

## Chapitre 6 : De la structure à la polarité d'une molécule.

### I. Rappels

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

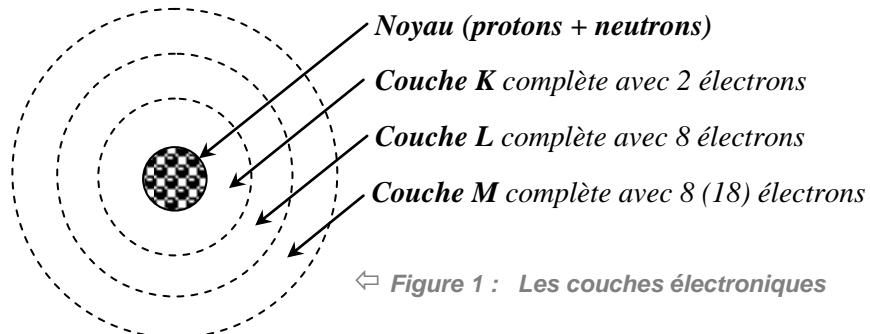
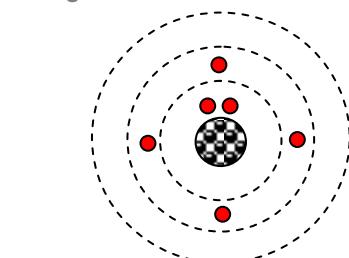


Figure 1 : Les couches électroniques

A noter :

Les électrons d'un atome ou d'un ion se rangent toujours au plus près du noyau, mais dans la limite des places disponibles.

Figure 2 : Structure du carbone



Exemple :

Un atome de carbone possède 6 protons dans son noyau, donc 6 électrons autour : 2 se rangent dans la couche K et les 4 restants dans la couche L (figure 2).

De manière à éviter d'avoir à faire un tel schéma, on écrira la **structure électronique** de cet atome de la manière suivante :  $(K)^2 (L)^4$

A retenir :

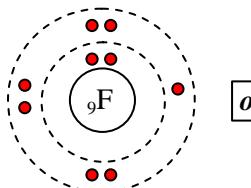
- La dernière couche électronique d'un atome (la plus éloignée du noyau) est appelée **couche de valence**.
- C'est les électrons de cette dernière couche qui sont partagés entre les atomes pour former des **liaisons covalentes**. Les électrons des couches inférieures peuvent être ignorés dans le mécanisme réactionnel.

La notion de configuration électronique dans le nouveau programme passe par la règle de Klechkowski :

