

Université cadi ayyad
Faculté des sciences Semlalia

Département de Chimie
Année Universitaire 2014/15

CHIMIE ORGANIQUE GENERALE

**Deuxième année de la licence S3
L2-SMP**

W. BOUAB, M.A. CHLYEH, F. EL ANBA

Chapitre I

ATOME DE CARBONE STRUCTURE MOLECULAIRE NOMENCLATURE DES COMPOSES ORGANIQUES

ATOME DE CARBONE

STRUCTURE MOLECULAIRE

NOMENCLATURE DES COMPOSES ORGANIQUES

I. CHIMIE ORGANIQUE ET SES APPLICATIONS

La chimie est la science qui décrit la structure des molécules et les règles qui régissent leurs interactions. Elle a pour objet de décrire, expliquer et prévoir les transformations de la matière, qui peuvent s'observer lorsque des substances différentes sont en présence, et se produit entre elles une réaction. Plusieurs disciplines constituent cette science : chimie physique, chimie analytique, chimie théorique, biochimie, chimie minérale et chimie organique. C'est cette dernière discipline qui nous intéresse et pour la définir : il s'agit de la chimie du carbone et de ses composés qu'on appelle molécules organiques.

Pendant très longtemps, (avant le XIX^{ème} siècle), la communauté scientifique a cru que les composés organiques ne provenaient que des organismes vivants d'origine animale ou végétale.

En 1828, le chimiste allemand Friedrich Wöhler a réalisé la première synthèse d'un composé organique, l'urée, à partir du cyanate d'ammonium.

Liebig et Wöhler ont conclu que tous les composés organiques pouvaient être synthétisés au laboratoire en dehors de toute vie.

La chimie organique a un rôle essentiel dans notre vie quotidienne : santé, vêtements, énergie, transports, alimentation, matériaux, etc.

La fabrication de produits chimiques organiques de base représente 73 % du chiffre d'affaires de la chimie organique. On y trouve essentiellement de grands intermédiaires. À titre d'exemples, plusieurs millions de tonnes d'éthylène et de propylène sont synthétisés chaque année. Les matières plastiques de base représentent 22 % des ventes de l'ensemble de la chimie organique. Elles s'obtiennent par polymérisation des monomères produits par la chimie fine. Pour des raisons environnementales, la régénération de matières plastiques et leur recyclage constituent des activités complémentaires qui se développent fortement. Les caoutchoucs synthétiques ou élastomères, sous forme solide ou de latex, représentent également un pourcentage non négligeable au niveau de la production mondiale.

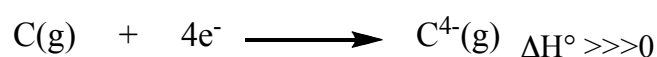
II. ATOME DE CARBONE

II.1. Propriétés de l'atome de carbone

Le numéro atomique Z du carbone est 6 et sa configuration électronique est : $1s^2 \underline{2s^2 2p^2}$

Formes des orbitales s et p

Pour une plus grande stabilité, un atome tend à perdre ou à gagner des électrons pour avoir la structure électronique du gaz rare le plus proche. Ainsi le carbone devrait perdre quatre électrons pour avoir la configuration électronique de l'Hélium ou bien gagner quatre électrons pour avoir la structure électronique du Néon (règle de l'octet).



Les charges très élevées qui apparaissent lors de pertes ou de gains d'électrons impliquent des processus énergétiquement très défavorisés (trop élevés). Le carbone a donc une très faible tendance à donner des ions.

Le tableau ci-dessous représente une partie du tableau de Mendeliev et permet de situer l'atome du carbone afin de mieux comprendre les propriétés de ce dernier.

Partie du tableau périodique, ${}_Z\text{X}$ (Electronégativité selon Pauling)

	Bloc s		Bloc p				
$n=1$	${}_1\text{H}(2,2)$						${}_2\text{He}$
$n=2$	${}_3\text{Li}(0,98)$	${}_4\text{Be}(1,57)$	${}_5\text{B}(2,04)$				${}_{10}\text{Ne}$
$n=3$	${}_{11}\text{Na}(0,93)$	${}_{12}\text{Mg}(1,31)$	${}_{13}\text{Al}(1,61)$	${}_{14}\text{Si}(1,9)$	${}_{15}\text{P}(2,19)$	${}_{16}\text{S}(2,58)$	${}_{18}\text{Ar}$
	${}_{19}\text{K}(0,82)$	${}_{20}\text{Ca}(1)$	${}_{31}\text{Ga}(1,81)$	${}_{32}\text{Ge}(2,01)$	${}_{33}\text{As}(2,18)$	${}_{34}\text{Se}(2,55)$	${}_{36}\text{Kr}$
	${}_{37}\text{Rb}(0,82)$						${}_{54}\text{Xe}$

Le carbone, comme le montre le tableau ci-dessus, occupe une position intermédiaire dans le tableau périodique entre les éléments très électronégatifs (les halogènes) et les éléments électropositifs (les alcalins). Son électronégativité moyenne (2,55 selon Pauling) montre qu'il possède une forte tendance à former des liaisons de covalence. La chimie du carbone est essentiellement la chimie des composés covalents.

Rappel : Une liaison covalente résulte de la mise en commun de deux électrons de la couche externe de deux atomes A et B.

Ces liaisons peuvent être de type σ ou π .

Règles de combinaison : La symétrie joue un rôle très important dans la formation de la liaison. C'est elle qui détermine si le recouvrement est possible ou non, et c'est encore elle qui donne le nom des orbitales moléculaires formées.

Recouvrement axial (symétrie de révolution autour de l'axe z par exemple) (donne une σ et une σ^*)	- 1 OA s avec une autre OA s
	- 1 OA p_z avec une autre OA p_z
	- 1 OA s avec une OA p_z
Recouvrement latéral (existence de plan de symétrie) (donne une π et une π^*)	- 1 OA p_x avec une OA p_x
	- 1 OA p_y avec une OA p_y
Recouvrement nul	- p_x/p_y , s/p_x , s/p_y , p_z/p_x , p_z/p_y

Exemple : recouvrement axial d'une orbitale s et d'une orbitale p_z :

Exemple : recouvrement latéral entre deux orbitales $2p_z$ de deux atomes A et B :

Exemple : recouvrement nul entre deux orbitales s et $2p_x$:

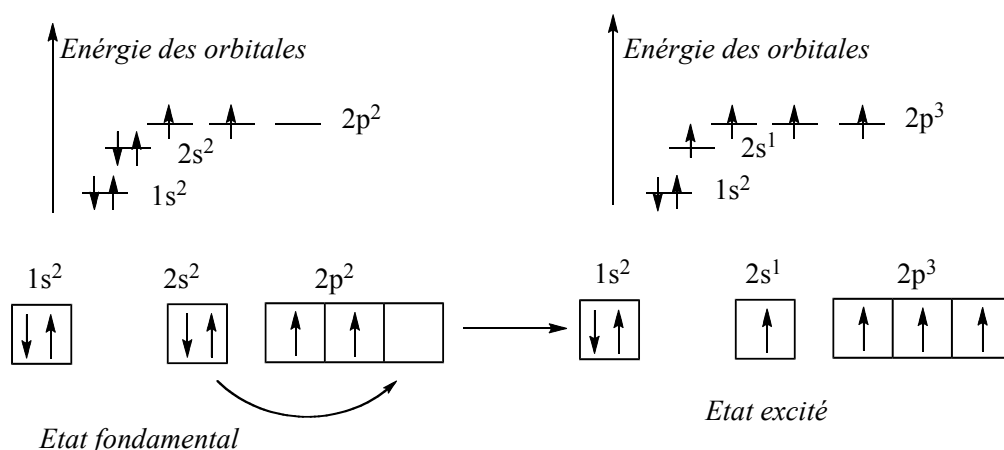
II.2. Valence du carbone

La configuration électronique du carbone à l'état fondamental est : $1s^2 2s^2 2p^2$

La valence d'un élément est déterminée par le nombre d'électrons célibataires sur sa couche externe. A l'état fondamental, le carbone possède deux électrons célibataires et par conséquent il pourrait avoir la valence 2. Les composés formés par le carbone à l'état de valence 2 sont **instables** car sa couche périphérique est incomplète, elle ne possède que 6 électrons au lieu de 8 prévus par la règle de l'octet.

