

# Les molécules

## I. Règles du duet et de l'octet.

### 1. Remarque préliminaire.

#### 1.1 Transformations subies par les atomes.

Lorsque les atomes subissent des transformations (transformation en ion monoatomique ou lorsque qu'ils établissent des liaisons avec d'autres atomes) ils le font de façon à saturer leur couche externe.

#### 1.2 Atomes chimiquement stables.

Les atomes dont la couche externe est déjà saturée ne donneront donc pas d'ion monoatomique et n'auront pas tendance à établir de liaison avec d'autres atomes. Ils sont dits "chimiquement stables". On dit aussi qu'ils présentent une grande inertie chimique.

### 2. Règle du duet.

Au cours de leurs transformations chimiques, les atomes caractérisés par  $Z \leq 4$  évoluent de manière à saturer leur couche (K). Ils acquièrent un "duet" d'électrons c'est-à-dire une paire d'électrons.

### 3. Règle de l'octet.

Au cours de leurs transformations chimiques, les atomes caractérisés par  $Z > 4$  évoluent de manière à saturer leur couche externe (L) ou (M) etc.... Ils acquièrent un "octet" d'électrons c'est-à-dire 8 électrons ou 4 paires d'électrons.

*Il existe des exceptions à la règle de l'octet. Ces exceptions ne sont pas étudiées dans le cadre du cours de seconde.*

### 4. Prédiction de la charge des ions monoatomiques.

L'application de ces règles permettent de prévoir la charge et donc la formule de la plus part des ions monoatomiques. Par exemple:

Considérons l'atome de chlore de numéro atomique  $Z=17$  dont la formule électronique est:  $(K)^2(L)^8(M)^7$ . Il possède 7 électrons sur sa couche externe (M). En se transformant en ion chlorure il sature cette couche externe avec un octet (8) électrons. Cet atome, initialement neutre du point de vue électrique, va donc gagner un électron c'est-à-dire une charge négative lors de sa transformation en ion chlorure. La formule de cet ion est alors:  $Cl^-$ .

## II. Formation des molécules.

### 1. Liaison covalente.

#### 1.1 Définition.

Une liaison covalente entre deux atomes correspond à la mise en commun entre ces deux atomes de deux électrons de leurs couches externes pour former un doublet d'électrons appelé doublet liant.

Le doublet liant, mis en commun entre les deux atomes, est considéré comme appartenant à chacun des atomes liés.

#### 1.2 Nombre de liaisons covalentes établies par un atome.

Le nombre de liaisons covalentes que peut former un atome est égal au nombre d'électrons qu'il doit acquérir pour saturer sa couche externe à un octet d'électrons (ou un duet pour l'atome d'hydrogène).

### 1.3 Exemples de calcul du nombre de liaisons pour des atomes fréquemment rencontrés.

Atome	Couche externe électrons périphériques	Calcul $n=8-p$ (ou $n=2-p$ ) $p$ : nombre d'électrons périphériques	Nombre de liaisons
Hydrogène H (Z=1)	(K) <sup>1</sup>	$n=2-1$	$n=1$
Chlore Cl (Z=17)	(K) <sup>2</sup> (L) <sup>8</sup> (M) <sup>7</sup>	$n=8-7$	$n=1$
Oxygène O (Z=8)	(K) <sup>2</sup> (L) <sup>6</sup>	$n=8-6$	$n=2$
Azote N (Z=7)	(K) <sup>2</sup> (L) <sup>5</sup>	$n=8-5$	$n=3$
Carbone C (Z=6)	(K) <sup>2</sup> (L) <sup>4</sup>	$n=8-4$	$n=4$

## **2. Représentation de Lewis des molécules.**

### 2.1 Doublets liants.

Les doublets liants ont été définis précédemment comme les doublets mis en commun entre deux atomes. Ce sont eux qui assurent les liaisons entre les atomes.

### 2.2 Doublets non liants.

Les doublets non liants sont les paires d'électrons qui ne servent pas de liaisons entre deux atomes.

### 2.3 Représentation de Lewis des molécules.

La représentation de Lewis d'une molécule fait apparaître tous les atomes de la molécule ainsi que tous les doublets liants et non liants le cas échéant.

Dans la représentation de Lewis, la règle du "duet" doit être satisfaite pour chaque atome d'hydrogène et la règle de "l'octet" doit être satisfaite pour tous les autres atomes.

