

PARTIE II : COMPRENDRE

- Déterminer la polarisation des liaisons en lien avec l'électronégativité (table fournie).
- Identifier un site donneur, un site accepteur de doublet d'électrons.
- Pour une ou plusieurs étapes d'un mécanisme réactionnel donné, relier par une flèche courbe les sites donneur et accepteur en vue d'expliquer la formation ou la rupture de liaisons.

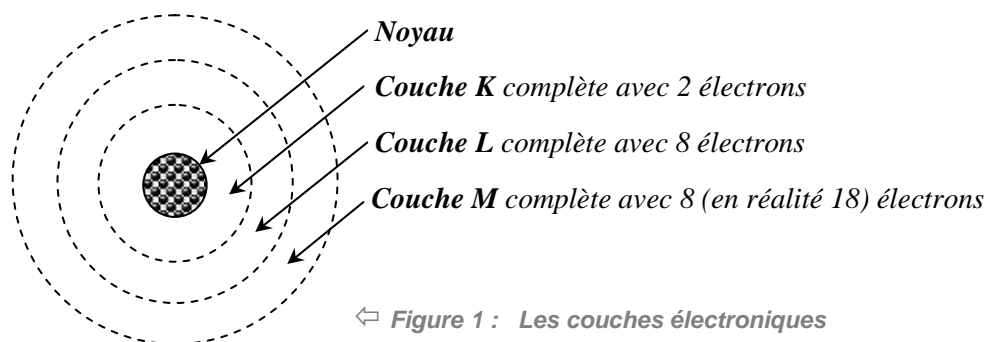
Chapitre 12

Chimie organique : aspect microscopique

Lors d'une transformation chimique, il y a des déplacements d'atomes et d'électrons provoquant la formation ou la rupture de liaisons. L'ensemble de ces étapes s'appelle le **mécanisme réactionnel**.

I. Rappels

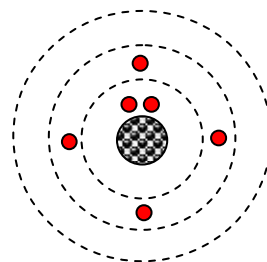
Les électrons présents autour des noyaux d'atomes se rangent par couches appelées **couches électroniques**.



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, donc 6 électrons. 2 se rangent dans la couche K et les 4 restants dans la couche L

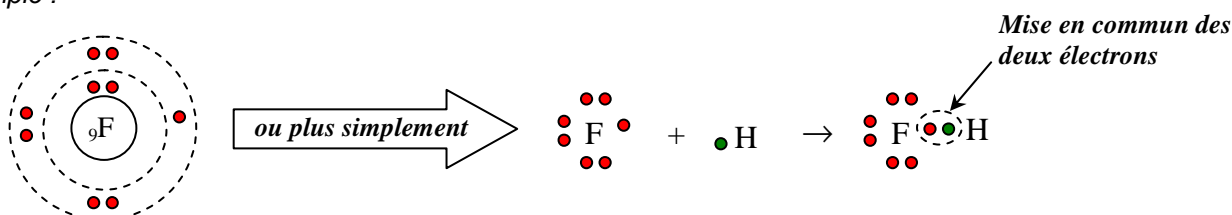
De manière à éviter d'avoir à faire un tel schéma, on écrira la structure électronique de cet atome de la manière suivante : $(K)^2 (L)^4$

La dernière couche électronique est appelée **couche de valence**.

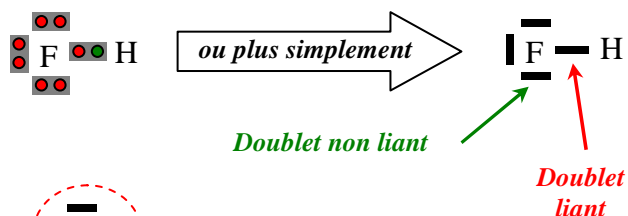
C'est les électrons de cette dernière couche qui sont partagés entre les atomes pour former des **liaisons covalentes**. Les électrons des couches inférieures peuvent être ignorés dans le mécanisme réactionnel.

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.

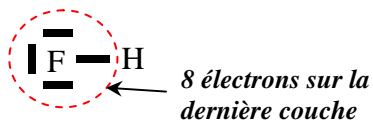
Exemple :



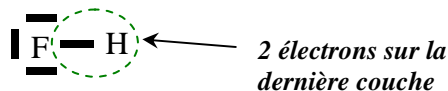
Chaque doublet d'électrons peut être remplacé par un bâtonnet, cela donne donc :



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



De même pour la règle du duet de l'atome d'hydrogène :

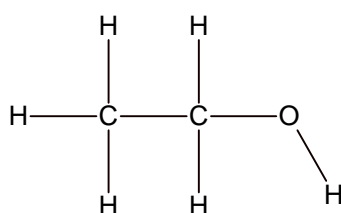


A noter :

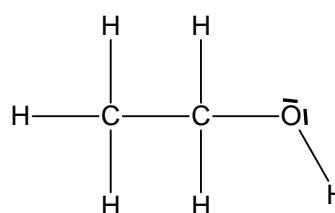
La formule développée d'une molécule faisant apparaître les doublets non liants est appelée **structure de Lewis**.

