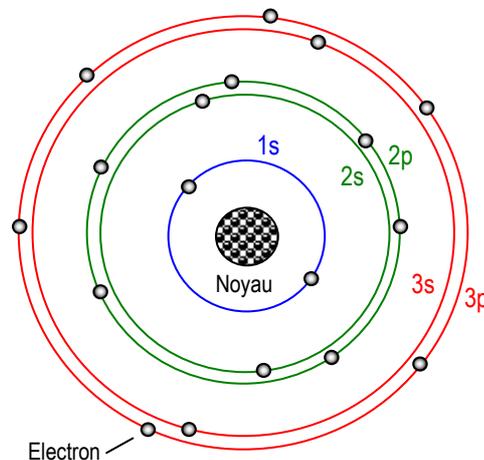


1. Modèle de Lewis

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																He
		1s ²															
Li	Be	couche 2										B	C	N	O	F	Ne
		2s ²												2p ⁶			
Na	Mg	couche 3										Al	Si	P	S	Cl	Ar
		3s ²												3p ⁶			
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 : 1s² 2s² 2p³ (2 + 2 + 3 = 7)
- La **couche de valence** de cet atome est la couche n = 2
- Cet atome possède 5 **électrons de valence** (2s² 2p³)

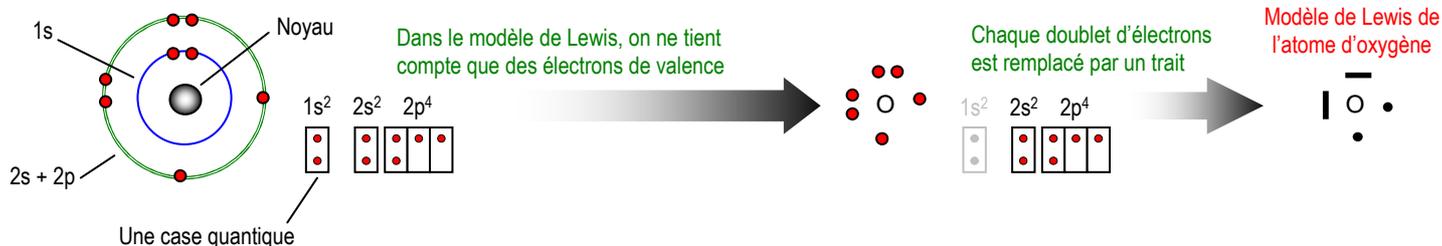
Exercice 1 :

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 1s² 2p² 2p⁶ 3s² 3p² ?
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** (2s² 2p⁴) :



Pour un ion :

Si l'on considère l'ion oxyde O²⁻ (Z = 8), on a donc pour cet ion 10 électrons au total dont 8 **électrons de valence** (2s² 2p⁶) :



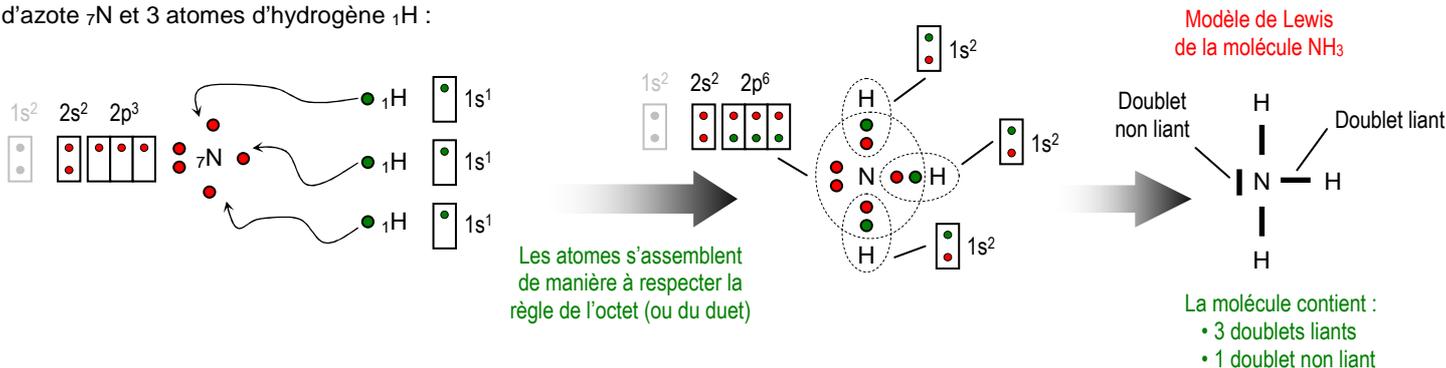
1.2. Modèle d'une molécule ou d'un ion polyatomique

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 :

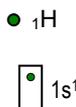
Etablir le modèle de Lewis des entités suivantes :

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

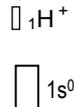
Pour un ion polyatomique :

