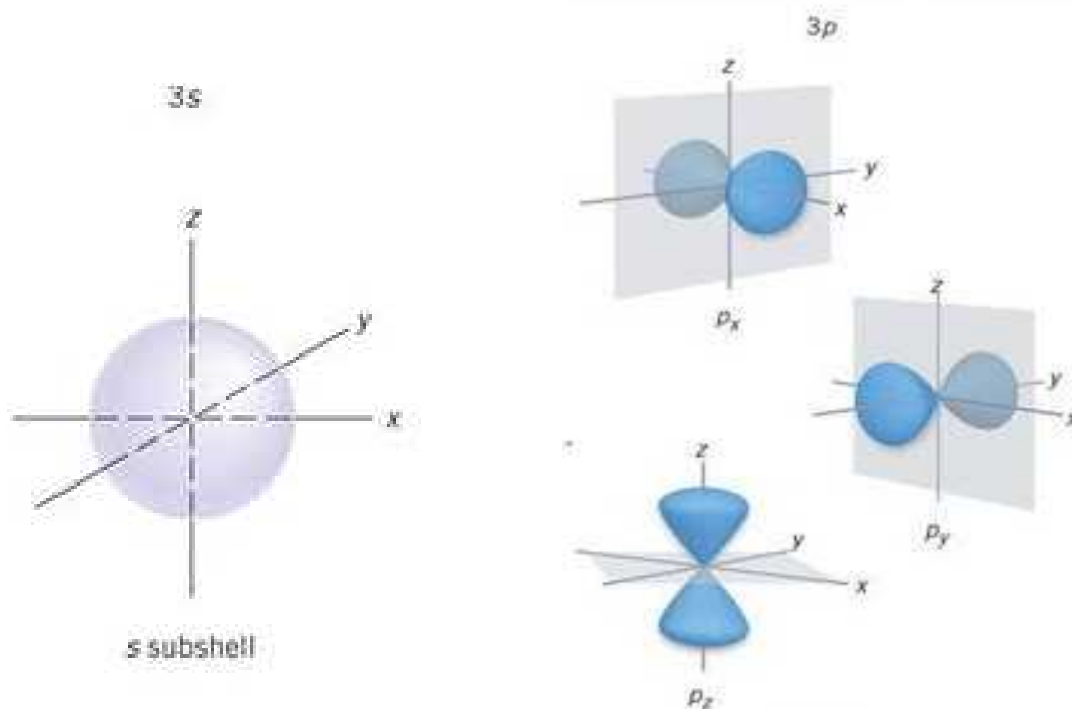


Définition:

La liaison chimique représente un lien qui existe entre les électrons de la couche externe des atomes pour former des orbitales moléculaires à partir des orbitales atomiques. Cette liaison résulte d'un recouvrement soit axial ou latéral.

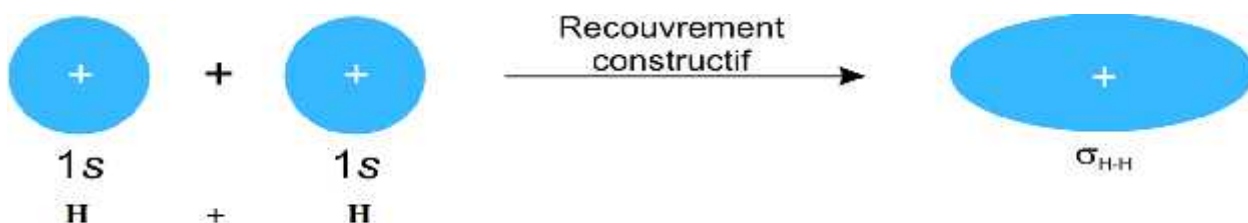
L'orbitale s: représenté par une sphère.

