



UNIVERSITÉ BADJI MOKHTAR . ANNABA
FACULTÉ DE MÉDECINE
DÉPARTEMENT DE PHARMACIE



Cours de chimie organique pharmaceutique

Atome et Liaisons

Les liaisons chimiques

Présenté par SOUDANI.W
Maitre de Conférences en chimie thérapeutique

Janvier 2021



Plan

• Introduction

I
• Rappel

II
• Structure de LEWIS

III
• La liaison chimique

IV
• Géométrie moléculaire

V
• Hybridation des orbitales atomiques

VI
• L'atome de carbone

Introduction

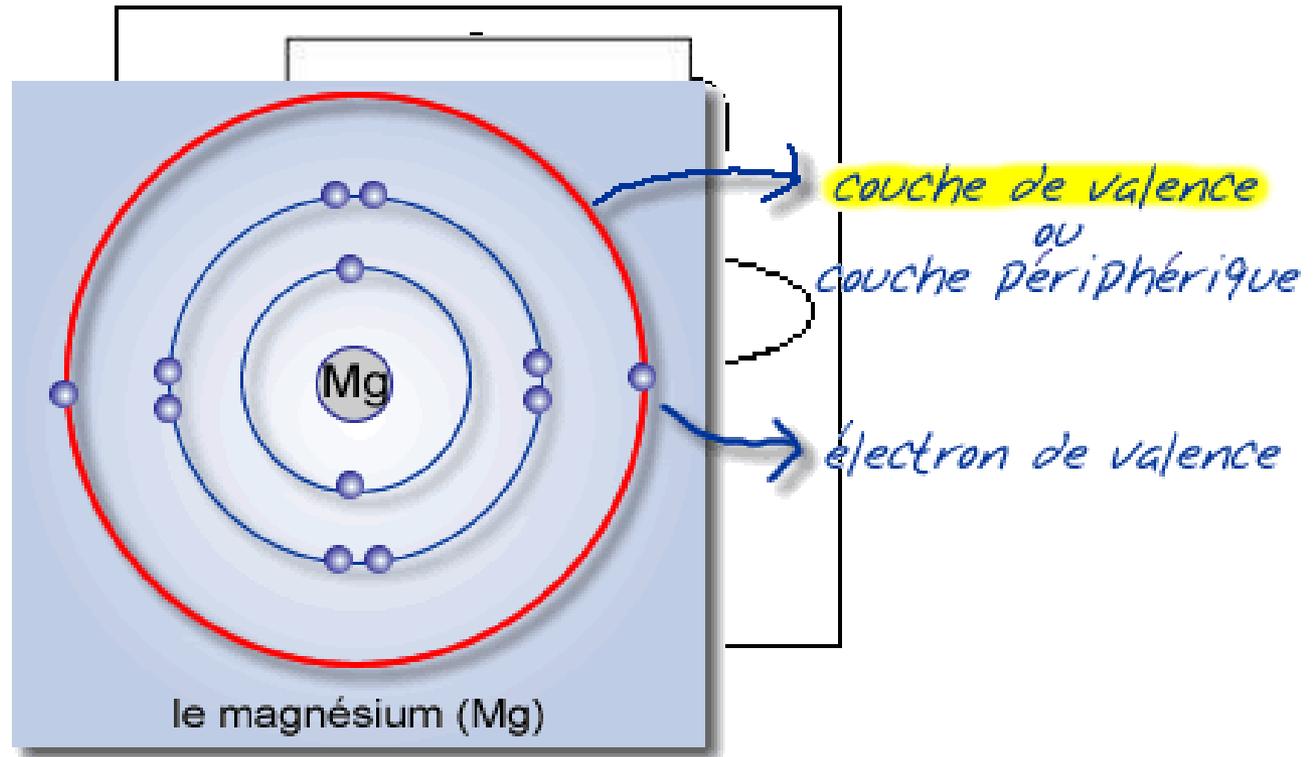
La chimie organique est présente constamment dans notre vie quotidienne (santé, vêtements, alimentation...etc), en outre elle est fondamentalement impliquée dans la vie elle-même, puisqu'elle règle tout le fonctionnement cellulaire des organismes vivants.

Il est nécessaire à une chimie intelligente de connaître la nature de la **liaison chimique** pour la compréhension du comportement chimique des molécules au cours des différentes réactions.



Rappel

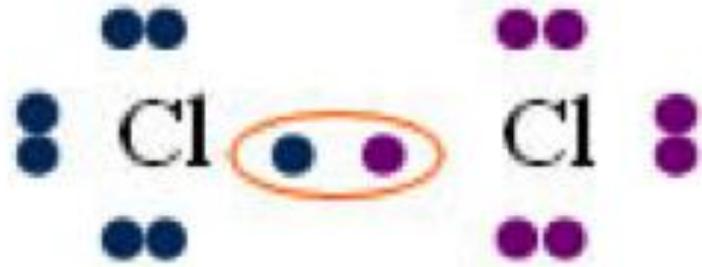
Rappel



Structure de LEWIS

Structure de Lewis

- ▶ Selon **Lewis**, la structure de l'atome est une représentation des **électrons de valence** d'un atome autour du symbole de l'élément, faisant apparaître les doublets électroniques et les électrons célibataires.



Structure de Lewis

7N

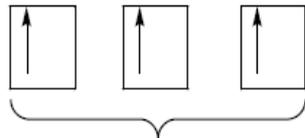
$1s^2 2s^2 2p^3$



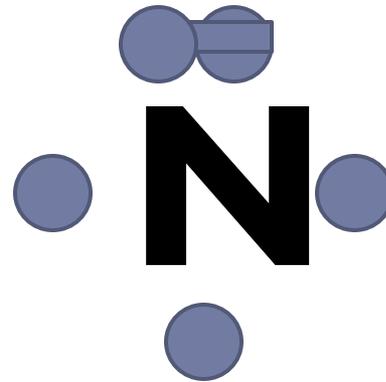
$1s^2$



$2s^2$



$2p^3$



Une **configuration électronique** dont la couche externe renferme un octet d'électrons est particulièrement stable.



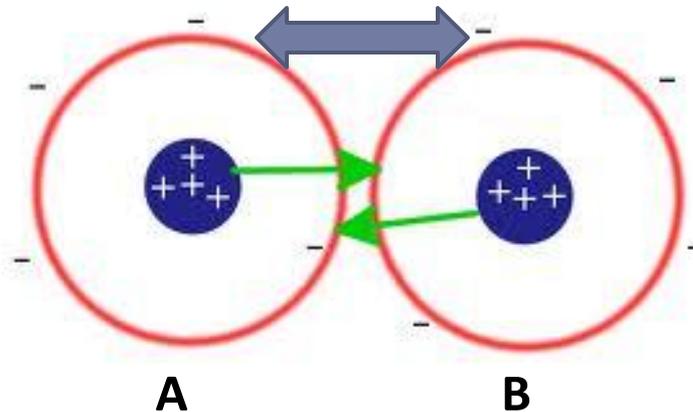
La liaison chimique

Liaison chimique

Une liaison chimique est **l'ensemble des forces** assurant les liens entre atomes permettant de former des molécules.

Force d'attraction

Force de répulsion



La liaison s'établit entre atomes pour leur permettre d'adopter la configuration électronique du gaz rare et respecter ainsi la **règle de l'octet**.

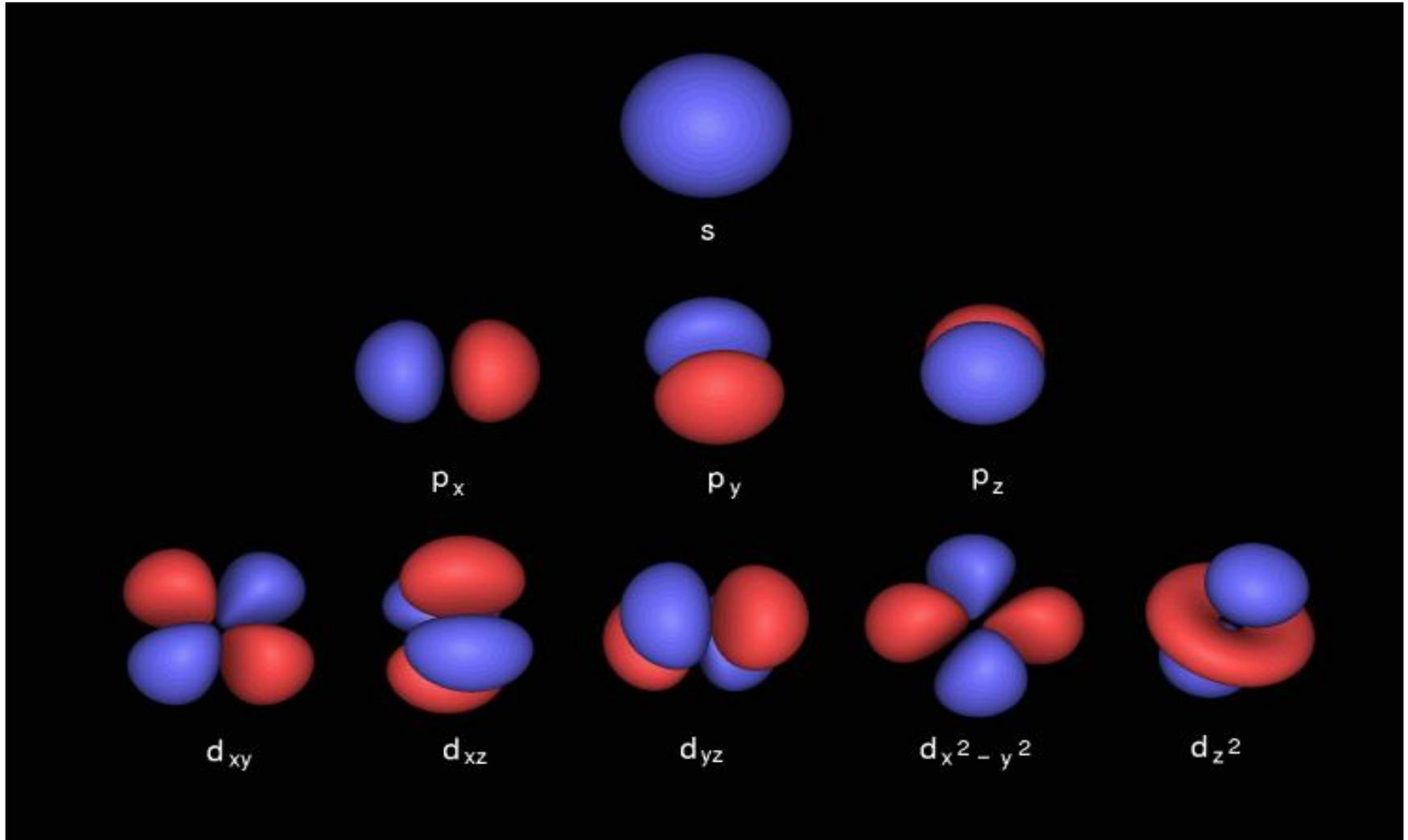


Formation de l'orbitale moléculaire

- ▶ Une **orbitale** est la portion de l'espace où un électron de type donné a la probabilité maximum de se trouver.
- ▶ La mécanique quantique permet de déterminer mathématiquement la forme des **orbitales atomiques** et l'énergie des électrons qui l'occupent



Formation de l'orbitale moléculaire

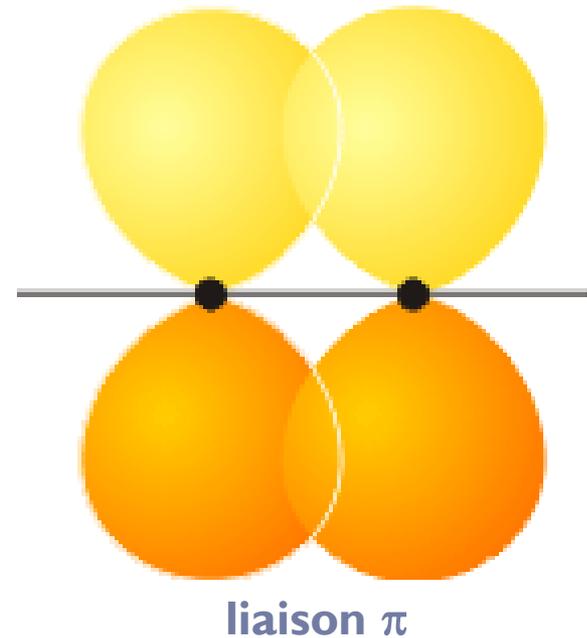
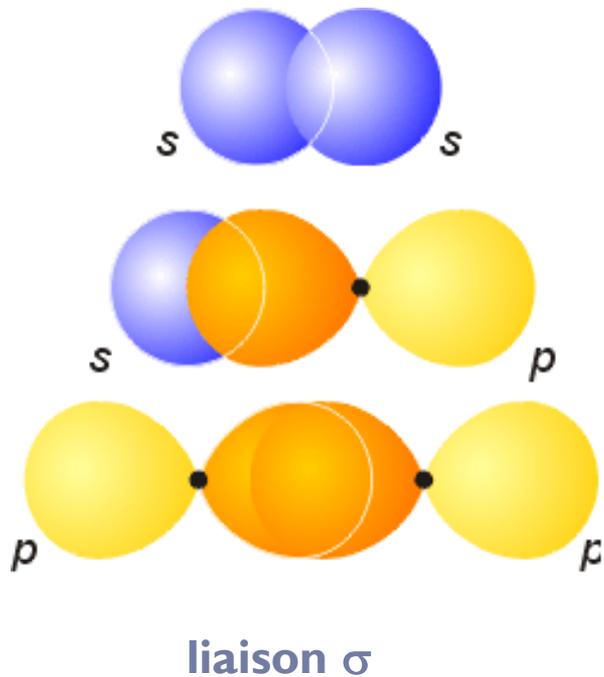


Formation de l'orbitale moléculaire

- ▶ L'idée de Lewis est conservée : mise en commun de 2 électrons pour former une liaison.
- ▶ L'idée nouvelle est que ces deux électrons vont occuper une portion de l'espace obtenue par un chevauchement ou **recouvrement** de 2 orbitales atomiques créant ainsi une orbitale moléculaire.



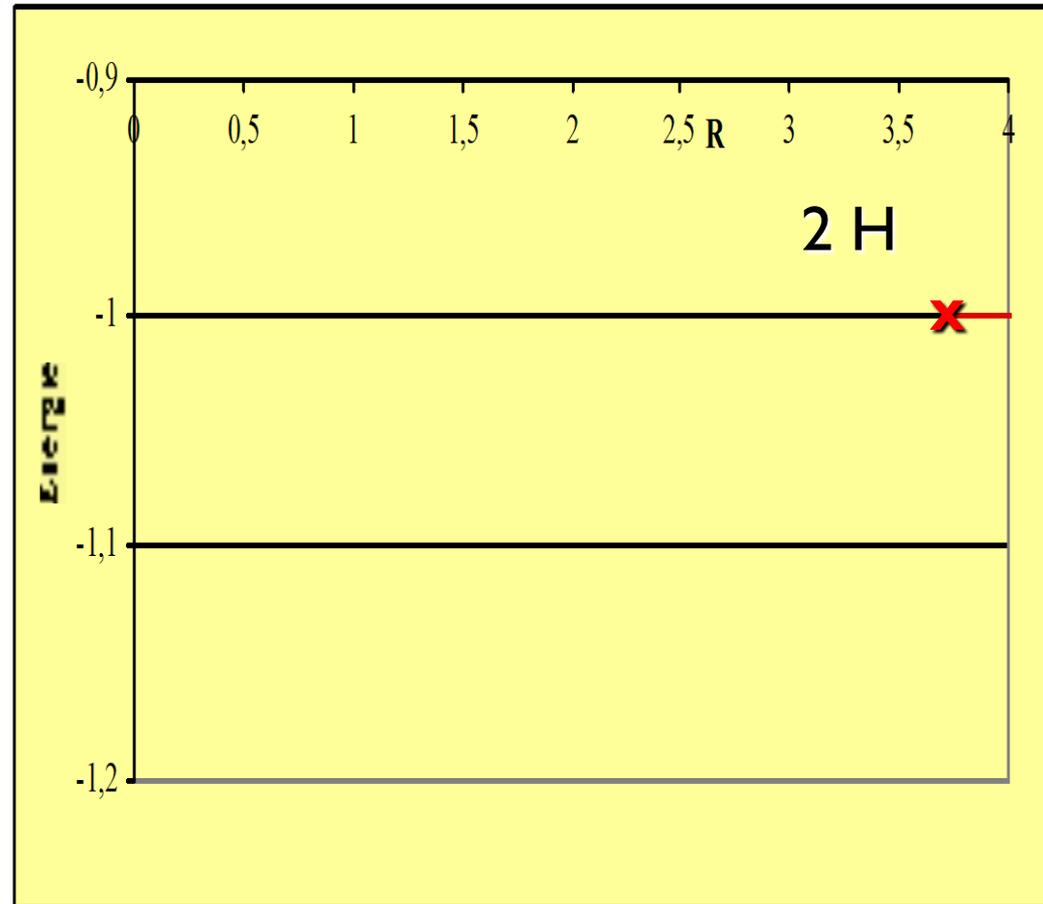
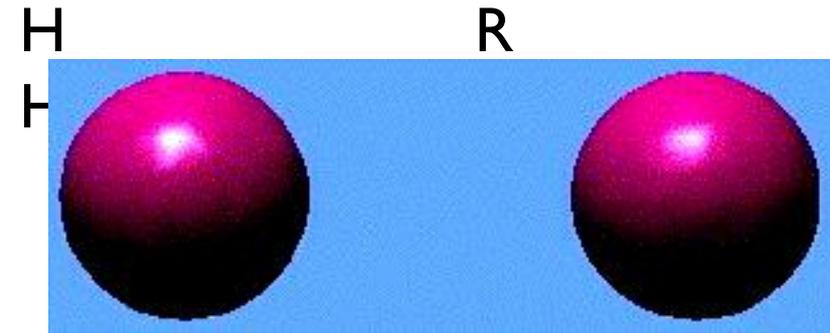
Formation de l'orbitale moléculaire



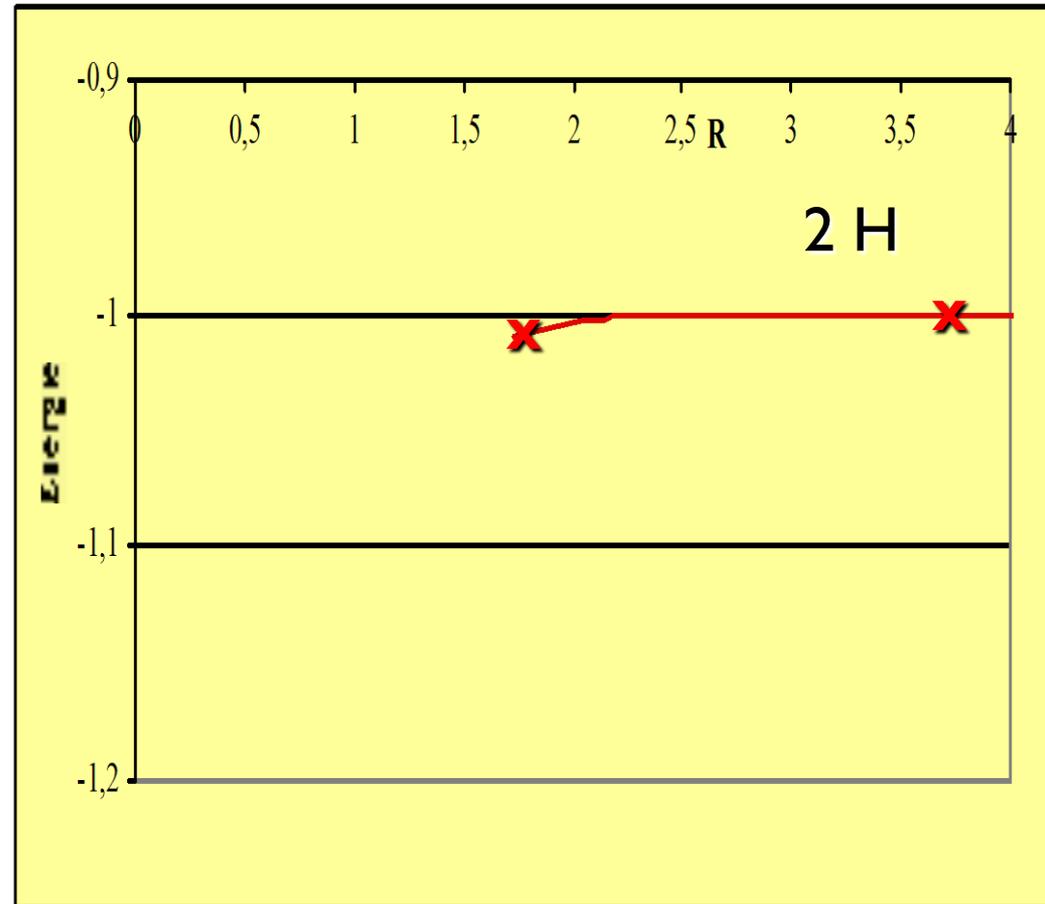
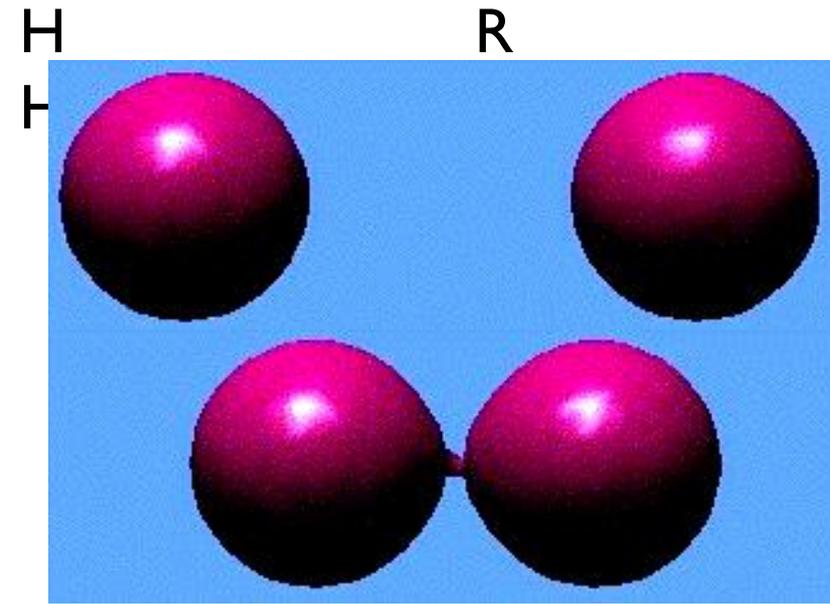
Compte tenu de la disposition des orbitales autour du noyau et de leur forme, la liaison π ne peut se créer qu'après formation de la liaison σ .



