

La liaison chimique II:
la forme des molécules et
l'hybridation des orbitales atomiques

Le modèle VSEPR

- à partir d'une structure de Lewis, on peut prédire la structure tridimensionnelle d'une molécule
- les liaisons et les doublets libres se repoussent et essaient de s'éloigner, autant que possible, les uns des autres
 - la forme géométrique de la molécule est en fait celle qui permet de minimiser cette répulsion
 - on appelle cette approche le modèle VSEPR (valence-shell electron-pair repulsion model)
- le modèle VSEPR a deux règles:
 - les liaisons doubles et triples équivalent à des liaisons simples (on prendra compte du fait qu'elles sont plus volumineuses seulement pour légèrement ajuster les angles autour d'un atome)
 - si une molécule a plusieurs structures de résonance, le modèle VSEPR est valable pour n'importe laquelle de ces structures

Le modèle VSEPR

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

A Balloon Analogy for the Mutual Repulsion of Electron Groups



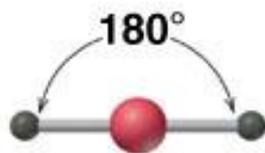
La forme des molécules

- considère un atome central, A, qui contient n doublets libres E (n peut être égal à zéro) et qui est lié à m atomes X (m est égal ou supérieur à deux)
 - si $m = 1$, on a le diatomique AX qui est nécessairement linéaire
 - la formule générale est AX_mE_n et on considère seulement les cas où $(m+n) \leq 6$ (il est très rare qu'on voit leur somme supérieure à six)
- les doublets libres et liaisons adoptent les géométries suivantes autour de l'atome central:
 - linéaire, si $m + n = 2$
 - trigonale plane, si $m + n = 3$
 - tétraédrique, si $m + n = 4$
 - trigonale bipyramidale, si $m + n = 5$
 - octaédrique, si $m + n = 6$

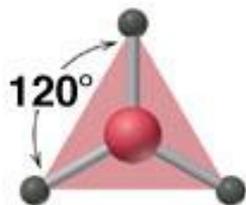
La forme des molécules

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

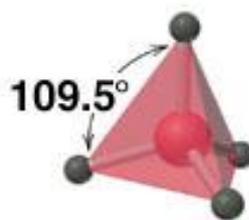
Electron-Group Repulsions and the Five Basic Molecular Shapes



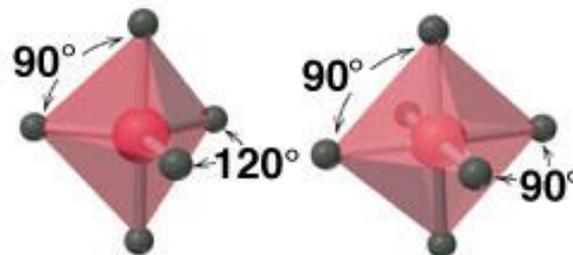
Linear



Trigonal planar



Tetrahedral



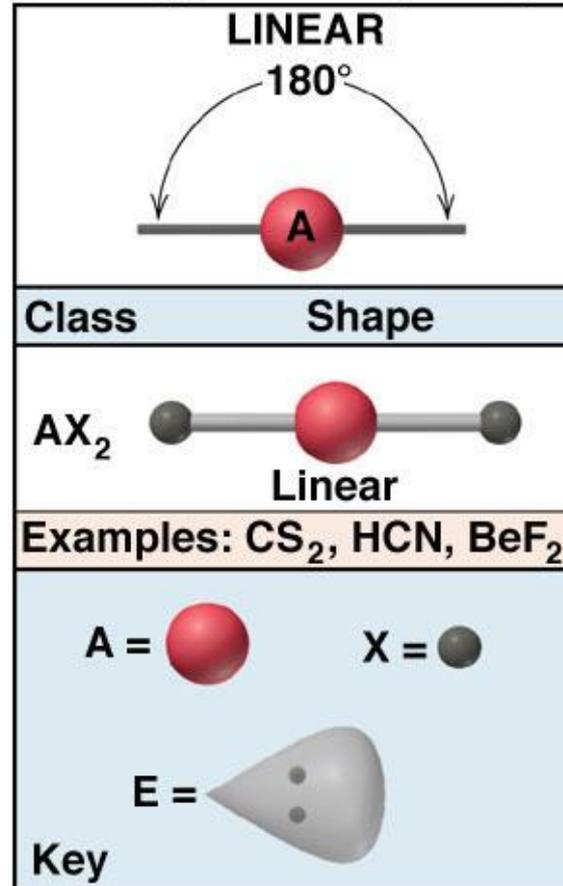
Trigonal bipyramidal

Octahedral

La forme linéaire

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

The Single Molecular Shape of the Linear Electron-Group Arrangement

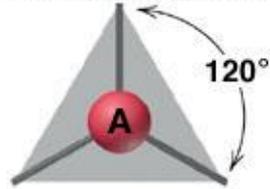
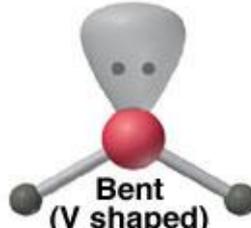


