

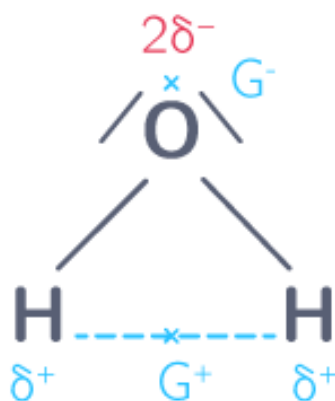


Spécialité 1ère

C4

De la structure à la polarité d'une entité

- I. Schéma de Lewis
- II. Polarisation d'une liaison



C4 - DE LA STRUCTURE A LA POLARITE D'UNE ENTITE

I. Schéma de Lewis

a. La configuration électronique (Rappel 2^{nde})

La configuration électronique décrit la manière dont les électrons d'un atome se répartissent sur des niveaux d'énergie. Ils remplissent progressivement des couches (fig.1), de la moins énergétique à la plus énergétique (fig.2).

Couche électronique	Sous-Couche	Nombre maximal d'électrons
3	3p	6
	3s	2
2	2p	6
	2s	2
1	1s	2

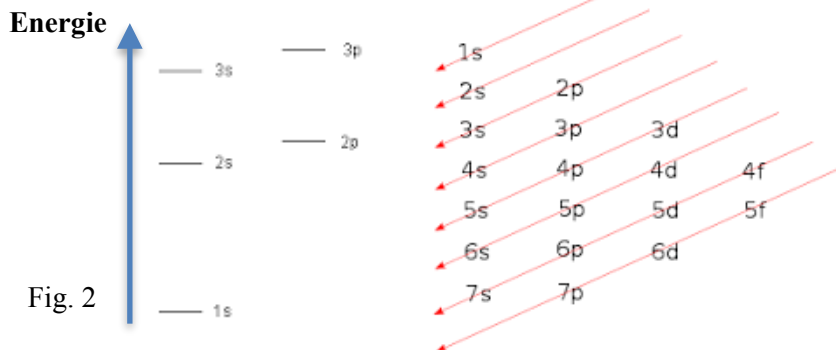


Fig. 1

Exemple :

- La configuration électronique du carbone C, qui possède 6 électrons, est $1s^2 2s^2 2p^2$. Sa couche externe, de niveau 2, comporte **4 électrons de valence**.

La couche externe des gaz nobles contient 2 ou 8 électrons, ce qui leur apporte de la stabilité :

- l' **hélium He** possède 2 électrons ; sa configuration électronique est $1s^2$. Sa couche 1 contient 2 électrons.
- Le **néon Ne** possède 8 électrons ; sa configuration électronique est $1s^2 2s^2 2p^6$. Sa couche 2 contient 8 électrons.
- L'**argon Ar** possède 18 électrons ; sa configuration électronique est $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$. Sa couche 3 contient 8 électrons.

Pour des raisons de stabilité, un atome tend à acquérir la structure électronique du gaz noble qui est le plus proche de lui dans le tableau périodique.

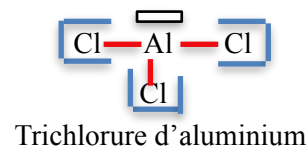
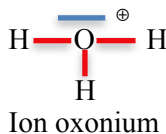
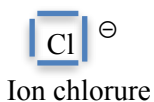
Pour acquérir cette structure, l'atome peut soit se transformer en ions, soit établir des liaisons de valence au sein d'une molécule.

b. Schéma de Lewis

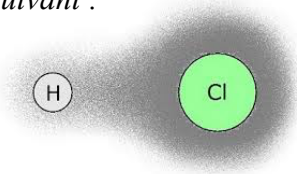
Le schéma de Lewis est une représentation schématique plane. Il rend compte de la **répartition des électrons de valence** dans les molécules ou les ions.

Sur ce schéma figurent :

- Les **doublets d'électrons non liants** — ;
- Les **doublets d'électrons liants** — ;
- Les **lacunes électroniques** (doublets d'électrons manquants) ;
- La **charge** des ions.



Exemple : Si, on marquait les positions du doublet d'électrons entre un atome d'hydrogène et un atome de chlore, on obtiendrait le schéma suivant :



Les électrons de la liaison covalente sont plus souvent à proximité de l'atome de chlore que de celui d'hydrogène.

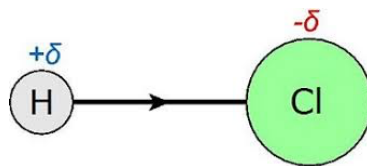
d. Charges partielles d'une liaison polarisée

Les deux atomes engagés dans une **liaison polarisée** présentent des **charges électriques partielles**.

L'atome **le plus électronégatif** présente un excès de charges électriques négatives.

Cette **charge partielle négative** est notée δ^- .

L'atome **le moins électronégatif** porte une **charge partielle positive**, qui est notée δ^+ .



e. Géométrie d'une molécule

- * Les doublets liants et non liants exercent entre eux des **forces électriques répulsives**.
- * Les doublets se repoussent au maximum dans l'espace afin d'être **les plus éloignés les uns des autres**. Il est ainsi possible de prévoir la géométrie adoptée par des atomes liés à un atome central.
- * Pour une molécule (ou un ion) constitué d'un atome central entouré de 4 doublets (liants ou non liants), l'éloignement maximal aboutit à former **un tétraèdre** dont le centre est occupé par **l'atome central**.

Molécules	Représentation de Lewis	Doublet de l'atome central	Répartition des doublets dans l'espace	Modèle spatial	Forme de la molécule
Méthane CH ₄	<pre> H H - C - H H </pre>	4 liaisons simples			Molécule tétraédrique
Amoniac NH ₃	<pre> H H - N̄ - H H </pre>	3 liaisons simples et 1 doublet non liant			Molécule pyramidale

Molécules	Représentation de Lewis	Doublet de l'atome central	Répartition des doublets dans l'espace	Modèle spatial	Forme de la molécule
Eau H ₂ O		2 liaisons simples et 2 doublets non liants			Molécule plane coudée
Méthanal CH ₂ O		2 liaisons simples et 1 double liaison			Molécule triangulaire
Dioxyde de carbone CO ₂		2 liaisons doubles			Molécule linéaire

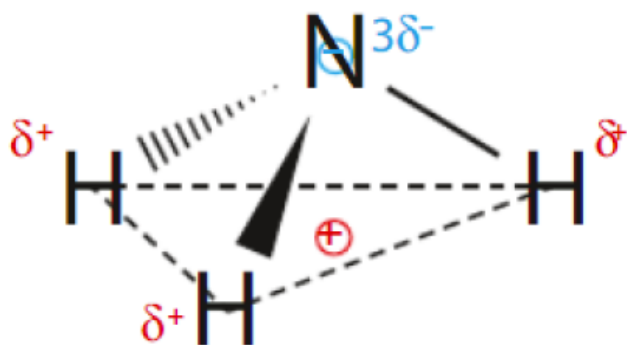
f. Liaisons polarisées et molécules polaires

Lorsqu'une molécule comporte une ou plusieurs liaisons polarisées il est possible (mais pas systématique) que cette molécule soit **polaire** à condition que les différentes polarisations ne se compensent pas.

Souvent, c'est la géométrie de la molécule qui aidera à trouver « le barycentre » des charges.

Une molécule polaire se comporte comme un dipôle électrique

Exemples : Ammoniac - **Molécule polaire**



Dioxyde de carbone - **Molécule apolaire**