Exemple : CCl_2 est une molécule très instable

Dans la plupart des composés organiques, le carbone forme quatre liaisons. Pour expliquer la valence 4, on est conduit à admettre l'hypothèse d'un état excité qui se traduit par la migration d'un électron 2s à une sous couche 2p :



ATOME DE CARBONE

STRUCTURE MOLECULAIRE

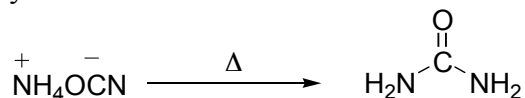
NOMENCLATURE DES COMPOSES ORGANIQUES

I. CHIMIE ORGANIQUE ET SES APPLICATIONS

La chimie est la science qui décrit la structure des molécules et les règles qui régissent leurs interactions. Elle a pour objet de décrire, expliquer et prévoir les transformations de la matière, qui peuvent s'observer lorsque des substances différentes sont en présence, et se produit entre elles une réaction. Plusieurs disciplines constituent cette science : chimie physique, chimie analytique, chimie théorique, biochimie, chimie minérale et chimie organique. C'est cette dernière discipline qui nous intéresse et pour la définir : il s'agit de la chimie du carbone et de ses composés qu'on appelle molécules organiques.

Pendant très longtemps, (avant le XIX^{ème} siècle), la communauté scientifique a cru que les composés organiques ne provenaient que des organismes vivants d'origine animale ou végétale.

En 1828, le chimiste allemand Friedrich Wöhler a réalisé la première synthèse d'un composé organique, l'urée, à partir du cyanate d'ammonium.



Liebig et Wöhler ont conclu que tous les composés organiques pouvaient être synthétisés au laboratoire en dehors de toute vie.

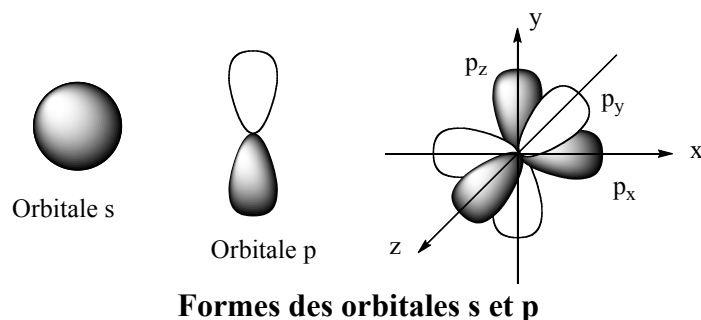
La chimie organique a un rôle essentiel dans notre vie quotidienne : santé, vêtements, énergie, transports, alimentation, matériaux, etc.

La fabrication de produits chimiques organiques de base représente 73 % du chiffre d'affaires de la chimie organique. On y trouve essentiellement de grands intermédiaires. À titre d'exemples, plusieurs millions de tonnes d'éthylène et de propylène sont synthétisés chaque année. Les matières plastiques de base représentent 22 % des ventes de l'ensemble de la chimie organique. Elles s'obtiennent par polymérisation des monomères produits par la chimie fine. Pour des raisons environnementales, la régénération de matières plastiques et leur recyclage constituent des activités complémentaires qui se développent fortement. Les caoutchoucs synthétiques ou élastomères, sous forme solide ou de latex, représentent également un pourcentage non négligeable au niveau de la production mondiale.

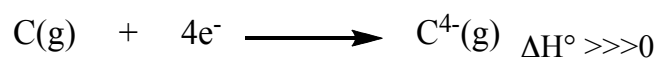
II. ATOME DE CARBONE

II.1. Propriétés de l'atome de carbone

Le numéro atomique Z du carbone est 6 et sa configuration électronique est : $1s^2 \underline{2s^2} \underline{2p^2}$



Pour une plus grande stabilité, un atome tend à perdre ou à gagner des électrons pour avoir la structure électronique du gaz rare le plus proche. Ainsi le carbone devrait perdre quatre électrons pour avoir la configuration électronique de l'Hélium ou bien gagner quatre électrons pour avoir la structure électronique du Néon (règle de l'octet).



Les charges très élevées qui apparaissent lors de pertes ou de gains d'électrons impliquent des processus énergétiquement très défavorisés (trop élevés). Le carbone a donc une très faible tendance à donner des ions.

Le tableau ci-dessous représente une partie du tableau de Mendeliev et permet de situer l'atome du carbone afin de mieux comprendre les propriétés de ce dernier.

Partie du tableau périodique, zX (Electronégativité selon Pauling)

	Bloc s		Bloc p					
$n=1$	${}_1\text{H}(2,2)$							${}_2\text{He}$
$n=2$	${}_3\text{Li}(0,98)$	${}_4\text{Be}(1,57)$	${}_5\text{B}(2,04)$	${}_6\text{C}(2,55)$	${}_7\text{N}(3,04)$	${}_8\text{O}(3,44)$	${}_9\text{F}(3,98)$	${}_{10}\text{Ne}$
$n=3$	${}_{11}\text{Na}(0,93)$	${}_{12}\text{Mg}(1,31)$	${}_{13}\text{Al}(1,61)$	${}_{14}\text{Si}(1,9)$	${}_{15}\text{P}(2,19)$	${}_{16}\text{S}(2,58)$	${}_{17}\text{Cl}(3,16)$	${}_{18}\text{Ar}$
	${}_{19}\text{K}(0,82)$	${}_{20}\text{Ca}(1)$	${}_{31}\text{Ga}(1,81)$	${}_{32}\text{Ge}(2,01)$	${}_{33}\text{As}(2,18)$	${}_{34}\text{Se}(2,55)$	${}_{35}\text{Br}(2,98)$	${}_{36}\text{Kr}$
	${}_{37}\text{Rb}(0,82)$						${}_{53}\text{I}(2,66)$	${}_{54}\text{Xe}$

Le carbone, comme le montre le tableau ci-dessus, occupe une position intermédiaire dans le tableau périodique entre les éléments très électronégatifs (les halogènes) et les éléments électropositifs (les alcalins). Son électronégativité moyenne (2,55 selon Pauling) montre qu'il possède une forte tendance à former des liaisons de covalence. La chimie du carbone est essentiellement la chimie des composés covalents.

Rappel : Une liaison covalente résulte de la mise en commun de deux électrons de la couche externe de deux atomes A et B.

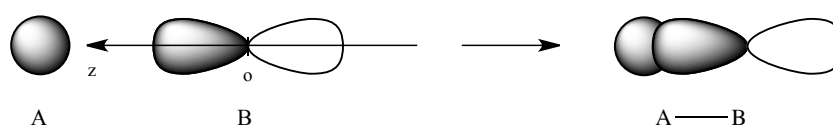


Ces liaisons peuvent être de type σ ou π .