L'orbitale P:

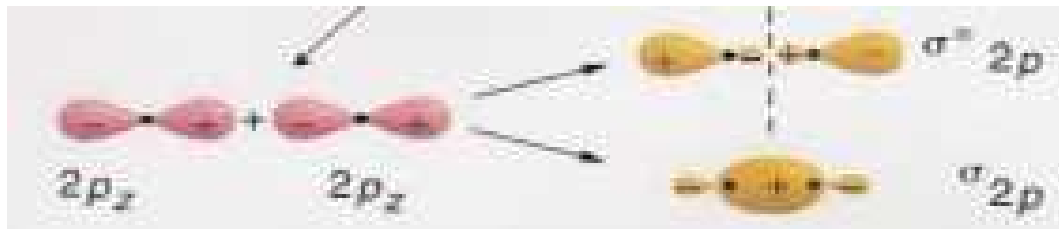
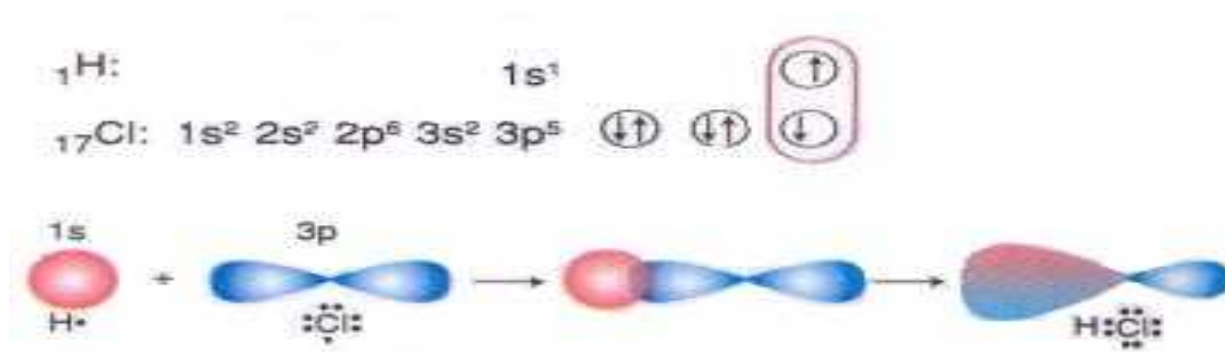
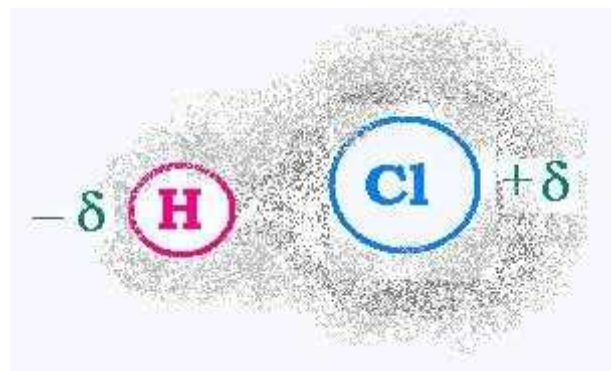


Le recouvrement axial : résulte d'une interaction des électrons sur le même axe qui donne naissance à une liaison σ .

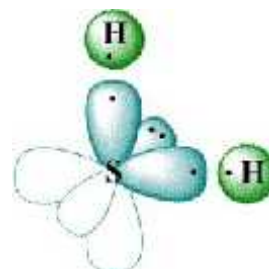
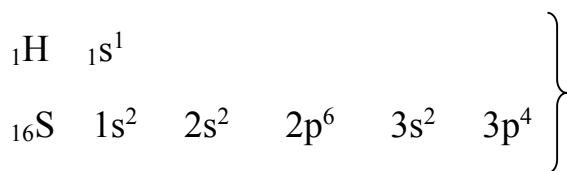
Exemple : H_2



