REPUBLIQUE ALGERIENDEMOCRATIQUE ET POPULAIRE
Ministère de l'Enseignement Supérieur et de la Recherche Scientifique
Université des Sciences et de la Technologie
« HOUARI BOUMEDIENE »

FACULTE DES SCIENCES BIOLOGIQUES

Polycopié de Travaux dirigés

Chimie Bio-organique

Destiné aux étudiants de 1ère année Master
Spécialité : Microbiologie et Contrôle de Qualité
Département : Biologie Cellulaire et Moléculaire

Réalisé par :

Dr. HASSANI-BELKACEM Imene Ikram

2022-2023

Avant -Propos

Ce polycopié de travaux dirigés de Chimie Bio-organique est destiné aux étudiants du palier Master 1 de Spécialité Microbiologie et Contrôle de Qualité « MCQ ». Cette présentation résulte de la lecture de nombreux ouvrages et documents dont la plupart sont cités dans les références bibliographiques. Le cours du module Chimie Bio-organique est enseigné par Pr. Hachaïchi-Sadouk à qui je présente mes remerciements les plus sincères pour ces orientations, conseils et disponibilité.

La chimie organique et inorganique sont deux branches essentielles de la chimie. La principale différence entre ces deux disciplines est que la chimie inorganique traite tous les composés qui ne contiennent pas de **carbone**. En revanche, la chimie organique traite des composés organiques qui contiennent un ou plusieurs atomes de carbone en tant que composant essentiel. Les molécules associées aux organismes vivants sont organiques comme les acides nucléiques, les lipides, les sucres, les protéines, les enzymes et les hydrocarbures.

Bien évidemment, tous les composés organiques ne sont pas des constituants des organismes vivants. Les chimistes sont capables de synthétiser de nouveaux composés organiques très sophistiqués au laboratoire. Des médicaments, des colorants, des polymères, des plastiques, des pesticides et plusieurs autres substances organiques sont préparés couramment. La chimie organique est un sujet qui touche à la vie de chacun et son étude s'avère passionnante. Par ailleurs, la chimie organique constitue un outil indispensable au biologiste, elle lui permet de mieux comprendre les phénomènes en biochimie, ainsi qu'en pharmacologie et en agro-alimentaire. Comprendre la chimie organique influencera notre façon de concevoir des assemblages plus complexes de molécules organiques tels que les cellules, les virus, les bactéries et même l'être humain.

La rédaction de ce manuel a pour but de présenter les notions de base relatives à la chimie générale en particulier la chimie organique dont les Microbiologistes auront besoin.

Ce manuscrit est structuré en sept chapitres :

I. Structure atomique et moléculaire
II. Liaisons chimiques
III. Solutions
IV. Isomérie et stéréo-isomérie
V. Nomenclature des composés organiques
VI. Vitamines
VII. Médicaments

J'espère que les étudiants trouveront, dans ce manuel, un bon support pédagogique susceptible de les aider à mieux assimiler le cours de chimie bio-organique.

Table des matières

I. Structure atomique et moléculaire **1**

1. Structure atomique **1**

1.1.Répartition des électons **2**

1.2.Tableau périodique **2**

2. Isotopes **3**

2.1.Applications des isotopes **4**

2.2.Importance des isotopes dans la dépollution des eaux **5**

II. Liaisons chimiques **6**

1. Liaisons chimiques **6**

2. Représentation des molécules **8**

Exercices d'application **10**

III. Solutions **11**

1. Solutions **11**

2. Concentrations **11**

3. Mole et Molarité **11**

4. Masse molaire **12**

5. Hydrates **12**

Exercices d'application **13**

IV. Isomérie et Stéréo-isomérie **14**

1. Isomérie de constitution **15**

2. Stéréo-isomérie **16**

2.1. Projections les plus utilisées en biologie **16**

2.2. Règles de Cahn, Ingold et Prelog **18**

2.3.Isomères de conformation **18**

2.4.Isomères de configuration **19**

3. Importance de la stéréo-isomérie dans les processus biologiques **22**

4. Exercices d'applications : **Isomères et stéréoisomères** **23**

V. Nomenclature des molécules organiques **26**

1. Hydrocarbures **26**

2. Groupements fonctionnels **31**

3. Exercices d'application **33**

VI. Vitamines **36**

1. Métabolismes des vitamines **36**
2. Rôle physiologique des vitamines **37**
3. Nomenclature des vitamines **38**
4. Source de vitamines **38**
5. Vitamine hydrosolubles **39**
5.1.Vitamine B1 **40**
5.2.Vitamine B2 **41**
5.3.Vitamine B5 **41**
5.4.Vitamine B3 **42**
5.5. Vitamine B6 **42**
5.6.Vitamine B8 **42**
5.7. Vitamine B9 **43**
5.8.Vitamine B12 **44**
5.9.Vitamine C **45**
6. Vitamines liposolubles **46**
6.1. Vitamine A **47**
6.2.Vitamine D **48**
6.3. Vitamine E **50**
6.4. Vitamine K **52**
VII. Médicaments **53**
1. Psychotropes **53**
1.1.Définition **53**
1.2.Classes des Psychotropes **53**
1.3. Exemple d'un Psychotropes : Bromazépan **53**
2. Antidiabétiques **55**
2.1.Classification du diabète **55**
2.2.Classification des antidiabétiques **56**
3. Antihypertenseurs **57**
3.1.Hypertension **57**
3.2.Antihypertenseurs **57**
3.3. Types d'antihypertenseurs **57**
3.4.Mécanismes des antihypertenseurs **58**
Références Bibliographiques **59**

I. Structure atomique et moléculaire

Afin de bien comprendre la chimie organique, il est indispensable de pouvoir interpréter les représentations utilisées par les chimistes organiciens. Il est absolument essentiel d'être capable de comprendre la totalité des informations contenues dans la molécule. Faute de quoi, il sera impossible de maîtriser les réactions et les concepts, si simples soient-ils.

1. Structure atomique

- ✓ L'atome est la plus petite entité composant un élément.
- ✓ Les atomes s'associent pour donner des molécules.
- ✓ L'atome est une particule électriquement neutre comprenant deux parties :
  - Un noyau constitué de protons chargés positivement et de neutrons sans charge électrique ; Ces particules qui constituent le noyau sont également appelées nucléons **(Figure 1)**.
  - Des électrons chargés négativement qui gravitent autour du noyau.

Pour un atome isolé, l'électron n'a pas de trajectoire ni d'orbite définie, il n'est pas localisé mais on peut représenter des régions de l'espace où cet électron a une forte probabilité de présence : c'est l'orbitale atomique.

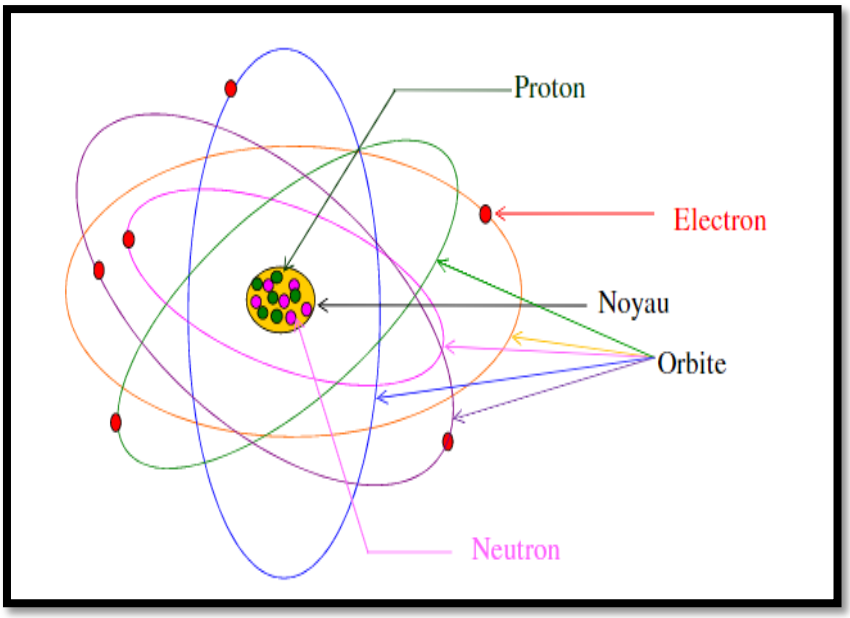


Figure 1. Structure de l'atome

L'atome qui est représenté par le symbole chimique X, est caractérisé par le numéro atomique Z et le nombre de masse (masse atomique) A.

$$^{A}_{Z}X$$

Z représente le nombre de protons et A est la somme du nombre de protons et de neutrons d'un atome. **A = Z + N**

1.1. Répartition des électrons

De même que les planètes du système solaire n'ont pas toutes les mêmes caractéristiques, les électrons qui gravitent autour du noyau d'un atome sont plus ou moins liés à celui-ci et ont des niveaux d'énergie différents. Plus un électron est proche au noyau d'un atome, plus il faut fournir d'énergie pour l'arracher à l'atome. Pour caractériser ces quantités d'énergie, les électrons sont répartis sur des couches appelées niveaux d'énergie. Chaque couche électronique ne peut contenir qu'un nombre limité d'électrons, et ceux-ci se répartissent en commençant par remplir les couches les plus liées au noyau.

- **Représentation de Lewis** : Le but de cette représentation est de montrer la structure électronique externe d'un atome. C'est en fait la seule couche qui permet à un atome de se lier à d'autres atomes, par le biais des électrons de la couche externe. Cette couche est appelée « **couche de valence** ».
- On représente par un point les électrons dits célibataires.
- On représente par un tiret les électrons formant un doublet non liant.

1.2. Tableau périodique

Le tableau périodique des éléments permet un classement de tous les éléments chimiques selon leur numéro atomique Z. Le tableau périodique est constitué de 7 lignes appelées *périodes* et de 18 colonnes appelées familles ou *groupes* **(Figure 2).**

L'intérêt de cette classification est que les éléments se trouvant dans un même groupe ont des propriétés chimiques proches. Ceci est dû au fait que ces éléments ont le même nombre d'électrons sur leur couche de valence c'est-à-dire sur la couche externe.

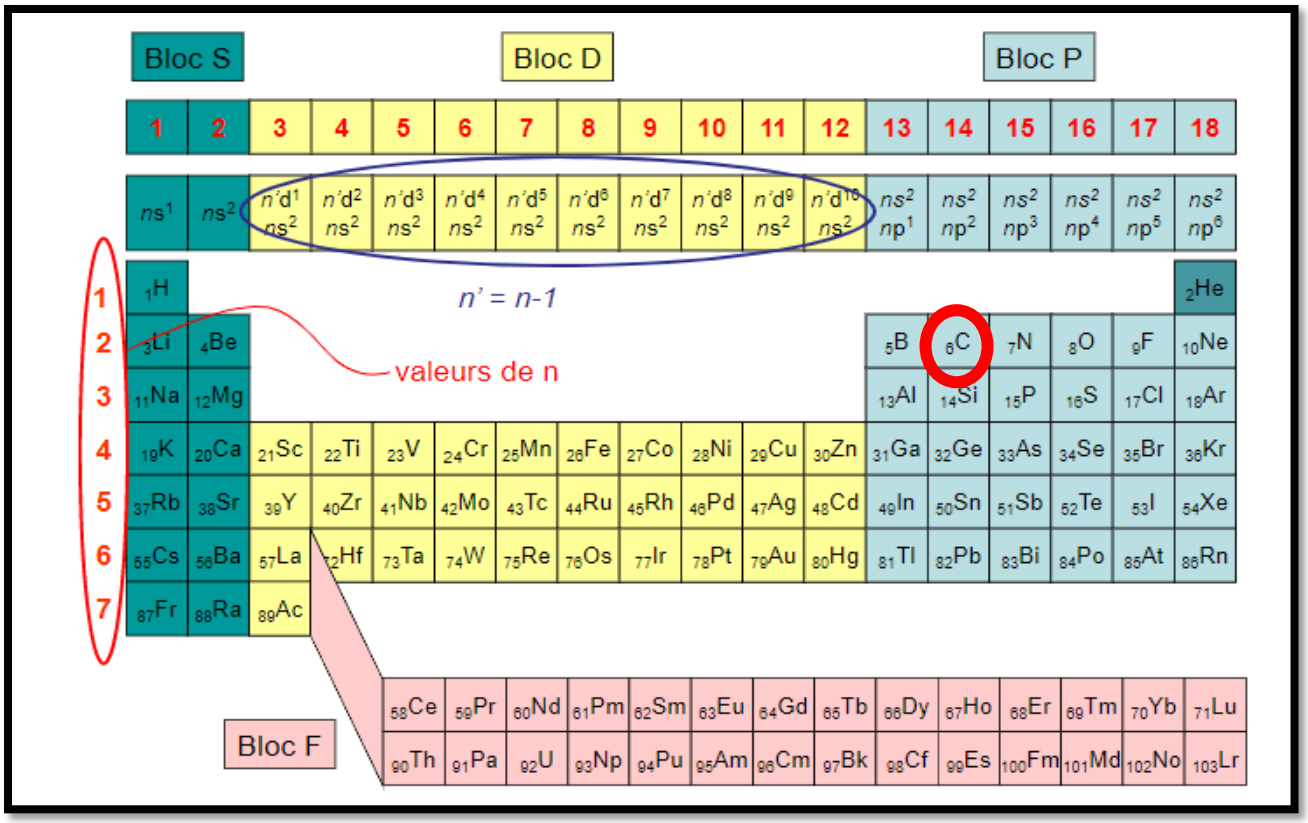


Figure 2. Tableau périodique

Pourquoi le carbone est –il spécial ?

En tant qu'élément du groupe IVA dans le tableau périodique, les atomes de carbone peuvent partager quatre électrons de valence et former quatre liaisons covalentes fortes. De plus, les atomes de carbone peuvent se lier entre eux pour former des cycles et de longues chaînes.

2. Isotopes

Les isotopes d'un élément sont les atomes possédant le même numéro atomique Z mais un nombre de masse A différent. Ce sont donc des atomes ayant le même nombre de protons dans leur noyau mais un nombre différent **de neutrons**. Ils possèdent ainsi les mêmes propriétés chimiques. La séparation des isotopes se fait en utilisant des techniques physiques notamment la spectroscopie de masse.

Les noyaux de ces isotopes ont la même charge mais différents par leurs masses.

Les isotopes peuvent être naturels (H et U) ou artificiels (produit par des réactions nucléaires contrôlées ou non contrôlées). Ils peuvent être stables ou instables. Les isotopes

instables se décomposent plus ou moins vite en donnant d'autres noyaux et en libérant de l'énergie. Ce phénomène est appelé radioactivité naturelle ou artificielle.

Les isotopes radioactifs et stables sont utilisés à travers le monde dans de nombreux secteurs, en médecine, dans l'industrie, l'agriculture et la recherche biologique. Les isotopes sont irremplaçables dans bon nombre de leurs applications et s'avèrent généralement plus efficaces et moins chers que d'autres techniques ou procédés.

2.1. Applications des isotopes

- Le ^{14}C est utilisé pour marquer l'urée afin de détecter l'*Hélicobacter pylori* qui est responsable des ulcères gastriques. Cette technique est concurrencée par le marquage à l'isotope stable ^{13}C.
- Radiopharmaceutiques : les centres de médecine nucléaire utilisent la radiothérapie essentiellement pour traiter l'hyperthyroïdie, la synovite et les cancers. Dans ce domaine, les radio-isotopes employés sont l'^{131}I pour traiter l'hyperthyroïdie, le ^{32}P, le ^{186}Re et l'^{169}Er.
- La radiostérilisation du matériel médical et les procédés apparentés comme la stérilisation des emballages de produits pharmaceutiques ou de produits alimentaires. Il s'agit là de l'utilisation de loin la plus importante des irradiateurs au ^{60}Co.
- L'ionisation des aliments en grande partie pour améliorer leur qualité hygiénique. À l'heure actuelle, la plupart des aliments ionisés se présentent sous forme sèche (par exemple, épices, légumes secs) ou sous forme surgelée (par exemple, viande, poissons).
- Le ^{14}C et le ^{3}H servent en biologie moléculaire et également pour les examens toxicologiques dans les industries pharmaceutiques ainsi que pour les expériences de transferts en écologie agrochimique (pesticides).
- Les techniques de scintigraphies sont très utilisées pour les diagnostics et l'exploration des fonctions du vivant. La fixation du produit radio-pharmaceutique est fonction du flux sanguin cérébral. Elle est maximale dans les zones les plus actives **(Figure 3).**
- L'évaluation environnementale : l'analyse isotopique d'un organisme, du sol ou de sédiments permet de différentier la partie naturelle de la partie anthropique d'une contamination par certains métaux, dont le plomb, et ceci sur la base de signatures isotopiques particulières.

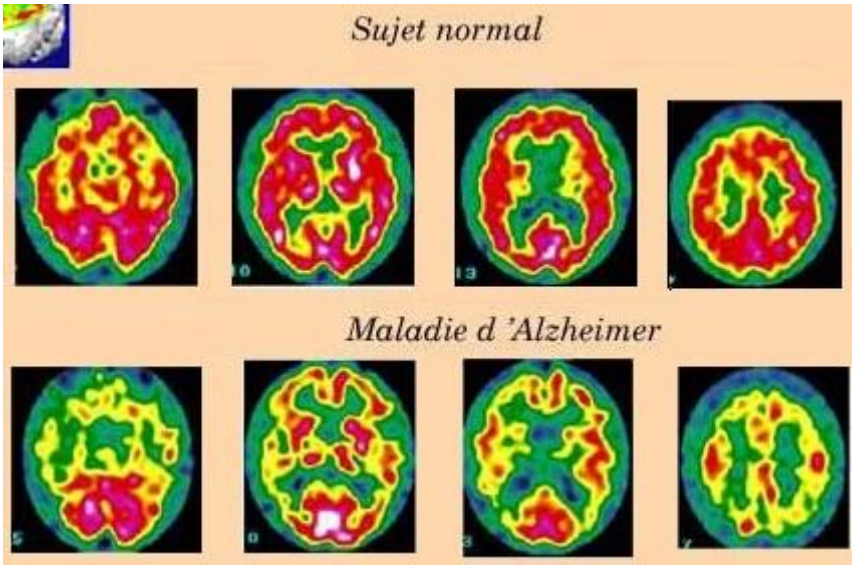


Figure 3. Scintigraphies du cerveau pour une personne normale et une personne atteinte de la maladie d'Alzheimer. La fixation des isotopes est faible dans les régions peu fonctionnelles et fortes dans les régions cérébrales très actives (en rouge).

2.2. Importance des isotopes dans la dépollution des eaux

Chaque molécule d'eau (H_2O) se compose de deux atomes d'hydrogène (H) et un atome d'oxygène (O). Ces atomes ne sont pas tous les mêmes : certains isotopes sont plus légers (s'évaporent plus rapidement), d'autres plus lourds. En mesurant la proportion d'isotopes lourds et d'isotopes légers, les scientifiques peuvent déterminer l'origine et le parcours de l'eau.

Les polluants présents dans les eaux de surface et les eaux souterraines proviennent de différentes sources. L'agriculture, l'industrie et les ménages ne produisent pas les mêmes types de polluants. En analysant la composition chimique et isotopique d'un polluant, les scientifiques peuvent déterminer son origine. Connaître l'origine des polluants est le premier pas vers la résolution des problèmes de qualité de l'eau et aussi la **dégradation de ces polluants**. Ainsi le choix des microorganismes intervenant dans la dépollution biologique sera effectué selon l'origine des polluants. Les plus nombreux types de bactéries intervenant dans la dépollution sont *Tetrasphaera, Trichococcus, Candidatus Microthrix, Rhodoferax, Rhodobacter, Hyphomicrobium* (McIllory et al., 2015).

II. Liaisons chimiques

Les atomes ont tendance à acquérir la structure électronique la plus stable qui est celle du gaz rare. Pour acquérir cette structure électronique, les atomes peuvent soit gagner ou perdre des électrons pour former des ions ou former des liaisons chimiques par la mise en commun d'une ou plusieurs paires d'électrons, qui sont appelées doublets de liaisons. Ils sont représentés par un tiret entre les deux atomes. La capacité relative des atomes à attirer des électrons lors de la formation d'une liaison chimique dépend de la différence d'électronégativité entre les atomes qui constituent la liaison.

