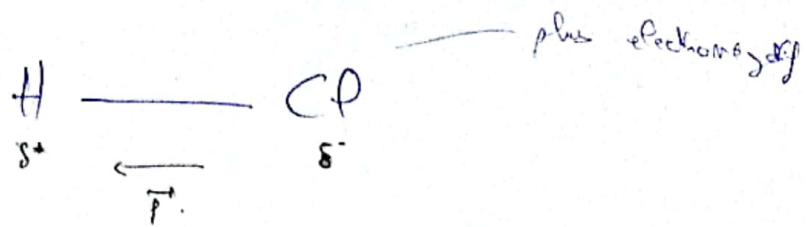


Polarité :



• Liaison interatomique

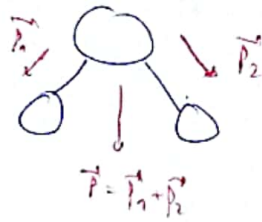
On suppose que la polarité d'une liaison interatomique résulte de la différence d'électro-négativité.

C-C est non polarisée.
O-H est fortement polarisée.

• Polarité d'une molécule :

une molécule est dite polaire si elle possède un moment dipolaire permanent non nul, dans le cas contraire elle est apolaire

expte : l'eau

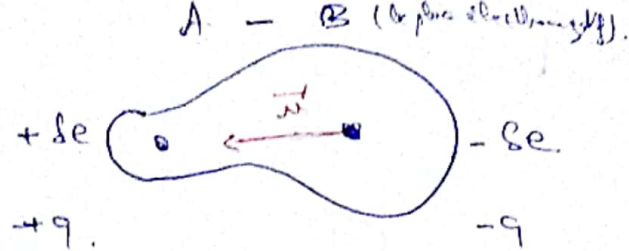


• une liaison est dite polaire si dans une molécule les barycentres des charges positives et celles des charges négatives ne sont pas confondus.

~~expte~~

expte : $\text{H}_2, \text{Cl}_2, \text{O}_2$: biatomiques : les 2 barycentres sont confondus
→ molécule apolaire.

• HCl, HF, NaCl : les 2 barycentres ne coïncident pas
le barycentre des liaisons est plus proche de l'atome le plus électro-négatif. → molécule polaire.



$$\|\vec{\mu}\| = q \cdot d_{AB}$$

$S=0 \rightarrow$ purement covalente.

$S=1 \rightarrow$ purement ionique.

$[\vec{\mu}] : \text{Deby.}$

① Molécule polaire/ionique: AX_m :

$$\vec{\mu}(AX_m) = \sum_{i=1}^m \vec{\mu}_i$$

si $\vec{\mu}(AX_m) = \vec{0} \Rightarrow$ apolaire.

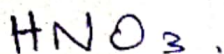
si $\vec{\mu}(AX_m) \neq \vec{0} \Rightarrow$ polaire.

② Caractère ionique :

Pourcentage ionique noté f_{AB} d'une liaison AB :

$$f_{AB} = 100 \times \frac{\mu_{\text{exp}}}{\mu_H}$$

Exemple ~~du~~ schéma de Lewis d'une molécule.



① le nombre d'e⁻ de valence:

O: $1s^2 2s^2 2p^4 \rightarrow 6e^-$ de val.

N: $1s^2 2s^2 2p^3 \rightarrow 5e^-$ de val.

H: ~~$1s^2$~~ $1s^1 \rightarrow 1e^-$ de val

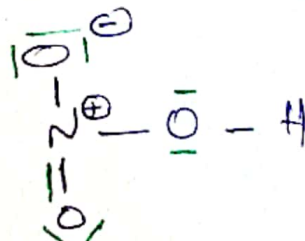
$$N = 3 \times 6 + 1 \times 5 + 1 \times 1 = 24e^-$$

(sans la cas d'un atome ion X^{n+} ou X^{n-} on ajoute n).

$$\rightarrow D = \frac{N}{2} = 12 \text{ doublets.}$$

② les atomes les plus valents au centre.

et relier chaque atome à ses voisins par un doublet liant.



③ il reste 8 doublets à placer: $\rightarrow$ placer les doublets restants de façon à se satisfaire la règle de stabilité (deux ou octet).

④ placer les charges formelles sur chaque atome.

