

# CHAPITRE V

## LES LIAISONS CHIMIQUES

### V.1. La liaison chimique

Chaque fois qu'un système formé par plusieurs atomes peut satisfaire un état d'énergie minimum il y a possibilité de formation de liaisons chimiques.

Si deux atomes isolés A et B ont ensemble une énergie  $E_A + E_B$ , ils ont tendance à former la liaison A-B si l'énergie  $E_{A-B}$  de la liaison A-B est telle :

$$E_{A-B} < E_A + E_B$$

Une liaison chimique est caractérisée par :

#### V.1.1. Longueur de liaison

La longueur d'une liaison ( $d_{A-B}$ ) se définit comme la distance internucléaire séparant les noyaux des atomes A et B à l'équilibre.

Elle dépend de la taille des atomes isolés.

#### V.1.2 la multiplicité de la liaison

La liaison multiple résulte du partage de plusieurs paires d'électrons par deux atomes, exemple:  $2\text{HC}=\text{CH}_2$ ,  $\text{N}\equiv\text{N}$

#### V.1.3 Energie de liaison E

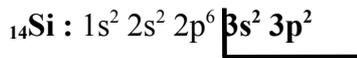
L'énergie de liaison  $E_{A-B}$ , caractérise l'énergie à fournir pour dissocier la molécule AB à l'état gazeux en deux radicaux  $\text{A}\cdot$  et  $\text{B}\cdot$

## V-2. Représentation de LEWIS

Avant d'étudier les différents types de liaisons chimiques il faut savoir la structure des électrons de chaque atome (Structure de LEWIS).



Exemple :



### V.2.1. TECHNIQUES DE CONSTRUCTION DES DIGRAMMES MOLECULAIRES DE LEWIS

- 1) Représenter les électrons de valence de chaque atome dans des cases quantiques puis sous forme de schéma de Lewis atomique.
- 2) Identification de l'atome central:
  - il est généralement précisé ou/et souligné. Dans le cas contraire on prendrait celui qui représente le centre de la molécule.
  - Si on ne peut pas l'identifier, on prendra celui qui possède le plus grand nombre d'électrons célibataires.
  - Si deux atomes possèdent le même nombre d'électron de valence, l'atome central sera le moins électronégatif.
- 3) Attribuer la charge que porte la molécule, dans le cas des ions moléculaires, à l'atome le plus électropositif si la charge est positive, si elle est négative elle sera attribuée à l'atome le plus électronégatif.
- 4) Exploiter la totalité ou le maximum des électrons de valence de l'atome central pour établir des liaisons avec les atomes latéraux.
- 5) Construire le schéma de Lewis avec les diverses liaisons unissant l'atome central aux autres atomes.

6) Dénombrer les électrons appartenant à l'atome central et ceux aux atomes latéraux pour vérifier la règle de l'octet.

### V.2.3. Règle de l'octet

Les liaisons de covalence sont obtenues par la mise en commun d'une ou plusieurs paires électroniques et où chaque atome sature sa couche électronique externe  $ns^2np^6$  identique à celle du gaz rare.

**Exemple :**  $Cl-Cl$  ( $Cl_2$ ),  $H-F$  ( $HF$ ).

#### Remarque :

-La représentation de **LEWIS** ne donne aucune information sur la géométrie des molécules concernées. On parlera de formules ou représentations de **LEWIS**, mais pas de structures qui évoquent trop la géométrie et l'arrangement dans l'espace.

### V.2.4. Insuffisances de la règle de l'octet

Certains éléments de colonne 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.

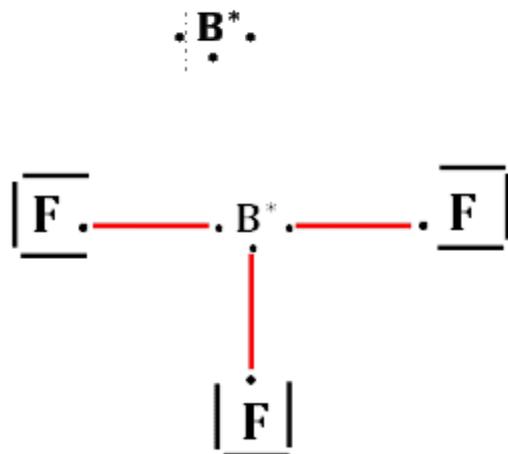
**Exemple :**  $BF_3$

**B5:**  $1s^2 2s^2 2p^1$

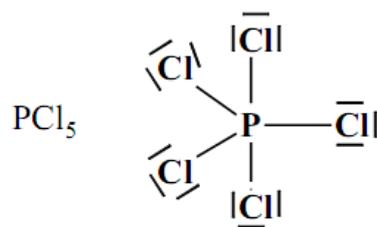




|B.



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. Par exemple **dix électrons** pour l'atome du phosphore dans  $PCl_5$ , **douze électrons** pour l'atome ( $SF_6$ ), un réarrangement de ( $P:3s^2 3p^3$ ;  $S:3s^2 3p^4$ ) permet d'obtenir  $P:3s^1 3p^3 3d^1$ ;  $S:3s^1 3p^3 3d^2$ .



### V.3. L'ELECTRONEGATIVITE :

Vu que la formation des liaisons est influencée par l'électronégativité des éléments formants ces liaisons, ci-dessous les électronégativités de certains atomes d'après l'échelle de Pauling et de Mulliken

**Tableau 1** : électronégativité dans l'échelle de Pauling de quelques atomes

	<b>Be</b> <b>1.5</b>	<b>B</b> <b>2.0</b>	<b>C</b> <b>2.5</b>	<b>N</b> <b>3.0</b>	<b>O</b> <b>3.5</b>	<b>F</b> <b>4.0</b>
	<b>Mg</b> <b>1.2</b>	<b>Al</b> <b>1.5</b>	<b>Si</b> <b>1.8</b>	<b>P</b> <b>2.1</b>	<b>S</b> <b>2.5</b>	<b>Cl</b> <b>3.0</b>
	<b>Ca</b> <b>1.0</b>	<b>Ga</b> <b>1.6</b>	<b>Ge</b> <b>1.8</b>	<b>As</b> <b>2,0</b>	<b>Se</b> <b>2.4</b>	<b>Br</b> <b>2.8</b>
	<b>Sr</b> <b>1.0</b>	<b>In</b> <b>1.7</b>	<b>Sn</b> <b>1.8</b>	<b>Sb</b> <b>1.9</b>	<b>Te</b> <b>2.1</b>	<b>I</b> <b>2.5</b>

**Tableau 1** : électronégativité des éléments selon la formule de Mulliken:

	<b>Be</b> <b>1.85</b>	<b>B</b> <b>1.62</b>	<b>C</b> <b>2.39</b>	<b>N</b> <b>2.74</b>	<b>O</b> <b>2.88</b>	<b>F</b> <b>4.0</b>
	<b>Mg</b> <b>1.42</b>	<b>Al</b> <b>1.18</b>	<b>Si</b> <b>1.81</b>	<b>P</b> <b>2.14</b>	<b>S</b> <b>2.37</b>	<b>Cl</b> <b>3.17</b>
	<b>Ca</b> <b>0.79</b>	<b>Ga</b> <b>1.21</b>	<b>Ge</b> <b>1.78</b>	<b>As</b> <b>2,08</b>	<b>Se</b> <b>2.26</b>	<b>Br</b> <b>2.90</b>
	<b>Sr</b> <b>0.80</b>	<b>In</b> <b>1.14</b>	<b>Sn</b> <b>1.60</b>	<b>Sb</b> <b>1.83</b>	<b>Te</b> <b>2.09</b>	<b>I</b> <b>2.58</b>

Pour briser les liaisons fortes, il faut fournir des énergies de dissociation de l'ordre de 200 à 500 kJ par mole de liaison diatomique (soit environ 50 à 100 kcal par mole ; ou environ

2 à 5 eV par liaison). On distingue trois types limites de liaisons fortes

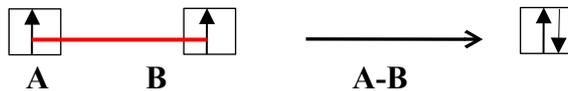
#### V.4.1. La liaison covalente $\Delta EN$ faible $< 2(EN = \text{électronégativité})$

Elle est obtenue grâce à la mise en commun d'électrons apportés par deux atomes. Ce type de liaison se forme entre atomes d'électronégativités voisines ( $\Delta EN$  faible  $< 2$ )

Selon Lewis, une liaison covalente entre deux atomes résulte de la mise en commun d'une paire d'électrons. Seuls les électrons de valence d'un atome peuvent être impliqués dans la formation des liaisons.

