



Objectifs :

- Savoir déterminer le nombre de liaisons que peut établir un atome au sein d'une molécule,
- Savoir établir la représentation de Lewis de quelques molécules simples,
- géométrie de quelques molécules,
- isomérie Z/E.

I. De l'atome à la molécules

A. La structure électronique des atomes

Elle indique la répartition des électrons sur les différentes couches électroniques.

Exemple : Le soufre ${}_{16}\text{S}$ possède 16 électrons. Sa structure électronique est $(\text{K})^2 (\text{L})^8 (\text{M})^6$.

Q1 : Donner la structure électronique des atomes : lithium ${}_{3}\text{Li}$; carbone ${}_{6}\text{C}$; azote ${}_{7}\text{N}$; oxygène ${}_{8}\text{O}$; chlore ${}_{17}\text{Cl}$

La couche externe est la dernière couche remplie. Elle contient les électrons de valence.

Exemple : Le soufre possède 6 électrons de valence sur sa couche externe M.

Q2 : Souligner la couche externe pour chaque atome de la question précédente.

Les gaz nobles sont stables car ils respectent la règle de l'octet (sauf l'hélium qui respecte la règle du duet).

Q3 : Donner la structure électronique des gaz nobles suivants : hélium ${}_{2}\text{He}$; néon ${}_{10}\text{Ne}$; argon ${}_{18}\text{Ar}$

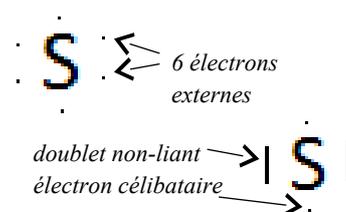
Q4 : Justifier que les atomes de la question Q1 ne soient pas stables.

B. La formule de Lewis d'un atome ou d'un ion

Elle schématise la couche électronique **externe** d'un atome ou d'un ion : symbole entouré de points et de tirets.

Exemple : La structure électronique du soufre $(\text{K})^2 (\text{L})^8 (\text{M})^6$ montre qu'il possède 6 électrons de valence, chacun représenté par un point (voir ci-contre).

Il manque 2 électrons au soufre pour être stable, donc il va former 2 doublets liants avec d'autres atomes ; Sa formule de Lewis n'a que 2 électrons célibataires, les autres étant appariés sous forme de tirets appelés doublet non-liant :



Q5 : Donner les formules de Lewis des atomes suivants : ${}_{6}\text{C}$, ${}_{7}\text{N}$, ${}_{8}\text{O}$ et ${}_{1}\text{H}$.

Q6 : Combien d'électron(s) doit gagner l'atome d'oxygène pour être stable sous forme ionique ? En déduire la formule de l'ion oxyde. De même pour l'atome d'azote (et l'ion nitrure).

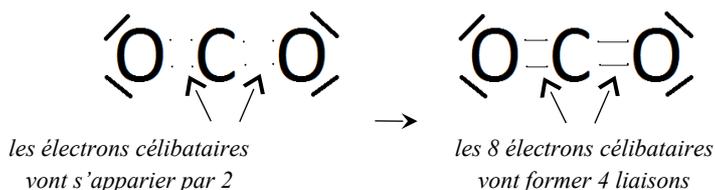
C. La formation des molécules (ou une histoire de mariage)

2 électrons célibataires de 2 atomes différents s'associent pour former une liaison covalente entre les atomes.

Exemple : la molécule de dioxyde de carbone CO_2 est composée de trois atomes, 1 de carbone et 2 d'oxygène.

Le carbone ayant 4 électrons externes, il lui manque 4 électrons pour être stable ; il va donc former 4 liaisons (ou doublets liants).

L'oxygène ayant 6 électrons externes, il lui manque 2 électrons pour être stable ; il va donc former 2 liaisons et 2 doublets non-liants.



Q7 : **Écrire** les formules de Lewis des molécules suivantes : méthane CH_4 ; eau H_2O ; ammoniac NH_3 ; peroxyde d'hydrogène (ou eau oxygénée) H_2O_2 ; cyanure d'hydrogène HCN ; diazote N_2 ; méthylamine CH_5N ; acide hypochloreux HOCl .

II. Géométrie des molécules

A. Cas du méthane :

- Sur internet, allez sur le site www.ostralo.net (voir ci-contre).
- Sur la page d'accueil, cliquez sur Anaglyphes de molécules.
- Visionner en 3D les molécules présentes.
- Choisir le méthane. Puis, à l'aide des modèles moléculaires, fabriquer la molécule.



