

Liaison chimique – VSPER – Nomenclature

1) Les liaisons chimiques

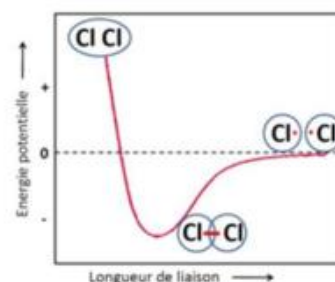
- Une liaison chimique c'est quoi en fait ??

« Liaison : mise en commun d'électrons qui stabilise l'ensemble de la structure. »

Ce sont alors les atomes qui vont s'associer entre eux, grâce à **leurs électrons de valence** (de la couche externe) pour former des molécules.

Lorsqu'on met en commun des électrons, on va chercher à compléter la couche de valence, c'est-à-dire arriver à **remplir totalement** la couche de valence, la couche externe, pour les rendre plus stables.

- Les conditions pour former une liaison :



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 répulsions des électrons et l'attraction des électrons de l'un 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 respectives 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.

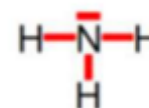
On a un juste compromis entre **les forces d'attraction** et **les forces de répulsions**.

Si on continue à trop rapprocher les atomes entre eux on va entrer entre des répulsions fortes entre noyaux et noyaux et déstabiliser tout l'édifice qui n'existera pas. Cette distance-là idéale dans laquelle les 2 atomes sont proches, permettra alors de construire la molécule avec une certaine longueur de liaison en **Angström**.

Pour expliquer son pavé, les éléments de mêmes charges se repoussent, donc plus on rapproche ces éléments plus la force de répulsion augmente. Par conséquent il y a plus d'énergie mis en jeu, comme dit avant, plus un système est énergétique et moins c'est stable, la liaison ne pourra alors pas se créer. On a besoin d'une certaine distance où forces de répulsion et d'attraction se compensent, on l'appelle la longueur de liaison (Å).

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. (Pour rappel un carbone a 4 électrons de valence, A RETENIR). Ces liaisons sont généralement représentées par des traits pleins, car les électrons se sont appariés, ce ne sont plus des électrons célibataires.

Avec l'azote, si on forme l'ammoniac NH_3 (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 a quelque chose que l'on essaie de respecter du moins pour les éléments des 2 premières périodes, c'est la règle de l'octet +++ . 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 elle souffre de 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.

- **Comment savoir quand les atomes ne respectent-ils pas la règle de l'octet**

Pour ne pas respecter la règle de l'octet, nous devons avoir des orbitales qui le permettent. Au niveau 2 (*carbone, azote, oxygène ect..*) 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** (comme vu précédemment, 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 3^e période, 3s et 3p.

Ils ont donc la même couche externe que - l'azote N pour le phosphore P - l'oxygène O pour le soufre S (ils sont dans la même colonne).

5	10,81	6	12,011	7	14,007	8	15,999	9	18,998
B		C		N		O		F	
BORÉ		CARBONE		AZOTE		OXYGÈNE		FLUORÉ	
13	26,982	14	28,085	15	30,974	16	32,06	17	35,45
Al		Si		P		S		Cl	
ALUMINIUM		SILICÉ		PHOSPHORE		SOUFRE		CHLORE	

Cependant, ils n'auront pas exactement le même comportement puisque la présence d'orbitale d va leur permettre d'étendre leurs électrons. (voilà, ton orbitale d est bien éloignée de ton noyau donc tes électrons le seront aussi, d'où le terme « s'étendre »)

- Exemple pour le soufre : Il peut arriver à se mettre avec tous ces électrons non appariés, donc former jusqu'à 5 liaisons (puisque 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 + d'électrons célibataires, le changement de niveau est trop demandeur d'énergie.

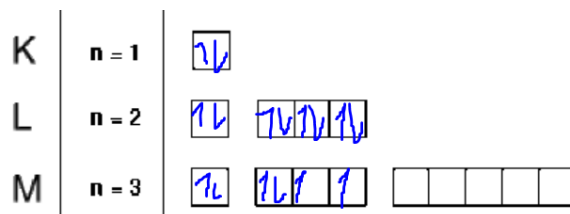
Par contre, au niveau 3, un électron (auparavant apparié dans une case quantique) peut changer d'orbitale (toujours sur le niveau 3). Il passera par exemple de la 3p à la 3d pour obtenir plus d'électrons célibataires prêts à faire des liaisons avec d'autres atomes. Ex : comme dans le soufre. C'est ce qu'on appelle le phénomène d'hypervalence +++

(ok là c'est pas mega simple mais je suis certains qu'avec les dessins de ma superbe vieille vous comprendrez tout bien vite mieux)



Ok alors ce que je vous mets sur cette page c'est pas à apprendre c'est plus pour votre compréhension et un peu de culture G. Le soufre peut faire 2, 4 ou 6 liaisons, et tout ça s'explique par l'hypervalence.

Ici seulement 2 électrons sont libres, donc 2 potentielles liaisons possibles.



Par phénomène d'hypervalence on peut passer à 4 liaisons.



Et on peut donc aussi se retrouver avec 6 liaisons :



Et voilà, j'espère que c'est bien compris, vraiment j'explique tout le plus possible hésitez pas à poster des messages sur le forum si besoin !

Et d'ailleurs finito pipo les liaisons, on va passer maintenant à la vsepr (qui est pas plus compliqué que ça promis).

