



المسيلة في: 2025/09/30

شهادة موافقة علمية على كتاب بيداغوجي

للأستاذة بن عيش غنية - أستاذة محاضر أ -

يشهد رئيس المجلس العلمي لكلية العلوم بجامعة محمد بوضياف بالمسيلة، أنه بعد الإطلاع على تقارير الخبرة الواردة من طرف الخبراء من صف الأستاذية:

- السيد: ذبيح الهادي أستاذ التعليم العالي بجامعة المسيلة.
- السيدة: بولقرلون مينة أستاذة التعليم العالي قسنطينة 1

والمعنيين من طرف المجلس العلمي لكلية العلوم في الاجتماع المنعقد في دورته العادية يوم 2025/06/11 لإجراء الخبرة للمطبوعة البيداغوجية الخاصة بالأستاذة: بن عيش غنية - أستاذة محاضر - أ - بقسم الجذع المشترك علوم الطبيعة والحياة والمتعلقة بخبرة للمطبوعة البيداغوجية للمادة المعنونة بـ: « Chimie Générale et Organique » « (chimie1) والمقررة في برنامج التكوين : : السنة اولى المفتوح بقسم الجذع المشترك علوم الطبيعة والحياة تمت الموافقة عليه شكلا ومضمونا.

رئيس المجلس العلمي لكلية العلوم



بعزيز حكيم



République Algérienne Démocratique Et Populaire

Ministère De L'enseignement Supérieur Et De La Recherche Scientifique

Université Mohamed Boudiaf - M'sila

Faculté Des Sciences

Département De Chimie

Polycopié du cours

Chimie Générale et Organique (Chimie 1)

Présenté par :

Dr. Ghania BENAICHE

2024-2025



Avant-propos

Ce document pédagogique est conçu pour accompagner les étudiants de première année en Sciences de la Nature et de la Vie (SNV) dans leur apprentissage de la chimie. Il se compose de deux grandes parties.

La première section plonge au cœur de la chimie générale, discipline qui étudie la composition, la structure et les transformations de la matière. Elle sert de pierre angulaire à tout le raisonnement scientifique qui suivra. Le voyage commence par les généralités sur la chimie, qui posent le cadre essentiel en définissant les concepts fondamentaux, les grandeurs clés et le langage spécifique utilisé par les chimistes. Il se poursuit par une exploration captivante de la radioactivité, un phénomène nucléaire qui révèle l'instabilité de certains noyaux atomiques et leurs transformations spontanées pour atteindre une configuration plus stable. L'attention se porte ensuite sur le cortège électronique de l'atome à travers son modèle quantique et sa configuration électronique ; ce chapitre crucial détaille l'agencement des électrons en couches et en sous-couches, fournissant les clés pour comprendre et prédire le comportement chimique des éléments et la logique de leur classement dans le tableau périodique. Forts de cette compréhension de l'atome isolé, les chapitres suivants s'intéressent aux interactions entre atomes pour former la matière qui nous entoure, en détaillant les différents types de liaisons chimiques de la liaison ionique au transfert d'électrons, à la liaison covalente de partage et aux forces de Van der Waals. Cette séquence pédagogique, de la particule subatomique à la molécule, offre une vision intégrée et hiérarchisée de l'édification de la matière, construisant progressivement les fondations théoriques solides sur lesquelles s'appuieront la chimie organique et les autres domaines spécialisés.

La seconde partie est entièrement consacrée à la chimie organique et comprend deux chapitres. Le premier chapitre introduit les composés organiques, leurs formules et leur nomenclature systématique. Le second chapitre aborde les principaux mécanismes réactionnels en chimie organique.

L'objectif de ce module est de fournir aux étudiants une compréhension solide et intégrée des principes chimiques, les préparant ainsi efficacement pour les études plus avancées dans ce domaine.

Sommaire

| <i>Partie 1 : Chimie générale</i> | <i>Page</i> |
|---|-------------|
| Chapitre I, Généralités | 2 |
| I.1.Introduction | 3 |
| I.2. Les états de la matière | 3 |
| I.3.Nature et classification de la substance | 4 |
| I.4.Notion d'atome | 5 |
| I.5.Le défaut de masse | 8 |
| I. 6 Stabilité du noyau | 9 |
| I.7.Concept d'ion | 10 |
| I.8Isotopie | 10 |
| I.9-Molécule | 12 |
| I.10.Le nombre de moles (ou d'Avogadro) | 12 |
| I.11.L'unité de masse atomique (u.m.a ou u) | 12 |
| I.12.Masse molaire atomique, Masse molaire moléculaire | 12 |
| I.13.Volume Molaire (Vm) | 13 |
| Série d'exercices n°=1 | 16 |
| Chapitre II. La radioactivité | 17 |
| II.1. Introduction | 18 |
| II.2.La radioactivité naturelle | 19 |
| II.3.La radioactivité artificielle | 24 |
| II.4.Cinétique de décroissance radioactive | 25 |
| II.5.Applications de la radioactivité | 28 |
| II.6.Dangers de la radioactivité | 29 |
| Série d'exercices n°2 | 31 |
| Chapitre III. Distribution électronique des atomes | 32 |
| III.1.Introduction aux nombres quantiques | 33 |
| III.2.Configuration électronique des atomes | 38 |
| III.3.La classification périodique des éléments | 41 |
| III.4.Propriétés physicochimiques | 47 |
| Série d'exercices n°3 | 51 |
| Chapitre IV, Les liaisons chimiques | 52 |
| IV.1.Introduction | 53 |

| | |
|---|------------|
| IV.2.Liaisons fortes et liaisons faibles | 54 |
| IV.3.Représentation de la liaison chimique | 60 |
| IV.4.L'hybridation des orbitales atomiques | 63 |
| IV.5.Géométrie des édifices covalents (Règles de Gillespie, VSEPR) | 67 |
| Série d'exercices n°4 | 70 |
| Partie 2 : Chimie organique | 71 |
| Chapitre I. Composés organiques, formules, fonctions, Nomenclature | 73 |
| I.1.Introduction | 73 |
| I.2.Nomenclature en chimie organique | 79 |
| I.3.Les fonctions chimiques | 94 |
| Serie d'exercices n°5 | 110 |
| Chapitre II. Mécanismes réactionnels en chimie organique | 112 |
| II.1.Introduction | 112 |
| II.2.Résonance et mésomérie | 112 |
| II.3.Conjugaison | 113 |
| II.4.Stéréochimie caractéristique des réactions chimiques | 113 |
| II.5.Effets électroniques | 116 |
| II.6.Substitution nucléophiles | 118 |
| II.7.Réactions d'élimination | 119 |
| II.8.Réactions radicalaires | 121 |
| II.9.Oxydoréduction en chimie organique | 124 |
| II.10.Mécanismes de l'oxydoréduction (en chimie organique) | 126 |
| Série d'exercices n°6 | 127 |
| Examen de Chimie I | 128 |
| Correction de l'Examen de Chimie I | 131 |
| Références bibliographiques | 134 |

Partie 1: Chimie générale

La chimie générale constitue le pilier fondamental de toute étude scientifique de la matière. Cette première partie a pour objectif d'en présenter les concepts essentiels, qui régissent le comportement des atomes et des molécules. On y abordera notamment la structure de l'atome, la classification périodique des éléments, les types de liaisons chimiques ainsi que les réactions fondamentales qui permettent les transformations de la matière. Ce socle de connaissances est indispensable pour maîtriser les principes qui régissent tant les phénomènes naturels que les applications technologiques.

Chapitre I : Généralités

Pour ce premier chapitre, il est question de **poser les fondements mêmes de la discipline en répondant à une question simple : qu'est-ce que la chimie ?** Nous entamerons notre voyage à la découverte de la matière, de sa constitution et de ses transformations. Vous vous familiariserez avec le langage et les concepts de base indispensables, tels que les atomes, les molécules, les états de la matière et la mole. Cette première étape est cruciale, car elle construit le vocabulaire et les outils de quantification qui serviront de socle à tous les chapitres suivants, de la structure atomique aux réactions organiques.

Chapitre I: Généralités

I.1.Introduction

La chimie étudie la constitution des atomes et des molécules, ainsi que les propriétés des substances qu'elles soient solides, liquides, gazeuses, naturelles ou synthétiques. Elle explore également les lois qui régissent les phénomènes d'association ou de décomposition résultant des interactions entre ces entités moléculaires.

La matière se trouve partout autour de nous. Elle présente un caractère discontinu (qui ne se manifeste pas de manière constante). Elle se compose de particules fondamentales : les atomes.

Une centaine d'éléments chimiques, répertoriés dans le tableau périodique, constituent tous les types de matière connus.

L'état physique d'une substance (solide, liquide ou gazeux) dépend des conditions environnementales, principalement de la température et de la pression. Les transitions entre ces états sont régies par des processus spécifiques : le passage du solide au liquide se nomme **fusion**, celui du liquide au gaz est la **vaporisation**, et la transformation directe d'un solide en gaz, sans passer par la phase liquide, est appelée **sublimation**.

La figure ci-dessous illustre les transformations:

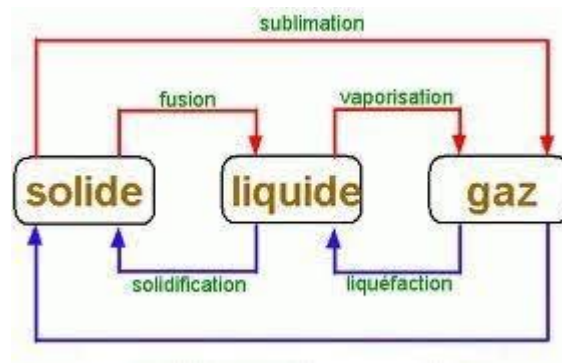


Figure I.1. : Les états de la matière.

I.2. Les états de la matière

I.2.1.Corps solides : Il s'agit de corps rigides qui ont un volume et une forme clairement définis, ils sont incompressibles. Les molécules disposent de moins de liberté, ce qui caractérise un état condensé susceptible d'être ordonné, communément appelé état cristallin, ou désordonné (état amorphe).

I.2.2.État liquide: L'état fluide représenté par les liquides caractérisé par leur déformabilité. Ils ont un volume défini, mais pas de forme fixe, s'adaptant au contenu du récipient. Ici, les molécules sont en contact étroit, leurs mouvements étant restreints, bien qu'une agitation moléculaire persiste. Cet état est à la fois désordonné et condensé, le liquide a un volume tandis que sans avoir de propre forme.

I.2.3.État gazeux : C'est l'état complètement désorganisé et non condensé. La forme et le volume du gaz ne sont pas fixés, il adopte le volume de son récipient et occupe tout l'espace qui lui est accordé. Les gaz peuvent être compressés et se prêtent à une dilatation aisée. Ils remplissent intégralement l'espace d'un conteneur sans posséder de volume ni de forme fixés. Les molécules de gaz ont la capacité de se mouvoir librement et rapidement, ce qui leur donne la possibilité de se répartir uniformément dans leur espace environnant.

I.3.Nature et classification de la substance

La matière peut être classée en deux catégories principales selon sa composition : les corps purs et les mélanges.

I.3.1. Corps purs

Un corps pur est une substance constituée d'un seul type d'entités chimiques (atomes ou molécules). Il possède une composition fixe et des propriétés physiques constantes (température de fusion, température d'ébullition, etc.). On distingue:

Les **éléments** : corps purs constitués d'un seul type d'atomes (exemple : cuivre Cu, fer Fe, oxygène O₂)

Les **composés** : corps purs constitués de molécules contenant plusieurs types d'atomes (exemple : eau H₂O, sel NaCl)

I.3.2. Mélanges

Un mélange est une association de plusieurs substances pures sans transformation chimique. On classe les mélanges en :

Mélanges homogènes : dont la composition est uniforme et qui ne présentent qu'une seule phase (exemple : eau salée, air)

Mélanges hétérogènes : dont la composition n'est pas uniforme et qui présentent au moins deux phases distinctes (exemple : eau et huile, sable et gravier)

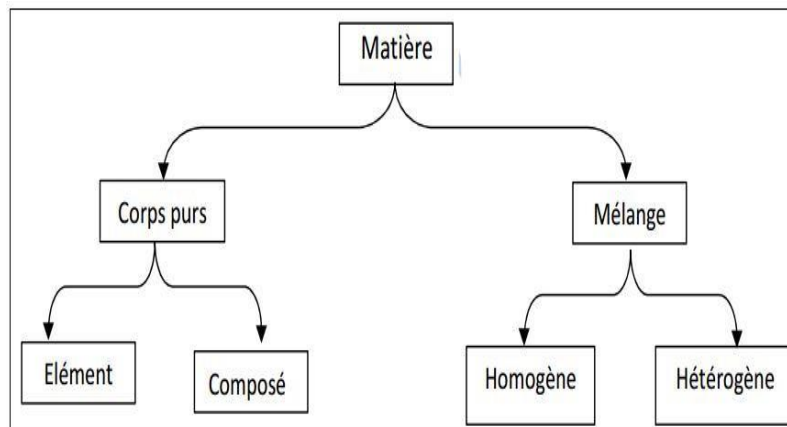


Figure I.2. : Nature et classification des substances

I.4. Notion d'atome : Provenant du grec « atomos », signifiant indivisible. Par conséquent, les éléments de base composant toute matière sont les atomes. Actuellement, l'expérience indique que la matière susceptible d'être subdivisée indéfiniment et que l'unique restriction à cette division est celle dictée par nos capacités sensorielles (visuelles), notre compétence ou notre technologie.

Les électrons ont été découverts par J.J. Thompson (1897) après, les expériences de Rutherford (1911) prouvent la notion de l'atome comme une entité élémentaire de la matière.

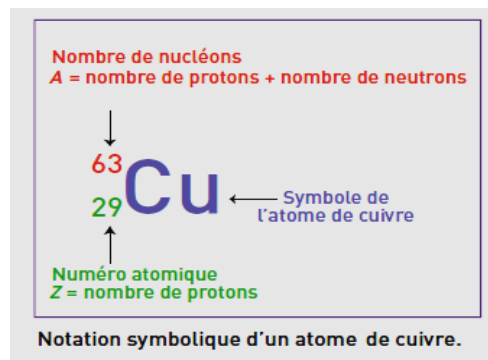
${}^A_Z X$

Pour représenter un atome, on utilise généralement un symbole (01 lettre ou une combinaison de 02 lettres comme O, Al, etc.) accompagné du nombre de masse A (indiqué en haut à gauche), et le nombre de charge Z (indiqué en bas à gauche).

Où : Z se réfère au nombre de protons, encore porte le nom de numéro atomique.

A représente le total de nucléons, c.-à-d., le nombre de protons Z + (plus) le nombre de neutrons N présents dans un noyau. Connu également sous le nom de nombre de masse ($A = Z + N$)

Exemple :



- Le noyau, qui contient des protons (p) et des neutrons (n), chargé positivement.

-L'électron est chargé négativement

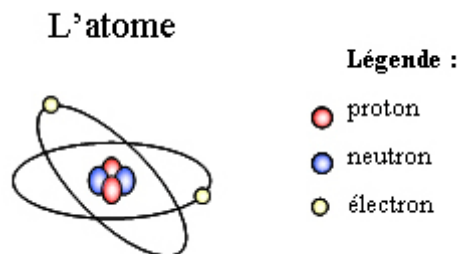


Figure I.3. : L'atome et ses constituants (modèle de Rutherford)

Exemple : Cobalt: Co ; Fluor: F ; Zinc : Zn ; Phosphor : P

I.4.1.Le noyau atomique :

Le centre de l'atome, composée de nucléons (protons + neutrons), est appelée le noyau atomique. Le noyau qui a une dimension de l'ordre du femto-mètre (10^{-15} m), soit environ 100 000 fois plus petit que l'atome (10^{-10} m) contient, en pratique, toute sa masse. Le noyau de l'atome, qui est positivement chargée, est principalement constitué de 02 sortes de particules fondamentales.

- Le proton, qui a P comme symbole, est une particule chargée positivement.

Sa charge élémentaire : $Q_p = +1,6021892 \times 10^{-19}$ **coulomb**. Cependant, sa masse se définit comme suit : **$m_p = 1,6726485 \times 10^{-27}$ kg.**

- Le neutron, qui porte le symbole N, cette particule découverte par Chadwick en 1930, dépourvue de charge, alors, elle est neutre (charge 0). Le neutron a une masse de : **$m_n = 1,6749543 \times 10^{-27}$ kg**, ce qui correspond à une valeur un peu plus grande que la masse de P. Le

neutron qui est une particule n'est pas stable peut se convertir en 02 autres particules, un électron et un proton, cette conversion libère une grande énergie.

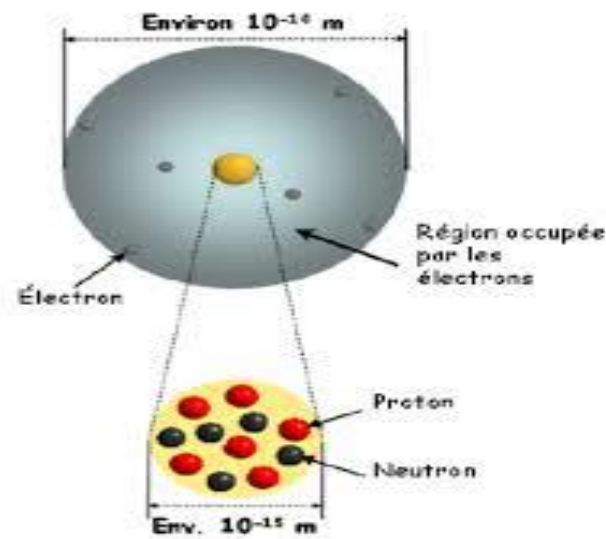


Figure I.3. : Noyau atomique (en jaune, au centre de l'atome, en gris).

Remarque

Les valeurs de masse des particules que nous mentionnons ici correspondent à leur état au repos, c'est-à-dire, à une vitesse de zéro. Quand tels particules se bougent, elles peuvent atteindre des vitesses extrêmement grandes : à l'instar des accélérateurs qui activent les particules. Lors de ces circonstances, leur masse en déplacement peut varier considérablement par rapport à leur masse au repos. L'atome d'hydrogène possède le noyau le plus élémentaire. Ce noyau renferme uniquement un proton.

I.4.2.L'électron : chargé négativement.

L'atome est constitué de cet ensemble, électriquement neutre. Ce schéma est ce qu'on désigne sous le terme de modèle atomique.

Actuellement, les électrons sont définis comme des particules fondamentales, ayant une masse de $m_e = 9,109534 \cdot 10^{-31}$ Kg et la charge élémentaire – (négative) de $q_e = -1,6021892 \cdot 10^{-19}$ Cb.

On compte près de 114 types d'atomes (éléments), qui se distinguent les uns des autres par leur structure et leur masse, ainsi que par leurs propriétés physico-chimiques.

Tableau I.1. : Les constituants de l'atome.

| | Masse (kg) | charge (C.) |
|-----------------|------------------------|-------------------------|
| Proton | $1,67 \times 10^{-27}$ | $1,6 \times 10^{-19}$ |
| Electron | $9,1 \times 10^{-31}$ | $- 1,6 \times 10^{-19}$ |
| Neutron | $1,67 \times 10^{-27}$ | 0 |

Caractéristique de l'atome

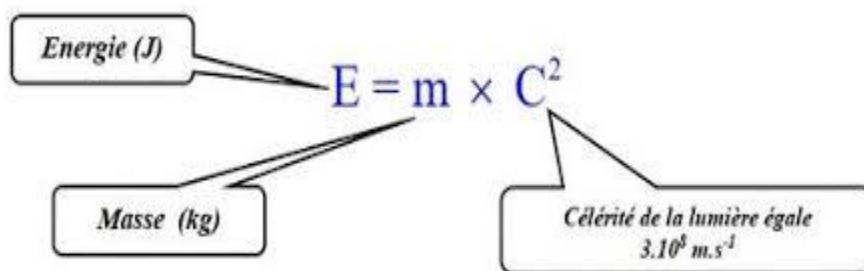
I.5. Le défaut de masse

Le défaut de masse consiste à la diminution de la masse pendant la formation du noyau, il est noté (Δm).

$$\Delta m = \text{masse théorique} - \text{masse réelle}$$

$$\Delta m = [Z (\text{masse des proton}) + (A-Z) (\text{masse des neutron})] - \text{la masse expérimentale} \quad \Delta m > 0$$

Cette diminution de masse, connue sous le nom de **défaut de masse**, se convertit en énergie selon la célèbre relation d'Einstein. Cette énergie est libérée sous forme de **énergie de liaison** (ou de cohésion), qui est l'énergie nécessaire pour maintenir ensemble les nucléons (protons et neutrons) au sein du noyau atomique. Plus concrètement, c'est cette énergie qui est cédée aux nucléons pour assurer la stabilité du noyau.



L'électronvolt (eV) est défini comme étant l'énergie qu'un électron l'a gagné lorsqu'il passe une différence de potentiel (ddp) de 1 volt dans le vide.

$$1\text{eV} = 1,6 \cdot 10^{-19} \text{ joules (J)}$$

$$1 \text{ Méga eV} = 1 \text{ M eV} = 10^6 \text{ eV} \quad 1\text{MeV} = 1,6 \cdot 10^{-13} \text{ Joules}$$

I. 6 . Stabilité du noyau

On la définit comme l'énergie de liaison par nucléon et on la note ' A ' et elle est exprimée avec par formule :

$$E_{l/\text{nucléon}} = E_l / A$$

Remarque: plus ' A ' est grande, plus le noyau est stable.

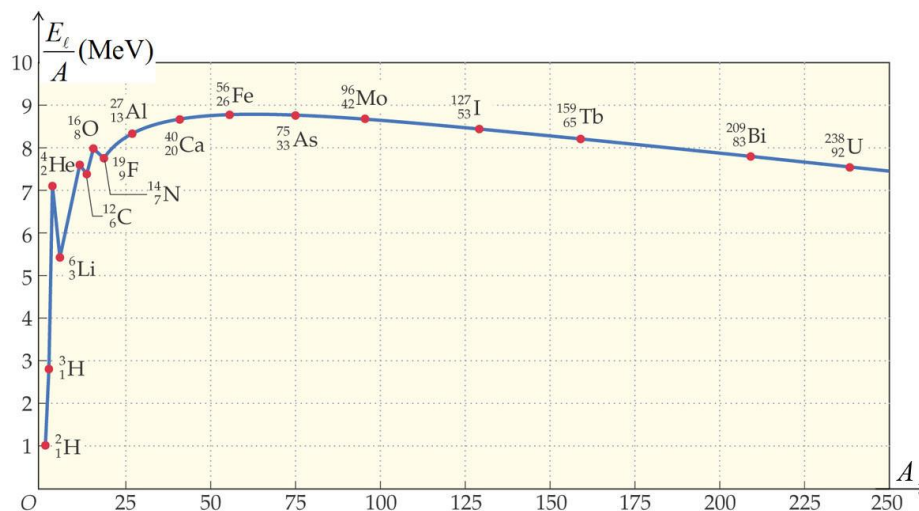


Figure I.5. : Courbe d'Aston

Elle porte le nom du physicien britannique F.W. Aston, cette courbe montre la fluctuation de l'énergie de liaison (ou de cohésion) par nucléon (indiquée en MeV/nucléon) selon la somme global de nucléons (A) dans un noyau. Elle fournit une compréhension de la stabilité pour différents noyaux. L'examen de cette courbe révèle : Les noyaux radioactifs : $\Delta E / A$ est inférieur à 8 MeV par nucléon.

Le noyau qui a une stabilité optimale est le fer (${}^{56}\text{Fe}$) : $\Delta E / A = 8,7 \text{ MeV/nucléon}$

Remarque

Pour les éléments plus lourds, la stabilité du noyau exige un ratio neutrons/protons (n/p) toujours plus élevé afin de compenser la répulsion électrostatique croissante entre les protons.

I.7. Concept d'ion

Un ion est une particule ayant une charge électrique, qui découle de l'ajout ou de la perte d'électrons par un atome ou par une molécule. Selon leur charge, les ions sont généralement divisés en deux catégories majeures :

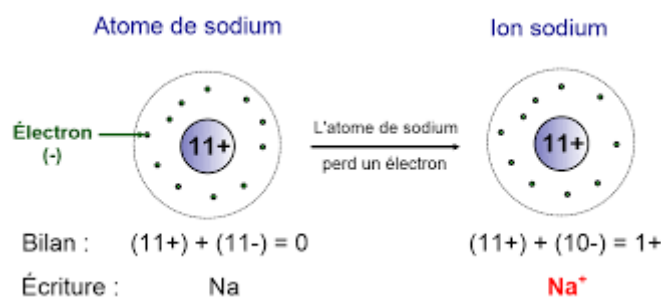


Figure I.6. : Ion du Sodium.

I.6.1. Cations

Ils représentent des ions de charge positive, qui résultent après qu'un atome perd un (01) ou plusieurs électrons e. Par exemple, lorsqu'un sodium (Na) cède 01 électron, il se change en cation Na^+ .

I.6.2. Anions

Ce sont des ions de charge négative résultant quand un atome acquiert un ou plusieurs électrons supplémentaires. Comme exemple, lorsque l'atome de chlore (Cl) acquiert un électron, il se convertit en anion Cl^- .

I.8. Isotopie

On dit que deux nucléides forment des *isotopes* s'ils affectent au même élément chimique, c.-à-d., qu'ils ont un même nombre atomique (ou de protons Z), mais différent par le nombre de n (neutrons). En termes plus larges, un isotope se définit comme une catégorie d'atomes caractérisée par leur nombre de protons Z et aussi de leur nombre de neutrons N, sans prendre en compte le spin ou l'état énergétique.

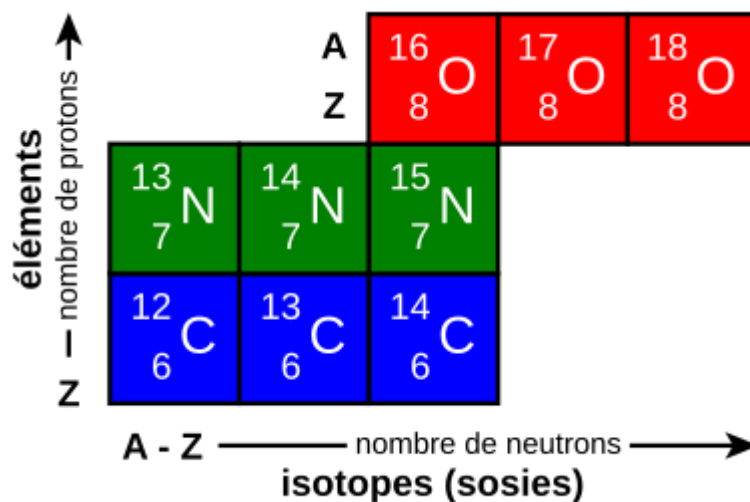


Figure I.4. : Exemples des isotopes de (oxygène, azote et carbone).

En général, la masse affectée à un atome **X** comportant *n* isotopes correspond à la moyenne des masses de leurs isotopes, calculée en considérant leurs proportions respectives.

$$m = \frac{\sum m_i x_i}{100} \text{ avec } m_i = \text{masse de l'isotope } i \text{ et } x_i \text{ son abondance relative (\%)}$$

Exemple :

L'élément chlore (Cl) est composé de 2 isotopes ; le chlore 35 d'abondance relative = 75,77 % et de masse = 34,9689 u.m.a et le chlore 37 d'abondance relative = 24,23 % et de masse = 36,9659 u.m.a.

La masse atomique moyenne du chlore (MAM) = $(34,9689 \times 75,77) + (36,9659 \times 24,23) / 100 = 35,453$ u.m.a.

Tableau I.2.: Isotopes du magnésium

| Isotopes | Masse atomique (g/mol) | Abondance relative (%) |
|------------------|------------------------|------------------------|
| ²⁴ Mg | 23.9850 | 78.99 |
| ²⁵ Mg | 24.9858 | 10.00 |
| ²⁶ Mg | 25.9826 | 11.01 |

I.9.Molécule

Une molécule est définie comme étant la combinaison de deux ou plusieurs atomes (par exemple : NaCl, H₂O, O₂). C'est la plus petite unité pour un composé qui conserve des caractéristiques identiques. Une molécule se caractérise par sa formule et aussi par sa masse d'une mole.

I.10.Le nombre de moles (ou d'Avogadro)

Pour le chimiste, la quantité de matière, également appelée quantité de substance, est une mesure fondamentale. Son unité dans le Système International est la **mole** (de symbole **mol**). Une mole est définie comme la quantité de matière d'un système contenant exactement autant **d'entités élémentaires** (atomes, molécules, ions, électrons, etc.) qu'il y a **d'atomes dans 12 grammes de carbone 12**. Ce nombre, connu sous le nom de **constante d'Avogadro**, est une valeur fondamentale en chimie.

Une mole se réfère à un ensemble de N entités des espèces chimiques semblables (ou identiques) (atome ou ion ou molécule, etc.). N_A , également appelée constante d'Avogadro, on la note : ($N_A = 6,0220943 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$).

La masse atomique molaire désigne une masse d'une (01) mole d'atomes qui peut prendre par un élément chimique donné. On l'exprime en grammes g par mole ($\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$).

Exemple : la masse d'une 01 mole d'atomes de l'hydrogène $M_H = 1,007976 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$

I.11.L'unité de masse atomique (u.m.a ou u)

Les particules élémentaires, comme l'électron e , le proton p ainsi que le neutron n , ont des masses très différentes que celles que nous utilisons habituellement dans notre quotidien. Pour mieux les représenter, nous utilisons **u.m.a.** (unité de masse atomique), qui est plus appropriée pour ces valeurs. Par définition, 1 u.m.a. correspond à une masse d'un atome de carbone C, à qui l'on a arbitrairement attribué une masse molaire bien exacte.

$$M_C = 12 \cdot 10^{-3} \text{ kg} \cdot \text{mol}^{-1}, \text{ Ou } 1 \text{ u.m.a} = 1,66056 \cdot 10^{-27} \text{ kg} = 1,66056 \cdot 10^{-24} \text{ g}.$$

Telle définition de l' u.m.a implique qu'un nombre représentant la masse du nucléide (en u.m.a.) soit identique au nombre indiquant la masse exprimée en grammes par mole ($\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$) d'une 01 mole du même nucléide visé.

I.12.Masse molaire atomique, Masse molaire moléculaire

La **masse** molaire pour telle espèce correspond à la masse d'une mole 01 de cette dernière. Dans le Système international (SI) d'unités, **M** est exprimée en kilogrammes **Kg** par mole (kg/mol), mais on la présente, plus fréquemment, en grammes **g** par mole (g/mol, avec 1 g/mol équivalant à 10^{-3} kg/mol). La relation est donnée par :

$$M=m/n$$

Où :

- M. Masse molaire de la substance (en kg/mol ou g/mol) ;
- m, Masse d'une quantité donnée de la substance (en kg ou g) ;
- n, Quantité considérée (en mol).

Exemple : Masse molaire de $\text{CHCl}_3 = M_C + M_H + 3 \times M_{\text{Cl}} = 12 + 1 + 3 \times 35.45 = 48.45 \text{ g/mol}$

I.13. Volume Molaire (V_m)

Le volume molaire d'une substance est le volume occupé par une mole de cette substance. Le volume molaire peut être déterminé pour toute substance dans toutes les phases (gaz, liquide, solide).

Dans les unités dérivées du Système international, le volume molaire s'exprime en mètres cubes par mole (m^3/mol), mais il est plus pratique d'utiliser le litre par mole (l/mol) ou le

Formule de définition:

$$V_m = \frac{M}{\rho} = \frac{V}{n}$$

mètre cube par kilo mole ($\text{m}^3/\text{k mol}$). Il s'agit d'une grandeur molaire.

En ce qui concerne les solides et les liquides, le volume molaire fluctue en fonction des substances et présente peu d'intérêt pratique.

Cependant, en ce qui concerne les gaz parfaits, selon la loi d'Avogadro-Ampère, le volume molaire reste identique (22,4 L/mol ou 22,4 m^3/kmol) sous des conditions normales (standards) de température T et pression P (273 K et 101325 Pa). Sous conditions de

pression et de température différentes, le volume molaire peut être déterminé en se basant sur les lois des gaz idéaux.

Tableau I.3. : Volume molaire, masse molaire et volumique de quelques espèces.

| Formule de l'espèce chimique | État physique (CNTP) | Volume molaire V_m (L · mol ⁻¹) | Masse molaire M (g · mol ⁻¹) | Masse volumique ρ (g · cm ⁻³) |
|------------------------------|----------------------|---|--|--|
| H ₂ | gaz | 22,4 | 2 | $8,9 \cdot 10^{-5}$ |
| CO ₂ | gaz | 22,4 | 44 | $2,0 \cdot 10^{-3}$ |
| N ₂ | gaz | 22,4 | 28 | $1,3 \cdot 10^{-3}$ |
| H ₂ O | liquide | 0,018 | 18 | 1,0 |
| C (graphite) | solide | 0,005 3 | 12 | 2,3 |
| NaCl | solide | 0,027 | 58,5 | 2,2 |

Comparaison des volumes et des masses volumiques de différentes espèces chimiques dans les conditions normales de température et de pression (CNTP).

Concentration (C) : quantité de soluté (substance dissoute) contenues dans une quantité déterminée de solvant ou de solution.

Masse fractionnelle (w) : la quantité de soluté (généralement exprimée en grammes) présente dans un gramme de solution. La totalisation des fractions massiques (qu'elles soient de soluté ou de solvant) est égale à 1.

Pourcentage en masse (%) : masse de soluté (exprimée habituellement en g) contenue dans 100 grammes de solution. Habituellement quand un chimiste parle de pourcentage, il sous-entend qu'il s'agit du % en masse.

Concentration massique : masse de soluté (exprimée habituellement en g) contenue dans 1 litre de solution. L'unité est donc: gramme/litre (g/L).

Concentration molaire : nombre de moles de soluté contenues dans 1 litre de solution. L'unité est donc: mole/litre (mol/L).

Molalité : nombre de moles de soluté trouvé dans un (01) kilogramme de solvant. L'unité est donc: mole/kilogramme (mol/kg).

La masse volumique (densité) : pour un liquide ou d'un solide se définit comme la masse du matériau pour chaque unité de volume. Elle est symbolisée par μ ou ρ et est définie par l'équation : $\rho = m/v$.

L'unité de ρ varie selon les unités sélectionnées pour la masse m et le volume V :

- m (en kilogramme Kg) , V (en litre l) : ρ en kg/L ;

- m (en gramme g) , (V en millilitre ml) : ρ en g/mL

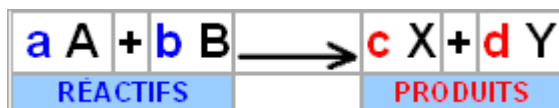
L'équation bilan :

Une réaction chimique se définit comme le processus de conversion de réactifs en produits.

Coefficients de stoechiométrie :

L'équation de bilan (également appelée équation stœchiométrique) définit les relations qualitatives et quantitatives liées à l'élément de transformation en question. Les réactifs sont utilisés (éradiqués), tandis que les produits voient le jour. Les coefficients stœchiométriques définissent le ratio de leur réaction.

On mentionne une réaction chimique avec :



Un équilibre chimique d'une réaction illustre une transformation au niveau microscopique affectant des atomes et des molécules. L'hypothèse d'Avogadro est la représentation de l'équation chimique à une échelle macroscopique (grammes, atomes et moles).

Série d'exercices n°=1

Exercice 1 :

Considérons l'atome ${}^{63}_{27}\text{Co}$. Sélectionnez la ou les réponses correctes.

- 1- Co se compose de 27 n (neutrons), 36 p (protons) et 36 é (électrons).
- 2-Co se compose de 63 nucléons, dont 27 protons et 27 électrons.
- 3-Co comprend 27 neutrons, 63 nucléons et 36 électrons.
- 4-Co est composé de 36 neutrons, 63 nucléons et 27 protons.
- 5-Co est composé de 27 nucléons, 36 protons et 36 électrons.

Exercice 2 :

Veillez sélectionner les réponses correctes :

- 1-Dans un atome, le nombre d'électrons dans le nuage électronique est représenté par le numéro atomique Z.
- 2-Un atome est composé d'un noyau périphérique et d'un nuage central d'électrons.
- 3-Dans un atome, le nombre de masse A indiquer la quantité de nucléons présents dans le noyau.
- 4-Un atome est formé d'un nuage périphérique d'électrons et d'un noyau au centre.
- 4-Toutes les suggestions antérieures ne sont pas correctes.

Exercice 3 :

1-Quels isotopes peuvent être identifiés dans la liste fournie : ${}^{12}_6\text{C}$, ${}^{14}_8\text{C}$, ${}^{16}_8\text{O}$, ${}^{17}_{20}\text{O}$, ${}^{18}_8\text{O}$, ${}^{40}_{31}\text{Ga}$.

