

Thème 14

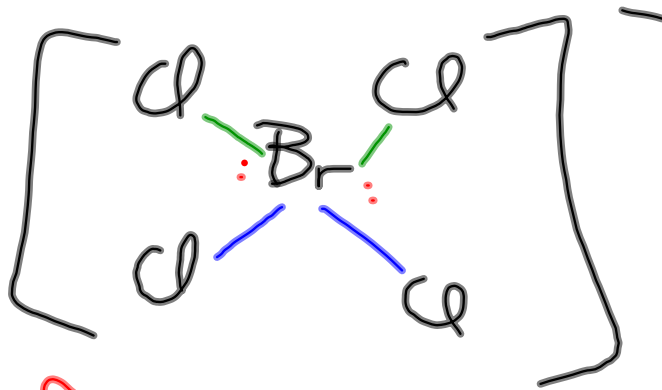
Liaisons chimiques

Structure
de Lewis

Formes
moléculaires

Polarité des
molécules

http://www.media.pearson.com.au/schools/cw/au_sch_derry_ibchl_1/int/vseprBasicConfigs/vsepr.html



forme : 6 entus : 4 DL + 2 DNL
 \Rightarrow Plan carré
 angle(s) : 90°

$$\begin{array}{r} e^- \text{ néces} : 40 \\ e^- \text{ val} \quad - \quad 36 \\ (35+1) \end{array}$$

$$\frac{4 e^-}{2 \text{ liaisons}}$$

mais 2 liaisons $\rightarrow 4 e^-$

nombre val
 pour Br = 12 e^-

Exemples

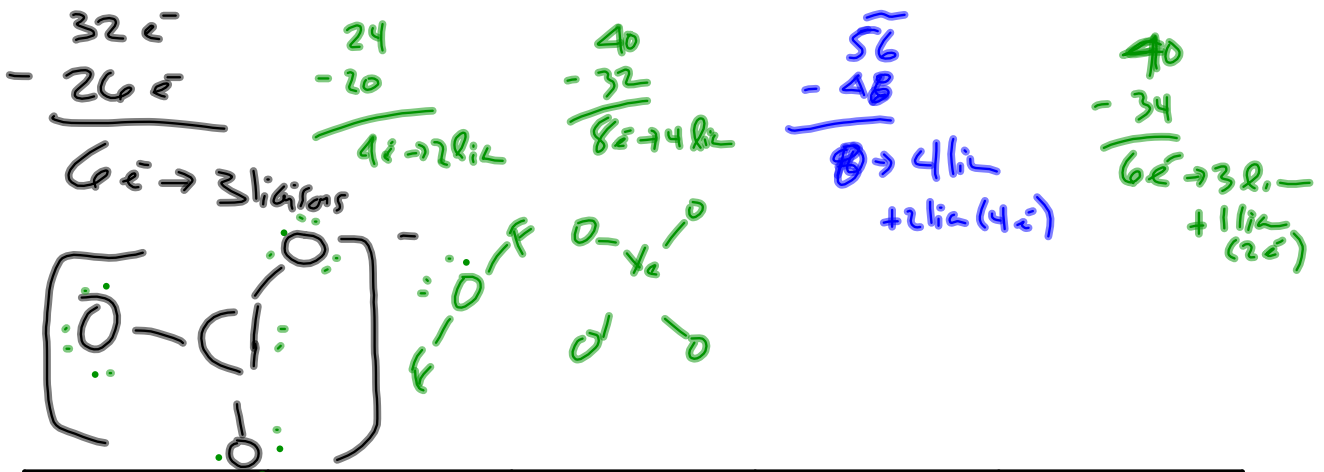
1. Combien y a-t-il de centres de charges négatives dans les figures géométriques suivantes :

- a) planaire carré b) octaédrique c) pyramide carré
 d) bipyramide triangulaire e) linéaire

a	b	c	d	e
6	6	6	5	2 ou 5

2. Prédis la forme et donne le ou les angles de liaisons des molécules ou ions suivants :

- a) ClO_3^- b) OF_2 c) XeO_4 d) PCl_6^- e) IF_4^+



a	b	c	d	e
pyramide triangulaire 107°	angulaire 105°	tétraédrique 109,5°	octaédrique 90°	pyramide déformée 117° et 90°

Questions à choix multiples de type BI

1. Quelle molécule à la forme planaire carrée?

- A. XeO_4 B. XeF_4 C. SF_4 D. SiF_4

2. Quelle est la forme de l'espèce chimique suivante : ICl_4^- ?

- A. pyramidale B. planaire carrée
C. tétraédrique D. octaédrique

40
36
4 électrons ..

