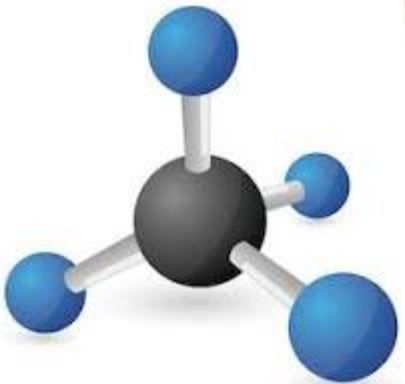


A detailed ball-and-stick model of a complex organic molecule, likely a protein or polymer, featuring a network of grey carbon atoms, red oxygen atoms, and blue hydrogen atoms. The structure is shown in a perspective view, with some parts in sharp focus and others blurred in the background.

Liaison chimique

Deuxième partie

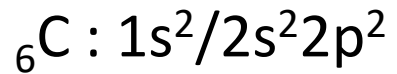
Mourad AMARA



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



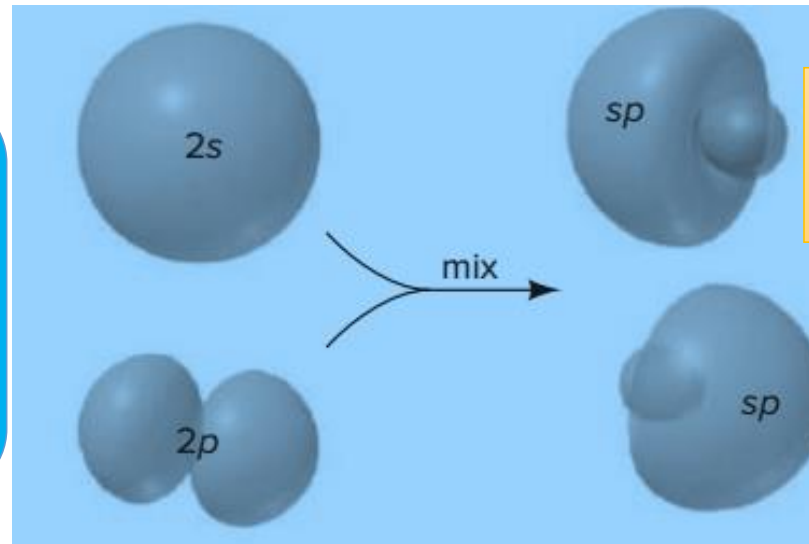
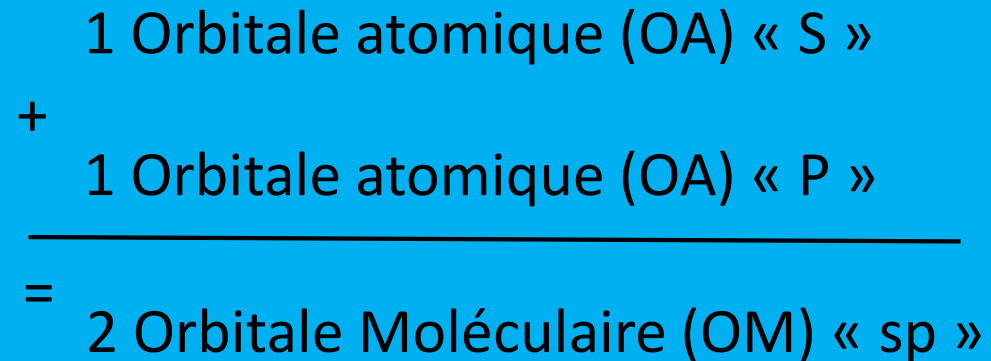
Carbone à l'état atomique