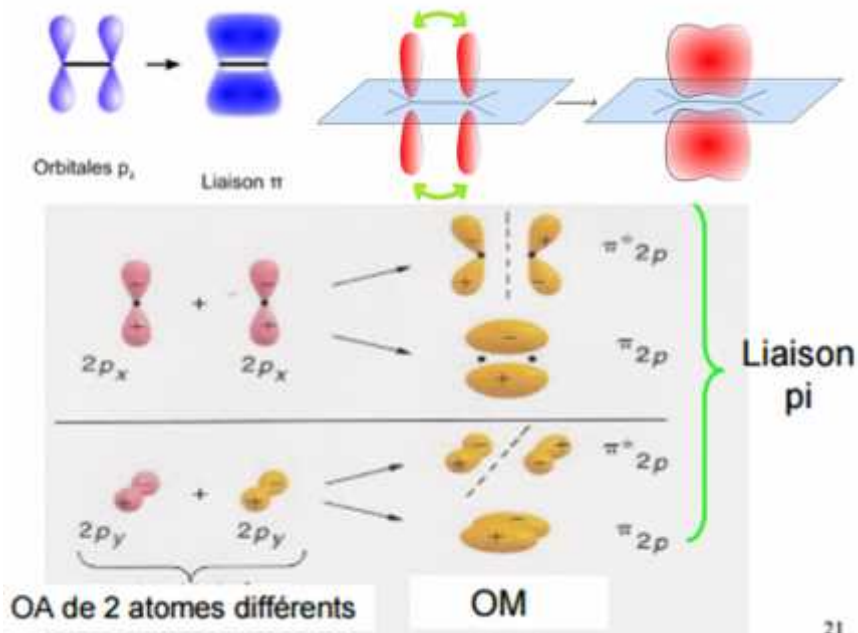
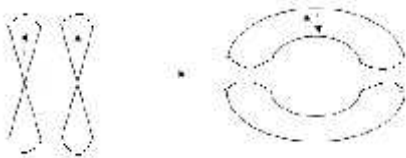
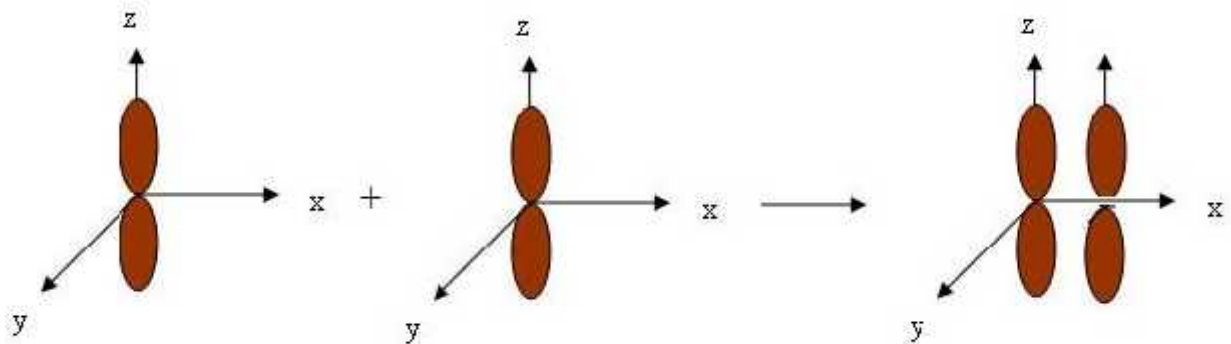
Exemple : HCl



Exemple : H_2S



Le recouvrement latéral : résulte d'une interaction entre les électrons des orbitales p en position parallèle. Ce recouvrement donne naissance à une liaison π .



Pour mieux comprendre le mode de recouvrement on fait appel à la représentation ou le diagramme de Lewis avant et après liaison.

