

mini Manuel

de

Chimie Organique

Cours + Exos

Tout le catalogue sur
www.dunod.com



mini Manuel

de

Chimie Organique

Cours + Exos

Pierre Krausz

Professeur à la Faculté des Sciences et Techniques de Limoges
Laboratoire de Chimie des substances naturelles

Rachida Benhaddou

Professeur à la Faculté des Sciences et Techniques de Limoges
Laboratoire de Chimie des substances naturelles

Robert Granet

Ingénieur de Recherche à la Faculté des Sciences et Techniques de Limoges
Laboratoire de Chimie des substances naturelles

3^e édition

DUNOD

Une précédente version de cet ouvrage a été publiée chez le même éditeur dans la collection « Sciences Sup ».

<p>Le pictogramme qui figure ci-contre mérite une explication. Son objet est d'alerter le lecteur sur la menace que représente pour l'avenir de l'écrit, particulièrement dans le domaine de l'édition technique et universitaire, le développement massif du photocopillage.</p> <p>Le Code de la propriété intellectuelle du 1^{er} juillet 1992 interdit en effet expressément la photocopie à usage collectif sans autorisation des ayants droit. Or, cette pratique s'est généralisée dans les établissements</p>	 <p>DANGER LE PHOTOCOPIAGE TUE LE LIVRE</p>	<p>d'enseignement supérieur, provoquant une baisse brutale des achats de livres et de revues, au point que la possibilité même pour les auteurs de créer des œuvres nouvelles et de les faire éditer correctement est aujourd'hui menacée. Nous rappelons donc que toute reproduction, partielle ou totale, de la présente publication est interdite sans autorisation de l'auteur, de son éditeur ou du Centre français d'exploitation du droit de copie (CFC, 20, rue des Grands-Augustins, 75006 Paris).</p>
--	---	---

© Dunod, 2008, 2012, 2015
5 rue Laromiguière, 75005 Paris
www.dunod.com
ISBN 978-2-10-072426-0

Le Code de la propriété intellectuelle n'autorisant, aux termes de l'article L. 122-5, 2° et 3° a), d'une part, que les « copies ou reproductions strictement réservées à l'usage privé du copiste et non destinées à une utilisation collective » et, d'autre part, que les analyses et les courtes citations dans un but d'exemple et d'illustration, « toute représentation ou reproduction intégrale ou partielle faite sans le consentement de l'auteur ou de ses ayants droit ou ayants cause est illicite » (art. L. 122-4).

Cette représentation ou reproduction, par quelque procédé que ce soit, constituerait donc une contrefaçon sanctionnée par les articles L. 335-2 et suivants du Code de la propriété intellectuelle.

Comment utiliser le Mini-Manuel

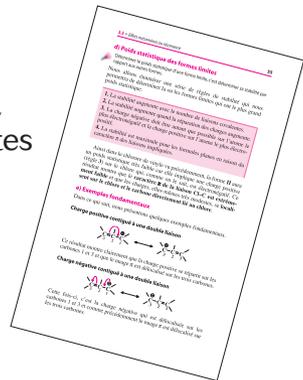
La page d'entrée de chapitre



Elle donne le plan du cours, ainsi qu'un rappel des objectifs pédagogiques du chapitre

Le cours

Le cours, concis et structuré, expose les notions importantes du programme



Les rubriques



Une erreur à éviter



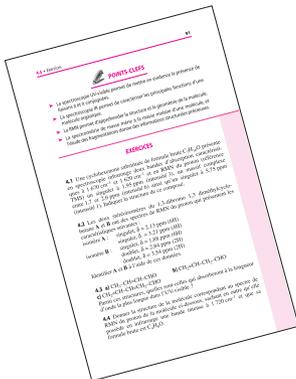
Un peu de méthode



Un exemple pour comprendre



Les points clés à retenir



Les exercices, QCM ou QROC

Ils sont proposés en fin de chapitre, avec leur solutions, pour se tester tout au long de l'année.

