

Chapitre 6

Structure des composés organiques

6.1 Familles organiques	44
6.1.1 Représentations des molécules organiques	44
6.1.2 Alcanes	45
6.1.3 Alcools	45
6.1.4 Cétones et aldéhydes	46
6.1.5 Acides carboxyliques	46
6.2 Spectroscopie infrarouge	47
6.2.1 Principe de fonctionnement	47
6.2.2 Exploitation d'un spectre infrarouge	47
6.3 Résumé	48

DANS la continuité des deux chapitres précédents, on s'intéresse ici à la structure de la matière, et plus précisément celle des composés dits organiques. Il s'agit de toutes les molécules qui sont constituées essentiellement de chaînes carbonées avec des hydrogène, mais aussi parfois d'autres éléments et groupes chimiques. Ces molécules organiques sont par exemple celles qui constituent l'immense majorité des structures biologiques, donc le monde du vivant. Les molécules organiques peuvent être naturelles ou bien synthétisées en laboratoire.

Ce chapitre introduit dans un premier temps les définitions des principales structures organiques rencontrées, puis s'attache dans un deuxième temps au fonctionnement de la spectroscopie infrarouge, technique qui permet de caractériser en partie les molécules organiques.

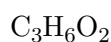
6.1 Familles organiques

6.1.1 Représentations des molécules organiques

Formule brute

La formule brute d'une molécule organique s'écrit en indiquant simplement la nature et le nombre d'éléments chimiques qui constituent la molécule.

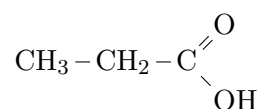
Exemple :



Formule semi-développée

La formule semi-développée d'une molécule s'écrit en représentant toutes les liaisons inter-atomes **sauf les liaisons des atomes d'hydrogène**.

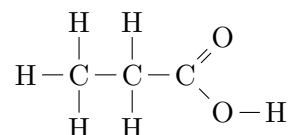
Exemple :



Formule développée

La formule développée d'une molécule fait apparaître toutes les liaisons inter-atomes.

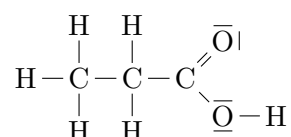
Exemple :



Formule de Lewis

La formule de Lewis fait apparaître toutes les liaisons, ainsi que les éventuels doublets non-liants.

Exemple :

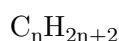


Remarque : Dans la pratique, on fait souvent apparaître les doublets non liants également sur la forme semi-développée.

6.1.2 Alcanes

Un **alcane** est une molécule constituée uniquement d'atomes de carbone et d'hydrogène reliés par des liaisons simples.

En tenant compte du fait qu'un atome de carbone doit être entouré de 4 liaisons (4 simples ; ou 1 double et 2 simples ; ou 2 doubles ; ou 1 triple et 1 simple) et l'hydrogène 1 liaison simple, la formule brute généralisée pour un alcane est la suivante :



On appelle **alcane linéaire** une molécule présentant une seule chaîne linéaire de carbones. C'est-à-dire que tous les atomes de carbones d'une telle molécule sont liés à un ou deux autre carbones maximum. A l'inverse, un **alcane ramifié** présente une chaîne carbonée principale, avec des chaînes secondaires ramifiées.

La nomenclature qui permet de nommer un alcane linéaire est la suivante :

- Un préfixe qui désigne le nombre n d'atomes de carbone
- Un suffixe **-ane**

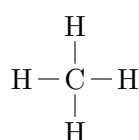
Si l'alcane est ramifié, on procède comme suit :

- On nomme la chaîne la plus longue selon la nomenclature d'un alcane, et on numérote les carbones de cette chaîne dans le sens qui minimise les numéros des carbones porteurs d'autres ramifications.
- On nomme les ramifications par la notation **alkyle**
- On place les alkyles en préfixe en indiquant le numéro du carbone de la chaîne la plus longue qui porte l'alkyle

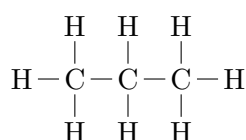
Suivant le nombre de carbone qui compose une chaîne, les préfixes à employer sont les suivants :

n	1	2	3	4	5	6	7	8
Préfixe	méth-	éth-	prop-	but-	pent-	hex-	hept-	oct-

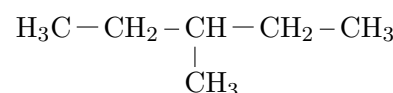
Exemples :



méthane



propane

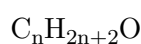


3-méthylpentane

6.1.3 Alcools

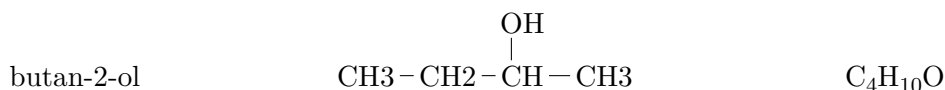
Un **alcool** est une molécule organique présentant un groupement **hydroxyle** $-OH$ à la place d'un hydrogène.