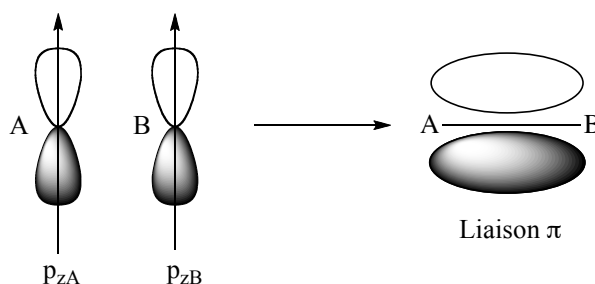
Règles de combinaison : La symétrie joue un rôle très important dans la formation de la liaison. C'est elle qui détermine si le recouvrement est possible ou non, et c'est encore elle qui donne le nom des orbitales moléculaires formées.

Recouvrement axial (symétrie de révolution autour de l'axe z par exemple) (donne une σ et une σ^*)	- 1 OA s avec une autre OA s
	- 1 OA p_z avec une autre OA p_z
	- 1 OA s avec une OA p_z
Recouvrement latéral (existence de plan de symétrie) (donne une π et une π^*)	- 1 OA p_x avec une OA p_x
	- 1 OA p_y avec une OA p_y
Recouvrement nul	- p_x/p_y , s/p_x , s/p_y , p_z/p_x , p_z/p_y

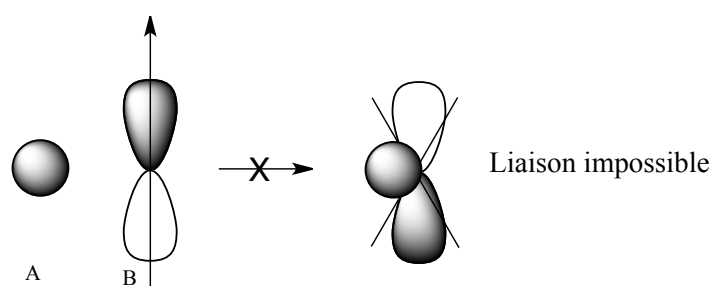
Exemple : recouvrement axial d'une orbitale s et d'une orbitale p_z :



Exemple : recouvrement latéral entre deux orbitales $2p_z$ de deux atomes A et B :



Exemple : recouvrement nul entre deux orbitales s et $2p_x$:



II.2. Valence du carbone

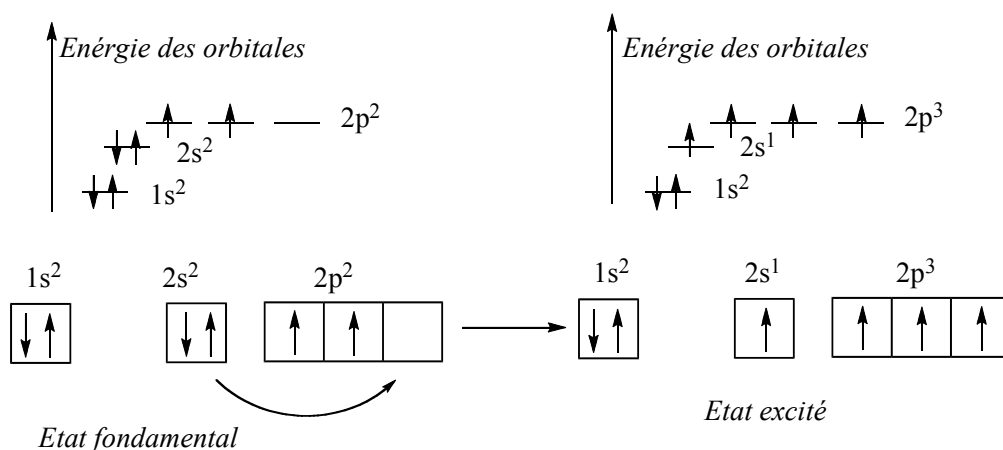
La configuration électronique du carbone à l'état fondamental est : $1s^2 2s^2 2p^2$



La valence d'un élément est déterminée par le nombre d'électrons célibataires sur sa couche externe. A l'état fondamental, le carbone possède deux électrons célibataires et par conséquent il pourrait avoir la valence 2. Les composés formés par le carbone à l'état de valence 2 sont **instables** car sa couche périphérique est incomplète, elle ne possède que 6 électrons au lieu de 8 prévus par la règle de l'octet.

Exemple : CCl_2 est une molécule très instable

Dans la plupart des composés organiques, le carbone forme quatre liaisons. Pour expliquer la valence 4, on est conduit à admettre l'hypothèse d'un état excité qui se traduit par la migration d'un électron 2s à une sous couche 2p :



III. STRUCTURE MOLÉCULAIRE ET NOMENCLATURE DES COMPOSÉS ORGANIQUES

III.3. Ecriture des molécules organiques

Les chimistes utilisent différentes façons de représenter ou d'écrire les molécules organiques : formule brute, formule développée plane, formule semi développée ou simplifiée.

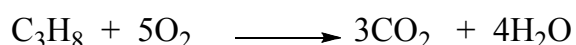
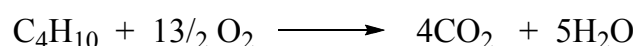
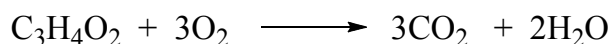
III.3.1. Formule brute

La formule brute d'un composé organique de type $C_xH_yO_zN_t$ indique le nombre et la nature des atomes qui composent la molécule. Elle n'a que peu d'intérêt car elle ne donne pas d'indice sur la façon dont les atomes sont liés entre eux.

Détermination de la formule brute

La connaissance d'une formule brute $C_xH_yO_zN_t$ par exemple nécessite la détermination exacte de x, y, z et t. Celle-ci peut être obtenue par les résultats de **l'analyse élémentaire**. C'est-à-dire l'identification et le dosage de chacun des éléments présents dans le composé. Ceci est rendu possible car tous les composés organiques "brûlent" au contact de l'oxygène d'une manière quantitative pour donner du dioxyde de carbone (CO_2), de l'eau (H_2O) faciles à mettre en évidence et dont la masse est également aisée à déterminer. Si le produit à analyser contient des hétéroatomes (N, Cl, Br, I, S, ...), on procède à une réaction en présence du sodium fondu. Les sels minéraux ainsi obtenus ($NaCN$, $NaCl$, $NaBr$, NaI , Na_2S , ...), sont caractérisés par des méthodes classiques de l'analyse minérale.