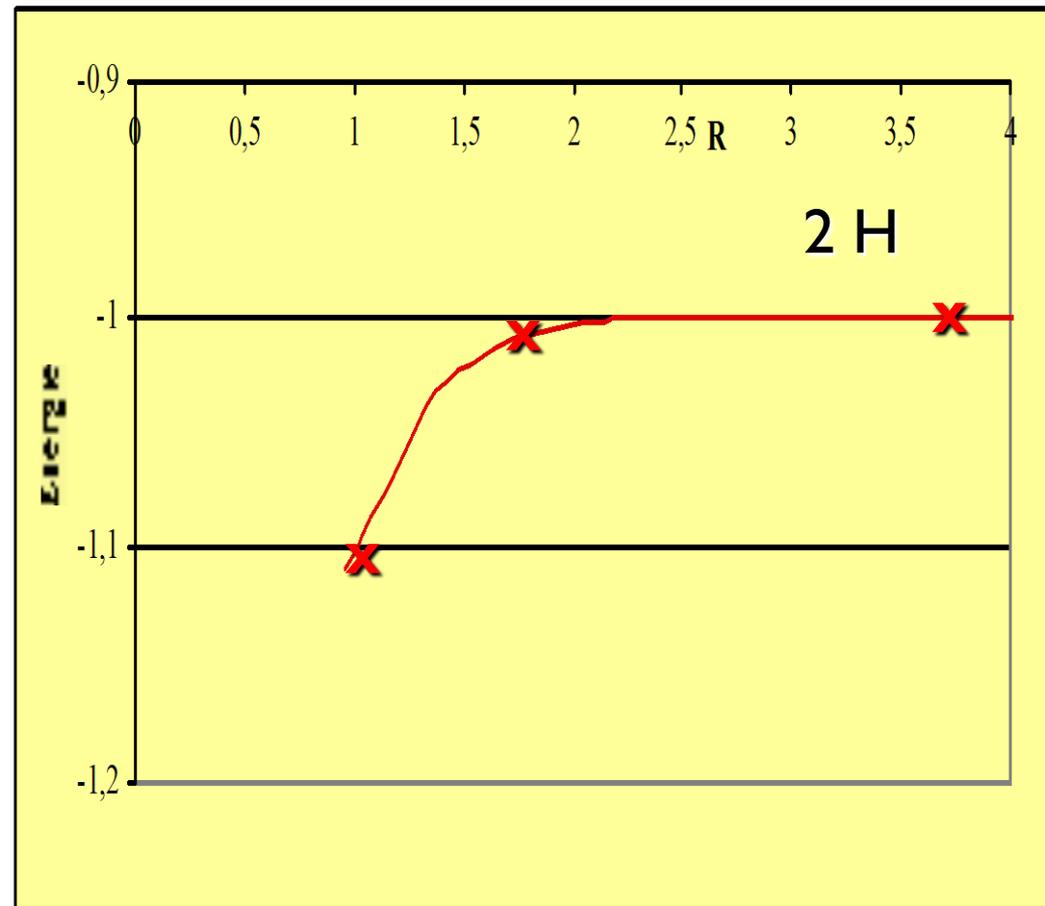
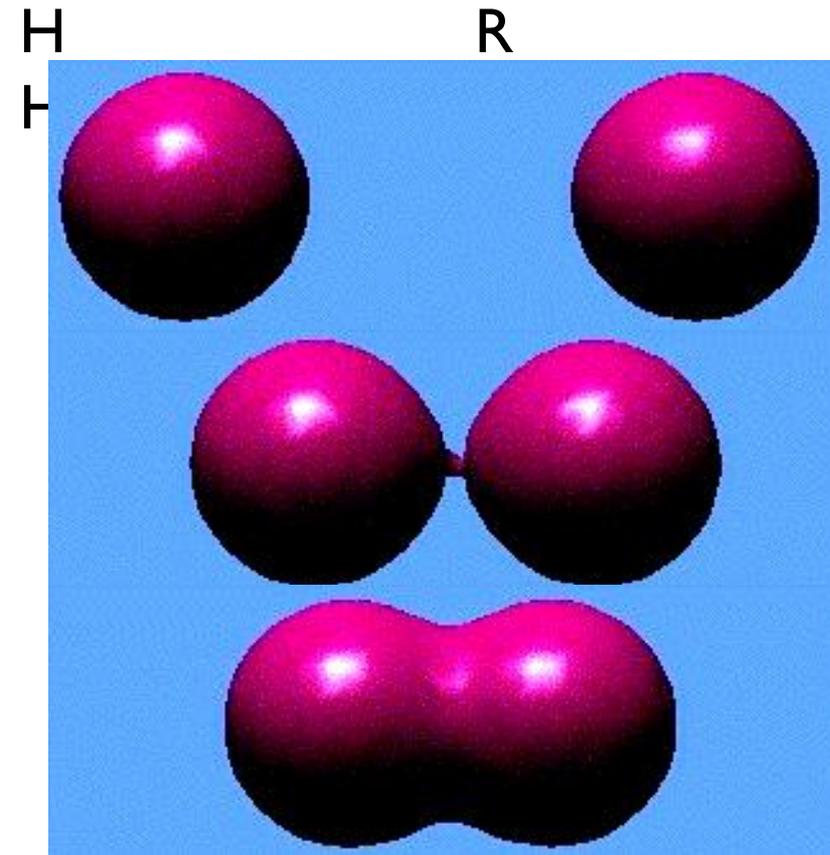
Energie de liaison



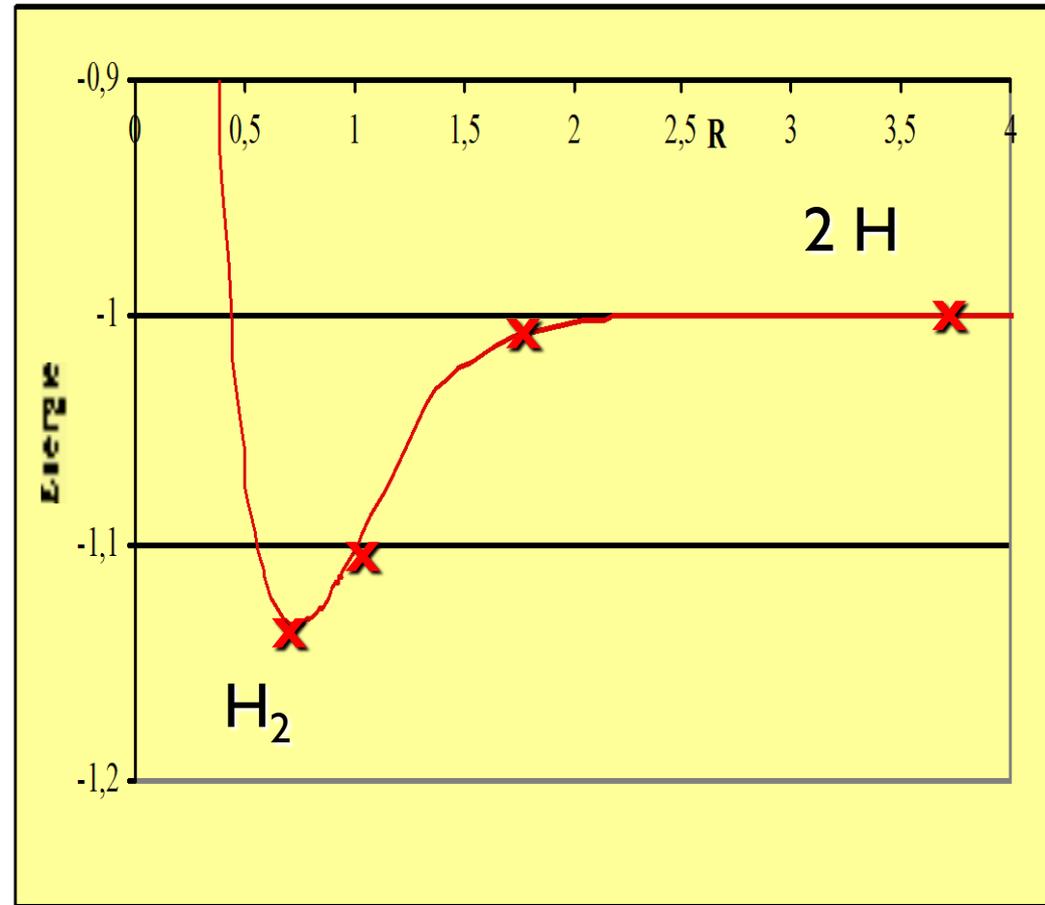
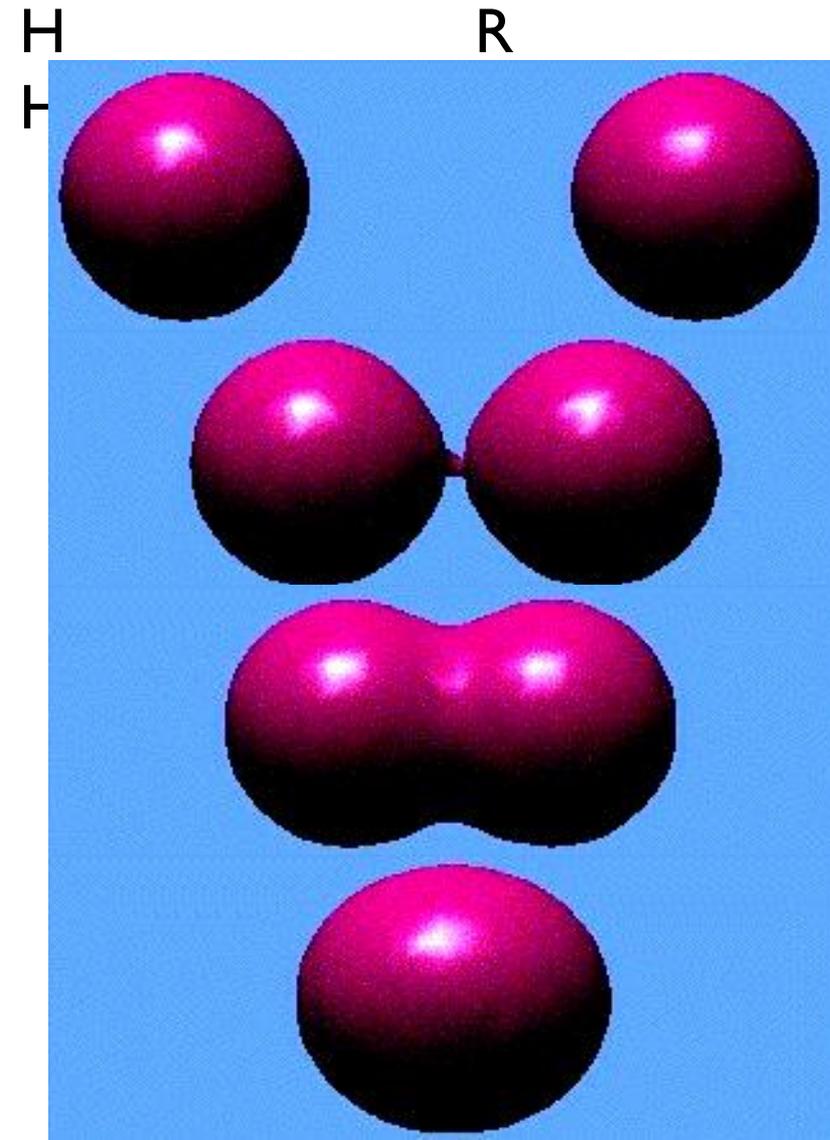
Energie de liaison



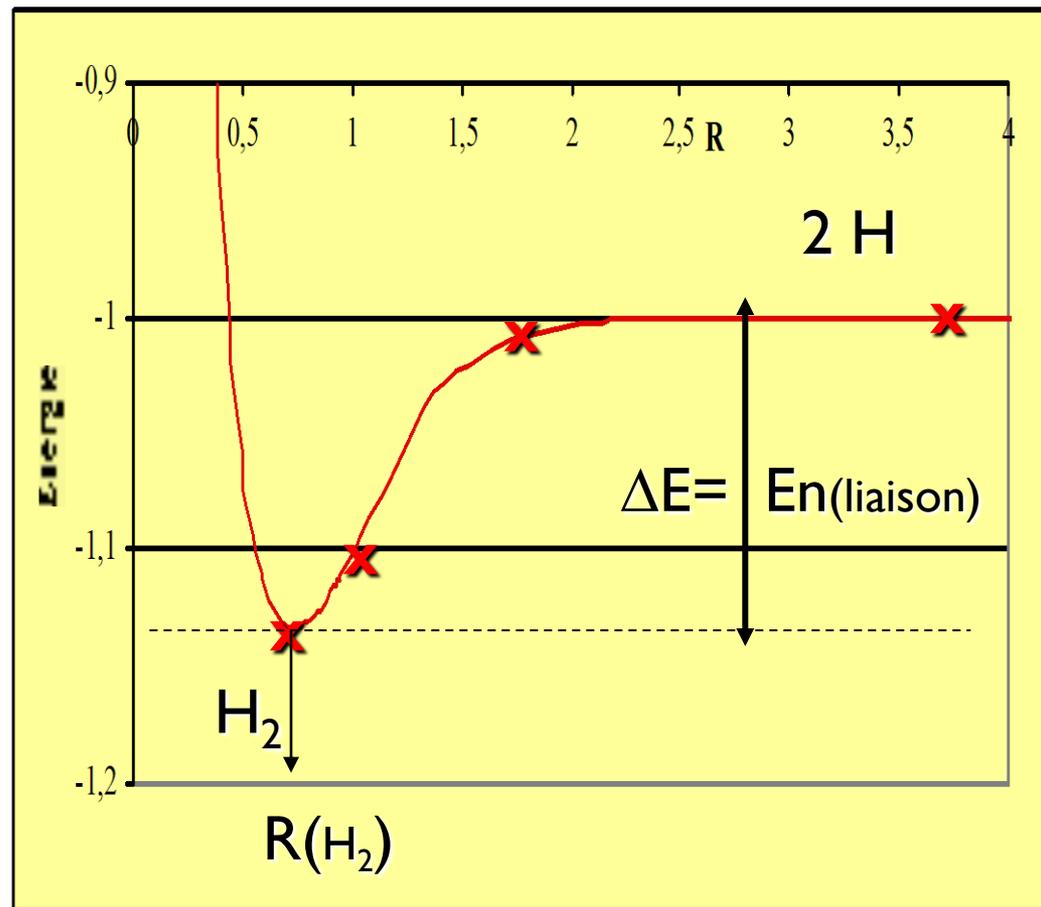
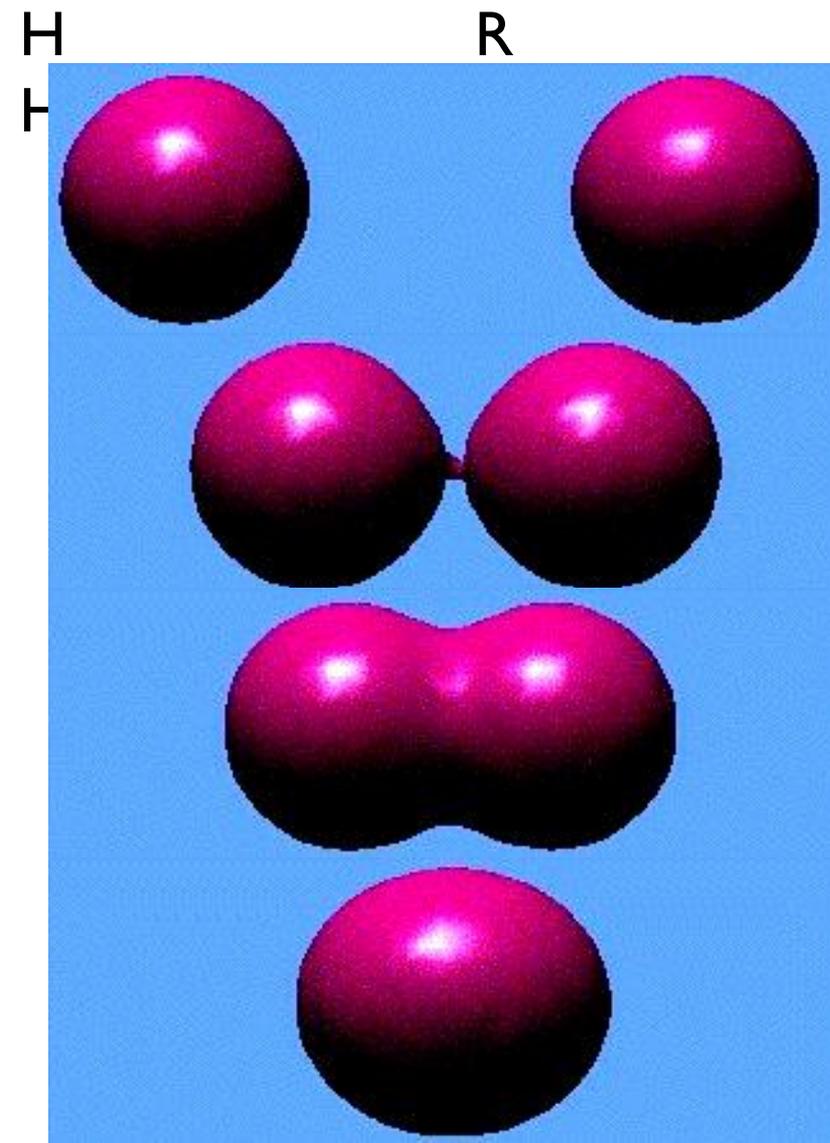
Energie de liaison



Energie de liaison



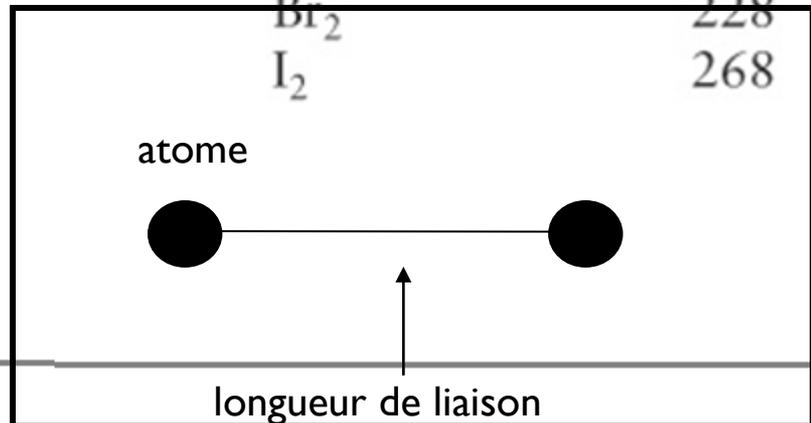
Energie de liaison



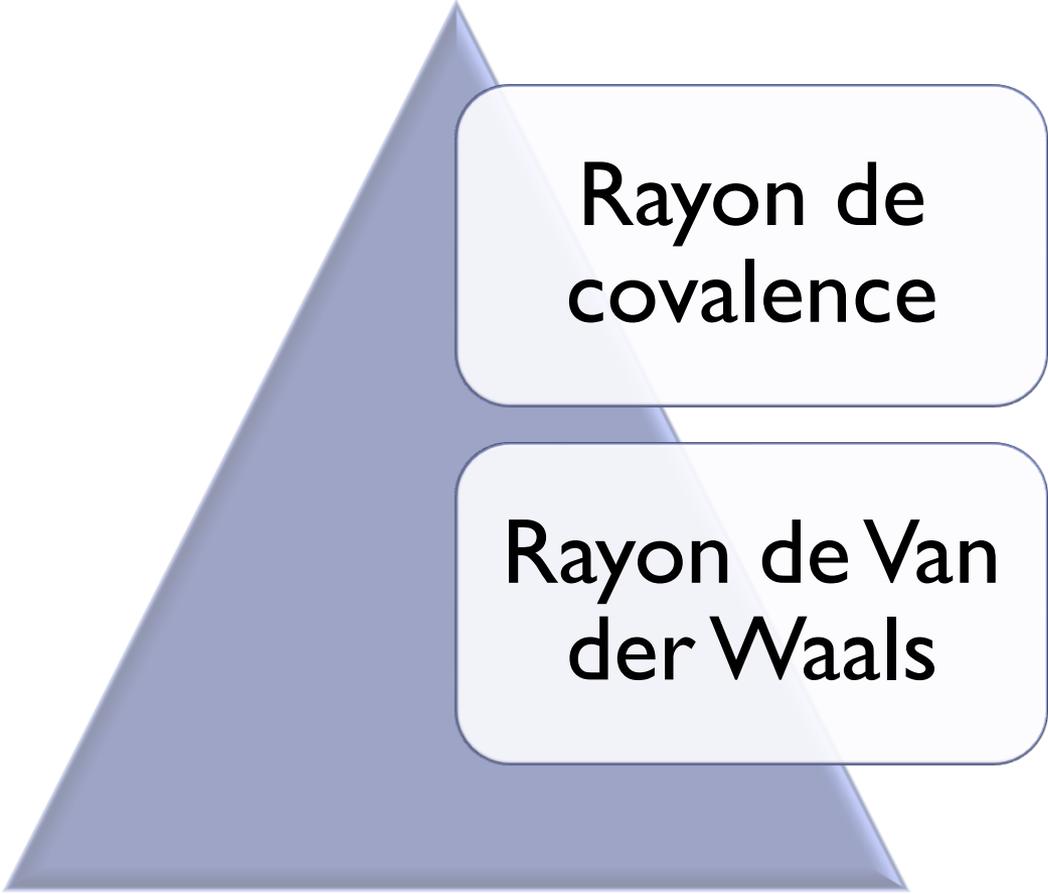
Longueur de liaison

La longueur d'une liaison est la distance moyenne à l'équilibre entre les noyaux des deux atomes formant la liaison. Elle diminue quand la multiplicité de la liaison augmente.

