Liaisons chimiques, VSEPR et nomenclature



Coucou les pioupioux !! C'est toujours moi 😛

*Bienvenue dans la fiche complète (si pas de modif de la part du prof ~~stp Azoulay~~ sinon je vous ferrez évidemment une update de la fiche), cette fois si vous TOUTES les parties du cours avec donc **Liaisons chimiques**, VSEPR **ET nomenclature.***
*La fiche TTR **n'**est donc **PLUS** à jour pour les **prochains EB 2 et 3** et les **ST** à venir..*
Voilà c'était la petite précision d'avant cours, je vous promets que ça va c'est pas compliqué, les liaisons et la nomenclature c'est vraiment comme en chimie au lycée en seconde voire avant

Allez mettez vous à l'aise, concentrez vous et on y vaaa <3

I - Les Liaisons Chimiques

1 - Généralités

Les **Liaisons**, c'est la **mise en commun des électrons** qui **stabilisent l'ensemble de la structure des molécules.**

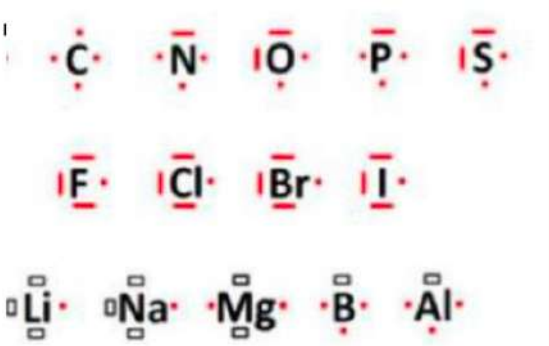
Les **Molécules**, ce sont des **atomes** qui vont s'associer **entre eux** grâce à leurs **électrons de valence** pour former ces fameuses liaisons et ainsi créer des molécules.

Lorsque l'on met en commun des électrons, on va chercher à **remplir complétement** la couche de valence, afin d'arriver à un état **plus stable**. +++

Tut'rappel :

Les électrons de valence correspondent aux électrons de la **dernière couche électronique/la couche la plus éloignée du noyau/du centre, la plus externe = la couche de Valence** +++++
Ce sont ces électrons qui sont engagés dans les différentes liaisons chimiques et qui **déterminent** les **propriétés chimiques** de l'élément (dans le tableau périodique avec notamment les différents blocs par couche de valence s, p, d, ...).
La configuration de la couche de valence **influence directement la réactivité** d'un atome, ainsi que ses **capacités** à former des liaisons avec d'autres atomes.

Au cas où, je vous remets ici l'image vue dans le cours précédent avec la représentation des électrons des couches de valences de certains atomes
(à connaître AU MOINS LES 2 PREMIÈRES LIGNES) selon leur appariement en DNL ou la présence d'électrons célibataires



Concernant la **Réactivité chimique**, les éléments dont les couches de valence sont partiellement remplies sont plus réactifs. Par exemple, les éléments du groupe 1 (les métaux alcalins) ont un seul électron de valence et sont très réactifs, tandis que les éléments du groupe 18 (les gaz nobles) ont des couches de valence complètes et sont généralement inertes.
En fait, tu ne peux réagir à quelque chose que si tu es en capacité de l'accepter, un e- libre peut accepter une liaison mais ceux qui ont leur valence complétée n'ont pas d'e- célibataires !

Et pour la **Règle de l'octet**, beaucoup d'éléments cherchent à compléter leur couche de valence pour atteindre une configuration électronique **stable**. Pour atteindre cette état de stabilité, ils doivent se rapprocher le plus possible à la configuration des **gaz nobles**, avec **8** électrons de valence, en gagnant, perdant ou en partageant des électrons avec d'autres atomes lors de liaisons.
(Je vous vois venir à me demander pourquoi 8 ? Eh bah avec 8 e- célibataires on forme 4 Doublets NON Liants (DNL), on ne peut plus accepter d'autres liaisons car notre valence est complétée) (je reviens sur cette notion juste après no stress).



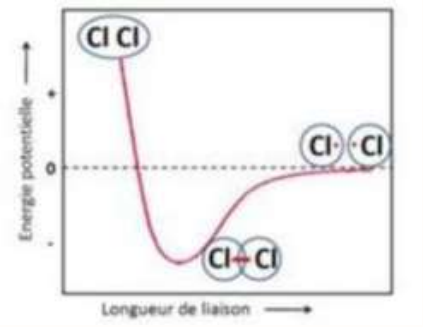
Le tutorat est gratuit, toute reproduction ou vente est interdite.

2 - Notations et représentations

Les électrons de valence sont souvent représentés par des **diagrammes de Lewis** où les électrons de valence sont indiqués par des points autour du symbole de l'élément (cf. image du cours précédent).

Quand 2 atomes se rapprochent avec une valence incomplète, on a un juste compromis entre les forces d'attraction et les forces de répulsion.

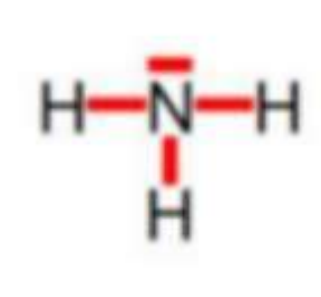
Si on regarde 2 atomes de Cl (chlore), il va y avoir un moment où les deux atomes vont se rapprocher et il va y avoir une **interaction favorable**.



On va avoir une juste **balance** entre la **répulsion** et l'**attraction des électrons du noyau d'un atome avec le noyau de l'autre**.
Ainsi, à une certaine distance (qui amène à un minima d'énergie) (il parle ici des 2 chlores situés en bas de la courbe) on a la **distance idéale** entre les 2 noyaux et la distance respective des 2 atomes, c'est ce qu'on appelle : la **longueur de liaison**.

C'est à cette distance là qu'on aura un mouvement d'énergie et que la structure va se stabiliser
Si on continue à trop rapprocher les atomes entre eux, on va entrer entre des **répulsions** fortes entre noyaux et déstabiliser tout l'édifice qui n'existera pas (pas de liaison, pas de molécule).
Cette distance idéale dans laquelle les 2 atomes sont proches sans l'être trop permettra alors de construire la molécule avec une certaine longueur de liaison en **Angström**.

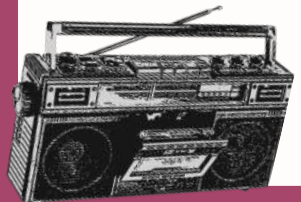
Former des molécules, c'est très simple. On a juste à réunir les électrons de chaque atome, et on forme autant de liaisons qu'on a d'électrons célibataires.
C'est la raison pour laquelle on a mis 4 atomes célibataires au carbone car il peut former jusqu'à 4 liaisons.



Ces **liaisons** sont généralement représentées par des **traits pleins** entre les deux atomes, car les électrons se sont **appariés**, ce ne sont plus des électrons célibataires.
Avec l'azote, si on forme l'ammoniac NH3 (seulement 3 liaisons car on a un DNL), sachant que l'azote possède un DNL, on va tout de même représenter ce DNL par une barre car il sera important dans la réactivité des molécules.

La règle de l'octet :

On essaye de toujours la respecter. Tous les atomes avec un Z>4 vont essayer d'avoir 8 électrons sur leur couche périphérique pour obtenir un état **stable**, on va essayer de remplir leur couche de valence avec le maximum d'électrons qu'on peut avoir.
Cette règle de l'octet est à manipuler avec précaution puisqu'elle marche pour la **2e période**, après quoi elle a beaucoup **d'exceptions**. C'est un concept pour le carbone, l'azote, le chlore etc..., après ça devient différent.
Un certain nombre d'atomes ne respectent pas la règle de l'octet.



