

Chimie Organique

Université de Tissemsilt



Dr. IMANE TIFFOUR

Table des matières



Objectifs	4
Introduction	5
I - Rappel	7
1. Objectif	7
2. structure atomique	7
3. Liaison ionique	7
4. Réactions chimiques	7
5. Équilibres chimiques	8
6. Exercice	8
7. Exercice	8
8. Exercice	9
9. Exercice	9
10. Exercice	9
11. Questions à Réponses Courtes	9
12. Questions à Développement	9
13. Réponses Courtes	10
II - - CHAPITRE I : Généralités	11
1. Objectif	11
2. Etude de l'atome de carbone et de ces liaisons	11
3. Electronégativité	12
4. Exercice :	12
5. TD1	14
III - CHAPITRE II : Classification des fonctions organiques	15
1. Objectifs	15

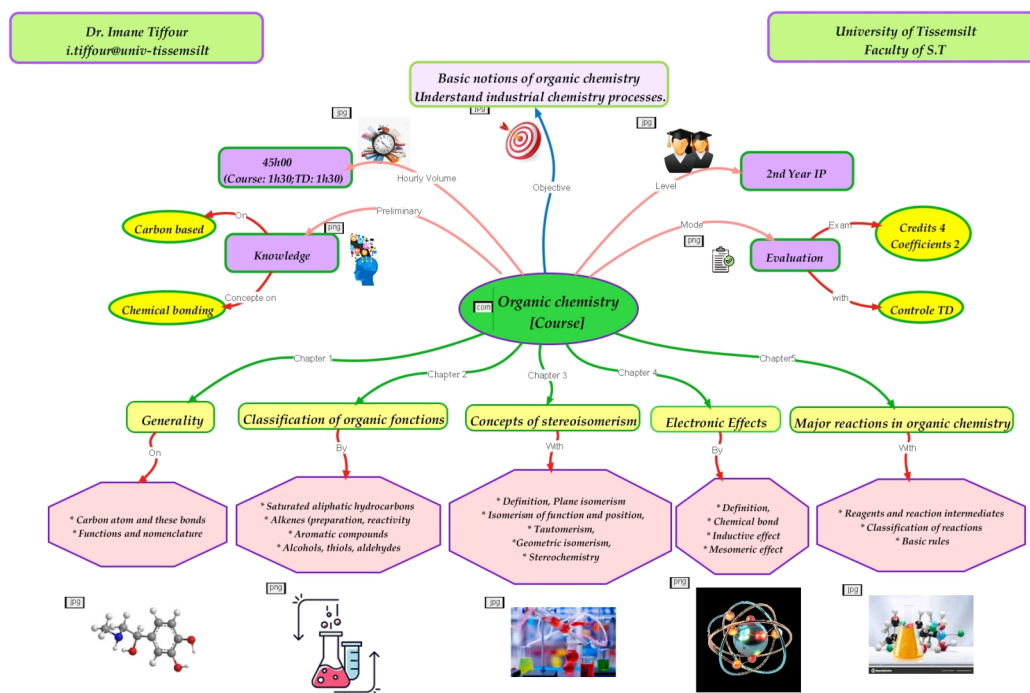
2. Les hydrocarbures aliphatiques saturés (linéaires, ramifiés)	15
2.1. La propriété du carbone	16
2.2. La double liaison	17
3. La formule développée	17
4. Notions générales de nomenclature	18
5. Exercice :	21
6. TD2	24
Conclusion	25
Solutions des exercices	26
Bibliographie	28
Crédits des ressources	29

Objectifs

Introduire les notions de base de la chimie organique et présenter les principaux dérivés fonctionnels en vue de comprendre les procédés de la chimie industrielle.

- Description des mécanismes d'obtention de différentes fonctions et les principales réactions rencontrées en chimie organique.

Introduction



carte conceptuelle

La chimie organique est le domaine de la chimie qui implique l'étude du carbone et de ses composés. On sait désormais que le carbone forme un nombre apparemment illimité de composés. Les utilisations de composés organiques ont un impact quotidien sur notre vie en médecine, en agriculture et dans la vie en général.

En théorie (Oparin, 1923), la chimie organique pourrait avoir ses débuts avec le big bang lorsque les composants de l'ammoniac, de l'azote, du dioxyde de carbone et du méthane se sont combinés pour former des acides aminés, une expérience qui a été vérifiée en laboratoire (Miller, 1950). Les produits chimiques organiques étaient utilisés dans l'Antiquité par les Romains et les Égyptiens comme colorants, médicaments et poisons d'origine naturelle, mais la composition chimique de ces substances était inconnue.

Au XVI^e siècle, des composés organiques ont été isolés de la nature à l'état pur (Scheele, 1769) et des méthodes analytiques ont été développées pour déterminer la composition élémentaire (Lavoisier, 1784).

Les scientifiques croyaient (Berzelius, 1807) que les produits chimiques organiques trouvés dans la nature contenaient une « force vitale » spéciale qui dirigeait leur synthèse naturelle et qu'il serait donc impossible de réaliser une synthèse en laboratoire de ces produits chimiques. Heureusement, plus tard au cours du siècle, Frederick Wöhler (1828) découvrit que l'urée, un composant naturel de l'urine, pouvait être synthétisée en laboratoire en

chauffant du cyanate d'ammonium. Sa découverte signifiait que la « force vitale » naturelle n'était pas nécessaire pour synthétiser des composés organiques et ouvrait la voie à de nombreux chimistes pour synthétiser des composés organiques.

Au milieu du XIXe siècle, de nombreux progrès avaient été réalisés dans la découverte, l'analyse et la synthèse de nombreux nouveaux composés organiques. La compréhension des structures de la chimie organique a commencé avec une théorie des liaisons appelée théorie de la valence (Kekule, Couper, 1858).

La chimie organique est devenue une science productive et passionnante au XIXe siècle. De nombreuses nouvelles méthodes de synthèse, mécanismes de réaction, techniques analytiques et théories structurales ont été développées. Vers la fin du siècle, une grande partie des connaissances en chimie organique s'est étendue au

étude des systèmes biologiques tels que les protéines et l'ADN. Des volumes d'informations sont publiés mensuellement dans des revues, des livres et des médias électroniques sur la chimie organique et biologique.

La vaste information disponible aujourd'hui signifie que les nouveaux étudiants en chimie organique nécessitent de nombreuses études. Les étudiants doivent en apprendre davantage sur les réactions organiques, les mécanismes, la synthèse, l'analyse et la fonction biologique.

L'étude de la chimie organique, bien que complexe, est très intéressante, et commence ici par une introduction à la théorie des liaisons chimiques.

