

Objectifs du TP :

- Déterminer le nombre de liaisons que peut former un atome au sein d'une molécule.
- Établir la représentation de Lewis de quelques molécules simples.
- Étudier la géométrie de quelques molécules de chimie organique.
- Comprendre l'isomérie Z/E.

D) Rappels de seconde :

Une molécule est un assemblage d'atomes qui sont liés les uns aux autres par des liaisons chimiques. Le nombre de liaisons que peut former un atome au sein d'une molécule répond aux règles de stabilité du duet et de l'octet.

Les molécules de la chimie organique sont essentiellement composées des atomes de carbone et d'hydrogène. L'enchaînement des atomes de carbone constituant une molécule organique forme ce que l'on appelle une chaîne carbonée.

Questions :

I-1- Rappeler brièvement la structure d'un atome.

I-2- Le noyau d'un atome peut être représenté par un symbole de la forme ${}^A_Z X$. Rappeler ce que représentent les lettres A et Z ?

I-3- Sachant qu'un atome est électriquement neutre, que peut-on en déduire sur le nombre d'électrons présent dans le nuage électronique ?

I-4- Les électrons contenus dans le nuage électronique se répartissent dans des couches électroniques K, L et M. Rappeler combien d'électrons peut contenir chacune de ces couches.

I-5- Écrire la configuration électronique de l'atome de soufre de symbole S (Z = 16).

I-6- On appelle électrons de valence, les électrons présents sur la couche externe. Combien d'électrons de valence possède l'atome de soufre ?

I-7- Rappeler les règles de stabilité du duet et de l'octet.

I-8- L'atome de soufre est-il stable ?

I-9- Pour devenir stable, l'atome de soufre va se transformer en ion sulfure. A l'aide de la configuration électronique de l'atome de soufre et en appliquant la règle de l'octet, déterminer la formule de l'ion sulfure.

I-10- Pour récupérer les électrons manquants afin de respecter la règle de l'octet, l'atome de soufre peut mettre en commun des électrons avec d'autres atomes en formant une liaison covalente. Déterminer le nombre de liaisons covalentes que va former l'atome de soufre dans une molécule.

I-11- Compléter le tableau ci-dessous :

Atome	Symbole	Numéro atomique Z	Structure électronique	Nombre d'électrons de valence	Nombre de liaisons covalentes	Couleur de la sphère dans le modèle moléculaire
Hydrogène		1				blanc
Carbone		6				noir
Azote		7				bleu
Oxygène		8				rouge
Soufre		16				vert

II) Représentation (ou formule de Lewis) :

La formule de Lewis d'une molécule est la représentation des atomes qui la constituent et de ses électrons de valence regroupés en doublets qui sont représentés par des tirets.

Une liaison covalente entre deux atomes est représentée par un tiret entre deux atomes, que l'on appelle doublet liant. Les électrons non engagés dans les liaisons covalentes sont regroupés en doublets non liants.

➤ Méthode de détermination de la représentation de Lewis d'une molécule

1. Écrire la formule brute de la molécule

2. Écrire la structure électronique de chaque type d'atome composant cette molécule.

3. Pour chaque type d'atomes, déterminer le nombre n_e d'électrons de valence.

4. En déduire le nombre n_l de liaisons covalentes que doit établir l'atome pour respecter la règle de l'octet ($8 - n_e$) ou la règle du duet ($2 - n_e$) suivant la règle à laquelle il est soumis.

5. Calculer le nombre n_{nl} de doublets non liants de chaque type d'atome.

$$n_{nl} = \frac{n_e - n_l}{2}$$

6.Placer les doublets liants entre les atomes de la molécule (liaisons covalentes)

7.Placer les doublets non liants autour des atomes qui en possèdent.

8.Vérifier que chacun des atomes de la molécule satisfait à la règle de l'octet en étant entouré de 4 doublets (ou d'un seul doublet pour la règle du duet).