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

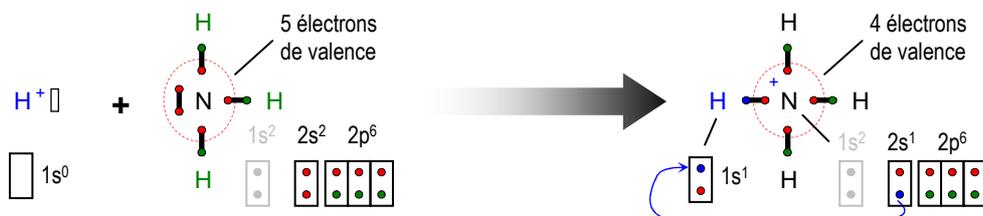


Lacune électronique

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 :

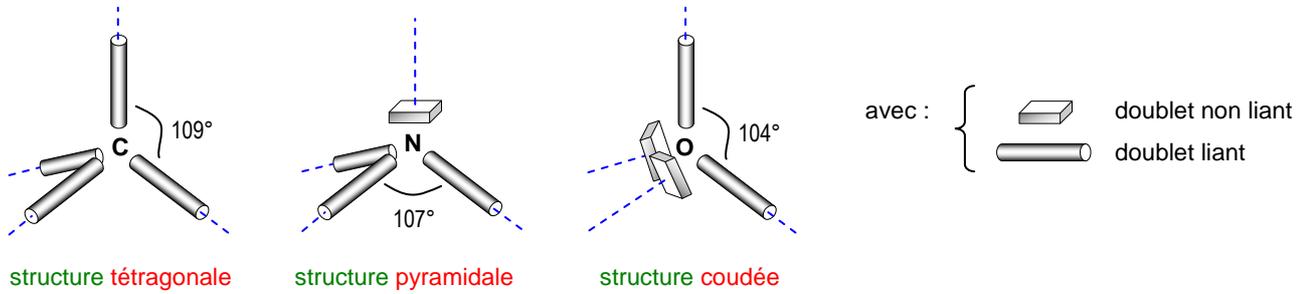
1. Sachant que l'ion oxonium H_3O^+ est obtenu par l'association d'une molécule d'eau avec un ion hydrogène, déterminer son modèle de Lewis.
2. Sachant que l'ion hydroxyde correspond à une molécule d'eau qui a perdu un ion hydrogène, déterminer son modèle de Lewis.

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.

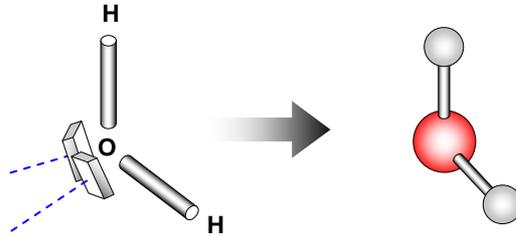
Les doublets électroniques, liants ou non, sont toujours composés de deux électrons. Or, comme des charges électriques de même signe se repoussent, **ces doublets partant d'un même atome s'orientent dans l'espace en s'éloignant le plus possible.**

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

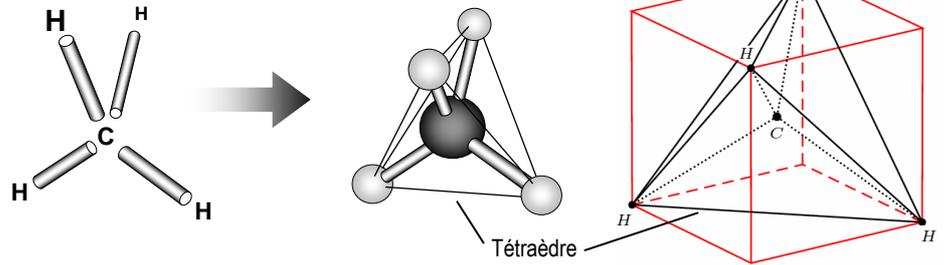


Exemples :

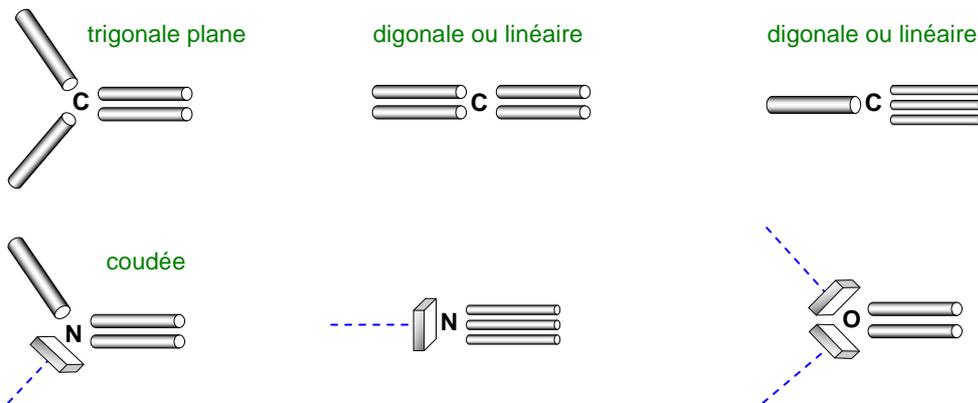
- La molécule d'eau est coudée :



- La molécule de méthane est tétragonale :



- 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 :

- méthanol CH_3OH
- gaz carbonique
- tétrachlorocarbone
- 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.