Diagramme de LEWIS:

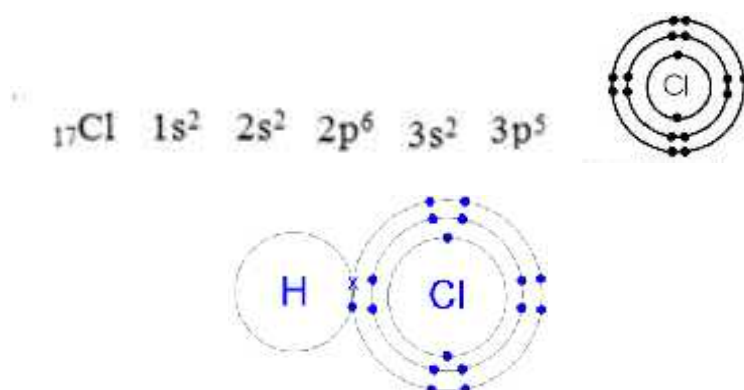
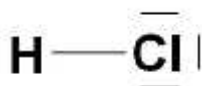
Pour les atomes on représente les électrons de la couche externe (électrons célibataires ou doublet libres).

Pour les molécules on représente les électrons en liaison (doublets liants) et les doublets libres.

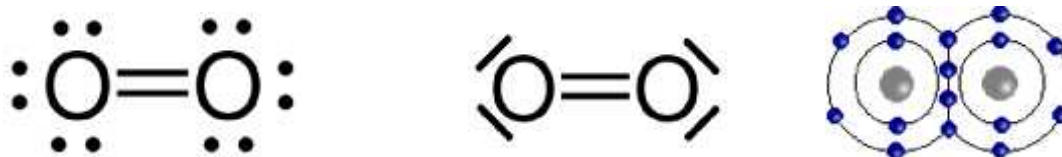
H₂O:



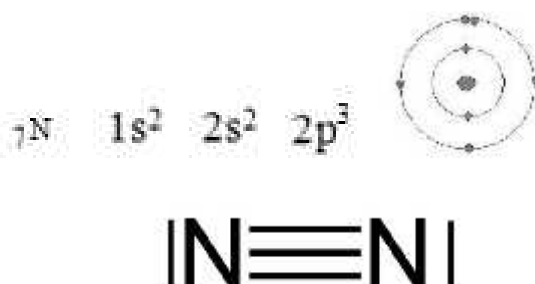
HCl:



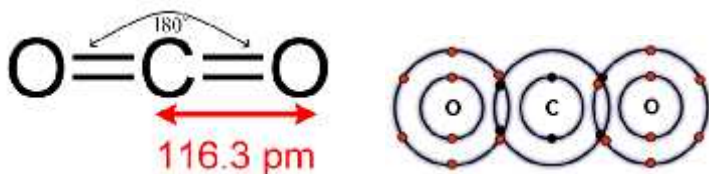
O₂:



⁷N₂:



CO₂:



Dans la liaison chimique on forme des orbitales moléculaires à partir des orbitales atomiques. Il existe plusieurs types de liaison.

1/- La liaison covalente:

Une liaison covalente est une mise en commun de 2 électrons célibataires appartenant à des orbitales séparées, a fin d'avoir la configuration du gaz rare le plus proche (couche de valence saturée). On distingue des liaisons simples (σ), liaison doubles et triples (σ, π).

Généralement la liaison (σ) est plus énergétique. On peut avoir des liaisons covalentes soit entre des atomes monoatomiques ou polyatomique:

Exemple:

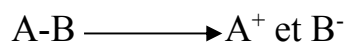
H-H, Cl-Cl, O=O Molécules diatomiques homonucléaires.

H-Cl, S=O Molécules diatomiques hétéronucléaires.

H₂O, CH₃COOH Molécules polyatomiques.

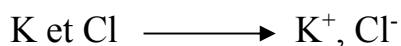
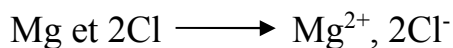
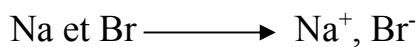
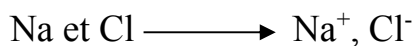
2°/- Liaison ionique:

C'est un transfert d'électrons entre un atome électropositif et un autre atome électronégatif, généralement elle s'établit entre les atomes de la 1^{er} et la 2^{eme} colonne du tableau périodique avec les éléments de la 17^{eme} colonne du tableau périodique. Si A et B d'une molécule AB ont des électronégativités différentes, l'un des atomes attirent facilement les e⁻ de l'autre, on obtient donc des ions A⁺ et B⁻.



