



## Chapitre 8 : Les molécules

### Introduction :

Nous avons vu quelles règles devaient respecter les atomes afin de pouvoir être stable. La plupart du temps, ils choisissent de s'associer entre eux pour former des molécules.

Nous allons voir ici la « construction » de ces molécules.

### I Définition : qu'est-ce qu'une molécule ?

Une molécule est une **entité chimique électriquement neutre** formée par un nombre précis d'atomes. A **chaque molécule**, on associe un **nom** et une **formule brute**.

Dans la formule brute, on écrit les symboles des éléments et en indices en bas, à droite, pour chaque élément le nombre d'atomes.

Ex : Cl<sub>2</sub> ; HCl ; CH<sub>4</sub> ; NH<sub>3</sub> ; CO<sub>2</sub> ; C<sub>2</sub>H<sub>6</sub> ...

C<sub>6</sub>H<sub>12</sub>O<sub>6</sub>, le glucose possède 6 atomes de carbone, 12 atomes d'hydrogène et 6 atomes d'oxygène.

### II Le modèle de Lewis de la liaison covalente :

#### 1) Expliquons sa formation :

##### ➤ Exemple de la molécule de dihydrogène :

- Si on considère un atome d'hydrogène (Z=1), il possède 1 électron sur sa couche externe (K)<sup>1</sup>.
- S'il s'associe avec un autre atome d'hydrogène, c'est pour s'approprier l'électron de l'autre atome d'hydrogène.
- Alors chacun des deux atomes possède deux électrons et ils obéissent tous deux à la **règle du duet**.

##### ➤ Exemple de la molécule de fluorure d'hydrogène : *C'est aux élèves de trouver*

- L'atome d'hydrogène possède 1 électron sur sa couche externe (K)<sup>1</sup> et l'atome de fluor en possède 7 (K)<sup>2</sup>(L)<sup>7</sup>.
- Il manque 1 électron à l'atome d'hydrogène pour obéir à la **règle du duet**.
- Il manque 1 électron à l'atome de fluor pour obéir à la **règle de l'octet**.
- En s'associant et en mettant en commun chacun un électron, les atomes d'hydrogène et de fluor vont satisfaire aux règles du duet et de l'octet. On forme alors la molécule de fluorure d'hydrogène : HF.

##### ➤ Conclusion :

Dans une molécule, les atomes **mettent en commun des électrons de leurs couches externes**. Chacun d'eux s'entoure ainsi des électrons requis pour **respecter la règle de l'octet (ou du duet pour l'atome d'hydrogène)**.

#### 2) Définition :

**Une liaison covalente simple est la mise en commun de 2 électrons entre deux atomes, chaque atome fournissant normalement un électron.**

On représente une liaison covalente par un tiret entre les deux atomes concernés.

Ex : H<sub>2</sub>                      H—H                      **doublet liant ou liaison covalente**



3) Remarques :

- Le nombre de liaisons que peut former un atome est égal au nombre d'électrons qu'il doit gagner pour obéir à la règle de l'octet.
- Il existe des liaisons covalentes multiples : ce sont des liaisons constituées de 2 ou 3 liaisons covalentes entre deux atomes.
- **Doublets non liants :**  
Les électrons de la couche externe d'un atome qui ne participent pas aux liaisons covalentes, restent sur cet atome et sont répartis en doublets d'électrons appelés doublets non liants.

Ex : L'atome d'oxygène (Z=8) :

- Cet atome a la configuration (K)<sup>2</sup>(L)<sup>6</sup> et veut obtenir la configuration (K)<sup>2</sup>(L)<sup>8</sup> (celle du néon, gaz rare le plus proche de l'oxygène dans la classification / respect de la règle de l'octet 8e- sur la couche externe de l'atome).
- Pour cela il doit gagner deux électrons donc former deux liaisons covalentes.
- Pour former ces deux liaisons, il met 2 des électrons de sa couche externe en commun avec un ou plusieurs autres atomes.
- Il reste alors 4 électrons sur la couche externe qui n'ont pas participé aux liaisons covalentes : ces 4 électrons donnent deux doublets non liants autour de l'atome d'oxygène.

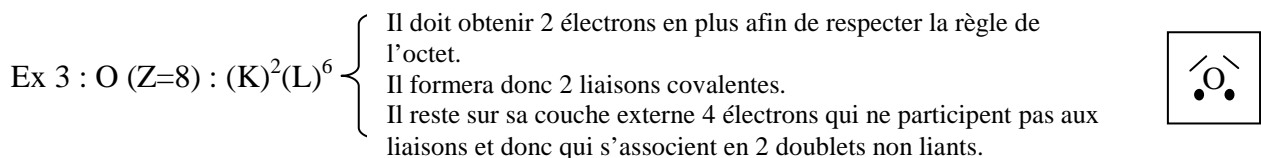
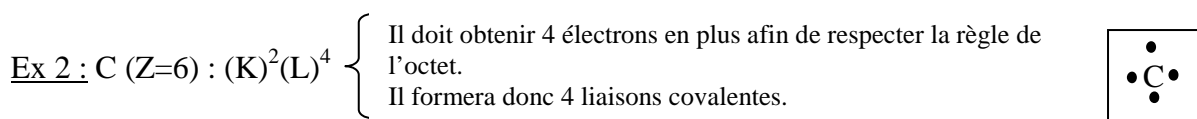
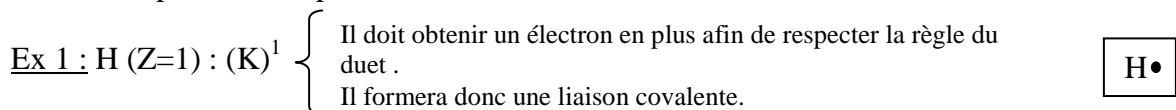
4) Différentes formules pour une même molécule :

A partir de la formule brute d'une molécule, on peut envisager deux autres formules plus explicites :

- La **formule développée** qui fera apparaître **toutes les liaisons covalentes** présentes dans la molécule ainsi que les doublets non liants (voir représentation de Lewis).
- La **formule semi-développée** qui **ne représentera pas les liaisons covalentes concernant les atomes d'hydrogène, ni les doublets non liants.**

**III Le modèle de Lewis de l'atome :**

Ce modèle permet de représenter autour d'un atome les électrons de sa couche externe.



