

Cours N°5:

Les liaisons chimiques

- **5.1. La liaison chimique:**
On appelle une liaison chimique toute interaction attractive qui maintient des atomes à courte distance.
- **5.2. Types des liaisons chimiques:**
- **5.2.1. Liaisons chimiques faibles:**
- Ce sont des forces **intermoléculaires** caractérisées par énergie de dissociation inférieure à 50 KJ/mol.
- Elles sont responsables des propriétés physiques de la matière (point de fusion, d'ébullition, condensation....)
- Exemple: 41kj/mol pour vaporiser 1mol d'eau à la température ambiante.

A- La liaison hydrogène

Se produit entre un atome d'hydrogène déjà lié à un atome très électronégatif, et un autre atome très électronégatif qui est, lui aussi, déjà engagé dans une molécule.

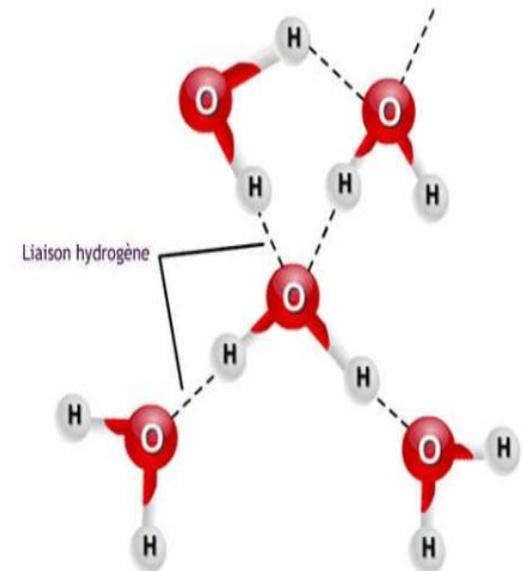
Exemple: Liaisons hydrogène se formant entre des molécules d'eau

B- Forces de Van der Waals:

Elle est due aux interactions attractives entre les atomes, ions ou les molécules.

Aucun électron n'est mis en commun entre les deux atomes.

LIAISON HYDROGENE



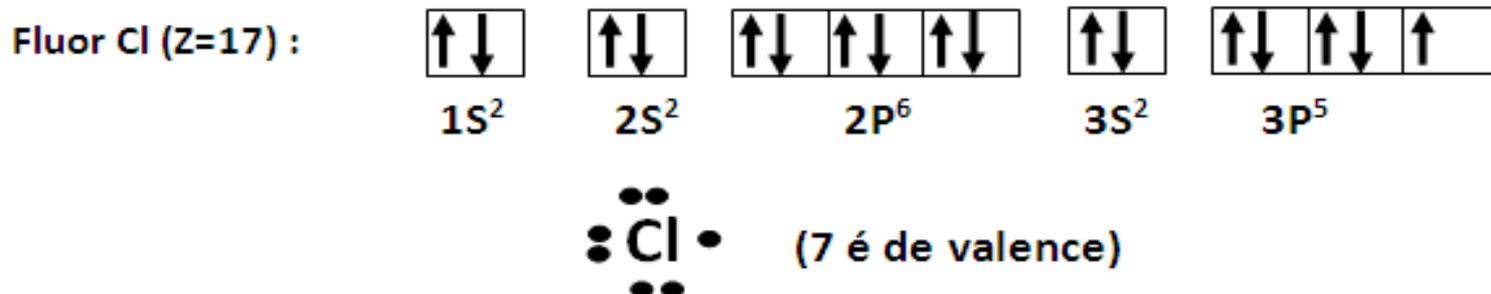
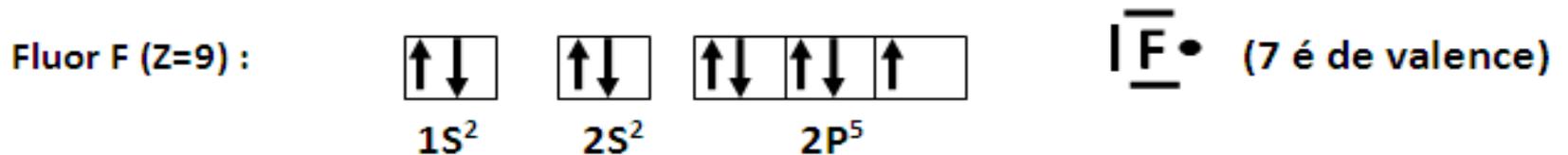
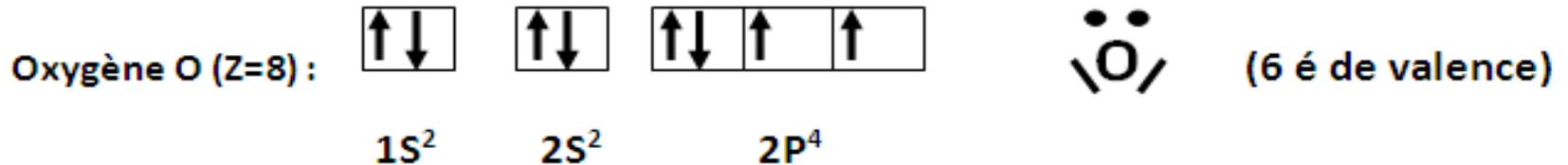
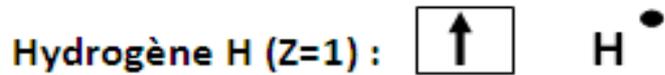
- **5.2.2. Liaisons chimiques fortes:**