Il existe deux manières de former une liaison :

**a)** Chaque atome fournit un électron célibataire, la liaison est dite de covalence normale.



**b)** Un atome fournit un doublet et l'autre le reçoit dans une case vide, la liaison est dite de covalence dative ou de coordination.



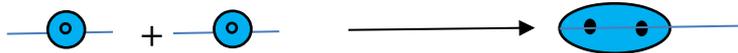
##### V.4.1.1. Les liaisons de covalence normale :

**a) La liaison  $\sigma$  :**

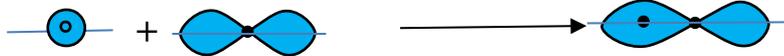
Une liaison  $\sigma$  se forme par recouvrement axial (frontal) des orbitales atomique.

La liaison peut se former dans les cas suivants :

-Recouvrement axial entre deux orbitales s



-Recouvrement axial entre orbitale s et orbitale p



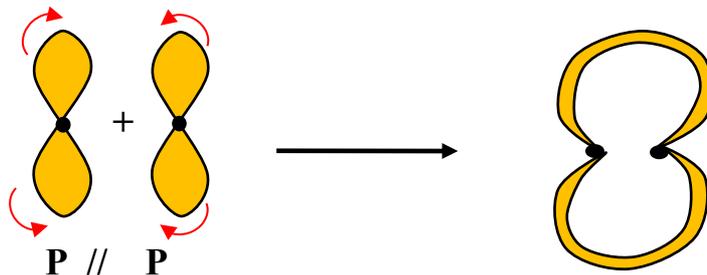
- Recouvrement axial entre deux orbitales p alignées selon l'axe de liaison.



**b) La liaison  $\pi$  :**

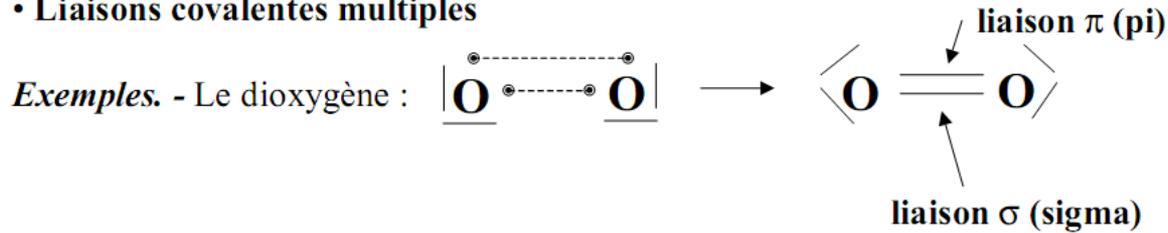
Elle s'obtient par recouvrement latéral entre deux orbitales p parallèles.

Une liaison  $\pi$  se forme entre orbitales  $p_x p_x$  et  $p_y p_y$



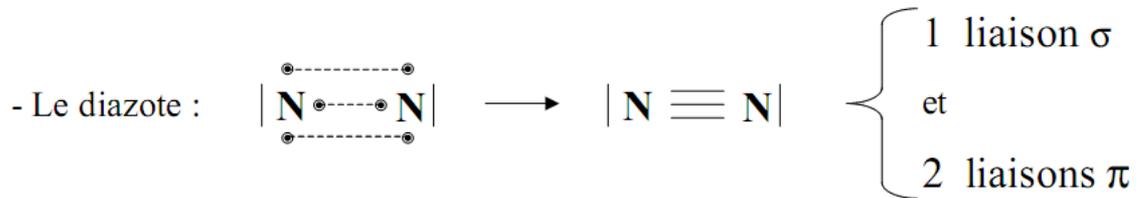
**Exemple :**

• **Liaisons covalentes multiples**



Les deux liaisons  $\sigma$  et  $\pi$  ne sont pas de même nature.

**Elles ont des énergies différentes.**



**C) Caractéristiques de la liaison  $\pi$  :**

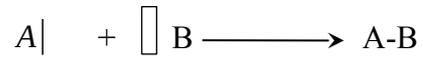
Le recouvrement latéral est moins important que le recouvrement frontal. Une liaison  $\pi$  est :

- Moins stable que la liaison  $\sigma$ .
- Nécessairement assurée par recouvrement latéral de deux orbitales p.
- L'existence d'une liaison  $\pi$  empêche la libre rotation autour de l'axe des deux noyaux des atomes liés.
- La longueur de liaison diminue quand une liaison  $\pi$  se superpose à une liaison  $\sigma$ . Ainsi : la longueur de liaison

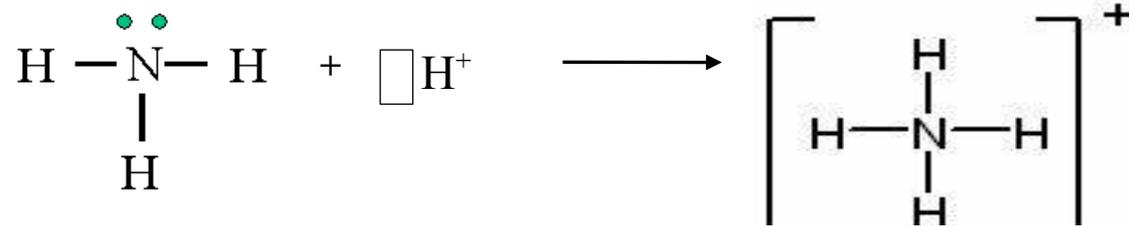
$$\text{C-C} = 0,154\text{nm}, \text{C=C} = 0,134\text{nm}, \text{C}\equiv\text{C} = 0,120\text{nm}.$$