L'électronégativité, qui est la capacité d'un élément à attirer vers lui le doublet électronique dans une liaison chimique, augmente en se déplaçant de bas en haut et de gauche à droite sur le tableau périodique. Le fluor est l'élément le plus électronégatif.

1. Liaisons chimiques

La molécule est le résultat d'un assemblage d'atomes (2 ou plusieurs), liés entre eux par des liaisons chimiques.

Les liaisons sont classées en deux catégories : Liaison de forte énergie (covalente, coordination, métallique et ionique) et liaison de faible énergie (London, Van der Walls, Debye et **hydrogène**). Le squelette d'une molécule est assuré par des liaisons de fortes énergies.

1.1. Liaison covalente

Une liaison covalente est une liaison chimique forte dans laquelle chacun des atomes liés met en commun un électron d'une de ses couches externes afin de former un doublet d' électrons liant les deux atomes. C'est une des forces qui produit l'attraction mutuelle entre atomes. La liaison covalente se produit le plus fréquemment entre des atomes d'électronégativités semblables **(Figure 4).**

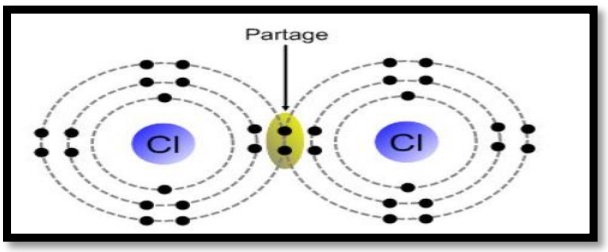


Figure 4. Liaison covalente, exemple Cl_2

❖ **Liaison covalente dative (de coordination)**

C'est la mise en commun de deux électrons entre deux atomes A et B. Un des atomes fournit les deux électrons. L'atome le moins électronégatif donne une paire d'électrons **(Figure 5).**

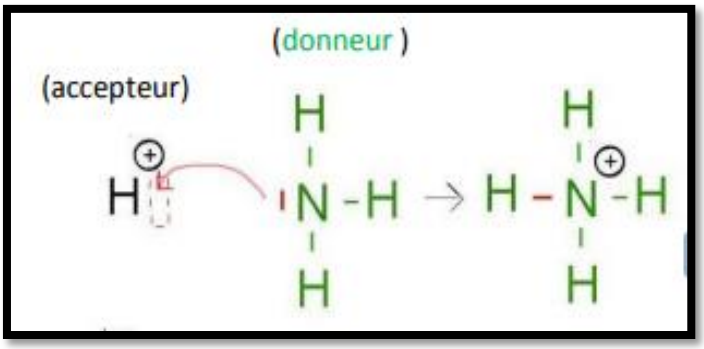


Figure 5. Liaison dative, exemple NH_4^+

1.2. Liaison ionique

Lorsque la différence d'électronégativité entre les atomes est très importante, les électrons de la liaison se trouvent attirés par l'atome le plus électronégatif et la liaison est dite du type ionique. Il y'a transfert de l'électron de l'élément le moins au plus électronégatif et formation de deux ions.

Exemple: $Na^+ Cl^-$ (électronégativité : Na= 0,9; Cl= 3,0).

1.3. Liaison métallique

C'est la mise en commun dans le métal de tous les électrons de valence. On obtient alors une bande de conduction. C'est la raison pour laquelle, un métal est capable de transporter de l'énergie électrique **(Figure 6).**

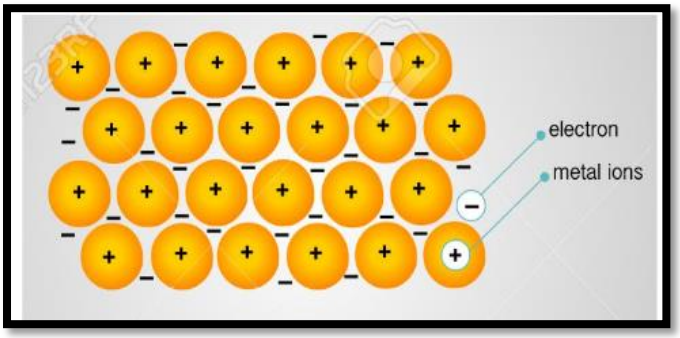


Figure 6. Liaison métallique

1.4. Liaison hydrogène

La liaison hydrogène s'établit entre :

1) Un atome d'hydrogène lié à un atome fortement électronégatif A,
2) Un autre atome fortement électronégatif B et porteur d'au moins un doublet libre.

Des liaisons hydrogène se forment non seulement entre des molécules (intermoléculaire), mais, aussi entre différentes régions d'une même grosse molécule (intramoléculaire).

En biologie, les atomes électronégatifs qui participent à des liaisons hydrogène sont le plus souvent l'oxygène et l'azote. Les liaisons hydrogène jouent un rôle stabilisateur de la structure secondaire des macromolécules biologiques (protéines) et acides nucléiques (double hélice stabilisée par les liaisons H) **(Figure 7).**

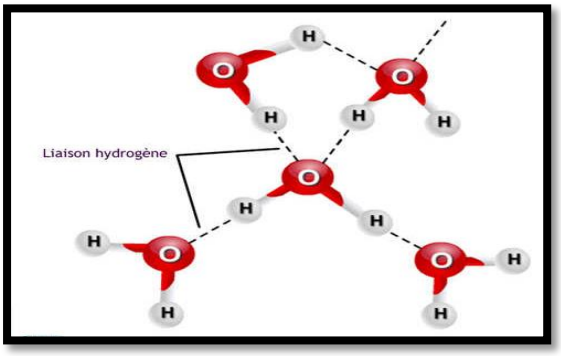


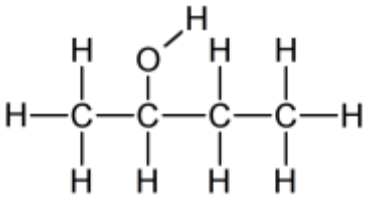
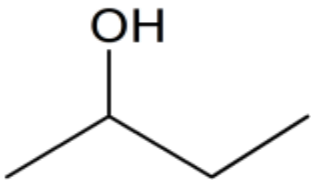
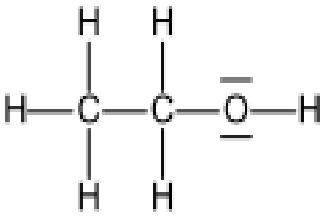
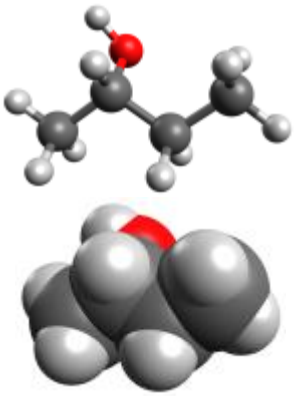
Figure 7. Liaisons hydrogène des molécules H_2O

2. Représentation des molécules

Il existe plusieurs représentations d'une même molécule résumées dans le tableau II.

Tableau II. Représentation des molécules

Nom de la représentation	Représentation	Commentaires
Formule brute	$C_4H_{10}O$	On ne donne que le nom et le nombre des atomes présents dans la molécule, sans indication sur leur assemblage.
Formule semi-développée	$H_3C-\underset{\underset{OH}{\vert}}{CH}-CH_2-CH_3$	La formule fait apparaître les liaisons entre atomes de carbone et avec les éléments autres que l'hydrogène. Les liaisons impliquant les atomes

		d'hydrogène ne figurent pas.
Formule développée		Cette représentation fait apparaître toutes les liaisons entre atomes, y compris avec les atomes d'hydrogène.
Formule topologique		La formule topologique ne fait pas apparaître les atomes de carbone et les atomes d'hydrogène qui leur sont liés. On trouve à chaque extrémité de segment un atome de carbone lié à autant d'atomes d'hydrogènes que nécessaires. Les groupes fonctionnels apparaissent explicitement.
La formule de Lewis		Dans la formule de Lewis d'une molécule, toutes les liaisons covalentes et tous les doublets non liants sont représentés. Les liaisons covalentes sont représentées par des traits entre les atomes qui sont liés entre eux et les doublets non liants sont représentés par des petits traits placés à côté des atomes qui les portent.
Modèle moléculaire		Les modèles moléculaires nous renseignent sur la géométrie réelle de la molécule. Le modèle éclaté fait apparaître les liaisons et leur type (simple, double ou triple). Le modèle compact est plus réaliste en termes d'encombrement spatial.

Exercices d'applications

Exercice 1.

a- Quelles sont les particules élémentaires composant un atome ?

b- Donnez le nombre de protons, de neutrons et d'électrons pour chacun des atomes et ions suivants :

$^{1}_{1}H$, $^{14}_{7}N$, $^{35}_{17}Cl$, $^{16}_{8}O$, O^{2-} , H^{+} , $^{2}_{1}H$, $^{3}_{1}H$, $^{17}_{8}O$, $^{37}_{17}Cl$.

c- Précisez quels sont les isotopes d'un même élément.

Exercice 2.

a- Donnez la formule développée des molécules et ions suivants :

NH_3 , NH_4^+, CO_2 , CO_3^{-2}, $HCONH_2$ et C_2H_6.

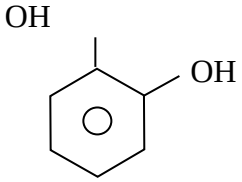
b- Laquelle des molécules suivantes existeront le plus vraisemblablement ?

O=C–H , H–O–CH_2–CH=O , H–C=CH–CH_2–CH_3 , CH_3–H–CH=O

c- Représentez une liaison hydrogène intermoléculaire entre NH_3 et H_2O.

d- Représentez une liaison hydrogène intramoléculaire dans les molécules suivantes :

NH_2–CH_2–CH_2–NH_2 et



III. Solutions

1. Solutions

Une solution est un mélange homogène de deux ou plusieurs constituants. En phase liquide, gazeuse, ou solide).

- Le solvant est toute substance liquide qui a le pouvoir de dissoudre d'autres substances.
- Le soluté est une espèce chimique (moléculaire ou ionique) dissoute dans un solvant.
- Le solvant est toujours en quantité très supérieure au(x) soluté(s).
- Ce mélange homogène (solvant + soluté) est appelé solution aqueuse si le solvant est l'eau.

2. Concentrations

Les concentrations sont des grandeurs avec unités permettant de déterminer la proportion des solutés par rapport à celle du solvant. Selon la nature de l'unité choisie, on distingue :

- La molarité (CM) : exprime le nombre de mole du soluté par litre de solution.
- La molalité (Cm) : exprime la quantité de soluté contenue dans 1000 g de solvant.
- La normalité (N) : exprime le nombre d'équivalents grammes de soluté par litre de solution (éq.g/l) , L'équivalent-gramme est la quantité de substance comprenant une mole des particules considérées (H+,OH–, e–..... etc.)
- Le pourcentage % d'une solution indique la masse de substance pour 100g de solution. Il s'agit d'une comparaison poids -poids.
- La fraction molaire (Xi) : indique le rapport entre le nombre de moles de soluté et le nombre total de mole de la solution.

3. Mole et molarité (CM)

Lorsqu'on désire acheter des bonbons (TicTac®), on doit les prendre par paquets. Il n'est guère possible et peu pratique de les acheter à l'unité. Pour la même raison, on quantifie les atomes ou les molécules par paquets car il est impossible de considérer de telles entités une à une. Si par exemple les TicTac® sont vendus par paquets de 80 pièces (= une boîte), les

atomes ou les molécules sont eux comptés par paquets de 602 mille milliards de milliards de pièces (= une mole).

4. Masse molaire (M)

La masse molaire est la masse d'une mole d'un composé chimique, elle est exprimée en gramme par mole (g/mol).

Cette relation se traduit ainsi: **n= m/M**

n: nombre de moles; m: masse en grammes

En biologie, la préparation de solutions nécessite l'utilisation de molécules qui parfois ont des hydratations différentes.

5. Hydrate

Un **hydrate** est une substance chimique qui contient de l'eau comme K_2HPO_4 x $2H_2O$. En microbiologie, la préparation de milieu de culture nécessite l'utilisation de plusieurs composés chimiques y compris ceux qui sont hydratés (mono, di, tri, tétra hydraté, etc). Dans le cas où la molécule avec l'hydratation nécessaire est indisponible, des calculs de la masse molaire doivent être effectué pour trouver la masse de la molécule présente avec l'hydratation différente.

Exemple : K_2HPO_4 x $2H_2O$ et K_2HPO_4 x $4H_2O$.

Remarques

1- En Microbiologie, les concentrations sont exprimées soit en pourcentage ou par molarité, il est donc nécessaire de savoir passer d'un type de concentration vers un autre.

2- La préparation de milieux de culture en Microbiologie nécessite la bonne maitrise des techniques de préparation de solutions en laboratoire. L'expérimentateur doit être à même de préparer des solutions à partir de liquides ou de solides et de pouvoir effectuer cela à différentes concentrations tout en diminuant au maximum les erreurs de manipulation.

Exercices d'applications

Exercice 1.

1) On pèse à l'aide d'une balance 10g de NaCl. Quelle est la quantité de moles de NaCl contenue dans la masse pesée ?

2) Les 10 g de NaCl sont placés dans une fiole de 250 mL. Quelle est la concentration molaire de la solution sachant que M (NaCl)= 58,5 g/mol.

Exercice 2.

On souhaite préparer 250 mL de solution à 2,5 mol/L de sulfate de cuivre CuSO4.

Données : M (Cu)= 63,55 g/mol et M(S)= 32 g/mol et M(O)= 16 g/mol.

1) Quelle masse de CuSO4 faut-il peser ?

2) On prélève à la pipette10 mL de cette solution que l'on place dans une fiole jaugée de 250 mL. Quelle est la concentration de la solution obtenue ?

Exercice 3.

La notice d'une boîte d'aspirine 500 vitaminée indique qu'un comprimé contient 500 mg d'aspirine (acide acétylsalicylique $C_9H_8O_4$) et 200 mg de vitamine C (acide ascorbique $C_6H_8O_6$).

1) Déterminer les masses molaires de l'aspirine et de la vitamine C.

2) Déterminer les quantités de matière d'aspirine et d'acide ascorbique présentes dans 150 mL de solution obtenue par dissolution d'un comprimé dans un verre d'eau.

3) Déterminer les concentrations molaires en aspirine et en vitamine C dans la solution envisagée précédemment.

Exercice 4.

Afin de cultiver les archées halophiles, un milieu de culture SG est constitué d'extrait de levure, de NaCl et de 10g de $MgSO_4$ X $7H_2O$. En absence de ce dernier, on a utilisé $MgSO_4$ X. $2H_2O$

Calculer la masse (en gramme) de $MgSO_4$ X. $2H_2O$ qu'il faut introduire dans le milieu de culture SG.

IV. Isomérie et Stéréo-isomérie

Le terme isomérie tire son origine du grec ίσος (isos = identique) et μερος (meros = partie).

Les isomères sont des espèces chimiques de même formule brute. Il existe deux types fondamentaux d'isomères **(Figure 8) :**

• **Les isomères de constitution** : ont des formules développées différentes (différence au niveau de l'ordre ou la nature des liaisons).

• **Les stéréo-isomères** : ont la même formule développée mais la disposition des atomes dans l'espace est différente.

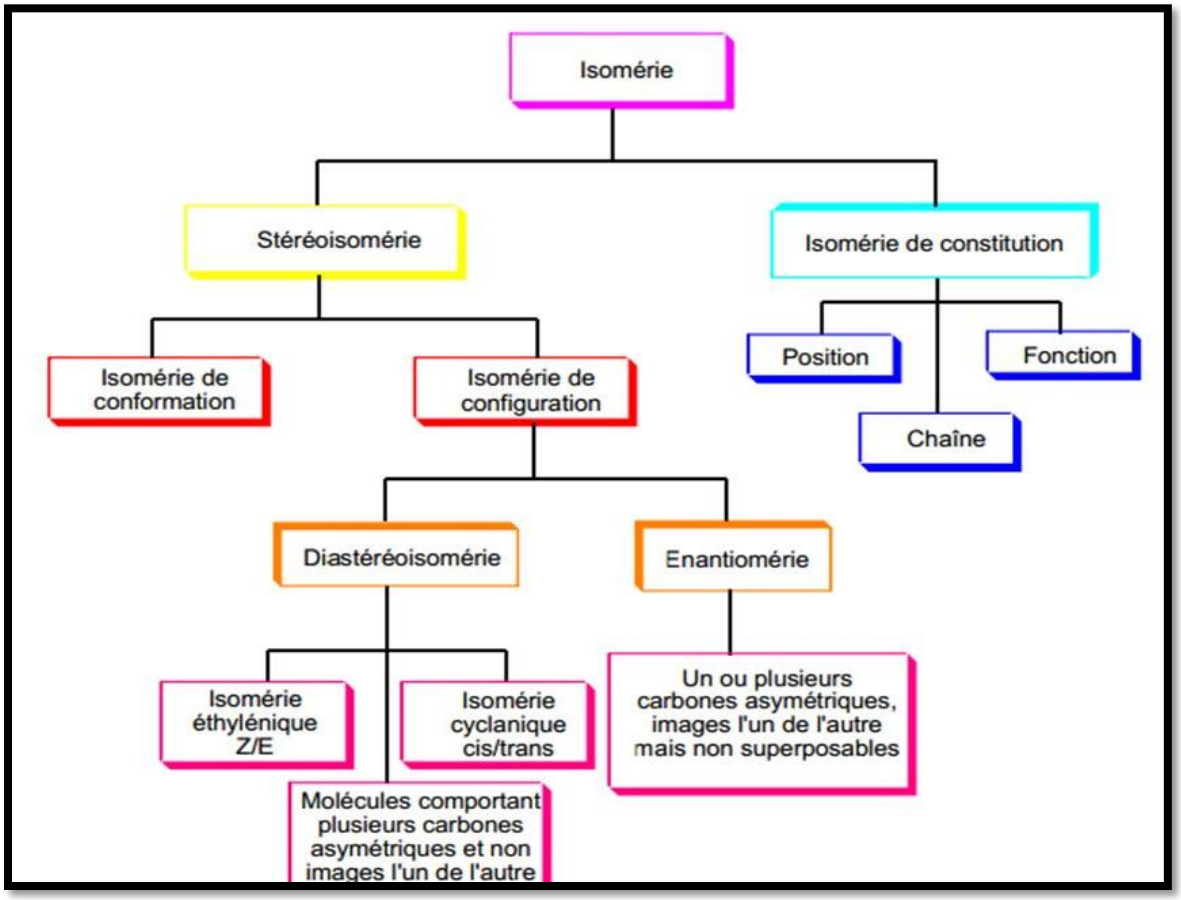


Figure 8. Schéma résumant les différents isomères

1. Isomérie de constitution

On appelle isomères de constitution, deux molécules qui possèdent la même formule brute mais ont des formules développées planes différentes. Les isomères ont des propriétés physiques, chimiques et biologiques différentes. On distingue trois types d'isomérie.

1.1. Isomérie de chaîne

L'isomérie de chaîne désigne des isomères qui diffèrent par le squelette de leur chaîne carbonée. Ces isomères ont des propriétés chimiques identiques mais des propriétés physiques différentes **(Tableau II).**

1.2. Isomérie de position

Ces isomères ont la même formule moléculaire et la même fonction. Ils ne diffèrent que par la position du groupement fonctionnel. On peut dire que c'est la fonction qui se déplace à l'intérieur du squelette. Les propriétés chimiques des isomères de position sont d'ordinaire voisines, mais leurs propriétés physiques (températures de fusion et d'ébullition, masses volumiques, spectres d'absorption ...) sont différentes **(Tableau II).**

1.3. Isomérie de fonction

Ces isomères ont des groupements fonctionnels différents **(Tableau II).**

Tableau II. Exemples des isomères de constitution

	Isomères de fonction **Exemple : C_2H_6O**	**Isomères de position** **Exemple : C_3H_8O**	**Isomères de chaîne** **Exemple : C_4H_{10}**
Isomère 1	L'éthanol (groupement fonctionnel alcool) CH_3-CH_2-OH	Le propan-1-ol CH_2OH-CH_2-CH_3	Le n-butane CH_3-CH_2-CH_2-CH_3
Isomère 2	Le méthoxyméthane (groupement fonctionnel étheroxyde) CH_3-O-CH_3	Le propan-2-ol CH_3-CHOH-CH_3	Le méthyl-2-propane (isobutane) CH_3-CH(CH_3)-CH_3

2. Stéréo-isomérie

La stéréochimie étudie l'arrangement des atomes dans l'espace. Il existe différentes manières de représenter les stéréoisomères dans l'espace y compris la projection en perspective, de Newman, de Cram et de Fisher.