Carbone dans les molécules



Hybridation sp

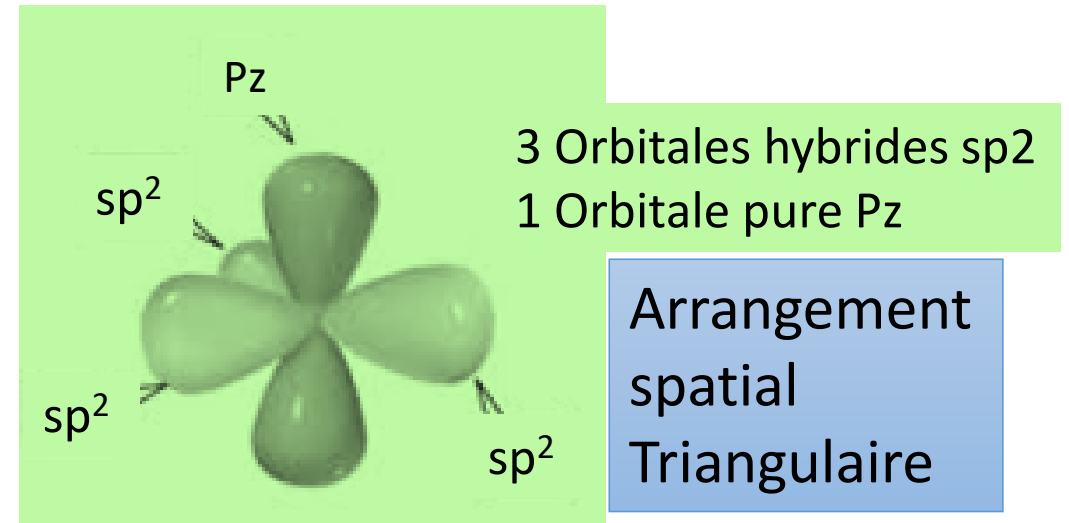


Hybridation
sp

Arrangement
spatial
linéaire

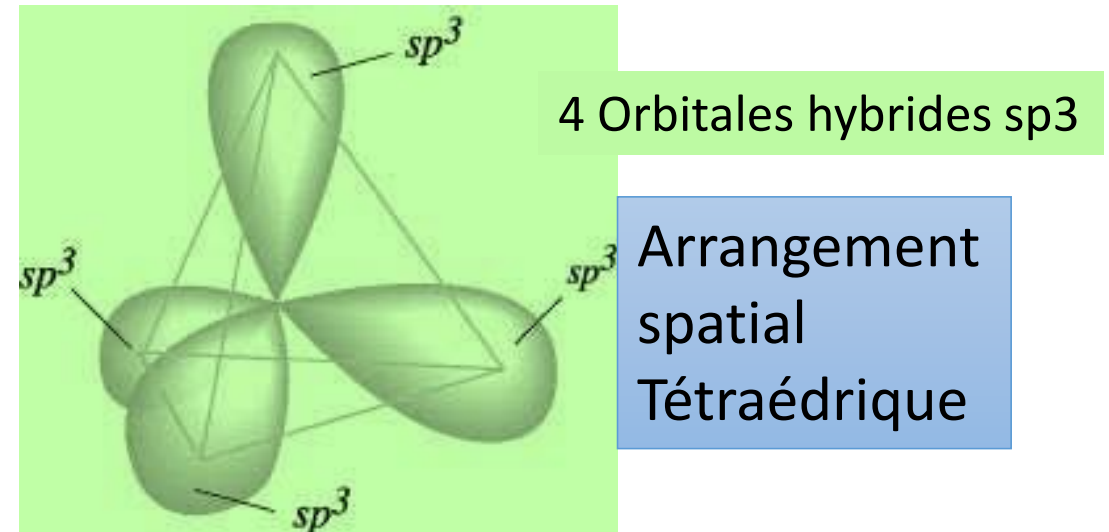
Hybridation sp^2

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



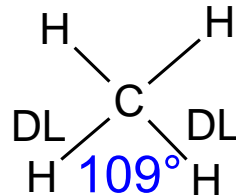
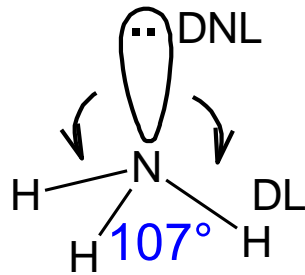
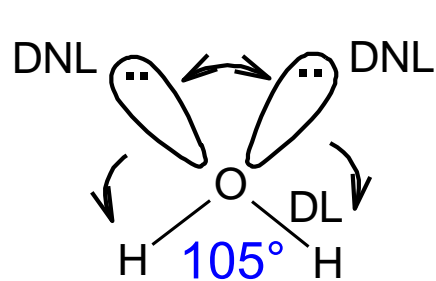
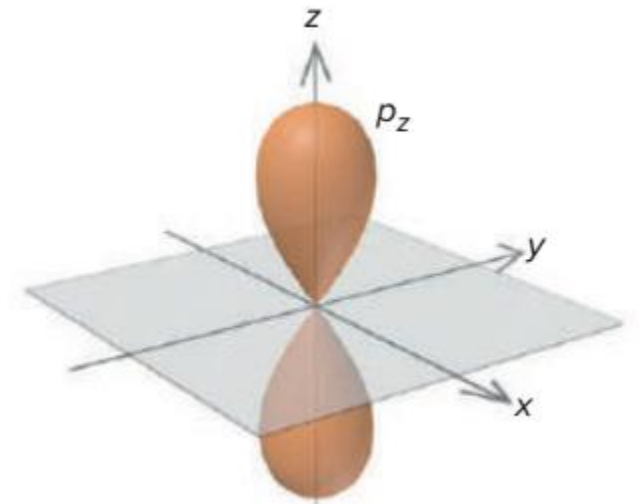
Hybridation sp^3

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



Règle de Gillespie