Table des matières

1	Généralités sur la chimie organique	1
	1.1 Définitions	1
	1.2 Caractéristiques générales de la chimie organique	2
	1.3 Isoler un produit et établir une structure	5
	1.4 Nomenclature	7
	1.5 Notion de degré d'insaturation	15
	Points-clés	15
	Exercices	15
	Solutions	16
2	Stéréochimie	17
	2.1 Notions fondamentales d'atomistique et de liaisons chimiques	17
	2.2 Qu'est-ce que la stéréochimie ?	26
	2.3 Conformation	26
	2.4 Isomérisme optique	31
	2.5 Isomérisme géométrique	41
	2.6 Stéréochimie des cycles	42
	Points-clés	46
	Exercices	46
	Solutions	47
3	Facteurs électroniques d'équilibre et de réactivité	49
	3.1 Notion de polarisation des liaisons	49
	3.2 Effets inductifs (ou inducteurs)	50
	3.3 Effets mésomères ou résonance	51
	3.4 Quelques applications	58
	Points-clés	64
	Exercices	64
	Solutions	65

4	Méthodes spectroscopiques d'analyse des structures	67
	4.1 Le spectre électromagnétique	67
	4.2 La spectroscopie ultraviolet-visible	68
	4.3 La spectroscopie infrarouge (IR)	72
	4.4 Résonance magnétique nucléaire (RMN)	76
	4.5 Spectrométrie de masse	87
	Points-clés	91
	Exercices	91
	Solutions	92
5	Les réactions organiques et les mécanismes réactionnels	93
	5.1 Généralités sur le déroulement des réactions organiques	93
	5.2 Quelques exemples d'intermédiaires	96
	5.3 Les grands types de réactions organiques	99
	Points-clés	100
	Exercices	101
	Solutions	102
6	Alcanes	103
	6.1 Structure	103
	6.2 Propriétés physiques et spectroscopiques	103
	6.3 Propriétés chimiques	104
	Points-clés	109
	Exercices	109
	Solutions	110
7	Dérivés halogénés et analogues	111
	7.1 Structure et propriétés physiques des dérivés monohalogénés aliphatiques	111
	7.2 Les réactions de substitution nucléophile (SN)	112
	7.3 Les réactions d'élimination (E)	117
	7.4 Réduction des dérivés halogénés par les métaux	121
	7.5 Quelques réactions des dérivés dihalogénés	121
	Points-clés	122
	Exercices	122
	Solutions	124

8	Alcènes et diènes	125
	8.1 Généralités	125
	8.2 Propriétés physiques et spectroscopiques	125
	8.3 Les réactions d'addition sur la double liaison	126
	8.4 Réactions d'oxydation	133
	8.5 Réactions de polymérisation	135
	8.6 Quelques réactions des diènes	137
	Points-clés	141
	Exercices	141
	Solutions	142
9	Alcynes	145
	9.1 Définition	145
	9.2 Propriétés physiques et spectroscopiques	145
	9.3 Propriétés chimiques communes à tous les alcynes	146
	9.4 Propriétés chimiques propres aux alcynes vrais	148
	9.5 Condensation et polymérisation	150
	9.6 État naturel et chimie industrielle	151
	Points-clés	151
	Exercices	152
	Solutions	153
10	Hydrocarbures benzéniques	155
	10.1 Définitions	155
	10.2 Quelques propriétés physiques et spectroscopiques	156
	10.3 Réactions d'addition	156
	10.4 Réactions d'oxydation	157
	10.5 Réactions de substitution électrophile (SE2)	157
	10.6 Réactions de substitution nucléophile aromatique	164
	10.7 Réactions des benzéniques substitués par une chaîne latérale carbonée	164
	Points-clés	166
	Exercices	166
	Solutions	168

