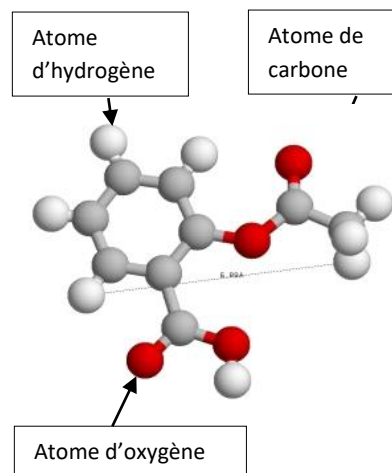


Des édifices particuliers : les molécules

La molécule d'aspirine présentée ci-contre, possède des liaisons entre différents atomes. On remarque que les atomes H ne se lient chacun qu'une fois avec les atomes voisins, les atomes de carbone, sur cet exemple, se lient chacun ou avec leurs voisins et les atomes d'oxygène De plus, la molécule n'a pas n'importe quelle forme dans l'espace. Enfin, elle fait partie des molécules pharmaceutiques de la chimie organique.



Quelles sont les règles qui permettent de prévoir le nombre de liaisons autour d'un atome ?

Quelles sont les règles qui permettent de prévoir les angles entre liaisons dans une molécule ?

Et que désigne-t-on par le terme générique de « chimie organique » ?

I Rappels et compléments sur la stabilité des éléments chimiques

Autour d'un noyau, les électrons se répartissent dans des couches appelées couche etc. en commençant par remplir les couches les plus et en respectant le nombre maximal d'électrons de chacune d'elles :

- pour la couche
- pour la couche
- pour la couche

Les électrons occupant la dernière couche sont appelés

Déterminer le nombre d'électrons de valence des entités suivantes :

Entité chimique	Nom de l'entité	Numéro atomique de l'élément correspondant	Nombre d'électrons au total	Structure électronique	Nombre d'électrons de valence	Stable/instable
H	Atome d'hydrogène	Z(H) = 1				
C		Z(C) = 6				
N	Atome d'azote	Z(N) = 7	7 car	(K) (L)		
O		Z(O) = 8				
F		Z(F) = 9				
Cl		Z(Cl) = 17				
He		Z(He) = 2				
Be ²⁺		Z(Be) = 4				
S ²⁻		Z(S) = 16				

Toute entité monoatomique (c'est-à-dire issue d'un atome : soit atome, soit ion monoatomique) tend, afin de gagner en stabilité, à avoir une structure électronique vérifiant la règle du (deux électrons de valence) si son numéro atomique est proche de, ou la règle de l'..... (..... électrons de valence) pour les éléments de la deuxième (à partir de Z>5) et de la troisième période du tableau périodique.

Parmi les entités précédentes, lesquelles sont stables/instables ? Justifier.

II Une autre façon de vérifier les règles du duet et de l'octet : la formation des molécules

1) Doublets liants et non liants

Les atomes peuvent se réunir en molécules et mettredes électrons deafin de satisfaire les deux règles. Dans les molécules envisagées, les atomes de H devront suivre la règle du duet et tous les autres la règle de l'octet (C, N, O F...).

Les électrons de valence de la molécule sont alors réunis par appelée, chacune représentée par un

Ainsi, un atome de H, dans une molécule, doit satisfaire la règle du duet et donc être entouré dedoublet tandis que les autres atomes rencontrés (C, N, O, F...) doivent satisfaire la règle de l'octet et donc être entourés de doublets



Dans ces molécules, les atomes vérifient-ils les règles du duet et de l'octet ? Pourquoi la dernière formule n'est-elle pas possible ?

atome	Nombre d'électrons de valence de l'atome seul	Règle à respecter	Nombre d'électrons manquant, mis en commun par un autre atome dans une molécule	Nombre de doublets liants (doublet entre deux atomes)	Nombre de doublets non liants	Vérification règle du duet ou de l'octet par le nombre total de doublets
H						
C						
N						
O						
F et autres halogènes						

2) Structure de Lewis

Dans une structure de Lewis, on fait apparaître tous les électrons de valence avec des doublets qu'ils soient liants ou non liants.

Méthode pour obtenir une structure de Lewis (par cœur) :

-
-
-
-
-

Déterminer la formule de Lewis de l'eau, du chlorure d'hydrogène, du méthane CH₄, du dioxygène, du diazote, du méthanal CH₂O, du dioxyde de carbone, de l'éthène C₂H₄, de l'ammoniaque NH₃, du cyanure d'hydrogène HCN, de l'éthane C₂H₆, de l'imine CH₃N (à faire sur une feuille séparée). Préciser à chaque fois le type de liaisons rencontrées. Si jamais il vous semble qu'il n'y ait pas assez de doublets, penser aux liaisons multiples !

III Géométrie des molécules

1) Visualisation des molécules dans l'espace

Construire, avec les modèles moléculaires mis à votre disposition, les molécules suivantes en vous aidant des structures de Lewis précédentes : méthane CH_4 , ammoniac NH_3 , eau, chlorure d'hydrogène HCl , méthanal CH_2O , dioxyde de carbone, cyanure d'hydrogène HCN , l'imine CH_3N .

