

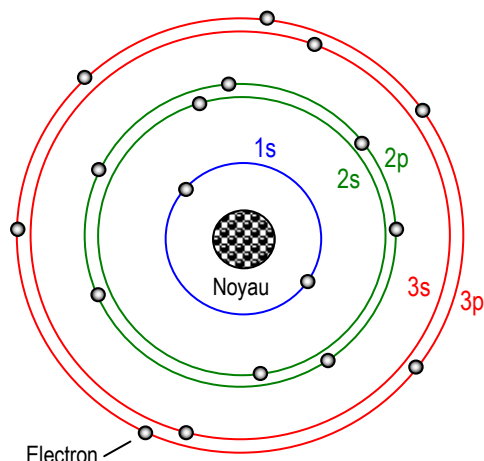
1. Modèle de Lewis
2. Géométrie d'une entité chimique
3. Polarité d'une molécule

1. Modèle de Lewis

1.1. Modèle d'un atome ou d'un ion monoatomique

Les électrons présents autour du noyau d'un atome se rangent dans des couches appelées **couches électroniques**.

H	couche 1 $1s^2$																He
Li	Be	couche 2 $2s^2$				$2p^6$				B	C	N	O	F	Ne		
Na	Mg	couche 3 $3s^2$				$3p^6$				Al	Si	P	S	Cl	Ar		
K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	...										



A retenir :

- La dernière couche électronique est appelée **couche de valence**.
- Les **électrons de valence** sont ceux présents sur la couche de valence.

Exemple :

L'atome d'azote est l'élément 7 du tableau. Il contient donc 7 protons dans son noyau et 7 électrons dans son cortège électronique.

- Sa **structure électronique** est donc : $1s^2 2s^2 2p^3$ ($2 + 2 + 3 = 7$)
- La **couche de valence** de cet atome est la couche $n = 2$
- Cet atome possède 5 **électrons de valence** ($2s^2 2p^3$)

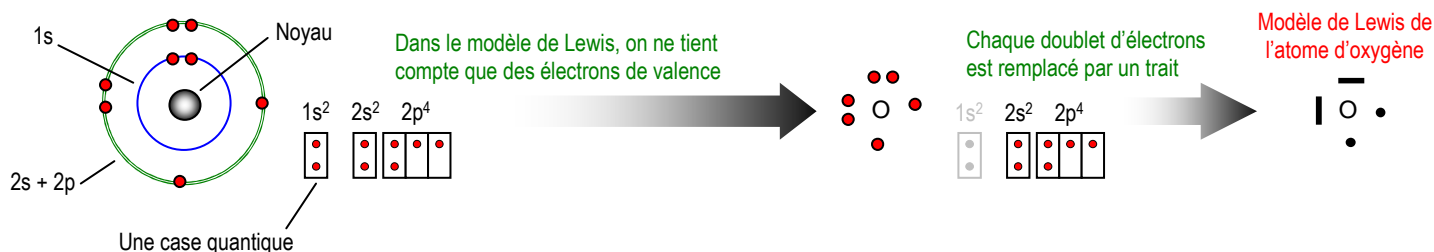
Exercice 1 :

1. Déterminer la structure électronique des atomes de carbone, fluor, lithium et argon.
2. Retrouver le nom de l'atome possédant 3 électrons sur sa couche de valence $n = 3$
3. Combien d'électrons de valence possède l'oxygène ?
4. Quel est l'atome possédant la structure électronique $1s^2 2p^2 2p^6 3s^2 3p^2$?
5. Donner la structure électronique d'un atome possédant 11 électrons. De quel atome s'agit-il ?

Détermination du modèle de Lewis :

Pour un atome :

Si l'on considère l'atome d'oxygène ($Z = 8$), on a donc pour cet atome 8 électrons au total dont 6 **électrons de valence** ($2s^2 2p^4$) :



Pour un ion :

Si l'on considère l'ion oxyde O^{2-} ($Z = 8$), on a donc pour cet ion 10 électrons au total dont 8 **électrons de valence** ($2s^2 2p^6$) :