Le tutorat est gratuit, toute reproduction ou vente est interdite.

=> Comment savoir quand les atomes ne respectent pas la règle de l'octet ?

Pour avoir le droit de ne **pas respecter** la règle de l'octet, nous devons avoir des orbitales qui le permettent.
Au niveau 2 (carbone, azote, oxygène etc..), on pourra mettre au maximum 8 électrons,
donc on sera obligé de respecter la règle de l'octet.
Par contre, au **niveau 3**, on a des orbitales **d** qui apparaissent (Tut'Rappel hein même si l'orbitale n'est pas remplie, elle est toujours présente++). Ces orbitales d permettront alors de **former des liaisons en plus** car nous aurons des orbitales disponibles pour disposer les électrons.



Exemple : c'est le cas du **phosphore P** et du **soufre S**

Ils se trouvent sur la 3e période, 3s et 3p.
Ils ont donc la même couche externe que l'azote N pour le phosphore P
et que l'oxygène O pour le soufre S (en gros ils sont dans la même colonne).
Mais il est important de noter qu'ils n'auront pas exactement le même comportement puisque la présence d'orbitale **d** (pour le **P** et le **S**) va leur permettre d'étendre leurs électrons.



Exemple pour le **soufre**:

Il peut arriver à se mettre avec tous ces électrons non appariés, donc former jusqu'à 5 liaisons (puisqu'il a des orbitales d qui le lui permettent), alors que pour le niveau 2, on ne peut pas aller plus loin.
Depuis le niveau 2, on ne peut pas déplacer les électrons dans le niveau 3 pour avoir plus d'électrons célibataires, le changement de niveau est trop demandeur d'énergie.
Par contre, au niveau 3, un électron (de base, apparié dans une case quantique) peut changer d'orbitale (toujours sur le niveau 3).
Il passera par exemple de la 3p à la 3d pour obtenir plus d'électrons célibataires prêts à faire des liaisons avec d'autres atomes. C'est ce qu'on appelle le phénomène d'**hypervalence** +++

L'**hypervalence** est un phénomène en chimie où certains atomes forment **plus de liaisons qu'on ne le prévoit selon la règle de l'octet**. Cette règle stipule que les atomes tendent à s'entourer de huit électrons de valence pour être stables. Cependant, certains éléments peuvent dépasser cette limite.



Exemples d'hypervalence :

- PCl5 (pentachlorure de phosphore) :
le phosphore (P) dans cette molécule est entouré de dix électrons de valence, ce qui dépasse la règle de l'octet.

- SF6 (hexafluorure de soufre) :
Le soufre (S) dans cette molécule est entouré de douze électrons de valence. Pourquoi cela arrive-t-il ?
Dans les atomes des périodes supérieures à la deuxième période, les orbitales d peuvent participer à la liaison, permettant ainsi à ces atomes de former plus de liaisons qu'indiqué par la règle de l'octet. Ces orbitales supplémentaires offrent un espace pour accueillir des électrons supplémentaires.

En résumé, l'hypervalence se produit lorsque certains atomes peuvent former **plus de liaisons** que ne le prévoit la **règle de l'octet** en utilisant des orbitales supplémentaires. Ce phénomène est typique des éléments situés à partir de la **troisième période** du tableau périodique.

Le tutorat est gratuit, toute reproduction ou vente est interdite.

II - VSEPR

La **théorie VSEPR** (Valence Shell Electron Pair Repulsion, ou Répulsion des Paires d'Électrons de la Couche de Valence) est un modèle utilisé en chimie pour prédire la **forme des molécules**.

Principe de base : les paires d'électrons autour d'un atome central se repoussent mutuellement. Elles vont donc s'organiser de manière à **minimiser ces répulsions**, en prenant la forme la plus espacée possible les unes des autres.

2 types de paires d'électrons :
- **Paires liantes** : les électrons partagés entre l'atome central et les atomes environnants, formant des **liaisons covalentes**.
- **Paires non liantes** (ou paires libres) : les électrons de valence qui ne participent pas aux liaisons mais qui sont toujours **autour** de l'atome central.

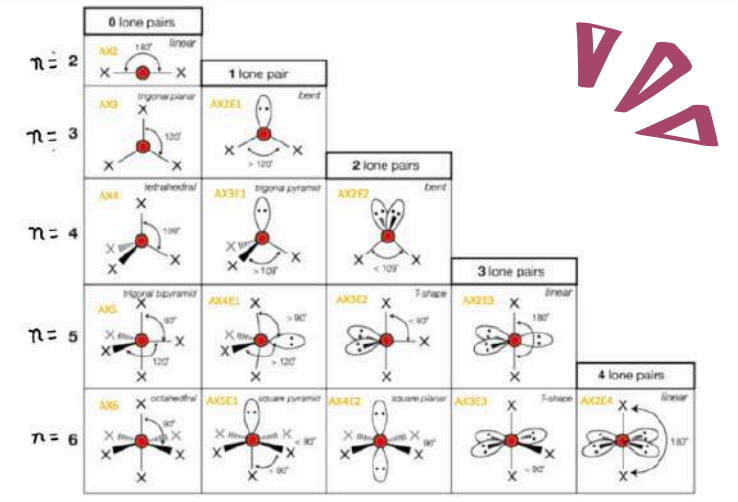
Selon le nombre total de paires d'électrons (liantes et non liantes) autour de l'atome central, différentes **formes géométriques** peuvent être prévues.
Les paires **non liantes** prennent **plus de place** que les paires liantes, car elles ne sont pas partagées entre deux atomes
(si on partage la liaison, on n'en porte que la moitié du poids chacun, alors que ce qui est non liant on le porte seul).

Cela peut modifier la forme de la molécule : (voir image en bas pour les noms des formes) :

•L'ammoniac (NH3) : 3 paires liantes et 1 paire non liante. La forme prévue est une pyramide à base triangulaire.
•L'eau (H2O) : 2 paires liantes et 2 paires non liantes. La forme prévue est coudée.

La théorie VSEPR est utilisée pour **prédire la forme des molécules** en se basant sur la **répulsion** entre les paires d'électrons autour d'un atome central. Les paires d'électrons se placent de manière à **minimiser les répulsions** et se positionnent en **3D** de la façon **la plus éloignée les uns des autres** +++ pour occuper tout l'espace tridimensionnel, ce qui détermine la **géométrie** de la molécule.

La structure des atomes va alors se traduire par cette formule :
AXmEn
Avec :
A : atome central que l'on regarde
X : nombre d'atomes impliqués dans une liaison avec l'atome central, avec m la valeur E : nombre de doublets non-liants, avec n la valeur



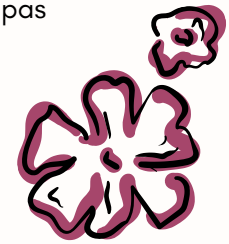


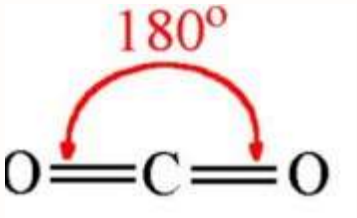
Le tutorat est gratuit, toute reproduction ou vente est interdite.

Les boules rouges, c'est l'atome que l'on étudie, le A, celui dont on veut savoir la configuration VSEPR.



