

|Les cours du module chimie-1 pour la 1^{ière} année SNV

A – Les constituants de l’atome :

Les philosophes grecs, comme Démocrite (460 – 370 av. J.C), imaginaient déjà que la matière n’est pas divisible infiniment. En divisant la matière en des parties de plus en plus petites, on arrive à de minuscules particules indivisibles qu’on appelle atomes (du grec “atomos” qui signifie *insécable*). Les atomes sont donc les particules fondamentales constituant la matière.

L'expérience courante semble montrer que la matière peut être divisée à l'infini et que la seule limite à ce fractionnement est celle imposée par nos sens (yeux), par notre habileté ou par notre technologie.

Ce fractionnement illimité de la matière a été mis en doute dès l'Antiquité par les savants philosophes. Cette conclusion a aussi été celle des chimistes des siècles derniers : Lavoisier, Proust, Dalton Les réactions chimiques s'effectuant toujours dans des **proportions pondérales définies** confirment la structure discontinue de la matière. Pourtant, ce n'est que depuis un siècle environ que les faits expérimentaux ont confirmé leur hypothèse : **la matière n'a pas une structure continue**, toute opération de fractionnement s'arrêtera à sa structure élémentaire : **l'atome**

La découverte des électrons (J.J. Thompson : 1897) puis les expériences de Rutherford (1911) montrent que le concept de l'atome, entité élémentaire de la matière, doit être revu.

L'atome est formé de deux parties distinctes :

- le **noyau** chargé positivement
- l'**électron** ou les électrons chargés négativement.

L'ensemble constitue l'atome, électriquement neutre. Cette représentation constitue ce que l'on appelle le **modèle** de l'atome.

Pour le moment, les électrons peuvent être considérés comme des particules élémentaires, caractérisées par leur masse $m_e = 9,109534 \cdot 10^{-31}$ kg et leur charge élémentaire négative $q_e = -1,6021892 \cdot 10^{-19}$ Coulombs. Le noyau au contraire semble avoir une structure plus complexe et le

modèle physique qui le représente se complique et se perfectionne au fur et à mesure que sont obtenus des résultats expérimentaux. Il est donc très difficile pour un non spécialiste de connaître les dernières hypothèses concernant la structure du noyau atomique. Ce domaine d'étude concerne les Physiciens nucléaires.

Nous essayerons cependant dans ce cours d'aller au delà du modèle atomique de Rutherford : noyau + électron, et nous présenterons les particules élémentaires qui constituent le noyau de l'atome.

Le noyau atomique

Le noyau atomique, chargé positivement, est constitué essentiellement de deux types de particules élémentaires.

- le **proton**, désigné par la lettre **p**, est une particule chargée positivement. Sa charge est égale à une charge élémentaire positive soit : $q_p = + 1,6021892 \cdot 10^{-19}$ Coulombs. La masse du proton est égale à : $m_p = 1,6726485 \cdot 10^{-27}$ kg.

- le **neutron**, désigné par la lettre **n**, est une particule non chargée, donc neutre découverte par Chadwick en 1930. La masse du neutron est égale à : $m_n = 1,6749543 \cdot 10^{-27}$ kg, soit une valeur légèrement supérieure à celle du proton. Le neutron est une **particule instable** qui peut se transformer en donnant deux autres particules, un proton et un électron, et en **libérant de l'énergie**.

Les particules protons et neutrons sont encore appelées des **nucléons**

Remarque :

Les valeurs des masses des particules que nous indiquons ici sont celles des **particules au repos**, c'est à dire à vitesse nulle. Lorsque ces particules se déplacent, elles peuvent acquérir des vitesses très élevées : voir **accélérateurs de particules**. Dans ces conditions, leur masse en mouvement peut être très différente de leur masse au repos.

Représentation

Le noyau le plus simple est celui de l'atome d'hydrogène. Ce noyau ne contient qu'un seul proton. Les autres noyaux qui constituent les différents atomes sont formés de plusieurs protons et neutrons.

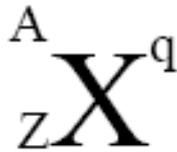
Le nombre de protons et de neutrons caractérise un type d'atomes que l'on définit par les valeurs :

- **Z**, appelé **numéro atomique** qui indique le nombre de protons.

-A, appelé **nombre de masse**, avec $A = Z + N$ où N est le **nombre de neutrons**. Un tel atome aura un noyau de charge $+Zq$.

Notion d'ion et caractéristiques des particules élémentaires :

Notations



X : élément considéré

Z : nombre de protons (et d'électrons)
numéro atomique

N : nombre de neutron

A : nombre de masse ($A = Z + N$)

q : nombre de charge

Notion d'élément

Un élément est caractérisé par son nom (X)
ou son numéro atomique (Z)

Ainsi l'élément C (carbone) est l'élément 6

La quantité de matière

La quantité de matière est une grandeur fondamentale pour le chimiste. L'unité de cette grandeur chimique est la mole (mol). Une mole correspond à une collection de N entités chimiques identiques (atome, ion, molécule... etc...). N appelé, **nombre d'Avogadro** est une constante : $N = 6,0220943.10^{23}$ (mol⁻¹).

On appelle masse molaire atomique, la masse d'une mole d'atomes d'un même élément chimique. Cette masse s'exprime donc en kilogramme.mol⁻¹. Exemple : Masse d'une mole d'atomes d'hydrogène $M_H = 1,007976.10^{-3}$ kg.mol⁻¹

Unité de masse atomique

Vous avez pu constater que les masses des particules élémentaires : électron, proton, neutron, ne sont pas du tout à notre échelle. On utilise donc une unité de masse différente du kilogramme mais mieux adaptée aux grandeurs mesurées. Cette unité de masse est appelée **unité de masse atomique : u.m.a.** Par définition 1u.m.a. = de la masse de l'atome de carbone . Comme on a attribué arbitrairement à cet atome une masse molaire exacte $M = 12.10^{-3}$ kg.mol⁻¹, on écrit :

Soit $1 \text{ u.m.a} = 1,66056.10^{-27} \text{ kg} = 1,66056.10^{-24} \text{ g}$.

Cette définition de l'u.m.a entraîne, que le nombre qui exprime la masse d'un nucléide en u.m.a., est le même que celui qui exprime la masse en g.mol⁻¹ d'une mole de ce nucléide.

Question : Le nucléide a une masse de 1,00797 u.m.a. Quelle est, exprimée en grammes, la masse de 1 mole de ce nucléide ?

Réponse : 1,00797g

Le noyau atomique : Les isotopes

Certains nucléides peuvent avoir le même numéro atomique Z mais un nombre de masse A différent. Cette structure du noyau se traduit par une différence au niveau du nombre de neutrons.

Ainsi les nucléides et appartiennent à l'élément hydrogène, $Z = 1$ et les deux nucléides et correspondent à l'élément uranium $Z = 92$. On appelle ces nucléides des **isotopes**. Leurs noyaux ont la **même charge mais ils diffèrent par leur masse**. Certains de ces isotopes se rencontrent dans la nature. C'est le cas pour l'hydrogène ou l'uranium, on les appelle des **isotopes naturels**. D'autres sont le résultat de l'activité humaine. Ils sont produits par des réactions nucléaires contrôlées (réacteurs nucléaires) ou explosives (bombe nucléaire). On les appelle des **isotopes artificiels**.

Ces isotopes, naturels ou artificiels peuvent être stables et se conservent indéfiniment. D'autres sont instables et se décomposent plus ou moins vite en donnant d'autres noyaux et en **libérant de l'énergie**. Ce phénomène est appelé **radioactivité naturelle ou artificielle**. Nous en reparlerons plus tard.

Composition isotopique :

Lorsqu'un élément possède plusieurs isotopes, le pourcentage de ces derniers constitue sa **composition isotopique**. Ainsi l'hydrogène naturel est un élément constitué de trois isotopes.

Energie de cohésion du noyau :

Sauf dans le cas des isotopes radioactifs, les noyaux sont stables. Cela signifie que si l'on veut séparer les uns des autres, les nucléons qui constituent un noyau stable, il faut leur fournir de l'énergie. Cette énergie, appelée **énergie de cohésion du noyau** peut être calculée. L'intérêt de ce calcul ne réside pas dans cette valeur elle-même, mais il se révèle utile pour comparer les stabilités relatives des différents noyaux.

La radioactivité :

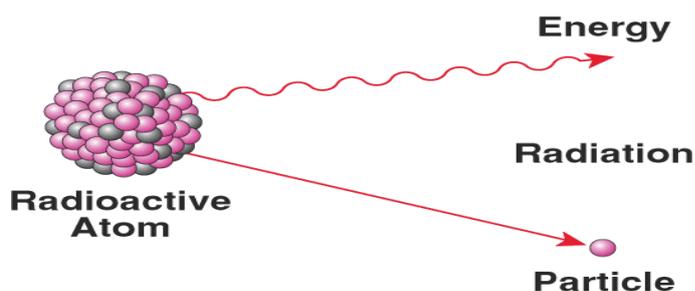
Ce qu'on entend par radioactivité

Certains isotopes possèdent des noyaux instables : ils se désintègrent spontanément en libérant une particule de faible masse (comparée à la masse de l'atome). Ce phénomène est appelé **radioactivité naturelle**.

Pendant une *désintégration*, il y a variation du nombre de protons dans le noyau. L'atome résultant de la désintégration appartient à un autre élément ; on parle de **transmutation atomique**.

En 1896, Henri Becquerel découvrit que l'uranium et ses composés émettent continuellement un rayonnement. Pierre et Marie Curie poursuivant les travaux commencés par Becquerel ont donné à ce phénomène le nom de *radioactivité*.

Définition On appelle radioactivité la transformation spontanée d'un noyau atomique au cours de laquelle un rayonnement est émis.



On rencontre de nombreux éléments radioactifs naturels.

- L'uranium 238 ou 235 est un des éléments radioactifs naturels les plus importants.
- Le radon 222 est un gaz radioactif naturel, issu des roches et terrains contenant de l'uranium.
- Le corps humain contient également des éléments radioactifs : le potassium 40 et le carbone 14.

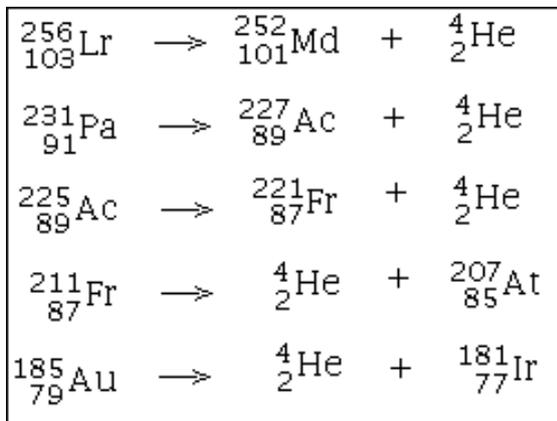
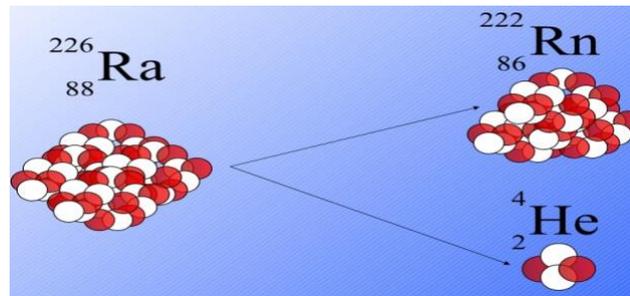
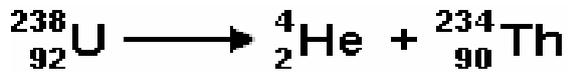
Parmi les 1500 nucléides connus, il en existe environ 325 naturels :

- 274 sont stables, leur noyau ne se modifie pas spontanément au cours du temps ;
- 51 sont instables car ils sont radioactifs, leur noyau est susceptible à tout moment de subir un changement pouvant porter sur le nombre de masse A et/ou sur le nombre de charge Z .

On distingue trois types de radioactivité :

a) la radioactivité α (alpha) :

Exemples :

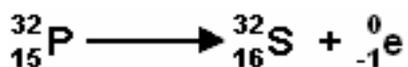


b) la radioactivité β^- (bêta) :

émission de particules β^- (électrons)

Particule β

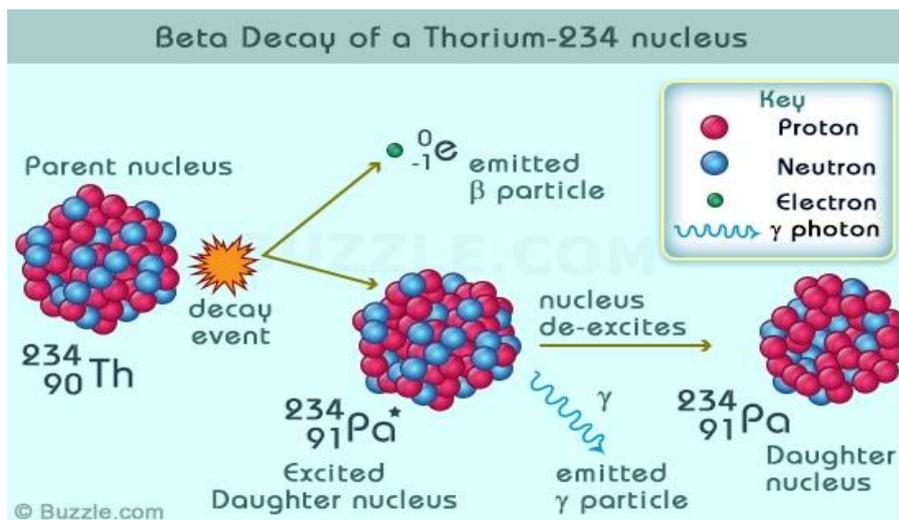
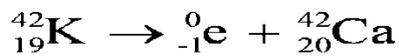
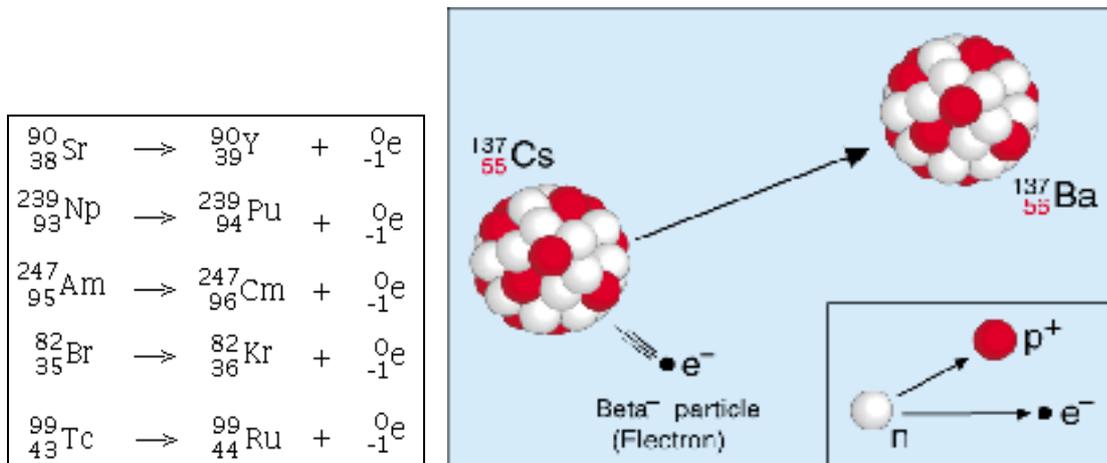
Exemples :