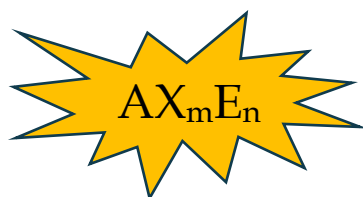
2) VSEPR

- *Mais c'est quoi ce truc ?*

- ✓ Jusqu'à présent on a vu des atomes sous des représentations plates, en 2D. Mais généralement, une molécule ne se trouve pas dans un seul plan de l'espace, elle adopte principalement une forme **dans l'espace en 3 dimensions**.
- ✓ Pour représenter cette géométrie dans l'espace, on aura besoin de rationaliser, d'expliquer ça, c'est le travail de Ronald J. Gillespie avec la **++++ théorie de la VSEPR +++++** (*Valence Shell Electron Pair Repulsion*) ou en français : *RPECV (Répulsions des Paires Electroniques de la Couche de Valence)*.
- ✓ On l'a vu tout à l'heure, les électrons vont se disposer dans l'espace **afin de minimiser leurs interactions**. Ce sont des charges « - » qui se repoussent. Pour minimiser leurs interactions dans l'espace il est nécessaire qu'ils se positionnent en 3D **de la façon la + éloignée les uns des autres +++** pour occuper tout l'espace tridimensionnelle. Cette structure va donc chercher à déterminer la structure tridimensionnelle des molécules en limitant la répulsions des électrons autour.

C'est un modèle relativement bien abouti puisqu'il permet de distinguer les électrons impliqués dans les liaisons et les DNL qui sont aussi considérés **comme influençant la direction**.

La VSEPR, la structure des atomes va alors se traduire par cette formule :



❖ *Je retenais en me disant que ça faisait « AMEN » si on enlevait le X.*

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 doublet non-liants (avec n la valeur)

En fonction de cette formule-là, vous avez des structures.

- *Comment ça marche ??*

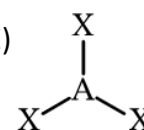
Quand vous avez une structure avec :

☼ Aucun DNL, mais 2 liaisons $m=2$: AX2

→ Vous avez une molécule de forme linéaire $X-A-X$

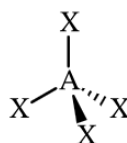
☼ Si on a 3 liaisons $m=3$ (AX3) ou 2 liaisons $m=2 + 1\text{DNL } n=1$ (AX2E)

→ On a une forme trigonale plan

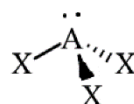


☼ Si on a $m+n = 4$, on a plus de possibilités :

→ AX4 : forme tétraédrique



→ AX3E : forme pyramide trigonale



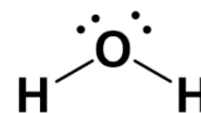
→ AX2E2 : coudée, ce n'est pas une forme tétraédrique malgré la position des DNL, on va vraiment regarder la forme de la molécule finale, l'agencement dans l'espace des atomes pour déterminer la forme. On ne tient pas compte réellement des DNL dans la forme.



Explication de mon vieux « On ne tient pas compte réellement des DNL dans la forme »:

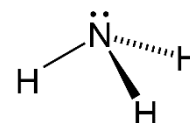
« Ça s'explique juste par le fait que la géométrie correspond à ce que tu vois, or les dnl ne sont « pas visibles » donc tu les comptes pas, cependant ils sont quand même important pour donner l'architecture de la molécule ce qui explique qu'on les met dans la VSEPR. (d'ailleurs la VSEPR c'est plus pour caractériser la structure d'un atome (central) donc avec tous ses électrons, alors que la géométrie c'est plus pour caractériser la structure d'une molécule (ce qui nous intéresse ici le plus étant bien les liaisons et pas les dnl) »

☞ L'H₂O : En s'intéressant cette fois-ci à l'oxygène, on n'aura pas simplement AX₂ (car m=2 avec les 2 atomes d'hydrogènes). En effet, attention, là on aura aussi 2 DNL qui ne sont pas représentés ici, mais dont il faut tenir compte dans la représentation VSEPR et 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.

☞ NH₃ (L'ammoniac retenez bien vous en aurez besoin et pas qu'en chimie) : On s'intéresse à l'azote N, il a 3 liaisons avec l'hydrogène (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). (faut bien retenir que l'azote a 5 électrons de valence, donc si vous avez un azote entouré de 3 atomes alors demandez-vous s'il manque pas des électrons quelque part, en l'occurrence ici ce sont des DNL). Ici NH₃ sera donc une pyramide à base trigonale.



→ Oublier des DNL peut nous amener à des problématiques de structure qui peuvent être gênantes.

Etttttt voilàààà finis la vsepr, j'ai essayé de tout tout bien expliqué, s'il y a encore des difficultés quelque part hésitez pas à demander sur le forum, puis entraînez-vous un max, ça deviendra très vite automatique, un peu comme la nomenclature qu'on va voir tout de suite (promis c'est bientôt fini tenez bon). D'ailleurs je vous conseille d'aller voir l'explication de mon vieux (Axone) dans sa fiche sur la vsepr de la tut rentrée de l'an dernier, j'ai pas osé la lui prendre mais y a une grosse explication pour bien comprendre la vsepr. La suite à la prochaine page !

3) Les orbitales Moléculaires

La structuration que l'on a vu jusqu'à présent que ce soit les orbitales atomique et donc cette représentation de Lewis qui en découle, et la méthode VESPR, qui permet de déterminer la structure de l'atome dans l'espace.

C'est une combinaison de deux approches qui permet de déterminer la structure des molécules et l'organisation des électrons.

Cependant ça reste deux approximations **inexactes**, notamment pour deux paramètres, celle qui permet d'expliquer la différence entre les liaisons parce que dans ces modèles on ne fait pas la différence entre la radioactivité d'une liaison et qui permet aussi pour certaines molécules plus complexes.

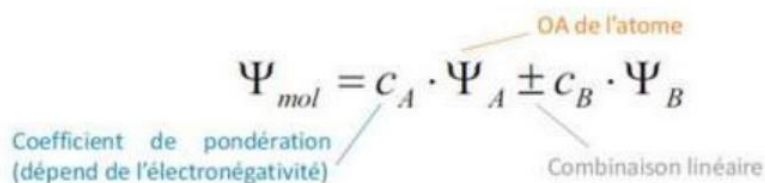
Dans cet approche-là, on a des orbitales atomique mais pas vraiment de niveau d'énergie, notamment avec la méthode VESPR. On a une structure tridimensionnelle dans l'espace qui est certes correct mais qui ne permet pas de quantifier l'énergie de l'orbital dans lequel les électrons se trouvent.