Il y a donc transfert d'électron de l'un vers l'autre.

Exemple:

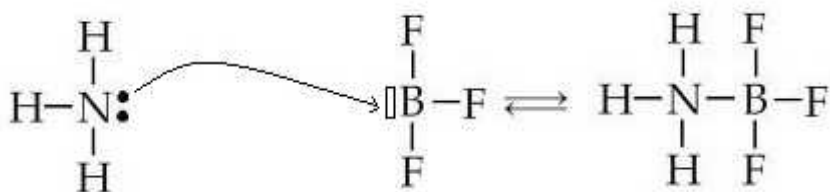


Ce type de liaisons n'est pas rigide.

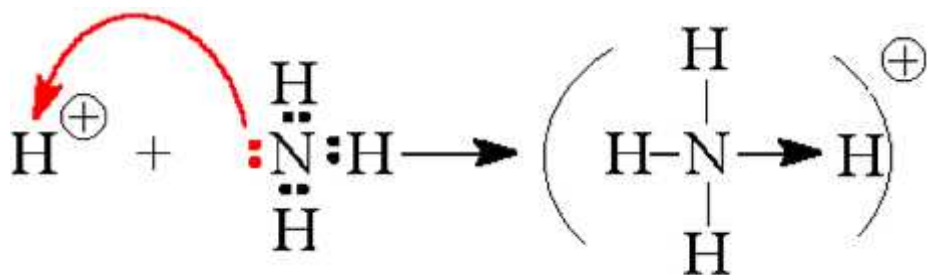
3/- liaisons dative ou coordinence:

La liaison dative s'établit entre atome ayant un doublet libre (donneur d'électron) et un autre atome ayant une orbitale vide (accepteur d'électron).

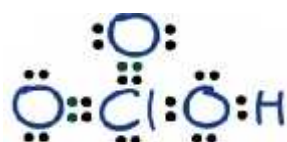
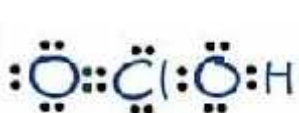
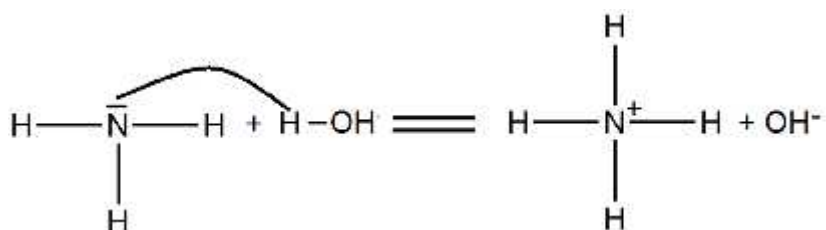
EX: $\text{NH}_3 + \text{BF}_3$

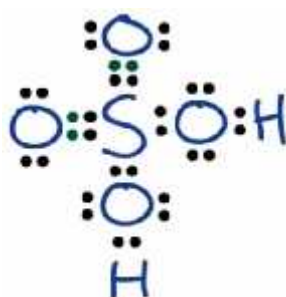
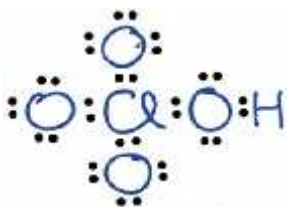


$\text{NH}_3 + \text{H}^+$



La formation d'ion ammonium.



