



CHAPITRE 1

LA MATIÈRE VIVANTE

L'objectif de ce chapitre est d'acquérir ou de revoir les notions de chimie essentielles à la bonne compréhension de la biochimie structurale. Ces notions ne sont pas directement demandées lors de l'épreuve du BTS, mais sont des prérequis indispensables.

Tout ce qui occupe un espace et possède une masse est appelé matière. Cette matière est constituée d'éléments, unités impossibles à décomposer en substances plus simples au cours de réactions chimiques. Lorsque plusieurs éléments se combinent dans des proportions définies, on parle de composés. Ainsi, l'eau (H_2O), le sel ($NaCl$) sont des composés constitués respectivement des éléments hydrogène et oxygène en proportion 2:1 et des éléments sodium et chlore dans des proportions 1:1.

La matière organique correspond à la matière fabriquée par les êtres vivants et donc les constituant. Sa base est le carbone. Ainsi, les glucides, les lipides, les protides, les hydrocarbures etc sont de la matière organique. Par opposition, la matière inorganique ne contient pas de carbone (par exemple, l'eau, les minéraux etc).

Les substances organiques sont très nombreuses, pour autant, le nombre d'éléments la constituant est restreint :

- l'élément carbone C est toujours présent ;
- l'élément hydrogène H est presque toujours présent ;
- l'élément oxygène O est très souvent présent ;
- l'élément azote N est souvent présent ;
- les éléments soufre S et phosphore P sont présents mais plus rares.

Ainsi, le carbone, l'hydrogène, l'oxygène et l'azote représentent à eux seuls 96% de la matière vivante.

Les éléments chimiques essentiels à la vie sont appelés CHONPS, en utilisant le symbole de chacun. Les éléments calcium Ca, potassium K, sodium Na et chlore Cl sont également des éléments essentiels à la vie.

LA STRUCTURE DE LA MATIÈRE

1 L'ATOME

L'atome est la plus petite unité de matière possédant les mêmes propriétés que l'élément auquel il appartient. Le même symbole est utilisé pour désigner l'atome et l'élément dont il fait partie. Ainsi, l'élément carbone et un atome de carbone sont représentés par la lettre C.

Les particules élémentaires

L'atome est constitué d'un ensemble de particules dont seules trois sont suffisamment stables : les neutrons, les protons et les électrons.

Le noyau d'un atome est formé d'un certain nombre de neutrons et de protons (neutrons + protons = nucléons), nombre qui varie en fonction de l'atome considéré. Le nombre de protons est noté Z, celui des neutrons N. Le nombre de nucléons du noyau est donc égal à Z + N.

Le nombre Z est le nombre de charge du noyau, également appelé **numéro atomique**. La masse des électrons étant très petite par rapport à celle des nucléons, la masse de l'atome peut être assimilée à celle du noyau, c'est-à-dire à celle des Z + N nucléons. Le nombre de nucléons est également appelé **nombre de masse**.

Un atome n'étant pas chargé électriquement, le nombre de protons sera égal au nombre d'électrons. Les électrons gravitent autour de ce noyau atomique à une vitesse proche de celle de la lumière.

Les protons sont chargés positivement, les électrons négativement et les neutrons sont électriquement neutres. Ainsi, le noyau possède une charge électrique positive et c'est l'attraction entre cette charge positive et celle négative des électrons qui retient ces derniers autour du noyau.

Un atome est représenté par un symbole, constitué par une ou deux lettres, la première des deux lettres étant **toujours en majuscule**.

Exemples : carbone : C ; calcium : Ca.

Pour donner les principales caractéristiques de l'atome considéré, par convention, le numéro atomique est placé en indice à gauche du symbole et le nombre de masse en exposant à gauche du symbole.

EXEMPLE

- l'hydrogène possède un proton et zéro neutron, il sera donc écrit : ${}^1_1\text{H}$;
- le carbone possède six protons et six neutrons, il sera donc écrit : ${}^{12}_6\text{C}$.



Entraînement 1

Remplissez le tableau suivant :

Nom de l'atome	Symbole	Nombre de protons	Nombre de neutrons	Nombre d'électrons	Numéro atomique	Nombre de masse	Représentation
Carbone	C	6	6	6	6	12	$^{12}_6\text{C}$
Hydrogène	H	1	0	1	1	1	^1_1H
Oxygène	O						$^{16}_8\text{O}$
Azote	N						$^{14}_7\text{N}$
Phosphore	P	15	16				
Soufre	S	16	16				
Calcium	Ca	20	20				
Sodium	Na						$^{23}_{11}\text{Na}$
Potassium	K						$^{39}_{19}\text{K}$
Chlore	Cl						$^{35}_{17}\text{Cl}$
Fer	Fe						$^{56}_{26}\text{Fe}$
Magnésium	Mg	12	12				
Manganèse	Mn	25	30				
Zinc	Zn	30	35				
Cuivre	Cu	29	34				

Les isotopes

Les isotopes sont des corps dont les noyaux possèdent le même nombre de protons mais des nombres de neutrons différents. Ces isotopes correspondent donc à un même élément, représenté par le même symbole, mais avec un nombre de masse différent. Par exemple, l'hydrogène possède deux isotopes, le deutérium et le tritium possédant respectivement un et deux neutrons (contre zéro pour l'hydrogène). Leurs symboles sont donc ${}^2_1\text{H}$ et ${}^3_1\text{H}$.

Les éléments naturels existent généralement sous forme de divers isotopes. Il est également possible d'obtenir des isotopes artificiels en laboratoire.

Un isotope peut avoir son noyau instable, c'est-à-dire que ce noyau va se décomposer spontanément en émettant des particules et de l'énergie, on dit qu'il se désintègre et qu'il est **radioactif**.