.La radioactivité β^+

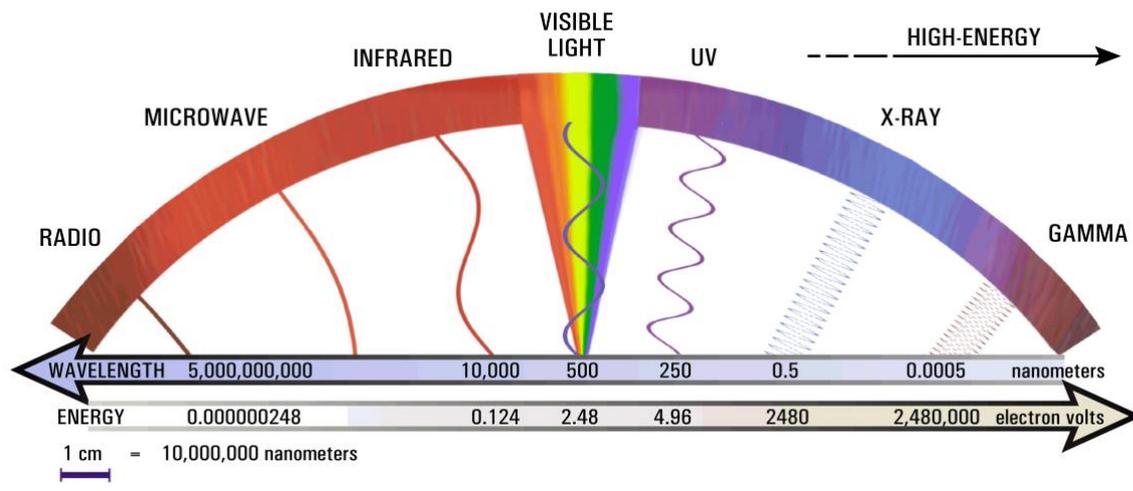
La radioactivité β^+ se produit avec des nucléides obtenus artificiellement au laboratoire. C'est pourquoi on la qualifie de radioactivité artificielle, elle est caractéristique

des noyaux trop riches en protons. Elle résulte de la désintégration, dans le noyau, d'un proton qui se transforme en un neutron avec émission d'un *positron* et d'un *neutrino* :



c) la radioactivité γ (gamma) :

émission de rayonnement électromagnétique, dont l'énergie dépend de la source.



En général

Lors d'une désintégration radioactive, il y a libération d'énergie (énergie nucléaire).

Remarque

Les rayonnements radioactifs ne sont pas visibles, on ne peut les détecter qu'à l'aide d'appareils de mesure appropriés (p.ex. compteur Geiger-Müller).

Les règles de Fajans-Soddy

Ces règles traduisent le phénomène de radioactivité à l'aide d'une équation analogue à l'équation bilan d'une réaction chimique.

Enoncé : Au cours de la transformation radioactive d'un noyau, on a conservation des nombres de masse ainsi que des nombres de charge (numéro atomique).

Pour l'émission α , Le nouveau noyau obtenu a un numéro atomique et un nombre de masse inférieurs à ceux du noyau initial E.

Pour l'émission β , elle résulte de la décomposition (ou désintégration) du neutron en un proton et électron :

Emission β^+ : On la représente par :

Le positon émis au cours de cette réaction a une durée de vie extrêmement courte. Le positon se combine très rapidement avec un électron (Réaction d'annihilation) en libérant de l'énergie (rayonnement électromagnétique γ).

Emission γ

L'émission γ n'entraîne aucune variation de Z ou de A. Elle peut être attribuée à un réarrangement des nucléons dans le noyau avec passage d'au moins un nucléon d'un niveau d'énergie élevée à un niveau plus stable. Cette émission peut être comparée à l'émission d'un

photon lumineux quand un électron d'un atome passe d'un niveau énergétique élevé à un niveau d'énergie inférieur.

Lois de conservation

Lors des réactions nucléaires, les grandeurs suivantes sont conservées :

- Le nombre de nucléons A .
- La charge électrique et donc aussi le nombre de charge Z .

Période d'un élément radioactif

La décomposition d'un élément radioactif peut être très rapide, quelques millisecondes ou extrêmement longue, plusieurs années ou milliers d'années. Cette décomposition est définie par la loi de vitesse d'une réaction du 1^{er} ordre. Un nucléide radioactif est le plus souvent caractérisé par sa demi-vie $t_{1/2}$ (ou période radioactive). La demi-vie (ou période radioactive) d'un nucléide est l'intervalle de temps au bout duquel la moitié des noyaux initialement présents ont subi une désintégration.

On caractérise cette activité par le nombre de désintégrations produites par unité de temps.

Cette unité est le **Becquerel** : $1 \text{ Bq} = 1$ désintégration par seconde.

Cette unité est très faible et on utilise aussi comme mesure d'activité la **Curie (C)** et ses sous multiples :

$$1 \text{ C} = 3,7.10^{10} \text{ Bq}$$

La loi de décroissance radioactive

Considérons un échantillon contenant N noyaux radioactifs d'un nucléide donné à la date t . Le phénomène de désintégration va provoquer la décroissance du nombre de noyaux.

Loi de décroissance radioactive

Activité

$A = \lambda N$ Où "A = activité" son unité est la désintégration par seconde

(dps ou Bq)

Demi-vie et la Constante de décroissance

La relation entre la demi-vie (ou période) et la constante λ

est: $T_{1/2} = 0,693 / \lambda$ * Avec $0,693 = \ln 2$

Equation Différentielle de décroissance Radioactive

Le taux de décroissance à un certain temps est directement proportionnel au nombre d'atomes radioactifs présents à ce moment-là

$dN/dt = -\lambda N(t)$ Equation de décroissance Radioactive

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

Exprimant l'équation en termes d'activité:

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

Où $A(t)$ = l'activité à un temps t et A_0 = l'activité initiale au temps $t = 0$

L'activité qui a décru après "n" demi-vies est donnée par: $1 - A(t)/A_0$

L'activité "A" qui reste après "n" demi-vie est donnée par

$$A/A_0 = 1/2^{n^*} \quad * \quad \text{Avec } n = t / T_{1/2}$$

Applications de la loi de décroissance

Activité d'un échantillon radioactif

Définition L'activité A à une date t d'un échantillon contenant N noyaux radioactifs est définie comme étant le nombre de noyaux qui se désintègrent par seconde :

Exemple 6.2 Le calcul de l'activité de 1 g de ^{226}Ra de masse molaire 226 g/mol et de demi vie 1600 ans donne $A = 3,7 \cdot 10^{10}$ Bq. Cette valeur correspond au *curie* (Ci), ancienne unité de l'activité.

La datation en géologie et en archéologie :

Plusieurs éléments radioactifs peuvent être utilisés pour dater les roches. On considère ici l'exemple de la *datation* par le plomb. Le plomb ordinaire non radioactif est un mélange des isotopes ^{204}Pb , ^{206}Pb , ^{207}Pb et ^{208}Pb . Les différentes désintégrations radioactives des isotopes de l'uranium et du thorium produisent tous les isotopes du plomb à l'exception de l'isotope ^{204}Pb . Si le plomb d'un échantillon ne contient pas ^{204}Pb , cela indique que le plomb présent a été produit par désintégration radioactive. L'échantillon peut alors servir à la datation.

Exemple : Pour un échantillon on mesure $r = 0,8$. Un calcul permet de conclure qu'il s'est écoulé $3,8 \cdot 10^9$ années depuis la formation de l'échantillon.

On peut aussi dater l'âge d'une matière animale ou végétale grâce aux éléments radioactifs. L'isotope ^{14}C du carbone, radioactif β^- , de demi-vie $t_{1/2} = 5730$ ans, est présent dans l'atmosphère sous forme de dioxyde de carbone, en proportion infime mais constante par rapport à l'isotope ^{12}C : $r_0 = N(^{14}\text{C})/N(^{12}\text{C}) = 10^{-12}$.

Les végétaux absorbent le dioxyde de carbone atmosphérique et fixent l'isotope 14 du carbone dans leur tissu. Tous les êtres vivants consommant des plantes absorbent également cet isotope. Au cours de leur vie, végétaux, animaux et humains en contiennent une proportion constante ($r_0 = 10^{-12}$). Après la mort, l'isotope ^{14}C n'est plus absorbé. Sa teneur diminue au rythme des désintégrations radioactives.

La mesure de l'activité d'un échantillon permet d'évaluer le rapport r , donc la date de sa mort. En effet : $r = r_0 e^{-\lambda t}$.

La mesure de ce rapport r sur un objet ancien permet de dater cet objet.

Exemple: La mesure de l'activité d'une momie dans un sarcophage donne un rapport $r = 6 \cdot 10^{-13}$. Un calcul donne $t = 4222$ ans. La momie est dans le sarcophage depuis 4222 ans.

Réactions nucléaires

Énergie de liaison d'un noyau

L'énergie de liaison d'un noyau, que l'on note E_l , est l'énergie qu'il faut fournir au noyau pris au repos pour le dissocier en ses différents nucléons obtenus isolés et immobiles.

On peut donc écrire l'énergie de liaison d'un noyau ${}^A_Z\text{X}$:

$$\begin{aligned} E_l &= \sum E_{\text{nucléon}} - E_X \\ &= Z \cdot E_{\text{proton}} + (A - Z) \cdot E_{\text{neutron}} - E_X. \end{aligned}$$

Les énergies du noyau et de ses constituants sont des énergies au repos. En utilisant la relation d'Einstein, l'expression devient :

$$E_l = Z m_p c^2 + (A - Z) m_n c^2 - m_X c^2$$

où m_X , m_p et m_n sont les masses au repos respectivement du noyau, d'un proton et d'un neutron. Ainsi : $E_l = [Z m_p + (A - Z) m_n - m_X] c^2$.

L'expression entre crochets est la différence entre la masse au repos des nucléons et la masse au repos du noyau, différence appelée *défaut de masse*.

Définition Pour un noyau ${}^A_Z\text{X}$, on constate un défaut de masse Δm positif :

$$\Delta m = Z m_p + (A - Z) m_n - m_X$$

En valeur relative, le défaut de masse est de l'ordre du pourcent. L'énergie de liaison s'exprime à l'aide du défaut de masse : $E_l = \Delta mc^2$

Exemple : La masse d'un noyau d'hélium est $m_X = 6,6446 \cdot 10^{-27}$ kg, celle de ses nucléons est $2m_p + 2m_n = 6,6951 \cdot 10^{-27}$ kg. Le défaut de masse d'un noyau de hélium est $\Delta m = 5,05 \cdot 10^{-29}$ kg, soit 0,8% de la masse du noyau. L'énergie de liaison vaut $E_l = 4,54 \cdot 10^{-12}$ J.

Énergie de liaison par nucléon

La figure représente l'énergie de liaison par nucléon E/A en fonction du nombre de masse.

On constate que les noyaux légers et lourds présentent une énergie de liaison par nucléon plus faible que les noyaux moyens.

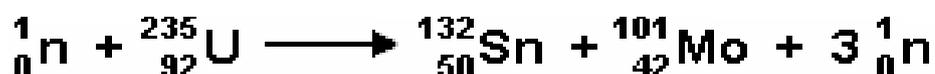
Une réaction nucléaire libère de l'énergie si l'énergie de liaison des produits est supérieure à celle des réactifs. De ce fait, si deux noyaux légers se soudent pour former un noyau moyen, la réaction, appelée *réaction de fusion*, libère de l'énergie. De même, lors de la réaction, appelée *fission nucléaire*, au cours de laquelle un noyau lourd se casse en deux noyaux moyens, il y a libération d'énergie.

Énergie de liaison par nucléon

La fission nucléaire

Principe et intérêt de la fission

La fission est la cassure d'un noyau lourd en noyaux plus légers. Nous allons nous intéresser ici au cas de l'uranium 235. Sous l'impact d'un neutron, le noyau d'uranium 235 se brise en deux noyaux plus légers et deux ou trois neutrons, tout en libérant une énergie importante.



Fusion nucléaire

Principe de la fusion

Une fusion nucléaire est une réaction au cours de laquelle deux noyaux légers s'unissent, c'est-à-dire fusionnent, pour en former un plus lourd, tout en libérant une énergie importante. Les principales réactions de fusion se font à partir de l'hydrogène ${}^1_1\text{H}$ et de ses deux isotopes, le deutérium ${}^2_1\text{H}$ et le tritium ${}^3_1\text{H}$.

Deuterium + Deuterium \longrightarrow Helium + energy



Structure électronique des atomes - Le modèle de Bohr (1913)

Définition

L'observation des spectres atomiques d'émission ou d'absorption est en contradiction avec le modèle "planétaire" de Rutherford. Ceci a nécessité d'utiliser un nouveau modèle, le modèle de Bohr, qui introduit la discontinuité des valeurs de l'énergie.

Modèle de Bohr : il repose sur les hypothèses suivantes :

- on considère le **noyau fixe** car sa masse est 1850 fois celle de l'électron.
- l'électron se déplace à la vitesse v autour du noyau fixe en décrivant des trajectoires circulaires de rayon r , centrées sur le noyau, et appelées **orbites**.
- les orbites permises sont celles dont le module du moment angulaire orbital (moment cinétique) est un multiple de $h/2\pi$. Ceci se traduit par la relation : $mvr = nh/2\pi$ avec :
 $n = 1, 2, 3, \dots$
 $m =$ masse de l'électron,
 $v =$ vitesse de l'électron,
 $r =$ rayon de l'orbite,
 $h =$ constante de Planck = $6,626 \cdot 10^{-34}$ J.s
- sur une orbite donnée, l'énergie de l'électron ne varie pas (état stationnaire). L'électron ne peut donc gagner ou perdre de l'énergie qu'en passant d'une orbite permise à une autre orbite permise.

2. Calcul du rayon de l'atome d'hydrogène

Nous allons à partir de ces hypothèses calculer le rayon de l'atome d'hydrogène dans son état fondamental. Le système que nous étudions est constitué d'un noyau portant une charge élémentaire positive autour duquel gravite, sur une orbite circulaire de rayon r , un électron (charge élémentaire négative).

II-2-2 Rayon de l'orbite :

Les seuls états possibles sont tels que le moment cinétique de l'électron soit un multiple de $h/2\pi$, c'est-à-dire : $mvr = n \cdot h/2\pi$ (4), n entier naturel.

$$\implies v^2 = n^2 h^2 / 4\pi^2 m^2 r^2$$

$$\text{de (1) } v^2 = ke^2/mr \qquad \implies r = n^2 h^2 / 4\pi^2 m e^2 k$$

; $k = 9 \times 10^9$ unités SI.

Si $n = 1$ (état fondamental) $\implies r_1 = h^2 / 4\pi^2 m e^2 k = 0,53 \text{ \AA}$ ($1 \text{ \AA} = 10^{-10} \text{ m}$)

$$\text{Si } n = n \quad \implies r_n = n^2 r_1 = 0,53 \cdot r_1 \text{ (A}^\circ\text{)}$$

II-2-3 Expression de l'énergie totale :

Le rayon de l'orbite où circule l'électron est quantifié.