- $m + n = 2$ (et m est forcément deux pour le cas non-trivial)
- afin de minimiser la répulsion entre les deux liaisons, on les place à 180° l'un de l'autre

La forme trigonale plane

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

The Two Molecular Shapes of the Trigonal Planar Electron-Group Arrangement

TRIGONAL PLANAR	
	
Class	Shape
AX_3	 Trigonal planar
Examples: SO_3 , BF_3 , NO_3^- , CO_3^{2-}	
AX_2E	 Bent (V shaped)
Examples: SO_2 , O_3 , $PbCl_2$, $SnBr_2$	

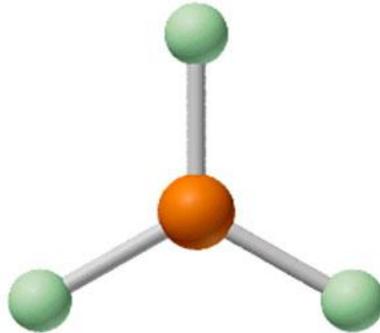
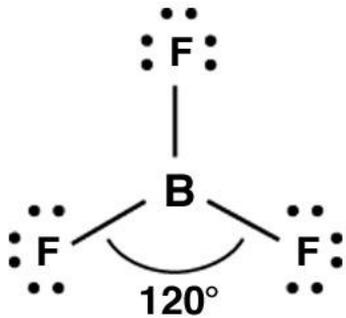
- $m + n = 3$
- afin de minimiser la répulsion entre les liaisons et les doublets libres, on les place à 120° l'un de l'autre, dans un plan

La forme trigonale plane

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

Trigonal Planar Arrangement of BF_3

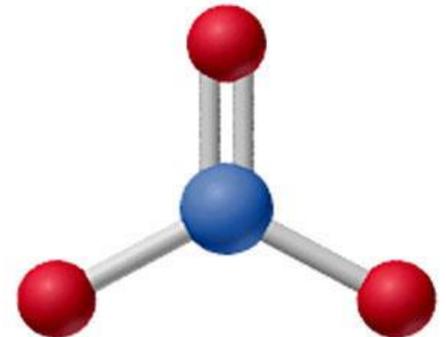
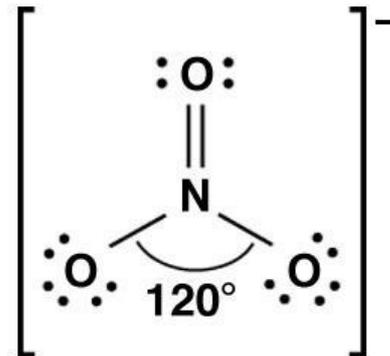
F—B—F angle is 120° :



- dans l'ion nitrate, les trois angles sont tous 120° car l'effet de résonance rend les trois liaisons N-O équivalentes