2- L'astate At se présente en deux formes isotopiques. ${}^{210}_{85}\text{At}$ et ${}^{212}_{85}\text{At}$ possèdent respectivement les masses atomiques suivantes : 209,64 et 211,66 uma.

Combien y a-t-il de protons et de neutrons dans les deux isotopes ?

En étant conscient que la masse atomique de l'At naturel (ou masse moyenne) s'élève à 210,197 uma.

-Établir la proportion relative des deux (02) isotopes.

Chapitre II. La radioactivité

Dans ce chapitre, on parlera de la radioactivité, un phénomène physique naturel et spontané par lequel des noyaux atomiques instables, appelés *radionucléides*, se transforment pour atteindre une configuration plus stable. Cette transformation s'accompagne de l'émission de particules et de rayonnements. Nous étudierons les différents types de désintégration (alpha, bêta, gamma), les lois qui les régissent et les méthodes pour détecter et mesurer ces rayonnements.

Les applications de la radioactivité sont vastes et touchent de nombreux domaines, de la médecine (radiothérapie, imagerie médicale) à l'archéologie (datation au carbone 14), en passant par la production d'énergie (centrales nucléaires) et l'industrie (contrôles non destructifs).

Chapitre II. La radioactivité

II.1. Introduction

La radioactivité est un processus physique où des noyaux atomiques qui ne sont pas stables se désintègrent en noyaux plus stables d'une façon spontanée, en émettant un rayonnement. Contrairement aux réactions chimiques, qui n'affectent que les électrons autour du noyau, la radioactivité implique des changements au sein du noyau lui-même, ce qui en fait une réaction nucléaire. Certains isotopes ont des noyaux instables et se désintègrent naturellement en libérant des particules de faible masse par rapport à celle de l'atome. Ce processus, appelé radioactivité naturelle, entraîne une variation du nombre de protons P dans le noyau, transformant l'atome en un autre élément : c'est ce qu'on appelle la transmutation atomique.

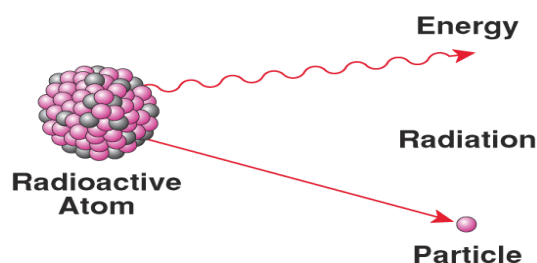


Figure II.1. : Exemple de désintégration radioactive

L'uranium a été découvert, en 1896, par Henri Becquerel ainsi que ses composés qui émettent, de façon continu, un rayonnement. Marie et Pierre Curie développent les travaux débutés par Becquerel et ont nommé tel épiphénomène par *radioactivité*.

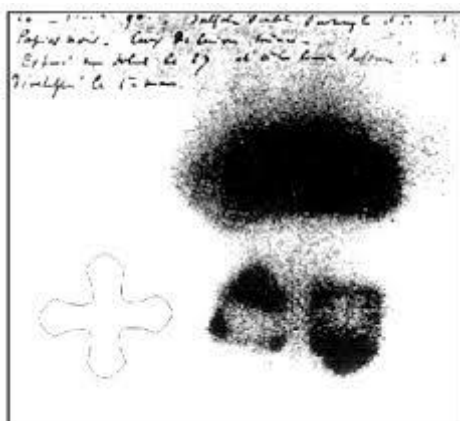


Figure II.2. : Plaque photographiques de BECQUEREL

I.2. La radioactivité naturelle

La radioactivité désigne la désintégration de noyaux instables de l'atome, un processus qui se manifeste par l'émission de particules élémentaires et d'une énergie considérable. Ces noyaux, qualifiés de radioactifs, peuvent se désintégrer naturellement ou de manière artificielle.

Parmi les éléments radioactifs naturels, on trouve :

- **Uranium 238 et 235** : ce sont des éléments radioactifs naturels majeurs.
- **Radon 222** : un gaz radioactif qui provient des roches et des sols riches en uranium.
- **Corps humain** : il renferme, aussi, des éléments radioactifs comme le potassium 40 et le carbone 14.

Sur les (1500) nucléides identifiés, environ 325 sont naturels :

- **274** sont stables, ce qui signifie que leur noyau ne subit pas de modifications spontanées.
- **51** sont instables et radioactifs, ce qui implique que leur noyau peut changer à tout moment, affectant soit le nombre de masse : (A), soit le nombre de charge : (Z).

La radioactivité se divise en trois types :

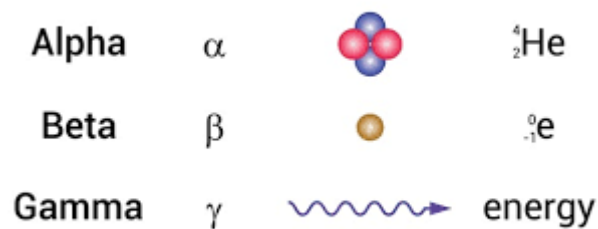
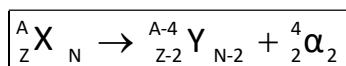


Figure II.3. : Les 03 types de la radioactivité.

II.2.1. La radioactivité α (alpha)



émission d'un noyau d'hélium $\left| \begin{array}{c} {}^4 \\ {}_2\text{He} \end{array} \right.$

Exemple

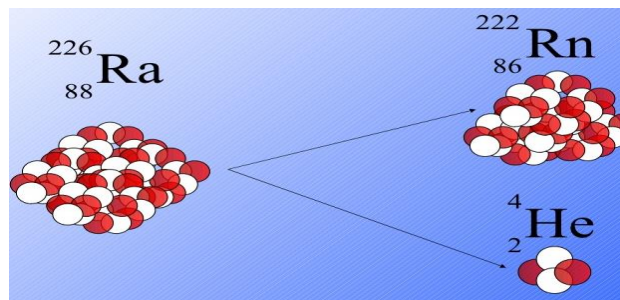
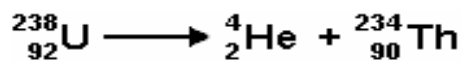


Figure II.4. : La désintégration α du radium

II.2.2. La radioactivité β^- (bêta)

Les noyaux ayant un excès de neutrons, où le rapport N/Z (neutrons/protons) est supérieur à 1, peuvent émettre des électrons par le biais d'un phénomène appelé désintégration bêta. Étant donné que ce noyau qui ne contient pas d'électrons (ou de particules β), il est essentiel de considérer qu'un mécanisme interne génère cet électron.

C'est un processus de conversion (transformation) d'un neutron n en proton p, entraînant l'augmentation de ce dernier dans le noyau, ce qui réduit le rapport N/Z. La transformation est accompagnée par l'émission d'un 01 électron et d'un 01 antineutrino, assurant ainsi l'équilibre des charges et la conservation de l'énergie.

Émission de particules β^- (électrons)

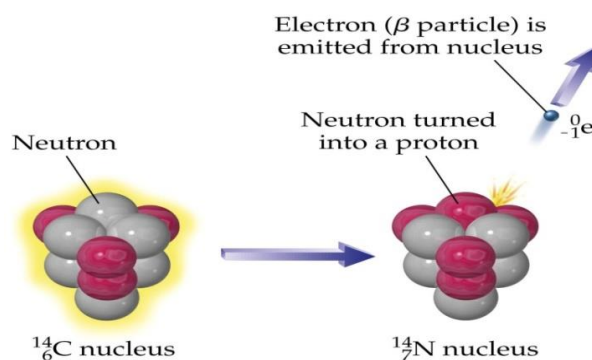
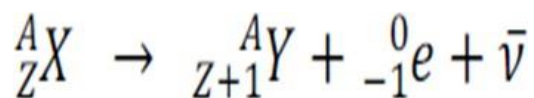
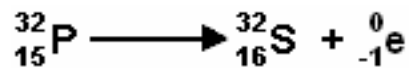


Figure II.5. : La désintégration β^- du carbone

Exemple



Émission de particules β^+

Ce type de radioactivité, appelée β^+ , se manifeste principalement avec des nucléides créés artificiellement en laboratoire, ce qui en fait une forme de radioactivité artificielle. Elle concerne des noyaux qui possèdent un excès de protons.

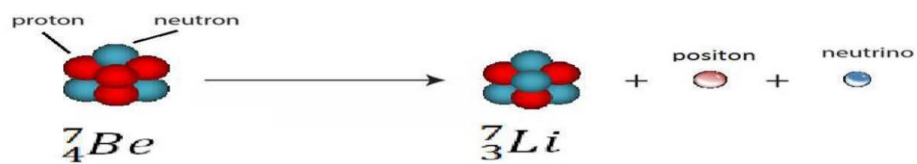
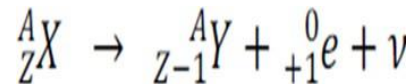


Figure II.6.: La désintégration β^+ du béryllium

Ce processus résultant de la transformation d'un proton dans un noyau, qui se désintègre en neutron. Cette conversion s'accompagne d'une émission de positron (particule β^+) plus un neutrino. Par conséquent, le nombre de protons p (dans le noyau) diminue, contribuant ainsi pour rétablir l'équilibre entre neutrons et protons.

II.2.3. La radioactivité γ (gamma)

Émission de rayonnement de nature électromagnétique, dont l'énergie est liée avec la source. La radioactivité gamma γ se manifeste par une émission de rayonnement électromagnétique, dont l'énergie dépend de la source d'origine. Ce rayonnement est une forme de radiation électromagnétique, similaire à la lumière, mais avec une énergie beaucoup plus élevée. Les rayons gamma sont très pénétrants, capables de traverser la matière, y compris les tissus humains, ce qui les rend particulièrement dangereux.

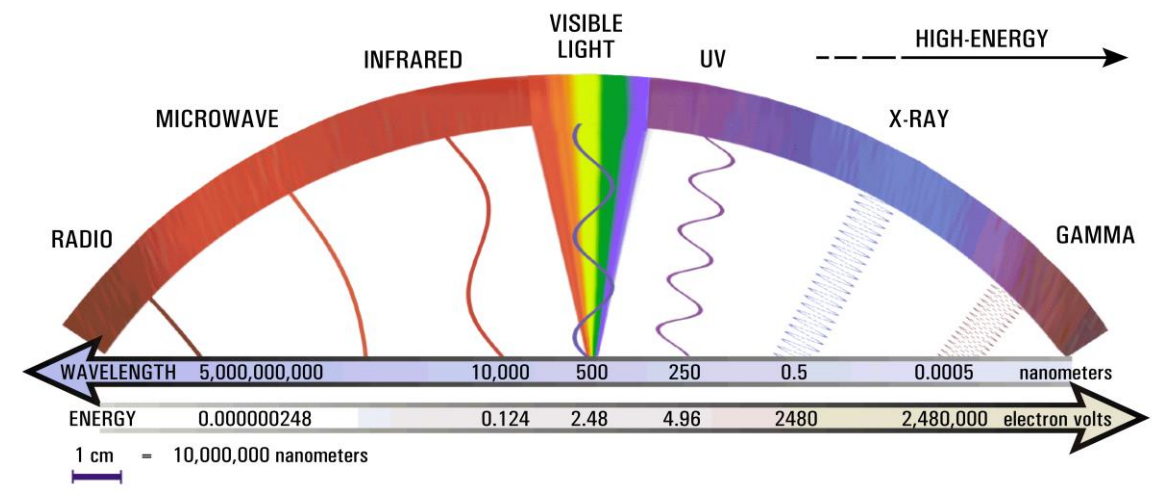


Figure II.7. : Domaines du spectre électromagnétique.

En général lors d'une désintégration radioactive, il y a libération d'énergie (énergie nucléaire).

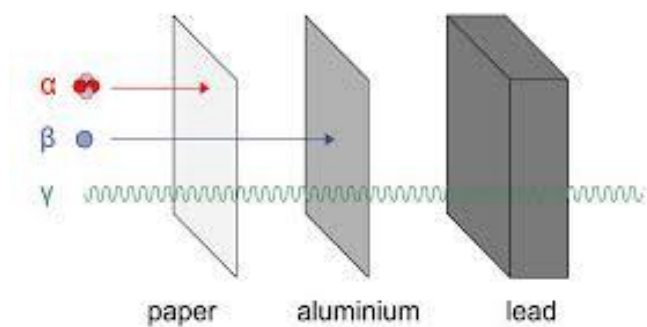


Figure II.8.: Propriétés 03 types de radioactivité.

Remarque

Les rayonnements radioactifs sont invisibles et ne peuvent être détectés qu'à l'aide d'appareils de mesure appropriés, comme le compteur Geiger-Müller.

Tableau II.1.: Quelques éléments radioactifs

| | Période | Unité | Emetteur |
|------------------|---------|--------------------|----------|
| Uranium-238 | 4,468 | Milliards d'années | alpha |
| Thorium-234 | 24,10 | jours | bêta - |
| Protactinium-234 | 6,70 | heures | bêta - |
| Uranium-234 | 245 500 | ans | alpha |
| Thorium-230 | 75380 | ans | alpha |
| Radium-226 | 1 600 | ans | alpha |
| Radon-222 | 3,8235 | jours | alpha |
| Polonium-218 | 3,10 | minutes | alpha |
| Plomb-214 | 26,8 | minutes | bêta - |
| Bismuth-214 | 19,9 | minutes | bêta - |
| Polonium-214 | 164,3 | microsecondes | alpha |
| Plomb-210 | 22,3 | ans | bêta |
| Bismuth-210 | 5,015 | jours | bêta |
| Polonium-210 | 138,376 | jours | alpha |
| Plomb-206 | Stable | | |

II.2.4. Les lois de Fajans-Soddy

Ces lois décrivent le phénomène de la radioactivité en utilisant d'une (01) équation analogique à celle d'une (01) transformation chimique.

Énoncé : Lors de la désintégration radioactive d'un noyau, les nombres de masse et les nombres de charge (numéro atomique) sont conservés. Dans les transformations nucléaires, les paramètres suivants demeurent constants :

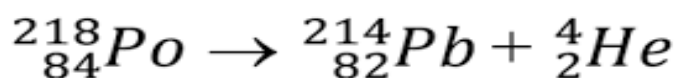
- La somme des nucléons (A)
- La somme de charge électrique, donc (Z)

II.2.5. Équilibrer une réaction nucléaire

Dans une réaction radioactive, les lois de Soddy et Fajans s'appliquent. Ces lois stipulent que pendant une désintégration nucléaire, le nombre total de nucléons et la charge électrique globale restent constants.

Conservation de A :

$$218 = 214 + 4$$



$$84 = 82 + 2$$

Conservation de Z :

Parmi les particules utilisées pour équilibrer les réactions nucléaires on cite :

Proton 1_1P

Electron ${}^0_{-1}e$

Neutron 1_0n

Positon 0_1e

II.3.La radioactivité artificielle

La radioactivité provoquée ou artificielle est induite par des activités créées par l'homme, notamment à l'aide d'accélérateurs de particules ou de réacteurs nucléaires. Trouvée dans l'entourage depuis le début du XXe siècle, la radioactivité artificielle évoque beaucoup d'applications, en particulier en ce qui concerne l'imagerie du point de vue de la médecine. Bien que les radioisotopes artificiels soient produits en quantité assez grande, ils restent nocifs pour notre santé en raison de leurs temps de demi-vies brèves radioactives. Il est, donc, important de respecter les normes de sécurité lors du recyclage et du traitement des déchets nucléaires.

Il est important de préciser que le processus de désintégration lui-même est identique, qu'il soit naturel ou artificiel. Ce qui distingue la radioactivité artificielle, c'est uniquement la manière dont les atomes radioactifs ont été produits (via des réactions nucléaires provoquées par l'homme).

II.3.1.La transmutation nucléaire

La transmutation nucléaire englobe tous les phénomènes liés à la transformation des radioisotopes générés de manière artificielle en bombardant des éléments stables (comme l'aluminium Al, le béryllium Be ou l'iode I) avec différents faisceaux de particules (neutrons, protons n, particules α He, deutons 2_1H).

Exemple :

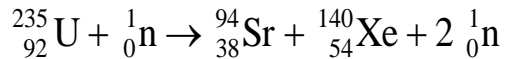


II.3-2-La fission nucléaire:

La fission est la procédure au cours de laquelle un tel noyau massif se subdivise sous forme des noyaux plus légers. Ici, nous allons examiner le cas de l'uranium-235. Lorsqu'un neutron

n frappe le noyau de l'atome d'uranium-235, celui-ci se décompose en deux (02) noyaux plus légers et libère deux 02 ou trois 03 neutrons n, tout en dégageant une quantité d'énergie considérable.

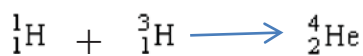
Exemple :



II.3-3-La Fusion nucléaire :

La réaction de fusion nucléaire se fait quand 02 noyaux légers s'unissent, ou fusionnent, afin d'aboutir un noyau plus lourd, et dégage une quantité d'énergie considérable.

Exemple :



II.4.Cinétique de décroissance radioactive

II.4-1-Loi de désintégration radioactive :

Le nombre d'atomes radioactifs, pour tel échantillon, évolue dans le temps selon la loi de désintégration radioactive, qu'elle soit naturelle ou artificielle. Un élément radioactif souvent décomposé très rapidement, en environ millisecondes, ou de manière très lente, s'étalant sur plusieurs années, voire des milliers d'années.

Ce processus de décomposition est décrit par la loi de décroissance radioactive.

Considérons la désintégration radioactive :

$A^* \rightarrow B$ ou B est stable. Par expérience, la quantité de particules libérées peut être comptée dans l'unité de temps. Comme suite :

$$-dN/dt = \lambda N$$

Ou : - dN est la transformation, dans le temps, du quantité de noyaux radioactifs A^*

dt (temps très court)

(Le symbole (-) indique que le nombre de noyaux se réduit avec le temps).

dt = changement dans le temps t

La formule de la vitesse de désintégration des noyaux eus égard de N est la suivante :

$$-dN / dt = \lambda N \quad \text{d o n c} \quad -dN / N = \lambda dt$$

L'équation du changement du nombre de noyaux au fil du temps est dérivée en intégrant l'équation différentielle de premier degré.

$$\ln N_t - \ln N_0 = -\lambda t \implies N_t / N_0 = e^{-\lambda t}$$

$$N(t) = N_0 e^{-\lambda t}$$

$N(t)$: nombre de noyaux radioactifs qui sont présents au moment t ;

N_0 : nombre initial de noyaux radioactifs (au moment $t=0$) ;

λ : constante radioactive qui s'exprime en temps⁻¹ ; ses unités : s⁻¹, min⁻¹, h⁻¹, jour⁻¹,

t : temps.

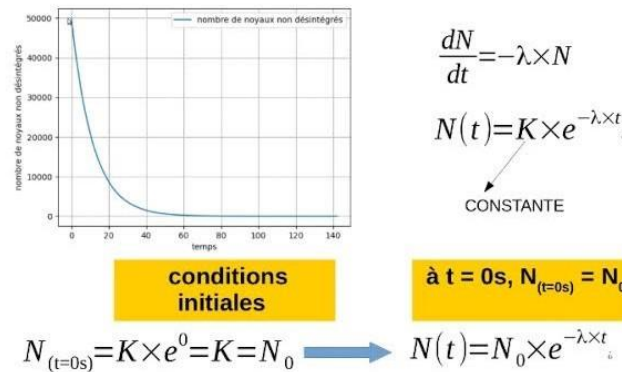


Figure II.8. : Courbe de désintégration radioactive

L'unité de mesure de la radioactivité est la désintégration par seconde (d.p.s).

- Curie (Ci) on note que : 1 Ci = $3,7 \times 10^{10}$ dps , Becquerel (Bq) avec 1 Bq = 1 dps

II.4.2. Période radioactive (ou temps de demi-vie)

La période de désintégration radioactive, notée (T) ou temps de demi-vie ($t_{1/2}$), correspond au temps requis ou nécessaire pour que la moitié 1/2 des noyaux radioactifs qui se trouvent initialement se désintègrent. Elle est exprimée en unités de temps.

| | | | |
|-----------|---------|---|---|
| | A | → | B |
| $t=0$ | N_0 | | 0 |
| $t_{1/2}$ | $N_0/2$ | | |

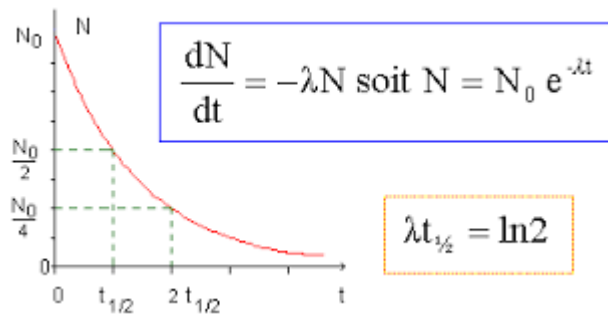


Figure II.9.: Période radioactive.

$$\Rightarrow \ln \frac{(N_0/2)}{N_0} = -\lambda T \text{ donc, } \ln (1/2) = -\lambda T \text{ alors, } \ln 1 - \ln 2 = -\lambda T$$

$$- \ln 2 = -\lambda T \text{ il résulte } \mathbf{T = \ln 2 / \lambda}$$

La demi-vie radioactive est une particularité spécifique à tel ou tel type de noyau radioactif, qui n'est déterminée que par la constante radioactive λ

$$\mathbf{T = \ln 2 / \lambda = 0,69 / \lambda}$$

Tableau II.1.: Quelques valeurs de périodes

| nucléide | ¹⁴ C | ¹¹⁵ In | ²³⁵ U | ¹³ N (*) | ¹³² I (*) |
|----------|-------------------------|--------------------------|-------------------------|---------------------|----------------------|
| période | 5.7 10 ³ ans | 5.0 10 ¹⁴ ans | 7.1 10 ⁸ ans | 9.9 mn | 2.3 h |

La loi de désintégration vis-à-vis la masse

1 mole \longrightarrow $N_A = 6,023 \cdot 10^{23}$

n moles \longrightarrow N_{noyaux}

La loi de désintégration radioactive : $N_t = N_0 e^{-\lambda t}$

$$\frac{m_t}{M_M} \cancel{N_A} = \frac{m_0}{M_M} \cancel{N_A} \quad \mathbf{m = m_0 e^{-\lambda t}}$$

m : masse qui reste en gramme (g)

m₀ : masse au départ en gramme (g)

M_M : masse molaire en g/mole

II.4.3. Activité ou vitesse ou intensité de désintégration radioactive

L'activité A attribuée à un échantillon radioactif correspond à un certain nombre de transformations dans une unité de temps. Elle représente la vitesse de désintégration et est exprimée en Becquerels (Bq), en Curies (Ci) ou en désintégrations dans une unité de temps.

$$\mathcal{A} = -dN/dt = \lambda N$$

$$A_0 = \lambda N_0$$

$$A(t) = \lambda N(t) = \lambda N_0 e^{-\lambda t} = A_0 e^{-\lambda t}$$

$e^{-\lambda t} A(t)$: activité radioactive à l'instant t ;

A₀ : activité radioactive à l'instant initial (t=0) ;

1 Bq = 1 dps (désintégration par seconde).

1 Ci = 3,7 10¹⁰ dps

L'activité vis-à-vis la loi de désintégration

A₀ : activité initiale \mathcal{A} : activité au temps t

$$\mathcal{A} = \lambda N \quad \text{donc } N = \mathcal{A} / \lambda$$

$$\mathcal{A}_0 = \lambda N_0 \quad \text{donc } N_0 = \mathcal{A}_0 / \lambda \quad \text{alors } \mathcal{A} / \lambda = \mathcal{A}_0 / \lambda e^{-\lambda t} \quad \text{implique } \mathcal{A} = \mathcal{A}_0 e^{-\lambda t}$$

$$N = N_0 e^{-\lambda t}$$

II.5. Applications de la radioactivité

- Des marqueurs pour superviser divers procédés de production industrielle.
- Origine de l'énergie (génération d'électricité)
- Médecine (le recours à l'iode radioactif dans les examens de la thyroïde par scintigraphie (suivis d'un marqueur radioactif dans le corps), le traitement des tumeurs par irradiation, et autres...)
- Datation dans le domaine de l'archéologie (Datation d'échantillons antiques) : Le C-14 est un isotope radioactif β^- qui possède une demi-vie de 5730 ans. ¹⁴C se forme dans l'atmosphère suite à un bombardement par des rayons cosmiques. Par la suite, il est assimilé en tant que végétaux en forme de CO₂ (dioxyde de carbone). Lorsque les plantes meurent, l'absorption s'arrête et le carbone C-14 se décompose avec le temps.

II.5.1. Datation en géologie

On peut exploiter divers isotopes radioactifs afin de déterminer l'âge des roches. En considérant la situation du plomb Pb: les isotopes de plomb ^{206}Pb , ^{207}Pb et ^{208}Pb qui sont le résultat de la désintégration de l'uranium ^{238}U , ^{235}U et du thorium. Grâce à la relation entre le nombre d'atomes de plomb (N') et celui des noyaux d'uranium, on peut établir la date du début de la désintégration.

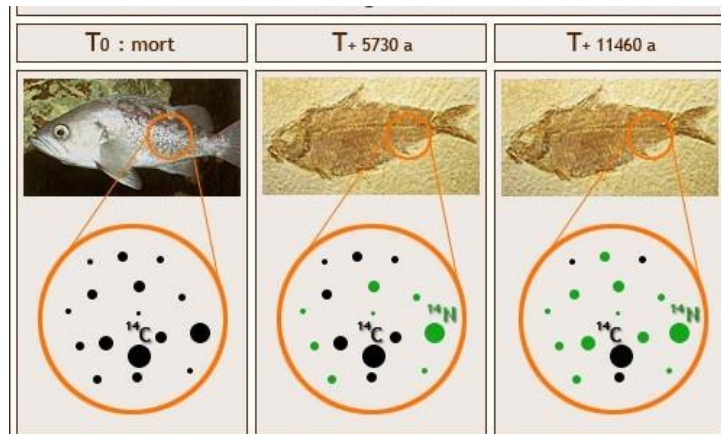


Figure II.10. : Datation, désintégration du ^{14}C au ^{14}N .

II.6. Dangers de la radioactivité

Essais nucléaires et bombes

Déchets

Accidents

- Les impacts des radiations nucléaires sont notables. Le rayonnement nucléaire est un type de radiation ionisante, assez puissant pour détacher des électrons à partir des atomes. Lorsque une particule nucléaire passe à travers un matériau, tel que les tissus humains, elle heurte des électrons, ce qui ionise les atomes et détruit les molécules organiques. Ces interactions ont des effets qui incluent:
 - **Effets pathologiques** : des lésions, développement des cancers ainsi que des leucémies.
 - **Effets génétiques** : modifications des gènes.

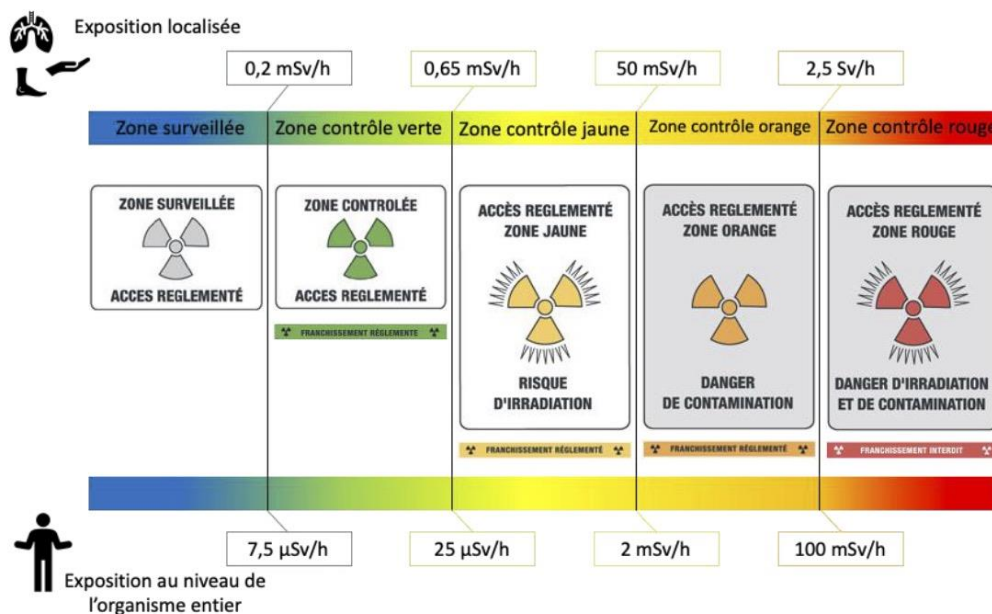


Figure II.11.: Dangers de la radioactivité.

Chaque type de rayonnement possède des caractéristiques spécifiques :

- **Rayonnements α** : peu pénétrants, arrêtés par la peau, mais très dangereux en cas d'ingestion.
- **Rayonnements β** : beaucoup plus pénétrants (pénétrant jusqu'à 1 cm dans la chair), stoppés par des interactions vis-à-vis les noyaux.
- **Rayonnements γ** : fortement pénétrants, capables de traverser le corps humain.

Tous ces types de rayonnements peuvent induire le développement de cancers.

Tableau II.2.: Propriétés de la radiation nucléaire

| Type de rayonnement | Vitesse | Pénétration relative | Protection contre le rayonnement |
|---------------------|---------|----------------------|----------------------------------|
| α | 10% C | 1 | Papier, peau |
| β | < 90% C | 100 | 3 mm d'aluminium |
| γ | C | 100000 | Béton, plomb |

Série d'exercices n°2

Exercice 1 :

1-Determiner la masse atomique de l'hydrogène naturel qui constitué par les 02 (deux) isotopes ^2H ,

^1H . On a : $^2\text{H} = 2.0141 \text{ Uma}$ leur pourcentage $^1\text{H} \% = 99.98 \%$

$^1\text{H} = 1.00778 \text{ Uma}$ $^2\text{H} \% = 0.0156 \%$

2- Calculer la masse atomique du Carbone (C) qui présente 02 (deux) isotopes stables de masse 12 uma et 13 uma. Ce dernier est présent à une proportion de 1,1 %.

Exercice 2 :

L'antimoine (Sb) a une masse molaire de 121,75 g/mol. Les deux isotopes du Sb sont le ^{121}Sb et le ^{123}Sb .

-Déterminez le pourcentage de chaque isotope.

Exercice 3 :

Combien de particules α et β^- sont générés lors du processus de transformations radioactives qui mène de $^{238}_{94}\text{U}$ au $^{206}_{84}\text{Pb}$.

Exercice 4:

Quel est l'énergie libérée dans la réaction de fusion suivante : $^3_1\text{H} + ^2_1\text{H} \longrightarrow ^4_2\text{He} + ^1_0\text{n}$

$^3_1\text{H} = 3.01604 \text{ Uma}$ $^4_2\text{He} = 4.00260 \text{ Uma}$

$^2_1\text{H} = 2.01410 \text{ Uma}$ $^1_0\text{n} = 1.00866 \text{ U}$

Chapitre III. Distribution électronique des atomes

Ce chapitre concerne l'organisation des électrons autour du noyau atomique. Nous y étudierons les règles fondamentales qui régissent la répartition des électrons dans les différentes couches et orbitales atomiques (règles de Klechkowski, Hund et Pauli), ce qui nous permettra d'établir la structure électronique (ou configuration électronique) de tout atome.

Les applications de la distribution électronique sont centrales en chimie. Elles permettent de comprendre et de prédire les propriétés périodiques des éléments (comme la réactivité, l'électronégativité ou les rayons atomique et ionique), la formation des liaisons chimiques et le comportement des atomes pour former des molécules et des composés.

Chapitre III. Distribution électronique des atomes

III.1.Introduction aux nombres quantiques

Dans un atome, quatre 04 nombres quantiques définissent l'état d'un 01 électron: n , ℓ , m et s . Ces valeurs permettent d'identifier de manière unique la position d'un électron dans l'atome, de la même manière qu'une adresse indique un lieu précis en mentionnant le quartier, le bâtiment, l'étage et le numéro de porte.

La fonction d'onde, également connue sous le nom d'orbitale atomique (OA), constitue une description mathématique de l'état de l'électron. Elle représente la probabilité de localiser l'électron e dans une zone spécifique de l'espace. Cette fonction dépend des trois premiers nombres quantiques n , ℓ et m , et est symbolisée par la lettre grecque $\Psi_{n,\ell,m}$.

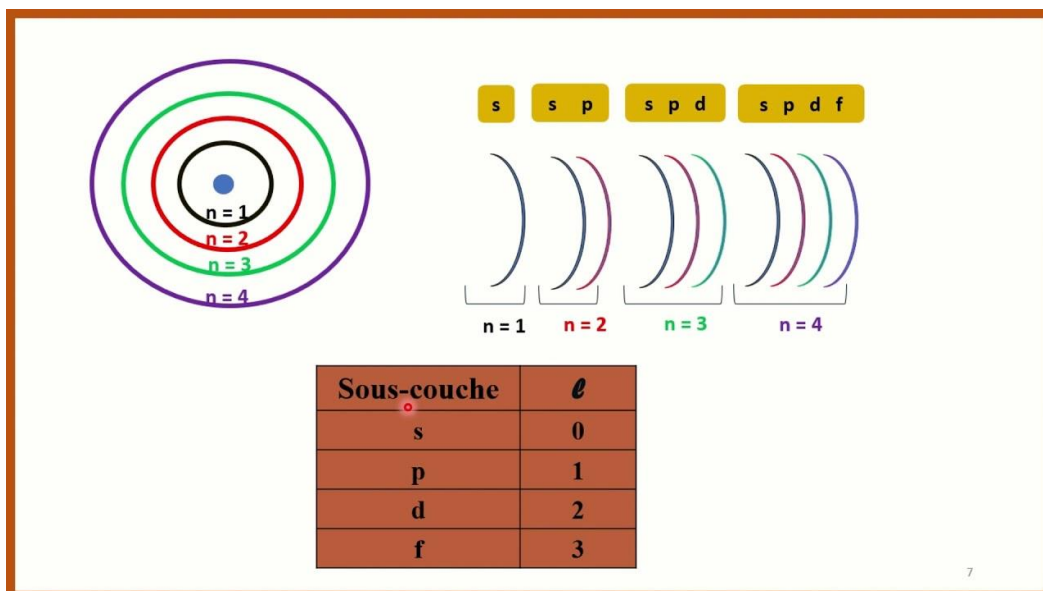


Figure III.1. : Nombres quantiques.

III.1-1-Le principal nombre

quantique n : $n \geq 1 \rightarrow n = 1, 2,$

$3, \dots$

Chaque valeur de n détermine une couche électronique. Tous les électrons ayant le même nombre quantique n appartiennent à la même couche.

$n = 1$ définit la couche **K** ;

$n = 5$ définit la couche **O** ;

$n = 2$ définit la couche **L** ;

$n = 6$ définit la couche **P** ;

$n = 3$ définit la couche **M** ; $n = 7$ définit la
couche **Q**. $n = 4$ définit la couche **N** ;

III.1-2-Nombre quantique secondaire « ℓ »

$$0 \leq \ell \leq n - 1 \longrightarrow \ell = 0, 1, 2, \dots (n-1)$$

Il illustre la « forme » de l'orbitale en mettant en avant la sous-couche électronique, ou un sous-niveau d'énergie. Chaque valeur de ℓ définit une sous-couche électronique et détermine la configuration des orbitales atomiques. Les électrons qui partagent les mêmes valeurs de n et de ℓ appartiennent à la même sous-couche.

$\ell = 0$ définit la sous-couche **s** ; $\ell = 1$ définit la sous-couche **p** ; $\ell = 2$ définit la sous-couche **d** ; $\ell = 3$ définit la sous-couche **f**.

Tableau III.1.: Couches, sous-couches.

| | | | | | |
|----------------|----------|-----------|----------|-------------|--------------------------------|
| Sous-couche | s | p | d | f | g,h,i,j.... |
| ℓ | 0 | 1 | 2 | 3 | 4,5,6,7,.... |
| Origine du nom | sharp | principal | diffuse | fundamental | Respecter l'ordre alphabétique |

III.1.3.Nombre quantique magnétique « m »

m définit l'**orientation ou la position de l'orbitale atomique** et à chaque valeur de m correspond une orbitale atomique représentée par une case quantique.

$$-l \leq m \leq +l$$

a- $-l \leq m \leq +l$, nombre entier appartenant à $[-l, +l]$

L'orbitale atomique, également appelée case quantique, représente une zone de l'espace où il y a une probabilité de localiser un électron est maximale. L'orientation de cette orbitale dans l'espace est déterminée par le nombre quantique magnétique, noté (m). Pour une sous-couche caractérisée par un nombre quantique azimutal (l), (m) peut prendre $(2l + 1)$ valeurs possibles. Cela signifie qu'il existe $(2l + 1)$ orbitales atomiques distinctes dans cette sous-couche, un nombre qui est toujours impair.