11 Organométalliques	169
11.1 Généralités	169
11.2 Les organomagnésiens (Réactifs de Grignard)	169
11.3 Les organolithiens	174
Points-clés	174
Exercices	175
Solutions	176
12 Alcools et dérivés	177
12.1 Structure	177
12.2 Les alcools	178
12.3 Quelques réactions des polyols	185
12.4 Les éthers oxydes	187
12.5 Les époxydes	188
12.6 Les phénols	189
Points-clés	194
Exercices	194
Solutions	195
13 Amines	197
13.1 Définition et structure	197
13.2 Propriétés physiques et spectroscopiques	199
13.3 Le caractère amphotère des amines	199
13.4 Réactions liées au caractère nucléophile de l'atome d'azote	201
Points-clés	205
Exercices	206
Solutions	207
14 Aldéhydes et cétones	209
14.1 Généralités	209
14.2 Réactions d'addition	212
14.3 Propriétés dues à la mobilité de l'hydrogène porté par le carbone en position α du groupement carbonyle	220

14.4 Réactions d'oxydation	225
Points-clés	226
Exercices	226
Solutions	228
15 Acides carboxyliques	229
15.1 Définitions — Propriétés physiques	229
15.2 Généralités sur les propriétés chimiques	231
15.3 Propriétés acides	231
15.4 Décarboxylation	231
15.5 Réactions des réactifs nucléophiles	232
15.6 Propriétés liées à la mobilité du proton porté par le carbone Ca	236
Points-clés	238
Exercices	238
Solutions	239
16 Dérivés des acides carboxyliques	241
16.1 Définitions	241
16.2 Dérivés d'acides du type R-COZ	242
16.3 Les nitriles	250
Points-clés	251
Exercices	252
Solutions	254
Index	255

Généralités sur la chimie organique

PLAN

- 1.1 Définitions
- 1.2 Caractéristiques générales
- 1.3 Isoler un produit et établir sa structure
- 1.4 Nomenclature
- 1.5 Notion de degré d'insaturation

OBJECTIFS

- Connaître les caractéristiques originales de la chimie organique.
- Nommer un composé à partir de sa structure.
- Déterminer le degré d'insaturation d'une molécule organique.

1.1 DÉFINITIONS

Au début du XIX^e siècle de nombreuses espèces chimiques avaient été isolées dans les milieux biologiques. On pensait à cette époque que ces composés étaient spécifiques du monde vivant et ne pouvaient être obtenus qu'à partir de ces derniers en raison de ce que l'on appelait la « force vitale ». Cette partie de la chimie qui s'intéressait à ces composés portait alors le nom de **Chimie Organique**. Cette théorie de la force vitale a été réfutée en 1828 par Wöhler qui en faisant chauffer du cyanate d'ammonium a obtenu de l'urée. L'analyse élémentaire de tous ces composés naturels montre qu'ils contiennent tous l'élément carbone. Aujourd'hui, on définit la chimie organique comme la partie des sciences chimiques qui étudie les composés du carbone d'origine naturelle ou artificielle. Depuis la première synthèse de Wöhler plusieurs millions de molécules organiques ont été synthétisées ou isolées.

1.2 CARACTÉRISTIQUES GÉNÉRALES DE LA CHIMIE ORGANIQUE

a) Les éléments présents

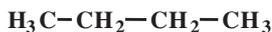
Dans les éléments présents il y a bien évidemment le carbone, mais à côté de celui-ci de nombreux autres atomes peuvent intervenir dans une molécule organique : l'hydrogène presque toujours présent, l'azote, l'oxygène, le phosphore, les halogènes (fluor, chlore, brome, iode), les métaux (Mg, Cu, Li...) et plus généralement tous les autres éléments du tableau périodique à l'exception des gaz rares.

Une molécule organique s'écrira donc sous la forme $C_xH_yN_zO_t\dots$, (x, y, z, t nombres entiers). Une telle description porte le nom de **formule brute**. Ajoutons qu'en chimie organique, les atomes autres que le carbone et l'hydrogène portent le nom d'**hétéroatomes**.

b) L'aspect structural

Rappelons que le carbone est **tétravalent** ce qui implique un grand nombre de combinaisons. En outre ces liaisons ont généralement un caractère purement covalent et non ionique contrairement aux composés inorganiques.

Sur le plan des enchaînements, le carbone peut se lier avec la plupart des atomes de la classification périodique. Il existe en particulier la possibilité de liaisons carbone-carbone par l'intermédiaire de liaisons simples, doubles ou triples qui peuvent mener à de longues chaînes comme le montrent les quelques exemples ci-dessous.