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

Trigonal Planar Arrangement of NO_3^-



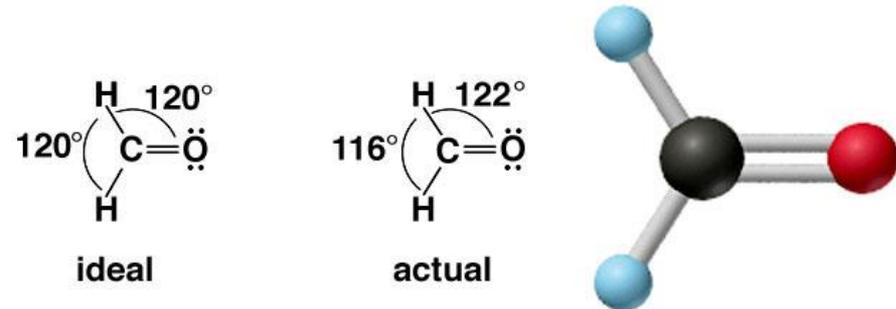
La forme des molécules

- quand on a des liaisons différentes ou des doublets libres, la géométrie idéale est légèrement perturbée car les forces répulsives sont différentes
- en général, les forces répulsives décroissent dans l'ordre suivant:
 - répulsion doublet libre-doublet libre
 - répulsion doublet libre-doublet liant
 - répulsion doublet liant-doublet liant
- autrement dit, les doublets libres sont plus diffus que les doublets liants et demandent “plus d'espace”
 - le doublet liant est plus compact car les deux noyaux attirent ces électrons (plutôt que seulement un noyau dans le cas d'un doublet libre)
 - une liaison triple est légèrement plus diffuse qu'une liaison double qui est à son tour plus diffuse qu'une liaison simple

La forme trigonale plane

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

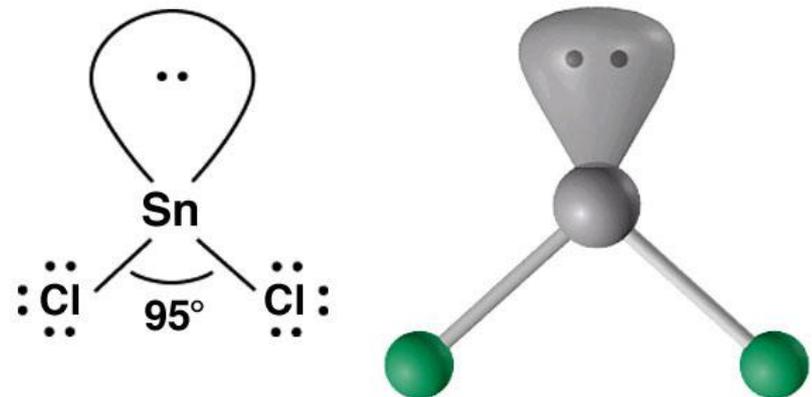
Trigonal Planar Arrangement of CH₂O



- N.B. on néglige les doublets libres quand on décrit la structure d'une molécule, mais on doit tenir compte de ces doublets libres si l'on veut être capable de prédire ou comprendre la structure moléculaire

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

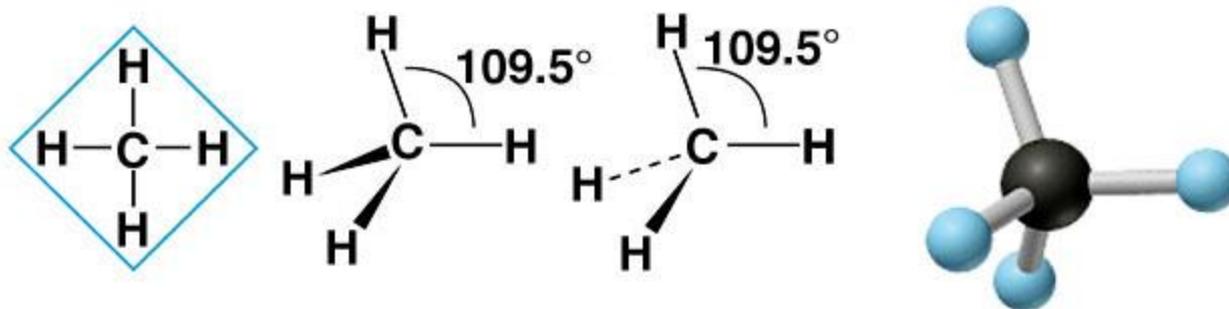
Bent (V shaped) Arrangement of SnCl₂



La forme tétraédrique

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

Tetrahedral Arrangement of Methane

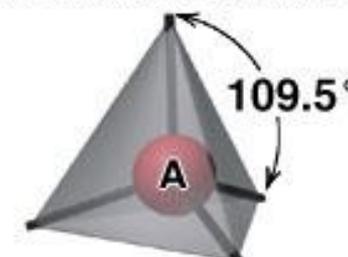
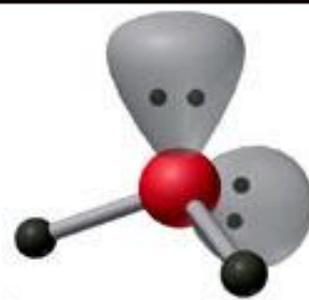


- $m + n = 4$
- afin de minimiser la répulsion entre les liaisons et les doublets libres, on les place à 109.5° l'un de l'autre, dans les coins d'un tétraèdre