2.1. Projections les plus utilisées en biologie

a) Représentation projective ou convention de Cram

Dans cette représentation, autour d'un atome asymétrique,

- Deux liaisons sont dans le plan, représentées sous forme de trait simple, à environ 120° l'une de l'autre.
- Une liaison est en arrière du plan, sous forme de traits discontinus.
- Une liaison est en avant du plan sous forme de triangle plein **(Figure 9).**

Aucune de ces deux dernières liaisons ne doit se trouver entre l'angle aigu formé par les liaisons dans le plan. De façon générale, on doit avoir la représentation d'un tétraèdre.

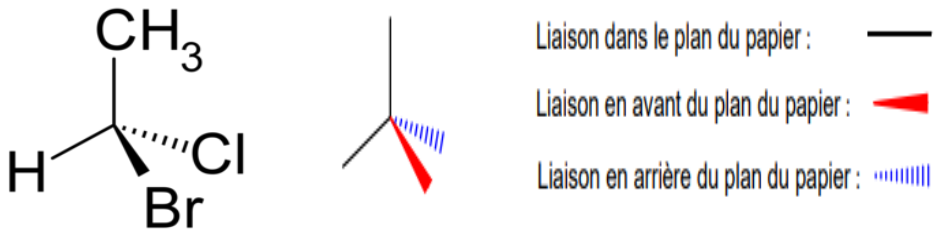


Figure 9. Représentation de Cram d'un carbone asymétrique

Un **carbone asymétrique** est un atome de carbone attaché à quatre substituants chimiques différents.

b) Projection de Fisher

En projection de Fischer, les liaisons sont représentées par des traits pleins verticaux et horizontaux, selon les conventions suivantes **(Figure 10)** :

- Les traits verticaux représentent les liaisons en arrière du plan de la figure.
- Les traits horizontaux représentent les liaisons en avant du plan de la figure.

- La chaîne carbonée la plus longue est placée verticalement et numérotée de haut en bas.
- Le chaînon de plus faible indice (le plus souvent associé au carbone le plus oxydé) est placé en haut.

Cette représentation est utilisée, essentiellement en biochimie pour représenter les sucres et les acides aminés.

Tous les oses sont classés dans deux catégories (D/L). Cette classification repose sur la position de la fonction alcool secondaire portée par le C* le plus éloigné de la fonction réductrice (aldéhyde ou cétone), c'est-à-dire l'avant dernier C dans la numérotation conventionnelle.

- Quand le groupement hydroxyle porté par le C^* est situé à droite de l'axe formé par la chaîne carbonée, c'est la configuration D.
- Quand le groupement hydroxyle porté par le C^* est situé à gauche de l'axe formé par la chaîne carbonée, c'est la configuration L.

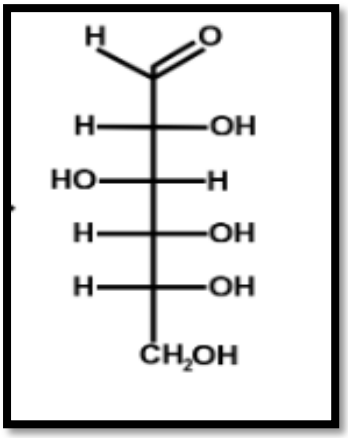


Figure 10. Représentation de Fischer de D-Glucose

Remarques

1- La grande majorité des oses naturels appartient à la série D de Fischer. Les quelques rares cas d'oses de la série L sont rencontrés chez les bactéries.

2- In vivo, certaines enzymes présentent une stéréospécificité très étroite vis-à-vis de leur substrat et sont capables de distinguer l'un ou l'autre des énantiomères : elles ne catalysent alors la réaction que sur l'isomère D ou L.

2.2. Règles de Cahn, Ingold et Prelog

La nomenclature de Cahn, Ingold et Prelog (conventions CIP) est un ensemble de lois utilisées en chimie organique pour nommer des stéréo-isomères. Parmi ces règles, on retrouve la nomenclature R/S (carbones asymétriques), cis/trans ou encore E/Z. Les substituants liés au centre asymétrique sont classés selon une séquence de priorité.

- **Règle 1** : le substituant prioritaire est celui dont l'atome directement lié au carbone asymétrique possède le numéro atomique « Z » le plus grand.
- Règle 1bis : dans le cas d'isotopes, l'isotope de nombre de masse supérieur est prioritaire.
- **Règle 2** : quand deux substituants sont liés au carbone asymétrique par des atomes identiques, on compare entre eux les atomes situés à la proximité suivante (deux liaisons) et on applique la règle 1 à cette proximité. S'ils sont identiques, on poursuit la comparaison dans les proximités suivantes de la ramification prioritaire.
- **Règle 3** : les liaisons multiples sont comptées comme autant de liaisons simples, et chaque atome engagé dans une liaison multiple est répété autant de fois qu'il est lié dans cette liaison. Cependant, on ne poursuivra l'arborescence qu'à partir d'un seul de ces atomes s'il est nécessaire de regarder la proximité suivante.
- **NB :** Il ne faut pas faire la somme des numéros atomiques des atomes se trouvant dans une position donnée, seul « compte » le Z le plus grand.

Les stéréo-isomères peuvent être des isomères de configuration ou des isomères de conformation.

2.3. Isomères de conformation

Le passage d'une conformation à une autre se fait par simple rotation autour d'une liaison simple (liaison σ), sans rupture de liaison. D'une manière générale, les différents conformères d'une même molécule ne constituent pas des espèces chimiques distinctes. En effet, la faible barrière énergétique qui les sépare, ne permet pas de les séparer dans les conditions ordinaires (25°C, 1 atm).

L'isomérie de conformation, c'est-à-dire la possibilité que les molécules puissent subir des déformations (de longueurs ou d'angle de liaisons) sans que leurs liaisons se cassent, a une énorme importance dans le vivant :

- Les réactions de synthèse des protéines.

- Les réactions de duplication de l'ADN.
- L'efficacité des enzymes.
- Les mécanismes biocatalytiques.

Certains composés d'intérêt thérapeutique peuvent toutefois se révéler davantage actifs sous l'une ou l'autre de leurs conformations **(Figure 11).**

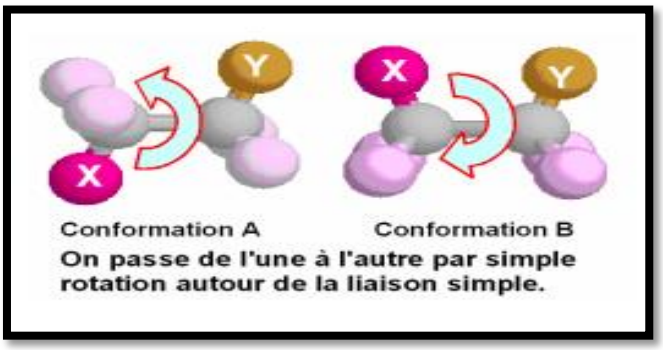


Figure 11. Isomères de conformation

2.4. Isomères de configuration

Les isomères de configuration sont des stéréo-isomères qui ne peuvent pas être convertis les uns aux autres en faisant tourner la molécule autour d'une simple liaison. Pour passer d'une configuration à l'autre il faut rompre (**casser**) des liaisons et en reformer d'autre, ce qui demanderait beaucoup d'énergie. Ils peuvent être trouvés en deux types: isomères géométriques et isomères optiques.

2.4.1. Isomères Géométriques (Z/E, Cis /Trans)

Ce type d'isomérie se trouve principalement dans les alcènes (double liaison).

Pour établir la configuration E et/ou Z du composé, il faut attribuer à chaque substituant de chaque carbone (portant la double liaison) la priorité 1 ou 2. On procède pour cela à un classement des substituants selon les règles CIP (règle basée sur le numéro atomique).

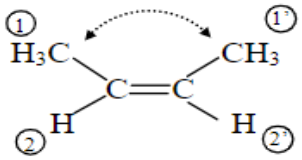
•Si les deux substituants prioritaires sont du même coté de la double liaison, la configuration est dite Z (ou cis).

•Si les deux substituants prioritaires sont de part et d'autre de la double liaison, la configuration est dite E (ou trans).

Les termes "cis" et "trans" utilisés en chimie jusqu'aux années 70 et encore utilisés en biochimie ne permettent pas d'identifier clairement les deux isomères si les substituants sont de même nature (ex: 2 halogènes différents ou 2 groupes alkyle), c'est pourquoi

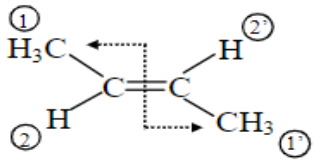
une nouvelle identification plus rigoureuse est maintenant retenue et répond aux règles de nomenclature internationale pour la chimie (Z/E).

Exemple :



(Z) but-2-éne

les deux méthyles du même coté par rapport au plan de la double liaison



(E) but-2-éne

les deux méthyles de part et d'autre de la double liaison

2.4.2. Isomères optiques (Configuration R/S)

L'isomérie optique, intervient à chaque fois qu'une molécule ne possède ni plan, ni centre de symétrie. Une telle molécule est dite chirale (du nom grec cheir: la main) c'est-à-dire non superposable à son image dans un miroir plan. La chiralité est la présence de carbone chiral pouvant entraîner l'activité optique d'une molécule. Un carbone chiral (C*) est un atome de carbone auquel sont attachés quatre groupes différents. Par conséquent, l'image miroir de cette molécule est non superposable avec la molécule **(Figure 12).**

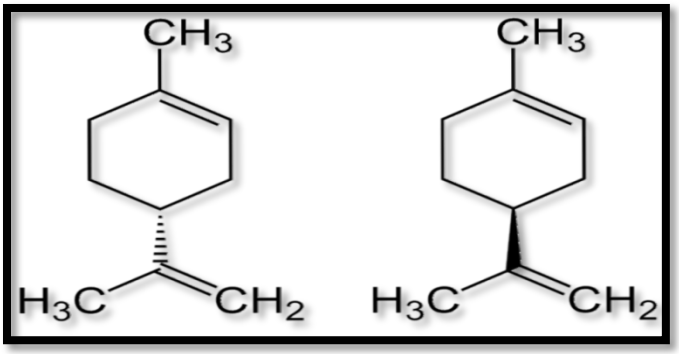


Figure 12. Isomérie optique

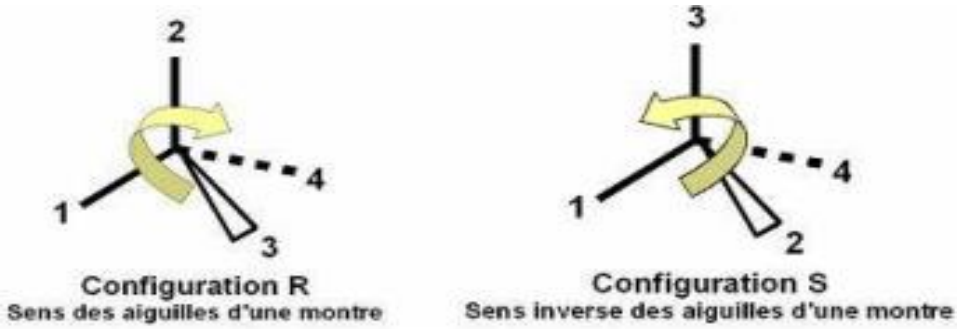
- **Détermination de la configuration absolue**

Les quatre substituants 1, 2, 3, 4, de l'atome de carbone asymétrique (C*) sont placés par ordre de priorité décroissante: 1 > 2 > 3 > 4.

- ✓ Si l'ordre de priorité des groupes 1 → 2 → 3 suit la rotation des aiguilles d'une montre, la configuration est R (rectus, latin, droit).

- ✓ Si l'ordre de priorité suit la rotation inverse des aiguilles d'une montre, la configuration est S (sinister, latin, gauche).

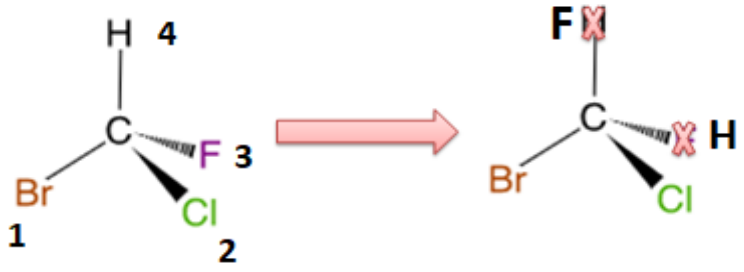
Exemple :



Selon la position du 4ème substituant lié au C*, trois cas sont possible :

- ✓ Si le 4ème substituant est en arrière du plan, la configuration ne change pas (R/S).
- ✓ Si le 4ème substituant est en avant du plan, une permutation est nécessaire (R→S/S →R).
- ✓ Si le 4ème substituant est en dans le plan, deux permutation sont nécessaires (la première au niveau de la molécule).

Exemple de la première permutation au niveau de la molécule :



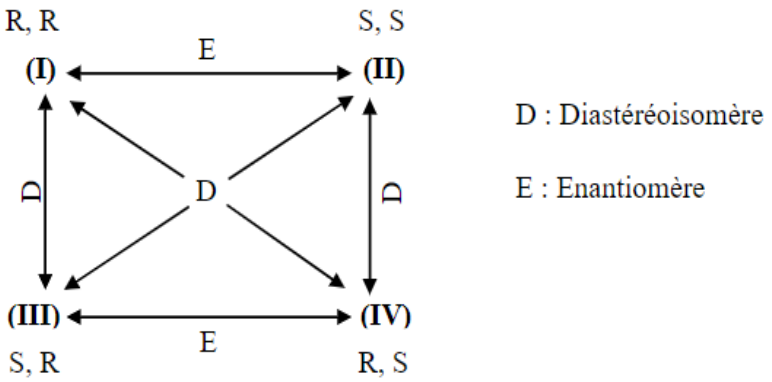
Remarque : Si une molécule contient n carbones asymétriques, le nombre de stéréoisomères est 2 ^{n}.

Un énantiomère est un isomère de configuration non superposable à son homologue après symétrie dans un miroir.

Les diastéréoisomères sont les stéréoisomères qui ne sont pas des énantiomères.

Deux épimères ne diffèrent entre eux que par la configuration absolue d'un seul carbone asymétrique, comme par exemple entre le D-mannose et le D-glucose ou encore entre le D-glucose et le D-galactose.

Relation entre les diastéréoisomères et les énantiomères



3. Importance de la stéréo-isomérie dans les processus Biologiques

Au niveau biologique, les deux énantiomères d'une molécule, un médicament par exemple, peuvent avoir des effets physiologiques différents, voire antagoniques. Un exemple tragique d'effets différents de deux énantiomères est celui de la thalidomide. La configuration (R) de la molécule a des effets sédatifs et anti-nauséux (notamment chez la personne enceinte), tandis que la configuration (S) a des effets tératogènes (malformation de l'embryon). L'utilisation de la thalidomide a donné lieu à un important scandale sanitaire au début des années soixante. Il y' a eu en effet entre 10 000 et 20 000 victimes.

Il arrive parfois que chaque énantiomère ait un intérêt pharmaceutique : par exemple le propoxyphène-(R) est un analgésique, commercialisé sous le nom de Darvon, et son énantiomère-(S) est un antitussif, vendu sous le nom en miroir de Novrad.

Le limonène est un hydrocarbure ($C_{10}H_{16}$) présent dans de nombreuses huiles essentielles et utilisé dans la fabrication de plusieurs produits alimentaires. Le premier énantiomère (R- limonène) a une odeur d'orange, le second (L'énantiomère S) a une odeur plus proche du pin mais une solution racémique des deux énantiomères a une odeur de citron.

Un précurseur de la dopamine, utilisé comme traitement dans la maladie de Parkinson, existe sous deux formes énantiomères. Seul l'énantiomère L-DOPA a une activité thérapeutique.

Exercices d'applications: Isomères et stéréoisomères

Exercice 1.

a- Soit la formule brute suivante « $\mathbf{C_5H_{10}O}$ ». Donner :
- 2 isomères de chaîne
- 2 isomères de fonction
- 2 isomères de position

b- Lequel de ces hydrocarbures porte une double liaison dans la chaîne carbonée ?
C_3H_8 C_2H_6 CH_4
C_2H_4 C_2H_2

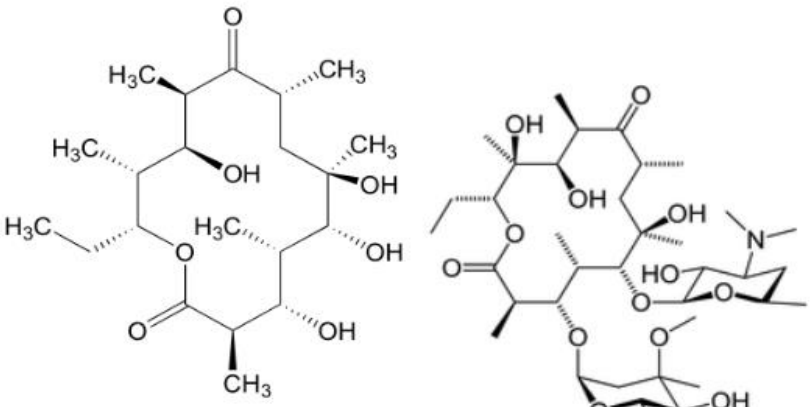
Exercice 2.

Selon la règle séquentielle de Cahn-Ingold-Prelog, quel est l'ordre de priorité des substituants suivants ?

$-OCH_3$	$-NHCH_3$	$-CCl_3$	$-CONH_2$	$-CH_2OH$
$-CH_2OCH_3$	$-SCH_3$	$-NO_2$	$-NHOH$	$-COCH_3$
$-Br$	$-H$	$-COOH$	$-C_6H_5$	$-CH_3$
$-NH_2$	$-CHO$	$-OCOCH_3$	$-C\equiv CH$	$-CH_3$
$-Br$	$-OH$	$-COOCH_3$	$-OCH_3$	$-H$
$-SH$	$-CN$	$-CH_2OH$	$-OH$	$-COOH$

Exercice 3.

Combien la molécule de l'Erythronolide B (molécule de gauche), precurseur de l'antibiotique érythromycine (molécule de droite), possède-t-elle d'atomes de carbone asymétriques?



erythronolide B

Exercice 4.

Soit l'ose de la formule suivante: CHO-$(CHOH)_3$-CH_2

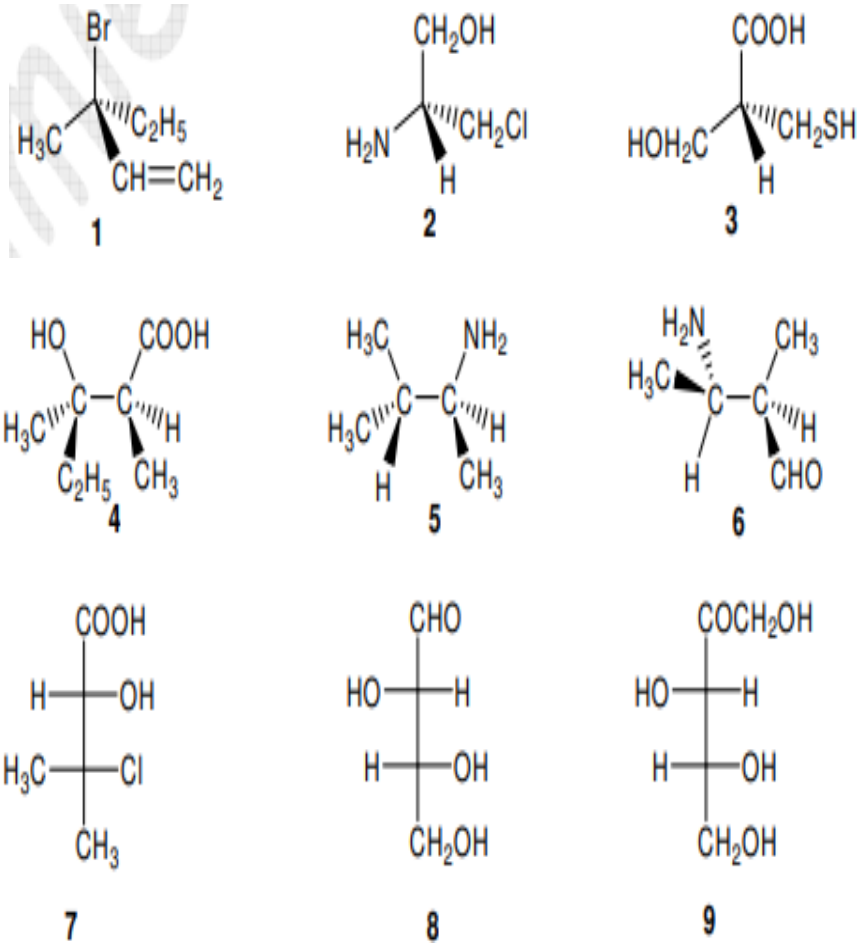
1-Ecrire le composé selon la représentation projective de Fischer.