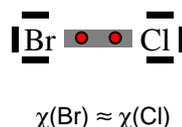
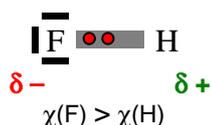
										Tableau de l'électronégativité χ des éléments chimiques (Echelle de Pauling)						
H 2,2											B 2,04	C 2,55	N 3,04	O 3,44	F 3,98	
Li 0,98	Be 1,57											Al 1,61	Si 1,9	P 2,19	S 2,58	Cl 3,16
Na 0,93	Mg 1,31											Ga 1,81	Ge 2,01	As 2,18	Se 2,55	Br 2,96
K 0,82	Ca 1	Sc 1,36	Ti 1,54	V 1,63	Cr 1,66	Mn 1,55	Fe 1,83	Co 1,88	Ni 1,91	Cu 1,9	Zn 1,65	In 1,78	Sn 1,96	Sb 2,05	Te 2,1	I 2,66
Rb 0,82	Sr 0,95	Y 1,22	Zr 1,33	Nb 1,6	Mo 2,16	Tc 2,1	Ru 2,2	Rh 2,28	Pd 2,2	Ag 1,93	Cd 1,69	Hg 1,9	Pb 1,8	Bi 1,9	Po 2	At 2,2
Cs 0,79	Ba 0,89	*	Hf 1,3	Ta 1,5	W 1,7	Re 1,9	Os 2,2	Ir 2,2	Pt 2,2	Au 2,4						

A noter :

- Les éléments de la famille des gaz rares (ou inertes) n'ont pas d'électronégativité.
- Plus la valeur dans l'échelle de Pauling est grande plus l'élément est électro-négatif.
- De manière générale, plus on monte dans le tableau et plus on va vers la droite, plus l'élément est électro-négatif.

Ainsi, au sein d'une liaison covalente, les deux électrons sont attirés vers l'atome le plus électro-négatif et ne sont donc pas à même distance des deux atomes. Si les deux atomes de la liaison ont une électro-négativité équivalente les électrons restent répartis équitablement.

Exemples :



Les 2 électrons de la liaison sont plus proches du fluor que de l'hydrogène. Il apparaît donc vers le fluor un excédent de charge négative appelée **charge partielle négative** et noté δ^- (et donc δ^+ pour l'hydrogène).

Les 2 électrons de la liaison restent bien partagés entre les deux atomes d'électro-négativité équivalente : pas de charges partielles (elles sont négligeables).

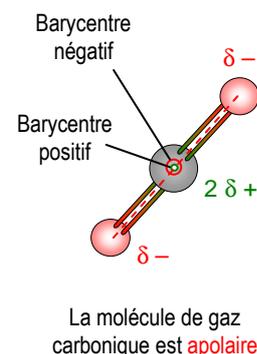
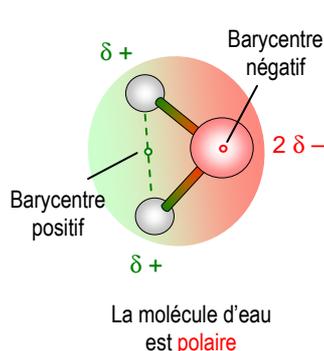
A retenir :

- Soient deux atomes A et B liés :
- Si $\chi(A) \approx \chi(B)$ \Rightarrow **liaison covalente non polarisée** (différence $< 0,5$)
 - Si $\chi(A) > \chi(B)$ \Rightarrow **liaison covalente polarisée** ($0,5 < \text{différence} < 1,7$)
 - Si $\chi(A) \gg \chi(B)$ \Rightarrow **liaison ionique : A et B sont alors deux ions qui s'attirent** (loi de Coulomb)

3.2. Molécules polaires et molécules apolaires

Du fait de l'existence des liaisons polarisées, il existe deux types de molécules :

- **Les molécules polaires** : molécules dont le barycentre des charges partielles positives n'est pas confondu avec le barycentre des charges partielles négatives.
- **Les molécules apolaires** : molécules dont le barycentre des charges partielles positives est confondu avec le barycentre des charges partielles négatives ou ne présentant pas de liaison polaire.



Exercice 5 :

Le dichlorométhane CH_2Cl_2 est un composé très volatil toujours encore utilisé comme gaz propulseur dans certains sprays vendus dans le commerce alors que sa contribution à la destruction de la couche d'ozone a aujourd'hui été clairement établie. Très toxique, il est pourtant utilisé comme pesticide gazeux pour traiter les fraises et les céréales.

1. Donner le modèle de Lewis de cette molécule.
2. Montrer à l'aide d'un schéma que cette molécule est polaire.
3. Justifier que les liaisons C - H présentes dans cette molécule ne sont pas polarisées.
4. Expliquer pourquoi et comment un filet d'eau peut être dévié par une paille en plastique préalablement électrisée (voir figure ci-contre).