Tableau III.2.: Sous-couches nombres de cases.

| Sous-couche | s | P | D | f | g,h,i,j,.... |
|--------------------------|---|---|---|---|-----------------|
| l | 0 | 1 | 2 | 3 | 4,5,6,7,.... |
| Nombre de cases $(2l+1)$ | 1 | 3 | 5 | 7 | 9,11,13,15,.... |

Pour $(l = 0)$, $(m = 0)$, il n'y a qu'une seule orientation, qui est sphérique (similaire à un ballon), ce qui correspond à une orbitale (s) et donc à une seule case quantique.

Pour $(l = 1)$, (m) peut prendre les valeurs (-1) , (0) et (1) , ce qui se traduit par trois orientations correspondant aux trois axes d'un système tridimensionnel. Cela donne lieu à trois orbitales (p) de même énergie, et donc à trois cases quantiques.

III.1.4. Nombre quantique de spin « s »

Le nombre quantique de spin définit le sens de l'orientation du champ magnétique créé par la rotation de l'électron sur lui-même par rapport à son axe. Puisque deux sens de rotation sont possibles, deux valeurs de spin sont autorisées, $+1/2$ et $-1/2$.

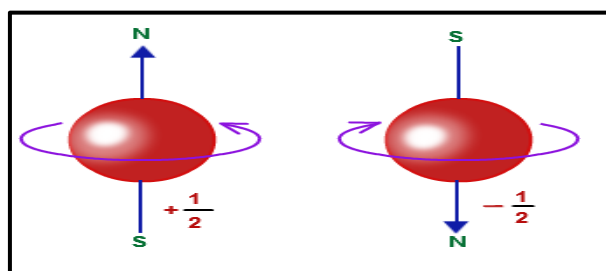
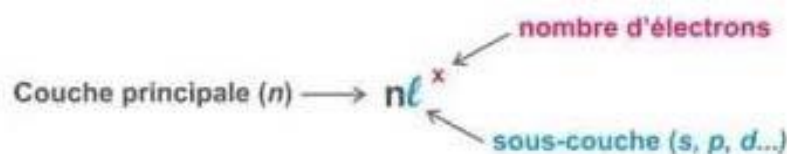


Tableau III.3.: Nombre maximum d'électrons pour chaque couche.

| Nombre principal n | Nom de la couche | Nombre secondaire l | Nom de la sous-couche | Nombre maximum d'électrons |
|----------------------|------------------|-----------------------|-----------------------|----------------------------|
| 1 | K | 0 | 1s | 2 |
| 2 | L | 0 | 2s | 2 |
| | | 1 | 2p | 6 |
| 3 | M | 0 | 3s | 2 |
| | | 1 | 3p | 6 |
| | | 2 | 3d | 10 |
| 4 | N | 0 | 4s | 2 |
| | | 1 | 4p | 6 |
| | | 2 | 4d | 10 |
| | | 3 | 4f | 14 |



III.1.5. Description des orbitales atomiques

- Chaque orbitale quantique est associée à une fonction d'onde, notée $\psi_{n, l, m}$, qui est une entité purement mathématique. Cette fonction d'onde n'a pas de d'interprétation physique directe, mais elle est étroitement liée aux coordonnées spatiales de l'électron. Elle est caractérisée par trois nombres quantiques qui sont : (n), (l), et (m), qui définissent respectivement le niveau d'énergie, le moment angulaire orbital et son orientation dans l'espace : nnn, lll et mmm :

- $\psi_{n,l,m} \setminus \psi_{\{n,l,m\}} \setminus \psi_{n,l,m}$.

- : n, l et m : $\psi_{n, l, m}$

Exemple :



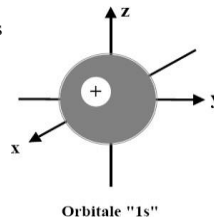
Chaque orbitale quantique est décrite par une fonction d'onde unique

Orbitale « s »

Il s'agit d'une orbitale de symétrie sphérique, qui correspond à une distribution spatiale spécifique de la fonction d'onde ψ_{nlm} , $l = 0, m = 0$

Ces fonctions d'onde se forment : $\Psi_{n,0,0}$ ou Ψ_{ns}

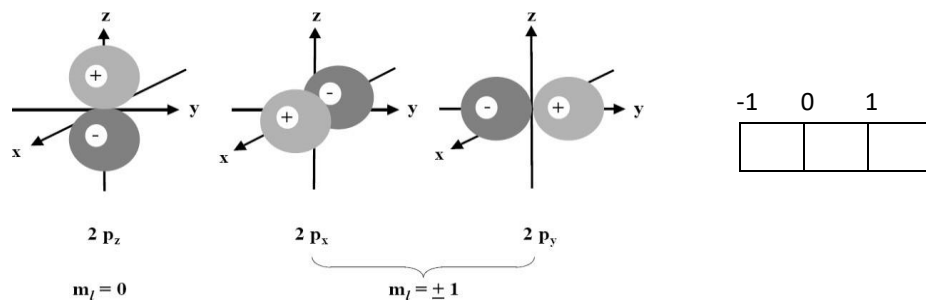
Exemple : Orbitale "1s"



Le signe "+" représenté à l'intérieur de la sphère correspond au signe (positive ou négative) de la fonction d'onde ψ_{1s} , qui est positif dans cette région.

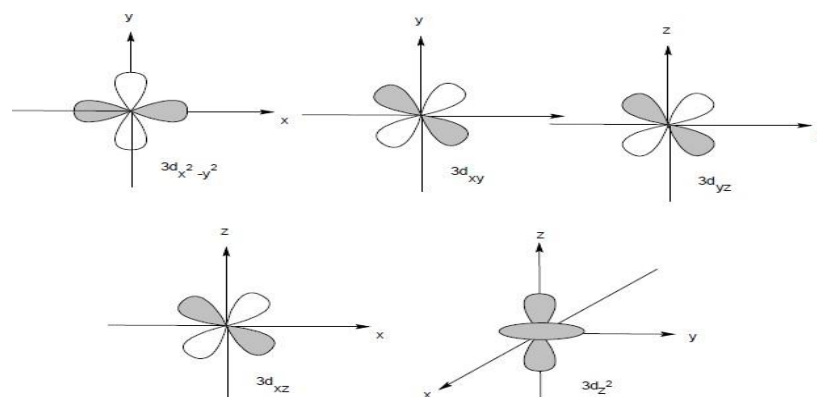
Orbitales « p »

Les orbitales de type p (où $l = 1$) se caractérisent par une forme composée de deux lobes de forme quasi-sphérique, reliés entre eux. Ces lobes sont orientés selon les axes x, y et z du système de coordonnées de référence. En fonction de leur orientation, elles sont désignées par les notations $n p_x$, $n p_y$ et $n p_z$, où n représente le nombre quantique principal (avec $n \geq 2$). Ces orbitales présentent une symétrie dite latérale ou axiale, liée à leur alignement le long des axes respectifs.

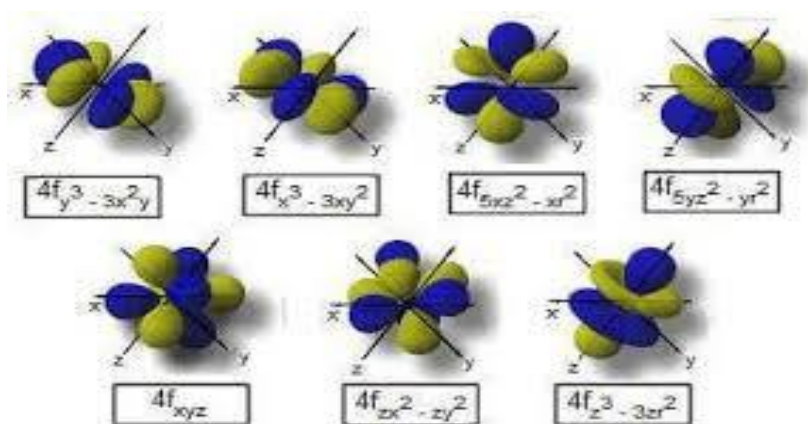


Orbitale d :

Si $l=2, m=-2, -1, 0, +1, +2$: alors, il y a cinq orbitales d:



Orbitale f :

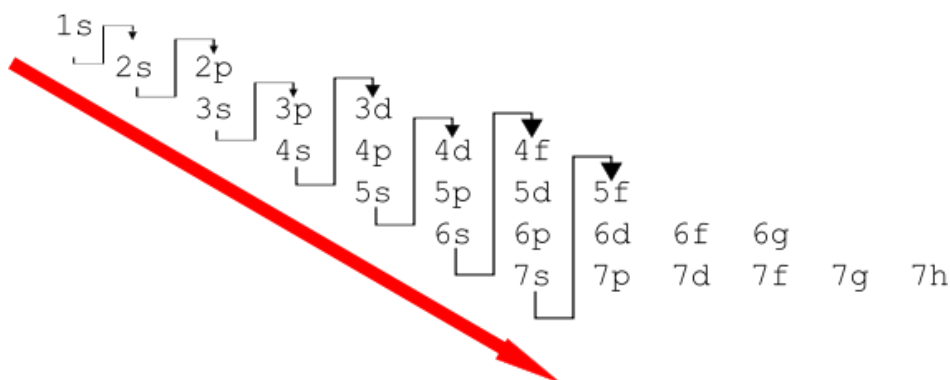


III.2. Configuration électronique des atomes

Pour élucider la distribution des électrons dans les différentes orbitales d'un atome dans son état fondamental, il est très important de suivre les règles d'emplissage suivantes :

1. Principe de stabilité (règle de KLECHKOWSKI ou l'ordre d'emplissage)

Les orbitales se remplissent selon de l'ordre grandissant de la somme $(n + l)$, où n représente le principal nombre quantique ainsi que l est le nombre quantique azimutal. Si deux orbitales ont la même valeur de $(n + l)$, celle avec la plus petite valeur de n est remplie en premier.



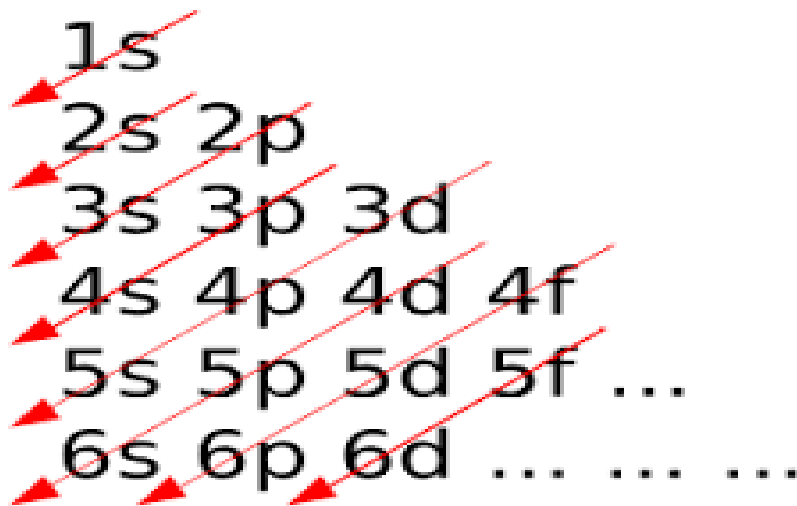


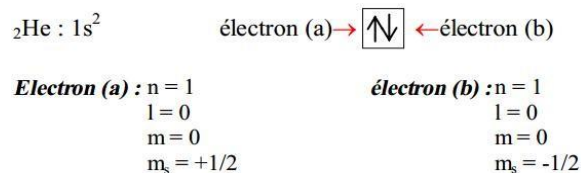
Figure III.2. : Règle de KLECHKOWSKI.

2. Le principe d'exclusion de PAULI

Pour un atome, il est inacceptable que 02 électrons partagent les mêmes 04 nombres quantiques (n , l , m et m_s). Par conséquent, Dans une case quantique donnée, l et m sont définis. Il est possible d'attribuer au maximum deux électrons, avec des spins opposés, à un même état quantique.



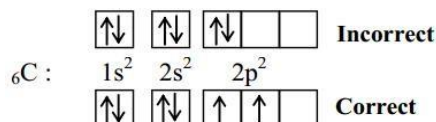
Exemple pour l'atome d'hélium : il contient deux électrons :



3. La règle de HUND

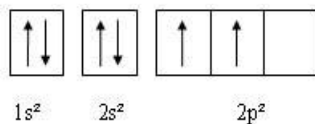
Dans l'état fondamental, quand divers orbitales atomiques *dégénérées* sont disponibles, les électrons se s'organisent pour occuper le maximum d'orbitaux possibles. Ils remplissent d'abord les orbitales dégénérées en suivant des spins parallèles (positifs) et puis se répartir avec des spins opposés. Ainsi, l'état fondamental est caractérisé par un maximum de spins parallèles, ce qui permet d'occuper un maximum d'orbitales avant qu'elles ne soient complètement remplies.

Exemple : ${}^6\text{C} : 1s^2 2s^2 2p^2$

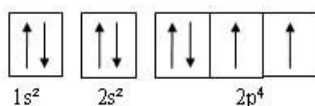


Applications

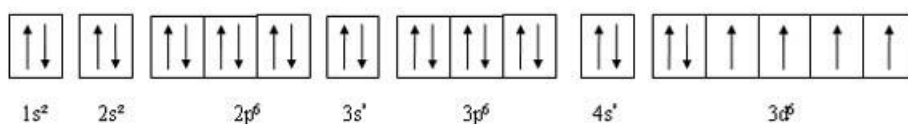
${}^6\text{C} : 1s^2 2s^2 2p_x^1 2p_y^1$



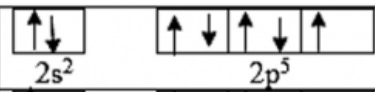


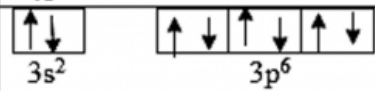
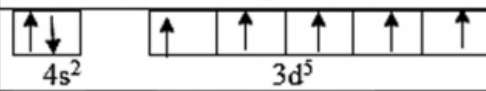
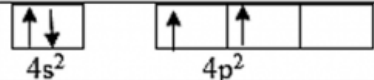
${}^8\text{O} :$



${}^{26}\text{Fe} :$



Corrigé :

| | | |
|-----------------------|---|---|
| ${}^9\text{F} :$ | $1 s^2, 2 s^2, 2 p^5$ |  $2s^2 \quad 2p^5$ |
| ${}^9\text{F}^- :$ | $1 s^2, 2 s^2, 2 p^6$ |  $2s^2 \quad 2p^6$ |
| ${}^{19}\text{K} :$ | $1 s^2, 2 s^2, 2 p^6, 3s^2, 3 p^6, 4 s^1$ |  $4s^1$ |
| ${}^{19}\text{K}^+ :$ | $1 s^2, 2 s^2, 2 p^6, 3s^2, 3 p^6$ |  $3s^2 \quad 3p^6$ |
| ${}^{25}\text{Mn} :$ | $1 s^2, 2 s^2, 2 p^6, 3s^2, 3 p^6, 4 s^2, 3 d^5$ |  $4s^2 \quad 3d^5$ |
| ${}^{32}\text{Ge} :$ | $1 s^2, 2 s^2, 2 p^6, 3s^2, 3 p^6, 4 s^2, 3 d^{10}, 4p^2$ |  $4s^2 \quad 4p^2$ |

Remarque

En pratique, la représentation par cases quantiques est principalement utilisée pour les orbitales de la plus haute énergie, veut dire celles ayant la plus grande valeur du nombre quantique principal n . Ces orbitales, représentées par des cases quantiques, sont désignées comme les orbitales de valence. Elles jouent un rôle crucial dans les caractéristiques chimiques de l'atome, car ce sont les électrons de valence qui participent aux liaisons chimiques et aux interactions avec d'autres atomes.

Couche de valence

Électrons de valence : ces électrons situés sur la couche de valence sont susceptibles de jouer un rôle dans la formation de liaisons chimiques entre divers atomes pour constituer une molécule.

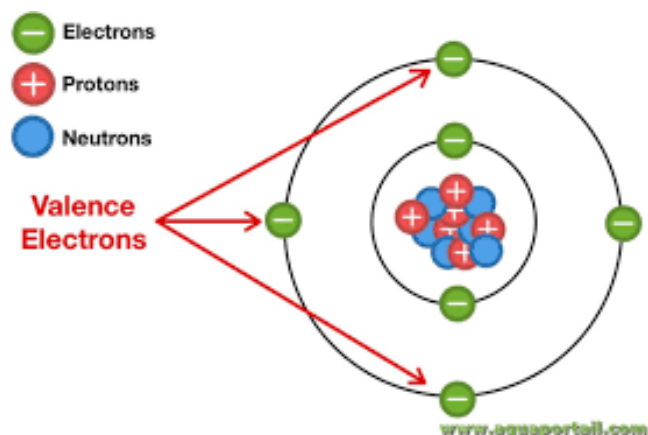


Figure III.3. : Electrons de valence.

III.3. La classification périodique des éléments

III.3.1. Classification

a- Classification périodique de D. MENDELEÏEV

Dans sa première version du tableau périodique en 1869, Mendeleïev a organisé les éléments chimiques selon de leurs masses atomiques, regroupant ainsi les familles chimiques partageant des propriétés similaires. Une particularité innovante de sa démarche était de laisser certaines cases vides dans le tableau, prédisant les propriétés et l'existence d'éléments encore inconnus à l'époque. Aujourd'hui, la classification périodique moderne repose sur la distribution électronique des atomes à l'état fondamental, ce qui permet d'établir la structure du tableau en lignes (appelées périodes), en revanche, en colonnes (appelées groupes ou familles), reflétant la périodicité des propriétés chimiques des éléments.

TABLE DE MENDELÉËF

| H=1 | I | II | III | IV | V | VI | VII | VIII | IX | X | XI | XII |
|-----|--------------|--------------|--------------|--------------|--------------|--------------|-------------|------|----|---|----|-----|
| | Li 7,01 | Be 9,01 | B 10,8 | C 12,01 | N 14,01 | O 16,00 | F 19,00 | | | | | |
| | Na 22,99 | Mg 24,31 | Al 27,0 | Si 28,09 | P 30,97 | S 32,06 | Cl 35,46 | | | | | |
| | K 39,10 | Ca 40,08 | Sc 44,96 | Ti 47,88 | V 50,94 | Cr 52,00 | Mn 54,94 | | | | | |
| | Rb 85,47 | Sr 87,62 | Y 88,91 | Zr 91,22 | Nb 92,91 | Mo 95,94 | Br 79,90 | | | | | |
| | Ag 107,87 | Cd 112,41 | In 114,82 | Sn 118,71 | Sb 121,76 | Te 127,60 | | | | | | |
| | Cs 132,91 | Ba 137,33 | La 138,91 | Ce 140,12 | Pr 140,91 | | | | | | | |
| | | | Yb 173,05 | | Ta 180,95 | Tu 188,91 | | | | | | |
| | Au 196,97 | Hg 200,59 | Tl 204,38 | Pb 207,2 | Bi 208,98 | | | | | | | |
| | | | | Th 232,04 | | U 238,03 | | | | | | |

Figure III.4. : Tableau de MENDELÉËF.

Mendeleïev organisait les éléments en fonction de l'augmentation progressive de leurs masses atomiques. Néanmoins, un élément est effectivement caractérisé par son numéro atomique (Z) et non par sa masse atomique, qui peut fluctuer à cause de la présence d'isotopes. Ainsi, la classification moderne se fonde sur l'ordre ascendant du numéro atomique (Z), fournissant une base plus exacte et cohérente pour structurer les éléments chimiques.

b. La classification périodique moderne

Cette classification est organisée dans un tableau composé de sept lignes, appelées périodes, et de 18 colonnes, désignées comme groupes ou sous-groupes. Les périodes correspondent aux niveaux d'énergie principaux ((n)) des électrons, tandis que les groupes reflètent des propriétés chimiques similaires entre les éléments, liées à leur configuration électronique de valence.

Néon (Ne, Z = 10) :

Avec la configuration $1s^2, 2s^2, 2p^6$, le néon termine la 2ème ligne du tableau périodique.

Sodium (Na, Z = 11) et éléments suivants :

À partir du sodium, on commence à remplir le niveau $n=3$ ($3d$ 3ème ligne). Cependant, les orbitales $3d$ ne sont pas utilisées immédiatement. La 3ème ligne contient seulement huit éléments, du sodium Na ($Z = 11$) à l'argon Ar ($Z = 18$), parce que les orbitales $3d$ restent inoccupées.

Remplissage des orbitales 4s avant 3d :

Les électrons préoccupent l'orbitale $4s$ avant l'orbitale $3d$, bien que cette dernière ait une énergie légèrement inférieure. Cela s'explique par le fait que l'orbitale $4s$ est plus "pénétrante" (plus proche du noyau), ce qui réduit la répulsion qui résultent des électrons et abaisse l'énergie totale de l'atome.

Éléments de transition (Z = 21 à Z = 30) :

Les orbitales $3d$ commencent à se emplir à partir du scandium ($Z = 21$). Par exemple, le fer (Fe, $Z = 26$) a pour configuration $1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^6, 3d^6, 4s^2$. Ces éléments forment la famille des éléments de transition, correspondant au remplissage des orbitales $3d$.

Zinc (Zn, $Z = 30$) et éléments suivants :

Une fois les orbitales $3d$ entièrement occupées (zinc), les électrons commencent à remplir les orbitales $4p$ à partir du gallium ($Z = 31$).

Lanthanides et Actinides :

Les Lanthanides ($Z = 57$ à $Z = 71$) correspondent au remplissage des orbitales $4f$.

Les Actinides ($Z = 89$ à $Z = 103$) correspondent au remplissage des orbitales $5f$.

The diagram shows the periodic table columns with the following details:

- Families:** I_a , II_a , III_a , IV_a , V_a , VI_a , VII_a , $VIII_a$.
- Atomic Number (Z):** 1, 2, 13, 14, 15, 16, 17, 18.
- Number of electrons on the outer shell:** 1, 2, 3, 4, 5, 6, 7, 8.
- Element Names:** H, He, Li, Be, B, C, N, O, F, Ne, Na, Mg, Al, Si, P, S, Cl, Ar, K, Ca, Ga, Ge, As, Se, Br, Kr, Rb, Sr, In, Sn, Sb, Te, I, Xe, Cs, Ba, Tl, Pb, Bi, Po, At, Rn, Fr, Ra, Ac, Mt, Ds, Rg, Cn, Nh, Fl, Mc, Lv, Ts, Og.
- Transition Metals (métaux de transition):** Elements from Scandium (Z=21) to Zinc (Z=30) are highlighted in blue.
- Lanthanides and Actinides:** The series from Lanthanum (Z=57) to Lutetium (Z=71) and Actinium (Z=89) to Lawrencium (Z=103) are highlighted in red.

Figure III.6. : Colonnes du tableau périodique.

Remarque sur les lignes et les niveaux :

Bien que tous les éléments d'une même ligne partagent la même valeur de n , Le numéro de la ligne ne correspond pas toujours à la dernière ligne remplie. Par exemple, pour le fer (Fe, $Z = 26$), situé sur la 4^{ème} ligne, le dernier niveau rempli est 3d, mais le nombre quantique principal est bien $n=4$ car l'orbitale 4s est occupée. La configuration des électrons s'écrit, toujours, dans l'ordre des n croissants (par exemple, ...3d⁶, 4s² et non ...4s², 3d⁶).

La classification périodique reflète la structure électronique des atomes, avec des règles de remplissage précises qui expliquent la disposition des éléments en lignes (périodes) et en colonnes (groupes). Les orbitales s, p, d et f jouent un rôle clé dans cette organisation, en particulier pour les éléments de transition ainsi que les Lanthanides et les Actinides.

III.3.3. Description du Tableau Périodique

Structure du tableau périodique

Le tableau périodique est structuré en double entrée, présentant les éléments selon leur numéro atomique Z dans un ordre croissant.

Les isotopes (même valeur de Z) occupent la même position dans le tableau.

Périodes :

Chaque ligne horizontale correspond à une période, rassemblant les éléments qui partagent la même valeur du nombre quantique principal n .

Le tableau compte 7 périodes.

Groupes (colonnes) :

Chaque colonne rassemble les éléments qui possèdent une structure électronique externe similaire (à l'exception près d'une période).

Première colonne : Alcalins (Li, Na, K, etc.) dotés une configuration électronique externe ns^1 .

2^{ème} colonne : Alcalino-terreux (Be, Mg, etc.) possédant une configuration ns^2 .

Colonne des halogènes (F, Cl, etc.) ayant une configuration électronique ns^2, np^5 .

Colonne des gaz nobles (He, Ne, etc.) présentant une configuration électronique ns^2, np^6 .

Blocs du tableau périodique :

Bloc s : Situé à gauche du tableau, il comprend les éléments dont la dernière orbitale occupée est de type ss (ex. : alcalins et alcalino-terreux).

Bloc p : Situé à droite du tableau, il regroupe les éléments dont la dernière orbitale occupée est de type pp (ex. : halogènes et gaz rares).

Bloc d : Au centre du tableau, il contient les éléments de transition, caractérisés par le remplissage des orbitales dd.

Bloc f : En bas du tableau, il inclut les Lanthanides et Actinides, correspondant au remplissage des orbitales .

Électrons de valence :

Il s'agit des électrons présents sur la couche périphérique (valeur la plus élevée de nn). Les composants d'une colonne identique possèdent un nombre équivalent d'électrons de valence, ce qui justifie leurs propriétés chimiques semblables.

Ces électrons ont des énergies comparables et une énergie de liaison faible avec le noyau, car ils sont les plus éloignés (énergie d'ionisation .

Propriétés chimiques :

Les éléments chimiques voient leurs propriétés essentiellement déterminées par les électrons de valence, car c'est à eux que l'on doit la participation aux réactions chimiques (création et dissociation de liaisons).

Dans la même colonne, les éléments ont des propriétés chimiques similaires, ainsi que leurs dérivés.

Tableaux modernes :

Les tableaux périodiques modernes fournissent de nombreuses informations sur les éléments, telles que leur masse atomique, leur configuration électronique, leur électronégativité, et d'autres propriétés physico-chimiques.

Conclusion

Le tableau périodique est un outil essentiel pour comprendre la structure et le comportement des éléments. Il reflète la configuration électronique des atomes, en particulier les électrons de valence, qui déterminent les propriétés chimiques. Les éléments sont organisés en périodes (même valeur de nn) et en groupes (même structure électronique externe), avec des blocs (ss, pp, dd, ff) qui mettent en évidence les orbitales en cours de remplissage.

TABLEAU PÉRIODIQUE DES ÉLÉMENTS

The image shows a standard periodic table of elements. A callout box for Hydrogen (H) provides the following information:

- NUMÉRO ATOMIQUE: 1
- SYMBOL: H
- NOM DE L'ÉLÉMENT: Hydrogène
- MASSA ATOMIQUE: 1,00794

| | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
|----|----|----|----|----|----|----|----|----|-----|-----|-----|-----|-----|-----|-----|-----|-----|-----|-----|-----|-----|-----|-----|-----|-----|-----|-----|-----|-----|-----|-----|-----|-----|-----|-----|-----|-----|-----|-----|-----|-----|-----|-----|-----|-----|-----|-----|-----|-----|-----|-----|-----|-----|-----|-----|-----|-----|-----|-----|-----|-----|-----|-----|-----|-----|-----|-----|-----|-----|-----|-----|-----|-----|-----|-----|-----|-----|-----|-----|-----|-----|-----|-----|-----|-----|-----|-----|-----|-----|
| 1 | | | | | | | | | | | | | | | | | 2 | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
| 3 | 4 | | | | | | | | | | | 5 | 6 | 7 | 8 | 9 | 10 | 11 | 12 | 13 | 14 | 15 | 16 | 17 | 18 | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
| 19 | 20 | | | | | | | | | | | 21 | 22 | 23 | 24 | 25 | 26 | 27 | 28 | 29 | 30 | 31 | 32 | 33 | 34 | 35 | 36 | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
| 37 | 38 | 39 | 40 | 41 | 42 | 43 | 44 | 45 | 46 | 47 | 48 | 49 | 50 | 51 | 52 | 53 | 54 | 55 | 56 | 57 | 58 | 59 | 60 | 61 | 62 | 63 | 64 | 65 | 66 | 67 | 68 | 69 | 70 | 71 | 72 | 73 | 74 | 75 | 76 | 77 | 78 | 79 | 80 | 81 | 82 | 83 | 84 | 85 | 86 | 87 | 88 | 89 | 90 | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
| 91 | 92 | 93 | 94 | 95 | 96 | 97 | 98 | 99 | 100 | 101 | 102 | 103 | 104 | 105 | 106 | 107 | 108 | 109 | 110 | 111 | 112 | 113 | 114 | 115 | 116 | 117 | 118 | 119 | 120 | 121 | 122 | 123 | 124 | 125 | 126 | 127 | 128 | 129 | 130 | 131 | 132 | 133 | 134 | 135 | 136 | 137 | 138 | 139 | 140 | 141 | 142 | 143 | 144 | 145 | 146 | 147 | 148 | 149 | 150 | 151 | 152 | 153 | 154 | 155 | 156 | 157 | 158 | 159 | 160 | 161 | 162 | 163 | 164 | 165 | 166 | 167 | 168 | 169 | 170 | 171 | 172 | 173 | 174 | 175 | 176 | 177 | 178 | 179 | 180 |

Figure III.7. : Tableau périodique moderne.

III.4. Propriétés physicochimiques

III.4.1. Le potentiel d'ionisation

L'énergie de première ionisation E_{i1} d'un atome X, aussi connue sous le nom de potentiel d'ionisation, fait référence à la quantité minimale d'énergie E_i requise pour retirer un électron de cet atome dans son état gazeux. On exprime généralement cette énergie en termes d'électrons-volts (eV).

On constate que la tendance à l'ionisation fluctue de façon périodique selon la localisation des éléments dans le tableau périodique. Sur une période spécifique (ligne du tableau), on observe une montée graduelle du potentiel d'ionisation de la première colonne (éléments alcalins) jusqu'à la dernière colonne (gaz nobles). Cette hausse est due à l'accroissement de la charge nucléaire effective en fonction du numéro atomique Z : plus Z s'élève, plus l'attraction du noyau sur les électrons périphériques se renforce, ce qui complique la tâche de déloger un électron.

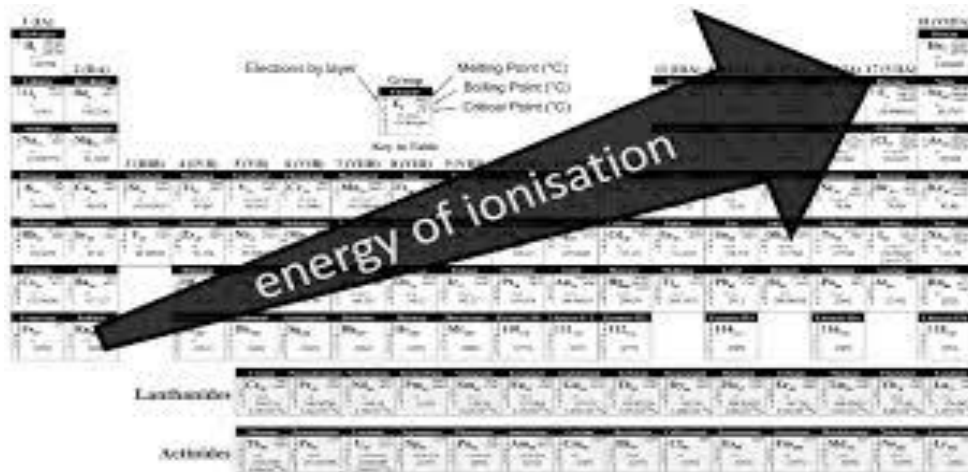


Figure III.8.: Evolution d'énergie d'ionisation dans le tableau périodique.

III.4.2.L'électroaffinité (affinité électronique)

Dans le tableau périodique, l'évolution de l'électroaffinité ne présente pas une tendance uniforme et linéaire. Pour certains éléments tels que le béryllium (Be), le magnésium (Mg) ou encore l'azote (N), l'électroaffinité est nulle, ce qui indique que ces éléments ne sont pas en mesure de capturer aisément un électron additionnel. Toutefois, au sein d'une certaine période (ligne du tableau), on observe généralement une **augmentation de l'électroaffinité** à mesure que le numéro atomique Z augmente. Cela s'explique par l'accroissement de la **charge nucléaire effective**, qui renforce l'attraction du noyau pour un électron additionnel.

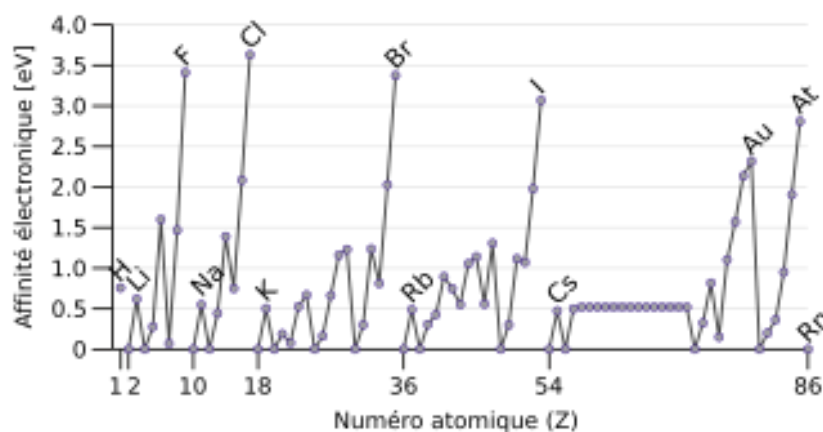


Figure III.9. : Evolution d'affinité électronique dans tableau périodique.

III.4.3.L'électronégativité

L'électronégativité est une mesure relative, dont la définition varie en fonction de l'échelle employée, similaire à une échelle de température. Cette idée, qui a été introduite par les chimistes, concerne les atomes qui ne sont pas isolés, c'est-à-dire ceux qui participent à des liaisons chimiques au sein de molécules. Elle reflète le degré variable de la capacité d'un atome à attirer les électrons d'une liaison chimique vers sa propre structure.

Il est noté que l'électronégativité s'accroît lorsque l'on se déplace de la gauche vers la droite d'une période (ligne) du tableau périodique. Cependant, cette dernière se réduit lorsqu'on passe du sommet vers la base au sein d'une même colonne (groupe). Ces fluctuations démontrent l'impact de la charge nucléaire effective et de la distance qui sépare le noyau des électrons de valence sur la force d'attraction exercée par un atome.

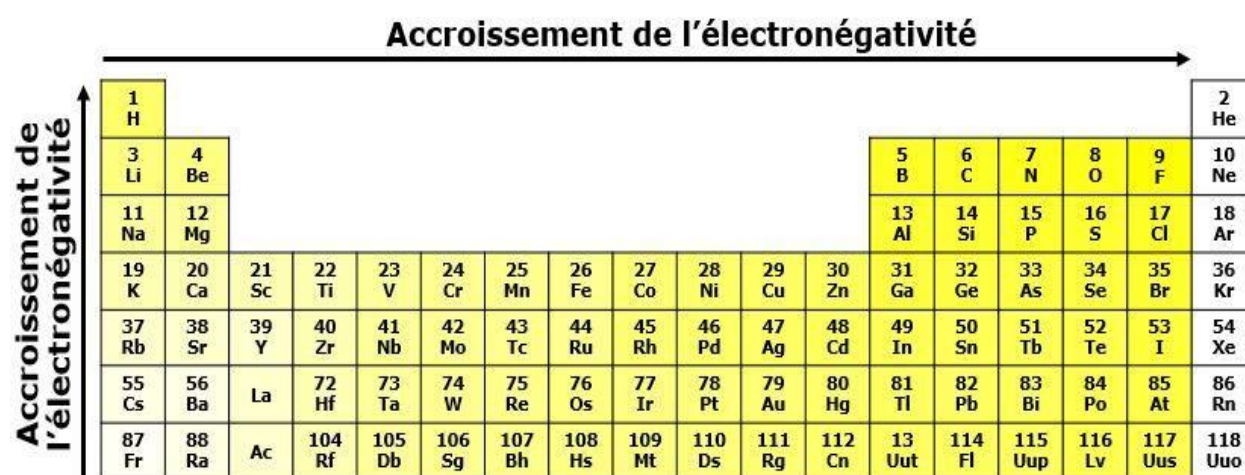


Figure III.10. : Evolution d'électronégativité dans tableau périodique.

III.4.4.Le rayon atomique

On note que le rayon atomique se réduit de façon constante lorsqu'on se déplace de la gauche vers la droite à travers une période (ligne) du tableau périodique. Cette baisse est attribuée à l'accroissement graduel de la charge nucléaire effective au cours de la période. Effectivement, l'augmentation de la charge effective amplifie l'attraction entre le noyau et les électrons, provoquant ainsi une diminution du nuage électronique et, par extension, un rétrécissement du rayon atomique.