Des répulsions électroniques se produisent entre les différents doublets électroniques 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 :
 $\text{DNL-DNL} > \text{DNL-DL} > \text{DL-DL}$

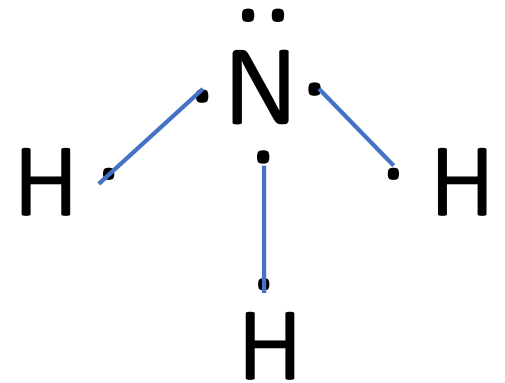
Règle VSEPR ou répulsion des paires électroniques des couches de valences.

Les molécules sont écrites selon un modèle général du type :



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

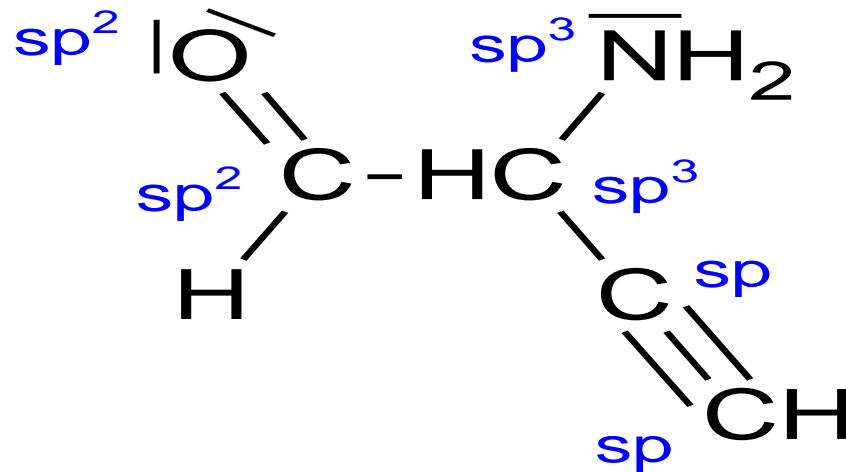
m et n sont respectivement le nombre de X et de E.



