

**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.

**I) 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 présent 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  $\text{CH}_4$ .

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 ( $\text{CO}_2$ ) et ammoniac ( $\text{NH}_3$ ).

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 :

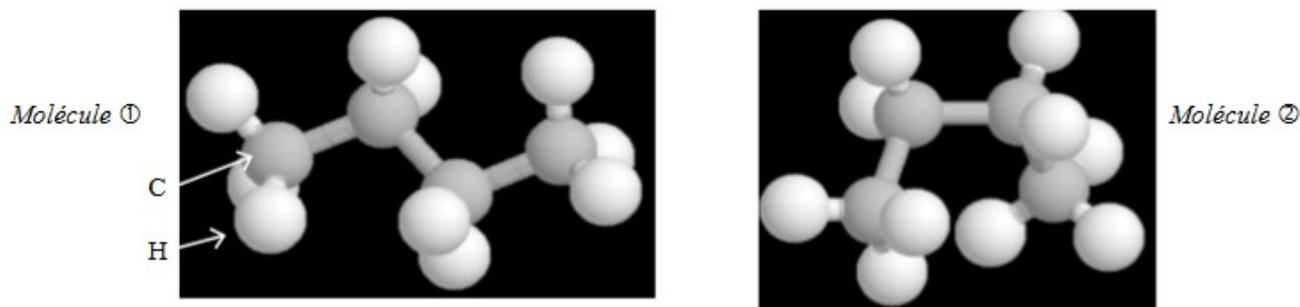
**Rappel :** Des molécules sont *isomères* si elles possèdent la *même formule brute* mais des *formules développées ou semi-développées différentes*.

IV-1-1) Donner les formules développées puis semi-développées de deux isomères de la molécule de formule brute  $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$ .

IV-1-2) Donner les formules développées de trois isomères de formule brute  $\text{C}_2\text{H}_4\text{O}$ .

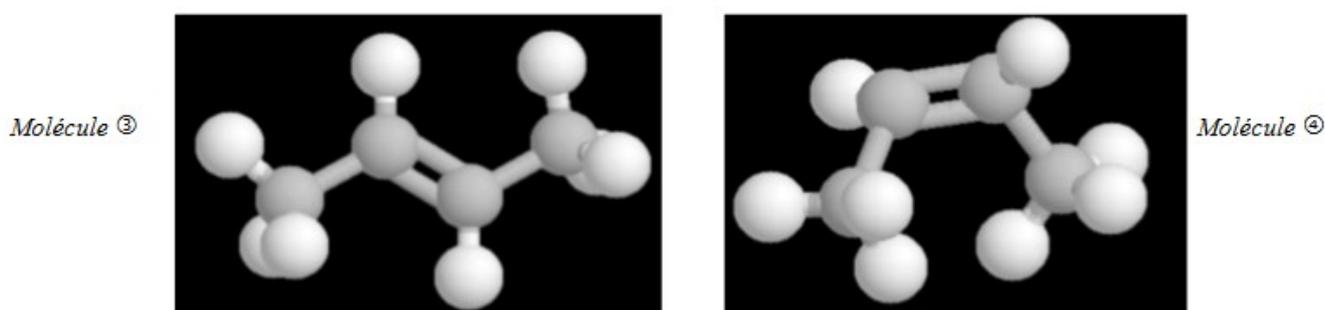
#### IV-2) L'isomérisation spatiale Z/E :

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 :



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

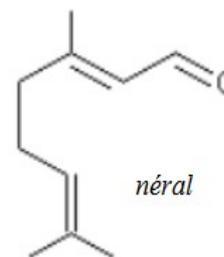
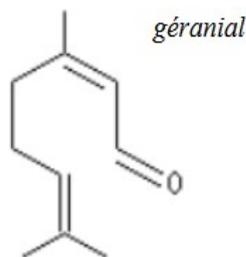
IV-2-3) Les molécules 3 et 4 sont les isomères E et Z du but-2-ène. Rechercher sur internet la signification de ces deux lettres et attribuer à chaque molécule son nom.

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