

PARTIE 1 - OBSERVER : COULEURS ET IMAGES

Chapitre 6 : Des atomes aux molécules (p. 95)

Compétences attendues :

- ✓ 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.**

(*) *Savoir-faire expérimentaux.*

I-Comment se forment les molécules ? (p. 99)

TP n°10 : Structure et géométrie des molécules

1. Stabilité chimique des gaz nobles (p. 99)

Les gaz nobles ont une **grande stabilité chimique** car ils possèdent une structure électronique externe avec **2 (duet) ou 8 (octet) électrons**.

2. Liaison covalente et doublets non liants (p. 99)

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

Les électrons externes de l'atome non engagés dans des liaisons covalentes sont regroupés par deux en **doublets non liants**.

Remarque :

Il existe des liaisons covalentes simple, double ou triple.

3. Le respect des règles du duet et de l'octet (p. 99)

Au sein d'une molécule, les atomes tendent à compléter leur couche électronique externe pour atteindre **deux ou huit électrons, en partageant des électrons** avec d'autres atomes.

Chaque liaison formée permet à l'atome de **gagner un électron** sur sa couche externe.

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.

Son nombre de doublets non liants est égal au nombre d'électrons de sa couche externe qui ne sont pas mis en commun, divisé par deux.

Nombre de doublets de quelques atomes usuels à connaître :

Atome	Hydrogène H	Carbone C	Azote N	Oxygène O	Chlore Cl
Nombre de liaisons covalentes	1	4	3	2	1
Nombre de doublets non liants	0	0	1	2	3

Exercice n°6 p. 106

4. Représentation de Lewis d'une molécule (p. 100)

Dans la **représentation de Lewis** d'une molécule, toutes les liaisons et tous les doublets non liants des atomes sont représentés.

Les **liaisons covalentes** sont représentées par des tirets entre les atomes qui sont liés entre eux (— simple, = double ou ≡ triple liaison).

Les **doublets non liants** sont représentés par des tirets placés à côté des atomes qui les portent.

Méthode de détermination de la représentation de Lewis :

- À partir de la structure électronique, rechercher le nombre de liaisons puis de doublets non liants de chaque atome.
- Placer, entre les atomes, le nombre de doublets liants nécessaire pour que chaque atome forme le bon nombre liaisons.
- Compléter le schéma avec les doublets non liants des atomes qui en possèdent.
- Vérifier que chaque atome possède autour de lui 4 doublets (1 pour l'atome d'hydrogène H).

Exercices n°(7), (8), 9, 10, (11) p. 106

II- Quelle est la géométrie des molécules ? (p. 100)

1. Répulsion des doublets d'électrons (p. 100)

La **structure spatiale** d'une molécule est celle dans laquelle les **doublets, liants et non liants** autour de chaque atome, **s'écartent au maximum les un des autres**.

2. Prévision de la géométrie (p. 101)

La forme géométrique d'une molécule dépend du nombre et de la nature des doublets mis en jeu par les atomes qu'elle contient :

- La répartition la plus stable pour **4 doublets** est le **tétraèdre**.
- La répartition la plus stable pour **1 double liaison et 2 liaisons simples** est un **triangle**.

Exemples :

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 doublets liants			Tétraédrique
Ammoniac NH ₃		3 doublets liants 1 doublet non liant			Pyramidale à base triangulaire
Eau H ₂ O		2 doublets liants 2 doublets non liants			Coudée
Méthanal CH ₂ O		1 double liaison 2 liaisons simples			Plane triangulaire
Cyanure d'hydrogène HCN		1 triple liaison 1 liaison simple			Linéaire

III- Qu'est-ce que l'isomérisation Z/E ? (p. 101)

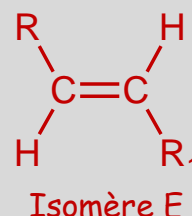
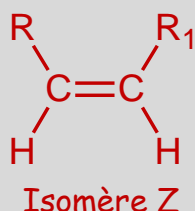
1. Définition (p. 101)

L'absence de rotation autour d'une **double liaison C=C** est la cause de l'isomérisation Z/E.

Pour une molécule de type $R-CH=CH-R_1$:

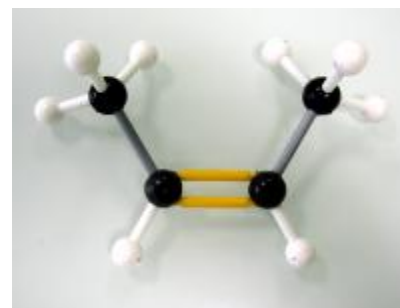
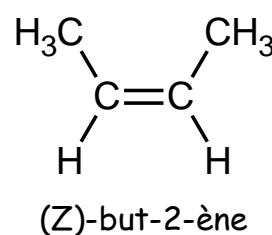
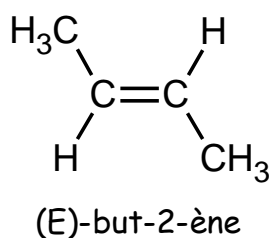
→ l'isomère est dénommé **Z** si R et R_1 sont disposés du **même côté** de la double liaison ;

→ l'isomère est dénommé **E** si R et R_1 sont disposés de **part et d'autre** de la double liaison.



Exemples :

La molécule de but-2-ène ($CH_3-CH=CH-CH_3$) possède deux isomères :



2. Passage d'un isomère à l'autre (p. 101)

TP n°11 : Isomérisation photochimique et vision

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

L'isomérisation photochimique Z/E du rétinale est à l'origine du **processus de la vision**.

Exercices n°14, (15) p. 107, n°18 p. 108 et n°19 p. 109

Exercices n°16 p. 107, n°21, 22 p. 109 et n°24 p. 110