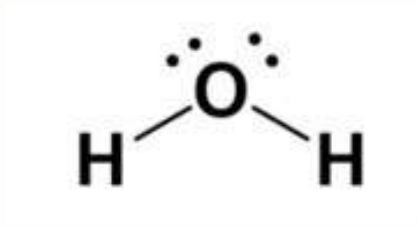
➢ Exemple du CO2 :
Si on s'intéresse au carbone comme atome central : on observe qu'il est uniquement lié à 2 oxygènes.
C'est donc une forme **linéaire**, car il va faire deux liaisons doubles, donc **AX2**, il n'y a pas de DNL donc n=0 et m=2 car on est lié uniquement aux 2 oxygènes.

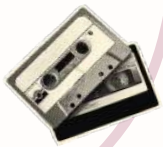




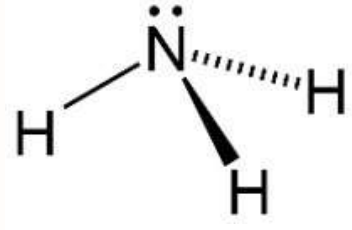


➢ Exemple de l'H2O :
En s'intéressant cette fois-ci à l'oxygène, on n'aura pas simplement AX2 (car m=2 mais seulement avec les 2 atomes d'hydrogène qui ne peuvent faire qu'une liaison chacun, donc il reste des e- supplémentaires car O en a déjà deux de plus et il ne fait qu'une liaison par côté). Mais attention, là on aura aussi 2 DNL dont il faut tenir compte dans la représentation VSEPR. Ainsi, n=2 —> **AX2E2**. La molécule est **coudée**.
L'oxygène et les atomes d'hydrogène sont dans le plan, par contre les DNL, l'un est vers l'avant et l'autre vers l'arrière.





➢ Exemple du NH3 (L'ammoniac) :
On s'intéresse à l'azote N, il a 3 liaisons avec des hydrogènes —> m=3. Et là, pareil, petit piège, il ne faut surtout pas oublier le DNL de l'azote. En effet, nous n'aurons pas la même forme si nous sommes AX3 (trigonal plan) ou **AX3E** (pyramide à base trigonale). Ici, NH3 sera donc une **pyramide à base trigonale**.





Le tutorat est gratuit, toute reproduction ou vente est interdite.

III - Les orbitales moléculaires

Jusqu'à présent, ce qu'on a vu concernait les atomes. Même la VSEPR ne nous permet pas d'obtenir beaucoup d'informations dès lors que la molécule se complexifie.
Le modèle orbitalaire a donc été **extrapolé** pour les molécules : nous passons d'orbitales atomiques a des **orbitales moléculaires**.

Nous partons du principe que la liaison chimique covalente est la mise en commun d'électrons de chaque atome : on va donc voir un **recouvrement** des orbitales atomiques formant une orbitale moléculaire.
(à visualiser, imaginez vos atomes avec leurs cercles concentriques contenant des électrons, et bien quand deux forment une orbitale moléculaire, les cercles se chevauchent)
On peut utiliser des **modèles mathématiques** pour représenter la **fusion** de deux orbitales atomiques en une seule moléculaire.

*On reprend la **définition** d'orbitale à l'échelle de la molécule :
Orbitale moléculaire : représentation du volume à l'intérieur duquel on a 95% de probabilités de trouver **les électrons de la liaison**.

Le principe de construction des orbitales moléculaires est donc lui aussi basé sur l'**équation de Schrödinger** : on combine de façon **linéaire** les orbitales de chaque atome, c'est la **théorie de la LCAO** (Linair Combinaison of Atomic Orbitals) : modèle mathématique théorique qui travaille sur la représentation dans l'espace, assemble des volumes.
Une **liaison AB** est donc la combinaison linéaire de l'orbitale A (d'un atome) et de l'orbitale B (d'un autre atome).

Pour une liaison A-B :

$$\Psi_{mol} = c_A \cdot \Psi_A \pm c_B \cdot \Psi_B$$

OA de l'atome
Coefficient de pondération (dépend de l'électronégativité)
Combinaison linéaire

Il existe autant d'orbitales moléculaires que l'on a combiné d'orbitales atomiques !
On ne peut combiner que des orbitales atomiques d'**énergie égale ou proche** (pas une orbitale s et une orbitale f, très éloignées en terme d'énergie : pas de liaison possible.)
Une orbitale moléculaire peut exister même si elle est vide d'électrons, et même si elle n'est composée que de deux électrons, formant à eux seuls une liaison.

On a **deux types de recouvrements** des orbitales atomiques :

- **Recouvrement axial** : le cas le plus simple. Si on combine par exemple **deux orbitales s**, l'orbitale moléculaire générée s'appellera **sigma σ**, elle est dite **liante**. À chaque orbitale liante, on associera une orbitale **anti-liante « sigma étoile » σ***. Elle ne contient à l'état fondamental aucun électron. Chaque orbitale contenant l'électron a donc son opposée, et la combinaison des deux forme l'orbitale moléculaire. Si on associe maintenant une orbitale **p** et une orbitale **s**, de la même façon, on aura toujours une liaison **sigma**, mais qui aura une **forme différente**, et son orbitale **anti-liante σ*** se forme avec.

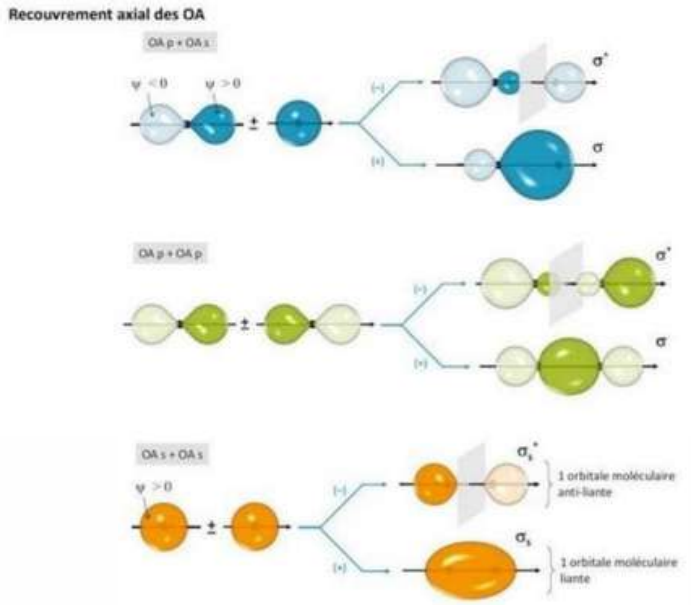
(On se rappelle, on ne peut pas créer de liaison si le niveau d'énergie diffère trop, mais ici s et p peuvent se lier, leur niveau d'énergie n'est pas égal mais il est proche.)

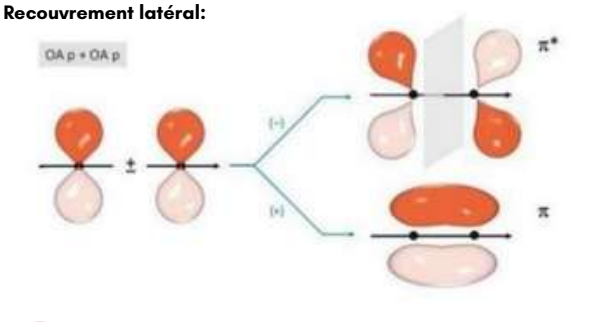
Ça reste un recouvrement **axial**. On peut aussi avoir **p** et **p** en axial.

- **Recouvrement latéral** : ça ne marche **qu'avec les orbitales p** (impossible avec les s car elles ne sont que sur un axe) : elles peuvent se positionner naturellement de sorte qu'elles formeront des orbitales moléculaires de type π, on forme évidemment aussi l'orbitale anti liante π*.

Le tutorat est gratuit, toute reproduction ou vente est interdite.