Rappel



1. Objectif

Ces concepts fondamentaux constituent la base de la chimie et sont essentiels pour la compréhension de la chimie organique, où les structures et les réactions des composés contenant du carbone sont étudiées en détail.

2. structure atomique

1. Atome : L'unité de base de la matière, constituée d'un noyau (composé de protons et de neutrons) entouré d'électrons en mouvement dans des orbitales.
2. Numéro atomique (Z) : Le nombre de protons dans le noyau d'un atome, déterminant l'identité de l'élément.
3. Masse atomique: La somme des protons et des neutrons dans le noyau.
4. Isotopes: Des atomes du même élément avec des nombres de neutrons différents, donc des masses atomiques différentes.
5. Configuration électronique : La distribution des électrons autour du noyau dans des niveaux d'énergie et des sous-niveaux spécifiques.

3. Liaison ionique

1. Liaison ionique: Formation entre des atomes avec une grande différence d'électronégativité, où un atome cède un ou plusieurs électrons à un autre, formant des ions (cations et anions) qui s'attirent électro-statiquement.
2. Liaison covalente : Partage d'une ou plusieurs paires d'électrons entre deux atomes. Peut être polaire (partage inégal) ou non polaire (partage égal).
3. Liaison métallique : Des électrons délocalisés autour de plusieurs noyaux atomiques, typique des métaux.
4. Liaisons faibles : Incluent les liaisons hydrogène et les forces de Van der Waals, essentielles dans les interactions moléculaires.

4. Réactions chimiques

1. Équations chimiques : Représentation symbolique des réactions chimiques où les réactifs sont transformés en produits.
2. Conservation de la masse : Principe selon lequel la masse totale des réactifs est égale à la masse totale des produits.
3. Types de réactions :
 - Synthèse : Deux ou plusieurs substances combinent pour former un composé plus complexe ($A + B \rightarrow AB$).

- Décomposition : Un composé se sépare en deux ou plusieurs substances plus simples ($AB \rightarrow A + B$).
 - Déplacement simple : Un élément réactif remplace un élément dans un composé ($A + BC \rightarrow AC + B$).
 - Déplacement double : Échange de partenaires entre deux composés ($AB + CD \rightarrow AD + CB$).
4. Catalyseurs : Substances qui augmentent la vitesse d'une réaction chimique sans être consommées.

5. Équilibres chimiques

1. État d'équilibre : Situation dans laquelle les vitesses des réactions directes et inverses sont égales, entraînant des concentrations constantes des réactifs et des produits.
2. Constante d'équilibre (K) : Expression mathématique de l'équilibre pour une réaction donnée, dépendant des concentrations des réactifs et des produits à l'équilibre.
3. Principe de Le Chatelier : Lorsqu'un système à l'équilibre est perturbé (par changement de concentration, de pression ou de température), le système réagit de manière à minimiser cette perturbation et rétablir un nouvel équilibre.
4. Équilibre hétérogène : Équilibre impliquant des substances dans différentes phases (solide, liquide, gaz).

6. Exercice

[solution n°1 p.26]

Quelle particule subatomique détermine l'identité d'un élément ?

- Neutron
- Proton
- Électron
- Quark

7. Exercice

[solution n°2 p.26]

Quelle est la configuration électronique du carbone ($Z = 6$)

- $1s^2 2s^2 2p^2$
- $1s^2 2s^2 2p^4$
- $1s^2 2s^1 2p^3$
- $1s^2 2s^2 3s^2$

8. Exercice

[solution n°3 p.26]

Quel type de liaison chimique implique le partage d'une paire d'électrons entre deux atomes ?

- Liaison ionique
- Liaison covalente
- Liaison métallique
- Liaison hydrogène

9. Exercice

[solution n°4 p.26]

Dans une réaction de décomposition, le peroxyde d'hydrogène (H_2O_2) se décompose en eau (H_2O) et oxygène (O_2).

Quelle est l'équation chimique équilibrée de cette réaction ?

- $2\text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow 2\text{H}_2\text{O} + \text{O}_2$
- $\text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{O} + \text{O}_2$
- $2\text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow 2\text{H}_2\text{O} + 2\text{O}_2$
- $\text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow 2\text{H}_2\text{O} + \text{O}_2$

10. Exercice

[solution n°5 p.27]

Quelle affirmation décrit le principe de Le Chatelier ?

- La masse totale des réactifs est égale à la masse totale des produits.
- À l'équilibre, les concentrations des réactifs et des produits sont égales.
- Lorsqu'un système à l'équilibre est perturbé, il se déplace pour contrer la perturbation.
- La vitesse de la réaction directe est toujours supérieure à celle de la réaction inverse.

11. Questions à Réponses Courtes

Qu'est-ce qu'un isotope ?

Donnez un exemple de liaison métallique.

Quel est le rôle d'un catalyseur dans une réaction chimique ?

Qu'est-ce qu'une constante d'équilibre (K) ?

12. Questions à Développement

Expliquez la différence entre une liaison ionique et une liaison covalente en termes de transfert et de partage d'électrons. Donnez un exemple pour chaque type de liaison.

Décrivez le processus par lequel un système atteint l'état d'équilibre chimique. Utilisez un exemple de réaction réversible pour illustrer votre réponse.

13. Réponses Courtes

Isotope : Des atomes du même élément avec le même nombre de protons mais un nombre différent de neutrons.

Exemple de liaison métallique : La liaison dans le cuivre (Cu), où les électrons sont délocalisés sur tout le cristal métallique.

Rôle d'un catalyseur: Il augmente la vitesse d'une réaction chimique sans être consommé par la réaction, en abaissant l'énergie d'activation nécessaire.

Constante d'équilibre (K) : Une valeur qui exprime le rapport des concentrations des produits aux concentrations des réactifs à l'équilibre, pour une réaction chimique donnée.

Développement

Différence entre liaison ionique et liaison covalente :

- Liaison ionique : Implique le transfert complet d'électrons d'un atome à un autre, formant des ions opposés qui s'attirent électrostatiquement. Exemple : NaCl (le sodium cède un électron au chlore).

- Liaison covalente : Implique le partage d'une ou plusieurs paires d'électrons entre deux atomes. Exemple : H₂O (chaque atome d'hydrogène partage une paire d'électrons avec l'atome d'oxygène).

Processus d'atteinte de l'équilibre chimique :

- Un système atteint l'équilibre chimique lorsque la vitesse de la réaction directe est égale à la vitesse de la réaction inverse, résultant en des concentrations constantes des réactifs et des produits.