Exemple :

Formule développée de l'éthanol :



Structure de Lewis de l'éthanol :



Questions :

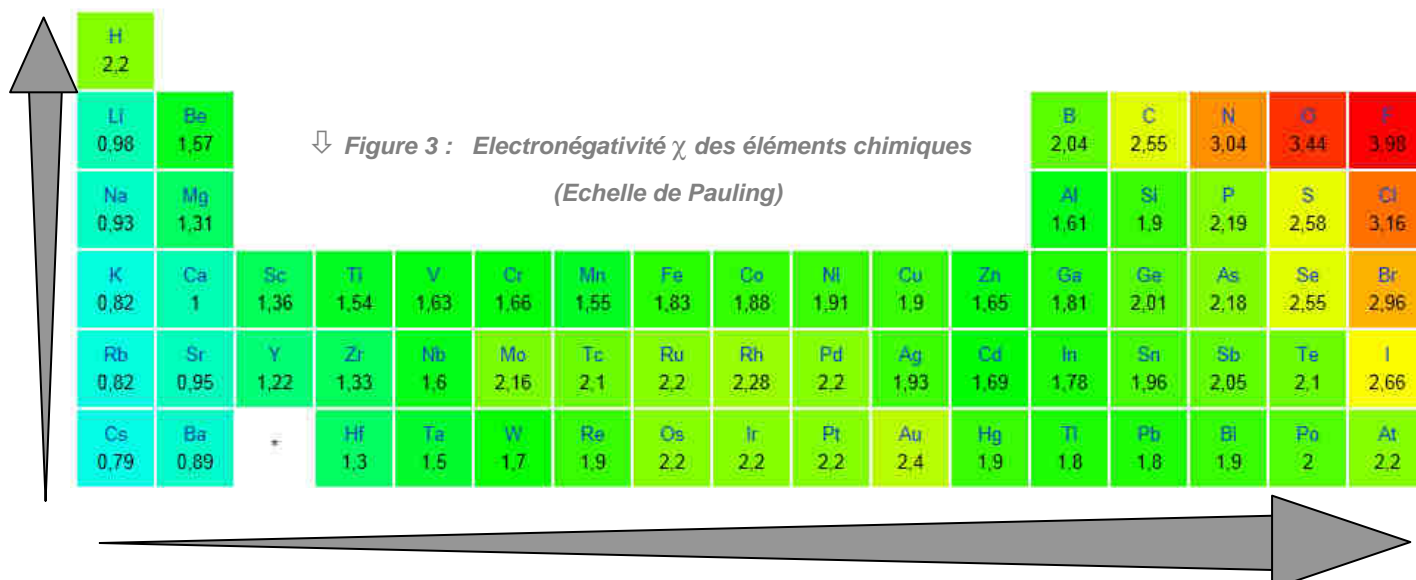
- Sachant que pour l'oxygène $Z = 8$, déterminer la structure de Lewis de cet atome.
- En déduire celle de la molécule d'eau.
- Montrer que pour satisfaire à la règle de l'octet le carbone se doit d'être tétravalent.
- Retrouver la valence de l'atome d'azote N.
- Donner la structure de Lewis du méthanal.

II. Polarisation des liaisons covalentes

Définition :

L'électronégativité est une grandeur relative (fig. 3) qui traduit l'aptitude d'un atome à attirer à lui le doublet d'électrons qu'il partage avec un autre atome (liaison covalente)

Figure 3 : Electronégativité χ des éléments chimiques
(Echelle de Pauling)



A noter :

- Plus la valeur dans l'échelle de Pauling est grande plus l'élément est électronégatif.
- On observe une tendance générale dans ce tableau qui veut que plus on monte ou plus on va vers la droite, plus les éléments sont électronégatifs.

Ainsi, au sein d'une liaison covalente, les deux électrons sont attirés vers l'atome le plus électronégatif et ne sont donc pas à équidistance des deux atomes liés sauf si ces derniers ont une électronégativité équivalente.

Exemples :



Le fluor ($\chi = 3,98$) étant plus électronégatif que l'hydrogène ($\chi = 2,2$), les électrons sont plus proches du fluor que de l'hydrogène.



Les deux atomes se partageant la liaison ont la même électronégativité : les deux électrons sont à équidistance des deux noyaux.

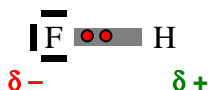
L'atome de fluor F, pour être neutre, doit avoir 9 électrons autour de lui de manière à compenser la charge des 9 protons de son noyau. Or, dans le cas de la molécule H – F, la présence d'un électron supplémentaire autour du fluor lui confère un excédent de charge négative appelé **charge partielle négative** et noté $\delta -$.

