

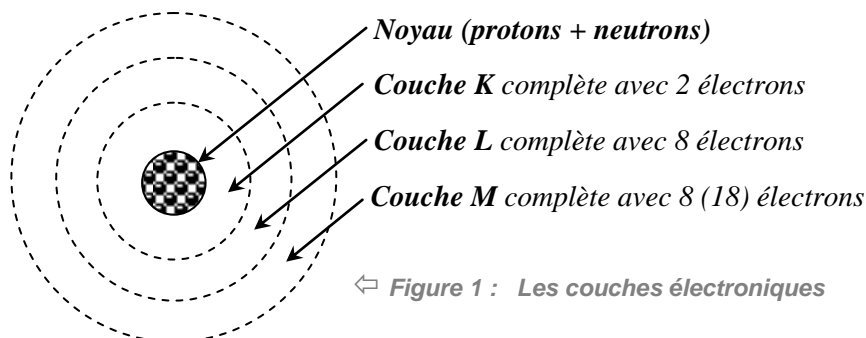
PARTIE I : OBSERVER

- 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 isomérie Z/E.
- Savoir que l'isomérisation photochimique d'une double liaison est à l'origine du processus de la vision.
- Mettre en œuvre le protocole d'une réaction photochimique.
- Utiliser des modèles moléculaires et des logiciels de modélisation.
- Recueillir et exploiter des informations sur les colorants, leur utilisation dans différents domaines, et les méthodes de détermination des structures (molécules photochromes, indicateurs colorés, peintures, etc.).

Chapitre 6 Des atomes aux molécules

I. Rappels

Les électrons présents autour du noyau d'un atome se rangent par couches appelées **couches électroniques**.



A noter :

Les électrons d'un atome ou d'un ion se rangent toujours au plus près du noyau, mais dans la limite des places disponibles.

Exemple :

Un atome de carbone possède 6 protons dans son noyau, donc 6 électrons autour : 2 se rangent dans la couche K et les 4 restants dans la couche L (figure 2).

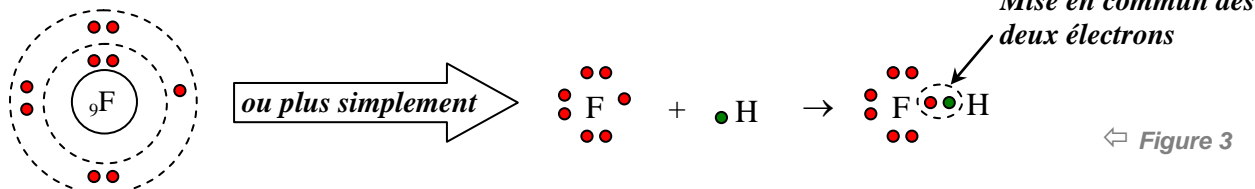
De manière à éviter d'avoir à faire un tel schéma, on écrira la **structure électronique** de cet atome de la manière suivante : $(K)^2 (L)^4$

A retenir :

- La dernière couche électronique d'un atome (la plus éloignée du noyau) est appelée **couche de valence**.
- C'est les électrons de cette dernière couche qui sont partagés entre les atomes pour former des **liaisons covalentes**. Les électrons des couches inférieures peuvent être ignorés dans le mécanisme réactionnel.

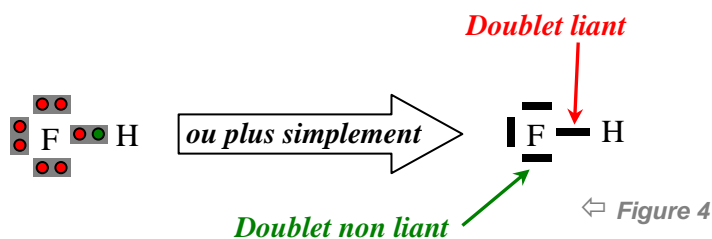
Ainsi, de manière à respecter la **règle du duet et de l'octet**, les atomes cherchent à établir des liaisons covalentes avec d'autres atomes pour **avoir leur dernière couche électronique complète**.