2-Combien de stéréo-isomères possède-t-il? Les représenter.

3-Les classer en couples épimères.

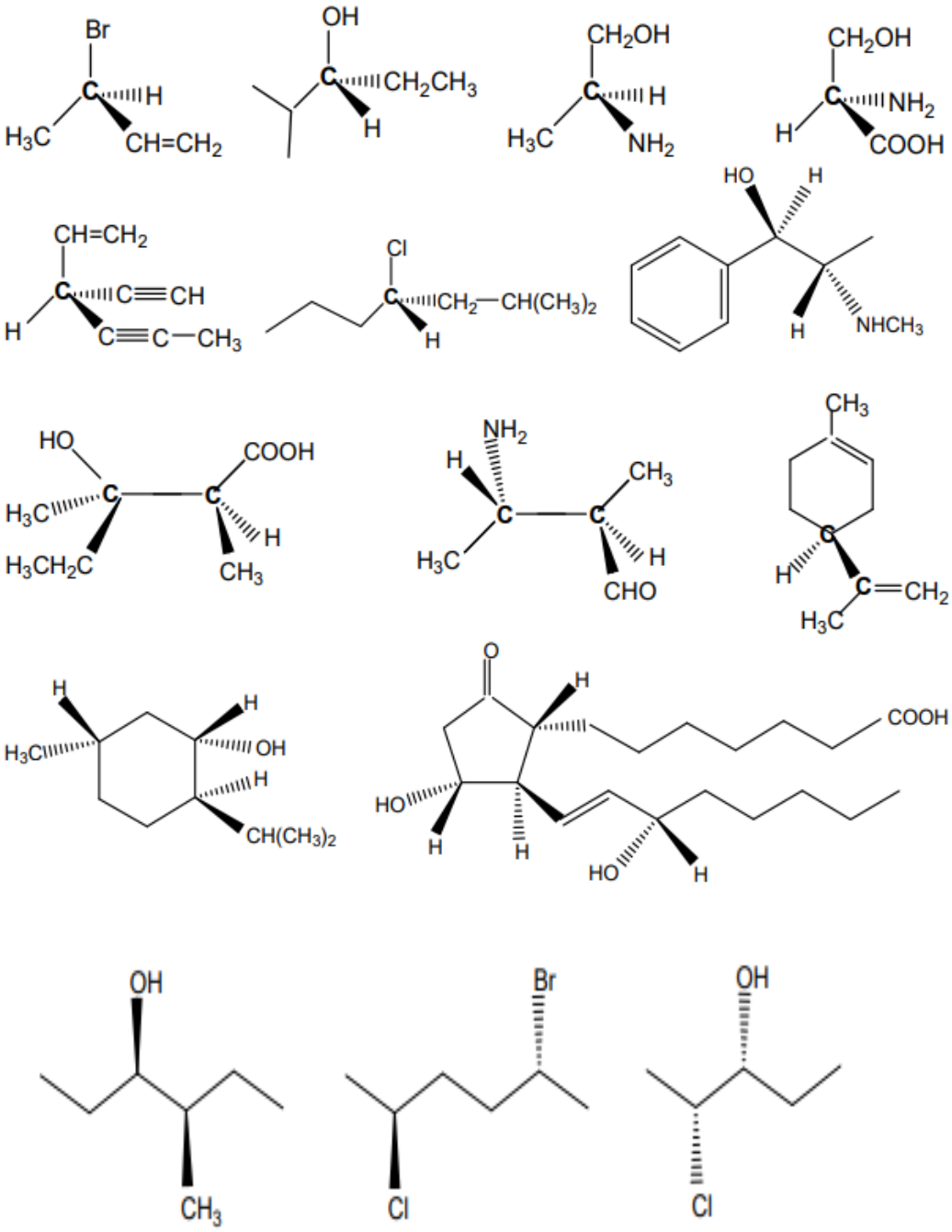
Exercice 5.

Déterminer la configuration absolue (R, S) des carbones asymétriques dans les molécules suivantes.



Exercice 6.

Déterminer la configuration absolue (R, S) des carbones asymétriques dans les molécules suivantes.



V. Nomenclature des molécules organiques

La nomenclature est l'attribution systématique des noms aux composés. Chaque composé organique doit avoir un nom unique de telle façon que chimistes et non chimistes puissent communiquer sans ambiguïté. **L'IUPAC** (International Union of Pure and Applied Chemistry) a créé le système de nomenclature utilisé et qui repose sur un certain nombre de règles **(Figure 13).**

La nomenclature permet de :

a) Trouver le nom d'une molécule connaissant la structure.

b) Trouver la structure d'une molécule connaissant le nom.

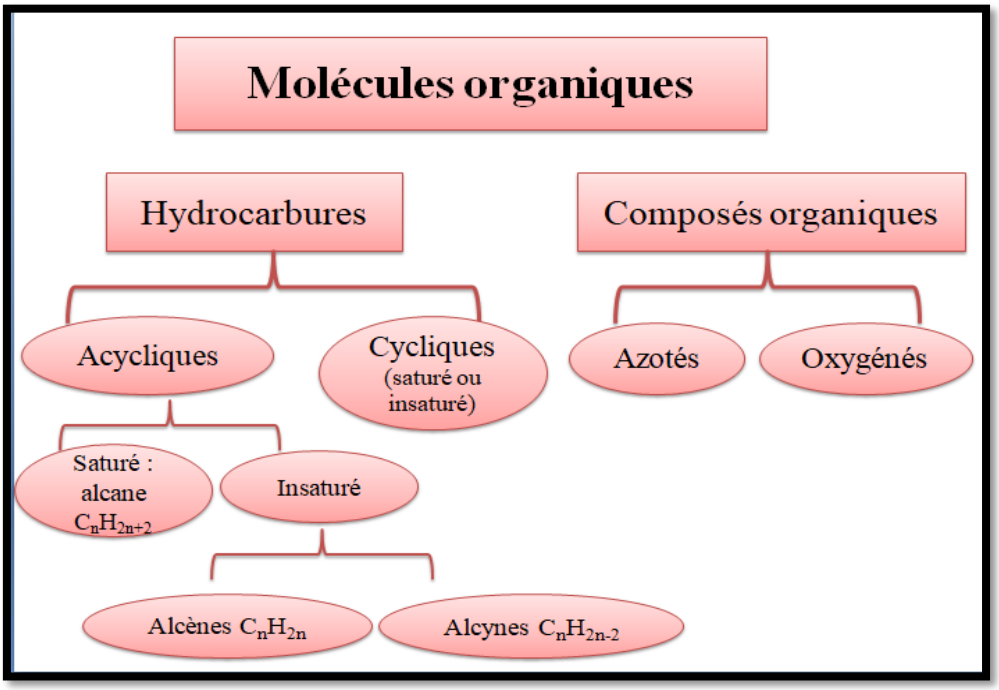


Figure 13. Les molécules organiques

1. Hydrocarbures

Un hydrocarbure est une molécule comportant uniquement des atomes de carbone et d'hydrogène.

1.1.Hydrocarbures acycliques

1.1.1. Hydrocarbures acycliques saturés : Alcane

Les alcanes sont des hydrocarbures saturés (pas de liaisons multiples), aliphatiques ou

acycliques (à chaîne carbonée ouverte) linéaires ou ramifiés, de formule brute C_nH_{2n+2}.

A) Hydrocarbures acycliques saturés linéaires

Les alcanes portent un nom constitué de la façon suivante :

Préfixe (indiquant le nombre de carbones de la chaîne) + suffixe « ane »

Exemple : (Formule topologique)

C'est un alcane possédant quatre atomes de carbones le préfixe sera **but-** *;* le suffixe sera **–ane**; pour conduire au nom fondamental **butane.**

Le tableau ci-dessous résume le nom de certains alcanes.

Tableau III. Noms fondamentaux IUPAC des alcanes à chaînes droite

Nb de carbone	Nom fondamental	Nom du Substituant	Nb de carbone	Nom fondamental	Nom du Substituent
1	Méthane	Méthyle	12	Dodécane	Dodécyle
2	Ethane	Ethyle	13	Tridécane	Tridécyle
3	Propane	Propyle	14	Tetradécane	Tetradécyle
4	Butane	Butyle	15	Pentadécane	Pentadécyle
5	Pentane	Pentyle	16	Hexadécane	Hexadécyle
6	Hexane	Hexyle	17	Heptadécane	Heptadécyle
7	Heptane	Heptyl	18	Octadécane	Octadécyle
8	Octane	Octyle	19	Nonadécane	Nonadécyle
9	Nonane	Nonyle	20	Eicosane	Eicosyle
10	Décane	Décyle	30	Triacontane	Triacontyle
11	undécane	Undécyle	100	Hectane	Hectyle

B) Hydrocarbures acycliques saturés à chaîne carbonée ramifiée

Un alcane ramifié est constitué d'une chaîne principale et de substituants (groupements alkyles). Pour le nommer, on applique les règles IUPAC suivantes :

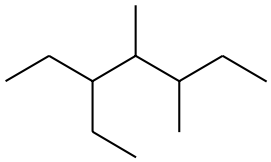
- **Règle IUPAC n°1** : La chaîne principale est toujours la chaîne carbonée la plus longue, elle porte le nom de l'alcane correspondant. Si une molécule présente deux ou plusieurs

chaînes d'égale longueur, on choisit comme chaîne principale, celle qui porte le plus grand nombre de substituant.

- **Règle IUPAC n°2** : En préfixe, on ajoute le nom (sans le « e » final) du groupement alkyle fixé sur la chaîne principale. On donne le plus petit indice au carbone qui porte ce groupement. Lorsqu'il y a plusieurs groupements, on numérote la chaîne dans le sens qui donne l'indice le plus faible entre les deux modes de numérotage possibles.

  Remarque : Si deux substituants sont à égale distance des deux extrémités de la chaîne, on se base sur l'alphabet pour décider du sens de numérotage du substrat.
- **Règle IUPAC n°3**: Lorsqu'il y a plusieurs groupements identiques, on place les indices: di, tri, tétra, penta, hexa, hepta, octo, nona, déca…etc. devant le nom du groupement.
- **Règle IUPAC n°4** : Lorsqu'il y a plusieurs chaînes latérales, on les nomme dans l'ordre alphabétique. Le plus petit nombre étant affecté au groupe placé en tête dans l'ordre alphabétique.
- **Règle IUPAC n°5** : La nomenclature des chaînes latérales suit les mêmes règles que celle des chaînes principales avec la seule exception que le carbone attaché à la chaîne principale porte le numéro 1.

Exemple :



3-éthyl-4,5-diméthylheptane

Il faut écrire le nom de l'alcane en arrangeant tout d'abord tous les substituants par ordre alphabétique (chacun étant précédé, à l'aide d'un tiret, du numéro de l'atome de carbone auquel il est rattaché), puis en y adjoignant le nom du substrat ou nom fondamental.

Les indices: di, tri, tétra,….etc. ne sont pas pris en considération dans l'arrangement alphabétique.

1.1.2. Hydrocarbures acycliques insaturés

A) Alcènes

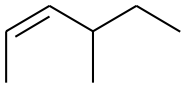
Les alcènes sont des hydrocarbures de formule brute C_nH_{2n} dont la chaîne carbonée renferme une liaison double C=C. La molécule est dite insaturée.

Les alcènes portent un nom constitué de la façon suivante :

Préfixe (indiquant le nombre de carbones de la chaîne) + terminaison «ène »

- La chaîne principale est la plus longue chaîne contenant l'insaturation.
- La chaîne principale n'est pas nécessairement la plus longue mais celle qui contient le plus d'insaturations.
- La double liaison, a priorité sur les substituants pour le choix du sens de numérotage.
- Les substituants qui contiennent une double liaison sont appelés des groupes alcényles (ex : propényle).

Exemple :



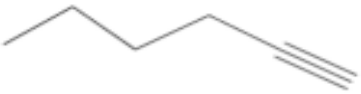
4-méthylhex-2-ène

B) Alcynes

Les alcynes sont des hydrocarbures insaturés de formule brute C_nH_{2n-2} comportant une liaison triple C≡C. Les règles de nomenclature des alcènes s'appliquent également aux alcynes.

Le nom se déduit de celui de l'alcane en remplaçant le suffixe "**ane**" par "**yne**" dans la plus longue chaîne carbonée contenant la liaison multiple. La position de la triple liaison dans la chaîne principale est indiquée par un indice placé avant le suffixe «**yne**». Les atomes de carbone portant la triple liaison doivent avoir les plus petits indices.

Exemple :



hex-1-yne
(alcyne terminal)

hex-3-yne
(alcyne interne)

Cas d'une double et triple liaison au sein de la même molécule : **Alcényne**.

- ✓ La chaîne est numérotée à partir de l'extrémité la plus proche de l'un ou de l'autre de ces deux groupes fonctionnels.
- ✓ Lorsque la double et la triple liaison sont à des distance égales au niveau des extrémités, on attribue à la double liaison le plus petit indice localisateur.

1.2.Hydrocarbures cycliques

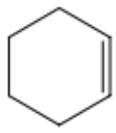
1.2.1. Hydrocarbures monocycliques saturés et insaturés

Les hydrocarbures monocycliques saturés sont des cycloalcanes de formule : C_nH_{2n}.

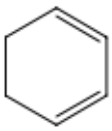
- Les hydrocarbures monocycliques qui ne possèdent pas de chaîne latérale se nomment en faisant précéder du préfixe « **cyclo** », le nom de l'hydrocarbure acyclique linéaire (saturé ou non saturé), comportant le même nombre de carbones.
- Si les cycles possèdent une ou plusieurs chaînes latérales, on considère le cycle comme « **chaîne principale** », et on nomme en préfixe, les groupes substituants, dans l'ordre alphabétique et avec des indices de position. Une liaison multiple a priorité sur les groupements alkyles pour le sens de numérotage ; elle doit avoir l'indice le plus faible possible.

Cependant, le cycle peut perdre la place de chaîne principale au dépend de ses chaînes latérales, si celles-ci sont plus complexes (exemple : si la chaîne linéaire liée au cycle contient plus de carbones que le cycle lui-même, celui-ci devient alors un substituant).

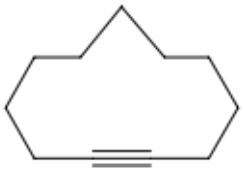
Exemple :



cyclohexène



cyclohex-1,3-diène

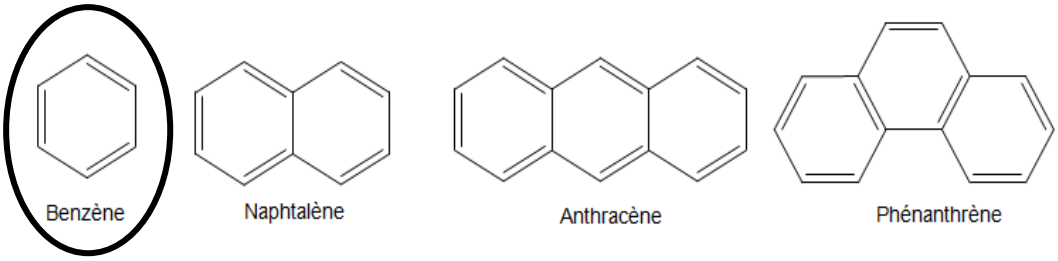


cycloundécyne

1.2.2. Hydrocarbures aromatiques

Un hydrocarbure aromatique est un hydrocarbure dont la structure moléculaire comprend un cycle possédant une alternance formelle de liaison simple et double. Dans une

molécule aromatique simple, le benzène devient la chaîne principale. On nomme en préfixe les noms des chaînes latérales greffées sur le benzène.



Les dérivés di-substitués du benzène peuvent exister sous trois formes isomères, pour lesquelles on emploie les préfixes ortho, méta et para, souvent abrégés en ***o***, ***m*** et ***p***, au lieu de « 1,2 », « 1,3 » et « 1,4 » respectivement.

2. Groupements fonctionnels

Un groupement fonctionnel (ou fonction) est un groupement d'atomes auquel se rattache, au moins un hétéroatome (atome autre que C ou H : O, N, S, P…).

Les groupements fonctionnels constituent (avec les insaturations), le siège essentiel de la réactivité de la molécule organique. Le carbone auquel est lié l'hétéroatome est dit **" carbone fonctionnel "**.

- Si la molécule comporte un seul groupe fonctionnel, son nom sera obtenu en ajoutant, après le nom de l'hydrocarbure correspondant, un **suffixe** indiquant la nature de la fonction.
- Si une molécule possède plusieurs groupements fonctionnels, une des fonctions doit être placée en suffixe (sauf les halogénures d'alkyle qui ne sont jamais fonctions prioritaires), toutes les autres en préfixe précédé d'indices de position.
- Les suffixes de chaîne ("ane", "ène", "yne") sont placés avant le suffixe de la fonction prioritaire.
- La chaîne principale est la chaîne la plus longue contenant le carbone fonctionnel.
- Le sens du numérotage de la chaîne principale est choisi de façon à attribuer au carbone fonctionnel, l'indice le plus petit possible.

Préfixes de fonction non prioritaire	Chaîne principale	Suffixe ane, ène ou yne	Suffixe de la fonction prioritaire
A	B	C	D

Le sens du numérotage de la chaîne doit affecter par priorité décroissante l'indice de position le plus petit à D, puis à C, et enfin à A.

Tableau IV. Suffixes et préfixes utilisés pour désigner quelques groupes importants.

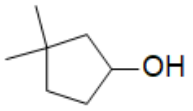
			Préfixe non prioritaire	Suffixe prioritaire
Fonctions trivalentes	1-Acide carboxyliques	-COOH		Acide….oïque
	2- Esters	-COOR		..oate de R(alkyle)
	3- Amides	-CONH2		…amide
	4-Nitriles	-C=N	Cyano…	….nitrile
Fonctions divalentes	5- Aldéhydes	-CHO	Formyl…	…al
	6- Cétones	-CO-	Oxo…	…one
Fonctions monovalentes	7-Alcools	-OH	Hydroxy….	…ol
	8-Amines	-NH2	Amino…	…amine
	9-Halogènes alkyls	$-C_xH_y$	Alkyle….	

NB : Les groupes présentés dans ce tableau sont rangés dans l'ordre décroissant de priorité.

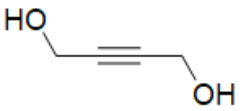
Les halogènes ne sont jamais prioritaires, ils sont toujours désignés par des préfixes.

F : fluoro Br : bromo Cl :chloro I : iodo.

Exemple :



3,3-diméthylcyclopentan-1-ol



but-2-yne-1,4-diol

Exercices d'applications : Nomenclature

Exercice 1.

Dessinez et nommez les 9 isomères géométriques de formule brute C_7H_{16} (formule topologique).

Exercice 2.

Déterminer les noms des molécules suivantes ou représenter les molécules dont le nom est indiqué.

$CH_3-CH_2-C(=O)-OH$	
$CH_3-CH(NH_2)-CH_2-OH$	
$CH_3-CH_2-CH_2-CH_2-CH_3$	
$CH_3-CHCl-CH_2-CH_2-OH$	
$CH_3-CH(CH_3)-CH_2-CH_3$	
$CH_2=CH-CH_2-CH=O$	
$CH_3-CH(NH_2)-CH_2-COOH$	
	Acide 2,2-dichloropropanoïque
	2,3-diméthylhexane
	4-méthylpent-2-ène
	Cyclohexanone
	Hexane
	Acide pentanoïque
	3-méthylpent-1-yne
	pentan-2-one

Exercice 3.