- Ce sont des forces **intramoléculaires** caractérisées par énergie de dissociation de l'ordre de 200 à 1000 KJ/mol.
- Elles sont responsables de la stabilité des molécules.
- **Types des liaisons chimiques fortes:**
- **5.2.2.1.** Liaison covalente
- **5.2.2.1.1.** Liaison covalente non polaire ou parfaite
- **5.2.2.2.2.** Liaison covalente polaire
- **5.2.2.3.3.** Liaison ionique
- **5.2.2.4.** Liaison de coordination ou dative
- **5.2.2.5.** Liaison métallique

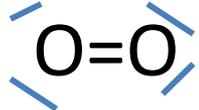
5.3. Représentation d'une liaison chimique (Représentation de LEWIS)

- **Diagramme de LEWIS** (Formule ou représentation de LEWIS).
- Ce sont des formules dans les quelle:
- On fait apparaitre tous les électrons de valence des atomes liés.
- Une paire d'électron partagé (doublet liant) ou non (doublet non liant), est schématisée par un tiret (---) ou par deux points(. .).
- **Remarque:**
- Le modèle de LWIS ne donne pas d'informations sur la géométrie spatial de la molécule (3 Dimension).
- Il représente la molécule dans le plan (2dimensions)

Exemples: Représentation de LEWIS



- **5.2.2.1. La liaison chimique covalente**
- Elle est formée par la mise en commun des électrons de leur couche électronique de valence.
- Chaque atome ne peut faire qu'un nombre déterminé de liaisons covalentes.
- On distingue des liaisons simples, doubles et triples.

- **A- Liaison covalente simple** : résulte de la mise en commun entre deux atomes.
- Chaque atome fournit un électron, elle est appelée « liaison σ ».
- Exemple : H_2 : H–H
- **B- Liaison covalente double** : résulte de la mise en commun de deux paires d'électrons entre deux atomes. Chaque atome fournit 2 électrons.
- Exemple : O_2 : 
- **C- Liaison covalente triple** : résulte de la mise en commun entre deux atomes de trois paires d'électrons. Chaque atome fournit 3 électrons.
- Exemple : N_2 : 

5.2.2.1.1. Liaison covalente non polaire ou parfaite: ($0 < \Delta E_n < 0,4$).

- Elle se forme lorsque (ΔE_n) entre les deux atomes est nulle ou inférieure à 0,4.
- **Caractérisation:**
- Répartition symétrique du nuage électronique assurant la liaison covalente,
- Attraction égale des électrons vers les noyaux de deux atomes.
- Exemple: H_2 ; Cl_2 .

5.2.2.1.2. Liaison covalente polaire ($0,4 \leq \Delta E_n \leq 1,7$).

- Résulte de la mise en commun de deux électrons non appariés entre deux atomes d'électronégativité différente.
- **Caractérisation:**
- Répartition non symétrique du nuage électronique assurant la liaison covalente,
- Attraction inégale des électrons vers les noyaux de deux atomes.
- **Exemple:** HCl
- $\chi(\text{H})=2,2$ et $\chi(\text{Cl})=3,16$. Donc: $\Delta E_n = \chi(\text{Cl}) - \chi(\text{H})=0,9 < 1,7$.

5.2.2.1.3. Liaison ionique (liaison $\Delta E_n \geq 1,7$)

- Ce type de liaison se forme lorsqu'il y a une grande différence d'électronégativité entre les deux atomes liés ($\Delta E_n \geq 1,7$).
- **Caractérisation:**
- Il y a un transfert total d'un ou plusieurs électrons de l'atome le moins électronégatif vers l'atome le plus électronégatif qui conduit à la formation de deux ions.
- **Exemple:** NaCl:
- $\chi(\text{Na})=0,93$ et $\chi(\text{Cl})=3,16$. Donc: $\Delta E_n = \chi(\text{Cl}) - \chi(\text{Na}) = 2,23$ cette valeur est $> 1,7$.

