

Liaisons, VSEPR & Nomenclature

1) Liaisons chimiques

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 + stables +++

On rappelle que la couche de valence est simplement la dernière couche où se trouvent les électrons d'un atome :

Petite parenthèse pour mieux comprendre : (c'est mon rajout si vous voulez passer cette partie vous pouvez c'est juste pour que ce soit bien clair 😊)

La couche de valence est la couche électronique la plus externe d'un atome, contenant les électrons de valence. Ces électrons sont ceux qui participent aux liaisons chimiques et déterminent les propriétés chimiques de l'élément. 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.

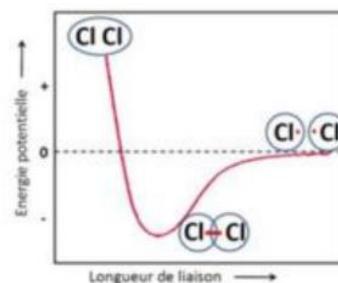
1. **Électrons de valence** : Ce sont les électrons situés dans la couche de valence. Ils sont responsables de la formation des liaisons chimiques (liaisons covalentes, ioniques, etc.).
2. **Réactivité chimique** : Les éléments dont les couches de valence sont partiellement remplies tendent à être plus 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.
3. **Règle de l'octet** : Beaucoup d'éléments cherchent à compléter leur couche de valence pour atteindre une configuration électronique stable similaire à celle des gaz nobles, avec huit électrons de valence. Cela est souvent réalisé par le gain, la perte ou le partage d'électrons. *(on en reparle en dessous de cette règle 😊)*
4. **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.

Par exemple, pour l'atome de fluor (F, numéro atomique 9), la configuration électronique est $1s^2 2s^2 2p^5$. Les électrons de valence sont ceux de la seconde couche ($2s^2 2p^5$), soit un total de sept électrons de valence. Pour le sodium (Na, numéro atomique 11), la configuration est $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$, avec un seul électron de valence dans la troisième couche ($3s^1$).

(Fin de la parenthèse)

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**.

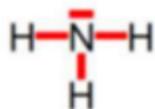
On va avoir une **juste balance entre répulsions des électrons et l'attraction** des électrons de l'un avec le noyau de l'autre. Ainsi, à une certaine distance (qui amène à un minima d'énergie) (il parle ici des 2 chlores situés en bas de la courbe) on a la distance idéale entre les 2 noyaux et la distance 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.



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 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 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 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 (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). Cependant, ils n'auront pas exactement le même comportement puisque la présence d'orbitale d va leur permettre d'étendre leurs électrons.

(L'orbitale d est bien éloignée du noyau donc ces 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 +++

PARENTHÈSE sur l'hypervalence pour mieux comprendre :

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. Voici une explication simple du phénomène :

- ❖ **Règle de l'octet:** La règle de l'octet indique que les atomes cherchent à avoir huit électrons dans leur couche de valence, ce qui les rend stables, comme les gaz nobles. Par exemple, dans la molécule d'eau (H₂O), l'atome d'oxygène a huit électrons autour de lui (deux de ses propres électrons plus deux paires d'électrons partagés avec les hydrogènes).
- ❖ **Exceptions à la règle de l'octet :** Certains atomes, principalement ceux situés dans les périodes 3 et suivantes du tableau périodique, peuvent avoir plus de huit électrons dans leur couche de valence. C'est parce qu'ils ont des orbitales d disponibles pour accueillir des électrons supplémentaires. Par exemple, le phosphore (P) et le soufre (S) peuvent former des composés hypervalents
- ❖ **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.

Fin de la parenthèse

2) 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.
- ❖ **Types de paires d'électrons** : Il y a deux types de paires d'électrons à considérer :
 - **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.
- ❖ **Formes géométriques** : Selon le nombre total de paires d'électrons (liantes et non liantes) autour de l'atome central, différentes formes géométriques peuvent être prévues.
- ❖ **Effet des paires non liantes** : Les paires non liantes prennent plus de place que les paires liantes, car elles ne sont pas partagées entre deux atomes. Cela peut modifier la forme de la molécule :
 - **Ammoniac (NH_3)** : 3 paires liantes et 1 paire non liante. La forme prévue est une pyramide à base triangulaire
 - **Eau (H_2O)** : 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 + éloignée les uns des autres +++ pour **occuper tout l'espace tridimensionnelle**, ce qui détermine la géométrie de la molécule.