Ces différents isotopes se comportent de la même manière lors des réactions chimiques, que leur noyau soit instable ou non. De ce fait, ils sont utilisés dans de nombreux domaines : médical, recherche, production d'énergie etc.

Les électrons

Comme nous l'avons vu précédemment, les électrons dans les atomes sont en même nombre que les protons et gravitent autour du noyau. Chaque électron est soumis à une force attractive du noyau et à des actions répulsives des autres électrons. Il en résulte un système complexe appelé nuage électronique. Les données suivantes permettront d'établir un modèle très simplifié de la répartition des électrons dans ce nuage électronique autour du noyau.

Les électrons sont liés plus ou moins fortement au noyau. Ils sont caractérisés par l'énergie qu'il faut fournir pour les extraire, ce qui permet d'attribuer à chacun des électrons de l'atome un **niveau d'énergie**. À un niveau d'énergie donné, il ne peut y avoir qu'un nombre maximal d'électrons.

Le premier niveau contient les électrons les plus fortement liés au noyau, c'est-à-dire ceux dont l'extraction requière le plus d'énergie. Ce niveau ne peut contenir que deux électrons au maximum.

Le deuxième niveau contient des électrons un peu moins liés au noyau et il peut contenir huit électrons au maximum.

Le troisième niveau regroupe des électrons encore moins liés au noyau et il peut contenir dix huit électrons au maximum.

La répartition des électrons dans les différents niveaux énergétiques se fait toujours en remplissant d'abord le premier niveau d'énergie, puis le second etc.

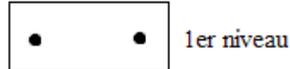
Par exemple, le carbone possède six protons donc six électrons. Deux électrons se trouvent sur le premier niveau d'énergie, les quatre autres sur le deuxième niveau.

Représentation schématique : il s'agit d'une représentation simplifiée permettant de donner une idée plus ou moins approchée de la réalité. Chaque électron est représenté par un point et chaque niveau d'énergie par un rectangle dans lequel les électrons appartenant à ce niveau sont placés.

Le nuage électronique de l'atome d'hydrogène contient un électron:



Le nuage électronique de l'atome de carbone contient six électrons:



Le nuage électronique de l'atome de sodium contient onze électrons:

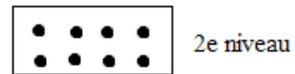
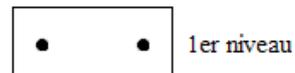


Figure 1 : Représentation schématique du nuage électronique

Le dernier niveau d'énergie possédant des électrons est primordial car ce sont les électrons de ce niveau qui interviennent dans l'établissement des liaisons entre atomes donc dans la construction des molécules.



Entraînement 2

Les électrons du nuage électronique d'un atome se répartissent dans les trois premiers niveaux ; sept électrons occupent le troisième niveau. Quel est le nombre de protons présents dans le noyau de cet atome ?

2 LA CLASSIFICATION PÉRIODIQUE DES ÉLÉMENTS

La classification périodique des éléments actuelle est obtenue en plaçant les éléments par ordre de numéro atomique croissant dans un tableau à plusieurs lignes et plusieurs colonnes. Elle est pratiquement identique à la classification proposée par Dimitri Mendeleïev en 1869. Chaque ligne, appelée période, correspond au remplissage d'un niveau électronique. La première ligne correspond au remplissage du premier niveau électronique et ne renferme que deux éléments, l'hydrogène et l'hélium He. La deuxième ligne correspond au remplissage du deuxième niveau d'énergie et comprend huit éléments allant du lithium Li ($Z = 3$) au néon Ne ($Z = 10$). La troisième ligne correspond au remplissage partiel du troisième niveau et renferme également huit éléments allant du sodium ($Z = 11$) à l'argon Ar ($Z = 18$). Au delà de $Z = 18$, le remplissage des niveaux électroniques devient plus complexe.

À chaque valeur de Z correspond un élément et donc une case dans la classification. Dans une même colonne, tous les atomes possèdent le même nombre d'électrons dans le dernier niveau. L'expérience a montré que les atomes d'une même colonne possédaient des propriétés voisines. Ainsi, la première colonne correspond à la famille des métaux alcalins, la huitième colonne aux gaz inertes. Ces derniers ont leur dernier niveau énergétique saturé ce qui leur confère une grande stabilité chimique.

