

Les liaisons chimiques

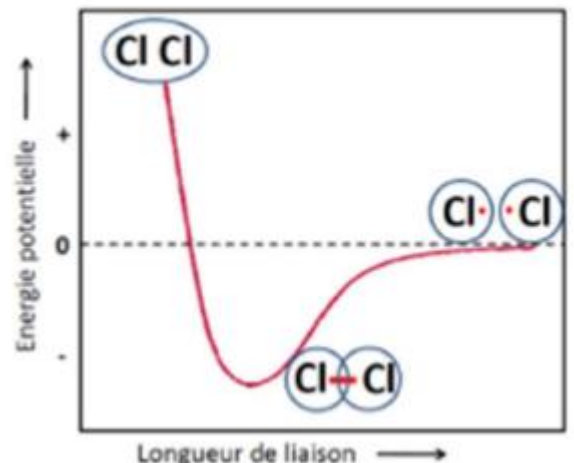
A. Formation des liaisons

Pour former des molécules, il faut faire des liaisons entre les atomes. Pour ceci, ils vont se rapprocher pour partager et **mettre en commun leurs électrons afin de stabiliser la structure électronique** et d'obtenir une couche de valence complète, qui sera globalement beaucoup plus stable (=règle de l'octet).

Règle de l'octet : Les atomes caractérisés par $Z > 4$ tendent à posséder 8 électrons sur leur couche périphérique, afin d'acquérir un état stable.

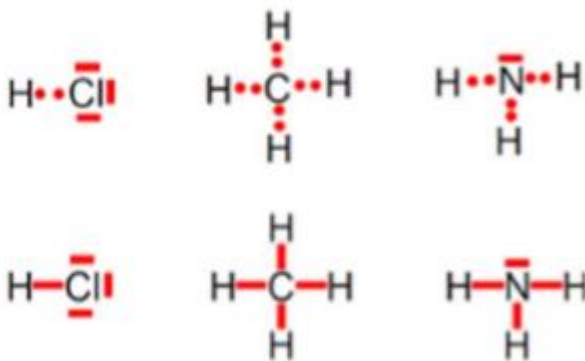
Deux électrons vont se rapprocher pour interagir et former la liaison. Ces électrons, tous deux négatifs, vont avoir une énergie très forte s'ils sont trop proche. Si les atomes sont amenés à se rapprocher davantage, les forces de répulsion vont prédominer et l'énergie potentielle du système va augmenter, le rendant beaucoup moins stable.

A un moment, on va atteindre un **minimum**, qui correspond à **la distance idéale entre les forces de répulsion et les forces d'attraction** qui permet de créer la liaison. A cette distance-là, on va avoir une longueur de liaison idéale qui va être exprimée en **Angström** (Å). Les orbitales de valence/ l'édifice sont ainsi **stabilisées** et on a un **minimum d'énergie**. Ainsi, lorsqu'il y a une mise en commun des électrons entre les atomes, on aura toujours une distance qui est un compromis entre ces forces pour atteindre un écartement idéal qui va correspondre à la liaison entre ces deux atomes.



Comment ces atomes vont s'apparier entre eux ?

Ils vont mettre en commun leurs électrons célibataires et il y aura **autant de liaisons** et donc d'atome, **qu'il y a d'électrons célibataires ++**

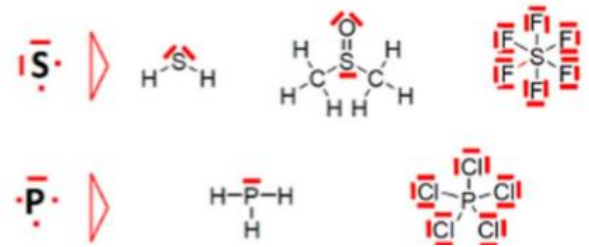


➤ Exemple 1 : si on regarde la combinaison entre un atome d'hydrogène (avec un électron célibataire) et un atome de chlore (avec un électron célibataire et 3 DNL), on va former la molécule HCl, avec une seule liaison qui correspond à la mise en commun de l'unique électron célibataire de chaque atome.

➤ Exemple 2 : le carbone, ayant 4 électrons célibataires, pourra se lier à 4 atomes différents et former 4 liaisons, par exemple ici avec des hydrogènes. Cette mise en commun d'électrons va

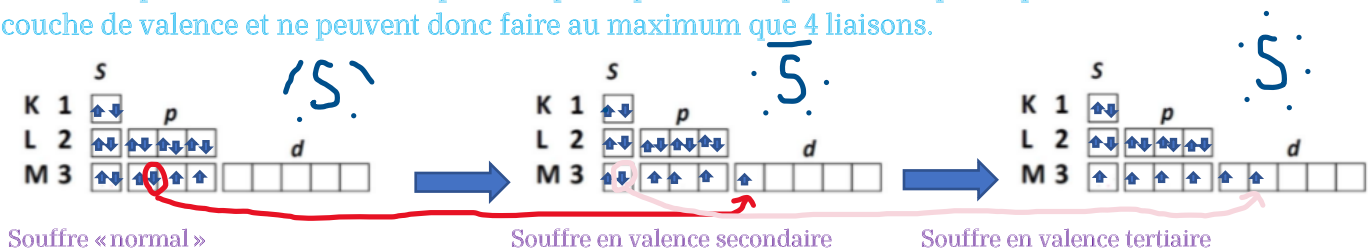
permettre à chaque atome (dont le numéro atomique est supérieur à 4) d'atteindre une couche de valence complète qui va correspondre à 8 électrons sur la couche périphérique. C'est ce qu'on appelle la règle de l'octet et on obtient une stabilité optimale.