Ce sont donc deux types d'orbitales différentes, σ et π, qui vont composer la **modélisation** des différentes orbitales moléculaires.





(Très peu mentionné mais on parle d'orbitale bi-lobée quand elle a deux lobes... juste pour que vous ayez déjà croisé le terme mais il n'a fait que le glisser)

IV - Histoire de la chimie organique

On fait assez tôt la différence entre substance **organique** et **minérale**.
Aujourd'hui, on retrouve cette notion avec ce qu'on nomme **chimie organique** et **chimie inorganique**.
La **chimie organique** est caractérisée comme la chimie des composés qui sont issus des organismes vivants. La particularité de la chimie organique est qu'on retrouve un **nombre réduit d'éléments** : en très grande quantité du **carbone**, et en quantité plus ou moins importante de l'**hydrogène**, de l'**azote**, de l'**oxygène**, du **phosphore** et du **soufre**.

Mémo : CHONPS (ça fait un son fun, essayez de retenir comme ça si ça vous aide !)

Il reste relativement vrai que la chimie organique reste la chimie des composés du carbone, voire la **chimie du carbone**. C'est pour ça que l'on voit l'approche de la **réactivité** principalement sur l'angle du **carbone**, parce que c'est lui qui **réagit beaucoup**. C'est le fondement de cette **chimie organique**. Dans les molécules issues du vivant, ces 6 éléments représentent **98%** de la masse totale des organismes vivants, même si on retrouve d'autres éléments en quantité minime du tableau périodique.

^{1}H																^{2}He
^{3}Li	^{4}Be											^{5}B	^{6}C	^{7}N	^{8}O	^{9}F	^{10}Ne
Na	Mg											Al	Si	P	S	Cl	Ar
K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
Cs	Ba	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
Fr	Ra	Ac	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Ds	Rg	Uub	Uut	Uuq	Uup	Uuh	Uus	Uuo

Le tutorat est gratuit, toute reproduction ou vente est interdite.

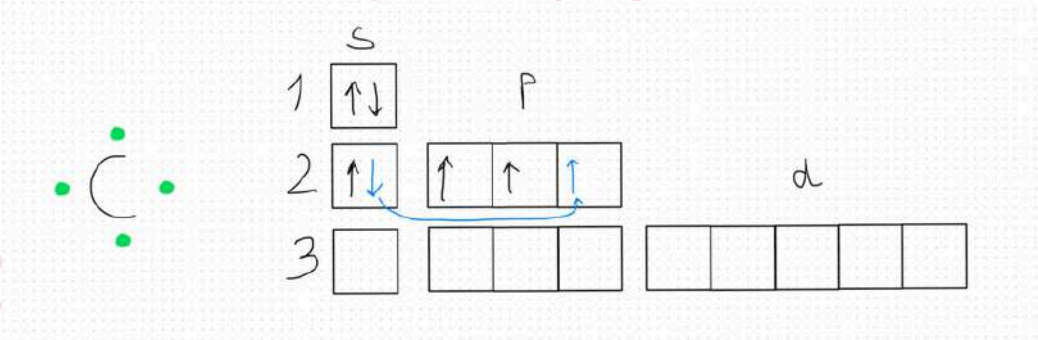
Le carbone :

Numéro atomique : 6
Nombre de masse : 12
Électrons de valence : 4

(comme on l'avait mentionné avant, il s'agit bien d'une exception)

On sait qu'on devrait avoir une structure 1s2 2s2 2p2. Pourtant, on dit que l'atome de carbone peut faire **4 liaisons**. En réalité, c'est une déduction, mais le **modèle de Lewis** ne permet pas d'expliquer ces 4 liaisons, puisque qu'on a deux doublets non liants et deux électrons célibataires, donc seulement deux liaisons possibles

C'est pourquoi on a expliqué le phénomène en disant que ces 4 électrons se **répartissent** au niveau des 4 cases de la couche 2. On dit que le carbone est dans sa **valence secondaire**.



C'est vrai en partie, parce qu'on se retrouve avec une orbitale s et 3 orbitales p occupées. Or le carbone, lorsqu'il a 4 liaisons simples, présente des liaisons **strictement identiques**. Ça voudrait dire que les 4 orbitales portant les 4 électrons qui font les liaisons sont les mêmes orbitales
(concrètement, s et p c'est pas pareil, et pour avoir des liaisons identiques il nous faudrait 4 s ou 4p pour porter les liaisons).

Dans la nature, on observe pourtant bien des liaisons identiques : dans le cas du **méthane** CH4 par exemple, le carbone est lié de façon identique à 4 hydrogènes. On a bien 4 orbitales identiques.

Comment expliquer ce phénomène ? Les orbitales atomiques, dans le cas du carbone, ne restent pas telles quelles. Elles s'**hybrident** pour pouvoir former **4 orbitales hybrides identiques**.
On a la formation de 4 orbitales hybrides qui sont dites **sp3** !
(Moi je me disais qu'on l'appelait sp3 parce que le but c'était que le s et les 3p finissent identiques, si ça peut vous aider à comprendre)
On dit donc que **le carbone est hybridé sp3**.

C'est un phénomène propre à l'atome de carbone, c'est diffèrent pour les autres atomes.
Ceci explique également la formation de la molécule dans l'espace sous forme de **tétraèdre régulier :**
on est sur une géométrie **VSEPR AX4**.
On retrouve **4 liaisons simples** de type **sigma**, et un angle de 109,25°

(c'est dans les diapos du prof, donc c'est à savoir... c'est écrit dans la diapo recap du prof un peu plus loin, mais pas tellement développé, et il n'insiste pas dessus. Si vous visualisez la molécule et que vous savez qu'on a seulement les angles de 180, 120 et 109,25°, vous pouvez essayer de voir dans votre tête l'angle que ça donne, déjà pour éliminer 180° par exemple).

Le tutorat est gratuit, toute reproduction ou vente est interdite.

Pour représenter en détail ce qu'il se passe, on imagine la **rencontre hydrogène - carbone**.

- On a l'atome de carbone avec ses 4 orbitales hybrides sp3, et l'atome d'hydrogène qui a une orbitale de type s. Il y a formation d'une liaison de type simple **sigma**, issue de l'interpénétration entre orbitale s et orbitale sp3. On a un recouvrement **axial**.

- Si on a maintenant une liaison **double**, c'est la **combinaison** d'une liaison **sigma et** d'une liaison **π**.
On part toujours du modèle de départ, vous avez 4 orbitales atomiques comportant 4 électrons célibataires. Cette fois-ci, l'hybridation est différente, elle est de type **sp2**.
L'hybridation va générer **3 orbitales sp2** de même énergie et une orbitale qui ne va pas changer, que l'on appelle **une orbitale p pure**. Cette orbitale p pure est responsable du **recouvrement latéral**, qui va permettre à l'orbitale moléculaire de se former et va donc accueillir les électrons de la **double liaison**.
Ce type de recouvrement est plus faible, d'énergie un peu moins forte, ce qui aura des conséquences sur la **réactivité** : les doubles liaisons seront plus susceptibles de réagir que les liaisons simples.

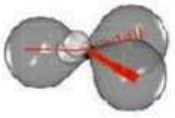
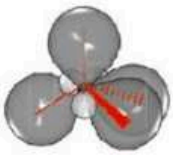
Ces représentations permettent d'expliquer les phénomènes de **mésomérie**.

- Le dernier cas : une hybridation de type **sp**, correspondant à une **triple liaison**.
C'est une géométrie **linéaire** : le carbone a 2 axes de liaison —> 180° ; même principe : on a 2 orbitales hybrides sp qui vont faire les liaisons sigma et deux orbitales p pures qui vont faire les deux orbitales π de la liaison ! On considère que la triple liaison est composée d'une liaison simple sigma et d'une double liaison : deux systèmes π.

