

Chapitre 6 : Des atomes aux molécules

Connaissances et compétences :

- 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.

I. De l'atome à la molécule

⇒ Voir Activité 1 p96 : « Les liaisons des molécules colorées »

1. Règles du « duet » et de l'octet

Les atomes tendent à adopter la structure électronique stable des gaz nobles, c'est-à-dire à posséder 2 électrons ou 8 électrons sur leur couche externe.

2. Liaisons covalentes et doublets non liants d'un atome

Une *liaison covalente* (ou **doublet liant**) est due à la **mise en commun** de *deux électrons* externes, chaque atome apportant un électron.

Les électrons externes *non engagés* dans les liaisons covalentes sont regroupés en **doublets non liants**, localisés autour de l'atome.

En règle générale, un atome va former autant de liaisons qu'il lui manque d'électrons pour respecter la règle du « duet » ou de l'octet.

3. Représentation de Lewis

La représentation de Lewis d'une molécule fait apparaître toutes les liaisons covalentes et tous les doublets non liants des atomes.

II. Géométrie des molécules

⇒ Voir Activité 2A p97 : « Molécules en trois dimensions »

1. Doublets et géométrie

Les *doublets d'électrons* (liants et non liants) d'un atome se positionnent dans l'espace de sorte à toujours *minimiser la répulsion* électrique qu'ils exercent les uns sur les autres : ils *s'orientent* autour de l'atome de façon à être le plus **éloigné** possible les uns des autres.

2. Géométrie de molécules simples

Molécule	Représentation de Lewis	Doublets de l'atome central	Répartition des doublets dans l'espace	Modèle spatial	Forme de la molécule
méthane CH ₄		4 liaisons simples			molécule tétraédrique
ammoniac NH ₃		3 liaisons simples 1 doublet non liant			molécule pyramidale
eau H ₂ O		2 liaisons simples 2 doublets non liants			molécule plane coudée
méthanal CH ₂ O		1 double liaison 2 liaisons simples			molécule plane triangulaire

III. L'isomérisation spatiale Z/E

1. Définition

⇒ Voir Activité 2B p97 : « Molécules en trois dimensions »

L'absence de rotation possible autour d'une double liaison C=C est la cause de l'isomérisation Z/E. lorsque, de part et d'autre d'un composé CHA=CHB, les groupements d'atomes A et B ne sont pas des atomes d'hydrogène H, il existe deux isomères appelés Z et E :

- dans l'isomère Z, les deux atomes d'hydrogène se trouvent du même côté de la double liaison ;
- dans l'isomère E, ils se trouvent de part et d'autre.

2. Mécanisme de la vision

⇒ Voir AE : « Réalisation d'une réaction photochimique » + Activité 3B p98

L'isomérisation photochimique est la transformation d'un isomère Z en son isomère E (ou vice versa) sous l'effet d'un rayonnement lumineux.

Le processus de la vision met en jeu une isomérisation photochimique : le **Z-rétinal**, fixé à une molécule de la rétine, est transformé en **E-rétinal** sous l'action de la lumière.

Exercices : n°10 p106 + n°12-14-16-17 p 107 + n°21 p109

Exercices web : n°9 p106 + n°18-20 p108 + n°22 p109