

Liaison chimique

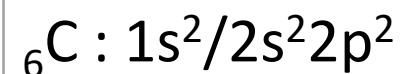
Deuxième partie

Mourad AMARA

Hybridation

Les atomes dans les molécules adoptent de nouvelles configurations pour les orbitales moléculaires

Les orbitales moléculaires sont alors une combinaison linéaire des orbitales atomiques telles que



Carbone à l'état atomique



Carbone dans les molécules



Hybridation sp

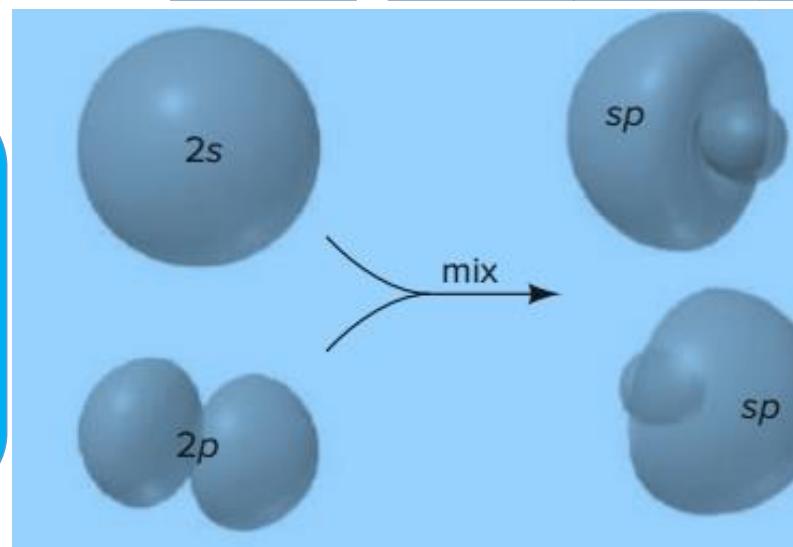
1 Orbital atomique (OA) « S »

+

1 Orbital atomique (OA) « P »

=

2 Orbital Moléculaire (OM) « sp »

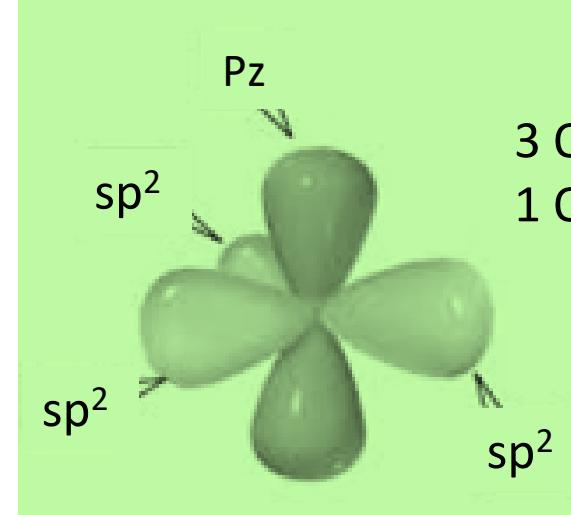


Hybridation
sp

Arrangement
spatial
linéaire

Hybridation sp²

$$\begin{array}{rcl} & 1 \text{ Orbitale atomique (OA) « S »} \\ + & 2 \text{ Orbitales atomique (OA) « P »} \\ \hline = & 3 \text{ Orbitales Moléculaire (OM) « sp}^2\text{ »} \end{array}$$