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

AX_mE_n

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)

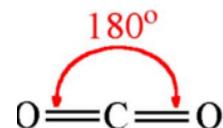
	0 lone pairs				
$n = 2$					
$n = 3$			1 lone pair 		
			2 lone pairs 		
$n = 4$					
$n = 5$					
$n = 6$			3 lone pairs 		
			4 lone pairs 		

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

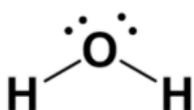
Alors avec ce tableau vous allez tout comprendre, franchement c'est pas difficile il faut juste bien l'apprendre+++ Pour le coup là c'est vraiment du par cœur, ça tombe chaque année en qcms et ce sont des points donnés si vous avez bien appris ce tableau 😊

➤ **Exemple le 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. Et oui car nous sommes AX2, il n'y a pas de DNL donc n=0 et m=2 car on est lié uniquement à 2 oxygènes



➤ **L'H2O :**

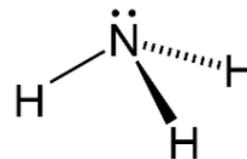


En s'intéressant cette fois-ci à l'oxygène, on n'aura pas simplement AX2 (car m=2 avec les 2 atomes d'hydrogènes). En effet, attention, là on aura aussi 2 DNL qui ne sont pas représentés ici, mais dont il faut tenir compte dans la représentation VSEPR et ainsi n=2 => AX2E2 La molécule est coudée.

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) :**

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). Ici NH₃ sera donc une pyramide à base trigonale.



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

3) Les orbitales moléculaires (pas la partie la plus importante)

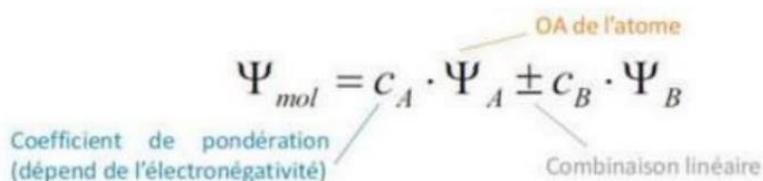
La structuration que l'on a vu jusqu'à présent que ce soit les orbitales atomique et donc cette représentation de Lewis qui en découle, et la méthode VESPR, qui permet de déterminer la structure de l'atome dans l'espace.

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 :



Il ne vous demandera pas de calculer pas de panique, c'est juste pour illustrer

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

PARENTHESES pour mieux comprendre

Les **orbitales moléculaires** sont un concept en chimie quantique qui explique comment les électrons se comportent dans une molécule. Voici une explication simple :

❖ Origine des orbitales moléculaires :

- **Orbitales atomiques** : Dans un atome isolé, les électrons occupent des régions de l'espace appelées orbitales atomiques (s, p, d, f).
- **Formation des molécules** : Lorsque les atomes se combinent pour former des molécules, leurs orbitales atomiques se combinent pour former des orbitales moléculaires.

❖ Combinaison des orbitales :

- Les orbitales atomiques des atomes se superposent et se combinent pour créer des orbitales moléculaires.
- Il existe deux types principaux d'orbitales moléculaires : les orbitales liantes et les orbitales anti-liantes.

❖ Orbitales liantes et anti-liantes :

- **Orbitales liantes** : Elles se forment lorsqu'il y a une superposition constructive des orbitales atomiques, ce qui augmente la densité électronique entre les noyaux des atomes. Cela favorise la liaison entre les atomes.
- **Orbitales anti-liantes** : Elles se forment lorsqu'il y a une superposition destructive des orbitales atomiques, ce qui diminue la densité électronique entre les noyaux des atomes et rend la liaison moins favorable ou même instable.

❖ **Énergie des orbitales moléculaires :**

- Les orbitales liantes ont une énergie plus basse que les orbitales atomiques d'origine, ce qui contribue à la stabilité de la molécule.
- Les orbitales anti-liantes ont une énergie plus élevée que les orbitales atomiques d'origine.

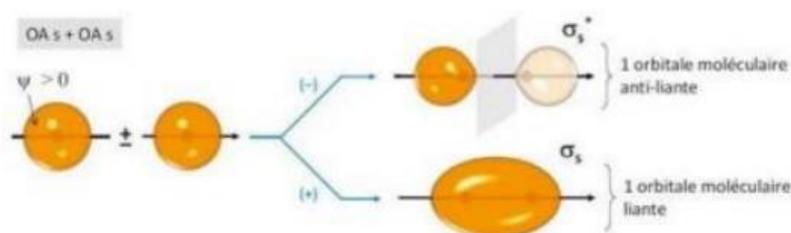
❖ **Occupation des orbitales moléculaires :**

- Les électrons occupent les orbitales moléculaires en commençant par les plus basses énergies, respectant les mêmes principes que pour les orbitales atomiques (principe de Pauli, règle de Hund).