3. Quel est le plus petit angle de liaison dans la molécule PF_5 ?

- A. 90° B. $109,5^\circ$ C. 120° D. 180°

1	2	3
B	B	A

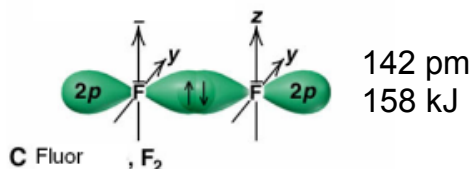
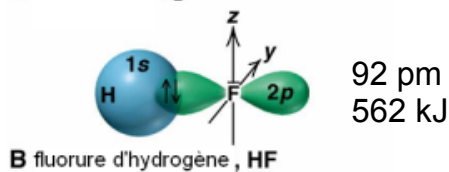
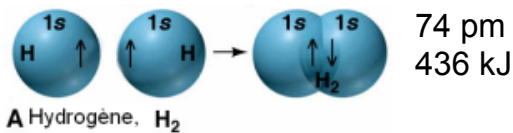
HYBRIDATION

LIAISONS SIGMA (σ) ET
LIAISONS PI(π)

DÉLOCALISATION

Le modèle de la liaison de valence

Recouvrement d'orbitales dans trois molécules diatomiques

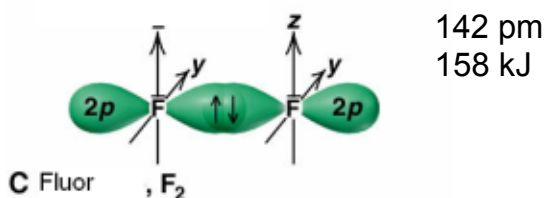
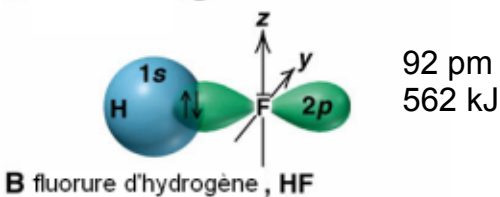
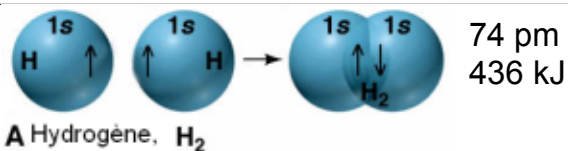


Liaisons σ

- les structures de Lewis ne peuvent pas expliquer les forces/longueurs relatives des liaisons covalentes (chaque liaison est tout simplement deux électrons partagés entre deux atomes)
- pour aller au-delà de la théorie de Lewis, on utilise le modèle de la liaison de valence (modèle LV)
- le modèle LV décrit la liaison covalente comme le recouvrement d'orbitales atomiques et les deux électrons (de spins opposés) se situent surtout dans cette région de recouvrement

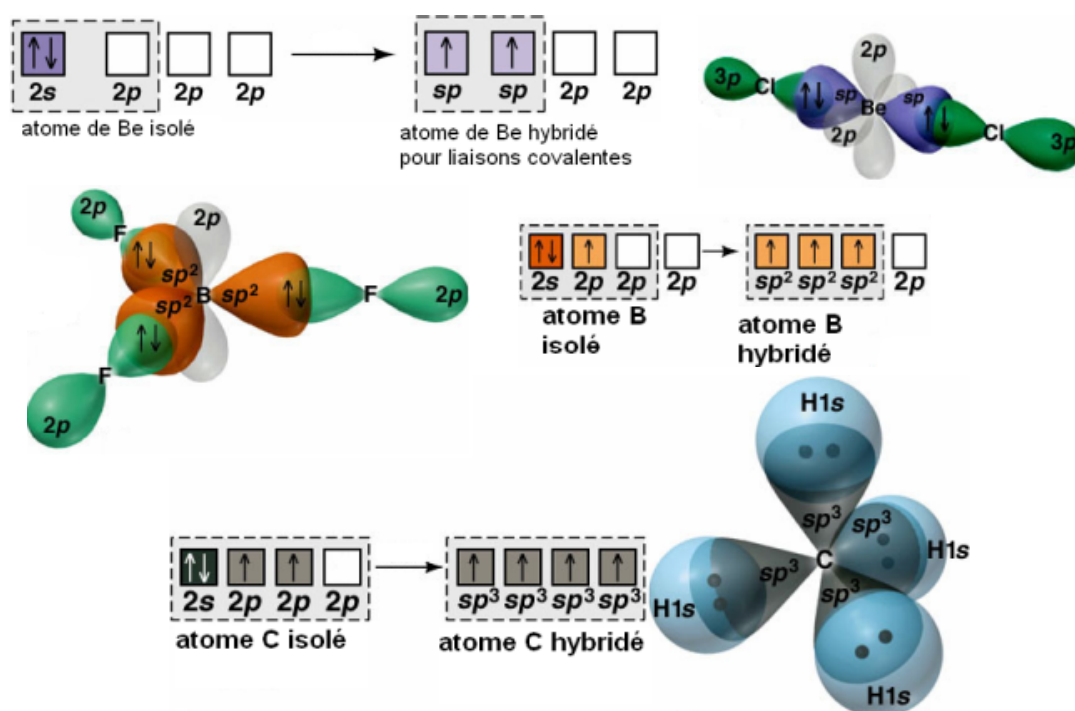
Le modèle de la liaison de valence

Recouvrement d'orbitales dans trois molécules diatomiques



- pour le H_2 , on a le recouvrement de deux orbitales $1s$, une de chaque H
- pour le HF , on a le recouvrement d'une orbitale $1s$ sur l'H et d'une orbitale $2p$ sur le F
- pour le F_2 , on a le recouvrement de deux orbitales $2p$, une de chaque F
- la force et la longueur d'une liaison covalente dépendent de la nature des orbitales qui se recouvrent