➤ Application :

Exemple : Molécule d'eau.

Formule brute			
Symboles des atomes	H	H	O
Nombre d'électrons de valence n_e			
Nombre de liaisons covalentes n_l			
Nombre de doublets non liants n_{nl}			
Représentation de Lewis			
L'atome vérifie-t-il la règle de l'octet ou du duet ?			

• **Expérience :**

A l'aide des modèles moléculaires construire le modèle de la molécule d'eau.

Déterminer alors la représentation de Lewis qui donne le plus de renseignements sur la forme de la molécule d'eau.

III) La géométrie des molécules :

III-1) Étude de la molécule de méthane :

III-1-1) Appliquer la méthode précédente pour déterminer la formule de Lewis de la molécule de méthane de formule brute CH_4 .

III-1-2) Construire à l'aide des modèles moléculaires, le modèle éclaté de la molécule de méthane.

III-1-3) Quelle est la géométrie de cette molécule ?

III-1-4) Sachant que deux charges électriques de même signe se repoussent, expliquer cette géométrie.

III-1-5) Écrire la formule de Lewis de la molécule de méthane en tenant compte de sa géométrie.

III-2) Étude d'autres molécules :

III-2-1) Déterminer les formules de Lewis des molécules suivantes : dioxyde de carbone (CO_2) et ammoniac (NH_3).

III-2-2) A l'aide des modèles moléculaires, construire les molécules de dioxyde de carbone et d'ammoniac. Dessiner ces molécules en respectant leur géométrie.

III-2-3) Expliquer pourquoi la molécule d'eau est coudée alors que celle de dioxyde de carbone est linéaire.

IV) Isomérisation :

Les molécules de la chimie organique, principalement constituées des éléments C et H, présentent des possibilités d'assemblage et géométrique très variées.

IV-1) L'isomérisation de constitution :

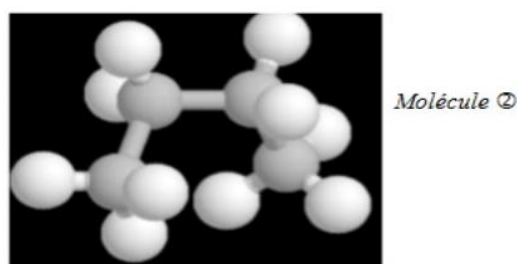
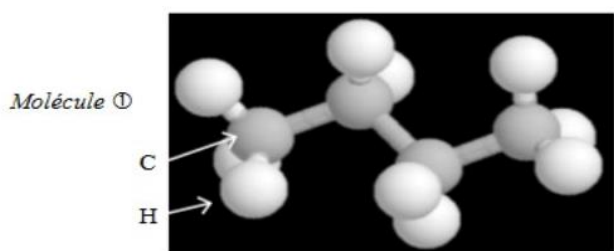
Rappel :

Des molécules sont isomères si elles possèdent la même formule brute mais des formules développées ou semi-développées différentes.

IV-1-1) Donner les formules développées puis semi-développées de deux isomères de la molécule de formule brute C_2H_6O .

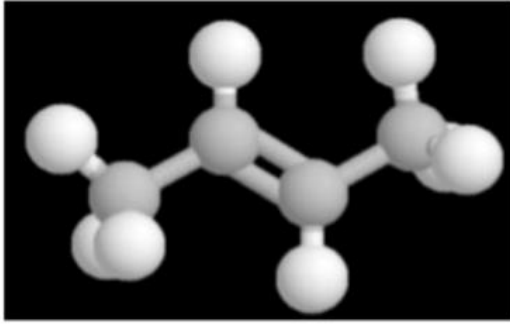
IV-1-2) Donner les formules développées de trois isomères de formule brute C_2H_4O .