Au sein d'une colonne (groupe) du tableau périodique, la taille de l'atome s'accroît de haut en bas. Ceci est dû à la rapidité de l'accroissement du nombre quantique principal n (ajout de nouvelles couches électroniques) comparativement à celle de la charge nucléaire effective.

Zeff. Cette divergence provoque l'expansion du nuage électronique, ce qui conduit à un rayon atomique plus large pour les éléments positionnés en bas de la colonne.

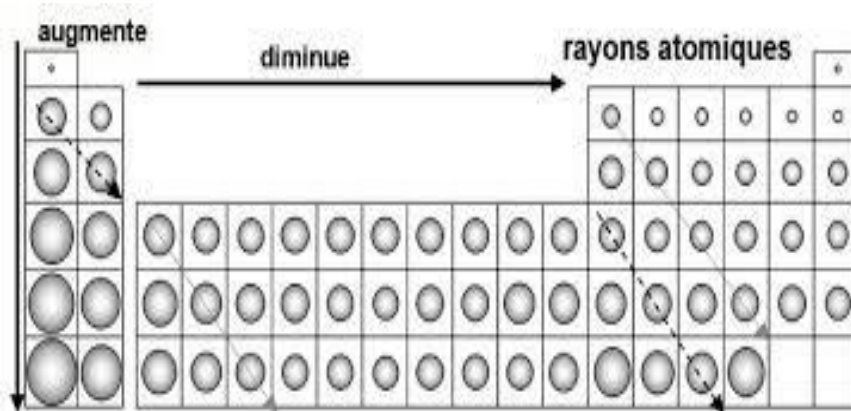


Figure III.11. : Evolution du rayon atomique dans tableau périodique.

Série d'exercices n°3

Exercice 1 :

On donne les éléments: ${}_{20}\text{Ca}$; ${}_{40}\text{Zr}$; ${}_{47}\text{Ag}$; ${}_{53}\text{I}$ et ${}_{36}\text{Kr}$

- 1-Etablir la configuration électronique de ces éléments.
- 2- Positionner les éléments dans le tableau périodique (groupe et période).
- 3-Preciser le bloc et la famille pour chaque élément.

Exercice 2 :

- 1- Déterminez le nombre d'orbitales dans les trois premiers niveaux d'énergie de l'atome d'hydrogène en vous référant aux liens entre les 03 (trois) nombres quantiques : n, l et m.
- 2- Quel est le nombre maximal d'électrons pouvant être contenus dans une couche ayant un nombre quantique n ?
- 3-Preciser la désignation ordinaire des orbitales suivantes : $\Psi_{1,0,0}$; $\Psi_{2,0,0}$; $\Psi_{2,1,0}$; $\Psi_{2,1,1}$; $\Psi_{2,1,-1}$

Exercice 3 :

- 1- Décrivez les lois et les principes qui servent à déterminer la configuration électronique d'un atome.
- 2- Identifiez le type d'orbitale atomique pour chaque paire de nombres quantiques et fournissez une illustration spatiale des orbitales s et p.
- 3- Expliquer pourquoi les orbitales atomiques 3d et 4s subissent une inversion énergétique.

Exercice 4 :

Parmi ces structures, lesquelles sont dans un état fondamental, lesquelles sont dans un état excité et lesquelles sont inexacts ?

- | | | |
|------------------------------------|--|--|
| a) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$. | b) $1s^2 2s^2 2p^7 3s^2$. | c) $1s^2 2s^2 2p^5 3s^2$. |
| a) $1s^2 2s^2 2p^6 2d^{10} 3s^2$. | e) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1 3p^6 3d^{10} 3f^6$. | f) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1 3p^6 3d^{10} 4s^2$ |

Exercice 5 :

- 1-Un atome dans son état de base a un électron sur sa couche de valence qui correspond au la sous-couche 4s.
- 2-Veuillez indiquer les propositions suivantes qui sont correctes parmi celles qui vous sont présentées.
- 3-Cet électron possède un nombre quantique secondaire l égal à 3.
- 4- Cet électron possède un nombre quantique principal de n=4.
- 5-Cet électron possède un nombre quantique de spin $s=-1/2$. Toutes les réponses sont fausses.

Chapitre IV. Les liaisons chimiques

Ce chapitre concerne les forces d'interactions qui lient les atomes entre eux pour former des molécules et des composés stables. Nous y aborderons les principaux types de liaisons chimiques (liaison ionique, liaison covalente et liaison métallique) et les mécanismes qui régissent leur formation.

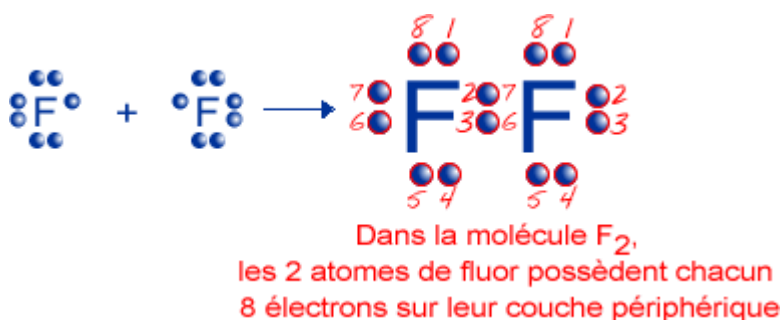
Les applications de l'étude des liaisons chimiques sont fondamentales. Elles nous permettent d'expliquer et de prédire les propriétés macroscopiques de la matière (telles que la dureté, la solubilité, les points de fusion et d'ébullition, ou la conductivité électrique et thermique) à partir de sa structure microscopique. Cette compréhension est cruciale dans des domaines comme la synthèse de nouveaux matériaux, la pharmacologie et la biologie moléculaire.

Chapitre IV. Les liaisons chimiques

IV.1.Introduction

L'interaction entre deux atomes, qui donne naissance à des molécules, est ce que l'on appelle une liaison chimique. Cette liaison est généralement établie par le partage de deux électrons situés dans la couche externe des atomes, aussi appelée couche de valence. Elle peut aussi être le fruit d'interactions électrostatiques. Les liaisons chimiques peuvent être divisées en différentes catégories : d'un côté, les liaisons interatomiques fortes qui englobent les liaisons covalentes (qu'elles soient polaires ou apolaires), ioniques et métalliques ; de l'autre, les liaisons intermoléculaires faibles telles que les forces de VAN DER WAALS ainsi que la liaison hydrogène.

IV-1-1-Règle des octets (de l'octet) (octet c'est 8): C'est une simple règle en chimie qui affirme que les atomes possédant un numéro atomique $Z \geq 4$ ont tendance à se combiner pour atteindre huit (08) électrons sur la couche de valence, leur conférant ainsi une structure électronique similaire à celle d'un gaz noble. Principe empirique stipulant qu'une molécule doit entourer chaque atome de 8 électrons (selon LEWIS). On trouve souvent que cette règle est enfreinte. En règle générale, les atomes ont pour tendance d'adopter la structure des électrons du gaz noble le plus proche en gagnant ou en perdant des électrons.



*Il est important de noter qu'il y a des dérogations à la règle **des octets**.*

Note : La règle du duet s'applique à la couche électronique externe des atomes. Elle s'applique uniquement aux premiers éléments de la classification périodique, comme l'hydrogène, l'hélium et le lithium.

IV.2. Liaisons fortes et liaisons faibles

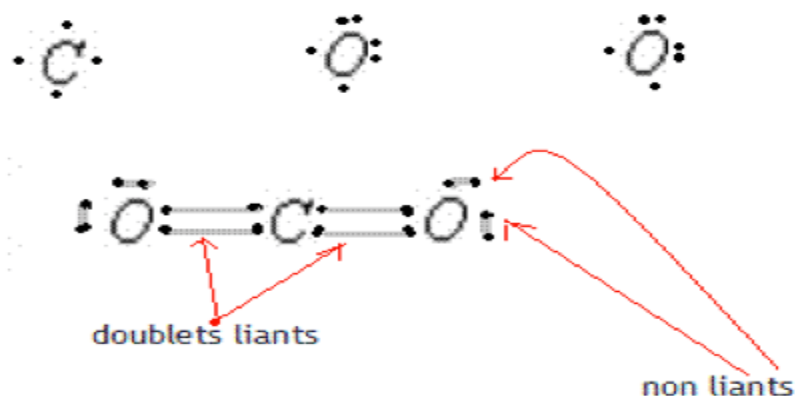
IV.1.1. Liaisons fortes

Au sein d'une molécule, les atomes sont unis par des liaisons intramoléculaires solides (liaison covalente, liaison ionique, liaison métallique).

a. Liaison covalente (Modèle de Lewis)

La représentation de Lewis sert à déterminer la position des électrons en dessus ou entre les atomes d'une molécule. On ne prend en compte que les électrons de valence. Cela nous donne une certaine perspective de la structure électronique à travers ses paires libres, ses paires liantes, ses carences et ses potentiels électrons non appariés (Concernant les radicaux).

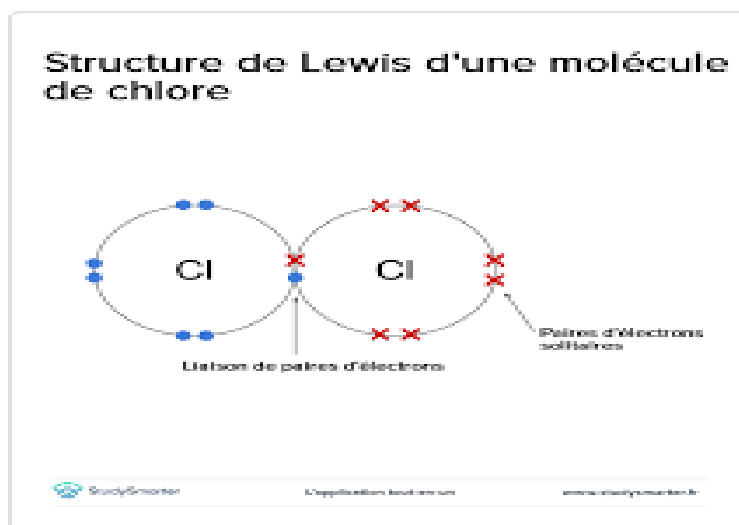
Dans cette illustration, les points symbolisent les électrons célibataires, tandis que les traits (ou plus rarement deux points) représentent les paires d'électrons. Ces caractéristiques peuvent être localisées soit sur un atome, signalant un doublet libre (ou non liant), soit entre deux (02) atomes, symbolisant un doublet liant et établissant de ce fait une liaison covalente.



Habituellement, la liaison covalente se caractérise par le partage équilibré d'une paire (2) d'électrons, ce qui est désigné comme un doublet liant. L'électron est délocalisé entre les deux atomes, chacun d'eux apportant un électron. On appelle « liaison double » et « liaison triple » le partage de deux 02 ou trois 03 couples d'électrons, respectivement.

Exemple :

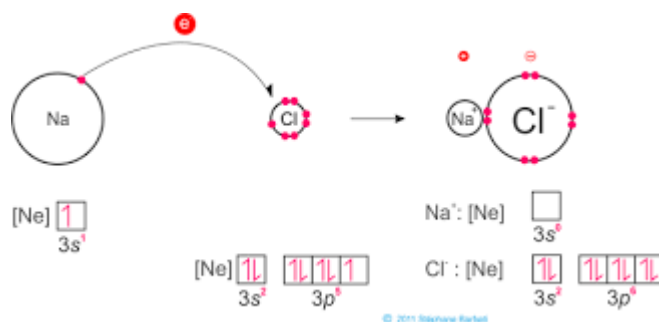
H—H représente une molécule de dihydrogène, tandis que Cl—Cl correspond à une molécule de dichlore.



b. Liaison ionique

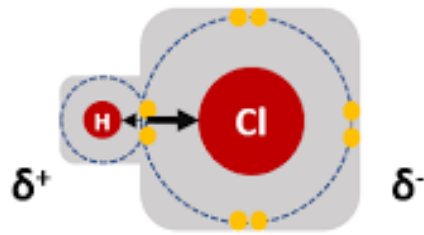
Une liaison chimique dite ionique (également appelée liaison électro-valente) se crée généralement entre une paire d'atomes présentant un écart significatif en termes d'électronégativité (conventionnellement, supérieur à 1,7), distinctivement entre un non-métal et un métal. Le métal cède un ou beaucoup d'électrons afin de créer un ion à charge positive (c.-à-d. cation). Ces électrons sont captés par le non-métal, créant ainsi un ion chargé négativement (anion).

Exemple : Molécule de Na^+Cl^-



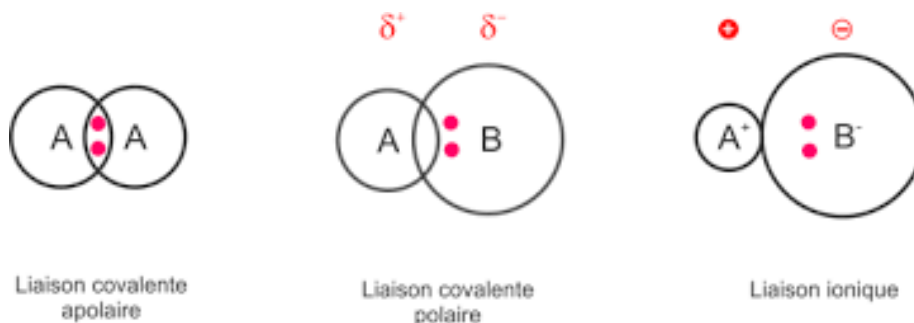
1.1.1. Liaison covalente polaire

La liaison covalente polaire est intrinsèquement une forme intermédiaire de liaison entre la liaison ionique et la liaison covalente. D'après les théories récentes, on postule que toutes les connexions sont de cette nature.



Liaison covalente polaire

Les électrons **ne** sont **pas** partagés équitablement entre les deux atomes



© 2011 Stéphane Barbati

c. Liaisons covalentes datives ou de coordination

C'est d'une liaison covalente où le doublet d'électrons commun est fourni par un seul atome. L'atome qui fournit le doublet est qualifié de donneur, tandis que l'autre est connu sous le nom d'accepteur.

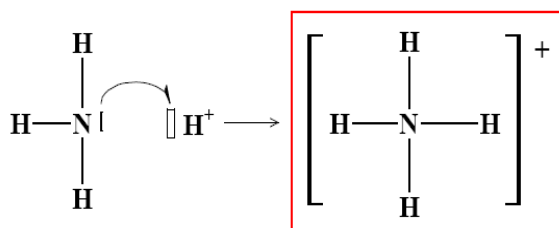
La représentation de la liaison dative se fait par Une flèche orientée du fournisseur vers le récepteur.

Après formation, cette liaison est équivalente aux autres types de liaisons covalentes.



- **Atome donneur** : fournit un doublet dans sa couche externe.
 - **Atome receveur** : reçoit un doublet dans une case libre de sa couche extérieure : A
- Les liaisons datives, aussi connues sous le nom de liaisons « semi-polaires », sont couramment observées en chimie de coordination : elles se manifestent dans la création de complexes métalliques, y compris les associations entre métaux et macromolécules.

Exemple :



d. La liaison covalente polarisée

Bien que la différence d'électronégativité soit assez faible, l'un des atomes attirera davantage la paire d'électrons partagée, ce qui donnera lieu à des charges formelles. (δ^-) en dessus l'atome le plus électronégatif et charge partiellement positive (δ^+).

On parle d'une liaison polarisée lorsqu'une liaison covalente se forme entre deux atomes ayant une électronégativité différente. Le doublet partagé est transféré vers l'atome le plus électronégatif qui portera alors une charge partielle négative (δ^-). L'autre atome portera une charge de (δ^+). On observe donc un dipôle dont le moment est :

$$\mu = \delta \cdot d \quad \vec{\mu} \text{ , où : } d = \text{distance entre les noyaux (longueur de la liaison)}$$

$$\delta = \text{charge partielle, } (\delta < e)$$

L'unité du moment est le Debaye (D), tq : $1 \text{ D} = 0.33 \cdot 10^{-29} \text{ C} \cdot \text{m}$

A noter que :

1) le vecteur $\vec{\mu}$ va orienter du pôle (δ^-) vers le pôle (δ^+)

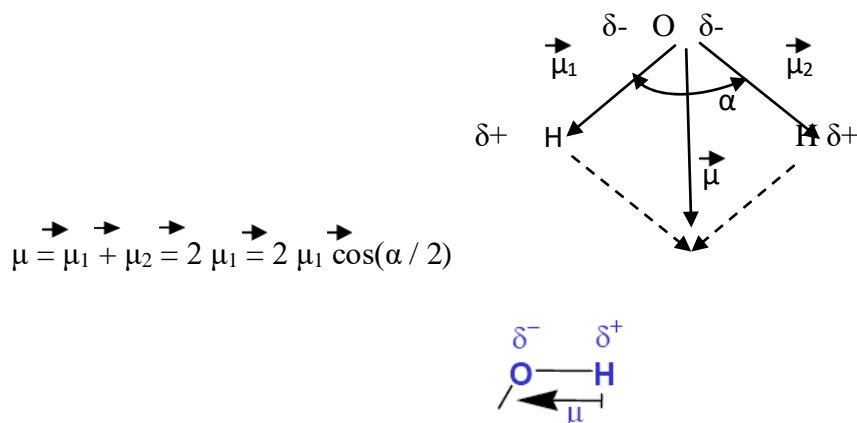
Exemple : HCl

L'électronégativité de H est < L'électronégativité de Cl donc, on aura : $\text{H}^{\delta^+} \longleftarrow \text{Cl}^{\delta^-}$

2) Plus l'électronégativité d'un atome est élevée, plus la liaison chimique dans laquelle il est engagé est polarisée. Cela signifie que les électrons de la liaison sont davantage attirés vers l'atome le plus électronégatif, créant une répartition asymétrique de la charge.

3) On évoque également la notion de moment dipolaire, qui quantifie la polarité d'une liaison ou d'une molécule. Le moment dipolaire dépend de la différence d'électronégativité entre les atomes et de la distance qui les sépare.

Exemple: la molécule d'eau



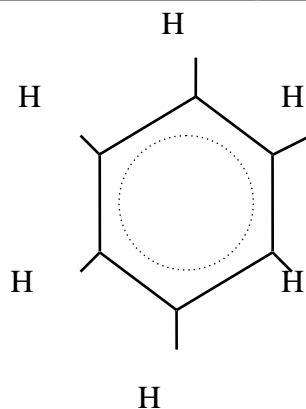
e. Les liaisons délocalisées

Dans les molécules que nous avons précédemment étudiées, les liaisons étaient situées entre deux atomes. Toutefois, on peut trouver un grand nombre de molécules comportant des liaisons susceptibles d'être délocalisées.

f. Molécules conjuguées

Pour les cycles, tel que le cycle du benzène (C_6H_6), la liaison C-C ne se classe ni comme une liaison simple ni comme une liaison double. Elle ne se trouve pas précisément à égale distance entre les deux, mais elle en est assez proche, tout comme

| | liaison simple C—C | liaison dans le benzène C—C | liaison double C=C |
|-------------------------------|-----------------------|--------------------------------|-----------------------|
| longueur de la liaison (Å) | 1,54 | 1,40 | 1,34 |

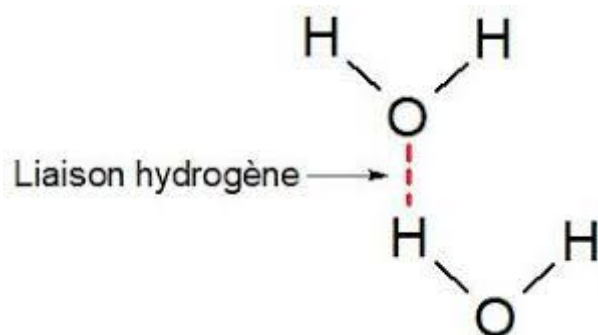


Ces 03 doubles liaisons délocalisées on les appelle, aussi, liaisons conjuguées.

Liaisons intermoléculaires

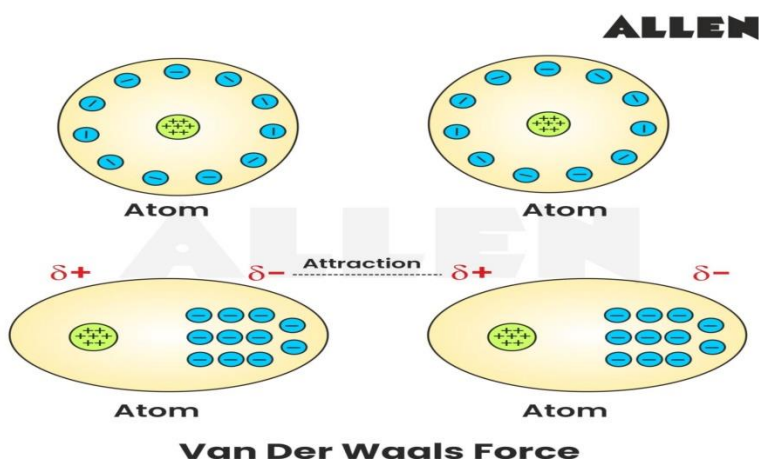
1. Liaison hydrogène

Le pont hydrogène, également appelé liaison hydrogène, est une connexion de faible intensité qui unit les molécules. Elle concerne un atome d'hydrogène et un atome qui possède une électronégativité élevée (comme l'oxygène, par exemple).



2. Liaisons de VAN DER WAALS

L'interaction de VAN DER WAALS est une interaction de faible puissance entre atomes, molécules, ou entre une molécule et un cristal. Elle est attribuée aux interactions qui se produisent entre les moments dipolaires électriques des deux atomes concernés. Il n'y a aucun partage d'électrons entre les deux atomes.



IV.3.Représentation de la liaison chimique

IV.3.1.Orbitales moléculaires σ et π (O. M σ et π)

O. M σ : Elle résulte du recouvrement axial de deux orbitales atomiques.

a- (O. A) : s-s ou s-p ou p-p. Elle présente la symétrie cylindrique.

Exemple:

1- H₂ : 1 O.A s + 1 O.A s



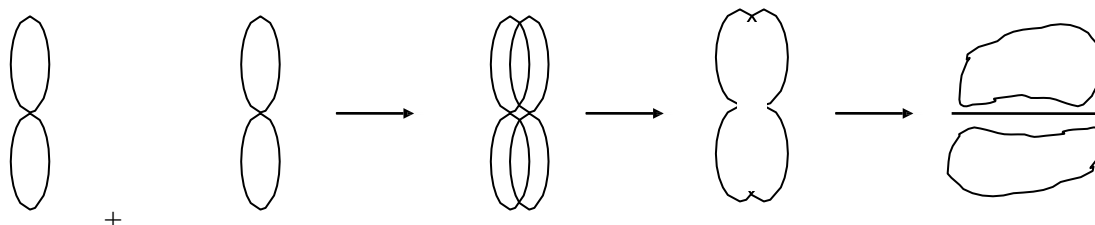
2- HCl : 1 O.A s + 1 O.A p



3- Cl₂ : 1 O.A p + 1 O.A p



b- **O. M π** : elle résulte du recouvrement latéral de 02 (O. A) de type p.



Remarque : La liaison σ est plus forte que la liaison π .

Construction d'un diagramme d'orbitales moléculaires :

Le nombre d'orbitales moléculaires (OM) formées correspond exactement au nombre d'orbitales atomiques (OA) impliquées dans leur création. Seules les orbitales de valence des atomes sont prises en compte dans ce processus.

Plus un atome est électronégatif, plus l'énergie de ses orbitales atomiques de valence est faible.

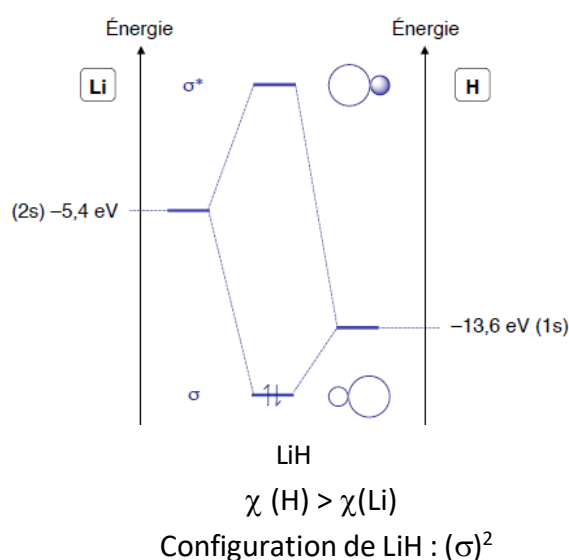
Règle 1 : Les orbitales atomiques qui se combinent doivent avoir des symétries

compatibles pour permettre un recouvrement significatif.

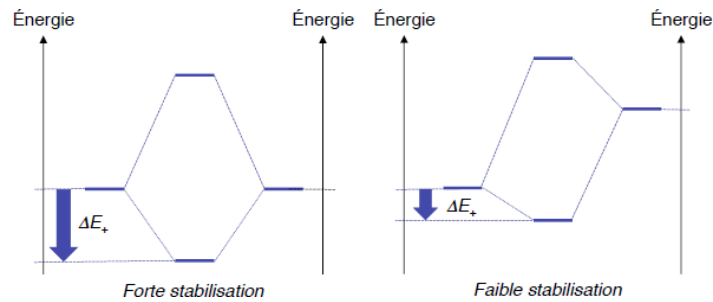
Règle 2 : L'interaction entre orbitales atomiques est d'autant plus efficace que leurs énergies sont proches. Si la différence d'énergie entre deux orbitales dépasse 12 eV, leur interaction est considérée comme insignifiante et n'est pas considérée

Les hydrures :

L'exemple le plus simple est celui de l'hydrures de lithium (LiH). Ici, l'orbitale atomique (OA) 2s du lithium (Li) se combine avec l'orbitale atomique (OA) 1s de l'hydrogène (H) pour former des orbitales moléculaires (OM). ${}_3\text{Li } 1s^2 2s^1 \quad {}_1\text{H } 1s^1$



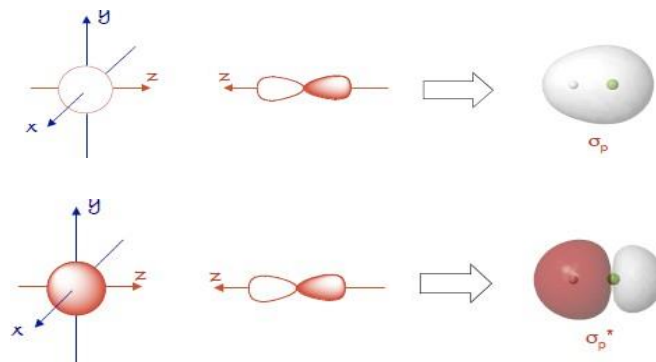
Donc, l'orbitale moléculaire qui crée une liaison σ est plus concentrée autour de l'élément ayant la plus grande électronégativité (dans ce cas, il s'agit de l'atome d'hydrogène). Toutefois, l'orbitale moléculaire anti-liante σ^* est plus marquée autour de l'élément possédant la plus faible électronégativité (dans cette situation, le lithium). L'effet de stabilisation est d'autant plus prononcé (avec un $\Delta E+$ plus négatif) et la connexion plus forte lorsque la différence d'énergie entre les deux (02) orbitales atomiques est faible.



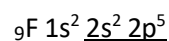
Diatomiques AB à n OM :

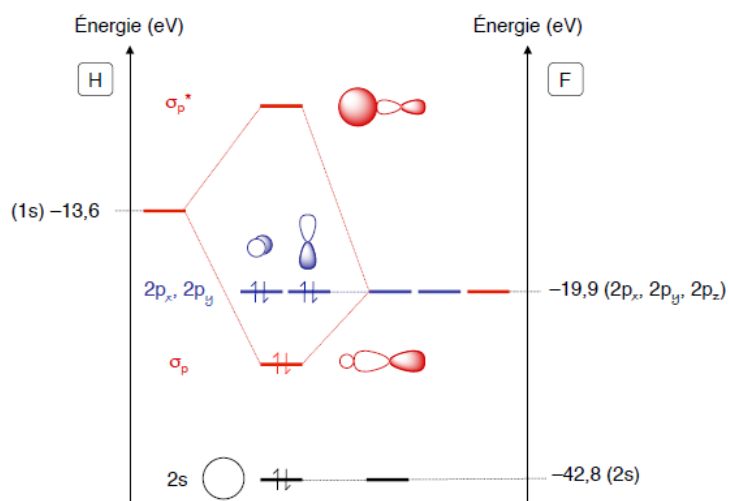
Cas de HF :

L'orbitale atomique (OA) 1s de l'hydrogène a été jointe avec les orbitales 2s et 2p du fluor. Au total, il y a 5 orbitales atomiques, ce qui autorise de former 5 orbitales moléculaires (OM). L'OA 2s du fluor a une énergie de -42,8 eV, tandis que l'OA 1s de l'hydrogène est à -13,6 eV. La différence d'énergie entre ces deux niveaux étant supérieure à 12 eV, L'OA 2s du fluor ne se lie pas et reste constante dans la molécule. On la qualifie de non contraignant. Cependant, l'orbitale atomique 1s de l'hydrogène et l'orbitale atomique 2pz du fluor (où l'axe z représente l'axe moléculaire) se combinent pour créer les orbitales moléculaires σ_p et σ_p^* .

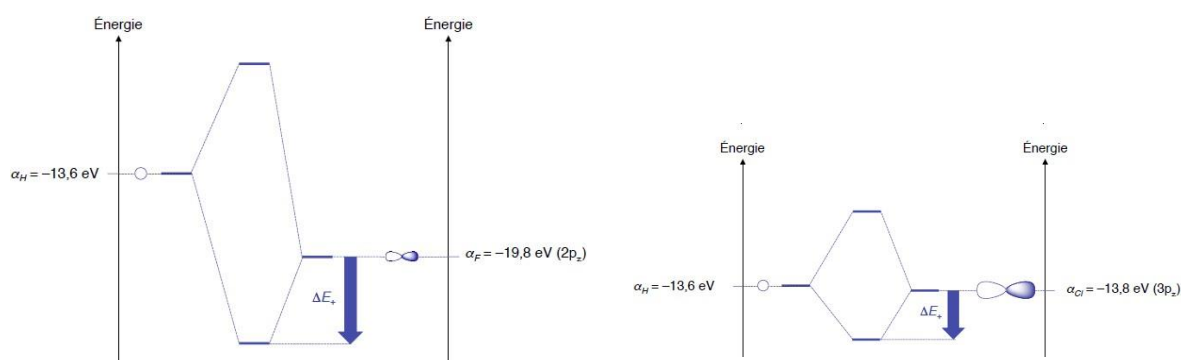
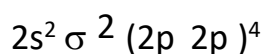


Dans la molécule, les orbitales atomiques 2px et 2py ne fusionnent pas et conservent leur état original. On les qualifie donc de non contraignants.





La configuration électronique dans l'état de base se décrit comme suit :



Lorsque le chevauchement concerne des orbitales atomiques de volumes similaires, l'importance de la stabilisation s'accroît ($\Delta E+$ devient plus négatif), indiquant ainsi que la liaison est d'autant plus forte (D° élevé).

IV.4.L'hybridation des orbitales atomiques

Expérimentalement, on constate que les quatre liaisons dans le méthane (CH_4) sont équivalentes et dirigées vers les quatre sommets d'un tétraèdre. Cela ne correspond pas à la configuration attendue des orbitales 2s et trois orbitales 2p du carbone, car on s'attendrait à avoir une liaison distincte associée à l'orbitale 2s parmi les quatre. De plus, il serait préférable d'avoir des orbitales orientées vers les sommets d'un tétraèdre plutôt que le long des axes x, y et z. Pour expliquer la géométrie tétraédrique autour du carbone, on utilise le concept

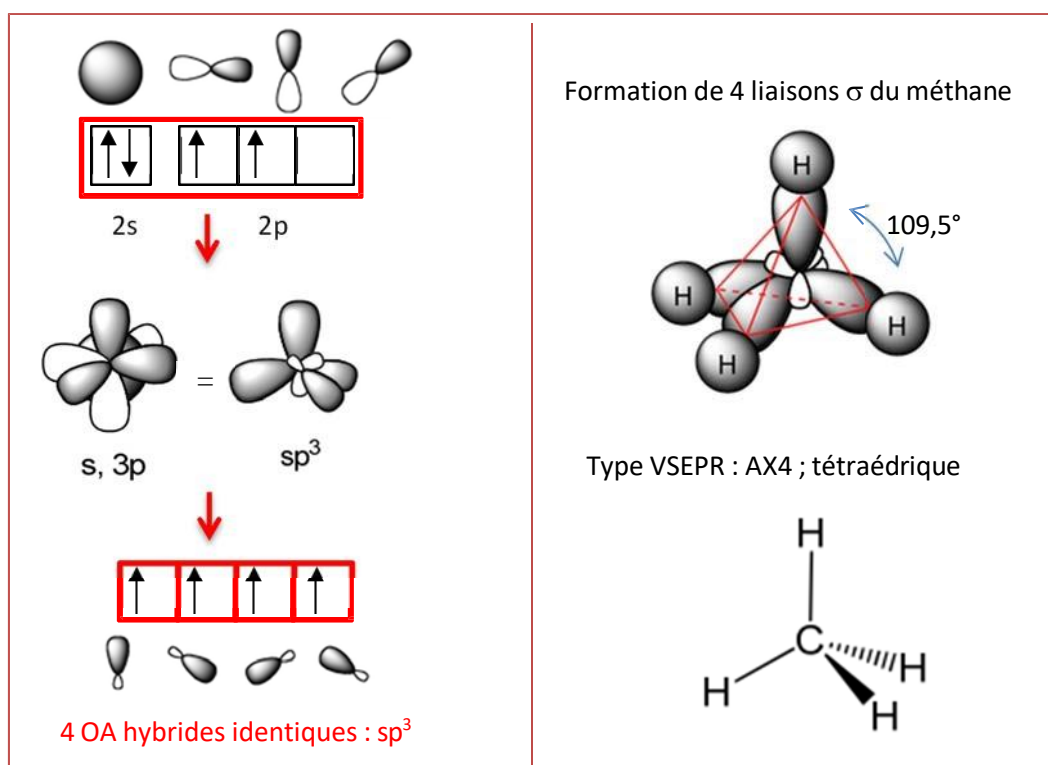
d'hybridation. L'hybridation fait référence à la fusion des orbitales atomiques d'un atome pour créer un nouveau groupe d'orbitales, connu sous le nom d'orbitales hybrides.

IV.4.1. Hybridation sp^3

Elle découle de l'association linéaire d'une orbitale s et de trois orbitales p appartenant à un même atome. Ce modèle permet de décrire des molécules de géométrie tétraédrique comme CH_4 , pyramidale avec une 01 paire libre comme NH_3 , ou angulaire avec deux 02 paires libres comme H_2O .