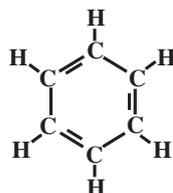
butane



éthène



éthyne



benzène

La géométrie de la molécule peut également varier suivant que l'atome de carbone est engagé dans une simple, double ou triple liaison (*fig. 1.1*)¹.

1. Ces notions seront revues et justifiées au chapitre 2.

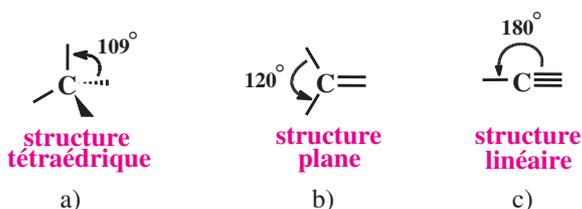


Figure 1.1 Les différentes géométries de l'atome de carbone. (a) simple liaison, (b) double liaison, (c) triple liaison.

Il y a donc une grande variété de géométries possibles. Nous verrons dans la suite de ce cours que la structure spatiale d'une molécule a une très grande influence sur sa réactivité. On ne pourra pas se contenter de représenter les formules chimiques uniquement par leurs formules brutes ; on utilisera la plupart du temps des formules dites **développées** qui donneront une idée plus précise de l'enchaînement des atomes de carbone et de la géométrie de la molécule.

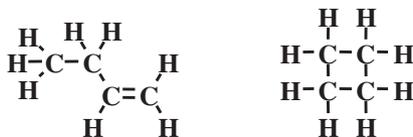
c) Possibilité d'isomérie

Cela entraîne une notion tout à fait fondamentale pour l'organicien, c'est le concept d'isomérie.

On dira que deux composés sont isomères s'ils ont les mêmes formules brutes et des formules développées différentes.



Pour nous fixer les idées prenons le cas de la molécule de formule brute C_4H_8 . On pourra aisément vérifier que les deux structures suivantes correspondent bien à cette formule brute :



La première molécule possède une double liaison tandis que la seconde structure représentée est cyclique et ne possède pas de double liaison.

Pour simplifier l'écriture on se sert souvent de formules **semi-développées** (fig. 1.2a) ou de formules dites **topologiques** ou **symboliques** (fig. 1.2b). Dans ce dernier cas chaque angle représente un atome de carbone et si aucun substituant n'est représenté on sous-entend qu'il y a le nombre d'atomes d'hydrogène nécessaire pour tenir compte de la tétravalence du carbone.

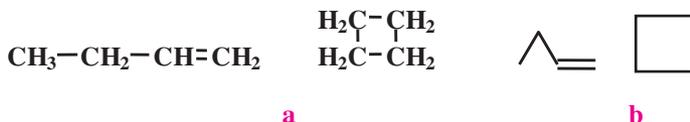


Figure 1.2 (a) Formule semi-développée du but-1-ène et du cyclobutane.
(b) Formule topologique du but-1-ène et du cyclobutane.

d) Quelques caractéristiques physiques particulières aux composés organiques

L'analyse comparative de quelques propriétés physiques montre des caractéristiques bien particulières propres aux composés organiques.

La solubilité

Contrairement aux composés minéraux qui, lorsqu'ils sont solubles dans un solvant, le sont plutôt dans l'eau ; les composés organiques sont souvent **solubles dans des solvants peu ou non polaires** tels que l'hexane ($\text{CH}_3(\text{CH}_2)_4\text{CH}_3$), l'éther ($\text{C}_2\text{H}_5\text{OC}_2\text{H}_5$), le dichlorométhane (CH_2Cl_2) ou l'éthanoate d'éthyle ($\text{CH}_3\text{CO}_2\text{C}_2\text{H}_5$). Il existe cependant des composés organiques solubles dans l'eau. Le plus connu de ces composés est le sucre.

