STRUCTURE DES MOLÉCULES

— PREMIÈRE – PHYSIQUE-CHIMIE —

1. SCHÉMA DE LEWIS

Règles

- **Doublet liant** : 2 électrons mis en commun (liaison covalente). **Doublet non liant** : 2 électrons de valence non partagés.
- **Duet** pour H (2 électrons autour de l'atome), **octet** (8 électrons) pour C, N, O, Cl.

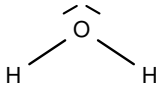
Atome	H	C	N	O	Cl
Numéro atomique Z	1	6	7	8	17
Électrons de valence	1	4	5	6	7
Liaisons covalentes	1	4	3	2	1
Doublets non liants	0	0	1	2	3

Méthode pour établir un schéma de Lewis

1. Donner le nombre d'**électrons de valence** de chaque atome.
2. Calculer le nombre total d'électrons N_e (ajouter 1 par charge $-$, retirer 1 par charge $+$), puis le nombre de **doublets** $N_d = \dfrac{N_e}{2}$.
3. Former les **liaisons** entre atomes, puis placer les **doublets non liants** restants.
4. Vérifier le **duet** pour H et l'**octet** pour les autres atomes.

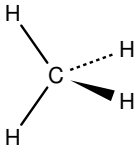
Exemple : H_2O

$N_e = 2 \times 1 + 6 = 8$, donc $N_d = 4$ doublets : 2 liants ($O-H$) et 2 non liants sur O.

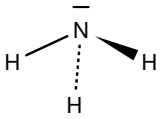


2. GÉOMÉTRIE DES MOLÉCULES

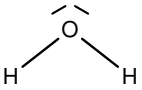
Les **doublets** (liants et non liants) de la couche externe d'un atome se **repoussent** : ils s'éloignent au maximum les uns des autres. La géométrie est celle des atomes liés à l'atome central.



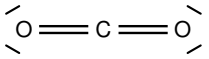
CH_4 : 4 doublets liants
tétraédrique ($\approx 109°$)



NH_3 : 3 liants, 1 non liant
pyramidale ($\approx 107°$)



H_2O : 2 liants, 2 non liants
coudée ($\approx 105°$)



CO_2 : 2 doubles liaisons
linéaire ($180°$)

3. POLARITÉ DES LIAISONS

Électronégativité χ

Capacité d'un atome à **attirer vers lui** le doublet d'électrons d'une liaison. Elle augmente de gauche à droite dans une période et de bas en haut dans une colonne.

H	C	N	Cl	O	F
2,20	2,55	3,04	3,16	3,44	3,98

Liaison polarisée

Si $\Delta\chi > 0{,}4$, la liaison est **polarisée** : l'atome le plus électronégatif porte une charge partielle δ^-, l'autre δ^+.

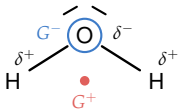
$$\overset{\delta^+}{H} - \overset{\delta^-}{Cl}$$

Exemples

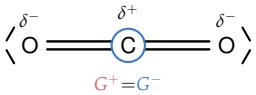
$\Delta\chi(H-Cl) = 3{,}16 - 2{,}20 = 0{,}96 > 0{,}4$: polarisée
$\Delta\chi(C-H) = 2{,}55 - 2{,}20 = 0{,}35 < 0{,}4$: apolaire

4. POLARITÉ DES MOLÉCULES

Une molécule est **polaire** si les **barycentres** G^+ des charges partielles δ^+ et G^- des charges δ^- ne sont **pas confondus** ; sinon elle est **apolaire**.



H_2O : $G^+ \neq G^-$
polaire



CO_2 : $G^+ = G^-$
apolaire

Pour être polaire, une molécule doit avoir des liaisons **polarisées et** une géométrie **non symétrique**. CO_2 : liaisons polarisées mais molécule apolaire ; CH_4 : liaisons apolaires, molécule apolaire.

À RETENIR

- Lewis : $N_d = N_e/2$, duet pour H, octet pour les autres.
- Liaisons : H 1, C 4, N 3, O 2, Cl 1.
- Les doublets se repoussent : c'est la géométrie.
- Liaison polarisée si $\Delta\chi > 0{,}4$.
- Molécule polaire : G^+ et G^- non confondus.

pierre-carree.fr