Exemple :

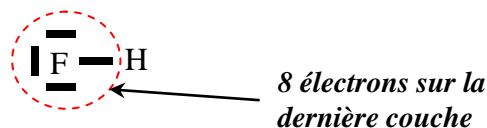


Chaque doublet d'électrons peut être remplacé par un bâtonnet, cela donne donc :

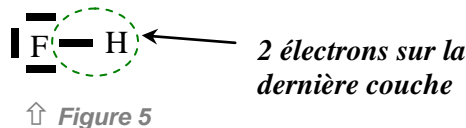
Doublet liant = liaison covalente



Ainsi la règle de l'octet est bien vérifiée pour l'atome de fluor :



De même pour la règle du duet de l'atome d'hydrogène :

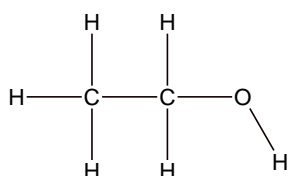


A noter :

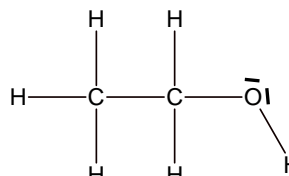
- La formule développée (ou éclatée) d'une molécule ne laisse voir que les doublets liants dans une molécule.
- Si l'on ajoute les doublets non liants à la formule développée on obtient la **structure de Lewis** de la molécule.

Exemple :

Formule développée de l'éthanol :



Structure de Lewis de l'éthanol :



Questions :

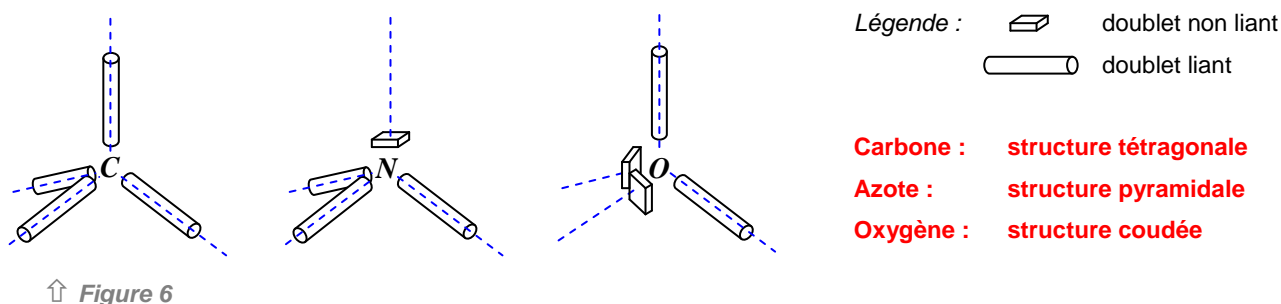
- Combien d'électrons de valence trouve-t-on dans l'atome de phosphore $_{15}P$?
- A l'aide d'un tableau périodique, retrouver le numéro atomique des atomes de carbone, hydrogène, oxygène et azote.
- Déterminer pour chacun de ces éléments chimiques la structure de Lewis et en déduire leur valence respective.
- Rechercher alors la structure de Lewis de la molécule d'eau ainsi que sa formule développée.
- Déterminer la structure de Lewis du méthanal (ou formaldéhyde) CH_2O .
- Déterminer la valence de l'hélium, du néon et de l'argon. Que remarque-t-on ? Quelle conséquence cela a-t-il sur la réactivité de tels atomes ? Comment se nomme cette famille d'éléments chimiques ?

II. La géométrie des molécules

II.1 Orientation des liaisons covalentes

Les doublets électroniques, liants ou non, sont toujours composés de deux électrons. Or, comme des charges électriques de même signe se repoussent, **ces doublets partant d'un même atome s'orientent dans l'espace en s'éloignant le plus possible.**

- Ainsi, pour des atomes ne possédant **que des liaisons simples**, on aura les structures suivantes :



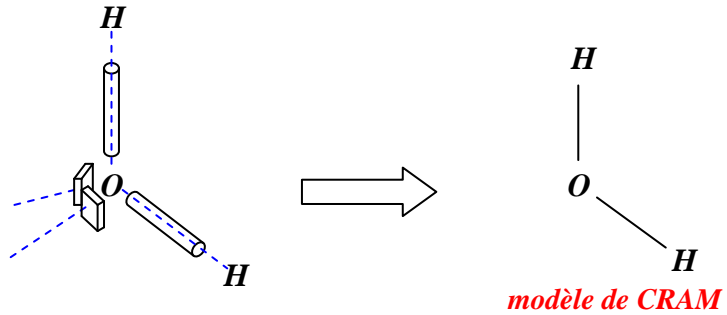
Légende : doublet non liant
 doublet liant

Carbone : structure tétragonale
Azote : structure pyramidale
Oxygène : structure coudée

Exemple :

