



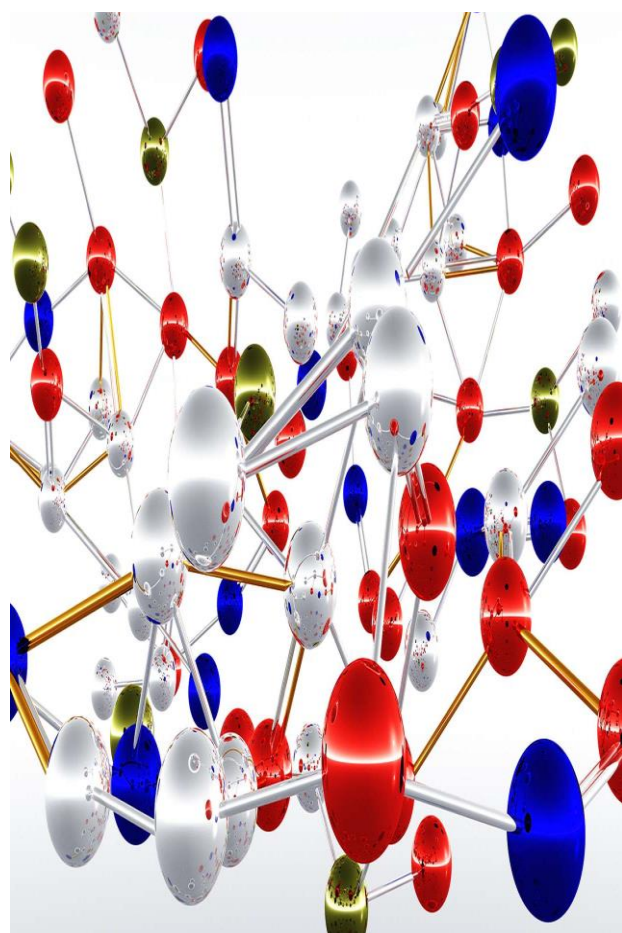
Université de Batna 2 (UB2)
Faculté des sciences de la nature et de la vie
Département : Socle commun SNV
1^{ère} année (L1)



Chimie générale et organique

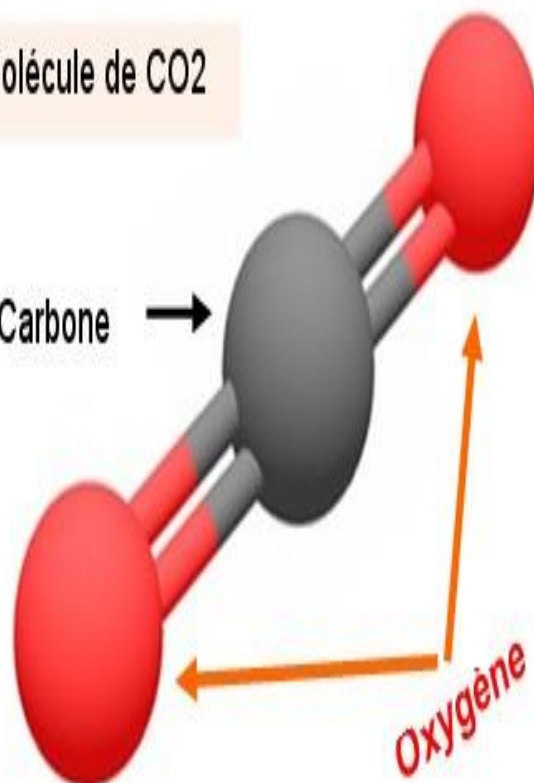
Chapitre III : Molécules

Liaisons chimiques et géométrie des molécules.



Molécule de CO₂

Carbone →



Année universitaire : 2020-2021

Dr. BENCHERCHAR.I

I- Introduction

La chimie s'intéresse principalement à la structure de la matière et aux transformations qu'elle peut subir, que cette matière constitue un système vivant ou non.

L'entité la plus importante pour un chimiste est **la molécule** : il s'agit d'un édifice constitué d'atomes liés entre eux par **des liaisons chimiques**.

Le nombre d'atomes différents disponibles pour former des molécules est relativement limité, environ une centaine, et ils sont ordonnés dans la classification périodique élaborée par Mendeleïev. Malgré ce nombre limité d'atomes, on connaît actuellement plusieurs centaines de millions de molécules (naturelles ou synthétiques) constituées de deux à plusieurs centaines de milliers d'atomes.

II- Définition

La liaison chimique est une interaction entre deux atomes. Elle permet la formation de molécules. Cette liaison est généralement formée par la mise en commun de deux électrons, situés sur la couche externe des atomes (couche de valence). Elle peut être également due à des interactions électrostatiques.

Les liaisons chimiques sont classées en plusieurs catégories : les liaisons interatomiques fortes (**covalentes** (polaires et apolaires), **ioniques** ou **métallique**) et les liaisons intermoléculaires faibles (liaisons de **Van Der Waals** ou **d'hydrogène**).

II-1- Les liaisons intramoléculaire ou interatomiques (primaires)

Dans la nature, les atomes se retrouvent le plus souvent sous forme de composé (molécule), à l'exception des gaz rares. Lorsqu'ils sont combinés, le niveau d'énergie des atomes est plus faible que lorsqu'ils sont seuls. Les atomes prennent la même configuration électronique que le gaz rare le plus rapproché dans le tableau périodique.

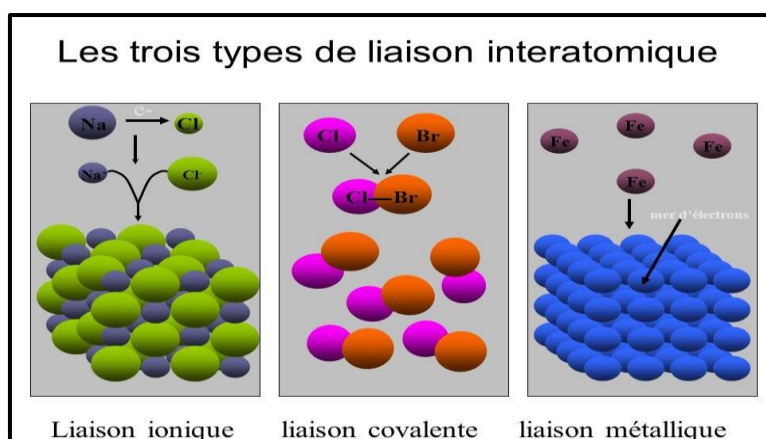


Figure 1 : Les liaisons intramoléculaires (interatomiques).

II-2- Liaisons intermoléculaires (secondaires)

Les forces intermoléculaires conduisent à l'assemblage des systèmes microscopiques. Elles sont responsables de la cohésion de la matière dans la plupart des phases macroscopiques. Ce sont des forces faibles en comparaison des forces de liaison interatomiques. Elles ne modifient pas la nature des espèces moléculaires et n'influent que sur leur mode d'assemblage.

Les liaisons intermoléculaires les plus connues sont la liaison de **Van der Waals** et la liaison hydrogène.

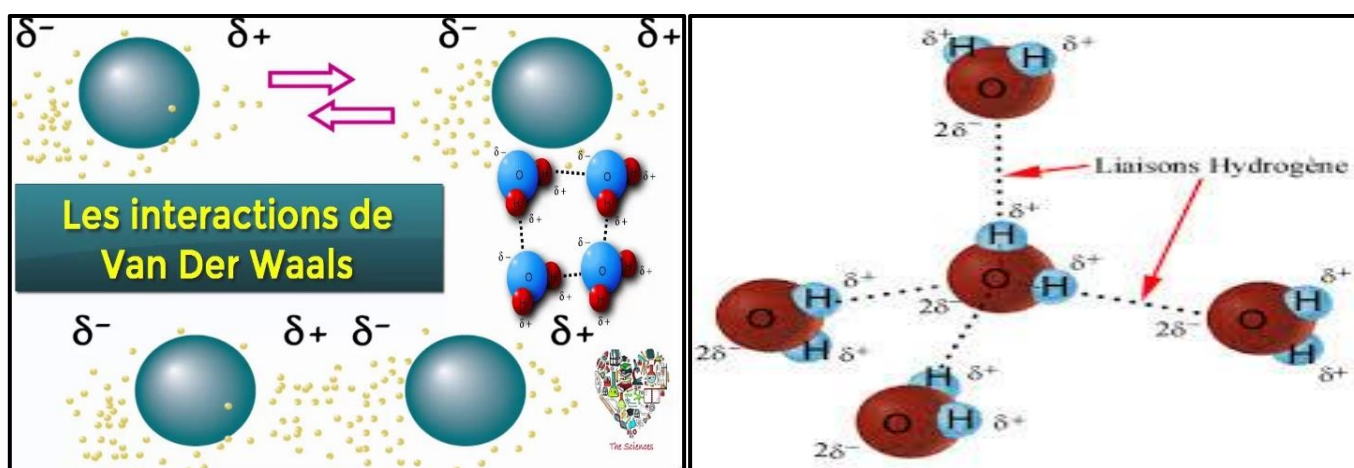


Figure 2 : Les liaisons intermoléculaires.