La règle de l'octet est partagée par un grand nombre d'atomes mais **elle n'est pas toujours vraie** : certains atomes ne la respectent pas obligatoirement, ils peuvent être amenés à **un phénomène dit d'hypervalence ++** où ils vont avoir sur leur couche de valence un nombre d'électrons largement supérieur à 8.



Par exemple, le soufre S dans son état de base a 2 électrons et 2 DNL, comme l'oxygène, mais comme il est sur le niveau 3, on a un nouveau type d'orbitale (les orbitales d qui n'existent pas au niveau 2) qui va permettre la délocalisation des électrons sur un plus grand nombre d'orbitale. Un électron de la 3p (de la case totalement rempli) va aller dans une 3d pour ainsi conserver 1 DNL et faire 4 liaisons (on peut même aller encore plus loin et rompre le DNL de la 3s pour former 6 liaisons).

Idem pour le phosphore P, qui se trouve dans la même colonne de l'azote N. Ce phénomène est donc rendu possible par le fait que certains atomes sont des éléments de la 3e période et possèdent des **orbitales « d » vacantes**. Celles-ci leur permettent de faire un nombre de liaisons supérieur à ceux de la 2e période qui ne possèdent que 4 cases quantiques sur leur couche de valence et ne peuvent donc faire au maximum que 4 liaisons.



B. Géométrie spatiale : méthode VSEPR

Les molécules qu'on a vu et représenté jusqu'à présent sous forme plane, sont en réalité des **édifices tridimensionnels ++** c'est-à-dire qu'elles adoptent dans l'espace une structure en 3D bien particulière, essentielle à leurs propriétés biologiques. Il est donc important de pouvoir décrire la géométrie dans l'espace. Cette représentation fait que l'on minimise l'énergie et les structures de ces molécules.

Plusieurs modèles existent pour expliquer et représenter la structure des molécules dans l'espace. L'un des plus célèbres est ce que l'on appelle la **théorie VSEPR ++** (= « Valence Shell Electron Pair Repulsion » en anglais, ou bien RPECV = « répulsion des paires électroniques de la couche de valence » en français).

Cette théorie, développée par Ronald J. Gillespie, explique la structure tridimensionnelle optimale pour pouvoir avoir le minimum d'énergie et donc le minimum d'interactions sur la base d'une **minimisation des répulsions électroniques des atomes sur la couche de valence**.

Cette méthode va chercher à associer la structure tridimensionnelle qui permettra de limiter au maximum la répulsion entre **tous les électrons** autour d'un atome. Elle prend donc en compte les électrons de la couche externe (les liaisons de l'atome mais aussi les **doublets non-liants**), qui vont être considérés comme des électrons pouvant interférer avec ceux des liaisons.

La géométrie spatiale de ces molécules est décrite selon le système **AX_mE_n** :

- **A** est l'atome central dont on veut connaître la géométrie
- **m** est le nombre d'atomes X impliqués dans une liaison avec l'atome central
- **n** est le nombre de doublets non-liants E

→ Chaque combinaison de m et n définira une structure tridimensionnelle qui minimisera l'énergie.

0 doublet non-liant (n=0)		1 doublet non-liant (n=1)		2 doublets non-liants (n=2)		3 doublets non-liants (n=3)		4 doublets non-liants (n=4)	
m + n									
2									
3									
4									
5									
6									

TABLEAU A
CONNAITRE PAR
CŒUR

Le prof détaille bien tout le tableau, connaissez bien la correspondance entre le nom de la géométrie et de la VSEPR

(Case colonne 2, ligne 4 : forme à bascule)

(En plus pas forcément à savoir mais les doublets non liants prennent beaucoup de place d'où le fait que les angles soit modifiés < ou >)

➤ Dans le niveau le plus simple où **m+n = 2**, la seule structure possible correspond à **n=0** : On aura donc une structure **AX₂E₀** ou plus simplement **AX₂**. Dans ce cas, la structure sera **linéaire ++** avec un angle de **180°** séparant les deux liaisons qui est la distance maximale d'écartement, cela permet de minimiser les répulsions.

➤ Lorsque **m+n=3**, on a deux possibilités :

- Structure de type **AX₃ (=AX₃E₀)** : correspond à une géométrie **trigonale plane ++** où toutes les liaisons seront positionnées au travers d'un triangle équilatéral avec un écartement de 120°.

- Structure de type **AX₂E (=AX₂E₁)** : on a aussi une répartition triangulaire, mais cette fois-ci **le doublet non-liant va occuper une des pointes du triangle**. La molécule sera donc de **géométrie coudée ++** puisque la description de la structure géométrique de la molécule ne tient pas compte de la position du doublet non-liant.

➤ Au niveau supérieur (**m+n=4**), il y a 3 structures possibles :

- **AX₄** : la structure est **tétraédrique ++**, chaque atome occupant un des sommets du tétraèdre, avec un angle entre les liaisons de **109°**

- **AX₃E** : Là encore, l'ensemble des électrons va être positionné dans un tétraèdre mais la géométrie de la molécule (qui ne comprend pas les doublets non-liants on le rappelle) sera une **pyramide à base triangulaire**.

• **AX2E2** : Encore une fois les électrons seront positionnés dans un tétraèdre, en revanche la structure/géométrie de la molécule sera **coudée**. Etc...

(Je vais essayer de vous expliquer la partie ci-dessus comme moi je l'ai retenu afin de comprendre et pas forcément d'apprendre par cœur, après vous faites comme vous voulez si ça vous embrouille oubliez et sautez et si ça vous aide tant mieux !!)

Posons AX2, AX3, AX4, AX5, AX6 comme catégorie et AX2E sous-catégorie de AX3 (car $2+1=3$), AX2E2 et AX3E sous-catégories de AX4 (car $2+2$ ou $3+1=4$)...