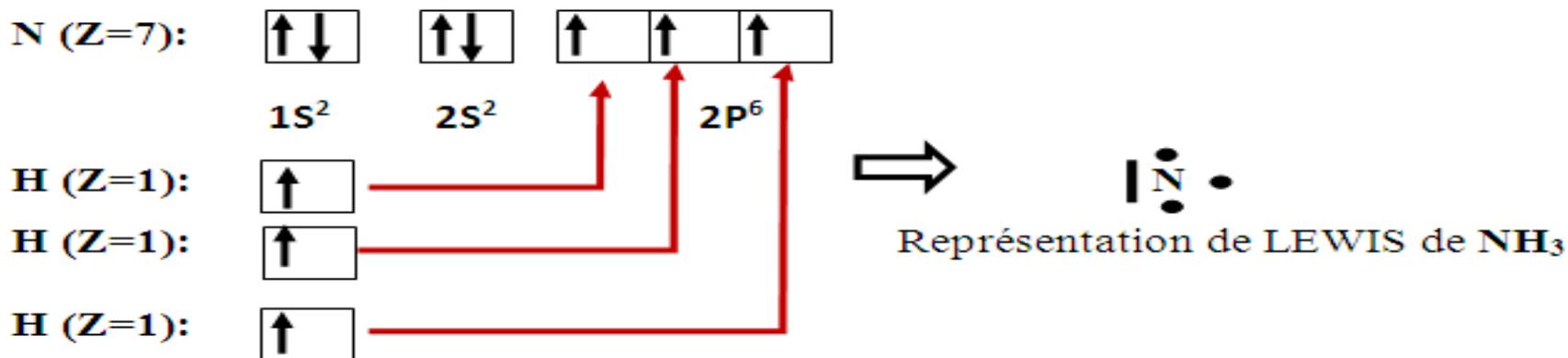
5.2.2.1.4. Liaison covalente de coordination (ou dative)

- Résulte de la mise en commun d'électrons entre un atome A (donneur) qui fournit les deux électrons de sa couche externe à l'atome B (accepteur) qui reçoit ce doublet dans sa case quantique vide.
- La liaison dative est représentée par une flèche du donneur(A) à l'accepteur(B).



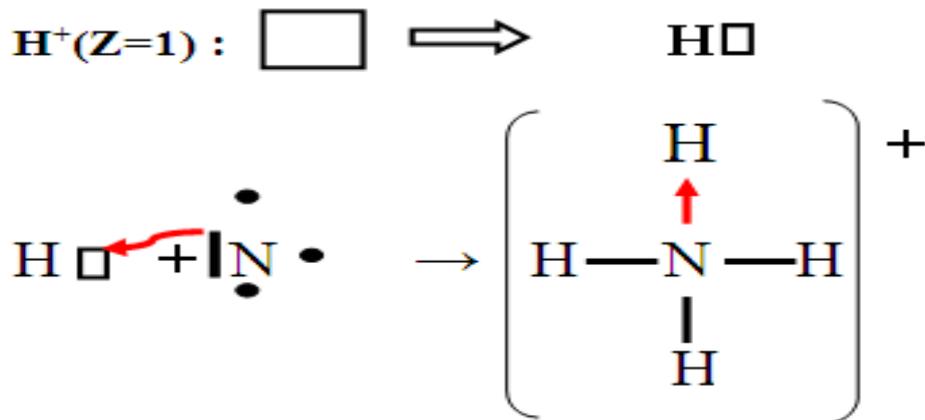
Exemple sur la formation d'une liaison dative: l'ion ammonium (NH_4^+)

La formation du gaz d'ammoniac (NH_3): $\text{N} + 3\text{H}^+ \rightarrow \text{NH}_3$



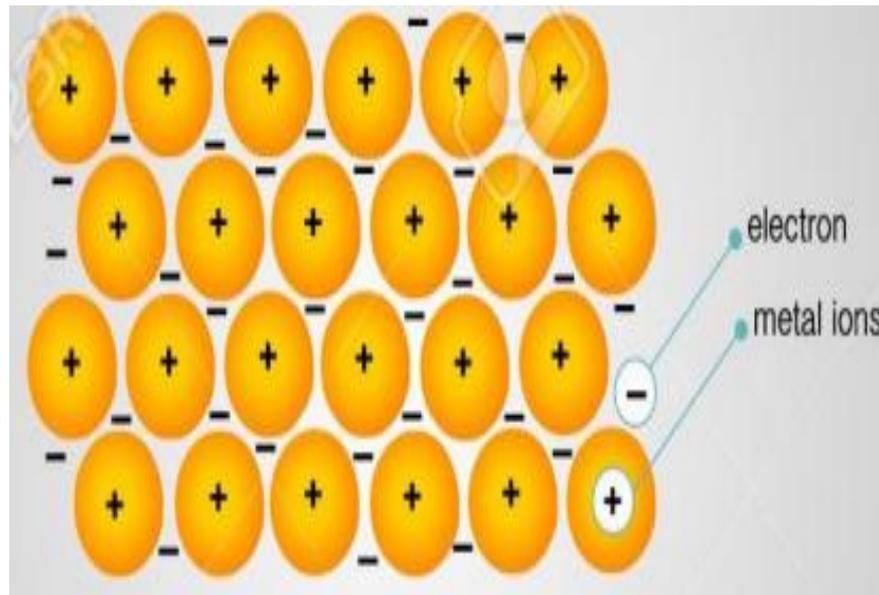
La formation de l'ion d'ammonium (NH_4^+): $\text{NH}_3 + \text{H}^+ \rightarrow \text{NH}_4^+$

Représentation de LEWIS de H^+



• 5.2.2.5. La liaison métallique:

- C'est une liaison chimique beaucoup plus faible que la liaison ionique et covalente,
- Résulte de l'attraction entre les cations du métal (qu'ils ont perdu leurs électrons de valence) et le nuage d'électrons.