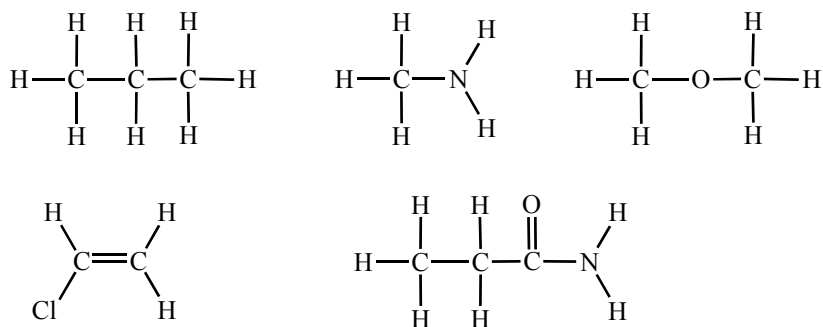
Exemples de combustion de certains produits organiques :



III.3.2. Formules développées planes

Cette écriture permet de développer toutes les liaisons et d'écrire tous les atomes dans le même plan, en respectant la valence de chaque atome :

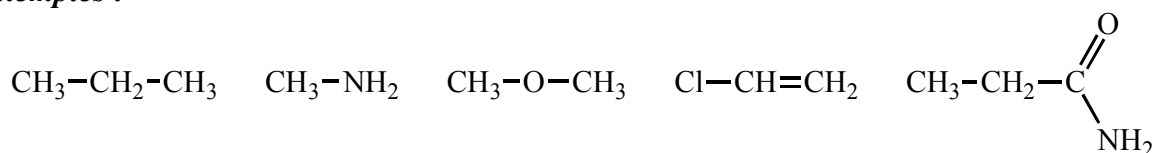
Exemples :



III.3.3. Formules semi-développées

Dans le but de simplifier l'écriture des molécules complexes, on supprime, dans les formules développées planes, les liaisons C-H, N-H et O-H. On obtient une écriture semi-développée :

Exemples :



Cette écriture peut être encore simplifiée en supprimant toutes les liaisons. On obtient alors la formule semi-développée condensée :

Exemples :

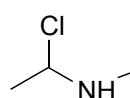
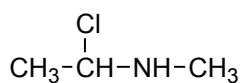
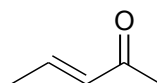
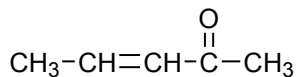
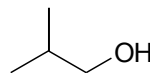
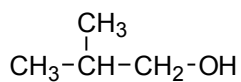
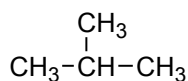


III.3.4. Formule simplifiée

Dans les formules simplifiées seuls le squelette carboné, les hétéroatomes et les fonctions sont représentés :

Formules semi-développées

Formules simplifiées



III.4. Groupements fonctionnels en chimie organique

On appelle groupement fonctionnel, tout groupe d'atomes qui, par leur arrangement donne des propriétés chimiques particulières aux molécules.

Tableau des principaux groupes fonctionnels des composés organiques
(R, R' sont des groupements alkyles)

Classe de composés	Structure générale	Groupe fonctionnel
Alcool	R-OH	-OH
Ethers	R-O-R'	-O-
Amines	$\begin{array}{c} \text{R}-\text{N}-\text{R}' \\ \\ \text{R}'' \end{array}$	
Aldéhydes	$\begin{array}{c} \text{R}-\text{C}-\text{H} \\ \\ \text{O} \end{array}$	$\begin{array}{c} \text{---C-H} \\ \\ \text{O} \end{array}$
Cétones	$\begin{array}{c} \text{R}-\text{C}-\text{R}' \\ \\ \text{O} \end{array}$	$\begin{array}{c} \text{---C---} \\ \\ \text{O} \end{array}$
Acides carboxyliques	$\begin{array}{c} \text{R}-\text{C}-\text{OH} \\ \\ \text{O} \end{array}$	$\begin{array}{c} \text{---C-OH} \\ \\ \text{O} \end{array}$
Esters	$\begin{array}{c} \text{R}-\text{C}-\text{OR}' \\ \\ \text{O} \end{array}$	$\begin{array}{c} \text{---C-O---} \\ \\ \text{O} \end{array}$
Amides	$\begin{array}{c} \text{R}-\text{C}-\text{NR}'\text{R}'' \\ \\ \text{O} \end{array}$	$\begin{array}{c} \text{---C-N---} \\ \quad \\ \text{O} \end{array}$
Anhydrides	$\begin{array}{c} \text{R}-\text{C}-\text{O}-\text{C}-\text{R}' \\ \quad \quad \\ \text{O} \quad \quad \text{O} \end{array}$	$\begin{array}{c} \text{---C-O-C---} \\ \quad \quad \\ \text{O} \quad \quad \text{O} \end{array}$
Nitriles	$\text{R-C}\equiv\text{N}$	$\text{---C}\equiv\text{N}$
Halogénures d'acyles	$\begin{array}{c} \text{R}-\text{C}-\text{X} \\ \\ \text{O} \end{array}$	$\begin{array}{c} \text{---C-X} \\ \\ \text{O} \end{array}$
Halogénoalcane	R-X	-X

III.5. Isomérisation

On distingue deux types d'isomérisation :

- **L'isomérisation de constitution** (ou de structure) : deux isomères de constitution ont la même formule brute mais des formules planes différentes.
- **L'isomérisation configurationnelle** (voir Chapitre III) : deux stéréoisomères ont la même formule plane, mais diffèrent par l'arrangement des atomes dans l'espace.

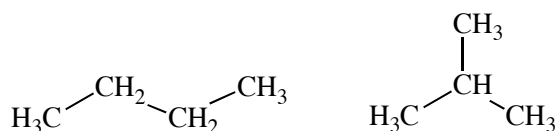
III.5.1. Isomérisation de constitution

Il existe trois types d'isomérisation de constitution ou de structure.

III.5.1.a. Isomérisation de chaîne

L'enchaînement des carbones (squelette) est différent :

Exemple : C_4H_{10}



Ces isomères de chaînes ont des propriétés physiques différentes et des propriétés chimiques à peu près semblables.

III.5.1.b. Isomérisation de fonction

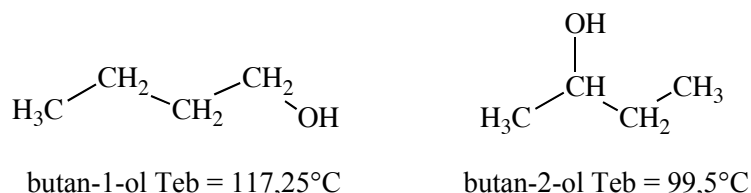
Ces composés ont la même formule brute mais des fonctions différentes. Leurs propriétés physiques et chimiques sont différentes.

Exemple : C_2H_6O :

Ethanol	CH_3CH_2OH	liquide	Teb = 78,5°C
Diméthyléther	CH_3OCH_3	gaz à température ordinaire	Teb = -23,6°C

III.5.1.c. Isomérisation de position

Ces composés ont la même formule brute, la même fonction mais ils diffèrent par la position de la fonction sur la chaîne carbonée. Ils ont des propriétés physiques et chimiques assez voisines :



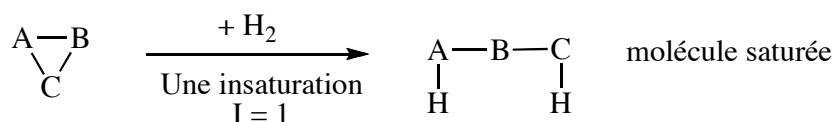
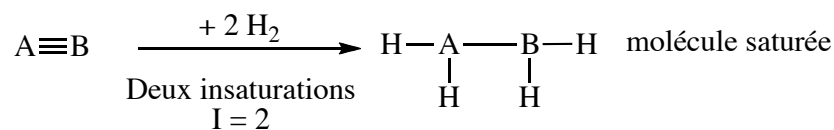
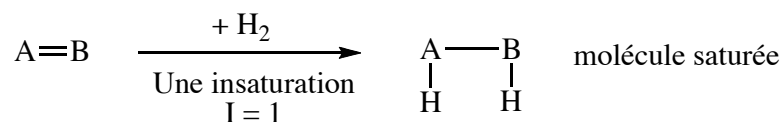
III.6. Recherche des formules planes

L'analyse élémentaire nous permet de retrouver la formule brute, du type $C_xH_yO_zN_t$. Pour trouver toutes les formules planes possibles, on utilise l'indice d'insaturation « I » qui nous

indique le nombre d'insaturations, c'est-à-dire le nombre de liaison π et /ou des cycles dans une molécule.