La seule chose à connaître par cœur est la forme des grandes catégories (AX2, AX3, AX4, AX5, AX6), puis après pour déterminer la forme d'une sous-catégorie (AX2E2, AX2E ...) il suffit de remplacer des liaisons par un doublet non-liant (la question est où dois-je le placer). Il faut placer le doublet non-liant le plus loin possible des autres liaisons donc avec l'angle le plus grand possible. Enfin on regarde la forme de la molécule sans les doublets non-liants pour déterminer sa structure tridimensionnelle.

Ex : On a AX4E, donc sous-catégorie de AX5 (car $4+1=5$), or AX5 a une structure bipyramidale à base triangulaire. On doit maintenant placer dans cette structure un doublet non-liant (car AX4E), on sait que la base de la pyramide est un triangle donc 120° entre chaque liaison et qu'il y a entre la base et le sommet 90° , les angles les plus grands sont dans la base ($120^\circ > 90^\circ$) donc on remplace une liaison par un doublet non-liant au niveau de la base de la bipyramide. On se retrouve bien avec la structure tridimensionnelle : molécule à bascule présente dans le tableau. Et si on se trouve avec AX3E2, on remplace encore une liaison par un doublet non-liant dans la base de la bipyramide (car $\sim 120^\circ > 90^\circ$) et on se retrouve bien avec une « molécule en T »

Autre exemple si on AX2E2, sous-catégorie de AX4 ($2+2=4$), AX4 est tétraédrique or il nous faut remplacer 2 liaisons par des doublets non-liants. Ici les angles sont identiques à $109,25^\circ$ (caractéristique de la structure tétraédrique) donc on peut remplacer n'importe quelle liaison ça nous donnera une structure tridimensionnelle coudée ! Et si on avait AX3E, on remplacerait qu'une liaison par un doublet non-liant n'importe où (car angle identique) et on aurait une molécule pyramidale à base triangulaire !

En espérant vous avoir aidé !)

Exemples : essayez de les faire avant de regarder la correction pour vous entraîner

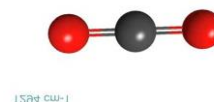
① Méthane (CH₄)

C'est une molécule simple. Si on considère le carbone comme atome central, on voit qu'il fait **4 liaisons**, on a une structure de type **AX4** et elle correspond à un tétraèdre régulier où le carbone est au centre du **tétraèdre** et les atomes sont situés aux pointes. On a un angle de **$109,25^\circ$** entre les liaisons.



② Dioxyde de carbone (CO₂)

On s'intéresse toujours à l'atome de carbone comme atome central. Cette molécule va avoir une structure de type **AX2**, c'est-à-dire que le carbone a uniquement **2 atomes** dans sa périphérie. Le carbone c'est 4 e- célibataire, l'oxygène c'est 2 DNL et deux e- célibataire L'atome de carbone ayant 4 électrons à associer et l'atome d'oxygène en ayant 2, on va



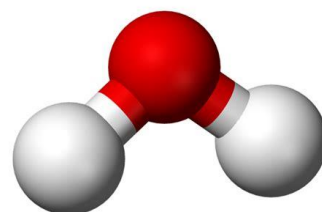
avoir une mise en commun des électrons 2 à 2. Elle correspond à une structure **linéaire** (et donc plane) qui se représente ainsi :

3 **Eau (H₂O)**

Il s'agit d'une molécule simple et essentielle à la vie.

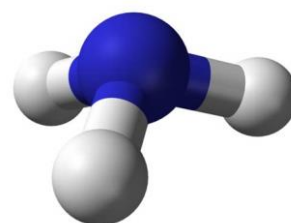
Cette fois-ci on va s'intéresser non plus au carbone mais à l'oxygène.

Autour de cet oxygène il va y avoir **2 atomes d'hydrogène** qui forment des liaisons, cependant il ne faut pas oublier que l'oxygène possède **deux doublets non-liants**, et donc on aura une formule de type **AX₂E₂**. Si on se réfère au tableau précédent, la structure AX₂E₂ correspond à une forme **coudée**, avec les deux doublets non-liants qui occupent chacun une partie du tétraèdre.



4 **Ammoniac (NH₃)**

L'atome central sera l'**azote**. Dans l'atome d'azote, on a 3 électrons célibataires et un doublet non-liant. La structure VSEPR sera donc **AX₃E** (car **l'atome fait 3 liaisons et possède un doublet**). C'est donc une structure **pyramidale à base triangulaire** car pour minimiser les interactions, l'atome d'azote sera au centre d'un tétraèdre et chacune des hydrogènes va être sur la base avec le doublet non-liant qui est au sommet, tout ceci formant un tétraèdre régulier avec une base triangulaire.



Il est donc important pour connaître la structure géométrique tridimensionnelle de la molécule de bien connaître les formules de Lewis pour ne pas oublier des doublets non-liants.

C. Qu'est-ce que la chimie ORGANIQUE ? (Le retour)

*Rappels : le carbone a un nombre de masse de **12** et un numéro atomique de **6**.*

*Il a une structure électronique de type **1s² 2s² 2p²**, mais contrairement à ce à quoi l'on s'attend quand on suit les règles de remplissage des cases quantiques, cet atome ne possède non pas un doublet non-liant et deux électrons célibataires mais plutôt **4 liaisons identiques** et donc **4 orbitales de même énergie**.*

1. Structure du carbone et hybridation sp³

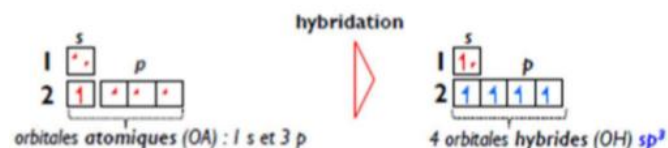
Si on regarde la disposition des atomes dans les cases quantiques (je rappelle qu'on ne regarde que la couche de valence, ici n=2) on a **une orbitale de type s** et **trois orbitales de type p** dans des directions de l'espace différentes, mais ceci ne représente pas parfaitement ce que l'on peut observer dans la réalité. Les orbitales s et p n'ont la même forme (sphérique vs bilobale) ni la même énergie. Cette représentation expérimentale n'est pas strictement exacte.