**V.4.2. La liaison de covalence dative ou de coordination :**

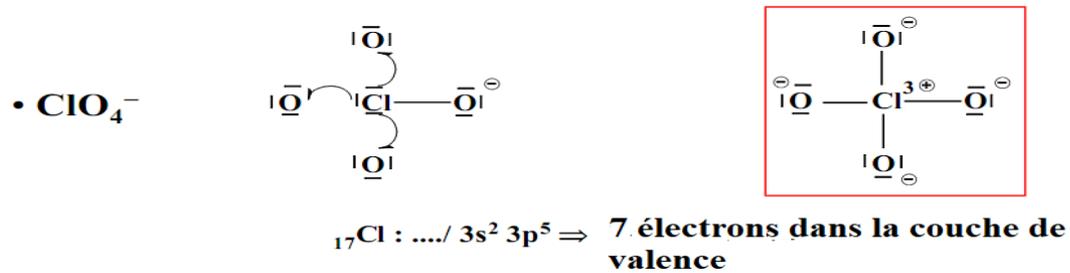
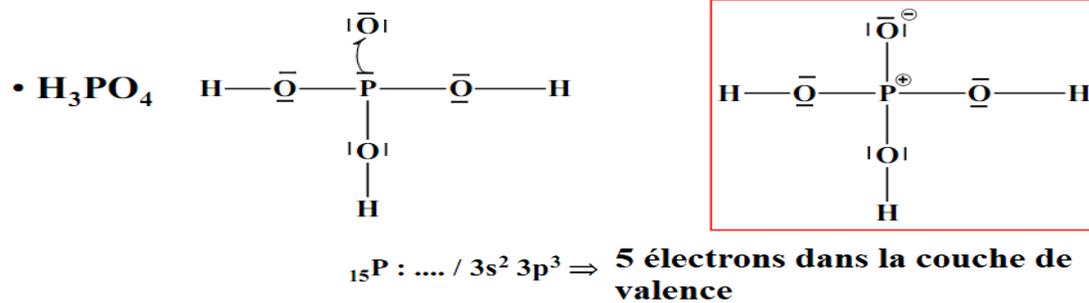
L'un des deux atomes (le donneur) fournit un doublet déjà constitué dans sa couche externe. L'autre (l'accepteur) le reçoit dans une case quantique vide de sa couche externe.



Exemple :



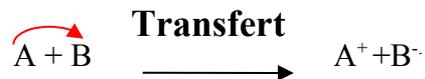
L'atome d'azote va donner son doublet au proton  $\text{H}^+$ . L'atome N est alors donneur et  $\text{H}^+$  accepteur. Une fois établi, ce type de liaison ne diffère pas des liaisons de covalence normale.



### V.4.3. La liaison ionique : $\Delta\text{EN}$ grand $> 2$ .

Si deux atomes A et B de la molécule AB ont des électronégativités très différentes. L'un des atomes (par exemple B) va attirer l'électron de l'autre atome.

La molécule est alors constituée de deux ions  $\text{A}^+$  et  $\text{B}^-$



Il n'y a plus mise en commun d'électron comme dans la liaison covalente mais un transfert d'un électron à un autre.

### Exemple :



Écriture de la réaction à l'aide des symboles de Lewis de  $\text{NaCl}$  :



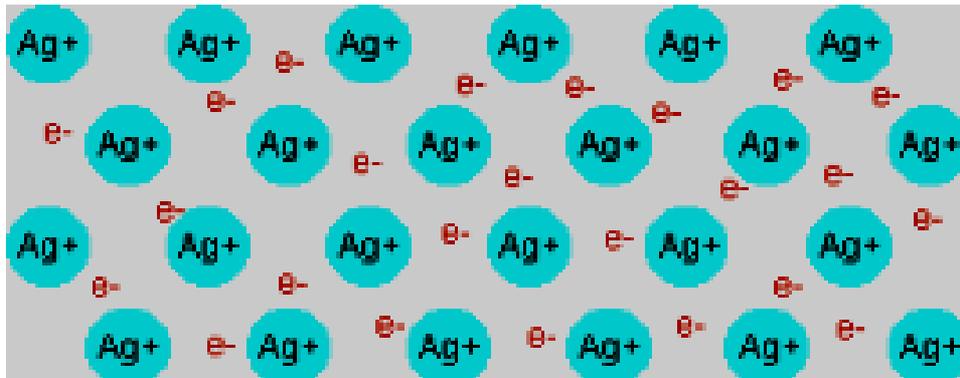
#### V.4.4. La liaison métallique

Ce sont des liaisons se produisant entre atomes d'électronégativités voisines. La liaison est, dans ce cas, assurée par un nombre d'électrons inférieur à **une paire**. Elle est parfois dite « insaturée » (en électrons). La liaison métallique est un peu plus faible que les deux autres types de liaison.

D'une autre façon on peut dire que la liaison métallique:

- s'établit entre atomes d'électronégativités faibles et possédant peu d'électrons sur leur couche externe (1, 2 ou 3 électrons).
- mise en commun d'électrons non pas sur 2 atomes mais sur un nombre illimité d'atomes.

### Exemple



## V.5.LES LIAISONS FAIBLES

Les liaisons faibles ont des énergies de dissociation allant d'environ 1 à 50  $\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$ . Ces liaisons sont dues à des forces de cohésion qui s'exercent entre atomes incapables de former des liaisons de valence ou entre molécules où les possibilités de liaisons fortes sont déjà saturées.

### ➤ La liaison hydrogène

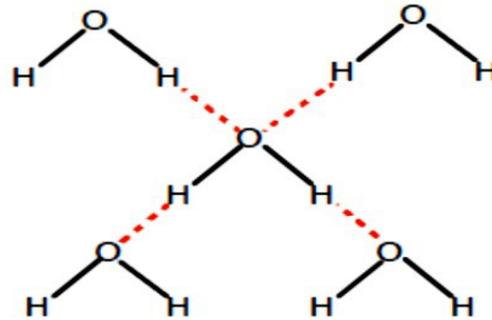
Se produit entre un atome d'hydrogène déjà lié à un atome très électronégatif, et un autre atome très électronégatif qui est, lui aussi, déjà engagé dans une molécule.

En pratique, les atomes très électronégatifs susceptibles de participer à des liaisons hydrogène sont seulement *F*, *O*, *N*, et *Cl*. Ces atomes, bien que déjà liés, attirent également l'hydrogène des molécules voisines lorsqu'il est lui-même lié à un atome électronégatif.

L'hydrogène a ainsi tendance à se partager entre les deux molécules et forme entre elles une liaison hydrogène. On dit aussi que les deux atomes électronégatifs (O, F, etc.) sont reliés par un pont hydrogène :  $F-H\cdots F$ ,  $O-H\cdots O$ ,  $O-H\cdots N$ ,  $N-H\cdots N$ , etc.

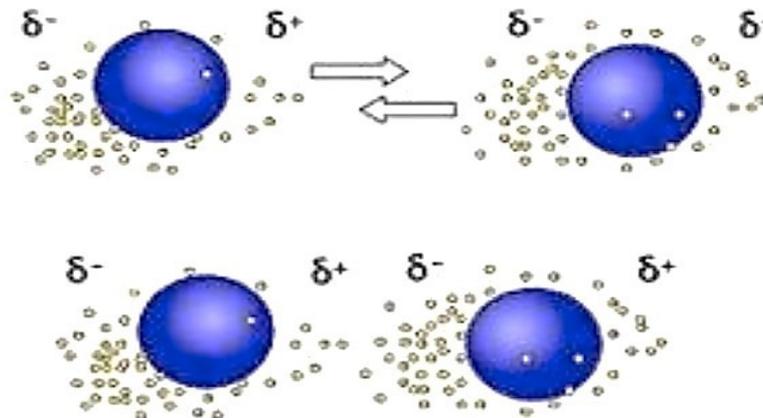
## Exemple :

La molécule d'eau H<sub>2</sub>O



### ➤ Les liaisons de van der Waals

Les liaisons de van der Waals sont en général très faibles. Ce type de liaison proviennent de l'attraction ou la répulsion électrostatique entre les molécules ayant des entre dipôles électriques permanents (pour les molécules polaires) ou temporaire.