- Exemple : La synthèse de l'ammoniac ($N_2 + 3H_2 \rightleftharpoons 2NH_3$). Initialement, les réactifs se combinent pour former des produits, mais au fur et à mesure que la concentration des produits augmente, la réaction inverse commence à se produire. Finalement, un état d'équilibre est atteint où les vitesses des deux réactions sont égales.

* *

*

Ces concepts fondamentaux constituent la base de la chimie et sont essentiels pour la compréhension de la chimie organique, où les structures et les réactions des composés contenant du carbone sont étudiées en détail.

- CHAPITRE I : Généralités



II

1. Objectif

Le premier chapitre de la chimie organique, intitulé "Généralités sur la Chimie Organique", vise à introduire les principes fondamentaux et les concepts de base nécessaires à la compréhension des composés organiques et de leurs réactions.

Les objectifs spécifiques de ce chapitre sont les suivants :

1. Définir la Chimie Organique,
2. Comprendre ce qu'est la chimie organique, son domaine d'étude, et son importance dans les sciences et la vie quotidienne.

2. Etude de l'atome de carbone et de ces liaisons

La liaison chimique

La théorie atomique des électrons a commencé au début des années 1900 et a été acceptée vers 1926 après que Heisenberg et Schroedinger ont trouvé des solutions mathématiques aux niveaux d'énergie électronique trouvés dans les atomes. Ce domaine est maintenant appelé mécanique quantique.

Les électrons existent dans les niveaux d'énergie qui entourent le noyau de l'atome. L'énergie de ces niveaux augmente à mesure qu'ils s'éloignent du noyau. Les niveaux d'énergie sont appelés coquilles, et à l'intérieur de ces coquilles se trouvent d'autres niveaux d'énergie, appelés sous-couches ou orbitales, qui contiennent jusqu'à deux électrons. Les calculs de la théorie atomique donnent les résultats suivants pour l'énergie électronique et les orbitales. Les résultats pour les deux premiers niveaux d'énergie (coquilles 1 et 2) sont les plus importants pour la liaison en chimie organique.

*le niveau d'énergie 1 contient jusqu'à deux électrons dans une orbitale sphérique appelée orbitale 1s.

*le niveau d'énergie 2 contient jusqu'à huit électrons ; deux dans une orbitale 2s et deux dans chacune des trois orbitales désignées comme orbitales 2p.

Les orbitales p ont une forme de type haltère et sont alignés le long des axes x, y et z. On les appelle ainsi orbitales px, py et pz.

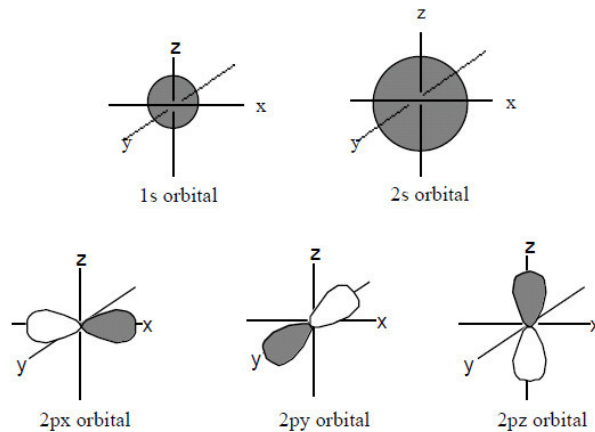


Figure 01

3. Electronégativité

L'électronégativité est la capacité d'un atome à attirer des électrons vers lui et augmente généralement à mesure que l'on se déplace de gauche à droite dans le tableau périodique.

Le moins le plus électronégatif $\text{Li} < \text{Be} < \text{B} < \text{C} < \text{N} < \text{O} < \text{F}$ électronégatif L'électronégativité augmente également à mesure que l'on va du bas vers le haut d'une colonne du tableau périodique.

Le moins le plus électronégatif $\text{I} < \text{Br} < \text{Cl} < \text{F}$ électronégatif.

Les éléments qui perdent facilement des électrons et atteignent une charge positive sont appelés éléments électropositifs. Les métaux alcalins sont des éléments électropositifs.

c Collage

Les atomes peuvent se lier les uns aux autres et leur structure électronique régit le type de liaison formée. Les deux principaux types de liaisons formées sont appelés ioniques et covalentes.

Liaison ionique

La liaison ionique est importante entre des atomes d'électronégativité très différente. La liaison résulte du fait qu'un atome abandonne un électron tandis qu'un autre atome accepte l'électron. Les deux atomes atteignent une configuration de gaz noble stable.

Dans le composé fluorure de lithium, l'électron $2s^1$ du lithium est transféré vers l'orbitale $2p^5$ du fluor. L'atome de lithium cède un électron pour former le cation lithium chargé positivement avec une configuration $1s^2, 2s^0$, et l'atome de fluor reçoit un électron pour former un anion fluorure avec une configuration $1s^2, 2s^2, 2p^6$. Ainsi, les niveaux d'énergie externes des deux ions sont complètement remplis. Les ions sont maintenus ensemble par l'attraction électrostatique des ions positifs et négatifs.

4.

Exercice :

Exercices d'application

Exercice 1 : Identifiez le type de liaison chimique (ionique, covalente polaire, covalente non polaire, métallique) dans les composés suivants et justifiez votre réponse :

a) NaCl

- b) H₂
- c) H₂O
- d) Cu

Exercice 2 : Utilisez les valeurs d'électronégativité pour déterminer le type de liaison dans les composés suivants :

- a) KBr (électronégativité : K = 0.8, Br = 2.8)
- b) CO₂ (électronégativité : C = 2.5, O = 3.5)
- c) NH₃ (électronégativité : N = 3.0, H = 2.1)
- d) Cl₂ (électronégativité : Cl = 3.0)

Exercice 3 : Calculez la différence d'électronégativité entre les éléments des paires suivantes et prédisez le type de liaison :

- a) H (2.1) et O (3.5)
- b) Na (0.9) et Cl (3.0)
- c) C (2.5) et H (2.1)
- d) Al (1.5) et F (4.0)

Exercice 4: Déterminez si les molécules suivantes sont polaires ou non polaires et expliquez pourquoi?

- a) CH₄
- b) H₂O
- c) CO₂
- d) NH₃

Exercice 5 : Déterminez la géométrie moléculaire et l'hybridation des atomes de carbone dans les molécules suivantes :

- a) CH₄
- b) C₂H₄
- c) C₂H₂
- d) CH₃OH

Solutions

Exercice 1 :

- a) NaCl : Liaison ionique (électrons transférés de Na à Cl, formant Na⁺ et Cl⁻).
- b) H₂ : Liaison covalente non polaire (partage égal des électrons entre les deux atomes d'hydrogène).
- c) H₂O : Liaison covalente polaire (partage inégal des électrons, l'oxygène étant plus électronégatif que l'hydrogène).
- d) Cu : Liaison métallique (électrons délocalisés autour de plusieurs noyaux atomiques dans le métal).