Un raisonnement identique impose une charge partielle positive notée $\delta +$ sur l'atome H de la molécule H – F.

A contrario, il n'y a pas de charge partielle, ni négative, ni positive, sur les atomes de fluor de la molécule F – F.

Conclusion :

Une **liaison** comme H – F est donc **polarisée** alors qu'une liaison comme F – F ne l'est pas.



Questions :

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

III. Sites donneurs et site accepteurs de doublet

Un **SITE ACCEPTEUR** de doublet d'électrons est un atome présentant un défaut d'électrons, c'est-à-dire possédant :

- soit une charge partielle positive $\delta +$
- soit une charge entière positive +

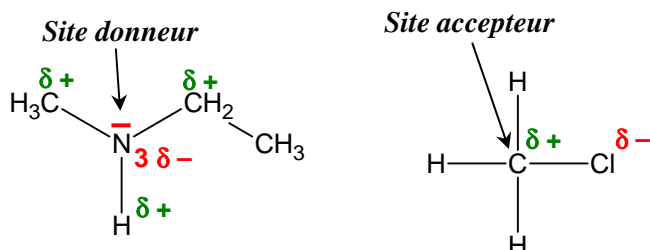
Un **SITE DONNEUR** de doublet d'électrons est, suivant les cas :

- un atome présentant un excès d'électrons, c'est-à-dire possédant :
 - soit une charge partielle négative $\delta -$
 - soit une charge entière négative –
- une liaison multiple
- un atome portant un doublet non liant

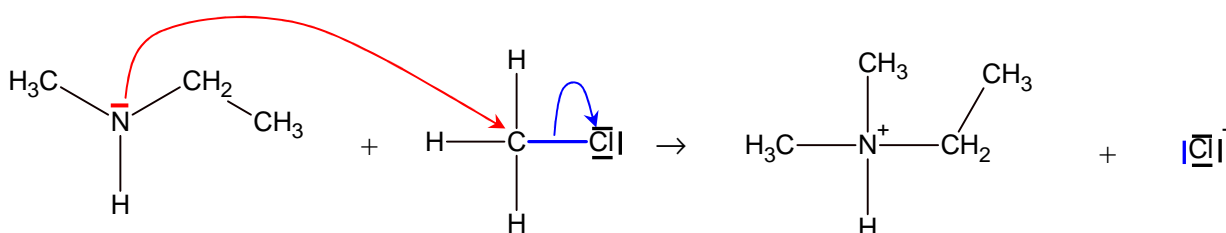
IV. Mécanisme du mouvement d'un doublet

Au cours d'une étape d'un mécanisme réactionnel, le mouvement d'un doublet d'électrons traduisant la formation ou la rupture d'une liaison chimique est représenté par une flèche courbe.

Lors de la formation d'une liaison covalente, les électrons d'un doublet vont du site donneur vers le site accepteur (cf. flèche rouge).



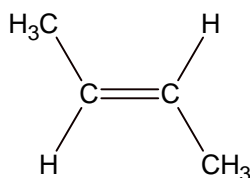
Ainsi, on observe la réaction suivante :



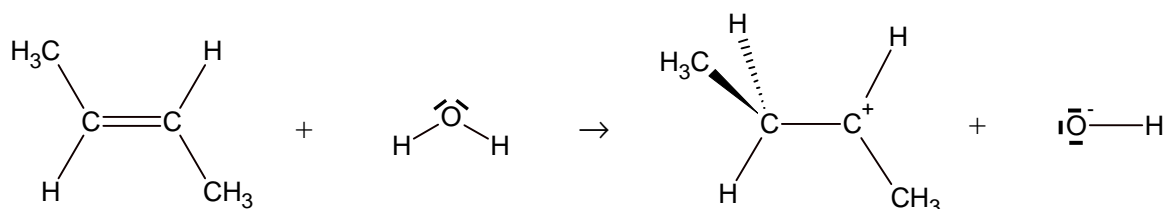
Lors d'une rupture de liaison covalente, les électrons de la liaison rompue vont vers l'atome le plus électronégatif (cf. flèche bleue).

Questions :

1. Identifier les sites donneurs et accepteurs dans la molécule d'eau à partir de sa formule de Lewis.
2. La molécule d'eau est placée en présence de la molécule suivante :



- a. Donner le nom complet de cette molécule ainsi que sa formule topologique.
- b. Compléter le schéma réactionnel ci-dessous entre l'eau et cette molécule en y matérialisant le déplacement des doublets d'électrons.



- c. Retrouver le schéma réactionnel final qui conduit à la formation d'une seule molécule à partir des deux produits de la réaction précédente.
- d. Nommer la molécule obtenue et déterminer sa classe.
- e. De quel type de réaction s'agit-il ?