Avec la valence quatre du carbone, si on a n atomes de carbone, on aura au maximum $(2n+2)$ atomes d'hydrogènes. Dans ce cas la molécule est dite saturée.

Définition de l'Indice d'Insaturation I : C'est le nombre de dihydrogène que l'on peut ajouter à une molécule donnée pour la rendre saturée.



Autrement dit, une insaturation dans une molécule signifie la présence soit d'une double liaison soit d'un cycle. Une molécule dont l'indice d'insaturation est égal à deux, implique la présence soit de deux doubles liaisons, soit d'une double liaison et d'un cycle soit d'une triple liaison.

Calcul de l'indice d'insaturation I (I doit être un nombre entier positif ou nul).

$$I = \frac{(2n_{\text{IV}} + 2) - n_{\text{I}} + n_{\text{III}}}{2}$$

- n_{I} est le nombre d'atomes monovalents (Hydrogène, Halogènes F, Cl, Br, I)
- n_{III} est le nombre d'atomes trivalents (N, P)
- n_{IV} est le nombre d'atomes tétravalents (C, Si)
- Les atomes divalents (O, S) n'interviennent pas dans la formule.

Exemple : calcul du degré d'insaturation pour les molécules $\text{C}_3\text{H}_{16}\text{O}$ et $\text{C}_4\text{H}_7\text{Cl}$

- $\text{C}_3\text{H}_{16}\text{O}$ $I = ((2 \cdot 3 + 2) - 16) / 2 = -4 < 0$ donc la formule n'existe pas.
- $\text{C}_4\text{H}_7\text{Cl}$ $I = ((2 \cdot 4 + 2) - 8) / 2 = 1$ Donc la formule contient une insaturation qui peut être une double liaison ou un cycle.

III.5. Nomenclature en chimie organique

A la fin du XVIII^{ème} et au début du XIX^{ème} siècle, les composés organiques étaient nommés selon une nomenclature triviale. Le nom des composés correspondait souvent à son origine.

Exemple : l'acide lactique (présent dans les produits laitiers), l'acide succinique (extrait du succin ou ambre jaune), l'acide gallique (extrait des sels essentiels de la noix de galle), etc.
A l'époque, seuls quelques dizaines de composés organiques étaient connus et tous naturels d'origine animale ou végétale.

Grâce à la recherche et au développement extraordinaire qu'a connu la chimie organique au XX^{ème} siècle, on dénombre actuellement entre 7 et 10 millions de composés organiques. A l'heure actuelle des milliers d'autres composés sont trouvés chaque jour dans les laboratoires de recherche. Il s'est posé alors le problème de les nommer. Pour cela, l'Union Internationale de Chimie Pure et Appliquée (IUPAC : International Union of Pure and Applied Chemistry) a instauré en 1965.

Règles de nomenclature en chimie organique :

Alcanes à chaîne linéaire :

Le nom des alcanes se termine par le suffixe "ane". Les radicaux correspondants sont obtenus par enlèvement d'un hydrogène sur un carbone terminal. Pour nommer un radical, il suffit de remplacer la terminaison "ane" par "yle".

Tableau regroupant les premiers alcanes et les radicaux correspondants :

Formule	Nom de l'alcane	Formule	Radical
CH ₄	Méthane	CH ₃ -	Méthyle
CH ₃ CH ₃	Ethane	CH ₃ CH ₂ -	Ethyle
CH ₃ CH ₂ CH ₃	Propane	CH ₃ CH ₂ CH ₂ - (CH ₃) ₂ CH-	n-Propyle Isopropyle
CH ₃ CH ₂ CH ₂ CH ₃	n-Butane	CH ₃ CH ₂ CH ₂ CH ₂ - CH ₃ CH ₂ CH(CH ₃)- (CH ₃) ₂ CHCH ₂ -	n-Butyle sec-Butyle Isobutyle
(CH ₃) ₃ CH	Tertiobutane	(CH ₃) ₃ C-	Tertiobutyle
CH ₃ (CH ₂) ₃ CH ₃	n-Pentane		
(CH ₃) ₄ C	Néopentane	(CH ₃) ₃ CCH ₂ -	Néopentyle
CH ₃ (CH ₂) ₄ CH ₃	n-Hexane	CH ₃ (CH ₂) ₄ CH ₂ -	n-Hexyle
CH ₃ (CH ₂) ₅ CH ₃	n-Hepane	CH ₃ (CH ₂) ₅ CH ₂ -	n-Heptyle
CH ₃ (CH ₂) ₆ CH ₃	n-Octane	CH ₃ (CH ₂) ₆ CH ₂ -	n-Octyle
CH ₃ (CH ₂) ₇ CH ₃	n-Nonane	CH ₃ (CH ₂) ₇ CH ₂ -	n-Nonyle

10 carbones	Décane	$\text{CH}_3(\text{CH}_2)_8\text{CH}_2-$	n-Décyle
11 carbones	Undécane	$\text{CH}_3(\text{CH}_2)_9\text{CH}_2-$	n-Undécyle
20 carbones	Eicosane		

Alcanes à chaîne ramifiée

Règle n°1 : L'hydrocarbure prend le nom de la plus longue chaîne présente dans la formule.

Règle n°2 : S'il existe plusieurs enchaînements de même longueur, on choisit comme chaîne principale celle qui comporte le plus grand nombre de ramifications.

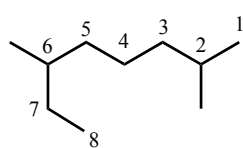
Règle n°3 : On numérote cette chaîne à partir de l'extrémité la plus proche des ramifications. Le sens de la numérotation est choisi de façon à obtenir l'ensemble de ``plus bas indice``. Cet ensemble est celui qui comporte l'indice le plus bas dès qu'apparaît la première différence.

Règle n°4 : Lorsque les indices de numérotation sont les mêmes dans les deux sens, on attribut l'indice le plus petit au premier nommé.

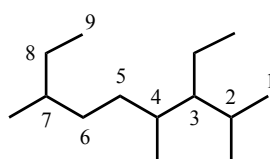
Règle n°5 : On range les substituants par ordre alphabétique avant le nom de l'hydrocarbure. Chaque substituant est précédé du numéro du carbone qui le porte. La voyelle terminale des noms des substituants est supprimée.

Règle n°6 : Lorsqu'une molécule contient un même substituant en plusieurs exemplaires, on fait précéder le nom de celui-ci par un préfixe multiplicatif, di, tri, tétra, ... Les positions d'attache de ces substituants sur la chaîne principale sont indiquées par des numéros séparés par des virgules.

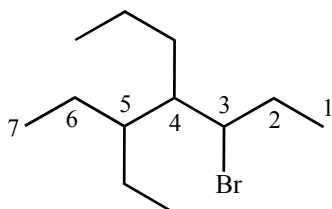
Attention : les préfixes multiplicatifs ne sont pas pris en compte dans l'ordre alphabétique contrairement aux préfixes *iso* et *néo*.