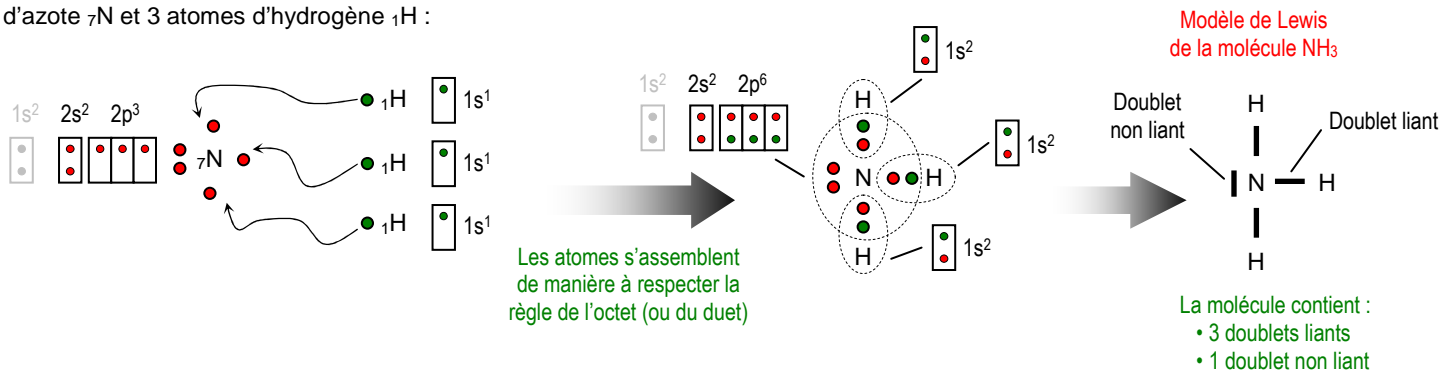
1.2. Modèle d'une molécule ou d'un ion polyatomique

Pour déterminer le modèle de Lewis d'une molécule ou d'un ion polyatomique, on commence par rechercher le modèle de Lewis des différents atomes qui s'y trouvent.

Détermination du modèle de Lewis :

Pour une molécule :

La molécule d'ammoniac NH_3 contient 1 atome d'azote ${}^7\text{N}$ et 3 atomes d'hydrogène ${}^1\text{H}$:



Exercice 2 :

Etablir le modèle de Lewis des entités suivantes :

- ① H_2 ② H^+ ③ He ④ N_2 ⑤ H_2O ⑥ CH_4 ⑦ CO_2 ⑧ Na^+ ⑨ Cl^-

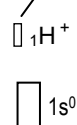
Pour un ion polyatomique :

L'ion hydrogène H^+ est un atome d'hydrogène ayant perdu son seul électron. C'est donc un proton isolé. Sa structure de Lewis est :

Modèle de Lewis de l'atome d'hydrogène



ionisation

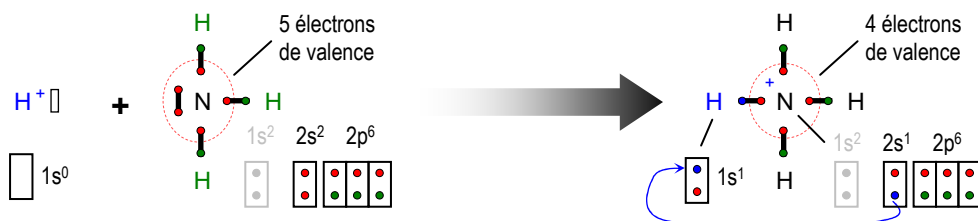


Lacune électronique

C'est une case quantique restée vide sur un atome

Modèle de Lewis de l'ion hydrogène

L'ion ammonium NH_4^+ résulte de l'association d'une molécule d'ammoniac NH_3 avec un ion hydrogène H^+ :



Lors de la formation de l'ion ammonium :

- Le doublet non liant de l'azote s'ouvre vers l'ion hydrogène. Il s'établit une liaison covalente (dite de coordination).
- Se faisant, l'azote perd un de ces 5 électrons de valence et se charge alors avec une charge positive (+).

Exercice 3 :

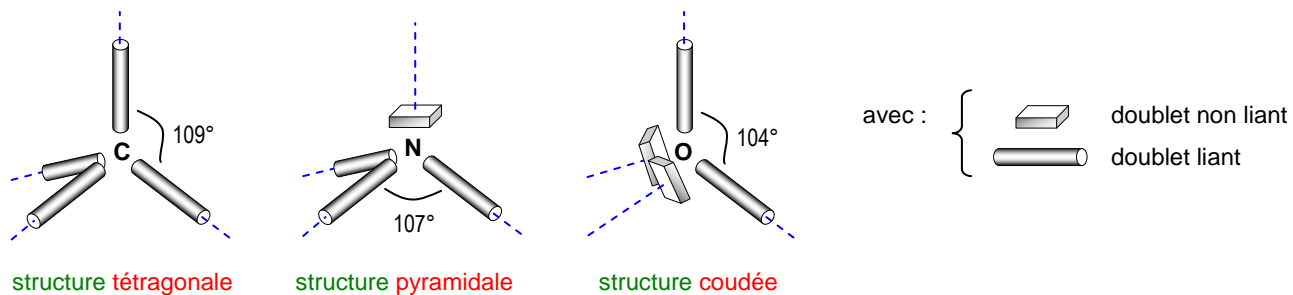
1. Sachant que l'ion oxonium H_3O^+ est obtenu par l'association d'une molécule d'eau avec un ion hydrogène, déterminer son modèle de Lewis.
2. Sachant que l'ion hydroxyde correspond à une molécule d'eau qui a perdu un ion hydrogène, déterminer son modèle de Lewis.

