

Des atomes aux molécules

6.1 Liaison covalente

La liaison covalente est le partage d'une paire d'électron entre deux éléments de manière à assurer la règle de l'octet ou du duet. Deux atomes peuvent partager une ou plusieurs paires d'électrons (liaison covalente simple, double ou triple).

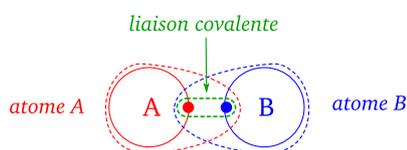


Figure 6.1 – Mutualisation des électrons d'une liaison covalente entre deux atomes

6.2 Règle du duet et de l'octet

Les éléments du tableau périodique tendent à modifier leur couche électronique de valence de manière à avoir la même structure électronique que le gaz noble le plus proche de la classification. Ainsi, *Li* et *Be* tendent à avoir une couche de type K^2 (règle du duet), les autres éléments tendant à avoir 8 électrons sur leur couche de valence (règle de l'octet). Une des méthodes est de former des ions monoatomiques en gagnant ou perdant des électrons de manière à trouver une structure électronique de gaz noble.

une autre façon de saturer la dernière couche électronique est de partager deux électrons avec un autre élément en formant un *doublet liant* qu'on appelle aussi *liaison covalente*.

Exemple de l'acide cyanhydrique L'acide cyanhydrique a pour formule brute *HCN*. L'atome d'hydrogène *H* possède un seul électron sur sa couche de valence, il lui faudrait un deuxième électron pour être plus stable. Le carbone *C* possède 4 électrons sur sa couche de valence, il lui faudrait 4 électrons supplémentaires pour le stabiliser et il va donc mutualiser 4 de ses propres électrons avec d'autres

atomes pour satisfaire la règle de l'octet et donc engager 4 liaisons covalentes. L'atome d'azote *N* possède 5 électrons sur sa couche de valence, il lui faudrait 3 électrons supplémentaires. Il va mutualiser 3 de ses propres électrons avec d'autres atomes pour former trois liaisons covalentes et satisfaire la règle de l'octet (figure 6.2).

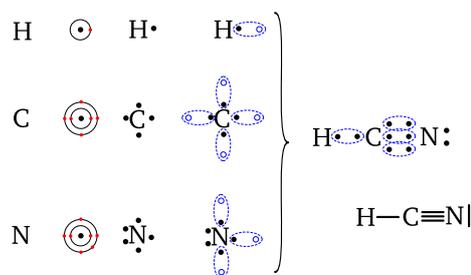


Figure 6.2 – Formation des liaisons covalente dans l'acide cyanhydrique

6.3 Représentation de Lewis

6.3.1 Limite du modèle

Le modèle empirique de Lewis s'applique essentiellement aux deux premières lignes du Tableau Périodique. Pour les lignes suivantes, il existe des exceptions à la règle.

6.3.2 Atomes

On représente le symbole de l'élément et les électrons de sa couche de valence. On compte ensuite combien il manque d'électrons pour assurer la règle du duet ou de l'octet. Chaque électron manquant permettra la création d'une liaison covalente avec un autre atome. On aura alors des paires d'électrons (doublets) liantes car engagées dans une liaison covalente et des paires d'électrons non liantes (doublet non liant) (table 6.1 et figure 6.3).

| | | | | | |
|------------------------------|-------|----------|----------|----------|-------------|
| Symbole de l'élément | H | C | N | O | Cl |
| Structure électronique | K^1 | K^2L^4 | K^2L^5 | K^2L^6 | $K^2L^8M^7$ |
| Nombre d'électrons à ajouter | 1 | 4 | 3 | 2 | 1 |
| Nombre de liaisons à former | 1 | 4 | 3 | 2 | 1 |

Table 6.1 – Construction du modèle de Lewis de quelques atomes

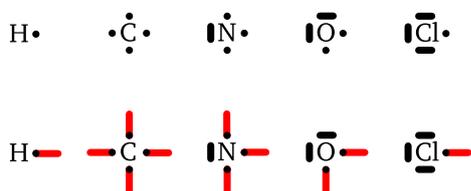


Figure 6.3 – Modèle de Lewis de quelques atomes et liaisons covalentes possibles (en rouge)

6.3.3 Molécules

Les molécules simples se forment de manière à assurer la règle de l'octet et du duet en partageant des paires électroniques. Le schéma de Lewis d'une molécule fait apparaître ces doublets liants et non liants (figure 6.4).