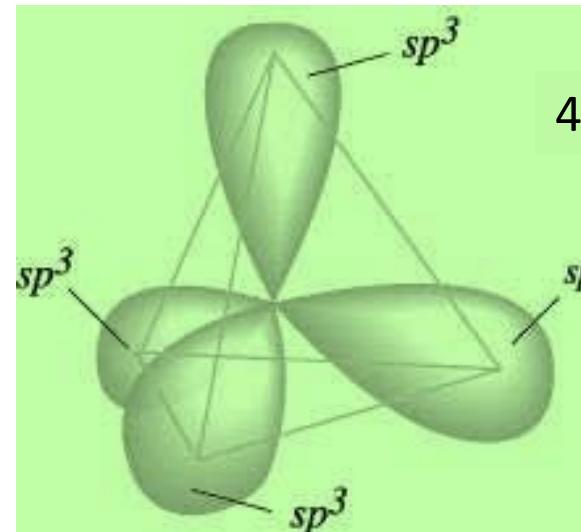


3 Orbitales hybrides sp^2
1 Orbital pure Pz

Arrangement spatial Triangulaire

Hybridation sp³

$$\begin{array}{rcl} & 1 \text{ Orbitale atomique (OA) « S »} \\ + & 3 \text{ Orbitales atomique (OA) « P »} \\ \hline = & 4 \text{ Orbitales Moléculaire (OM) « sp}^3\text{ »} \end{array}$$

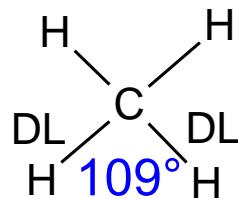
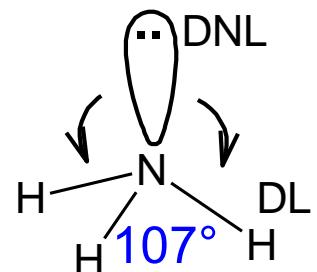
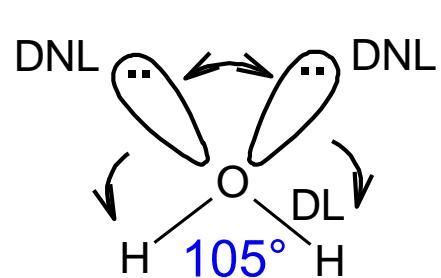
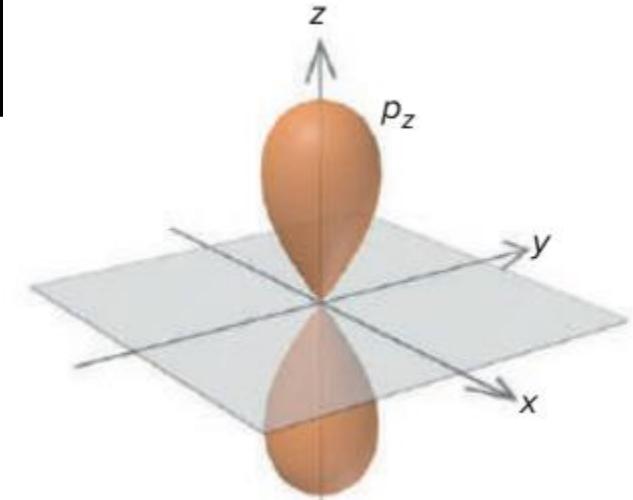


4 Orbitales hybrides sp^3

Arrangement spatial Tétraédrique

Règle de Gillespie

Des répulsions électroniques se produisent entre les différents doublets électriques libres ou liants, engendrant des géométries moléculaires avec un minimum d'interactions.



Ceci permet d'expliquer, par exemple la différence des angles des liaisons entre H_2O (105°), NH_3 (107°) et CH_4 (109°).

La force de répulsion varie suivant la séquence :
 $\text{DNL-DNL} > \text{DNL-DL} > \text{DL-DL}$

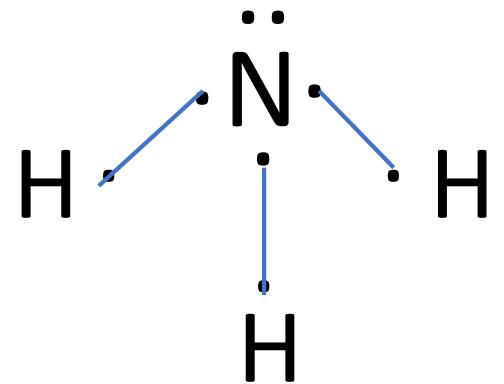
Règle VSEPR ou répulsion des paires électroniques des couches de valences.

