

BO

Notions et contenus	Compétences exigibles
Matières colorées Liaison covalente Formules de Lewis ; géométrie des molécules Rôle des doublets non liants Isomérisation Z/E	Décrire à l'aide des règles du « duet » et de l'octet les liaisons que peut établir un atome (C, N, O, H) avec les atomes voisins. Interpréter la représentation de Lewis de quelques molécules simples. Mettre en relation la formule de Lewis et la géométrie de quelques molécules simples Prévoir si une molécule présente une isomérisation Z/E Savoir que l'isomérisation photochimique d'une double liaison est à l'origine du processus de la vision. <i>Mettre en œuvre le protocole d'une réaction photochimique</i> <i>Utiliser des modèles moléculaires et des logiciels de modélisation.</i>

I) De l'atome à la molécule :

I-1) Rappels de seconde :

Voir TP 5-A : Les molécules en chimie organique

Atome	Symbole	Numéro atomique Z	Structure électronique	Nombre d'électrons de valence	Nombre de liaisons covalentes
Hydrogène	H	1	(K) ¹	1	1
Carbone	C	6	(K) ² (L) ⁴	4	4
Azote	N	7	(K) ² (L) ⁵	5	3
Oxygène	O	8	(K) ² (L) ⁶	6	2
Soufre	S	16	(K) ² (L) ⁸ (M) ⁶	6	2

A retenir :

On appelle **électrons de valence** (ou électrons externes) les électrons contenus dans la couche électronique externe de l'atome.

Règle du duet : un élément est stable si sa couche électronique externe est la couche K et qu'elle contient deux électrons.

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

Dans une molécule les atomes sont liés entre eux par des **liaisons de covalence**, qui résultent de la mise en commun de deux électrons de valence par chacun des atomes.

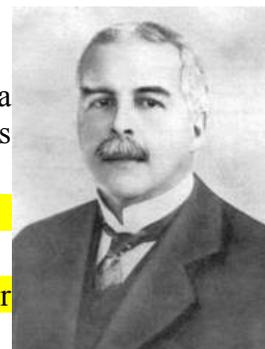
Dans une molécule, un atome forme autant de liaisons covalentes qu'il lui manque d'électrons de valence pour respecter la règle du duet ou de l'octet.

I-2) La formule de Lewis d'une molécule :

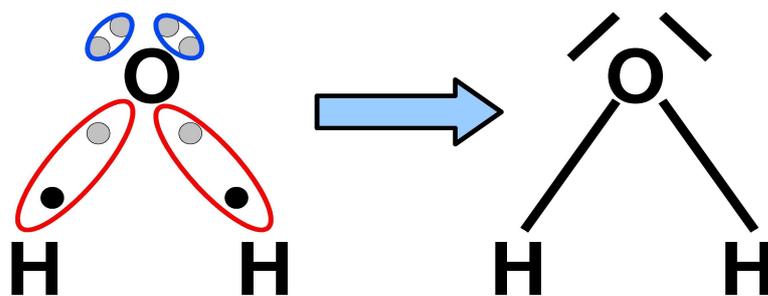
La formule de Lewis d'une molécule est la représentation des atomes qui la constituent et de ses électrons de valence regroupés en doublets qui sont représentés par des tirets.

Une liaison covalente entre deux atomes est représentée par un tiret représentant le doublet d'électrons de valence, appelé **doublet liant**.

Les électrons de valence non engagés dans les liaisons covalentes se regroupent par paires et forment des doublets non liants.



Exemples: Formation de la molécule d'eau



Certains atomes sont liés entre eux par plusieurs doublets liants et forment ainsi des liaisons covalentes multiples. Les liaisons entre atomes peuvent donc être simple, double ou triple.

Exemples :



I-3) Intérêt de la formule de Lewis :

II) La géométrie des molécules :

Voir TP 5-A : Les molécules en chimie organique

II-1) Directions des doublets :

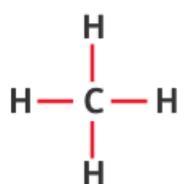
La géométrie des molécules peut être prévue à partir de sa formule de Lewis.

Autour d'un atome, les doublets adoptent des directions qui leur permettent d'être éloignés au maximum les uns des autres. La géométrie des doublets autour d'un atome dépend du nombre de liaisons (simple, double ou triple = 1 liaison) et du nombre de doublets non liants autour de l'atome.

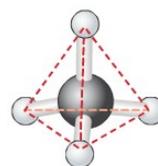
II-2) Géométrie des molécules simples :

➤ Molécules dans doublet non liant :

exemple : méthane CH_4 :

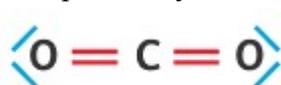


4 liaisons, donc l'atome de carbone sera au centre d'un tétraèdre dont les atomes d'hydrogène sont les sommets. **Tétraédrique.**

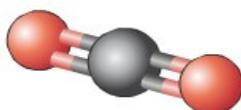


➤ Molécules possédant des doublets non liants :

exemple: dioxyde de carbone CO_2

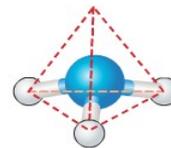


2 liaisons (chaque double liaison compte pour 1). Donc C est au centre d'un segment dont les extrémités sont les O. **Linéaire.**