6.4 Géométrie de molécules simple

On considère l'atome centrale d'une molécule simple. Il est entouré par quatre doublets électronique liants et non liants, qui ont tous la même charge électrique et qui vont se repousser. Ces doublets se placeront autour de l'atome de façon à minimiser les forces de répulsion. On pourra alors prédire la forme approximative de la molécule (figure 6.5).

6.5 Isomérisation Z/E

La double liaison entre deux atomes de carbone est rigide en rotation. Il est donc possible d'avoir deux isomères de cette molécule, en fonction de la position relative des deux atomes d'hydrogène reliés aux carbones. Dans l'isomère Z (Zusammen) les deux hydrogènes sont du même côté de l'axe de la double liaison, dans l'isomère E (Entgegen), ils sont de part et d'autre de cet axe (figure 6.6).

Les électrons de cette double liaison ont des niveaux d'énergies proches de celles des photons UV et visibles, et cette double liaison peut facilement se rompre et pivoter sous l'effet de la lumière, c'est une photo isomérisation.

6.6 Cas de la vision animale

Le mécanisme de la vision animale implique une photo-isomérisation d'une molécule de rétinol qui va permettre de démarrer l'influx nerveux dans le cône ou le bâtonnet grâce à une cascade de réactions biochimiques (figure 6.7).

Une double liaison dans une molécule de rétinol va absorber un photon de la lumière visible et la molécule changera alors de forme pour passer de l'isomère Z à l'isomère E. Cette molécule de rétinol est placée dans une molécule plus grosse (la rhodopsine) qui va alors permettre un échange d'ions à travers une membrane de la cellule nerveuse (cône ou bâtonnet) et démarrer le processus d'un influx nerveux. La molécule de rétinol va ensuite être recyclée en passant de l'isomère E à l'isomère Z pour être réabsorbée par la rhodopsine (figure 6.8).

6.7 Exercices

| | | |
|-------------|-------------|-------------|
| Ex.6 p.106 | Ex.7 p.106 | Ex.9 p.106 |
| Ex.10 p.106 | Ex.12 p.107 | Ex.13 p.107 |
| Ex.14 p.107 | Ex.15 p.107 | Ex.17 p.107 |
| Ex.19 p.108 | Ex.21 p.109 | |

6.8 Corrections

Exercice 6 p.106 a. $He : K^2$, couche saturée, pas de liaisons possibles. b. $C : K^2L^4$, la couche a besoin de 4 électrons supplémentaires on doit former 4 liaisons covalentes. c. $F : K^2L^7$, la couche a besoin de 1 électron supplémentaire on doit former 1 liaison covalente. d. $Ne : K^2L^8$, couche saturée, pas de liaison possible. e. $Si : K^2L^8M^4$, la couche a besoin de 4 électrons supplémentaires on doit former 4 liaisons covalentes. f. $Ar : K^2L^8M^8$, couche saturée, pas de liaison possible.

Exercice 7 p.106 1. On constate que l'hydrogène forme une seule liaison covalente, il doit lui manquer un seul électron sur sa couche de valence, il ne possède que la couche K, donc la bonne réponse est a). 2. On constate que l'azote forme trois liaisons covalentes donc il lui manque trois électrons pour la saturer, et la bonne réponse est b). 3. L'atome de chlore ne forme qu'une seule liaison, il ne manque qu'un seul électron pour saturer la couche de valence donc la réponse est b).