Classification périodique des éléments

nombre de masse de l'isotope le plus abondant : A

numéro atomique : Z

M : masse molaire atomique (g · mol⁻¹) du mélange isotopique naturel

Période	Principaux groupes		Éléments de transition								Principaux groupes																																					
	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII	IX	X	XI	XII	XIII	XIV	XV	XVI	XVII	XVIII																														
1 couche K	1H hydrogène 1,01																	2He hélium 4,00																														
2 couche L	3Li lithium 6,94	4Be béryllium 9,01																6C carbone 12,0	7N azote 14,0	8O oxygène 16,0	9F fluor 19,0	10Ne néon 20,2																										
3 couche M	11Na sodium 23,0	12Mg magnésium 24,3																	13Al aluminium 27,0	14Si silicium 28,1	15P phosphore 31,0	16S soufre 32,1	17Cl chlore 35,5	18Ar argon 39,9																								
4 couche N	19K potassium 39,1	20Ca calcium 40,1																	21Sc scandium 45,0	22Ti titane 47,9	23V vanadium 50,9	24Cr chrome 52,0	25Mn manganèse 54,9	26Fe fer 55,8	27Co cobalt 58,9	28Ni nickel 58,7	29Cu cuivre 63,5	30Zn zinc 65,4	31Ga gallium 69,7	32Ge germanium 72,6	33As arsenic 74,9	34Se sélénium 79,0	35Br brome 79,9	36Kr krypton 83,8														
5 couche O	37Rb rubidium 85,5	38Sr strontium 87,6																	39Y yttrium 88,9	40Zr zirconium 91,2	41Nb niobium 92,9	42Mo molybdène 95,9	43Tc technétium 99,0	44Ru ruthénium 101,1	45Rh rhodium 102,9	46Pd palladium 106,4	47Ag argent 107,9	48Cd cadmium 112,4	49In indium 114,8	50Sn étain 118,7	51Sb antimoine 121,8	52Te tellure 127,6	53I iode 126,9	54Xe xénon 131,3														
6 couche P	55Cs césium 132,9	56Ba baryum 137,3																	57La lanthane 138,9	58Ce cérium 140,1	59Pr praseodyme 140,9	60Nd néodyme 144,2	61Pm prométhium 145	62Sm samarium 150,4	63Eu europium 152,0	64Gd gadolinium 157,3	65Tb terbium 158,9	66Dy dysprosium 162,5	67Ho holmium 164,9	68Er erbium 167,3	69Tm thulium 168,9	70Yb ytterbium 173,0	71Lu lutétium 175,0	72Hf hafnium 178,5	73Ta tantalum 180,9	74W tungstène 183,9	75Re rhenium 186,2	76Os osmium 190,2	77Ir iridium 192,2	78Pt platine 195,1	79Au or 197,0	80Hg mercure 200,6	81Tl thallium 204,4	82Pb plomb 207,2	83Bi bismuth 209,0	84Po polonium 210	85At astate 210	86Rn radon 222
7 couche Q	87Fr francium 223	88Ra radium 226,1																	89Ac actinium 227	90Th thorium 232,0	91Pa protactinium 231	92U uranium 238,0	93Np néptunium 237	94Pu plutonium 242	95Am américium 243	96Cm curium 247	97Bk berkélium 249	98Cf californium 249	99Es einsteinium 254	100Fm fermium 255	101Md mendelevium 255	102No nobélium 253	103Lw lawrencium 257															

Figure 2: Classification périodique des éléments

3 LES MOLÉCULES

En général les atomes ne sont jamais seuls, ils forment des édifices appelés molécules. Une fois liés, leur énergie est plus basse qu'à l'état isolé engendrant une plus grande stabilité.

La formule d'une molécule indique les différents éléments qui la constituent et le nombre de chaque élément présent. Pour écrire la formule d'une molécule, on indique les symboles de tous les éléments présents et on précise par un indice, en bas et à droite du symbole de l'élément, le nombre d'atomes correspondants.

EXEMPLE

- La molécule de dioxygène s'écrit O_2 .
- La molécule d'eau est constituée de deux atomes d'hydrogène et d'un atome d'oxygène, sa formule est donc H_2O .

Cette formule est appelée formule moléculaire ou encore formule brute. Elle permet uniquement de connaître la composition de la molécule.

Les atomes sont liés entre eux par différents types de liaisons : liaisons covalentes et liaisons faibles.

La liaison covalente

Dans une molécule, un atome peut être lié à un ou plusieurs autres atomes par une ou plusieurs liaisons covalentes. Une liaison covalente est formée par la mise en commun par les atomes liés d'un, de deux voire de trois doublets d'électrons. Les liaisons sont alors dites, respectivement, covalente simple, covalente double et covalente triple. Pour chaque atome concerné, les électrons qui assurent les liaisons appartiennent à la couche périphérique. Ainsi, ils vont atteindre la configuration des gaz rares qui sont très stables. Ces gaz possèdent huit électrons sur la couche périphérique.

Règle de l'octet

Chaque atome tend à former des liaisons covalentes de manière à acquérir huit électrons sur sa couche périphérique, sauf pour l'hydrogène pour lequel ce nombre est de deux (règle du duet).

Remarque : Il existe de nombreuses exceptions à cette règle mais qui ne font pas l'objet du présent manuel. Dans la plupart des cas simples qui nous intéressent cette règle peut s'appliquer.

La valence

Elle est définie comme le nombre de liaisons que peut faire un atome. Par approximation, elle correspond au nombre d'électrons nécessaire pour atteindre huit électrons sur la couche périphérique (sauf pour l'hydrogène : deux électrons).

Ainsi, l'oxygène possède huit électrons, dont six sur la couche périphérique. Il peut donc établir deux liaisons avec deux atomes (ou une liaison double avec un autre atome). Le carbone possède six électrons, dont quatre sur la couche périphérique, il peut donc établir quatre liaisons.

Exemple : l'oxygène possède six électrons sur sa couche périphérique, l'hydrogène un. Ainsi, dans la molécule d'eau H_2O , l'oxygène aura huit électrons autour de lui, d'où une plus grande stabilité.



Entraînement 3

A partir du tableau périodique, trouvez le nombre de liaisons que peuvent établir l'azote, le phosphore et le soufre.

Les liaisons chimiques faibles

Les liaisons faibles sont des liaisons non covalentes. Elles interviennent dans de nombreux processus de structuration ou de reconnaissance entre des molécules biologiques, par exemple dans la structure tridimensionnelle des protéines, la reconnaissance enzyme/substrat etc. Ces liaisons, contrairement aux liaisons covalentes sont facilement rompues par des variations de pH, de température ou de force ionique.

La liaison ionique

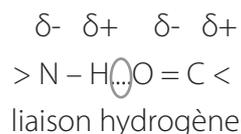
Lorsque deux atomes ont une différence d'électronégativité très importante, l'atome le plus électronégatif peut prendre en totalité le doublet d'électrons mis en jeu. Les deux atomes possèdent alors des charges nettes opposées qui s'attirent, formant la liaison ionique. Cette liaison est donc la limite d'une liaison covalente très électronégative. La liaison ionique est la liaison la plus forte après la liaison covalente.