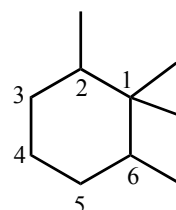
2,6-Diméthyl-octane



3-Ethyl-2,4,7-triméthyl-nonane



3-Bromo-5-éthyl-4-n-propylheptane

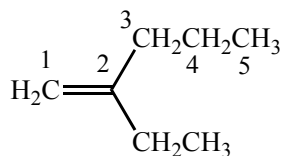


1,1,2,6-Tetraméthylcyclohexane

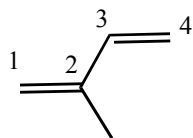
Alcènes et alcynes : Pour les nommer, on remplace la terminaison « ane » des alcanes par la terminaison « ène » pour les alcènes ou « yne » pour les alcynes.

Règle n°7 : la chaîne principale est celle qui contient le plus de liaisons multiples (doubles et/ou triples) et non forcément la plus longue.

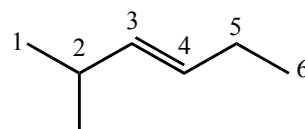
Règle n°8 : on numérote la chaîne de manière à donner à ces liaisons (globalement) les plus bas indices. En cas d'ambiguïté, la priorité est donnée à la double liaison.



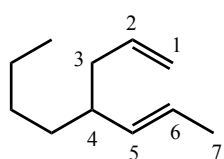
2-Ethylpent-1-ène



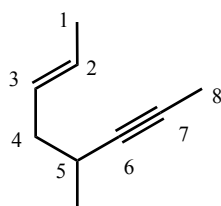
2-Méthylbuta-1,3-diène



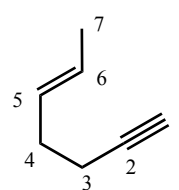
2-Méthylhex-3-ène



4-n-Butylheta-1,5-diène



5-Méthyl-oct-2-én-6-yne



Hept-5-én-1-yne

Fonctions simples et multiples

Règle n°9 : La chaîne principale est celle qui possède la fonction prioritaire et le plus de groupements fonctionnels. Elle prend le nom de l'hydrocarbure.

Règle n°10 : Elle est suivie d'un suffixe, celui de la fonction prioritaire; les ramifications et les autres fonctions sont mises en préfixe.

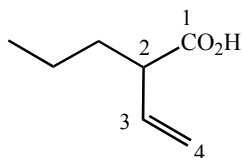
Règle n°11 : On numérote cette chaîne de manière à attribuer à la fonction principale le plus petit indice possible.

Tableau : ordre de priorité des principales fonctions

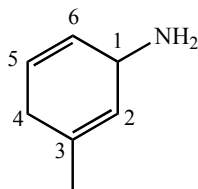
FONCTION	FORMULE	SUFFIXE	PREFIXE
Acide	RCOOH	Acide h.c. oïque	carboxy
Ester	RCOOR'	h.c. oate d'alkyle	Alkoxycarbonyle
Halogénure d'acide	RCOX	Halogénure de h.c. oyle	Halogénoformyle
Amide	RCONH ₂	h.c. amide	Alcanamide
Nitrile	RCN	h.c. nitrile	Cyano
Aldéhyde	RCHO	h.c. al	Oxo (formyle)
Cétone	RCOR'	h.c. one	Oxo (céto)
Alcool	ROH	h.c. ol	Hydroxy
Amine	RNH ₂	h.c. amine	Amino

Composés nitrés	RNO ₂	Jamais en suffixe	Nitro
Composés halogénés	RX	Jamais en suffixe	Halogéno
Ethers	ROR'	Jamais en suffixe	alkoxy

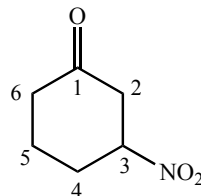
Exemples :



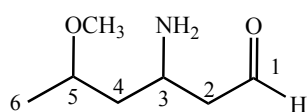
Acide 2-n-propylbut-3-énoïque



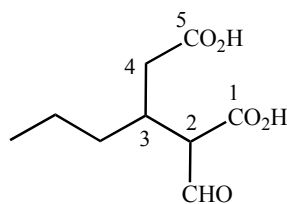
3-Méthylcyclohexa-2,5-diénamine



3-Nitrocyclohexanone



3-Amino-5-méthoxyhexanal



Acide 2-formyl-3-n-propylpentandioïque

Ce que vous devez retenir

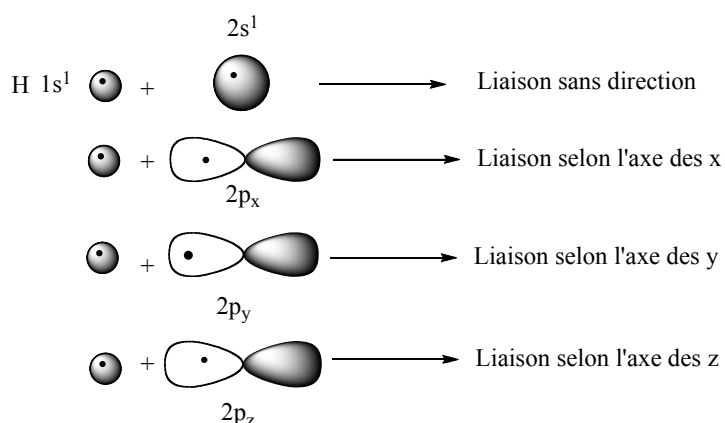
- ✓ Valence 4 pour le carbone
- ✓ Les trois états d'hybridation du carbone
- ✓ Les différentes écritures des composés organiques
- ✓ Retrouver la formule brute d'un composé organique (analyse élémentaire)
- ✓ Calculer l'indice d'insaturation
- ✓ Nomenclature des composés organiques simples

II.3. Etats d'hybridation du carbone

Examinons une molécule telle que le méthane CH_4 .

Avec l'hypothèse de l'état excité du carbone (1 électron 2s et 3 électrons 2p) on aurait dans cette molécule du méthane deux types de liaisons :

- Une liaison sans direction entre un électron 1s d'un hydrogène et un électron 2s du carbone (les orbitales s ont une symétrie sphérique).
- Trois liaisons, chacune entre un électron 1s des trois autres atomes d'hydrogène et un électron 2p du carbone (ces trois liaisons font entre elles un angle de 90° comme les trois orbitales $2p_x$, $2p_y$ et $2p_z$)



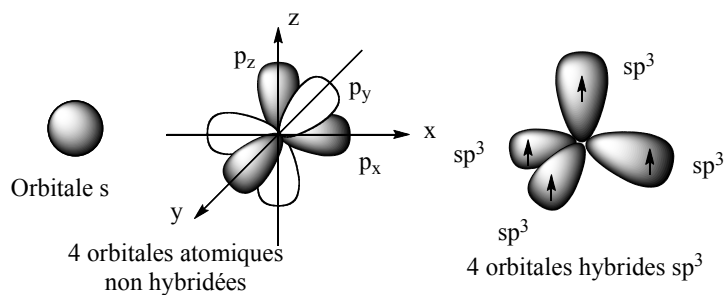
Or l'examen de cette molécule par des méthodes spectroscopiques montre d'une part, qu'il s'agit d'une molécule qui possède quatre liaisons parfaitement identiques et d'autre part que cette molécule est symétrique avec des angles de valence de $109^\circ 28'$. Donc l'hypothèse de l'état excité du carbone avec la valence 4 est insuffisante pour expliquer la géométrie et la structure des molécules, d'où la nécessité de la **théorie d'hybridation**.

Rappel : L'hybridation est une combinaison linéaire des fonctions d'ondes correspondantes aux orbitales atomiques du carbone qui permet de passer de n orbitales atomiques différentes à n orbitales atomiques hybrides équivalentes et disposées dans l'espace de manière à ce qu'elles soient les plus éloignées les unes des autres.