La forme tétraédrique

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

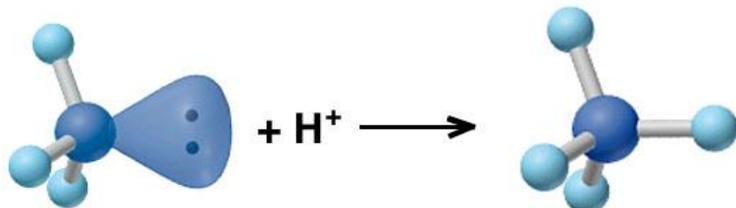
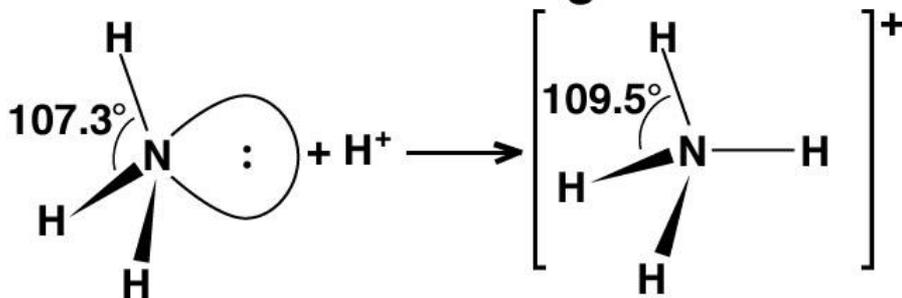
The Three Molecular Shapes of the Tetrahedral Electron-Group Arrangement

Class	Shape
TETRAHEDRAL 	
AX₄	Tetrahedral
Examples: CH₄, SiCl₄, SO₄²⁻, ClO₄⁻	
AX₃E	
Trigonal pyramidal	
Examples: NH₃, PF₃, ClO₃, H₃O⁺	
AX₂E₂	
Bent (V shaped)	
Examples: H₂O, OF₂, SCl₂	

La forme tétraédrique

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

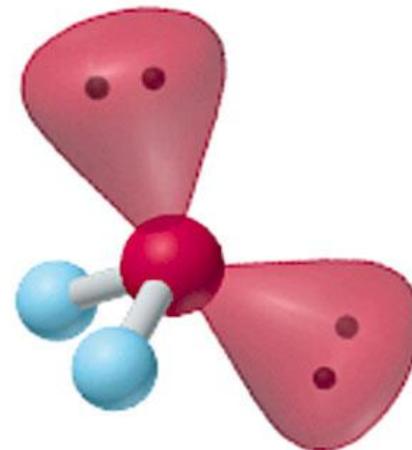
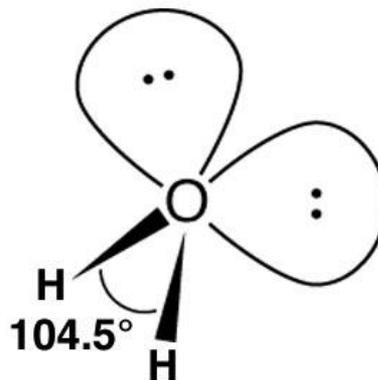
Trigonal Pyramidal Shape of Tetrahedral Arrangement



- dans l'ammoniaque et l'eau, les angles sont plus petits que 109.5° afin d'accommoder les doublets libres diffus

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

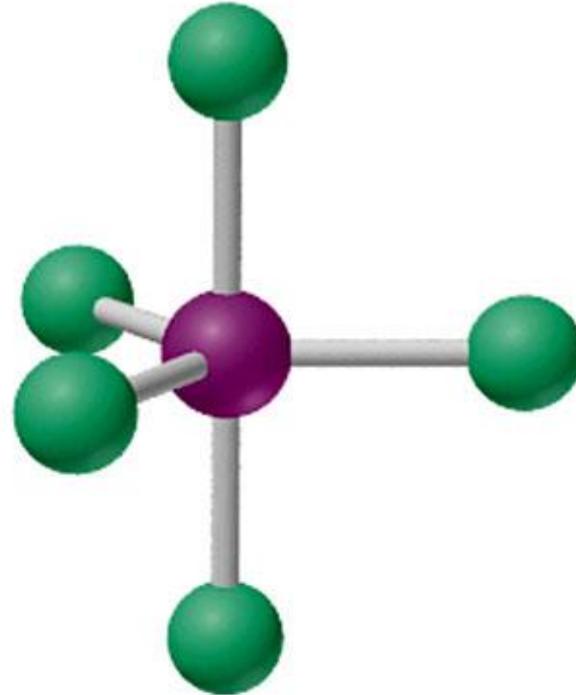
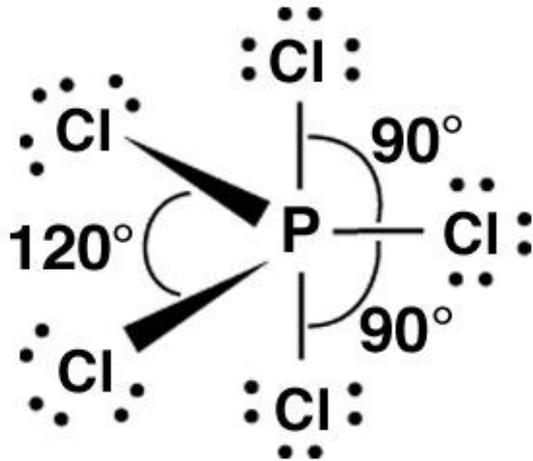
Bent or V Shaped Tetrahedral Arrangement