La formule brute d'un alcool est la suivante :



La nomenclature qui permet de nommer un alcool est la suivante :

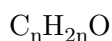
alcane - numéro - ol

Exemple :**6.1.4 Cétones et aldéhydes**

Les **cétones** et les **aldéhydes** sont deux familles de molécules faisant intervenir un groupement carbonyle $\text{C}=\text{O}$.

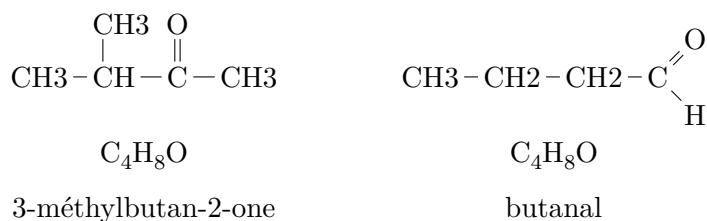
Lorsque cette double liaison carbone oxygène est située au milieu d'une chaîne carbonée, il s'agit d'une **cétone**, et si elle est située en bout de chaîne, alors il s'agit d'un **aldéhyde**.

La formule brute des cétones et des aldéhydes est la suivante :



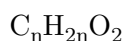
La nomenclature est la suivante :

- **alcan - numéro - one** pour les cétones
- **alcan - al** pour les aldéhydes

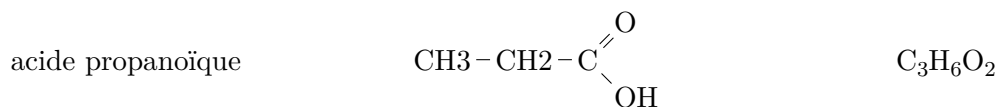
Exemple :**6.1.5 Acides carboxyliques**

Les **acides carboxyliques** forment une famille de molécules faisant intervenir un groupement $\text{—C} \begin{array}{l} \text{O} \\ // \\ \text{OH} \end{array}$ en bout de chaîne.

La formule brute des acides carboxyliques est la suivante :



La nomenclature pour les acides carboxyliques est la suivante : **acide alcan - oïque**



6.2 Spectroscopie infrarouge

6.2.1 Principe de fonctionnement

La **spectroscopie infrarouge** (IR) repose sur l'interaction entre une onde électromagnétique située dans le domaine des infrarouges ([800 – 25000] nm), et la matière qu'elle rencontre. L'énergie portée par la lumière infrarouge est caractéristique des énergies de vibration et de rotation des liaisons chimiques. Ainsi, si une molécule reçoit un rayonnement IR dont l'énergie correspond exactement à l'énergie de vibration d'une liaison chimique, ce rayonnement sera absorbé par la liaison. **Chaque type de liaison possède une valeur d'énergie qui lui est propre.**

On peut alors caractériser les fonctions chimiques présentes dans une molécule grâce à l'étude de son spectre infrarouge.

Spectre infrarouge

Par convention, les spectres IR représentent la **Transmittance** en fonction du **nombre d'onde** :

$$\sigma = \frac{1}{\lambda}$$

λ est la longueur d'onde (en m)

σ est le nombre d'onde (en cm^{-1})

Le domaine spectral est [200 cm^{-1} ; 4000 cm^{-1}] mais seul le domaine [1500 cm^{-1} ; 4000 cm^{-1}] est susceptible d'être exploité dans ce chapitre. Le reste du domaine, non exploité, constitue ce qu'on appelle « l'empreinte digitale » ou « carte d'identité » de la molécule.

Remarque : Le choix d'utiliser la transmittance et le nombre d'onde comme variables d'origine expérimentale; on aurait tout aussi bien pu choisir de représenter l'absorbance en fonction de la longueur d'onde comme en spectroscopie UV-visible du chapitre 3.