Hybridations sp , sp^2 et sp^3



Démonstration de la création des orbitales hybrides

http://www.media.pearson.com.au/schools/cw/au_sch_derry_ibchl_1/int/spHybridization/spHybridization.html

Formation des orbitales hybrides + formes

<http://www.mhhe.com/physsci/chemistry/essentialchemistry/flash/hybrv18.swf>

L'hybridation

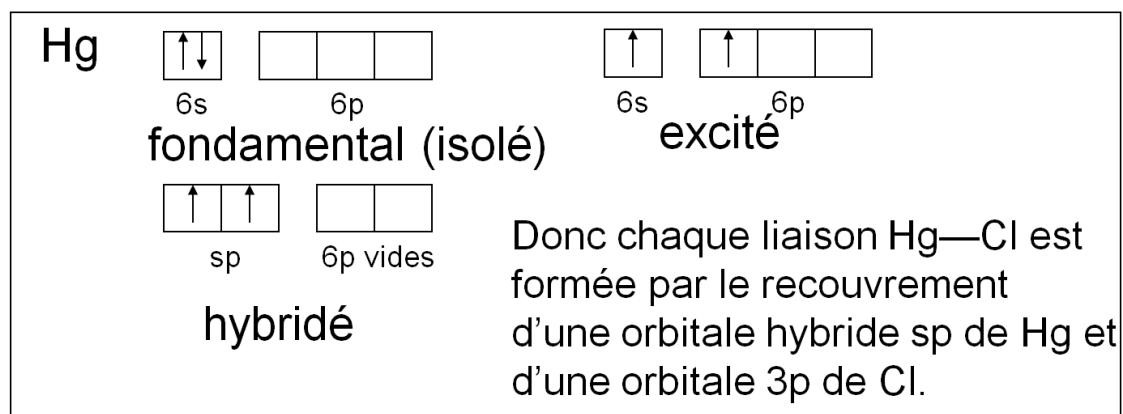
- le concept d'hybridation est utilisé pour expliquer les géométries observées, i.e., on n'utilise pas l'hybridation pour prédire une géométrie
- le concept d'hybridation ne s'applique pas aux atomes isolés (on l'utilise pour expliquer le schéma des liaisons dans une molécule)
- l'hybridation est la combinaison d'au moins deux orbitales atomiques non-équivalentes et les orbitales hybrides produites sont très différentes des orbitales atomiques pures
- le nombre d'orbitales hybrides formées est égal au nombre d'orbitales atomiques pures qui participent à l'hybridation
- l'hybridation nécessite un apport d'énergie qui est compensé par l'énergie libérée durant la formation des liaisons
- les liaisons covalentes dans les molécules polyatomiques sont formées par le recouvrement d'orbitales hybrides ou d'orbitales hybrides et d'orbitales non hybrides (les liaisons obtenues suite à l'hybridation ne s'écartent pas du modèle de la liaison de valence)

Déduction de l'hybridation d'un atome central

Ex₁ : Hg dans HgCl₂

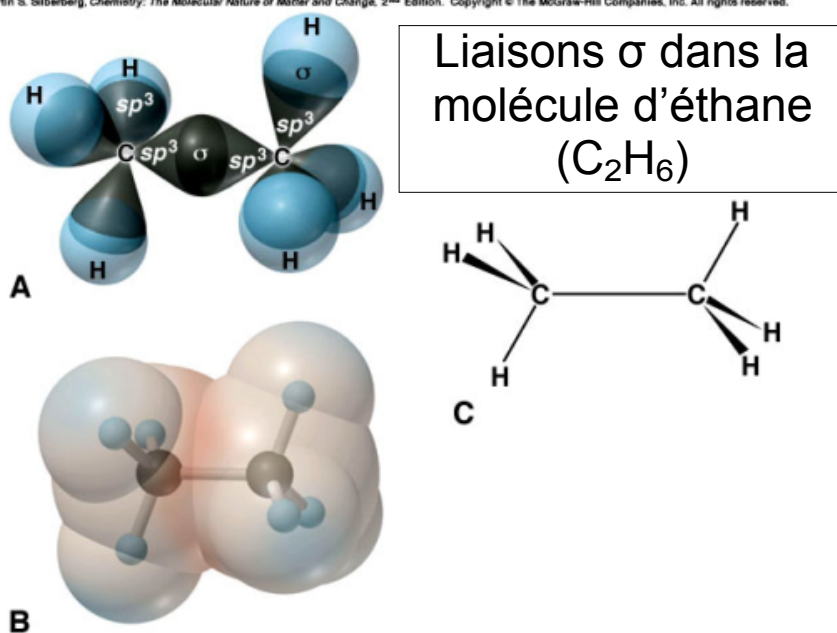
Lewis : Hg 2é val et Cl 7é val → Cl—Hg—Cl

Pas de DNL pour Hg, donc linéaire → sp



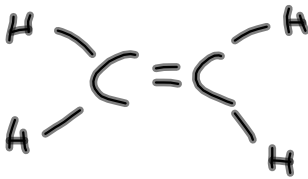
L'hybridation

Martin S. Silberberg, Chemistry: The Molecular Nature of Matter and Change, 2nd Edition. Copyright © The McGraw-Hill Companies, Inc. All rights reserved.