EXEMPLE

Le chlorure de sodium, NaCl. L'atome de sodium possède un seul électron sur sa couche périphérique tandis que l'atome de chlore en possède sept. Le chlore est plus électronégatif que le sodium, il va arracher l'électron de valence du sodium et se retrouver ainsi avec huit électrons sur sa couche de valence et donc une plus grande stabilité. Il possède toujours dix sept protons mais dix huit électrons, il a alors une charge nette de -1. Il est noté Cl⁻ et est devenu un ion chlorure. Comme il a une charge nette négative, on parle d'anion. Le sodium a perdu un électron, il a donc sa couche de valence saturée avec huit électrons. Il possède toujours onze protons mais seulement dix électrons, il a alors une charge nette de +1, est noté Na⁺ et correspond à un cation. Ces deux ions ont des charges opposées qui s'attirent, la liaison se fait grâce à une force électrostatique.

La liaison hydrogène

La liaison hydrogène s'établit entre un atome d'hydrogène, lié par covalence à un atome électronégatif, et un autre atome électronégatif. Ainsi, un hydrogène lié par covalence à un atome d'azote δ⁻ pourra être attiré par un atome d'oxygène δ⁻ relié à un atome de carbone :



Les forces de Van der Waals

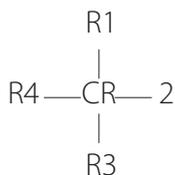
Les forces ou interactions de Van der Waals correspondent à des forces d'attraction non spécifiques qui existent lorsque deux atomes non chargés sont suffisamment proches. Lorsque deux atomes non chargés se rapprochent, la distribution des électrons devient asymétrique, les atomes deviennent polarisés, ce qui permet l'établissement d'une liaison faible.

LE CARBONE ET LA DIVERSITÉ MOLÉCULAIRE DE LA VIE

Comme nous l'avons vu en introduction, la matière organique est toujours constituée de carbone. Ainsi, les glucides (les sucres), les protéines, les lipides (la matière grasse) et les acides nucléiques (ADN et ARN) sont constitués principalement de carbone.

1 LA FORMATION DE LIAISONS AVEC LE CARBONE

Le carbone possède six électrons dont quatre sur sa couche périphérique. Pour atteindre une meilleure stabilité, il lui faut établir quatre liaisons avec d'autres atomes. De façon abusive les quatre atomes ou groupements d'atomes d'un carbone tétravalent sont représentés dans le plan :



NB : On utilise la lettre R pour indiquer que l'atome de carbone est relié à un radical (ou substituant), quel qu'il soit, c'est à dire qu'il peut s'agir d'un seul atome d'hydrogène ou encore d'un groupement d'atomes de type CH₃ par exemple.

En réalité, ces quatre substituants sont répartis dans l'espace autour de l'atome de carbone de telle sorte que ce dernier est au centre d'un tétraèdre régulier (c'est à dire une pyramide triangulaire).

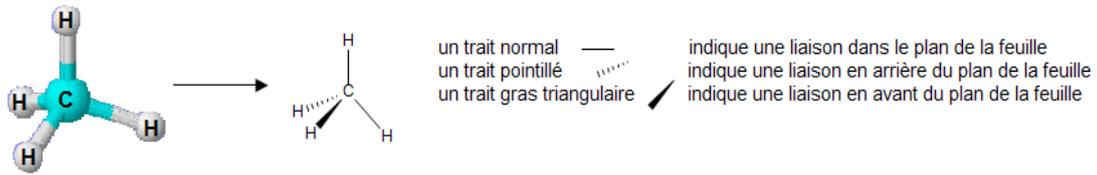


Figure 3: Représentation des liaisons avec le carbone dans l'espace

L'asymétrie de l'atome de carbone

Un atome de carbone est dit asymétrique (noté C*) lorsqu'il porte quatre substituants différents. Ces quatre substituants peuvent être des atomes ou des groupements d'atomes.

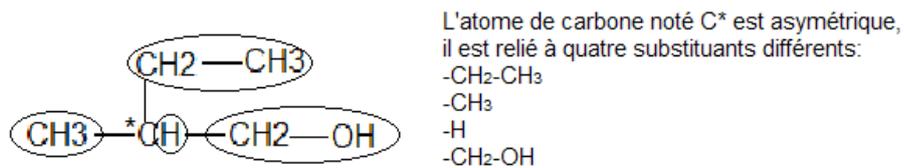


Figure 4: Exemple de molécule contenant un carbone asymétrique



Entraînement 4

Indiquer de la manière appropriée si les molécules suivantes possèdent ou non des carbones asymétriques.

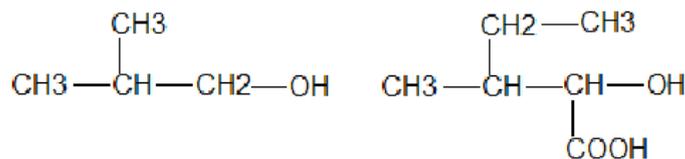


Figure 5: Entraînement 4

Les isomères

Les isomères sont des molécules ayant la même formule brute mais des formules développées différentes. Par exemple, le C_5H_{12} peut être représenté de la façon suivante :

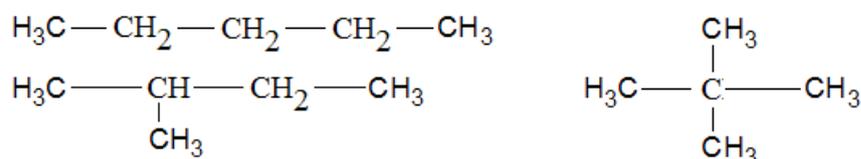


Figure 7: Isomères du C_5H_{12}

Il existe différents types d'isomérisation : fonctionnelle, de position, de squelette, géométrique, optique. Les isomères géométriques et optiques sont appelés stéréoisomères.