Tout ceci fait qu'il a été nécessaire d'adapter ce modèle et donc d'en construire un plus complexe. A partir de ces orbitales atomiques, on a eu la formation de ce que l'on appelle des orbitales moléculaires. Les orbitales moléculaire vont représenter la liaison covalente.

Puisque les orbitales atomique ne sont que la représentation des positions des électrons dans l'espace. Les orbitales moléculaires, elles vont permettre de représenter la liaison covalente. Cette liaison qui va être la mise en commun d'électrons de chaque atome. Les orbitales moléculaires résultent du recouvrement des orbitales atomique. Ainsi le **recouvrement des orbitales atomique** va permettre la formation des **orbitales moléculaires**. Les orbitales moléculaires de la même façon que les orbitales atomique vont représenter un volume et une probabilité de présence.

Ça va représenter la probabilité à l'intérieur duquel 95% des électrons de la liaison doivent se trouver. Le principe de construction des orbitales moléculaires, c'est toujours la même base : c'est l'équation de Schrodinger. Nous allons extrapoler cette équation à la construction d'édifices moléculaires. La construction de ces orbitales moléculaires, c'est ni plus ni moins la combinaison d'orbitales atomiques. C'est ce que l'on appelle des combinaisons linéaires, avec contribution de chacun des atomes, c'est ce que l'on appelle la théorie LCAO pour *Linair Combinaison of Atomic Orbitals*, qui est un modèle mathématique et théorique dans lequel on arriva à assembler mathématiquement des volumes, des orbitales atomiques qui représentent l'orbitale moléculaire.

Pour une liaison A-B :



(on s'en fout de la formule normalement)

Evidement ça n'est pas une simple combinaison de deux orbitales atomiques. Il y a aussi un coefficient de pondération qui va dépendre notamment de l'électronégativité de l'atome.

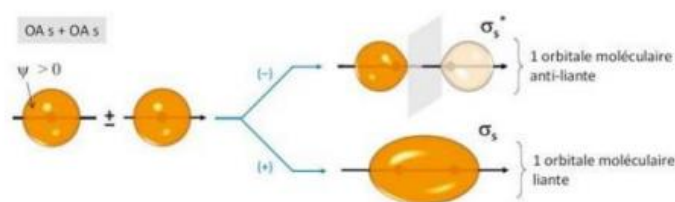
C'est un paramètre que l'on reverra plus tard. C'est cette électronégativité qui va donner la tendance qu'à l'atome à partager de électrons. Donc en fonction de l'électronégativité, l'atome va avoir tendance à plus ou moins donner son électron, en tout cas à le laisser s'éloigner du noyau.

Et forcément ça exerce une influence sur la contribution de l'orbitale atomique. Sur cette base a été construit tout un système qui permet de prédire et de construire ses orbitales moléculaires.

Nous avons autant d'orbitale moléculaire que d'orbitale atomique. On va toujours chercher à combiner les orbitales atomiques dont l'énergie est égale ou proche. C'est toujours, pour des raisons de proximité et de compatibilité. Et de la même façon que les orbitales atomiques étaient présentes lorsqu'il n'y avait pas d'électrons, on pouvait les représenter sous la forme de case vacante. Les orbitales moléculaires existent aussi même s'il n'y a pas d'électrons.

On verra ce sera important par la suite, pour certaine réactivité. De la même façon, que l'orbitale atomique ; l'orbitale moléculaire ne peut contenir que deux électrons au maximum. Ces électrons doivent avoir les spins **antiparallèles**. Il n'y a rien de véritablement différent des orbitales atomiques si ce n'est que l'on va représenter la liaison et le spin de façon à ce qu'un électron appartient à un atome et l'autre électron à un autre atome.

On va regarder en détail la construction de ces orbitales moléculaires par rapport à la forme des orbitales atomiques. Vous allez avoir deux types de recouvrement possible :



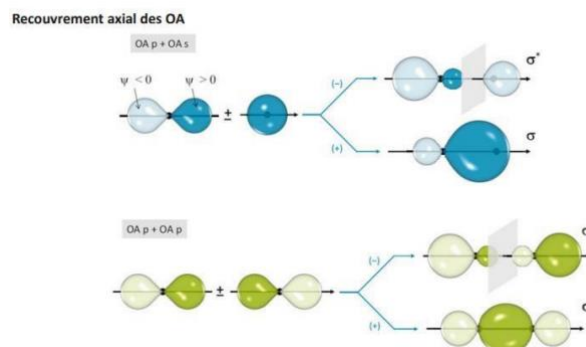
Là, on a différents types de recouvrement : le plus simple c'est lorsqu'on a deux orbitales S qui vont se recouvrir parce que dans ce cas-là, les électrons de chaque atome sont dans des orbitales S.

La combinaison de ses deux orbitales S conduit toujours à la formation de deux orbitales moléculaires.

-Une orbitale moléculaire que l'on dit liante dans le cas de type sigma, cette orbitale liante va contenir des électrons, elle est de basse énergie. De plus basse énergie que les deux orbitales atomiques.

-Une orbitales anti-liante, de plus haute énergie, σ^* , qui ne contient à l'état fondamentale aucun électrons. Toujours sur le mode du recouvrement axiale (=qui s'interpose sur l'axe des X), on peut avoir le recouvrement d'une orbitale P et une orbitale S. L'orbitale S et P sont relativement proche donc c'est possible. Dans ce cas-là, c'est toujours une liaison sigma, mais avec cette fois ci non plus un ovale mais une orbitale bilobé, avec un petit lobe et un grand lobe.

Vous pouvez également avoir le recouvrement axiale (schéma le + bas) avec deux orbitales P. A chaque fois le même principe, vous avez formations d'une orbitale liante de type sigma et une orbitale anti liante sigma étoile. Les électrons se retrouvent sur l'orbitale liante.