III- Types des liaisons intramoléculaire (interatomiques)

III-1- La liaison covalente

La liaison covalente est une liaison chimique résulte de la mise en commun d'au moins deux électrons fournis par les couches externes de deux atomes liés. Elle apparaît entre des atomes d'électronégativité **proche ou identique**. Dans cette liaison, les atomes ne cherchent pas à gagner ou perdre des électrons mais plutôt à partager les électrons de leurs couches de valence. Cette liaison implique donc le partage d'une paire d'électrons entre deux atomes qui permet de compléter leurs couches de valence, de les stabiliser, et induit une forte attraction entre eux. La formation de cette liaison implique l'apparition d'un doublet liant délocalisé entre les deux atomes.

Les liaisons covalentes se subdivisent en 2 catégories : covalente apolaire et covalente polaire.

III-1-1- La liaison covalente non-polaire (apolaire)

Est lorsque la différence d'électronégativité est nulle comme dans une liaison formée de deux atomes d'un même élément.

➤ **Exemple :** Cl₂, H₂.



Figure 3 : La liaison covalente apolaire.

III-1-2- La liaison covalente polaire

Est lorsque la différence d'électronégativité n'est pas nulle entre deux atomes. Cela veut dire que les électrons ne sont pas répartis également entre les deux atomes (l'atome le plus électronégatif va attirer le doublet de liaison vers lui).

Dans la liaison covalente polaire, des charges partielles vont apparaître (δ^+ , δ^-) et un moment dipolaire (μ) a été créé.

➤ **Exemple :** La molécule de HCl.

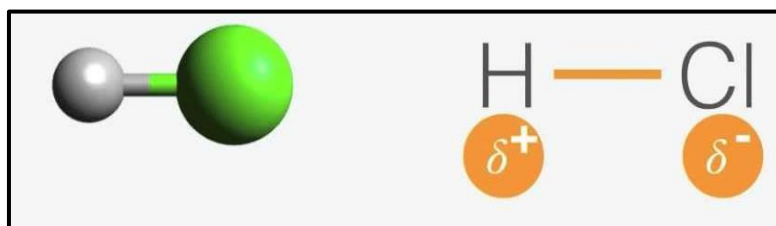


Figure 4 : La liaison covalente polaire.

III-2- La liaison ionique

Elle se forment entre des atomes possédant une grande différence d'électronégativité. En outre, plus celle-ci est grande ($\Delta\chi$), plus une liaison a de probabilité d'être ionique.

➤ **Exemple :**

Le sel de table **NaCl : la liaison ionique** se forme entre l'atome de sodium Na, un donneurs d'un électron qui devient un ion chargé positivement (cation avec une faible électronégativité), et l'atome de chlore, un accepteur d'un électron qui devient un ion chargé négativement (anion avec une électronégativité élevée).

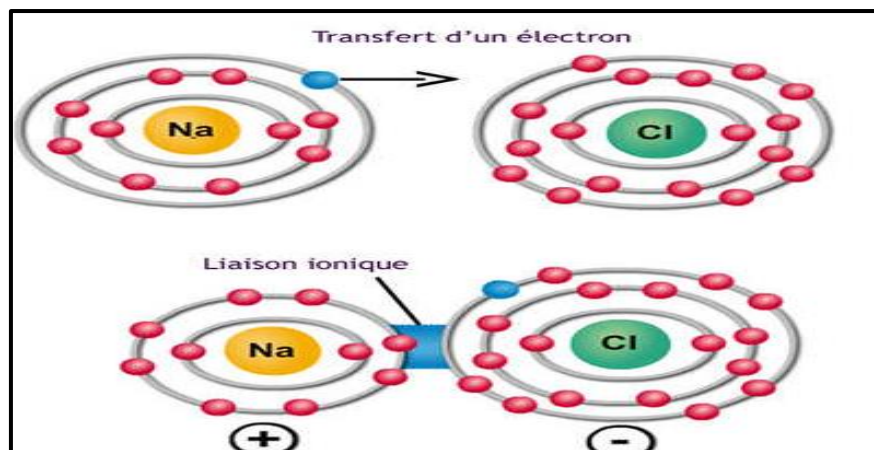


Figure 5 : La liaison ionique (la molécule de NaCl).

Pour déterminer la nature d'une liaison on peut utiliser la différence d'électronégativité $\Delta\chi$.

Si $\Delta\chi < 0,5$, la liaison est covalente.

Si $0,5 \leq \Delta\chi < 1,7$ (1,67), la liaison est covalente polaire.

Si $1,7(1,67) \leq \Delta\chi$, la liaison est ionique.

III-3- La liaison métallique

La liaison métallique est une liaison formée entre des métaux. Elle concerne un très grand nombre d'atomes mettent en commun un ou plusieurs électrons appelés **électrons libres** (ces électrons sont l'origine de la conductivité électrique des métaux).

En comparaison avec la liaison covalente, les électrons de la liaison métallique sont délocalisés à toute la pièce métallique et leurs charges négatives maintiennent la cohésion des ions chargés positivement.

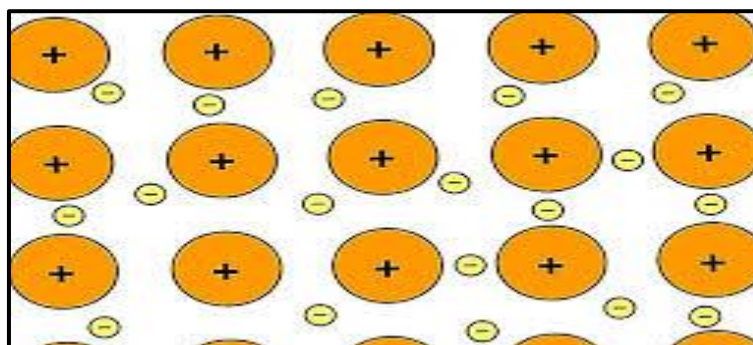


Figure 6 : La liaison métallique.

IV- Etude des liaisons

IV-1- Modèle de Lewis de la liaison covalente

Selon Lewis, on peut ignorer les électrons appartenant aux couches profondes de l'atome (les électrons de cœur), seuls les électrons périphériques (les électrons de valence) d'un atome peuvent être impliqués dans la formation des liaisons.

La représentation de Lewis est aussi appelée **formule** de Lewis ou **structure** de Lewis.

IV-1-1- Représentation d'un atome

La représentation de Lewis schématise la structure électronique externe, ou couche de valence.

On représente par :

- ❖ Un tiret **—** le couple d'électron (**doublet libre**).
- ❖ Un point **•** l'électron célibataire.
- ❖ Un rectangle **□** la case quantique vide.

La valence : Le nombre d'électrons célibataires donne la valence de l'atome et donc le nombre de liaison que peut former un atome.

La couche de valence : Est la couche externe d'un atome (la plus loin du noyau) qui porte les électrons de valence.

➤ **Exemple :**

${}^1\text{H} : 1s^1$ $\overset{\cdot}{\text{H}}$ **L'hydrogène possède 1 électron célibataire : il est monovalent**

${}^8\text{O} : 1s^2 2s^2 2p^4$, ${}^8\text{O} : {}_2[\text{He}]/2s^2 2p^4$ $\boxed{\uparrow\downarrow}$ $\boxed{\uparrow\downarrow}$ $\boxed{\uparrow}$ $\boxed{\uparrow}$

$\overset{\cdot}{\underset{\cdot}{\text{O}}}$ **L'oxygène possède 2 électrons célibataires : il est divalent.**

${}^7\text{N} : 1s^2 2s^2 2p^3$, ${}^7\text{N} : {}_2[\text{He}]/2s^2 2p^3$ $\boxed{\uparrow\downarrow}$ $\boxed{\uparrow}$ $\boxed{\uparrow}$ $\boxed{\uparrow}$

$\overset{\cdot}{\text{N}} \cdot$ **L'azote possède 3 électrons célibataires : il est trivalent.**

${}^6\text{C} : 1s^2 2s^2 2p^2$, ${}^6\text{C} : {}_2[\text{He}]/2s^2 2p^2$ $\boxed{\uparrow\downarrow}$ $\boxed{\uparrow}$ $\boxed{\uparrow}$ $\boxed{}$

${}^6\text{C}^* : {}_2[\text{He}]/2s^1$ $\boxed{\uparrow}$ $\boxed{\uparrow}$ $\boxed{\uparrow}$ $\boxed{\uparrow}$

$\cdot \overset{\cdot}{\underset{\cdot}{\text{C}}} \cdot$ **Le carbone possède 4 électrons célibataires : il est tétravalent**

IV-1-2- Représentation des molécules.

Généralement, Des atomes sont liés par des **liaisons covalentes** pour former des molécules. Cette liaison consiste en un partage d'électrons entre deux atomes. Une liaison covalente est **représentée par un trait**. On parle également de **doublet liant**.