La forme trigonale bipyramidale

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

Trigonal Bipyramidal Arrangement of PCl_5

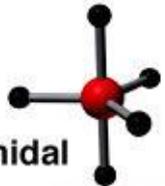


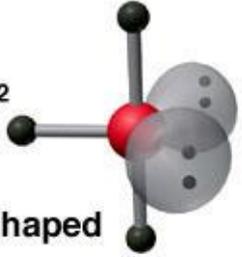
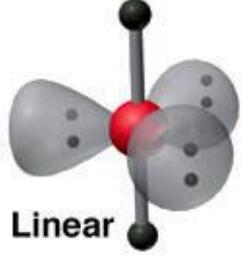
- $m + n = 5$
- afin de minimiser la répulsion entre les liaisons et les doublets libres, on adopte la forme trigonale bipyramidale
- il y a deux types distincts de positions, soient les deux positions axiales et les trois positions équatoriales

La forme trigonale bipyramidale

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

The Four Molecular Shapes of the Trigonal Bipyramidal Electron-Group Arrangement

TRIGONAL BIPYRAMIDAL	
	
Class	Shape
AX_5	
Trigonal bipyramidal	
Examples: PF_5 , AsF_5 , SOF_4	
AX_4E	
Seesaw	
Examples: SF_4 , XeO_2F_2 , IF_4^+ , $IO_2F_2^-$	

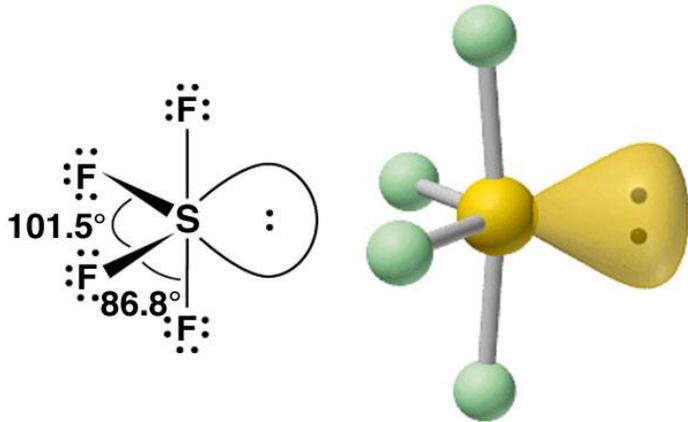
AX_3E_2	
T-shaped	
Examples: ClF_3 , BrF_3	
AX_2E_3	
Linear	
Examples: XeF_2 , I_3^- , IF_2^-	

- les angles entre deux positions équatoriales sont de 120°
- les angles entre une position axiale et une position équatoriale sont de 90°
- un doublet libre préfère occuper une position équatoriale

La forme trigonale bipyramidale

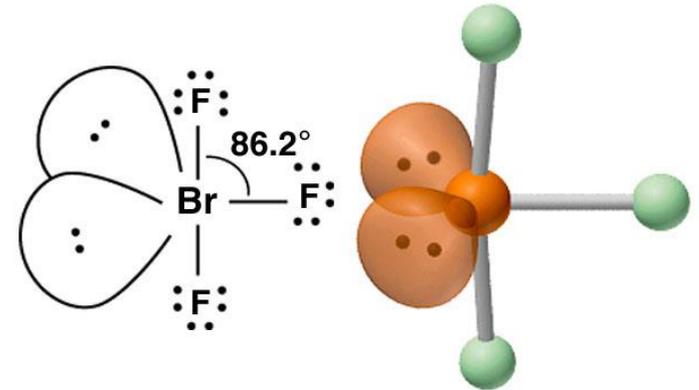
Martin S. Silberberg, *Chemistry: The Molecular Nature of Matter and Change*, 2nd Edition. Copyright © The McGraw-Hill Companies, Inc. All rights reserved.