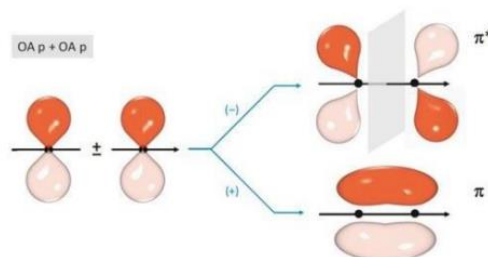
On a vu le recouvrement axial : l'interpénétration suivant un axe, après vous avez du latéral. Cette fois-ci elles se rencontrent sur leur côté et vous pouvez avoir la combinaison de tous les côtés. Mais cette fois, uniquement avec des orbitales P.

On peut avoir des combinaisons d'orbitales (P_x+P_x) ou (P_y+P_y).

Dans le recouvrement latéral, et donc avec des orbitales P, on va créer un autre groupe de liaison de type π . Vous voyez que l'orbitale atomique qui résulte du recouvrement est différentes : l'orbitale est bi-lobale avec un lobe sur le dessus, un autre lobe sur le dessous.

Au niveau de l'orbitale liante, la zone de localisation est un peu plus diffuse, la probabilité de présence est dans un espace beaucoup plus grand. Cette construction-là, beaucoup plus diffuse et large va permettre d'expliquer par la suite pourquoi les liaisons π sont beaucoup moins résistantes. Elles sont donc susceptibles de réagir beaucoup plus facilement que les orbitales S.

Les orbitales S étant de plus basse énergie, beaucoup plus compacte, on aura donc beaucoup plus de difficulté à briser une double liaison. Le schéma ne change pas quel que soit l'axe.



Fin de la partie un peu compliquée, y a pas grand-chose à expliquer malheureusement mais hésitez pas à poster sur le forum si vous avez des questions

4) Histoire de la chimie organique

Bref interlude sur l'histoire de la chimie organique : vous avez dès 1690, le pharmacien du roi, Nicolas Lémery qui était aussi chimiste : normal à l'époque.

C'est aujourd'hui parfois le cas, certains pharmaciens sont aussi chimiste. Il a fait la différence entre substance organique et minérale. Vous l'avez toujours un petit peu, il y a ce qu'on appelle la chimie organique et la 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 le carbone et en mesure +/- importante de l'hydrogène, de l'azote, de l'oxygène, du phosphore et du soufre. (=CHONPS).

Sur le tableau périodique, les molécules issues du vivant, même si on retrouve d'autres éléments en quantité minime. On voit que ces six éléments représentent 98% de la masse totale des organismes vivants.

Il reste relativement vrai que la chimie organique reste la chimie des composés du carbone, voir la chimie du carbone. C'est pour cela qu'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.

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 carbone : Numéro atomique : 6 Nombre de masse : 12 Électrons qui gravitent sur sa couche externe (=de valence) : 4

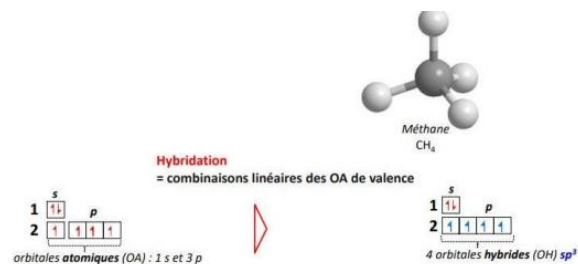
Ce qui nous intéresse c'est la couche externe car c'est elle qui va réagir. La simplification qui a été faite c'est que l'atome de carbone pouvait faire 4 liaisons.

Or on le déduisait, mais le modèle de Lewis ne permettait pas d'expliquer ces 4 liaisons puisque qu'on a deux doublés non liant et deux électrons célibataires donc seulement deux liaisons possible. C'est pourquoi, on a expliqué le phénomène en disant que ces 4 électrons se répartissaient ensemble au niveau des 4 cases de niveau 2.

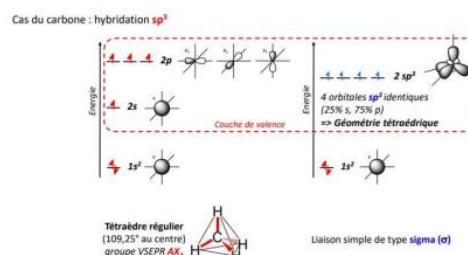
Ceci est vrai en parti, parce que dans le cas présent, on se retrouve avec 1 orbitale S et 3 orbitales P occupés. On sait que le carbone, lorsqu'il a 4 liaisons simple présente des liaisons strictement identiques. Si elles sont strictement identiques, ça veut dire que les orbitales qui présentent les

liaisons sont les mêmes. Or si vous avez dès le départ une orbitale S et 3 orbitales P. Vous ne pouvez pas générer 4 orbitales identiques. Ce que je disais là, c'est dans le cas du méthane.

Le méthane : Vous avez forcément, 4 liaisons strictement identique. On explique cette observation en disant que les orbitales atomiques, dans le cas du carbone ne restent pas tel quelle. Elles s'hybrident pour pouvoir former 4 orbitales hybrides identiques. Pour le carbone, outre le fait que les orbitales ne sont pas les mêmes, elles n'occupent pas le même niveau d'énergie



Vous avez la formation d'une orbitale hybride qui résulte d'un arrangement orbital qui fait que vous avez la formation de 4 orbitales hybrides qui sont dites SP3. Vous avez hybridation de site SP3, ce sont ces orbitales hybrides dans le cas du carbone qui expliquent la formation de 4 liaisons identique (phénomène propre à l'atome de carbone, c'est différent 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 de type sigma et un angle de 109,25.