5.4. Caractère ionique partiel d'une liaison covalente (CIP)

- Le pourcentage de caractère ionique partiel (CIP%) d'une liaison (A-B) est donné par le rapport:

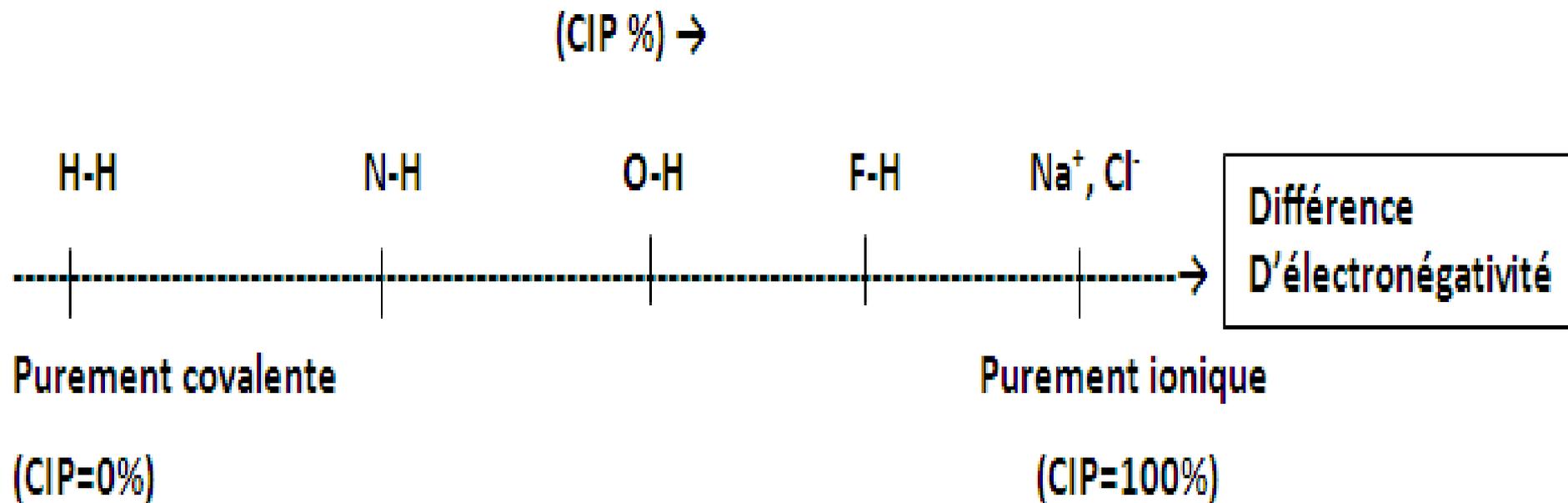
$$CIP(\%) = \frac{(\mu_{AB})_{exp}}{(\mu_{AB})_{ion}} \cdot 100$$

- $(\mu_{AB})_{exp}$: Moment dipolaire expérimental de la liaison A-B
- $(\mu_{AB})_{ion}$: Moment dipolaire théorique de la (A⁺, B⁻)

$$(\mu_{AB})_{ion} = e \cdot d$$

- e: Valeur de la charge élémentaire : $1e = 1,6 \cdot 10^{-19} \text{C}$.
- d: distance internucléaire entre A et B.
- Unités du moment dipolaire:** dans le système international (SI) est: le Coulomb. Mètre (en abrégé C.m),
- Mais cet unité est mal adapté, pour cela on utilise: le Debye (D), définit par $1D = 3,34 \cdot 10^{-30} \text{C.m}$
- Nous avons aussi: $1.e.A^\circ = 4,8D$

Evolution de (CIP%)



Exemple d'application

- La molécule HCl possède un moment dipolaire $\mu_{\text{exp}}=1,03$ Debye et une longueur de liaison $d=1,27\text{\AA}$.
- Calculer le caractère ionique partiel de cette liaison.
- **Données:** $1\text{D}= 3,34 \cdot 10^{-30}$ C.m; $e=1,6 \cdot 10^{-19}\text{C}$; $1\text{\AA}= 10^{-10}$ m

- **Solution:**

- **La loi:**
$$CIP(\%) = \frac{(\mu_{AB})_{\text{exp}}}{(\mu_{AB})_{\text{ion}}} \cdot 100 \quad \text{Avec: } (\mu_{AB})_{\text{ion}} = e \cdot d$$

- Application numérique:

$$CIP(\%) = \frac{1,03\text{D}}{e \cdot 1,27\text{\AA}} \cdot 100 = \frac{1,03\text{D}}{4,8 \times 1,27\text{D}} \cdot 100 = 16,9\%$$