Donner les formules topologiques des molécules suivantes :

a) 4-propylhex-4-èn-3-one.

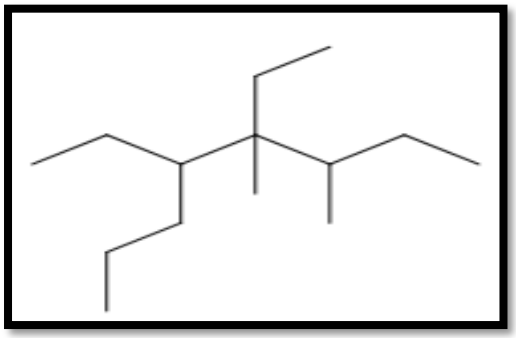
b) 2,3,3-triéthylheptane.

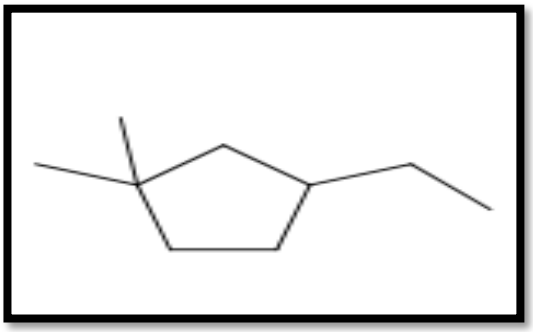
c) 3,5-diéthyl-2-propyloctane.

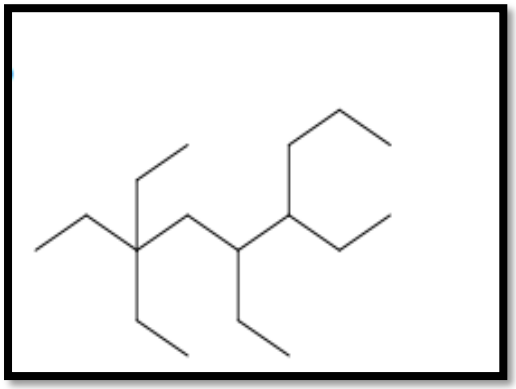
d) Acide 3-amino-4-éthylhex-5-énoïque.

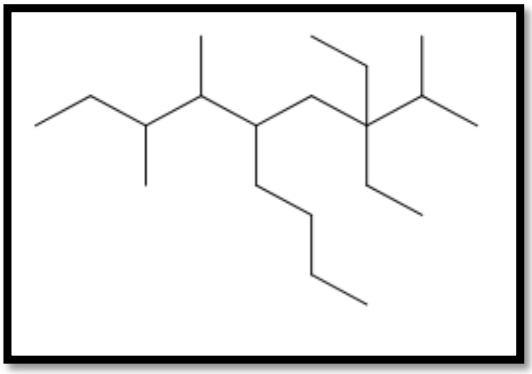
Exercice 4.

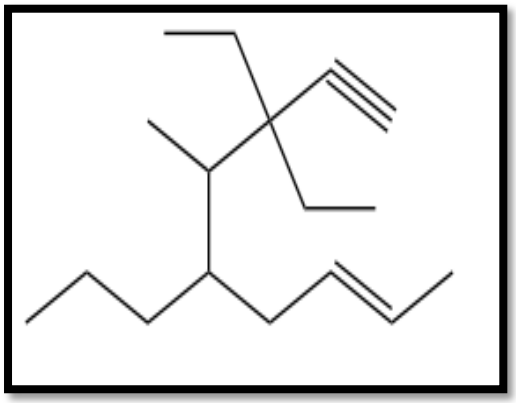
Nommez les molécules suivantes selon les règles de l'IUPAC :

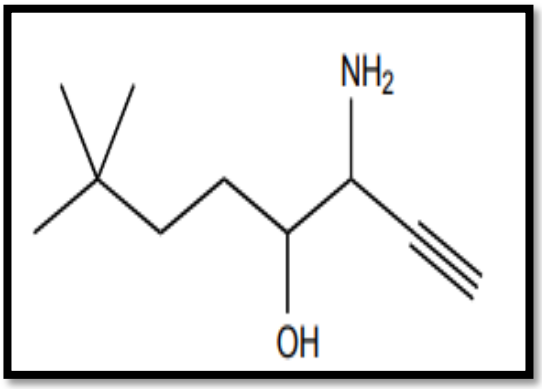


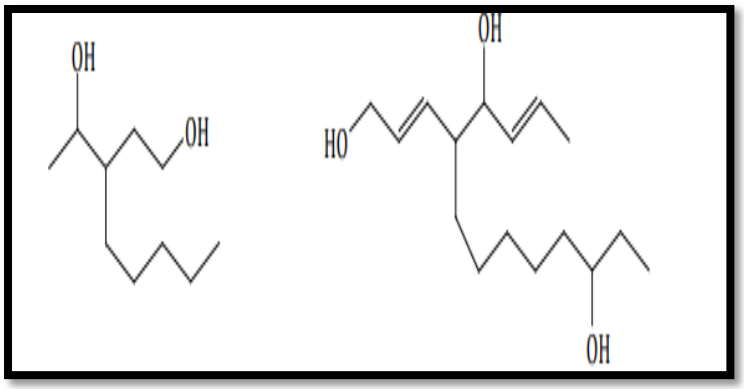


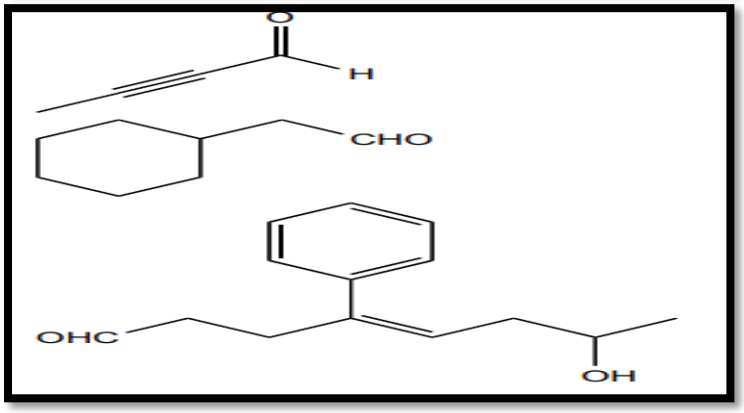






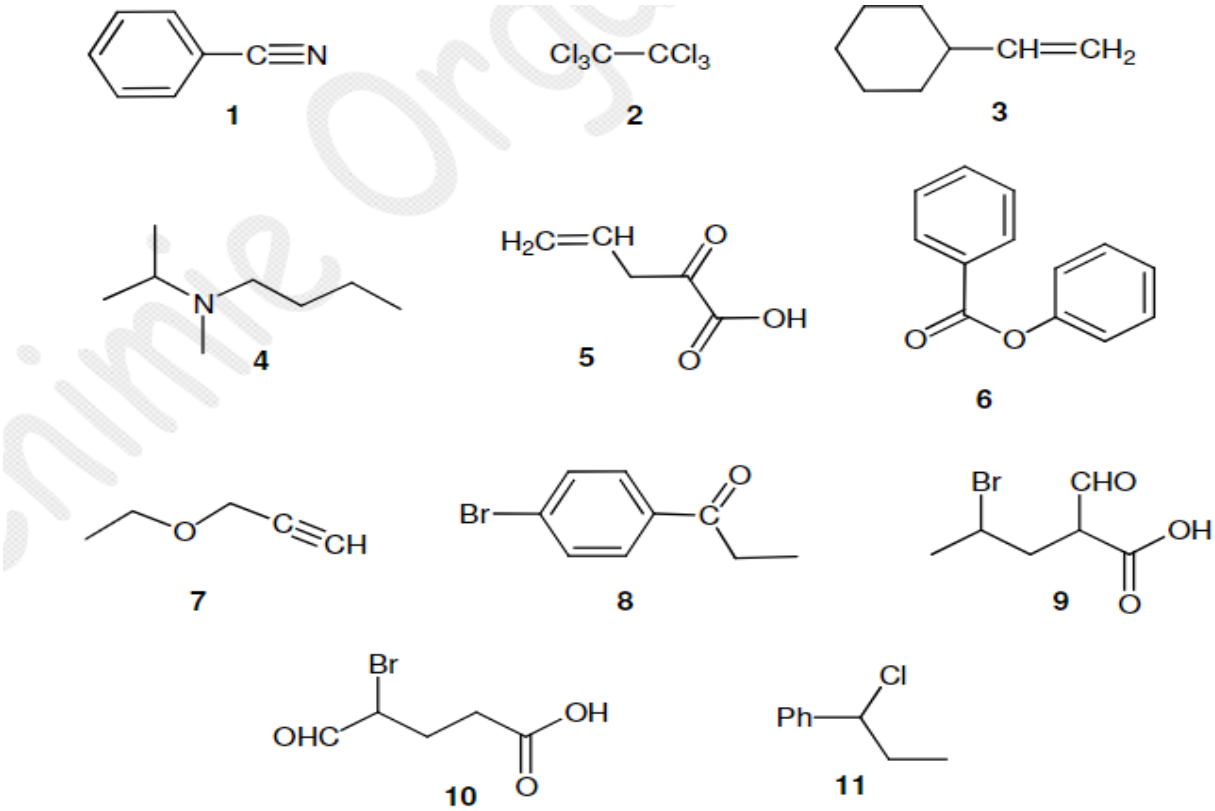






Exercice 5.

Nommez les molécules suivantes selon les règles de l'IUPAC :



VI. Vitamines

Une vitamine est une substance organique, sans valeur énergétique propre, nécessaire (en dose allant du microgramme à plusieurs milligrammes par jour) au métabolisme de l'animal et de l'Homme.

Le terme « **vitamine** » vient du latin « **vita** » qui signifie « **vie** » et du suffixe « **amine** » qui est le nom d'un radical en chimie (attention : toutes les vitamines ne possèdent pas pour autant la radicale amine).

L'organisme n'étant pas capable de les synthétiser, ou en quantité insuffisante, elles doivent être apportées régulièrement et en quantité suffisante par l'alimentation. Chez l'être humain, seules trois vitamines sont synthétisées par des bactéries intestinales : les vitamines **K**, **B12** et **H**.

Il existe deux types de vitamines :

- Vitamines solubles dans les corps gras : les vitamines **liposolubles (4 vitamines : A, D, E, K).**
- Vitamines solubles dans l'eau: les vitamines **hydrosolubles (9 vitamines : B1, B2, B5, PP, B6, B8, B9, B12, C).**

Un apport insuffisant ou une absence de vitamine provoquent respectivement une **hypovitaminose** ou une **avitaminose** (scorbut, béribéri, rachitisme, etc.). Un apport excessif de vitamines liposolubles (A et D essentiellement) provoque une **hypervitaminose**, très toxique pour l'organisme.

1. Métabolisme des vitamines

1.1. Absorption

Comme la plupart des nutriments, beaucoup de vitamines hydrosolubles sont surtout absorbées au niveau de l'intestin proximal. Certaines vitamines ont un site d'absorption unique (vitamine B12 : iléon terminal) ce qui a des conséquences cliniques importantes.

L'absorption des vitamines liposolubles est très liée à celle des lipides dont elle suit différentes étapes. Leur absorption sera diminuée en cas de malabsorption des lipides et sensible aux modifications des lipides ingérés.

L'absorption intestinale de la vitamine E est moins efficace que celle des autres vitamines liposolubles (moins de la moitié est absorbée). Ceci explique qu'en cas de malabsorption sévère des lipides, la carence en vitamine E peut être au premier plan.

1.2.Formes actives

Les vitamines anti-oxydantes (vitamines C et E) sont actives sous leur forme naturelle. Les autres vitamines subissent une transformation avant de remplir les fonctions de coenzyme.

Exemple : la forme active du Riboflavine est le FAD; la forme active de la Niacine est le NAD, NADP.

1.3.Distribution, stockage, élimination

A l'exception de la vitamine B12, les vitamines hydrosolubles « excédentaires » sont simplement éliminées, le corps ne peut pas les stocker. La vitamine B12, quant à elle, est stockée dans le foie, à l'instar des vitamines liposolubles.

2. Rôle physiologique des vitamines

2.1.Fonction co-enzymatique

De nombreux enzymes nécessitent une autre molécule de faible poids moléculaire : un coenzyme. L'holoenzyme, qui possède l'activité complète résulte de l'association d'un apoenzyme, protéique, et d'un coenzyme qui lui est lié. Si le coenzyme est lié par une liaison covalente, il sera dénommé « groupement prosthétique ». Un coenzyme peut jouer un rôle de co-substrat : il subira exactement la réaction inverse de celle que subit le substrat (réactions d'oxydoréduction : NAD, transamination : phosphate de pyridoxal).

2.2.Transport de protons et d'électrons

2.3.Stabilisation des membranes

2.4.Fonctions de type hormonal

Vitamine D et vitamine A agissent selon un mécanisme similaire à celui des hormones stéroïdiennes : liaison à un récepteur cytosolique puis à un récepteur nucléaire, modification de la synthèse protéique. Ainsi la vitamine D est une prohormone.

3. Nomenclature des vitamines

Le tableau suivant présente la nomenclature des vitamines.

Tableau V. Nomenclature et abréviation des 13 vitamines

Vitamine	Nomenclature
Vitamine A	Rétinol / carotène
Vitamine C	Acide ascorbique
Vitamine D	Calciférol
Vitamine E	Tocophérol
Vitamine K	Quinone
Vitamine B1	Thiamine
Vitamine B2	Riboflavine
Vitamine B3	Niacine / acide nicotinique / vitamine PP
Vitamine B6	Pyridoxine
Vitamine B9	Acide folique / folacine / Folate
Vitamine B12	Cyanocobalamine
Vitamine B8	Biotine / vitamine H
Vitamine B5	Acide panthoténique / Panthoténate

4. Source de vitamines

Il existe plusieurs sources de vitamines naturelles : aliments végétaux et microorganismes. Les levures (*Torula utilis*; Levure de Boulanger) constituent une source importante d'un mélange de vitamines hydrosolubles (B1, B2, B3, B5, B8, B9), appelé "complexe B" et utilisé par l'industrie pharmaceutique humaine et vétérinaire (**Figure 14)**.

Vitamines	Microorganismes producteurs
A	*Blakeslea trispora* ; *Rhodotorula gracilis* ; *Dunaliella sp.*
B_1	*Ashbya gossypii* ; *Torula utilis* ; *Saccharomyces cerevisae*
B_2	*Clostridium acetobutylim* ; *Ashbya gossypii* ; *Pichia miso*
B_{12}	*Bacillus megaterium* ; *Streptomyces olivaceus*
D	*Saccharomyces cerevisae* ; *Aspergillus niger*
E	*Euglena gracillis*

Figure 14. Exemple de vitamines produites par les microorganismes

5. Vitamines hydrosolubles

Les vitamines hydrosolubles se trouvent dans toutes les parties du corps humain contenant de l'eau : les cellules, le sang, etc. La vitamine C et les vitamines B font partie des vitamines hydrosolubles. Aucune « overdose» de vitamines n'est possible.

Leurs caractéristiques générales sont :

- ✓ Solubles dans l'eau ;
- ✓ Perdues facilement lors de la cuisson ;
- ✓ Absorbées surtout dans le petit intestin ;
- ✓ Facilement éliminées ;
- ✓ Rôle de coenzyme dans le métabolisme.

La figure 15 présente les principales fonctions des vitamines hydrosolubles.

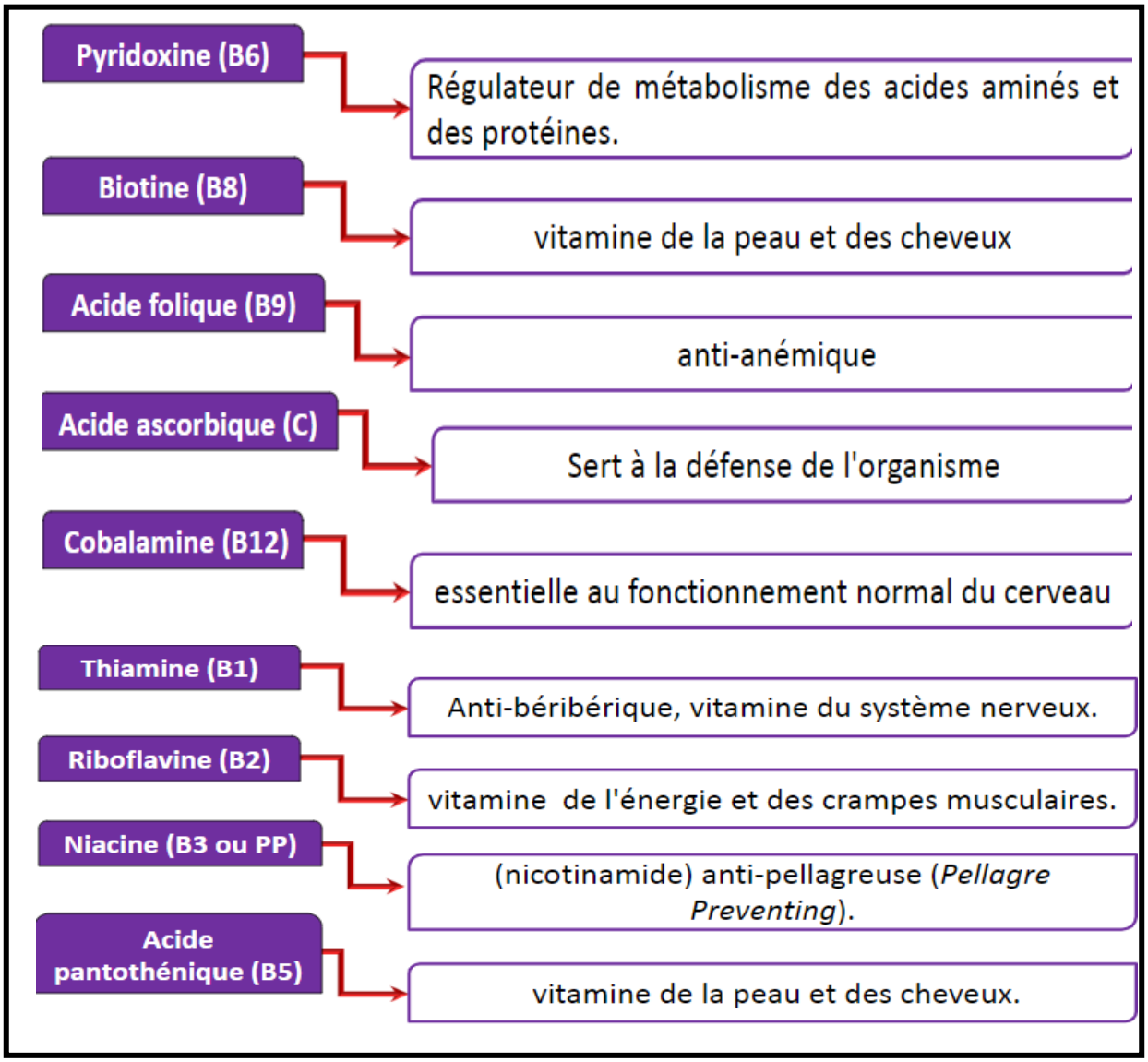


Figure 15. Principales fonctions des vitamines hydrosolubles

5.1. Vitamine B1 (Thiamine)

- ✓ La thiamine est une molécule organique constituée de noyaux pyrimidine et thiazole reliés par un pont méthylène **(Figure 16).** Elle est transformée dans l'organisme en thiamine pyrophosphate, qui est le produit actif.