| Nom | Formule brute | Schéma de Lewis | Géométrie | Vue en 3d |
|--------------------|-------------------|--|------------------------------|---|
| dioxyde de carbone | CO ₂ | $\text{O}=\text{C}=\text{O}$ | linéaire |  |
| eau | H ₂ O | $\text{H}-\text{O}-\text{H}$ | coudée |  |
| ammoniac | NH ₃ | $\text{H}-\text{N}-\text{H}$ H | pyramide à base triangulaire |  |
| méthane | CH ₄ | $\text{H}-\text{C}-\text{H}$ H | tétraèdre |  |
| méthanal | CH ₂ O | $\text{H}-\text{C}=\text{O}$ H | triangulaire, plane |  |

Figure 6.5 – Géométrie de différentes molécules simples

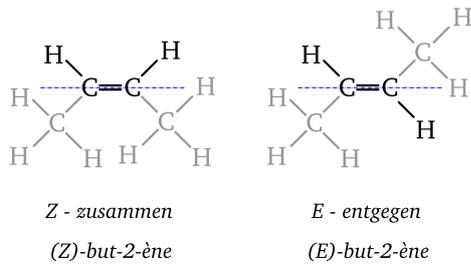


Figure 6.6 – Isomères Z et E du but-2-ène

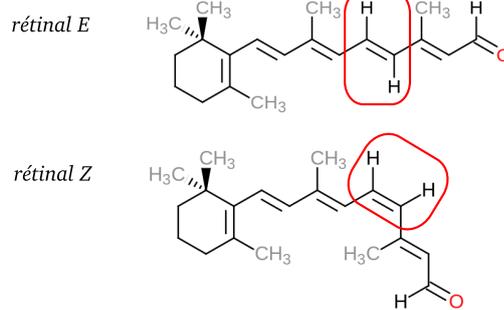


Figure 6.8 – Isomères Z et E du rétilnal

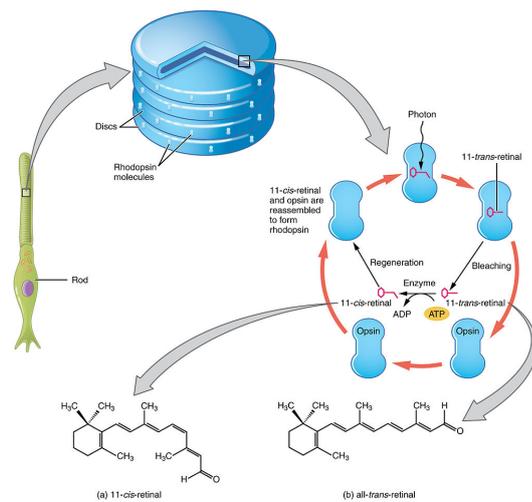


Figure 6.7 – Mécanisme de la vision (Anatomy and Physiology, Chap.14.1 fig. 16, OpenStax cnx.org)

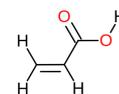


Figure 6.9 – Exercice 10 p.106 Question 1

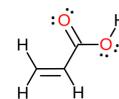


Figure 6.10 – Exercice 10 p.106 Question 4

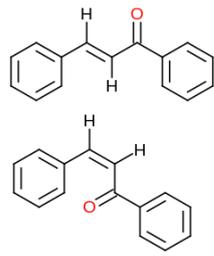


Figure 6.11 – Exercice 14 p.107, deux isomères E et Z

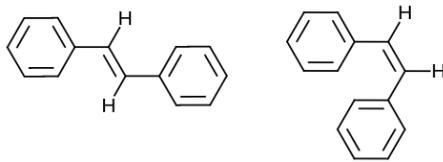


Figure 6.12 – Exercice 15 p.107, deux isomères Z et E

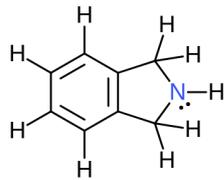


Figure 6.13 – Exercice 17 p.107, schéma de Lewis

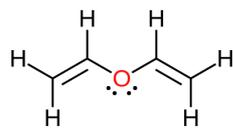


Figure 6.14 – Exercice 19 p.108, schéma de Lewis

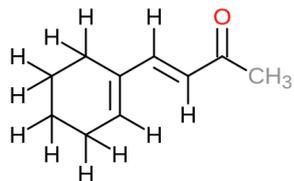


Figure 6.15 – Exercice 21 p.109, schéma de la molécule