IV-1-2-a- Liaison covalente simple (liaison σ)

La liaison covalente simple est une liaison dans laquelle deux électrons célibataires sont partagés par deux atomes. Les électrons mis en commun appartiennent en même temps aux deux atomes ce qui correspond à un gain d'un électron pour chaque atome

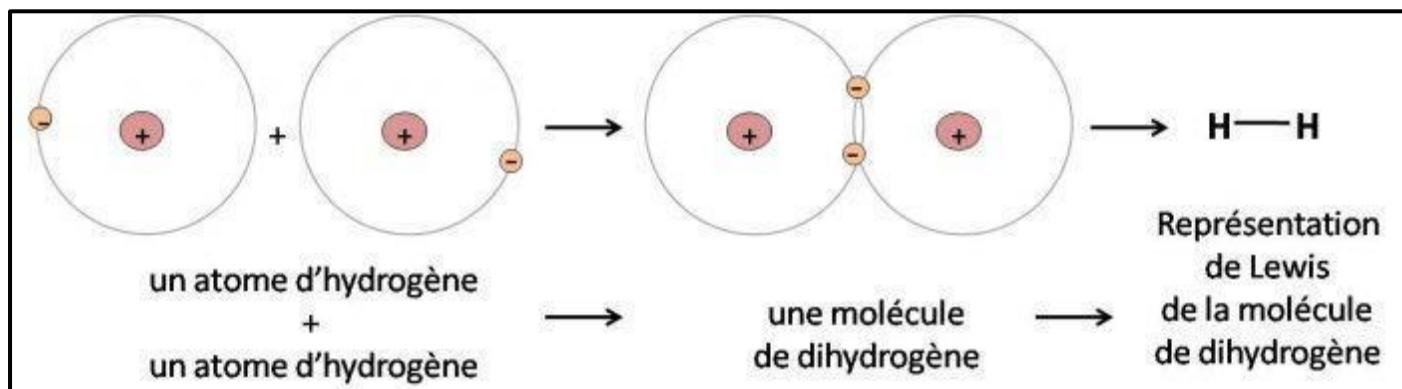
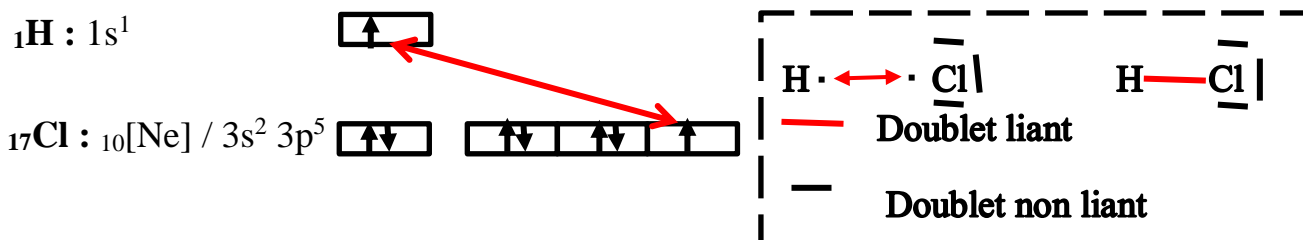


Figure 7 : La molécule de dihydrogène H₂.

➤ **Exemple d'une liaison covalente simple pour une molécule diatomique**

La molécule de **HCl** est formée d'un atome de H et un atome de Cl, la liaison est de type σ



Un doublet liant (DL) : Est le doublet d'une liaison entre deux atomes (les deux électrons célibataires partagés par les deux atomes).

Un doublet non liant (DNL) : Est le doublet d'un atome qui n'est pas engagé dans la liaison.

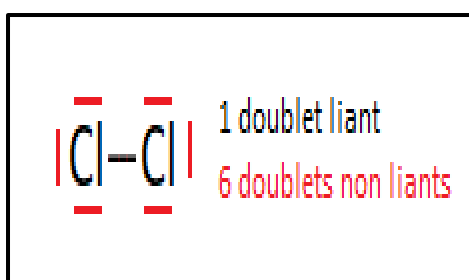


Figure 8 : La molécule de Cl₂

➤ Exemples d'une liaison covalente simple pour une molécule polyatomique

La molécule de CH₄ est formée d'un atome de C et 4 atomes de H liés entre eux par des liaisons simples de type σ

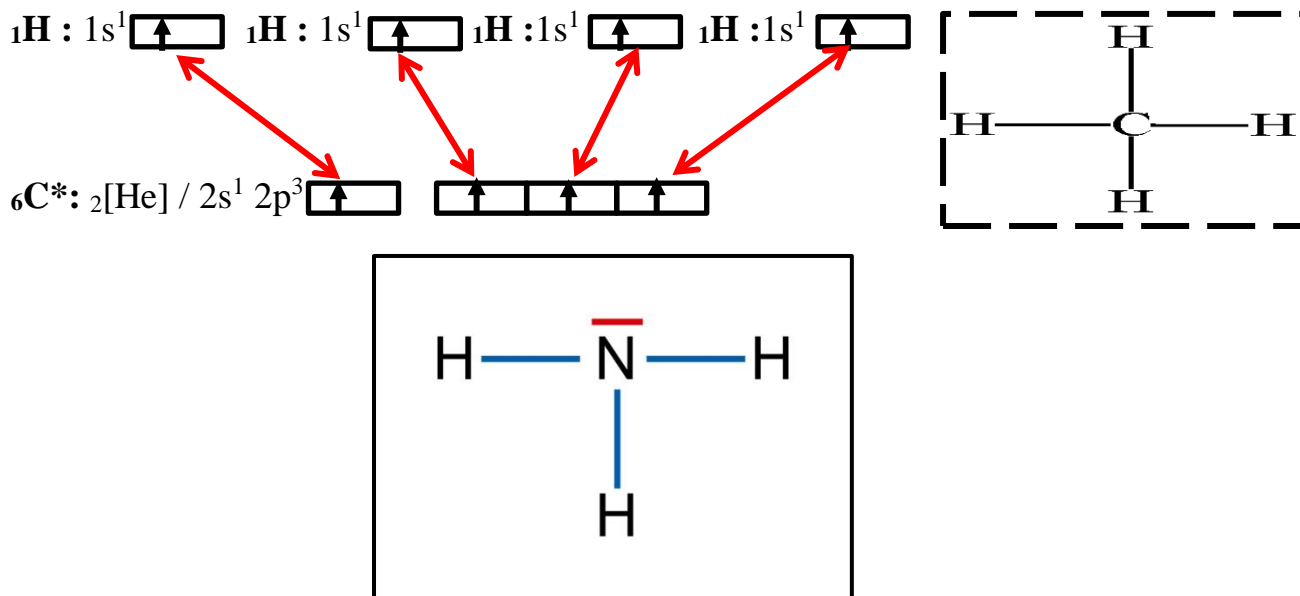


Figure 9 : La molécule de NH₃.

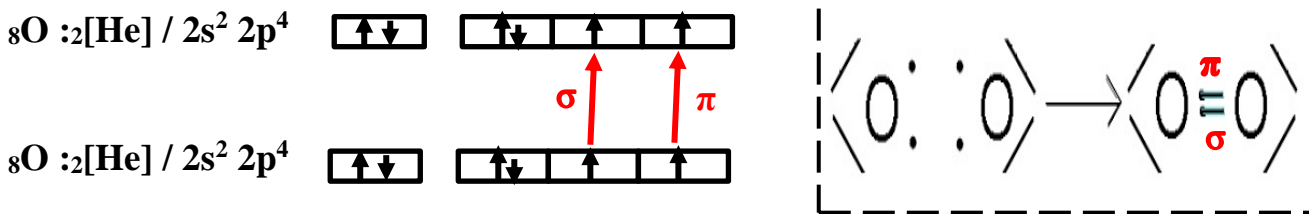
IV-1-2-b- Liaison covalente multiple, double (σ, π) et triple (σ, π, π)

Les atomes peuvent former des liaisons doubles ou triples par le partage de deux ou trois électrons célibataires de chaque atome.

La liaison double est représentée par deux traits et la liaison triple est représentée par trois traits.

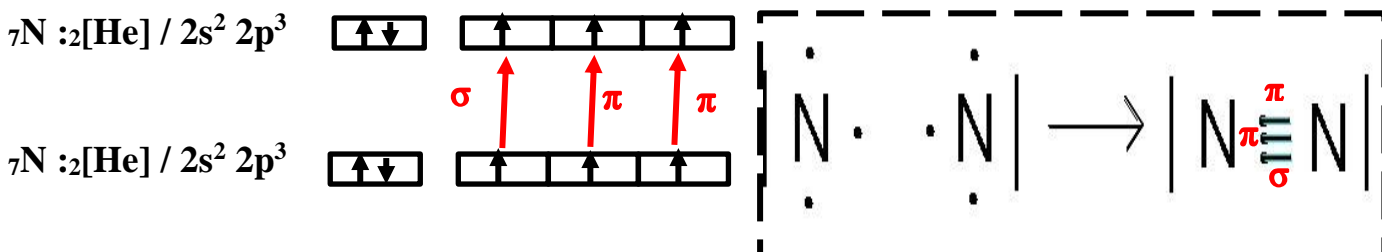
➤ Exemple d'une liaison double de type (σ, π)

La molécule de O₂ est formée par deux atomes d'oxygène liés entre eux par une liaison double.