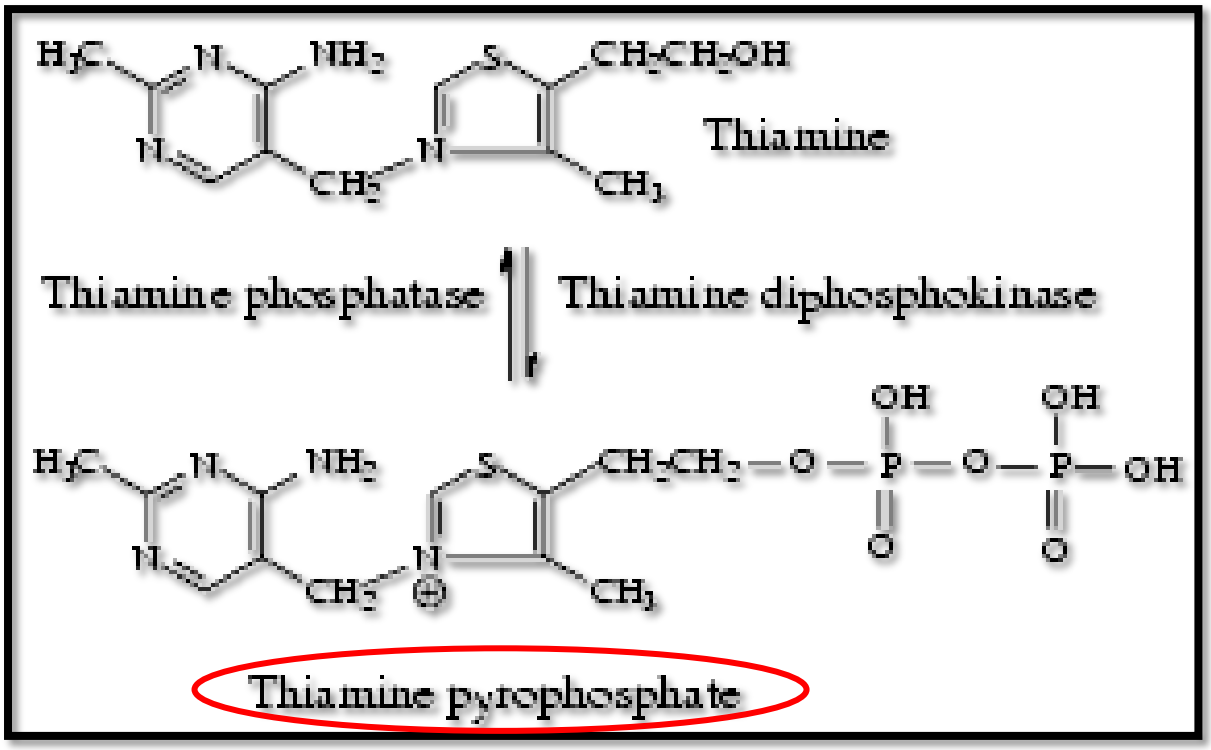


Figure 16. Structure chimique de la vitamine B 1 et sa forme active

- ✓ La thiamine diphosphate joue le rôle de coenzyme dans:

- les réactions de décarboxylation des acides α-cétoniques :Exp: de l'acide pyruvique en acétyl-CoA.

-les réactions de transcétolisation des sucres, qui consiste en un échange de deux groupes carbonés entre deux sucres.

- ✓ Carence: asthénie, anorexie, amaigrissement, insuffisance cardiaque. Dans les cas de déficience grave la carence peut se traduire avec **le béribéri (Figure 17)**. C'est est une maladie grave qui était très répandue, surtout dans les populations pauvres d'Asie vivant de riz.

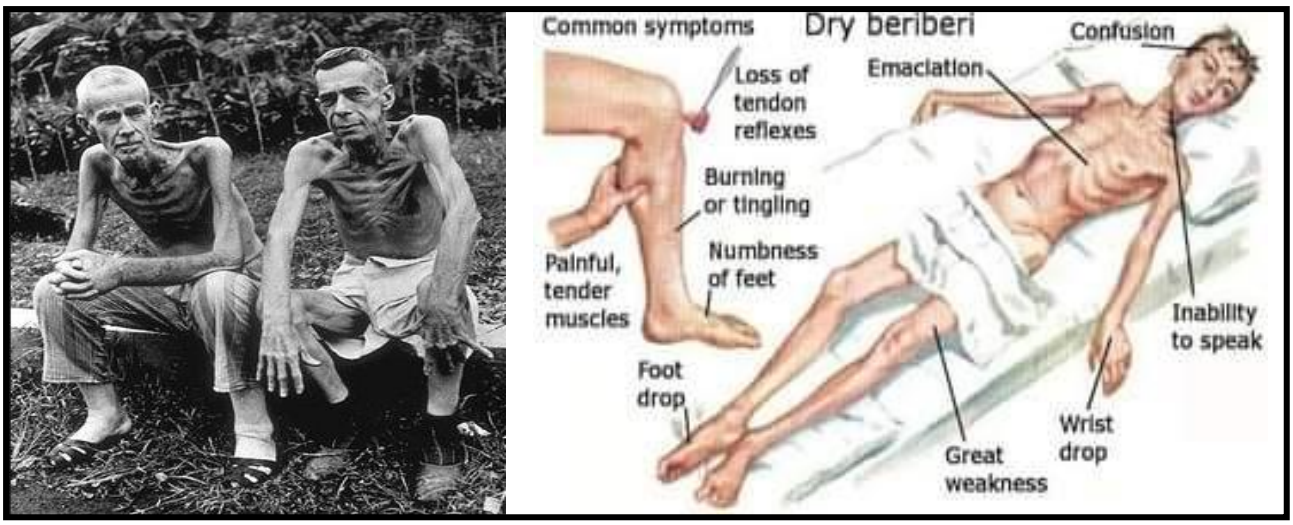


Figure 17. Quelques symptômes de Béribéri

5.2. Vitamine B2 (Riboflavine)

- ✓ Présente sous forme de coenzyme FAD et FMN qui agissent dans les réactions d'oxydoréduction, De plus la vitamine B2 a une fonction anti- oxydante et participe à la régénération du glutathion, le détoxifiant majeur de l'organisme. Elle intervient dans le métabolisme de réparation des muscles. La vitamine B2 est avec le Mg^{2+} nécessaire à l'activation des vitamines B6 et B3.
- ✓ Carence: Les signes cliniques sont bénins chez l'Homme, lésions de la peau et des muqueuses (lèvres crevassées, commissures fissurées, langue pourpre) et les lésions oculaires (larmoiement, conjonctivite).

5.3. Vitamine B5 (Acide Pantothénique)

- ✓ Appelée également panthénol; la gelée royale est le produit naturel connu le plus riche en vitamine B5.
- ✓ Elle est apportée **uniquement** par l'alimentation.
- ✓ Nécessaire au métabolisme des glucides, lipides et protéines, participe à la synthèse de certaines hormones, et impliquée dans le développement et le fonctionnement du système nerveux central.
- ✓ Carence: Exceptionnelle et lié à une grande dénutrition et un état de poly déficits.

5.4. Vitamine B3 (PP)

- ✓ La vitamine B3 est le précurseur de deux coenzymes NAD et NADP. Elle intervient dans le mécanisme de réparation de l'ADN endommagé.
- ✓ Carence : perte de l'appétit, fatigue, céphalées, vertiges, fluctuation de l'humeur, perte du sens de l'humour, Pellagre (carence sévère) **(Figure 18).**

Figure 18. Quelques symptômes de Pellagre

5.5. Vitamine B6 (Pyridoxine)

- ✓ Donne naissance au phosphate de pyridoxal (PALP) qui est un coenzyme. C'est un groupement prosthétique qui est impliqué dans le métabolisme des acides aminés (des protéines).
- ✓ Elle est impliquée dans la formation des anticorps, dans la synthèse d'hémoglobine, dans les réactions de décarboxylation (formation des messagers chimiques du cerveau : dopamine, noradrénaline, sérotonine, GABA).
- ✓ Carence : troubles de l'humeur, tendance dépressive, neurasthénie, lésions cutanées et des muqueuses.

5.6. Vitamine B8 (Biotine, vitamine H)

- ✓ C'est un coenzyme qui participe au métabolisme des acides gras, des glucides, des acides aminés et à la synthèse des vitamines B9 et B12.
- ✓ C'est la coenzyme des carboxylases (cycle de KREBS)
- ✓ Carence : Les états de carence sont rares chez l'Homme car elle est produite par la **flore intestinale**.

5.7. Vitamine B9 (Acide Folique/ Folate)

- ✓ Son absorption est améliorée par le **Zinc**.
- ✓ Une partie est synthétisée par les bactéries intestinales.
- ✓ **Les formes naturelles** (folates alimentaires) sont des polyglutamates/ **Les formes actives** sont des monoglutamates et des tétrahydrofolates (THF ; deux doubles liaisons sur la ptéridine sont réduites) **(Figure 19).**
- ✓ Carence: troubles hématologiques, divers troubles neurologiques et des troubles digestifs. chez la femme enceinte augmente le risque d'avortement ou de malformations.

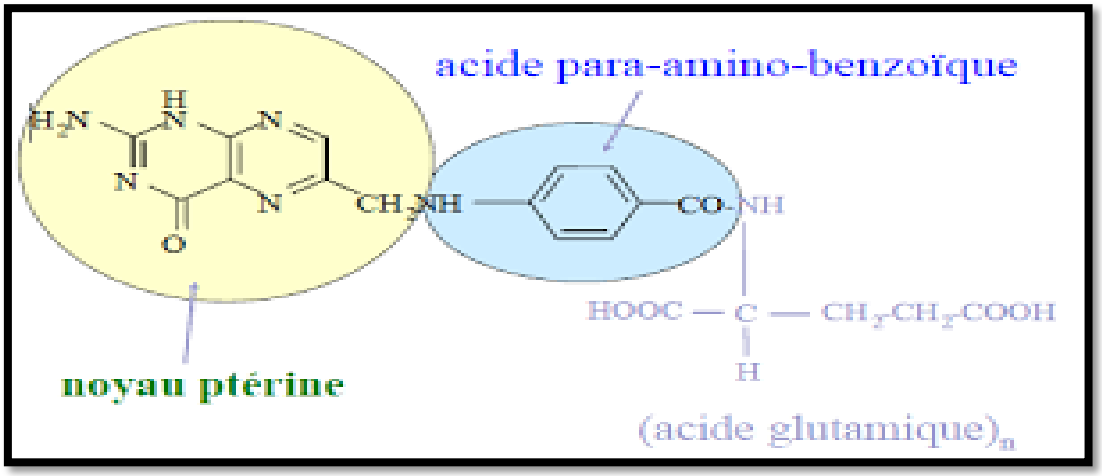


Figure 19. Structure de la vitamine B9 : 2-amino-4- hydroxy-ptéridine (ptérine) liée par un groupement méthylène en position C-6 à une partie para-aminobenzoyl (PABA) glutamique.

Tableau VI. Rôle de la vitamine B9.

Rôles biochimiques	Rôles dans l'organisme
-Les échanges de groupements mono-carbonés. - Fonction essentielle dans le métabolisme de l'histidine, de la glycine, dans la synthèse de la méthionine par reméthylation de l'homocystéine et **dans la synthèse des purines et des pyrimidines**	-Intervient dans le métabolisme des acides aminés et la production d'ADN. -Elle participe au système sanguin, **notamment à la formation des globules rouges**, au système nerveux, et renforce le système immunitaire. - Chez la femme, les **besoins sont accrus au cours des grossesses, du fait de l'expansion des tissus maternels (sang, utérus…).**

5.8. Vitamine B12

- ✓ La vitamine B12 appelée aussi cobalamine due à la présence d'un noyau COBALT au centre de la molécule qui va donner sa couleur rouge distingue de la famille des vitamines B **(Figure 20).**
- ✓ C'est une vitamine essentielle au fonctionnement normal du cerveau (elle participe à la synthèse de neuromédiateurs) et à la formation du sang. Elle est impliquée comme cofacteur dans la synthèse de l'ADN et sa régulation ainsi que dans la synthèse des acides gras et dans la production d'énergie.
- ✓ La carence en vitamine B12 touche de si nombreux processus métaboliques que les symptômes peuvent être remarquablement divers : une anémie microcytaire, une grande fatigue, du stress, de l'anxiété et tachycardie.
- ✓ Cette vitamine est synthétisée uniquement par certaines espèces **de bactéries et d'archées**. Elle peut aussi être produite par des **microalgues haptophytes**. Elle ne se trouve que dans les aliments d'origine animale, comme la viande, le poisson, le lait, le fromage, les œufs. Les végétariens stricts doivent faire attention de ne pas développer une carence en vitamine B12.

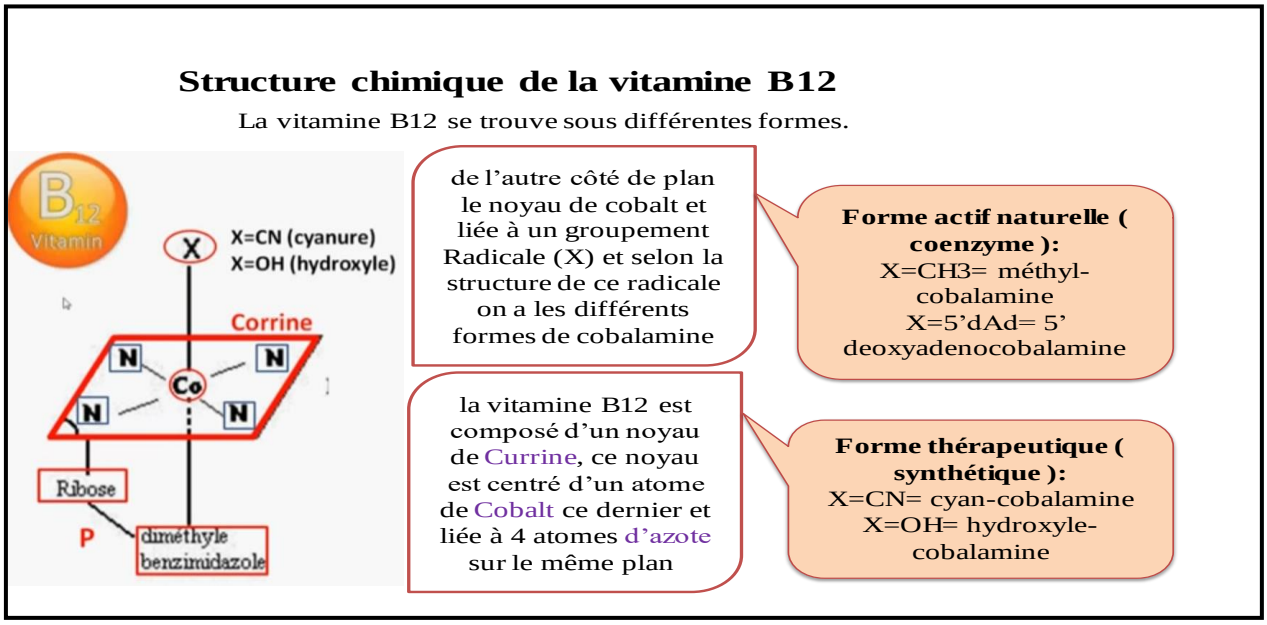


Figure 20. Structure chimique de la Vitamine B12. Existe sous plusieurs formes : cyanocobalamine, hydroxocobalamine, méthylcobalamine et adénosylcobalamine, les deux premières étant ses formes stables.

Les haptophytes sont des petites microalgues caractérisés par la présence d'un haptonème. L'haptonème est un appendice filiforme spécifique des haptophytes, inséré entre les deux flagelles. Il permettrait l'adhésion au substrat, le déplacement de particules, voire la capture de proies.

- ✓ La capacité de biosynthèse de B12 a été prédite dans près de 40 % des génomes microbiens de l'intestin humain : toutes les Fusobactéries, et rarement les Actinobactéries, les Protéobactéries, les Bacteroidetes et les Firmicutes. De nombreux microbiotes intestinaux (≥20 % en abondance) ont un phénotype auxotrophe pour les vitamines du groupe B, avec le plus haut niveau d'auxotrophie en vitamine B12 (50-80 % auxotrophes et multi-auxotrophes) ce qui implique leur forte dépendance à l'apport exogène de ce micronutriment à partir de régime alimentaire et/ou via un partage entre espèces prototrophes et auxotrophes (Balabanova et al., 2021).

5.9. Vitamine C (Acide Ascorbique)

- ✓ C'est un puissant anti-oxydant, elle stimule la synthèse et l'entretien du collagène et de certains neurotransmetteurs comme la noradrénaline. Elle est nécessaire aux défenses anti-infectieuses.
- ✓ Elle favorise l'absorption du fer et réduit les réactions allergiques en diminuant le taux d'histamine sanguin.
- ✓ Elle réduit la nocivité des métaux toxiques (le plomb, le nickel, le cadmium) en favorisant leur élimination.

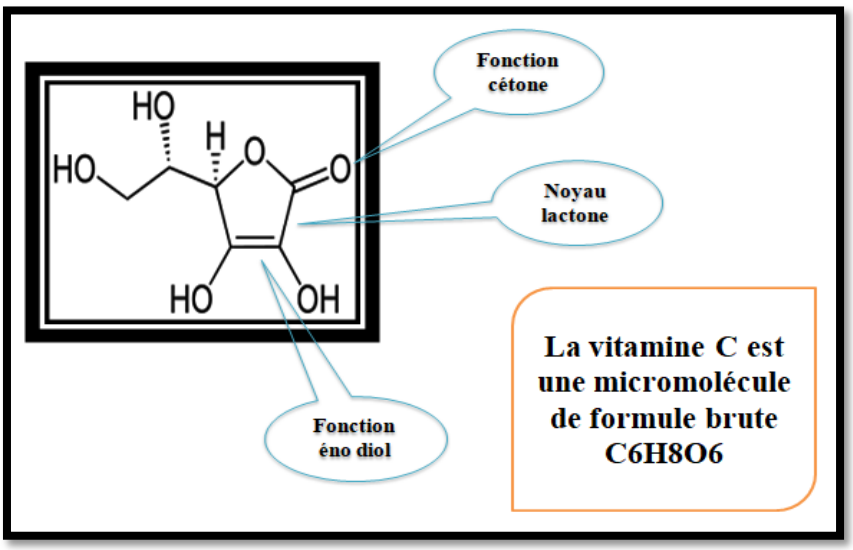


Figure 21. Structure chimique de la vitamine C

- ✓ Carence : Déficits aigus (Fatigue, Douleurs articulaires et osseuses, Anémie) Si la carence n'est pas corrigée : **Scorbut (Figure 22)**.

Figure 22. Quelques symptômes de Scorbut

6. Vitamines liposolubles

Les vitamines liposolubles peuvent être stockées en petites quantités dans notre corps (par exemple dans le foie) et libérées au besoin. Les vitamines A, D, E et K font partie des vitamines liposolubles, même si la vitamine D est plutôt considérée comme une hormone aujourd'hui, car produite par le corps sous l'influence des UV.

La figure 23 présente les principales fonctions des vitamines liposolubles.

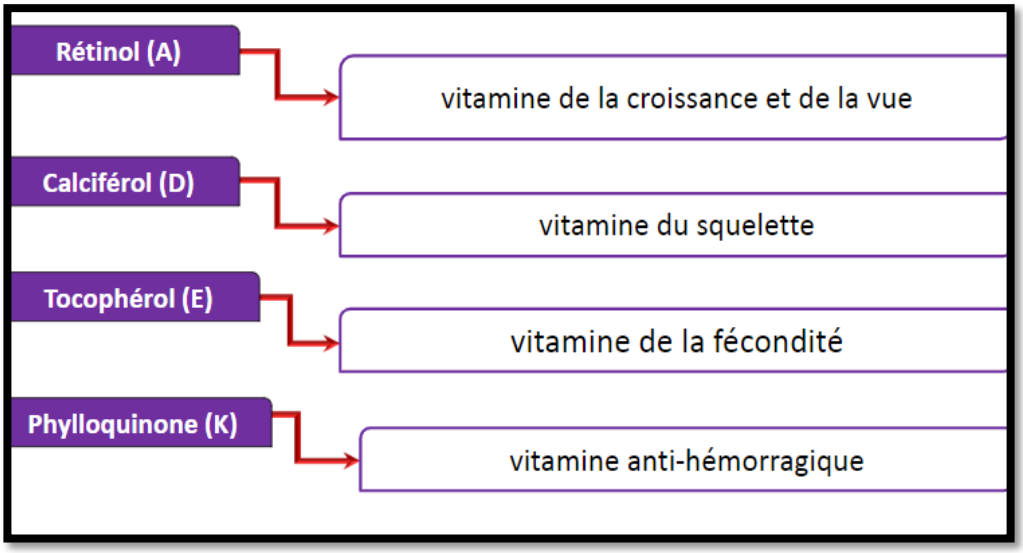
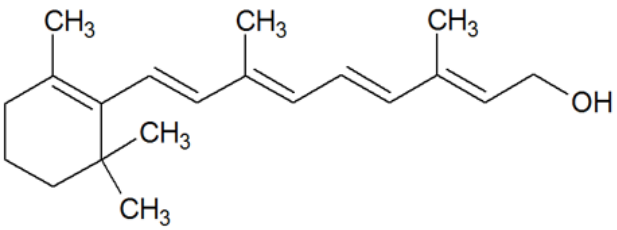


Figure 23. Principales fonctions des vitamines liposolubles

6.1.Rétinol (Vitamine A)

- ✓ La vitamine A, rétinol, appartient à la famille des rétinoïdes (rétinol, rétinal, acide rétinoïque) ; elle est absorbée en même temps que les lipides et peut être stockée dans le foie.
- ✓ Les aliments d'origine animale (foie et surtout huile de foie de morus) contiennent du rétinol et des esters de rétinol alors que les végétaux contiennent essentiellement des carotènes qui sont des précurseurs du rétinol.
- ✓ Le **béta-carotène** est constitué de **deux molécules de rétinol** réunies au niveau de l'extrémité de leur chaîne carbonée. Le béta-carotène doit d'abord être hydrolysé par un enzyme de la bordure en brosse pour être transformé en rétinal qui sera ensuite réduit en rétinol dans l'entérocyte (intestin).
- ✓ **Le rétinol libre est transporté dans le plasma lié à une protéine de transport spécifique, la Retinol Binding Protein (RBP).**
- ✓ La vitamine A présente principalement trois fonctions : Maintien de la vision par la synthèse de la rhodopsine, régulation de l'expression génétique et la différenciation cellulaire (activité commune à l'acide rétinoïque). Cette molécule présente également des propriétés anti-oxydantes. La rhodopsine, pigment présent au niveau de la rétine, résulte de l'assemblage de l'opsine et d'un isomère du rétinal.
- ✓ Le premier signe de déficit en rétinol est un retard à l'adaptation à la vision nocturne. A un stade plus avancé apparaissent des anomalies cytologiques de la conjonctive puis, au maximum xérophtalmie et cécité.