Le moment dipolaire

Si on considère deux points A et B de l'espace portant respectivement une charge $+\delta$ et $-\delta$, on définit le **moment dipolaire** comme le produit de la valeur absolue de la charge par le vecteur \overrightarrow{AB} : $\vec{\mu} = \delta \overrightarrow{AB}$. Cette grandeur qui rend compte de la séparation des charges se mesure usuellement en Debye ($1\text{D} = 1/3 \cdot 10^{-19}$ Coulomb.Å).



En général, une molécule organique est moins polaire qu'une structure inorganique. La mesure de cette grandeur montre un moment dipolaire de 9,00 D pour le chlorure sodium (NaCl) et de seulement 1,87 D pour le chlorométhane (CH_3Cl). Ce fait résulte du caractère essentiellement covalent des molécules organiques, contrairement aux molécules inorganiques qui ont généralement un caractère ionique beaucoup plus marqué.

Températures de fusion et d'ébullition – Densité

Contrairement à certains composés inorganiques qui présentent des températures de fusion et d'ébullition extrêmement élevées, celles des composés organiques ne dépassent en général pas 300 ou 400 °C. Au-delà de ces températures les composés organiques ne sont pas stables. Beaucoup de composés se présentent sous forme liquide et leur densité est souvent voisine de l'unité.

e) Les caractéristiques chimiques générales

Combustion et pyrolyse

En présence d'un excès d'oxygène presque toutes les molécules organiques subissent une oxydation appelée **combustion** à une température plus ou moins élevée (en général au-dessus de 400 °C) pour donner de l'anhydride carbonique et de l'eau :



Avec un défaut d'oxygène, le chauffage d'une molécule organique mène à une combustion incomplète avec formation d'oxyde de carbone CO. Enfin en l'absence d'oxygène on obtient par chauffage du carbone ; c'est la **pyrolyse** :



Réactivité

Les réactions organiques sont généralement caractérisées par des cinétiques globales **lentes**, parfois équilibrées et rarement **univoques**.

1.3 ISOLER UN PRODUIT ET ÉTABLIR UNE STRUCTURE

Le problème qui se pose toujours au chimiste organicien à l'issue d'une synthèse est la séparation des produits et leur détermination structurale.

a) L'analyse immédiate

L'organicien est tout d'abord amené à effectuer des opérations de séparation et de purification — c'est l'**analyse immédiate**. Selon les conditions opératoires et le type de produits obtenus on utilise différentes méthodes de séparation.

La distillation fractionnée

C'est la séparation de liquides miscibles. Cette méthode est basée sur la différence des températures d'ébullition des composés à séparer.

La cristallisation fractionnée

C'est la séparation de deux ou plusieurs solides dont un seul cristallise dans un solvant donné.

1. L'abréviation Δ au-dessus de la flèche signifie qu'on chauffe le milieu.

L'extraction par un mélange de solvants non miscibles

Soient deux composés C_1 et C_2 à séparer. Si C_1 est soluble dans un solvant et C_2 dans un autre solvant non miscible au précédent, les deux solutions pourront être séparées par décantation et C_1 et C_2 récupérés par simple évaporation des solvants.

La chromatographie

Les composés à séparer sont adsorbés plus ou moins fortement par une substance poreuse telle que l'alumine, la silice ou la cellulose. Les différentes molécules constituant le mélange initial seront, selon leur structure, plus ou moins rapidement entraînées sur ces supports par un gaz (chromatographie en phase gazeuse) ou par un liquide (chromatographie sur plaque, chromatographie sur colonne, HPLC¹).

b) L'analyse élémentaire ou microanalyse

Le but de la microanalyse est d'obtenir la formule brute du composé.



