

Synthèse LMAPR1230

Quentin Bodart

Q1 2024-2025

Contents

1	Introduction et rappels	2
1.1	La chimie organique	2
1.2	Le carbone	2
1.2.1	Pourquoi le carbone?	2
1.2.2	Hybridation	3
1.3	Théorie VSEPR	4
1.4	Représenter une molécule	5
1.4.1	Formules	5
1.4.2	Structure de Lewis	5
1.5	Les hydrocarbures	6
1.5.1	Les alcanes	6
1.5.2	Nomenclature	6
1.5.3	Groupes alkyles	7
1.5.4	Alcanes Cycliques	7
1.6	Les groupes fonctionnels	8

Compétences visées

- Utiliser correctement le langage de la chimie et plus particulièrement celui de la chimie organique.
- Comprendre les relations entre la nature, la structure et les propriétés de composés organiques.
- Prédire et analyser la réactivité de composés organiques donnés.
- Pouvoir utiliser les notions théoriques apprises au cours pour résoudre des exercices.

1 Introduction et rappels

1.1 La chimie organique

La chimie organique est une branche de la chimie qui concerne l'étude et la transformation de molécules d'origine pétrolière ou vivante contenant principalement du carbone, de l'hydrogène, de l'oxygène et de l'azote.

Elle prend ses débuts dans la création accidentelle d'urée par Friedrich Wöhler en 1828. Cette découverte mit fin à la théorie "vitaliste" (seule la nature est capable de synthétiser des molécules organiques) et marque le début de la synthèse artificielle de ces molécules.

1.2 Le carbone

1.2.1 Pourquoi le carbone?

Pourquoi le carbone est-il prépondérant dans la chimie organique ?

D'autant plus que carbone est très peu abondant à l'échelle de l'univers (0,06 %) !

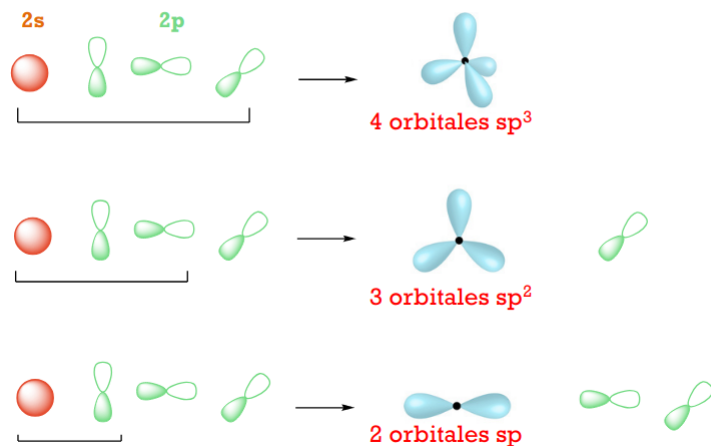
- La liaison C-C est particulièrement forte (+- 350 kJ/mol, contre 230 pour Si-Si, 146 pour O-O, ...)
- Les liaisons C=C sont moins fortes que C-C, ce qui fait que le carbone tend à former de longues chaînes (contrairement aux autres atomes)
- Il se lie très fort avec H

Donc, l'état "préféré" du carbone est une longue chaîne, parfois branchée et se repliant sur elle-même, et fortement liée avec des atomes d'hydrogène.

1.2.2 Hybridation

Les liaisons du carbone ne peuvent pas simplement s'expliquer via ses électrons de valence ! Le carbone s'hybride, formant des orbitales sp , sp^2 ou sp^3 !

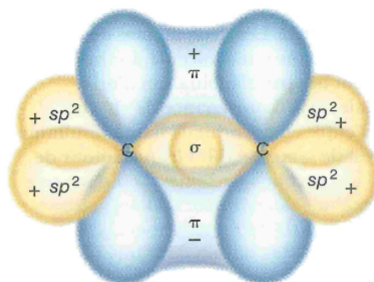
Hybridation



Les orbitales p restantes vont former des liaisons nommées π entre elles, tandis que les orbitales sp vont se lier en formant des liaisons σ .