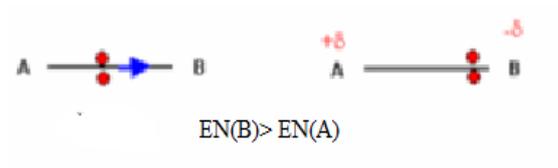
## V.5. La polarisation de la liaison de covalence :

### V.5.1 Notion de moment dipolaire :

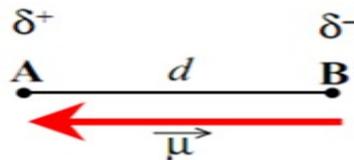
- Quand deux atomes sont identiques (ou leur électronégativité sont équivalente), les électrons de la liaison se partagent équitablement entre les deux atomes. Ce type de molécule est appelé molécule **apolaire**.

Exemple :  $H_2$ ,  $O_2$ ,  $N_2$ ,  $Cl_2$

-Quand les deux atomes ont des électronégativités différentes le ou les doublets de liaison de covalence se rapprocher de l'atome le plus électronégatif.



⇒ Une charge partielle  $+\delta$  apparaît sur l'atome le moins électronégatif et une charge  $-\delta$  sur l'atome le plus électronégatif.



Le moment dipolaire  $\mu$  est une grandeur vectorielle caractérisée par:

- Sa direction est celle de la liaison.
- Conventionnellement le moment dipolaire est orienté du pôle négatif vers le pôle positif.
- Sa norme ou intensité :

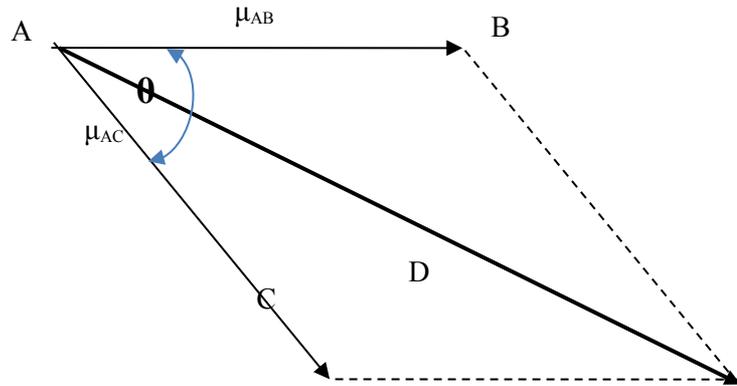
$$\mu = q \times d$$

Avec :

$q$  : charge électrique (C)

$d$  = distance séparant les 2 noyaux (m).

Pour les molécules polyatomiques, les moments dipolaires des liaisons s'ajoutent vectoriellement.



Le moment dipolaire de la molécule est donné par la résultante du vecteur  $\vec{AD}$ .

$$\mu_{\vec{AD}} = \sqrt{\mu_{\vec{AB}}^2 + \mu_{\vec{AC}}^2 + 2\mu_{\vec{AB}}\mu_{\vec{AC}}\cos\theta}$$

Le moment est exprimé soit en coulomb mètre (C.m) ou par le debye (D).

$1D = 0.33 \cdot 10^{-29} \text{C.m}$
---------------------------------------

### Exemple

$$\mu_{\text{HCl}} = 1,08 \text{ D}$$

### V.5.2. Pourcentage ionique d'une liaison de covalence :

Quand la liaison est partiellement ionisée, elle présente un % ionique partielle.

$$\% \text{ ionique} = \frac{\text{moment dipolaire réel}}{\text{moment dipolaire calculé}} \times 100$$

$$\% \text{ ionique} = \frac{\mu_{\text{réel}}}{\mu_{\text{calculé}}} \times 100$$

$$\text{Avec : } \mu_{\text{calculé}} = e \cdot d$$

$$\% \text{ ionique} = \frac{q \cdot d}{e \cdot d} \times 100$$

$$\% \text{ ionique} = \frac{q}{e} \times 100$$

$$\% \text{ ionique} = \delta \times 100$$

-Si  $\delta = 0$ : la liaison est covalente à 100% Donc  $(\% i) = 100$   $\delta = 0\%$

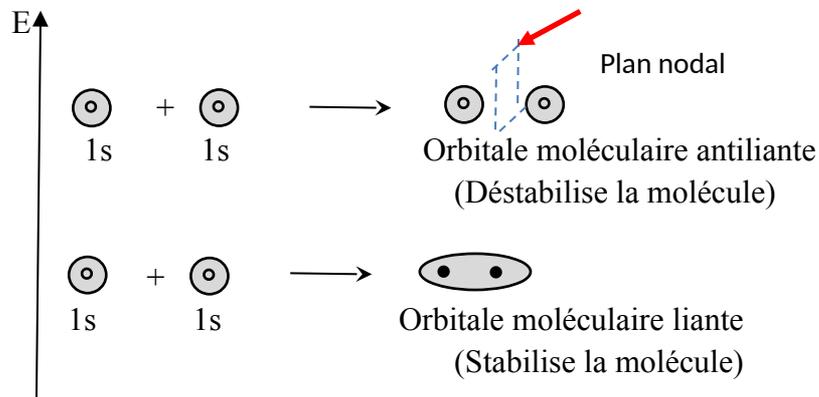
- $0 < \delta < 1$  : la liaison est partiellement ionique Donc  $0\% < (\% i) < 100\%$

-Si  $\delta = 1$ : la liaison est ionique à 100 % Donc  $(\% i) = 100$   $\delta = 100\%$

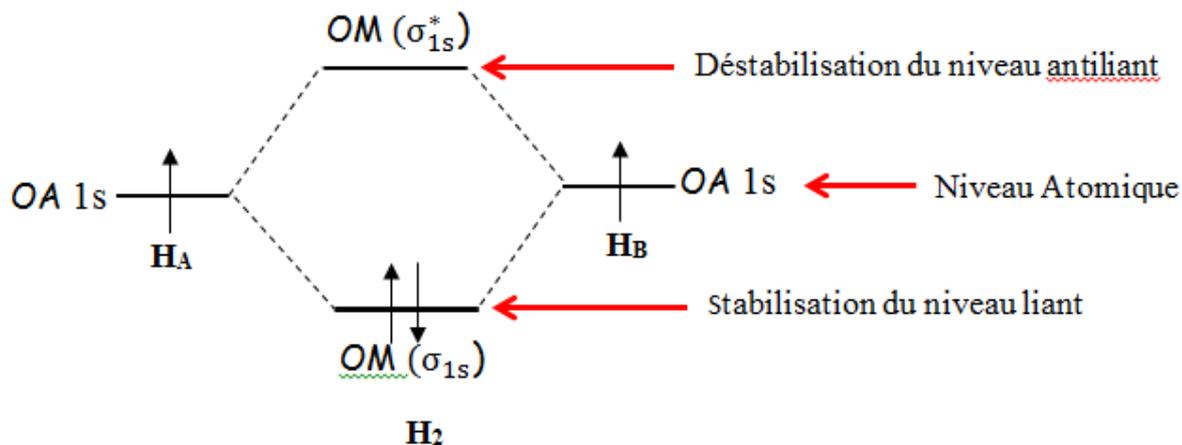
### V.6. Formation des orbitales moléculaire (OM) :

L'idée développée pour un seul atome peut être étendue à l'interaction entre deux atomes. La combinaison des orbitales atomiques (OA) va donner naissance à des orbitales moléculaire(OM). On distingue :

- Orbitales moléculaire résultant de la combinaison constructive d'orbitales atomique.
- Orbitales moléculaire résultant de la combinaison destructive d'orbitales atomique



Nous pouvons à présent expliquer pourquoi deux atomes d'hydrogène se lient alors que ce n'est pas le cas pour deux atomes d'hélium. Les orbitales atomiques sont de type 1s qui se combine pour donner  $\sigma$  et  $\sigma^*$  ( $\sigma^*$  liaison antiliante).