- **Avec: $1 \cdot e \cdot \text{\AA} = 4,8\text{D}$**

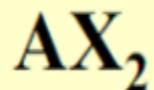
5.5. Théorie de VSEPR Ou Théorie de GILLESPIE

- **VSEPR:** Valence shell Electron Pair Repulsion (en Anglais).
- **RPECV:** Répulsion des Paires Electroniques de la Couche de Valence.
- La théorie de Gillespie est destinée pour prédire la géométrie spatiale des molécules.
- **Règle de Gillespie:**
 - 1)- Tous les doublets d'électrons (liants ou non liants) de la couche de valence de l'atome centrale A sont placés à la surface d'une sphère centrée sur le noyau.
 - 2)- Les doublets d'électrons se positionnent de telle sorte que les répulsions électroniques soit minimale (les doublets é sont situés aussi loin que possible les uns des autres).

4.5.1. Méthode AXE

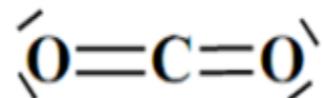
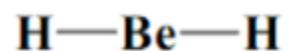
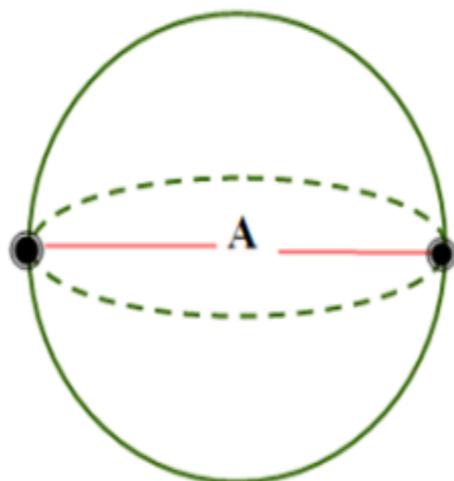
- Soit: **AX_mE_n**
- **A**: Atome central,
- **X**: Atome lié à A
- **m**: nombre d'atome (X) liés à (A), qu'ils soient liés par des liaisons simples ou bien par des liaisons multiples.
- **E**: doublet électronique libre autour de (A)
- **n**: nombre de doublet d'électrons libre autour de (A),
- La formule du composé est donc AX_mE_n et sa géométrie va dépendre des (m+n).

m+n	Géométrie de la molécule	Angle α
2	Linéaire	180°
3	Triangulaire plane	120°
4	Tétraédrique	109°,28'
5	Bipyramide trigonale	$\alpha=120^\circ$; $\beta=90^\circ$
6	Octaédrique	



Géométrie de base linéaire

Hybridation : sp



La géométrie adoptée est celle qui éloigne au maximum les deux doublets

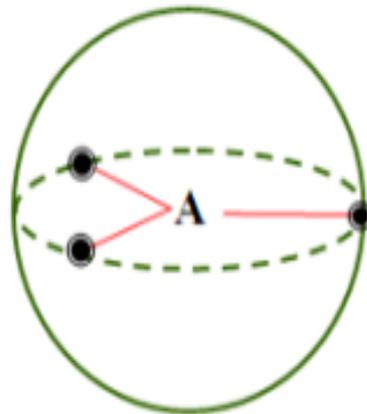
$$\Rightarrow \alpha = 180^\circ$$

Molécule linéaire

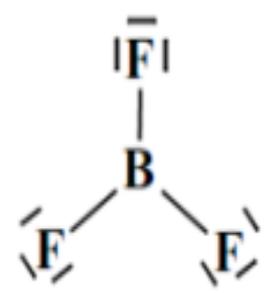
AX₃

Hybridation : sp²

Géométrie de base triangulaire plane



Exemple : BF₃

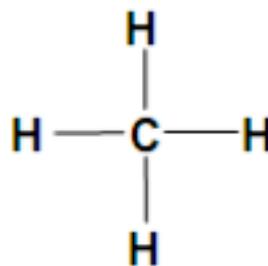
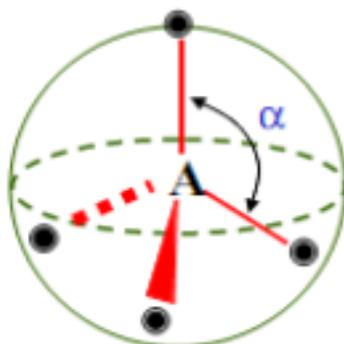


$\alpha = 120^\circ$
Molécule triangulaire plane

Géométrie de base tétraédrique

AX₄

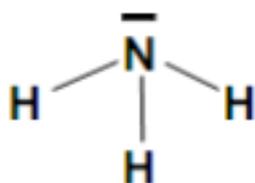
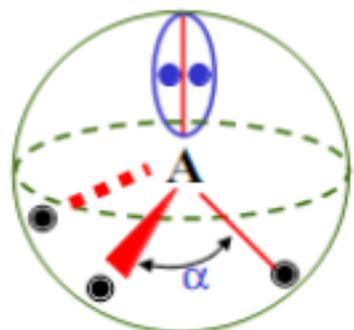
Hybridation : sp³