Les orbitales moléculaires sont des régions de l'espace dans une molécule où les électrons sont susceptibles de se trouver. Elles se forment par la combinaison des orbitales atomiques des atomes qui constituent la molécule. Les orbitales moléculaires peuvent être liantes (stabilisantes) ou anti-liantes (déstabilisantes), et les électrons remplissent d'abord les orbitales de plus basse énergie, favorisant la formation de liaisons chimiques stables

Fin de la parenthèse

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

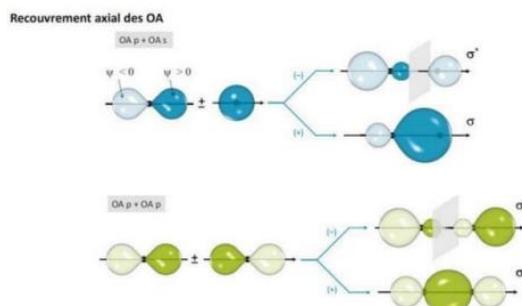


Là, on a différents types de recouvrement : le **plus simple** c'est lorsqu'on a deux orbitales S qui vont se recouvrir parce que dans ce cas-là, les électrons de chaque atome sont dans des orbitales S. La combinaison de ses deux orbitales S conduit toujours à la formation de deux orbitales moléculaires.

-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, sigma*, 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.



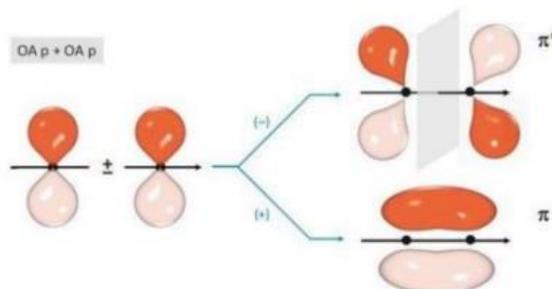
On a vu le recouvrement axial : l'interpénétration suivant un axe, après vous avez du latéral. Cette fois-ci elles se rencontrent sur leur côté et vous pouvez avoir la combinaison de tous les côtés. Mais cette fois, uniquement avec des orbitales P.

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



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

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

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'autre 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. Blablabla...

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

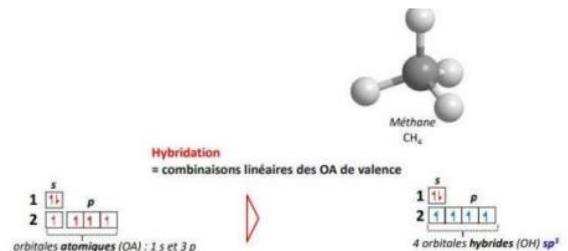
Le carbone : Numéro atomique : 6 Nombre de masse : 12 Électrons qui gravitent sur sa couche externe (=de valence) : 4

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.

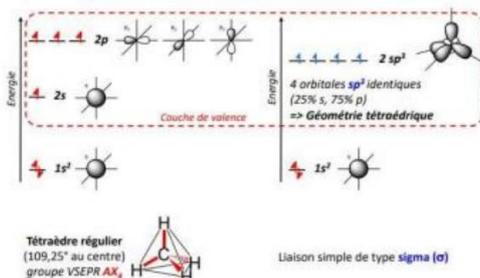
C'est pourquoi, on a expliqué le phénomène en disant que ces 4 électrons se répartissaient ensemble au niveau des 4 cases de niveau 2. Ceci est vrai en parti, parce que dans le cas présent, on se retrouve avec 1 orbitale S et 3 orbitales P occupés. On sait que le carbone, lorsqu'il a 4 liaisons simple 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'hybridaient 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



Cas du carbone : hybridation sp^3



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 SP^3 . Vous avez hybridation de site SP^3 , 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

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

tétraèdre régulier ; on est sur une géométrie VSEPR AX₄. On retrouve 4 liaisons de type sigma et un angle de 109,25 (ça vous le retrouvez dans le tableau p5)

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, 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.