C—H	109	H ₂	74
C—C	154	N ₂	110
C=C	134	O ₂	121
C—C*	139	F ₂	142
C≡C	120	Cl ₂	199
C—O	143	Br ₂	228
C=O	112	I ₂	268
O—H	96		
N—H	101		
N—O	140		
N=O	120		



Longueur de liaison



Rayon de
covalence

Rayon de Van
der Waals



Longueur de liaison

- ▶ On appelle **rayon de covalence** d'un élément la moitié de la longueur de la liaison dans la molécule biatomique du corps simple correspondant.

▶ **Exp 1:** $\text{H}_2 \longrightarrow 0.074 \text{ nm}$

Le rayon de covalence de l'H $\longrightarrow 0,074 / 2 = 0.037 \text{ nm}$

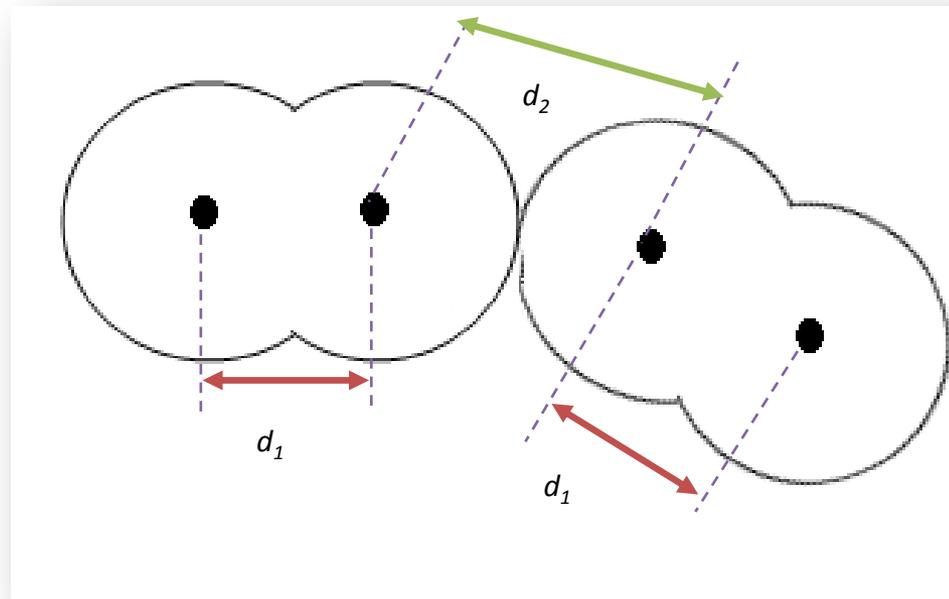
Exp 2: $\text{H}-\text{Cl}$ ($d_{\text{H}-\text{Cl}}$)

$d_{\text{H Cl}} = r_{\text{H}} + r_{\text{Cl}} = 0,037 + 0.099 = 0,136 \text{ nm}$ (valeur expérimentale 0,128nm).



Longueur de liaison

- ▶ On appelle **rayon de Van der Waals** d'un élément la moitié de la distance minimale à laquelle peuvent s'approcher deux atomes de cet élément non directement liés.



Longueur de liaison

r : rayon de covalence

R: rayon de Van der Waals

	H	C	N	O	F	Cl	Br	I
r(nm)	0.037	0.077	0.070	0.066	0.064	0.099	0.114	0.133
R(nm)	0.120	0.150	0.150	0.140	0.135	0.180	0.195	0.215



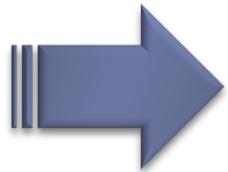
Types de liaisons chimiques

le caractère simple et multiple

énergie de liaison et l'organisation électrique



Types de liaisons chimiques



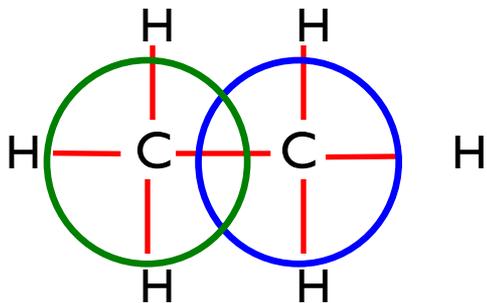
le caractère simple et multiple



Afin de réaliser la saturation de la couche de valence, les atomes peuvent se combiner en échangeant plusieurs liaisons si nécessaire.

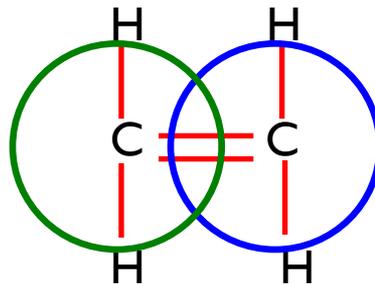
liaison simple

Exp: Ethane C_2H_6



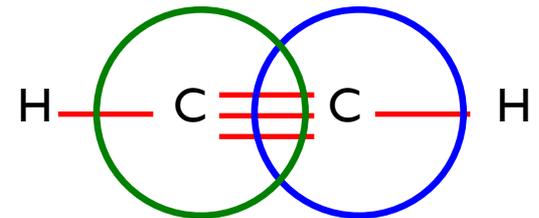
double

Ethène C_2H_4

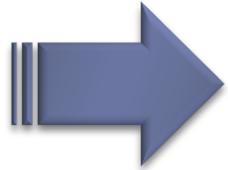


triple

Ethyne C_2H_2



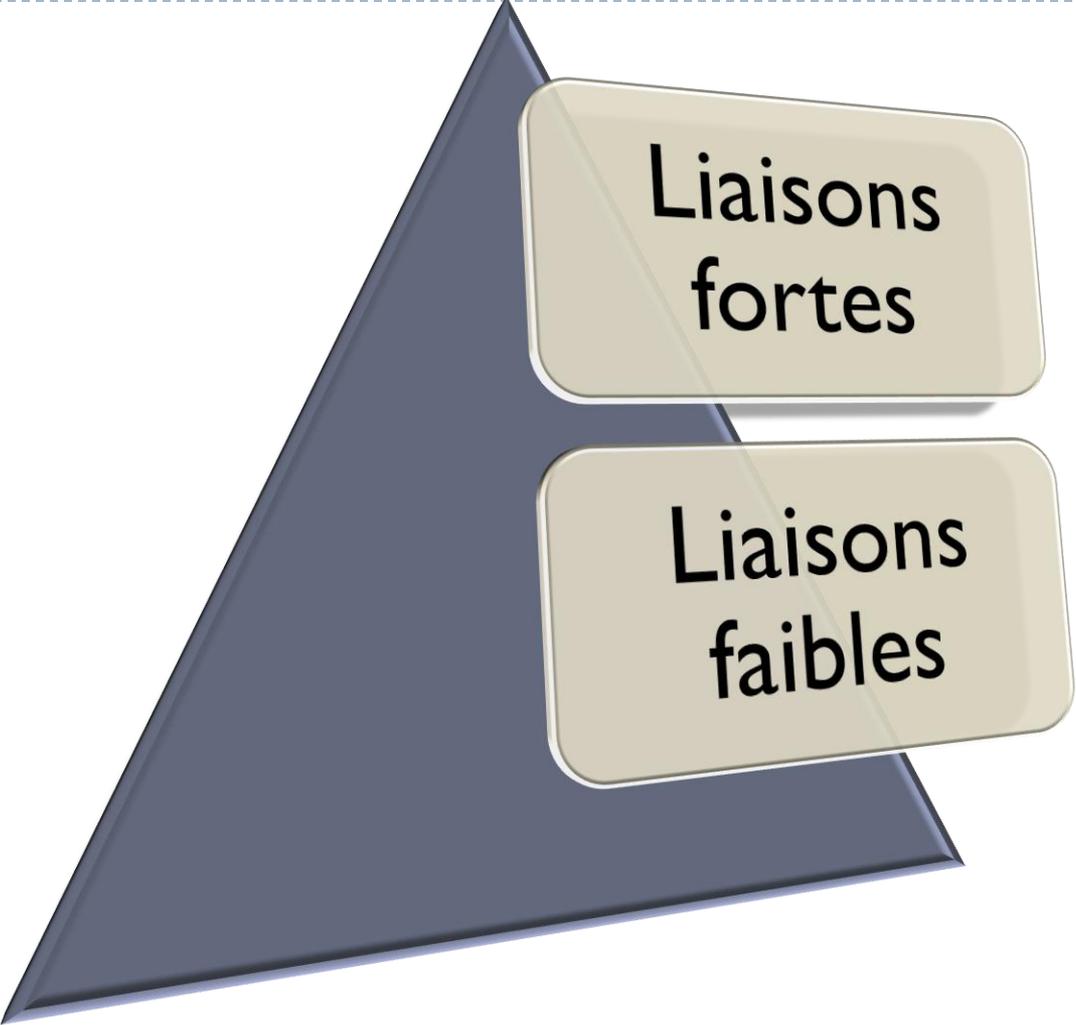
Types de liaisons chimiques



énergie de liaison et l'organisation électrique



Types de liaisons chimiques



Liaisons
fortes

Liaisons
faibles

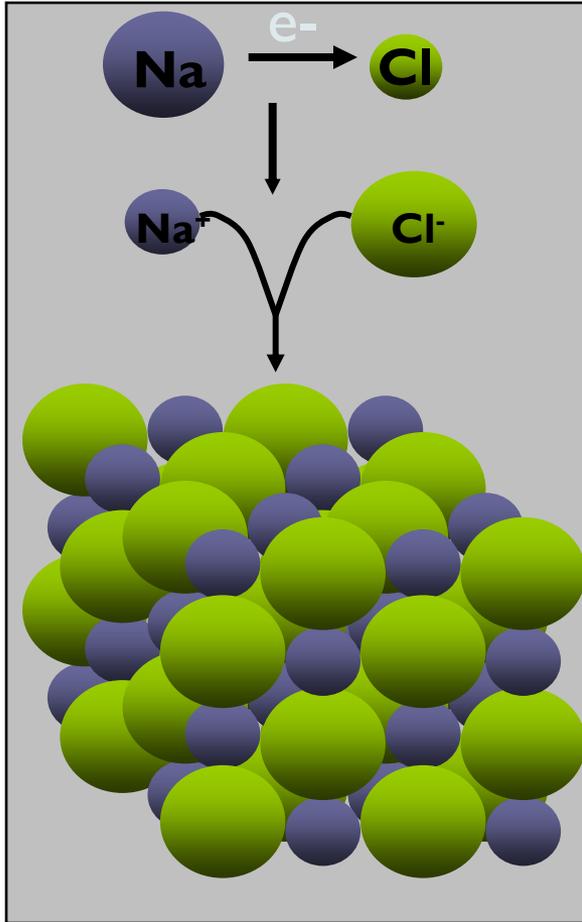


1. Liaisons fortes

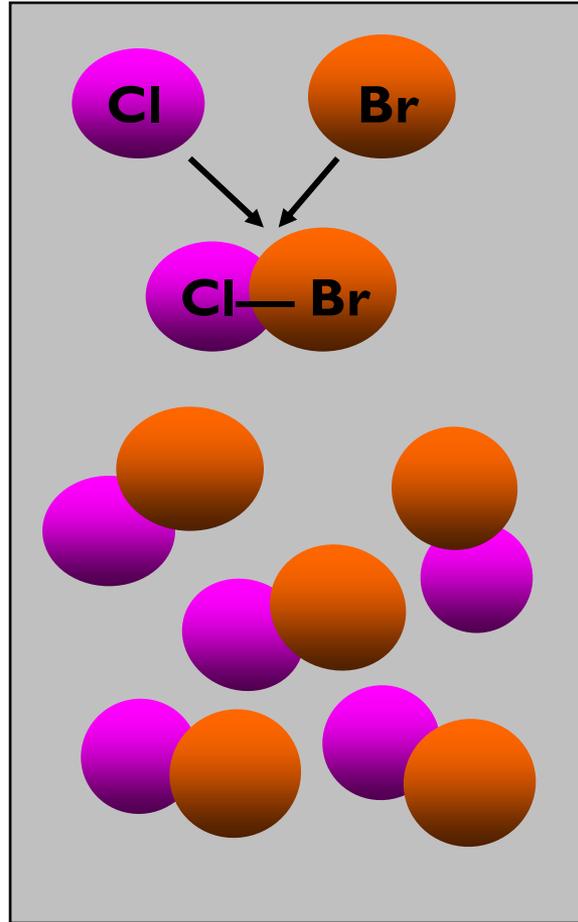
- ▶ énergie de dissociation pour briser des liaisons fortes: de 200 à 500 kJ.mol⁻¹
- ▶ 3 types limites de liaisons fortes



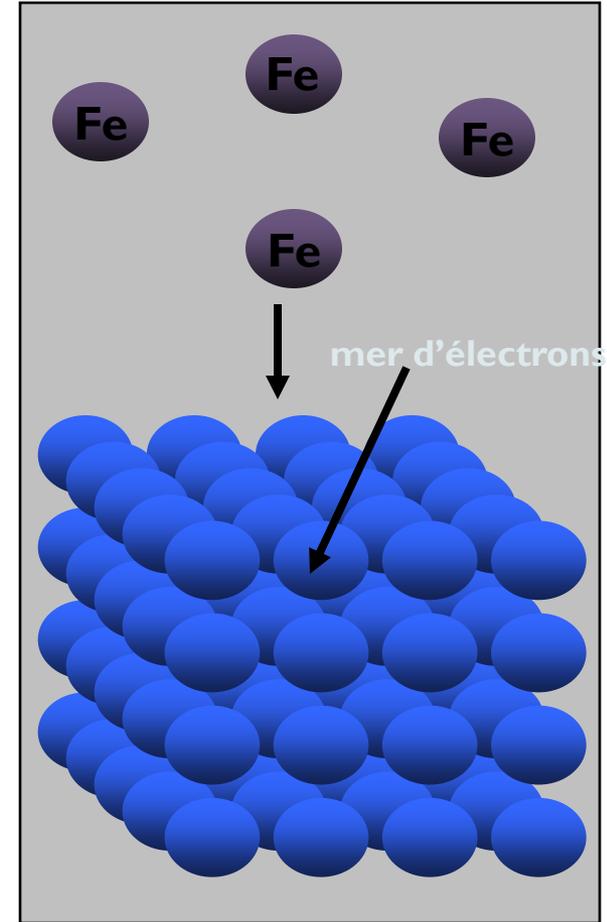
1. Liaisons fortes



Liaison ionique



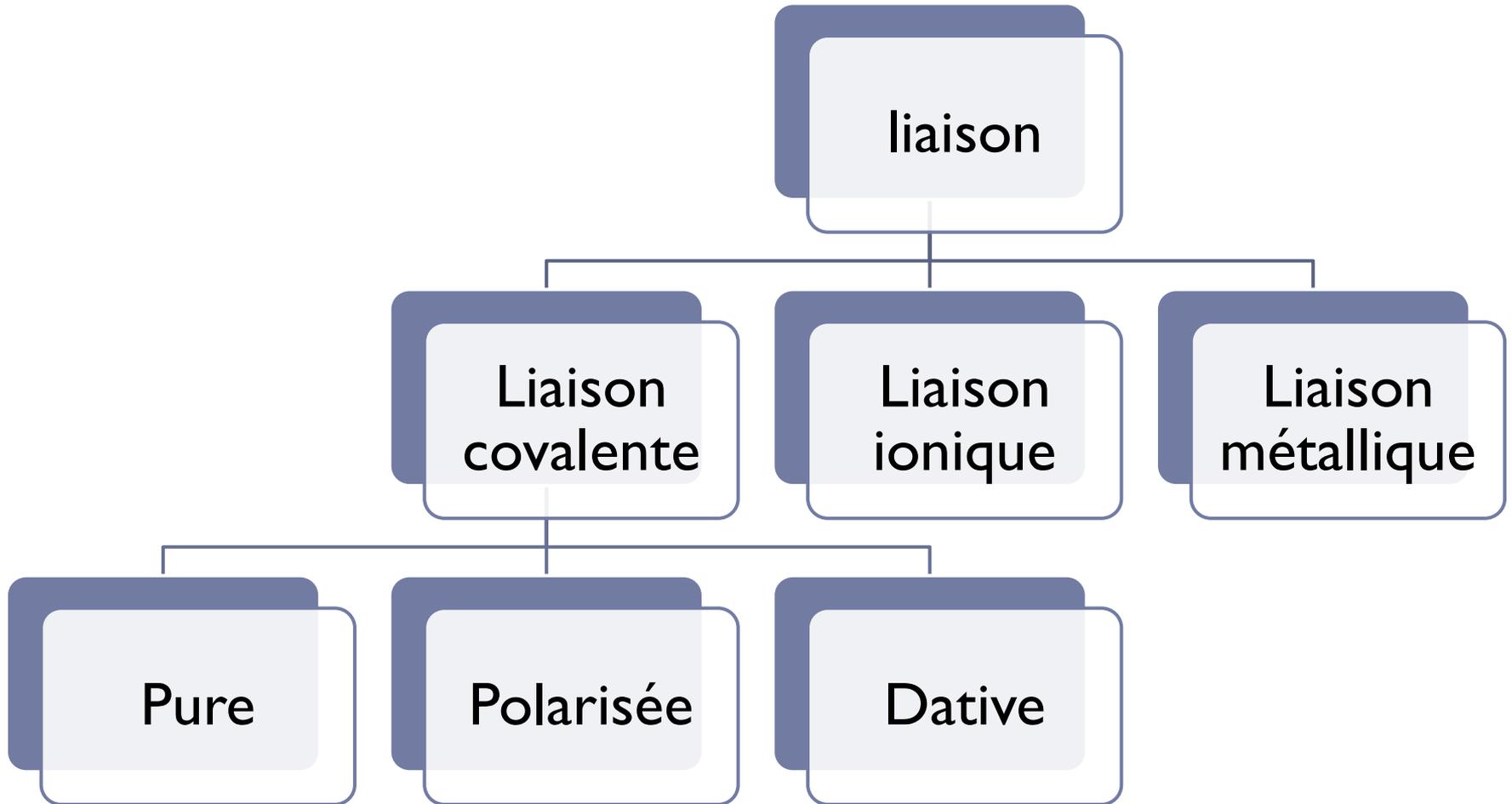
liaison covalente



liaison métallique



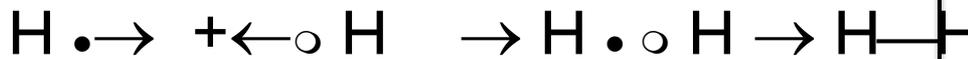
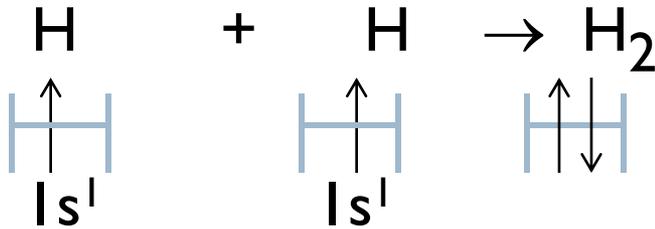
1. Liaisons fortes



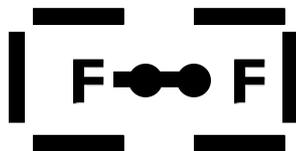
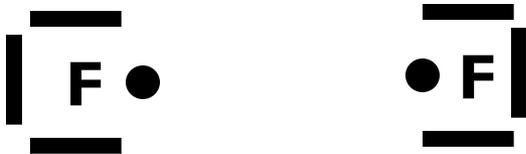
Liaison covalente

- ❖ Résulte de la mise en commun d'électrons par des atomes sous forme de paire ou doublet.
- ❖ Les liaisons covalentes sont les plus fortes et les plus stables.