En effet, si on regarde par exemple la molécule de méthane, les 4 liaisons sont **indifférenciées, identiques** (on n'arrive pas à distinguer une liaison provenant d'électrons s par rapport à une liaison provenant d'électrons p, les 4 liaisons sont les mêmes...)

Pour expliquer ça, on a introduit le phénomène d'**hybridation** pour adapter le modèle. Dans le cas du carbone, lorsqu'il va former des liaisons, nous n'avons plus affaire à des orbitales atomiques de nature différente (s et p) mais à **quatre orbitales**

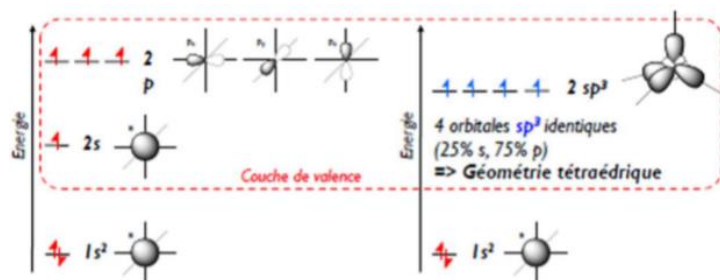
hybrides dites sp^3 , qui deviennent strictement identiques.

La couche de valence du carbone se réorganise donc pour créer 4 orbitales hybrides sp^3 identiques. Elles résultent de la **fusion entre l'orbitale s et les 3 orbitales p**. On parle d'OA pour l'atome seule, mais OH pour l'atome dans la molécule.

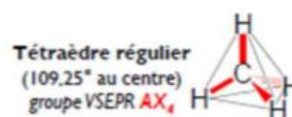


Si on dessine l'atome de carbone, les orbitales vont être identiques avec **un petit lobe et un grand lobe** pour former la liaison.

On observe alors une structure tétraédrique avec un angle de **$109,25^\circ$** entre chaque liaison, avec une disposition qui minimise l'interaction entre les électrons.



Les orbitales sp^3 vont permettre de former des **liaisons simples de type sigma (σ)**, c'est-à-dire que l'atome de carbone fait une seule liaison avec l'atome voisin (\neq liaisons doubles ou triples).



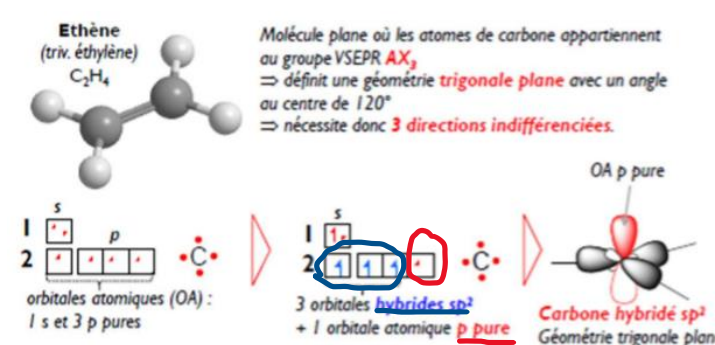
Liaison simple de type **sigma (σ)**

(ce qu'il faut retenir c'est que l'hybridation permet de passer d'orbitales différentes s et p à des orbitales identiques sp , sp^2 ou bien sp^3 permettant ainsi d'avoir des liaisons « identiques »)

2. Hybridation sp^2

Molécule d'éthène : comporte **une liaison double** et des liaisons simples. Elle a une structure VSEPR de type AX_3 ce qui implique une géométrie **trigonale plane** avec un angle de 120° entre chaque liaison. On a donc **3** directions indifférenciées.

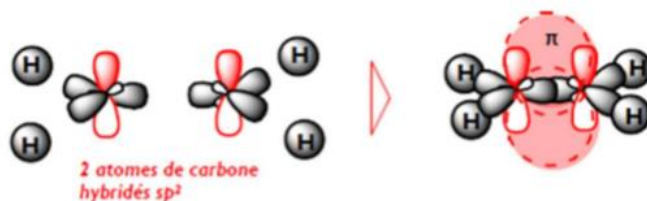
Les 4 orbitales atomiques vont former **3 orbitales hybrides sp^2** (qui représentent les 3 liaisons qui s'établissent dans le



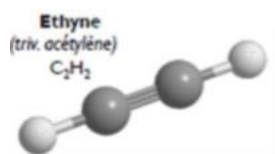
plan, toujours avec un grand et un petit lobe) et 1 orbitale **p pure** (qui va former la double liaison, qui reste identique à sa structure de départ).

Le carbone est dit ici hybridé de **type sp^2** . Il va former 2 liaisons avec les atomes d'H et il va y avoir une mise en commun d'électrons pour former la double liaison entre les 2 C. Cette dernière se fait au travers des orbitales p pures. On va donc avoir une **double liaison** qui résulte de

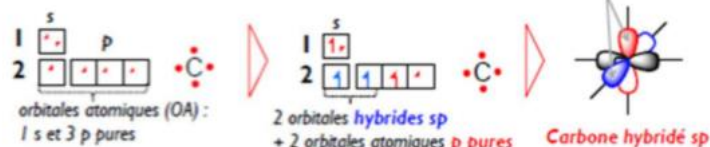
la somme d'une liaison simple formée par recouvrement des 2 orbitales sp^2 (1 pour chaque carbone) et d'une autre liaison formée dans **1 système π** par recouvrement latéral des 2 orbitales p pures. **La double liaison est donc : 1 liaison simple σ et 1 liaison d'un système π .**



3. Hybridation sp

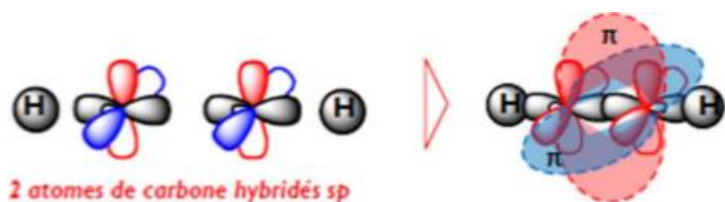


Molécule où les atomes de carbone appartiennent au groupe VSEPR AX_2
 \Rightarrow définit une géométrie **linéaire**
 \Rightarrow nécessite donc **2 directions indifférenciées**.



