

## CH VIII La chimie organique.

Bien souvent on distingue en chimie la chimie minérale et la chimie organique. Jusqu'au début du XIX<sup>e</sup> siècle, la chimie organique étudiait les substances élaborées par les êtres vivants (animaux et végétaux), ainsi que les corps résultant de leur transformation, par exemple la putréfaction ou la fermentation. C'est à partir donc du milieu de ce siècle que l'on commença à synthétiser de nombreux composés organiques et que cette chimie prit de plus en plus d'importance. La première molécule synthétisée fut l'urée par le chimiste Wöhler en 1828.



La chimie organique est la chimie des composés du carbone. Les composés organiques étant en général des molécules, on leur donne également le nom de composés covalents.

### I) Les hydrocarbures :

Les hydrocarbures sont des composés organiques ne contenant que les éléments hydrogène et carbone.

Rappels : Le carbone est tétravalent et l'hydrogène monovalent.



#### 1) Les alcanes :

Les alcanes ne comportent que des liaisons covalentes simples. La formule brute générale

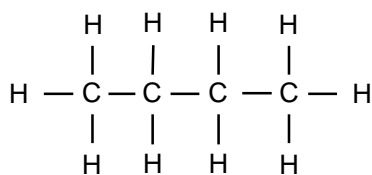
des alcanes est :  $\text{C}_n\text{H}_{2n+2}$

La terminaison de leur nom est toujours « ane » précédé d'un préfixe

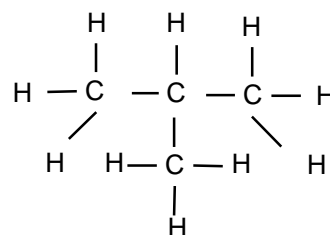
Nombre de carbones	Préfixe	Nom	Formule brute	Formule Semi-développée
1	méth	méthane	$\text{CH}_4$	$\text{CH}_4$
2	éth	Éthane	$\text{C}_2\text{H}_6$	$\text{CH}_3-\text{CH}_3$
3	prop	propane	$\text{C}_3\text{H}_8$	$\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{CH}_3$
4	but	butane	$\text{C}_4\text{H}_{10}$	$\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_3$

Nombre de carbones	Préfixe	Nom	Formule brute	Formule Semi-développée
5	pent	pentane	C <sub>5</sub> H <sub>12</sub>	$\begin{array}{ccccccc} \text{CH}_3 & - & \text{CH}_2 & - & \text{CH}_2 & - & \text{CH}_2 \\ & & & & & &   \\ & & & & & & \text{CH}_3 \end{array}$
6	hex	hexane	C <sub>6</sub> H <sub>14</sub>	$\begin{array}{ccccccc} \text{CH}_3 & - & \text{CH}_2 & - & \text{CH}_2 & - & \text{CH}_2 \\ & & & & & &   \\ & & & & & & \text{CH}_3 - \text{CH}_2 \end{array}$
7	hept	heptane	C <sub>7</sub> H <sub>16</sub>	$\begin{array}{ccccccc} \text{CH}_3 & - & \text{CH}_2 & - & \text{CH}_2 & - & \text{CH}_2 \\ & & & & & &   \\ & & & & & & \text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 \end{array}$
8	oct	octane	C <sub>8</sub> H <sub>18</sub>	$\begin{array}{ccccccc} \text{CH}_3 & - & \text{CH}_2 & - & \text{CH}_2 & - & \text{CH}_2 \\ & & & & & &   \\ & & & & & & \text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 \end{array}$
9	non	nonane	C <sub>9</sub> H <sub>20</sub>	$\begin{array}{ccccccc} \text{CH}_3 & - & \text{CH}_2 & - & \text{CH}_2 & - & \text{CH}_2 - \text{CH}_2 \\ & & & & & &   \\ & & & & & & \text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 \end{array}$
10	déc	décane	C <sub>10</sub> H <sub>22</sub>	$\begin{array}{ccccccc} \text{CH}_3 & - & \text{CH}_2 & - & \text{CH}_2 & - & \text{CH}_2 - \text{CH}_2 \\ & & & & & &   \\ & & & & & & \text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 \end{array}$
20	éicos	éicosane	C <sub>20</sub> H <sub>42</sub>	$\begin{array}{ccccccc} \text{CH}_3 & - & \text{CH}_2 & - & \text{CH}_2 & - & \text{CH}_2 - \text{CH}_2 \\ & & & & & &   \\ & & & & & & \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 \\ & & & & & &   \\ & & & & & & \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 \\ & & & & & &   \\ & & & & & & \text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 \end{array}$