Exemple : **CH₄**
 $\alpha = 109^{\circ}28'$

AX₃E

Hybridation : sp³



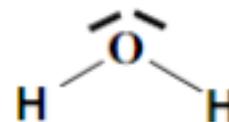
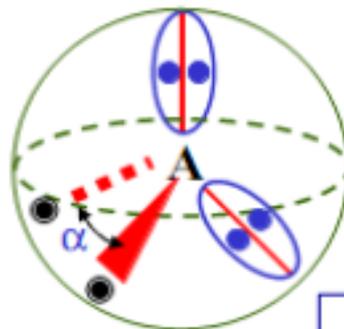
Pyramide
trigonale

$\alpha < 109^{\circ}28'$

Exemple : **NH₃**
 $\alpha = 107^{\circ}$

AX₂E₂

Hybridation : sp³



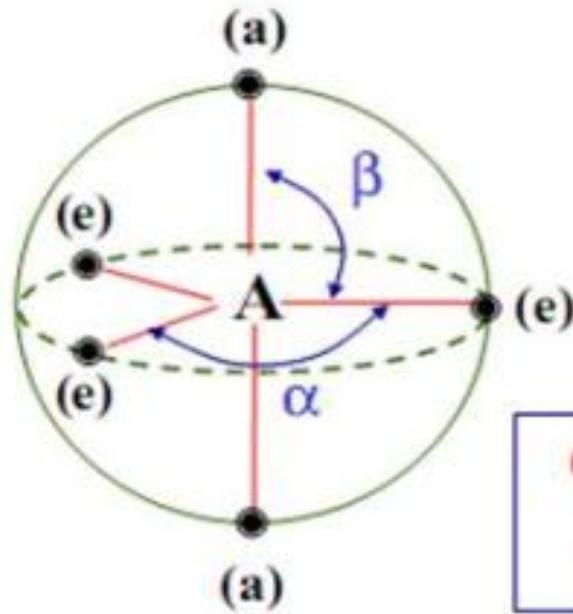
Molécule
coudée en forme de V
ou angulaire

$\alpha \ll 109^{\circ}28'$

Exemple : **H₂O**
 $\alpha = 104^{\circ}$

AX₅

Hybridation : sp^3d



PF₅

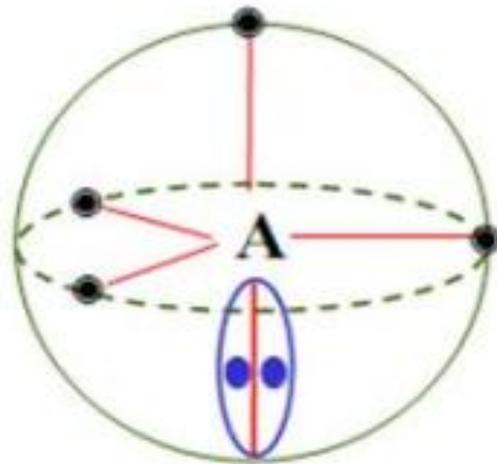
Géométrie de base :
Bipyramide trigonale

$$\alpha = 120^\circ$$

$$\beta = 90^\circ$$

AX₄E

Hybridation : sp^3d



Forme géométrique:
carré plié

Exemple : **SF₄**

(a) : axial
(e) : équatorial

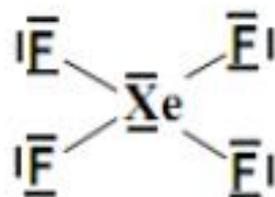
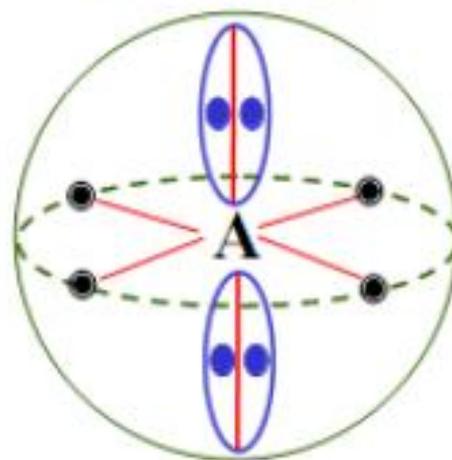
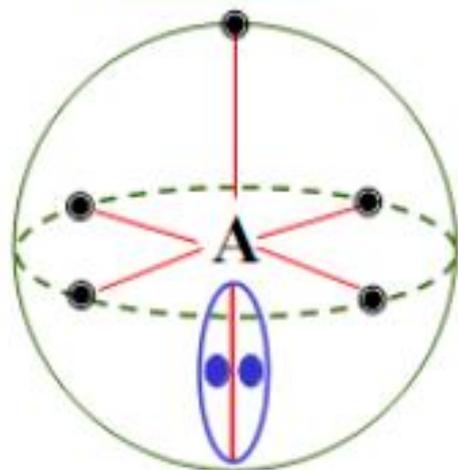
AX_6