Les **isomères de fonction** diffèrent les uns des autres par leur fonction chimique. Ainsi le fructose et le glucose, de formule brute $C_6H_{12}O_6$ possèdent respectivement une fonction aldéhyde et une fonction cétone. Ces isomères fonctionnels possèdent des propriétés physiques et chimiques très différentes.

Les **isomères de position** possèdent la ou les même(s) fonction(s) mais leur position sur la chaîne carbonée est différente. Par exemple, le propanol de formule brute C_3H_8O peut avoir sa fonction hydroxyle (OH) sur le premier carbone, il s'agit alors du propanol-1 ou encore sur le deuxième carbone (propanol-2).

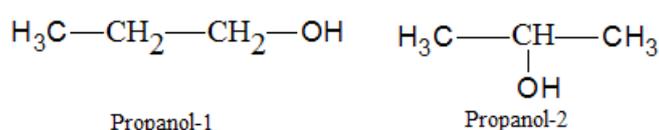


Figure 8: Les isomères de position du propanol

Les **isomères de squelette** diffèrent par la disposition de la chaîne carbonée, c'était l'exemple fourni pour la molécule C_5H_{12} . Plus le nombre de carbone va être élevé, plus le nombre d'isomères va augmenter. Ainsi, il existe trois isomères de formule brute C_5H_{12} alors qu'il en existe 366 319 pour le $C_{20}H_{42}$.

Les propriétés physiques et chimiques de ces isomères de fonction et de squelette sont également différentes.



Entraînement 5

Représenter les cinq isomères du C_6H_{14} .

Les **stéréoisomères** diffèrent par leur structure spatiale, c'est-à-dire par la disposition des atomes ou groupes d'atomes les uns par rapport aux autres.

Lorsqu'un carbone est lié par une liaison covalente double à un autre carbone et que ces deux carbones possèdent chacun deux radicaux différents, on peut distinguer deux structures différentes non superposables. Ces deux structures sont des **stéréoisomères géométriques**. Pour les distinguer, elles sont appelées TRANS lorsque les substituants sont à l'opposé de la double liaison et CIS lorsqu'elles sont du même côté.

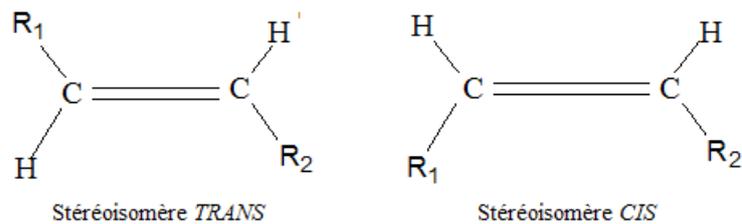


Figure 9: Stéréoisomères géométriques

Une molécule qui n'est pas superposable à son symétrique par rapport à un plan est appelée molécule chirale. Une molécule chirale est donc une molécule qui ne possède ni plan ni point de symétrie. Cette situation est rencontrée lorsque la molécule possède un ou plusieurs carbones asymétriques.

Deux molécules symétriques par rapport à un plan sont des stéréoisomères appelés énantiomères. Un mélange équimolaire de deux énantiomères est appelé racémique. Les deux énantiomères ont les mêmes propriétés physiques et chimiques à l'exception du pouvoir rotatoire. Le pouvoir rotatoire correspond au fait de faire varier le plan de polarisation d'une lumière polarisée. Une substance chirale, si elle est traversée par une lumière polarisée plane, provoque une rotation du plan de polarisation de cette lumière. Une telle molécule est dite optiquement active. De ce fait, cette isomérisation est appelée **isomérisation optique**.

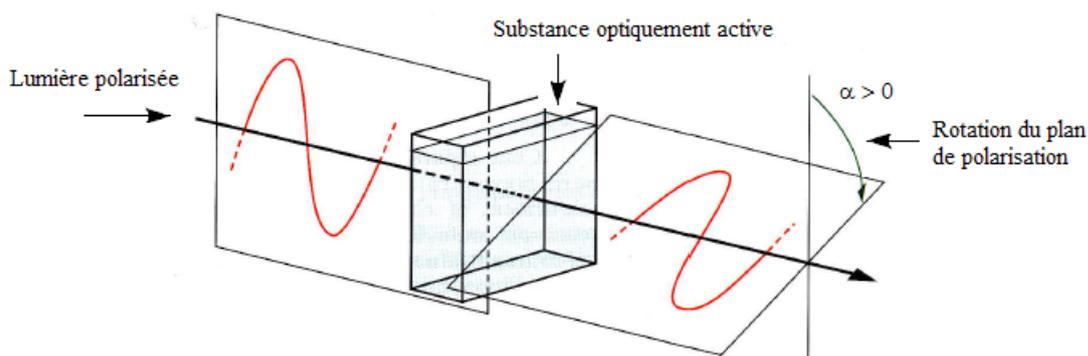


Figure 10: Le pouvoir rotatoire

Lorsque l'angle de rotation est positif, la molécule est dite dextrogyre (+), lorsque cet angle est négatif, la molécule est dite lévogyre (-). Un racémique est inactif sur la lumière polarisée.

Lorsque des molécules stéréoisomères ayant au moins deux atomes de carbone asymétriques ne forment pas un couple d'énantiomères, elles sont appelées diastéréoisomères. Des épimères sont des molécules diastéréoisomères ne différant que par la configuration absolue d'un seul de leurs carbones asymétriques.