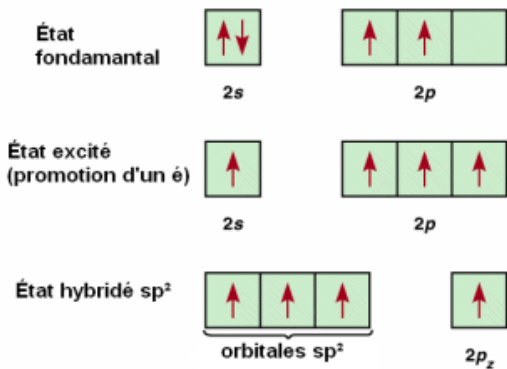


- dans une molécule avec plus d'un atome central, l'hybridation peut être utilisée pour décrire les liaisons autour de chaque atome central

L'hybridation dans les molécules qui contiennent des liaisons doubles et triples



Hybridation sp^2 de l'atome de carbone

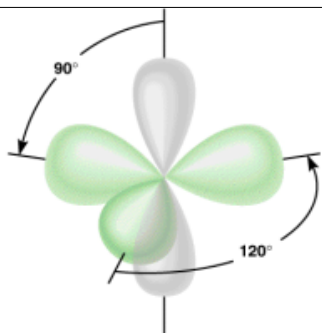


- le concept d'hybridation est également utile dans le cas des molécules qui ont des liaisons doubles et triples
- prenant l'éthylène (C_2H_4) comme exemple: *éthène*
- on a une liaison double entre les deux carbones
- chaque carbone est impliqué dans trois liaisons et possède aucun doublet libre
- la structure autour de chaque carbone est donc trigonale plane
- l'hybridation de chaque carbone est donc sp^2
- un électron se situe dans chaque orbitale hybride sp^2 et l'orbitale p pure ($2p_z$ dans notre figure)

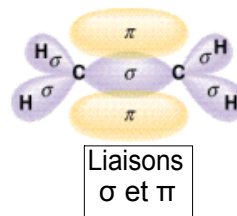
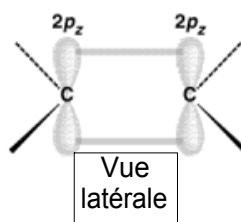
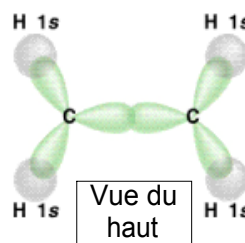
L'hybridation dans les molécules qui contiennent des liaisons doubles et triples

Copyright © The McGraw-Hill Companies, Inc. Permission required for reproduction or display.

L'orbitale $2p_z$ est perpendiculaire au plan des orbitales hybrides



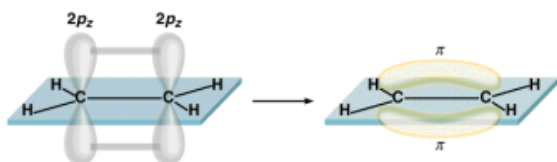
Liaisons de C_2H_4



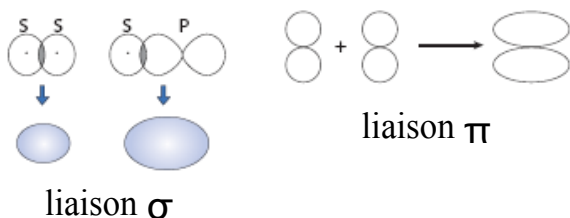
- les trois orbitales sp^2 de chaque carbone forment une liaison σ C-C et quatre liaisons σ C-H
- les orbitales $2p_z$ se recouvrent dans une façon latérale afin de former une deuxième liaison C-C, une liaison π .

L'hybridation dans les molécules qui contiennent des liaisons doubles et triples

Formation de la liaison π dans la molécule d'éthylène ou éthène (C_2H_4)



NB Les 6 atomes sont dans le même plan



- une liaison σ est une liaison covalente formée par le recouvrement axial des extrémités des orbitales ; le nuage électronique se concentre entre les noyaux des atomes liés
- les liaisons des orbitales hybrides sp^2 sont des liaisons σ
- une liaison π est une liaison covalente formée par le recouvrement latéral des orbitales ; le nuage électronique se concentre au-dessus et au-dessous du plan dans lequel se trouve les noyaux des atomes qui sont liés
- la liaison formée par les orbitales $2p_z$ est une liaison π

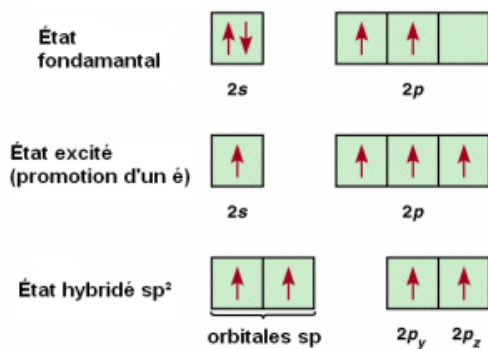
force de la liaison $\sigma >$ force de la liaison π

recouvrement des orbitales pour liaisons σ et π

http://www.media.pearson.com.au/schools/cw/au_sch_derry_ibchl_1/int/MultipleBonds/flbl/MultipleBonds.html