La molécule H<sub>2</sub> existe car elle est plus stable ( $E_{H-H} < E_H + E_H$ ), ce qui n'est pas le cas de pour les atomes d'hélium.

### V.6.1 Ordre de liaison (O.L) ou indice de liaison (I.L) :

Il est défini par la relation suivante :

$$O_L = \frac{1}{2}(n - n^*)$$

$n$  : nombre d'électrons situés dans les O.M. liante

$n^*$  : nombre d'électrons situés dans les O.M. antiliante

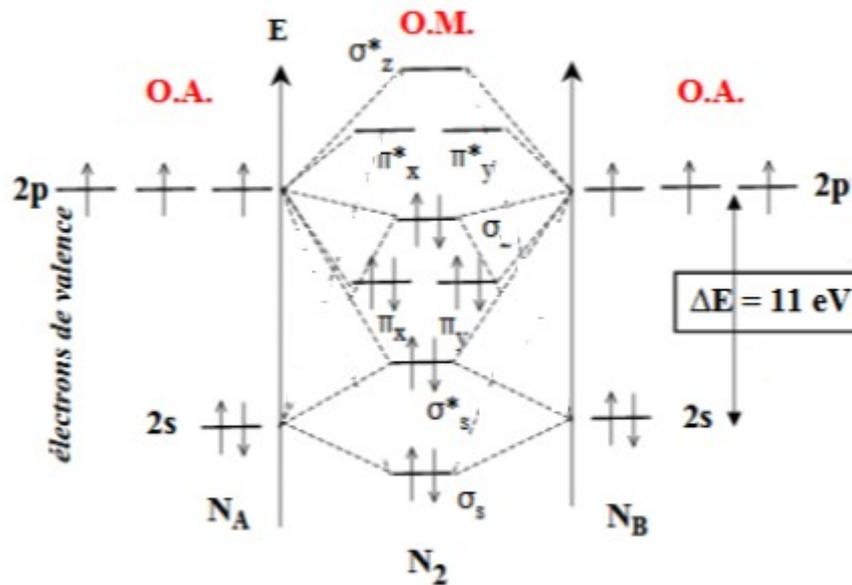
Ainsi dans la molécule de  $H_2$

$$O_L = \frac{1}{2}(\sigma_{1s} - 0) = 1$$

## V.6.2 Diagramme d'énergie des OM symétrique

### A. cas de la molécule $N_2$

7 N:  $1S^2 2S^2 2P^3$



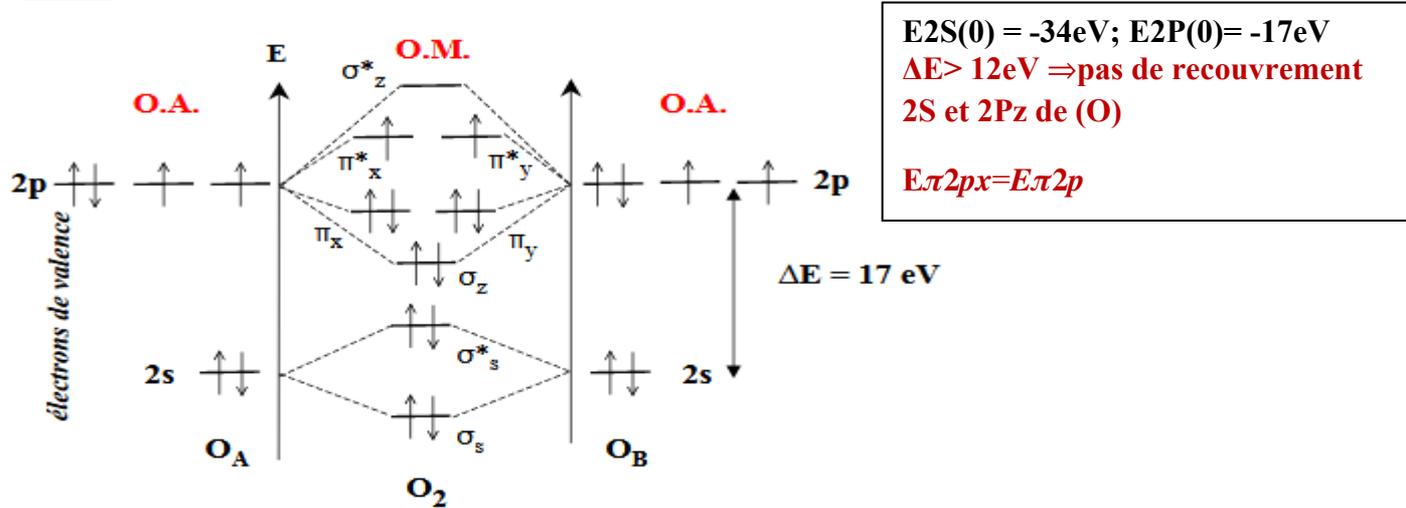
**Ordre de liaison:  $OL = 1/2 (8 - 2) = 3$**   
 **$E_{2S(N)} = -26\text{eV}$ ;  $E_{2P(N)} = -15\text{eV}$**   
 **$\Delta E = 11\text{eV} \Rightarrow$  recouvrement possible entre 2S et 2Pz de (N)  $\Rightarrow E(\pi_x, \pi_y) < E(\sigma_z)$**

Configuration électronique de  $N_2$  :



-Ce diagramme aussi appelé **diagramme corrélé** due à faible différence d'énergie entre ns, np.

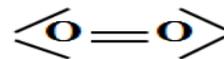
**a. cas de la molécule  $O_2$**

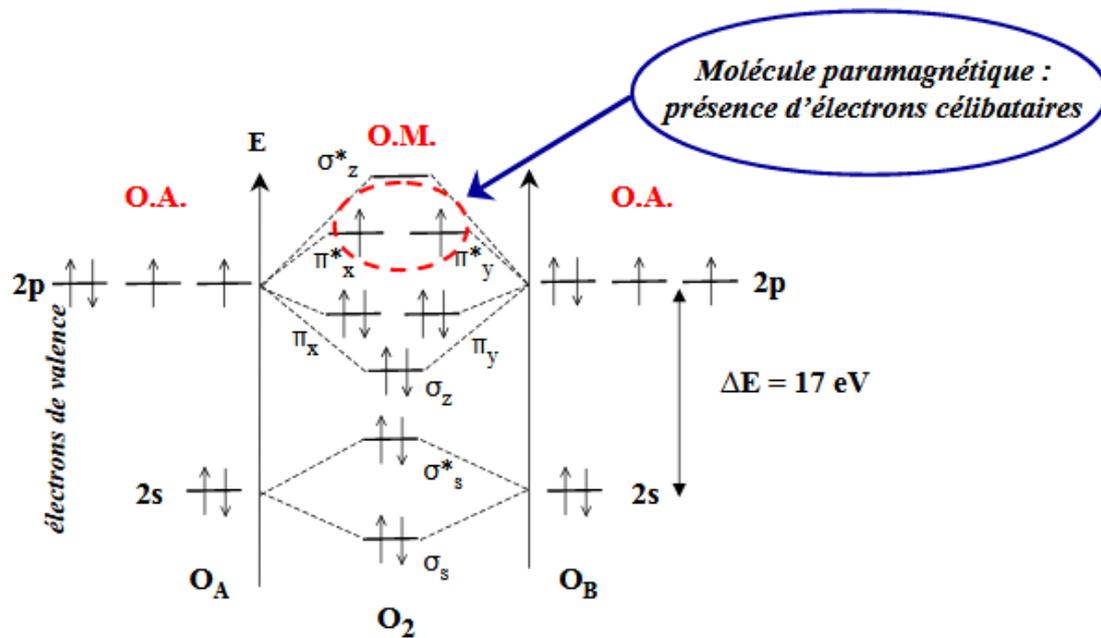


Configuration électronique :



Ordre de liaison:  $OL = 1/2 (8 - 4) = 2$





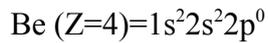
L'apparition des électrons célibataires dans les orbitales  $\pi^*_{2px}$  et  $\pi^*_{2py}$  qui justifie le paramagnétisme de la molécule de dioxygène observé expérimentalement ce qui limite la représentation de Lewis (les 2e- célibataires n'apparaissent pas dans la structure de Lewis).