Exercice 2 :

- a) KBr : Liaison ionique (différence d'électronégativité = 2.0).

- b) CO_2 : Liaison covalente polaire (différence d'électronégativité = 1.0).
- c) NH_3 : Liaison covalente polaire (différence d'électronégativité = 0.9).
- d) Cl_2 : Liaison covalente non polaire (différence d'électronégativité = 0).

Exercice 3 :

- a) H et O : Différence = 1.4 → Liaison covalente polaire.
- b) Na et Cl : Différence = 2.1 → Liaison ionique.
- c) C et H : Différence = 0.4 → Liaison covalente non polaire.
- d) Al et F : Différence = 2.5 → Liaison ionique.

Exercice 4 :

- a) CH_4 : Non polaire (géométrie tétraédrique symétrique).
- b) H_2O : Polaire (géométrie coudée avec une distribution inégale de charges).
- c) CO_2 : Non polaire (géométrie linéaire symétrique).
- d) NH_3 : Polaire (géométrie pyramidale avec une distribution inégale de charges).

Exercice 5 :

- a) CH_4 : Géométrie tétraédrique, hybridation sp^3 .
- b) C_2H_4 : Géométrie plane trigonal (autour de chaque carbone), hybridation sp^2 .
- c) C_2H_2 : Géométrie linéaire, hybridation sp .
- d) CH_3OH : Géométrie tétraédrique autour du carbone et de l'oxygène, hybridation sp^3 pour les deux atomes.

5. TD1

fiche travaux dirigés

[cf. TD1]

* *

*

Ces exercices permettent de renforcer la compréhension des liaisons chimiques et de l'électronégativité, des concepts cruciaux en chimie organique et générale.

CHAPITRE II : Classification des fonctions organiques


 III

1. Objectifs

les objectifs spécifiques du chapitre II sont :

1. Classification des Composés Organiques: Se familiariser avec les différentes classes de composés organiques, tels que les hydrocarbures, les alcools, les acides carboxyliques, les amines, etc., et comprendre leurs structures de base et leurs propriétés.
2. Nomenclature : Acquérir les bases de la nomenclature IUPAC pour nommer correctement les composés organiques simples, et comprendre les principes de base de la nomenclature systématique.

2. Les hydrocarbures aliphatiques saturés (linéaires, ramifiés)

Liaison dans les composés de carbone

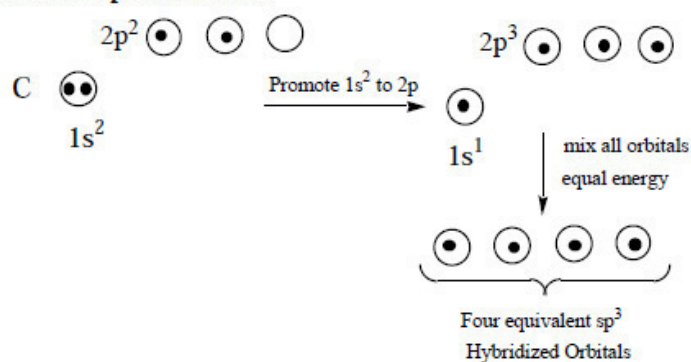
La propriété du carbone qui le rend unique est sa capacité à former des liaisons avec lui-même et permet donc de créer un grand nombre de produits chimiques organiques aux propriétés très diverses. Le carbone a la propriété de former des liaisons simples, doubles et triples avec lui-même et avec d'autres atomes. Cette capacité de liaison multiple permet aux composés carbonés d'avoir diverses formes. Dans tous les composés carbonés, le carbone forme quatre liaisons. Les types de liaisons utilisés par l'atome de carbone sont appelés liaisons sigma (σ) et pi (π). Différentes combinaisons de ces liaisons conduisent à des liaisons simples, doubles et triples carbone.

La liaison unique carbone-hydrogène-la liaison Sigma (σ)

De loin, la plupart des liaisons dans les composés carbonés sont des liaisons covalentes que l'on trouve couramment dans la liaison simple carbone-hydrogène. Dans le carbone ($1s^2, 2s^2, 2p^2$) un des électrons de l'orbitale $2s$ est promu vers la troisième orbitale $2p_0$. Les orbitales s et trois p s'hybrident pour former quatre nouvelles orbitales d'énergie égale appelées orbitales hybrides sp^3 . Les électrons des quatre orbitales hybridées sp^3 se lient par chevauchement avec l'orbitale hydrogène $1s$. La liaison covalente unique est appelée liaison sigma (σ).

Les liaisons sp^3 s'agencent aussi loin que possible les unes des autres, la forme d'une molécule de méthane, CH_4 , est tétraédrique avec des angles de liaison de $109,5^\circ$.

CARBON--sp³ HYBRIDIZED



METHANE, CH₄

equivalent sp^3 orbitals

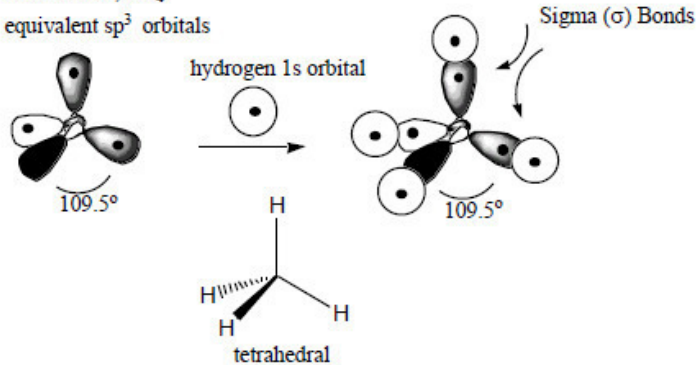


Figure 02

2.1. La propriété du carbone

La propriété unique du carbone qui le différencie des autres éléments et permet la formation de tant de composés organiques différents est la capacité du carbone à se lier à lui-même par liaison covalente. Ainsi, l'ajout d'un autre atome de carbone au méthane donne de l'éthane qui possède des liaisons sigma covalentes avec les atomes d'hydrogène et une liaison sigma covalente entre les atomes de carbone. L'ajout de plus d'atomes de carbone conduit à beaucoup plus de composés.