Rétinol : (2E,4E,6E,8E)-3,7-Diméthyl-9-(2,6,6-triméthyl-1-cyclohex-1-ényl)-nona-2,4,6,8-tétraen-1-ol

6.2. Vitamine D

- ✓ À la fois vitamine et hormone, la vitamine D ou « Calciférol » est une molécule retrouvée dans l'alimentation et synthétisée dans l'organisme humain à partir d'un dérivé du cholestérol ou d'ergostérol sous l'action des rayonnements UV du Soleil. Le terme calciférol désigne les deux molécules qui, chimiquement proches, ont la même activité biologique chez l'homme.
- ✓ La vitamine D est une hormone existant sous deux formes : la forme D2, ou **ergocalciférol** (origine végétal) et la forme D3, ou **cholécalciférol** (origine animal)**.** Ce sont deux stéroïdes qui diffèrent par leur chaine latérale fixée en C17 : **saturée dans le cas de la vitamine D3 ; insaturée entre les carbones 22 et 23, et methylée sur le carbone 24 dans le cas de la vitamine D2 (Figure 23).**

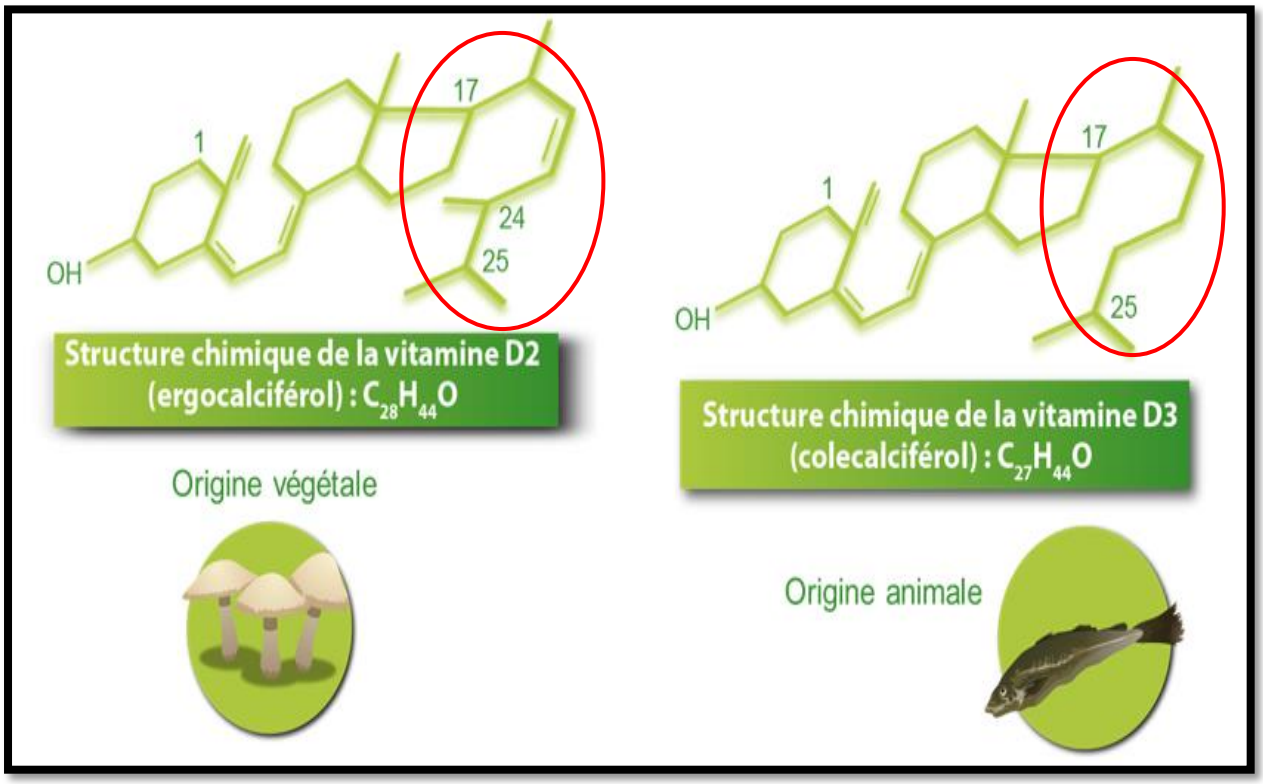


Figure 23. Structure chimique de la vitamine D2 et D3

- ✓ La vitamine D est transportée dans le sang par une protéine porteuse**,** la vitamine D Binding Protein (DBP). La vitamine D doit ensuite subir **deux hydroxylations pour devenir active**. La première hydroxylation, réalisée dans le foie par la 25-hydroxylase, transforme la vitamine D en Calcidiol (25(OH) D). Cependant, avant cette première hydroxylation, du fait de sa nature liposoluble, une partie de la vitamine

D peut être stockée dans le tissu adipeux, d'autant plus que le sujet est obèse. La deuxième hydroxylation, effectuée dans le rein par la 1-α-hydroxylase, transforme la 25(OH) D en Calcitriol (1,25(OH) 2D), la forme active de la vitamine D **(Figure 24).** Contrairement à la première hydroxylation, cette dernière est strictement régulée.

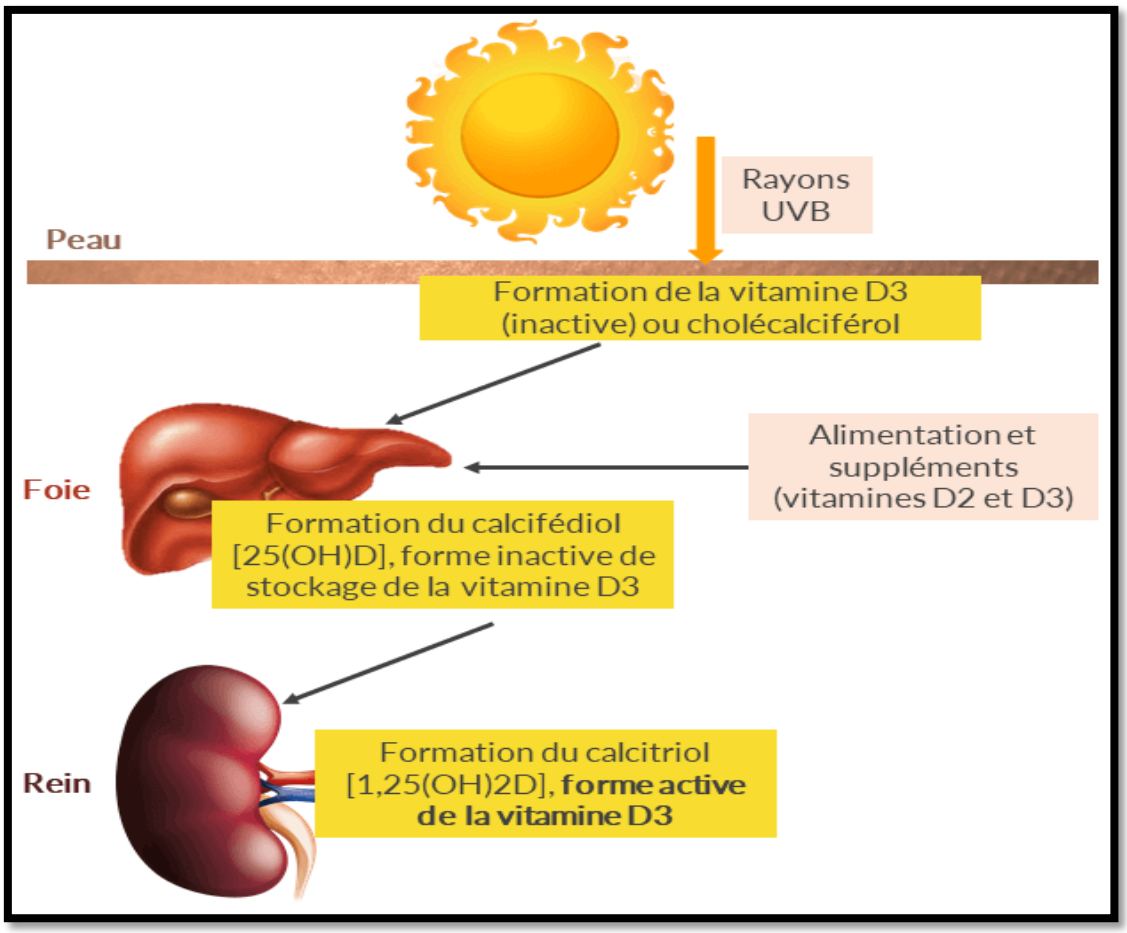


Figure 24. Synthèse de la vitamine D

- ✓ La vitamine D agit au niveau : 1) Intestinal : elle permet une absorption intestinale accrue du calcium alimentaire et celle des phosphates.

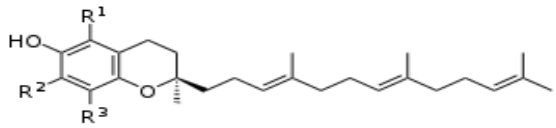
  2) Osseux : en réponse à une hypocalcémie, la vitamine D active de façon directe la résorption osseuse en favorisant la différenciation et l'activation des cellules souches mésenchymateuses de l'os en ostéoclastes. 3) Rénal : l'hormone augmente la réabsorption tubulaire du calcium par action directe sur le canal épithélial calcique.
- ✓ La carence en vitamine D entraine différentes maladies chez l'humain tels que le rachitisme chez le jeune en croissance **(Figure 25)**, un trouble de la minéralisation

osseuse, appelé ostéomalacie chez l'adulte ou bien l'ostéoporose, maladie caractérisée par une masse minérale basse et des altérations de la microarchitecture chez les personnes âgées.

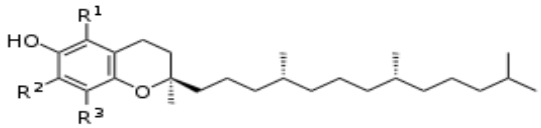
Figure 25. Carence de vitamine D : rachitisme chez le jeune

6.3.Vitamine E

- ✓ La vitamine E est une vitamine liposoluble recouvrant un ensemble de 8 molécules organiques quatre tocophérols et quatre tocotriénols.
- ✓ La forme biologiquement la plus active est l'α-tocophérol, la plus abondante dans l'alimentation étant, le γ-tocophérol ; ces molécules sont présentes en grande quantité dans les huiles végétales.
- ✓ Les tocophérols sont constitués d'un noyau chromanol et d'une chaîne latérale saturée à seize atomes de carbone. La différence entre les formes alpha, bêta, gamma et delta réside dans le nombre et la position des groupes méthyle sur le noyau chromanol **(Figure 26).**



Substituants des tocotriénols	R1	R2	R3	NOM
	CH3	CH3	CH3	α-tocotriénol
	CH3	H	CH3	β-tocotriénol
	H	CH3	CH3	γ-tocotriénol
	H	H	CH3	δ-tocotriénol



Substituants des tocophérols	R1	R2	R3	NOM
	CH3	CH3	CH3	α-tocophérol
	CH3	H	CH3	β-tocophérol
	H	CH3	CH3	γ-tocophérol
	H	H	CH3	δ-tocophérol

Figure 26. Structure chimique des tocophérols et tocotriénols

- ✓ La vitamine E est absorbée au niveau de l'intestin grâce à la présence de sels biliaires et de lipase pancréatique, puis elle est transportée vers le **foie** dans des vésicules de transport. L'absorption, chez un individu sain, se situe entre **20 et 50 %** de la quantité ingérée. Elle est à nouveau libérée dans la circulation sanguine pour rejoindre les organes cibles et être stockée dans le tissu adipeux et les muscles
- ✓ Une carence peut se traduire avec : chez l'enfant : induit une anémie hémolytique. Chez l'adulte : une atteinte des nerfs, des muscles, des troubles de la rétine et du système immunitaire.

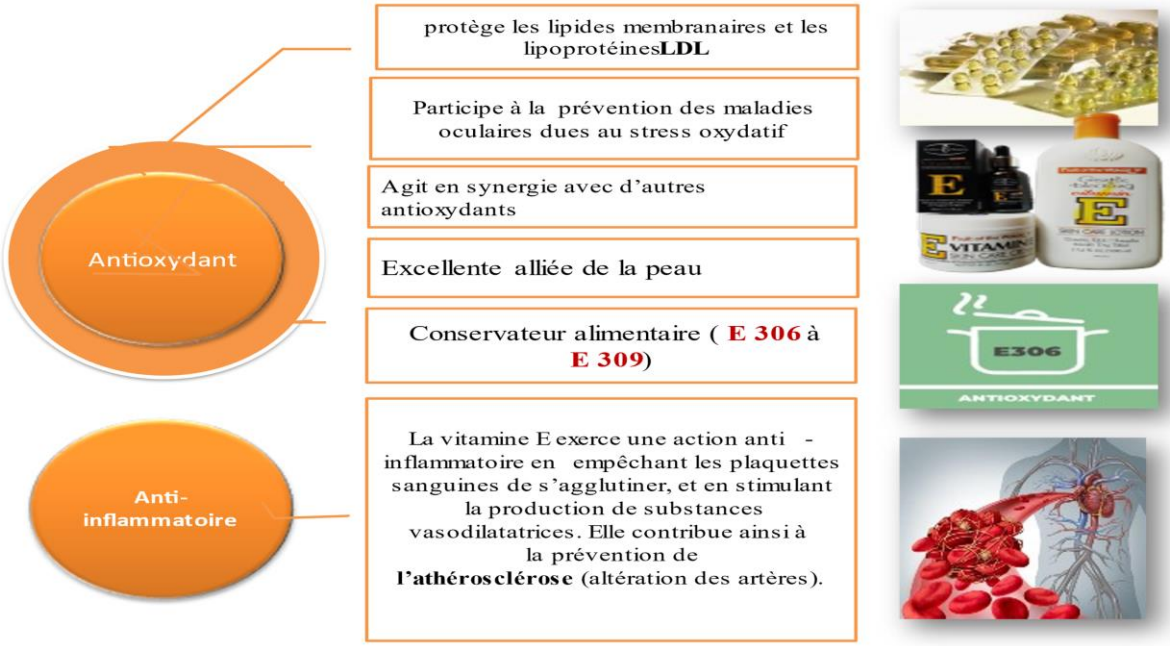


Figure 27. Rôle physiologique de la vitamine E

6.4.Vitamine K

- ✓ La vitamine K se présente sous deux formes : phylloquinone (vitamine K1) obtenue à partir des plantes et ménaquinone (vitamine K2) d'origine bactérienne. La ménadione (vitamine K3) est d'origine synthétique **(Figure 28).**
- ✓ La vitamine K intervient dans la synthèse des facteurs de coagulation du sang. Ceux-ci contribuent à stopper les saignements. Elle joue également un rôle dans la constitution et le maintien des os.
- ✓ Les nouveau-nés reçoivent généralement une supplémentation prophylactique de vitamine K à la naissance. Une carence est rare chez les adultes et n'apparaît qu'en lien avec une maladie ou la prise de certains médicaments. La carence principale est le ralentissement de la coagulation.

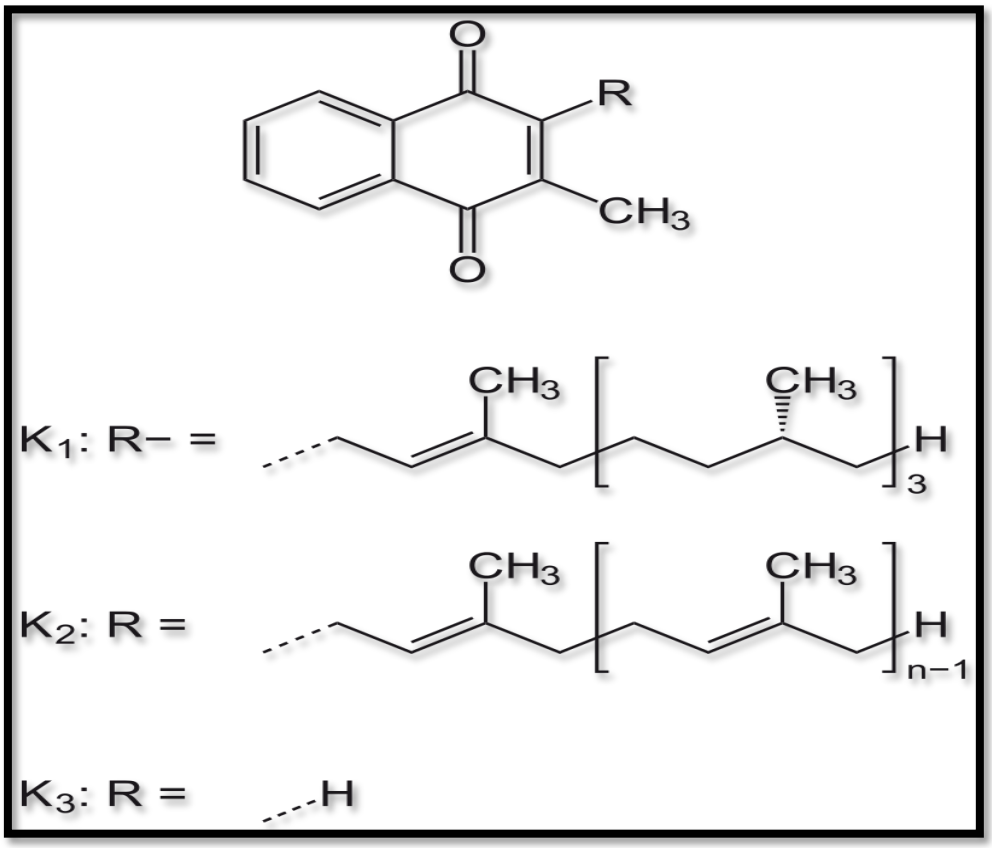


Figure 28. Structure chimique de la vitamine K. Vitamin K1 : Phyllochinon, Vitamin K2 : Menachinon, Vitamin K3 : Menadion.

VII. Médicaments

Un médicament est toute substance ou composition présentée comme possédant des propriétés curatives ou préventives à l'égard des maladies humaines ou animales. Il comprend toute substance pouvant être administrée, en vue d'établir un diagnostic médical ou de restaurer, corriger ou modifier les fonctions physiologiques chez l'être humain ou l'animal en exerçant une action pharmacologique, immunologique ou métabolique.

Quelques exemples de médicaments sont présentés.

1. Psychotropes

1.1.Définition

Les psychotropes sont des substances capables de modifier le psychisme et le comportement de l'homme en agissant sur le cerveau.

