

# La chimie organique : introduction

## I. Approche historique et définition.

Longtemps la chimie organique n'a consisté qu'à étudier la chimie des êtres vivants (végétaux ou animaux). Comme on l'a vu en classe de 2<sup>nde</sup>, on pensait qu'une « force vitale » permettait de synthétiser ces molécules vivantes.

Vers le début du XIX<sup>ème</sup> siècle, Friedrich Wöhler, réussit à synthétiser pour la 1<sup>ère</sup> fois en laboratoire une molécule issue des animaux : l'urée (*cf TPCoI*).

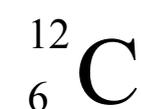
Désormais au côté de la chimie minérale qui fait intervenir des dizaines d'éléments (ceux du tableau périodique) apparaît la **chimie organique** qui fait intervenir principalement les éléments **Carbone, Hydrogène, Oxygène, Azote (C, H, O, N)** et plus rarement les éléments *chlore, brome, iode, phosphore, soufre, sodium ...*

Aujourd'hui et nous l'avons pu le vérifier en classe de 2<sup>nde</sup> à travers la chimie de synthèse, la chimie organique est omniprésente dans notre vie quotidienne.

## II. Les liaisons covalentes des principaux atomes de la chimie organique

En classe de 2<sup>nde</sup>, on a vu la constitution de l'atome et son arrangement électronique par couche.

Pour obéir « à la règle du duet ou de l'octet », les atomes se lient à d'autres atomes pour former des molécules: 2 électrons périphériques de 2 atomes distincts se lient entre eux pour former une liaison covalente.



6 électrons  
(K)<sup>2</sup>(L)<sup>4</sup>  
4 e<sup>-</sup> périphériques  
règle de l'octet →  
4 liaisons covalentes



1 électron  
(K)<sup>1</sup>  
1 e<sup>-</sup> périphérique  
règle du duet →  
1 liaison covalente



8 électrons  
(K)<sup>2</sup>(L)<sup>6</sup>  
6 e<sup>-</sup> périphériques  
règle de l'octet →  
2 liaisons covalentes



7 électrons  
(K)<sup>2</sup>(L)<sup>5</sup>  
5 e<sup>-</sup> périphériques  
règle de l'octet →  
3 liaisons covalentes

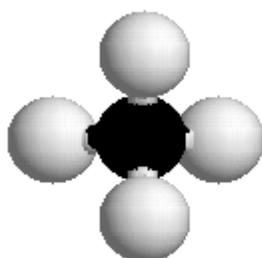
D'après ces rappels on en déduit que :

- Le carbone est tétra-valent
- l'hydrogène est mono-valent
- l'oxygène est bi-valent
- l'azote est tri-valent.

Quelques exemples liés au carbone :

- Le méthane CH<sub>4</sub> :

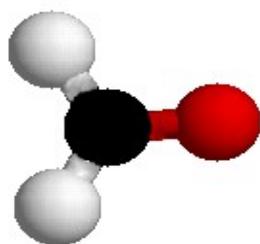
L'atome de carbone tétravalent est tétraédral (quatre cotés) s'il est lié à quatre atomes voisins.



Modèle de Lewis	Modèle de Cram
$\begin{array}{c} \text{H} \\   \\ \text{H} - \text{C} - \text{H} \\   \\ \text{H} \end{array}$	<p>Structure <b>tétraédrique</b> Carbone <b>tétravalent</b> Carbone <b>tétraédral</b> Angles de 109°</p>

Le méthanal CH<sub>2</sub>O :

L'atome de carbone tétravalent est trigonal (trois cotés) s'il est lié à trois atomes voisins.



Modèle de Lewis	Modèle de Cram
$\begin{array}{c} \text{H} \\   \\ \text{C} = \text{O} \\   \\ \text{H} \end{array}$	<p>Structure <b>plane</b> Carbone <b>tétravalent</b> Carbone <b>trigonal</b> Angles de 120°</p>

– L'ethine (ou acétylène) C<sub>2</sub>H<sub>2</sub> :

L'atome de carbone tétravalent est digonal (deux cotés) s'il est lié à deux atomes voisins.



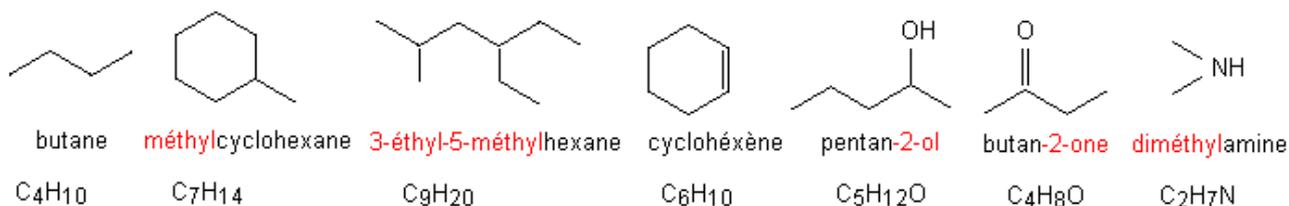
Modèle de Lewis	Modèle de Cram
$\text{H}-\text{C}\equiv\text{C}-\text{H}$	<p>Structure <b>linéaire</b> Carbone <b>tétravalent</b> Carbone <b>digonal</b> Angles de 180°</p>

Remarque :

Il est nécessaire de savoir distinguer les différentes formes ou représentations des molécules : formule brute, semi-développée, développée, Lewis, Cram ou topologique.

Quelques rappels :

- La formule brute est une représentation concise qui renseigne sur la nature et le nombre des atomes qui composent une molécule. Elle n'informe pas sur la disposition des atomes qui la constituent.
- La formule développée plane est une formule qui renseigne sur l'agencement des atomes qui composent une molécule. Toutes les liaisons covalentes liant les atomes sont représentées.
- La formule semi-développée est une simplification de la formule développée plane, dans laquelle on ne représente pas les liaisons covalentes carbone-hydrogène.
- La formule de Lewis, basée sur la représentation développée d'une molécule, fait apparaître en plus pour chacun des atomes de la molécule les éventuels doublets électroniques non liants.
- La représentation de Cram permet sa représentation dans l'espace : elle fait apparaître les liaisons en perspective.
- La formule topologique (ou structurale) : un trait représente une liaison entre deux atomes qui, sauf indication contraire, sont des atomes de carbone. Les atomes d'hydrogène ainsi que leurs liaisons avec les atomes de carbone ne sont pas représentés. Les atomes d'hydrogène sont représentés, au contraire, lorsqu'ils sont liés à un atome autre que le carbone. Ils sont évidemment présents dans la molécule en nombre suffisant pour que la tétravalence du carbone, ou la valence classique des autres atomes, soit satisfaite.



Les doublets non liants des atomes O et N ne sont pas représentés.

L'atome d'oxygène en porte deux, l'atome d'azote en porte un (règle de l'octet).