IV-2) L'isomérisation spatiale Z/E : A l'aide des modèles moléculaires, construire la molécule de butane représentée ci-dessous :

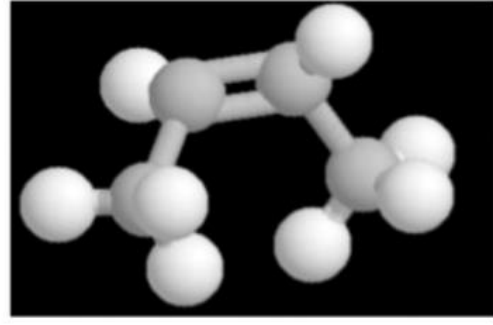


IV-2-1) Comment la molécule 1 peut-elle passer à la molécule 2 ? Pourquoi la molécule 1 est-elle la plus stable ?
A l'aide des modèles moléculaires, construire la molécule de but-2-ène, représentée ci-dessous :

Molécule ③



Molécule ④



IV-2-2) Comment la molécule 3 peut-elle se transformer en la molécule 4 ?

IV-2-3) Les molécules 3 et 4 sont les isomères E et Z du but-2-ène. Rechercher sur internet la signification de ces deux lettres et attribuer à chaque molécule son nom.

IV-2-4) Pourquoi les molécules 1 et 2 ne présentent pas d'isomérisation Z/E ?

IV-3) Application :

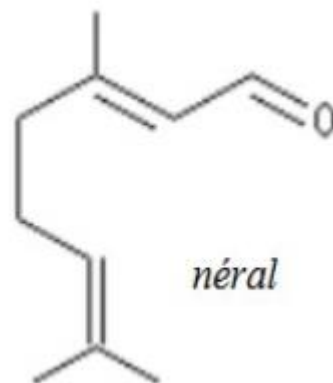
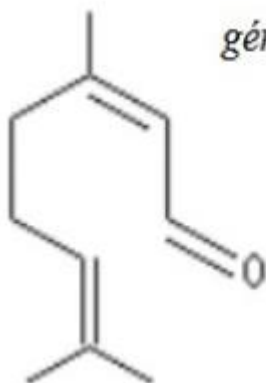
Le citral, ou lémonal, est le nom donné à deux isomères Z et E (voir ci-dessous) présents dans la citronnelle de l'Inde ainsi que dans les huiles essentielles de citron et d'orange :

- le géraniol (ou citral A) a une forte odeur de citron ;
- le néral (ou citral B) a une odeur plus douce.

IV-3-1) Surligner les doubles liaisons qui présentent une isomérisation Z/E.

IV-3-2) Indiquer le type d'isomérisation.

IV-3-3) Deux isomères ont-ils les mêmes caractéristiques ?



Bureau :

- grande boîte de modèles moléculaires

Élèves :

- PC avec internet
- boîte de modèles moléculaires

Correction

I) Rappels de seconde :

I-1- Un atome est constitué d'un noyau central, constitué de protons chargés positivement et neutrons qui sont électriquement neutres. Autour du noyau on retrouve le nuage électronique dans lequel se déplacent de façon aléatoire des électrons, particules chargées négativement.

I-2- Les lettres A et Z sont respectivement le nombre de masse et le numéro atomique. A représente le nombre de nucléons contenus dans le noyau (protons + neutrons) et Z le nombre de protons.

I-3- L'atome étant électriquement neutre, il y a autant d'électrons dans le nuage électronique que de protons dans le noyau. Ainsi un atome contient Z électrons.

I-4- La couche électronique K peut contenir un maximum de 2 électrons, la couche L 8 électrons, et la couche M, 18 électrons.

I-5- La configuration électronique du soufre est : $(K)^2 (L)^8 (M)^6$

I-6- L'atome de soufre possède 6 électrons sur sa couche externe M, il a donc 6 électrons de valence.

I-7- Règle du duet : Un atome est stable si sa couche externe est la couche K et qu'elle contient 2 électrons.

Règle de l'octet : Un atome est stable si sa couche externe est la couche L ou M et qu'elle contient 8 électrons.

