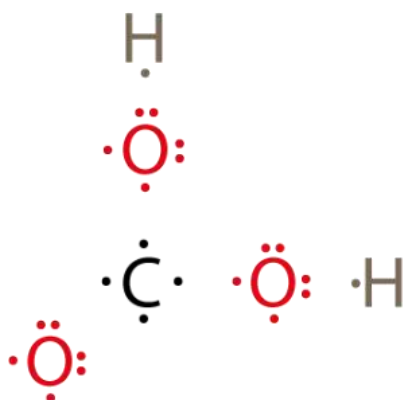


Un modo molto semplice ed efficace per derivare la disposizione dei [legami chimici](#) in una molecola è quello di ricorrere alle **strutture di Lewis**, così chiamate in onore del chimico Gilbert Lewis, che diede molti contributi fondamentali alla chimica e alla teoria del legame chimico, e che per primo propose questo nuovo tipo di rappresentazione alla comunità scientifica.

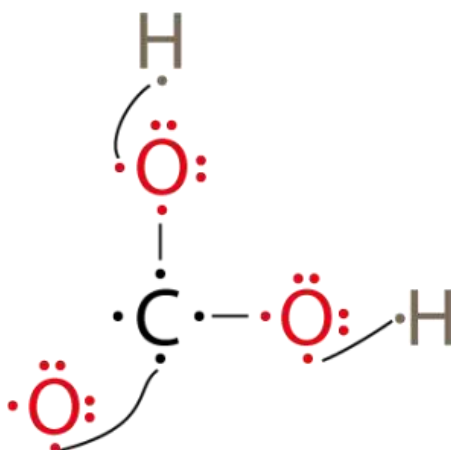
Bisogna precisare tuttavia che si tratta di un tipo di rappresentazione molto semplicistico e che funziona solamente con molecole costituite da elementi dei gruppi **s** e **p**. Non ha senso quindi scrivere le strutture di Lewis per molecole contenenti metalli di transizione o terre rare, ma è molto utile con le molecole più semplici.

Per disegnare la **struttura di Lewis** corretta di una molecola, bisogna seguire alcuni semplici step. Vediamoli assieme utilizzando l'acido carbonico (H_2CO_3) come esempio.

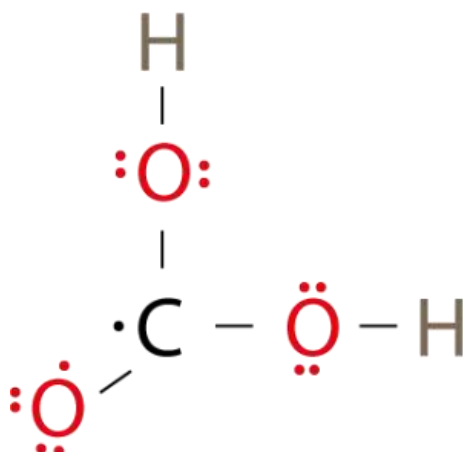
- Il primo passo per scrivere correttamente una struttura di Lewis è identificare qual è l'atomo centrale al quale sono legati tutti gli altri. Per farlo, basta ricordare che l'atomo centrale è quello meno elettronegativo, ma che l'idrogeno è sempre esterno - quando presente - e lo ritroviamo spesso attaccato all'ossigeno. Nel nostro caso quindi il carbonio sarà l'atomo centrale, circondato dagli ossigeni, a loro volta vicini agli idrogeni.
- Contiamo il numero di elettroni esterni messi a disposizione da ogni atomo. Solo gli elettroni dei gusci esterni sono coinvolti nei legami, possiamo quindi trascurare tutti gli altri. Per esempio, lo zolfo ha configurazione elettronica $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$, ma di tutti i suoi sedici elettroni gli unici che ci interessano sono i sei del terzo livello energetico. L'ossigeno ha anche lui sei elettroni esterni, il carbonio quattro, l'idrogeno uno solo.
- Disegniamo un primo schema preliminare, nel quale l'atomo centrale è circondato dagli elementi periferici. A ogni elemento assegniamo i suoi elettroni, che disegniamo come dei pallini che circondano l'atomo sopra, sotto, a destra e a sinistra, come se fossero ai vertici di una ipotetica croce. Se gli elettroni da sistemare sono più di quattro, dobbiamo iniziare ad appaiarli per formare dei doppietti. È questo il caso dell'ossigeno.



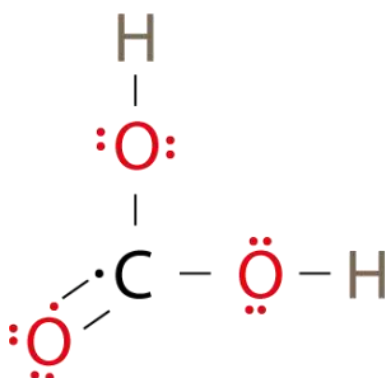
- Cerchiamo di far raggiungere l'ottetto a ogni elemento mettendo degli elettroni spaiati in comune con gli elementi vicini. Il carbonio può condividere un elettrone spaiato con ciascuno ossigeno, e due ossigeni possono dividerne un altro con i due idrogeni. Colleghiamo tra loro gli elettroni spaiati con una linea.