Si on remplace (6) dans (2), on obtient :

$$E_n = -\frac{ke^2 4\pi^2 mke^2}{2n^2 h^2} \quad \implies \quad E_n = -\frac{1}{n^2} \frac{2\pi^2 mk^2 e^4}{h^2} \quad (7)$$

L'énergie totale d'un électron est donc discrète ou quantifiée.

- Pour $n=1$ (état fondamental : l'électron occupe l'orbite de rayon r_1 et d'énergie E_1)

$$E_1 = -21,78 \cdot 10^{-19} \text{ J} = -13,6 \text{ eV}$$

- Pour $n=2$ (Premier état excité)

$$E_2 = E_1/4 = -3,4 \text{ eV}$$

- Pour $n = n$ (n^{ième} état excité)

$$E_n = -\frac{13,6}{n^2} \text{ eV}$$

Conclusion

Il faut signaler l'importance de la théorie de Bohr assimilant un électron tournant autour du noyau comme la lune autour de la terre : outre son succès remarquable dans l'interprétation du spectre de l'atome d'hydrogène, elle a confirmé les idées révolutionnaires de Planck sur la quantification de l'énergie.

Mais cette théorie simple s'est révélée une théorie approchée. On n'arrivait pas à expliquer l'effet Zeeman par exemple (un atome a un spectre d'émission plus complexe dans un champ magnétique).

La théorie de Bohr ne pouvait pas non plus expliquer les détails du spectre des atomes possédant plusieurs électrons.

La théorie de Bohr laissa place vers 1924 à la théorie moderne de la structure atomique.

Structure électronique des atomes - Le modèle quantique (1926)

1. Insuffisance du modèle de Bohr

Ne faites pas la tête, il vous faut encore faire un petit effort pour apprendre et comprendre un nouveau modèle. On aurait pu présenter directement le dernier modèle à la mode. C'est chose possible mais, commencer par le modèle le plus compliqué risque d'être difficile à comprendre. Comme pour un cycliste débutant il est préférable d'aborder des montées faciles avant d'escalader les grands cols des Alpes.

Pourquoi le modèle de Bohr est-il insuffisant ?

Ainsi le modèle de Bohr qui conserve le concept planétaire de Rutherford des électrons tournant autour du noyau atteint sa limite. Des concepts nouveaux sont introduits pour bâtir un nouveau modèle qui permet de rendre compte des observations expérimentales.

Modèle quantique

Le premier concept introduit tient compte du fait que nous nous adressons à des systèmes extrêmement petits (submicroscopiques comme disent certains auteurs). Il faut renoncer à appliquer à ces systèmes les équations de la Mécanique Classique dont la résolution donne toutes les informations caractéristiques d'un objet en mouvement (position, énergie, vitesse). On ne peut mesurer simultanément et exactement la position et la vitesse d'une particule à un instant donné. Les écarts sur ces mesures sont reliés entre eux par la relation d'Heisenberg.

Cette relation appelée **Principe d'Incertitude** montre qu'il est impossible d'envisager un dispositif expérimental permettant de déterminer **simultanément et avec une précision infinie**, la position et la vitesse d'une particule.

Le deuxième concept, introduit en 1924, par Louis de Broglie, postule que l'on doit décrire le mouvement d'une microparticule de manière identique à celle d'une onde. Dans ce modèle, la longueur d'onde associée à la particule en mouvement est donnée par la relation :

$$\lambda = h / (mv)$$

h est la constante de Planck que nous avons déjà rencontrée, m est la masse de la particule et v sa vitesse.

Remarque : Ce postulat a pu être vérifié expérimentalement lors des expériences de diffraction réalisées en utilisant un faisceau d'électrons à la place d'une radiation électromagnétique : **expérience de Davisson et Germer.**

3. Equation de Shrödinger

C'est en 1926 que Shrödinger établit l'équation du mouvement associé à l'électron de l'atome d'hydrogène. Etablir cette équation n'est pas à votre programme et nous vous demandons seulement de l'admettre tout comme les résultats qui découlent de sa résolution. L'équation de

Shrödinger indépendante du temps s'écrit :

$$-\frac{\hbar^2}{2m} \left(\frac{\partial^2 \psi}{\partial x^2} + \frac{\partial^2 \psi}{\partial y^2} + \frac{\partial^2 \psi}{\partial z^2} \right) + V\psi = E\psi$$

$$V = -\frac{e^2}{4\pi\epsilon_0} \frac{1}{r} = -\frac{e^2}{4\pi\epsilon_0} \frac{1}{\sqrt{x^2 + y^2 + z^2}}$$

$\hbar = h/2\pi$ est la constante de Planck divisée par $2\pi = 6,626 \cdot 10^{-34} / 2\pi$ J.s

Énergie électronique totale E, énergie potentielle V, et énergie cinétique T.

Un terme nouveau apparaît : Ψ , qui est la **fonction d'onde** associée à l'électron, conformément au postulat de De Broglie. La fonction d'onde Ψ dépend de trois variables x, y et z que l'on appelle **les variables d'espace**.

Résolution de l'équation de Shrödinger

Nous avons donné la forme analytique de cette équation pour l'atome le plus simple : **l'atome d'hydrogène**. Cette équation est une équation différentielle du 2^{ème} ordre à trois variables.

La résolution de l'équation de Shrödinger montre que cette équation n'admet des solutions : $\Psi_1, \Psi_2 \dots \Psi_n$, que pour certaines valeurs bien définies de l'énergie électronique totale E : E1, E2... En.

Ces valeurs de l'énergie représentent les niveaux d'énergie électronique de l'atome d'hydrogène et si elles sont en excellent accord avec les valeurs issues des spectres atomiques, on retrouve aussi les valeurs proposées par le modèle de Bohr.

Le nombre entier **n** qui apparaît au cours de la résolution de l'équation de Shrödinger traduit la condition de quantification de l'énergie introduite arbitrairement dans le modèle de Bohr, est appelé **nombre quantique**

principal.

En définitive, la forme analytique des fonctions Ψ solutions de l'équation de Schrödinger dépend des valeurs des trois nombres quantiques : n , l et m . Ces nombres sont des nombres entiers et l'on appelle :

- n : nombre quantique principal
- l : nombre quantique secondaire ou azimutal
- m : nombre quantique magnétique.

Les orbitales atomiques

Définition

La résolution de l'équation de Schrödinger introduit en plus du **nombre quantique principal n** ($n = 1, 2, \dots$) deux autres nombres quantiques qui sont :

l : **nombre quantique secondaire** ou azimutal tel que : $l = 0, 1, 2, \dots, n-1$

m : **nombre quantique magnétique** tel que : $-l \leq m \leq +l$

A chaque jeu de nombres (n, l et m) correspond une fonction d'onde que l'on appelle une **orbitale atomique**. L'énergie d'une orbitale atomique d'un **hydrogéoïde** ne dépend que de la valeur de n .

Exemples :

- Considérons la fonction d'onde définie par $n=1$. Les autres nombres quantiques qui la caractérisent sont $l = 0, m = 0$. Cette fonction (orbitale atomique) qui ne dépend que d'un seul paramètre géométrique r est de symétrie sphérique. Elle est aussi appelée orbitale **1s**.

- Pour $n = 2$, nous avons 2 possibilités :

a) $l = 0, m = 0$. Une fonction ainsi définie ne dépend elle aussi que de r . Sa représentation est analogue à celle de l'orbitale **1s** mais son énergie est différente puisque $n = 2$. Cette orbitale atomique est appelée **orbitale 2s**.

b) $l = 1$ avec $m = -1, m = 0$ et $m = +1$. Il correspond à ce nouveau jeu de nombres quantiques n, l et m une nouvelle famille d'orbitales atomiques caractérisées par la même valeur de $l, l = 1$ mais avec des valeurs différentes de m . Ces orbitales atomiques définies par $l = 1$, ont la même forme analytique, on les appelle des **orbitales atomiques p**. Elles sont au nombre de trois puisque à la valeur $l = 1$, correspondent trois valeurs de m différentes : $-1, 0$ et $+1$. Les trois valeurs de m définissent les orientations de l'axe de symétrie de ces orbitales. Ces trois orbitales sont appelées :

orbitale **2px** dirigée selon l'axe des x ,

orbitale **2py** dirigée selon l'axe des y ,

orbitale **2pz** dirigée selon l'axe des z .

Remarques :

a- Les trois orbitales **2p** ainsi que l'orbitale **2s** dépendent du même nombre quantique principal : $n = 2$. Ces deux types d'orbitales ont la même énergie, puisqu'elles ont la même valeur de n , on dit qu'elles sont **dégénérées** (cas des hydrogéoïdes).

Notion d'orbitales

. Différentes symétries possibles pour ces « enveloppes virtuelles » :

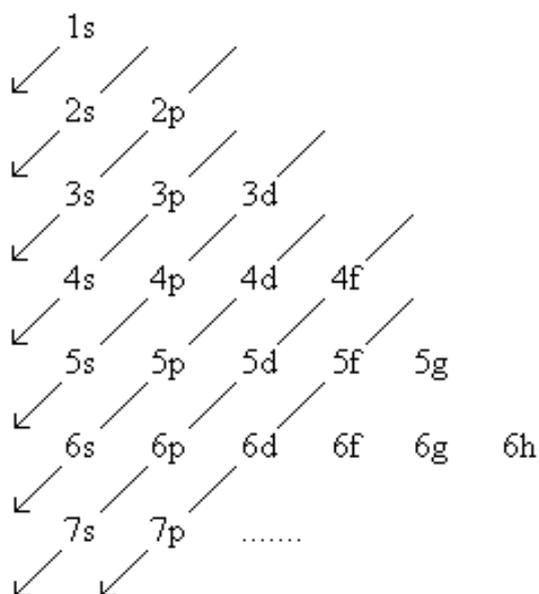
- sphérique : **orbitales s**
- elliptique (haltères) : **orbitales p**
- elliptique (haltères croisées) : **orbitales d**

Configuration électronique des atomes

Pour obtenir la répartition des électrons dans les différentes orbitales **pour l'état fondamental de l'atome**, il va être nécessaire de procéder selon les règles de remplissage suivantes :

Principe de stabilité (ou règle de Klechkowski ou ordre de remplissage) :

Le remplissage des orbitales s'effectue selon les valeurs de $n + l$ croissant. Si 2 valeurs de $n+l$ sont égales, le remplissage de la case ayant la valeur de n la plus faible est prioritaire.



Principe de Pauli : dans un atome, 2 électrons ne peuvent pas avoir les 4 nombres quantiques identiques.

Règle de Hund : pour une valeur déterminée du nombre quantique secondaire l , les électrons occupent le nombre maximum de valeur de m , c'est-à-dire le maximum de cases quantiques.

Attention : Toutes ces règles sont valables pour obtenir la description électronique d'un atome à l'état fondamental.

Si le principe de stabilité n'est pas respecté, on obtient un état excité;

Si la règle de Hund n'est pas respectée, on obtient aussi un état excité;

Le principe de Pauli ne peut jamais être contourné : c'est la condition *sine qua non* pour qu'un état électronique soit possible.

Applications

${}_6\text{C} : 1s^2 2s^2 2p_x^1 2p_y^1$

${}_8\text{O} :$

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

Remarque : dans la pratique on n'utilisera la représentation à l'aide des cases quantiques que pour les orbitales de plus haute énergie c'est à dire caractérisées par la plus grande valeur de n. Les orbitales ainsi matérialisées par les cases quantiques sont appelées les **orbitales de valence**.

La classification périodique des éléments :

Classification :

Nous allons montrer que la configuration électronique des atomes dans l'**état fondamental** permet de reconstruire la **Table de Classification Périodique** qui avait été établie en 1869 par Mendéléev, à partir de **critères chimiques**, c'est à dire la répartition en lignes (ou périodes) et colonnes (ou groupes) des éléments.

L'atome d'hydrogène (1^{ère} ligne, 1^{ère} colonne) possède un électron qui occupe l'orbitale 1s. L'atome d'hélium avec deux électrons ($Z = 2$) a pour configuration $1s^2$ et occupe la 2^{ème} colonne de la 1^{ère} ligne.

Pour l'atome de lithium ($Z = 3$) on place le troisième électron dans l'orbitale 2s. Sa configuration est : $1s^2, 2s^1$ et cet élément occupe la 2^{ème} ligne et la 1^{ère} colonne de la Table.

Lorsque n augmente de une unité, on passe à la ligne suivante. Ainsi tous les éléments d'une même ligne ont la même valeur de n.

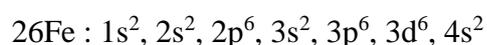
Le carbone: $1s^2, 2s^2, 2p^2$. Il se situe sur la même ligne que l'atome de lithium mais dans la 14^{ème} colonne.

Le néon ($Z = 10$) qui a pour structure $1s^2, 2s^2, 2p^6$ termine la 2^{ème} ligne du Tableau Périodique.

A partir de l'atome de sodium ($Z = 11$), on utilise le niveau $n = 3$ (3^{ème} ligne) sans remplir toutes les orbitales possibles. Pour $n = 3$ on peut avoir $l = 2$ qui définit les orbitales **d**. La 3^{ème} ligne du Tableau Périodique ne contient que huit éléments depuis le sodium ($Z = 11$) jusqu'à l'argon ($Z = 18$) car les orbitales d ne sont pas utilisés.

Remarque : On peut se demander pourquoi les électrons occupent l'orbitale 4s avant l'orbitale 3d **d'énergie inférieure**. La raison est que l'atome a une énergie totale plus basse lorsque l'électron occupe l'orbitale 4s plutôt que 3d. Comme nous l'avons déjà dit, l'orbitale 4s est plus pénétrante que l'orbitale 3d. Cela a pour effet de **réduire le terme de répulsion entre électrons** et **d'abaisser l'énergie totale** de l'atome.

Pour $Z = 21$, les orbitales 3d commencent à se remplir et la structure électronique de l'élément fer s'écrira :



Pour $Z = 30$ (élément zinc), les orbitales 3d sont toutes occupées et à partir de l'élément gallium ($Z = 31$) on utilisera les orbitales 4p. Les éléments dont les valeurs de Z sont comprises entre $Z = 21$ et $Z = 30$ constituent une famille d'éléments appelés **éléments de**

transition. Ils correspondent au remplissage des 5 orbitales 3d. On retrouve pour $n = 5$ une autre famille d'éléments de transition (5^{ème} ligne) qui correspondent au remplissage des orbitales 4d.

De la même façon, à partir de $Z = 56$, le remplissage des orbitales 4f ($l = 3$) conduit aux 14 éléments de la famille des **Lanthanides** tandis que le remplissage des orbitales 5f donne les **Actinides**.

Remarque : On a dit que tous les éléments d'une même ligne ont la même valeur de n . Cependant, il faut bien remarquer que le dernier niveau rempli ne correspond pas toujours au numéro de la ligne. **Ex :** pour ^{26}Fe qui se trouve sur la 4^{ème} ligne, le dernier niveau rempli était un niveau 3d. Par contre le nombre quantique de l'élément est bien 4 puisque le fer a un niveau 4s occupé. La structure électronique s'écrit toujours dans l'ordre des n , et non pas dans l'ordre de remplissage (on écrit $\dots 3d^6, 4s^2$ et non pas $\dots 4s^2, 3d^6$).