Exp 1



Exp 2



On parle d'un partage d'électrons entre deux atomes



Liaison covalente

Si $\Delta EN = 0$

- Liaison covalente pure

Si $0 < \Delta EN < 1.7$

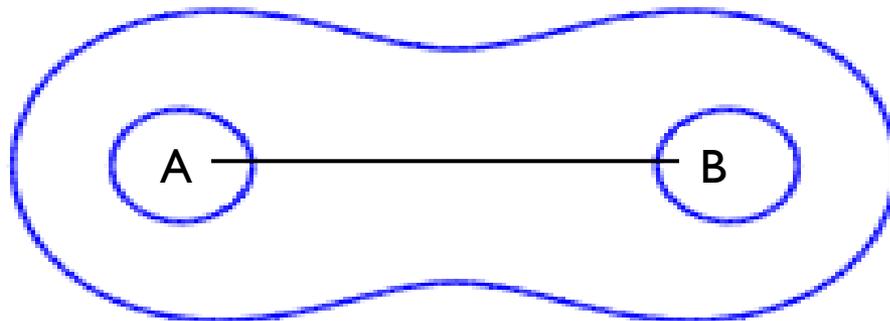
- Liaison covalente polarisée



Liaison covalente

Partage égal des électrons.

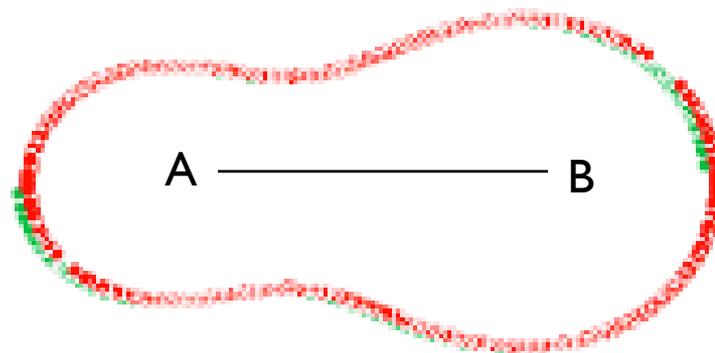
➡ molécule symétrique



Liaison covalente pure

Partage inégal des électrons

➡ Molécule dissymétrique



Liaison covalente polarisée



Liaison covalente

Echelle de pauling

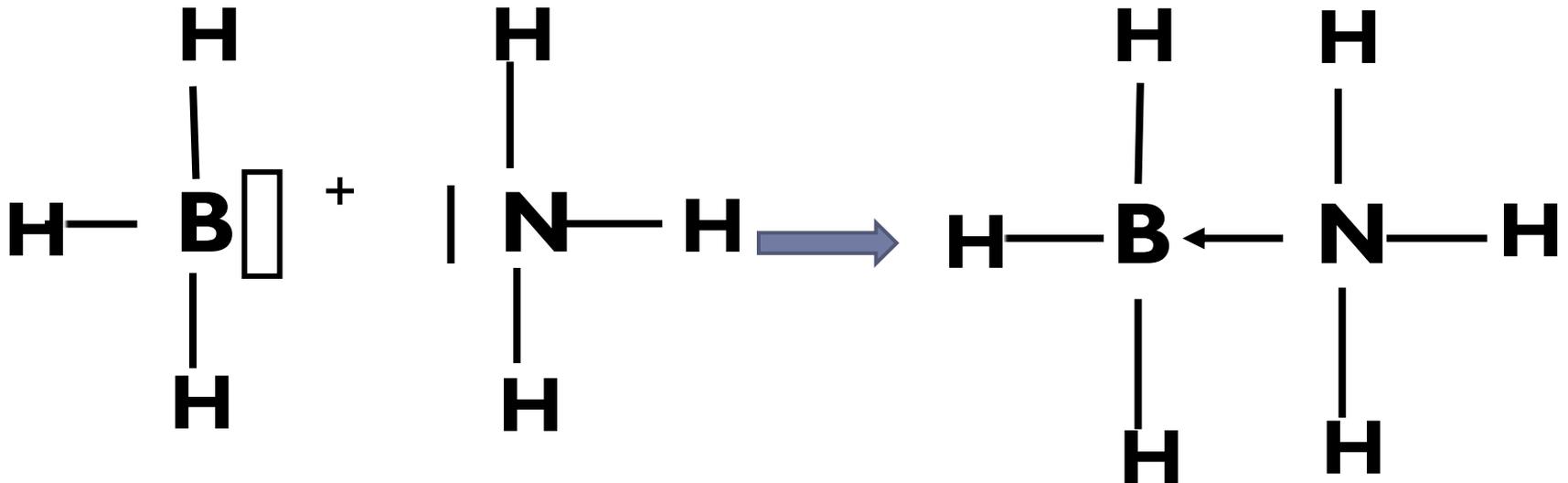
H 2,2																				He	
Li 0,98	Be 1,57											B 2,04	C 2,35	N 3,04	O 3,44	F 3,98				Ne	
Na 0,93	Mg 1,31											Al 1,61	Si 1,9	P 2,19	S 2,58	Cl 3,16				Ar	
K 0,82	Ca 1	Sc 1,36	Ti 1,54	V 1,63	Cr 1,66	Mn 1,55	Fe 1,83	Co 1,88	Ni 1,91	Cu 1,9	Zn 1,65	Ga 1,81	Ge 2,01	As 2,18	Se 2,55	Br 2,96				Kr	
Rb 0,82	Sr 0,95	Y 1,22	Zr 1,33	Nb 1,6	Mo 2,16	Tc 2,1	Ru 2,2	Rh 2,28	Pd 2,2	Ag 1,93	Cd 1,69	In 1,78	Sn 1,96	Sb 2,05	Te 2,1	I 2,66				Xe 2,6	
Cs 0,79	Ba 0,89	*	Hf 1,3	Ta 1,5	W 1,7	Re 1,9	Os 2,2	Ir 2,2	Pt 2,2	Au 2,4	Hg 1,9	Tl 1,8	Pb 1,8	Bi 1,9	Po 2	At 2,2				Rn	
Fr 0,7	Ra 0,9	**	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Ds	Rg	Cn	Uut	Uuq	Uup	Uuh	Uus	Uuo				
*	La 1,1	Ce 1,12	Pr 1,13	Nd 1,14	Pm	Sm 1,17	Eu	Gd 1,2	Tb	Dy 1,22	Ho 1,23	Er 1,24	Tm 1,25	Yb	Lu 1						
**	Ac 1,1	Th 1,3	Pa 1,5	U 1,7	Np 1,3	Pu 1,3	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr						

Tableau périodique des éléments utilisant l'échelle d'électronégativité de Pauling

► La liaison dative

Atome donneur: donne le doublet présent dans sa couche externe.

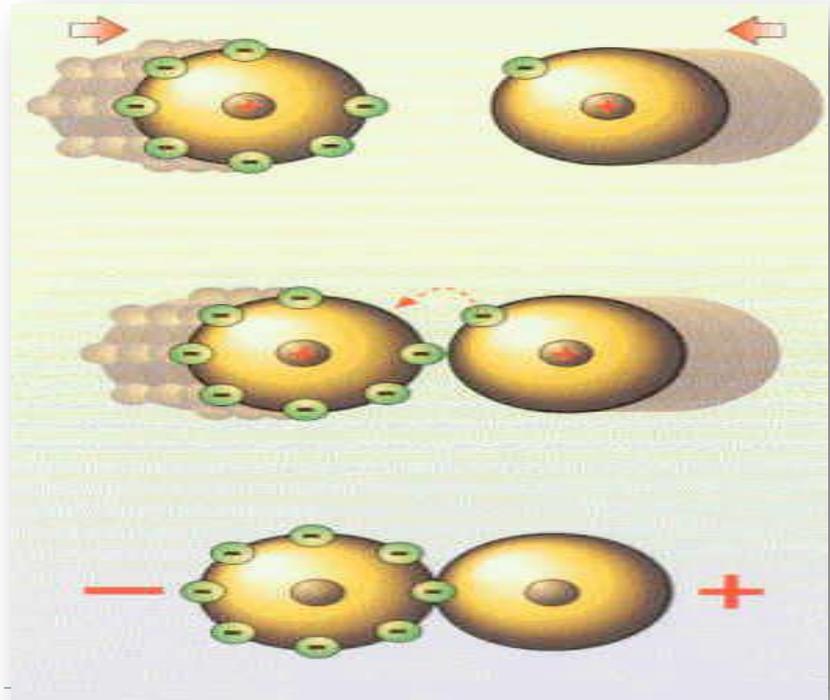
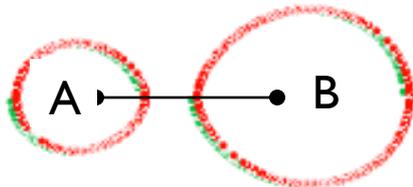
Atome accepteur: reçoit le doublet dans une case vide de sa couche externe.



Liaison ionique

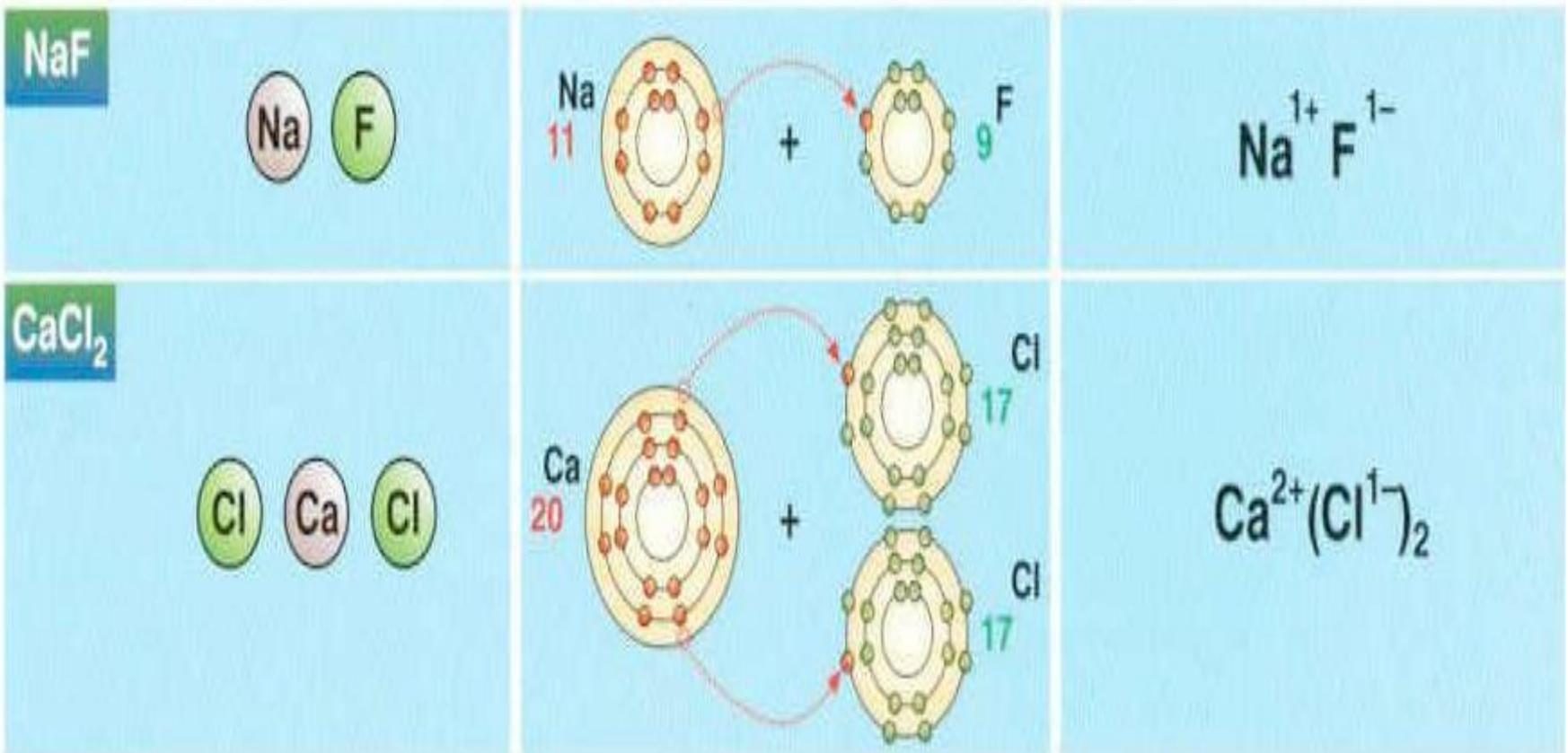
- ▶ Si $\Delta EN > 1.7$

L'atome le plus électronégatif capte les électrons de valence de l'autre atome, ainsi on obtient un ion positif et un ion négatif.



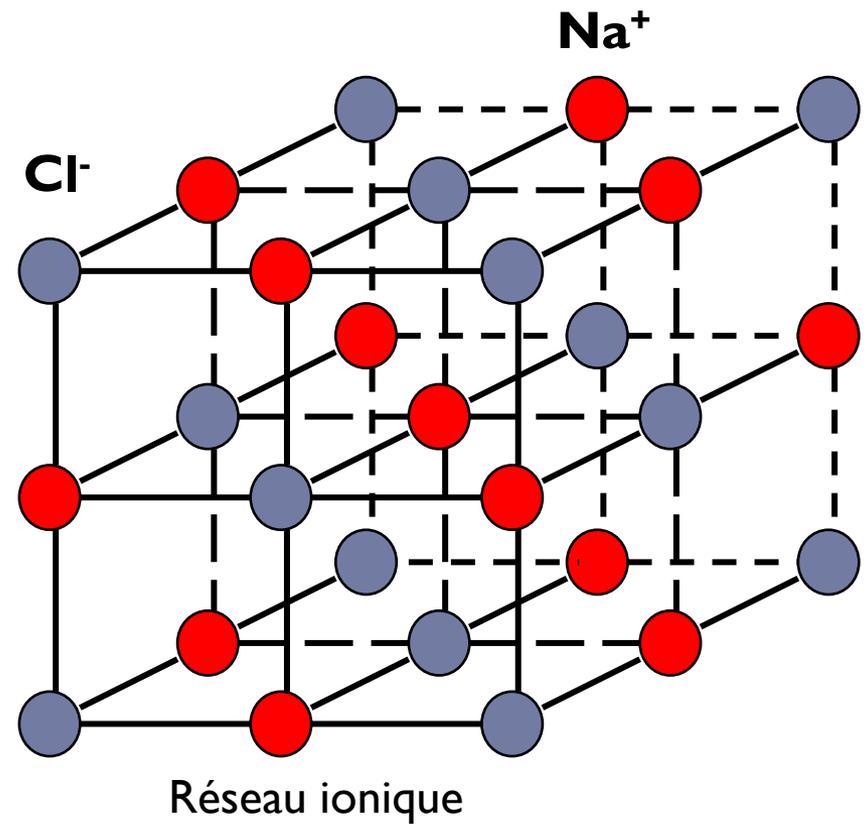
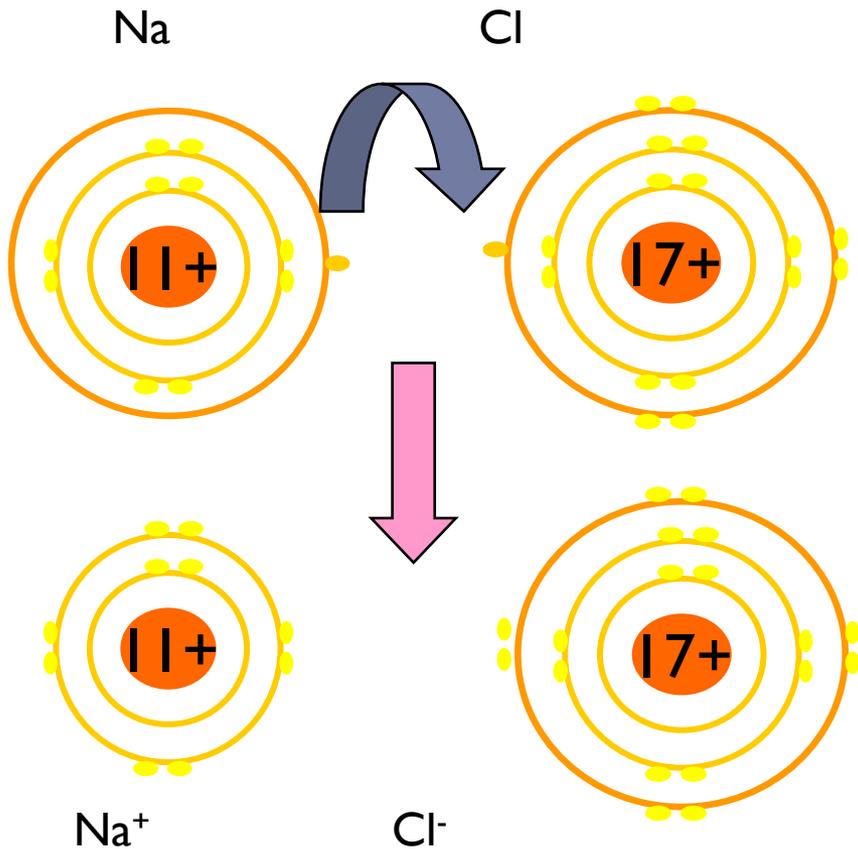
Liaison ionique