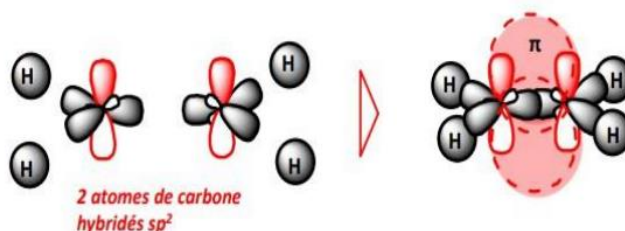
Pour représenter en détail ce qui se passe, vous avez le carbone qui a ses 4 orbitales hybride SP3, vous avez l'atome d'hydrogène qui a une orbitale de type S. Ce sera donc la rencontre entre une orbitale de type S de l'hydrogène et une orbitale de type SP3 qui a un peu la forme d'une orbitale P.

Il y a formation d'une liaison de type sigma, issue de l'interpénétration entre orbitale S et orbitale SP3. Le carbone est un bon modèle car on va observer tous les types de liaisons que l'on peut rencontrer : simple, double et triple. Dans le cas de la liaison double, pour expliquer toujours de la même façon, la formation d'une liaison π et de 3 liaisons simples.

Quand votre carbone forme des liaison double, vous allez avoir des liaisons sigma et une liaison π . La double liaison 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 ou les électrons sont célibataires dans les 4 orbitales. On aura 3 orbitales de même niveaux et une orbitales différentes. 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 appel P pure. Quand on regarde la structure du carbone hybridé SP2, vous allez avoir dans le plan, en forme trigonale pour minimiser l'énergie, trois orbitales SP2 et une orbitale P pure qui n'a pas changer.

Cette orbitale P pure lorsqu'on représente les atomes isolés et qu'on va les assembler, c'est le recouvrement de ces 2 orbitales (P pure) qui va générer la formation d'un recouvrement latéral, qui va permettre à l'orbital moléculaire de se former qui va donc accueillir les électrons de la double liaison. Pour les atomes H et entre les orbitales SP, on a un recouvrement axial avec rencontre dans l'axe des 2 molécules.

Cas du carbone : hybridation sp^2 

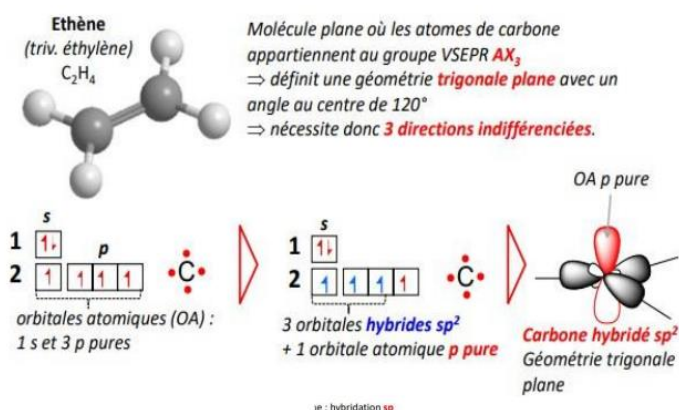
La **double liaison** résulte de la somme de :

- 1 **liaison simple (s)** par recouvrement de 2 OA sp^2
- 1 **système π** par recouvrement latéral des 2 OA **p pures**

La double liaison, c'est la somme d'une orbitale simple **de type sigma et un système π** qui résulte du recouvrement latéral de 2 orbitales. Ces représentations permettent d'expliquer les phénomènes de mésomérie.

Dernier cas observé : la triple liaison. On prend à chaque fois comme modèle le carbone et l'hydrogène. Evidemment la double/triple liaison c'est le même type d'orbitale que l'on va

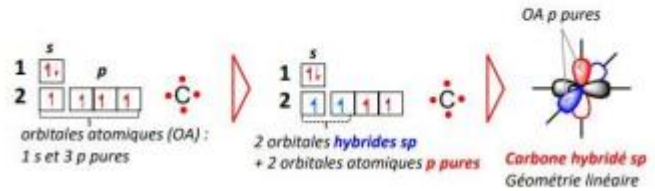
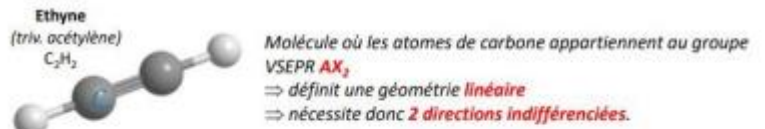
rencontrer avec toutes les combinaisons. On aura toujours un recouvrement axial entre 2 orbitales, elles sont peut-être toute sp^3 , le recouvrement latéral ce fera **toujours avec deux orbitales P pure**.



Acétylène : Vous avez un type AX_2 , c'est une structure linéaire, avec seulement 2 directions.

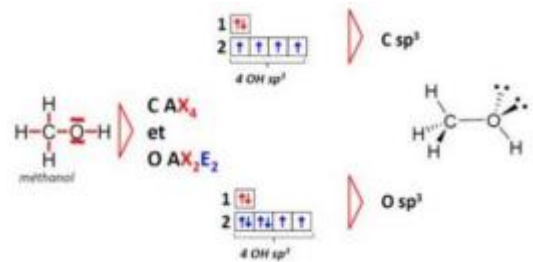
On a un carbone qui va être hybridé avec 2 orbitales identiques de type sp et 2 autres orbitales atomiques p pure qui vont permettre aux électrons de se positionner pour faire les 2 systèmes que l'on a dans l'atome de carbone.

Vous avez 1 recouvrement axiale et après 2 recouvrements latéraux pour former les 2 double liaisons. On a donc 2 systèmes π et un système sigma. On a donc la formation d'une triple liaison.



On peut avec ce modèle-là expliquer les différences de réactivité que l'on va observer. Ça marche aussi avec d'autre atome que le carbone ; ici le méthanol (fonction alcool). Vous avez si vous regardez le carbone AX_4 : vous avez 4 atomes autour, pas de doublé non liant (=DNL). Si vous regardez l'oxygène, il y a 2 atomes autour AX_2 et 2 doublé non liant : E_2 , avec donc des formes dans l'espace un peu différentes. Une molécule coudée pour l'O.