Description du Tableau Périodique.

Pour résumer, rappelons que :

- La classification Périodique des Eléments constitue un tableau à double entrée par ordre de Z croissant.
- Les isotopes (même valeur de Z) auront tous la même position dans ce tableau.
- Chaque ligne horizontale occupée par les éléments ayant la même valeur de n est appelée **période**, la Table contient 7 périodes.
- On retrouve dans chaque colonne les éléments ayant une structure électronique analogue (à une période près). Les éléments de la 1^{ère} colonne (Li, Na, K) caractérisés par une structure électronique externe ns^1 constituent la famille des **alcalins**. La 2^{ème} colonne (Be, Mg ...) de structure électronique externe ns^2 contient les **alcalino terreux**. Signalons encore la colonne des **halogènes** (F, Cl ...etc.) de structure électronique externe (ns^2, np^5) ainsi que la colonne **des gaz rares** (He, Ne ...etc.) de structure électronique externe (ns^2, np^6).
- On définit des **blocs** dans le Tableau Périodique. Au centre du Tableau apparaît le **bloc d** qui est formé par les deux séries des éléments de transition. A droite du Tableau Périodique on trouve le **bloc p**, à gauche le **bloc s** selon que la dernière orbitale atomique occupée est de type p ou s. Les halogènes se trouvent dans le bloc p et les alcalins dans le bloc s.

Voici diverses représentations du tableau périodique suivant ce qui a été dit précédemment :

Les électrons de valence.

Ce sont par définition les électrons caractérisés par la plus grande valeur de n (couches externes). On retrouve dans chaque colonne du Tableau Périodique les éléments ayant le même nombre d'électrons de valence.

Ces électrons ont des énergies comparables puisqu'ils ont la **même valeur de n** et auront aussi **la plus faible énergie** de liaison avec le noyau puisqu'ils sont caractérisés par la plus grande valeur de n . Rappelez-vous que $E_i = -x 13,6 \text{ eV}$.

Les propriétés chimiques des éléments dépendent des électrons de valence car ce sont ces électrons qui sont mis en jeu au cours des réactions chimiques : formation et rupture de liaisons. **Les éléments d'une même colonne ainsi que leurs dérivés auront donc des propriétés chimiques voisines.**

Les tableaux modernes fournissent un grand nombre de renseignements sur les éléments.

Propriétés physicochimiques

1. Le potentiel d'ionisation

L'énergie de **première ionisation** d'un atome X , est encore appelée **potentiel d'ionisation** de cet atome est la quantité d'énergie minimale E_i qu'il faut fournir à un atome pour lui arracher un électron. **On exprime cette énergie en électrons-volts.**

On constate sur ce graphique que le potentiel d'ionisation varie de façon périodique. Pour une période donnée (ligne du Tableau Périodique) le potentiel d'ionisation augmente de la 1^{ère} colonne (alcalins) à la dernière colonne (gaz rares). Cette augmentation dans une même ligne traduit l'accroissement de la charge du noyau avec Z : **l'attraction du noyau augmente.**

2. L'électroaffinité

On constate que l'évolution de l'électroaffinité dans le Tableau Périodique ne s'explique pas de façon simple. Pour certains atomes comme Be, Mg ou N on a une valeur nulle ce qui semble indiquer que ces atomes ne peuvent fixer un électron. **Dans une même période du tableau on observe tout de même une augmentation de l'électroaffinité lorsque Z augmente.**

3. Les échelles d'électronégativité

L'électronégativité est une grandeur relative, qui dépend de la façon dont elle est définie tout comme une échelle de température. Cette notion, introduite par les chimistes, s'applique aux atomes non isolés. Elle traduit dans les **molécules**, qui sont des assemblages d'atomes, **la plus ou moins grande aptitude d'un atome à attirer les électrons de la liaison chimique qui le lie à un autre atome.**

On constate donc que **l'électronégativité augmente quand on se déplace de gauche à droite dans une ligne** du Tableau Périodique. Par ailleurs **l'électronégativité diminue de haut en bas dans une même colonne** du Tableau Périodique.

4. Le rayon atomique

On constate que quand on se déplace de gauche à droite dans une ligne du Tableau Périodique on observe une diminution régulière du rayon atomique. L'augmentation régulière de la charge effective lorsqu'on se déplace de gauche à droite dans une ligne du Tableau Périodique, conduit à une **augmentation de l'attraction noyau électron donc à une contraction du nuage électronique.**

Dans une même colonne au contraire, le rayon atomique augmente de haut en bas, car **l'augmentation de n est plus rapide que celle de Z_{eff} d'où une dilatation du nuage électronique.**

La liaison chimique

Il existe une liaison chimique entre deux atomes (ou groupes d'atomes) lorsque les forces d'attraction entre ces deux atomes (ou groupes d'atomes) sont telles qu'elles conduisent à la formation d'un **composé ayant une stabilité suffisante** pour qu'on puisse le **considérer comme une espèce indépendante**.

On utilise trois modèles pour représenter la liaison chimique :

- le **modèle covalent** qui s'applique largement aux molécules organiques : hydrocarbures, alcools etc.
- le **modèle ionique** qui rend compte de la liaison chimique dans les dérivés cristallins : NaCl, KCl etc...
- le **modèle métallique** qui s'applique aux métaux : Fer, Cuivre etc.

La liaison chimique - La liaison covalente

Le modèle de Lewis

La description de la **liaison covalente** repose sur les hypothèses formulées par Lewis en 1915.

1^{ère} hypothèse :

La liaison covalente simple entre deux atomes peut être décrite comme résultant de la mise en commun par ces atomes, de deux électrons de spins opposés. On symbolise cette liaison par un trait qui représente les deux électrons mis en jeu. Ces deux électrons portent le nom de **doublet de liaison**.

Exemple

H—H molécule de dihydrogène ; Cl—Cl molécule de dichlore

2^{ème} hypothèse :

L'association des atomes pour donner une molécule, s'effectue de manière à réaliser autour de chaque atome, une **configuration électronique** stable pour les électrons mis en jeu. Cette configuration stable contient **deux** électrons pour l'atome d'hydrogène et **huit** électrons pour les autres atomes. Une structure externe avec huit électrons est conforme à **la règle dite de l'octet**.

Doublet non liant et doublet liant

Dans les molécules habituelles, tous les électrons sont groupés par paires.

Quand une paire d'électrons constitue une liaison chimique covalente, c'est un doublet liant, sinon, c'est un doublet non liant.

On convient de représenter un doublet d'électrons par un trait " — ".

Un doublet liant, c'est-à-dire une liaison chimique covalente est donc représentée par un trait entre les symboles de 2 atomes, et un doublet non liant est représenté par un trait à côté du symbole d'un atome.

Représentation de Lewis et décompte des électrons

a) La **représentation de Lewis** d'une **molécule** est une **représentation** des **atomes** et de **tous** les **doublets d'électrons (liants et non-liants)** de cette molécule.

Le **nombre d'électrons** qui **apparaissent** dans cette **représentation** de Lewis d'une molécule doit être **égal** à la **somme des nombres d'électrons périphériques de chaque atome** la **constituant**.

Conséquences du modèle de Lewis

- a) **Si l'on représente une molécule dont les atomes ne respectent pas la règle de l'octet, c'est que l'on a commis une erreur.**
- b) **Il arrive qu'il faille établir des liaisons double ou triple entre certains atomes pour que la règle de l'octet soit satisfaite.**
- c) **Une molécule est forcément neutre (non chargée).**

Pour construire ce modèle, nous allons apprendre à remplir un tableau, voici sa forme :

1. Dans la première ligne, on écrira la formule brute de la molécule et éventuellement son nom.
2. On écrit le nom et le symbole de chaque atome présent dans la molécule puis leur configuration électronique.
3. On donne le nombre d'électrons sur la couche externe de chaque atome.
4. On écrit le nom du gaz rare le plus proche de l'atome considéré et la configuration électronique de ce gaz rare.

On rappelle que pour se stabiliser, les atomes respectent la règle du duet ou de l'octet : ils cherchent à se rapprocher de la configuration électronique du gaz rare qui leur est proche dans la

classification périodique.

5. On cherche le nombre de liaison covalente que doit former chaque atome pour respecter les règles du duet ou de l'octet :

L'atome d'hydrogène en $(K)^1$ (1 électron sur sa couche externe) veut se rapprocher de l'hélium $(K)^2$ pour respecter la règle du duet et ainsi avoir **2** électrons sur sa couche externe :

$$2 - 1 = 1$$

Pour cela, il forme 1 liaison covalente avec un autre atome.

L'atome de chlore en $(K)^2(L)^8(M)^7$ (7 électrons sur sa couche externe) veut se rapprocher de l'argon $(K)^2(L)^8(M)^8$ pour respecter la règle de l'octet et ainsi avoir 8 électrons sur sa couche externe :

$$8 - 7 = 1$$

Pour cela, il forme 1 liaison covalente avec un autre atome.

6. On calcule le nombre de doublet non liant qu'il y aura autour de chaque atome :

L'atome d'hydrogène en $(K)^1$, 1 électron sur sa couche externe, met cet électron en commun pour former une liaison covalente.

Il ne reste pas d'électrons sur la couche externe de l'atome :

pas de doublet non liant

L'atome de chlore en $(K)^2(L)^8(M)^7$, 7 électrons sur sa couche externe, met en commun 1 de ces 7 électrons pour former une liaison covalente. Il reste donc $7 - 1 = 6$ électrons sur la couche externe de l'atome qui se regroupe en :

3 doublets non liants

7. Il ne reste plus qu'à répartir les liaisons covalentes entre les atomes et placer les doublets non liants autour

de chaque atome :

Chaque atome doit partager une liaison covalente : l'atome d'hydrogène et l'atome de chlore sont liés par une liaison covalente.

Formule brute de la molécule	HCl : chlorure d'hydrogène	
Atomes	H : hydrogène (Z = 1)	Cl : chlore (Z = 17)
Structure électronique	(K) ¹	Cl : chlore (Z = 17)
Nombres d'électrons sur la couche externe	1	7
Structure électronique du gaz rare le plus proche	He : (K) ²	Ar : (K) ² (L) ⁸ (M) ⁸
Nombre de liaisons covalentes que l'atome doit former	1	1
Nombre de doublets non liants autour de chaque atome	0	3
Repartir les doublets liants et non liants pour respecter la règle de l'octet ou de duet	<p>H-Cl</p> <p>Modèle de Lewis de la molécule HCl</p>	

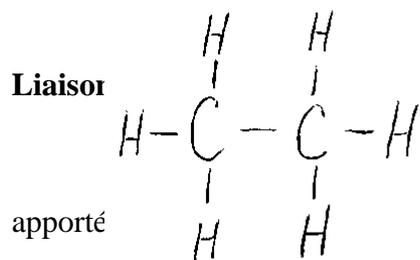
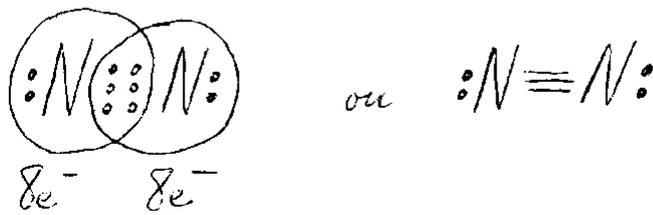
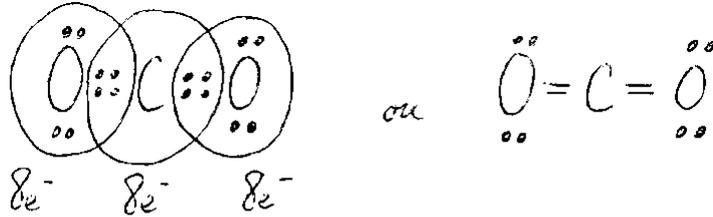
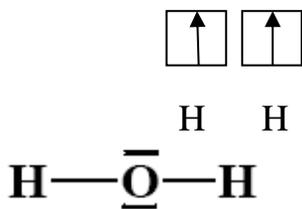
Liaison multiple :

Il peut exister entre deux atomes plusieurs liaisons covalentes.

Exemple : dioxygène O₂ ; 8O :

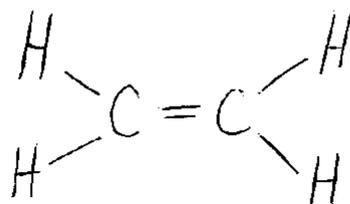


Molécule H₂O



e liaison à partager est

L'atom



eur.

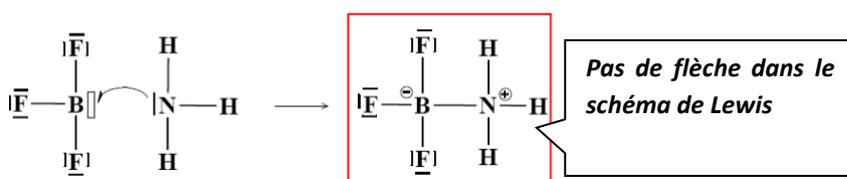
La liaison dative se représente par une flèche allant du donneur à l'accepteur. Une fois formée, cette liaison est égale aux autres liaisons covalentes.

- **Atome donneur** : donne doublet présent dans sa couche externe: D:
- **Atome accepteur** : reçoit doublet dans case vide de sa couche externe : A

Caractères

- Liaisons datives également appelées liaisons “semi-polaires”
- fréquente en chimie de coordination : formation de complexes métalliques, dont les associations métaux – macromolécules.

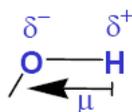
Exemple :



${}_{16}\text{S} : {}_{10}[\text{Ne}] 3s^2 3p^4 \Rightarrow 6 \text{ électrons de valence}$

Liaison covalente polaire :

Différence d'électronégativité relativement minime, mais un des atomes attirera plus la paire d'électrons mise en commun, formation des charge formelles. (δ^-) sur atome le plus électronégatif et charge partielle positive (δ^+).



Géométrie des édifices covalents : Règles de Gillespie.

Ce n'est pas une nouvelle théorie de la liaison, mais un procédé de raisonnement (simple et efficace) qui permet de prévoir de façon qualitative la géométrie des petites molécules covalentes. Ce modèle est basé sur la répulsion des paires électroniques de la couche de valence.

V. S. E. P. R.

(Valence Shell Electron Pair Repulsion)

A : atome central

m : nombre d'atomes X liés à A

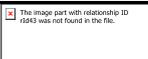
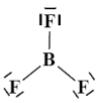
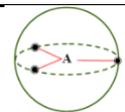
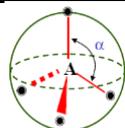
E : doublet libre autour de A

n : nombre de doublets libres autour de A

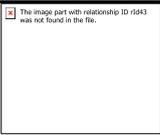
X : atome lié à A

Tous les doublets (liants et libres) de la couche de valence de l'atome central A sont placés à la surface d'une sphère centrée sur le noyau.

2) Les doublets d'électrons se positionnent de telle sorte que les répulsions électroniques soient minimales (les doublets sont situés aussi loin que possible les uns des autres).