3 LES GROUPEMENTS FONCTIONNELS

La fonction hydroxyle ou alcool

Il s'agit d'un groupement -OH porté par un atome de carbone. Suivant les substituants portés par cet atome de carbone, trois classes d'alcool peuvent être différenciées :

- les alcools primaires : l'atome de carbone porte deux atomes d'hydrogène ;
- les alcools secondaires : l'atome de carbone porte un seul atome d'hydrogène ;
- les alcools tertiaires : l'atome de carbone ne porte pas d'atome d'hydrogène.

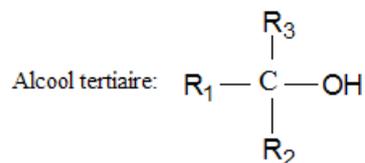
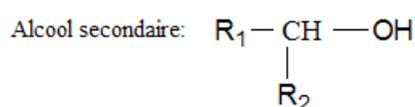
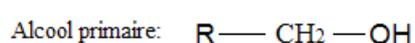


Figure 11: La fonction alcool

La fonction thiol

Elle est caractérisée par un groupement –SH et présente une réactivité chimique très proche de la fonction alcool.

La fonction amine

Il s'agit d'une fonction azotée, basique. Les amines sont réparties en trois classes :

- les amines primaires : l'azote porte deux atomes d'hydrogène ;
- les amines secondaires : l'atome d'azote porte un atome d'hydrogène ;
- les amines tertiaires : l'atome d'azote ne porte pas d'atome d'hydrogène.

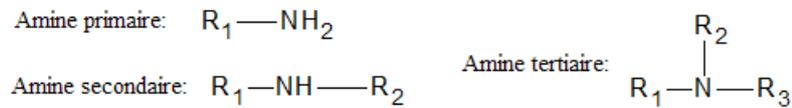


Figure 12: La fonction amine

Les fonctions carbonylées

Elles sont caractérisées par une double liaison entre un atome d'oxygène et un carbone : >C=O.

En fonction des substituants sur l'atome de carbone, deux fonctions carbonylées isomères sont distinguées :

- la fonction aldéhyde : l'atome de carbone porte au moins un atome d'hydrogène ;
- la fonction cétone : l'atome de carbone ne porte aucun atome d'hydrogène.

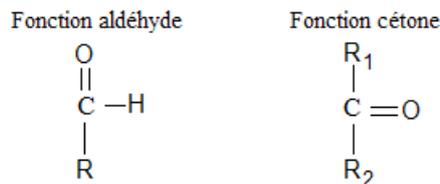


Figure 13: Les fonctions carbonylées

La fonction acide carboxylique

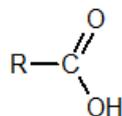


Figure 14: La fonction carboxyle

Elle est caractérisée par un groupement $-\text{COOH}$ qui est déprotoné à pH physiologique : $-\text{COO}^-$.

Les dérivés de l'acide phosphorique

La formule brute de l'acide phosphorique est H_3PO_4 . En fonction du pH, l'acide phosphorique peut être dissocié en H_2PO_4^- , HPO_4^{2-} ou PO_4^{3-} . Au pH physiologique, c'est la formule HPO_4^{2-} qui prédomine.

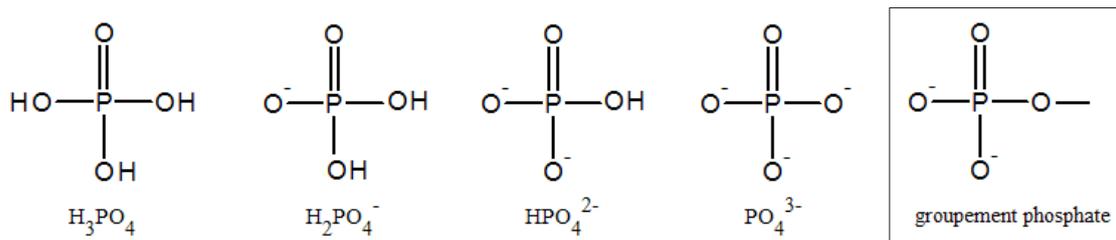


Figure 15: Les dérivés de l'acide phosphorique

L'acide phosphorique peut réagir avec un alcool pour donner un ester phosphorique ou phosphoester.

Les deux fonctions hydroxyles portées par l'atome de phosphore peuvent réagir avec un autre alcool pour donner un phosphodiester, ou avec deux autres alcools pour donner un phosphotriester.

Le groupement pyrophosphate est issu de la réaction de deux acides phosphoriques, de deux groupements phosphates ou d'un acide phosphorique et d'un groupement phosphate.