Géométrie de base octaédrique (ex : SF_6)

AX_5E

Hybridation : sp^3d^2

AX_4E_2



Pyramide à base carrée

Molécule plane carrée

Exemple : BrF_5

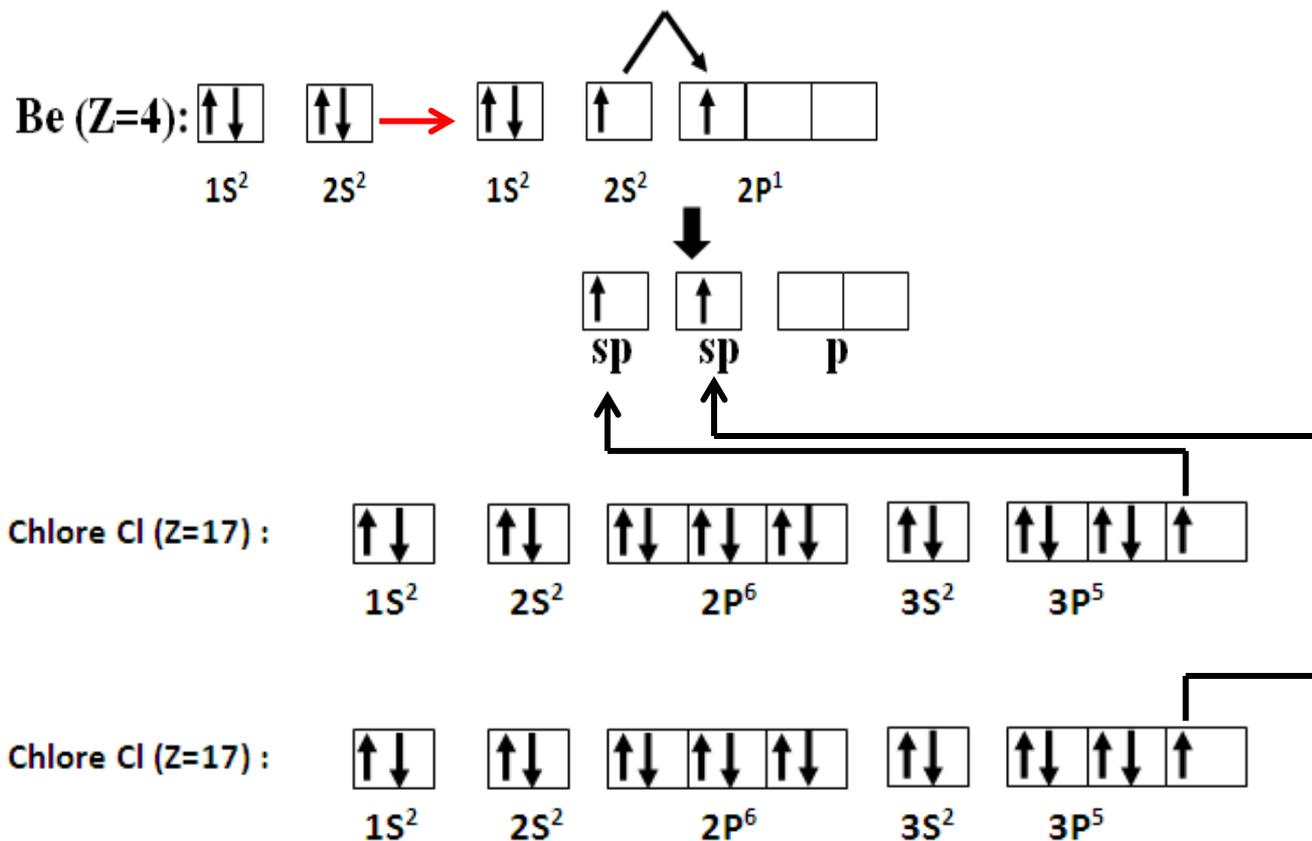
Exemple : XeF_4

5.6. Théorie de l'hybridation

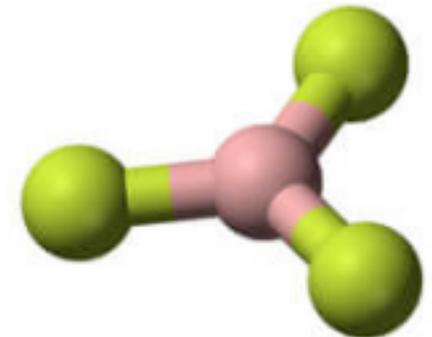
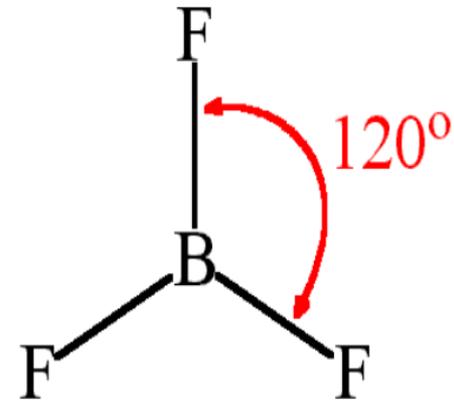
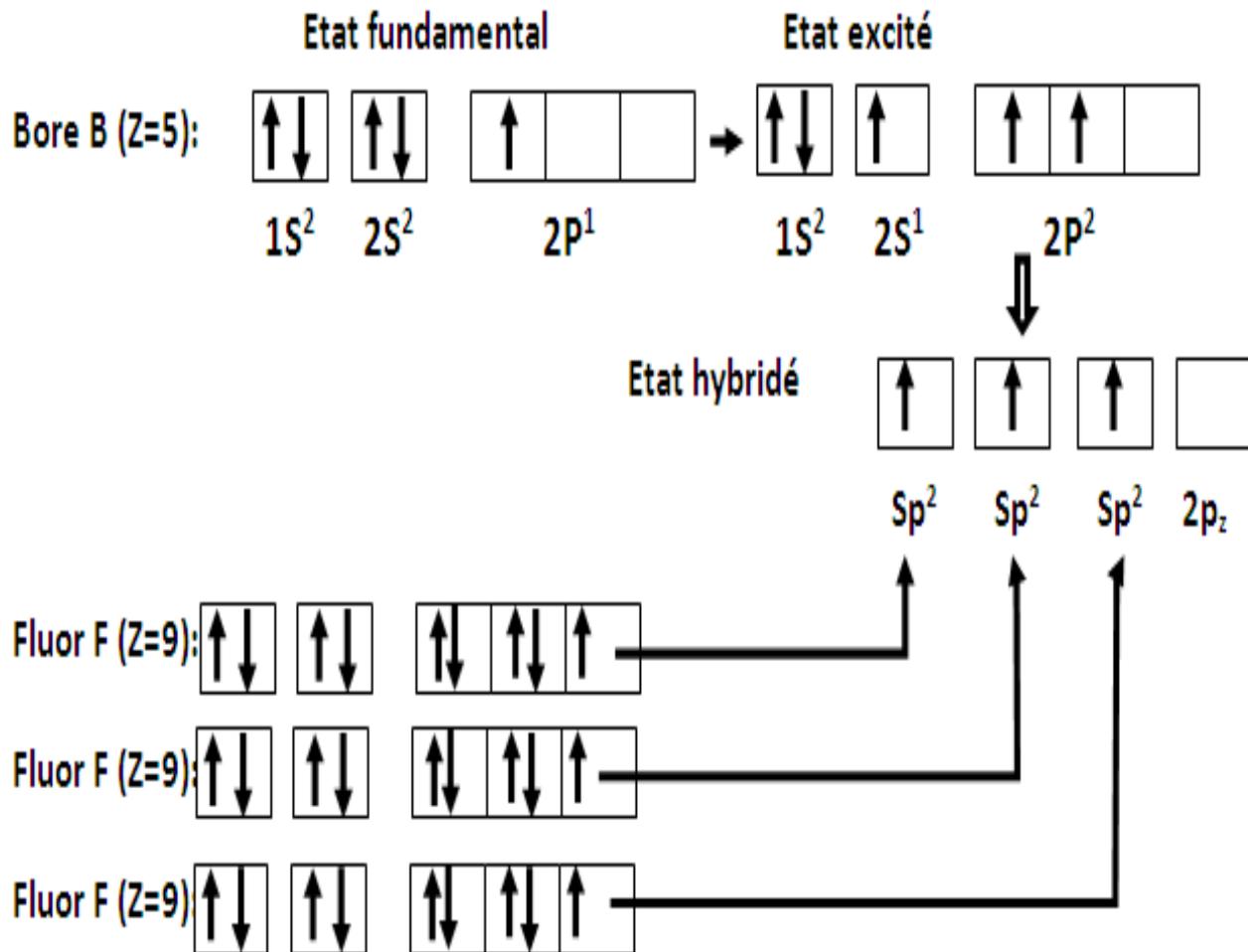
- L'hybridation des Orbitales Atomiques (O.A) est une technique de réarrangement des (O.A) appartenant à la même couche électronique (le même niveau d'énergie) d'un atome de manière à former de nouvelles (O.A) qui permettent mieux de décrire qualitativement les liaisons entre les atomes.
- **Types d'hybridation:**
- Hybridation (**SP**): $1 \text{ O.A (S)} + 1 \text{ O.A (P)} \rightarrow 2 \text{ O.A (S.P)}$
- Hybridation (**SP²**): $1 \text{ O.A (S)} + 2 \text{ O.A (P)} \rightarrow 3 \text{ O.A (S.P}^2)$
- Hybridation (**SP³**): $1 \text{ O.A (S)} + 3 \text{ O.A (P)} \rightarrow 4 \text{ O.A (S.P}^3)$

Exemple: BeCl_2

VSEPR (BeCl_2) : AX_2E_0



Hybridation (SP²): VSEPR (BF₃) :AX₃E₀



Hybridation (SP³): CH₄

VSEPR (CH₄) :AX₄E₀