L'hybridation dans les molécules qui contiennent des liaisons doubles et triples

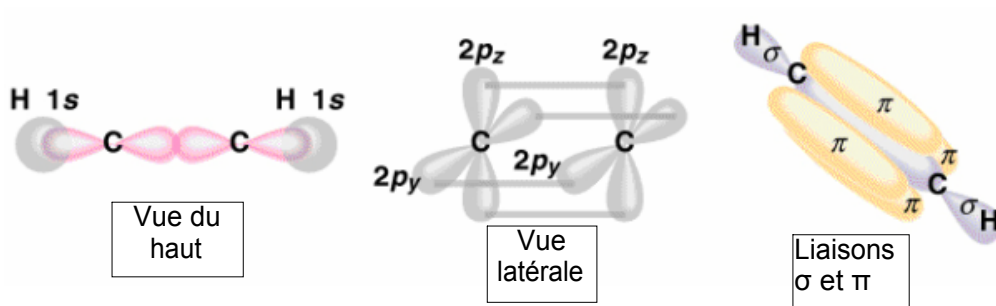
Hybridation sp de l'atome de carbone



- la structure de Lewis pour l'acétylène (C_2H_2) indique qu'il y a une liaison triple entre les deux carbones
- chaque carbone est impliqué dans deux liaisons et ne possède pas de doublets libres
- la structure autour de chaque carbone est donc linéaire
- l'hybridation de chaque carbone est donc sp
- un électron se situe dans chaque orbitale hybride sp et dans chaque orbitale p pure ($2p_y$ et $2p_z$ dans l'exemple)

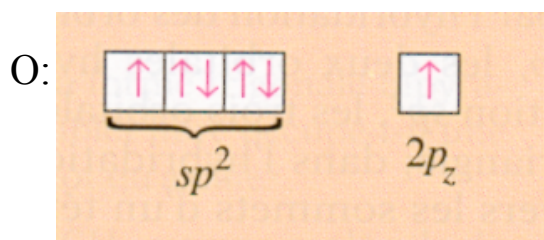
L'hybridation dans les molécules qui contiennent des liaisons doubles et triples

Liaisons dans la molécule d'acétylène (éthyne), C_2H_2

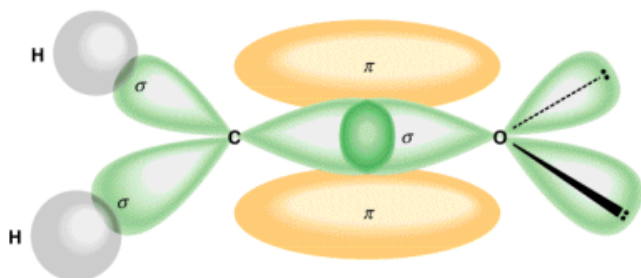


- les orbitales hybrides sp forment une liaison σ C-C et deux liaisons σ C-H
- les orbitales $2p_y$ et $2p_z$ forment deux liaisons π entre les deux carbones

L'hybridation dans les molécules qui contiennent des liaisons doubles et triples



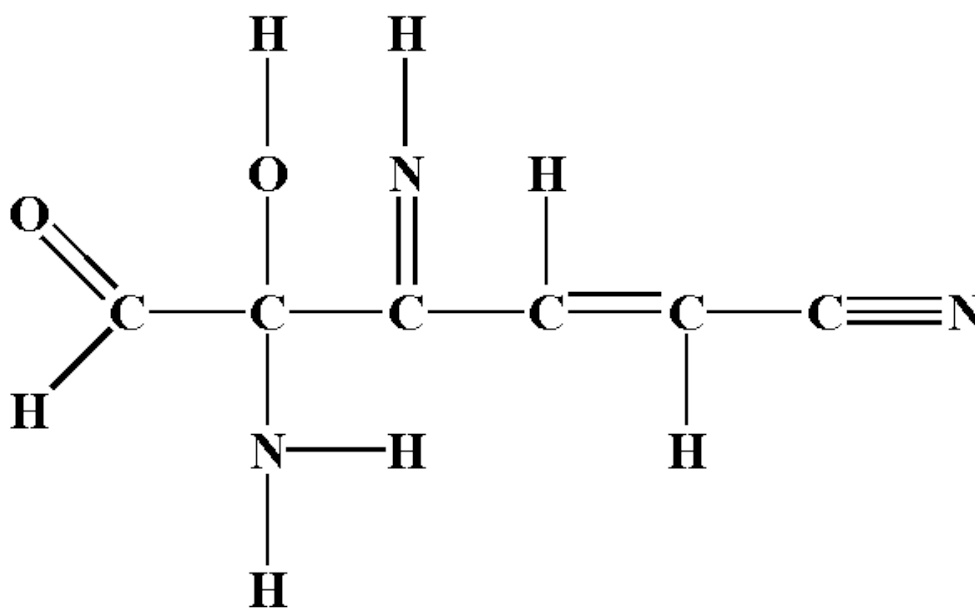
Liaisons dans la molécule de formaldéhyde