Les molécules sont écrites selon un modèle général du type :

AX_mE_n

A l'atome central, X est l'atome lié à l'atome central par une liaison σ , E est le doublet non liant porté par l'atome A

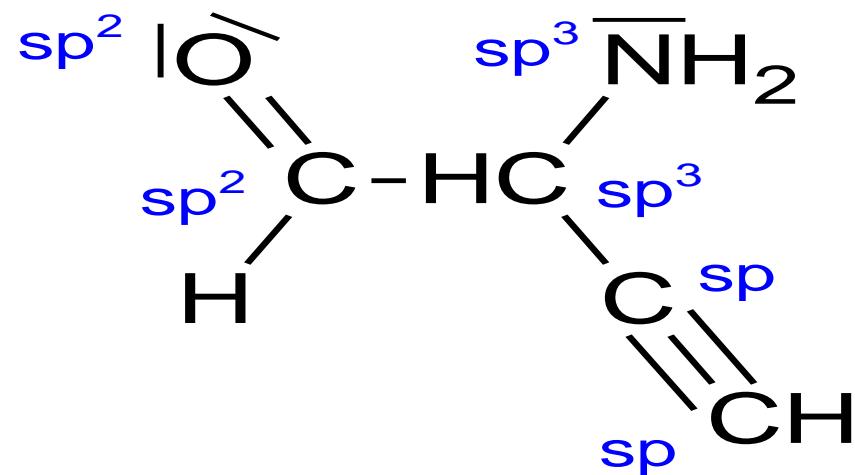
m et n sont respectivement le nombre de X et de E.



AX_3E_1

Pour retrouver l'hybridation d'un atome dans une molécule, il suffit de connaître le nombre de liaisons σ et des doublets non liants, autrement dit $(m+n)$ du modèle Gillespie :

$(m+n)$	2	3	4
Hybridation	Sp	Sp^2	Sp^3
Arrangement spatial	Linéaire	Triangulaire	Tétraédrique
	180°	120°	109°

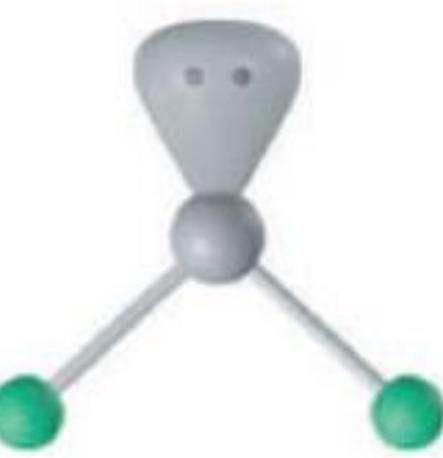
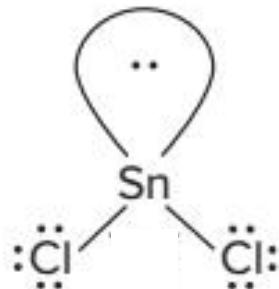
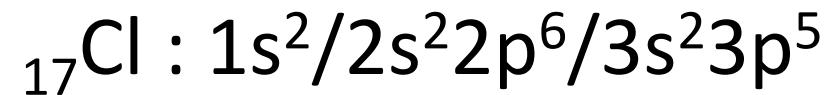
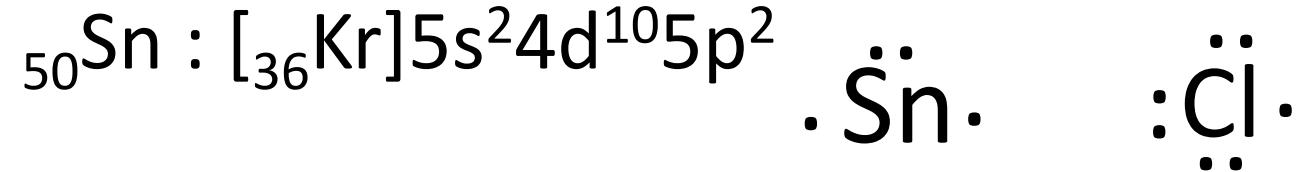


AX_mE_n

$m > 1$
 $(m+n) = 4$

(m+n)	Hybridation	Arrangement spatial	Type AX _m E _n	géométrie
2	Sp	Linéaire	AX ₂	Linéaire
3	Sp2	Triangulaire	AX ₂ E ₁	Angulaire
	Sp2	Triangulaire	AX ₃	Triangulaire plane
4	Sp3	Tétrédrique	AX ₂ E ₂	Angulaire
	Sp3	Tétrédrique	AX ₃ E ₁	Pyramide
	Sp3	Tétrédrique	AX ₄	Tétrédrique