Exp



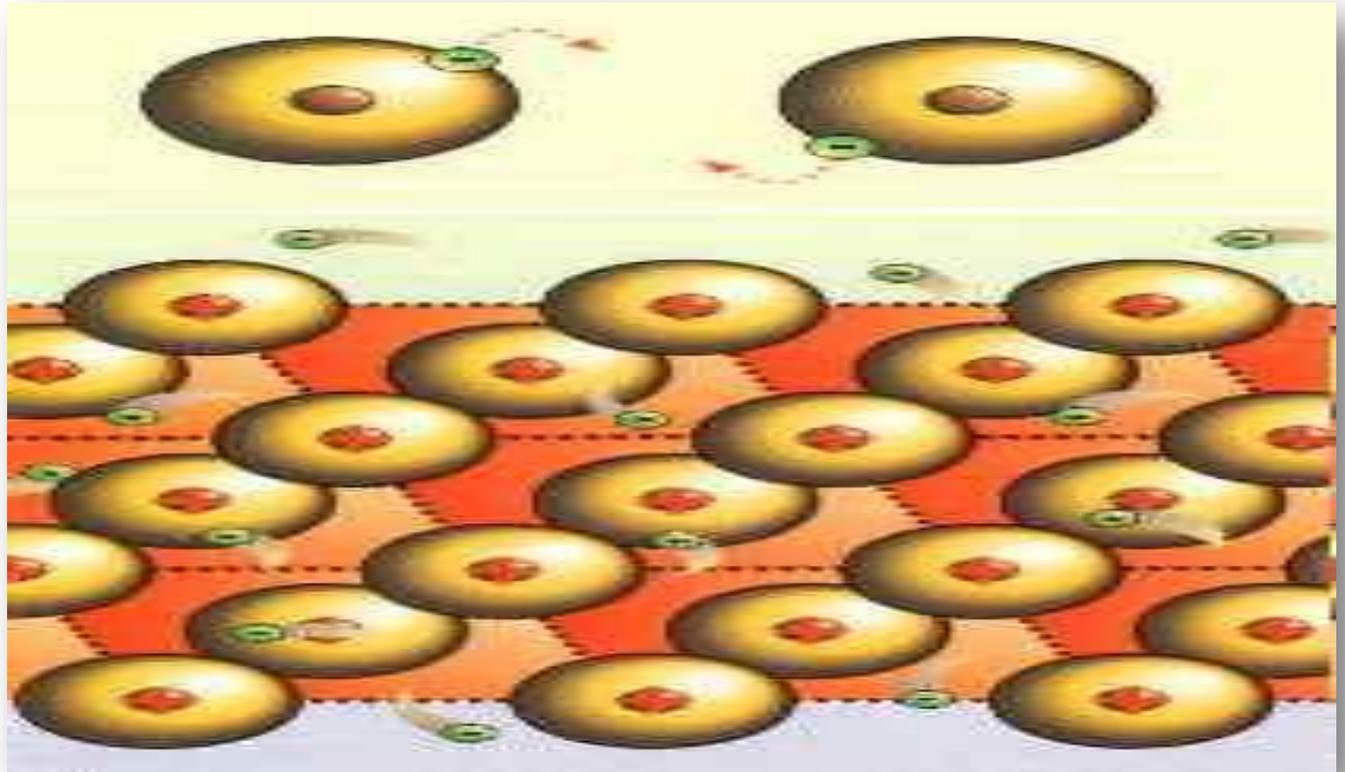
- ▶ Formation d'un réseau associant des anions entourés de cations (et vice versa): **cristaux**

Exp: NaCl



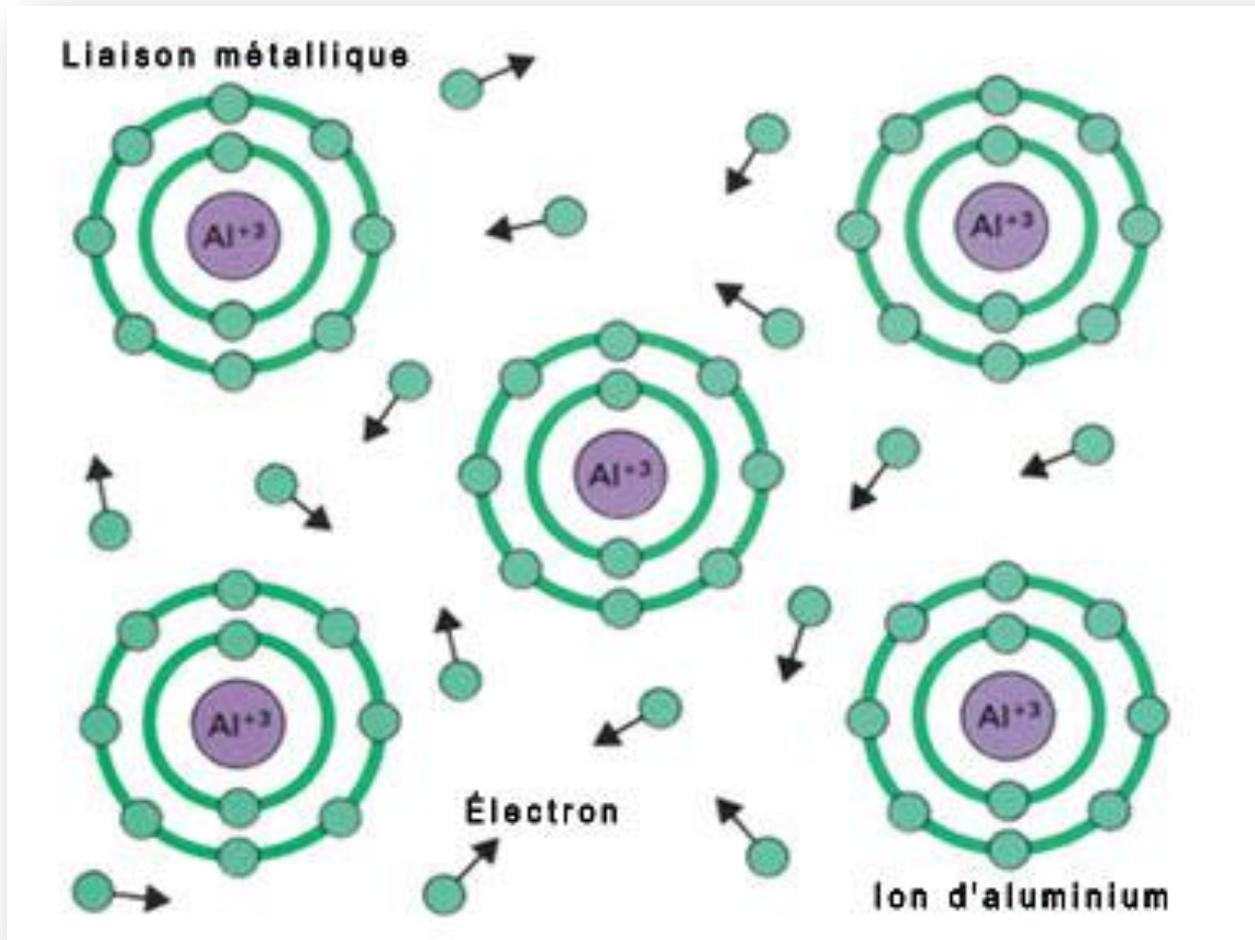
Liaison métallique

- ▶ S'établit entre atomes d'électronégativités faibles et possédant peu d'électrons sur leur couche externe (1, 2 ou 3 électrons)



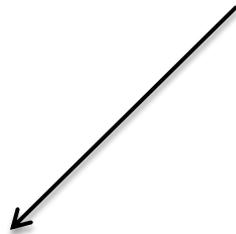
Liaison métallique

► Exp: ions d'aluminium



▶ 2. Liaisons faibles

- Ont des énergies de dissociation faibles.
- Sont dues à des forces de cohésion qui s'exercent entre des atomes incapables de former des liaisons de valence ou entre des molécules où les possibilités de liaisons fortes sont déjà saturées.



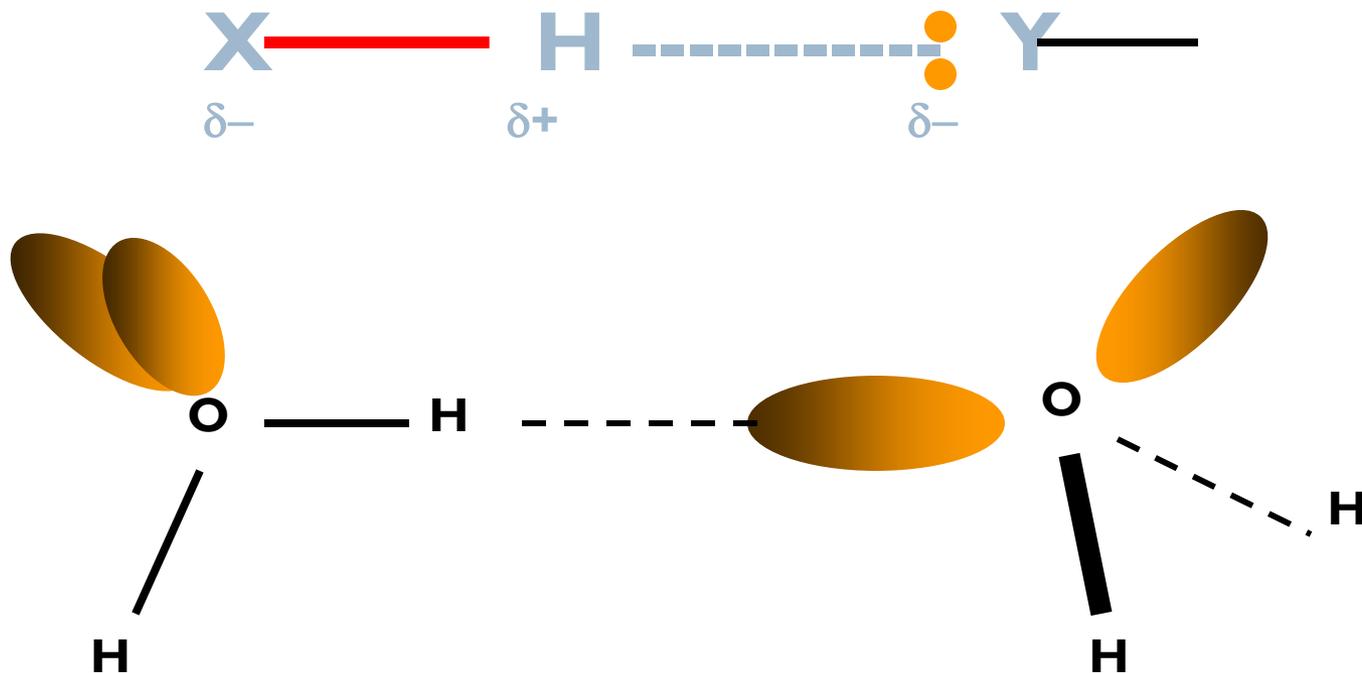
Liaison hydrogène

Liaison de Van der Waals



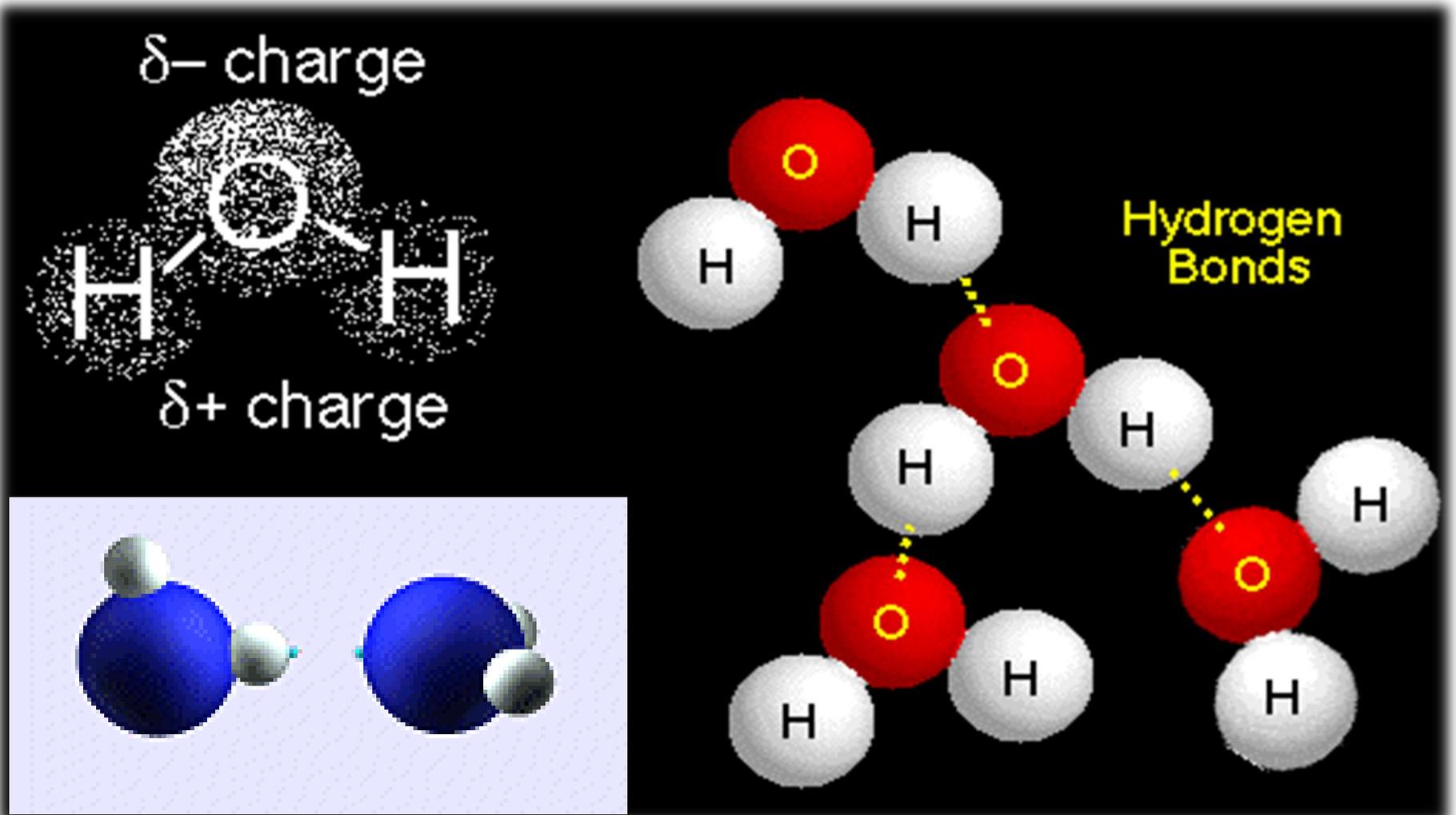
Liaison hydrogène

Elle se manifeste uniquement entre une molécule qui comporte un atome d'hydrogène lié à un atome X très électronégatif (N, O ou F) et un autre atome, Y, possédant un doublet libre (F, O ou N).



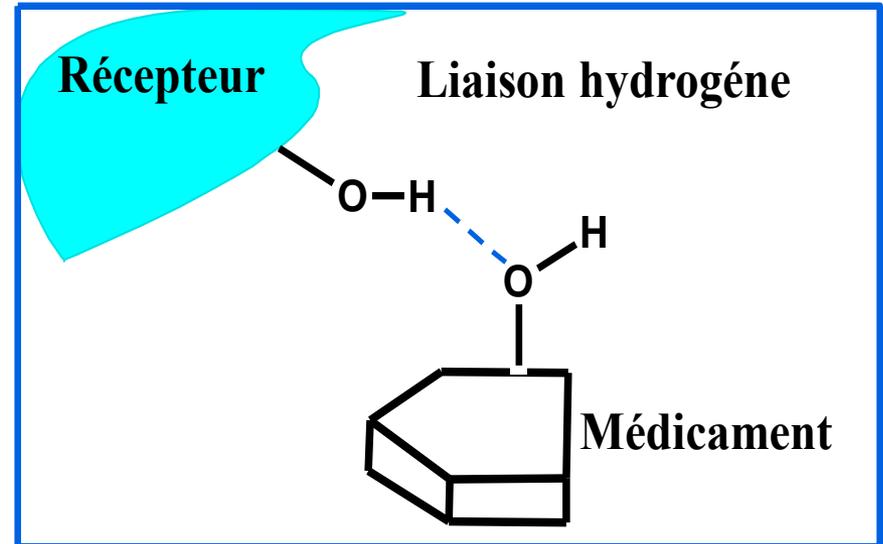
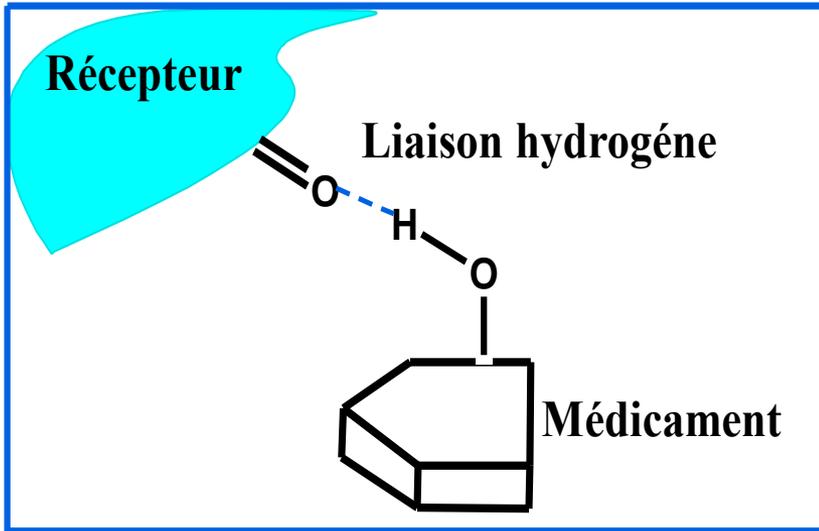
Liaison hydrogène

► Exp: La molécule d'eau



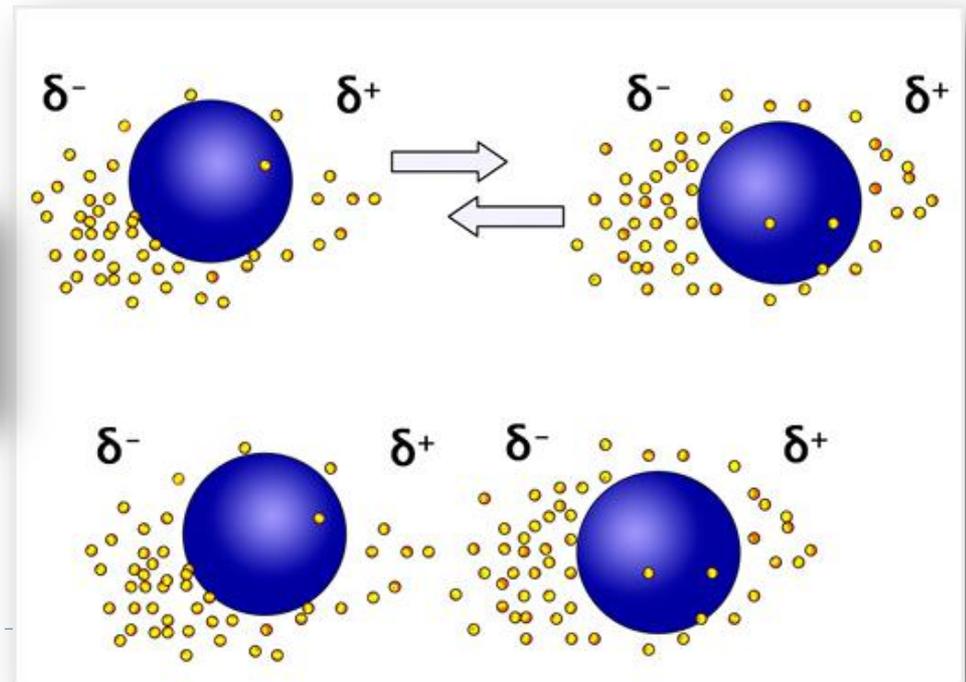
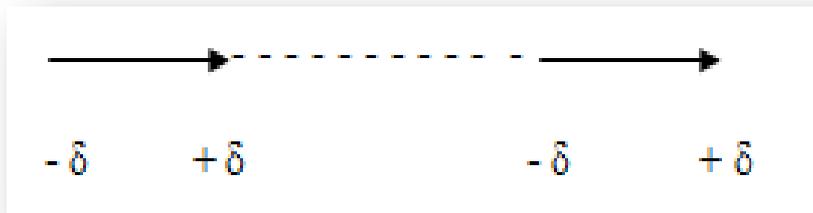
Liaison hydrogène

Exp. Interaction entre médicament et récepteur



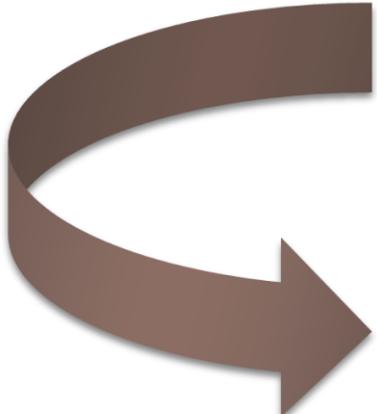
Liaisons de Van der Waals

- ✓ En général très faibles.
- ✓ proviennent de l'attraction entre **dipôles électriques** permanents (pour les molécules polaires) ou induits dans les atomes ou molécules.



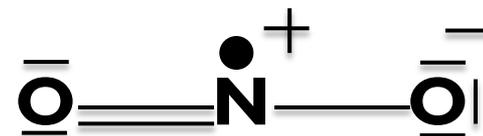
la structure de Lewis des molécules

Dioxyde d'azote: **NO₂**


$$5 + 6 \times 2 = 17$$

$$\Delta N = 5 - (1 + 0.5 \times 6) = +1$$

$$\Delta = e \text{ de valence} - (\Sigma e \text{ N.L} + 0,5 \times \Sigma e \text{ L})$$



Acide et base de Lewis

- ▶ Un **acide de Lewis** est une molécule capable d'accepter un doublet d'électrons ; c'est donc une molécule qui possède une lacune électronique.
- ▶ Une **base de Lewis** est une molécule capable de céder un doublet d'électrons. Elle possède donc nécessairement au moins un doublet non liant.