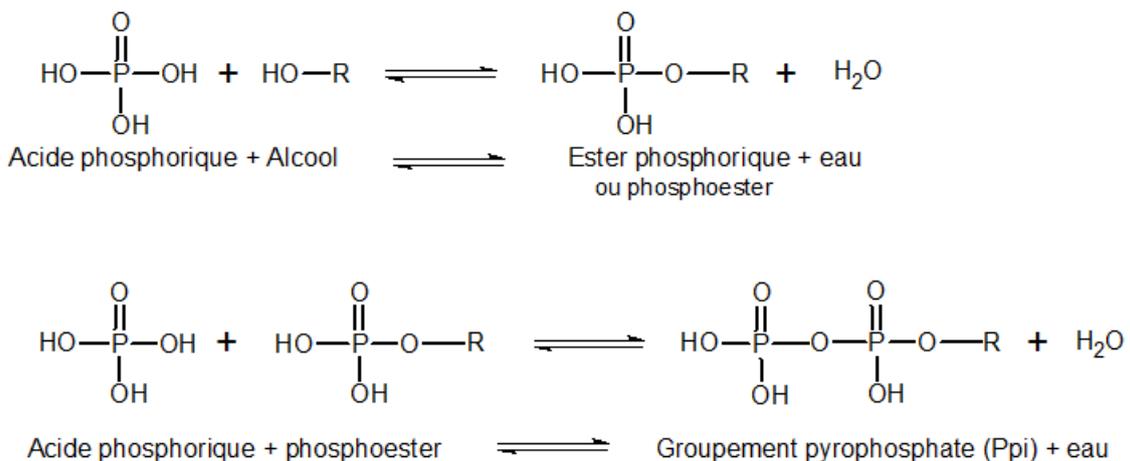


Figure 16: Réactions impliquant l'acide phosphorique

RÉACTIONS CHIMIQUES ET NOUVELLES FONCTIONS ORGANIQUES

1 L'ESTÉRIFICATION

C'est la réaction réversible entre un acide carboxylique et un alcool (primaire, secondaire ou tertiaire) pour donner un ester. Cette réaction peut également avoir lieu entre un acide carboxylique et un thiol, ce qui permet d'obtenir un thioester.

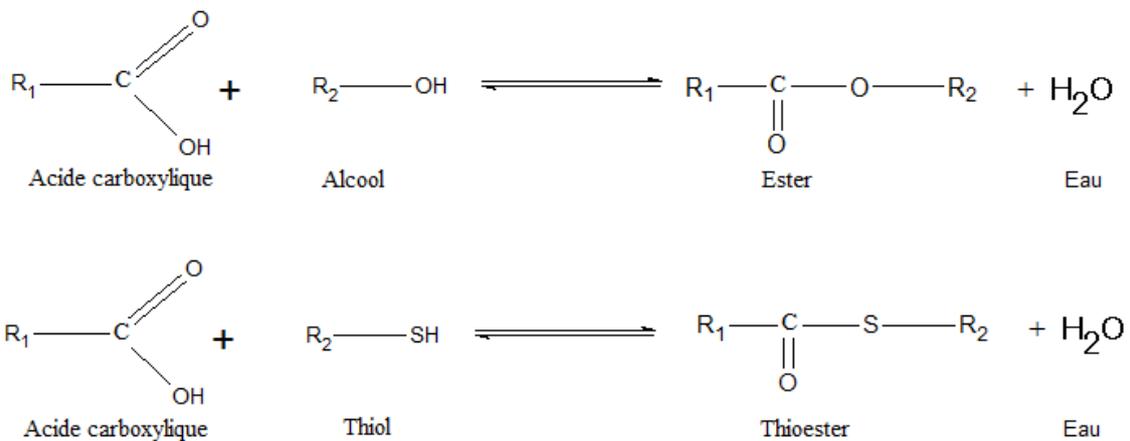


Figure 17: Réactions d'estérification

2 L'AMIDIFICATION

C'est la réaction entre un acide carboxylique et une amine (primaire ou secondaire) pour donner un amide.



Figure 18: Réaction d'amidification

3 L'HÉMIACÉTALISATION

C'est la réaction entre une fonction carbonylée (aldéhyde ou cétone) et un alcool pour donner un hémiacétal.

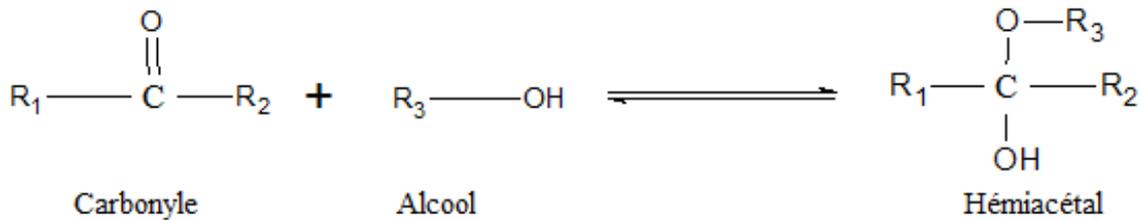


Figure 19: Réaction d'hémiacétalisation

4 LA RÉACTION D'HYDROLYSE

C'est la réaction d'addition d'une molécule d'eau sur une fonction organique. Cette réaction d'addition conduit à la cassure d'une liaison covalente, libérant ainsi deux molécules portant chacun une fonction organique.

Ester + eau -> alcool + acide carboxylique.

Amide + eau -> amine + acide carboxylique.

De façon générale et sans tenir compte de la réaction chimique à proprement parler, on parlera de condensation quand une liaison covalente s'établira entre plusieurs monomères aboutissant à la formation d'un polymère et d'hydrolyse quand la coupure des liaisons covalentes d'un polymère permettra d'obtenir plusieurs monomères.

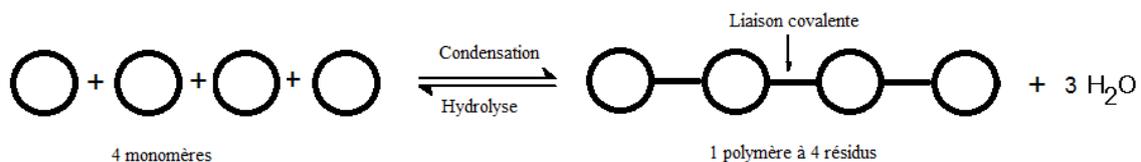


Figure 20: Réactions d'hydrolyse et de condensation

L'EAU

L'eau est composée d'oxygène et d'hydrogène. Elle possède des propriétés qui ont permis en particulier le développement de la vie sur la Terre : c'est par exemple l'un des rares éléments chimiques pouvant exister, dans des régions relativement tempérées, sous trois états : solide, liquide, gazeux. Ces propriétés sont dues pour la plupart à l'existence de liaisons hydrogènes, entre les molécules d'eau.