Supposons une molécule de formule brute $C_xH_yN_zO_t$. Le volume d'anhydride carbonique et la masse d'eau obtenue lors de la combustion permettent d'accéder aux pourcentages en masse en carbone et en hydrogène. Le pourcentage en azote quant à lui est mesuré par chauffage du produit à analyser sur oxyde de cuivre (méthode de Dumas). L'oxygène sera souvent dosé par différence. Nous savons que les masses atomiques du carbone, de l'hydrogène, de l'azote et de l'oxygène sont respectivement 12, 1, 14 et 16, l'expression de la masse molaire du composé à analyser sera donc :

$$M = 12x + y + 14z + 16t$$

Les masses des différents éléments étant bien évidemment proportionnelles aux pourcentages on a donc les proportionnalités :

$$\frac{12x}{\%C} = \frac{y}{\%H} = \frac{14z}{\%N} = \frac{16t}{\%O} = \frac{12x + y + 14z + 16t}{\%C + \%H + \%N + \%O} = \frac{M}{100}$$

D'où : $x = \frac{M}{12} \frac{\%C}{100}$, etc.

Dans cette expression %C, %H, %N, %O désignent respectivement les pourcentages massiques en carbone, hydrogène, azote et oxygène. Notons que les indices x , y , z , et t désignant des nombres d'atomes, doivent nécessairement avoir des valeurs proches d'un nombre entier.

Restent à déterminer les masses molaires. Tout d'abord des méthodes assez anciennes :

► **La cryoscopie.** Un composé de masse M (en g) à une concentration C (en g·l⁻¹) dans un solvant donné diminue la température de fusion de ce dernier d'une valeur $\Delta\theta = K \cdot C/M$ (loi de Raoult) où

1. HPLC: abréviation de High Performance Liquid Chromatography.

K est la constante cryoscopique qui dépend uniquement de la nature du solvant.

- ▶ **L'ébullioscopie.** De la même manière que précédemment, un composé de masse M dans un solvant donné augmente la température d'ébullition de ce dernier d'une valeur $\Delta\theta' = K' \cdot C/M$ (seconde loi de Raoult) où K' est la constante d'ébullioscopie qui dépend uniquement de la nature du solvant.
- ▶ **La méthode de Meyer.** Cette méthode consiste simplement à mesurer quand il s'agit d'un gaz ou d'une substance vaporisable la densité (d) de la vapeur ou du gaz et de déterminer la Masse molaire par la relation d'Avogadro $M = 29d$.
- ▶ **La spectrométrie de masse.** Cette méthode sera étudiée au chapitre 4.

c) Détermination de la structure géométrique d'une molécule

Cette question sera détaillée au chapitre 4.

1.4 NOMENCLATURE

En raison du grand nombre de structures présentes en chimie organique, une description et une nomination univoque de la molécule sont indispensables.

a) Définition

Une molécule organique peut être définie comme une chaîne carbonée sur laquelle se greffent un certain nombre de fonctions.

Il convient de définir les deux notions qui apparaissent dans cette définition. La **chaîne carbonée** est l'ensemble des atomes de carbone liés entre eux dans la molécule, alors que la **fonction** est un atome ou un groupement d'atomes qui confère à la molécule une propriété importante comme le montre l'exemple ci-dessous :

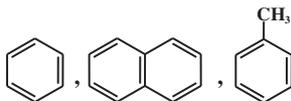


Rappelons (§ 1.2) qu'une molécule organique peut se représenter par une formule brute, développée, semi-développée ou topologique.

b) Les différents types de chaînes

Une chaîne peut être **linéaire** (fig. 1.3a), **ramifiée** si elle présente un ou plusieurs substituants (fig. 1.3b) ou encore **cyclique** si elle

► Les **hydrocarbures aromatiques** sont des composés cycliques où alternent des simples et des doubles liaisons carbone-carbone.



Les autres fonctions

Ce sont celles qui contiennent des hétéroatomes, c'est-à-dire des atomes autres que le carbone et l'hydrogène. Ces fonctions sont classées selon la valence de la fonction, c'est-à-dire le nombre d'atome d'hydrogène qu'il faut théoriquement substituer aux atomes fonctionnels en tenant compte de toutes les valences pour obtenir l'alcane correspondant.



Par exemple $\text{CH}_3\text{-CH(OH)-CH}_3$ donne en remplaçant le OH par H, $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CH}_3$. On a eu besoin d'un hydrogène, la fonction est monovalente. De la même manière si on a l'acide éthanoïque $\text{CH}_3\text{-COOH}$ il faut trois atomes d'hydrogène pour remplacer formellement les oxygènes — on dira que l'on a une fonction trivalente.