Exp: $\text{NH}_3 \longrightarrow$ Base de LEWIS

$\text{BH}_3 \longrightarrow$ Acide de LEWIS



Géométrie moléculaire

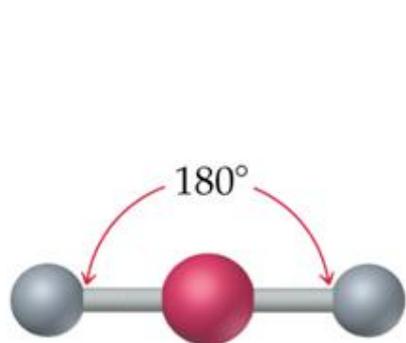
Le modèle VSEPR

La géométrie d'une molécule est déterminée selon la théorie de la répulsion des paires électroniques de valence «**Le modèle VSEPR** » (Valence Shell Electron Pair Repulsion Model)

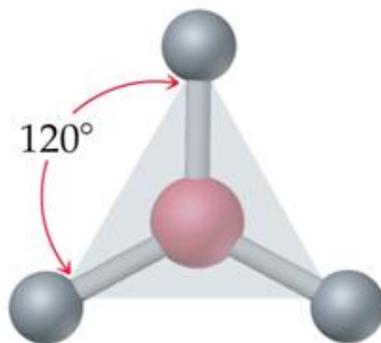
La configuration spatiale d'une molécule est déterminée de manière à minimiser la répulsion mutuelle des paires électroniques (liantes ou non liantes) dans la couche de valence de l'atome central.



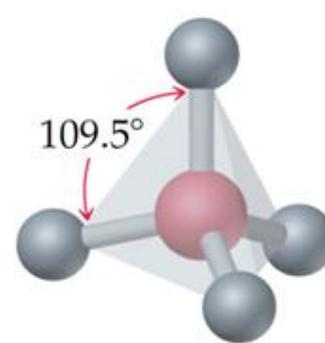
➤ **Détermination de la géométrie d'une molécule selon cette méthode**



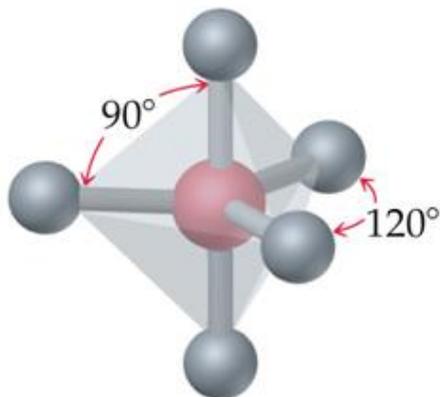
Linear



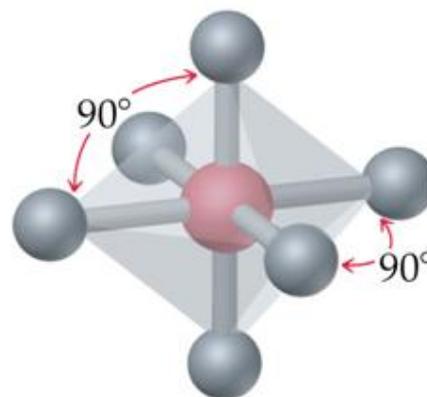
Trigonal planar



Tetrahedral



Trigonal bipyramidal



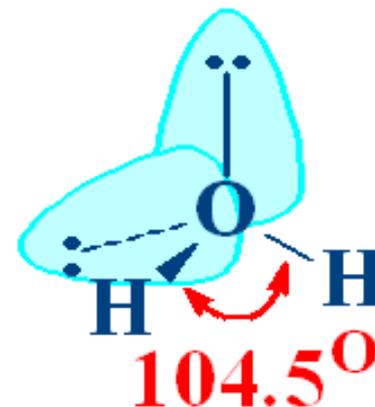
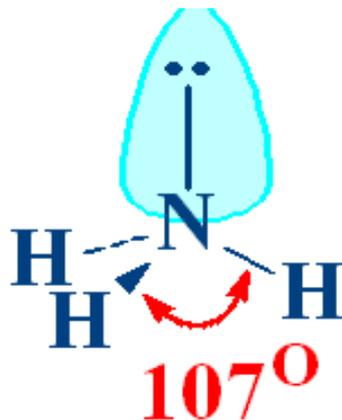
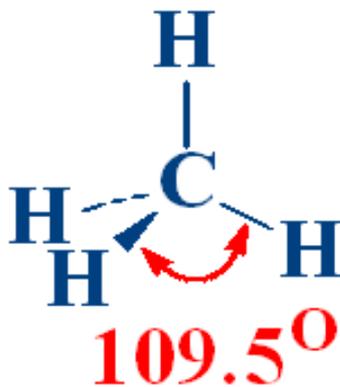
Octahedral



► Détermination de la géométrie d'une molécule selon cette méthode

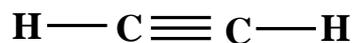
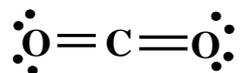
Répulsion entre doublets:

liant-liant < liant-non liant < non liant-non liant

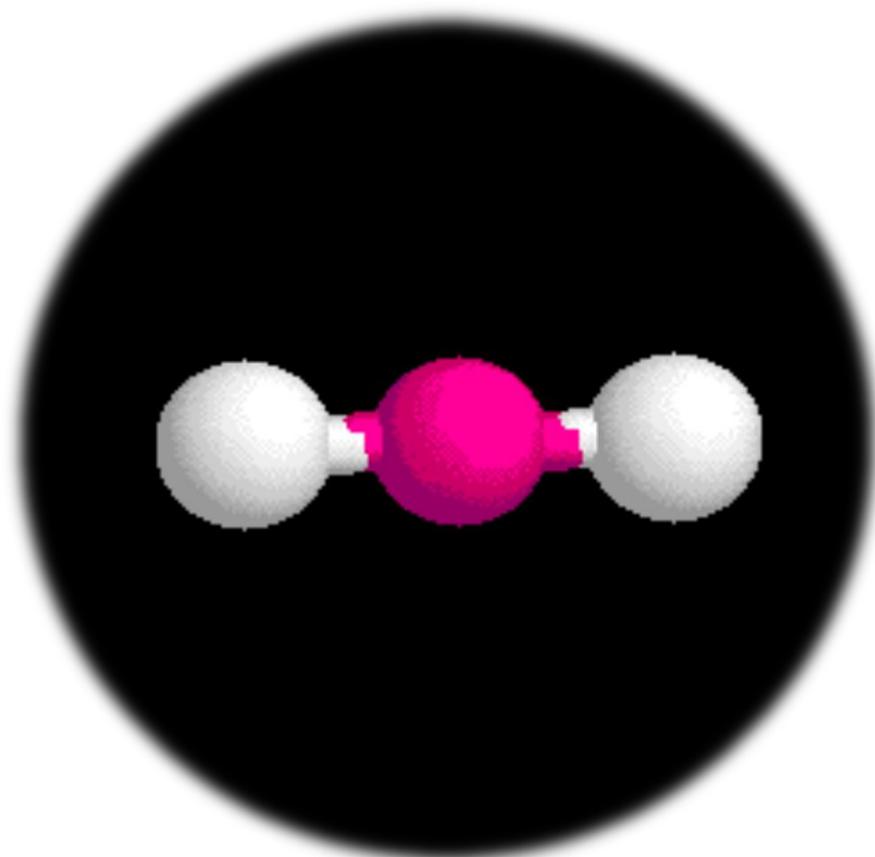


Structure linéaire

Deux paires électroniques
(les liaisons multiples étant
assimilées à une seule paire
électronique) entourent
l'atome central

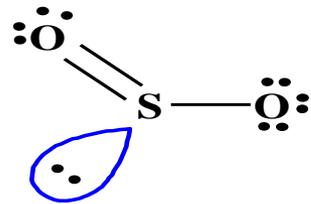
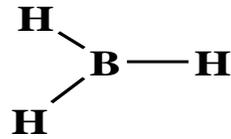


Angle : 180°

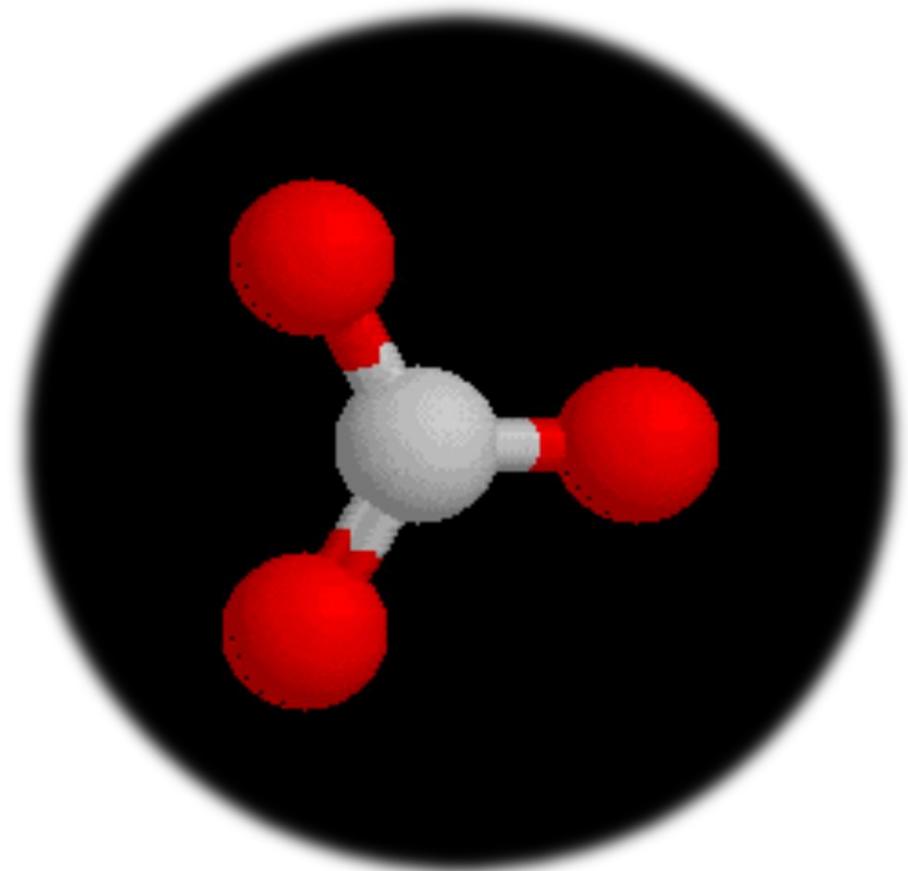


Structure trigonale plane

Trois paires électroniques
(les liaisons multiples étant assimilées à une seule paire électronique) entourent l'atome central

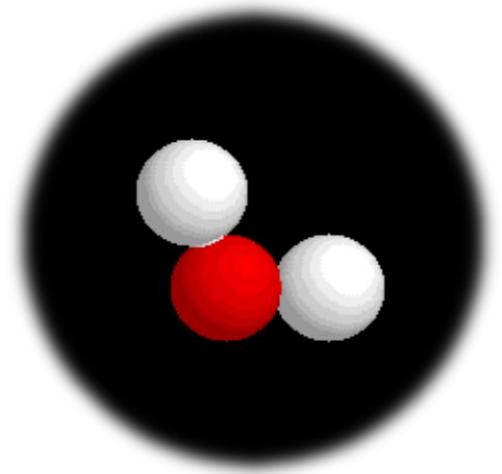
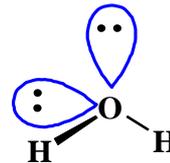
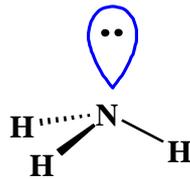
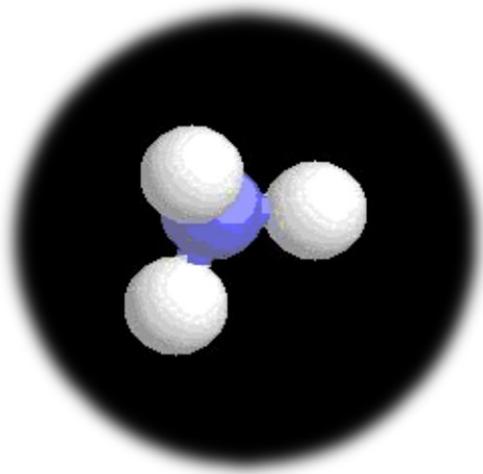
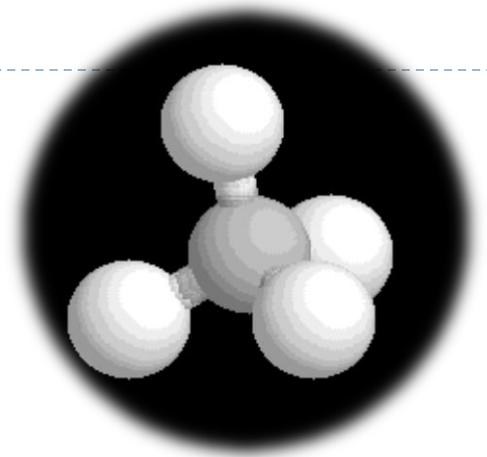
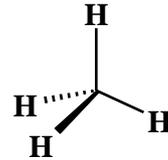


Angle : 120°



Structure Tétraédrique

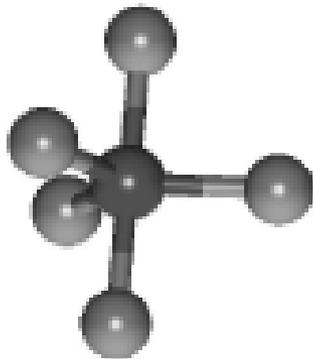
Quatres paires électroniques entourent l'atome central



Angle $\approx 109^\circ$

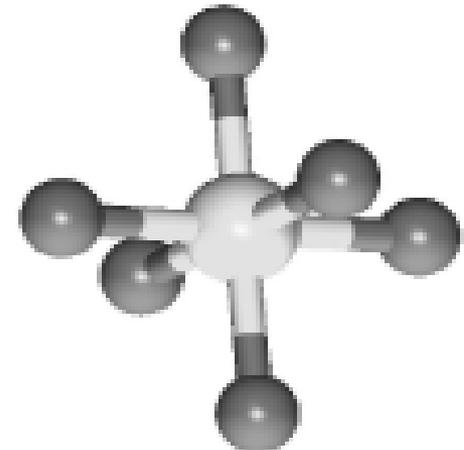


Autres structures



5 paires d'électrons orientées en **bipyramide trigonale**
3 à 120° les unes des autres dans un plan
2 à 180° l'une de l'autre perpendiculaires au plan

6 paires d'électrons orientées en **octaèdre**
angles de 90° entre elles



Hybridation des orbitales atomiques

Hybridation des orbitales atomiques

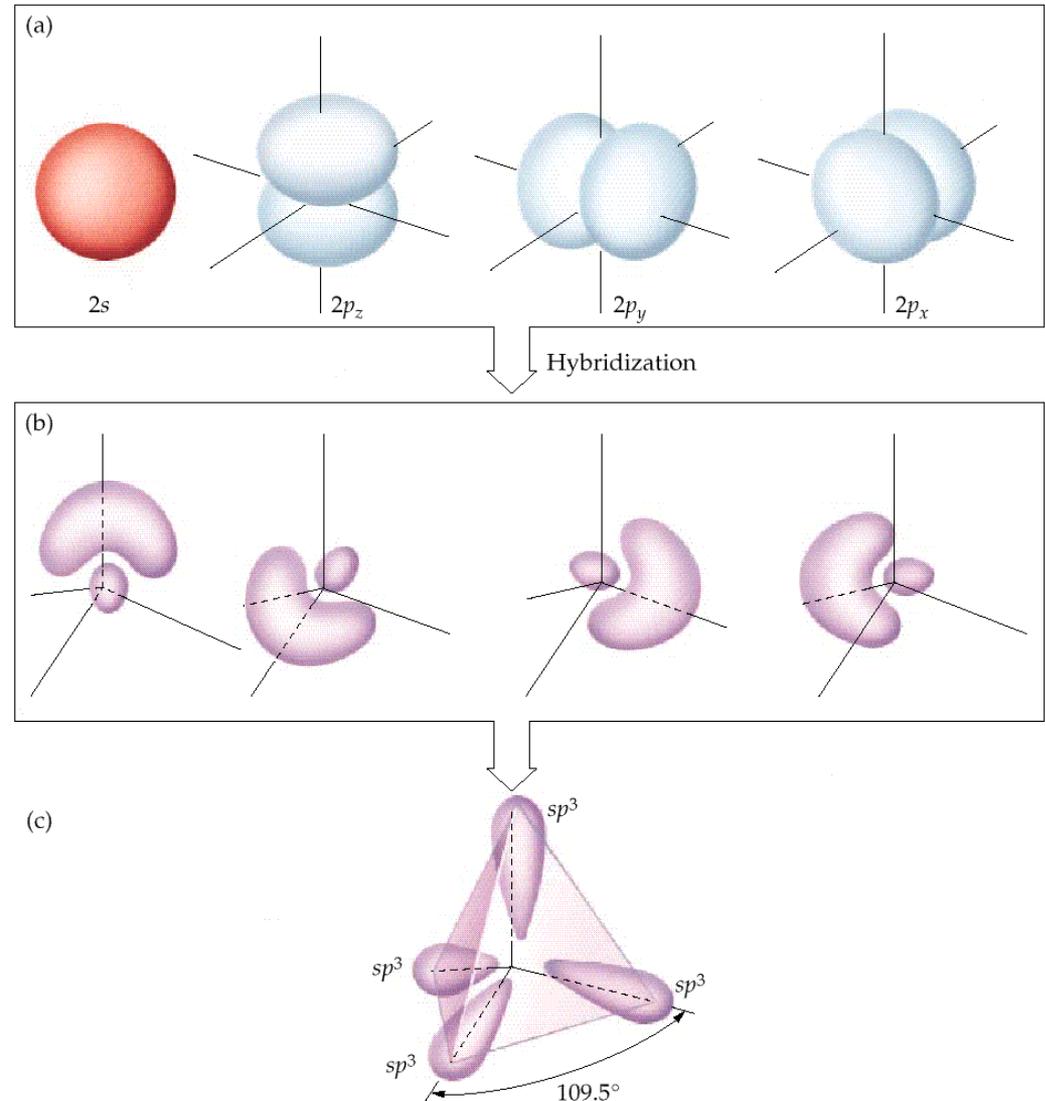
- ▶ combinaison linéaire d'orbitales atomiques OA ayant le même nombre quantique principal n , mais des nombres l *différents*.
Obtention d'orbitales hybrides.