		Géométrie de base	type	m+n
		linéaire $\alpha = 180^\circ$	AX₂	2
		triangulaire plane $\alpha = 120^\circ$	AX₃	3
		Molécule coudée ou angulaire	AX₂E	
		Tétraédrique , $\alpha = 109^\circ 28'$	AX₄	

				4
		Pyramide trigonale, $\alpha = 107^\circ$	AX_3E	
		Molécule coudée en forme de V ou angulaire, $\alpha \ll 109^\circ 28'$	AX_2E_2	5
PF_5		Bipyramide trigonale $\alpha = 120^\circ \quad \beta = 90^\circ$	AX_5	
SF_4		Bipyramide trigonale $\alpha = 120^\circ \quad \beta = 90^\circ$		
		Bipyramide trigonale $\alpha = 120^\circ \quad \beta = 90^\circ$		
ICl_3		Bipyramide trigonale $\alpha = 120^\circ \quad \beta = 90^\circ$		
		Bipyramide trigonale $\alpha = 120^\circ \quad \beta = 90^\circ$		
		linéaire	AX_2E_3	
SF_6		octaédrique	AX_6	
BrF_5		Pyramide à base carrée	AX_5E	

 <small>The image part with relationship ID r543 was not found in the file.</small>	 <small>The image part with relationship ID r543 was not found in the file.</small>	Molécule plane carrée	AX₄E₂	6

L'hybridation

Expérimentalement, on observe que les quatre liaisons dans le méthane (CH₄) sont équivalentes et qu'elles pointent aux quatre coins d'un tétraèdre ceci ne correspond pas à la notion qu'on a d'une orbitale 2s et de trois orbitales 2p sur le C car on s'attendrait à avoir une liaison différente (celle qui implique l'orbitale 2s du C) parmi les quatre.

Egalement, on voudrait avoir des orbitales qui pointent aux quatre coins d'un tétraèdre plutôt que selon les axes x, y, et z.

On utilise le concept d'hybridation pour expliquer la géométrie tétraédrique autour du C.

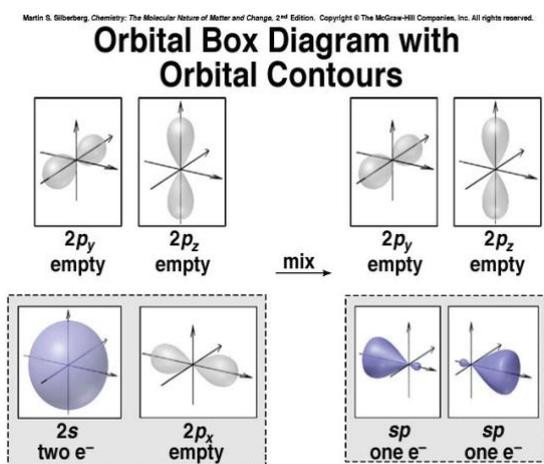
L'hybridation est la combinaison d'orbitales atomiques d'un atome pour former un ensemble de nouvelles orbitales atomiques, soit des orbitaux hybrides.

L'hybridation sp

L'hybridation sp est utilisée pour décrire les liaisons covalentes autour de l'atome central dans une molécule linéaire.

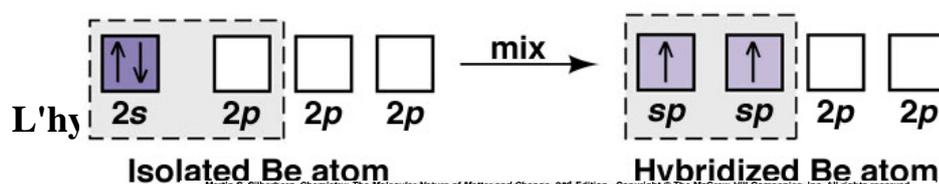
Une excitation d'un électron de l'orbitale s à une orbitale p est nécessaire afin qu'on puisse, dans chaque liaison, coupler un électron de l'atome central avec un électron de l'atome terminal.

Cette dépense d'énergie est compensée par l'énergie libérée lors de la formation des deux liaisons.



Martin S. Silberberg, Chemistry: The Molecular Nature of Matter and Change, 2nd Edition. Copyright © The McGraw-Hill Companies, Inc. All rights reserved.

Orbital Box Diagram for Hybridization in Be



The sp² Hybrid Orbitals in BF₃

L'hybridation sp^2 est utilisée pour décrire les liaisons covalentes autour de l'atome central dans une molécule trigonale plane.

Pour former trois liaisons, on doit exciter un électron de l'orbitale s à une orbitale p vide.

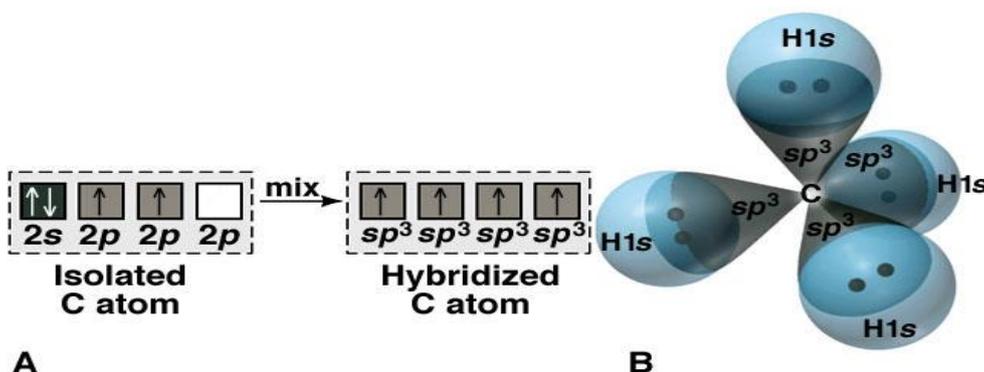
L'hybridation sp^3

L'hybridation sp^3 est utilisée pour décrire les liaisons covalentes autour de l'atome central dans une molécule.

Pour former quatre liaisons, on doit exciter un électron de l'orbitale s à une orbitale p vide.

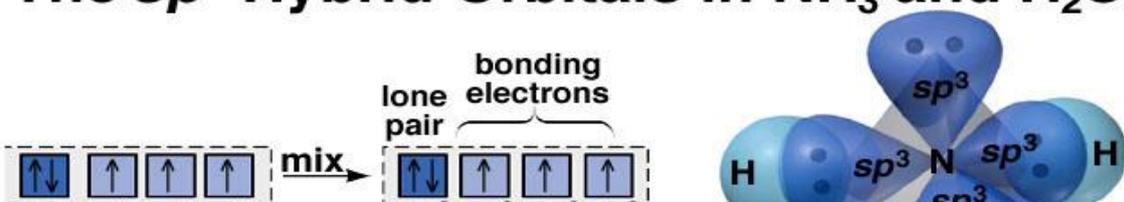
Martin S. Silberberg, *Chemistry: The Molecular Nature of Matter and Change*, 2nd Edition. Copyright © The McGraw-Hill Companies, Inc. All rights reserved.

The sp^3 Hybrid Orbitals in CH_4



Martin S. Silberberg, *Chemistry: The Molecular Nature of Matter and Change*, 2nd Edition. Copyright © The McGraw-Hill Companies, Inc. All rights reserved.

The sp^3 Hybrid Orbitals in NH_3 and H_2O

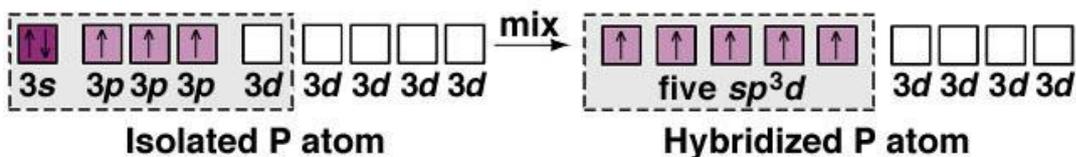


Dans des molécules comme l'ammoniac et l'eau, on peut dire que les atomes N et O sont hybridés sp^3 et que les doublets libres sont des orbitales hybrides sp^3 doublement occupés (et qui ne peuvent donc pas former des liaisons covalentes).

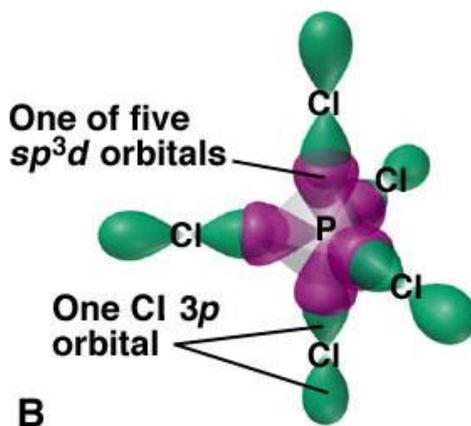
L'hybridation sp^3d

Martin S. Silberberg, *Chemistry: The Molecular Nature of Matter and Change*, 2nd Edition. Copyright © The McGraw-Hill Companies, Inc. All rights reserved.

The sp^3d Hybrid Orbitals in PCl_5



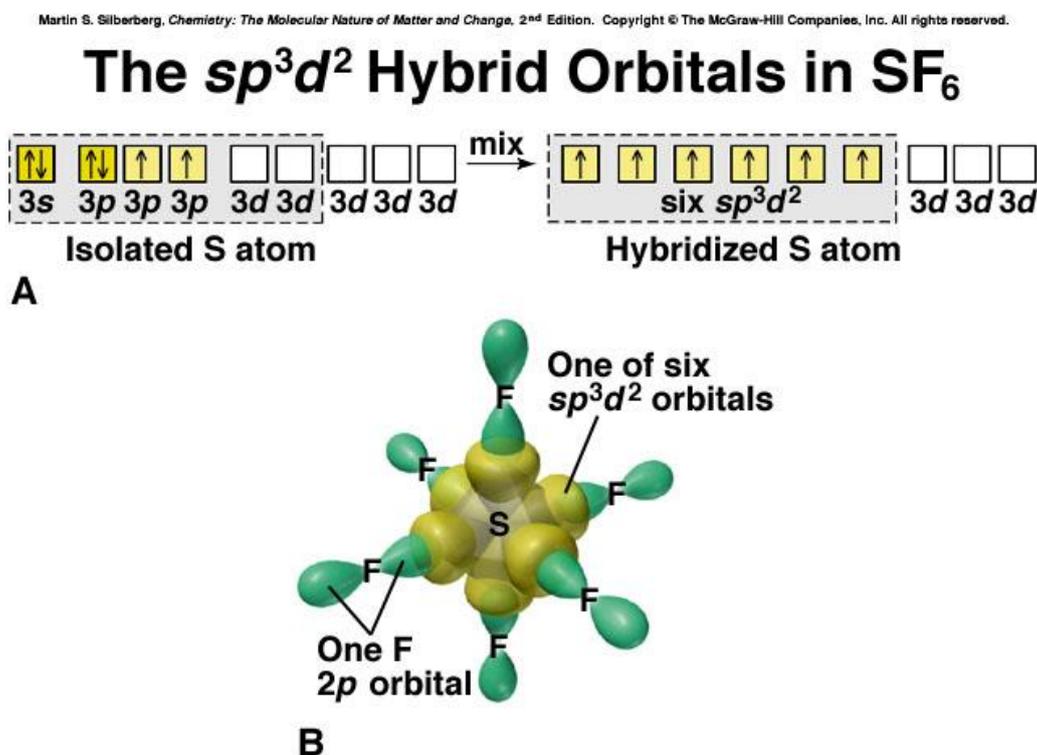
A



L'hybridation sp^3d est utilisée pour décrire les liaisons covalentes autour de l'atome central dans une molécule trigonale bipyramidale. Pour former cinq liaisons, on doit exciter un électron de l'orbitale s à une orbitale d vide.

L'hybridation sp^3d^2

L'hybridation sp^3d^2 est utilisée pour décrire les liaisons covalentes autour de l'atome central dans une molécule octaédrique. Pour former six liaisons, on doit exciter un électron de l'orbitale s à une orbitale d vide et un électron de l'orbitale p à une orbitale d vide.



L'hybridation

Martin S. Silberberg, *Chemistry: The Molecular Nature of Matter and Change*, 2nd Edition. Copyright © The McGraw-Hill Companies, Inc. All rights reserved.

Table 11.1 Composition and Orientation of Hybrid Orbitals

	Linear	Trigonal Planar	Tetrahedral	Trigonal Bipyramidal	Octahedral
Atomic orbitals mixed	one <i>s</i> one <i>p</i>	one <i>s</i> two <i>p</i>	one <i>s</i> three <i>p</i>	one <i>s</i> three <i>p</i> one <i>d</i>	one <i>s</i> three <i>p</i> two <i>d</i>
Hybrid orbitals formed	two <i>sp</i>	three <i>sp</i> ²	four <i>sp</i> ³	five <i>sp</i> ³ <i>d</i>	six <i>sp</i> ³ <i>d</i> ²
Unhybridized orbitals remaining	two <i>p</i>	one <i>p</i>	none	four <i>d</i>	three <i>d</i>
Orientation					

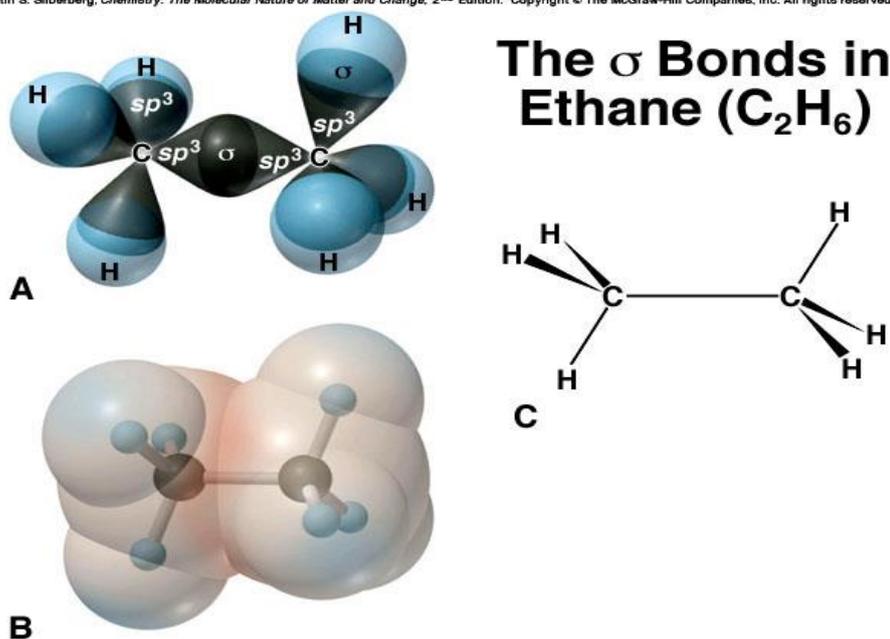
, i.e., on
s aux

n'utilise

atomes isolés (on l'utilise pour expliquer le schéma des liaisons dans une molécule), c'est la combinaison d'au moins deux orbitales atomiques non-équivalentes et les orbitales hybrides produites sont très différentes des orbitales atomiques pures. Le nombre d'orbitales hybrides formées est égal au nombre d'orbitales atomiques pures qui participent à l'hybridation.

L'hybridation nécessite un apport d'énergie qui est compensée par l'énergie libérée durant la formation des liaisons. Les liaisons covalentes dans les molécules polyatomiques sont formées par le recouvrement d'orbitales hybrides ou d'orbitales hybrides et d'orbitales non hybrides (les liaisons obtenues suite à l'hybridation ne s'écartent pas du modèle de la liaison de valence).