On observe le même phénomène d'hybridation pour l'O que pour le C. Puisqu'il faut expliquer que l'on a les 2 liaisons sigma identiques et les DNL. On a 4 orbitales SP^3 et les DNL seront dans des orbitales SP^3 . Les DNL peuvent être dans des types d'orbitales différentes, ici SP^3 . Les liaisons simples sont représentées par 3 types d'orbitales : SP^3 , SP et SP^2 . Cependant les doubles liaisons sont toujours dans des orbitales P pure.



Formaldéhyde : On a un C AX_3 , il a une double liaison, donc on se retrouve avec une hybridation SP^2 , on a 3 orbitales SP^2 , une orbitale qui reste P pure. Pour se combiner à l'O, il ne va pas adopter la même hybridation pour pouvoir avoir une compatibilité. L'O va être hybridé SP^2 , on a des DNL, cette fois ci dans des orbitales SP^2 . La liaison sigma au milieu : combinaison axiale d'orbitale SP et la double liaison de système π est issue d'une combinaison latérale d'orbitale P pure (seule chose qui ne change jamais.). Le sigma peut être dans différents types de recouvrement axial.

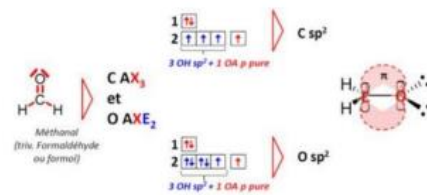





Tableau récap : (+++)

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

5) Nomenclature

Ici je vous passe toute une partie sur les orbitales atomiques et l'histoire de la chimie, c'est bcp d'infos en plus je voulais pas trop vous surcharger, mais ça reste à apprendre +++ dans tous les cas vous aurez tout dans la fiche complète. (ce que je n'ai pas mis ne tombera pas au premier examen blanc)

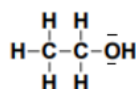
- Comment on représente les molécules ??

Il y a différentes façons de représenter les molécules :

-**La formule brut** : renseigne sur le nombre d'atome : elle donne la composition élémentaire, mais ne renseigne absolument pas sur la structure de la molécule et les fonctions qu'il y a dedans. C_2H_6O

-**La formule semi développée** : qui fait apparaitre tous les groupements CH_3CH_2OH

-**La formule plane développée** : qui est un peu une représentation de Lewis, elle fait apparaitre toutes les liaisons et on peut mettre les DI



-**La formule topologique** : on a parfois les doublets qui sont représenté, par habitude on travaille sur la formule topologique car c'est celle qui est la plus facile à faire et la plus pratique à dessiner. Pour les molécules complexe on représente uniquement le carbone matérialisé par chaque angle, seuls les H fonctionnel sont matérialisés.



- Nomenclature

Pour que tous les chimistes se comprennent, on utilise le même langage pour décrire les molécules et partager un code commun : c'est la nomenclature chimique.

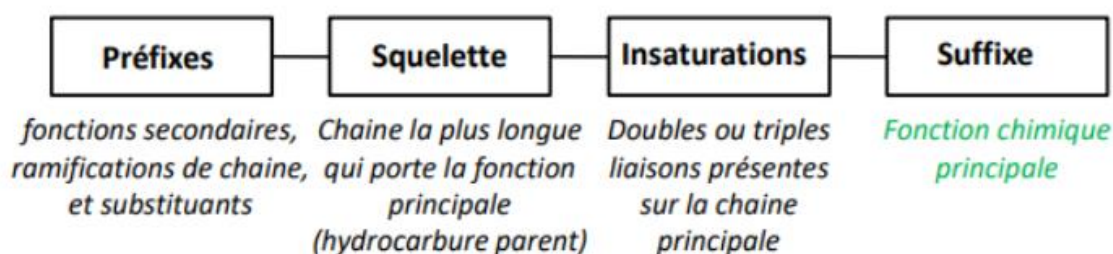
C'est un nom rationnel pour les molécules. Il y a une différence entre les noms triviaux, c'est ce qu'on voyait précédemment avec le formaldéhyde qui est normalement du méthanal pour qui on emploie souvent le terme de formol.

Cette nomenclature et donc ses règles sont étiquetés, régis et mise à jour par IUPAC (=International union of pure and applied chemistry) qui relève toutes les dénominations qu'on utilise pour les molécules, il permet de mieux communiquer.

La nomenclature est très mathématique, c'est un ensemble de règle qui permet de la nommer la molécule ou alors partir du nom la dessiner.

- Ce qui est important lorsqu'on fait l'analyse c'est **de déterminer la/les fonctions chimique** qui composent la molécule.
- Une fois celles-ci identifiées, il faut **déduire la fonction principale**. C'est cette fonction principale qui va régir l'ensemble des autres règles.
- Une fois que vous avez déterminé la fonction principale, il faut **déterminer le squelette carboné le plus long qui comporte la fonction principale**. En fonction des ramifications et des insaturations **il peut y avoir quelque petit piège**, et ensuite il faut numéroter les fonctions chimiques secondaires. La fonction principale aura toujours l'indice le plus bas.
- Enfin il faut **établir un nom en positionnant d'abord les préfixes par ordre alphabétique** qui vont représenter les fonctions secondaires. **Ensuite le squelette, les insaturations et la fonction principale qui est traduit par un suffixe.**

En gros :



Maintenant c'est la partie avec la blinde de par cœur, prenez un bon café (voir 2/3) et zéééé partiii !!

Fonction chimique

Il y en a un certain nombre, il faut les connaître. Chaque fonction dans le tableau est représentée par son préfixe et suffixe en fonction qu'elle soit fonction principale ou secondaire.

Ces fonctions sont classées par ordre de priorité, pour pouvoir déterminer laquelle est prioritaire sur l'autre. Vous avez ici des ester, les amides qui sont importantes, les nitriles c'est relativement simple. Aldéhyde et cétone ne sont pas en gras mais tout de même important, également les thiols et les amines.