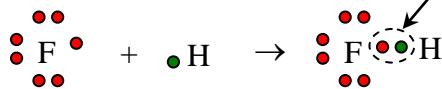
<table border="1" style="width: 100%; border-collapse: collapse;"> <thead> <tr> <th></th><th><math>\ell=0</math></th><th><math>\ell=1</math></th><th><math>\ell=2</math></th><th><math>\ell=3</math></th><th></th></tr> <tr> <th></th><th>2e<sup>-</sup></th><th>6e<sup>-</sup></th><th>10e<sup>-</sup></th><th>14e<sup>-</sup></th><th></th></tr> </thead> <tbody> <tr> <td>n=0</td><td>K</td><td>1s</td><td></td><td></td><td>[He] Z=2</td></tr> <tr> <td>n=1</td><td>L</td><td>2s</td><td>2p</td><td></td><td>[Ne] Z=10</td></tr> <tr> <td>n=2</td><td>M</td><td>3s</td><td>3p</td><td>3d</td><td>[Ar] Z=18</td></tr> <tr> <td>n=3</td><td>N</td><td>4s</td><td>4p</td><td>4d</td><td>[Kr] Z=36</td></tr> <tr> <td>n=4</td><td>O</td><td>5s</td><td>5p</td><td>5d</td><td>[Xe] Z=54</td></tr> <tr> <td>n=5</td><td>P</td><td>6s</td><td>6p</td><td>6d</td><td>[Rn] Z=86</td></tr> <tr> <td>n=6</td><td>Q</td><td>7s</td><td></td><td></td><td></td></tr> </tbody> </table>		$\ell=0$	$\ell=1$	$\ell=2$	$\ell=3$			2e <sup>-</sup>	6e <sup>-</sup>	10e <sup>-</sup>	14e <sup>-</sup>		n=0	K	1s			[He] Z=2	n=1	L	2s	2p		[Ne] Z=10	n=2	M	3s	3p	3d	[Ar] Z=18	n=3	N	4s	4p	4d	[Kr] Z=36	n=4	O	5s	5p	5d	[Xe] Z=54	n=5	P	6s	6p	6d	[Rn] Z=86	n=6	Q	7s				<p>Ecrire la configuration électronique de l'atome de carbone :</p> <p>.....</p> <p>Combien d'électrons se trouvent sur la couche de valence :</p> <p>.....</p> <p>Refaire la figure 2 en tenant compte de la nouvelle représentation :</p>
	$\ell=0$	$\ell=1$	$\ell=2$	$\ell=3$																																																			
	2e <sup>-</sup>	6e <sup>-</sup>	10e <sup>-</sup>	14e <sup>-</sup>																																																			
n=0	K	1s			[He] Z=2																																																		
n=1	L	2s	2p		[Ne] Z=10																																																		
n=2	M	3s	3p	3d	[Ar] Z=18																																																		
n=3	N	4s	4p	4d	[Kr] Z=36																																																		
n=4	O	5s	5p	5d	[Xe] Z=54																																																		
n=5	P	6s	6p	6d	[Rn] Z=86																																																		
n=6	Q	7s																																																					

Ainsi, de manière à respecter la **règle du duet et de l'octet**, les atomes cherchent à établir des liaisons covalentes avec d'autres atomes pour **avoir leur dernière couche électronique complète**.

*Exemple :*



*ou plus simplement*



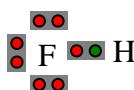
*Mise en commun des deux électrons*

⇨ *Figure 3*

**Doublet liant**

Chaque doublet d'électrons peut être remplacé par un bâtonnet, cela donne donc :

**Doublet liant = liaison covalente**



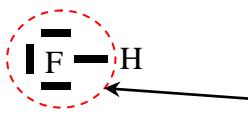
*ou plus simplement*



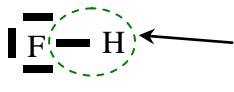
**Doublet non liant**

⇨ *Figure 4*

Ainsi la règle de l'octet est bien vérifiée pour l'atome de fluor :



**8 électrons sur la dernière couche**



**2 électrons sur la dernière couche**

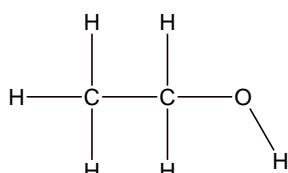
⇨ *Figure 5*

*A noter :*

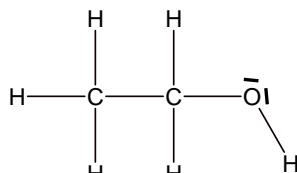
- La formule développée (ou éclatée) d'une molécule ne laisse voir que les doublets liants dans une molécule.
- Si l'on ajoute les doublets non liants à la formule développée on obtient la **structure de Lewis** de la molécule.