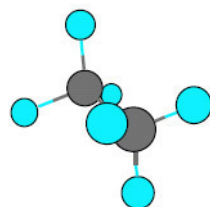
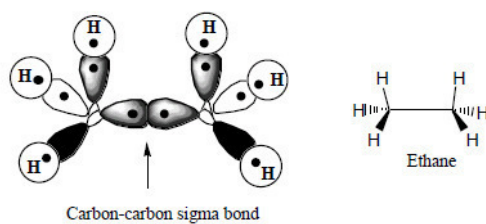


Figure 03

2.2. La double liaison

La double liaison carbone-carbone-la liaison Pi ()

Le carbone forme une grande variété de composés contenant du carbone lié à un autre carbone par une double liaison entre les deux atomes. Ces composés sont classés comme alcènes (les appellations plus anciennes les appellent oléfines). Le modèle orbital ci-dessous explique la double liaison carbone-carbone. La configuration électronique du carbone montre que l'électron d'un individu est promu vers une orbitale p. Mais maintenant, seules trois orbitales sont mélangées, une orbitale s et deux orbitales p, appelées orbitales hybrides sp² et utilisées pour former des liaisons simples (liaisons sigma). L'orbitale p contient un électron.

La combinaison de deux atomes de carbone hybridés sp² conduit à la jonction de deux atomes de carbone par le chevauchement des orbitales sp² pour former une liaison simple C-C, et le chevauchement côte à côte des orbitales p pour former une autre liaison connue sous le nom de pi ()1 lier. Dans la molécule d'éthène présentée ci-dessous, il y a un total de 5 liaisons sigma et une liaison pi. En raison de la liaison dans un éthène, la molécule est plane avec

angles de liaison de 120° et une longueur de liaison C = C plus longue que la liaison C-H longueur.

3. La formule développée

En plus de la formule brute, la formule développée indique la nature des liaisons interatomiques, ce qui permet de connaître le squelette carboné, les différentes fonctions, et dans certains cas, la disposition relative dans l'espace des divers groupements qui constituent la molécule. On peut remarquer dans les exemples présentés dans la figure 04 les différentes possibilités d'écriture des formules développées :

dans un premier cas tous les atomes sont représentés par leur symbole, dans le second cas, l'abréviation des groupes comme Me pour méthyle, Et pour éthyle... est utilisée. Enfin, dans le dernier cas, écriture simplifiée, la chaîne carbonée est représentée simplement par des traits simple, double ou triple selon le cas, et seules les fonctions apparaissent.

éthanol:

formule brute: C₂H₆O formule développée: C₂H₅OH



acétone (ou propanone):

formule brute: C₃H₆O formule développée: CH₃-CO-CH₃, Me-CO-Me,

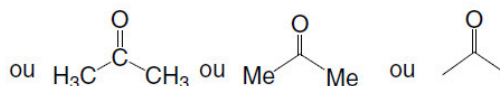


Figure 04

La détermination de la formule développée fait appel à différentes techniques physicochimiques

comme la spectrographie infrarouge (IR) qui indique les fonctions présentes et apporte quelques renseignements sur la nature des groupes carbonés, la spectroscopie dans l'ultraviolet (UV), plus spécifique des doubles et triples liaisons, la spectrométrie de résonance magnétique nucléaire (RMN) qui permet de différencier soit les protons (^1H RMN), soit les carbones, (^{13}C RMN) selon leur environnement (en fait, ce sont les ^{13}C qui sont étudiés par cette méthode mais cela n'a pas d'importance, puisque dans la Nature, à chaque ^{12}C est associé du ^{13}C , à environ 1 %).

4. Notions générales de nomenclature

Afin de nommer les molécules, des règles très précises ont été élaborées par un organisme international appelé IUPAC (International Union of Pure and Applied Chemistry). Quelques unes d'entre elles sont décrites de façon succincte afin d'éclairer les chapitres suivants.

- Alcanes ou hydrocarbures saturés (RH) : composés constitués seulement d'atomes de carbones et d'hydrogènes, de formule générale $\text{C}_n\text{H}_{2n+2}$. Tous les carbones sont hybridés « sp^3 ». Toutes les liaisons sont donc des liaisons σ . Les alcanes sont désignés par le suffixe « ane » : méthane (CH_4), éthane (C_2H_6), propane (C_3H_8), butane (C_4H_{10}), pentane (C_5H_{12}), hexane (C_6H_{14}), heptane (C_7H_{16}), octane (C_8H_{18})... Ces dénominations supposent que la chaîne de carbones est linéaire, série dite normale. Les groupes alkyles correspondants formés par la perte d'un atome d'hydrogène sur un carbone terminal sont appelés respectivement méthyle (CH_3 ou Me), éthyle (C_2H_5 ou Et), n-propyle

(n- C_3H_7 ou n-Pr), n-butyle (C_4H_9 ou n-Bu), ...

Certains isomères de chaîne sont indiqués par les préfixes iso comme l'isopropane : le groupe correspondant est appelé isopropyle (i-propyle ou i-Pr). Il existe aussi l'isobutane (image 05) qui fournit le groupe isobutyle (i-butyle ou i-Bu) et le groupe tertibutyle (t-butyle ou t-Bu).

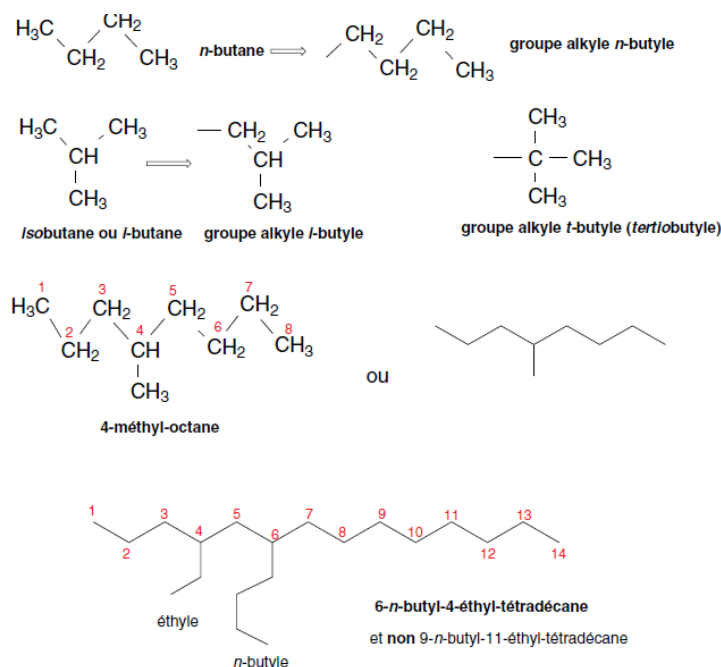


Figure 05

Certains alcanes dits ramifiés sont définis à partir de la chaîne carbonée la plus longue. Les divers groupes alkyles qui substituent cette chaîne sont indiqués en les faisant précéder de la numérotation des carbones de la chaîne principale auxquels ils sont liés. Ces numéros sont choisis de telle sorte que leur somme soit la plus

faible possible. Les groupes alkyles sont indiqués sans « e » terminal : le groupe méthyle devient « méthyl » dans la dénomination de la molécule (exemples : 4-méthyl-octane et 6-n-butyl-4-éthyl-tétradécane, (figure 05)). Les substituants de la chaîne principale sont nommés selon l'ordre alphabétique de leur première lettre en omettant celles écrites en italique.