**IV La représentation de Lewis d'une molécule :**

Nous allons appliquer la méthode sur l'exemple de la molécule H<sub>2</sub>O :

On remplira le tableau suivant : *Fiche élève*



Molécule	H <sub>2</sub> O	
Atomes	H	O
Structure électronique	(K) <sup>1</sup>	(K) <sup>2</sup> (L) <sup>6</sup>
Nombre d'électrons sur la couche externe	1	6
Structure électronique du gaz rare le plus proche	(K) <sup>2</sup>	(K) <sup>2</sup> (L) <sup>8</sup>
Nombre de liaisons covalentes que l'atome doit former	2-1 = 1	8 - 6 = 2
Nombre de doublets non liants autour de chaque atome	$\frac{1-1}{2} = 0$	$\frac{6-2}{2} = 2$
Repartir les doublets liants et non liants pour respecter la règle de l'octet ou du duet		

Application :            *Fiche élève : tableau vierge*

Réaliser ce tableau pour la molécule CO<sub>2</sub> :

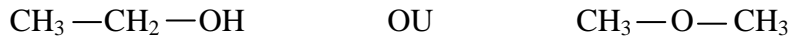
Molécule	CO <sub>2</sub>	
Atomes	C	O
Structure électronique	(K) <sup>2</sup> (L) <sup>4</sup>	(K) <sup>2</sup> (L) <sup>6</sup>
Nombre d'électrons sur la couche externe	4	6
Structure électronique du gaz rare le plus proche	(K) <sup>2</sup> (L) <sup>8</sup>	(K) <sup>2</sup> (L) <sup>8</sup>
Nombre de liaisons covalentes que l'atome doit former	8-4 = 4	8 - 6 = 2
Nombre de doublets non liants autour de chaque atome	$\frac{4-4}{2} = 0$	$\frac{6-2}{2} = 2$
Repartir les doublets liants et non liants pour respecter la règle de l'octet ou du duet		

Exercices n° 12 et 13 p 109

**V Notion d'isomérie :**

Lorsque l'on vous donne la formule brute d'une molécule, cela ne vous indique pas l'enchaînement des atomes à l'intérieur de celle-ci :

Ex : proposer des représentations de C<sub>2</sub>H<sub>6</sub>O



Définition :

On appelle **isomère** des molécules qui ont la **même formule brute** mais des **enchaînements d'atomes différents**.

Les isomères ont des propriétés chimiques et physiques différentes.

**VI La géométrie des molécules :**

1) Pourquoi une géométrie particulière : le modèle de Gillespie :

Cette géométrie est due aux propriétés des charges électriques, qui lorsqu'elles sont de même signe, se repoussent :

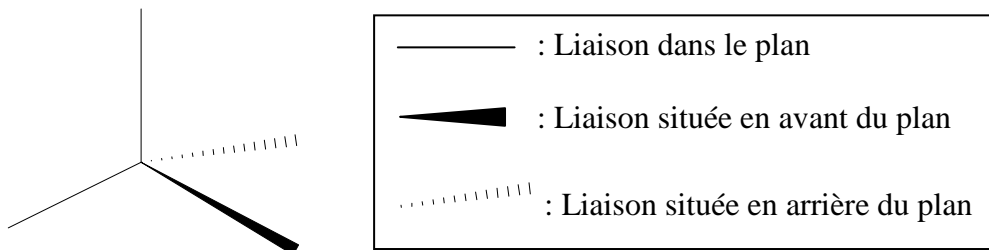
**Dans le modèle de Gillespie, les doublets liants et non liants s'orientent dans l'espace de façon à minimiser les répulsions. Ils s'éloignent alors les uns des autres.**

2) Représentation de Cram :

Comme la représentation de Lewis n'indique rien sur la géométrie de la molécule, Cram a conçu une représentation pouvant rendre compte de cette géométrie :

**La molécule est placée de façon à ce que le maximum d'atomes et de liaisons soient placés dans le même plan. Les doublets non liants ne sont pas représentés.**

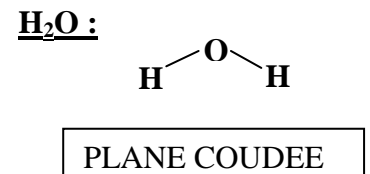
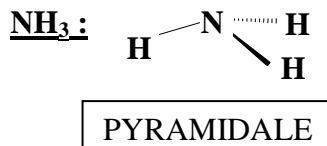
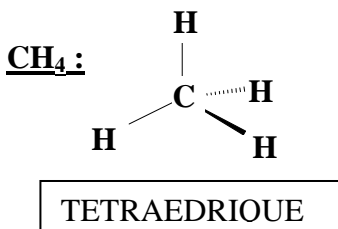
Convention de représentation :



Remarque :

Au laboratoire, nous disposons de modèle moléculaire pour nous permettre de rendre compte de la géométrie des molécules.

Exemples :



Exercices n° 15, 17, 22 et 24 p 109 et 110