* Calcul de charge formelle:

$q =$ mbre de e⁻ dans la couche de valence de l'atome isolé.
- mbre d'e⁻ entourant l'atome dans la molécule.

$$q_N = 5 - 4 = 1 \rightarrow \oplus ; q_O = 6 - 7 = -1 \rightarrow \ominus$$

Méthode VSEPR



Nb de liaisons (X)	Nb de paires non liées (E)	Arrangement	Géométrie de la molécule	Angle	Dénomination
2	0	AX ₂	AX₂ Exemples: CO₂, HCN, BeF₂ Linéaire	$\alpha = 180^\circ$	Linéaire
3	0	AX ₃	AX₃ Exemples: SO₂, BF₃, NO₂, CO₂ Triangulaire plane	$\alpha = 120^\circ$	Triangulaire
2	1	AX ₂ E ₁	AX₂E₁ Bent (V-shaped) Exemples: SO₂, O₃, OF₂, SnCl₂	$\alpha < 120^\circ$	Coudée ou Forme en V
4	0	AX ₄	AX₄ Tétraédrique Exemples: CH₄, SiCl₄, SO₂, CO₃²⁻	$\alpha = 109,5^\circ$	Tétraédrique
3	1	AX ₃ E ₁	AX₃E₁ Pyramide trigonale Exemples: NH₃, PH₃, ClO₂, NO⁺	$\alpha < 109,5^\circ$	Pyramide trigonale
2	2	AX ₂ E ₂	AX₂E₂ Bent (V-shaped) Exemples: H₂O, OF₂, SO₂	$\alpha < 109,5^\circ$	Coudée ou Forme en V

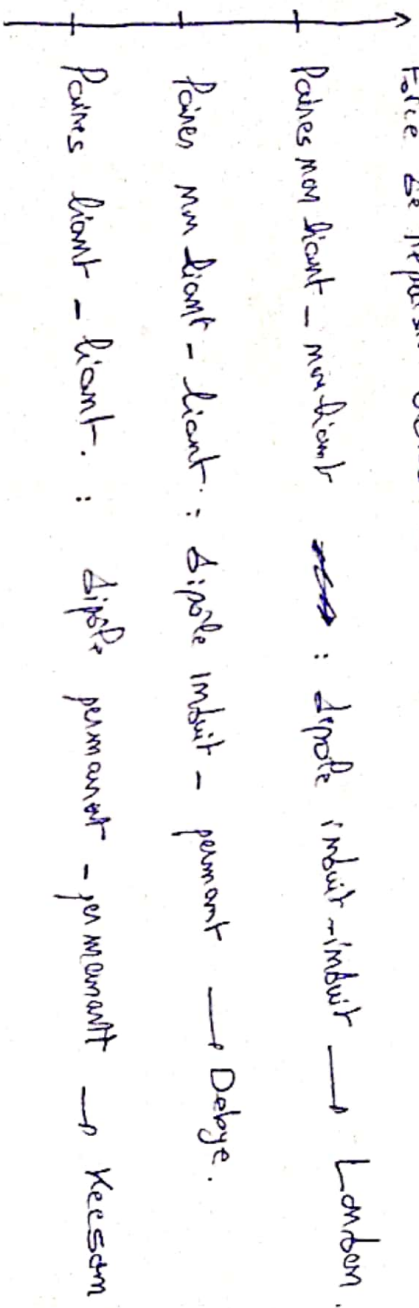
5	0	AX ₅	AX₅ Pyramide bipyramidale Exemples: PF₅, AsF₅, SbF₅	$\alpha = 120^\circ$ $\beta = 90^\circ$	Bipyramide trigonale
4	1	AX ₄ E ₁	AX₄E₁ Pyramide carrée Exemples: SF₆, XeF₆, IF₅, ClF₄⁻	$\alpha < 120^\circ$ $\beta < 90^\circ$	Croix-V <i>rectiligne négative</i>
3	2	AX ₃ E ₂	AX₃E₂ T-shaped Exemples: ClF₃, BrF₃	$\alpha < 90^\circ$	Forme en T
2	3	AX ₂ E ₃	AX₂E₃ Linéaire Exemples: XeF₂, I₂, F₂	$\alpha = 180^\circ$	Linéaire
6	0	AX ₆	AX₆ Octaédrique Exemples: SF₆, ClF₆⁻	$\alpha = 90^\circ$ $\beta = 90^\circ$	Octaédrique
5	1	AX ₅ E ₁	AX₅E₁ Pyramide carrée Exemples: BrF₅, IF₅, XeO₄²⁻	$\alpha < 90^\circ$ $\beta < 90^\circ$	Pyramide carrée
4	2	AX ₄ E ₂	AX₄E₂ Carré plan Exemples: XeF₄, Cl₂	$\alpha = 90^\circ$	Plan carré

Images tirées de http://www.chem.ucl.ac.uk/study/chem/Chapter_11/shape.html
Cours en ligne <http://www.khanacademy.org/a/science-of-chemistry/a/science-of-chemistry/v/vsepr-theory>

un doublet non liant est plus volumineux qu'un doublet liant partagé entre 2 atomes.

Force de répulsion voisine.

Il en résulte : l'évolution suivante.



On appelle liaison-hydrogène, la liaison qui s'établit entre un atome H lié à un petit atome très électronégatif, O, N ou F et de doublet d'un atome O, N, ou F d'une autre molécule.