Exemple :

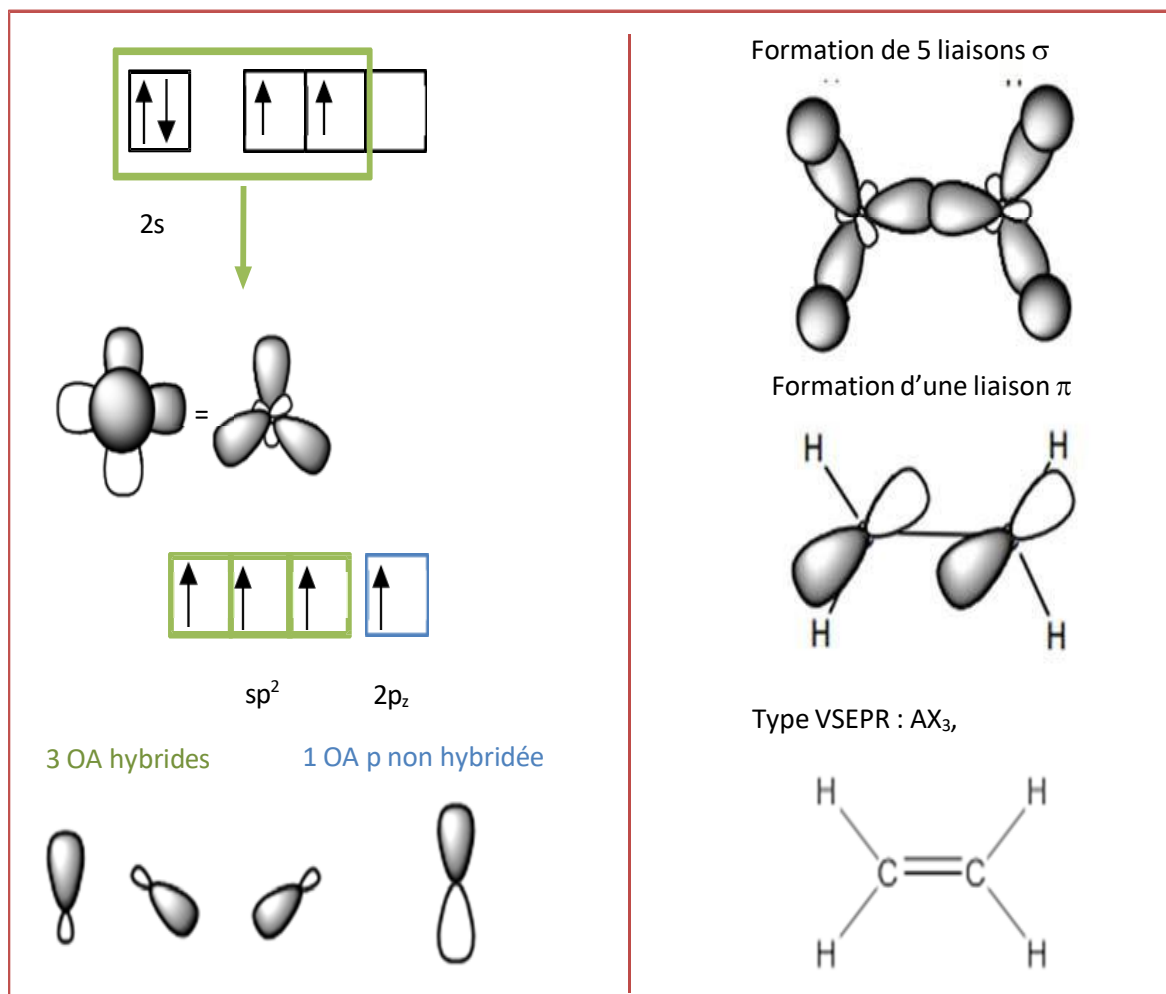
CH_4 ; C $1s^2 2s^2 2p^2$ ———



IV.4.2. Hybridation sp^2

Elle découle de la superposition linéaire d'une orbitale s et de deux orbitales p appartenant au même atome. Ce modèle permet de décrire une molécule de géométrie trigonale comme BH_3 . L'orbitale p restante, non impliquée dans cette hybridation, demeure inchangée et participera ultérieurement à l'élaboration de la liaison π dans une molécule comme l'éthylène.

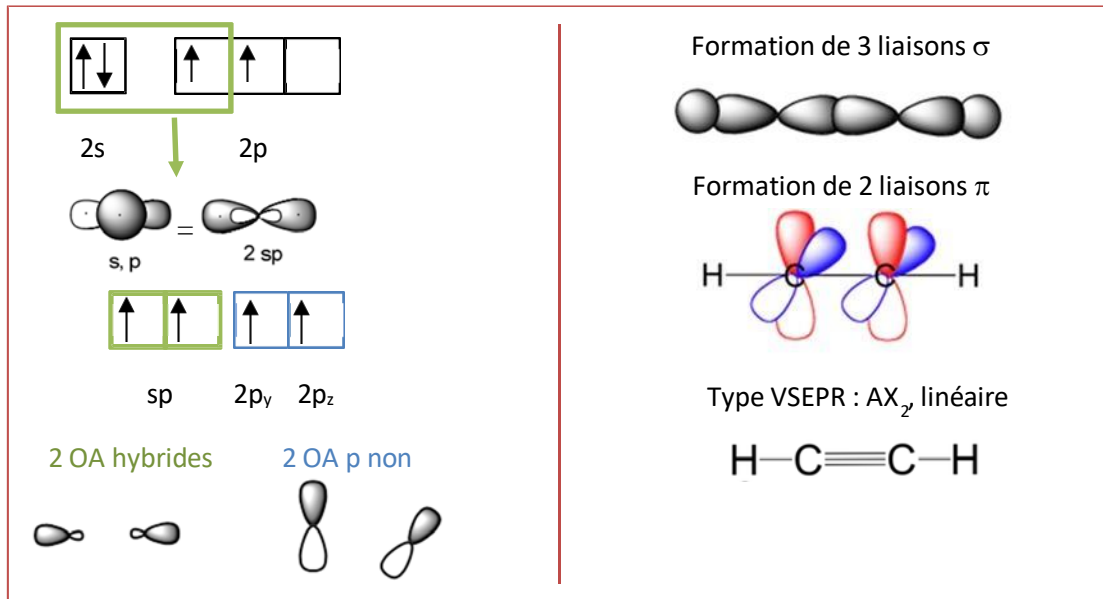
Exemple : C_2H_4



IV.4.3. Hybridation Sp

Elle provient de l'association linéaire d'une 01 orbitale s avec une 01 orbitale p d'un même atome. Ce modèle permet de décrire une molécule de géométrie linéaire comme BeH_2 . Les deux autres orbitales p, non impliquées dans cette hybridation, restent inchangées et interviendront, par exemple, dans la formation des deux liaisons π de l'acétylène.

Exemple : C₂H₂.



IV.4.4. Hybridation des orbitales d

(dans les molécules ou ions complexes).

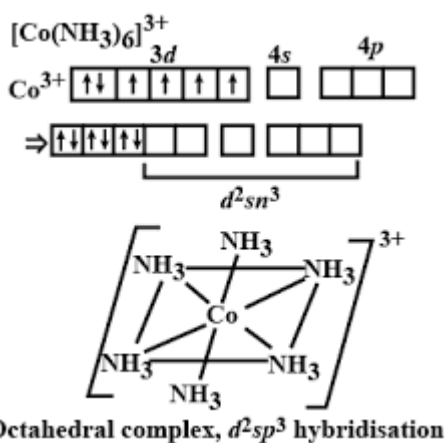
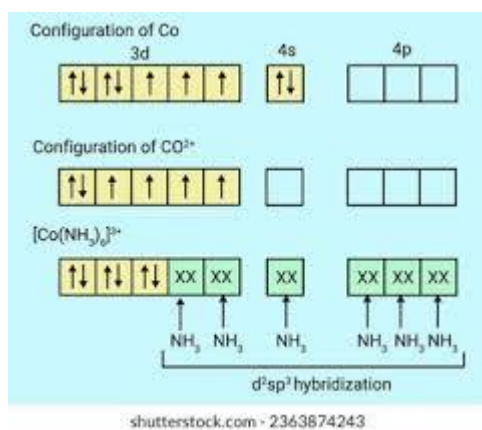
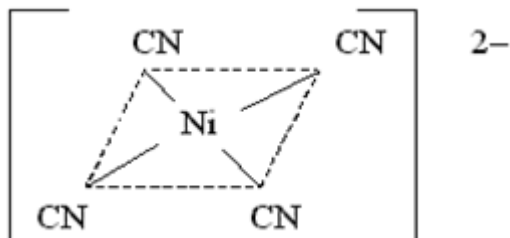
Ce tableau, indique les principales hybridations des orbitales d

Tableau IV.1. : Hybridation des orbitales d.

| Indice de coordination | Hybridation | Géométrie du complexe | Exemples |
|------------------------|--------------------------------|-------------------------|---|
| 4 | dSP ² | Carré | [PtCl ₄] ²⁻ |
| 6 | d ² SP ³ | Octaèdre | [Fe(CN) ₆] ⁴⁻ |
| 5 | SP ³ d | Bipyramide Triangulaire | PCl ₅ |
| 7 | SP ³ d ³ | Bipyramide Pentagonale | IF ₇ |
| 8 | d ⁴ SP ³ | Dodécaèdre | [Zr(C ₂ O ₄) ₄] ⁴⁻ (C ₂ O ₄ ²⁻) |
| 9 | d ⁵ SP ³ | Prisme trigonale | ReH ₉ ⁺ |

IV.4.4.1. Hybridation dSP^2

Exemple:



IV.5. Géométrie des édifices covalents (Règles de Gillespie, VSEPR)

Ce modèle n'est pas une nouvelle théorie de la liaison, mais une méthode de raisonnement simple et efficace pour prédire de manière qualitative la géométrie des petites molécules covalentes. Il repose sur le principe de répulsion des paires d'électrons dans la couche de valence.

Modèle VSEPR

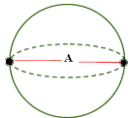
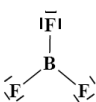
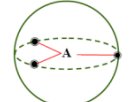
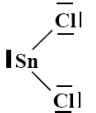
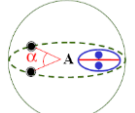
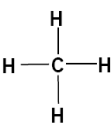
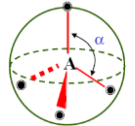
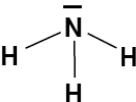
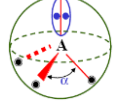
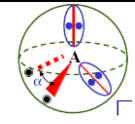
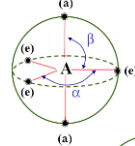
(Valence Shell Electron Pair Repulsion)

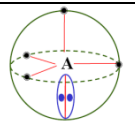
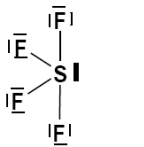
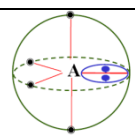
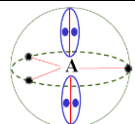
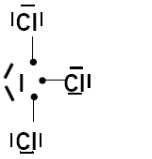
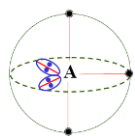
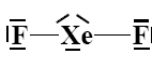
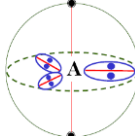

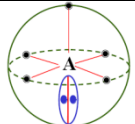
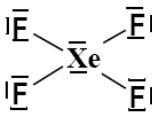
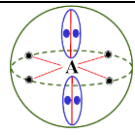
- **A** : Atome central
- **m** : Nombre d'atomes **X** liés à **A**
- **E** : Doublet libre autour de **A**
- **n** : le nombre des doublets non liants autour de **A**
- **X** : Atome lié à **A**

Tous les paires (liantes et non liantes) de la couche de valence de l'élément central **A** se distribuent sur la surface d'une sphère centrée autour du noyau, afin de réduire leurs répulsions réciproques.

2. Les paires d'électrons se disposent de manière à minimiser les répulsions d'électrons, c'est-à-dire qu'ils s'éloignent au maximum les uns des autres.

Tableau IV.2.: Géométrie des molécules par la théorie de VSERP.

| | | Géométrie de base | type | m+n |
|---|---|--|-------------------------|-----|
| $\text{O}=\text{C}=\text{O}$ |  | linéaire $\alpha = 180^\circ$ | AX_2 | 2 |
|  |  | triangulaire plane $\alpha = 120^\circ$ | AX_3 | 3 |
|  |  | Molécule coudée ou angulaire | AX_2E | |
|  |  | Tétraédrique, $\alpha = 109^\circ 28'$ | AX_4 | 4 |
|  |  | Pyramide trigonale, $\alpha = 107^\circ$ | AX_3E | |
| |  | Molécule coudée en forme de V ou angulaire, $\alpha \ll 109^\circ 28'$ | AX_2E_2 | |
| PF_5 |  | Bipyramide trigonale $\alpha = 120^\circ$ $\beta = 90^\circ$ | AX_5 | |

| | | | | |
|---|---|--|--------------------------------|---|
| SF ₄ |  | Bipyramide trigonale $\alpha = 120^\circ$ $\beta = 90^\circ$ | | 5 |
|  |  | Bipyramide trigonale $\alpha = 120^\circ$ $\beta = 90^\circ$ | | |
| ICl ₃ |  | Bipyramide trigonale $\alpha = 120^\circ$ $\beta = 90^\circ$ | | |
|  |  | Bipyramide trigonale $\alpha = 120^\circ$ $\beta = 90^\circ$ | | |
|  |  | Linéaire | AX ₂ E ₃ | |
| SF ₆ |  | octaédrique | AX ₆ | 6 |
| BrF ₅ |  | Pyramide à base carrée | AX ₅ E | |
|  |  | Molécule plane carrée | AX ₄ E ₂ | |

Série d'exercices n°3

Exercice 1 :

Donner les schémas de Lewis des composés suivants : CO_2 ; HClO_3 ; HClO_4 ; POCl_3 ; SO_2 ; N_2H_2 ; CO_3^{2-} . On donne : ${}_1\text{H}$, ${}_6\text{C}$, ${}_7\text{N}$, ${}_8\text{O}$, ${}_9\text{F}$, ${}_{15}\text{P}$, ${}_{16}\text{S}$, ${}_{17}\text{Cl}$.

Exercice 2 :

- Étant donné que la polarité des liaisons est associée à la différence d'électronégativité entre les atomes connectés. Voici les électronégativités des éléments cités

en (eV) : $\text{H}=2,1$; $\text{Li}=0,98$; $\text{O}=3,16$; $\text{Cl}=3,16$; $\text{S}=2,6$; $\text{P}=2,2$; $\text{F}=4,0$.

Classer les liaisons suivantes selon l'ordre croissant de polarité : $\text{O}-\text{H}$, $\text{H}-\text{Li}$, $\text{H}-\text{F}$, $\text{P}-\text{Cl}$, $\text{S}-\text{H}$.

Exercice 3 :

-Quelles sont les propositions qui s'appliquent à la structure suivante : $[\text{Ru}(\text{NH}_3)_6]^{+2}$ Étant donné que le complexe présente une nature diamagnétique.

- 1-Le complexe porte une charge de +2 pour l'ion.
- 2- Les liaisons entre ${}_{44}\text{Ru}$ et NH_3 sont de nature covalente.
- 3- La hybridation de l'ion central est de type sp^3 .
- 4- Le complexe a une structure tétraédrique.

La forme du complexe est celle d'un octaèdre.

Ru ($Z=44$)

Exercice 4 :

Dans les paires de molécules (A, B) suivantes : (NH_3 , H_2O) ; (NH_3 , CH_4) ; (NH_3 , HF) ; (NH_3 , CF_4).

1- Quels éléments montrent des interactions de type liaison hydrogène entre la molécule A et la molécule B ?

Illustrer une liaison hydrogène entre une molécule A et une molécule B.

Partie 2: Chimie organique

La chimie organique traite principalement de l'étude des composés contenant l'élément carbone, ainsi que leurs propriétés, structures, réactions et applications.

Elle explore la manière dont les atomes de carbone forment des liaisons covalentes pour créer une immense diversité de molécules, des simples chaînes hydrocarbonées aux structures complexes comme les protéines et les acides nucléiques.

Les applications de la chimie organique sont omniprésentes dans la vie quotidienne et l'industrie. Elles incluent la synthèse de médicaments, la production de plastiques, les arômes alimentaires, les carburants, les colorants, les matériaux polymères et bien d'autres domaines essentiels à la technologie et à la santé.

Chapitre I. Composés organiques, formules, fonctions, Nomenclature

Ce chapitre constitue le fondement de la chimie organique. Il a pour objectif de définir et de caractériser les **composés organiques**, qui sont les molécules basées sur le squelette carboné. Nous aborderons les différents modes de **représentation des formules** (brute, semi-développée, développée), essentielles pour visualiser l'agencement des atomes au sein de la molécule.

Nous étudierons ensuite le concept central de **fonction chimique**, qui permet de classer les composés organiques en familles selon le groupe d'atomes caractéristique qu'ils portent (alcool, aldéhyde, acide carboxylique, etc.). Enfin, une part importante sera consacrée aux règles de **nomenclature systématique (IUPAC)**, qui fournissent un langage universel et précis pour nommer sans ambiguïté n'importe quel composé organique à partir de sa structure.

À l'issue de ce chapitre, l'étudiant sera capable de reconnaître les principales fonctions organiques, de traduire une formule chimique en un nom et inversement, et de poser les bases nécessaires à l'étude de leur réactivité.

Chapitre I. Composés organiques, formules, fonctions, Nomenclature

I.1.Introduction

La chimie organique est le domaine de la chimie qui s'intéresse aux composés principalement faits d'atomes de carbone. Ces molécules peuvent aussi renfermer d'autres atomes, nommés hétéroatomes, comme l'oxygène (O), l'azote (N) ou les halogènes (Cl). De plus, il est possible que certains métaux soient également présents dans les molécules organiques.

Les composés organiques sont des substances chimiques principalement constituées de carbone, souvent en combinaison avec d'autres éléments tels que l'hydrogène, l'oxygène, l'azote, le soufre et le phosphore. Ils jouent un rôle fondamental dans la chimie, la biologie et l'industrie.

Les formules chimiques, qui représentent la composition des composés, incluent la formule brute, la formule développée et la formule semi-développée.

Les composés organiques sont classés selon leur fonction chimique, comme ; acides carboxyliques, alcools, esters, cétones et aldéhydes.

La nomenclature organique, régie par l'IUPAC, implique d'identifier la chaîne carbonée principale, de numéroter celle-ci pour minimiser la numérotation des substituants, de nommer ces substituants et d'assembler le nom final selon un ordre spécifique.

La chimie organique est un domaine vaste et essentiel, avec des implications dans divers secteurs tels que la médecine, l'agriculture et la science des matériaux. Comprendre la structure, les fonctions et la nomenclature des composés organiques est fondamental pour explorer leurs applications pratiques.

I.1.1.Composés organiques

La chimie organique se concentre sur les composés, qu'ils soient naturels ou synthétiques, qui contiennent des atomes de carbone. Cependant, elle exclut certains composés inorganiques comme le monoxyde de carbone (CO), le dioxyde de carbone (CO₂), les carbonates (par exemple, Na₂CO₃, NaHCO₃), les cyanures (KCN, NaCN), le disulfure (CS₂) et les carbures (tels que CaC₂).

Ces composés organiques comprennent également d'autres éléments, notamment l'hydrogène, ce qui donne lieu à des hydrocarbures (constitués uniquement de carbone et d'hydrogène), ainsi que des hétéroatomes tels que l'oxygène, l'azote, le phosphore, le soufre, les halogènes et certains métaux. L'agencement des atomes de carbone forme le squelette carboné de la molécule. La chimie organique couvre donc une vaste gamme de domaines, y compris les protéines, les sucres, les lipides, le pétrole, les plastiques et les composés organométalliques.

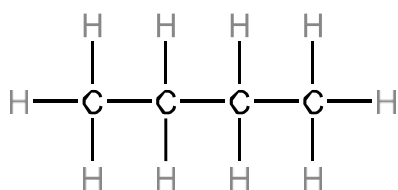
I.1.2. Formules

En chimie organique, il existe quatre principales manières de représenter les formules des composés :

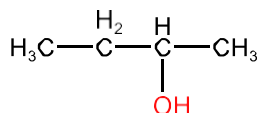
Formule brute: Cette notation indique la composition d'un composé en précisant le nombre d'atomes de chaque élément présent, sans donner d'informations sur la structure. Par exemple, pour le propane, la formule brute est C_3H_8 .

Exemple : La formule brute : $C_2H_4O_2$ (elle contient : 2 C, 4 H, 2 O, nI = 1).

Formule développée plane : Cette représentation montre tous les atomes et les liaisons entre eux de manière détaillée. Elle permet de visualiser la structure de la molécule dans un plan, mais peut devenir complexe pour les grandes molécules.



Formule semi-développée: Cette forme est une simplification de la formule développée. Elle met en évidence les groupes fonctionnels tout en omettant certaines liaisons pour rendre la structure plus claire. Par exemple, le propane peut être écrit comme $CH_3-CH_2-CH_3$.



Formule simplifiée: Cette notation utilise des symboles et des abréviations pour représenter les atomes et les liaisons. Elle est souvent utilisée pour les molécules complexes afin de faciliter leur lecture. Par exemple, la formule simplifiée du propane peut être écrite comme C_3H_8 , en omettant les détails de la structure.

Ces différentes représentations sont essentielles pour communiquer des informations sur la structure et la composition des composés organiques, chacune ayant ses propres avantages selon le contexte d'utilisation.

Une première simplification consiste en l'utilisation des **formules semi-développées**, en éliminant les liaisons C-H, O-H et N-H

Formule topologique: Lorsque la taille d'une molécule augmente, la formule semi-développée peut devenir encombrante et difficile à lire. Pour pallier ce problème, on utilise une représentation simplifiée et claire, appelée formule simplifiée ou représentation topologique.

Dans cette approche, seul le squelette carboné est considéré, sans dessiner les atomes de

carbone ni les hydrogènes qui leur sont attachés. En revanche, les hétéroatomes (comme l'azote, l'oxygène et le soufre), ainsi que les hydrogènes liés à ces hétéroatomes et les halogènes (fluor, chlore, brome, iode) sont représentés. Chaque extrémité et intersection du squelette carboné correspond à un atome de carbone.

Cette méthode de représentation respecte également les angles de valence. À noter qu'un atome de carbone lié à un hétéroatome est représenté dans ces schémas.

Exemple :

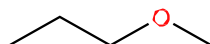
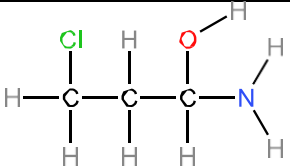
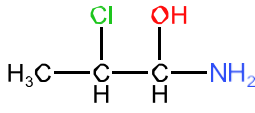
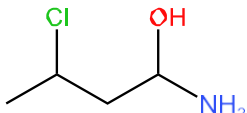
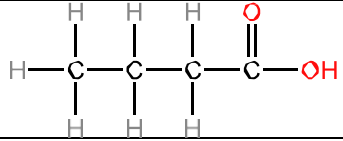
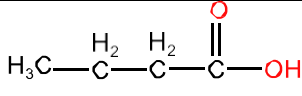
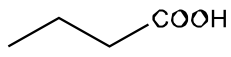
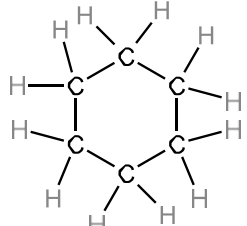
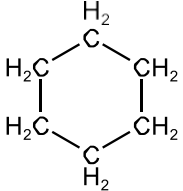
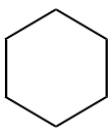


Tableau I.1.: Formules des composés organiques.

| Formule développée plane | Formule semi développée | Formule topologique |
|--------------------------|--|---------------------|
| | $\text{H}_3\text{C}-\overset{\text{H}_2}{\text{C}}-\overset{\text{H}_2}{\text{C}}-\text{CH}_3$ | |
| | $\text{H}_3\text{C}-\overset{\text{H}}{\text{C}}=\overset{\text{H}}{\text{C}}-\text{OH}$ | |
| | $\text{H}_3\text{C}-\overset{\text{H}_2}{\text{C}}-\text{CHO}$ | |

| | | |
|---|---|---|
|  |  |  |
|  |  |  |
|  |  |  |

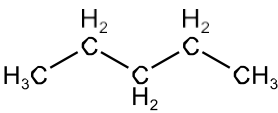
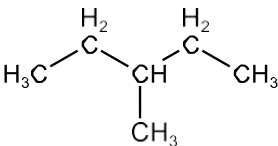
I.1.3. Chaîne carbonée

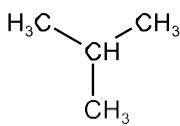
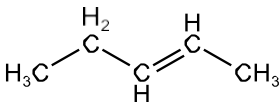
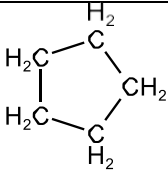
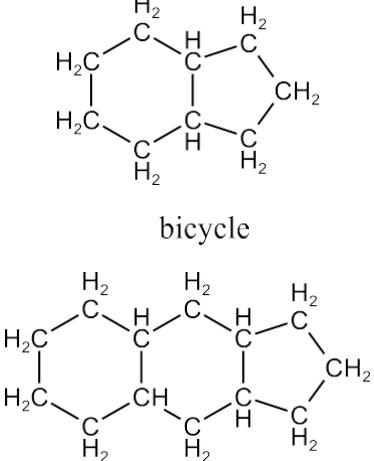
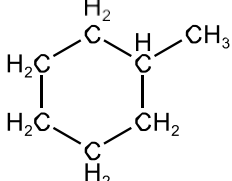
Chaîne carbonée (ou bien squelette carboné) d'une molécule organique est un enchainement plus ou moins long d'atomes de carbone.

Type de chaînes carbonées :

Selon la façon dont les atomes de carbones liés entre eux des molécules organiques, les différents types des chaînes carbonées sont :

Tableau I.2.: Chaînes carbonées.

| | | |
|-----------------|---|--|
| Chaîne linéaire | Chaîne où chaque atome de carbone est connecté à un maximum de deux autres atomes de carbone. |  |
| Chaîne ramifiée | Chaîne où au moins un atome de carbone est relié, au minimum, à trois autres atomes carbone |  |

| | | | |
|------------------|---|---|---|
| Chaîne saturée | Chaîne dans laquelle toutes liaisons entre les atomes de carbone sont des liaisons simples |  | |
| Chaîne insaturée | Chaîne où au moins une des liaisons entre les atomes de carbone est une liaison multiple (double ou triple) |  | |
| Chaîne cyclique | Chaîne dont une portion se « referme » sur elle-même | Monocycle |  |
| | | polycycles |  <p style="text-align: center;">bicycle</p> <p style="text-align: center;">tricycle</p> |
| | | Cycle ramifié |  |

Classes de carbones : En chimie organique, les atomes de carbone sont classés selon le nombre d'autres atomes de carbone auxquels ils sont directement liés, une classification cruciale pour comprendre la réactivité et les propriétés des molécules. On distingue ainsi cinq catégories.

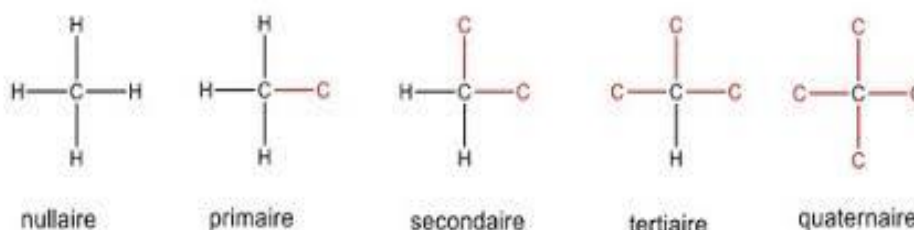
Le **carbone nulnaire** (0°), un concept particulièrement pertinent dans des contextes spécifiques comme la chimie du dioxyde de carbone ou des complexes organométalliques. Un **carbone nulnaire** désigne un atome de carbone qui **n'est lié à aucun autre atome de carbone**. Il s'agit typiquement de molécules à un seul carbone, telles que le méthane (CH_4), le chlorométhane (CH_3Cl), ou le dioxyde de carbone (CO_2), où le carbone est uniquement entouré d'hétéroatomes ou d'hydrogènes.

Un **carbone primaire** (1°) est lié à un seul autre carbone, comme ceux des groupes méthyle ($-\text{CH}_3$) en bout de chaîne.

Un **carbone secondaire** (2°) est connecté à deux atomes de carbone, formant souvent des groupes méthylène ($-\text{CH}_2-$).

Un **carbone tertiaire** (3°) est lié à trois carbones, typique des points de branchement dans une molécule.

Enfin, un **carbone quaternaire** (4°) est directement lié à quatre atomes de carbone ; il est souvent un centre stérique important et ne peut pas participer à certaines réactions comme les substitutions nucléophiles. Cette classification permet de prédire la stabilité des radicaux ou des carbocations, et influence directement des propriétés comme le point d'ébullition ou la réactivité globale d'un composé.



Les atomes désignés comme : 1C ; 6C , 7C ; 8C ; 9C qui sont liés à un unique atome de carbone \rightarrow sont considérés comme des carbones primaires.

- les atomes numérotés : 2C ; 4C connectés à deux atomes de carbone → ce sont des carbones secondaires.

- 5C → est associé à trois atomes de carbone → est désigné comme carbone tertiaire.

- 3C → se réfère à un atome de carbone quaternaire, étant associé à quatre atomes de carbone.

Il existe également un carbone nullaire, une molécule qui n'est liée à aucun autre carbone, qui est le méthane CH₄.

I.2.Nomenclature en chimie organique

La nomenclature permet de :

a) Déterminer le nom d'une molécule à partir de sa structure.

b) Déterminer la structure d'une molécule à partir de son nom.

I.2.1.Les hydro-carbures

1.Les alcanes (ou paraffines)

Un hydrocarbure est une molécule composée exclusivement d'atomes de carbone et d'hydrogène. Les alcanes sont des hydrocarbures saturés, c'est-à-dire qu'ils ne contiennent aucune liaison multiple. Ils sont aliphatiques ou acycliques, avec une chaîne carbonée ouverte, qui peut être linéaire ou ramifiée. Leur formule brute générale est C_nH_{2n+2}.

a. Les alcanes linéaires

Les alcanes sont désignés par un nom selon le schéma suivant : Préfixe (représentant le nombre de carbones dans la chaîne) + suffixe « ane ».

| Nombre de C | Préfixe | Nombre de C | Préfixe |
|-------------|---------|-------------|---------|
| 1 | méth | 6 | hex |
| 2 | éth | 7 | hept |
| 3 | prop | 8 | oct |
| 4 | but | 9 | non |
| 5 | pent | 10 | déc |

Exemple:

CH₃-CH₂-CH₂-CH₃:

4 carbones : préfixe **but**, HC saturé :
terminaison

ane ⇒ **butane**

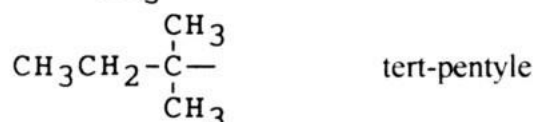
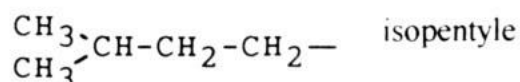
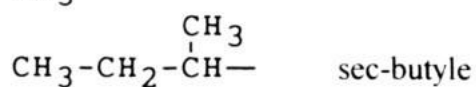
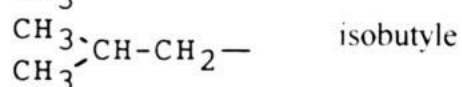
b. Les alcanes ramifiés

Un alcane ramifié est constitué d'une chaîne principale et de substituants, qui sont des groupes alkyles. Pour le nommer, on se conforme aux règles de l'IUPAC :

1-L'alcane correspondant porte le nom de la chaîne principale, qui est toujours la plus longue chaîne carbonée. Dans le cas où plusieurs chaînes de longueur identique sont présentes, on opte pour celle qui comporte le plus grand nombre de substituants.

On précède le nom du groupement alkyle (sans le « e » final) à la chaîne principale et on attribue l'indice le plus bas au carbone portant ce groupe. Si plusieurs regroupements sont présents, la numérotation doit être effectuée pour réduire au minimum l'indice.

Principaux radicaux ramifiés



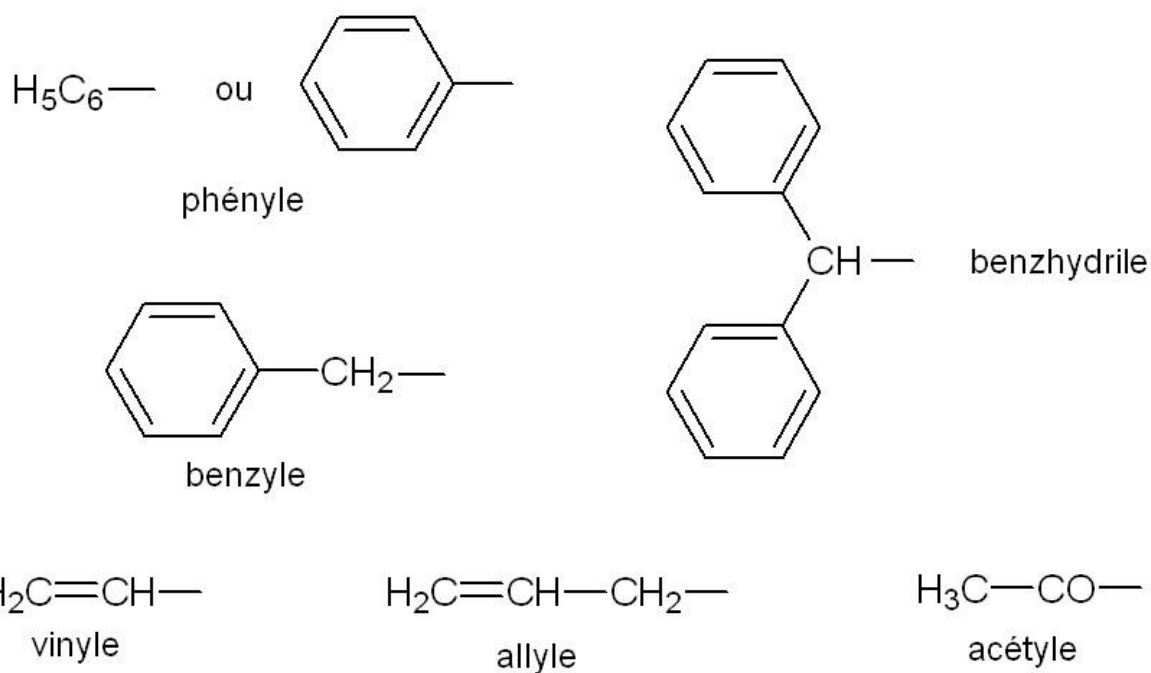
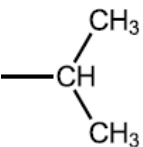
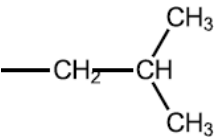
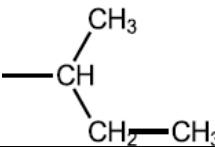
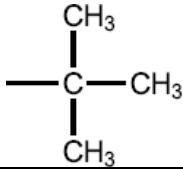
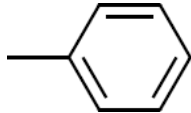


Tableau I.3.: Groupes Alkyles dans les chaînes ramifiées

| N° <u>Carbone</u> | Alcane R- H : préfixe | Alcane R- H : suffixe | Formule : $\text{C}_n\text{H}_{2n+2}$ | <u>Alkyle</u> R : préfixe | Alkyle R : suffixe | Formule de R- | Abréviation |
|----------------------|-----------------------------|-----------------------------|--|---------------------------------|--------------------------|--|-------------|
| 1 | méth | ane | CH_4 | méth | yle | CH_3- | Méth(a) |
| 2 | éth | ane | CH_3CH_3 | éth | yle | CH_3CH_2- | Éth(a) |
| 3 | prop | ane | $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_3$ | prop | yle | $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2-$ | Prop(a) |
| 4 | but | ane | $\text{CH}_3(\text{CH}_2)_2\text{CH}_3$ | but | yle | $\text{CH}_3(\text{CH}_2)_2\text{CH}_2-$ | But(a) |
| 5 | pent | ane | $\text{CH}_3(\text{CH}_2)_3\text{CH}_3$ | pent | yle | $\text{CH}_3(\text{CH}_2)_3\text{CH}_2-$ | Pent(a) |
| 6 | hex | ane | $\text{CH}_3(\text{CH}_2)_4\text{CH}_3$ | hex | yle | $\text{CH}_3(\text{CH}_2)_4\text{CH}_2-$ | Hex(a) |
| 7 | hept | ane | $\text{CH}_3(\text{CH}_2)_5\text{CH}_3$ | hept | yle | $\text{CH}_3(\text{CH}_2)_5\text{CH}_2-$ | Hept(a) |
| 8 | oct | ane | $\text{CH}_3(\text{CH}_2)_6\text{CH}_3$ | oct | yle | $\text{CH}_3(\text{CH}_2)_6\text{CH}_2-$ | Oct(a) |
| 9 | non | ane | $\text{CH}_3(\text{CH}_2)_7\text{CH}_3$ | non | yle | $\text{CH}_3(\text{CH}_2)_7\text{CH}_2-$ | Non(a) |
| 10 | déc | ane | $\text{CH}_3(\text{CH}_2)_8\text{CH}_3$ | déc | yle | $\text{CH}_3(\text{CH}_2)_8\text{CH}_2-$ | Déc(a) |

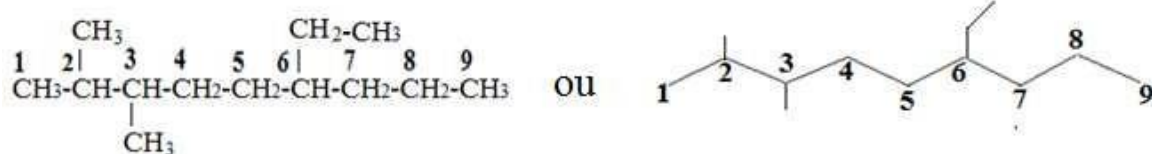
Tableau I.4. : Noms spécifiques des groupes alkyles

| | | |
|--------------------|---|------|
| groupe isopropyle |  | -iPr |
| groupe isobutyle |  | -iBu |
| groupe sec-butyle |  | -sBu |
| groupe tertibutyle |  | -tBu |
| groupe phényle |  | -Ph |

On emploie les préfixes di, tri, tétra, penta, hexa, hepta, octo, nona et déca pour signaler leur quantité dans les cas de groupements identiques. Ces préfixes sont placés devant le nom du groupement.