*Exemple :*

Formule développée de l'éthanol :



Structure de Lewis de l'éthanol :



*Questions :*

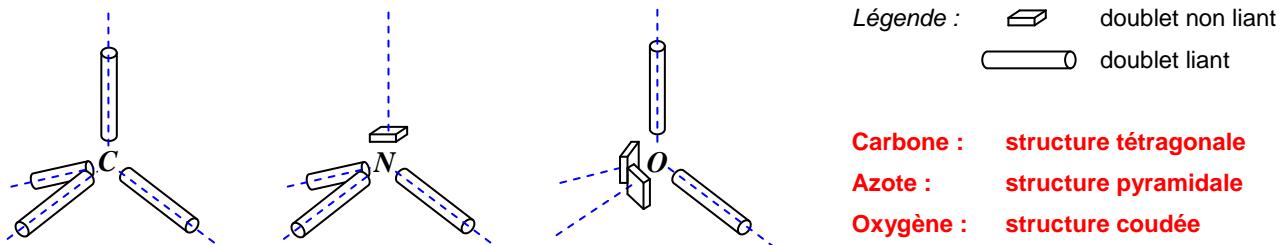
- Combien d'électrons de valence trouve-t-on dans l'atome de phosphore  $_{15}P$  ?
- A l'aide d'un tableau périodique, retrouver le numéro atomique des atomes de carbone, hydrogène, oxygène et azote.
- Déterminer pour chacun de ces éléments chimiques la structure de Lewis et en déduire leur valence respective.
- Rechercher alors la structure de Lewis de la molécule d'eau ainsi que sa formule développée.
- Déterminer la structure de Lewis du méthanal (ou formaldéhyde)  $CH_2O$ .
- Déterminer la valence de l'hélium, du néon et de l'argon. Que remarque-t-on ? Quelle conséquence cela a-t-il sur la réactivité de tels atomes ? Comment se nomme cette famille d'éléments chimiques ?

## II. La géométrie des molécules

### II.1 Orientation des liaisons covalentes

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.

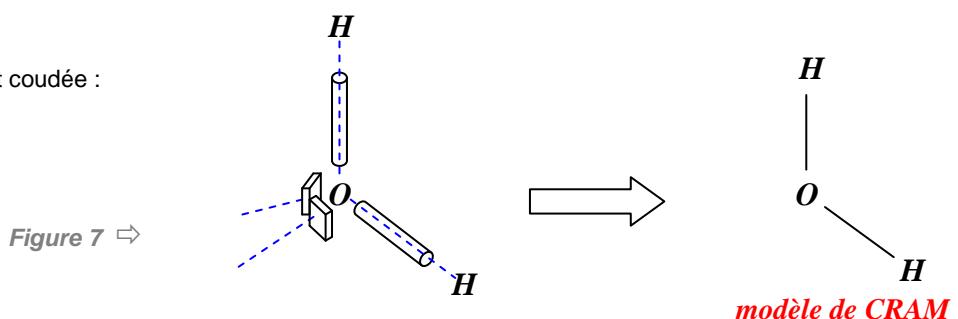
- Ainsi, pour des atomes ne possédant que des liaisons simples, on aura les structures suivantes :



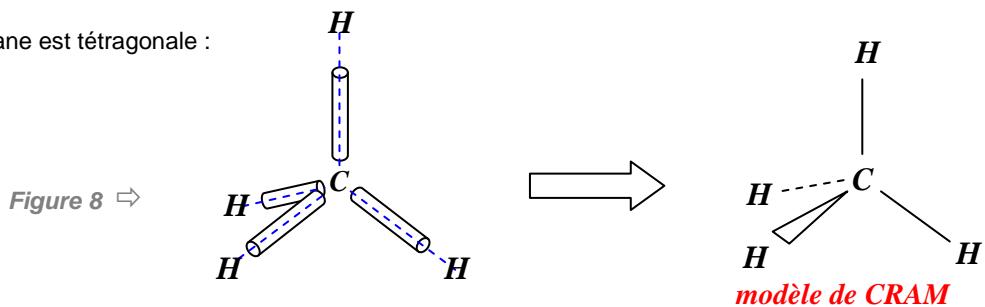
↑ Figure 6

Exemple :