2. Géométrie d'une entité chimique

La **stéréochimie** est une sous-discipline de la chimie. Elle s'intéresse à l'étude de l'arrangement spatial relatif des atomes au sein d'une molécule ou d'un ion polyatomique.

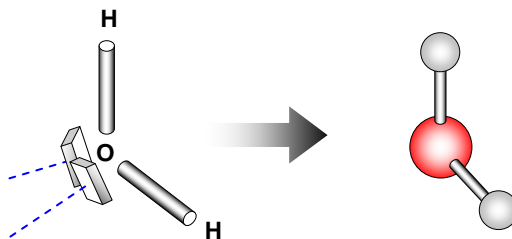
Les doublets électroniques, liants ou non, sont toujours composés de deux électrons. Or, comme des charges électriques de même signe se repoussent, **ces doublets partant d'un même atome s'orientent dans l'espace en s'éloignant le plus possible.**

- Ainsi, pour un atome ne possédant **que des liaisons simples**, on aura les structures possibles suivantes :

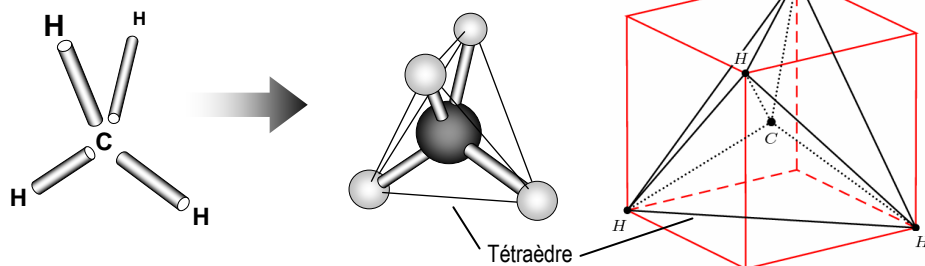


Exemples :

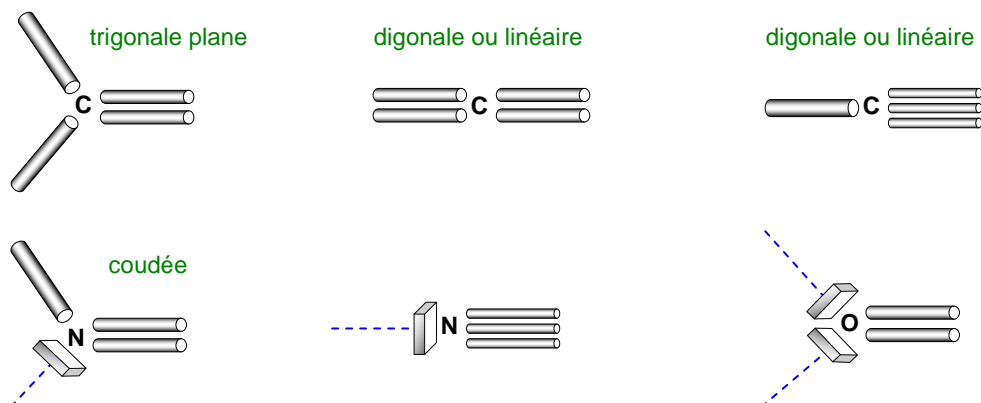
- La molécule d'eau est coudée :



- La molécule de méthane est tétraédrique :



- En présence de **liaisons multiples**, on aura les structures possibles suivantes :



Exercice 4 :

Pour chacune des entités suivantes, établir le modèle de Lewis et définir la structure de l'atome central :

- ① méthanol CH_3OH ② gaz carbonique ③ tétrachlorocarbène ④ acide cyanhydrique HCN

3. Polarité d'une molécule

3.1. L'électronégativité

La **règle du duet et de l'octet** implique que tous les atomes réagissent chimiquement de sorte à avoir leur dernière couche électronique **complète**. Ils peuvent donc soit :

- capturer un ou plusieurs électrons et devenir un **anion** ;
- céder un ou plusieurs électrons et devenir un **cation** ;
- partager un ou plusieurs électrons et former autant de **liaisons covalentes**.

L'**électronégativité** notée χ (khi) est une **grandeur** (exprimée en debye D) qui traduit l'**aptitude** d'un atome à attirer à lui le doublet d'électrons qu'il partage avec un autre atome du fait d'une **liaison covalente** avec lui.

