



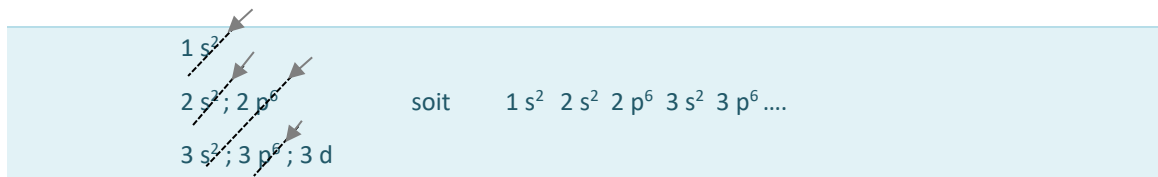
# Fiche de synthèse n° 1.b

## Structure des molécules et des ions

### 1. La molécule

#### 1.1. Configuration électronique et électron(s) de valence

Un atome possède autant d'électron(s) que de proton(s). Ceux-ci se répartissent dans les différentes couches et sous couches électroniques, en les remplissant dans l'ordre indiqué par les lignes pointillées : ( $Z \leq 18$ )



**Exemple :** N ( $Z = 7$ ) a pour configuration électronique  $1s^2 2s^2 2p^3$

Les **électrons de valence** correspondent à la totalité des électrons de la **couche électronique externe** (la dernière à avoir été remplie), notée en caractères gras sur l'exemple.

#### 1.2. Formule de Lewis d'une molécule ou d'un ion

La **formule de Lewis** permet de visualiser la répartition des électrons de valence de chacun des atomes d'un édifice chimique (molécule ou ion).

La **liaison covalente** résulte de la mise en commun d'un électron de valence par chacun des deux atomes engagés pour former cette liaison. Les liaisons covalentes sont représentées par un trait dessiné entre les deux atomes.

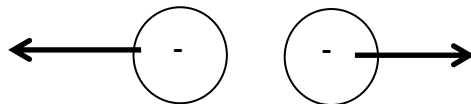
Les **doublets non liants** (qui ne servent pas à faire de liaisons covalentes) sont représentés par des traits disposés autour de l'atome concerné.

**Exemples :**  $\overline{\text{N}}\text{H}_3$     $\text{H}-\overline{\text{O}}-\text{H}$     $\text{H}-\overline{\text{F}}$

### 2. La géométrie des molécules.

#### 2.1. Théorie VSEPR

Principe : Deux charges de même signe se repoussent.



Dans une molécule les doublets électroniques liants et non liants se repoussent puisqu'ils sont tous chargés négativement.

La **géométrie** adoptée par une molécule est celle dans laquelle les doublets d'électrons (liants et non-liants) sont les plus éloignés les uns des autres.



Soit **A** : un atome central donné.

**n** : le nombre d'atomes X liés à A

**m** : le nombre de doublets non liants E portés par A

Exemples :  $\text{CH}_4$  molécule de type  $\text{AX}_4$  de même que  $\text{Cl}-\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{P}}-\text{Cl}$  une liaison multiple ne comptant qu'une seule fois.

$\text{NH}_3$  molécule de type  $\text{AX}_3\text{E}$  ;  $\text{H}_2\text{O}$  molécule de type  $\text{AX}_2\text{E}_2$

Le tableau ci-dessous récapitule la **géométrie** des molécules de type  $\text{AX}_n\text{E}_m$  pour  $n + m \leq 4$

Type	$\text{AX}_2$	$\text{AX}_3$	$\text{AX}_2\text{E}$	$\text{AX}_4$	$\text{AX}_3\text{E}$	$\text{AX}_2\text{E}_2$
n+m	2	3	3	4	4	4
Géométrie	Linéaire	Triangulaire plane	Triangulaire plane	Tétraédrique	Pyramide à base triangle	Plane coudée
Exemples	$\text{BeCl}_2$ ; $\text{CO}_2$	$\text{SO}_3$ ; $\text{CO}_3^{2-}$	$\text{SO}_2$ ; $\text{O}_3$	$\text{CH}_4$ ; $\text{POCl}_3$	$\text{NH}_3$ ; $\text{H}_3\text{O}^+$	$\text{H}_2\text{O}$ ; $\text{H}_2\text{S}$

## 2.2. Mésonérie

Certains édifices possèdent une structure favorable à la **délocalisation des doublets d'électrons de valence et non liants**. Dans ce cas, plusieurs formulations de Lewis sont plausibles, les électrons passant continuellement d'une forme à l'autre. Ces différentes représentations sont appelées : **formes mésomères**.

Exemple : Les flèches courbes traduisent le déplacement des doublets électroniques.