Molécule d'éthyne : comporte une **liaison triple** et des liaisons simples. Elle a une structure VSEPR de type AX_2 ce qui implique une géométrie **linéaire** avec un angle de 180 degrés entre chaque liaison. On n'a donc plus que **2 directions** indifférenciées.

Les 4 orbitales atomiques vont **former 2 orbitales hybrides sp** (qui forment les liaisons simples), et 2 orbitales p pures (qui vont permettre la création de la triple liaison par 2 systèmes π différents).



Le carbone est dit ici hybridé de **type sp** . Il va former 1 liaison avec un atome d'H et il va y avoir une mise en commun d'électrons pour former la triple liaison entre les 2 C. Cette dernière se fait au travers des orbitales p pures.

On va donc avoir une triple liaison qui résulte de la **somme** d'une **liaison simple** par recouvrement de l'orbitale sp et d'une autre liaison formée dans **2 systèmes π** par recouvrement latéral des 2 paires d'orbitales p pures.

La triple liaison est donc : 1 liaison simple σ et 2 liaisons d'un système π . La simple liaison peut se faire par des orbitales sp^3 , sp^2 ou sp .

Ainsi, on met en commun des électrons au travers d'un, deux ou trois système d'orbitale, augmentant ainsi l'énergie du système, avec ainsi des interactions plus fortes.

4. Hétéroatomes

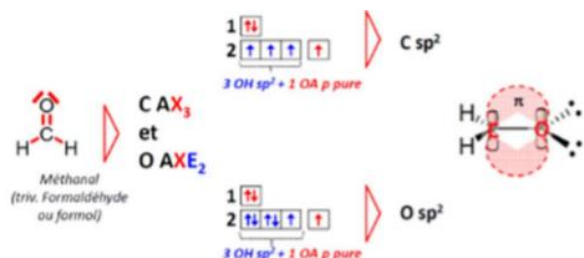
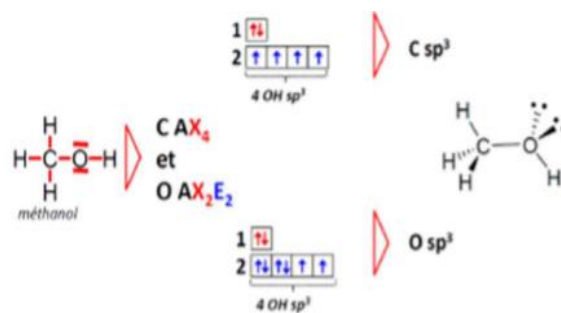
Jusqu'à présent, on a étudié l'atome de carbone qui formaient des liaisons avec des atomes d'hydrogène. Évidemment, les molécules sont beaucoup plus complexes et comportent des hétéroatomes (O, N, S par exemple). (*Ca marche de la même façon que pour le carbone mais avec d'autres atomes*)

Molécule de Méthanol : La structure va dépendre de l'atome que l'on considère.

- Atome de C de type AX₄
- Atome d'O de type AX₂E₂

Dans chacun des cas, on va avoir des liaisons simples et une

hybridation de type sp³. On va réorganiser les orbitales pour qu'elles aient le même niveau d'énergie et puissent se répartir dans l'espace de façon la plus homogène possible. Elles ont donc besoin d'avoir les mêmes formes.



Molécule de Méthanal = formaldéhyde = formol :

- Atome de C de type AX₃ → hybridation sp². On a 3 orbitales s hybrides sp² et une orbitale p pure.
- Atome d'O de type AX₂E₂ → hybridation sp² également. On a aussi 3 orbitales hybrides sp² et une orbitale p pure.

On va donc avoir la double liaison C=O composée

d'une part par le partage de 2 orbitales sp² (1 pour chaque carbone toujours) et d'autre part par la mise en commun des électrons avec les orbitales p pures. Les DNL vont se retrouver dans les orbitales sp² (dans le cas ici, mais ils peuvent être aussi dans une sp³ par exemple).

! Attention ! on ne peut pas faire réagir une orbitale p pure avec une orbitale sp² puisqu'elles sont différentes

(Petite technique pour déterminer le type d'orbitale hybride :

Pareil que tout à l'heure on a, les catégories (AX₂, AX₃ ...) et sous catégories (AX₂E₂, AX₂E ...)

-Si on a une grande catégorie : on prend le nombre associé au « X » (nombre d'atomes qui lui sont liés) et on lui soustrait 1. Ex: AX₃ -> sp² (car 3-1=2) donc atome hybridé sp².

-Si on a une sous-catégorie : on somme les nombres associés aux « X » et « E » (comme tout à l'heure pour la VSEPR, on associe en fait à sa grande catégorie) puis on soustrait 1.

Ex: AX₂E₂ -> (AX₄) -> sp³ (car 4-1=3) donc atome hybridé sp³.