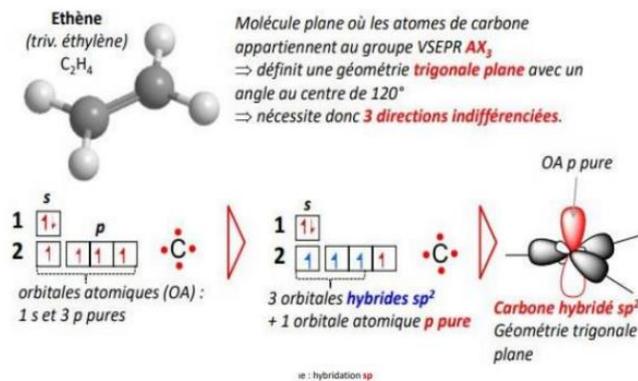
La double liaison, c'est la somme d'une orbitale simple de type sigma et un système π qui résulte du recouvrement latéral de 2 orbitales. Ces représentations permettent d'expliquer les phénomènes de mésomérie. (vous allez mieux revoir cette histoire avec ma merveilleuse co-tut NoéLithium 😊)

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 SP₃, le recouvrement latéral ce fera toujours avec **deux orbitales P pure**.

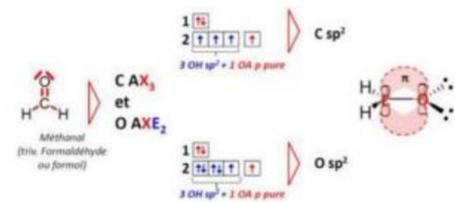
Alors je sais que cette partie est assez barbare et abstraite, c'est difficile mais il faut essayer de visualiser au max. Dites vous que ces histoires d'orbitales c'est comme des ballons de baudruches dans lesquels vos électrons se trouvent .

➔ *Si c'est pas clair pour vous, n'hésitez pas à me poser des questions sur le forum <33*



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 hybrider 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 issu d'une combinaison latérale d'orbitale P pure (seule chose qui ne change jamais.). Le sigma peut être dans différents types de recouvrement axial.

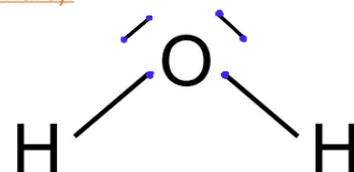


Type	Orbitales hybridées	Reste	Géométrie
sp	1 OA s + 1 OA p	p_x et p_z	linéaire $\alpha = 180^\circ$
sp^2	1 OA s + 2 OA p	p_z	trigonale $\alpha = 120^\circ$
sp^3	1 OA s + 3 OA p	-	tétraédrique $\alpha = 109^\circ 28'$

Petite explication bonus : en qcms pour savoir quel type d'hybridation notre molécule fait il vous suffit de trouver sa configuration VSEPR (grâce au tableau de la p5 +++) et ensuite on additionne $m + n$ (qui viennent de AX_mE_n) puis on retire 1 au chiffre total :

Par exemple avec l'eau H_2O (on va tout détailler pour bien comprendre):

Ici on s'intéresse à la VSEPR de l'atome d'oxygène (pourquoi ? parce que c'est celui qui a le + de liaisons)
 Donc là on a O ($Z=8$) : $1s^2 2s^2 2p^4$



→ j'ai représenté la couche de valence en bleu et par des points sur la molécule d'eau

Maintenant on peut déterminer la VSEPR de H₂O : AX₂E₂ 

Donc : m= 2 et n=2

2+2= 4 (au cas où)

et

4-1 = 3

→ donc pour notre molécule d'eau de VSEPR AX₂E₂, on a une hybridation de type sp³

J'espère que j'ai été claire sinon forum 😊

5) Nomenclature

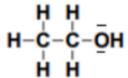
Vous allez voir c'est + cool cette partie

➤ [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. C₂H₆O

❖ **La formule semi développée** : qui fait apparaître tous les groupements CH₃CH₂OH

❖ **La formule plane développée** : qui est un peu une représentation de Lewis, elle fait apparaître toutes les liaisons et on peut mettre les DNL. 

❖ **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 :](#)

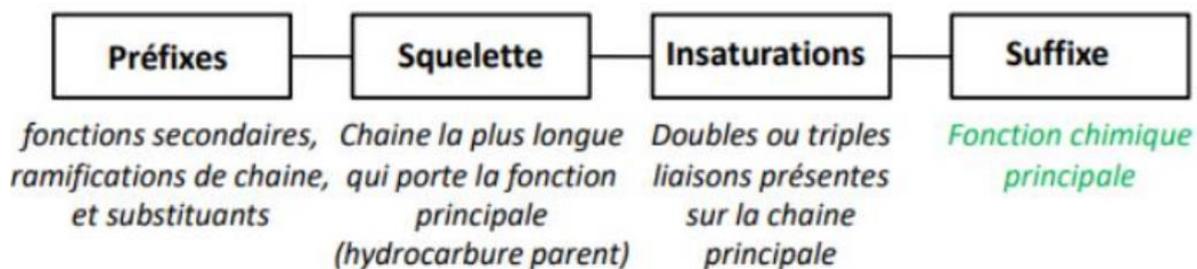
Pour que tous les chimistes se comprennent, on utilise le même langage pour décrire les molécules et partager un code commun : c'est la **nomenclature chimique**. C'est un nom rationnel pour les molécules.