➤ Exemple d'une liaison triple de type (σ,π,π)

La molécule de N₂ est formée par deux atomes d'azote liés entre eux par une liaison triple.



Si deux atomes partagent une seule liaison covalente, on parle de **simple liaison**.

Si deux atomes partagent deux liaisons covalentes, on parle de **double liaison**,

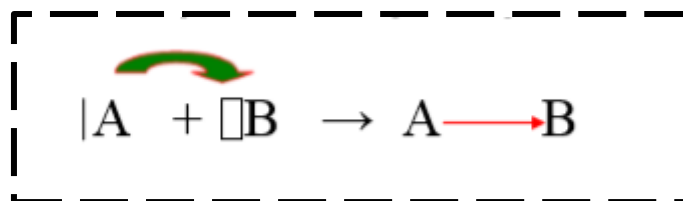
S'ils partagent trois liaisons covalentes, on parle de **triple liaison**.

Les liaisons triples sont plus stables et fortes que Les liaisons doubles et les liaisons simples.

IV-1-2-c- Liaison de coordinance ou liaison covalente dative

Dans cette liaison, l'un des deux atomes (le donneur : A) fournit un doublet de sa couche externe et l'autre (l'accepteur : B) reçoit ce doublet dans sa case vide de sa couche externe.

La liaison dative est identique à la liaison covalente, cependant, elle est représentée par une flèche du donneur à l'accepteur.



IV-1-3- Règle de l'octet et du duet

L'objectif des atomes est d'être le plus stable possible de façon à avoir une structure électronique externe le plus proche possible du **gaz rare (ou gaz noble)** le plus proche.

Ces gaz sont dans la dernière colonne du tableau périodique. C'est pourquoi ils respectent donc la règle du **duet** ou celle de l'**octet**

IV-1-3-a- La règle du duet

D'après la règle du duet un atome ou un ion est stable si sa couche externe **K** comporte **deux électrons**. Le cas des atomes ayant moins de 4 électrons.

La règle du duet ne concerne que l'hydrogène en vue d'avoir une configuration proche de celle de l'hélium.

IV-1-3-b- La règle de l'octet

« A partir de la deuxième période de la classification périodique, les atomes tendent à s'entourer de quatre paires d'électrons de façon à acquérir la configuration électronique stable en $ns^2 np^6$ du gaz rare le plus proche dans la classification périodique. » **Richard Abegg 1869-1910.**

➤ Exemples

1- **L'atome de carbone C (Z= 6)** possède 4 électrons périphériques donc pour respecter la règle de l'octet il doit compléter sa couche **L** en gagnant 4 électrons. Il peut également établir 4 liaisons covalentes et ne possède pas de doublets non liants.

On dit que l'atome de carbone est tétravalent. L'atome de carbone peut établir des **liaisons doubles et triples**.

2- **L'atome d'azote N (Z=7)** possède 3 électrons célibataires et un doublet non liant. Pour respecter la règle de l'octet il doit compléter sa couche **L** en gagnant 3 électrons. Il peut établir 3 liaisons covalentes et possède un doublet non liant.

3- **L'atome d'oxygène (Z=8)** possède 2 électrons célibataires et deux doublets non liants. Pour respecter la règle de l'octet l'atome d'oxygène doit compléter sa couche **L** en gagnant 2 électrons. Il peut établir deux liaisons covalentes et possède deux doublets non liants.

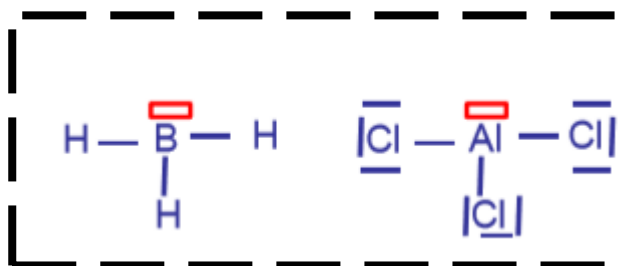
4- **L'atome de chlore (Z=17)** possède 1 électron célibataire et 3 doublets non liants. Pour respecter la règle de l'octet, l'atome de chlore doit compléter sa couche **L** en gagnant 1 électron. Il peut établir une liaison covalente et possède trois doublets non liants.

Il existe cependant des exceptions à la règle de l'octet : des atomes peuvent posséder plus ou moins de 8 électrons dans leur couche périphérique.

IV-1-3-c- Les exceptions de la règle de l'octet

1- Certains éléments du groupe 13 de la classification périodique (B, Al, Ga) disposent de trois électrons externes. Un réarrangement de (ns^2np^1) permet d'obtenir (ns^1np^2) et la formation de trois liaisons de covalence avec trois atomes monovalents.

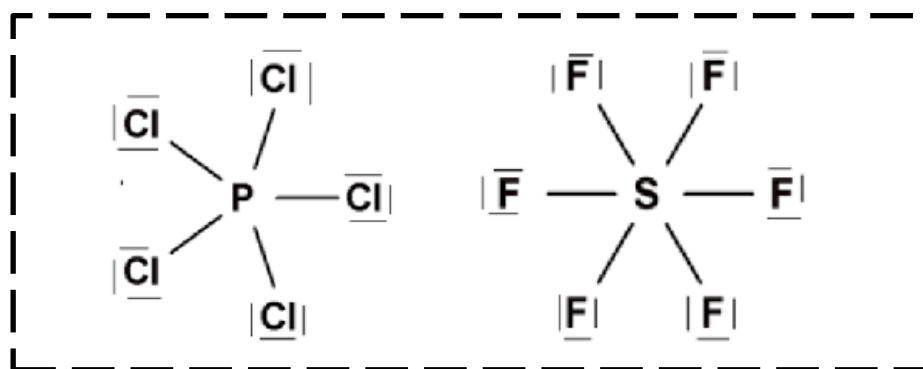
➤ **Exemple** : l'hydrure de bore BH_3 et le chlorure d'aluminium $AlCl_3$



2- **Les éléments hypervalents** : Dans le cas des éléments ayant le nombre quantique $n \geq 3$, les orbitales atomiques nd peuvent intervenir et permettre d'avoir plus de huit électrons dans la couche de valence.

➤ **Exemple : 10 électrons** pour l'atome du phosphore dans la molécule PCl_5 , **12 électrons** pour l'atome du soufre dans la molécule SF_6 .

Pour envisager une pentavalence (PCl_5) ou hexavalence (SF_6), un réarrangement de ($\text{P} : 3s^2 3p^3$; $\text{S} : 3s^2 3p^4$) permet d'obtenir ($\text{P} : 3s^1 3p^3 3d^1$; $\text{S} : 3s^1 3p^3 3d^2$).



IV-1-4- Méthode pour représenter une molécule avec la structure de Lewis

- 1- Ecrire la formule brute : ainsi on connaît tous les atomes de la molécule.
- 2- Ecrire la structure électronique de chaque atome.
- 3- Trouver le nombre N_e d'électrons externes de chaque atome. (Électrons de valence).
- 4- Trouver le nombre N_l de liaisons covalentes que doit établir l'atome pour acquérir une structure en octet $N_l = (8 - N_e)$. (Exception pour H, $N_l = 2-1$).
- 5- Calculer le nombre N_{nl} de doublets non liants de chaque atome :

$$N_{nl} = (N_e - N_l) / 2$$
- 6- L'atome qui a le plus de liaisons covalentes (de doublets liants) est un atome central
- 7- Disposer les autres atomes autour de l'atome central de façon à respecter la formule de la molécule et le nombre de liaisons covalentes de chaque atome.
- 8- Placer le(s) doublet(s) liant(s) entre les atomes de la molécule (liaisons covalentes).
- 9- Placer le(s) doublet(s) non liant(s) autour des atomes qui en possèdent.
- 10- Vérifier que chacun des atomes de la molécule satisfait à la règle de l'octet en étant entouré de 4 doublets.
- 11- Attribuer à chaque atome sa charge formelle.

IV-1-5- Les charges formelles

La charge formelle (C_f) indique le nombre d'électrons que l'atome a gagnés ou perdus lors de la formation des liaisons covalentes. Pour compléter un diagramme de Lewis, on calcule les charges formelles (C_f) de chaque atome.

La somme des charges formelles de tous les atomes est égale à la charge totale Q de la molécule.

$$C_f = N_e - N_l - (2 \times N_{nl})$$

N_e : nombre d'électrons de la couche de valence de l'atome considéré dans son état fondamental isolé.

N_l : nombre de liaisons formées par l'atome considéré dans la molécule étudiée.

N_{nl} : nombre de doublets libres (non liant) pour l'atome considéré dans la molécule étudiée.