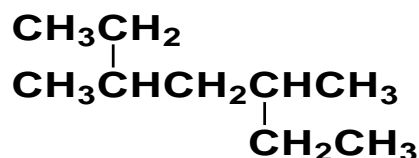
2,4-dimethyl hexane



6-éthyl-(2,3)-diméthylnonane.

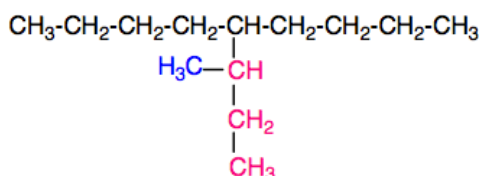
-Lorsque plusieurs chaînes latérales sont présentes, elles doivent être désignées selon l'ordre de l'alphabet. Le chiffre le plus bas est donné au groupe qui se présente en premier dans cet ordre.

-Points à garder en tête... Soyez vigilant dans l'identification de la chaîne primaire, car ce n'est pas nécessairement celle qui est disposée horizontalement.



3,5-diméthylheptane

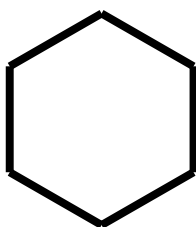
-Le système de numérotation des chaînes latérales suit les mêmes principes que celui des chaînes principales, excepté que le carbone qui se lie à la chaîne principale est constamment désigné par le chiffre 1 :



5-(1-méthylpropyl)nonane

c. Les cyclo alcanes

Les hydrocarbures saturés appelés *Cycloalcanes* se caractérisent par la présence d'un cycle d'atomes de carbone C_nH_{2n} .



Cyclohexane C_6H_{12}

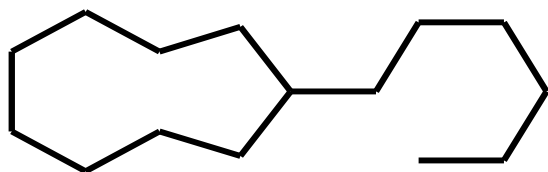
Etapes de Nomenclature :

-Déterminer le nom de l'alcane de base : Identifiez le nombre d'atomes de carbone dans le cycle, déterminez l'alcane correspondant et ajoutez le préfixe cyclo à son nom.

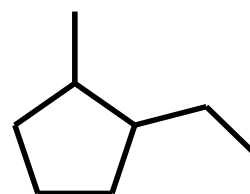
-Numérotation du cycle : En présence de plusieurs substituants, attribuez des numéros au cycle afin d'obtenir la plus petite somme d'indices possible. Rangez les substituants en suivant l'ordre alphabétique.

-Attribuer des numéros aux substituants : Assigner un indice à chaque substituant basé sur sa place dans le cycle.

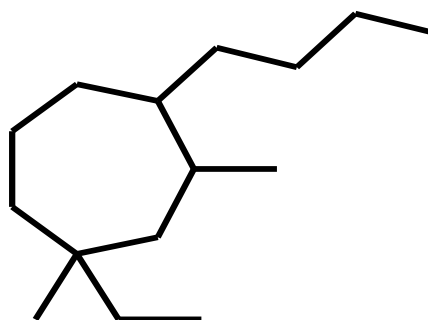
-Inscrire le nom : Utiliser les mêmes principes de dénomination que pour les alcanes.



hexylcyclononane



1-éthyl-2-méthylcyclopentane



4-butyl-1-éthyl-1,3-diméthylcycloheptane

2. Les alcènes (également appelés oléfines)

Les hydrocarbures de type alcène possèdent une formule chimique $C_n H_{2n}$ et leur chaîne carbonée comporte un lien double $C=C$. On qualifie la molécule d'insaturée. Le nom d'un hydrocarbure insaturé possédant une liaison double est dérivé du préfixe de l'hydrocarbure saturé associé, en substituant la terminaison -ane par -ène.

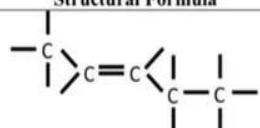
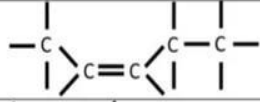
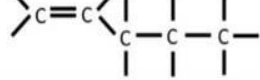
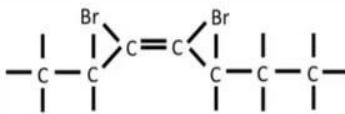
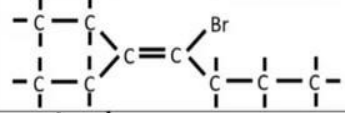
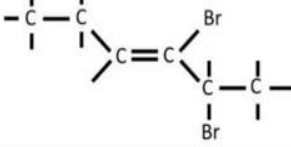
Etapes de nomenclature:

- L'appellation des alcènes linéaires se fait en fonction du nombre d'atomes de carbone présents dans la chaîne.

-Un numéro est donné à la liaison double. L'attribution des numéros se fait de telle manière qu'elle donne le chiffre le plus bas possible à la liaison double.

-Les alcènes portent un suffixe -ène à la fin de leur nom.

- **Exemple** : Un alcène possédant 6 atomes de carbone et une liaison double à l'extrémité de la chaîne est dénommé hex-1-ène.

| Structural Formula | Name |
|--|--------------------------------|
|  | trans-2-pentene |
|  | cis-2-pentene |
|  | 1-pentene |
|  | cis-2,5-dibromohept-3-ene |
|  | 4-bromo-1,2-dimethylhept-3-ene |
|  | trans-4,5-dibromo-3-hexene |

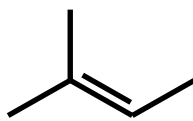
Étapes de Nomenclature :

-**Déterminer la chaîne primaire**: La chaîne principale doit comporter la double liaison.

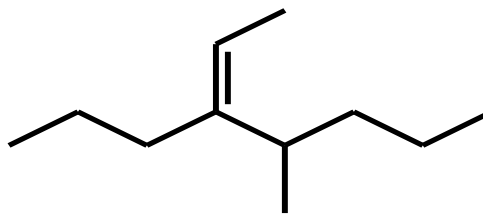
- **Donner des numéros à la chaîne principale** : Assigner un numéro à la double liaison en débutant la numérotation de façon à lui attribuer le nombre le plus bas possible. Si la double liaison est à égale distance des deux extrémités, débiter la numérotation du côté le plus près de la première bifurcation.

- **Attribution d'un numéro à chaque substituant** : Donner une numérotation à chaque substituant basée sur son emplacement dans la chaîne.

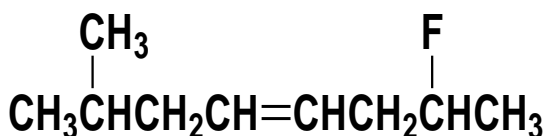
-**Rédiger le nom** : Distinguer les chiffres par des virgules et les mots par des traits d'union. Énumérez les substituants de manière alphabétique et employez des préfixes tels que di-, tri-, etc. si besoin.



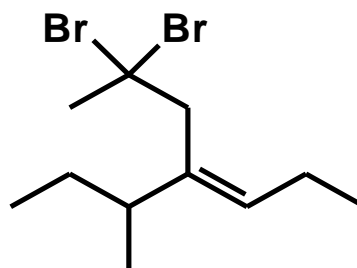
2-méthylbut-2-ène



4-méthyl-3-propylhept-2-ène



2-fluoro-7-méthyl-oct-4-ène



6,6-dibromo-4-*sec*-butylhept-3-ène

Les liaisons doubles n'autorisent pas la rotation libre autour de la liaison C=C double. Cela nous fournira des isomères géométriques.

Cis-Trans Isomères :

Les isomères Cis et Trans sont une forme d'isomère géométrique, principalement identifiés dans les alcènes.

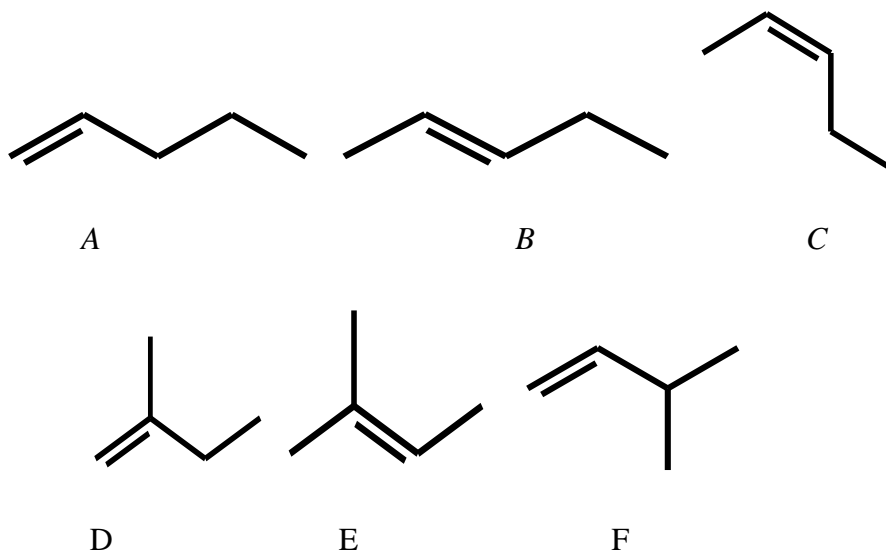
- L'isomérisation **Cis et Trans** est un type de stéréoisomérisation.
- Les stéréoisomères sont des isomères dont les atomes sont connectés de la même manière, mais avec une disposition spatiale différente (géométrie distincte).
- **Cis** veut dire "du même côté".
- **Trans** veut dire "à travers" ou "de part et d'autre".

Isomérisation structurale & Stéréoisomérisation :

Isomérisation structurale : Mêmes atomes, mais connectés de manière différente (exemples : A, B, D, E, F).

Stéréoisomères : Mêmes atomes et mêmes connexions, mais avec des géométries différentes

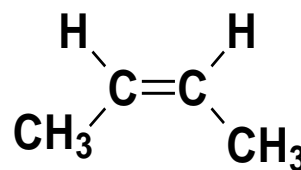
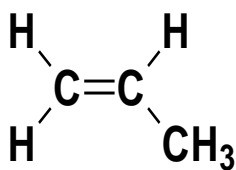
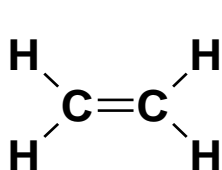
(Exemples : B et C).



Isomérisie Cis-Trans :

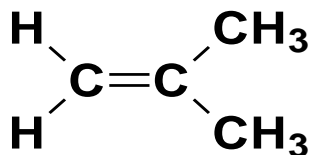
L'isomérisie **Cis et Trans** est probable pour les alcènes di-substitués.

- **Di-substitués** a un sens que chaque carbone de la liaison doublée porte un substituant différent de l'hydrogène.

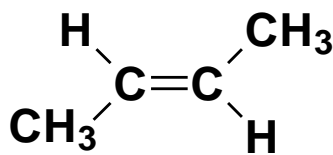


Di-substitués

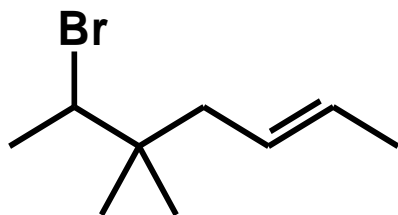
- L'isomérisie Cis-Trans nécessite que les deux carbones de la liaison double soient substitués, l'un après l'autre.



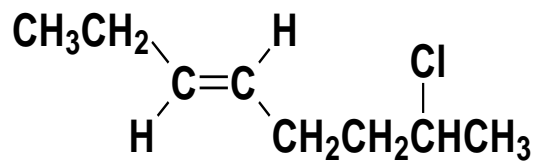
Isomérisie cis-trans impossible



Trans-but-2-ène

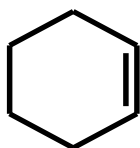


trans-6-bromo-5,5-diméthylhept-2-ène



trans-7-chlorooct-3-ène

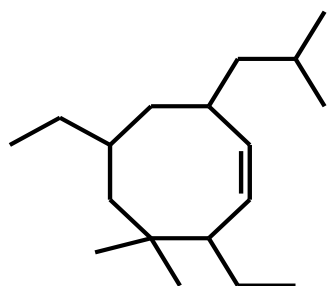
Cycloalcènes:



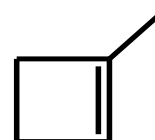
Cyclohexène C_6H_{10}

Étapes de Nomenclature

- Préciser le nom du cycloalcène principal. Comptez le nombre d'atomes de carbone incluent dans le cycle, déterminez la nature de l'alcène, puis ajoutez le préfixe "cyclo" au nom.
- Attribuer un numéro au cycle. Numérotez la double liaison en lui attribuant le chiffre le plus bas possible (de 1 à 2). Démarrez la numérotation à proximité de la première division, afin que le premier substitut obtienne l'indice le plus bas.
- Attribuer un numéro à chaque substituant. Chaque remplaçant doit se voir attribuer un identifiant (un numéro) unique.
- Rédiger le nom. Séparez les numéros par des virgules ainsi que les mots par des tirets. Énumérez les substituants par un ordre alphabétique et utilisez les préfixes appropriés (par exemple, di-, tri-, etc.), si nécessaire



3,6-diéthyl-8-isobutyl-4,4-diméthylcyclooctène

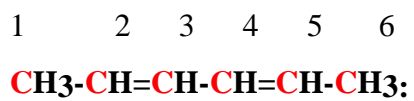


1-méthylcyclobutène

- S'il y a plusieurs doubles liaisons :

| Nombres de liaisons doublées | La terminaison |
|------------------------------|-----------------|
| 2 | <i>diène</i> |
| 3 | <i>triène</i> |
| 4 | <i>Tétraène</i> |

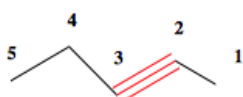
Exemple:



avant le suffixe « yne », dans le but que les atomes de carbone connectés par cette liaison aient les indices les plus faibles possible.

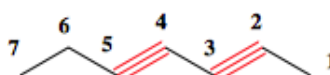
Exemple:

Avec une triple liaison:



pent-2-yne

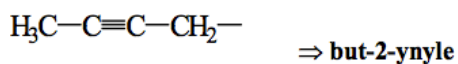
Avec plusieurs triples liaisons:



hept-2,4-diyne

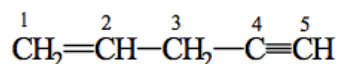
Substituant à triples liaisons

-Terminaison : **ynyle** (ynyl dans le nom)



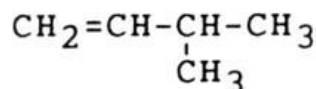
4. Hydrocarbures avec doubles et triples liaisons

On applique le préfixe de l'HC saturé ainsi qu'une terminaison en éne-yne. Les indices les plus bas possibles sont attribués aux liaisons multiples. Si un choix demeure, la double liaison porte l'indice le plus bas.

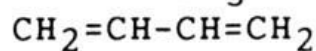


\Rightarrow pent-1-ène-4-yne

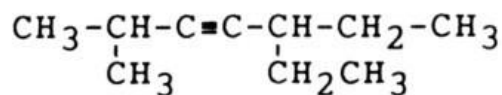
3-méthylbut-ène



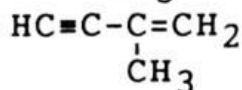
buta-1-3-diène



5-éthyl-2-méthylhept-3-yne



2-méthyl-but-1-ène-3-yne



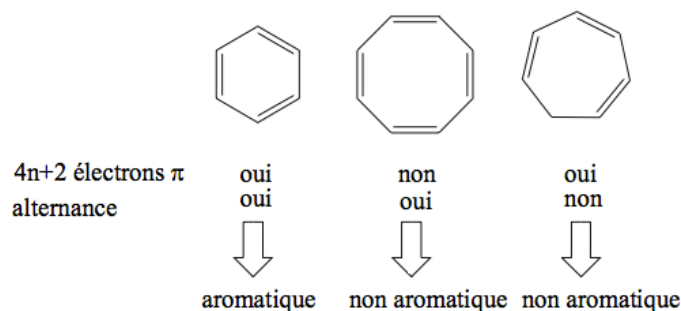
I.2.2. Hydrocarbures monocycliques aromatiques

Les hydrocarbures aromatiques peuvent être classés en deux catégories : les composés monocycliques (comme le benzène, le toluène, le xylène, le styrène et leurs dérivés) et les composés polycycliques (appelés hydrocarbures aromatiques polycycliques ou HAP). Les HAP représentent une menace environnementale majeure et sont abordés spécifiquement dans l'article dédié aux Hydrocarbures Aromatiques Polycycliques (HAP).

Un composé, qu'il soit monocyclique ou polycyclique, est considéré comme aromatique s'il remplit les deux conditions suivantes :

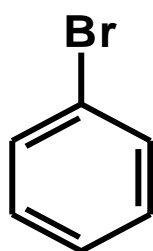
1. Il présente des doubles liaisons conjuguées alternées.
2. Il contient un nombre total d'électrons π égal à $(4n + 2)$, où n est un entier positif.

Exemple:

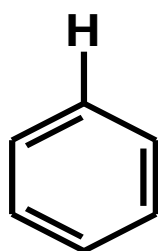


Souvent, les HC monocycliques aromatiques ont un nom non-systématique (commun):

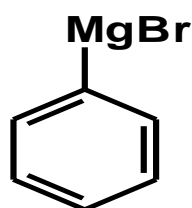
Aromatiques :



Bromobenzène

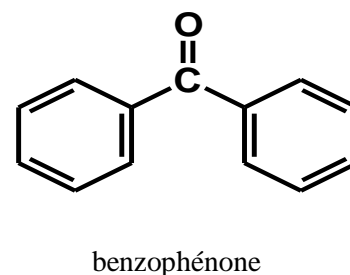
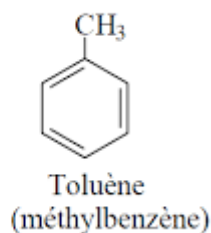
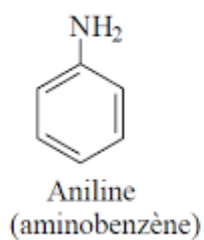
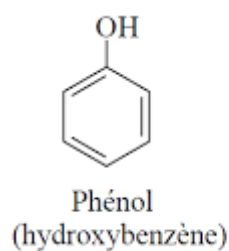


Phényle C_6H_5-



bromure de phénylmagnésium C_6H_5MgBr

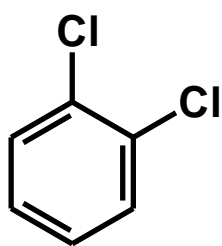
Noms Communs :



Aromatiques Disubstitués :

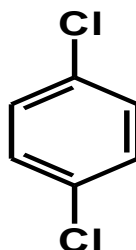
Préfixe + Nom Substituant + Nom du cycle Parent

Les préfixes indiquent la position relative des deux substituants.



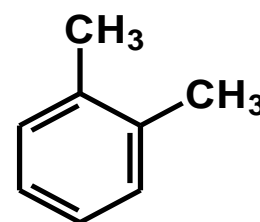
ortho-dichlorobenzène

o-dichlorobenzène



para-dichlorobenzène

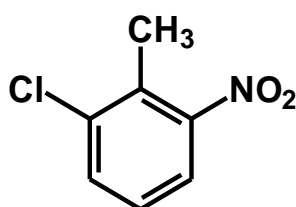
p-dichlorobenzène



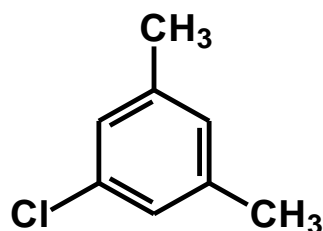
ortho-xylène

o-xylène

Lorsqu'un substituant porte un nom commun, il est attribué le numéro 1 sur le cycle. Les autres positions du cycle sont ensuite numérotées de manière à obtenir les numéros les plus bas possibles pour les autres substituants.

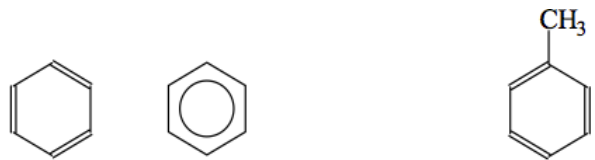


2-chloro-6-nitrotoluène



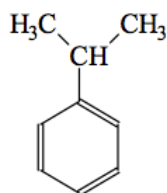
1-chloro-3,5-diméthylbenzène

Lorsqu'aucun des substituants ne porte de nom commun, le cycle est numéroté de manière à ce que la somme des numéros attribués aux substituants soit la plus faible possible.

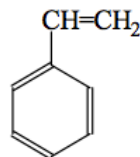


Benzène

Toluène

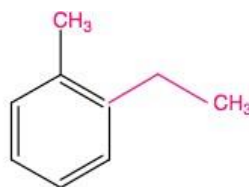


Cumène



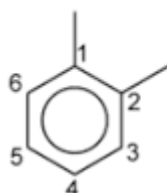
Styrène

Dans une molécule aromatique basique, le benzène sert de chaîne principale. Les noms des chaînes latérales attachées au benzène sont indiqués en tant que préfixe.

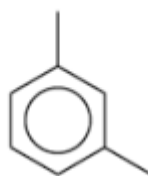


1-éthyl-2-méthylbenzène

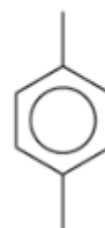
Les dérivés disubstitués du benzène peuvent se présenter sous trois formes isomères. Pour désigner leur position relative sur le cycle, on utilise les préfixes ortho, méta et para, souvent abrégés en o, m et p, qui correspondent respectivement aux positions 1,2, 1,3 et 1,4.



1,2-dimethylbenzène
(ortho-xylene)

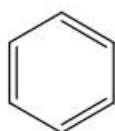


1,3-dimethylbenzène
(meta-xylene)

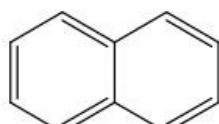


1,4-dimethylbenzène
(para-xylene)

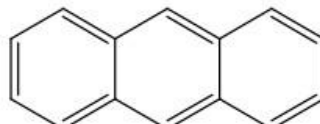
En général, les noms des dérivés du benzène sont établis par la pratique courante :



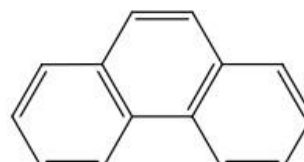
Benzène



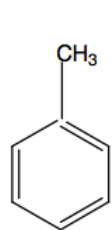
Naphtalène



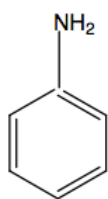
Anthracène



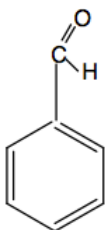
Phénanthrène



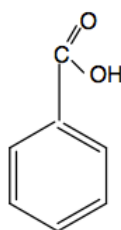
Toluène



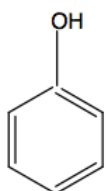
Aniline



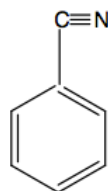
Benzaldéhyde



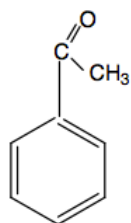
Acide benzoïque



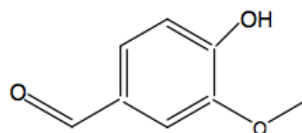
Phénol



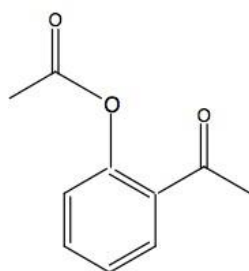
Benzonitrile



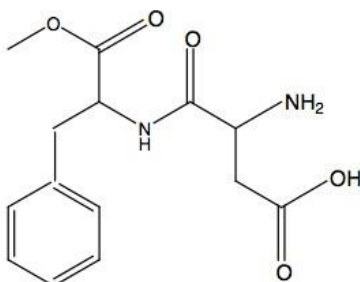
Acétophénone



Vanilline

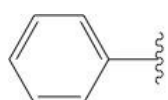


Aspirine

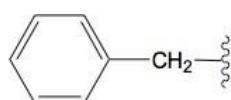


Aspartame

Radicaux aromatiques :



phényle



benzyle

I.3.-Les fonctions chimiques

Un groupement fonctionnel est un ensemble d'atomes qui confère à une molécule des propriétés spécifiques, caractéristiques de ce groupe. L'ensemble des composés partageant ce même groupement fonctionnel forme une fonction chimique. En pratique, les termes "groupement fonctionnel" et "fonction chimique" sont souvent utilisés de manière interchangeable.

Lorsqu'une molécule contient plusieurs fonctions chimiques, l'une d'elles doit être désignée comme suffixe (à l'exception des halogénures d'alkyle), tandis que les autres sont indiquées comme préfixes.

I.3.1.Détermination du nom d'une molécule fonctionnalisée

Pour déterminer le **nom d'une molécule fonctionnalisée**, il faut :

Pour déterminer le nom d'une molécule fonctionnalisée, il faut suivre les étapes suivantes :

1. Identifier la chaîne carbonée principale :

- C'est la plus longue chaîne d'atomes de carbone qui contient le groupement fonctionnel principal (celui qui sera indiqué en suffixe).

- En cas de cycles, le cycle peut être considéré comme la structure principale.

2. Numérotter la chaîne ou le cycle :

- Attribuer des numéros aux atomes de carbone de manière à ce que le groupement fonctionnel principal (ou le premier substituant) ait le numéro le plus bas possible.

- Si plusieurs options existent, prioriser la numérotation qui donne la somme la plus faible pour l'ensemble des substituants.

3. Nommer les substituants et groupements fonctionnels :

- Les substituants (groupes attachés à la chaîne principale) sont nommés en préfixe, dans l'ordre alphabétique.

- Le groupement fonctionnel principal est nommé en suffixe.

- Utiliser les préfixes ortho- (o-), méta- (m-) ou para- (p-) pour les dérivés disubstitués du benzène.

4. Assembler le nom :

- Commencer par les préfixes (substituants), suivis du nom de la chaîne principale, et terminer par le suffixe du groupement fonctionnel principal.

- Indiquer les positions des substituants et des fonctions par des numéros.

Exemple :

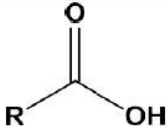
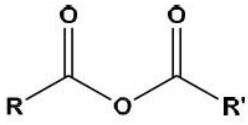
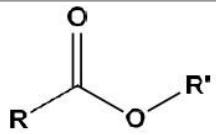
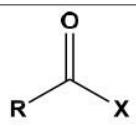
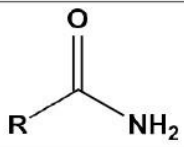
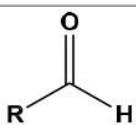
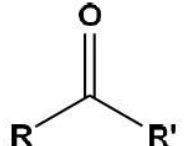
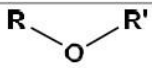
Pour une molécule avec un groupe hydroxyle (-OH) en position 2 et un groupe méthyle (-CH₃) en position 4 sur une chaîne de 5 carbones, le nom serait : 4-méthylpentan-2-ol.

I-3-2-Principaux groupes fonctionnels :

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

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

Tableau I.5.: Les différentes fonctions, par ordre de priorité décroissante.

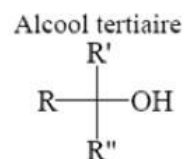
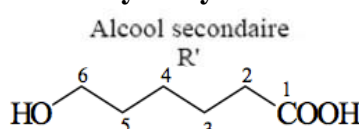
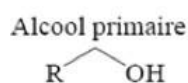
| Fonction | Groupe fonctionnel | Préfixe (fonction non prioritaire) | Suffixe (fonction prioritaire) |
|--------------------------------|---|---------------------------------------|-----------------------------------|
| <i>Acide carboxylique</i> |  | <i>carboxy...</i> | <i>Acide.....oïque</i> |
| <i>Anhydride d'acide</i> |  | <i>acyloxy</i> | <i>Anhydride.. oïque</i> |
| <i>ester</i> |  | <i>ylxycarbonyl</i> | <i>.....oate deyle</i> |
| <i>Halogénure d'acyle</i> |  | <i>Halogénocarbonyl</i> | <i>Halogénure de...oyle</i> |
| <i>Amide</i> |  | <i>Alcanamido</i> | <i>Alcaneamide</i> |
| <i>Nitrile</i> | $R-C\equiv N$ | <i>cyano</i> | <i>.....nitrile</i> |
| <i>Aldéhyde</i> |  | <i>formyl</i> | <i>.....al</i> |
| <i>Cétone</i> |  | <i>oxo</i> | <i>one</i> |
| <i>Alcool</i> | $R-OH$ | <i>hydroxy</i> | <i>ol</i> |
| <i>Amine</i> | $R-NH_2$ | <i>amino</i> | <i>.....amine</i> |
| <i>Éther-oxyde</i> |  | <i>Alkoxy</i> | <i>Alkoxy alcane</i> |
| <i>Halogénure d'alkyle</i> | $R-X$ | <i>halogéno</i> | |

1. Les composés oxygénés

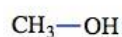
Alcools (R---OH)

- Un alcool est un composé organique caractérisé par la présence d'un groupement hydroxyle (-OH) attaché à un atome de carbone tétravalent (de formule générale R-OH).
- **Groupe principal** : Le suffixe utilisé pour nommer un alcool est -ol.
- Le nom de l'alcool est dérivé de celui de l'alcane correspondant en remplaçant la terminaison -ane par -ol.
- L'atome de carbone portant le groupement -OH doit être assigné au numéro le plus bas possible dans la chaîne carbonée.
- Les alcools sont classés en trois catégories en fonction de la position du groupement hydroxyle :
 - **Alcool primaire (1°)** : Le carbone portant le groupe -OH est lié à un seul autre carbone.
 - **Alcool secondaire (2°)** : Le carbone portant le groupe -OH est lié à deux autres carbones.
 - **Alcool tertiaire (3°)** : Le carbone portant le groupe -OH est lié à trois autres carbones.

- Groupe secondaire : Préfixe= **hydroxy-**

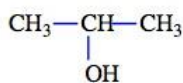


Alcool I



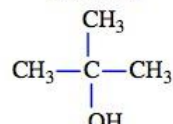
Méthanol

Alcool II



Propan-2-ol

Alcool III



2-méthylpropan-2-ol

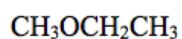
- Suffixe du groupe principal : Acide carboxylique Suffixe \Rightarrow acide ...-oïque
- Groupe secondaire : alcool Préfixe \Rightarrow hydroxy, donc, **Acide 6-hydroxyhexanoïque**

Ethers R--O---R' :

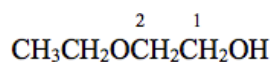
- Les éthers sont considérés comme des dérivés des alcools, où le proton (H) du groupement hydroxyle (-OH) est remplacé par un groupe alkyle (-R').
- Les éthers ne constituent pas un groupe prioritaire dans la nomenclature et sont toujours désignés par le préfixe oxy-.
- La chaîne carbonée la plus longue est considérée comme le groupe principal (R).
- Le groupe alkyle restant (R') est nommé comme un radical dérivé de l'alcool correspondant.

Exemple :

Pour un éther avec un groupe éthyle (-C₂H₅) et un groupe méthyle (-CH₃), le nom serait : méthoxyéthane.



méthoxyéthane



Groupe principal : alcool \Rightarrow -ol
Groupe secondaire : éther \Rightarrow oxy-

\Rightarrow 2-éthoxyéthanol

Ethers cycliques :

Ils portent le préfixe oxa-, signalant qu'un atome de carbone du cycle a été substitué par un oxygène, et suivent la nomenclature des cycloalcanes.

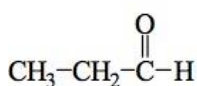


oxacyclohexane

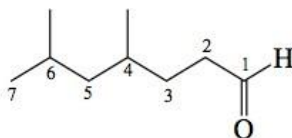
L'hétéroatome est le point de départ de la numérotation.

Les aldéhydes RCHO :

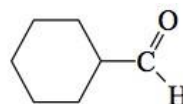
- Groupe principal : Suffixe = **-al**



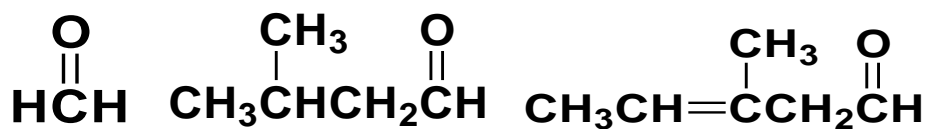
propanal



4,6-diméthylheptanal



cyclohexanecarbaldéhyde



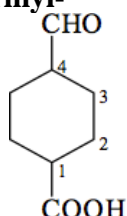
Méthanal (formaldéhyde)

3-méthylbutanal

3-méthylpent-3-éanal

On emploie le suffixe -al lorsque le carbone du groupe aldéhyde intègre le groupe de base (chaîne principale ou cycle). On utilise le suffixe -carbaldéhyde lorsque l'atome de carbone du groupe aldéhyde n'est pas inclus dans le groupe fondamental.

- Groupe secondaire : Préfixe = **formyl-**

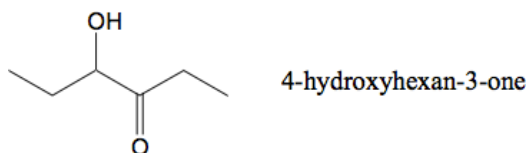


- Groupe principal : ⇒acide carboxylique acide ...carboxylique Groupe secondaire : aldéhyde ⇒ formyl- Groupe de base : cyclohexane

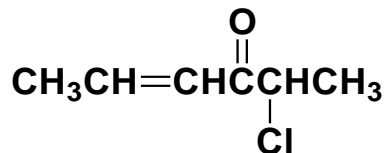
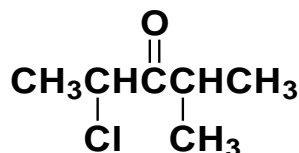
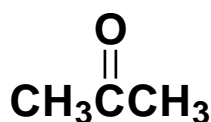
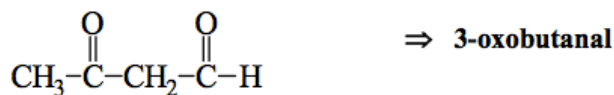
⇒Acide 4- formylcyclohexanecarboxylique

Cétones RCOR' :

- Groupe principal : Suffixe = **-one**



- Groupe secondaire : Préfixe = **oxo-**



Propanone (acétone)

2-chloro-4-méthylpentan-3-one

2-chlorohex-4-én-3-one

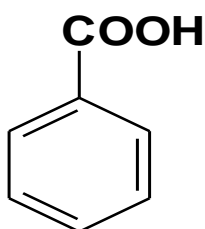
Acides carboxyliques RCOOH (acides alcanoïques) :

- Le nom des acides carboxyliques est établi selon la plus longue chaîne carbonée qui contient le groupe
 - Groupe principal : Suffixe = **acide ...-oïque**__ **acide ... carboxylique**
 - Le nom de l'acide dérive de celui de l'alcane correspondant en remplaçant le suffixe « **ane** » par « **oïque** ».
 - Le nom est précédé du terme « **acide** ».
 - Le carbone du groupement COOH porte toujours le numéro 1.
- acide carboxylique.



acide méthanoïque

(acide formique)



acide benzoïque

Nomenclature des ions carboxylates



méthanoate (formate)

Esters RCOOR' :

Les esters sont dérivés des acides carboxyliques R, où l'hydrogène acide a été substitué par un groupe non hydrogène, R'. Il est possible que les groupes R et R' soient identiques ou distincts.

Les esters sont représentés sous la forme RCOOR' ou illustrés comme suit.

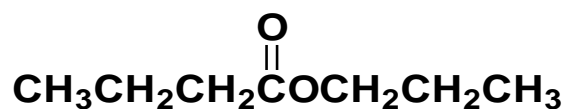
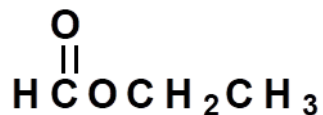
Un ester se forme à partir de la réaction de « fusion » d'un alcool et d'un acide carboxylique.

(RCO-OR'). L'appellation fait référence à la catégorie des alcanoates (qui découle du nom de l'acide). + "de" + le nom du groupement alkyle dérivant du nom de l'alcool.

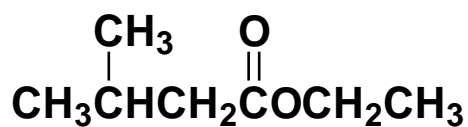
La dénomination des esters se fait en premier lieu par l'identification de l'ion carboxylate, suivie du nom du groupe alkyle R'.