Toutes ces fonctions vont être rencontrées de façon récurrente : **Tableau à connaître**

Pour se rappeler comment on gère la priorité de fonctions, si on a un doute :

Plus une fonction est oxygénée, plus elle est prioritaire, donc plus elle est oxydée. Dans l'ordre, vous avez toujours la fonction acide qui est plus préliminaire que la fonction alcool. C'est le nombre de liaison simple avec l'oxygène qui vous permet de traduire un état d'oxydation et donc de donner une priorité aux fonctions

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		Alkoxy-carbonyl-	...oate d'alkyle ...carboxylate d'alkyle
Halogénures d'acyle		Halogénocarbonyl-	Halogénure de ...oyle Halogénures de ...carbonyle
Amides		Carbamoyl-	...amide ...carboxamide
Nitriles		Cyano-	...nitrile ...carbonitrile
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'

Mnémono du très vieux Colinfarctus : du moins au plus oxydé : « **Amine** boit de **l'alcool** et il **s'étonne** (cétone) que **l'aldéhyde** a mis deux (amide) esters dans son **acide** (carboxylique) » ça vous permet de connaître les fonctions qui tombent le plus.

Hydrocarbure







Quand on a identifié la fonction principale et que l'on va devoir ensuite noter, on va s'intéresser au squelette carboné.

C'est lui qui est la matrice qui va prédisposer toutes les fonctions. Ce squelette carboné dérive tous d'hydrocarbure simple qui sont après fonctionnalisés.

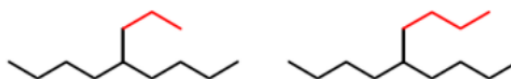
Les hydrocarbures, on le reverra sont **des formules très simples**, vous avez que des carbones et des hydrogènes. A partir de ses hydrocarbures, on va déduire le nom du squelette.

Le tableau de gauche est à connaître impérativement car ils sont retrouvés régulièrement soit en squelette principale soit en ramification. *En vrai apprenez les 2 tableaux ça va souvent plus loin que 6 carbones.*

Quand la formule brute correspond à $C_nH_{2n+2} \Rightarrow$ hydrocarbure saturé ou **alcane**

Hydrocarbure	Formule	Préfixe	Hydrocarbure	Formule	Préfixe
Méthane	CH ₃ -	Méthyl-	Heptane	C7	Heptyl-
Ethane	CH ₃ CH ₂ -	Ethyl-	Octane	C8	Octyl-
Propane		Propyl-	Nonane	C9	Nonyl-
Butane		Butyl-	Cyclohexane		Cyclohexyl-
Pentane		Pentyl-	Benzene		Phényl-
Hexane	C6	hexyl-	Naphatène		Naphtyl-

La ramification de chaîne (ou radical alkyl)



Les insaturations

Les insaturations peuvent être **des doubles liaisons** qui forment des alcènes ou des triples liaisons qui forment des alcynes.

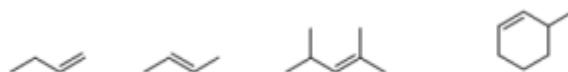
De façon contre intuitive : la double liaison est toujours **prioritaire** sur la triple, lorsqu'il s'agit de les numéroter.

Sur la molécule (Hex-1...), on a 6 atomes de Carbone donc on dérive de l'hydrocarbure Hexane : c'est lui qui va donner le nom du squelette carboné.

On a 2 insaturations : une double liaison et une triple liaison. On peut numéroter la chaîne de façon différente.

En fonction de comment on numérote, les indices de positions des insaturations changent. Mais de toute façon la double liaison est prioritaire donc on adopte la numérotation qui commence avec la double liaison (=en position 1) :

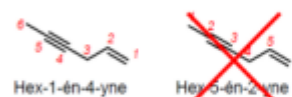
Double liaison entre 2 atomes de carbone \Rightarrow **alcène**



Triple liaison entre 2 atomes de carbone \Rightarrow **alcyne**



La double liaison est prioritaire sur la triple liaison !



-On **donne l'indice le plus bas à la double liaison**. Même si la double liaison est prioritaire sur la triple ce n'est pas elle qui termine le mot :

-pour des raisons phonétiques,

le « yne » termine toujours le nom de la molécule +++ même si son indice est plus haut. Ce n'est pas le cas dans les autres molécules où, c'est toujours la molécule avec l'indice le plus bas. *(pour retenir je me disais que ça suivait l'ordre alphabétique, donc en avant le yne)*

Vocabulaire associé

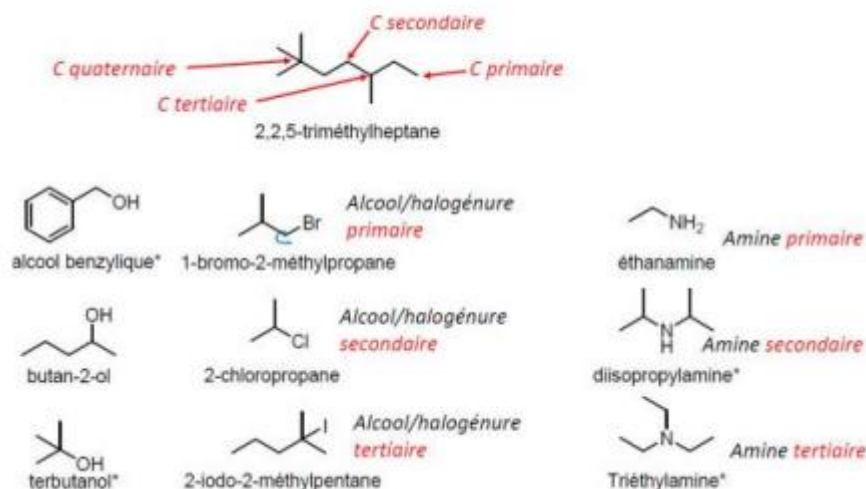
Associé à cette nomenclature, il y a tout un vocabulaire que l'on reverra par la suite. Quand on rencontre des carbones primaire, secondaire ou tertiaire...