Dans le cas d'une molécule neutre, la somme des charges formelles doit être zéro

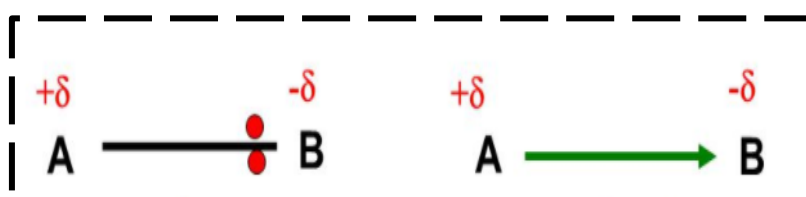
Dans le cas d'un ion, la somme des charges formelles doit être égale à la charge de l'ion

IV-2- le moment dipolaire de la liaison covalente polaire

Le moment dipolaire est l'existence de deux charges δ^+ et δ^- localisées en deux points distincts de l'espace. C'est une grandeur vectorielle.

IV-2-1- Moment dipolaire d'une molécule diatomique

Si l'électronégativité des deux atomes A et B est différente la liaison va être polarisée et l'atome le plus électronégatif va attirer le doublet de liaison vers lui.



$$\mu = q \times d = \delta \times e \times d$$

δ^+ et δ^- sont des charges partielles ($\delta < e$ avec $e = 1,6 \times 10^{-19}$ C, d est la distance entre les deux atomes).

$$\vec{\mu} = q \times d$$

$$\vec{\mu} = |\delta \times e| \times d$$

q en **Colomb** et d en **m**

En chimie, $\delta^+ \longrightarrow \delta^-$, l'unité est le Debye (D) $1D = 3,34 \times 10^{-30} (C \times m)$.

- Si $0 < \delta < 1$, alors la liaison est dite **covalente polaire**.
- Si $\delta = 0$, la liaison est **purement covalente**.
- Si $\delta = 1$, la liaison est **purement ionique**. $\mu_{\text{ionique}} = \mu_i = e \times d = 1,6 \times 10^{-19} (\text{Coulomb}) \times d (\text{m})$

$1\text{\AA} = 10^{-10} \text{ m}$	donc	$\mu_i = 1,6 \times 10^{-19} \times d_{\text{\AA}} \times 10^{-10} = 1,6 \times 10^{-29} \times d_{\text{\AA}}$
------------------------------------	------	---

$1D = 3,34 \times 10^{-30} (C \times m)$	donc	$\mu_i \text{ en (D)} = 4,8 \times d_{\text{\AA}}$
--	------	--

Le **pourcentage ionique** est déterminé par le rapport du moment dipolaire mesuré (réel ou expérimental) sur le moment dipolaire ionique ($\mu_i = e \times d$).

$\%_i = (\mu_{\text{réel}} / \mu_i) \times 100 = (e \times \delta \times d / e \times d) \times 100 = \delta \times 100$
--

➤ Exemple

La distance entre les deux atomes de la molécule de HCl (gaz) $d = 126 \text{ pm}$. Le moment dipolaire expérimentale $\mu_{\text{réel}} = 1,08 \text{ D}$. Calculer le pourcentage ionique $\%_i$.

S'agit-il d'une liaison covalente apolaire, covalente polaire ou ionique.

➤ Solution

La molécule est linéaire **H - Cl** avec une distance de 126 pm entre H et Cl.

Le moment dipolaire ionique est obtenu par : $\mu_i = 4,8 \times d_{\text{\AA}}$

$126 \text{ pm} = 1,26 \text{ \AA}$

$1\text{\AA} = 100 \text{ pm}$

Donc $\mu_i = 1,26 \times 4,8 = 6,05 \text{ D}$

$\%_i = (\mu_{\text{réel}} / \mu_i) \times 100 = (1,08 / 6,05) \times 100 = 18 \%$.

$\%_i = \delta \times 100 = 18 \%$, $\delta = \%_i / 100 = 18 / 100 = 0,18$. $0 < \delta < 1$

La liaison entre les deux atomes est **covalente polaire**.

IV-2-2- Moment dipolaire d'une molécule polyatomique

Le moment dipolaire est calculé à partir de la somme vectorielle des moments dipolaires associés aux liaisons (partiels). Il peut être nul par compensation des moments dipolaires partiels dans les molécules symétriques. $\vec{\mu} = \sum \vec{\mu}_i$

➤ Exemple : Le moment dipolaire de la molécule d'eau

Le moment dipolaire d'une liaison OH vaut $\mu_{OH} = 1,51$ D. L'angle de valence de la molécule d'eau est de $\alpha = 104,5^\circ$. Calculer le moment dipolaire de la molécule.

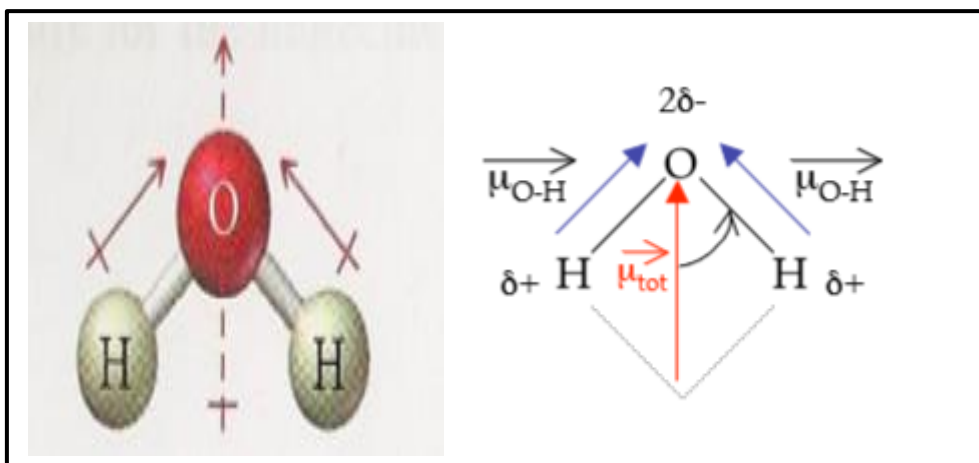


Figure 10 : Le moment dipolaire de la molécule d'eau

Le vecteur du moment dipolaire totale est la somme des vecteurs des moments dipolaires de deux liaisons. L'angle avec la verticale $\alpha / 2 = 52,25^\circ$. Les composantes horizontales s'annulent et la somme des moments de liaison est donc orientée sur l'axe vertical.

$$\mu_{H_2O} = 2 \mu_{HO} \times \cos (\alpha / 2) = 2 \times 1,51 \times \cos (52,25^\circ) = 1,85 \text{ D.}$$

Le moment dipolaire d'une molécule polyatomique est calculé selon la formule :

$$\mu_{\text{Total}} = 2 \mu_i \times \cos (\alpha / 2).$$

Pour trouver le moment dipolaire d'une molécule :

- 1- Représenter la molécule selon la structure de Lewis
- 2- Dessiner le moment dipolaire de chaque liaison de la molécule Sur un autre schéma.
- 3- Dédire le moment dipolaire total de la molécule.

V- Géométrie des molécules.

Les propriétés chimiques des molécules sont reliées à leurs structures. Une légère modification sur la structure de la molécule modifie leurs propriétés chimiques et peut même la rendre totalement inutile pour une cellule biologique (le cas des molécules biologiques).

Les structures de Lewis rendent compte du nombre de liaisons dans la molécule, mais pas de la géométrie, ni des angles de liaison.

En 1957, le chimiste canadien R.J. Gillespie a développé une théorie dite VSEPR : Valence Shelle Electron Paire Répulsion. (Répartition des paires électroniques de valence autour de l'atome central). Cette théorie permet de trouver la géométrie des molécules à partir du modèle de Lewis de la liaison covalente.

V-1- Principe de la Règle de Gillespie ou Théorie de VSEPR

Le principe est que les diverses paires électroniques de la couche de valence d'un atome central A se repoussent entre elles, la géométrie de la molécule sera celle pour laquelle les répulsions seront minimales, c'est-à-dire celle engendrant des distances maximales entre les doublets.

Il existe deux types de doublets électroniques de la couche de valence :

- Les doublets liants, qui constituent des liaisons chimiques.
- Les doublets non liants, qui sont dans la couche externe mais qui ne constituent pas de liaisons chimiques.

V-2- La notation symbolique d'une molécule selon la théorie de VSEPR



A : Est l'atome central.

X : Est un atome connecté ou lié à A.

n : Le nombre des atome X lié à l'atome central A.

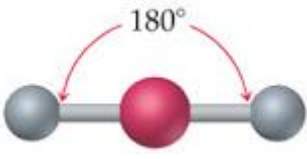
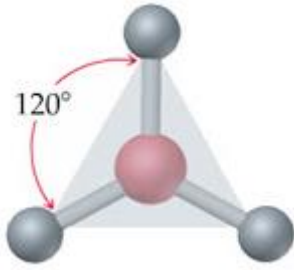
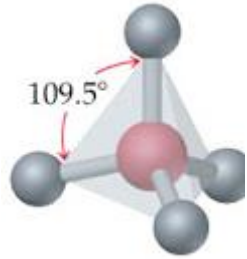
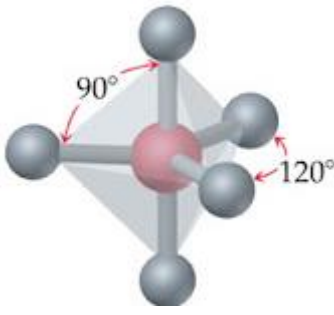
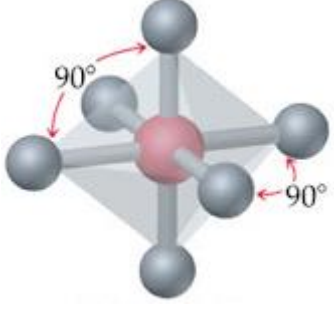
E : Est un doublet libre, appelé aussi doublet non liant porté par A

m : Nombre des doublets non liants E.