## V.5. Hybridation des orbitales atomiques

### V.5.1. Hybridation sp ou hybridation digonale (linéaire) :

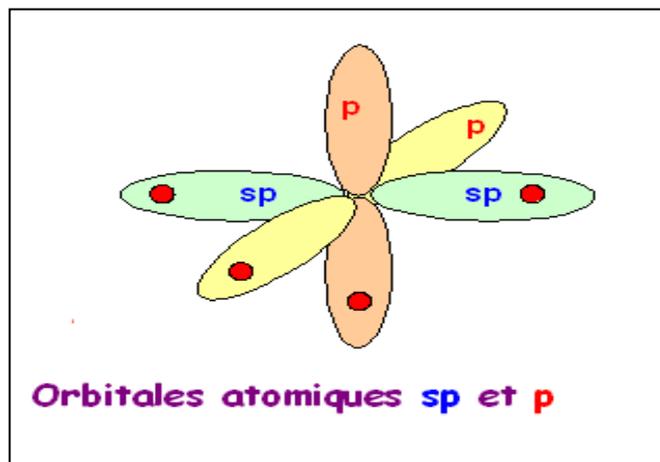
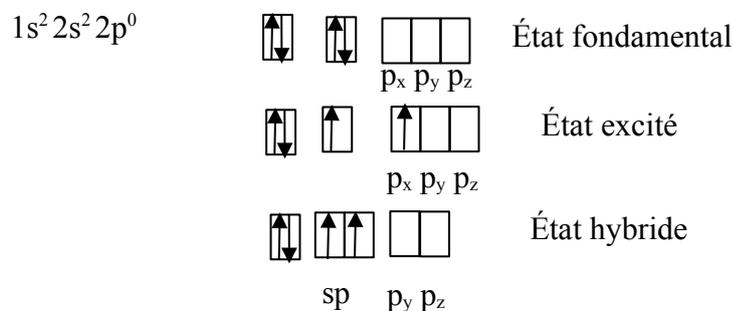
Considérons une molécule de chlorure de béryllium  $\text{BeCl}_2$

La configuration électronique du béryllium :



Nous montre que Be ne comporte pas d'électron célibataire, or Be est divalent dans  $\text{BeCl}_2$  où les deux liaisons sont absolument équivalentes.

Pour expliquer cela, ils ont créé une orbitale hybride sp qui est la conséquence de la combinaison d'une orbitale S et d'une orbitale  $p_x$



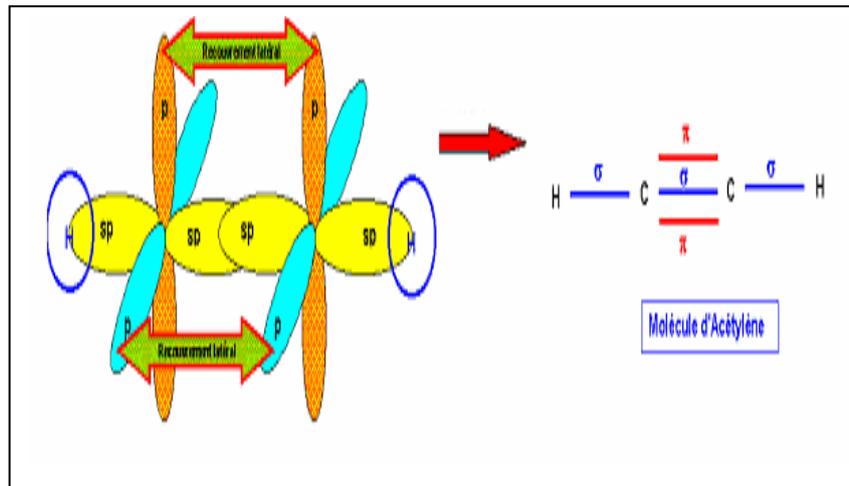
L'orbitale hybride sp est symétrie axiale, l'angle de liaison est  $180^\circ$ .

Les alcynes ont deux atomes de carbone hybridé sp

Prenons l'acétylène  $\text{H-C}\equiv\text{C-H}$

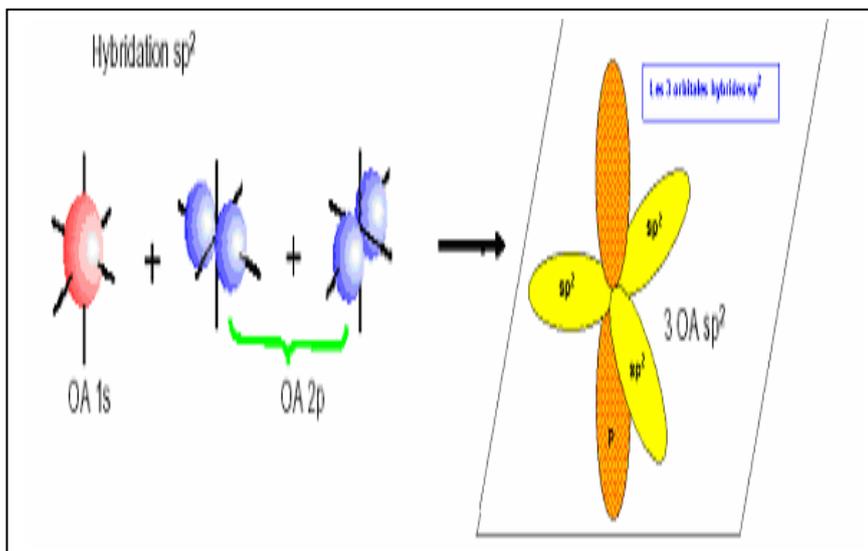
L'atome de carbone est tétravalent, il forme 2 liaisons  $\sigma$  et deux liaisons  $\pi$ .

Les liaisons  $\sigma$  sont formées par l'orbitale hybride  $sp$  tandis que les liaisons  $\pi$  sont formées par les orbitales  $p_y$  et  $p_z$  pures qui ne sont pas touchées par l'hybridation.



### V.5.2. Hybridation $sp^2$

L'hybridation d'une orbitale atomique  $s$  avec deux orbitales atomiques  $p$  ( $p_x$  et  $p_y$ ) conduit à trois orbitales atomiques hybrides équivalentes, dites  $sp^2$ . Les axes de ces orbitales hybrides sont coplanaires et font entre eux un angle de  $120^\circ$ . L'orbitale  $p_z$  n'est pas touchée par l'hybridation.