/!\ Cette technique ne fonctionne que si l'atome n'est pas dans un système conjugué dit mésomère (cette notion sera abordé dans un cours prochain, le 3)

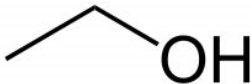
Tout ce qu'on a vu précédemment nous donne un aperçu de la construction de la molécule et de sa disposition dans l'espace. Une molécule n'est pas plane, du fait de la disposition, ses liaisons et sa mise en commun d'électrons qui sont disposés dans des orbitales qui vont être dans l'espace le plus éloignées possible pour minimiser les interactions.

NOMENCLATURE ET REPRESENTATIONS DES MOLECULES

Quand on construit une molécule il faut la nommer pour pouvoir communiquer et échanger en chimie, ainsi que la représenter/ la dessiner.

A. Représentations des molécules

Il existe plusieurs manières de représenter une molécule :

La formule brute	Elle donne la composition élémentaire, mais ne nous renseigne pas sur l'agencement tridimensionnel	C_2H_6O
La formule semi-développée	Elle fait apparaître le squelette carboné et les fonctions chimiques	CH_3CH_2OH
La formule développée plane	Elle fait apparaître toutes les liaisons et on peut matérialiser les doublets non liants (=représentation de Lewis)	$\begin{array}{c} H & H \\ & \\ H - C - C - \bar{O} - H \\ & \\ H & H \end{array}$
La formule topologique	Le squelette carboné apparaît sous forme d'une ligne brisée, et seuls les H fonctionnels sont matérialisés (on peut y faire apparaître les DNL)	

B. Nomenclature

La nomenclature chimique donne un **nom rationnel** aux molécules, **partagé** par tout le monde.

La nomenclature des composés organiques obéit à des règles communes qui permettent aux chimistes de nommer sans ambiguïté toute molécule. Elle est éditée et mise à jour périodiquement par l'IUPAC (International Union of Pure and Applied Chemistry) afin d'améliorer la communication entre chimistes.

1. Établir le nom d'une molécule

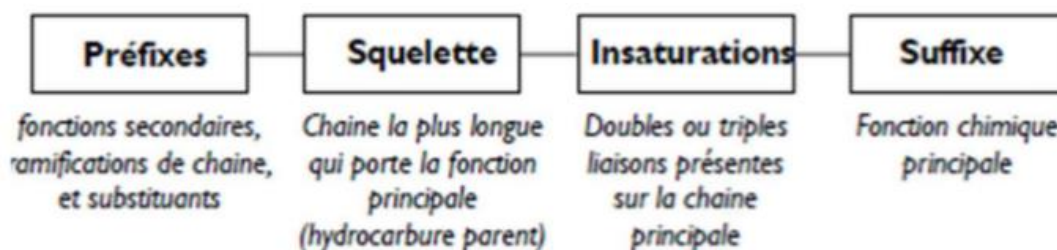
Comment établir le nom d'une molécule ?

-> Détermination des fonctions chimiques afin d'en déduire **la fonction principale** (qui donne le nom final à la molécule). *Le professeur précise que vous devez les connaître et que vous serez interrogés dessus (et ce sont vraiment des points faciles à avoir +++)*

-> Détermination du **squelette carboné le plus long**, ses insaturations et ses ramifications

-> **Numérotation** des fonctions chimiques secondaires, insaturations et substituants avec les indices les plus petits possibles (*indice le plus petit possible pour la fonction principale !*)

-> **Établissement du nom final** selon le schéma suivant et en donnant les préfixes par ordre alphabétique



Il existe aujourd'hui de nombreux logiciels qui permettent de nommer des molécules complexes.

L'objectif est de pouvoir nommer une molécule à partir de sa représentation visuelle, mais également de pouvoir dessiner une molécule à partir de la nomenclature indiquée.

2. Fonctions chimiques

Une **fonction chimique** est un ensemble de propriétés portées par un **atome ou un groupe structuré d'atomes** (= groupe fonctionnel). Les fonctions en gras sont à connaître +++ avec les nitriles, aldéhydes et cétones aussi.

Dans le tableau ci-dessous, les fonctions chimiques sont classées par ordre décroissant de priorité. Cet ordre de priorité va permettre de déterminer la fonction principale qui va permettre de nommer la molécule.



Il est important de retenir la priorité des molécules. D'ailleurs de manière générale, plus la **fonction** est **oxygénée**, plus elle est **prioritaire**. Par exemple, les esters et les amides sont prioritaires sur les alcools et les amines mais pas sur les acides carboxyliques.

*Super mnémo de notre vieux de chimie Colinfarctus, :
Amine boit de **l'alcool** et il **s'étonne** (cétone) que **l'aldéhyde** a mis **deux** (amide) **Ester** dans son **acide** (carboxylique)"*

Classe	Formule	Préfixe	Suffixe
Acides carboxyliques		Carboxy-	Acide ...oïque Acide ...carboxylique
Acides sulfoniques		Sulfo-	Acide ...sulfonique
Sels d'acides		-	...oate de métal ...carboxylate de métal
Anhydrides d'acides		-	Anhydride ...oïque
Esters		Alkoxycarbonyl-	...oate d'alkyle ...carboxylate d'alkyle
Halogénures d'acyle		Halogénocarbonyl-	Halogénure de ...oyle Halogénures de ...carbonyle
Amides		Carbamoyl-	...amide ...carboxamide
Nitriles		Cyano-	...nitrile ...carbonitrile

Classe	Formule	Préfixe	Suffixe
Aldéhydes (Thio-)		Formyl- ou Oxo-	-al ...carboxaldéhyde
Cétones (Thio-)		Oxo-	-one (-thione)
Alcools		Hydroxy-	-ol
Phénols		Hydroxy-	-ol
Thiols		Sulfanyl-	-thiol
Amines		Amino-	-amine (chaînes 2 ^{aires} en préfixes) : N-alkyl-
Imines		Imino-	-imine
Ethers - (ép)oxydes		Alkoxy- Époxy-	Éther (oxyde) de R et de R'
Sulfures (epi-)		Alkylthio- (épithio-)	Sulfure de R et de R'
(Hydro)péroxydes		(Hydro)péroxy-	(Hydro)péroxyde de R et de R'

