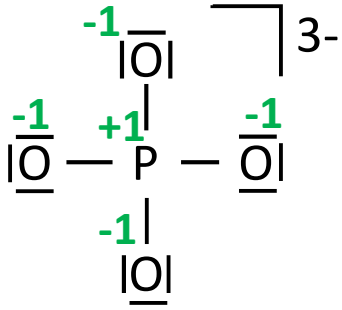
Nell'esempio, P ha orbitali 3d vuoti a energia relativamente bassa, che possono contenere 2 elettroni che non trovano posto nei sottolivelli 3s e 3p.

Un altro esempio di espansione dell'ottetto: PO_4^{3-}

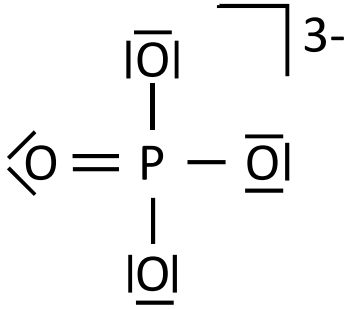
$$Ne^- = 5 + 4 \times 6 + 3 = 32 \rightarrow 16\ coppie$$



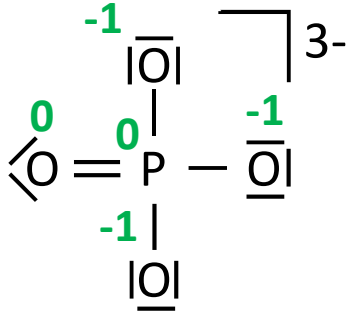
Calcoliamo le cariche formali di ciascun atomo:



Considerando che il P appartiene al 3° periodo e può quindi espandere l'ottetto, possiamo anche scrivere la struttura:



Il calcolo delle cariche formali, conferma che questa struttura ha energia minore:

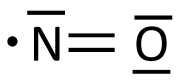


Eccezioni alla regola dell'ottetto: radicali

3. Un'ultima eccezione alla regola dell'ottetto è costituita da quelle specie che hanno un numero dispari di elettroni, i **radicali**.

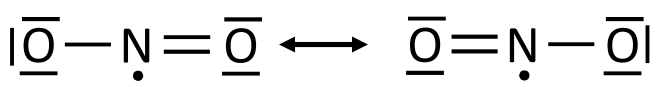
   I radicali sono estremamente reattivi, perché tendono a completare il proprio ottetto legandosi ad altre specie. Esistono solo pochi radicali stabili che possono essere isolati. I radicali sono particolarmente dannosi per la salute e per l'ambiente.

Esempio: NO $\quad Ne^- = 5 + 6 + 0 = 11$



Questa struttura presenta cariche formali uguali a 0 per entrambi gli atomi.

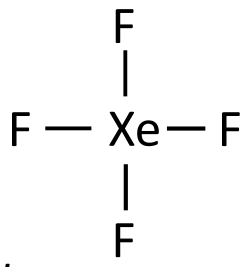
Esempio: NO_2 $\quad Ne^- = 5 + 2 \times 6 + 0 = 17$



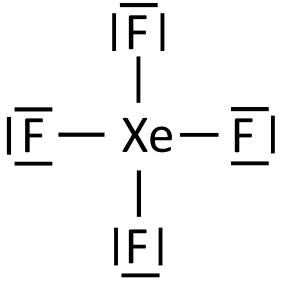
Altri esempi

Esempio: XeF_4

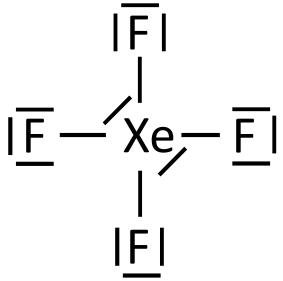
$$Ne^- = 8 + 4 \times 7 + 0 = 36 \rightarrow 18\ coppie$$



Elemento meno elettronegativo al centro



Coppie di elettroni che completano gli elementi terminali

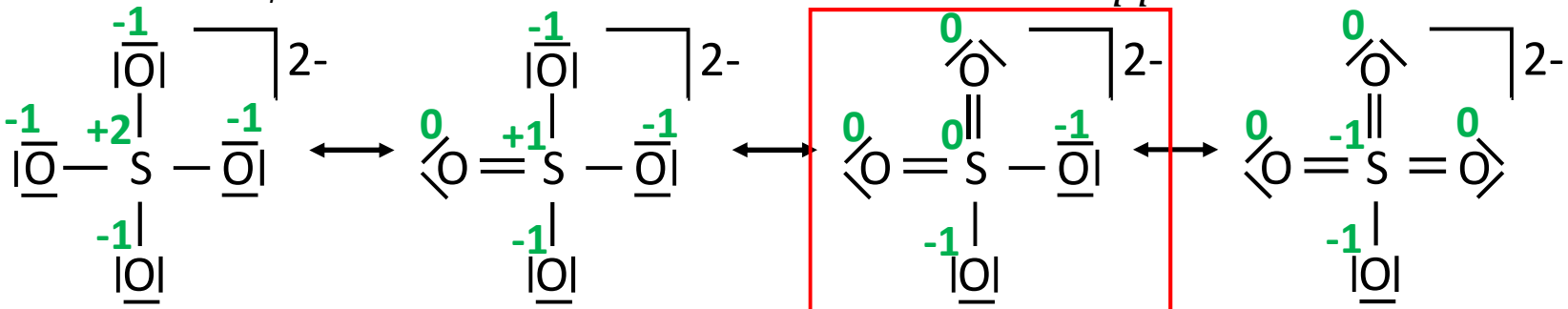


Coppie di elettroni residue (2) sull'atomo centrale

Espansione dell'ottetto!

Esempio: SO_4^{2-}

$$Ne^- = 6 + 4 \times 6 + 2 = 32 \rightarrow 16\ coppie$$



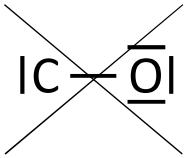
(+ 3 forme limite analoghe)

(+ 5 forme limite analoghe)

FORME LIMITE DI RISONANZA PIU' STABILI

(+ 3 forme limite analoghe)

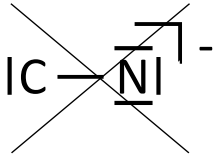
Esempio: CO $Ne^- = 4 + 6 + 0 = 10 \rightarrow 5\ coppie$

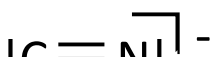




Le cariche formali sono -1 sull'atomo di carbonio e +1 sull'atomo di ossigeno, violando le regole di elettroneutralità ed elettronegatività, ma una diversa struttura di Lewis (accettabile!) non è possibile.

Esempio: CN^- $Ne^- = 4 + 5 + 1 = 10 \rightarrow 5\ coppie$





*Le specie monossido di carbonio e ione cianuro sono **isoelettroniche**. Molecole isoelettroniche hanno spesso alcuni tratti simili. Ad esempio CO e CN^- formano un legame molto stabile con lo ione ferro presente nell'emoglobina e sono specie molto tossiche.*