I-8- L'atome de soufre n'est pas stable car il ne contient que 6 électrons dans sa couche externe.

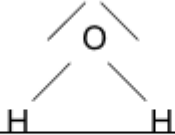
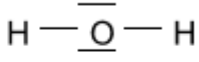
I-9- Pour devenir stable, l'atome de soufre doit acquérir deux électrons supplémentaires pour en avoir 8 dans sa couche externe M, il se transforme donc en ion sulfure S^{2-} .

I-10- L'atome de soufre va mettre en commun 2 électrons et ainsi former deux liaisons covalentes pour respecter la règle de l'octet.

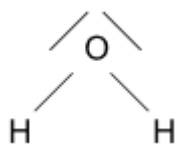
I-11- Compléter le tableau ci-dessous :

Atome	Symbole	Numéro atomique Z	Structure électronique	Nombre d'électrons de valence	Nombre de liaisons covalentes	Couleur de la sphère dans le modèle moléculaire
Hydrogène	H	1	$(K)^1$	1	1	blanc
Carbone	C	6	$(K)^2 (L)^4$	4	4	noir
Azote	N	7	$(K)^2 (L)^5$	5	3	bleu
Oxygène	O	8	$(K)^2 (L)^6$	6	2	rouge
Soufre	S	16	$(K)^2 (L)^8 (M)^6$	6	2	vert

II) Représentation (ou formule de Lewis) :

Formule brute	H_2O		
Symboles des atomes	H	H	O
Nombre d'électrons de valence n_e	1	1	6
Nombre de liaisons covalentes n_l	1	1	2
Nombre de doublets non liants n_{nl}	0	0	2
Représentation de Lewis	 ou 		
L'atome vérifie-t-il la règle de l'octet ou du duet ?	Règle du duet	Règle du duet	Règle de l'octet

Par construction du modèle moléculaire on en déduit que la formule de Lewis qui donne le plus de renseignements sur la forme de la molécule d'eau est :



III) La géométrie des molécules :

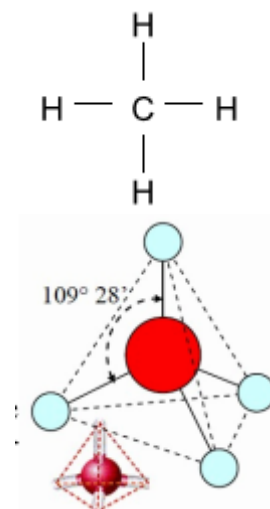
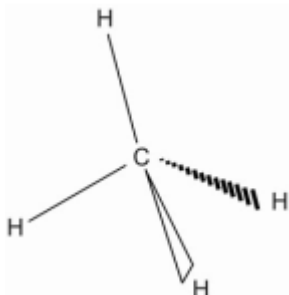
III-1) Étude de la molécule de méthane :

III-1-1) Formule de Lewis de la molécule de méthane :

III-1-3) La molécule de méthane a une géométrie tétraédrique.

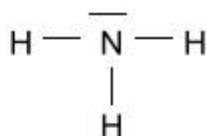
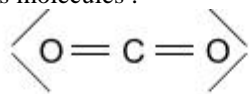
III-1-4) L'atome de carbone est au centre d'un tétraèdre et les 4 atomes d'hydrogène sont placés à chaque sommet. Les doublets adoptent des directions qui leur permettent d'être le plus éloignés des uns des autres.

III-1-5)

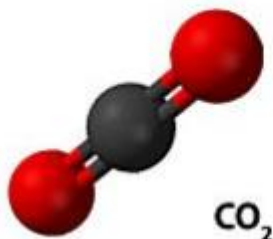


III-2) Étude d'autres molécules :

III-2-1)



III-2-2)

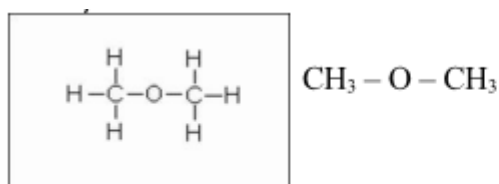


III-2-3) Si on compare les formules de Lewis pour l'eau et pour le dioxyde de carbone, on remarque qu'il y a deux doublets non liants sur l'atome central pour l'eau alors qu'il n'y en a pas par le CO₂. Les doublets non liants jouent donc un rôle important dans la géométrie des molécules.