Nomenclature des esters

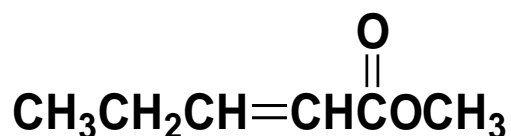
méthanoate d'éthyle (formate d'éthyle)



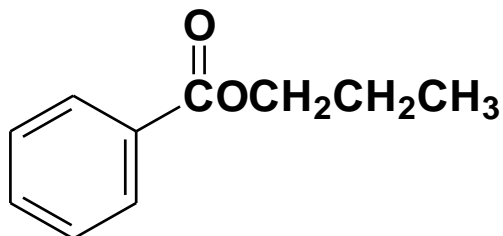
butanoate de propyle



3-méthylbutanoate d'éthyle



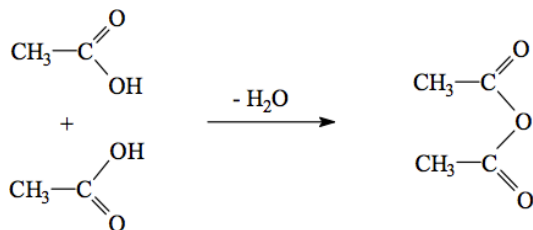
pent-2-énoate de méthyle

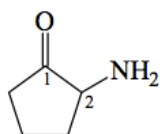


benzoate de propyle

Anhydrides d'acides $\text{RCOOOCR}'$:

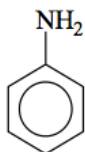
Un anhydride d'acide se forme par la « greffe » (accompagnée de l'élimination d'eau) de deux molécules d'acide carboxylique.



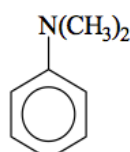


⇒ **2-aminocyclopentanone**

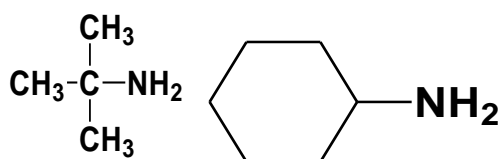
Amines aromatiques : benzénamines (nom courant : anilines)



⇒ **Benzénamine**
(Aniline)



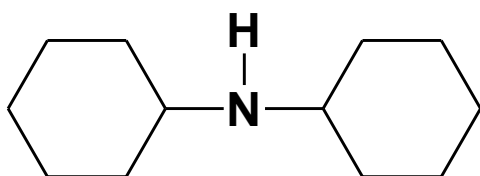
⇒ **N,N-diméthylbenzénamine**
(N,N-diméthylaniline)



tert-butylamine

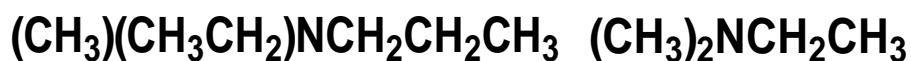
cyclohexylamine

L'appellation des amines secondaires (R₂NH) et tertiaires (R₃N) symétriques est déterminée en intégrant le préfixe « di- » ou « tri- » au nom du groupe alkyle.



dicyclohexylamine

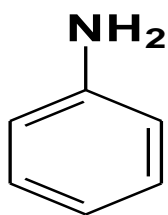
Il est établi que les amines secondaires non symétriques (RR'NH) et tertiaires (RR'R''N) dérivent des amines primaires N-substituées. Le nom de l'amine est déterminé par le groupe R le plus important.



N-éthyl-*N*-méthylpropylamine

N,N-diméthyléthylamine

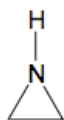
Il n'existe pas de méthode facile pour nommer les amines. Phénylamine est le nom donné à l'amine contenant un groupe phényle, mais elle est généralement connue sous le terme d'aniline.



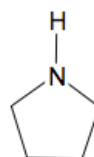
anilin

Amines cycliques :

L'atome d'azote dans le cycle est indiqué par le préfixe : **-aza**



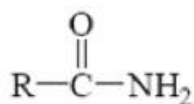
azacyclopropane (aziridine)



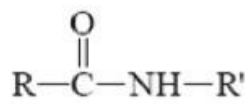
azacyclopentane (pyrrolidine)

Amides (alcanamides)

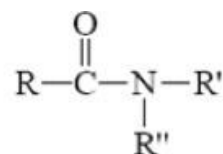
Un amide est le produit de substitution du groupe hydroxyle d'un acide carboxylique par une amine (R-CO-NRR'). Le suffixe « amide » prend la place du suffixe « oïque ». On distingue trois catégories d'amides :



Amide primaire



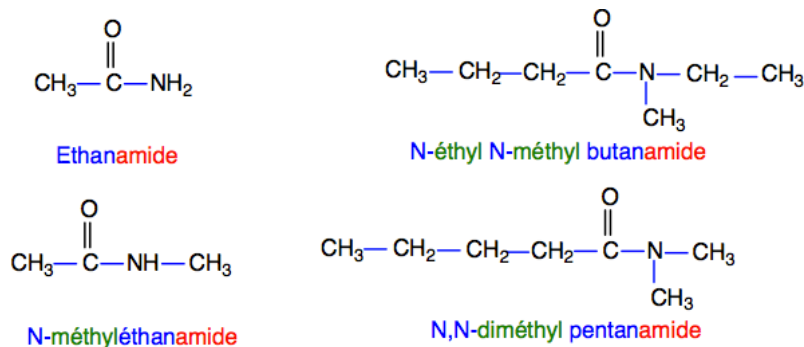
Amide secondaire



Amide tertiaire

- La substitution des amides est similaire à celle des amines.

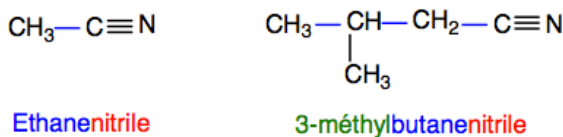
- Les préfixes « alkyle » sont précédés de la lettre N (azote).



Nitriles :

Un nitrile correspond à la formule $\text{R}-\text{C}\equiv\text{N}$.

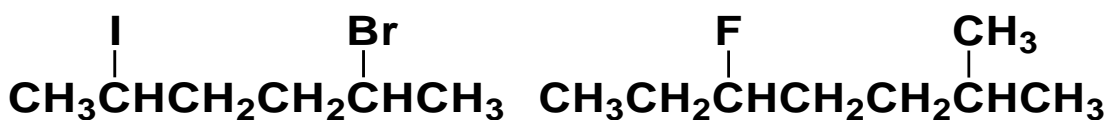
Le nom dérive de l'alcane correspondant (+ **suffixe nitrile**).



3.Dérivés halogénés de type Alkyle

sont des *alcanes* qui contiennent un ou plusieurs atomes d' *halogènes*.

- Les Dérivés halogénés de type Alkyle sont nommés de la même façon que les alcanes ramifiés.
- Les groupes Alkyles et halogènes sont de même priorité quand on nomme les Dérivés halogénés de type Alkyle.
- Si les substituants sont classés avec des indices égaux de façon égale des deux bouts de la chaîne, on donnera la priorité à l'ordre alphabétique.
- Nommer ces dérivés halogénés de type Alkyle



2-bromo-5-iodohexane

5-fluoro-2-méthylheptane

4.Dérivés organométalliques

On nomme les composés organométalliques en utilisant la nomenclature radico-fonctionnelle:

R-Mg-X: halogénure de alkylmagnésium

R-Na: alkylsodium

R-Zn-X: halogénure de alkylZinc

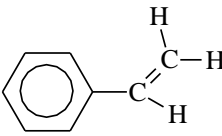
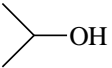
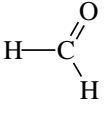

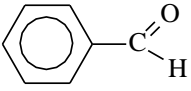
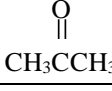
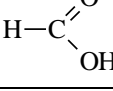
R-Cd-R: dialkylcadmium

R-Li: alkyl lithium

5. Espèces diverses à nomenclature non scientifique

Pour des raisons historiques ou par commodité, certaines espèces (et leurs dérivés) *peuvent* conserver leur nom trivial :

Tableau I.6. : Noms triviaux de quelques composés organiques.

| Formule | Nom trivial |
|---|--------------------------------------|
|  | Styrène |
| CH ₃ Cl | Chlorure de méthyle |
| CHCl ₃ | Chloroforme |
| CCl ₄ | Tétrachlorure de carbone |
| CH ₃ OH | Alcool méthylique |
| CH ₃ CH ₂ OH | Alcool éthylique Alcool ordinaire |
|  | Alcool isopropylique |
| CH ₂ OHCH ₂ OH | Glycol Ethylèneglycol |
| CH ₂ OHCHOHCH ₂ OH | Glycérine Glycérol |
|  | Formaldéhyde |
|  | Glycéraldéhyde |
|  | Benzaldéhyde |
|  CH ₃ CCH ₃ | Acétone |
|  | Acide formique |

| | |
|--|------------------------|
| | Acide tartrique |
| $\text{CH}_3\text{-CHOH-C(=O)-OH}$ | Acide lactique |
| | Acide oxalique |
| | Acide benzoïque |
| | Acide téréphtalique |
| $\text{CH}_3(\text{CH}_2)_{16}\text{COOH}$ | Acide stéarique |
| $\text{CH}_3(\text{CH}_2)_{14}\text{COOH}$ | Acide palmitique |
| $\text{CH}_3(\text{CH}_2)_6\text{CH=CH}(\text{CH}_2)_6\text{COOH}$ | Acide oléique |
| | Peroxyde de dibenzoyle |
| $\text{CH}_3\text{C(=O)Cl}$ | Chlorure d'acétyle |
| | Chlorure de benzoyle |
| | Benzamide |

6. Hétérocycles

Cette catégorie englobe plusieurs molécules qui portent des noms couramment utilisés. Par ailleurs, on dénombre plusieurs systèmes de nommage des hétérocycles.

Nous traiterons les hétérocycles saturés comme des dérivés de leurs homologues carbocycliques et nous précisons l'existence et la nature de l'hétéroatome substituant avec un préfixe : aza- pour l'azote, oxa- pour l'oxygène, thia- pour le soufre, phospho- pour le phosphore, etc. L'emplacement potentiel des substituants est précisé par la numérotation des atomes du cycle, en commençant à partir de l'hétéroatome.

Il est conseillé de se familiariser avec certains noms d'hétérocycles insaturés qui apparaissent très souvent.

7. Quelques autres fonctions non courantes et noms non courants

Acétals : composés de structure $R_2C(OR')_2$ dans laquelle $R' \neq H$ et, par suite, diéthers de diols géminés.

Acétylures : composés résultant du remplacement de l'un ou des deux atomes d'hydrogène de l'acétylène (éthyne) par un métal ou autre groupe cationique (ex. $NaC\equiv CH$: acétylure monosodique)

Aldoses : sucres fondamentaux de formule $H[CH(OH)]_nCOH$

Allènes : hydrocarbures comportant deux double liaison reliant un même atome de carbone à deux autres ($R_2C=C=CR_2$)

Cétènes : composés dans lesquels un groupe carbonyle est relié par une double liaison à un carbone ($R_2C=C=O$)

Cétoses : sucres cétoniques fondamentaux comportant au moins 3 atomes de carbone ($H-[CHOH]_n-CO-[CHOH]_m-H$)

Composés diazoïques : composés comportant le groupe divalent diazo, $=N^+=N^-$, fixé sur un atome de carbone.

Composé époxy : composés dans lesquels un atome d'oxygène est directement lié à deux atomes de carbone adjacent ou nom d'une chaîne ou d'un système cyclique, par suite éthers cycliques. Le terme époxyde désigne une sous-classe de composés époxy comportant un éther cyclique à 3 chaînons, par suite, dérivé de l'oxirane.

Composés hydrazoïques : composés comportant le groupe divalent hydrazo : $-NH-NH-$

Enols : alcénols; le terme se rapporte d'une manière spécifique aux alcools vinylique, de structure $HO-CR'=CR_2$. Les énols sont tautomères des aldéhydes ou des cétones.

Glycools : alcools dihydroxylés, aussi nommés diols, dans lesquels les deux groupes hydroxyles sont situés sur des carbones différents, en général, mais pas nécessairement adjacent (ex. $HOCH_2CH_2OH$ éthylèneglycool ou éthane-1,2-diol).

Hémicétals : hémicétals de formule $R_2C(OH)OR$ avec $R \neq H$.

Hydrazines : l'hydrazine (diazane) H_2N-NH_2 .

Hydrazides : Lorsque un ou des substituants de l'hydrazine sont des groupes acyles.

Hydrazone : composés de structures $R_2C=NNR_2$.

Imides : dérivés diacylés de l'ammoniac ou des amines primaires, en particulier les composés cycliques dérivés des diacides.

Imines : Composés de structure $RN=CR_2$. Imine est utilisée comme suffixe en nomenclature systématique pour désigner le groupe $C=NH$, l'atome de carbone n'étant pas pris en compte. **oléfine** : hydrocarbures cycliques ou acycliques ayant une ou plusieurs doubles liaisons carbone-carbone, à l'exception des composés aromatiques.

Orthoesters : composés de structure $RC(OR')_3$ avec $R' \neq H$ ou $C(OR')_4$ avec $R' \neq H$ (Ex. $HC(OCH_3)_3$: orthoformiate de triméthyle).

Oximes : Composés de structures $R_2C=NOH$.

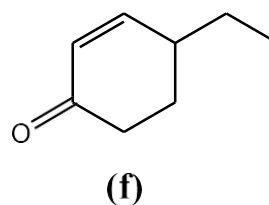
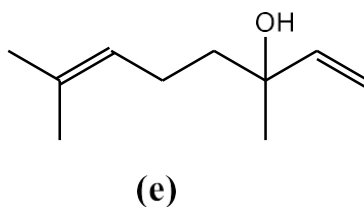
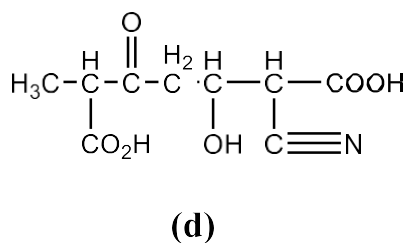
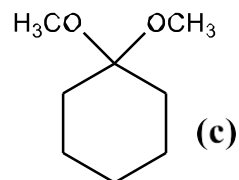
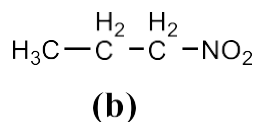
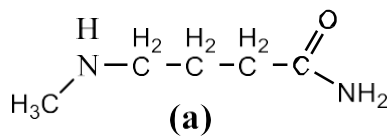
Peroxydes : composés de structure $ROOR$.

Péroxyacides : acides dans lesquels un groupe OH a été remplacé par un groupe $-OOH$.

Serie d'exercices n°5

Exercice 1:

Nommez les composés organiques suivants



Exercice 2 :

Selon les règles de l'IUPAC, fournissez les structures associées aux noms qui suivent :

1-propene

2-hepta-1,3-diène

3-nona-1,3,5-triène-7-yne

4-2-bromo-3,5-diéthylheptane.

5-4-isopentyl-3-méthylheptane.

6-1,3-dicyclopropyl-hexane

Chapitre II. Mécanismes réactionnels en chimie organique

Ce chapitre a pour objectif de décrypter les étapes fondamentales qui régissent les transformations des molécules organiques. Au-delà de l'écriture des équations-bilans, il s'agit de comprendre le parcours détaillé des électrons lors d'une réaction chimique, depuis les réactifs jusqu'aux produits. Nous y aborderons les concepts clés de site donneur et accepteur d'électrons, ainsi que les différentes flèches courbes utilisées pour visualiser les déplacements électroniques. L'étude des mécanismes élémentaires, tels que les ruptures homolytiques et hétérolytiques, les additions, les substitutions et les éliminations, permettra de rationaliser la réactivité des grandes fonctions organiques et de prévoir les produits formés. Cette approche mécanistique est essentielle pour maîtriser la logique de la synthèse organique.

Chapitre II. Mécanismes réactionnels en chimie organique

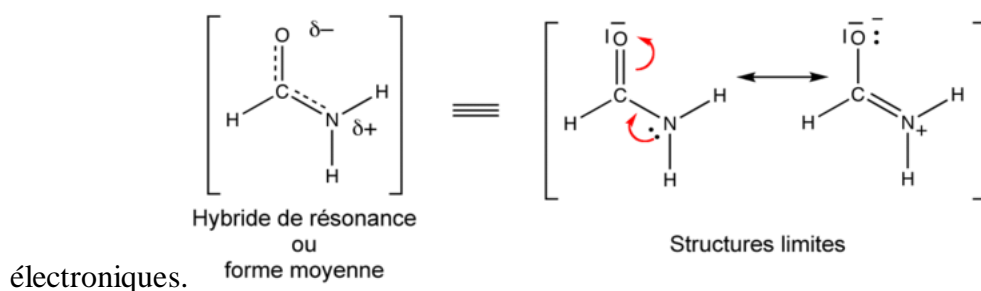
II.1.Introduction

La chimie organique est un domaine essentiel de la science qui se concentre sur l'étude des composés contenant du carbone. Pour une première année de cours, il est crucial de comprendre les mécanismes réactionnels, qui décrivent comment les réactifs se transforment en produits à travers des étapes spécifiques. Ces mécanismes sont fondamentaux pour prédire les résultats des réactions chimiques et pour apprendre à concevoir des synthèses de nouvelles molécules. Les réactions en chimie organique se déroulent souvent en plusieurs étapes, impliquant des intermédiaires réactionnels, qui sont des espèces temporaires formées durant la transformation des réactifs. Les principaux types de mécanismes incluent la substitution nucléophile, l'addition et l'élimination. Par exemple, la substitution nucléophile est un mécanisme courant où un nucléophile remplace un groupe sortant. Comprendre ces mécanismes permet aux étudiants de mieux appréhender la façon dont les molécules interagissent, et de maîtriser les techniques et conditions nécessaires pour réaliser des réactions efficaces. En somme, l'étude des mécanismes réactionnels constitue une base solide pour la chimie organique, essentielle pour les futurs chimistes et les applications pratiques dans divers domaines.

II.2.Résonance et mésomérie

La mésomérie décrit la délocalisation des électrons dans des molécules conjuguées. Elle est illustrée par une combinaison virtuelle de structures, appelées formes mésomères ou formes de résonance, où les électrons sont localisés de différentes manières. Cette représentation simplifiée est employée faute de moyens graphiques plus adaptés pour décrire précisément ces systèmes moléculaires, qui sont en réalité mieux expliqués par des approches de chimie quantique.

Le terme « mésomérie », introduit par Ingold, est préférable à celui de « résonance », proposé plus tôt par Pauling, car il ne s'agit pas d'une véritable résonance (liée à une fréquence spécifique), mais plutôt d'une superposition d'états

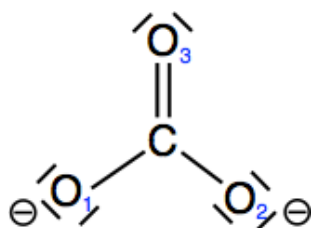


électroniques.

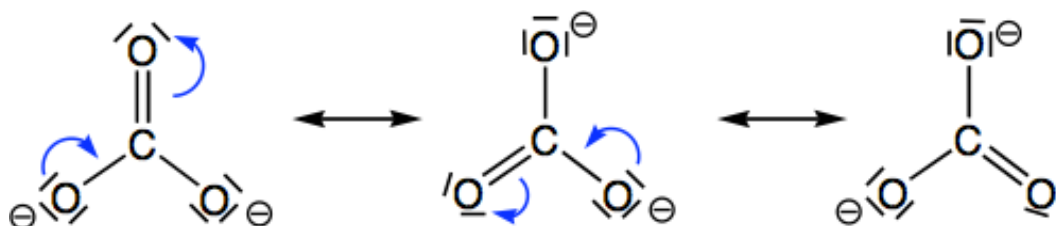
Dans certains cas, on obtient plusieurs formules de Lewis, toutes sont alors possibles

Exemple:

Ion carbonate CO_3^{2-}

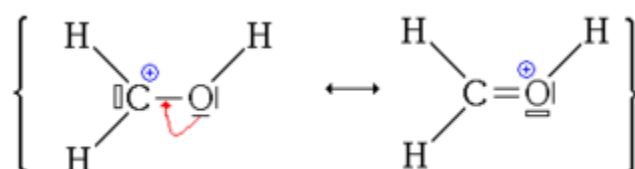


Les trois liaisons C-O sont identiques. Une représentation unique par une structure de Lewis est erronée ! Représentation par le biais de trois structures de Lewis. La description de l'ion carbonate se fait par la combinaison des trois formes mésomères, illustrant le principe de résonance entre elles.



II.3. Conjugaison

Le système est dit conjugué quand un ensemble des atomes reliés par des liaisons covalentes, comprenant une liaison π délocalisée, au moins. Cette délocalisation nous permet de représenter la molécule sous plusieurs formes de Lewis, on les appelle *formes mésomères*, résonantes ou formes canoniques, révélant alors ses caractéristiques chimiques. Le concept de conjugaison a été introduit par le chimiste allemand THIELE en 1899.



II.4. Stéréochimie caractéristique des réactions chimiques

La stéréochimie explore la disposition spatiale des atomes dans des molécules et son impact sur les réactions chimiques. Elle est essentielle pour comprendre les mécanismes

réactionnels, notamment lorsque la configuration spatiale des réactifs détermine la nature du produit final. Lorsque les produits obtenus dépendent de la configuration spatiale du réactif de départ et présentent une relation de diastéréoisomérisation, on parle de réaction diastéréospécifique.

Une transformation chimique est nommée régiosélective lorsqu'un réactif ou un intermédiaire réactionnel interagit préférentiellement avec un site spécifique d'un autre réactif parmi plusieurs options possibles, conduisant majoritairement à la formation d'un produit particulier parmi plusieurs potentiels.

La réaction dit spécifique lorsque le produit lié directement du réactif utilisé, c'est le cas où la nature du produit en découle, ou bien que le mécanisme requiert un arrangement spatial précis des atomes impliqués pour aboutir à un produit donné. Sans cet arrangement, la réaction ne peut pas se dérouler.

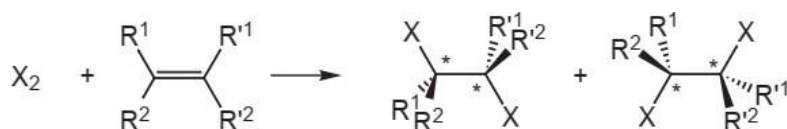
En revanche, une réaction est sélective lorsqu'un seul produit est majoritairement formé parmi plusieurs possibilités, que ce soit à travers un mécanisme unique (non spécifique) ou via plusieurs mécanismes en compétition, qu'ils soient spécifiques ou non.

II.4.1. Halogénéation de liaisons CC multiples: addition de X₂

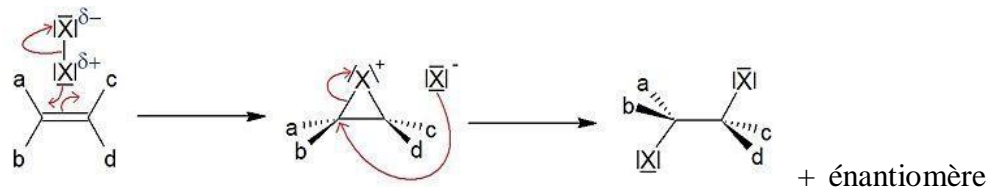
Les liaisons doubles (et triples) CC sont halogénées facilement en dihalogénures vicinaux par Br₂ et un peu moins par Cl₂.

Avec F₂, la réaction est difficile à contrôler en raison de son caractère hautement exothermique, ce qui la rend trop violente. En revanche, avec l'iode (I₂), la réaction devient trop lente, voire thermodynamiquement impossible.

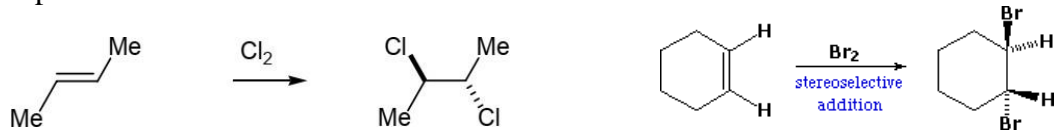
Cette addition électrophile est stéréospécifique et se produit de manière anti, c'est-à-dire que les groupes ajoutés se fixent sur des côtés opposés de la double liaison.



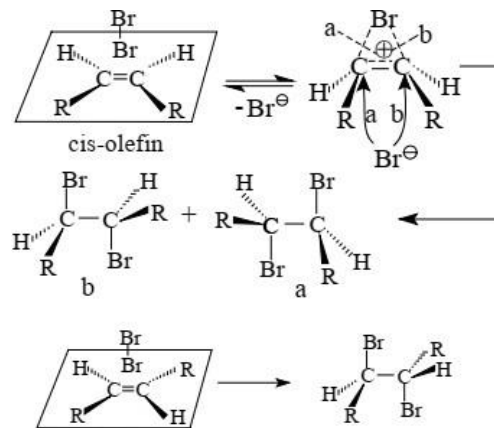
Le mécanisme implique d'abord la formation d'un ion halonium ponté, suivi de l'attaque de l'ion bromure. Cette attaque peut se produire de deux manières sur les carbones, ce qui mène à la formation d'un vic-dibromure, présentant ainsi deux isomères possibles.



Exemple. :

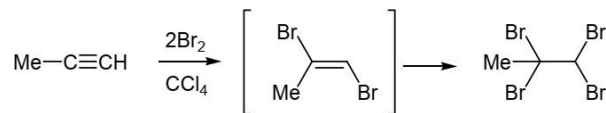


Application: Addition de Br_2 aux alcènes de stéréochimie (Z) et (E)

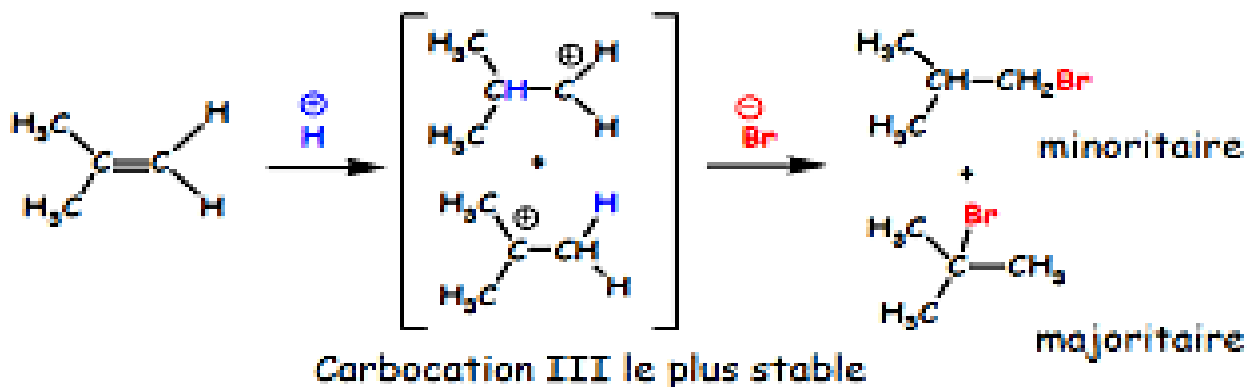


Il est important de noter que l'addition d'iode aux alcènes constitue la base de la méthode analytique connue sous le nom d'indice d'iode, qui évalue le degré d'insaturation des graisses.

Les alcynes peuvent également réagir avec Br_2 , produisant des dérivés tétrabromés..

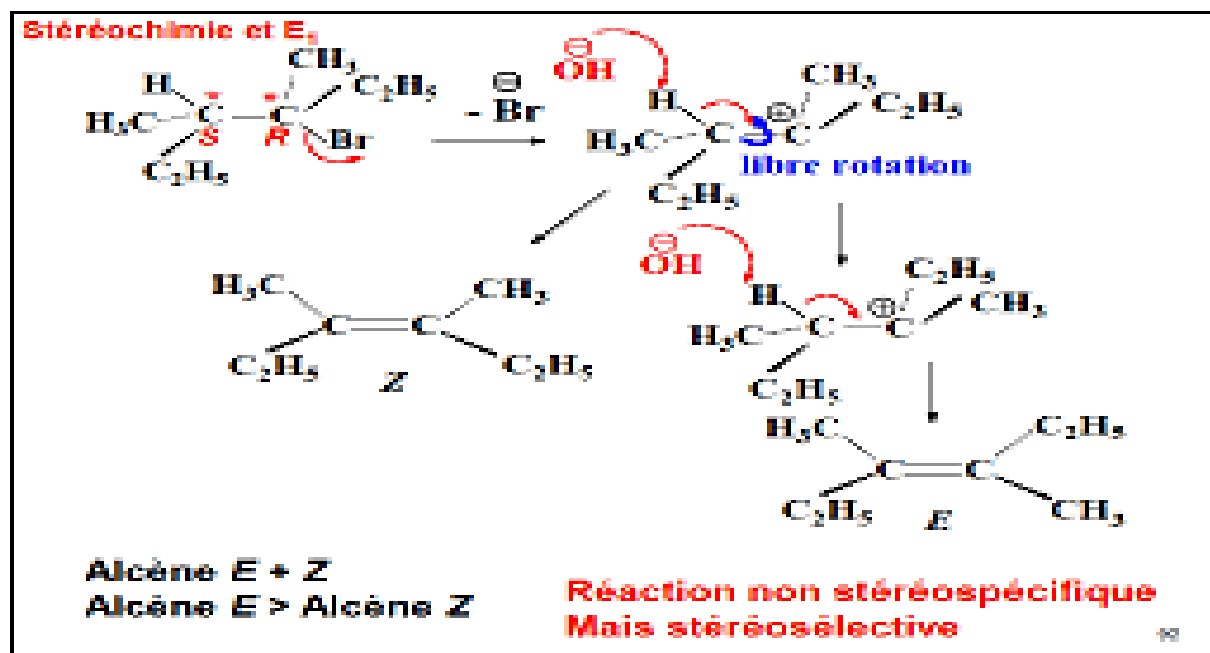


L'addition partielle (un seul équivalent) de X_2 aux alcynes est possible, mais plus difficile.



Réaction **régiosélective**, règle empirique de Markovnikov

Réaction **non stéréospécifique**

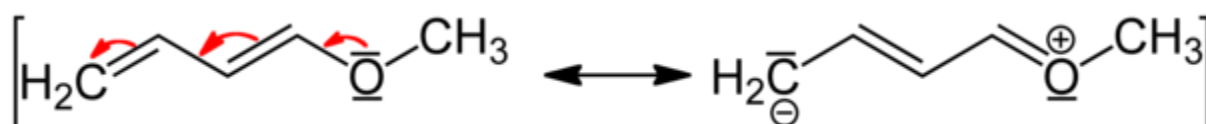


II.5.Effets électroniques

L'effet mésomère

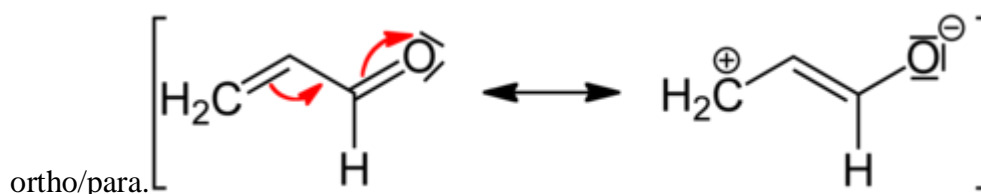
L'effet mésomère est associé à la délocalisation des électrons. Il décrit la capacité d'un substituant ou d'un groupe fonctionnel à céder ou à accepter un doublet d'électrons, facilitant ainsi cette délocalisation et réduisant l'énergie globale du composé, ce qui contribue à sa stabilité. Cet effet est utilisé de manière qualitative pour illustrer l'influence de ce substituant dans la structure résonante et est symbolisé par la lettre

M.



Effet +M d'un groupe méthoxy dans un éther

Un substituant portant un doublet non liant peut le céder pour générer des formes mésomères. Un substituant capable de céder un doublet et d'augmenter la densité électronique dans ces formes mésomères a un effet mésomère donneur, noté +M. Un groupe +M favorise les réactions de substitution nucléophile en stabilisant le cation formé lors du départ d'un nucléofuge. Dans le cadre d'une substitution électrophile aromatique, un substituant +M agit comme un groupe orienteur



ortho/para.
Effet -M d'un groupe

Carbonyle dans l'acroléine

Le substituant qui peut attirer un doublet non liant et de diminuer la densité d'électrons dans les formes mésomères a un effet mésomère attracteur, noté -M. Cet effet tend à compliquer les réactions de substitution en élevant l'énergie d'activation. Ainsi, un effet -M est désactivant d'un point de vue cinétique. Dans le cadre d'une substitution électrophile aromatique, un substituant -M agit comme un groupe orienteur méta.

L'effet inductif

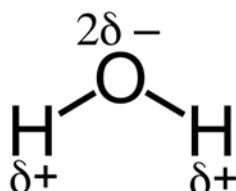
Quant à lui, désigne la propagation de la polarisation électronique au sein d'un composé chimique, résultant de la différence d'électronégativité entre les éléments liés. La polarisation d'une liaison entraîne un déplacement d'électrons le long de la liaison σ , ce qui constitue l'effet inductif. En d'autres termes, l'effet inductif est la transmission de la polarité d'une liaison σ par des groupements d'atomes. $+\delta -\delta$



Il y a 02 types d'effet inductifs :

- attracteur (-I)
- donneur (+I)

Lorsque deux atomes A et B ayant des électronégativités différentes sont liés, les électrons se déplacent vers l'atome le plus électronégatif, Ce déplacement entraîne une **polarisation de la liaison**, conférant aux atomes **A** et **B** des charges partielles et créant ainsi un **moment dipolaire électrique**. Ce phénomène de polarisation de la liaison, ainsi que ses conséquences, est appelé **effet inductif**.



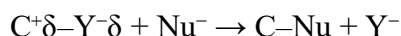
Dans la molécule d'eau, les liaisons présentent une légère charge positive au niveau des atomes d'hydrogène et une légère charge négative au niveau de l'atome d'oxygène, ce dernier étant plus électronégatif.

II.6.Substitution nucléophiles

La substitution nucléophile est une réaction au cours duquel un nucléophile (riche en électrons, noté Nu⁻) attaque une molécule électrophile présentant un site non riche en électrons. Le nucléophile remplace alors un atome ou un plusieurs atomes, nommé groupe partant (GP) ou nucléofuge.

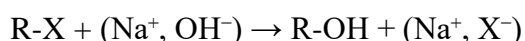
Lors de cette réaction, les électrons libres du nucléophile (Nu⁻) forment une nouvelle liaison avec le substrat (R-GP), entraînant l'expulsion du groupe partant (GP). Dans certains cas, le solvant peut faciliter cette rupture, permettant au nucléophile de réagir. Le nucléophile peut être neutre ou chargé négativement, tandis que le substrat peut être neutre ou chargé positivement.

La substitution nucléophile est une réaction ionique qui suit l'équation générale suivante :



Dans cette équation, un groupe partant (nucléofuge, Y) est remplacé par un nucléophile(Nu).

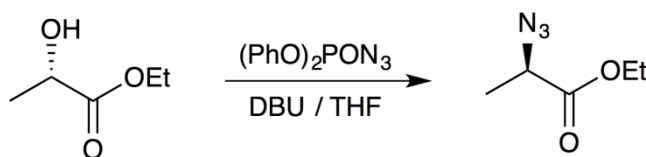
Exemple : L'hydrolyse d'un halogénure d'alkyle par une base (soude)



Il y a 02 types de substitution nucléophile :

1. La substitution nucléophile d'ordre 1 (SN1), qui se déroule en deux étapes selon un mécanisme monomoléculaire.

2. La substitution nucléophile d'ordre 2 (SN2), qui se produit en une seule étape selon un mécanisme bimoléculaire.

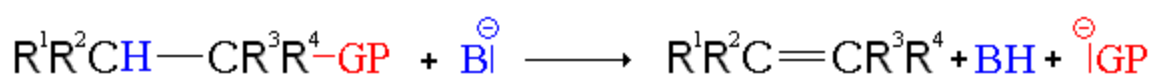


II.7. Réactions d'élimination

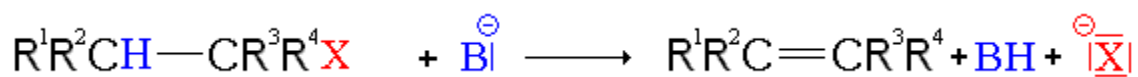
Une élimination (ou β -élimination) est une réaction qui convertit un alcane substitué (comme un halogénoalcane ou un alcool) en un composé éthylénique, généralement un alcène. Pour que cette transformation soit possible, la molécule de départ doit comporter, en plus du groupe partant, une chaîne carbonée de type alcane.

Les paramètres nécessaires à cette réaction sont plus rigoureux que celles d'une substitution nucléophile, une réaction concurrente présentant de nombreuses similitudes. L'élimination nécessite un milieu basique et un chauffage du mélange réactionnel pour favoriser la formation de l'alcène.

Équation générale:



L'un des exemples classiques d'élimination est la transformation d'un halogénoalcane en alcène, un processus connu sous le nom de déshydrohalogénéation.