Molécule SnCl₂



Type Gillespie : AX₂E₁

Géométrie : Angulaire

Hybridation: sp²

Arrangement spatial : Triangulaire

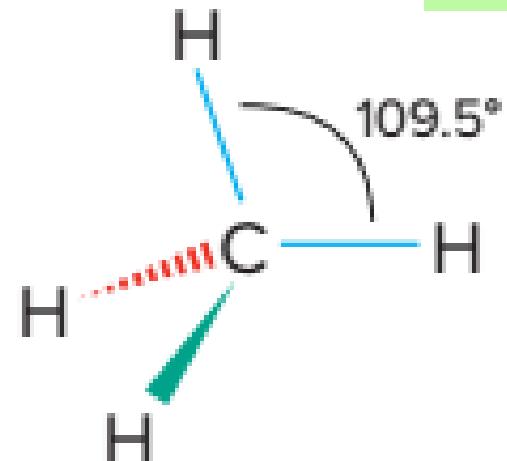
Molécule CH₄

Type Gillespie : AX₄

Géométrie : Tétraédrique

Hybridation: sp³

Arrangement spatial : Tétraédrique



Molécule BF_3

B : $1s^2/2s^22p^1$

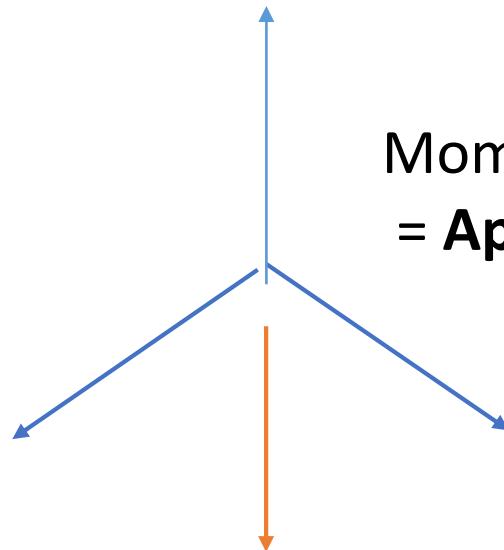
Type Gillespie : AX_3

Géométrie : Triangulaire

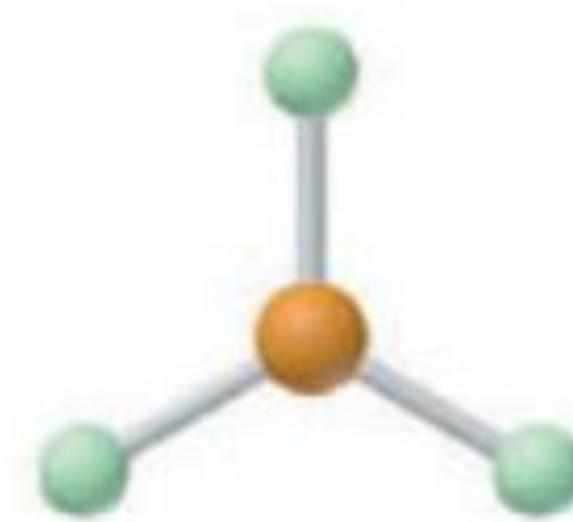
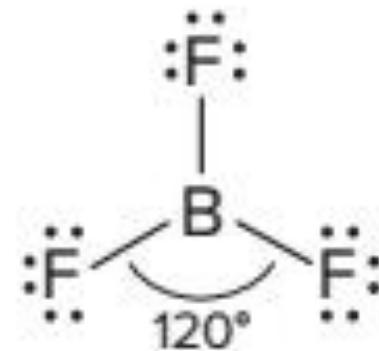
Hybridation: sp^2

