Structure et polarité des entités

Électrons de valence et doublets

En se liant, les atomes respectent la règle du **duet** (H : 2 électrons) ou de l'**octet** (C, N, O, Cl : 8 électrons).

atome	H	C	N	O	Cl
électrons de valence	1	4	5	6	7
doublets liants (liaisons)	**1**	**4**	**3**	**2**	**1**
doublets non liants	**0**	**0**	**1**	**2**	**3**

Doublet liant : deux électrons partagés entre deux atomes, un trait **entre** les atomes. **Doublet non liant** : deux électrons qui restent sur l'atome, un trait **à côté** de l'atome.

Établir le schéma de Lewis d'une molécule

1. Additionner les **électrons de valence** des atomes (tableau périodique).
2. Diviser par 2 : c'est le nombre total de **doublets** à placer.
3. Relier les atomes par des doublets liants, puis placer des **doublets non liants** ou des liaisons multiples : duet ou octet pour chaque atome.

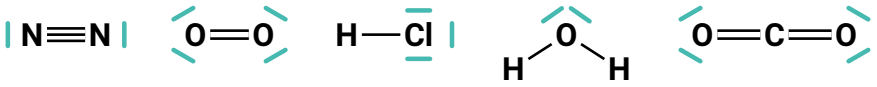
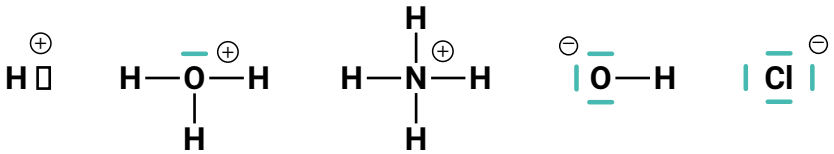


Schéma de Lewis d'un ion

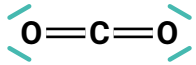
Même méthode : **retirer** un électron par charge +, **ajouter** un électron par charge –. La charge est portée par l'atome qui n'a pas son nombre habituel de doublets.



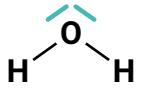
Lacune électronique : il manque un doublet à l'atome pour respecter le duet ou l'octet ; rectangle vide (ion H^+).

Géométrie d'une entité

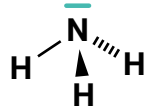
Autour de l'atome central, les doublets (liants et **non liants**) se **repoussent** : ils s'écartent le plus possible les uns des autres.



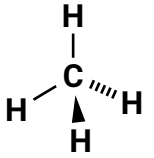
linéaire
2 atomes liés, aucun **non liant**



coudée
2 atomes liés, 2 **non liants**



pyramidale
3 atomes liés, 1 **non liant**



tétraédrique
4 atomes liés, aucun **non liant**

Électronégativité et liaison polarisée

L'**électronégativité** χ mesure l'aptitude d'un atome à **attirer** vers lui les électrons d'une liaison. Elle augmente de **gauche à droite** dans une période et de **bas en haut** dans une colonne.

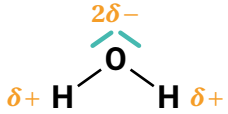


Liaison **polarisée** : les deux atomes ont des électronégativités **nettement différentes**. Le plus électronégatif (ici B) porte la charge partielle $\delta-$, l'autre la charge $\delta+$.

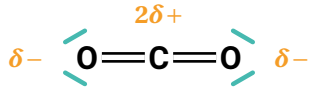
Atomes identiques ou d'électronégativités voisines (C et H) : liaison **non polarisée**.

Molécule polaire ou apolaire

1. Repérer les liaisons **polarisées**, placer $\delta+$ et $\delta-$.
2. Avec la **géométrie**, comparer les positions moyennes des charges + et –.



positions **différentes** : **polaire**



positions **confondues** : **apolaire**

Une molécule sans liaison polarisée est toujours **apolaire**.