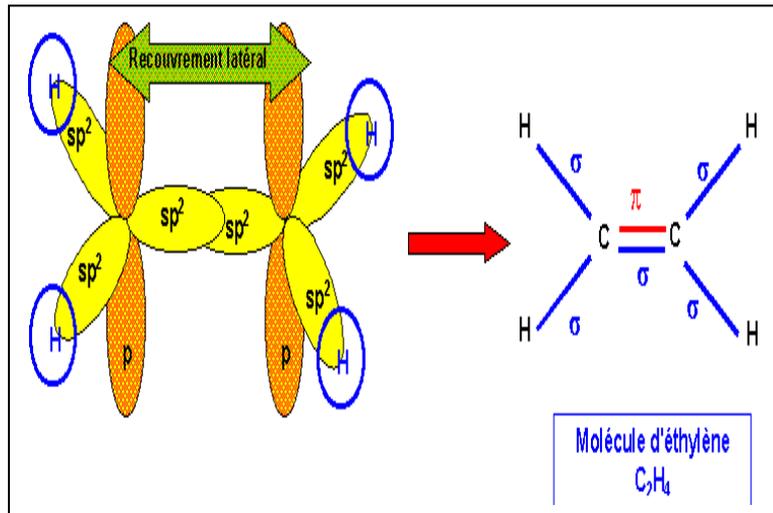


Les alcènes ont deux atomes de carbone hybridé  $sp^2$

-Prenons l'éthylène  $HC=CH$

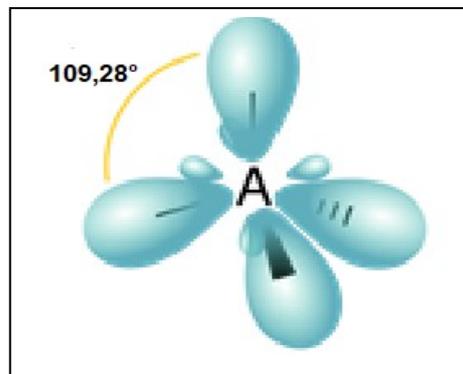
L'atome de carbone est tétravalent, il forme 3 liaisons  $\sigma$  et une liaison  $\pi$ .

Les liaisons  $\sigma$  sont formées par l'orbitale hybride  $sp^2$  tandis que la liaison  $\pi$  est formée par l'orbitale  $p_z$  pure qui n'est pas touchée par l'hybridation.



### V.5.3. Hybridation $sp^3$

L'hybridation d'une orbitale atomique s avec trois orbitales atomiques p conduit à quatre orbitales atomiques hybrides équivalentes, dites  $sp^3$  de symétrie tétraédrique. Les axes de ces orbitales hybrides font entre eux un angle de  $109^\circ 28'$ .

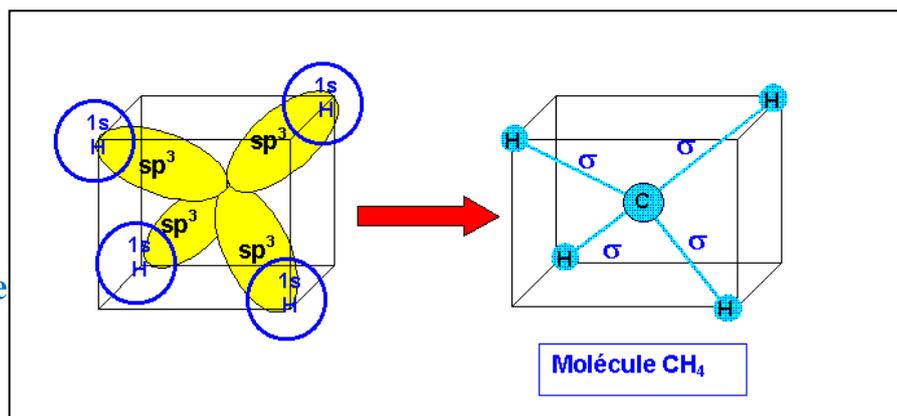


Tous les carbones des alcanes sont hybridés  $sp^3$

Prenons le méthane  $CH_4$

L'atome de carbone est tétravalent, il forme 4 liaisons  $\sigma$ . Les liaisons  $\sigma$  sont formées par l'orbitale hybride  $sp^3$

### V.6. Limite



**Le modèle de Lewis:**

**-Permet d'interpréter d'une façon satisfaisante les mécanismes fondamentaux de formation et de rupture des liaisons.**

**-N'apporte pas des informations sur l'orientation géométrique des liaisons et sur la différence de comportement entre les liaisons  $\sigma$  et les liaisons.**

**-N'explique pas les propriétés magnétiques des molécules ou des ions moléculaires.**

### **V.6.1.Géométrie des molécules. Règles de GILLESPIE.**

Ce modèle est basé sur la répulsion des paires électroniques de la couche de valence.

**V. S. E. P. R.**

**(Valence Shell Electron Pair Repulsion)**



**A : atome central**

**X : atome lié à A**

**m : nombre d'atomes X liés à A**

**E : doublet libre autour de A**

**n : nombre de doublets libres autour de A**

## Règles de Gillespie

1) Tous les doublets (liants et libres) de la couche de valence de l'atome central 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 soient minimales (les doublets sont situés aussi loin que possible les uns des autres).

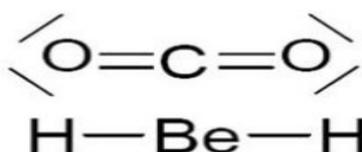


m + n	Géométries de base
2	linéaire
3	triangulaire plane
4	tétraédrique
5	bipyramide trigonale
6	octaédrique

### IV.11.2 Forme des molécules

**m + n = 2** Géométrie de base linéaire (sp)

AX<sub>2</sub>: BeH<sub>2</sub>, CO<sub>2</sub>

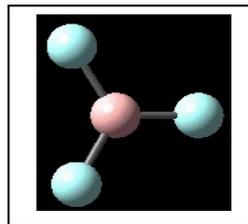
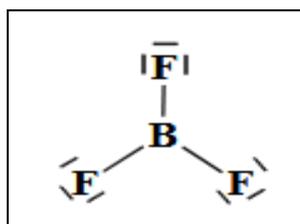


Éloignement maximal des doublets liants  $\alpha = 180^\circ$

forme linéaire

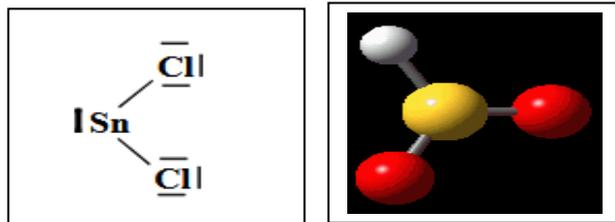
**m + n = 3** Géométrie de base triangulaire plane (sp<sup>2</sup>)

AX<sub>3</sub>: BF<sub>3</sub>, AlCl<sub>3</sub>,



Triangulaire plane  $\alpha = 120^\circ$

**AX<sub>2</sub>E:** SnCl<sub>2</sub>, SO<sub>2</sub>

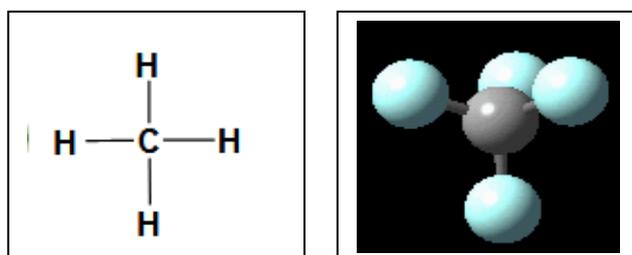


**Coudée ou angulaire  $\alpha < 120^\circ$**

**Volume des doublets libres sur l'atome central > Volume des doublets liants  $\Rightarrow \alpha < 120^\circ$**

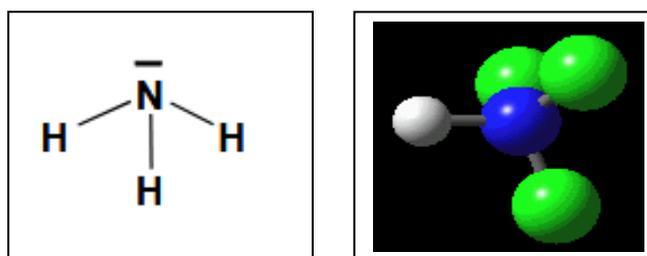
**$m + n = 4$ : Géométrie de base tétraédrique ( $sp^3$ )**