Les bases couramment utilisées dans les réactions d'élimination incluent l'hydroxyde de sodium (Na^+ , HO^-), l'hydroxyde de potassium (K^+ , HO^-) et les ions alcoolate (RO^-), ces derniers étant obtenus par réaction du sodium avec un alcool anhydre (ROH). À l'instar de la substitution nucléophile, il existe deux mécanismes principaux d'élimination :

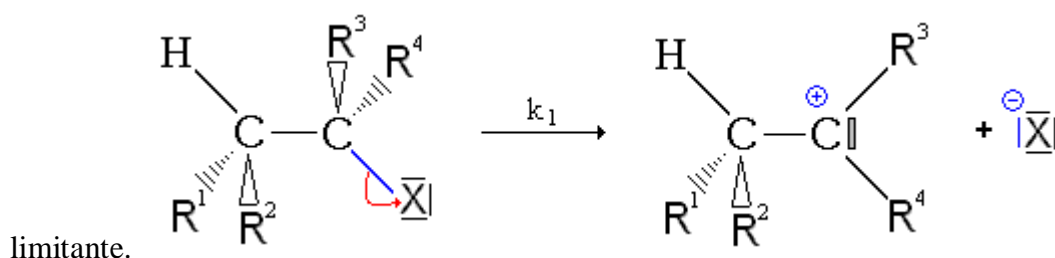
- L'élimination monomoléculaire, notée E1,

- L'élimination bimoléculaire, notée E2

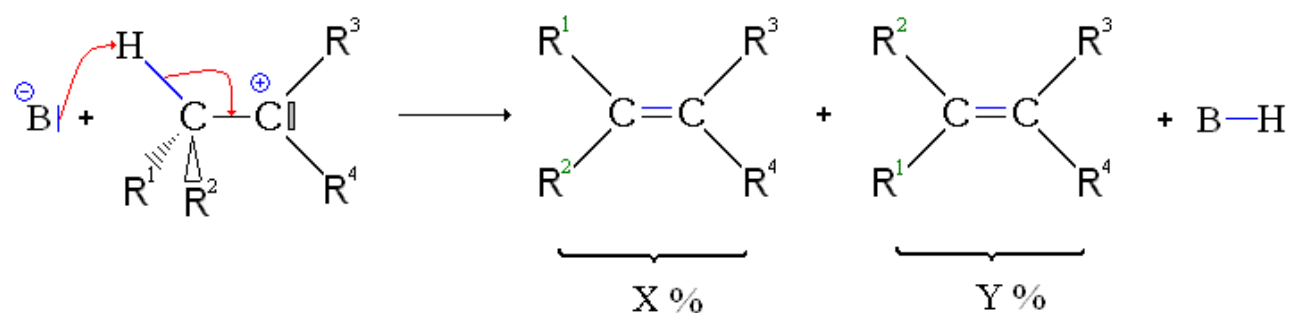
Mécanisme de l'E1

La réaction se déroule en deux étapes :

Première étape : Le départ du groupe partant (nucléofuge) conduit à la formation d'un carbocation. Cette étape, qui génère le carbocation, est lente, réversible et détermine la vitesse globale de la réaction, car elle constitue l'étape cinétiquement



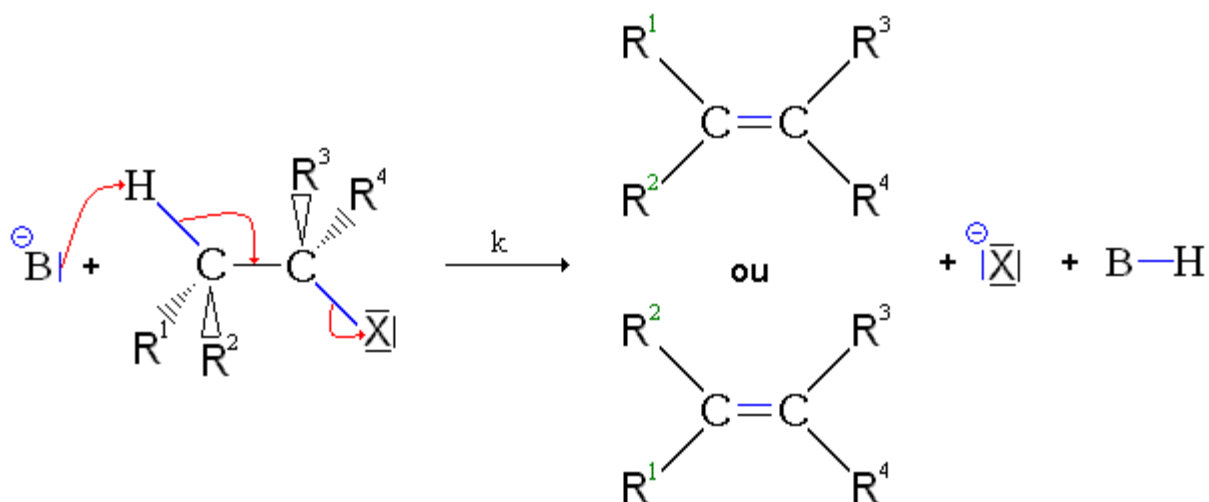
Deuxième étape : réaction acide-base. La base capture le proton, et le doublet d'électrons se redirige vers la liaison carbone-carbone pour créer une liaison double. Étant donné que la liaison simple carbone-carbone peut pivoter, deux stéréoisomères peuvent se former. Comme cette réaction est beaucoup plus rapide que la précédente, sa vitesse n'affecte pas la vitesse globale du processus.



Élimination bimoléculaire

Mécanisme de l'E2

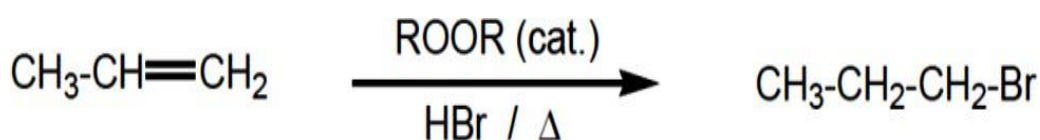
L'élimination bimoléculaire (notée E2) est une réaction chimique qui se déroule en une seule étape et met en jeu deux molécules : une base forte et le substrat organique (généralement un halogénure d'alkyle ou un composé apparenté). Cette réaction conduit à la formation d'un alcène par élimination simultanée d'un groupe partant et d'un proton adjacent.



II.8. Réactions radicalaires

-Addition Radicalaire

En présence de peroxydes (R-O-O-R) ou d'hydroperoxydes (R-O-O-H), les alcènes réagissent avec le bromure d'hydrogène (HBr) via un mécanisme d'addition radicalaire, conduisant à la formation d'un produit dit anti-Markovnikov. Prenons l'exemple du propène : la réaction peut s'écrire comme suit :



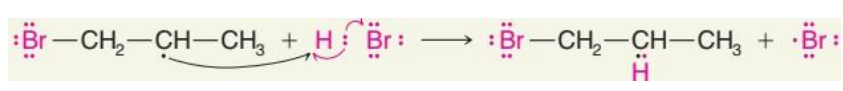
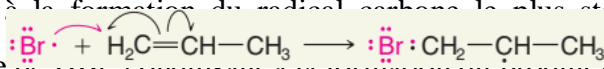
Contrairement à l'addition électrophile classique de HBr (qui suit la règle de MARKOVNIKOV), en présence de peroxydes, le mécanisme radicalaire inverse la régiosélectivité, plaçant le brome sur le carbone le moins substitué de l'alcène. Ce phénomène est connu sous le nom d'effet Kharasch ou règle anti-MARKOVNIKOV.

En présence d'une faible quantité de peroxyde (agent initiateur de radicaux), l'addition de HBr aux alcènes se réalise selon un mécanisme radicalaire, connu sous le nom d'effet Karash (réaction anti-MARKOVNIKOV). La première étape de ce mécanisme, appelée initiation, implique une rupture homolytique de la liaison H-Br, induite par la lumière et les peroxydes.

Initiation :



Dans la seconde étape - propagation -, le radical de brome formé se lie à l'alcène, conduisant à la formation du radical carbone le plus stable. Ce dernier extrait un atome d'hydrogène de HBr, conduisant à la formation du produit bromé final et du radical brome qui poursuit la réaction en chaîne en s'ajoutant à une molécule de substrat.

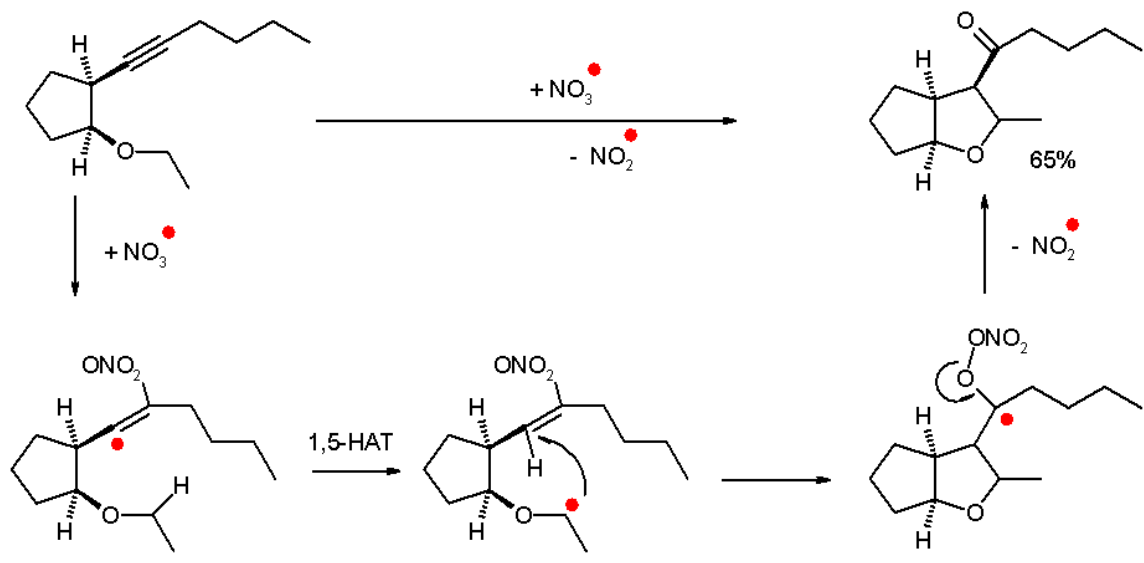
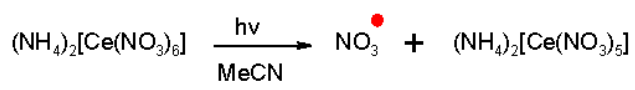


Propagation :

Terminaison : Réaction entre deux radicaux.

Il est possible d'obtenir des bromures éthyléniques par l'addition radicalaire de HBr sur les alcynes, dans des conditions identiques à celles des alcènes, bien que ce soit plus complexe.

Il convient de noter que, dans les réactions d'addition radicalaire de HX aux liaisons multiples, seul HBr est le réactif utilisable. HF, HCl et HI ne sont pas utilisés dans les additions radicalaires.



Substitution radicalaire :

La substitution radicalaire (S_R) est un type de réaction de substitution dans lequel l'intermédiaire réactionnel est un radical.

Ce type de réaction ne peut se produire que lorsqu'il y a formation d'espèces radicalaires, notamment sous l'effet de la lumière ultraviolette (UV), qui provoque le clivage homolytique de molécules normales, ou en présence d'une espèce capable de former des radicaux de manière spontanée, comme un peroxyde.

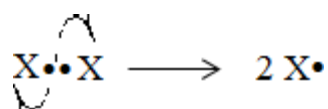
Comme la plupart des réactions radicalaires, celle-ci se déroule via un mécanisme en chaîne, en trois étapes :

- **Amorçage** : formation de radicaux à partir d'un précurseur non-radicalaire.
- **Propagation** : le radical interagit avec un composé non-radicalaire, générant une nouvelle espèce radicale.
- **Terminaison** : deux radicaux se combinent pour créer une espèce non-radicalaire.

Les alcanes réagissent avec les halogènes sous l'effet de la lumière ($h\nu$) pour donner lieu aux halogénoalcanes appropriés, une réaction qui se déroule par substitution radicalaire en chaîne. Ces trois phases font aussi partie du mécanisme de cette réaction.

Phase de démarrage :

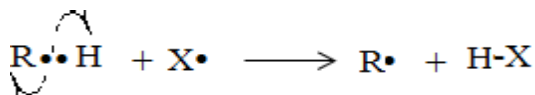
Sous l'effet de la lumière, il se produit une homolyse de la liaison halogène-halogène qui génère le radical $X\cdot$.

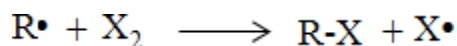


a. Phase de propagation

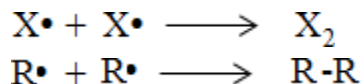
Au cours de cette étape, le radical $X\cdot$ provoque la rupture de la liaison C-H de l'alcane, ce qui conduit à la génération du radical $C\cdot$. Celui-ci interagit ensuite avec une molécule d'halogène X_2 , menant à la formation de l'halogénoalcane.

Étant donné qu'il s'agit d'une réaction en chaîne, ce processus se continue jusqu'à l'épuisement de l'alcane.

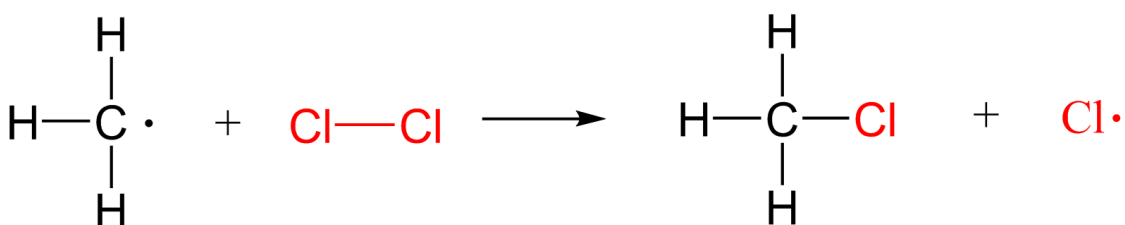
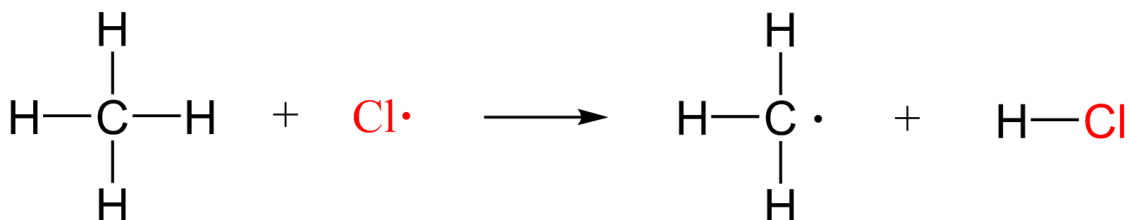
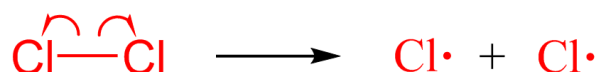




b. Phase de terminaison



L'étape d'initiation produit un radical halogène par homolyse :



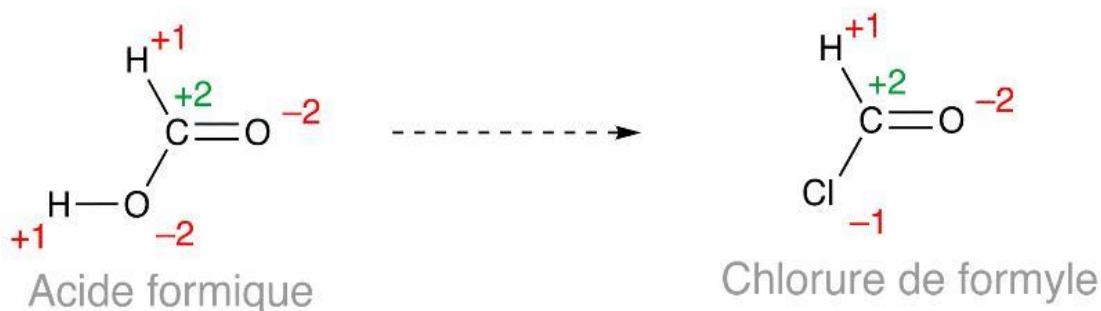
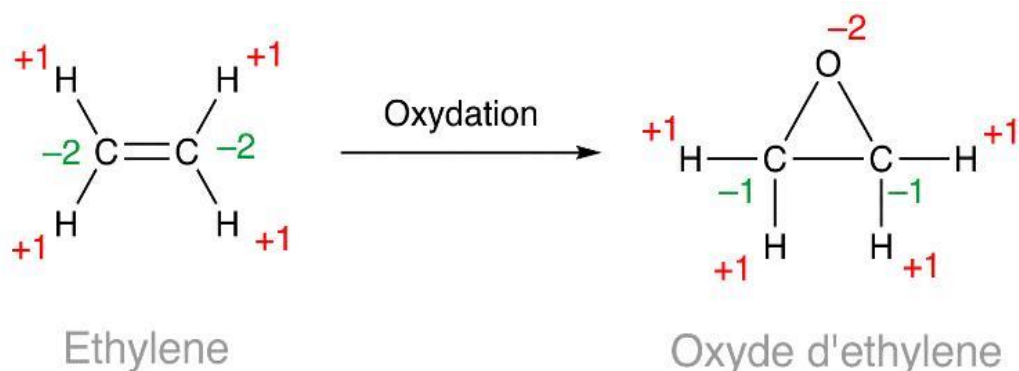
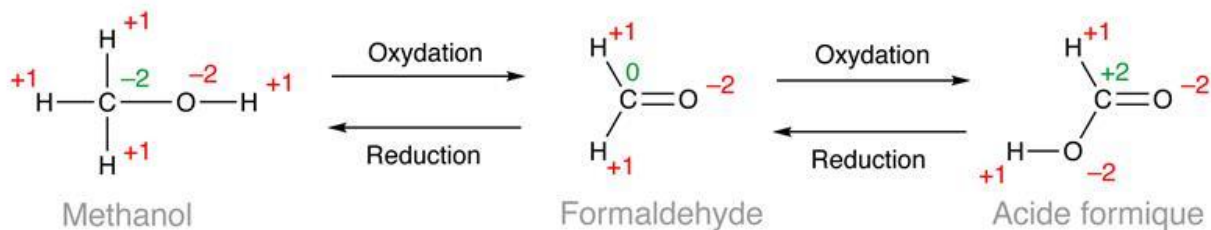
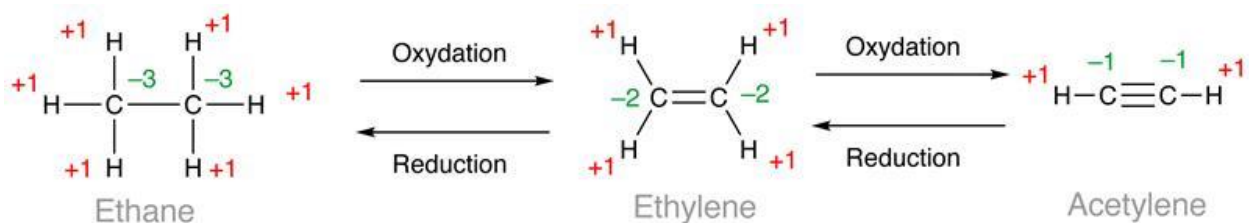
Polymérisation radicalaire:

La polymérisation radicalaire (en chaîne) est un procédé de polymérisation où, comme son nom le suggère, des radicaux agissent en tant qu'entités actives.

II.9. Oxydoréduction en chimie organique

Les réactions d'oxydo-réduction occupent une place essentielle dans le domaine de la chimie organique. Toutefois, la configuration des composés organiques implique une démarche distincte de celle que l'on constate en chimie inorganique ou en électrochimie. Effectivement, dans ces deux derniers domaines, les principes d'oxydoréduction se rapportent surtout à des composés ioniques, tandis que les liaisons chimiques au sein des structures organiques sont

principalement covalentes. Par conséquent, les réactions d'oxydoréduction organiques ne se définissent pas par un transfert d'électrons au sens électrochimique du terme.

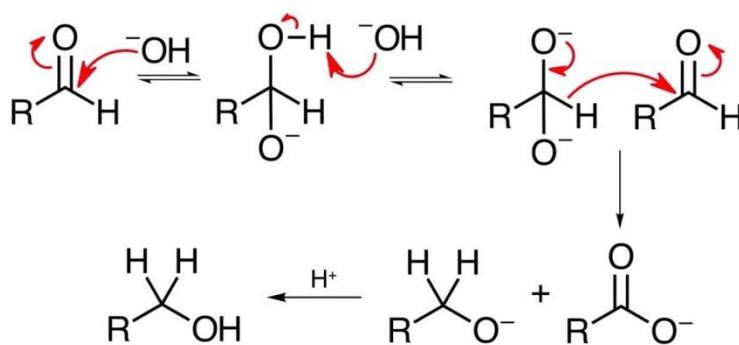


II.10.Mécanismes de l'oxydoréduction (en chimie organique)

-Les réductions (organiques):

Il existe plusieurs mécanismes qui illustrent les réductions organiques :

- **Transfert direct** : par exemple, pendant de la réduction de Birch, où le premier électron est transféré.
- **Transfert d'hydrure** : cela inclut l'utilisation d'hydrures comme l'hydrure d'aluminium ou de lithium, ainsi que d'autres hydrures d'aluminium ou de bore. En général, les hydrures de métaux alcalins ou alcalinoterreux ne sont pas réducteurs, bien qu'ils soient très basiques.
- **Réduction par hydrogène** : cela se fait souvent en présence de catalyseurs comme le catalyseur de Lindlar ou celui d'Adkins.
- **Réaction de dismutation** : un exemple est la réaction de CANNIZZARO.



Certaines réductions, comme la réaction de Wolff-Kishner, ne relèvent d'aucun mécanisme de réduction, car elles ne présentent qu'un changement d'état d'oxydation.

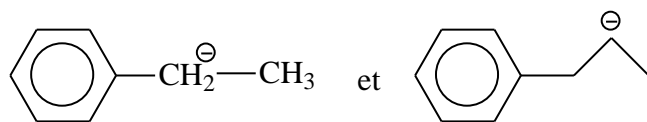
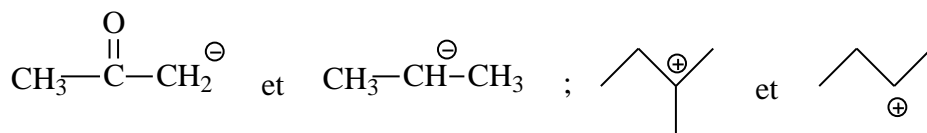
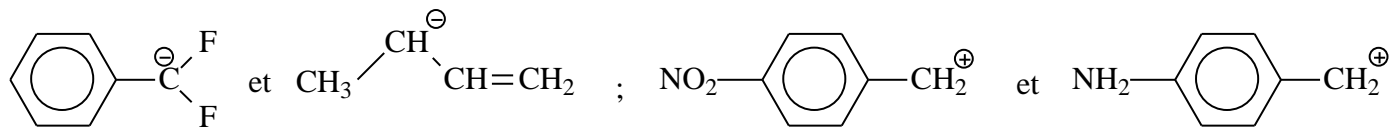
Pour les oxydations organiques, les mécanismes incluent :

- Transfert simple d'électron.
- **Oxydation vers des intermédiaires esters**: réalisée avec de l'acide chromique ou du dioxyde de manganèse.
- **Transfert d'atome d'hydrogène** : observé lors de l'halogénéation radicalaire.
- **Oxydation par l'oxygène**: comme dans le cas de la combustion.
- **Oxydation avec l'ozone** : utilisée dans les ozonisations et peroxydations.
- **Oxydations par mécanisme d'élimination** : telles que celles de Swern et de Kornblum, utilisant des réactifs comme l'acide IBX et le periodinane de Dess-Martin, qui impliquent des composés d'iode hypervalents.
- Oxydation par le sel de Frémy modifié ou TEMPO.

Série d'exercices n°6

Exercice 1

Mentionnez l'espèce la plus stable dans chacun des couples suivant :



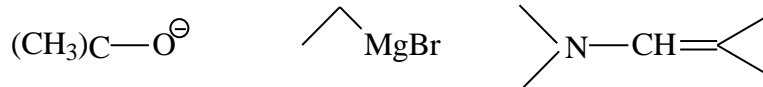
Exercice 2 :

Selon leur caractère nucléophile ou électrophile, (classez avec justification) les réactifs suivants :

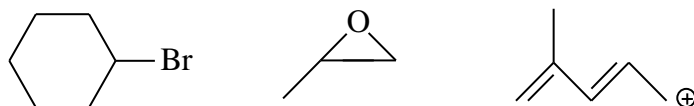


Exercice 3 :

1-Dans les composés suivants, indiquer les sites susceptibles de subir l'attaque d'un électrophile.



2- dans les composés suivants, indiquer les sites susceptibles de subir l'attaque d'un nucléophile :



Examen de Chimie I

Nom et Prénom :

Groupe :

Exercice N°01 :

Le bore naturel **B** ($Z=5$) est un mélange de deux isotopes stables : ^{10}B ($10,013 \text{ g.mol}^{-1}$; $x_1=0,20$) et ^{11}B ($11,009 \text{ g.mol}^{-1}$; $x_2=0,80$). x_1 et x_2 étant les fractions molaires.

1- Donner la composition de chaque isotope.

| isotope | Nombre de masse | Nombre de protons | Nombre de neutrons | Nombre d'électron |
|-----------------|-----------------|-------------------|--------------------|-------------------|
| ^{10}B | | | | |
| ^{11}B | | | | |

2- Combien y a-t-il d'atomes dans une masse 2g de l'isotope ^{11}B ?

On donne : $N_A = 6,023 \cdot 10^{23}$

3- Calculer la masse molaire moyenne M du bore naturel ${}_5\text{B}$.

Exercice N°02 :

La période de désintégration β^- du carbone (^{14}C) est de 5,7 ans.

| | |
|--|--|
| 1) Ecrire la réaction de désintégration du carbone. | |
| 2) Calculer la constante de désintégration λ ? | |
| 3) Calculer le temps au bout duquel 90% de l'élément s'est désintégré. | |

Exercice N°3 :

1- Représenter selon le modèle de Lewis, les éléments suivants : ${}_8\text{O}$, ${}_{13}\text{Al}$, ${}_{17}\text{Cl}$, ${}_6\text{C}$.

| O (Z= 8) | C (Z = 6) | Cl (Z = 17) | Al (Z = 13) |
|----------|-----------|-------------|-------------|
| | | | |

1- Soient les molécules suivantes: CO_2 ; CO_3^{2-} ; CCl_4 ; AlCl_3

- a- donner la structure de **Lewis** de chaque molécule. La règle de l'octet est elle vérifiée pour l'atome central ?
- b- prévoir la géométrie de ces molécules d'après la théorie de **VSEPR** et

| Molécule | CO_2 | CO_3^{2-} | CCl_4 | AlCl_3 |
|--------------------|---------------|--------------------|----------------|-----------------|
| Structure de Lewis | | | | |
| Règle d'octet | | | | |
| VSEPR | | | | |
| Hybridation | | | | |
| Géométrie | | | | |

donner l'état d'hybridation pour l'atome central dans chaque molécule.

Exercice N°04 :

On propose différentes configurations électroniques pour l'atome de nickel (Z=28) :

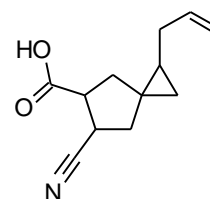
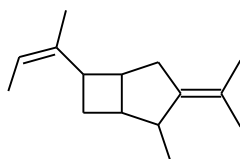
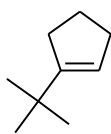
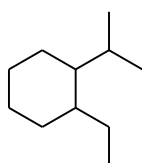
- 1- $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^0$.
- 2- $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^8 3d^6 4s^2$.
- 3- $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^8 4s^2$.
- 4- $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^6 4s^2 4p^2$.

Parmi ces configurations :

- 1- Quelle est celle qui ne respecte pas le principe de Pauli ?
- 2- Quelle est celle qui représente l'atome de nickel à l'état fondamental ? Préciser, si nécessaire, le nombre d'électrons célibataires.
- 3- Quelle est celle qui ne comporte aucun électron célibataire ?
- 4- Classer, par ordre d'énergie croissante, les différentes configurations.

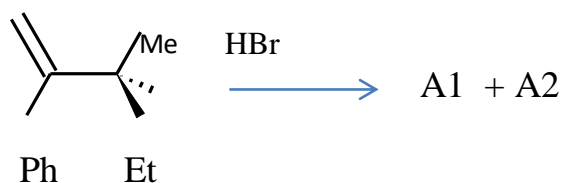
Exercice N°05:

Nommer les composés suivants:



Exercice N°06 :

On considère la réaction suivante :



1-Indiquer le type de réaction ?

2-Expliquer le mécanisme de la réaction et préciser configuration absolue d'A1 et A2

3-Quelle est la relation stéréochimique entre A1 et A2 ?

Correction de l'Examen de Chimie I

Exercice 01 :

Le bore naturel **B** (**Z=5**) est un mélange de deux isotopes stables : ^{10}B ($10,013 \text{ g.mol}^{-1}$; $x_1= 0,20$) et ^{11}B ($11,009 \text{ g.mol}^{-1}$; $x_2= 0,80$). x_1 et x_2 étant les fractions molaires.

4- Donner la composition de chaque isotope.

| isotope | Nombre de masse | Nombre de protons | Nombre de neutrons | Nombre d'électron |
|-----------------|-----------------|-------------------|--------------------|-------------------|
| ^{10}B | 10 | 5 | 5 | 5 |
| ^{11}B | 11 | 5 | 6 | 5 |

| | |
|---|---|
| 5- Combien y a-t-il d'atomes dans une masse 2g de l'isotope ^{11}B ? <i>On donne : $N_A = 6,023 \cdot 10^{23}$</i> | $n \text{ (mole)} = \frac{m}{M} = \frac{N}{N_A} \Rightarrow \frac{N}{N_A} = \frac{m}{M} \times N_A$ $\Rightarrow \frac{N}{11,009} = \frac{2}{6,023 \cdot 10^{23}} \Rightarrow N = 1,1 \cdot 10^{23} \text{ atomes}$ |
| 6- Calculer la masse molaire moyenne M du bore naturel ${}_5\text{B}$. | $M = \sum M_i x_i = (M_1 x_1 + M_2 x_2)$ $\Rightarrow M(\text{B}) = (0,2 \times 10,013) + (0,8 \times 11,009) = 10,81 \text{ g.mol}^{-1}$ |

Exercice N°02 :

La période de désintégration β^- du carbone (^{14}C) est de 5,7 ans.

| | |
|--|--|
| 1) Ecrire la réaction de désintégration du carbone. | ${}^6_{14}\text{C} \rightarrow {}^7_{14}\text{N} + {}^0_{-1}\text{e}$ |
| 2) Calculer la constante de désintégration λ ? | $t_{1/2} = \frac{\ln 2}{\lambda} \Rightarrow \lambda = \frac{\ln 2}{t_{1/2}} = \frac{0,693}{5,7 \cdot 10^3}$ $\lambda = 12,16 \text{ ans}^{-1} = 3,85 \cdot 10^{-12} \text{ s}^{-1}$ |
| 3) Calculer le temps au bout duquel 90% de l'élément s'est désintégré. | $\frac{dN}{dt} = -\lambda N \Rightarrow \ln N_t = -\lambda t + \ln N_0 \Rightarrow N_t = N_0 e^{-\lambda t}$ $N_0 \rightarrow 100\%$ $N_t \rightarrow 10\%$ $N_t = N_0 e^{-\lambda t} \Rightarrow \frac{N_t}{N_0} = e^{-\lambda t}$ $\Rightarrow t = 18,93 \text{ ans} = 5,19 \cdot 10^{11} \text{ s}$ |

Exercice N°03 :

- 1- Configuration 2.
- 2- Configuration 3, 2 électrons célibataires.
- 3- Configuration 4.
- 4- Energie: $1 < 3 < 4 < 2$.

Exercice 4 :

2- Représenter selon le modèle de Lewis, les éléments suivants : ${}_8\text{O}$, ${}_{13}\text{Al}$, ${}_{17}\text{Cl}$, ${}_6\text{C}$.

| O (Z= 8) | C (Z = 6) | Cl (Z = 17) | Al (Z = 13) |
|---|--|--|--|
| $[\text{He}] 2s^2 2p^4$ $\cdot\ddot{\text{O}}\cdot$ $ \overline{\text{O}} $ | $1s^2 2s^2 2p^2$ $ \ddot{\text{C}} $ $\text{C}^*: 1s^2 2s^1 2p^3$ $\cdot\ddot{\text{C}}\cdot$ | $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$ $ \overline{\text{Cl}}\cdot$ | $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$ $ \overline{\text{Al}}\cdot$ $\cdot\overset{*}{\text{Al}}\cdot$ |

- 1- Soient les molécules suivantes: CO_2 ; CO_3^{2-} ; CCl_4 ; AlCl_3
 - a- donner la structure de **Lewis** de chaque molécule. La règle de l'octet est-elle vérifiée pour l'atome central ?
 - b- prévoir la géométrie de ces molécules d'après la théorie de **VSEPR** et donner l'état d'hybridation pour l'atome central dans chaque molécule.

| Molécule | CO_2 | CO_3^{2-} | CCl_4 | AlCl_3 |
|--------------------|---------------|--------------------|----------------|-----------------|
| Structure de Lewis | | | | |
| Règle d'octet | Vérifiée | Vérifiée | Vérifiée | Non Vérifiée |
| VSEPR | AX_2 | AX_3 | AX_4 | AX_3 |
| Hybridation | SP | SP^2 | SP^3 | SP^2 |
| Géométrie | Linaire | Triangulaire | Tétraédrique | Triangulaire |

Exercice 05

1-éthyl-2-isopropylcyclohexane

1-tertbutylcyclopentene

3-isopropylidène-2-méthyl-6-(1-méthylpropényl)bicyclo[3.2.0]heptane

Acide 6-cyano-1-(prop-2-ényl)spiro[2.4]heptane-5-carboxylique

Exercice 06

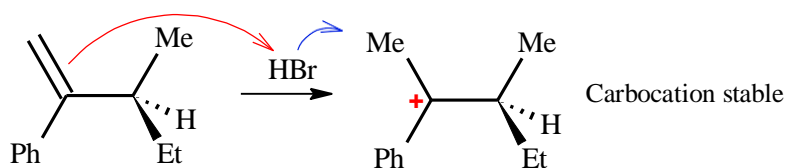
1) Addition électrophile de H-Br sur un alcène.

2) Le mécanisme réactionnel, 02 étapes

1^{ère} étape: l'électrophile H^+ réagit sur les électrons π de la double liaison

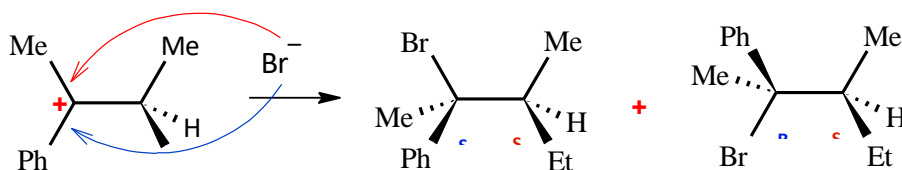
afin de former le carbocation le plus stable suivant la règle de

Markovnikov.



2^{ème} étape: l'ion halogénure (Br^-) attaque le carbocation des deux côtés du plan afin de former

02 molécules A1 et A2:



3) Molécules A1 et A2 se sont des diastéréoisomère.

Références bibliographiques

- [1] - Arnaud, P., Cours de chimie organique, 18e éd., Dunod, Paris, 2009.
- [2] - Arnaud, P., Chimie organique, Dunod, Paris, 2004.
- [3] - Clayden, J., Greeves, W., et Wothers, P., Chimie organique, De Boeck, 2003.
- [4] - Comminellis, C., Friedli, K. W., et Migirdicyan, A. S., Exercices de chimie générale, Presse Polytechnique et Universitaire Romande, Lausanne, Suisse, 2018.
- [5] - Fosset, B., Baudin, J. B., et Lahitete, F. Chimie tout en un MPSI, 3^{ème} édition, Dunod, Paris, 2013.
- [6] - Le Coarer, Jacques. Chimie : Le Minimum à Savoir, Collection Grenoble Sciences, 2003.
- [7] - Meziane, S. Livre de chimie générale : structure de la matière, Éditions Berti, Algérie, 2010.
- [8] - Ouahès, R. et Devallez, B., Livre de chimie générale, 4e éd. revue et corrigée, Éditeur Publisud, 1988.
- [9] - Ouahès, R. et Devallez, B., Chimie générale, 4e éd. OPU. Alger, 2003
- [10] - Zumdahl, S. S., Livre de chimie générale, 2e éd., De Boeck, 1999.