Arrangement spatial : Triangulaire

$$\mu_T = 2\mu_{\text{liaison}} \cdot \cos 90^\circ = 0$$



Moment dipolaire ?
= Apolaire



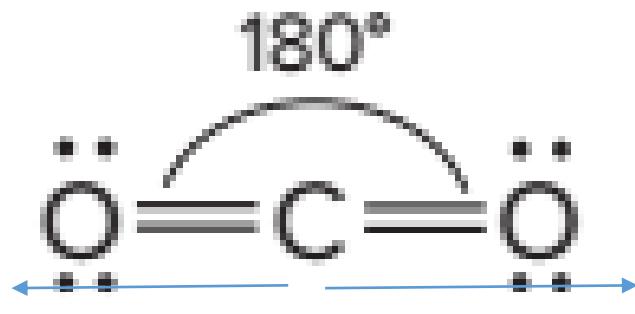
Molécule CO₂

Type Gillespie : AX₂

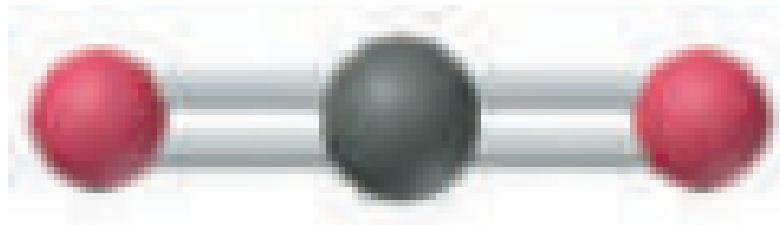
Géométrie : Linéaire

Hybridation: sp

Arrangement spatial : Linéaire



Apolaire



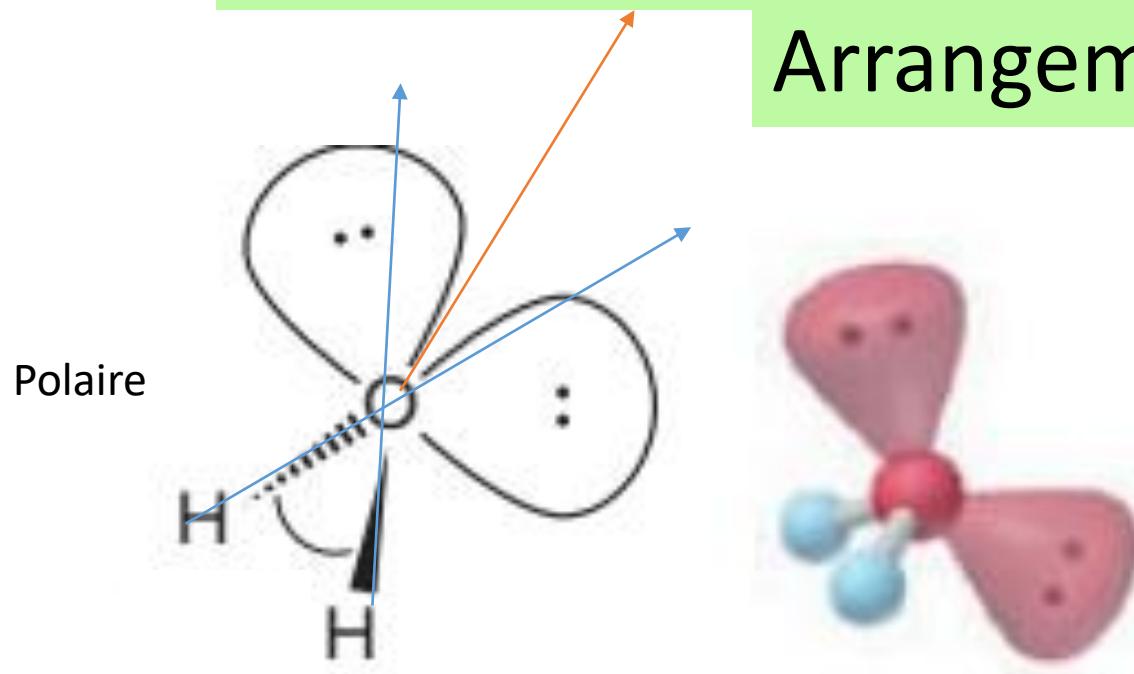
Molécule H₂O

Type Gillespie : AX₂E₂

Géométrie : Angulaire

Hybridation: sp³

Arrangement spatial : Tétraédrique



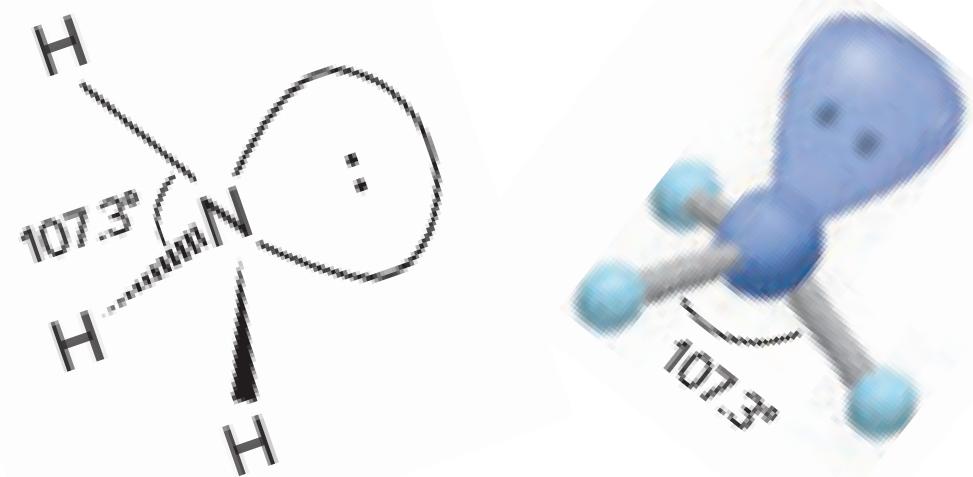
Molécule NH₃

Type Gillespie : AX₃E₁