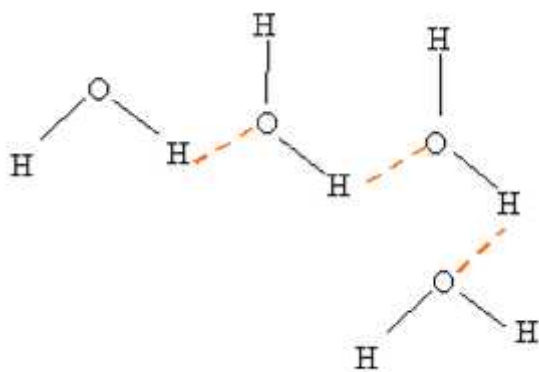


4/ - La liaison d'hydrogène:

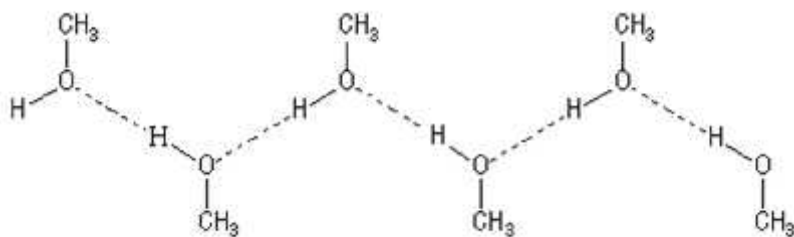
La liaison hydrogène s'établit entre un atome ayant un doublet libre et un atome électropositif. C'est une liaison chimique de type électrostatique.

On peut avoir 2 types de liaison hydrogène:

Liaison hydrogène inter moléculaire:



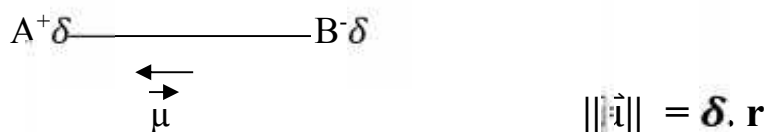
Liaison hydrogène intramoléculaire:



Le moment dipolaire:

Le moment dipolaire résulte d'une différence d'électronégativité qui existe entre deux atomes en liaison ce qui entraîne un déplacement d'électrons de l'atome électropositif vers l'atome électronégatif à travers la liaison σ .

Le déplacement d'électron crée un dipôle (la densité électronique est hétérogène au niveau de la liaison qui induit un moment dipolaire).



$$||\vec{i}|| = |\delta| \times d \text{ (c. m: Colomb. Mètre).}$$

Charge déplacée distance en mètre

Autre unité du moment dipolaire:

Le Debye $\Rightarrow 1D = 3,7 \cdot 10^{-30} \text{ c. m} = 10^{-18} \text{ C.G.S.}$

MKSA: $e^- = 1,6 \times 10^{-19} \text{ C} = 4,8 \times 10^{-10} \text{ u C.G.S}$

$1\text{\AA} = 10^{-10} \text{ m}$

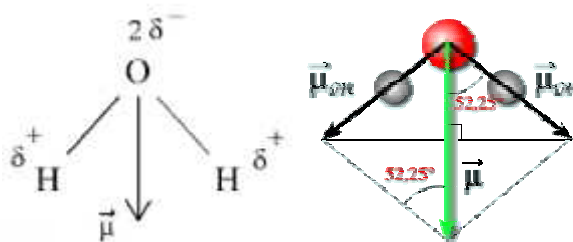
Remarque:

Le moment dipolaire est nul dans les cas suivants:

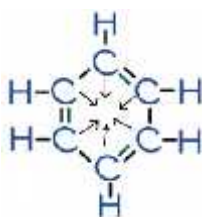
- Dans une molécule diatomique homonucléaire: $\text{H}_2, \text{Cl}_2, \text{N}_2 \Rightarrow \vec{i} = 0$
- Dans une molécule linéaire symétrique: $\text{O}=\text{C}=\text{O} \Rightarrow \vec{i}_{\text{CO}_2} = 0$.