1 STRUCTURE DE LA MOLÉCULE D'EAU

La molécule d'eau est constituée de deux atomes d'hydrogène et d'un atome d'oxygène unis par des liaisons covalentes simples. Ces liaisons sont polarisées du fait de l'électronégativité plus importante de l'oxygène par rapport à l'hydrogène. Ces liaisons polaires permettent la formation de liaisons hydrogènes entre un hydrogène d'une molécule d'eau et l'oxygène d'une autre molécule d'eau. En effet, les atomes d'hydrogène possèdent une charge partielle positive (son électron étant attiré par l'atome d'oxygène) tandis que l'oxygène possède une charge partielle négative. L'atome d'hydrogène va donc subir une attraction d'un atome d'oxygène adjacent.

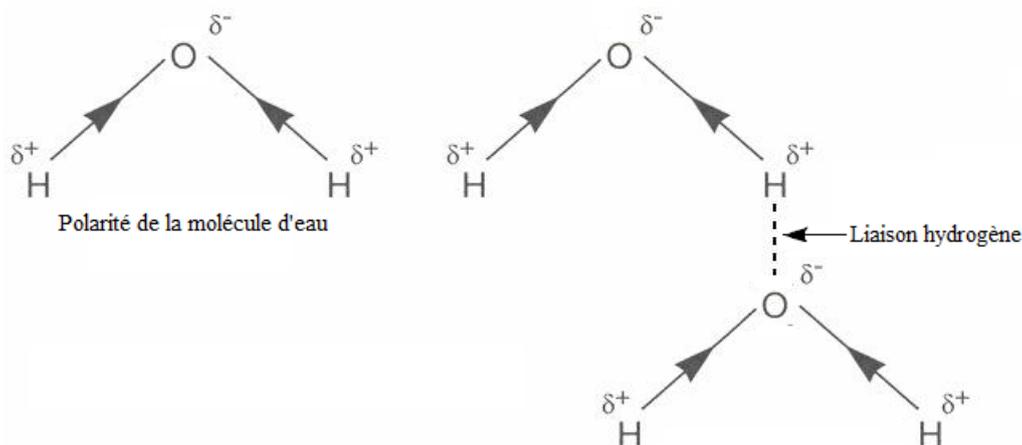


Figure 21: Structure de la molécule d'eau

2 SUBSTANCES HYDROPHILES ET SUBSTANCES HYDROPHOBES

Les substances ayant une affinité pour l'eau sont dites hydrophiles. Cela concerne les molécules polaires et les ions. Dans la majorité des cas, cette affinité va se traduire par une dissolution en solution aqueuse de ces substances ; par exemples, le sel de table, composé ionique, se dissout dans l'eau, il en est de même pour le sucre, molécule polaire. Cependant, lorsque les molécules sont trop grosses, elles ne peuvent pas toujours se dissoudre, c'est le cas pour de nombreux composants cellulaires, mais également pour le coton, l'amidon...

À l'inverse, les molécules n'ayant aucune affinité pour l'eau sont dites hydrophobes. Elles ne sont ni ioniques, ni polaires. C'est le cas de l'huile et de l'eau.

3 RÉPARTITION DE L'EAU DANS L'ORGANISME

Chez les animaux supérieurs (et donc chez l'Homme), deux barrières délimitent l'espace hydrique :

- la membrane cellulaire sépare l'espace intracellulaire de l'espace extracellulaire,
- la paroi des vaisseaux divise le compartiment extracellulaire en un secteur intravasculaire ou plasmatique et un secteur interstitiel ou lymphatique.

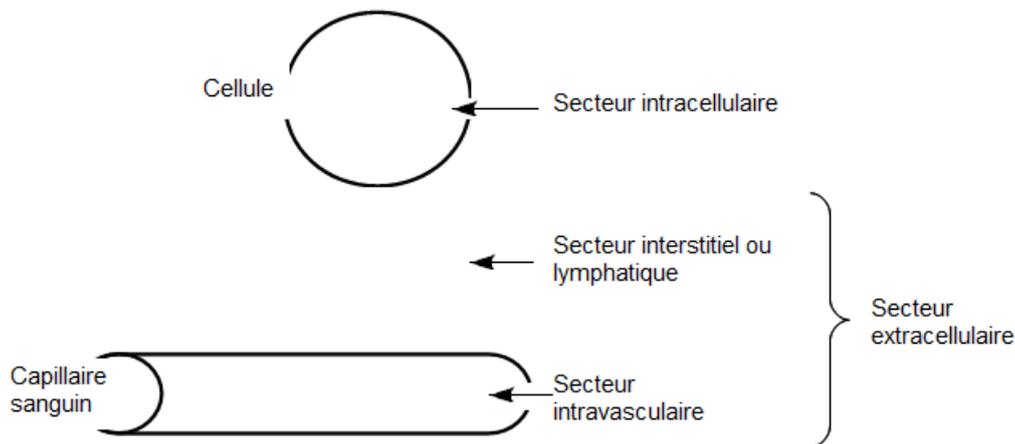


Figure 22: Les compartiments hydriques dans l'organisme

4 RÔLES DE L'EAU DANS L'ORGANISME

Il s'agit d'une liste sommaire, vous aurez l'occasion de retrouver maintes fois cette molécule lors de ce BTS.

Fonction protectrice :

- Liquide cérébro-spinal : protège l'encéphale et la moelle épinière,
 - Liquide amniotique : protège le fœtus,
 - Le sang : supporte les globules blancs et les anticorps,.
-
- Fonction de régulateur thermique : empêche les changements soudains de température.
 - Réactivité chimique : l'eau est le substrat ou le produit de nombreuses réactions enzymatiques.
 - Transporteur : transport des globules et des nutriments, facilite l'évacuation des déchets du métabolisme.
 - Architecte : elle irrigue chaque cellule.