Les principales fonctions à connaître en premier cycle sont représentées sur le *tableau 1.1*.

TABEAU 1.1 PRINCIPALES FONCTIONS COMPRENANT UN SEUL TYPE D'HÉTÉROATOME.

hétéroatome type de fonctions	Halogène ⁽¹⁾ (noté X)	N	O
monovalente	$\begin{array}{c} \diagup \\ \text{C} \\ \diagdown \end{array} \text{-X}$ halogénure	$\begin{array}{c} \diagup \\ \text{C} \\ \diagdown \end{array} \text{-N} \begin{array}{c} \diagdown \\ \diagup \end{array}$ amine	$\begin{array}{c} \diagup \\ \text{C} \\ \diagdown \end{array} \text{-OH}$ $\begin{array}{c} \diagup \\ \text{C} \\ \diagdown \end{array} \text{-O-} \begin{array}{c} \diagdown \\ \diagup \end{array} \text{C} \begin{array}{c} \diagdown \\ \diagup \end{array}$ alcool ⁽²⁾ éther oxyde
divalente	$\begin{array}{c} \diagup \\ \text{C} \\ \diagdown \end{array} \begin{array}{c} \text{X} \\ \diagdown \\ \text{X} \end{array}$ dihalogénure	$\begin{array}{c} \diagup \\ \text{C} \\ \diagdown \end{array} \text{=N} \begin{array}{c} \diagdown \\ \diagup \end{array}$ imine	$\text{RO} \begin{array}{c} \diagup \\ \text{C} \\ \diagdown \end{array} \text{=O}$ $\begin{array}{c} \diagup \\ \text{C} \\ \diagdown \end{array} \text{=O}$ aldéhyde cétone
trivalente	$\begin{array}{c} \text{X} \\ \diagdown \\ \text{C} \\ \diagup \end{array} \begin{array}{c} \text{X} \\ \diagdown \\ \text{X} \end{array}$ trihalogénure	$\text{-C}\equiv\text{N}$ nitrile	$\text{RO} \begin{array}{c} \diagup \\ \text{C} \\ \diagdown \end{array} \text{=O}$ R=H(acide carboxylique) alkyl (ester) -OCOR(anhydride d'acide)

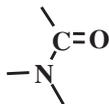
(1) rappelons que les halogènes sont constitués des éléments F, Cl, Br et I.

(2) si la chaîne carbonée liée au groupe fonctionnel est aromatique l'alcool porte alors le nom de phénol.

Par ailleurs, certaines fonctions peuvent contenir deux ou plusieurs types d'hétéroatomes



organomagnésien
(fonction monovalente)



amide
(fonction trivalente)



halogénure d'acide
(fonction trivalente)



Le symbole **R** est souvent utilisé pour représenter la chaîne carbonée d'un composé sans en préciser la nature et de la même manière on utilise la lettre **X** pour représenter un halogène.

Ajoutons qu'une molécule organique peut bien évidemment porter plusieurs fonctions identiques ou différentes.

d) La nomenclature

Devant le nombre très important de structures organiques il est nécessaire de donner des règles précises de nomenclature.

Nomenclature des alcanes

Les premiers termes des **alcanes linéaires** portent les noms suivants :

CH₄ méthane
 CH₃CH₃ éthane
 CH₃CH₂CH₃ propane
 CH₃(CH₂)₂CH₃ butane
 CH₃(CH₂)₃CH₃ pentane
 CH₃(CH₂)₄CH₃ hexane
 CH₃(CH₂)₅CH₃ heptane....

Les alcanes cycliques ou **cyclanes** porteront le même nom que l'alcane linéaire correspondant au même nombre d'atomes de carbone précédé du préfixe *cyclo*.



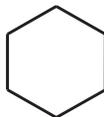
Exemples



cyclopropane



cyclopentane



cyclohexane

Un **alcane ramifié** peut être regardé comme un alcane linéaire substitué par des substituant hydrocarbonés sans liaison multiple. De tels groupements sont appelés substituants **alkyles**.