

# Chapitre 1

## La molécule

### La molécule :

Les atomes s'associent les uns avec les autres, par ce qu'on appelle des **liaisons chimiques**, pour créer des **molécules** de structures bien définies, et dont la **stabilité** est généralement plus grande que celle des atomes isolés.

Dans une molécule, les liaisons chimiques lient généralement les atomes **deux par deux**. Certains atomes peuvent se lier à plusieurs autres atomes, mais toujours selon des règles bien précises quant à la **nature** des paires d'atomes et à leur **orientation dans l'espace**. La molécule forme donc un **édifice d'atomes** possédant une **structure** bien définie.

### Formules brutes :

Les molécules sont décrites par des **formules chimiques**. Dans les **formules brutes**, on représente uniquement les symboles des éléments et les rapports molaires qui existent entre eux.

### Exemples :

KCl : chlorure de potassium  
Ba(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub> : nitrate de barium

Pour les **composés ioniques**, on inscrit la particule chargée positivement avant la particule chargée négativement, mais on les énonce dans l'ordre contraire. Les symboles des éléments d'un ion polyatomique figurant plusieurs fois dans le composé sont groupés dans une parenthèse.

### Règle de l'octet :

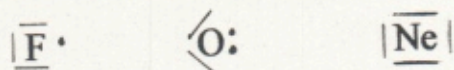
Les liaisons chimiques permettent aux atomes d'acquérir la structure électronique d'un **gaz rare** (le gaz le plus proche), soit **8 électrons** sur leur couche externe. En effet, les atomes s'associent en **mettant en commun**, ou en **échangeant** un ou plusieurs électrons.

Lorsque les électrons sont mis en commun, il y a **recouvrement des nuages électroniques** des deux atomes. S'il y a échange d'électron, les atomes forment une paire cation – anion, liée par la **force d'attraction électrostatique**.

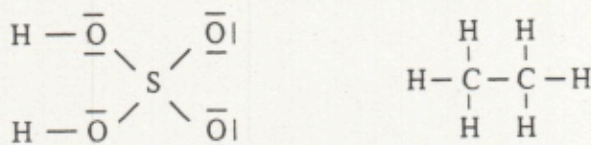


## Formules développées :

Les **formules développées** représentent tous les atomes et toutes leurs liaisons. Dans la **notation de Lewis**, chaque atome isolé est représenté par son symbole chimique entouré de **points** indiquant les électrons célibataires et de **traits** indiquant les paires d'électrons. Voici la représentation de trois atomes dans la notation de Lewis :



Deux électrons célibataires formant une liaison ne sont plus représentés par deux points mais par un trait reliant les deux atomes.



Comme, selon la règle de l'octet, la structure qui comprend 8 électrons externes (4 paires d'électrons externes) est particulièrement stable, les atomes vont chercher à s'arranger entre eux pour que chacun soit entouré de 4 paires d'électrons (représentés par 4 traits ou, lorsque l'atome perd ses électrons externes, par aucun trait).

## La valence et l'électronégativité

On appelle **valence** le nombre d'électrons mis en jeu par un atome lorsqu'il se lie à d'autres atomes.

On appelle **électronégativité** la tendance d'un élément à capter des électrons dans ses liaisons avec d'autres atomes. On note l'électronégativité par la lettre **E**. Elle est indiquée dans le tableau périodique.

L'élément le plus fort attracteur d'électrons est le fluor, présentant une électronégativité de valeur **E = 4,0**. Au contraire, les métaux comme le sodium ont une électronégativité peu élevée : ce sont des donneurs d'électrons. On dit également qu'ils sont **électropositifs**.

## Les types de liaisons :

On classe les liaisons en deux types, selon la différence d'électronégativité de deux atomes de la liaison. Ces types de liaison sont :

- les liaisons covalentes lorsque  $\Delta E < 1,7$
- les liaisons ioniques lorsque  $\Delta E \geq 1,7$



En fait, les liaisons entre deux paires d'atomes, ayant des différences d'électronégativité de 1,69 et 1,7 respectivement, ont pratiquement le même aspect physique même si elles sont classées dans deux types différents.

## Exercices :

1.0. Indiquez l'électronégativité des éléments suivants :

a) l'hydrogène

2.1

b) le sodium

0.9

c) le fluor

4

d) l'oxygène

3.5



1.1. Indiquez si les liaisons des molécules suivantes sont de type ionique ou covalent. Justifiez votre réponse en indiquant la différence d'électronégativité entre les atomes de la molécule.

Formule chimique	Type de liaison	Différence d'électronégativité
H <sub>2</sub> O	covalente	$\Delta E = E_H - E_O = 3.5 - 2.1 = 1.4$
KCl	ionique	$\Delta E = 0.8 - 3.0 = 2.2$
HCl	covalente	$\Delta E = 3 - 2.1 = 0.9$
CH <sub>4</sub>	covalente	$\Delta E = 2.5 - 2.1 = 0.4$
NaF	ionique	$\Delta E = 4 - 0.9 = 3.1$
MgCl	ionique	$3 - 1.2 = 1.8$
LiF	ionique	$4 - 1 = 3$
CO <sub>2</sub>	covalente	$2.5 - 2.1 = 0.4$
AlCl <sub>3</sub>	covalente	$3 - 1.5 = 1.5$
LiH	covalente	$2.1 - 1 = 1.1$
N <sub>2</sub>	covalente	0
H <sub>2</sub> S	covalente	$2.5 - 2.1 = 0.4$
NH <sub>3</sub>	covalente	$3 - 2.1 = 0.9$

1.2. Indiquez les types de liaisons des molécules suivantes :

a) MgCl<sub>2</sub>  $\rightarrow \Delta E = 1.8$  ionique

b) SiO<sub>2</sub>  $\Delta E = 7.5 - 1.8 = 5.7$  ionique

c) NaF  $\Delta E = 4 - 0.9 = 3.1$  ionique

e) Fe<sub>2</sub>O<sub>3</sub>

$\Delta E = 3.5 - 1.8 = 1.7$  ionique