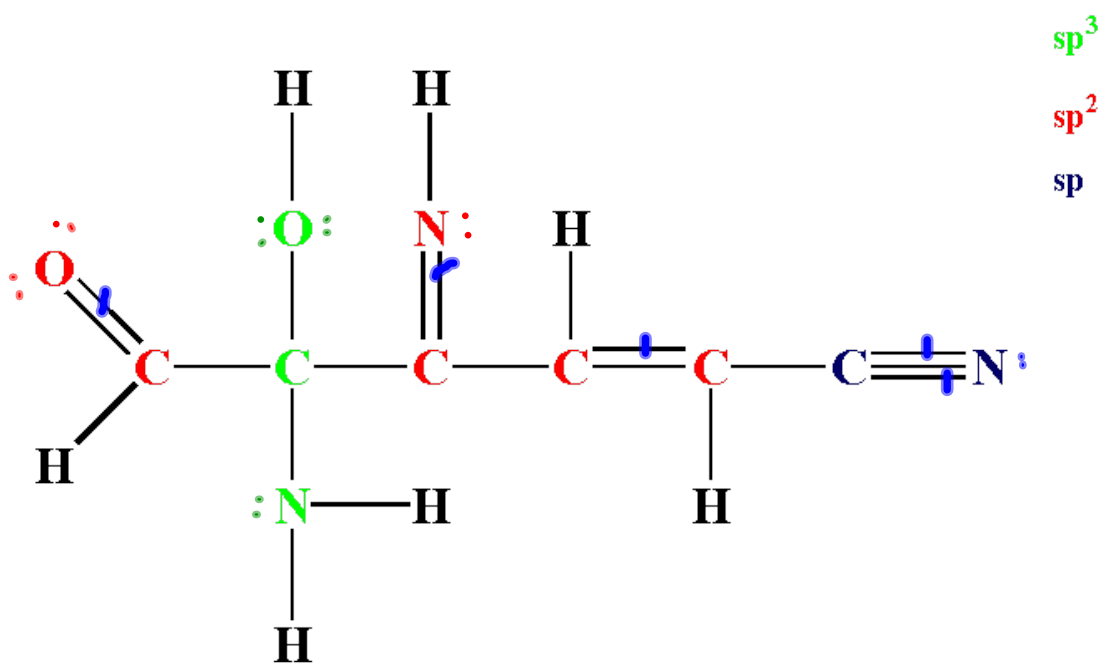
- les principes qu'on a vu pour les liaisons doubles et triples entre deux atomes de carbone s'applique aussi aux liaisons doubles et triples entre deux atomes d'éléments différents
- dans le formaldéhyde (H_2CO), le carbone et l'oxygène sont hybridés sp^2
- parce que l'oxygène a six électrons de valence, deux des trois orbitales hybrides sp^2 sont déjà remplies avec deux électrons (elles deviennent donc des doublets libres)

Exemples

1. Indique le type d'hybridation pour chaque atome et indique le nombre de liaisons σ et π



Réponses



5 liaisons π

17 liaisons σ

2. Indique le type d 'hybridation pour l'atome mentionné dans chaque espèce chimique.

- a) C dans $\text{H}_2\text{C}=\text{O}$ b) B dans BH_4^-
c) S dans SO_3 d) Be dans BeCl_2

a	b	c	d
sp^2	sp^3	sp^2	sp

3. Quelle est la différence par rapport à la répartition des électrons entre une liaison σ et une liaison π ?

σ : é concentrés dans l'axe des noyaux, entre les noyaux
 π : é concentrés dans 2 régions, au-dessus et en dessous du plan de l'axe des noyaux

Questions à choix multiples de type BI

1. Identifie le(s) type(s) d'hybridation présent(s) pour les atomes de carbone dans la molécule $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{COOH}$

I. sp II. sp^2 III. sp^3

A. I et II B. I et III C. II et III D. I, II et III

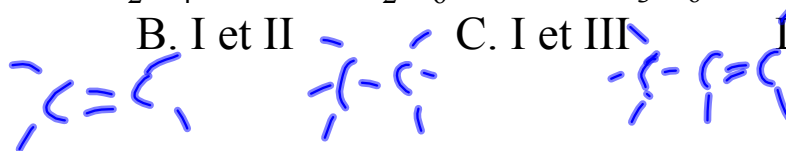
2. L'ion NO_3^- est de forme triangulaire plane et NH_3 est de forme pyramidale. Donne l'hybridation de N pour ces 2 espèces.

A. sp^2 ; sp^3 B. sp^2 ; sp^2
 C. sp^3 ; sp^2 D. sp^3 ; sp^3

3. Quelle(s) espèce(s) est(sont) hybridée(s) sp^2 ?

I. C_2H_4 II. C_2H_6 III. C_3H_6

A. I B. I et II C. I et III D. II et III

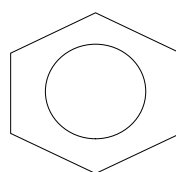
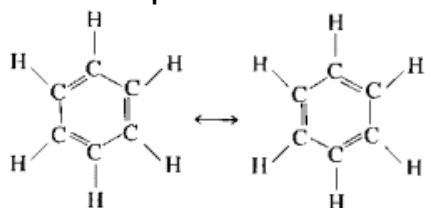


1	2	3
C	A	C

Délocalisation des électrons π

Les liaisons σ résultent de l'interaction entre orbitales p de deux atomes. Parfois, il y a plus de deux atomes impliqués qui peuvent avoir plus d'électrons dans leurs orbitales p. Ceci forme des liaisons π délocalisées.