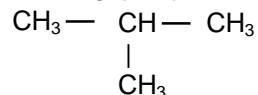
La chaîne carbonée des alcanes n'est pas toujours linéaire. En effet à partir du butane, la chaîne peut se ramifier. Dans ce cas la formule brute est toujours la même, seule la structure diffère.



butane



méthylpropane

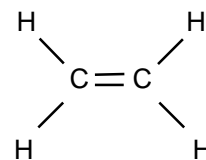


Le butane et le méthylpropane sont des isomères.

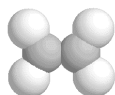
## 2) Les alcènes :

Les molécules des alcènes comportent au moins deux atomes de carbone reliés par une double liaison covalente  $\text{C} = \text{C}$ .

La formule brute des alcènes est  $C_nH_{2n}$ . La terminaison de leur nom est « ène ». Ces deux liaisons n'ont pas les mêmes propriétés, l'une est très solide, par contre l'autre est très "fragile" donc très réactive. La libre rotation est impossible autour d'une double liaison.



Exemple : l'éthène ( que l'on appelle plus facilement l'éthylène).



### 3) les alcynes :

Les molécules des alcynes comportent au moins deux atomes de carbone reliés par une triple liaison covalente  $C \equiv C$ .

La formule brute des alcynes est  $C_nH_{2n-2}$ . La terminaison de leur nom est « yne ». Comme pour les alcènes, l'une des trois liaisons est très solide, les deux autres plus fragiles donc très réactives.

Exemple : l'éthyne (ou acétylène)  $H-C \equiv C-H$

## II) Nomenclature :

La nomenclature permet de nommer un corps de formule connue ou d'écrire sa formule lorsque l'on connaît son nom.

### 1) Les alcanes :

Lorsque les alcanes sont ramifiés, les ramifications sont :

- des groupes alkyles : ils reprennent le même préfixe qui donne le nombre de carbone suivi de « yl ».

exemple :  $CH_3-$  méthyl       $CH_3-CH_2-$  éthyl       $CH_3-CH_2-CH_2-$  propyl

- d'autres groupes : formés d'atomes .       $-Cl$  chloro

Application : Observons les différentes étapes de la nomenclature des alcanes à partir de la molécule suivante.

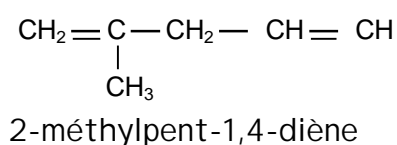


2) Les alcènes et les alcynes :

La nomenclature des alcènes et des alcynes est comparable à la nomenclature des alcanes. La chaîne principale est la chaîne carbonée la plus longue contenant la ou les double(s) ou la ou les triple(s) liaison(s) entre deux carbones.

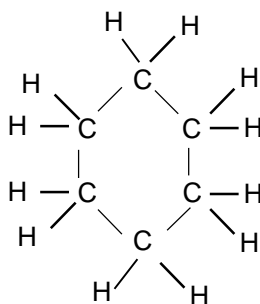
Leur présence est indiquée par la terminaison -ène ou -yne précédé par son indice de position le plus petit possible.

Exemple :

3) les molécules cycliques :

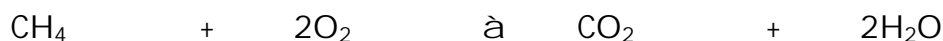
D'autres hydrocarbures ont pour formule générale  $\text{C}_n\text{H}_{2n}$ , il s'agit des cyclanes. Ils n'ont que de simples liaisons entre les carbones, mais comporte au moins 1 cycle.