**AX<sub>4</sub>:** CH<sub>4</sub>, SiF<sub>4</sub>, ...



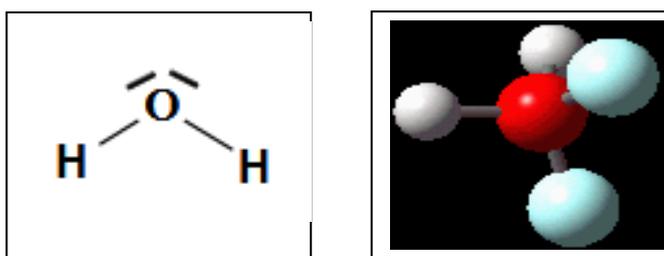
**Tétraédrique  
 $\alpha = 109^\circ 28'$**

**AX<sub>3</sub>E :** NH<sub>3</sub>, PCl<sub>3</sub>, ...



**Pyramide trigonale  
 $\alpha = 107^\circ < 109^\circ 28'$**

**AX<sub>2</sub>E<sub>2</sub>:** H<sub>2</sub>O,

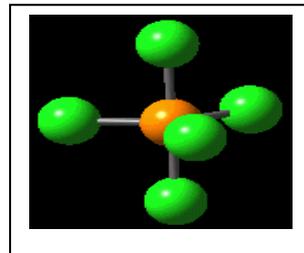
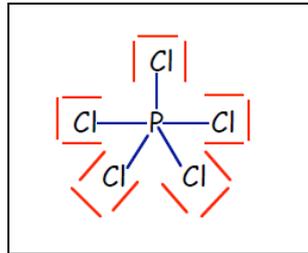


**Coudée en V  $\alpha = 104^\circ < 109^\circ 28'$**

Doublet libres sur l'atome central **O** > des doublet libre sur l'atome **N** ⇒ les **forces répulsives plus grandes** et **l'angle diminue** en conséquence

**m + n = 5**: Géométrie de base Bipyramide trigonale ( $sp^3d$ )

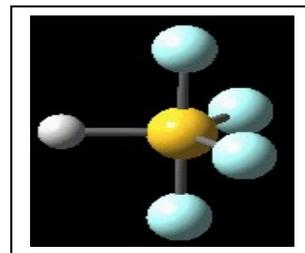
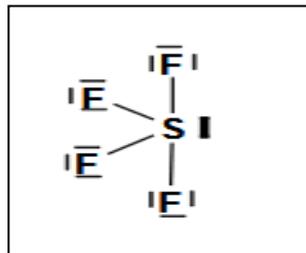
**AX<sub>5</sub> : PCl<sub>5</sub>**



**Bipyramide à base triangulaire**

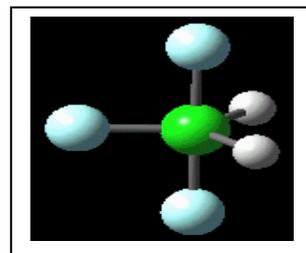
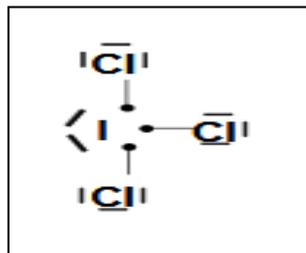
$\alpha = 120^\circ$   $\beta = 90^\circ$

**AX<sub>4</sub>E : SF<sub>4</sub>**



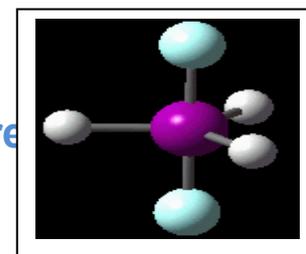
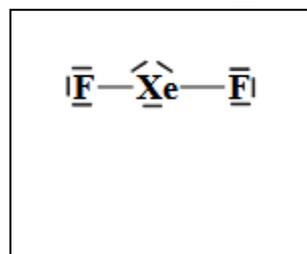
**papillon**

**AX<sub>3</sub>E<sub>2</sub> : ICl<sub>3</sub>**



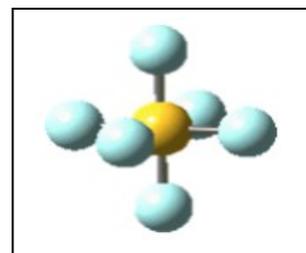
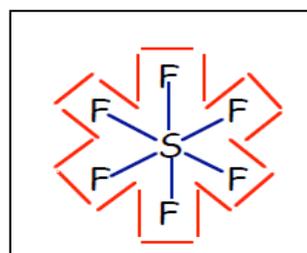
**En «T»**

**AX<sub>2</sub>E<sub>3</sub> : XeF<sub>2</sub>**



**m + n = 6**: Géométrie de base octaédrique ( $sp^3d^2$ )

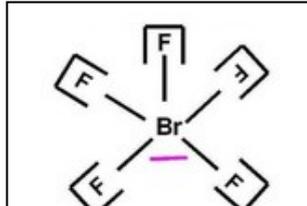
**AX<sub>6</sub> : SF<sub>6</sub>**



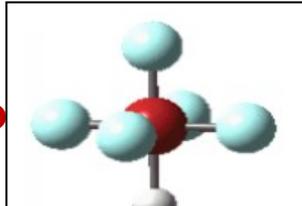
## Molécule octaédrique

$\alpha = 90^\circ$

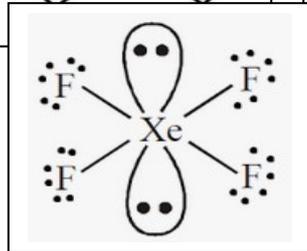
**AX<sub>5</sub>E: BrF<sub>5</sub>**



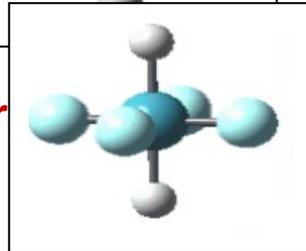
**b**



**AX<sub>4</sub>E<sub>2</sub>: XeF<sub>4</sub>**



**rr**



Résumé :

**Fig. Répulsion**

**AX<sub>m</sub>E<sub>n</sub> géométrie**



**2 doublets  $AX_2$  sp**  
linéaire :  $\alpha = 180^\circ$



**3 doublets  $AX_3$  sp<sup>2</sup>**  
triangle plan :  $\alpha = 120^\circ$ , mais aussi  $AX_2E_1$   
 $\Rightarrow \alpha < 120^\circ$



**4 doublets  $AX_4$  sp<sup>3</sup>**  
tétraèdre :  $\alpha = 109^\circ 28'$ , mais aussi  $AX_3E_1$  et  
 $AX_2E_2 \Rightarrow \alpha < 109^\circ 28'$



**5 doublets  $AX_5$  sp<sup>3d</sup>**  
 $\alpha = 120^\circ$ ,  $\beta = 90^\circ$   
bipyramide à base triangulaire, mais aussi :  
 $AX_4E_1$ ,  $AX_3E_2$  et  $AX_2E_3$



**6 doublets  $AX_6$  sp<sup>3d2</sup>**  
octaèdre :  $\alpha = 90^\circ$ ,  
mais aussi :  $AX_5E_1$ ,  $AX_4E_2$ ,  $AX_3E_3$  et  
 $AX_2E_4$