-Un carbone primaire c'est un carbone qui a juste un carbone associé en liaison et que des hydrogènes après.

-Un carbone secondaire c'est un carbone qui a deux carbones associés en liaison et après des H ou autre chose.

-On va avoir des alcools primaires ou des halogénures primaires en fonction de la typologie du carbone qui porte la fonction. Alcool/halogénure secondaire car le carbone qui porte la fonction est secondaire.

L'image en dessous est à connaître +++



Pour les amines c'est différent, pour déterminer une amine primaire, on va regarder sa substitution a des atomes de carbone :

-si elle est substituée par un atome de carbone c'est une amine primaire ;

-si elle est substituée par deux C, c'est une amine secondaire.

Ce n'est donc pas la nature du C qui porte l'amine qui détermine si elle est primaire, secondaire ou tertiaire. **Mais c'est bien la liaison directe entre l'amine et un certain nombre d'atome de carbone.**

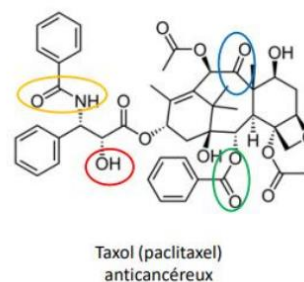
Savoir identifier et nommer les fonctions

Le prof dit cash que ça fera l'objet de qcm au concours, comme les années précédente. Et en vrai la nomenclature avec un peu d'entraînement ce sont des points faciles à avoir donc bossez bien bien cette partie.

Dans une molécule complexe, ici le taxol (paclitaxel) qui est un anticancéreux, très utilisé dans le traitement du cancer du sein mais pas seulement, il a un élargissement assez important dans son utilisation.

On retrouve des fonctions entourées :

- la fonction qui comporte CO et NH= amide (jaune)
- en bas à gauche une fonction alcool (rouge)
- en haut à droite une fonction ester (verte)
- en bas à gauche une fonction cétone (bleu)



❄ EXERCICES (y a déjà toutes les réponses mais promis je vous prépare un big dm)

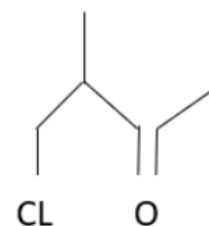
SAVOIR REPRESENTER :

-Molécules 1 :

1-identifier les fonctions chimiques : cétone

2-identifier le squelette carboné : 4C donc Butane

3-numeroter en donnant toujours la priorité à l'indice le plus bas pour la fonction principale. (On a 2 numérotations a 4C, on privilégie la numérotation qui va jusqu'au Cl car elle comporte 2 substituants.) En suffixe, les cétones se termine en one : butanone en position 2 donc c'est butane-2-one ; le squelette carboné est substitué ici par un CH₃ et ici par un chlore on a donc un halogène et un CH₃. Le CH₃ c'est éthyle comme substituant et le chlore c'est du chlore. On doit disposer nos substituants par ordre alphabétique :



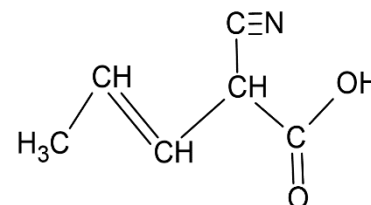
Finalement on a : 4-chloro-3- méthylbutane-2-one

-Molécules 2 :

1-On a 2 fonctions : acide et nitrile, acide est prioritaire.

2-identifier le squelette carboné : 5C donc un pentane

3- La numérotation démarre du carbone qui porte la fonction acide La fonction acide on appelle ça « oïque » donc : acide pentanoïque ; on a une double liaison donc ce n'est pas vraiment un acide pentanoïque, le corps c'est un pentène, il y a une double liaison donc ça va être un acide penténoïque qui a une double liaison en position 3 : pent-3-énoïque ; et on a un substituant le nitrile avec un préfixe cyano :



Finalement on a : acide-2-cyanopent-3-énoïque.

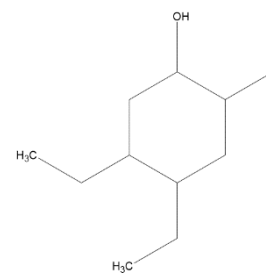
-Molécules 3 :

1-On a une fonction principale alcool.

2-On a 6C qui forment une molécule cyclique donc c'est du cyclohexane

La fonction alcool + le cyclohexane : on appelle ça du cyclohexanol et on a 3 substituants : 2 éthyles et un fluore. L'alcool à la priorité, on a 2 combinaisons possible : 3-4-6 ou 2-4-5 ; c'est la combinaison 2-4-5 qui l'emporte, et donc on se retrouve par ordre alphabétique avec 4 et 5 :

On met 4-5-diethyl-2-fluoro-cyclohexanol.



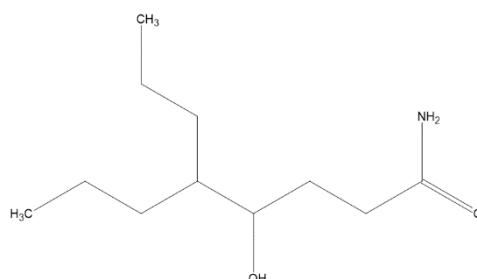
SAVOIR REPRESENTER

4-hydroxy-5-propyloctanamide

1-on identifie la fonction principale et le squelette principale, j'ai un suffixe qui est amide

2-Hydrocarbure parent : octa=8C et après j'ai 2 substituants en position 4 un alcool et un propyle (qui vient de propane, c'est un C3) en position 5

Ce qui nous donne :



Bon voilà c'est fini, bravo à vous d'avoir fini cette fiche, bossez là bien ça reste la base des bases, promis ça rentre en tête sans trop de soucis mais entraînez-vous bien !!

Pas de dédis