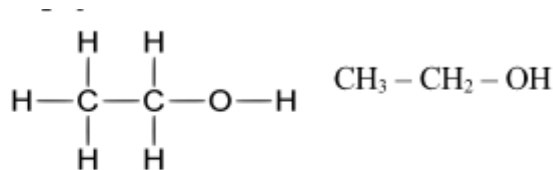
IV) Isomérisation :

IV-1) L'isomérisation de constitution :

IV-1-1) deux molécules isomères de formule brute C₂H₆O.



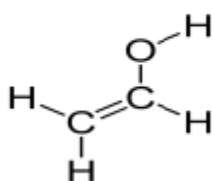
éther méthylique



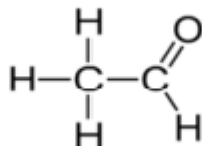
éthanol

IV-1-2) trois isomères de formule brute C₂H₄O.

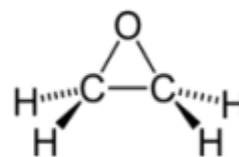
Éthénol



éthanal



oxyde d'éthylène



V-2) L'isomérisation spatiale Z/E :

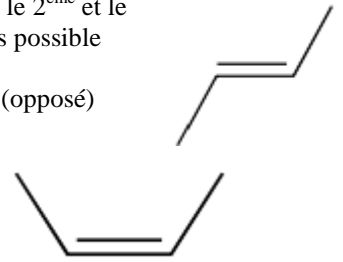
IV-2-1) On peut passer de la molécule 1 à la molécule 2 par simple rotation de la liaison simple entre le 2^{ème} et le 3^{ème} atome de carbone. La molécule 1 est la plus stable car les groupes d'atomes sont les plus éloignés possible les uns des autres.

IV-2-2) La signification de ces lettres vient de l'allemand : Z : Zusammen (ensemble) ; E : Entgegen (opposé)
La molécule 3 est l'isomère E car les groupes CH₃ sont opposés par rapport à la double liaison.

La molécule 4 est l'isomère Z car les groupes CH₃ sont du même côté de la double liaison.

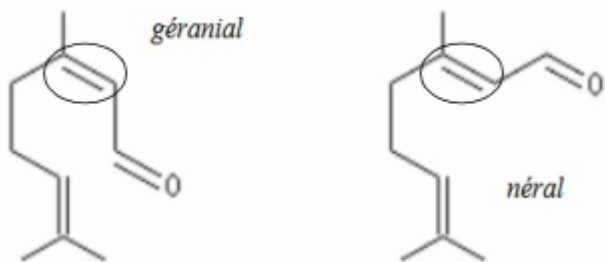
IV-2-3) Les molécules 3 et 4 sont les isomères E et Z du but-2-ène. Rechercher sur internet la signification de ces deux lettres et attribuer à chaque molécule son nom.

IV-2-4) Les molécules 1 et 2 ne présentent pas d'isomérisation Z/E car elles n'ont pas de double liaison.



V-3) Application :

IV-3-1) Une seule double liaison présente une isomérisation Z/E. Dans l'autre double liaison, il y a deux groupements CH₃ du même côté de la double liaison : aucune isomérisation Z/E possible.



IV-3-2) Isomérisation Z pour le géraniol, car les plus petits groupes d'atomes (H et CH₃) sont du même côté de la double liaison ; E pour le néral.

IV-3-3) Deux isomères n'ont pas les mêmes caractéristiques : notamment ici, les odeurs sont différentes.