Q8 : Quelle est la géométrie de cette molécule ? L'expliquer en considérant que les doublets d'électrons se repoussent au maximum.

B. Autres molécules : (O : rouge ; N : bleu ; C : noir ; H : blanc)

Q9 : À l'aide des modèles moléculaires, construire les molécules d'eau, de dioxyde de carbone et d'ammoniac.

Q10 : Dessiner ces molécules en respectant leur géométrie. Déterminer le qualificatif décrivant chaque géométrie.

Q11 : Expliquer pourquoi la molécule d'eau est coudée alors que celle de dioxyde de carbone est linéaire.

III. Isomérisation

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

A. L'isomérisation de constitution :

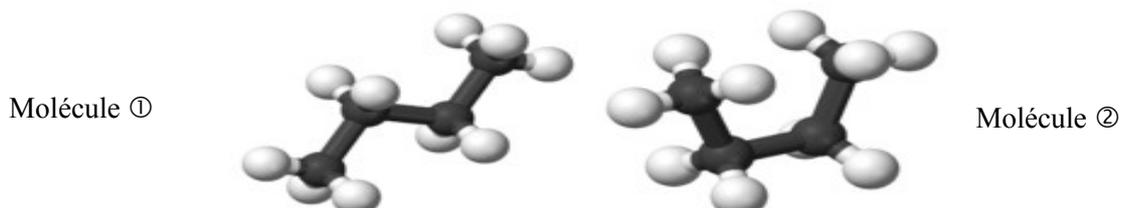
Rappel : des molécules sont **isomères** si elles possèdent la **même formule brute** mais des formules **développées ou semi-développées différentes**.

Q12 : Donner les formules semi-développées de deux molécules isomères de formule brute C_2H_6O (pour certains, il est plus facile de passer auparavant par la formule développée).

Q13 : Donner les formules semi-développées de trois isomères de formule brute C_2H_4O .

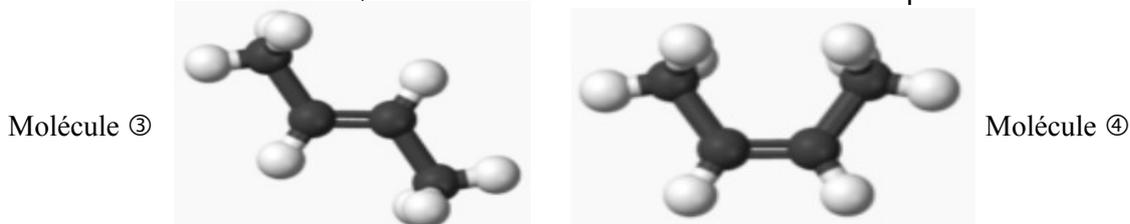
B. L'isomérisation spatiale Z/E :

À l'aide des modèles moléculaires, construire la molécule de butane \mathcal{F} représentée ci-dessous.



Q14 : Comment la molécule ① peut-elle passer à la molécule ② ? Pourquoi la molécule ① est-elle la plus stable ?

À l'aide des modèles moléculaires, construire la molécule de but-2-ène ③ représentée ci-dessous.



Q15 : Comment la molécule ③ peut-elle se transformer en la molécule ④ ?

Q16 : Les molécules ③ et ④ sont les isomères E et Z du but-2-ène.

→ Sur internet, rechercher la signification de ces deux lettres ;

→ Attribuer à chaque molécule son nom et écrire sa formule topologique.

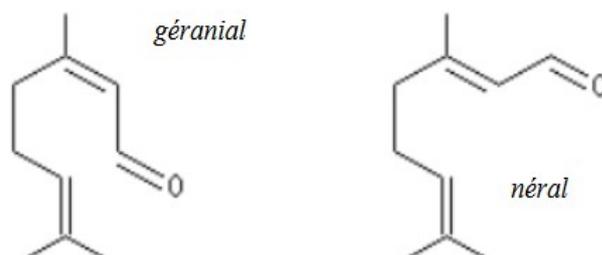
Q17 : Pourquoi les molécules ① et ② ne présentent pas d'isomérisation Z/E ?

→ À l'aide du logiciel, vérifier l'isomérisation des molécules ③ puis ④.

C. 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.



Q18 : Surligner les doubles liaisons qui présentent une isomérisation Z/E.

Q19 : Indiquer le type d'isomérisation.

Q20 : Deux isomères ont-ils les mêmes caractéristiques ?