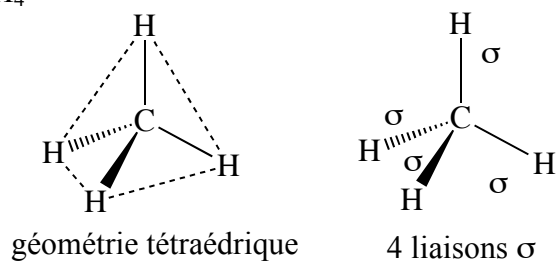
Ainsi, le carbone peut avoir trois types d'hybridations : sp^3 , sp^2 et sp selon qu'on combine une orbitale s avec trois, deux ou une orbitale p.

II.3.3. Hybridation sp^3

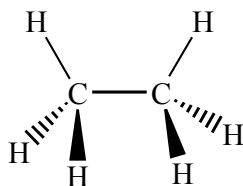
sp^3 correspond à la combinaison d'une orbitale s et de trois orbitales p pour conduire à quatre orbitales hybrides nommées sp^3 dont les axes font entre eux des angles de $109^\circ 28'$. La géométrie autour du carbone est tétraédrique :



Exemple : le méthane CH_4



Exemple : l'éthane C_2H_6

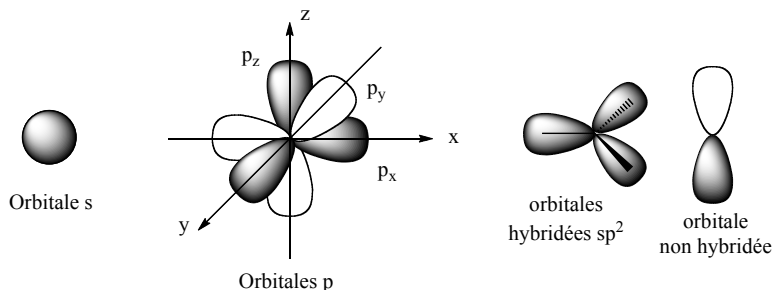


En résumé : un carbone dans l'état d'hybridation sp^3

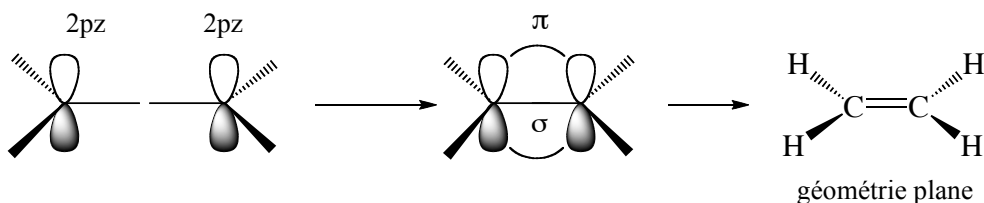
- ✓ voit autour de lui 4 liaisons σ ,
- ✓ occupe le centre d'un tétraèdre.

II.3.3. Hybridation sp^2

La combinaison d'une orbitale s et de deux orbitales p du carbone conduit à trois orbitales hybrides sp^2 équivalentes dirigées du centre vers les sommets d'un triangle équilatéral. L'orbitale 2p qui ne participe pas à l'hybridation, reste inchangée et son axe est perpendiculaire au plan contenant les orbitales hybrides sp^2 .



Exemple : l'éthylène C_2H_4



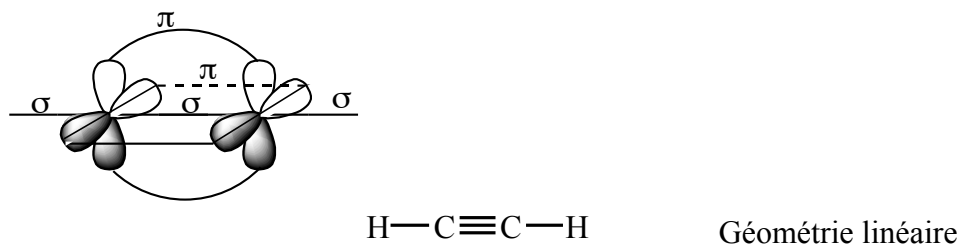
En résumé : un carbone dans l'état d'hybridation sp^2

- ✓ voit autour de lui 3 liaisons σ et une liaison π ,
- ✓ occupe le centre d'un triangle plan.

II.3.4. Hybridation sp

L'hybridation d'une orbitale s et d'une orbitale p du carbone conduit à deux orbitales hybrides sp équivalentes. Leurs axes sont colinéaires. Les orbitales non hybridées p ont leur axe perpendiculaire à l'axe des deux orbitales sp et donnent lieu à deux recouvrements latéraux conduisant à deux liaisons π .

Exemple : l'acétylène C_2H_2



Remarque : dans la molécule de CO_2 ($O=C=O$), le carbone est hybridé sp .

En résumé : un carbone dans l'état d'hybridation sp

- ✓ voit autour de lui 2 liaisons σ et 2 liaison π ,
- ✓ a une géométrie linéaire.

Remarque sur l'électronégativité du carbone dans les trois états d'hybridation

D'après Pauling, le tableau ci-dessous résume les différentes électronégativités du carbone selon son état d'hybridation.

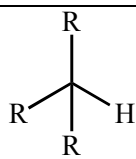
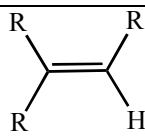
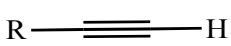
Etat d'hybridation	sp^3	sp^2	sp
Electronégativité	2,48	2,75	3,30
% du caractère s	25	33,3	50

Dans les trois états d'hybridation, on s'aperçoit que plus le caractère s augmente, plus l'électronégativité du carbone augmente. Ceci est dû à la nature de l'orbitale s (symétrie sphérique, état proche du noyau, stabilité). Ainsi, un carbone sp^3 est moins électronégatif qu'un carbone sp^2 , lui même moins électronégatif qu'un carbone sp .

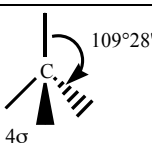
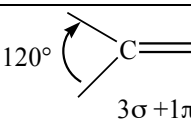
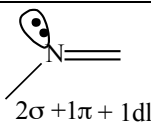
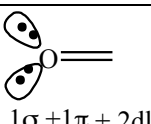
Ceci permet d'expliquer également la longueur de la liaison C-C selon qu'elle soit simple, double ou triple :

Liaison	$C-C$	$C=C$	$C\equiv C$
Longueur en Å	1,54	1,34	1,20

Par ailleurs, on constate que l'acidité croît avec le degré de caractère s.

Hybridation	sp^3	sp^2	sp
			
pKa	42	36,5	25

Comme pour le carbone, les atomes d'azote et d'oxygène possèdent des orbitales s et p dans leur couche externe. Par analogie avec le carbone, on parlera d'un état d'hybridation pour ces atomes :

	sp^3	sp^2	sp
Carbone $Z = 6$ Valence = 4	 4σ	 $3\sigma + 1\pi$	$—C\equiv$ ou $=C=$ $2\sigma + 2\pi$
Azote $Z = 7$ Valence = 3	 $3\sigma + 1\text{ dl}$	 $2\sigma + 1\pi + 1\text{dl}$	 $1\sigma + 2\pi + 1\text{dl}$
Oxygène $Z = 8$ Valence = 2	 $2\sigma + 2\text{ dl}$	 $1\sigma + 1\pi + 2\text{dl}$	

dl= doublet libre

ATTENTION : La GEOMETRIE d'une molécule tient compte des doublets liants et non liants autour de l'atome central, alors que LA FORME d'une molécule tient compte des noyaux des atomes (ne tient donc pas compte des doublets non liants ou doublets libres dl). Ainsi, si on prend l'exemple de la molécule H_2O dans laquelle l'oxygène est hybridé sp^3 , la GEOMETRIE est tétraédrique (comme le prévoit l'état d'hybridation sp^3) mais la FORME est en V (on parle de forme coudée).