1.2. Classes de psychotropes

- **Anxiolytiques et hypnotiques** : sont des médicaments sédatifs qui calment les états d'anxiété et d'excitation modérée (anxiolytiques) ou qui entrainent une somnolence et facilitent l'induction et le maintien du sommeil (hypnotiques).
- **Antipsychotiques** : sont des médicaments aptes à corriger les symptômes de nature psychotique, en particulier les troubles de la pensée, les hallucinations et les délires, ainsi que les troubles du comportement avec agitation.
- **Antidépresseurs** : ont une activité thymoanaleptique, apte à corriger l'humeur dépressive.
- **Thymorégulateurs** : contribuent à stabiliser les malades souffrant de troubles appartenant au «spectre bipolaire».
- **Médicaments promnésiants et stimulant de la vigilance** : sont utilisés pour améliorer ou stabiliser les fonctions cognitives, comme la maladie d'Alzheimer.

1.3.Exemple d'un médicament anxiolytique (Bromazépam -Transomil 6mg-)

A) Propriétés chimiques

- Appartiennent pour la plupart à la famille des benzodiazépines.
- Les molécules de benzodiazépine sont composées d'un noyau diazépine auquel s'est rajouté un cycle benzène.

- Le noyau diazépine est constitué d'un azépine, un hétérocycle à sept atomes dont cinq de carbone et deux d'azote. La position des azotes aux sommets 1 et 4, 1 et 5 ou 2 et 3, sépare les benzodiazépines en trois catégories : les 1-4 benzodiazépines, 1-5 benzodiazépines ou 2-3 benzodiazépines **(Figure 29).** A cet hétérocycle s'ajoute un cycle benzène ayant deux sommets en commun avec lui.
- Cette structure de base donne son nom à la molécule, en réunissant celui des deux noyaux : benzène et diazépine. En tout, les benzodiazépines disposent donc d'un socle fait de trois cycles : le cycle benzénique A, l'hétérocycle B, et le noyau benzénique.
- Ces substituants conditionnent par leur nature et leur position l'activité de la molécule. Ils sont donc très importants pour le choix de la molécule selon l'effet attendu.

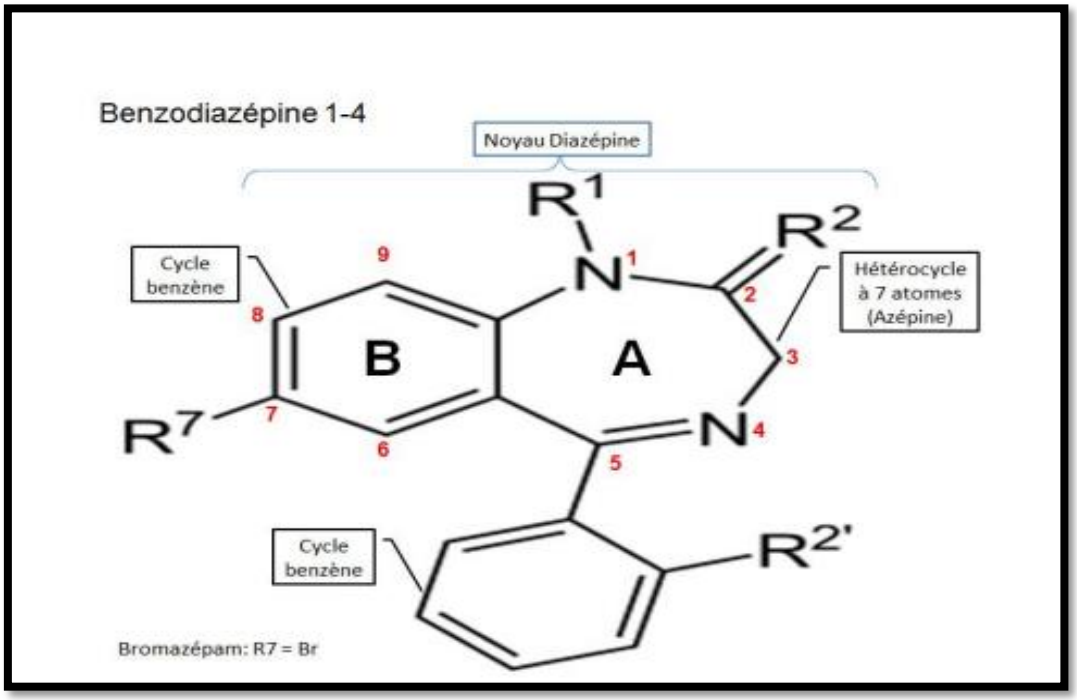


Figure 29. Structure chimique de 1-4 benzodiazépines

B) Pathologie : anxiété généralisée

C) Mode d'action

- Les benzodiazépines augmentent l'efficacité des synapses au neurotransmetteur GABA en agissant sur ses récepteurs.
- Le récepteur GABAA a une structure pentamérique, il possède en plus des sites de fixation du GABA, des sites de fixation pour d'autres molécules comme les benzodiazépines qui vont moduler son activité.

- En se liant à la sous-unité α du GABAA, les benzodiazepines ne stimulent pas directement le récepteur mais le rendent plus efficace. En effet, ils augmentent la fréquence d'ouverture du canal chlore lorsque le GABA se fixe à son récepteur. Ceci va permettre aux ions négatifs Cl de pénétrer à l'intérieur, ce qui a pour effet de diminuer l'excitabilité du neurone.

2. Antidiabétiques

-Le diabète est un trouble de l'assimilation, de l'utilisation et du stockage des sucres apportés par l'alimentation.

-Le diabète reste une réalité préoccupante puisqu'il s'agit de la deuxième maladie chronique après l'hypertension.

-Le diabète est une affection métabolique chronique caractérisée par une hyperglycémie chronique liée à une déficience :

- ✓ Soit de l'action de l'insuline (insulinorésistance)
- ✓ Soit de la sécrétion d'insuline (insulinopénie)
- ✓ Soit des deux

La figure 30 représente les différents symptômes du diabète.

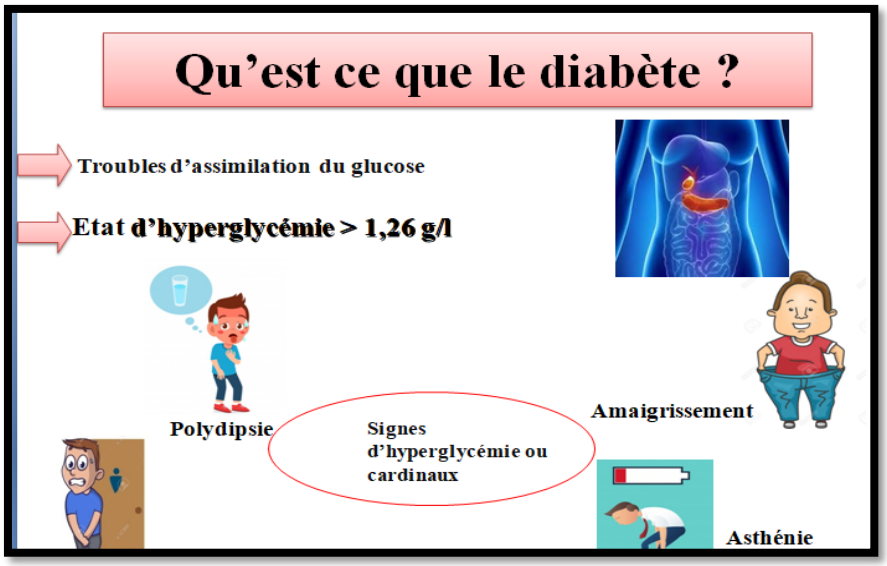


Figure 30. Les symptômes du diabète

2.1. Classification du Diabète

Il existe deux types de diabète, type 1 et 2 **(Figure 31).**

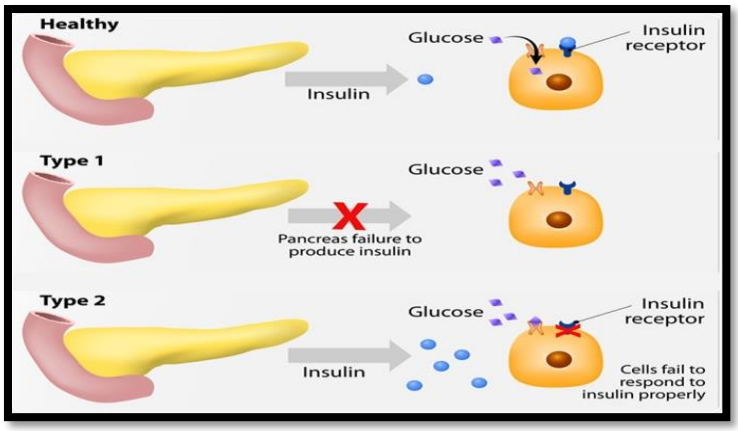


Figure 31. Types de diabète

2.2. Classification des antidiabétiques

Les antidiabétiques sont classés en antidiabétiques oraux et injectables **(Figure 32).**

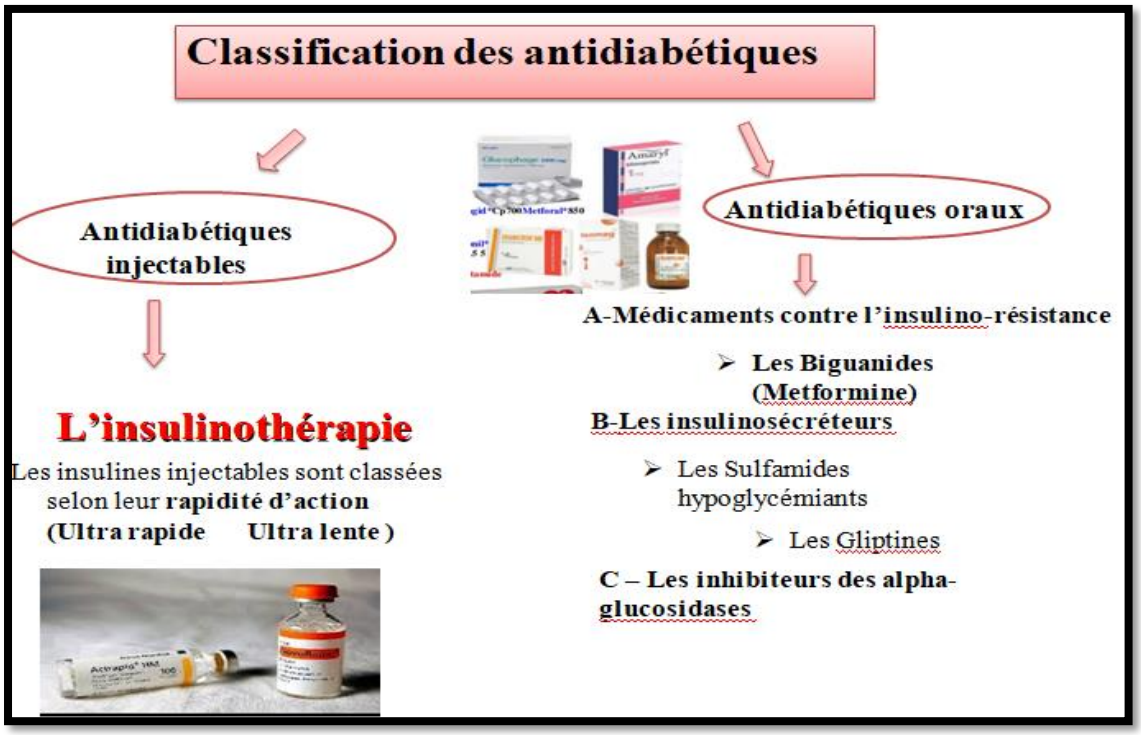


Figure 32. Les différents antidiabétiques

2.2.1 Médicament contre l'insulino-résistance (Biguanide)

- Metformine extrait à partir d'une plante médicinale : *Galega officinalis*

-Nom commercial : Glucophage

-Elle diminue la production hépatique en glucose en inhibant la néoglucogenèse (glycérol – glucose) et glycogénolyse (glycogène – glucose).

-Augmente la sensibilité à l'insuline (utilisation périphérique de glucose).

2.2.2. Inhibiteurs de l'alpha-glucosidase

Ils agissent en empêchant la digestion des glucides (tels que l'amidon et le sucre de table). Les glucides sont normalement convertis en sucres simples (monosaccharides) par les enzymes alpha-glucosidases présentes sur les cellules tapissant l'intestin, ce qui permet aux monosaccharides d'être absorbés par l'intestin.

Par conséquent, les inhibiteurs de l'alpha-glucosidase réduisent l'impact des glucides alimentaires sur la glycémie.

3. Antihypertenseurs

3.1. Hypertension

L'hypertension artérielle (HTA) est une pathologie cardiovasculaire définie par une pression artérielle trop élevée. Souvent multifactorielle, l'HTA peut être aiguë ou chronique, avec ou sans signes de gravité. On parle communément d'hypertension artérielle pour une pression artérielle systolique supérieure à 140 mmHg et une pression artérielle diastolique supérieure à 90 mmHg.

- Pression Systolique : pression maximale correspond à la contraction du cœur (120_140).
- Pression Diastolique : pression minimale correspond à la décontraction du cœur (80_90).

3.2.Antihypertenseurs

Les antihypertenseurs sont des médicaments qui font baisser la tension artérielle sans toucher à la cause de la maladie. Ces médicaments doivent être administrés au long cours et à doses suffisantes pour ramener les chiffres tensionnels à la normale. Cette classe de médicaments regroupe un très grand nombre de substances aux modes d'action variés. Lorsqu'un seul médicament ne suffit pas pour normaliser la tension artérielle, deux antihypertenseurs peuvent être associés.

3.3.Types des antihypertenseurs

Les médicaments antihypertenseurs sont nombreux et appartiennent à différentes classes médicamenteuses. Ils se regroupent en 4 familles principales :

- Les diurétiques thiazidiques (DULTH)
- Les inhibiteurs calciques (ICA)
- Les inhibiteurs de l'enzyme de conversion (IEC)

- Les bêtabloquants (BB)

et en 3 familles secondaires :

- Les alphas bloquants
- Les antihypertenseurs à action centrale
- Les vasodilatateurs à action directe

3.4. Mécanismes des antihypertenseurs

Le tableau VII présente les différents mécanismes des antihypertenseurs.

Tableau VII. Mécanismes des antihypertenseurs

Classes de médicaments	Effet thérapeutique
Les bêta-bloquant	Ils bloquent l'action des médiateurs du système adrénergique tels que l'adrénaline.
Les diurétiques	Ils augmentent l'élimination du sodium et de l'eau par le rein. Ils exercent cet effet par une inhibition de la réabsorption rénale du sodium
Antagonistes du calcium	Ils sont des médicaments qui permettent d'inhiber le transfert membranaire du calcium dans les cellules musculaires cardiaques et les cellules musculaires vasculaires.
Les inhibiteurs de l'enzyme de conversion	Ils sont des médicaments ayant la propriété de bloquer l'action de l'enzyme qui transforme l'angiotensine 1 qui est une protéine présente dans le sang habituellement inactif, en une forme active appelée l'angiotensine 2. L'enzyme de conversion est à l'origine d'une constriction (fermeture) des vaisseaux sanguins. Son action est de stopper la fabrication de l'angiotensine 2. Cela a pour conséquence une vasodilatation (augmentation du calibre des vaisseaux sanguins), et consécutivement une baisse de la tension artérielle
Les antagonistes du récepteur de l'angiotensine II	En bloquant l'effet de l'angiotensine II, les ARA II entraînent un relâchement des vaisseaux sanguins, ce qui diminue la pression artérielle. Ceci diminue le travail du cœur pour envoyer le sang dans tout le corps.
Les anti-hypertenseurs centraux	Ils agissent au niveau du cerveau, en stimulant certains récepteurs qui vont bloquer le système sympathique. Or ce système, est le système d'alerte de l'organisme; il gère notamment les battements cardiaques et la constriction des vaisseaux.

Références Bibliographique

- Arnaud Paul. 2009. Cours de chimie organique, Dunod, 18e édition, 365 pp.
- Atkins Peter. 2014. De C'est quoi la chimie ? 1ere édition, P, 16-19.
- Balabanova L, Averianova L, Marchenok M, Son O, Tekutyeva L.2021. Microbial and Genetic Resources for Cobalamin (Vitamin B12) Biosynthesis: From Ecosystems to Industrial Biotechnology. Int J Mol Sci. 22(9):4522.
- Benslama A. 2016. Les substances d'origine microbienne. Université Moh
- amed Khider-Biskra Faculté des sciences exactes et des sciences de la nature et de la vie Département des sciences de la nature et de la vie. PPT.
- Bouchameni ep Menhane. 2018. Chapitre 2: La Liaison Chimique. Université Mentouri 1. Institut des sciences vétérinaires. Département préclinique chimie.
- Boulakras Nadia. Cours de Chimie Organique. Chapitre III : Nomenclature des molécules, p, 34-36.
- Boulakras Nadia. Cours de Chimie Organique. Chapitre IV : Isoméries et stéréoisoméries, p, 47-63.
- Chelain E, Lubin-Germain N. et Uziel J. 2015. Chimie organique. 3e édition. P, 2-6.
- Christophe Bellessort. 2016. Nomenclature en chimie organique. 2.0.1. https://xofe14.scenaricommunity.org/Publications/Nomenclature_Chimie_Orga_1S/co /modu e_NomenclatureMoleculesOrganiques.html
- Dehar Mokhtaria. 2020. Cours de chimie organique. Destiné aux étudiants de 3éme année, filière : physique ; département de sciences exactes. Ecole normale supérieure d'Oran « E.N.S.O » 65p.
- Agence pour l'energie nucléaire organisation de coopération et de dévelepoement économique. Développement de l'énergie nucléaire. Usages bénéfiques et production des isotopes. ://gphandlahdpffmcca kmbngmbjnjiiahp/https:/ /www.oecdnea.org/upload/ docs/application /pdf/2019-12/1253-usages-benefiques-isotopes.pdf
- Droua Zohra. 2017. Cours de Chimie Structure de la matière. Licence L1 Génie civil. Université des Sciences et de la Technologie d'Oran Mohamed Boudiaf Faculté de Génie Civil et d'Architecture Département de Génie Civil, 73 pp.

- Garnett H. 1998. Radiopharmaceutical usage - Asia/Pacific trends, Proceedings of PNBC'98, Banff, Canada.
- Garnier Matthieu. 2016. Allocation du carbone et métabolisme azoté chez l'haptophyte *Tisochrysis lutea*. Spécialité: Biologie marine et microbiologie, Thèse de Doctorat. Université de Nante. P, 25.
- Gauchard Pierre-Alexis. 2011. chapitre 3 : La classification périodique des éléments. UE1 : Chimie – Chimie physique. Université Joseph Fourier de Grenoble. PPT
- Jérôme Janicki. 2009. Le drame de la thalidomide : un médicament sans frontières, Paris, Éditions L'Harmattan, coll. « Acteurs de la science », 280 pp.
- Klein David et Depovere Paul. 2018. Chimie organique: Simple et intuitive. De Boeck Supérieur, 768 pp.
- Laulhé Claire. Chapitre II. 2007. Les différents types de liaisons et leur influence sur les structures. L3 Physique et Applications. Structure de la matière. P, 1-13.
- Livret de Nomenclature, Chimie organique. Aix Marseille Université. P, 6-20.
- Lucía Ortega et Laura Gil. 2019. Hydrologie isotopique : présentation générale. Bulletin de l'AIEA, L'eau.
- Marche Élise. 2020. Chimie organique UE1. Ediscience. 307 pp
- McMurry J et Simanek E. 2009. Chimie organique les grands principes. Cours et exercices corrigés. Paris, 2e édition, 672 pp.
- McMurry John. 2000. Chimie organique, les grands principes, Dunod.615 pp.
- Record. 2011. Méthodes isotopiques d'identification de l'origine des polluants métalliques et organiques dans les milieux : état de l'art et approche critique d'application, 115 pp.
- Ouahes Ramdan et Dévallez Bernard. 1997. Chimie générale , 4ème édition corrigée, pp : 504.
- Saadi-Ouslim. Les vitamines. Université d'Oran, Faculté de Médecine, 1-12pp.
- Santelli Maurice. 2012. Chimie bio-organique. Médecine Science, Lavoisier Paris. 364pp.
- Solomons, Graham et Fryhle, Craig. 2000. Chimie organique, Dunod. 7 ème édition, 1184 pp.