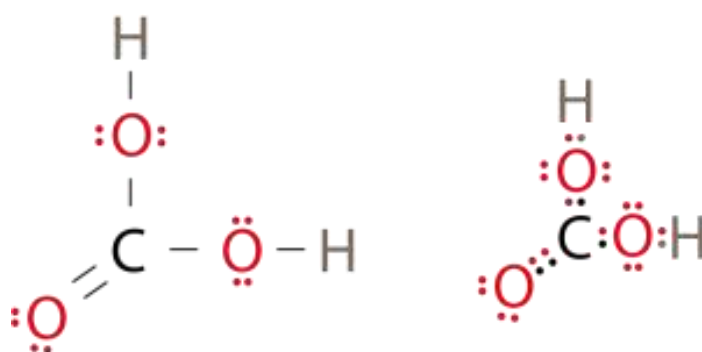
- Puliamo il disegno e aggiustiamolo in modo da evitare linee curve. Possiamo anche rimuovere gli elettroni condivisi, lasciando solo la linea che rappresenta la coppia di legame.



- Contiamo gli elettroni di ogni elemento, tenendo conto di quelli condivisi. I due idrogeni hanno due elettroni a testa, i due ossigeni legati sia a carbonio che idrogeno ne hanno otto, il carbonio ne ha sette, l'ossigeno legato solo al carbonio ne ha sette. Se ci sono altri elettroni spaiati che possono essere appaiati per far raggiungere l'ottetto, appaiamoli. Per esempio, il carbonio e l'ossigeno in basso possono mettere in comune un altro doppietto. Abbiamo ottenuto un **legame doppio**!

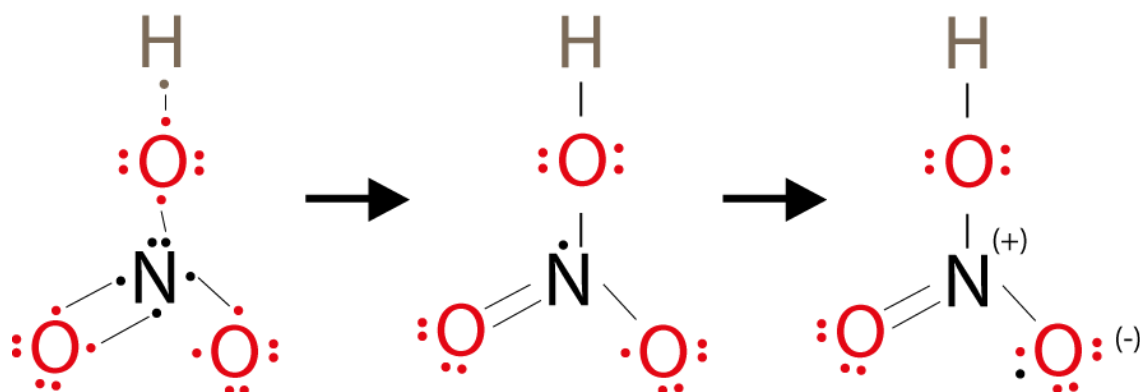


- Contiamo nuovamente tutti gli elettroni e verifichiamo che ogni elemento rispetti l'ottetto (se possibile). Verifichiamo la presenza di cariche: se la molecola ha una carica positiva, (come NH_4^+) allora dobbiamo rimuovere un elettrone, se ne ha una negativa (HCO_3^-) dobbiamo aggiungerne uno. In genere è facile capire quale elettrone va tolto o dove va aggiunto quello extra: basta guardare se ci sono **elettroni spaiati**!



La nostra **struttura di Lewis** è terminata. Gli elettroni non condivisi sono detti *doppietti di non legame* e possono anche essere rappresentati con delle linee dritte. Come vedremo, anche se non sono coinvolti nei legami determinano la geometria e la reattività della molecola.

Una complicazione può sorgere quando per completare l'ottetto è necessario "spostare" gli elettroni da un atomo all'altro, invece di dividerli: in questo caso si possono avere quelle che si chiamano **cariche formali**. Per capirci meglio, disegniamo la struttura dell'acido nitrico, HNO_3 .



Dopo aver messo in comune gli elettroni spaiati, compreso uno degli elettroni del doppietto dell'azoto, ci ritroviamo con un azoto che ha ben nove elettroni, mentre l'ossigeno in basso a destra ne ha solo sette.

Questa situazione non è sostenibile: in nessun caso infatti l'azoto può avere nove elettroni esterni, dato che come tutti i gli elementi dei primi due periodi non può espandere l'ottetto: non ci sono orbitali dove piazzare gli elettroni extra! Come risolvere il problema? Semplice, spostiamo l'elettrone dall'azoto all'ossigeno, così l'azoto ha i suoi otto elettroni, ma acquisisce una carica positiva, mentre l'ossigeno accoglie l'elettrone nel suo ottetto e diventa carico negativamente. È importante notare come la carica totale della molecola rimane sempre zero!

Se seguite correttamente tutti i passaggi, è raro che rimangano elettroni spaiati (controllate le cariche!!), ma può succedere: un esempio famoso è il monossido di azoto NO. Queste specie, dette **radicali**, sono estremamente reattive e tendono a reagire velocemente con le molecole circostanti.

Attenzione: I nostri PDF a volte non contengono tutto il materiale presente nell'articolo originale o potrebbero non essere aggiornati.

Articolo completo: <https://www.biopills.net/articoli/ripassiamo-aiuto-studio/chimica/come-disegnare-la-struttura-di-lewis-di-una-molecola/>