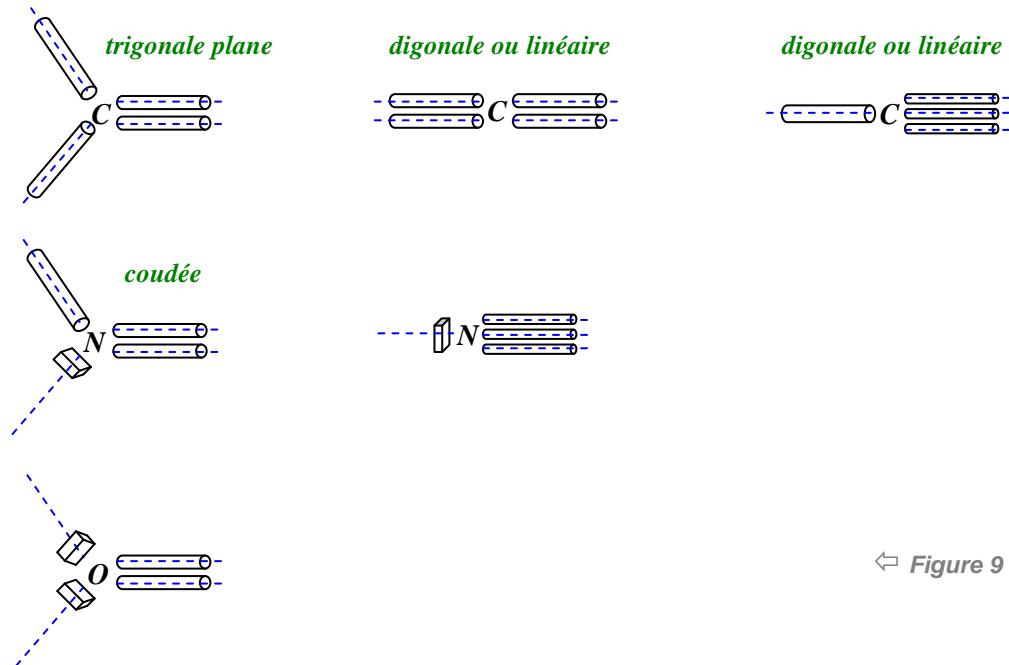
- La molécule d'eau est coudée :



- La molécule de méthane est tétragonale :



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



## II.2 Questions :

- Quelle est la particularité du modèle de CRAM ?
- Comment représente-t-on dans ce modèle une liaison qui vient en avant du plan de la feuille ? Même question pour une liaison dans le plan et une liaison partant en arrière.
- Représenter en utilisant ce modèle la molécule d'ammoniac  $NH_3$  et la molécule de méthanal. Définir pour chacune de ces molécules leur structure.
- Dans quel cas peut-on se passer du modèle de CRAM pour représenter la formule d'une molécule ?

## III. De l'atome aux édifices chimiques

### III.1 Réactivité d'un élément chimique

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 :