Le principe est le même avec les autres hétéroatomes, mais seul le carbone se réhybride.

Il faut se dire que ces orbitales sont les régions riches en électrons, on fait des liens : définition de l'orbitale, on parle bien de région de probabilité de présence d'électrons ! On fait aussi le lien avec la VSEPR, on parle de répulsion électronique, et bien ici, on retrouve cet espace nécessaire entre les atomes pour minimiser les interactions. Cette partie peut vous perdre, mais essayez plutôt de faire en sorte qu'elle vous aide à concrétiser la partie sur les orbitales atomiques. Vous avez des images un peu plus haut et ci-dessous avec les lobes pour visualiser.

RECAP DU PROF (détaillé en dessous avec les notions plus importantes) :

Type	Orbitales hybridées	Reste	Géométrie	
sp	1 OA s + 1 OA p	p_x et p_z	linéaire α = 180°	
sp^2	1 OA s + 2 OA p	p_z	trigonale α = 120°	
sp^3	1 OA s + 3 OA p	-	tétraédrique α = 109°28'	

Le tutorat est gratuit, toute reproduction ou vente est interdite.

Très synthétique pour bien intégrer, mais si ça ne vous aide pas voyez la partie plus longue qui de toute façon est complète et nécessaire.

•Orbitales sp —> linéaires, 180°, triple liaison
•Orbitales sp2 —> trigonales, 120°, double liaison
•Orbitales sp3 —> tétraédriques, 109,25°, simple liaison

=>> Explications plus en détails :

Pour comprendre pourquoi sp3 = simple, imaginez vos petites cases quantiques : le 3 ici veut dire qu'on a 3 liaisons impliquant des électrons dans des cases p à rendre identiques à la liaison impliquant l'électron dans une case s !

Donc pour sp2, on a seulement deux liaisons impliquant les électrons dans des cases p, parce qu'on a une double liaison donc seulement 2 hybridations nécessaires ;

et enfin pour sp, pareil, une seule hybridation nécessaire pour l'électron impliqué dans une case p car on a une triple liaison).

++ Petite astuce de ma vieille vieille :

En QCM, pour savoir quel type d'hybridation notre molécule fait, il vous suffit de trouver sa VSEPR, et ensuite on additionne m + n (qui viennent de AXmEn), puis on retire 1 au chiffre total !

Par exemple, avec l'eau H2O :

On cherche VSEPR de l'atome d'oxygène (car c'est celui qui fait le plus de liaisons donc qui impactera le plus la géométrie de la molécule)

On a : O(Z=8) :1s2 2s2 2p4

La VSEPR de l'H2O est AX2E2 (vous avez l'exemple un peu plus haut si c'est pas clair)

Donc : m= 2 et n=2

2 + 2 = 4 et 4 - 1 = 3

Donc pour notre molécule d'eau de VSEPR AX2 E2, on a une hybridation de type sp3.

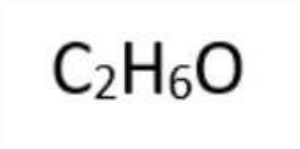
Le tutorat est gratuit, toute reproduction ou vente est interdite.

V - La nomenclature

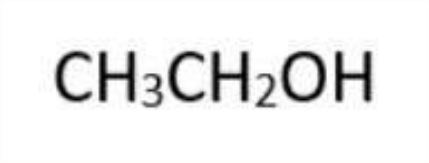
Partie beaucoup plus sympa et je trouve assez simple à comprendre, vraiment un mécanisme que vous allez avoir acquis vite, vous verrez !

On va maintenant aborder la représentation des molécules.
Et cette représentation, elle peut se faire de différentes façons...

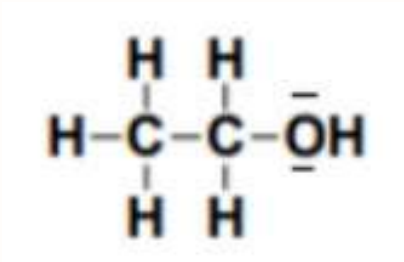
• La formule **brute :**
elle donne la **composition élémentaire** et renseigne sur le **nombre d'atomes**.
Mais elle ne renseigne pas sur la structure de la molécule et les fonctions la composant.



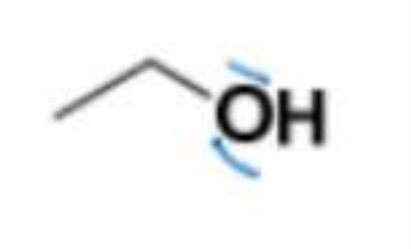
• La formule **semi développée :**
Comme la formule brute, elle donne la composition et le nombre d'atomes,
`mais elle fait aussi apparaître tous les groupements.



• La formule **développée plane :**
Elle se rapproche de la représentation de Lewis,
elle fait apparaître **toutes les liaisons** et on peut mettre les DNL.



• La formule **topologique :**
utilisée le plus souvent car c'est la plus facile à faire et la plus pratique à dessiner.
On ne représente que les **carbones**, qui se trouvent à chaque extrémité de segment, formant les **angles**.
On représente par leur symbole uniquement les autres atomes, et les H et les C lorsqu'ils ont une **fonction**.
On représente parfois les doublets (petits traits bleus ici).



Maintenant mes ptits chimistes en herbe, on a **la nomenclature**.
Cette nomenclature, elle répond à des règles simples et strictes afin que tous les chimistes (comme vous 🤓) puissent se comprendre.
On utilise un même langage pour décrire les molécules et partager un code commun.
La nomenclature permet donc de **nommer** les molécules, on va voir comment.

Cette nomenclature et donc ses règles sont étiquetées, régies et mises à jour par IUPAC (=International Union of Pure and Applied Chemistry), qui relève toutes les dénominations qu'on utilise pour les molécules et facilite la communication dans le monde de la chimie.

Le tutorat est gratuit, toute reproduction ou vente est interdite.

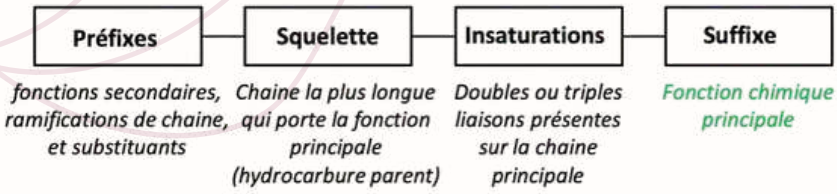
En nomenclature, on peut partir de l'image d'une molécule et la nommer, ou partir d'un nom et la dessiner. Voilà comment on procède pour nommer une molécule par étapes :

1. On détermine la ou les **fonction(s) chimique(s)** qui composent la molécule. Une fois celle(s)-ci identifiée(s), il faut déduire la **fonction principale**. C'est cette fonction principale qui va régir l'ensemble des autres règles.

2. On détermine ensuite le squelette carboné, donc la structure de la molécule, avec ses instaurations (doubles et triples liaisons) et ses ramifications (substitutions). Le plus long squelette (composé du plus grand nombre carbones) comporte la fonction principale.

3. On **numérote** ensuite les fonctions chimiques, on a la fonction principale qui a toujours l'indice le plus bas, puis on choisit l'ordre des fonctions selon leur oxydation, donnée dans un tableau plus bas (à apprendre). Quand on numérote, les doubles liaisons sont prioritaires sur les simples liaisons.

4. Enfin, on établit le **nom final** en suivant le schéma ci-dessous : **préfixes** par ordre alphabétique, nom du **squelette** donnant la fonction principale, indiquer si **instaurations**, et finir pas le **suffixe**, la fonction principale.