Exemple : le cyclohexane

III) Les réactions chimiques des hydrocarbures :1) Combustion :

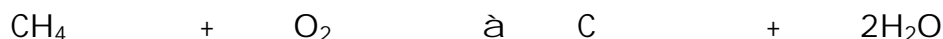
Tous les hydrocarbures brûlent dans l'air avec un dégagement de chaleur. Observons la combustion du méthane.

a) Dans un excès de dioxygène :

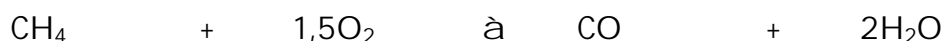


La combustion du méthane est complète.

b) Lorsque le dioxygène fait défaut :



Il se forme sur les récipients des résidus noirs de carbone.

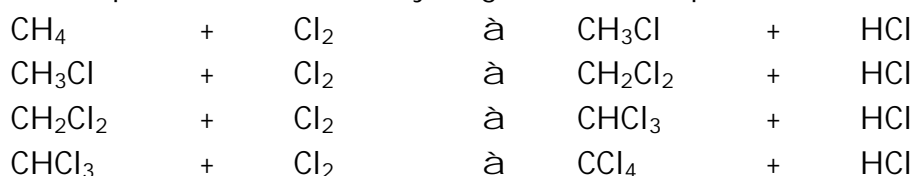


Il se forme du monoxyde de carbone qui est un gaz incolore et inodore extrêmement toxique car il se combine avec le fer de l'hémoglobine du sang de manière irréversible.

Le méthane étant lui-même un gaz incolore et inodore, les producteurs de gaz lui ont ajouté un gaz odorant afin de détecter les éventuelles fuites. Dans les mines, les « coups de grisou » étaient difficile à prévenir, le grisou n'étant en fait que du méthane.

## 2) Réaction de substitution des alcanes :

Les alcanes sont des hydrocarbures saturés, ils ne permettent que des réactions de substitution. Un ou plusieurs atomes d'hydrogène sont remplacés.



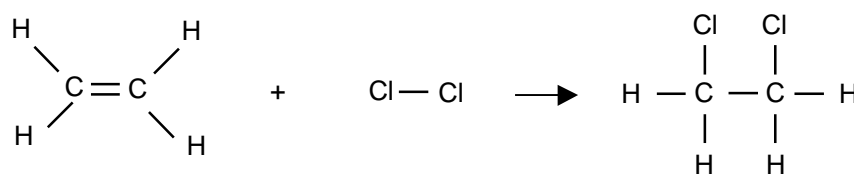
On obtient de ce fait des dérivés halogénés tels que :

- Le trichlorométhane ( Chloroforme)  $\text{CHCl}_3$

- Les chlorofluorocarbones (CFC)  $\text{CFCl}_3$ . On les retrouve dans les liquides frigorigènes ou les bombes aérosols.

## 3) Réactions d'addition sur les alcènes et les alcynes :

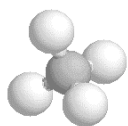
Lorsqu'il y a une double ou une triple liaison entre 2 carbones, l'une de ces liaisons est très forte, les autres beaucoup plus faibles. Des atomes pourront venir se fixer sur les carbones en ouvrant ces double ou triple liaison. On dit que ces hydrocarbures sont insaturés.



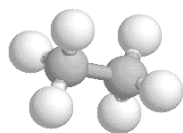
Un exemple de réaction d'addition : On obtient du trichloroéthylène, un détachant, en additionnant du chlore sur l'acétylène.