Il y a donc (n + m) paires d'électrons à éloigner le plus possible

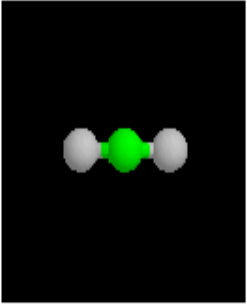
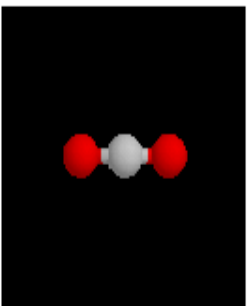
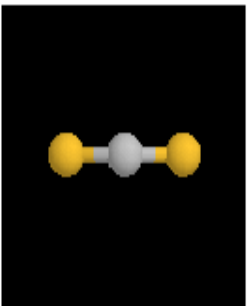
Le tableau suivant présente les géométries de base selon la valeur de (n + m)

Tableau 1 : Géométrie de base selon la valeur de $n + m$.

n + m	Géométrie	
2	Linéaire	
3	Triangulaire	
4	Tétraèdre	
5	Bi-pyramide à base triangulaire	
6	Octaèdre	

V-3- Géométrie des molécules selon la théorie de VSEPR

V-3-1- La géométrie pour $n + m = 2$ (AX_2)Tableau 2 : Géométrie des molécules de type AX_2 .

Linéaire		
AX_2		
	$\text{Cl}-\text{Be}-\text{Cl}$ BeCl_2	$d(\text{Be}-\text{Cl}) = 0,117 \text{ nm}$ $\alpha = 180^\circ$
	$\text{O}=\text{C}=\text{O}$ CO_2	$d(\text{C}-\text{O}) = 0,116 \text{ nm}$ $\alpha = 180^\circ$
	$\text{S}=\text{C}=\text{S}$ CS_2	$d(\text{C}-\text{S}) = 0,155 \text{ nm}$ $\alpha = 180^\circ$

V-3-2- La géométrie pour $n + m = 3$ (AX_3 et AX_2E)Tableau3 : Géométrie des molécules de type AX_3 .

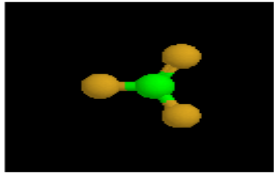
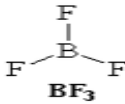
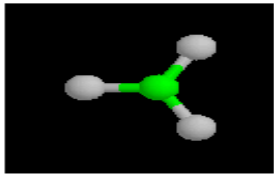
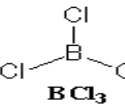
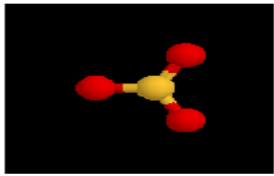
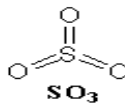
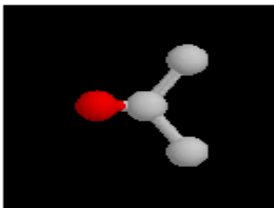
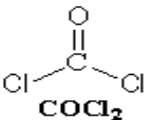
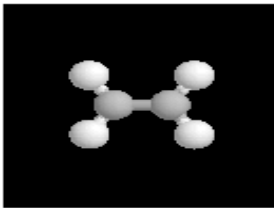
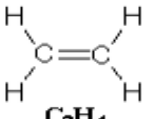
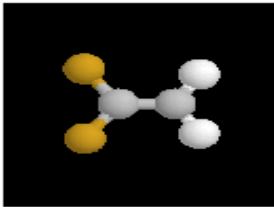
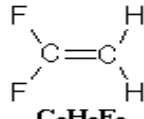
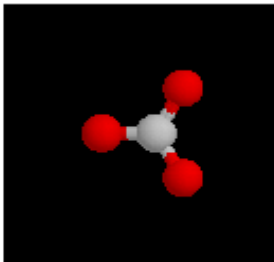
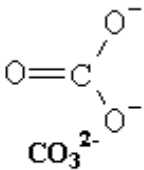
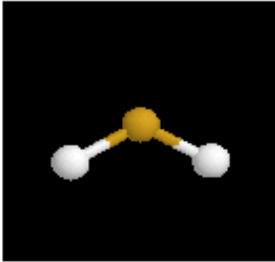
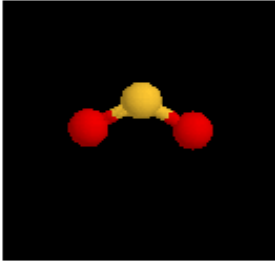
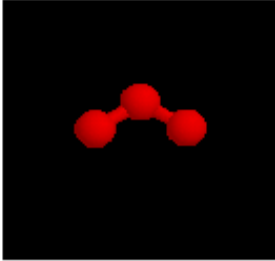
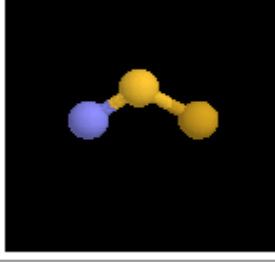
Triangulaire		
AX_3		
	 BF_3	$d(B-F) = 0,130 \text{ nm}$ $\alpha = 120^\circ$
	 BCl_3	$d(B-Cl) = 0,176 \text{ nm}$ $\alpha = 120^\circ$
	 SO_3	Valeurs suivantes en phase gazeuse : $d(S-O) = 0,143 \text{ nm}$ $\alpha = 120^\circ$
	 $COCl_2$	$d(C-Cl) = 0,174 \text{ nm}$ $d(C-O) = 0,117 \text{ nm}$ $\alpha = 113,2^\circ$
	 C_2H_4	$d(C-H) = 0,110 \text{ nm}$ $d(C-C) = 0,134 \text{ nm}$ $\alpha = 118^\circ$
	 $C_2H_2F_2$	$d(C-H) = 0,110 \text{ nm}$ $d(C-C) = 0,134 \text{ nm}$ $d(C-F) = 0,135 \text{ nm}$ $\alpha (FCF) = 109,3^\circ$
	 CO_3^{2-}	$d(C-O) = 0,129 \text{ nm}$ $\alpha = 120^\circ$

Tableau4 : Géométrie des molécules de type AX₂E.

AX₂E		
	$\begin{array}{c} \ddot{\text{Sn}} \\ \\ \text{Cl}-\text{Sn}-\text{Cl} \\ \text{SnCl}_2 \end{array}$	$d(\text{Sn}-\text{Cl}) = 0,242 \text{ nm}$ $\alpha = 95^\circ$
	$\begin{array}{c} \ddot{\text{S}} \\ // \quad \backslash \\ \text{O} \quad \text{O} \\ \text{SO}_2 \end{array}$	$d(\text{S}-\text{O}) = 0,143 \text{ nm}$ $\alpha = 119,5^\circ$
	$\begin{array}{c} \ddot{\text{O}}^+ \\ // \quad \backslash \\ \text{O} \quad \text{O}^- \\ \text{O}_3 \end{array}$	$d(\text{O}-\text{O}) = 0,128 \text{ nm}$ $\alpha = 116,8^\circ$
	$\begin{array}{c} \ddot{\text{S}} \\ \equiv \text{N} \quad \backslash \\ \text{N} \quad \text{F} \\ \text{NSF} \end{array}$	$d(\text{S}-\text{N}) = 0,145 \text{ nm}$ $d(\text{S}-\text{F}) = 0,164 \text{ nm}$ $\alpha = 116,5^\circ$

V-3-3- La géométrie pour $n + m = 4$ (AX_4 , AX_3E et AX_2E_2)Tableau 5 : Géométrie des molécules de type AX_4 .

