

Chapitre C8

Les molécules

Nous avons vu précédemment que seuls quelques éléments (les gaz rares) peuvent exister sous forme d'atomes. Les autres doivent modifier leur structure électronique pour devenir soit des ions soit des molécules.

Au cours de ce chapitre, nous allons voir ce que sont les molécules et comment elles se forment.

1. Modèle de Lewis

1.1. Les molécules

Une molécule est un assemblage d'atomes. Les atomes étant neutres (voir [chapitre C5](#)), les molécules le sont aussi.

Pour former une molécule les atomes se lient les uns aux autres en mettant en commun des électrons de leur couche externe.

1.2. Liaison covalente

Lorsque deux atomes mettent en commun deux électrons, ils forment une liaison covalente. Les deux atomes sont alors liés (attachés) et forment une molécule.

Exemple :

- L'hydrogène a comme numéro atomique $Z = 1$ et comme structure électronique $(K)^1$.
- Ce n'est pas un gaz rare. Il doit donc adopter la même structure électronique que le gaz rare de numéro atomique le plus proche.
- Il s'agit ici de l'hélium, de structure électronique $(K)^2$.
- En accord avec la règle de stabilité, l'hydrogène doit gagner un électron.
- Il peut donc former une liaison covalente.

De la même manière, on peut montrer que le chlore ($Z = 17$, structure électronique : $(K)^2 (L)^8 (M)^7$) doit gagner un électron et peut donc faire une liaison covalente.

Il manque à chacun (hydrogène et chlore) un électron. Ils vont donc chacun mettre en commun un électron de leur couche externe pour former une liaison covalente.

L'hydrogène et le chlore vont donc se lier et former la molécule de chlorure d'hydrogène :



La liaison covalente est représentée par un trait horizontal liant les deux atomes.

La liaison covalente est composée de deux électrons (un venant de l'hydrogène et un venant du chlore). De plus, elle lie les deux atomes entre eux. Pour ces deux raisons, la liaison covalente s'appelle aussi doublet liant.

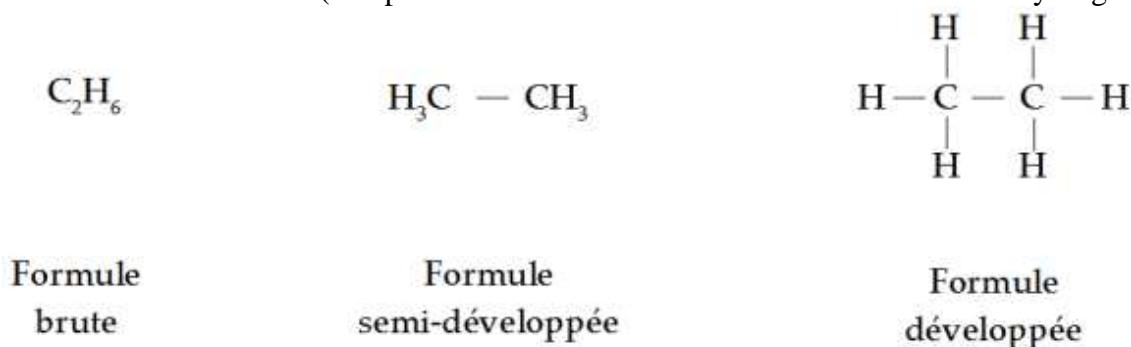
1.3. Formule brute, semi-développée et développée

Il existe plusieurs façons différentes d'écrire la formule d'une molécule.

- La plus rapide (et celle vue en collège) est la formule brute. Dans ce type de formule, on indique le symbole de l'élément et en bas à droite le nombre de fois où il est présent dans la molécule. Ce type de représentation est rapide mais donne peu d'informations sur la molécule.
- La formule semi-développée consiste à indiquer toutes les liaisons covalentes à l'exception de celles de l'hydrogène. Elle représente un bon compromis entre information et rapidité d'écriture.

- La formule développée fait apparaître toutes les liaisons covalentes. Elle donne le maximum d'informations mais peut-être longue à écrire.

Exemple de la molécule d'éthane (composée de deux atomes de carbone et six atomes d'hydrogène) :



Exercice : donner les formules brute, semi-développée et développée du propane, molécule composée de trois atomes de carbone et huit atomes d'hydrogène.

1.4. Représentation de Lewis - doublets non-liants

La représentation de Lewis consiste à utiliser la formule développée et à indiquer en plus tous les électrons de la couche externe de chaque atome.

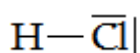
Reprenons l'exemple de la molécule de chlorure d'hydrogène : l'hydrogène n'ayant qu'un électron sur sa couche externe, celui-ci est représenté dans la liaison covalente. Nous avons donc représenté tous les électrons de la couche externe de l'hydrogène.

Le chlore possède sept électrons sur sa couche externe. Or dans la liaison covalente nous n'en avons représenté qu'un seul. Il reste donc six électrons de la couche externe du chlore à représenter.

Ces électrons ne peuvent former de liaison covalente. Il vont donc rester autour de l'atome de chlore en s'associant par deux pour former des doublets non-liants.

Les doublets non-liants sont représentés par un trait horizontal autour de l'atome auquel ils appartiennent.

La représentation de Lewis de la molécule de chlorure d'hydrogène est donc :

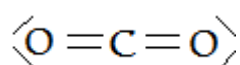


Exercice : Donner la représentation de Lewis des molécules d'ammoniac (NH_3) et d'eau (H_2O).

1.5. Liaisons multiples

Les atomes peuvent former plusieurs liaisons covalentes entre eux. Ils sont alors liés plus fortement que par une liaison simple.

Par exemple, la représentation de la molécule de dioxyde de carbone (CO_2) est :



Chaque atome d'oxygène est lié au carbone par deux liaisons covalentes. Les doublets non-liants sont ici représentés en diagonale.

Remarque : Entre deux atomes, il peut y avoir au maximum trois liaisons covalentes.

Exercice : donner la représentation de Lewis des molécules d'éthène (C_2H_4) et d'éthyne (C_2H_2).