Exemple : benzène

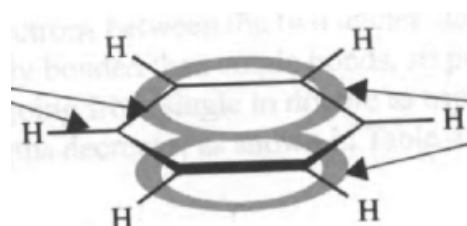


Résonance hybride

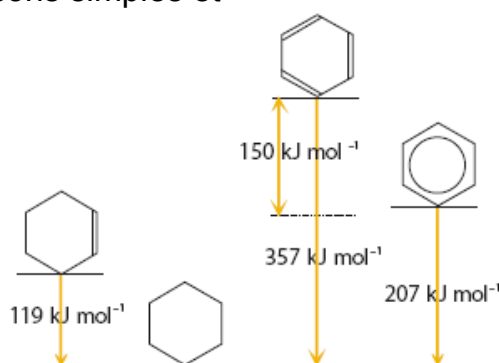
Structure de résonance

RAPPEL

La preuve empirique de ceci est la nature des liaisons : longueurs (toutes égales) et énergie (plus stable que alternance de liaisons simples et doubles)



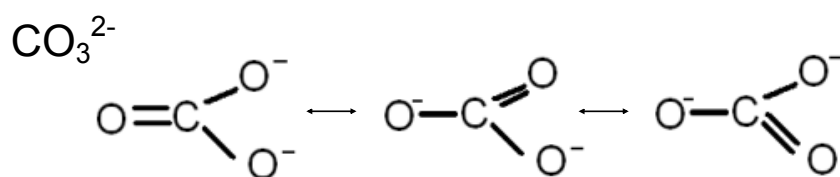
Structure délocalisée



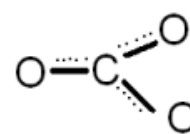
hydrogénation du benzène «résonance» et délocalisée

Autres exemples :

ion carbonate (CO_3^-), ion éthanoate (H_3CCOO^-), ion nitrite (NO_2^-)

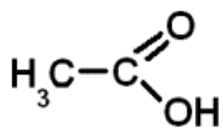


Structure de résonance



Résonance hybride

H_3COOH



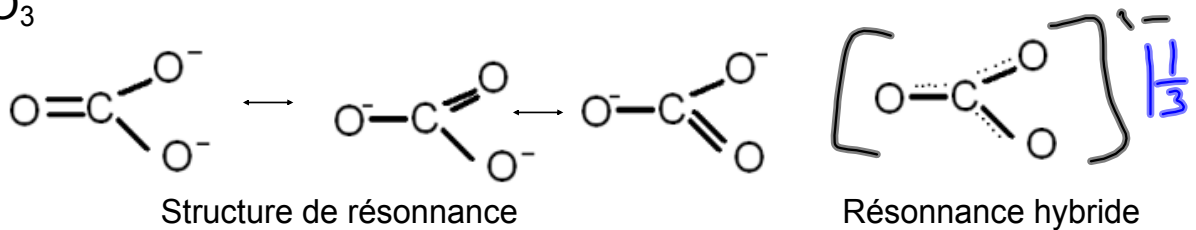
H_3CCOO^-

NO_2^-

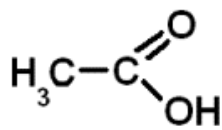
Autres exemples :

ion carbonate (CO_3^{2-}), ion éthanoate (H_3CCOO^-), ion nitrite (NO_2^-)

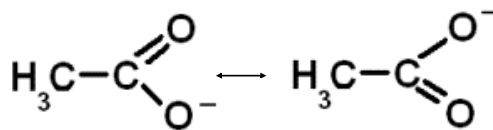
CO_3^{2-}



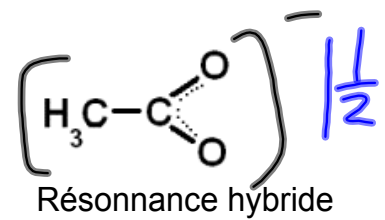
H_3COOH



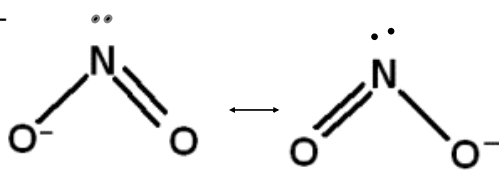
H_3COO^-



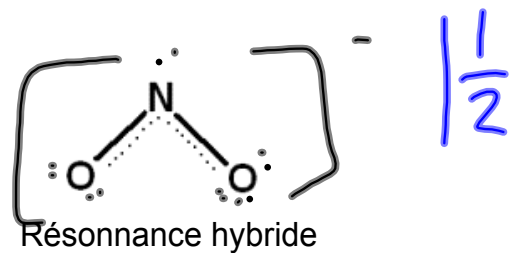
Structure de résonance



NO_2^-



Structure de résonance



Ordre de liaison : c'est la moyenne des liaisons entre les différentes structures de résonance.