Voici maintenant le **tableau des fonctions chimiques**, rangées par ordre de **priorité** (à connaître +++), permettant de définir la **fonction principale**.

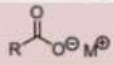
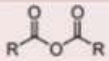
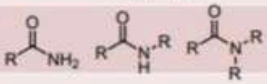
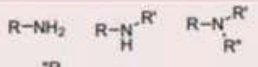
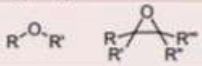
Elle est définie (assez grossièrement) par le degré d'**oxydation**, donc combien la fonction est oxygénée, combien le groupement est lié à de l'oxygène. Le tableau se lit de haut en bas, l'acide carboxylique est toujours prioritaire s'il est présent, à défaut ce sera l'acide sulfurique…

!!! Vous remarquerez sûrement en regardant le tableau que les plus fréquents et plus importants sont en **gras**, je tiens à préciser qu'en **présentiel**, le prof à appuyer sur l'importance de connaître les **nitriles** et les **ethers** +++ **MÊME** si ils ne sont pas en gras sur le tableau !
Mais, dans tous les cas, il vaut mieux tout connaître, notamment les **aldéhydes/cétones** (et savoir les différencier sans se tromper..), les **thiols** et les **amines** très fréquents eux aussi **!!!**

Dans le tableau (page suivante par soucis de continuité, histoire que vous l'ayez en entier d'un coup), vous avez aussi le suffixe que chaque fonction donnera si elle est primaire et le préfixe qu'elle donnera si elle est secondaire.

Je vous mets ici l'ancestral mnémo pour retenir l'ordre du - au + prio :
Amine boit de l'**alcool** et s'étonne (**cétone**) qu'**Aldéhyde** ait mis de l'**ester** dans son **acide** (**carboxylique**)

Le tutorat est gratuit, toute reproduction ou vente est interdite.

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	R–C≡N	Cyano-	...nitrile *...carbonitrile*
Aldéhydes *(Thio-)*		Formyl- ou Oxo-	-al *...carboxaldéhyde*
Cétones *(Thio-)*		Oxo-	-one *(-thione)*
Alcools	R–OH	Hydroxy-	-ol
Phénols		Hydroxy-	-ol
Thiols	R–SH	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'

Les **hydrocarbures** : ils forment les **chaînes carbonées**. En fait, concrètement, c'est le nom donné à une chaîne carbonée en fonction du nombre de carbones qui la composent.
(on n'oublie pas que les hydrogènes sont autour du carbone, ils ne sont pas dessinés mais ils le seraient en formule développée plane par exemple. Cela dit ils ne comptent effectivement pas dans la nomenclature s'ils ne font pas partie d'une fonction)
Ça permet de nommer le squelette carboné.

Hydrocarbure	Formule	Préfixe
Méthane	CH_3-	Méthyl-
Ethane	CH_3CH_2-	Ethyl-
Propane		Propyl-
Butane		Butyl-
Pentane		Pentyl-
Hexane	C6	hexyl-

Hydrocarbure	Formule	Préfixe
Heptane	C7	Heptyl-
Octane	C8	Octyl-
Nonane	C9	Nonyl-
Cyclohexane		Cyclohexyl-
Benzene		Phényl-
Naphatène		Naphtyl-

Mnémo pour ce tableau :

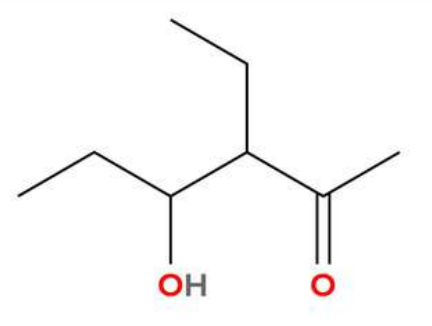
Maman Est Partie Bébé Pleure (Met Et Prop But Pent) ; et ensuite, c'est comme quand on nommait des formes quand on était petits :
pent (comme le pentagone) —> hex hept oct non...

+++ Voici les hydrocarbures à connaitre par coeur selon le prof +++
(dit par le prof en présentiel)
clyohexane
benzene
naphatène

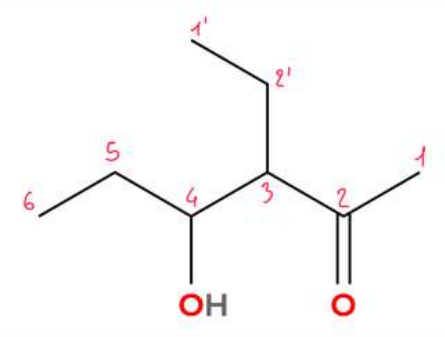
Le tutorat est gratuit, toute reproduction ou vente est interdite.

Exemples du prof

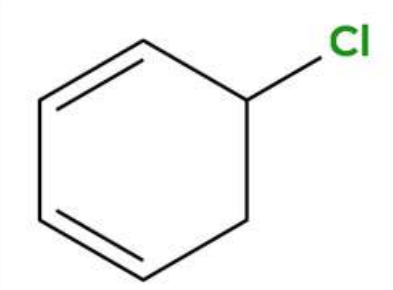
3-éthyl-4-hydroxylhexan-2-one :



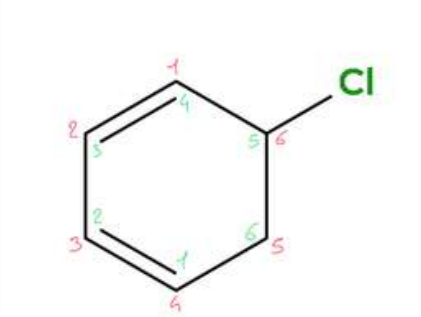
Tout d'abord on regarde la molécule et on cherche la chaîne carbonée la + longue.
Depuis la droite comme la gauche, à l'horizontal, on a une chaîne carbonée de 6 carbones, si on comptait l'autre chaîne qui monte, par la droite on en aurait seulement 5 carbones mais à gauche on en aurait bien 6, on garde en tête les plus longues. De plus, il n'y a aucune insaturations (double ou triple liaisons), donc on va avoir un -hexan-.
Maintenant, avant de savoir quelle orientation de chaîne on choisit, on va regarder les groupements, leur ordre de priorité et les potentielles ramifications.
Pour le groupement principal on détermine que c'est le cétone C=O car prioritaire sur l'hydroxyle (= alcool) -OH (cf. tableau de priorité juste avant + mnémo (amine boit...)). ça va donc être un -hexan-...-one.
Pour la suite, je rappelle que l'on veut que le groupement principal ait le plus petit indice possible **ET** qu'il faut ranger le reste des préfixes dans l'ordre alphabétique, on fini donc par choisir la numérotation de la droite vers la gauche sans utiliser la chaîne du haut pour avoir la ramification la + courte possible (cf. numérotation rouge), notre ramification fait donc 2 carbones (= éth- pour 2 et -yl- pour ramification) et est portée par le carbone 3 (= 3-éthyl) et le deuxième groupement (-OH) est placé sur le 4ème carbone, on écrit 3-éthyl-4-hydroxyl-.
Pour finir, le groupement cétone est sur le 2ème carbone,
c'est donc un 3-éthyl-4-hydroxylhexan-2-one.