Rappel : les atomes d'hydrogène sont représentés par des boules blanches, les atomes de carbone par des boules noires, les atomes d'azote par des boules bleues, les atomes d'oxygène par des boules rouges et les atomes de chlore par des boules vertes. On utilisera les modèles éclatés et on respectera les critères suivants pour les liaisons (vous devriez alors avoir suffisamment de boules et de bâtons pour construire toutes les molécules, ne les mélanger pas avec ceux des boîtes voisines) :

Liaison simple : un petit bâton blanc

Liaison double : deux bâtons gris

Liaison triple : deux bâtons gris et un grand bâton blanc

Questions :

Les doublets liants sont-ils représentés dans les modèles moléculaires ?

Les doublets non liants sont-ils représentés dans les modèles moléculaires ?

Quelles sont les molécules qui sont planes (tous les atomes dans un même plan) ?

2) Peut-on prévoir à l'avance la géométrie tridimensionnelle de ces molécules ?

Attention ! Lorsqu'on parle de géométrie d'une molécule, on s'intéresse toujours à la géométrie autour d'un atome précis de la molécule en vérité, qu'il faut donc toujours préciser.

a) Un peu d'intuition

A l'aide des boules de pâte et des cure-dents vierges (non pointillés) piqués sur une boule, quel angle obtient-on entre deux cure-dents si on essaie de les placer le plus loin possible les uns des autres :

- lorsqu'ils sont au nombre de 2 ?

- lorsqu'ils sont au nombre de 3 ?

- lorsqu'ils sont au nombre de 4 ?

b) De l'observation

Classer alors les atomes des molécules en trois groupes suivant les angles entre deux liaisons proches autour d'eux (les modèles moléculaires reflètent la réalité) : C du méthane, N de l'ammoniac, O de l'eau, C du méthanal, C du dioxyde de carbone, C du cyanure d'hydrogène, C de l'imine et enfin N de l'imine.

1 ^{er} groupe : angle de ... autour de l'atome considéré	2 ^{ème} groupe : angle de autour de l'atome considéré	3 ^{ème} groupe : angle de autour de l'atome considéré

c) Et l'élaboration d'une interprétation et les conclusions

En regardant les structures de Lewis, trouver un point commun à tous les atomes du premier groupe qui permettrait de prévoir cette géométrie autour de ces atomes.

Puis faites de même pour les deux autres groupes.

Quel raisonnement avoir afin de prévoir la géométrie autour d'un atome dans une molécule ? Comment qualifier les géométries obtenues ?

Nombre de liaisons + doublets non liants autour de l'atome considéré	direction des liaisons et des doublets non liants autour de l'atome	Répartition entre liaisons et doublets non liants	Géométrie de la molécule autour de l'atome	exemple

N'oubliez pas de démonter toutes les molécules en rangeant correctement bâtons et boules dans les boîtes.

IV Isomérisation Z/E

1) Rappel : définitions de deux isomères

2) Une isomérisation particulière : l'isomérisation Z/E

a) Mise en évidence

Construire les molécules d'éthène C_2H_2 et d'éthane C_2H_6 . Quelle grande différence remarquez-vous au niveau de la rotation autour des deux liaisons carbone-carbone ?

Substituez dans la molécule d'éthène un H porté par un des carbones par un atome de chlore et un H porté par l'autre carbone par un autre atome de chlore. Demander à votre voisin d'en faire autant mais sans obtenir la même molécule. Peut-on passer d'une molécule à l'autre ? Pourquoi ?

On dit que la molécule présente une..... **Il est impératif, dans un premier temps, de représenter la molécule avec des angles de 120° autour des deux carbones de la double liaison considérée.** La double liaison sépare alors le plan de la molécule en deux demi-plans. La molécule où les deux chlores sont dans le même demi-plan est l'isomère Z (zusammen) tandis que l'autre est l'isomère E (entgegen) sur cet exemple.

Pour trouver les deux isomères éventuels Z et E, il est impératif, dans un premier temps, de mettre en évidence la double liaison $C=C$, de représenter la géométrie autour de ces atomes avec des angles de 120° et de visualiser les deux groupements d'atomes reliés à chacun des deux carbones ainsi que les deux demi-plans.

Dessiner ainsi les formules de Lewis de ces deux isomères respectant le caractère Z et E :

En aurait-il été de même en partant de l'éthane avec deux H substitués par deux Cl ? Pourquoi ?

Et qu'en est-il avec la molécule suivante : $CCl_2=CH_2$? Et avec $CHCl=CHCH_3$? Dessiner les structures de Lewis des différents isomères, s'ils existent, à chaque fois et nommer les (Z ou E).

Remarque et ouverture pour ceux qui veulent aller plus loin : dès qu'il y a plus de deux (c'est-à-dire 3 ou 4) groupements d'atomes différents reliés aux deux C de la double liaison, il faut classer ces groupements d'atomes par ordre de priorité (suivant des règles bien précises appelées règles de Cahn Ingold et Prelog que vous pourrez trouver facilement sur internet) pour savoir si c'est l'isomère Z ou E. Ce n'est pas au programme en 1S et vous ne rencontrerez que les cas simples.

b) Corollaire à trouver et à retenir

Quelle sont donc les conditions pour qu'une molécule présente l'isomérisation Z/E ?