### 2.4 Méthode permettant d'établir la représentation de Lewis d'une molécule.

- Déterminer le nombre d'électrons périphériques apportés par chaque atome de la molécule.
- Déterminer le nombre total  $n$  d'électrons périphériques de la molécule.
- En déduire le nombre de doublets (liants et non liants) à répartir dans la molécule. Pour cela il suffit de diviser  $n$  par 2.
- Déterminer le nombre de liaisons qu'établissent chaque atome de la molécule (voir 1.2). Cette opération donne le nombre de doublets liants.
- En déduire le nombre de doublets non liants et les répartir autour des atomes **en respectant la règle de l'octet**.
- Les doublets liants sont représentés par un tiret rouge et les doublets non liants sont représentés par un tiret bleu.

**Exemple:** on veut représenter le modèle de Lewis de la molécule de chlorure d'hydrogène HCl. (H: Z=1; Cl: Z=17.)

- H: 1 électron périphérique. Cl: 7 électrons périphériques.
- $n=1+7$  ou  $n=8$
- Le nombre de doublets est alors 4
- H établit 1 liaison covalente et Cl établit 1 liaison covalente. Ce qui correspond à un doublet liant mis en commun entre ces deux atomes.
- Il reste donc 3 doublets non liants qui seront répartis autour de l'atome de chlore de façon à respecter la règle de l'octet. Le respect de la règle du duet est assuré pour l'atome d'hydrogène par la présence du doublet liant.
- La représentation de Lewis de la molécule est donnée ci-contre.



Le TP contient d'autres exemples de formation de molécules ([voir la correction du TP sur les molécules](#))

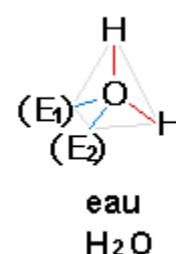
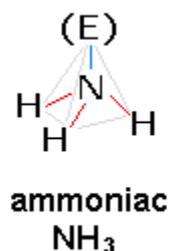
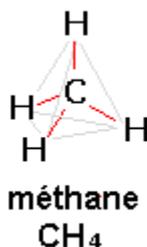
## II. Géométrie des molécules.

### 1. Disposition spatiale des doublets.

La théorie de la répulsion minimale des doublets permet de rendre compte de la géométrie des molécules.

### 2. Exemples.

Dans les exemples suivants (E) représente un doublet non liant. Les structures étudiées ici sont toutes tétraédriques.



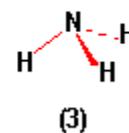
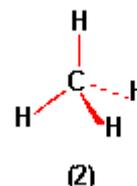
Les doublets sont en rouge et en bleu. Les lignes grises délimitent le volume occupé par la molécule mais n'ont pas d'existence réelle.

La molécule de méthane a une forme géométrique tétraédrique, la molécule d'ammoniac a une forme géométrique pyramidale et la molécule d'eau a une forme géométrique coudée plane.

### 3. Représentation en perspective de Cram.

Certaines molécules à géométrie spatiale (3 dimensions) sont difficiles à représenter dans le plan de la feuille (2 dimensions). On utilise alors un mode de représentation dit **représentation de Cram** dont les conventions sont les suivantes:

- Les liaisons situées dans le plan de la feuille sont dessinées en traits pleins.
- Les liaisons situées en avant du plan de la feuille sont dessinées en traits épaissis.
- Les liaisons en arrière du plan de la feuille sont dessinées en pointillés.



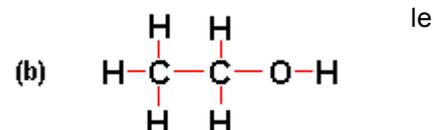
Les conventions et deux exemples sont représentés ci-contre ((1) conventions, (2) méthane, (3) ammoniac).

## IV. Isomérisation.

### 1. Les formules d'une molécule.

Suivant les besoins, les chimistes disposent de plusieurs formules pour un corps donné.

- (a) formule brute: elle indique la nature et le nombre des atomes présents dans le composé.
- (b) formule développée plane: elle fait apparaître tous les atomes et toutes les liaisons entre les atomes du composé. Les angles entre les liaisons sont en général de 90° (ou de 120° dans certains cas).
- (c) formule semi-développée plane: elle fait apparaître tous les atomes et toutes les liaisons entre ces atomes à l'exception des liaisons avec les atomes d'hydrogène.



### 2. Isomérisation et isomères.

Des isomères sont des composés qui ont la même formule brute mais des formules développées ou semi-développées différentes.

Les deux composés proposés en exemple, de même formule brute C<sub>2</sub>H<sub>6</sub>O, sont des isomères.



Les isomères n'ont pas les mêmes propriétés physiques et chimiques.