Hybridation des orbitales atomiques

Hybridation sp^3

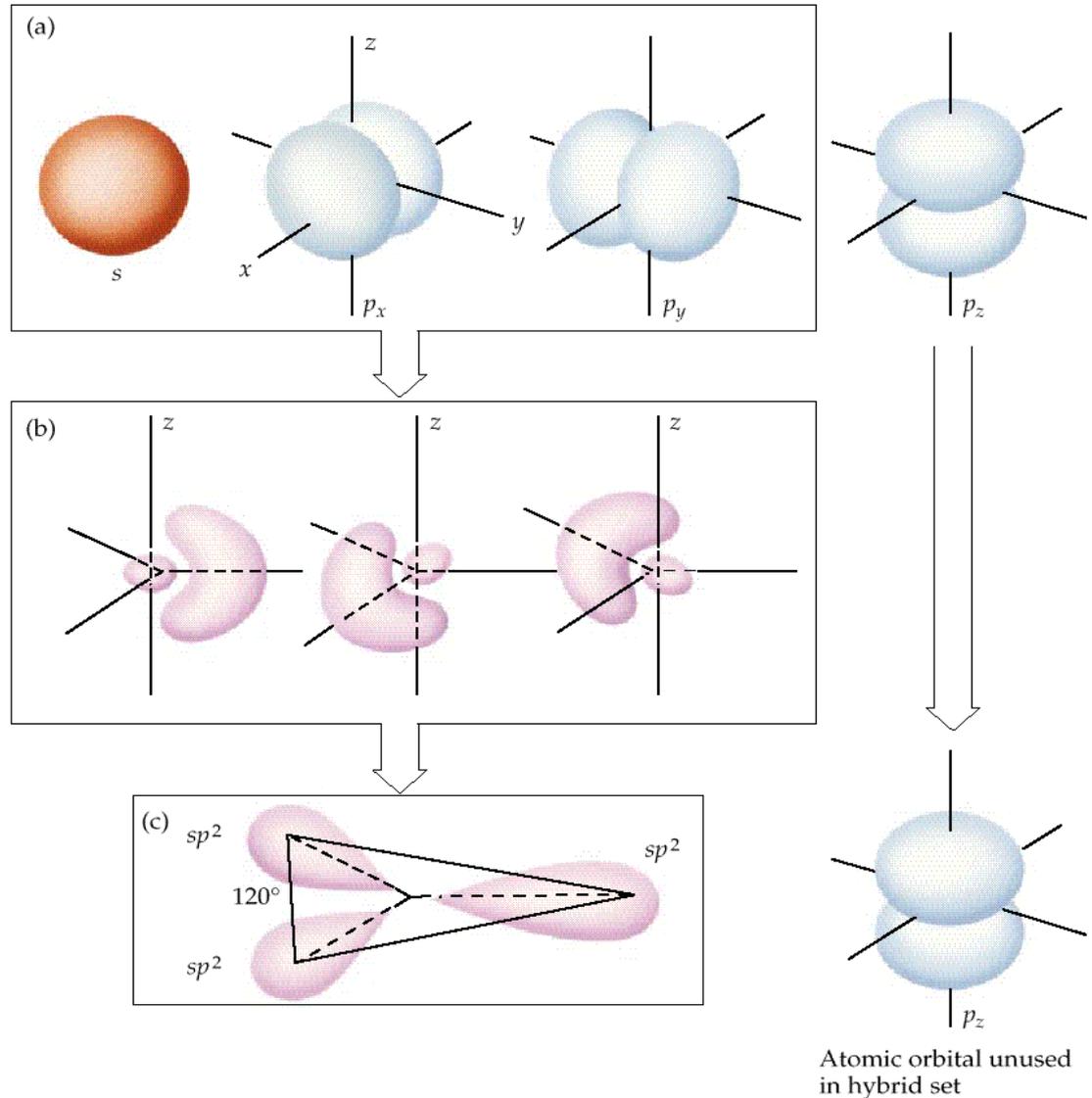
Combinaison de l'orbitale s avec les trois orbitales p pour donner 4 orbitales hybrides sp^3 équivalentes et de même énergie



Hybridation des orbitales atomiques

Hybridation sp^2

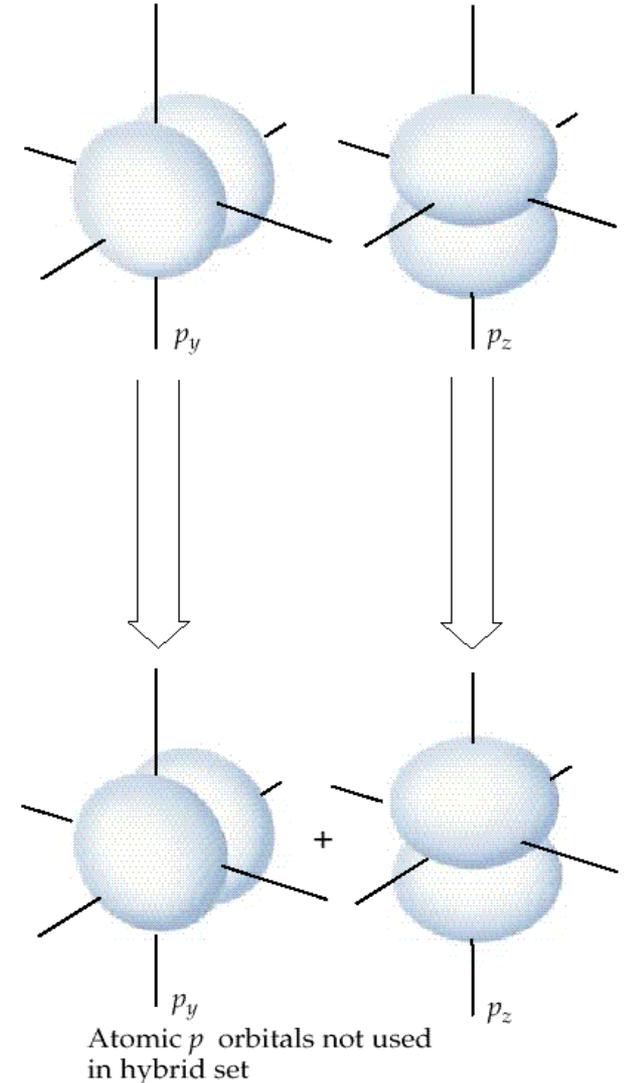
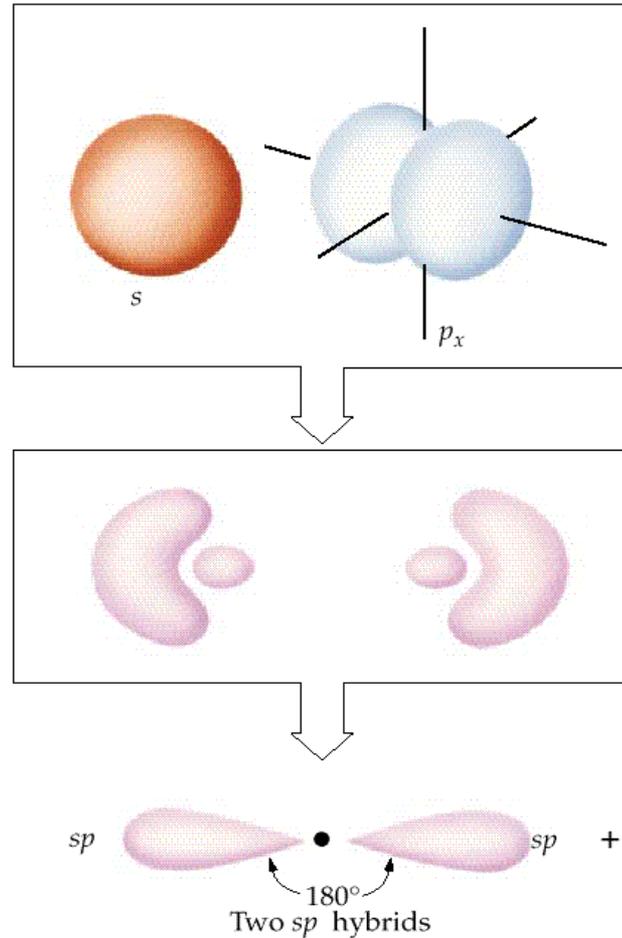
Combinaison de l'orbitale s avec deux orbitales p pour donner 3 orbitales hybrides sp^2 équivalentes et de même énergie. Une orbitale reste inchangée



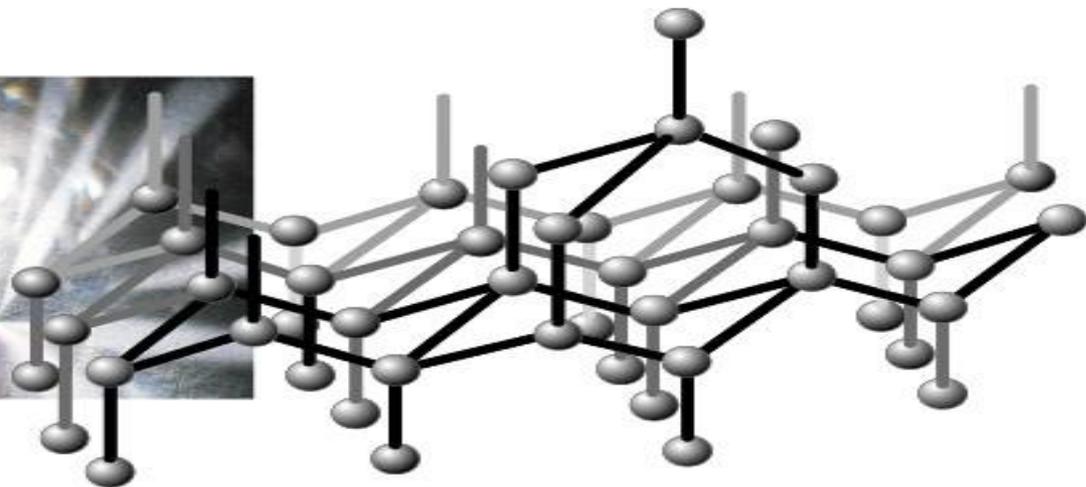
Hybridation des orbitales atomiques

Hybridation sp

Combinaison de l'orbitale s avec une orbitales p pour donner 2 orbitales hybrides sp équivalentes et de même énergie. Deux orbitales p restent inchangées.

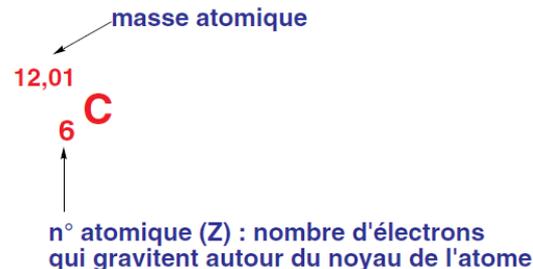


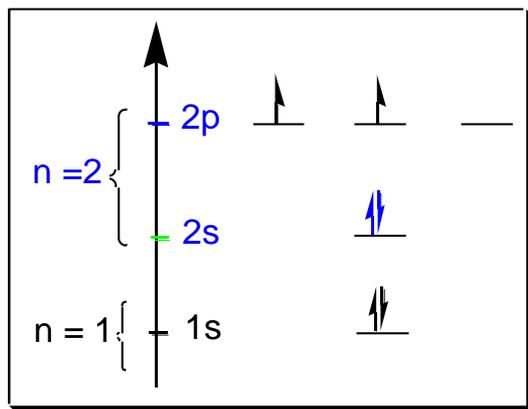
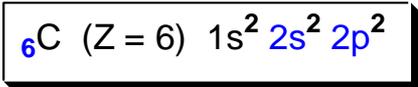
L'atome de carbone



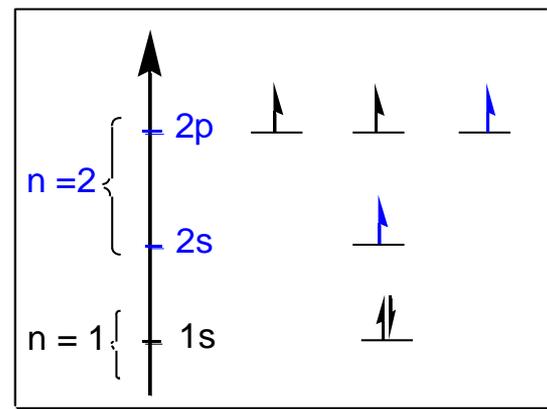
Le **carbone** est l'élément le plus vital pour les êtres vivants, car tous les organismes vivants sont construits à partir de composés de carbone.

Familles →	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII
périodes ↓								
1	1,008 1 H							4 2 He
2	6,94 3 Li	9,01 4 Be	10,81 5 B	12,01 6 C	14,01 7 N	16 8 O	19 9 F	20,18 10 Ne
3	22,99 11 Na	24,31 12 Mg	26,98 13 Al	28,09 14 Si	30,97 15 P	32,06 16 S	35,45 17 Cl	39,95 18 Ar

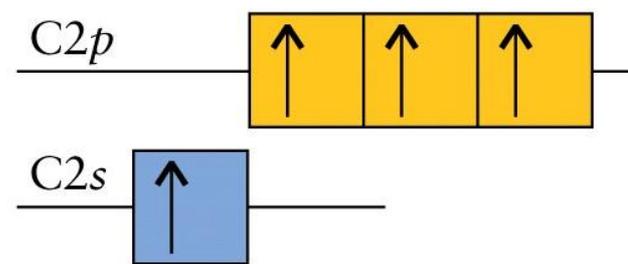
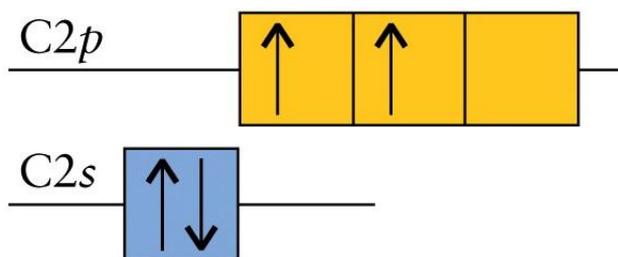




"Etat Fondamental"

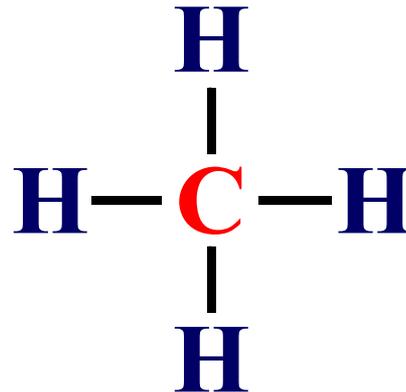


"Etat Excité"



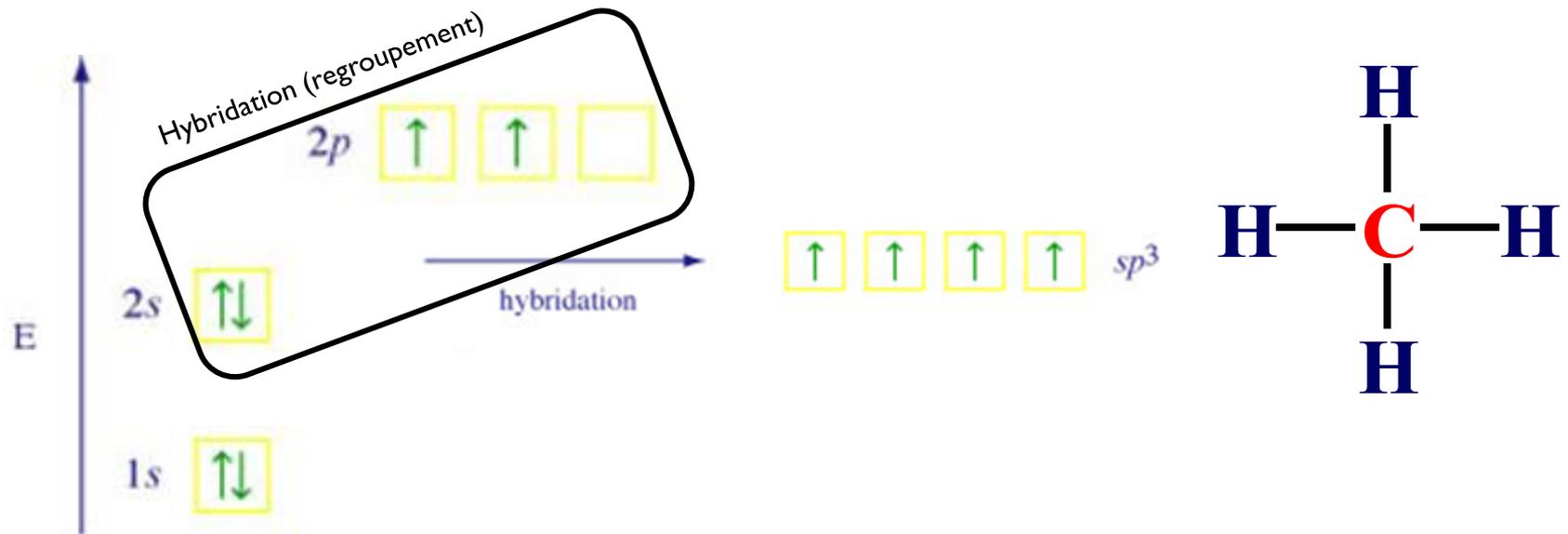
Hybridation du carbone

Hybridation sp^3 du carbone



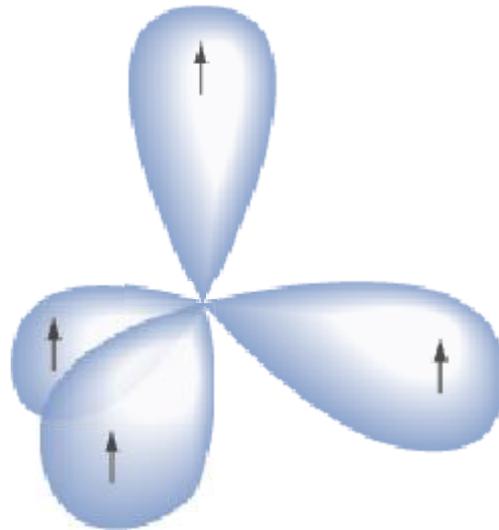
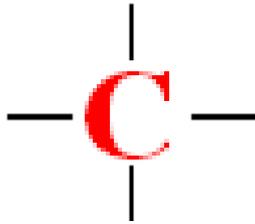
Hybridation du carbone

Hybridation sp^3 du carbone



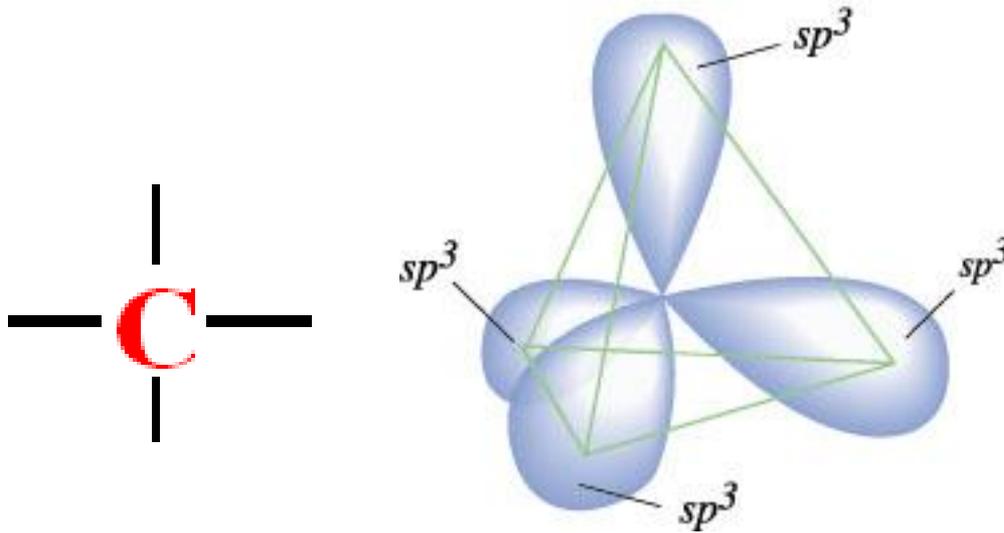
Hybridation du carbone

Hybridation sp^3 du carbone

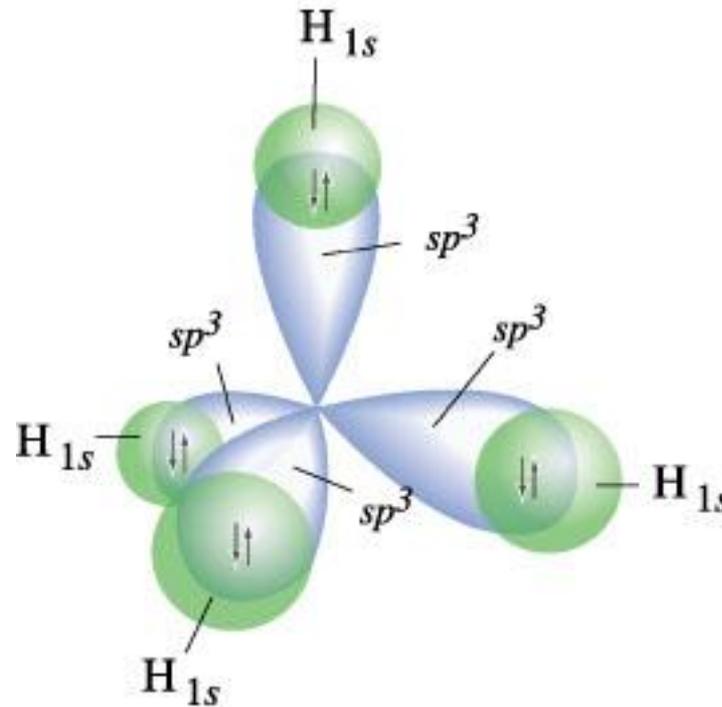
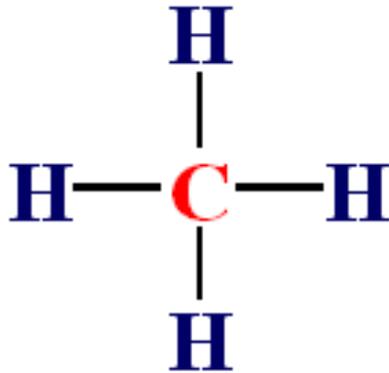
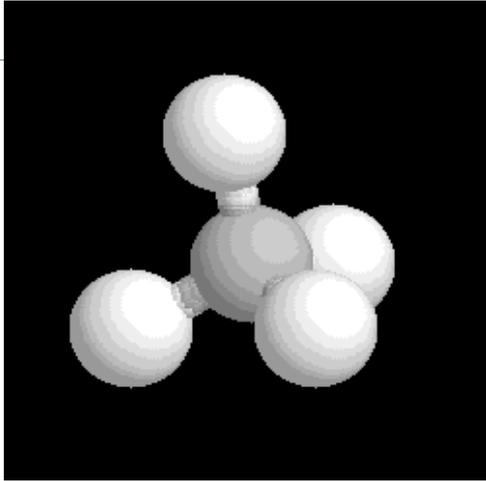