## Annexes :

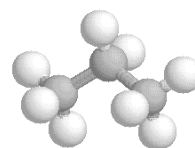
### 1) Quels molécules :



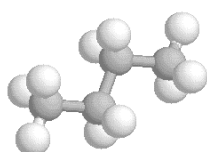
Le méthane



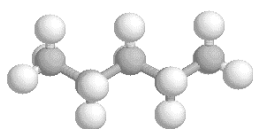
L'éthane



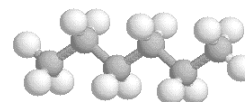
Le propane



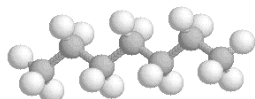
Le butane



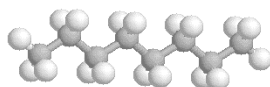
Le pentane



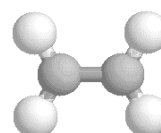
L'hexane



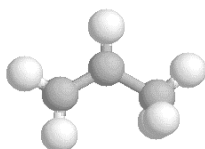
L'heptane



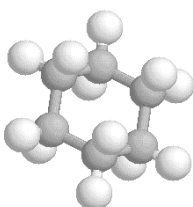
L'octane



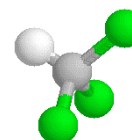
L'éthylène (éthène)



Le prop-1-ène



Le cyclohexane



Le chloroforme

2) Les noms au delà de 10 carbones:

Formule moléculaire	n	Formule semi-développée	Nom
$C_{11}H_{24}$	11	$CH_3-(CH_2)_9-CH_3$	Undécane
$C_{12}H_{26}$	12	$CH_3-(CH_2)_{10}-CH_3$	Dodécane
$C_{13}H_{28}$	13	$CH_3-(CH_2)_{11}-CH_3$	Tridécane
$C_{14}H_{30}$	14	$CH_3-(CH_2)_{12}-CH_3$	Tétradécane
$C_{15}H_{32}$	15	$CH_3-(CH_2)_{13}-CH_3$	Pentadécane
$C_{16}H_{34}$	16	$CH_3-(CH_2)_{14}-CH_3$	Hexadécane
$C_{17}H_{36}$	17	$CH_3-(CH_2)_{15}-CH_3$	Heptadécane
$C_{18}H_{38}$	18	$CH_3-(CH_2)_{16}-CH_3$	Octodécane
$C_{19}H_{40}$	19	$CH_3-(CH_2)_{17}-CH_3$	Nonadécane
$C_{20}H_{42}$	20	$CH_3-(CH_2)_{18}-CH_3$	Eicosane
$C_{21}H_{44}$	21	$CH_3-(CH_2)_{19}-CH_3$	Heneicosane
$C_{22}H_{46}$	22	$CH_3-(CH_2)_{20}-CH_3$	Docosane
$C_{23}H_{48}$	23	$CH_3-(CH_2)_{21}-CH_3$	Tricosane
$C_{24}H_{50}$	24	$CH_3-(CH_2)_{22}-CH_3$	Tétracosane
$C_{25}H_{52}$	25	$CH_3-(CH_2)_{23}-CH_3$	Pentacosane
$C_{26}H_{54}$	26	$CH_3-(CH_2)_{24}-CH_3$	Hexacosane
$C_{27}H_{56}$	27	$CH_3-(CH_2)_{25}-CH_3$	Heptacosane
$C_{28}H_{58}$	28	$CH_3-(CH_2)_{26}-CH_3$	Octocosane
$C_{29}H_{60}$	29	$CH_3-(CH_2)_{27}-CH_3$	Nonacosane
$C_{30}H_{62}$	30	$CH_3-(CH_2)_{28}-CH_3$	triacontane
$C_{31}H_{64}$	31	$CH_3-(CH_2)_{29}-CH_3$	hentriacontane
$C_{32}H_{66}$	32	$CH_3-(CH_2)_{30}-CH_3$	dotriacontane
$C_{33}H_{68}$	33	$CH_3-(CH_2)_{31}-CH_3$	tritriacontane
...	...	...	...
$C_{40}H_{88}$	40	$CH_3-(CH_2)_{38}-CH_3$	Tétracontane
$C_{50}H_{110}$	50	$CH_3-(CH_2)_{48}-CH_3$	Pentacontane
...	..	.....	.....
$C_{100}H_{202}$	100	$CH_3-(CH_2)_{98}-CH_3$	Hectane
$C_{132}H_{266}$	132	$CH_3-(CH_2)_{130}-CH_3$	Dotriacontahectane