Martin S. Silberberg, *Chemistry: The Molecular Nature of Matter and Change*, 2nd Edition. Copyright © The McGraw-Hill Companies, Inc. All rights reserved.



Dans une molécule avec plus de un atome central, l'hybridation peut être utilisée pour décrire les liaisons autour de chaque atome central.

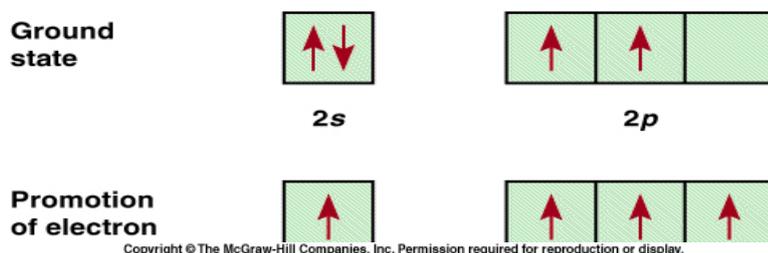
L'hybridation dans les molécules qui contiennent des liaisons doubles et triples

Le concept d'hybridation est également utile dans le cas des molécules qui ont des liaisons doubles et triples. Prenant l'éthylène (C_2H_4) comme exemple:

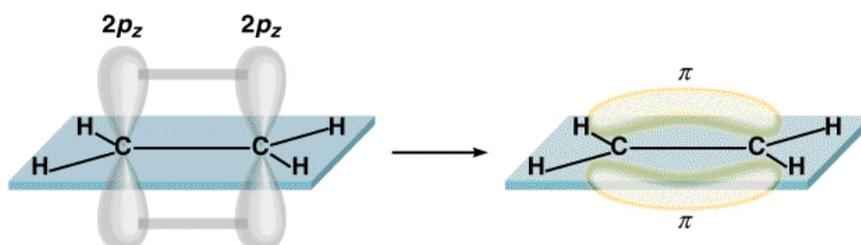
- *on a une liaison double entre les deux carbones
- *chaque carbone est impliqué dans trois liaisons et possède aucun doublet libre
- *la structure autour de chaque carbone est donc trigonale plane
- *l'hybridation de chaque carbone est donc sp^2
- *un électron se situe dans chaque orbitale hybride sp^2 et l'orbitale p pure ($2p_z$ dans notre figure)

Copyright © The McGraw-Hill Companies, Inc. Permission required for reproduction or display.

sp^2 Hybridization of a Carbon Atom



Pi Bond Formation in the Ethylene Molecule

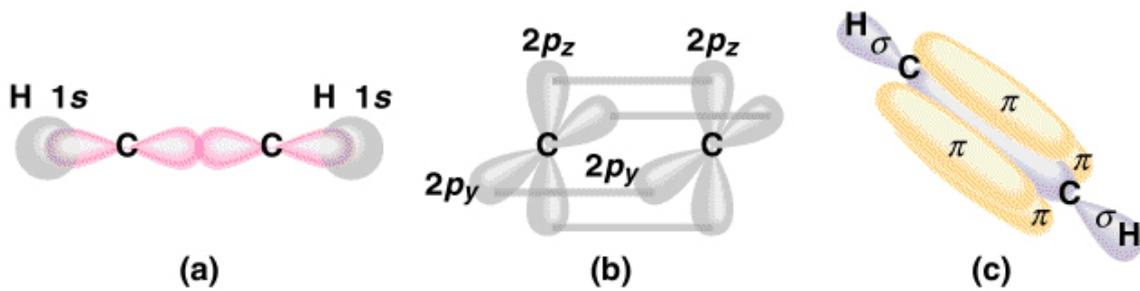


Une liaison σ est une liaison covalente formée par le recouvrement des extrémités des orbitales, le nuage électronique se concentre entre les noyaux des atomes liés. Les liaisons formées par les orbitales hybrides sp^2 sont des liaisons σ .

Une liaison π est une liaison covalente formée par le recouvrement latéral des orbitales, le nuage électronique se concentre au-dessus et au-dessous du plan dans lequel se trouve les noyaux des atomes qui sont liés, la liaison formée par les orbitales $2p_z$ est une liaison π .

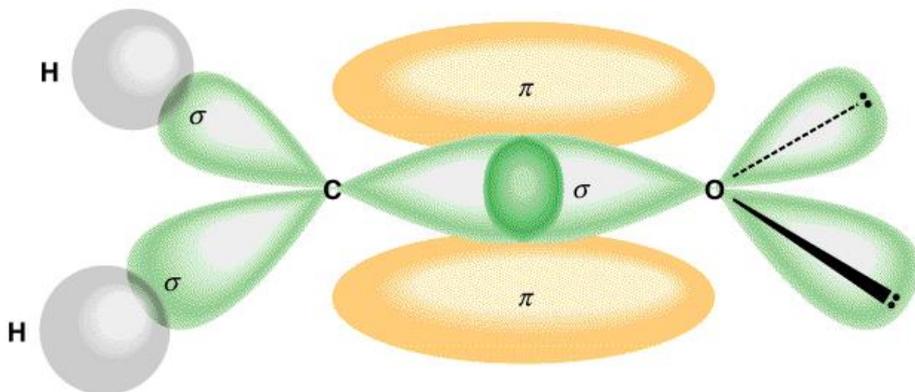
Copyright © The McGraw-Hill Companies, Inc. Permission required for reproduction or display.

Bonding in Acetylene



Copyright © The McGraw-Hill Companies, Inc. Permission required for reproduction or display.

Bonding in the Formaldehyde Molecule



Nomenclature en chimie organique :

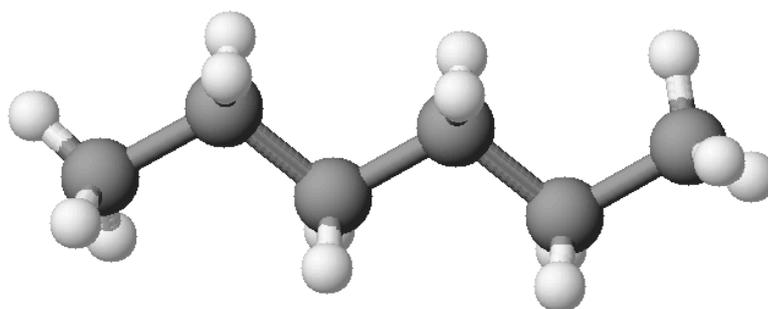
Hydrocarbures : Saturé, Insaturé

Saturé : **Alcanes** : Acyclique et Cyclique

Acyclique : non ramifié et ramifié

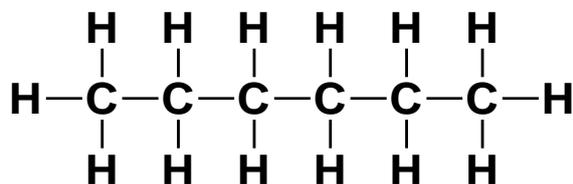
Alcane (ou composé aliphatique) sont des hydrocarbures saturés. saturé (simples liaisons), hydrocarbure (seulement C et H)

- C_nH_{2n+2}

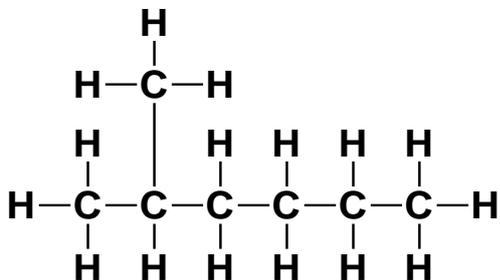
Hexane C_6H_{14}

Classification des Alcane : Les Alcane sont classés soit comme alcane linéaires soit comme alcane ramifiés

Les alcane linéaires contiennent une chaîne continue de carbones.



Les alcane ramifiés contiennent une chaîne carbonée avec un ou plusieurs atomes de carbone branché sur la chaîne.

**Noms, Formules, & Structures****Règles de Nomenclature**

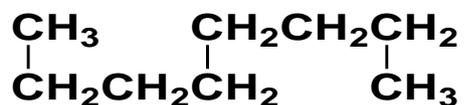
- Les alcanes linéaires sont nommés en considérant le nombre de carbone dans la chaîne.
- La plupart des alcanes utilisent un préfixe (*pent* = 5, *hex* = 6, *hept* = 7, *oct* = 8, ...).
- Le nom des alcanes se termine par le suffixe “*ane*”.

Exemple: L'alcanes qui contient 6 atomes de carbone est l'*hexane*.

Formule brute et formule semi-développée.

Octane = C₈H₁₈ (*formule brute*) CH₃CH₂CH₂CH₂CH₂CH₂CH₂CH₃ (*semi-développée*)

* Les formules semi-développées peuvent être écrites de plusieurs façons *



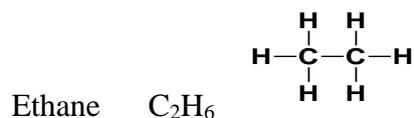
Formules développées et écriture bâtonnet.

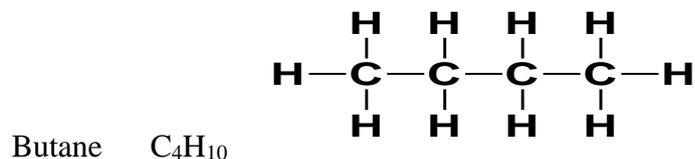
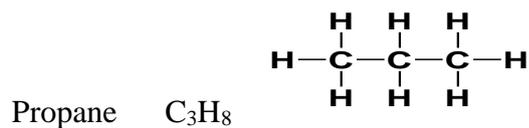
Les formules développées montrent tous les atomes de C et H et les liaisons.

L'écriture bâtonnet montre les liaisons C-C. Il faut visualiser les atomes d'hydrogènes.

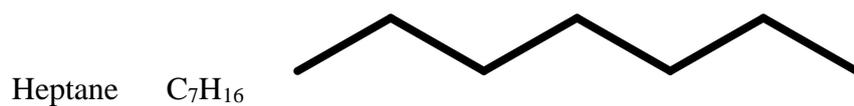
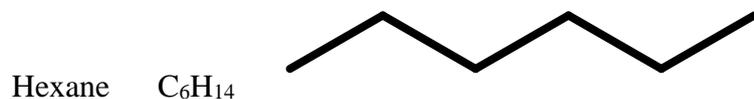


Alcanes 1 - 4

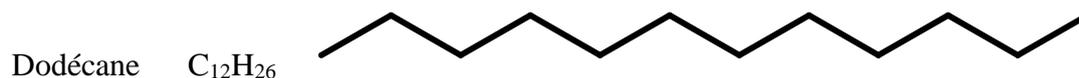
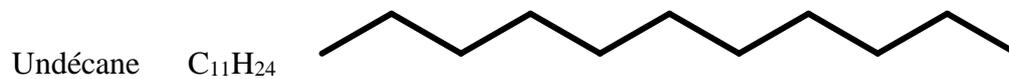




Alcanes 5 - 8



Alcanes 9 - 12

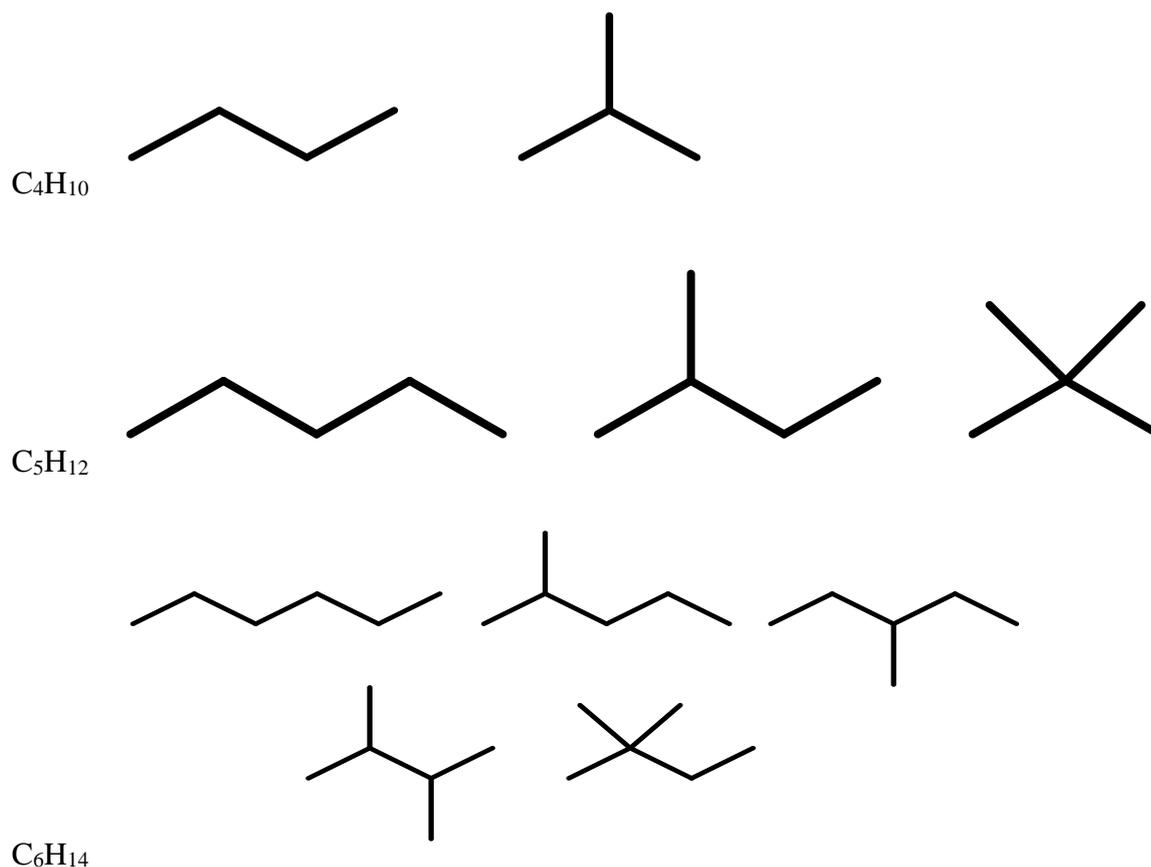


Isomères : Des isomères sont des composés qui ont la même formule brute mais qui possèdent des formules développées différentes.

- Il y a beaucoup de différents types d'isomères.
- *Les isomères de constitution sont des composés qui ont des connections différentes de carbones.*

- Les isomères de constitution sont parfois appelés isomères structuraux.
- Les alcanes qui ont plus de 4 atomes de C ont des isomères de constitution.

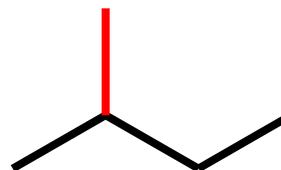
Isomères de Constitution



Groupes Alkyles

Groupes Alkyles ...

- Ressemblent aux *alcanes* en perdant un atome d' *H*.
- Sont nommés en remplaçant le “*ane*” final par le “*yl*” final.
- Sont les *substituants* dans les alcanes ramifiés.