AX₃E₁

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 180°	Triangulaire 120°	Tétraédrique 109°



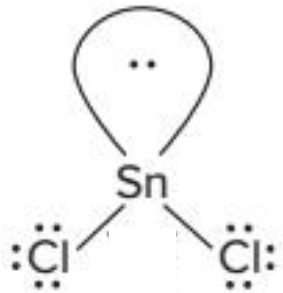
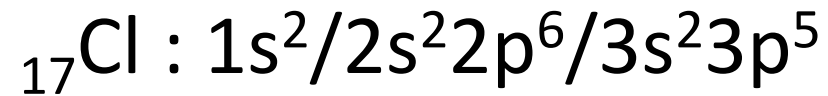
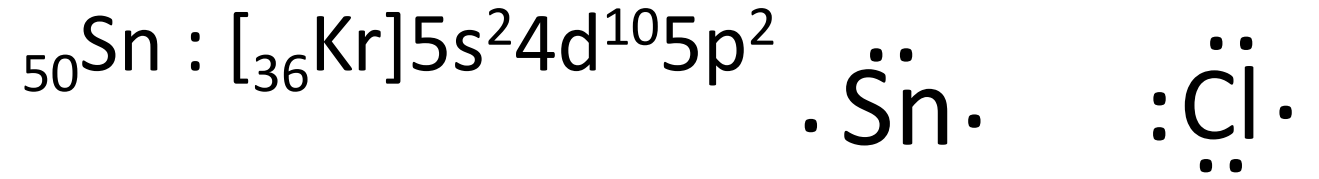


$$m > 1$$

$$(m+n) = 4$$

(m+n)	Hybridation	Arrangement spatial	Type AX _m E _n	géométrie
2	Sp	Linéaire	AX ₂	Linéaire
3	Sp ²	Triangulaire	AX ₂ E ₁	Angulaire
	Sp ²	Triangulaire	AX ₃	Triangulaire plane
4	Sp ³	Tétraédrique	AX ₂ E ₂	Angulaire
	Sp ³	Tétraédrique	AX ₃ E ₁	Pyramidale
	Sp ³	Tétraédrique	AX ₄	Tétraédrique