Hybridation du carbone

Hybridation sp^3 du carbone

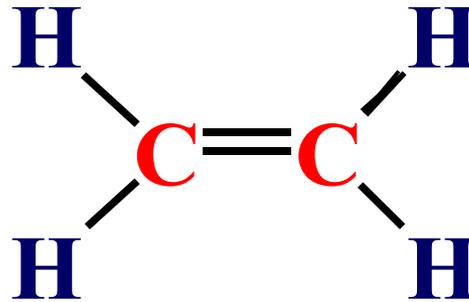


Hybridation sp^3 du carbone



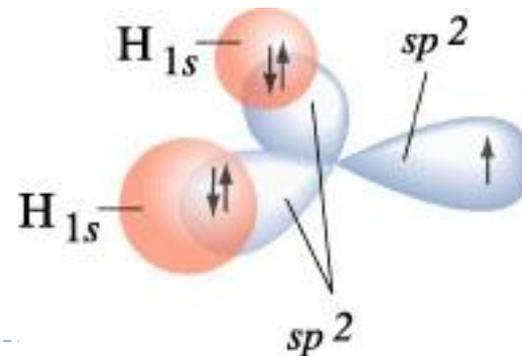
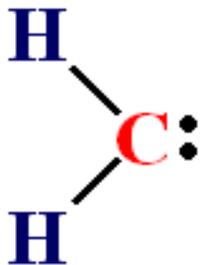
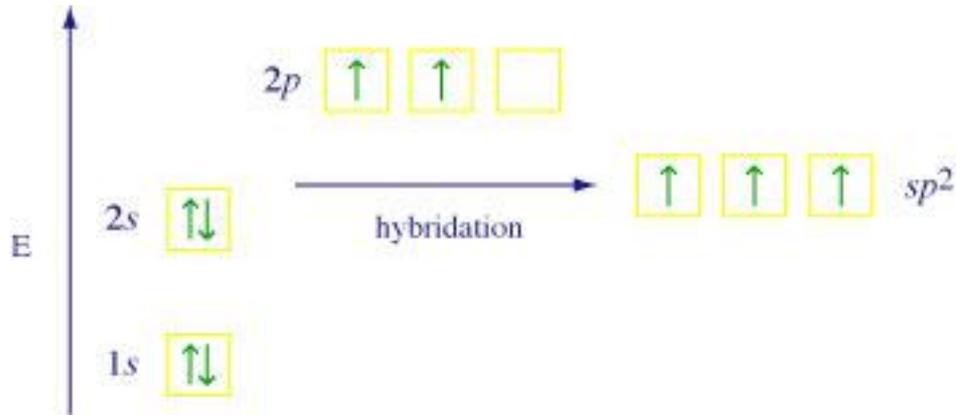
Hybridation du carbone

Hybridation sp^2 du carbone

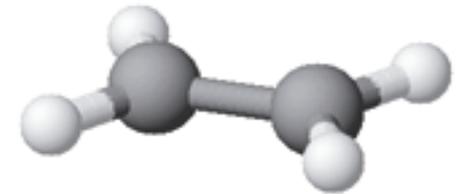
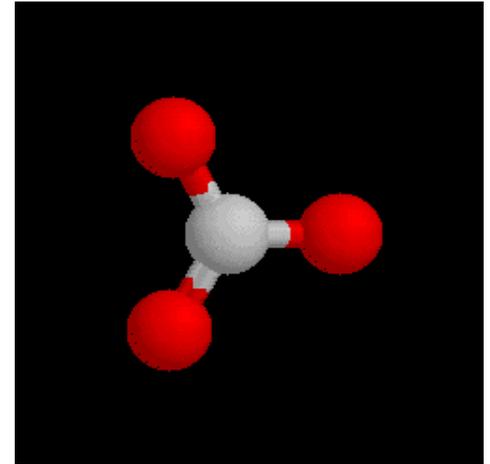
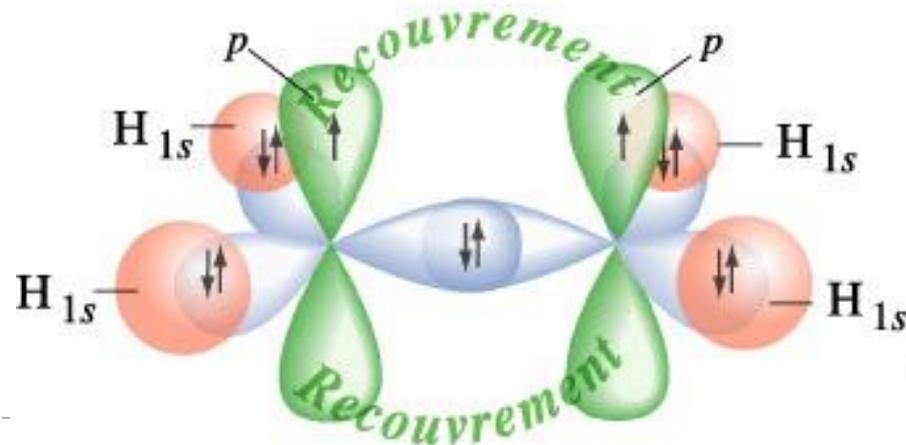
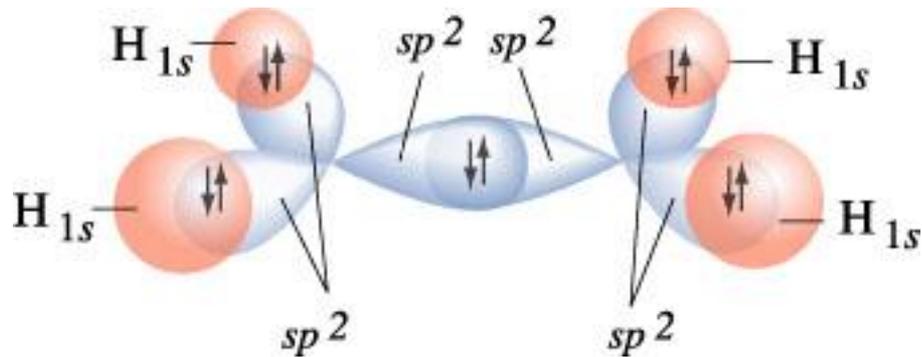
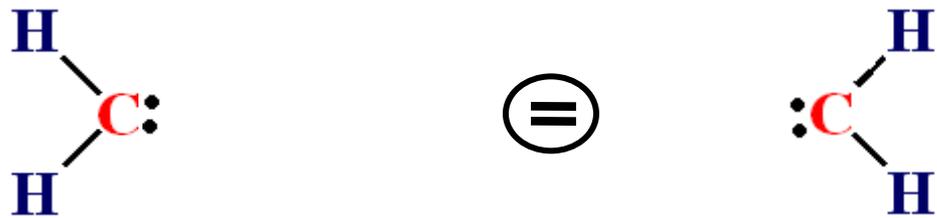


Hybridation du carbone

Hybridation sp^2 du carbone



Hybridation sp^2 du carbone



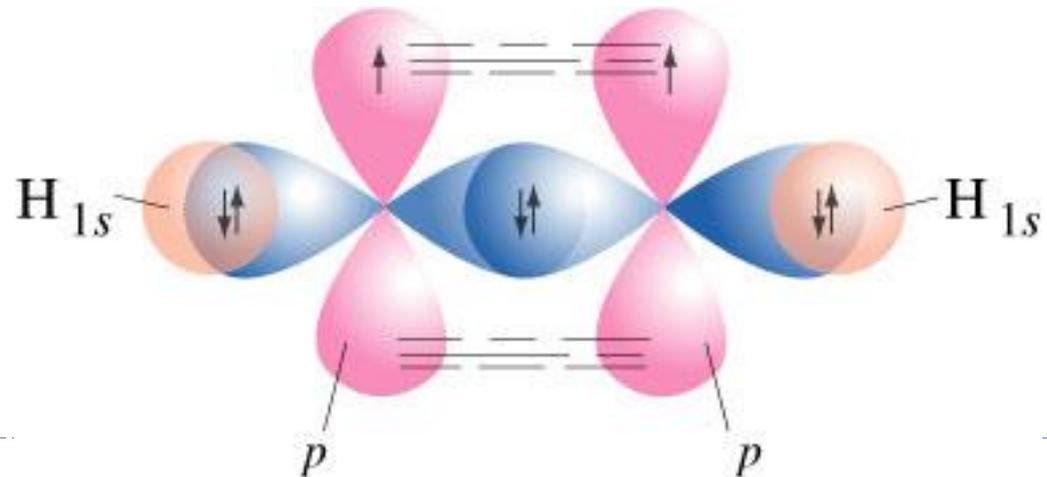
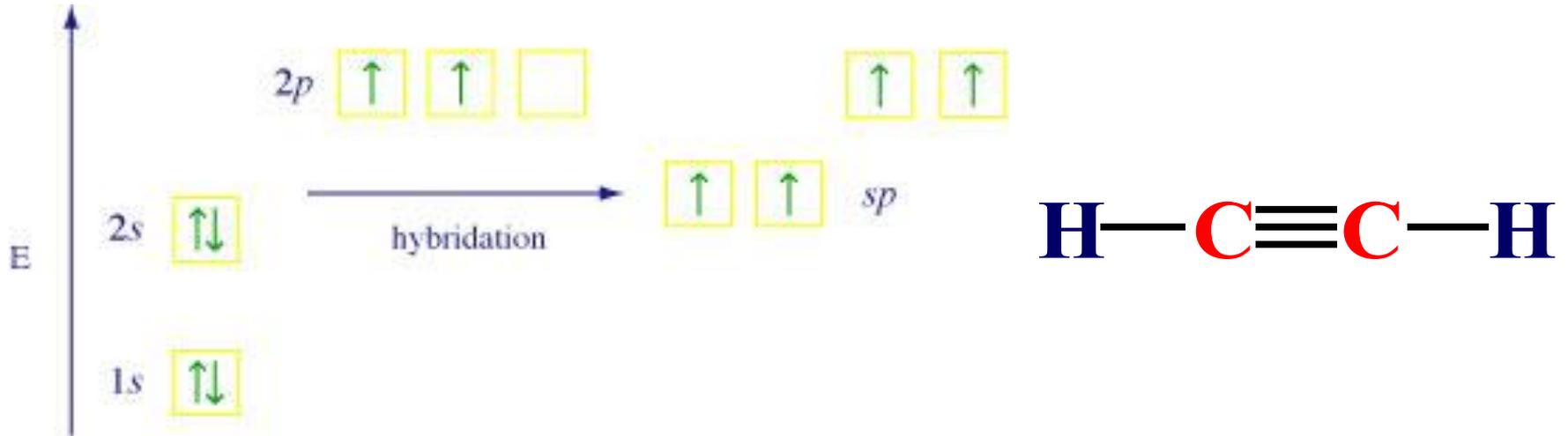
Hybridation du carbone

Hybridation sp du carbone



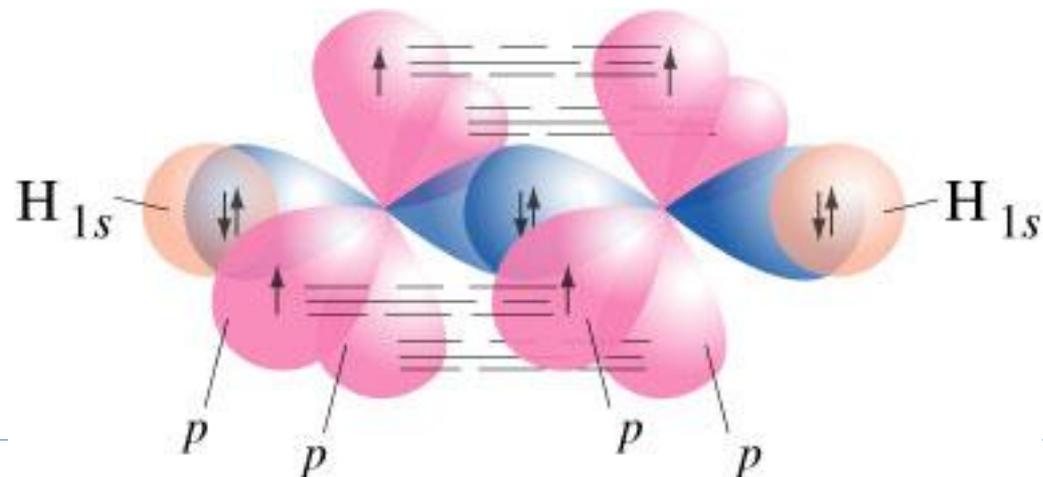
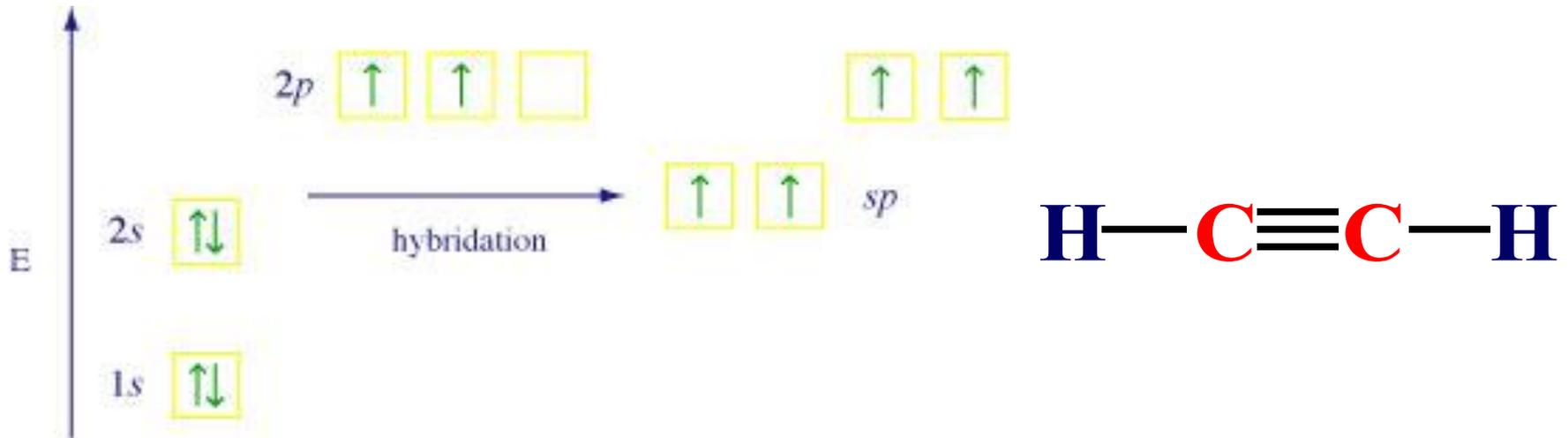
Hybridation du carbone

Hybridation sp du carbone

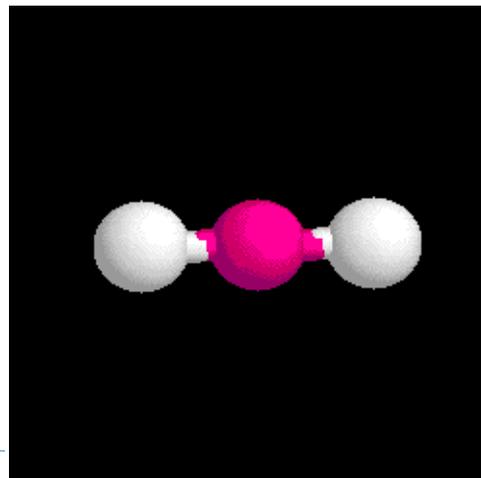
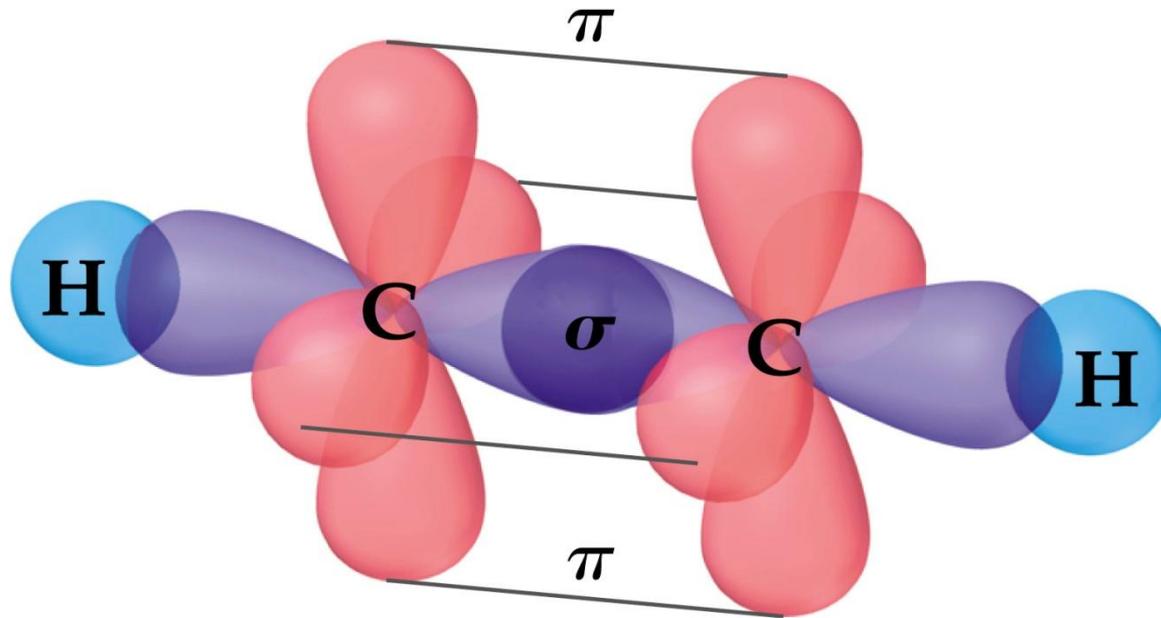


Hybridation du carbone

Hybridation sp du carbone



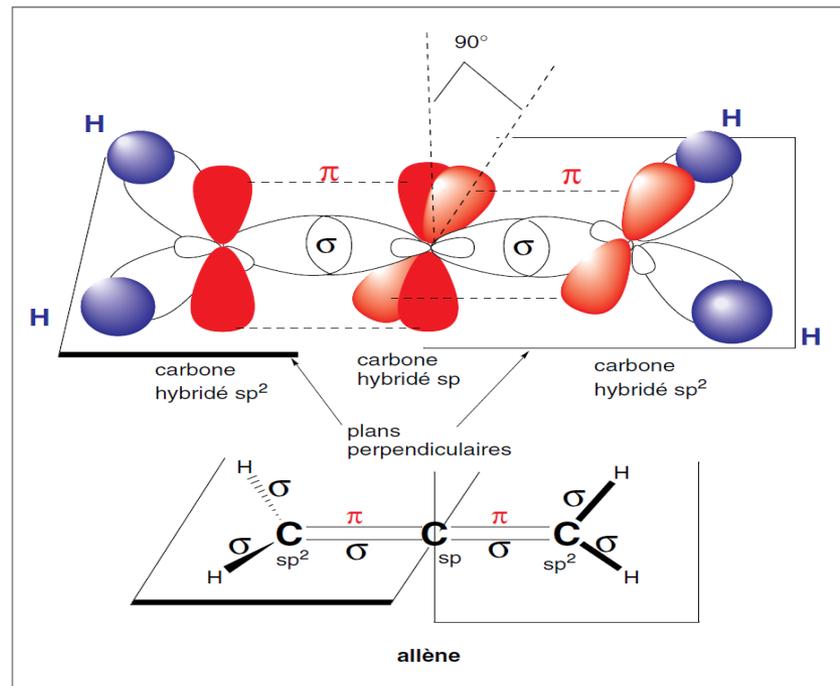
Hybridation sp du carbone



Hybridation du carbone

Hybridation sp du carbone

Un cas particulier: l'allène



Références bibliographiques

- ▶ V.Schore, P.Depovere. Traité de Chimie organique. Département De Boeck Université. 3^{ème} Edition De Boeck, Paris, Bruxelles,(1999).
- ▶ Paul Arnaud, B. Jamart, J. Bodiguel, N. Brosse. Chimie organique, Cours avec 350 questions et exercices corrigés . 18^{ème} Edition Dunod, Paris, (2009).
- ▶ John McMurry, Eric Simanek. Chimie organique : les grands principes, Cours et exercices corrigés. 2^{ème} Edition Dunod, Paris, (2009).
- ▶ H. Galons. Chimie organique: l'essentiel du cours, exercices corrigés. Pharmacie, Médecine: 1^{ère} et 2^{ème} années. Edition Masson, Paris,(2000).