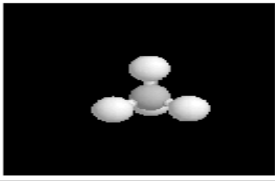
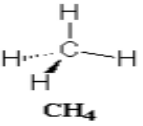

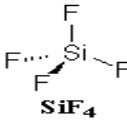
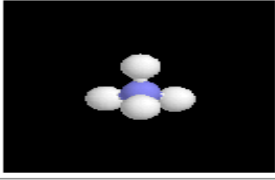
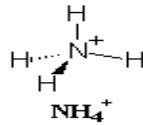
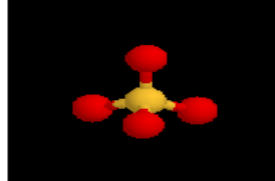
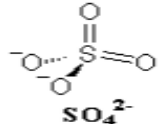
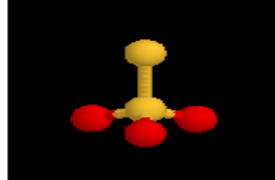
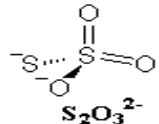
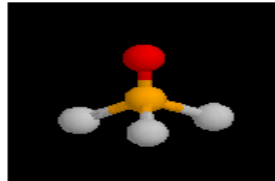
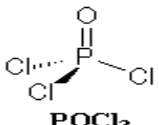
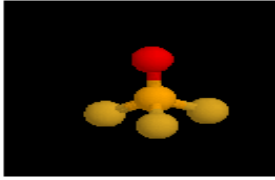
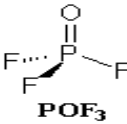
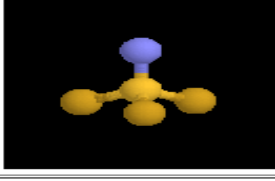
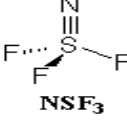
Tétraédrique		
AX_4		
	 CH_4	$d(C-H) = 0,1094 \text{ nm}$ $\alpha = 109,5^\circ$
	 SiF_4	$d(Si-F) = 0,154 \text{ nm}$ $\alpha (FSiF) = 109,5^\circ$
	 NH_4^+	$d(N-H) = 0,103 \text{ nm}$ $\alpha = 109,5^\circ$
	 SO_4^{2-}	$d(S-O) = 0,150 \text{ nm}$ $\alpha = 109^\circ$
	 $S_2O_3^{2-}$	$d(S-O) = 0,150 \text{ nm}$ $d(S-S) = 0,201 \text{ nm}$ $\alpha = 109^\circ$ (valeur estimée)
	 $POCl_3$	$d(P-Cl) = 0,199 \text{ nm}$ $d(P-O) = 0,145 \text{ nm}$ $\alpha (ClPCl) = 103,5^\circ$
	 POF_3	$d(P-F) = 0,154 \text{ nm}$ $d(P-O) = 0,145 \text{ nm}$ $\alpha (FPF) = 102^\circ$
	 NSF_3	$d(S-N) = 0,14 \text{ nm}$ $d(S-F) = 0,16 \text{ nm}$ $\alpha (FSF) = 98^\circ$

Tableau 6 : Géométrie des molécules de type AX₃E.

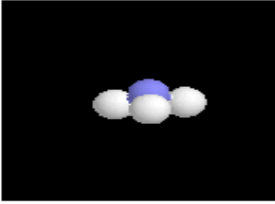
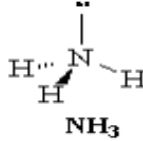
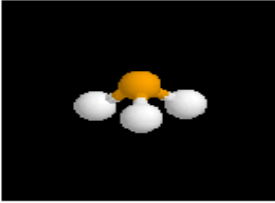
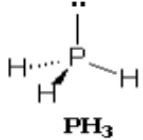
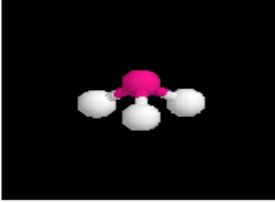
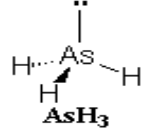
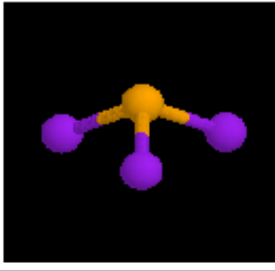

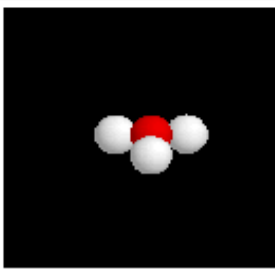
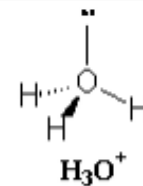
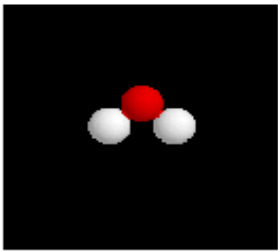
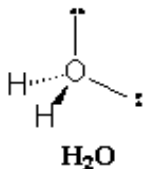
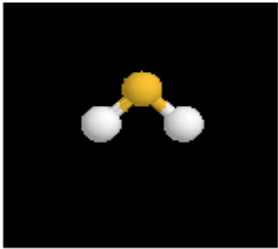
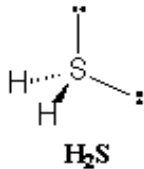
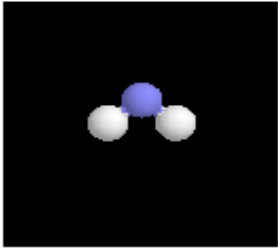
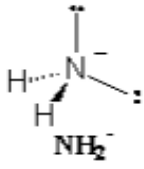
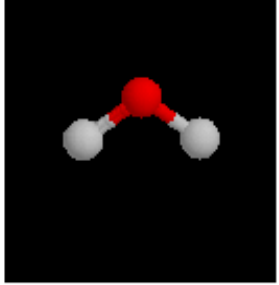
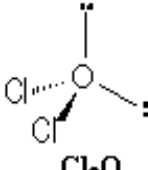

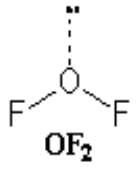
AX₃E		
	 NH ₃	d(N-H) = 0,102 nm α = 107,8°
	 PH ₃	d(P-H) = 0,144 nm α = 93,3°
	 AsH ₃	d(As-H) = 0,144 nm α = 91,8°
	 PI ₃	d(P-I) = 0,243 nm α = 102°
	 H ₃ O ⁺	Valeurs suivantes avec contre-ion Cl ⁻ . d(O-H) = 0,096 nm α = 117°

Tableau 7 : Géométrie des molécules de type AX₂E₂.

AX₂E₂		
	 H ₂ O	d(O-H) = 0,096 nm $\alpha = 104,5^\circ$
	 H ₂ S	d(S-H) = 0,135 nm $\alpha = 93,3^\circ$
	 NH ₂ ⁻	d(N-H) = 0,103 nm $\alpha = 104^\circ$
	 Cl ₂ O	d(O-Cl) = 0,170 nm $\alpha = 110,9^\circ$
	 OF ₂	d(O-F) = 0,140 nm $\alpha = 103^\circ$

V-3-4- La géométrie pour $n + m = 5$ (AX_5 , AX_4E , AX_3E_2 et AX_2E_3)Tableau 8 : Géométrie des molécules de type AX_5

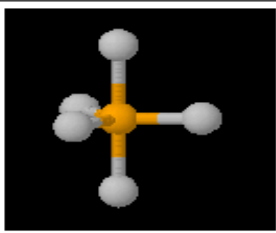
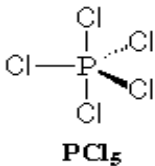
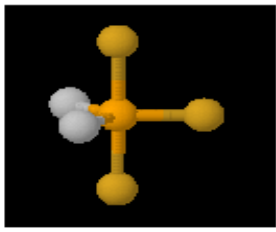
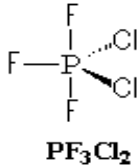
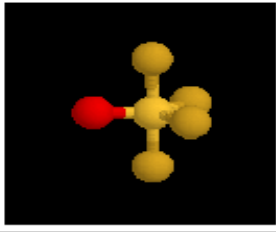
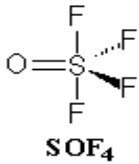
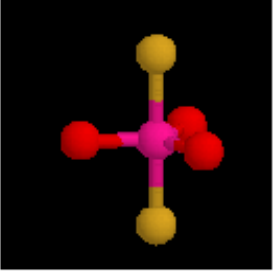
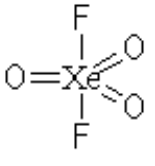
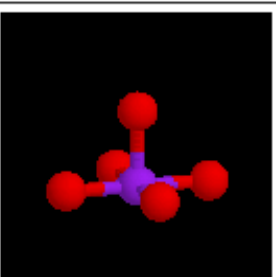
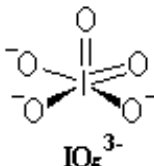
Pentagonale		
AX_5		
	 <p style="text-align: center;">PCl_5</p>	$d(P-Cl_{eq}) = 0,202 \text{ nm}$ $d(P-Cl_{ax}) = 0,214 \text{ nm}$ $\alpha(CIPCl) = 90^\circ$; $\alpha (ClPCl) = 120^\circ$
	 <p style="text-align: center;">PF_3Cl_2</p>	$d(P-Cl_{eq}) = 0,2 \text{ nm}$; $d(P-F) = 0,15 \text{ nm}$ $\alpha(FPF) = 90^\circ$; $\alpha (ClPCl) = 120^\circ$ (valeurs estimées)
	 <p style="text-align: center;">SOF_4</p>	$d(S-O) = 0,140 \text{ nm}$ $d(S-F_{eq}) = 0,155 \text{ nm}$ $d(S-F_{ax}) = 0,157 \text{ nm}$ $\alpha (F_{eq}SF_{eq}) = 110^\circ$
	 <p style="text-align: center;">XeO_3F_2</p>	$d(Xe-O) = 0,180 \text{ nm}$ $d(Xe-F) = 0,200 \text{ nm}$ $\alpha (OXeO) = 120^\circ$ (valeurs estimées)
	 <p style="text-align: center;">IO_5^{3-}</p>	$d(I-O) = 0,180 \text{ nm}$ $\alpha (OIO) = 90^\circ$ (valeurs approchées)

Tableau 9 : Géométrie des molécules de type AX₄E.