Dans le cas d'une molécule triatomique ou polyatomique (contenant 2 ou plusieurs liaisons) on calcule le moment dipolaire résultant

Exemple:



$$\mu_{\text{rés}} = \sqrt{u_1^2 + u_2^2 + 2u_1 u_2 \cos\theta}$$



$$\mu_{\text{rés}} = 0$$

Le caractère ionique:

Le caractère ionique mesure le taux d'ionicté dans une liaison, il est donné par la relation:

$$I = \frac{U_{\text{expérimentale}}}{U_{\text{théorique}}} 100\%$$

$$U_{\text{théorique}} = |e| \times d \quad (|e| = 1,6 \cdot 10^{-19}, d: \text{distance})$$

$$U_{\text{expérimentale}} = |\delta| \times d \quad (|\delta|: \text{charge réelle})$$

$$\text{Donc: } I = \frac{|\delta| \times d}{|e| \times d} 100\% \quad (\delta \ll e)$$

Liaison surement ionique: $i = 100\%$

Liaison surement covalente: $i = 0\%$

65% d'ionicté et 35% de covalence: $i = 65\%$

Si la liaison était purement ionique (100%), la charge (δ) est égale à e . Dans ce cas on parle du moment dipolaire électrique $\mu_e = \mu_{thé} = e.r$.

Molécule	r (Å)	$\mu_{thé} = e \cdot r$	$\mu_{exp} = \delta \cdot r$	$\frac{\mu_{exp}}{\mu_{thé}} \times 100$
HF	0,92	4,42	1,91	45
HCl	1,27	6,09	1,07	17,5
HBr	1,41	6,77	0,79	12
HI	1,61	7,79	0,38	5

L'hybridation des orbitales atomiques:

L'hybridation est un mélange d'orbitales atomiques de la couche externe, on peut avoir ce phénomène après excitation de l'électron.

Il existe 3 sortes d'hybridation: sp^3 , sp^2 , sp

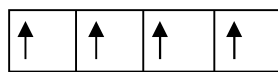
1) - L'hybridation sp^3 : C'est une combinaison entre 3 orbitales s et 1 orbitale p , on obtient donc 4 orbitales hybridées sp^3 équivalentes.

L'atome du Carbone:

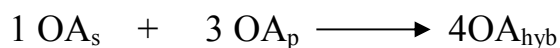
${}_6C: 1s^2 2s^2 2p^2$



Excitation d' e^-



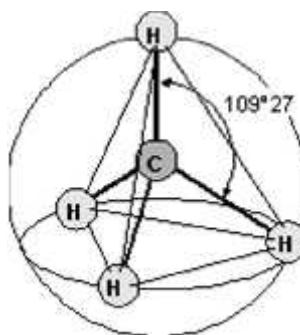
4 orbitales hybridées sp^3



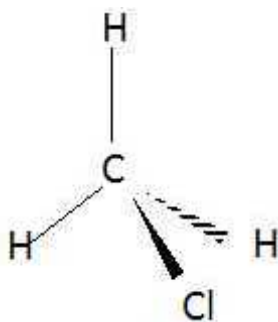
Carbone hybridé sp^3 { 4 liaisons σ .
 { Forme géométrique tétraédrique.
 { Les angles sont de l'ordre de $109^\circ 28'$.



Exemple : molécule de CH_4 :



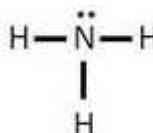
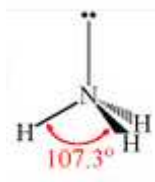
Molécule de CH_3Cl



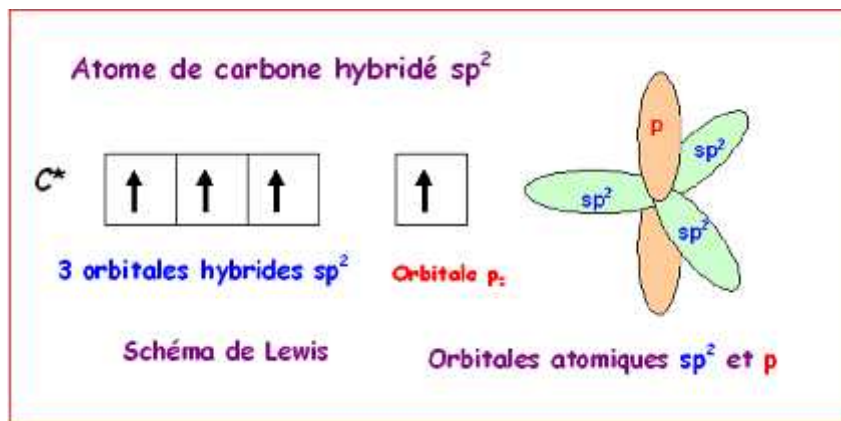
Molécule de NH_3 :