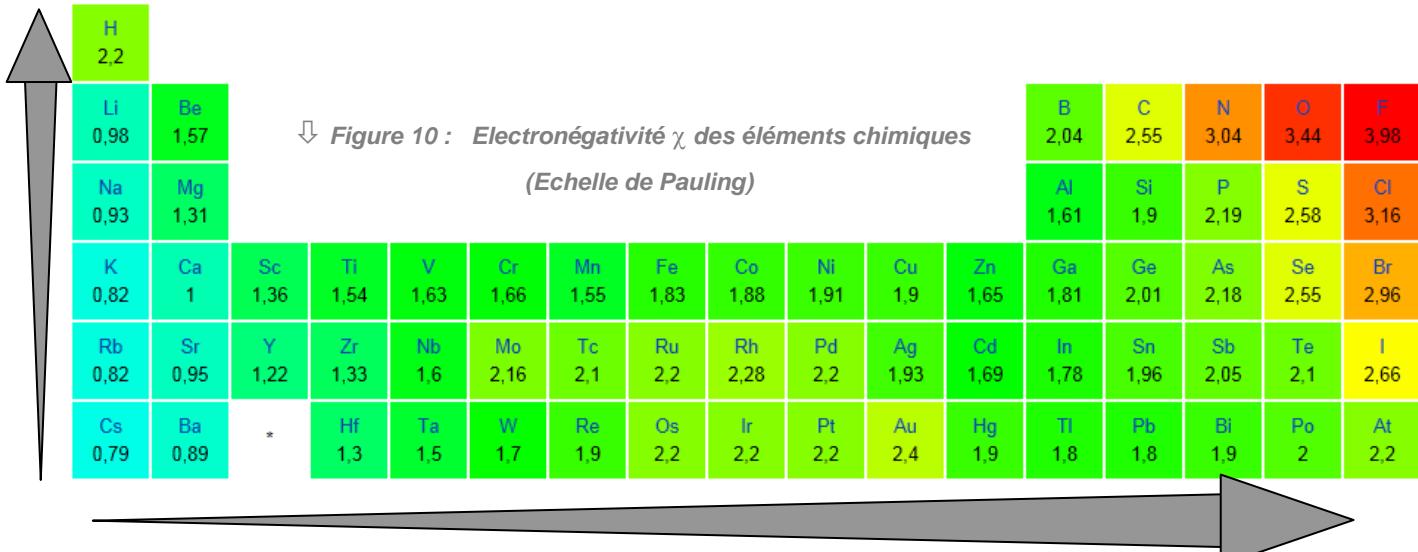
- Capturer un ou plusieurs électrons et devenir un **anion**.
- Céder un ou plusieurs électrons et devenir un **cation**.
- Partager un ou plusieurs électrons et former autant de **liaisons covalentes**.

Questions :

- Etablir la configuration électronique des atomes suivants :  $^{12}Mg$ ,  $^9F$ ,  $^3Li$ ,  $^{10}Ne$
- Déterminer pour chacun d'eux l'ion qu'ils peuvent donner lors d'une réaction chimique.
- Rappeler le nom de la famille d'éléments chimiques qui, pour respecter la règle du duet et de l'octet, doivent rester chimiquement inertes.

### III.2 L'électronégativité

L'électronégativité notée  $\chi$  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 (liaison covalente).

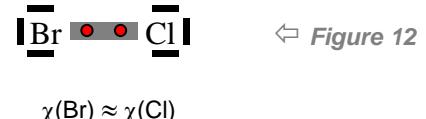
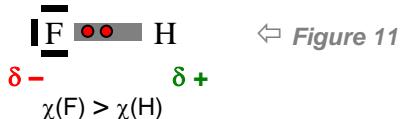


A noter :

- Plus la valeur dans l'échelle de Pauling est grande plus l'élément est électronégatif.
- Plus on monte dans le tableau et plus on va vers la droite, plus l'élément est électronégatif.

Ainsi, au sein d'une liaison covalente, les deux électrons sont attirés vers l'atome le plus électronégatif et ne sont donc pas à même distance des deux atomes. Si les deux atomes de la liaison ont une électronégativité 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'électronégativité équivalente : pas de charge partielle (elles sont négligeables).

Conclusion :

Soient deux atomes *A* et *B* liés :

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

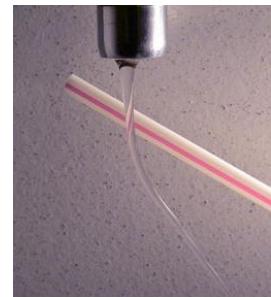
Questions :

- a) La liaison *C – O* est-elle polarisée ? Si oui, définir l'atome possédant la charge partielle négative.
- b) Même question pour la liaison *O – H*.
- c) On considère que la liaison *C – H* n'est pas polarisée. Justifier.

A retenir :

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

Figure 13



• **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 :

- a) Donner la formule développée des molécules suivantes : dihydrogène, méthane, eau, dioxyde de carbone.
- b) Déterminer si elles sont polaires ou apolaires et pourquoi.
- c) Expliquer alors pourquoi une paille électrisée peut dévier un filet d'eau (figure 13).