3. Hydrocarbures

Hydrocarbure	Formule	Préfixe
Méthane	CH ₄	Méthyl-
Ethane	CH ₃ CH ₃	Ethyl-
Propane		Propyl-
Butane		Butyl-
Pentane		Pentyl-
Hexane	C ₆	hexyl-

Hydrocarbure	Formule	Préfixe
Heptane	C ₇	Heptyl-
Octane	C ₈	Octyl-
Nonane	C ₉	Nonyl-
Cyclohexane		Cyclohexyl-
Benzene		Phényl-
Naphatène		Naphtyl-

Pour nommer la chaîne principale (hydrocarbonée) on va chercher systématiquement à connaître la chaîne la plus longue. En fonction du nombre du nombre d'atomes de carbone, on va avoir soit le **nom** de l'hydrocarbure parent s'il fait office de chaîne principale, soit le **préfixe** s'il est en substituant.

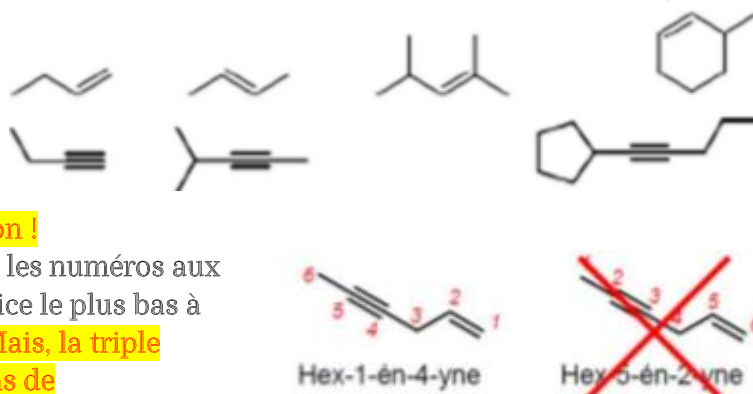
De la même façon, dans le tableau précédent sur les fonctions chimiques, on aura une façon différente de nommer la fonction selon si elle est secondaire (**préfixe avec -yl SANS E**) ou **principale (suffixe)**.

4. Insaturations

Les **doubles liaisons** forment des **alcènes** et les **triples liaisons** forment des **alcynes**.

Pour la numérotation, il faut noter que **la double liaison est prioritaire sur la triple liaison dans la numérotation !**

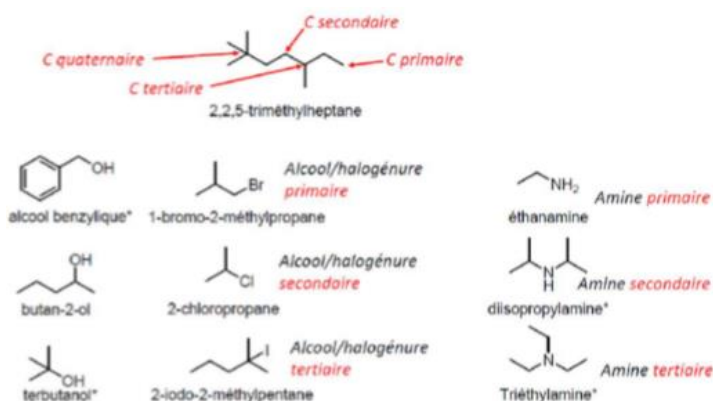
Ainsi, lorsqu'on va chercher à attribuer les numéros aux substituants, on donnera toujours l'indice le plus bas à la double liaison plutôt qu'à la triple. **Mais, la triple liaison termine le nom (pour des raisons de phonétiques).**



5. Vocabulaire associé

La **classe** du carbone va être déterminée par ses substitutions :

Un carbone lié à 0 carbone	carbone nul
Un carbone lié à 1 seul autre carbone	carbone primaire
Un carbone lié à 2 autres carbones	carbone secondaire
Un carbone lié à 3 autres carbones	carbone tertiaire
Un carbone lié à 4 autres carbones	carbone quaternaire



De la même façon, la classe des **halogénures ou des alcools** est fonction du nombre de liaisons de l'atome de **carbone** qui porte le dérivé halogéné, avec d'autres atomes de carbone. *C'est le carbone qui est primaire/secondaire/... mais par abus de langage, on dit que c'est l'alcool/l'halogène.*

En ce qui concerne les **amines**, leur classe est déterminée **par leur substitution avec des atomes de carbone**.

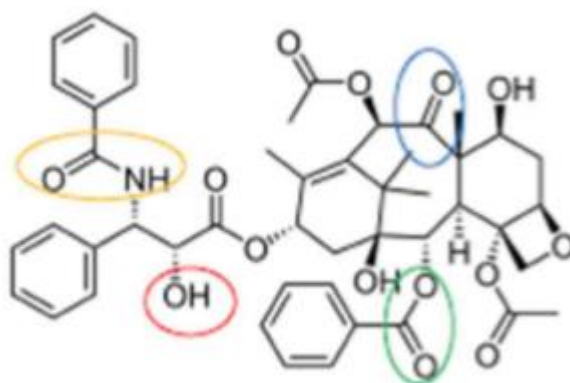
6. Savoir identifier et Savoir nommer

Savoir identifier :

Ici, on a une molécule complexe dans laquelle on va observer différentes fonctions. (Pour info, c'est le Taxol, appelé paclitaxel, un anti-cancéreux vous le verrez au S2 en pharma)

On a : un alcool, une cétone, un ester et un amide.