Molécule SnCl_2



Type Gillespie : AX_2E_1

Géométrie : Angulaire

Hybridation: sp^2

Arrangement spatial : Triangulaire

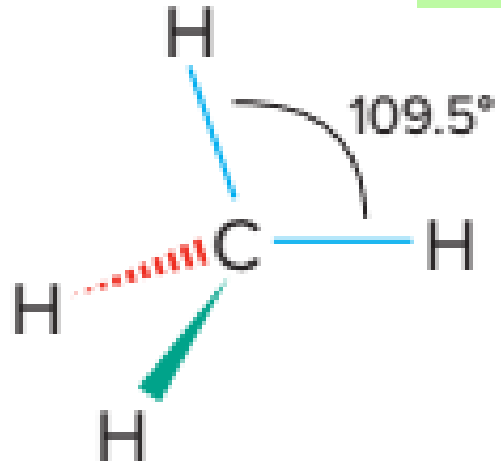
Molécule CH₄

Type Gillespie : AX₄

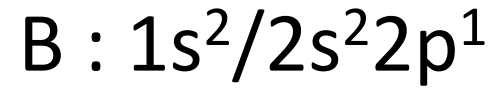
Géométrie : Tétraédrique

Hybridation: sp³

Arrangement spatial : Tétraédrique



Molécule BF_3



Type Gillespie : AX_3

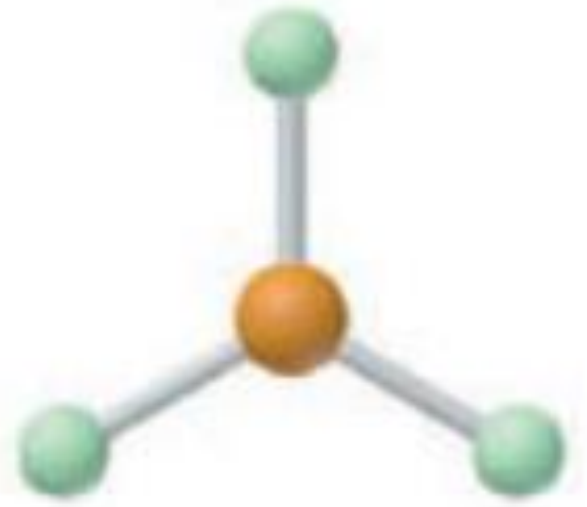
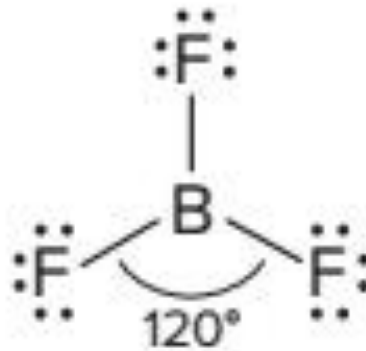
Géométrie : Triangulaire

Hybridation: sp^2

Arrangement spatial : Triangulaire

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

Moment dipolaire ?
= **Apolaire**



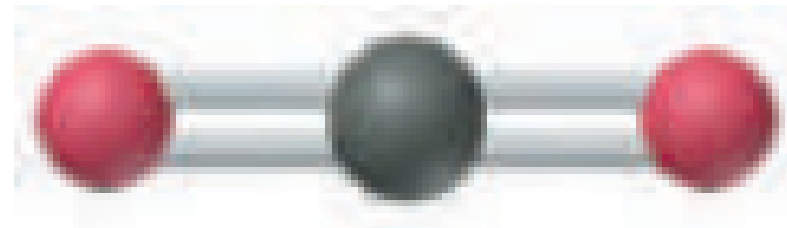
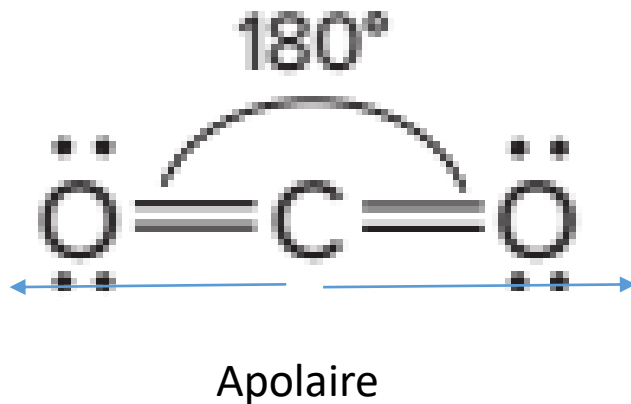
Molécule CO₂