Géométrie : Pyramidale

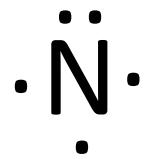
Hybridation: sp³

Arrangement spatial : Tétraédrique

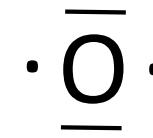


${}_1\text{H} : 1s^1$

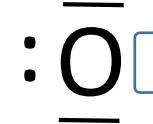
${}_7\text{N} : 1s^2/2s^22p^3$



${}_8\text{O} : 1s^2/2s^22p^4$



Etat fondamental



Etat excité

Atome central : N

Type AX₃

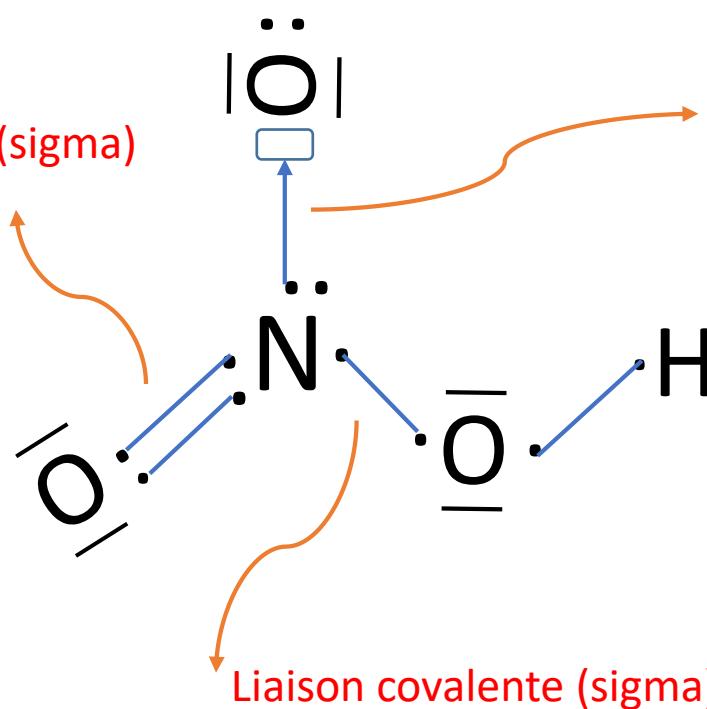
Géométrie : Triangulaire

Hybridation : sp²

Arrangement : Triangulaire

Liaison covalente (sigma)

Liaison dative (sigma)



Liaison covalente (sigma)

A suivre ...

Liaison intermoléculaire