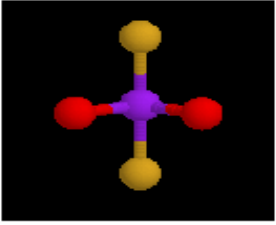
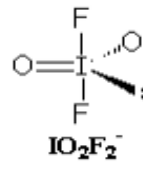
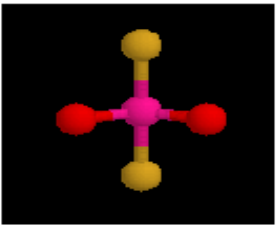
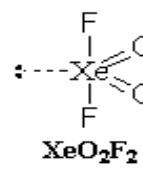
AX₄E		
	 SF ₄	$d(S-F_{eq}) = 0,154 \text{ nm}$ $d(S-F_{ax}) = 0,164 \text{ nm}$ $\alpha(F_{eq}SF_{eq}) = 101,6^\circ$ $\alpha(F_{ax}SF_{ax}) = 173,6^\circ$
	 IO ₂ F ₂ ⁻	$d(I-O) = 0,193 \text{ nm}$ $d(I-F) = 0,200 \text{ nm}$
	 XeO ₂ F ₂	$d(Xe-O) = 0,180 \text{ nm}$ $d(Xe-F) = 0,200 \text{ nm}$ (valeurs estimées)

Tableau 10 : Géométrie des molécules de type AX₃E₂.

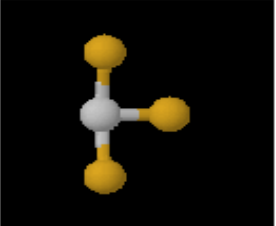
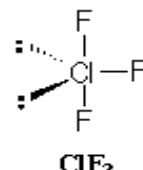

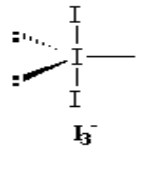
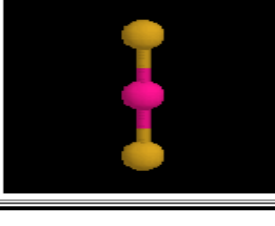
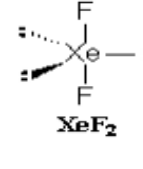
AX₃E₂		
	 ClF ₃	$d(Cl-F_{eq}) = 0,1596 \text{ nm}$ $d(Cl-F_{ax}) = 0,1696 \text{ nm}$ $\alpha(FCIF) = 87,5^\circ$

Tableau 11 : Géométrie des molécules de type AX₂E₃.

AX₂E₃		
	 I ₃ ⁻	Valeurs suivantes avec contre-ion NEt ₄ ⁺ $d(I-I) = 0,294 \text{ nm}$ $\alpha = 180^\circ$ (des structures moins symétriques sont fréquentes)
	 XeF ₂	$d(Xe-F) = 0,200 \text{ nm}$ $\alpha = 180^\circ$

V-3-5- La géométrie pour $n + m = 6$ (AX_6 , AX_5E et AX_4E_2)Tableau 12 : Géométrie des molécules de type AX_6 .


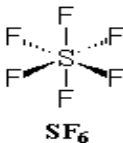
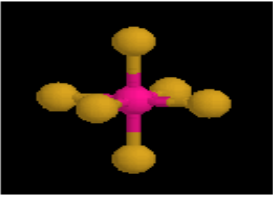

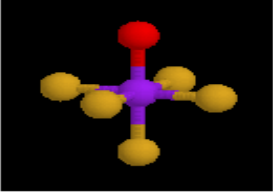
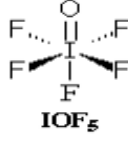
Octaédrique		
AX_6		
	 <p>SF₆</p>	$d(S-F) = 0,1564 \text{ nm}$ $\alpha = 90^\circ$
	 <p>XeF₆</p>	$d(Xe-F) = 0,190 \text{ nm}$ $\alpha = 90^\circ$
	 <p>IOF₅</p>	$d(I-O) = 0,19 \text{ nm}$ (valeur estimée) $d(I-F) = 0,20 \text{ nm}$ (valeur estimée)

Tableau 13 : Géométrie des molécules de type AX_5E .

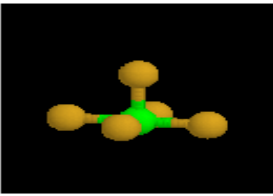
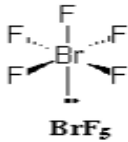

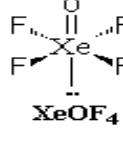
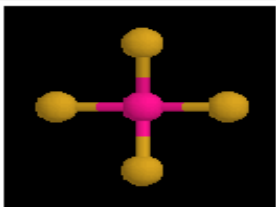
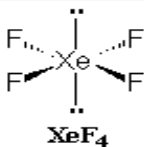
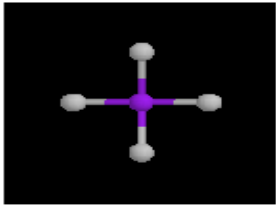
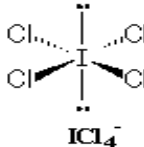
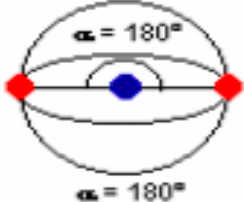
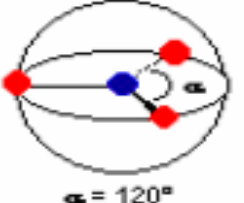
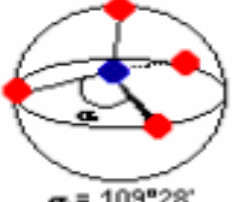
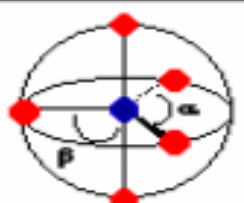
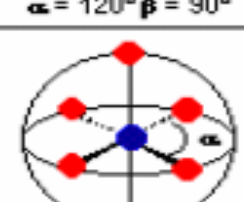
AX_5E		
	 <p>BrF₅</p>	$d(\text{Br}-F_{\text{ax}}) = 0,169 \text{ nm}$ $d(\text{Br}-F_{\text{eq}}) = 0,178 \text{ nm}$ $\alpha (F_{\text{eq}}, \text{Br}, F_{\text{ax}}) = 84,9^\circ$ (phase gazeuse)
	 <p>XeOF₄</p>	$d(Xe-F) = 0,19 \text{ nm}$ (valeur moyenne) $d(Xe-O) = 0,18 \text{ nm}$ (valeur moyenne)

Tableau 14: Géométrie des molécules de type AX₄E₂.

AX ₄ E ₂		
	 XeF ₄	d(Xe-F) = 0,195 nm (valeur moyenne) α = 90° (valeur moyenne)
	 ICl ₄ ⁻	d(I-Cl) = 0,250 nm (valeur moyenne) α = 90° (valeur moyenne)

Le tableau 15 représente les géométries des molécules selon la théorie de VSEPR.

Tableau 15 : Les géométries des molécules selon la théorie de VSEPR.

Fig. Répulsion	AX _n E _m	n+m	n	Géométrie	Exemples
	AX ₂	2	2	Linéaire	BeCl ₂ , CO ₂ , HCN
	AX ₃	3	3	Trigone plan	BF ₃ , AlCl ₃ , NO ₃ ⁻ , CO ₃ ²⁻ , COCl ₂
	AX ₂ E ₁		2	en V	SO ₂ , SnCl ₂ , NO ₂ ⁻
	AX ₄	4	4	Tétraèdre	CH ₄ , SiCl ₄ , NH ₄ ⁺ , PO ₄ ³⁻
	AX ₃ E ₁		3	Pyramide	NH ₃ , H ₃ O ⁺ , PCl ₃
	AX ₂ E ₂		2	en V	H ₂ O, H ₂ S, TeF ₂
	AX ₅	5	5	Bipyramide	PCl ₅
	AX ₄ E ₁		4	Bipyramide	TeCl ₄ , SF ₄ , TeF ₄
	AX ₃ E ₂		3	en T	ICl ₃ , ClF ₃
	AX ₂ E ₃		2	Linéaire	XeF ₂
	AX ₆	6	6	Octaèdre	SF ₆ , SeF ₆ , TeF ₆
	AX ₅ E ₁		5	Pyramide	BrF ₅ , IF ₅
	AX ₄ E ₂		4	Carré	XeF ₄ , ICl ₄ ⁻