5-chloro-cyclohexa-1,3-diène :

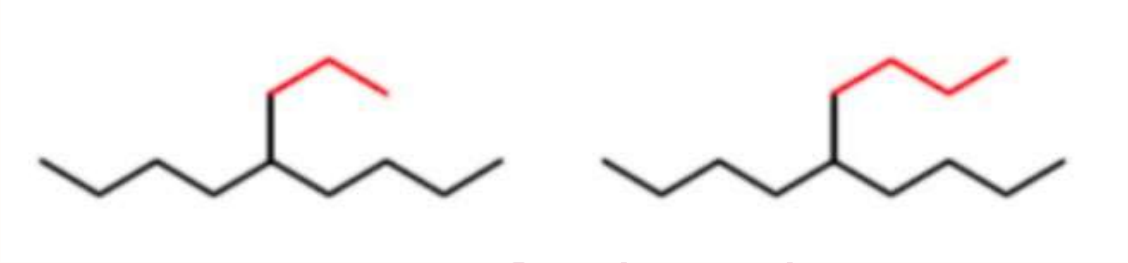


Tout d'abord on regarde la molécule et on cherche la chaîne carbonée la + longue.
C'est un cycle de 6 carbones peu importe par où on commence à compter, c'est un cyclohexane.
On voit qu'il y a 2 insaturations double, donc on va avoir un -cyclohexa-.....-diène.
Maintenant, pour savoir quelle orientation de chaîne on choisit, on va se rappeler que les insaturations ET les ramifications doivent avoir les plus petits indices possibles.
On choisit le sens vert pour avoir les insaturations en 1 et 3 et la ramification en 5 au lieu de 6.
Enfin, on n'oublie pas qie la ramification lie le cycle à un chlore en carbone 5, on va donc écrire 5-chloro-
On obtient le 5-chloro-cyclohexa-1,3-diène.



Le tutorat est gratuit, toute reproduction ou vente est interdite.

Autres exemples du prof



La deuxième : 5-butylnonane
Ici, l'exemple est exactement le même, mais la ramification en haut (en rouge) comporte 4 carbones —> préfixe but !
Vous l'aurez peut-être remarqué, mais dans ce deuxième exemple, quelle que soit la chaîne carbonée choisie (elles ont toutes les deux 9 carbones), le nom sera exactement le même, ça ne change rien !

La première : 5-propylnonane
On a une chaîne carbonée de 9 carbones, si on comptait l'autre chaîne (qui monte) on en aurait seulement 8, on garde la plus longue. En 5e position, on a une ramification comportant 3 carbones (on ne compte pas celui qui appartient à la chaîne carbonée principale). 3 carbones = prop, 9 carbones = non, entre chiffres et lettres on met un tiret ! (Sachez qu'entre 2 chiffres, on mettra une virgule). Le professeur a fait ses premiers exemples sans fonction mais ne vous inquiétez pas, il y aura des exercices dessus plus bas et on s'entraînera.

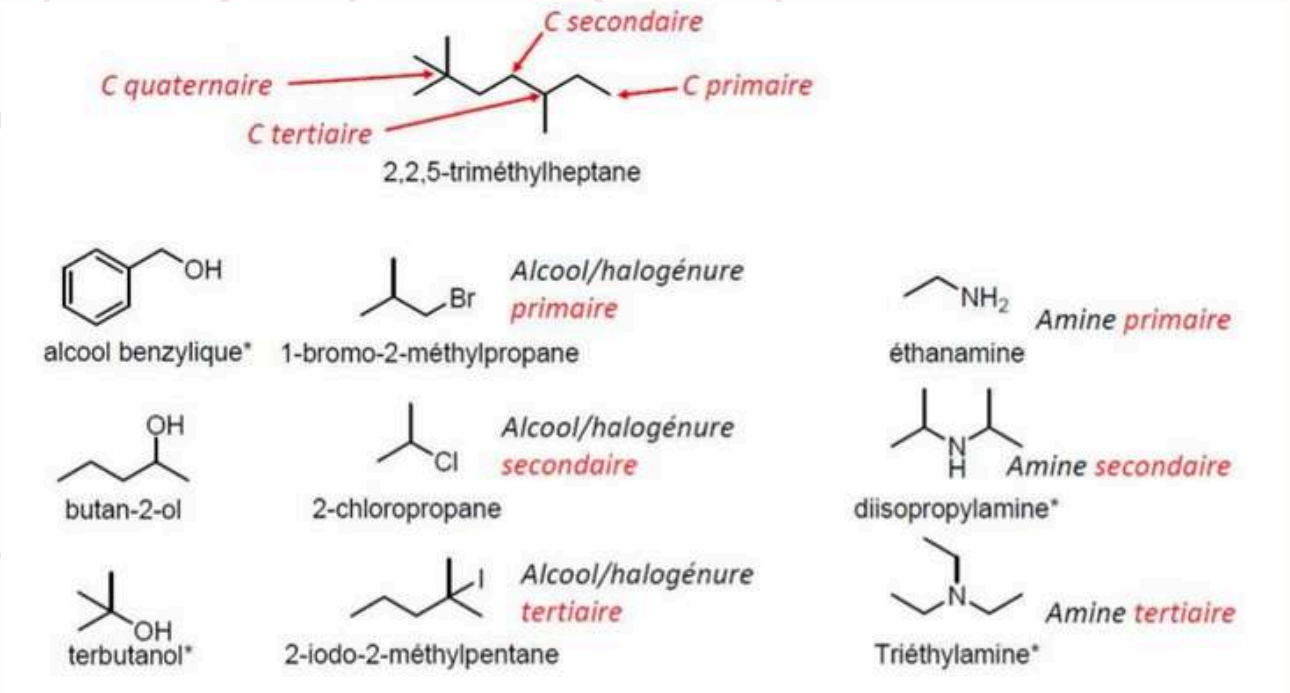
Les **insaturations** : ça peut être des **doubles liaisons**, qui entre deux carbones forment des **alcènes**, ou des **triples liaisons**, qui entre deux carbones forment des **alcynes**.
De façon contre intuitive (mais très importante), **la double liaison est toujours prioritaire sur la triple** +++ lorsqu'il s'agit de numéroter. On donnera donc l'indice le plus bas à la double liaison.

Vocabulaire associé :
(vous trouverez une image que j'ai gardé du diapo du prof plus bas parce que je la trouve plutôt parlante avec la représentation de tout ce dont on va parler pour que ce soit plus concret)

- Un carbone **primaire** est un carbone qui n'est lié qu'à un autre carbone (et des hydrogènes bien sûr).
- Un carbone **secondaire** est un carbone qui est lié à deux autres carbones (et des hydrogènes).
- Un carbone **tertiaire** est un carbone qui est lié à trois autres carbones (et un hydrogène).
- Un carbone **quaternaire** est un carbone qui est lié à quatre autres carbones (sans hydrogène, il n'y a plus de place ! C'est d'ailleurs pour ça qu'il n'y a pas de carbone quintuple (je sais pas comment on dit, quinternaire ?), il ne peut faire que 4 liaisons et ne peut donc pas être lié à plus de 4 carbones).

Pour les **alcools** et les **halogénures**, c'est pareil, on a les alcools primaires, secondaires et tertiaires, selon le carbone qui porte la fonction : si le carbone qui porte la fonction alcool est un carbone primaire, on aura un alcool primaire etc. On n'aura donc pas d'alcools ou d'halogénures quaternaires, puisqu'une des liaisons est dédiée à porter la fonction, donc il n'y en a plus que 3 autres qui peuvent se lier à d'autres carbones.
Pour les **amines**, c'est pareil, mais c'est l'amine directement qui porte les carbones : si elle est liée à un carbone, c'est une **amine primaire**, si elle est entre deux carbones, c'est une **amine secondaire**, et si elle est liée à 3 carbones, c'est une **amine tertiaire**. Ça a donc un impact sur le nombre d'hydrogènes, plus elle est liée à des carbones, moins elle a de place pour les hydrogènes.