Groupes Alkyles dans les chaînes ramifiées

Méthyl -CH₃

Ethyl -CH₂CH₃

Propyl -CH₂CH₂CH₃

Butyl -CH₂CH₂CH₂CH₃

Pentyl -CH₂CH₂CH₂CH₂CH₃

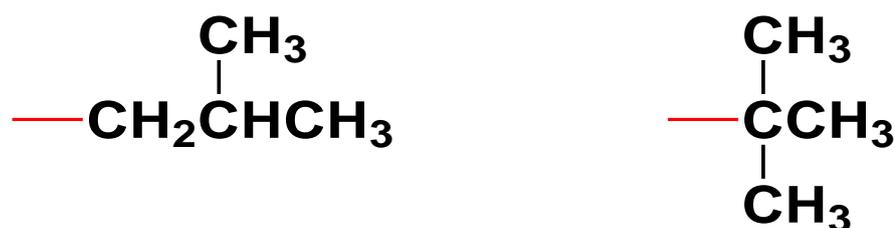
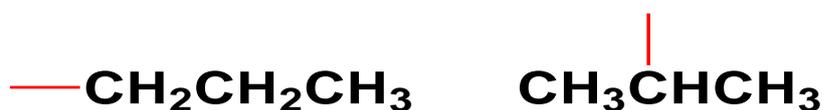
Hexyl -CH₂CH₂CH₂CH₂CH₂CH₃

Heptyl -CH₂CH₂CH₂CH₂CH₂CH₂CH₃

Octyl -CH₂CH₂CH₂CH₂CH₂CH₂CH₂CH₃

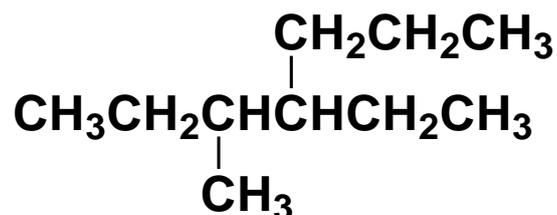
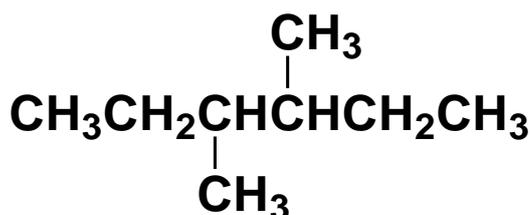
Nonyl -CH₂CH₂CH₂CH₂CH₂CH₂CH₂CH₂CH₃

Décyl -CH₂CH₂CH₂CH₂CH₂CH₂CH₂CH₂CH₂CH₃

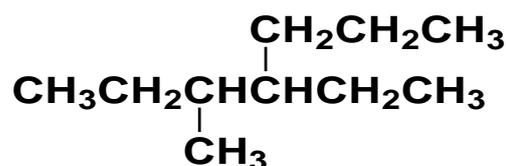
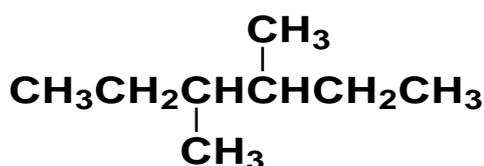


La Chaîne primaire & les Substituants

Quand on nomme les alcanes, la chaîne primaire et les substituants doivent être repérés. La chaîne primaire est la plus *longue chaîne carbonée continue* dans la molécule.



Les substituants sont les *groupes alkyles* qui sont attachés à la *chaîne primaire*.



6-carbones: chaîne primaire

7- carbones: chaîne primaire

2 groupes méthyles

1 groupe éthyle & 1 méthyle

Nommons les Alcanes ramifiés

Le nom des alcanes ramifiés est constitué de 3 parties...

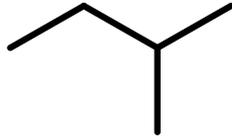
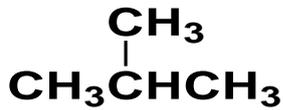
Nombre + Nom du Substituant + Nom de la chaîne

- Le *nombre* indique où sont situés les substituants dans la *chaîne primaire*.
- Le *Nom du Substituant* identifie le substituant et indique également *combien de substituant de chaque type* est présent (di-, tri-, etc.).
- Le *Nom de la chaîne* indique combien d'atomes de carbone sont présents dans la *chaîne primaire* et identifie la *classe* du composé (ex: *alcane*).

Règles de Nomenclature

- *Identification de la chaîne primaire.* Minimiser le nombre de substituants.
- *Numéroter la chaîne primaire.* Démarrer la numérotation le plus près de la première ramification. S'il y a 2 ramifications à égales distances, démarrer au plus près de la seconde ramification.
- *Numéroter les substituants.* Chaque substituant a son propre numéro.
- *Ecrire le nom.* Séparer les nombres avec des virgules et les mots avec des tirets. Lister les substituants par ordre alphabétique. Utiliser les préfixes (ex: di-, tri-, etc.) si nécessaire.

4 3 2
1



1 2
3

2-méthylbutane

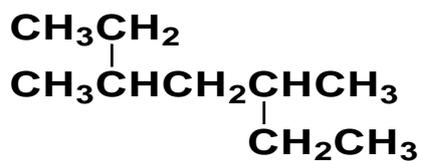
2-méthylpropane



6 5 4 3
2 1

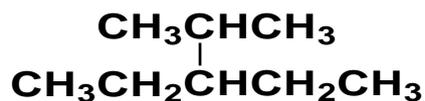
2,4-diméthylhexane

Points à ne pas oublier... Prudence dans le repérage de la chaîne primaire, car ce n'est pas forcément celle qui est écrite horizontalement.



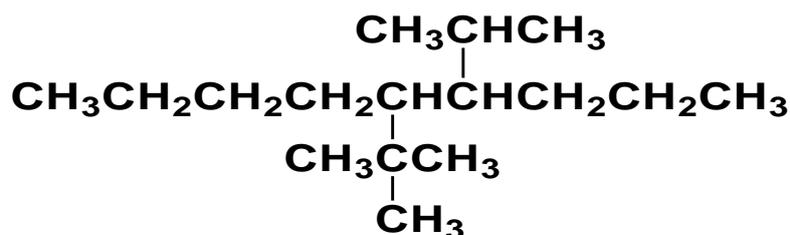
3,5-diméthylheptane

Quand on identifie la chaîne primaire, il faut avoir un nombre maximal de substituants.

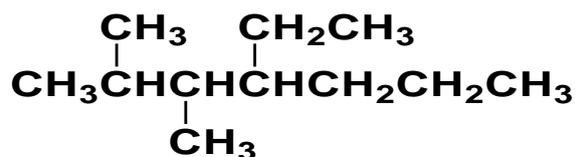


3-éthyl-2-méthylpentane

L'ordre correct alphabétique des groupes alkyles est: butyl, *sec*-butyl, *tert*-butyl, éthyl, isobutyl, isopropyl, méthyl, and propyl.

5-*tert*-butyl-4-isopropylnonane

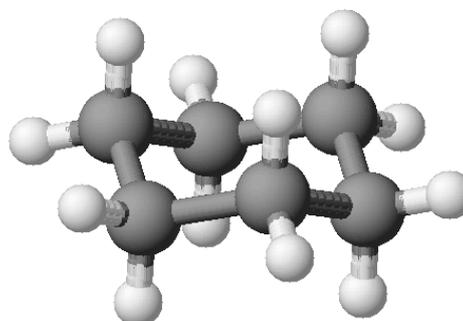
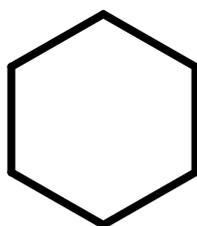
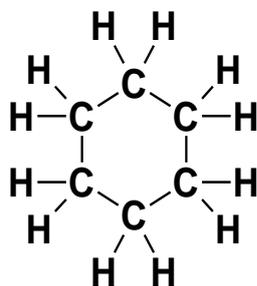
Ignorer les préfixes di-, tri-, etc. quand on classe les groupes alkyles par ordre alphabétique.



4-éthyl-2,3-diméthylheptane

Cycloalcanes

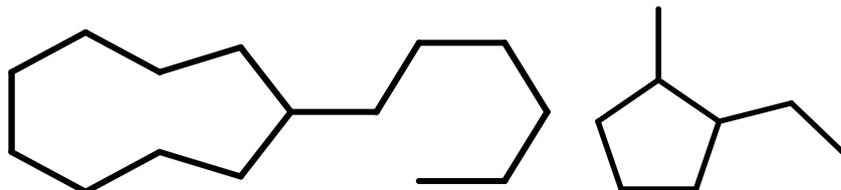
Les Cycloalcanes sont des hydrocarbures saturés qui possèdent un cycle d'atomes de carbone.

C_nH_{2n}Cyclohexane C₆H₁₂

Nommons les Cycloalcanes

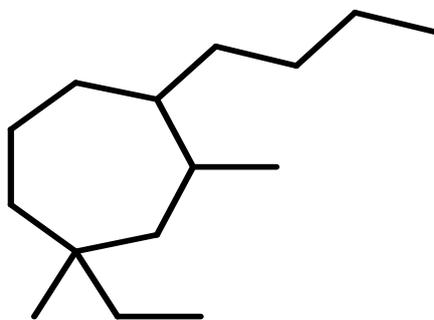
Règles de Nomenclature

- *Identifier le nom de l'alcane parent.* Compter le nombre de carbones présents dans le cycle, déterminer l'alcane et ajouter le terme *cyclo*.
- *Numéroter le cycle.* S'il y a plusieurs substituants présents dans le cycle, numéroter le cycle de façon à avoir la plus petite somme possible. Classifier les substituants par ordre alphabétique.
- *Numéroter les substituants.* Chaque substituant a son propre numéro (indice).
- *Ecrire le nom.* Utiliser les mêmes règles que pour les alcanes.



hexylcyclononane

1-éthyl-2-méthylcyclopentane



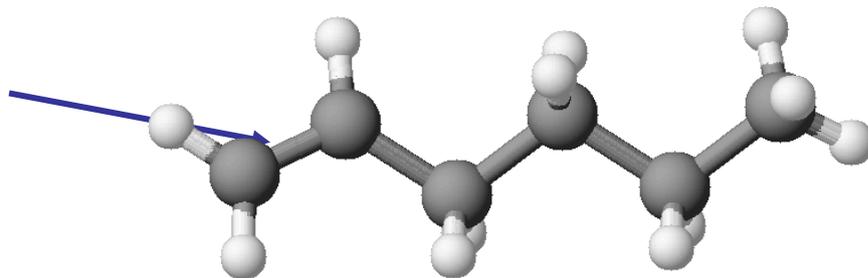
4-butyl-1-éthyl-1,3-diméthylcycloheptane

2.2 Alcènes

Alcènes (oléfines) sont des hydrocarbures insaturés.

- insaturés (au moins une double liaison)
- hydrocarbure (seulement *C* et *H*)
- C_nH_{2n}

Double liaison

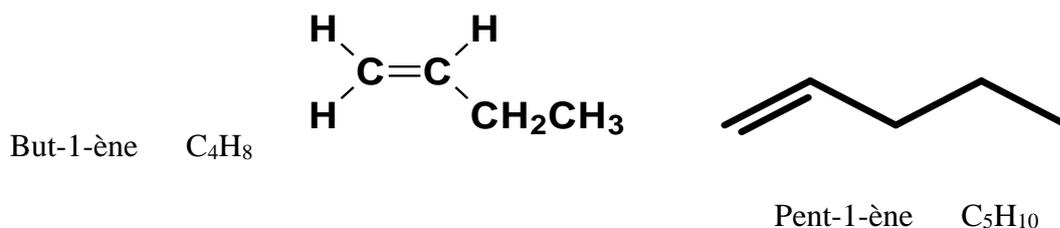
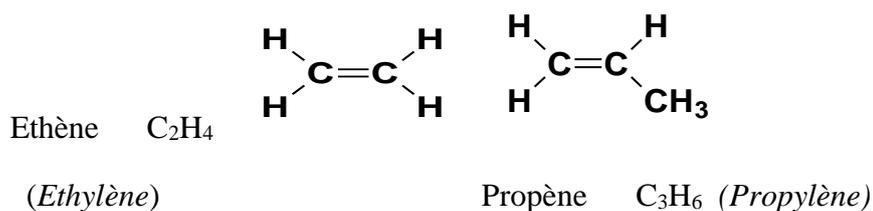


Hex-1-ène C_6H_{12}

Nommons les Alcènes à chaîne linéaire

Règles de Nomenclature

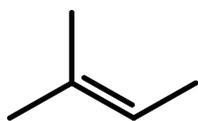
- Les alcènes à chaîne linéaire sont nommés en accord avec le *nombre de carbones* présents dans la chaîne.
- Un nombre est attribué à la double liaison. On démarre la numérotation en attribuant le nombre le plus faible à la double liaison.
- Le nom des alcènes se termine par le suffixe “ène”.
- Exemple: L’alcène qui a 6 atomes de carbone et dont la double liaison est en bout de chaîne est le *hex-1-ène*.
- **Alcènes 2 - 4**



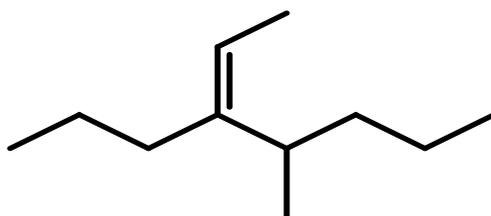
Nommons les Alcènes ramifiés

Règles de Nomenclature

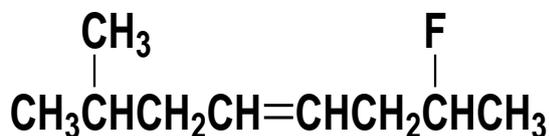
- *Identifier la chaîne primaire.* La chaîne primaire doit contenir la double liaison.
- *Numéroter la chaîne primaire.* Un nombre est attribué à la double liaison. On démarre la numérotation en attribuant le nombre le plus faible à la double liaison. Si la double liaison est équidistante de chaque début, démarrer le plus proche de la première ramification.
- *Numéroter chaque substituant.* Chaque substituant a son propre indice (numéro).
- *Ecrire le nom.* Séparer les nombres avec des virgules et les mots avec des tirets. Lister les substituants par ordre alphabétique. Utiliser les préfixes (ex: di-, tri-, etc.) si nécessaire.



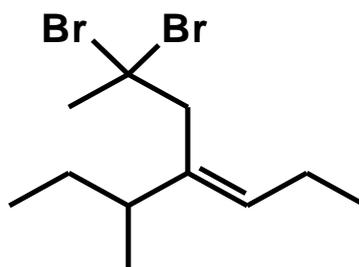
2-méthylbut-2-ène



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'ont pas la libre *rotation* autour de la liaison C=C double. Ceci nous donnera des isomères *géométriques*.