La liaison $C=C$ généralement formée d'une liaison π et d'une liaison σ :

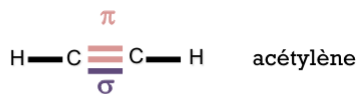
Double liaison:



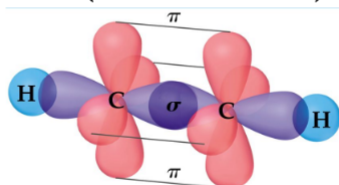
1 liaison σ (recouvrement longitudinal)
1 liaison π (recouvrement latéral)

La liaison $C\equiv C$, quant à elle, est généralement formée de deux liaisons π et d'une liaison σ :

Triple liaison:



1 liaison σ (recouvrement longitudinal)
 2 liaisons π (recouvrement latéral)

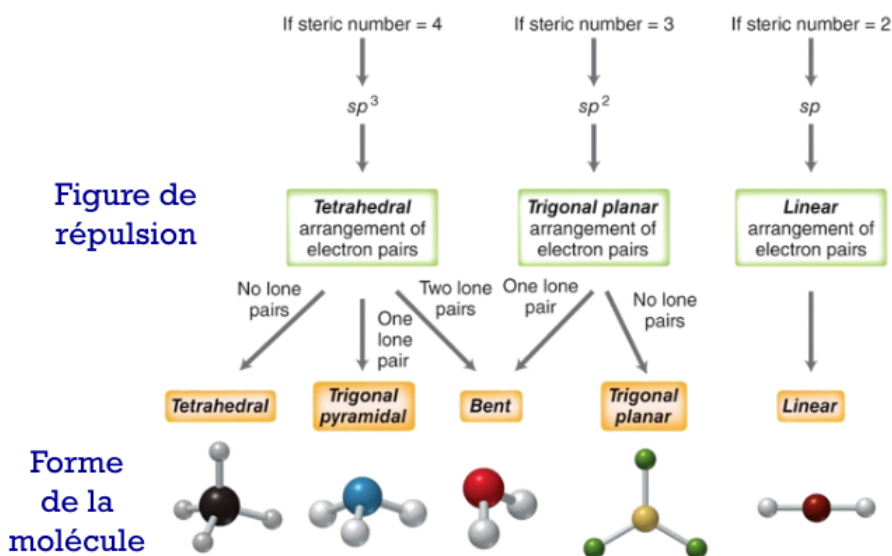


2 orbitales sp disposées à 180°
 2 orbitales p disposées à 90° par rapport à l'axe des orbitales sp

1.3 Théorie VSEPR

La **théorie VSEPR** (**V**alence **S**hell **E**lectron **P**air **R**epulsion) vise à prédire la géométrie d'une molécule en se basant sur les répulsions entre paires d'électrons.

On y considère qu'un atome est entouré d'électrons de valences répartis par **paires**, et que la molécule tente d'adopter une géométrie **minimisant la répulsion entre ces paires** :

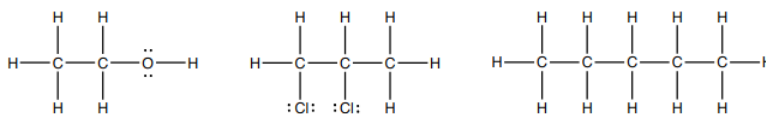


1.4 Représenter une molécule

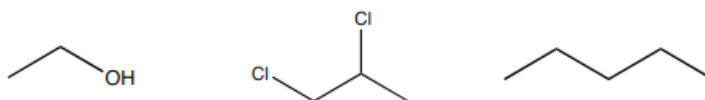
1.4.1 Formules

Il y a plusieurs manières de représenter une molécule :

- Formule Brute : Liste simplement les atomes présents
Exemple : C_2H_6O , $C_3H_6Cl_2$, ...
- Formule Semi-développée : Liste les atomes dans l'ordre de la chaîne principale
Exemple : CH_3CH_2OH , $CH_2ClCHClCH_3$, $CH_3CH_2CH_2CH_2CH_3$, ...
- Formule développée plane (structure de Lewis) : Représente les molécules à plat et les liaisons entre groupements (Expliquée plus bas)
Exemple :



- Formule simplifiée (ou topologique) : chaque coin représente un carbone lié à un maximum d'atomes d'hydrogène
Exemple :



1.4.2 Structure de Lewis

Elle se base sur la règle de l'octet, et permet de représenter les **charges formelles** :

3) Charge formelle (+ ou -)

= différence entre le nombre d'électrons de valence de l'atome "isolé" et le nombre d'électrons dont l'atome est propriétaire dans la molécule

$$\text{Charge formelle} = \left(\begin{array}{c} \text{Nombre total} \\ \text{d'e}^- \text{ de valence} \\ \text{de l'atome libre} \end{array} \right) - \left(\begin{array}{c} \text{Nombre total} \\ \text{d'e}^- \text{ dans les} \\ \text{paires libres} \end{array} \right) - 1/2 \left(\begin{array}{c} \text{Nombre total} \\ \text{d'e}^- \text{ dans les} \\ \text{liaisons} \end{array} \right)$$

1.5 Les hydrocarbures

1.5.1 Les alcanes

Les alcanes sont des chaînes de C simplement liés et saturés en atomes d'hydrogène.