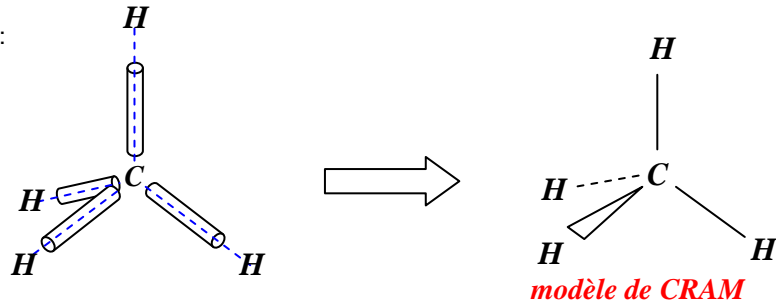
- La molécule d'eau est coudée :

Figure 7 ⇨

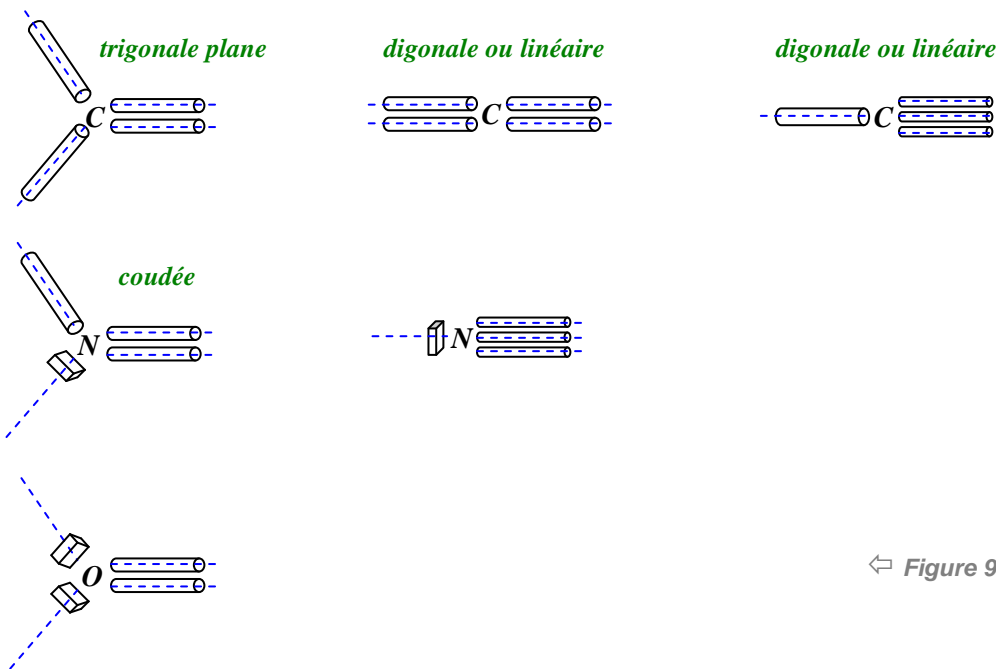


- La molécule de méthane est tétragonale :

Figure 8 ⇨



- En présence de **liaisons multiples** on aura les structures possibles suivantes :



Questions :

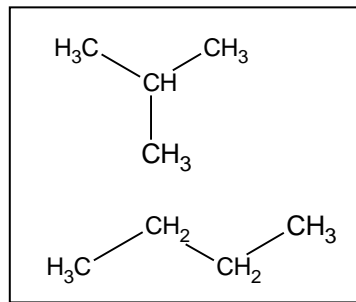
- Quelle est la particularité du modèle de CRAM ?
- Comment représente-t-on dans ce modèle une liaison qui vient en avant du plan de la feuille ? Même question pour une liaison dans le plan et une liaison partant en arrière.
- Représenter en utilisant ce modèle la molécule d'ammoniac NH_3 et la molécule de méthanal. Définir pour chacune de ces molécules leur structure.
- Dans quel cas peut-on se passer du modèle de CRAM pour représenter la formule d'une molécule ?

II.2 Isoméries

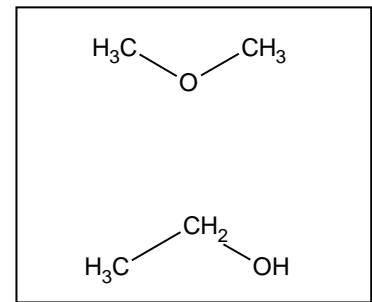
Deux molécules sont dites **isomères** si elles ont une même formule brute mais que leur enchaînement d'atomes dans l'espace est différent.