Le tutorat est gratuit, toute reproduction ou vente est interdite.

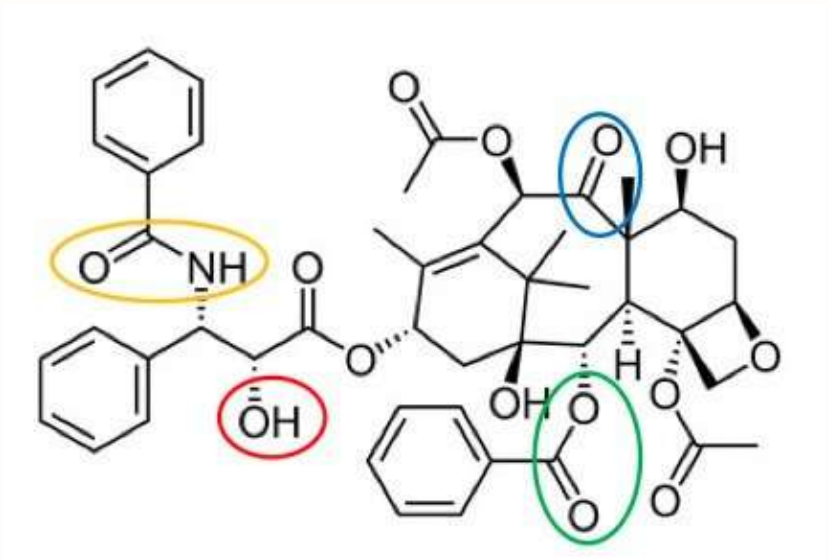


Pour finir, voici les exercices du professeur !

Je vous mets les exercices là et vous aurez les réponses après les dédis.
Si vous voulez plus de détails go forum, je vous les développerai si besoin.

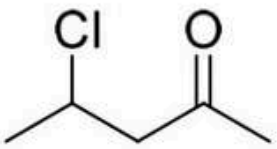
Et pour citer ma vieille :
"Sachez que c'est le type d'exercices top pour comprendre, et le genre de QCM qui tombe sur ces notions ! Pour les noms de molécules, vous pouvez vous aider de la diapo au-dessus avec des molécules nommées pour comprendre plus concrètement."

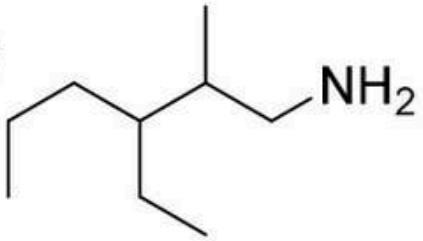
Nommez les fonctions entourées de la molécule de Taxol (= anticancéreux surtout utilisé dans le cancer du sein) ci-dessous.

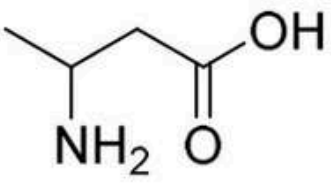


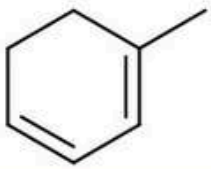
Le tutorat est gratuit, toute reproduction ou vente est interdite.

Nommez les molécules ci-dessous :

1/ 

2/ 

3/ 

4/ 

1/
A) 2-chloropentan-4-one
B) 4-chloropentan-2-one
C) 2-oxo-4-chloropentane

2/
A) 3-ethyl-2-methylhexanamine
B) 2-methyl-3-ethylhexanamine
C) 3-propyl-2methylpentanamine

3/
A) acide 2-aminobutanoïque
B) acide 3-aminobutanoïque
C) 3-carboxypropan-2-amine

4/
A)1-méthylcyclohexa-1,4-diéne
B) 4-méthylcyclohexa-1,3-diéne
C)1-méthylcyclohexa-1,3-diéne

Le tutorat est gratuit, toute reproduction ou vente est interdite.

Place aux dédiiis !!!

Dédi aux dauphins Haribo introuvable à part dans les stands de bonbons à 40€/le kg RIP 💀
j'ai trop le mort

Dédi au jasmin et aux plantes grasses trop mignonnes, j'aime trooop

Dédi au parfum Dior jardin du jasmin extrêmement cher mais qui sent divinement bon ~~ça se voit je suis fan de jasmin ouuuu~~

Dédi à mon auto école les meilleurs, les plus compréhensifs, qui se sont hyper bien adapté à mon planning de p1

Dédi aux hangouts interdit au cours saleya/à la plage pendant la p1 ~~oupsss~~

Dédi à Vincent avec qui j'adore débattre autour d'une assiette de charcuterie ptdrrr ~~c fo je le hate~~

Dédi à lignes d'azur parce que j'suis VIP et que j'ai la carte d'abonnement à l'année gratuite hihihi #star

Dédi à mon casque xm4 qui m'a suivi depuis le lycée jusqu'à en P1 puis au xm6, parmi les meilleurs investissements pour les révisions

Dédi aux magasins Hema et à toute la merch Miffy que j'y ai acheté ~~j'ai dévalisé le magasin~~

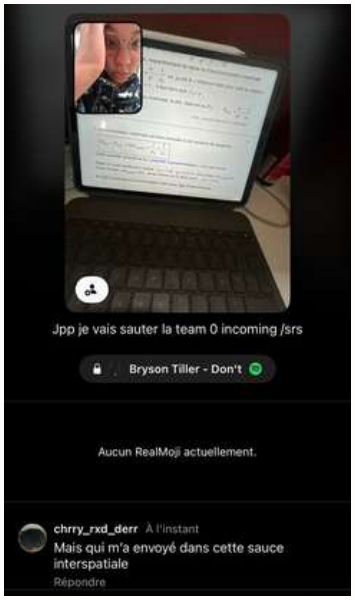
Dédi à Apple et leur ecosystème aux petits oignons ~~#vraieétudianteenmédecine~~ SAUF à partir d'Ios 26 je déteste jv tout brûler grrrr

dédi aux tableaux blancs veleda trop pratique investissez de ouf

Dédi aux red ~~boule~~ bull que j'ai commencé bcp trop tot
(CM1 la team qui dit mieux (en mode c une fiertée mdrrrr))

Dédi aux 4 cappucc noisette par jours pour bien se réconforter pendant les révisions à la BU ~~moi??! addicte ?! naaaan jamaiiis~~

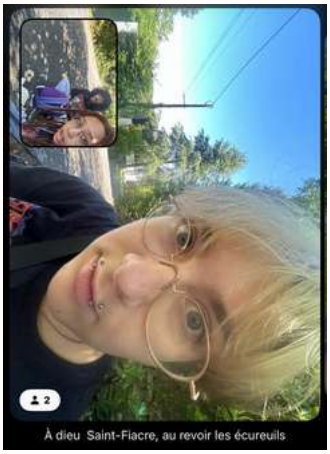
Allez, on termine avec quelques bereal random parce que euuuuh.. j'ai décidé ! :pp





on arrivait pas à prendre
en photo le Epstein-Barr ptn
#complot#censuremédiatique





POV : on rentre du roadtrip
Hellfest avec les pookies

Le tutorat est gratuit, toute reproduction ou vente est interdite.

Corrections :

Exercice 1 :

En jaune (haut gauche) CO et NH —> amide En rouge (bas gauche) fonction alcool
En vert (bas droite) fonction ester
En bleu (haut droite) fonction cétone

Exercice 2 :

3-méthylpentanoate de méthyle

Exercice 3 :

1/ B ; 2/A ; 3/B ; 4/C

Le tutorat est gratuit, toute reproduction ou vente est interdite.