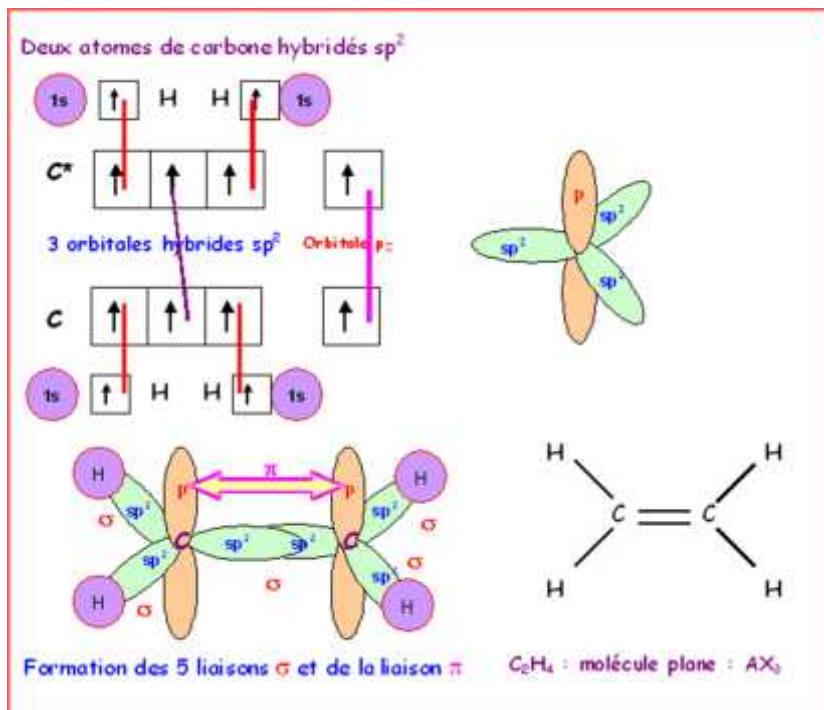
Doublet libre



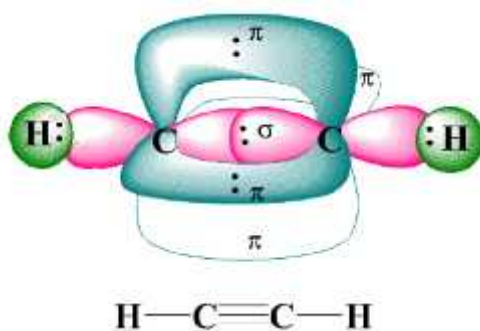
2) - L'hybridation sp^2 : C'est une combinaison entre une orbitale s et 2 orbitales p, on obtient donc 3 orbitales hybridées sp^2 équivalentes et une orbitale p pure.



Carbone hybridé sp^2 { 3 liaisons σ et 1 liaison π .
Forme géométrique trigonale (triangle plan).
Les angles sont de l'ordre 120° .



- 1) - L'hybridation sp : C'est une combinaison entre une orbitale s et 1 orbitale p, on obtient donc 2 orbitales hybridées sp équivalentes et 2 orbitales p pures.
Exemple: la molécule C_2H_2 :



Carbone hybridé sp { 2 liaisons σ et 2 liaisons π .
 { Forme géométrique linéaire.
 { Les angles sont de l'ordre 180° .

$${}_{4}\text{Be} \begin{cases} 1s^2 & 2s^2 & \text{Etat fondamental.} \\ 2s^1 & 2p^1 & \text{Etat de valence.} \end{cases}$$