- Cycloalcanes : les alcanes cycliques sont simplement désignés par le préfixe « cyclo » suivi du nom de l'alcane linéaire correspondant aux nombres de carbones du cycle : cyclopropane, cyclobutane, cyclohexane, cycloheptane. (Figure 06)

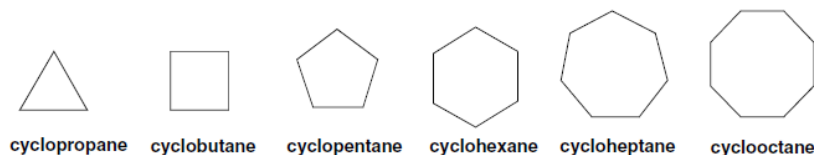


Figure 06

- Alcènes, (oléfines), hydrocarbures insaturés et polyinsaturés (polyènes) :

ce sont des alcanes dans lesquels une liaison simple C-C a été remplacée par une double liaison. Elle peut donc se trouver à différents endroits de la chaîne carbonée d'où la nécessité d'indiquer le premier carbone hybridé « sp² ». On choisit celui qui a le numéro le plus petit dans la chaîne carbonée la plus longue, il est indiqué devant le nom du composé dans lequel le suffixe -ane des alcanes est remplacé par le suffixe -ène (exemple :

CH₃-CH₂-CH=CH-(CH₂)₃-CH₃ , 3-octène).

Le groupe vinyle correspond à -CH=CH₂, le groupe allyle à -CH₂-CH=CH₂.

Si un composé est polyinsaturé, c'est un polyène : diène, triène, etc, c'est-à-dire qu'il renferme dans sa chaîne carbonée plusieurs doubles liaisons, comme le composé suivant :

CH₃-C(C₂H₅)=CH-CH₂-CH₂-CH=CH₂ qui est un diène. Il est nommé en définissant d'abord la chaîne carbonée la plus longue, puis en indiquant par des chiffres, les premiers carbones des insaturations, en les choisissant de telle sorte que leur somme soit la plus faible possible : 6-méthyl-octa-1,5-diène et non 3-méthyl-octa-3,7-diène.

- Alcyne : si une simple liaison C-C d'un alcane est remplacée par une triple liaison, le carbure correspondant est un alcyne. Le plus simple alcyne est l'acétylène ou éthyne.

Donc, pour désigner un alcyne, le suffixe -ane des alcanes est remplacé par le suffixe -yne (exemple : CH₃-C≡CH, propyne). De même que pour les alcènes, la position de la triple liaison doit être indiquée par un chiffre suivi d'un tiret (exemple : CH₃-C≡C-(CH₂)₃-CH₃, hep-2-yne). Dans le cas du propyne, la numérotation n'est pas nécessaire, car il n'existe pas d'isomère de position. Lorsqu'une double et une triple liaison sont présentes dans un composé, il s'agit alors d'un « ényne », et les numéros des carbones sont choisis de telle sorte que leur somme soit la plus faible possible. Un alcyne terminal possède une triple liaison à une extrémité de la chaîne carbonée. L'alcyne interne a une triple liaison à

l'intérieur de la chaîne carbonée, mais non aux extrémités de celle-ci

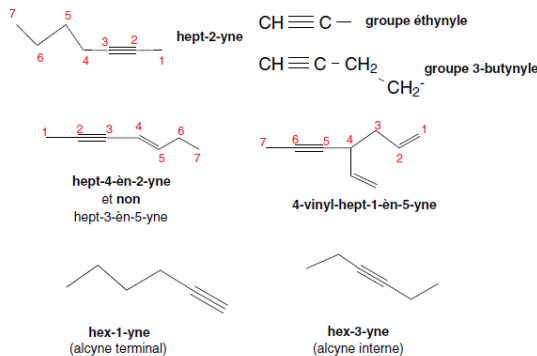


Figure 07

- Composés aromatiques carbonés : La plupart de ces composés ont des noms triviaux (noms anciens admis par coutume) comme le benzène, le naphthalène, l'anthracène, le phénanthrène... (Figure 08), les chiffres indiqués correspondent à la numérotation conventionnelle des carbones cycliques). Les groupes dérivés de ces composés formés par perte d'un hydrogène cyclique sont les groupes aryles comme phényle (Ph), naphtyle, phénanthryle...

Si deux groupes substituent le benzène, ils sont dits en position ortho, méta ou para selon qu'ils sont respectivement sur deux carbones adjacents du cycle ou éloignés l'un de l'autre par un carbone ou, enfin, par deux carbones. La substitution d'un hydrogène d'un groupe alkyle comme méthyle par un groupe aryle conduit à un groupe aralkyle (ex :groupe alkyle méthyle, -CH3, et groupe aralkyle, benzyle, -CH2Ph).

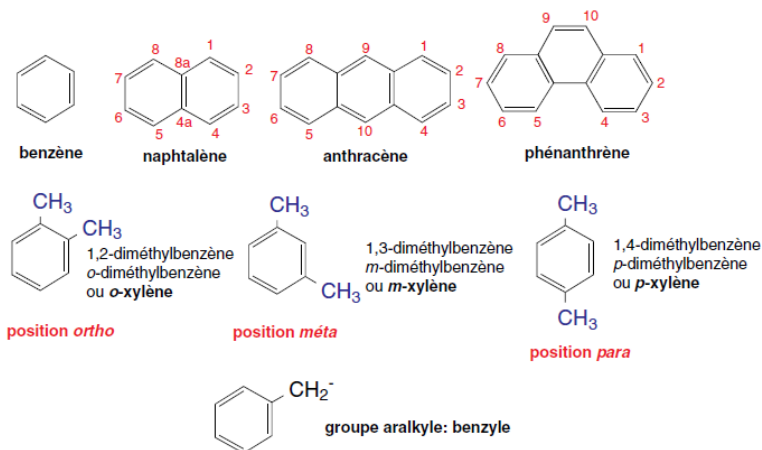


Figure 08

- Composés aromatiques hétérocycliques : un composé hétérocyclique est un composé cyclique (ou polycyclique) à la fois constitué d'atomes de carbone et d'un ou plusieurs hétéro-élément(s) (éléments au moins bivalents autres que le carbone, tels que l'oxygène, l'azote ou le soufre, pour les plus communs, mais aussi le phosphore, le sélénium, l'arsenic...). Certains de ces hétérocycles, d'appellations triviales (hors des règles de la nomenclature officielle), sont aromatiques, comme le furane, le pyrrole, le thiophène, la pyridine, la quinoléine, entre autres (Figure 09). La numérotation du ou des cycles comportant un seul hétéroélément débute par celui-ci.