Ça doit devenir un réflexe et venir super rapidement (entraînez-vous bien et ça deviendra easy ! ++++)



Savoir nommer :

- Molécule 1 :

1) Identification de toutes les fonctions chimiques :

alcool et acide carboxylique

1bis) Identification de la fonction chimique

principale (à qui on doit donner le numéro le plus petit sur la chaîne carbonée : acide carboxylique →

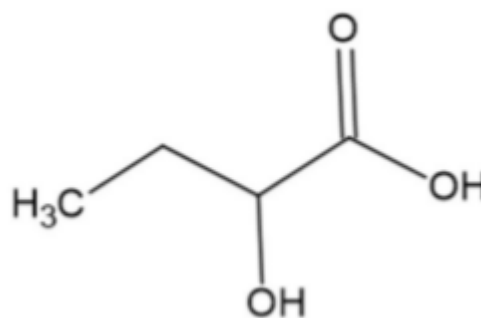
acide ...-oïque

2) Identification de la chaîne principale : 4 C → butane

2bis) Identification des insaturations et substituants ; alcool → préfixe hydroxy-

À ce point-là de l'exercice, on a donc un acide 2-hydroxybutanoïque

Pas de problème pour la numérotation, la fonction acide étant en bout de chaîne, elle prend forcément le numéro 1.



- Molécule 2 :

1) Identification de toutes les fonctions chimiques :

amine et halogénure

1bis) Identification de la fonction chimique principale :

amine → suffixe -amine

2) Identification de la chaîne principale : 6 C → hexane

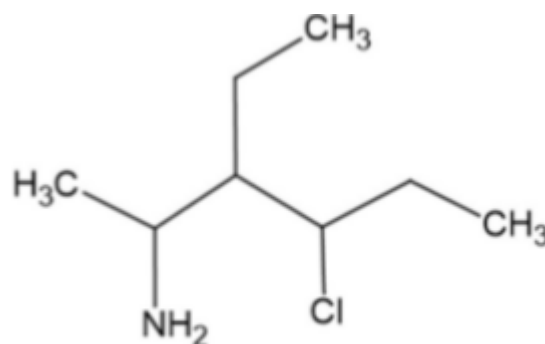
2bis) Identification des insaturations et substituants :

halogène (chlore) et un groupement éthyle

3) Numérotation de la fonction principale (avec le plus petit indice possible).

3bis) Numérotation des insaturations, substituants et fonctions chimiques secondaires : Chlore en position 4 -> 4-chloro, éthyle en position 3 -> 3-éthyl

4) Le nom définitif est : 4-chloro-3-éthylhexan-2-amine



Il faut bien faire attention à mettre les substituant par ordre alphabétique

- Molécule 3 :

1) Identification de toutes les fonctions chimiques :

cétone et **ester**

1bis) Identification de la fonction chimique principale :

ester → **...oate d'alkyle**

2) Identification de la chaîne principale : 6 C → **hexane**

2bis) Identification des insaturations et substituants :

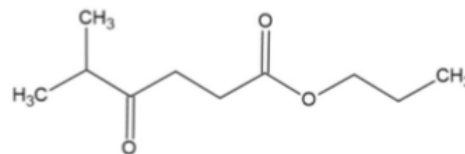
cétone → **oxo** et un groupement **méthyle**

3) Numérotation de la fonction principale (avec le plus petit indice possible) :

qu'une seule possibilité avec les ester

3bis) Numérotation des insaturations, substituants et fonctions chimiques secondaires :

4) Le nom définitif est : **5-méthyl-4-oxohexanoate de propyle** (attention ici on met bien le e)



Savoir représenter :

- Molécule A : 4-amino-pentanal

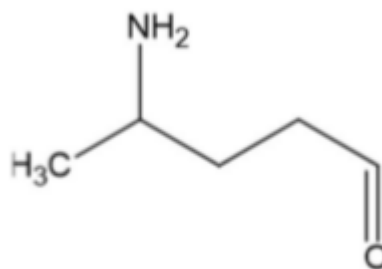
1. On identifie la fonction principale : **aldéhyde**

2. Chaîne carbonée principale : pentane donc **5C**

L'aldéhyde se trouve forcément au bout de la chaîne,

avec le numéro 1

L'amine a le numéro 4 ici.



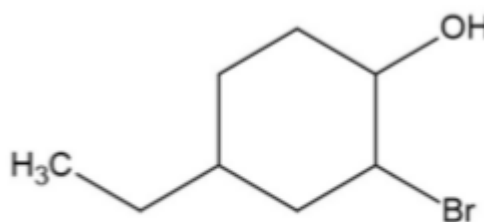
- Molécule B : 2bromo-4éthylcyclohexanol

1. On identifie la fonction principale : **alcool**

2. Hydrocarbure parent : cyclohexane → **6C en cycle**

L'alcool doit avoir le plus petit numéro, donc 1

Le brome prend le numéro 2 et le groupement méthyl en 4



Toutes les phrases écrites avec cette couleur sont soit des commentaires de nos vieux de chimie ou bien les miens, s'ils vous aident tant mieux si ce n'est pas le cas, oubliez !!

Place aux dédicaces :

Dédicace à ma famille qui a toujours été présente pour moi durant cette difficile première année !!

Dédicace à mes parains Stabilo'drey et Dydou CT et mes co-fillots Emma et Roméostasie tut' de biophy

Dédicace à nos vieux de chimie Colinfarctus et Alombre CT ainsi qu'à mon incroyable co-tut' Camnésie et à tout le Tutorat !!

Enfin dédicace à vous, ne lâchez jamais ça se joue au mental, l'année va être dure mais n'oubliez pas on est là pour vous, donc si question ou autres ça sera avec plaisir !!