V Les molécules de la chimie organique

1) Qu'est-ce que la chimie organique ?

2) Différentes représentations possibles d'une molécule organique

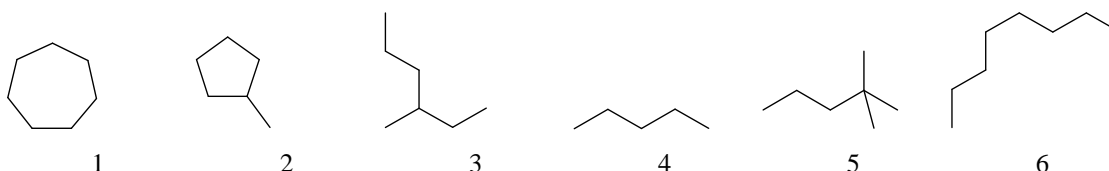
Nom de la représentation	Qu'est-ce qui est représenté sur cette représentation ?	Exemple 1	Exemple 2	Exemple 3
Structure de Lewis	Tous les doublets sont représentés (liants et non liants)			
Formule développée	Tous les doublets liants sont représentés mais pas les doublets non liants.			
Formule semi-développée	Par rapport à la formule développée, les liaisons avec des H ne sont pas représentées et les H sont accolés aux atomes auxquels ils sont liés.			
Formule topologique	Par rapport à la formule semi-développée, on supprime : - tous les C qui apparaissent dans la molécule, les chaînes carbonées étant alors représentées par des lignes brisées, - ainsi que les H <i>reliés aux C seulement</i> .			

(*) Se ré-entraîner au brouillon avec le 1^{er} exemple puis traiter le second puis le troisième exemple en remontant progressivement vers la structure de Lewis. Bien vérifier les règles du duet et de l'octet à la fin (ne pas se tromper notamment dans le nbre de H).

(*) Après avoir téléchargé le logiciel gratuit « chemsketch » sur son ordinateur si vous avez un PC (à trouver à partir de google par exemple), visualiser en 3D les trois molécules précédentes avec la notice fournie. S'amuser à vérifier la formule brute ou certains angles. Si vous ne parvenez pas à télécharger chemsketch (notamment pour les mac), faire ce travail au CDI.

3) Différentes chaînes carbonées

Voici 6 « squelettes carbonés » ou chaînes carbonées de 6 molécules représentées sous forme topologique



Une chaîne carbonée est dite linéaire si

Une chaîne carbonée est dite ramifiée si

Une chaîne carbonées est dite cyclique si

4) Une première grande famille de la chimie organique : la famille des alcanes

a) Définitions

- hydrocarbure :

- alcane :

b) Comment nommer les alcanes linéaires ?

Nombre de carbone noté n	Formule brute	Formule développée	nom
n=1			
n=			

Puis

c) Comment nommer les alcanes ramifiés ?

Règle IUPAC (UICPA en français) n° 1.

Repérer la chaîne la plus longue que l'on puisse trouver au sein de la molécule appelée chaîne principale. En déduire de quel alcane linéaire la molécule est ainsi issue.

Règle IUPAC n°2.

(Entourer puis) nommer toutes les ramifications de la chaîne principale en tant que substituants alkyles (mêmes préfixes que pour les alcanes linéaires en remplaçant la désinence « ane » par la désinence « yle ».

Si la chaîne du substituant est elle même ramifiée... : pas au programme

Règle IUPAC n°3.

Numéroter les carbones de la chaîne principale en commençant par l'extrémité la plus proche d'un substituant. Si deux substituants sont à égale distance des deux extrémités de la chaîne, on se base sur l'alphabet des noms des substituants pour décider du sens du numérotage de la chaîne principale. Le substituant à énoncer le premier d'après l'ordre alphabétique est considéré comme étant fixé sur le carbone portant le plus petit chiffre.

S'il y a plus de 2 substituants, on numérote la chaîne dans le sens qui fournit le chiffre le plus petit au niveau de la première différence entre les deux modes de numérotation possibles.

Règle IUPAC n°4.

Ecrire le nom de l'alcane final en commençant par la fin c'est-à-dire placer à la toute fin le nom de l'alcane linéaire dont est issue la chaîne principale. Puis placer devant tous les substituants alkyles par ordre alphabétique, chacun étant précédé, à l'aide d'un tiret, du numéro de l'atome de carbone auquel il est attaché et en enlevant le « e » de la désinence (ex : méthyl et non méthyle).

Lorsqu'une molécule contient un même substituant en plusieurs exemplaires, on fait précéder le nom de celui-ci par un préfixe tel que di, tri, tétra, et ainsi de suite. Les positions d'attache sur la chaîne parentale sont indiqués sous forme d'une séquence qui précède le nom du substituant et ces chiffres sont séparés par des virgules (ces préfixes ne sont pas pris en compte dans l'arrangement alphabétique).