Par exemple, l'ordre des liaisons C-C dans le benzène est de 1,5 car il y a 2 structures de résonance et la liaison est simple dans une et double dans l'autre. $(1+2)/2 = 1,5$

ou

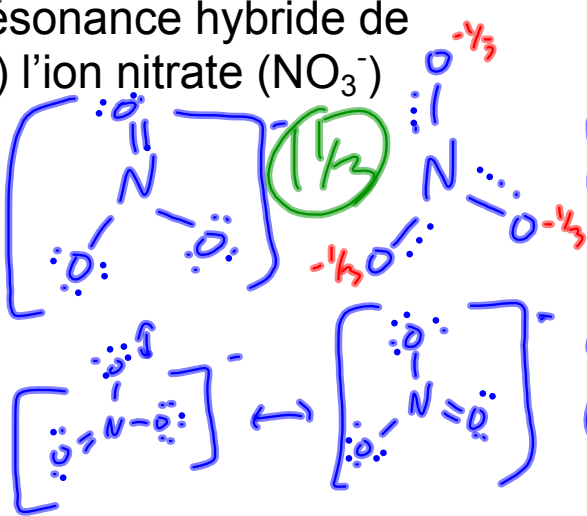
tu divises le nombre total de liaisons par le nombre de centre de charges négatives de liaisons.

$(9 \text{ liaisons au total} / 6 \text{ «centres»} = 1,5$

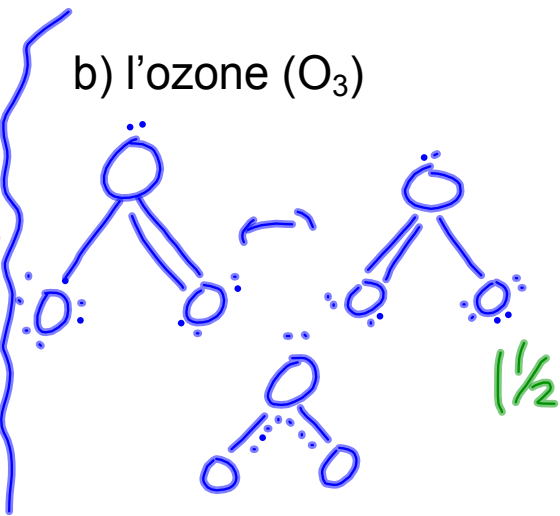
Donne l'ordre des liaisons hybrides ainsi que la charge de chaque oxygène de chacun des exemples précédents. (ion carbonate, ion éthanoate et ion nitrite)

Trace un diagramme de Lewis, la structure de résonance et la résonance hybride de

a) l'ion nitrate (NO_3^-)



b) l'ozone (O_3)



Donne l'ordre des liaisons hybrides ainsi que la charge de chaque oxygène de l'ion nitrate et de l'ozone

Questions à choix multiples de type BI

1. Quel énoncé est correct au sujet des liaisons multiples entre atomes de carbone.

- A. Les liaisons doubles sont formées de 2 liaisons π
- B. Les liaisons doubles sont plus faible que les liaisons simples
- C. Les liaisons π sont formées par recouvrement entre orbitales s
- D. Les liaisons π sont plus faibles que les liaisons σ

2. Soit les énoncés suivants :

- I. Toutes les liaisons carbone-oxygène dans CO_3^{2-} sont de même longueur
- II. Toutes les liaisons carbone-oxygène dans CH_3COOH sont de même longueur
- III. Toutes les liaisons carbone-oxygène dans CH_3COO^- sont de même longueur

Quels énoncés sont vrais?

- A. I et II
- B. I et III
- C. II et III
- D. I, II et III

3. Quels énoncés décrivent correctement l'ion NO_2^- ?

- I. il peut être représenté par une structure de résonance
- II. il y a 2 doublets non-liants sur l'atome d'azote
- III. l'atome N est hybridé sp^2

- A. I et II
- B. I et III
- C. II et III
- D. I, II et III

1	2	3
D	B	B

Concepts des thèmes 4 et 14

liaisons chimiques

- LIAISONS IONIQUES, IONS POLYATOMIQUES, COMPOSÉS IONIQUES
- LIAISONS COVALENTES, ÉLECTRONEGATIVITÉ, STRUCTURE DE LEWIS, LIAISONS MULTIPLES, FORCE ET LONGUEUR DES LIAISONS.
- POLARITÉ DES LIAISONS ET MOLÉCULES, VSPER
- FORCES INTERMOLÉCULAIRES (VAN DER WAALS, DIPÔLES , O --- H)
- PROPRIÉTÉS PHYSIQUES DES DIFFÉRENTES LIAISONS (POINTS DE FUSION ET D'ÉBULLITION, SOLUBILITÉ ET CONDUCTIVITÉ)

- RECOUVREMENT D'ORBITALES ET HYBRIDATION + VSPER
- LIAISONS π ET σ ET DÉLOCALISATION DES ÉLECTRONS

atomic-interactions_fr.jar

détermination de structure Lewis et forme moléculaire.pdf

formes moléculaires.pdf

formemolecupolarité.pdf