6.2.2 Exploitation d'un spectre infrarouge

Dans la pratique, chaque liaison chimique donne lieu à un signal bien précis sur le spectre. On peut alors utiliser les spectres IR pour **identifier** les groupes caractéristiques présents dans la molécule. En revanche, cette technique ne nous permet pas de prévoir l'agencement relatif des différents groupes caractéristiques au sein de la molécule. Si l'on veut des informations plus poussées pour déterminer la formule semi-développée d'une molécule, il faut avoir recours à une autre technique de spectroscopie appelée **RMN** pour **Résonance Magnétique Nucléaire** (*programme de Terminale*).

Type de liaison	σ (en cm^{-1})	Largeur de la bande	Intensité de la bande
C–H	2900 - 3100	Variable	Moyenne à forte
O–H (phase diluée)	vers 3600	Fine	Moyenne à forte
O–H (alcool, phase condensée)	3000 - 3500	Large	Forte
O–H (groupe carboxyle)	2500 - 3500	Large	Moyenne à forte
C=O (acide carboxylique)	1700 - 1730	Fine	Forte
C=O (aldéhyde)	1720 - 1740	Fine	Forte
C=O (cétone)	1700 - 1720	Fine	Forte

Table 6.1 – Bandes d'absorption caractéristiques des principaux groupements

Remarque : Lorsqu'une molécule présente un groupement O–H, on voit dans le tableau précédent qu'on peut avoir un pic large ou fin, selon si l'on se trouve en phase diluée ou phase condensée. Cela provient du fait qu'en phase condensée, ces molécules présentent des liaisons hydrogène entre elles. Ces liaisons augurent un couplage, élargissant ainsi la gamme d'énergies de liaisons relative à ce groupement, d'où le fait que le pic apparaisse large.

On retiendra donc qu'en phase condensée, il y a des liaisons hydrogène et donc le pic relatif au groupement O–H est large, alors qu'en phase diluée il n'y a plus de liaisons hydrogène et le pic apparaît fin.

Exemple : On étudie le spectre de l'acide butanoïque donné sur la figure 6.1. On constate que dans le domaine $[1500 \text{ cm}^{-1}; 4000 \text{ cm}^{-1}]$, il y a deux bandes principales d'absorption :

- pic large et fort à 2960 cm^{-1} caractéristique de la liaison O–H d'un acide carboxylique.
- pic fin et fort à 1712 cm^{-1} caractéristique de la liaison C=O d'un acide carboxylique.

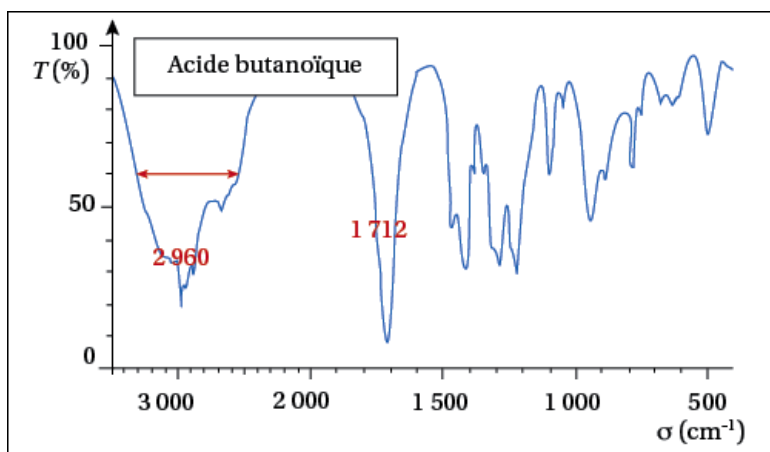


Figure 6.1 – Spectre infrarouge de l'acide butanoïque

6.3 Résumé

Familles organiques

Famille	Groupe caractéristique	Représentation	Bandes IR (en cm^{-1})
alcane	alcane	C–H	Variable 3000 - 3500
alcool	hydroxyle	R–OH	Large ou fine 3000 - 3500
cétone	carbonyle	$\begin{array}{c} \text{O} \\ \\ \text{R}-\text{C}-\text{R}' \end{array}$	Fine et forte ≈ 1700
aldéhyde	carbonyle	$\begin{array}{c} \text{O} \\ \\ \text{R}-\text{C}-\text{H} \end{array}$	Fine et forte ≈ 1700
acide carboxylique	carboxyle	$\begin{array}{c} \text{O} \\ \\ \text{R}-\text{C}-\text{OH} \end{array}$	carboxyle + hydroxyle