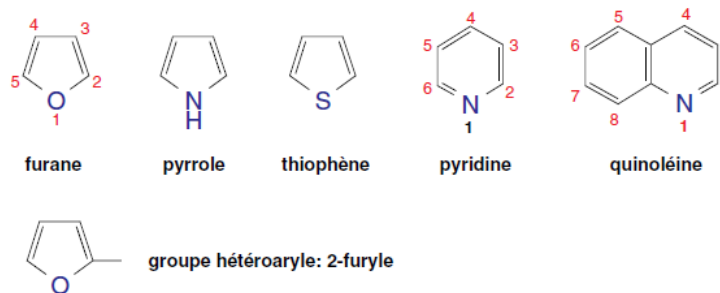


Figure 09

Les groupes correspondants obtenus par perte d'un hydrogène sont dits « hétéroaryles », comme les groupes furyle, pyrrolyle, thiényle, pyridyle, quinolye.

- Composés halogénés (RX) : le remplacement d'un hydrogène d'un alcane par un atome d'halogène conduit aux halogénures d'alkyles ou halogéno alcanes (chlorure de méthyle CH_3Cl , IC_2H_5 , iodure d'éthyle). La présence d'un halogène sur une chaîne ramifiée est désignée selon le cas par le terme fluoro, chloro, bromo ou iodo suivi du numéro du carbone qu'il substitue séparé d'un tiret. D'une manière générale, les halogènes sont représentés collectivement par la lettre majuscule X donc les halogénures d'alkyles sont représentés par RX.

Le nombre d'atomes d'halogènes qui substituent un même carbone est indiqué par un préfixe multiplicatif di-, tri-, tétra-, etc. Pour le méthane, les dérivés halogénés ont des noms particuliers (CCl_4 tétrachlorure de carbone, CH_2Cl_2 , chlorure de méthylène, HCCl_3 , chloroforme, HCBBr_3 , bromoforme, HClI_3 , iodoforme). Un exemple de composé polyhalogéné est donné dans la figure 10 (la règle de nomination des groupes selon l'ordre alphabétique de leurs premières lettres s'applique évidemment).

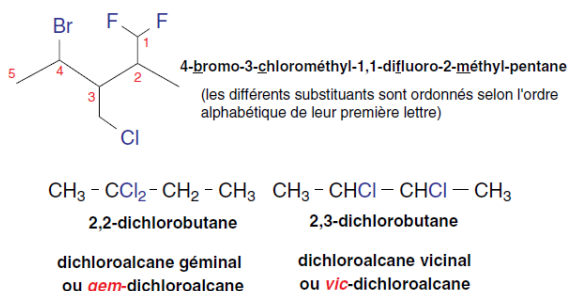


Figure 10

5.

Exercice :

Exercices d'application

Exercice 1 : Écrivez les formules moléculaires et développées des alcanes suivants :

- Méthane
- Éthane
- Propane
- Butane

Exercice 2 : Pour chaque molécule d'alcanes ci-dessous, indiquez s'il s'agit d'un isomère de structure et dessinez tous les isomères possibles :

Exercice :

a) Butane (C_4H_{10})

b) Pentane (C_5H_{12})

Exercice 3 : Indiquez le type de carbone (primaire, secondaire, tertiaire, quaternaire) pour chaque atome de carbone dans les molécules suivantes :

a) 2-Méthylpropane

b) 2,2-Diméthylbutane

Exercice 4 :

1) Écrivez les formules moléculaires et développées des alcènes suivants :

a) Éthylène

b) Propène

c) 1-Butène

2) Pour chaque molécule d'alcènes ci-dessous, indiquez s'il existe des isomères géométriques (cis/trans) et dessinez-les :

a) 2-Butène

b) 1,2-Dichloroéthylène ($C_2H_2Cl_2$)

Exercice 5 : Écrivez les formules développées complètes des composés suivants :

a) Hexane

b) 2-Méthylbutane

c) Cyclohexane

Exercice 6 :

1) Nommez les composés organiques suivants selon les règles de la nomenclature IUPAC :

a) $CH_3-CH_2-CH_2-CH_3$

b) $CH_3-CH_2-CH(OH)-CH_3$

c) CH_3-CH_2-COOH

d) $CH_3-CH_2-CH_2-NH_2$

e) $(CH_3)_2CH-CH_2-CH_3$

2) Dessinez les structures des composés suivants :

a) 2,2-Diméthylpropane

b) 3-Hexène

c) Acide butanoïque

d) Propan-2-one

Solutions

Exercice 1:

a) Méthane : CH_4

b) Éthane : CH_3-CH_3

c) Propane : $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CH}_3$

d) Butane : $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{-CH}_3$

Exercice 2 :

a) Butane (C_4H_{10}) :

- n-Butane : $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{-CH}_3$

- Isobutane : $(\text{CH}_3)_2\text{CH-CH}_3$

b) Pentane (C_5H_{12}) :

- n-Pentane : $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{-CH}_3$

- Isopentane : $(\text{CH}_3)_2\text{CH-CH}_2\text{-CH}_3$

- Néopentane : $(\text{CH}_3)_4\text{C}$

Exercice 3 :

a) 2-Méthylpropane :

- Carbone primaire : 3 (CH_3)

- Carbone secondaire : 1 (CH)

b) 2,2-Diméthylbutane :

- Carbone primaire : 6 (CH_3)

- Carbone quaternaire : 1 (C)

Exercice 4 :

1)

a) Éthylène : $\text{CH}_2=\text{CH}_2$

b) Propène : $\text{CH}_2=\text{CH-CH}_3$

c) 1-Butène : $\text{CH}_2=\text{CH-CH}_2\text{-CH}_3$

2)

a) 2-Butène :

- cis-2-Butène : $\text{CH}_3\text{-CH=CH-CH}_3$ (cis)

- trans-2-Butène : $\text{CH}_3\text{-CH=CH-CH}_3$ (trans)

b) 1,2-Dichloroéthylène :

- cis-1,2-Dichloroéthylène : Cl-CH=CH-Cl (cis)