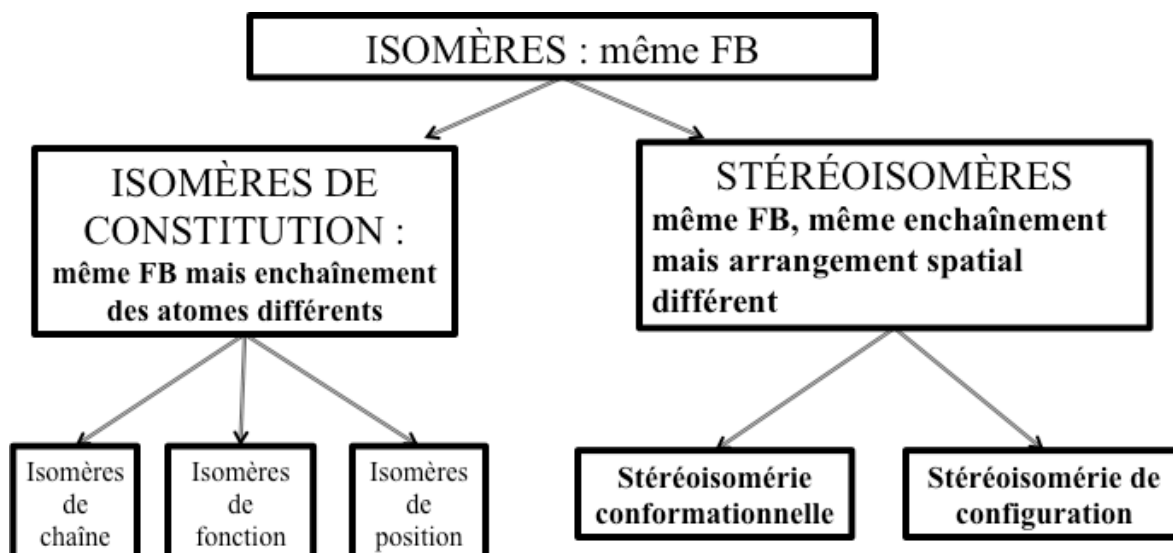
STEREISOMERIE

I. INTRODUCTION

L'étymologie du mot stéréoisomérisation est l'étude de l'arrangement spatial des atomes dans une molécule (Stéréo veut dire "espace" et isomérisation "même molécule").

Deux stéréoisomères ont la même formule semi-développée plane mais diffèrent par la position relative dans l'espace des atomes qui les constituent.

Le schéma ci-après résume les différents isomères issus d'une même formule brute (FB) :



II. REPRESENTATIONS CONVENTIONNELLES MOLECULES ORGANIQUES

DES

Il existe différentes manières pour représenter les molécules organiques. Les plus courantes sont la représentation de **Cram**, la projection de **Newman** et la projection de **Fischer**.

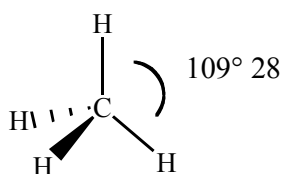
II.1. Représentation dans l'espace

La **représentation de Cram** est une représentation qui respecte la géométrie autour de chaque atome de carbone. Dans cette représentation les conventions suivantes doivent être respectées :

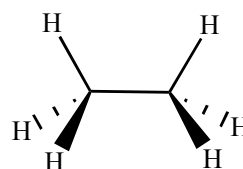
C—H liaison dans le plan de la feuille

C $\blacktriangleleft$ H liaison en avant du plan de la feuille

C $\cdots\cdots\cdots$ H liaison en arrière du plan de la feuille



CH₄ Méthane

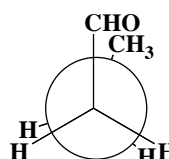
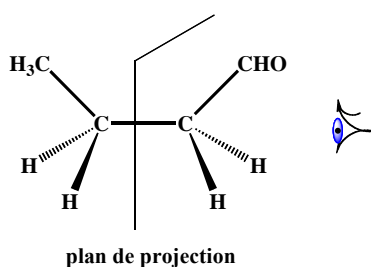


CH₃CH₃ Ethane

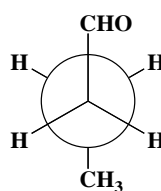
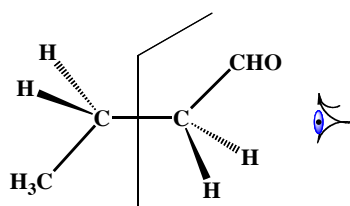
II.2. Projection de Newman

La projection de Newman consiste à regarder la molécule dans l'axe de la liaison C-C et à la projeter sur un plan perpendiculaire à cet axe :

Exemple : projection de Newman du butanal (CH₃CH₂CH₂CHO) selon l'axe C₂-C₃:



Eclipsée

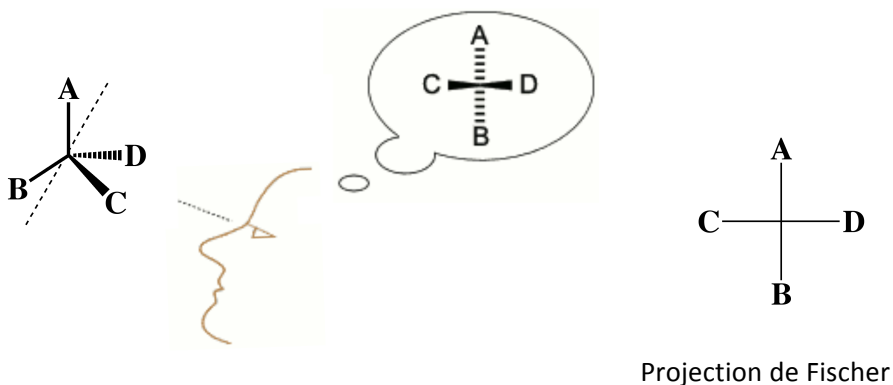


Décalée

II.3. Projection de Fischer

Le chimiste allemand Hermann Emil Fischer (prix Nobel en 1902) à qui l'on doit notamment la détermination de la stéréochimie complète du glucose, est le créateur d'un mode de représentation très utilisé dans **la chimie des sucres**.

Projection de la représentation spatiale dans un plan :



Afin de respecter l'idée première de Fischer, il est **souhaitable** que dans une projection de Fischer :

- ✓ La chaîne principale au niveau de la nomenclature soit verticale.
- ✓ L'indice le plus petit au niveau de la nomenclature soit en haut.

Par contre, les deux conventions absolument indispensables et nécessaires dans une représentation de Fischer sont :

- ✓ Tout ce qui est horizontal est devant le plan de projection.
- ✓ Tout ce qui est vertical est derrière le plan de projection.

Une fois la projection de Fischer est faite, les liaisons ne sont plus interchangeables.

Exemple : Projection de Fischer de l'acide lactique $\text{CH}_3\text{CH}(\text{OH})\text{CO}_2\text{H}$