Table 2.1 Names and Formulas of the First Ten Unbranched Alkanes				
Name	Number of carbons	Molecular formula	Structural formula	Number of structural isomers
methane	1	CH ₄	CH ₄	1
ethane	2	C ₂ H ₆	CH ₃ CH ₃	1
propane	3	C ₃ H ₈	CH ₃ CH ₂ CH ₃	1
butane	4	C ₄ H ₁₀	CH ₃ CH ₂ CH ₂ CH ₃	2
pentane	5	C ₅ H ₁₂	CH ₃ (CH ₂) ₃ CH ₃	3
hexane	6	C ₆ H ₁₄	CH ₃ (CH ₂) ₄ CH ₃	5
heptane	7	C ₇ H ₁₆	CH ₃ (CH ₂) ₅ CH ₃	9
octane	8	C ₈ H ₁₈	CH ₃ (CH ₂) ₆ CH ₃	18
nonane	9	C ₉ H ₂₀	CH ₃ (CH ₂) ₇ CH ₃	35
decane	10	C ₁₀ H ₂₂	CH ₃ (CH ₂) ₈ CH ₃	75

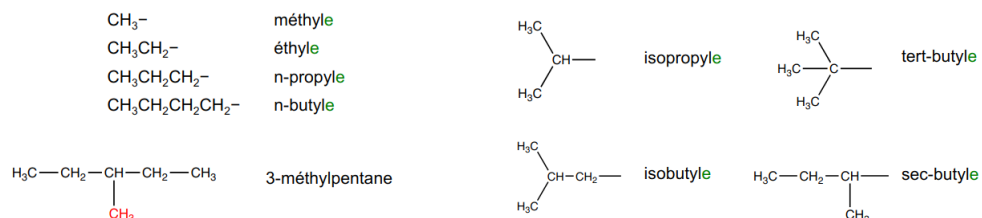
1.5.2 Nomenclature

La nomenclature des alcanes passe par les règles **IUPAC** (International Union for Pure and Applied Chemistry) :

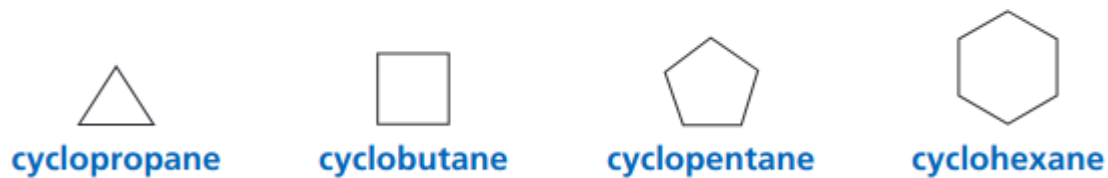
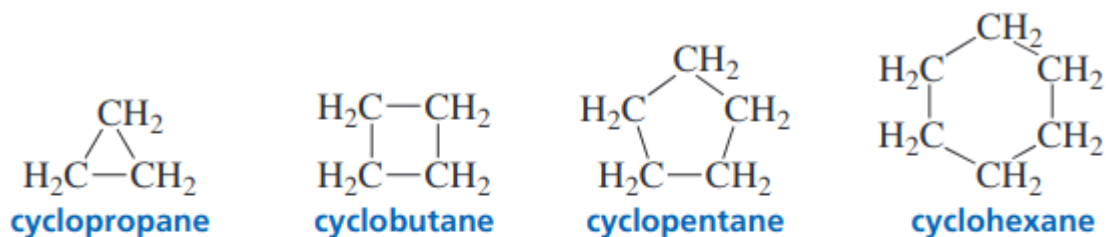
- Le préfixe est lié à la longueur de chaîne.
- Le suffixe "ane" signifie hydrocarbure saturé.
- On sélectionne la chaîne la plus longue.
- On numérote cette chaîne de façon à avoir les plus petits chiffres possibles pour spécifier la position des substituants
- Les substituants sont affectés du numéro(s) du (des) carbone(s) porteur(s) pour les localiser
- Les préfixes di-, tri-, tétra-, ... sont utilisés si un même substituant est présent plusieurs fois

1.5.3 Groupes alkyles

Les ramifications à base de C et H retrouvés autour de la chaîne principale sont des **groupes alkyles** :



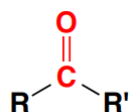
1.5.4 Alcanes Cycliques



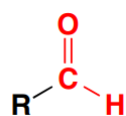
!! Formule générale C_nH_{2n} !!

1.6 Les groupes fonctionnels

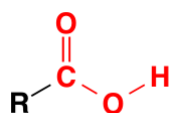
- Alcools : $R - OH$, Si $R = C\ sp^2$, on parle d'**énol**.
- Ethers : $R - O - R'$
- Amines : $N - R_3$
- Cétones :



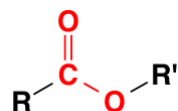
- Aldéhydes :



- Acides carboxyliques :



- Esters :



- Amides :