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 emploi 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.

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

1. Ce qui est important lorsqu'on fait l'analyse c'est de **déterminer la/les fonctions chimique qui composent la molécule.**
2. Une fois celles-ci identifiées, il faut **déduire la fonction principale.** Cette fonction principale qui va régir l'ensemble des autres règles.
3. 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. +++**
4. 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.



Les Fonctions chimiques

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		Halogénocarboxyl-	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 (épi-)		Alkylthio- (épithio-)	Sulfure de R et de R'
(Hydro)péroxydes		(Hydro)péroxy-	(Hydro)péroxyde de R et de R'

ce tableau c'est +++ pour savoir quelle fonction est prioritaire

Les Hydrocarbures

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 du dessous est à connaître impérativement car ils sont retrouvés régulièrement soit en squelette principale soit en ramification.

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 **double liaisons** qui forment des **alcènes** ou des **triples liaisons** qui forment des **alcynes**.

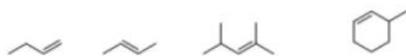
De façon contre intuitive : **la double liaison est toujours prioritaire sur la triple+++**, lorsqu'il s'agit de les numéroter.

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 :

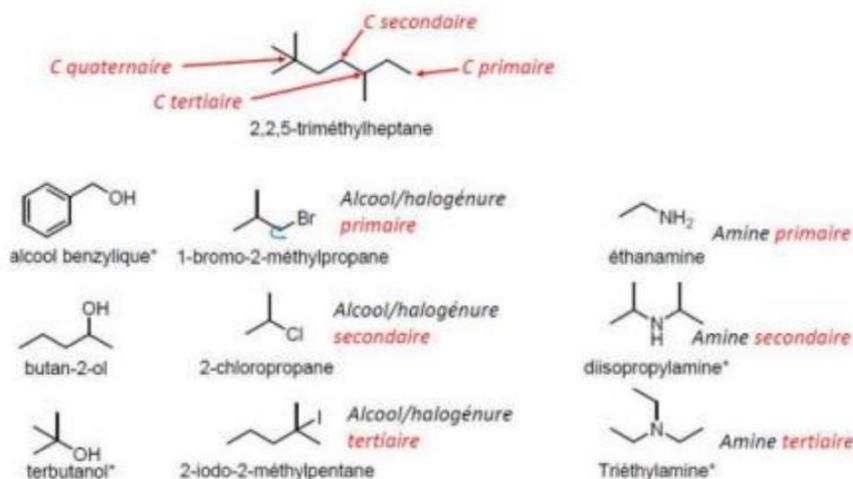
- pour des raisons phonétiques, le « yne » termine toujours le nom de la molécule +++ même si son indice est plus haut. Ce n'est pas le cas dans les autres molécules où, c'est toujours la molécule avec l'indice le plus bas.

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.
- Un **carbone tertiaire** c'est un carbone qui a trois 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.



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.

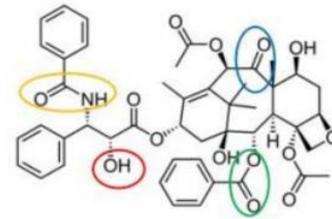
Ce n'est donc pas la nature du C qui porte l'amine qui détermine si elle est primaire, secondaire ou tertiaire. **Mais c'est bien la liaison directe entre l'amine et un certain nombre d'atome de carbone.**

Savoir identifier et nommer les fonctions

Dans une molécule complexe, ici le **taxol** 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
- en bas à gauche une fonction alcool
- en haut à droite une fonction ester
- en haut à gauche une fonction cétone



Taxol (paclitaxel)
anticancéreux

Aller ça va le faire les gars <3

Place aux dédisssss :

- 1) Problème ?
- 2) Solution
- 3) Quand on débarque dans vos vies avec Agatropine
- 4) Le petit nouveau bébé (oui je suis une folle aux chats)
- 5) Jacquouilles
- 6) On se sait gomar
- 7) Je suis pas la seule folle



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