- trans-1,2-Dichloroéthylène : Cl-CH=CH-Cl (trans)

Exercice 5 :

a) Hexane : $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{-CH}_3$

b) 2-Méthylbutane : $(\text{CH}_3)_2\text{CH-CH}_2\text{-CH}_3$

Exercice 6 :

1)

- a) Butane
 - b) Butan-2-ol
 - c) Acide propanoïque
 - d) Propan-1-amine
 - e) 2-Méthylbutane
- 2)
- a) 2,2-Diméthylpropane :

$$\text{CH}_3$$
$$|$$
$$\text{CH}_3\text{-C-CH}_3$$
$$|$$
$$\text{CH}_3$$

- b) 3-Hexène : $\text{CH}_3\text{-CH=CH-CH}_2\text{-CH}_2\text{-CH}_3$
- c) Acide butanoïque : $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{-COOH}$
- d) Propan-2-one : $\text{CH}_3\text{-CO-CH}_3$

6. TD2

Travaux dirigé 2

[cf. TD2]

* *

*

Ces exercices couvrent des aspects variés de la chimie organique, permettant aux étudiants de se familiariser avec les hydrocarbures aliphatiques saturés, les propriétés des carbones, les doubles liaisons, les formules développées, et la nomenclature générale.

Conclusion

La science de la chimie organique a un passé vaste et diversifié avec de nombreux chercheurs de nombreux pays faisant des découvertes qui, combinées sur 200 ans, ont conduit au domaine de la chimie organique. L'intrigue trouvée avec les substances contenant du carbone, des composés organiques, est née du fait qu'il existe de nombreuses substances différentes dans la nature et que nombre d'entre elles ont des usages médicaux. La découverte d'une synthèse d'urée en laboratoire par Frederick Wöhler (1828) a montré que les produits chimiques organiques ne devaient pas nécessairement être préparés par les forces vitales de la nature mais pouvaient également être préparés par l'homme, ouvrant ainsi la voie au domaine de la chimie organique synthétique.

La théorie de la liaison dans les produits chimiques a pris de l'importance grâce aux contributions de Heisenberg et Schrödinger, et bien d'autres. La configuration électronique des éléments est considérée comme une combinaison d'électrons dans des niveaux d'énergie spécifiques appelés couches qui contiennent en outre des niveaux d'énergie appelés sous-couches avec des orbitales s, p, d et f. La capacité des éléments à donner ou à partager leurs électrons avec d'autres éléments pour former des liaisons est à la base de la formation de tous les composés. Lorsque les éléments forment des liaisons par don complet d'acceptation d'électrons, les liaisons formées sont appelées liaisons ioniques. Les liaisons dans les composés formés à partir du partage de deux électrons sont appelées liaisons covalentes, et constituent la majorité des liaisons trouvées dans les composés organiques. Les composés carbonés contiennent l'atome de carbone dans plusieurs états hybridés. La théorie de l'hybridation, c'est-à-dire que la configuration électronique du carbone est modifiée lorsqu'il forme des liaisons, est nécessaire pour expliquer les formes et les propriétés des composés organiques. On dit donc que le carbone est hybridé dans sp^3 , sp^2 et sp configurations électroniques qui donnent naissance à des liaisons simples carbone appelées liaisons sigma (σ). L'orbitale p non hybridée dans les sp^2 et sp .

Ces configurations sont utilisées pour former des liaisons appelées liaisons pi (π), qui donnent naissance aux liaisons doubles et triples trouvées respectivement dans les éthènes et les éthyne. Les liaisons du carbone aux atomes polaires sont souvent polaires et sont appelées liaisons covalentes polaires. Les composés carbonés qui contiennent des liaisons OH et NH donnent naissance à des liaisons hydrogène, un peu comme celles que l'on trouve dans l'eau, et conduisent à un certain nombre de propriétés chimiques et physiques intéressantes.

L'écriture des structures chimiques est extrêmement importante dans l'étude et la pratique de la chimie organique. Il est extrêmement important que lorsqu'on écrit ou dessine une structure, une autre personne puisse la comprendre. La propreté est donc de mise. De nombreux programmes informatiques sont disponibles pour aider à l'écriture de structures chimiques. Les structures organiques peuvent être écrites pour montrer la structure complète avec tous les éléments et liaisons, mais cela est souvent trop lourd. Ainsi, différents types de structures condensées peuvent être écrits, les structures condensées finales étant écrites uniquement avec des lignes et une compréhension de l'emplacement des atomes de carbone et d'hydrogène.

Le carbone se combine à de nombreux éléments et à lui-même pour former une très grande variété de substances. Ces substances sont classées selon le type exact de substituant et de liaison sur l'atome de carbone. L'étude de la chimie organique est souvent menée en étudiant les classes individuelles de composés, comme nous le verrons dans les chapitres suivants.

> **Solution n°4**

Exercice p. 9

Dans une réaction de décomposition, le peroxyde d'hydrogène (H_2O_2) se décompose en eau (H_2O) et oxygène (O_2).
Quelle est l'équation chimique équilibrée de cette réaction ?

- $2\text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow 2\text{H}_2\text{O} + \text{O}_2$
- $\text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{O} + \text{O}_2$
- $2\text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow 2\text{H}_2\text{O} + 2\text{O}_2$
- $\text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow 2\text{H}_2\text{O} + \text{O}_2$

> **Solution n°5**

Exercice p. 9

Quelle affirmation décrit le principe de Le Chatelier ?

- La masse totale des réactifs est égale à la masse totale des produits.
- À l'équilibre, les concentrations des réactifs et des produits sont égales.
- Lorsqu'un système à l'équilibre est perturbé, il se déplace pour contrer la perturbation.
- La vitesse de la réaction directe est toujours supérieure à celle de la réaction inverse.

Bibliographie



Atkins' Physical Chemistry - Peter Atkins, Julio de Paula : Un manuel de référence en chimie physique qui couvre en profondeur les concepts de structure atomique, les liaisons chimiques, les réactions chimiques et les équilibres.

Chemistry: The Central Science- Theodore E. Brown, H. Eugene LeMay Jr., Bruce E. Bursten : Un ouvrage classique pour les cours de chimie générale, utilisé pour comprendre les principes de base de la chimie.

General Chemistry: Principles and Modern Applications- Ralph H. Petrucci, F. Geoffrey Herring, Jeffrey D. Madura : Un autre manuel populaire pour l'introduction à la chimie, fournissant des explications détaillées et des exemples pratiques.

Crédits des ressources



TD1 p.

<http://creativecommons.org/licenses/publicdomain/4.0/fr/>