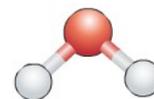
Ammoniac : NH₃

$\begin{array}{c} \text{H} - \text{N} - \text{H} \\ | \\ \text{H} \end{array}$
 3 liaisons + 1 doublet non liant. L'atome d'azote occupe donc le centre d'un tétraèdre dont 3 des sommets sont occupés par les atomes d'hydrogène. **Pyramidale.**



Eau : H₂O

$\begin{array}{c} \text{H} - \text{O} - \text{H} \\ | \\ \text{H} \end{array}$
 2 liaisons et 2 doublets non liants. L'atome d'oxygène occupe donc le centre d'un tétraèdre dont 2 des sommets sont occupés par les atomes d'hydrogène. **Coudée.**



Nombre de liaisons et de doublets non liants portés par l'atome	4	3	2
Position de l'atome	Centre d'un tétraèdre	Centre d'un triangle	Milieu d'un segment
Directions vers lesquelles pointent les liaisons et les doublets non liants	Sommets du tétraèdre	Sommets du triangle	Extrémités du segment
Représentation dans l'espace			

III) L'isomérisation Z/E :

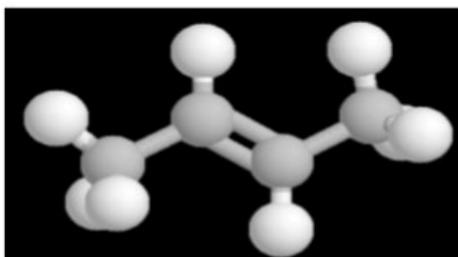
III-1) Mise en évidence de l'isomérisation Z/E :

Voir TP 5-A : Les molécules en chimie organique

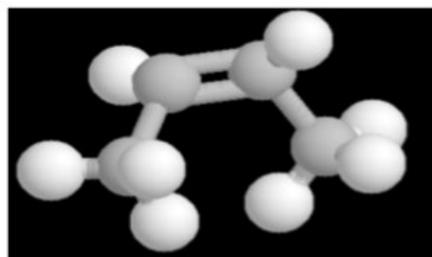
Voir TP 5-B : Réactions photochimiques et isomérisation Z/E

Étudions les modèles moléculaires du but-2-ène de formule semi-développée CH₃ - CH = CH - CH₃. On constate que deux arrangements d'atomes sont possibles. L'absence de rotation autour de la double liaison C = C interdit la transformation de l'un en l'autre. Les deux arrangements correspondent à des molécules différentes ayant la même formule brute, ce sont des **isomères dits Z et E**.

Molécule ③



Molécule ④

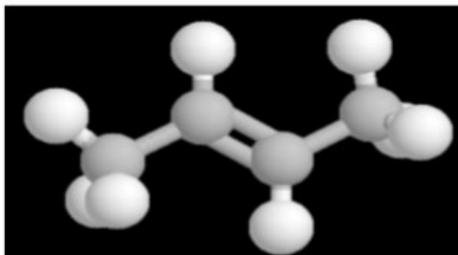


III-2) Comment reconnaître l'isomérisation Z/E :

Pour qu'un isomérisation Z/E existe, il faut :

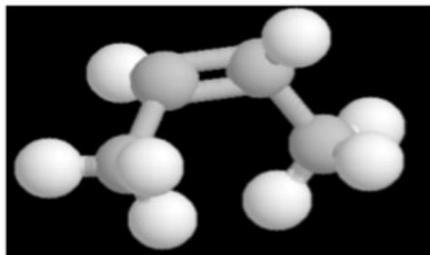
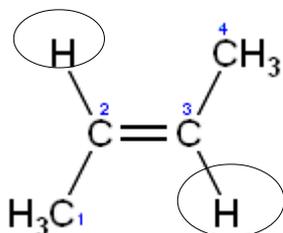
- que la molécule possède une double liaison
- que chaque atome engagé dans la double liaison soit lié à 2 groupes d'atomes différents.

Molécule ③
(E)-but-2-ène

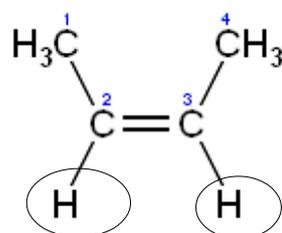


E : entgegen
(opposé)

Les plus petits groupes d'atomes sont de part et d'autre de la double liaison



Molécule ④
(Z)-but-2-ène
Z : zusammen
(ensemble)



Les plus petits groupes d'atomes sont du même côté de la double liaison

III-3) Isomérisation Z/E photochimique :

Voir TP 5-B : Réactions photochimiques et isomérisation Z/E

Le passage d'un isomère à l'autre ne peut se faire que par le remplacement temporaire de la double liaison par une simple liaison autour de laquelle la rotation est possible. Un apport d'énergie est nécessaire. Lorsque cette énergie est apportée par la lumière, on parle d'**isomérisation photochimique**.

L'isomérisation Z/E du rétinol est à l'origine du mécanisme de la vision. (Voir TP5-B)