Type Gillespie : AX₂

Géométrie : Linéaire

Hybridation: sp

Arrangement spatial : Linéaire



Molécule H₂O

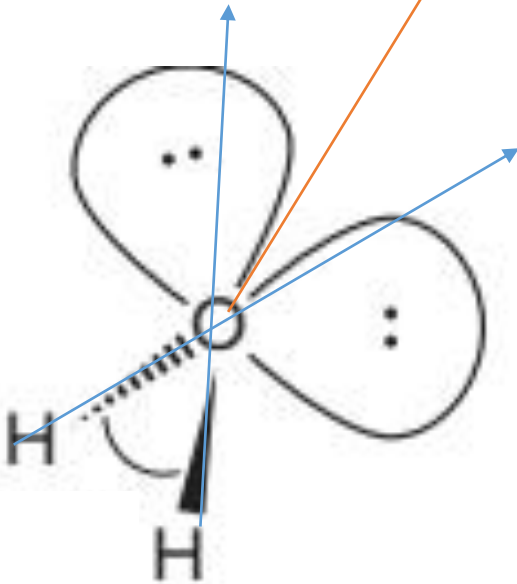
Type Gillespie : AX_2E_2

Géométrie : Angulaire

Hybridation: sp^3

Arrangement spatial : Tétraédrique

Polaire



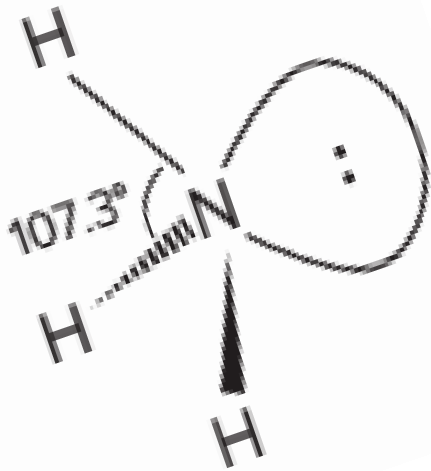
Molécule NH_3

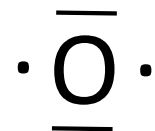
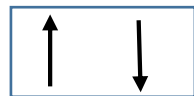
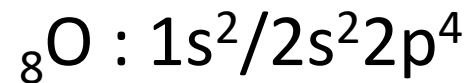
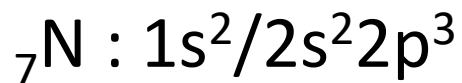
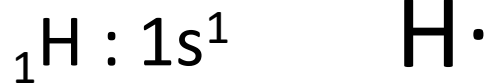
Type Gillespie : AX_3E_1

Géométrie : Pyramidale

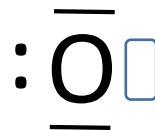
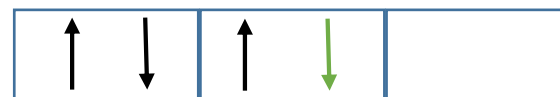
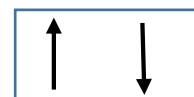
Hybridation: sp^3

Arrangement spatial : Tétraédrique





Etat fondamental



Etat excité

Atome central : N

Type AX₃

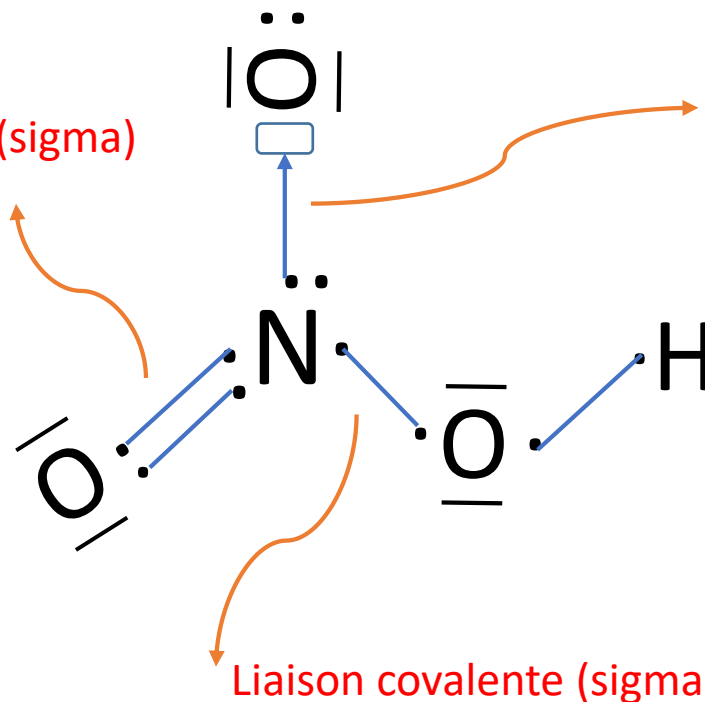
Géométrie : Triangulaire

Hybridation : sp²

Arrangement : Triangulaire

Liaison covalente (sigma)

Liaison dative (sigma)



A suivre ...

Liaison intermoléculaire

