

## **Géométrie de quelques molécules**

### **I) Règles du duet et de l'octet :**

#### *1) Stabilisation d'un atome :*

Lorsque les atomes subissent des transformations en créant un ion monoatomique ou des liaisons avec d'autres atomes, ils le font pour saturer leur couche externe.

Ceux dont la couche externe est déjà saturée, ne donneront donc pas d'ion monoatomique et ne créent pas de liaison avec d'autres atomes.

#### *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 ( $2 e^-$ )

#### *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 ( $8 e^-$ )

#### *4) Charge des ions monoatomiques :*

L'application de ces règles permettent de prévoir la charge et la formule de la plupart des ions monoatomiques.

Exemples : - l'atome de chlore  $Z = 17$  sa formule électronique est :  $(K)^2(L)^8(M)^7$ .

Il possède 7 électrons sur sa couche externe (M). Pour saturer sa couche externe, il gagne un électron (charge négative) et devient l'ion chlorure  $Cl^-$

- l'atome de sodium  $Na$   $Z = 11$  sa formule électronique est:  $(K)^2(L)^8(M)^1$

Pour saturer sa couche externe (M), il perd un électron et devient l'ion sodium  $Na^+$

### **II) Formation des molécules :**

#### *1) Liaison covalente :*

Une liaison covalente entre deux atomes correspond à la mise en commun d'un électron par atome 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.

Ainsi en créant une liaison (ou plus), l'atome "acquière" un électron de plus (ou plus) et sature sa couche externe.

#### *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 par un octet d'électrons (ou un duet pour l'atome d'hydrogène).

Le nombre de liaisons  $n_L$  est égal au nombre maximal  $n_{max}$  d'électrons moins le nombre  $p$  d'électrons périphériques d'un atome :  $n_L = n_{max} - p$

Atome	Z	formule électronique	Nombre p d'électrons périphériques d'un atome	Nombre de liaisons
Hydrogène H	1	(K) <sup>1</sup>	1	$n_L = 2 - 1 = 1$
Chlore Cl	17	(K) <sup>2</sup> (L) <sup>8</sup> (M) <sup>7</sup>	7	$n_L = 8 - 7 = 1$
Oxygène O	8	(K) <sup>2</sup> (L) <sup>6</sup>	6	$n_L = 8 - 6 = 2$
Azote N	7	(K) <sup>2</sup> (L) <sup>5</sup>	5	$n_L = 8 - 5 = 3$
Carbone C	6	(K) <sup>2</sup> (L) <sup>4</sup>	4	$n_L = 8 - 4 = 4$

### 3) Représentation de Lewis des molécules.

Les doublets liants définis précédemment assurent les liaisons entre les atomes.

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

Le nombre de doublet non liants est déterminé par la formule :  $n'_d = \frac{p - n_L}{2}$

Atome	Configuration électronique	Nombre p d'électrons périphériques d'un atome	Nombre de liaisons	Nombre de doublet non liants $n'_d$
Hydrogène H	(K) <sup>1</sup>	1	$n_L = 2 - 1 = 1$	$n'_d = \frac{1 - 1}{2} = 0$
Chlore Cl	(K) <sup>2</sup> (L) <sup>8</sup> (M) <sup>7</sup>	7	$n_L = 8 - 7 = 1$	$n'_d = \frac{7 - 1}{2} = 3$
Oxygène O	(K) <sup>2</sup> (L) <sup>6</sup>	6	$n_L = 8 - 6 = 2$	$n'_d = \frac{6 - 2}{2} = 2$
Azote N	(K) <sup>2</sup> (L) <sup>5</sup>	5	$n_L = 8 - 5 = 3$	$n'_d = \frac{5 - 3}{2} = 1$
Carbone C	(K) <sup>2</sup> (L) <sup>4</sup>	4	$n_L = 8 - 4 = 4$	$n'_d = \frac{4 - 4}{2} = 0$

La représentation de Lewis d'une molécule fait apparaître tous les atomes de la molécule et tous les doublets liants et non liants.

Exemple : Chlorure d'hydrogène HCl. ( H : Z = 1 ; Cl : Z = 17)

H : 1 électron périphérique  $n_L = 1$  et  $n'_d = 0$  (0 doublets non liants et 1 liaison covalente)

Cl : 7 électrons périphériques.  $n_L = 1$  et  $n'_d = 3$  (3 doublets non liants et 1 liaison covalente)

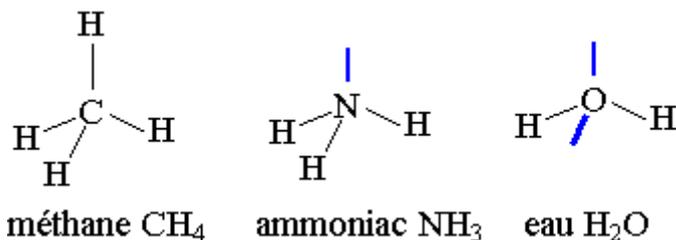


### III) Géométrie des molécules.

#### 1) Disposition spatiale des doublets.

Les doublets liants et non liants se repoussent et la disposition spatiale d'une molécule est liée à cette répulsion, de façon à ce qu'ils soient le plus loin possible.

Exemples :



Le trait bleu symbolise un doublet non liant.

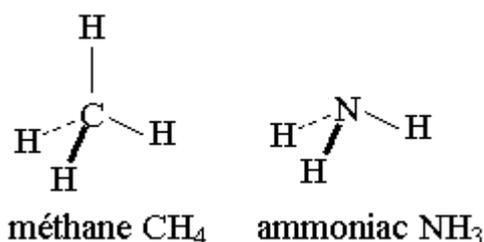
La molécule de méthane a une forme géométrique tétraédrique, la molécule d'ammoniac a une forme géométrique pyramidale et la molécule d'eau a une forme géométrique coudée plane.

## 2) Représentation en perspective de Cram.

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.

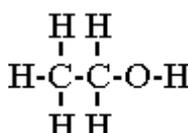


## IV) Isomérisation :

### 1) Les formules d'une molécule. :

\* Formule brute : indique le symbole et le nombre des atomes présents

Exemple C<sub>2</sub>H<sub>6</sub>O



\* Formule développée : 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° , 120° ou de 180°

### 2) Isomères.

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

Exemple : La formule brute C<sub>2</sub>H<sub>6</sub>O, sont des isomères :

Éthanol : CH<sub>3</sub>-CH<sub>2</sub>-OH et oxyde de diméthyle : CH<sub>3</sub>-O-CH<sub>3</sub>

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