Des molécules isomères ont des propriétés physiques (température de fusion, couleur...) et chimiques (réactivité) différentes.

Il existe ainsi différents types d'isoméries :



isomérisie de chaîne

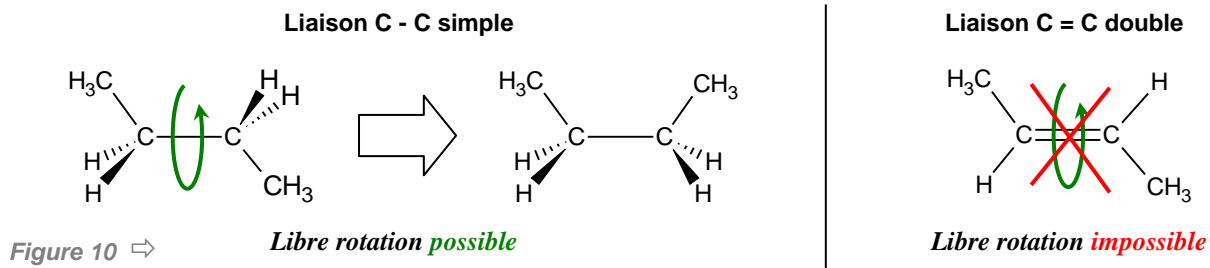


isomérisie de fonction

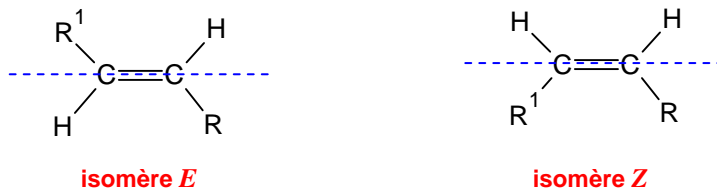
Question :

Montrer que les molécules de ces deux exemples sont bien isomères.

L'isomérisie de type Z/E est une isomérisie due au fait qu'il n'existe pas de libre rotation autour d'une double liaison contrairement à la liaison simple :



Les molécules présentant une double liaison de la forme R - CH = CH - R¹ (avec R et R¹ différents de H) existent sous forme de deux **isomères spatiaux notés Z et E**. On ne peut pas passer de l'un à l'autre sans casser de liaison.



isomère E (Entgegen) :

Les deux H sont de part et d'autre de la double liaison (pointillés bleus).

isomère Z (Zusammen) :

Les deux H sont du même côté de la double liaison (pointillés bleus).

Exemple :

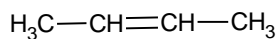
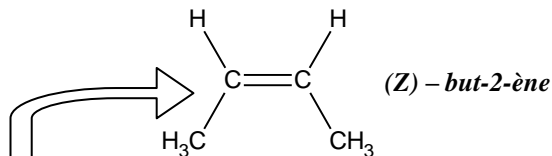
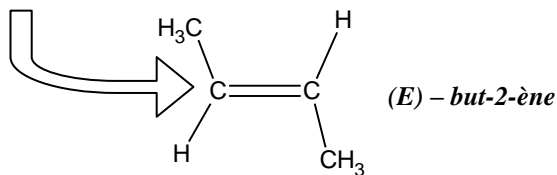
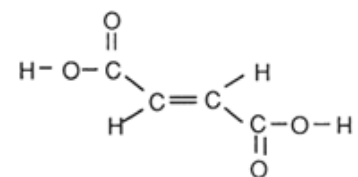


Figure 11 ⇒



Questions :

- La molécule CH₃ - CH = CH₂ présente-t-elle une isomérisie de type Z/E ? Justifier.
- Donner la formule topologique de l'isomère Z/E de la molécule ci dessous :



II.3 Exemple de la vision

En éclairant un isomère Z (ou E) il est parfois possible de rompre la double liaison et de passer à l'autre isomère. On parle de **photo-isomérisation**.

Le processus de la vision est basé sur ce phénomène : sous l'action de la lumière, une chaîne d'atomes appelée *rétilnal 11-Z* et contenue dans la molécule de (*Z*)-*rhodopsine* s'isomérisie en *rétilnal 11-E* et se détache alors de la (*Z*)-*rhodopsine* qui devient de l'*opsine*.

C'est cette réaction sur la rétine qui déclenche le signal nerveux dans le nerf optique.

Figure 12 ⇒