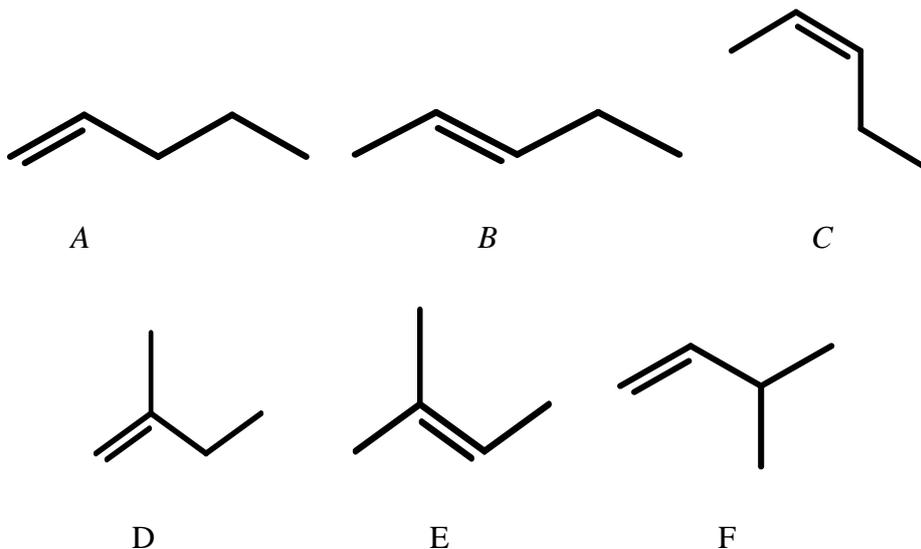
Cis-Trans Isomères

Les isomères Cis et Trans sont des isomères géométriques, rencontrés pour les alcènes.

- L'isomérisation Cis-Trans est une des stéréoisomérisations.
- *Les stéréoisomères sont des isomères qui ont des atomes reliés entre eux de la même façon, avec un arrangement spatial différent (géométrie).*
- Cis signifie "du même côté".
- Trans signifie "à travers".

Isomérisie structurale & Stéréoisomérisie

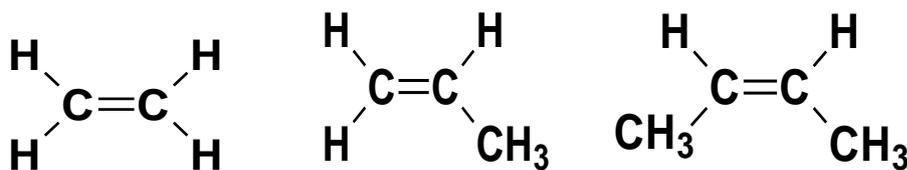
- *Isomérisie structurale*: même atomes mais connexions différentes. A, B, D, E, F
- *Stéréoisomères*: même atomes, même connexions mais géométries différentes. B et C



Isomérisie Cis-Trans

L'isomérisie Cis-Trans est possible pour les alcènes di-substitués.

- “Di-substitués” signifie que la double liaison porte deux substituants autre que l'hydrogène sur les deux carbones.



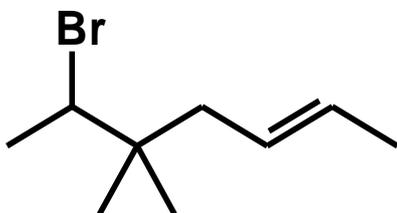
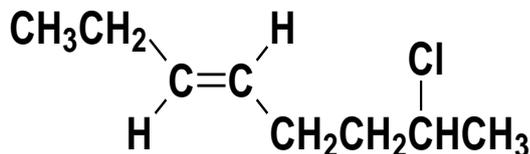
Di-substitués

- L'isomérisie Cis-Trans requiert que les deux carbones de la double liaison soient substitués, respectivement.

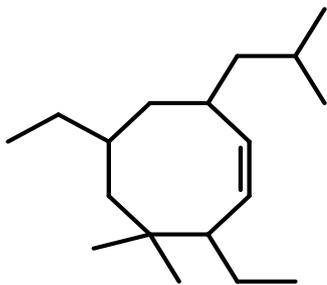


Isomérisme cis-trans impossible

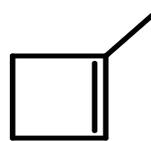
Trans-but-2-ène

Nommer ces alcènes*trans*-6-bromo-5,5-diméthylhept-2-ène*trans*-7-chlorooct-3-ène**Cycloalcènes**Cyclohexène C₆H₁₀**Règles de Nomenclature**

- *Identifier le nom du cycloalcène parent.* Compter le nombre de carbones présents dans le cycle, déterminer l'alcène et ajouter le terme préfixe *cyclo*.
- *Numéroter le cycle.* Un nombre est attribué à la double liaison. On démarre la numérotation en attribuant le nombre le plus faible à la double liaison (de 1 à 2). Démarrer le plus proche de la première ramification. Le premier substituant a le plus faible indice possible.
- *Numéroter chaque substituant.* Chaque substituant a son propre indice (numéro).
- *Ecrire le nom.* Séparer les nombres avec des virgules et les mots avec des tirets. Lister les substituants par ordre alphabétique. Utiliser les préfixes (ex: di-, tri-, etc.) si nécessaire.



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



1-méthylcyclobutène

2.3 Alcynes

Acétylène et éthyne sont deux noms acceptables d'après les règles IUPAC

Les alcynes des termes plus longs sont nommés de la même façon que les alcènes en utilisant le suffixe *-yne* à la place du suffixe *-ène*.



Propyne

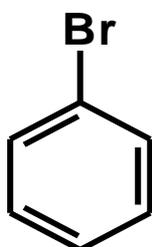


But-1-yne



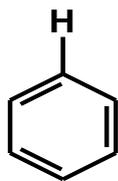
4,4-Diméthylpent-2-yne

2.4 Aromatiques



bromobenzène

Aromatiques comme substituants



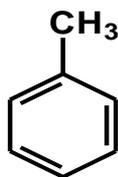
Phényl C₆H₅-



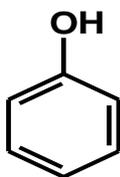
bromure de phénylmagnésium



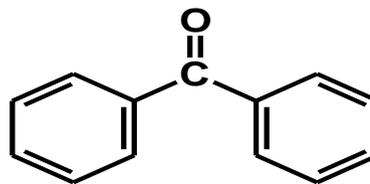
Noms Communs



Toluène



phénol

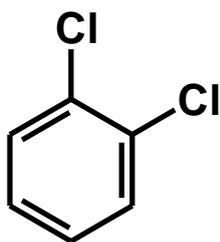


benzophénone

Aromatiques Disubstitués

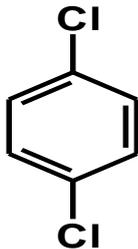
Préfixe + Nom Substitant + Nom du cycle Parent

Les préfixes indiquent la position relative des deux substituants.



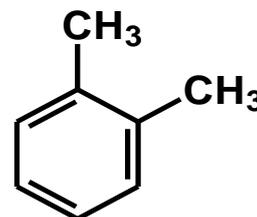
ortho-dichlorobenzène

o-dichlorobenzène



para-dichlorobenzène

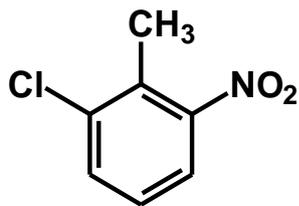
p-dichlorobenzène



ortho-xylène

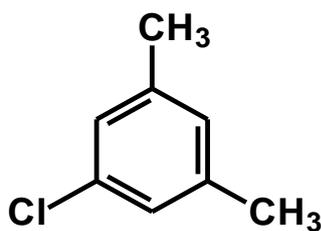
o-xylène

Quand un substituant a un nom commun, le numéroter #1 et le reste du cycle de façon à avoir le numéro le *plus faible* possible.



2-chloro-6-nitrotoluène

Quand aucun des substituants a un nom commun, numéroter le cycle de façon à avoir la somme des numéros la *plus faible* possible.



1-chloro-3,5-diméthylbenzène

2.5 DERIVES HALOGENES

DERIVES ORGANOMETALLIQUES

Il y a plusieurs façons d'utiliser la nomenclature IUPAC.

Les deux façons les plus utilisées sont:

la nomenclature fonctionnelle

la nomenclature substitutive

Les deux peuvent être appliquées aux alcools et aux dérivés halogénés.

Dérivés halogénés de type Alkyle sont des *alcane*s 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

Nommer les 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: alkylLithium

2.6 ALCOOLS et ETHERS

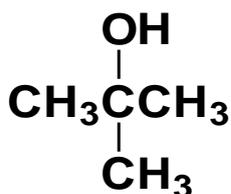
Nommons les Alcools

Règles de Nomenclature

- *Identifier la chaîne primaire.* La chaîne primaire doit contenir la fonction alcool (OH).
- *Numéroter la chaîne primaire.* Un nombre est attribué à la fonction alcool. On démarre la numérotation en attribuant le nombre le plus faible à la fonction alcool. Si la fonction alcool est équidistante de chaque début, démarrer le plus proche de la première ramification.
- *Numéroter chaque substituant.* Chaque substituant a son propre indice (numéro).
- *Ecrire le nom.* Séparer les nombres avec des virgules et les mots avec des tirets. Lister les substituants par ordre alphabétique. Utiliser les préfixes (ex: di-, tri-, etc.) si nécessaire.

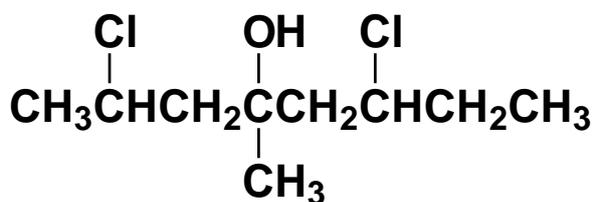
Le nom des alcools ramifiés est constitué de 3 parties...

Nombre + Nom du Substituant + Nom de la chaîne + Nombre + ol

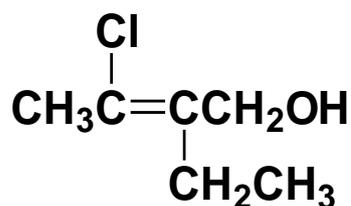


2-méthylpropan-2-ol

OH > C=C > R, X



2,6-dichloro-4-méthyl-octan-4-ol

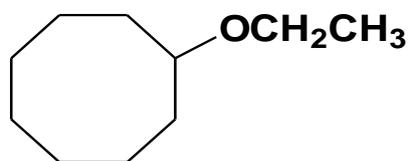


3-chloro-2-éthylbut-2-én-1-ol

Nomenclature des éthers



éther de diéthyle



éther de cyclooctyle et d'éthyle

Classes des Alcools et des dérivés halogénés

Les Alcools et des dérivés halogénés sont classés

primaire

secondaire

tertiaire

suivant leur degré de « substitution ».

Le degré de substitution est déterminé en comptant le nombre de carbones directement attachés au carbones qui porte le groupe halogène ou le groupe hydroxyle.

$\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{F}$ Dérivé halogéné primaire

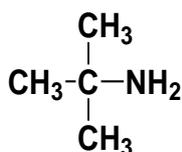
2.7 AMINES

Classification des Amines

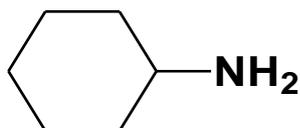
Les Amines sont classées comme ...

- primaire (RNH_2)
- secondaire (R_2NH)
- tertiaire (R_3N)

Nomenclature des Amines :Le noms des amines primaires (RNH_2) sont établis en ajoutant le mot "amine" au nom du groupe alkyle.

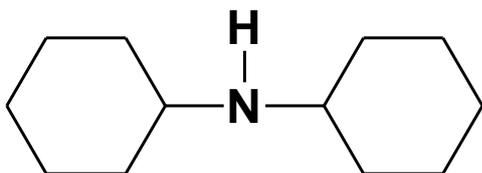


tert-butylamine



cyclohexylamine

Le nom des amines secondaires (R_2NH) et tertiaires (R_3N) symétriques sont établis en ajoutant le mot "di-" ou "tri-" comme préfixes au nom du groupe alkyle.



dicyclohexylamine

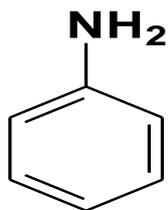
Les amines non symétriques secondaires ($\text{RR}'\text{NH}$) et tertiaires ($\text{RR}'\text{R}''\text{N}$) sont établis comme dérivés des amines primaires *N*-substituées. Le groupe R le plus grand détermine le nom de l'amine.



N-éthyl-*N*-méthylpropylamine

N,N-diméthyléthylamine

Il n'y a pas de façon simple de nommer les amines. L'amine qui contient le groupe phényle s'appelle phénylamine, mais on l'appelle de façon plus courante l'aniline.



aniline

2.8 ALDEHYDES ET CETONES

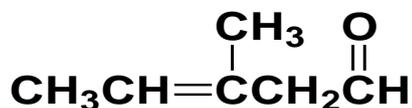
Nomenclature des Aldéhydes



Méthanal (formaldéhyde)

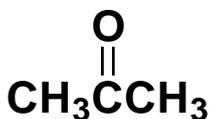


3-méthylbutanal

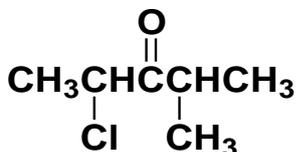


3-méthylpent-3-éanal

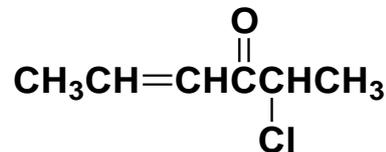
Nomenclature des cétones



Propanone (acétone)



2-chloro-4-méthylpentan-3-one



2-chlorohex-4-én-3-one

2.9 ACIDES CARBOXYLIQUES

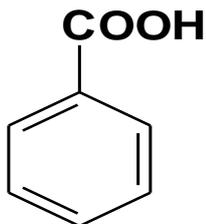
Nomenclature des Acides Carboxyliques

Le nom des acides carboxyliques est établi selon la plus longue chaîne carbonée qui contient le groupe acide carboxylique.



acide méthanoïque

(acide formique)



acide benzoïque

Nomenclature des ions carboxylates



méthanoate (formate)

Esters

Les esters sont relatifs aux acides carboxyliques R, dans lesquels l'hydrogène acide a été remplacé par un groupe non hydrogène, R'. Les groupes R et R' peuvent être les mêmes ou différents. Les esters sont écrits RCOOR' ou dessinés comme ci-dessous.



Le nom des esters est établi en prenant tout d'abord le nom de l'ion carboxylate suivi du nom du groupe alkyle R'.

Nomenclature des esters

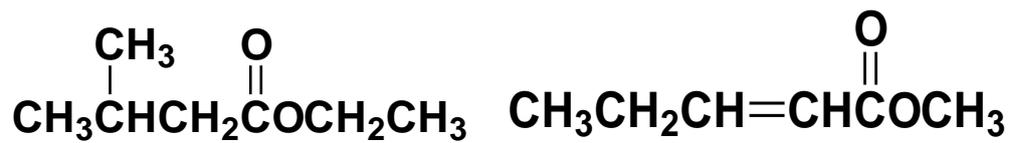


méthanoate d'éthyle

(formate d'éthyle)

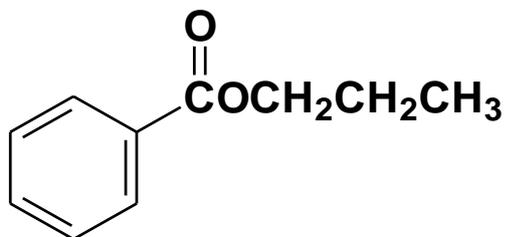


butanoate de propyle



3-méthylbutanoate d'éthyle

pent-2-énoate de méthyle



benzoate de propyle