Seesaw Shape of Trigonal Bipyramidal Arrangement



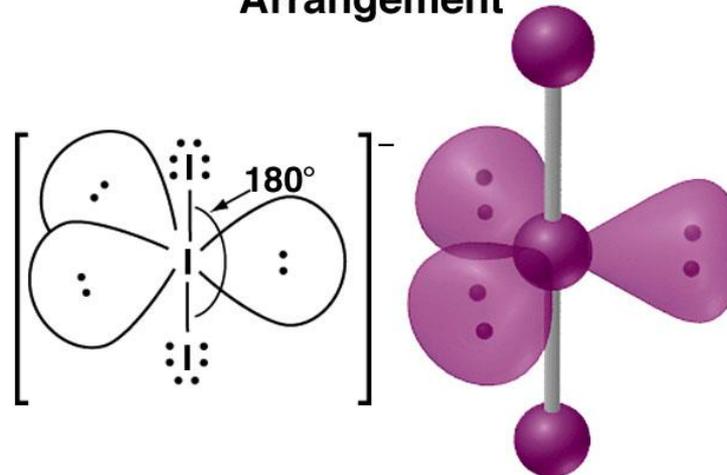
Martin S. Silberberg, *Chemistry: The Molecular Nature of Matter and Change*, 2nd Edition. Copyright © The McGraw-Hill Companies, Inc. All rights reserved.

T Shape of Trigonal Bipyramidal Arrangement



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

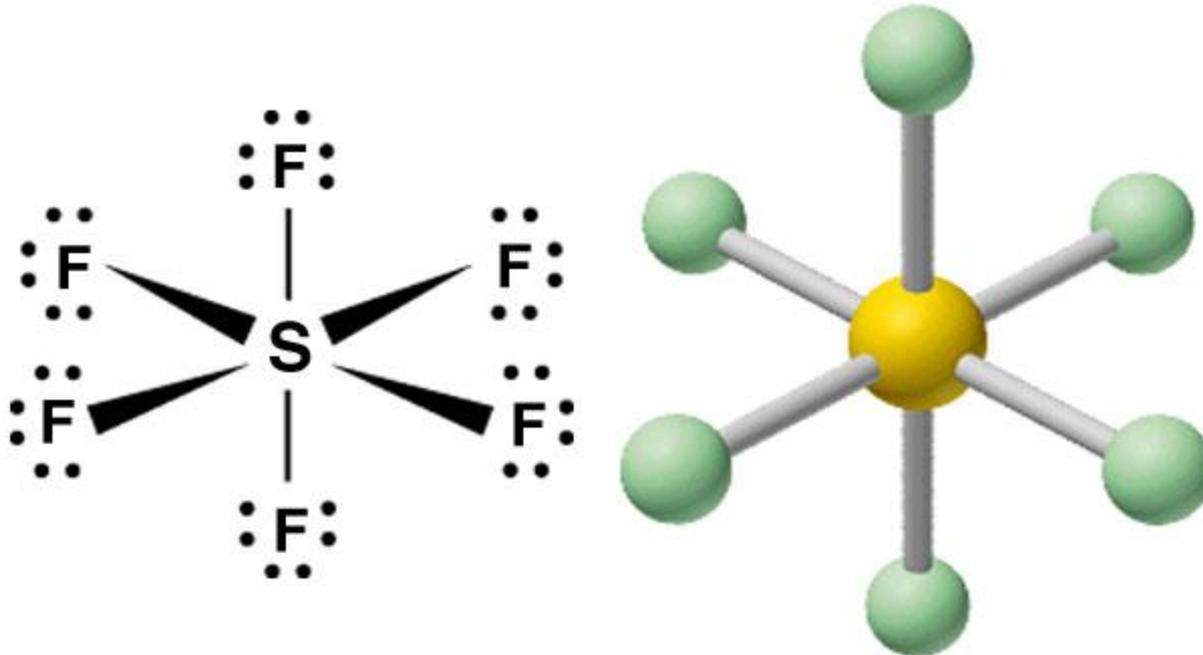
Linear Shape of Trigonal Bipyramidal Arrangement



La forme octaédrique

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

Octahedral Arrangement of SF₆

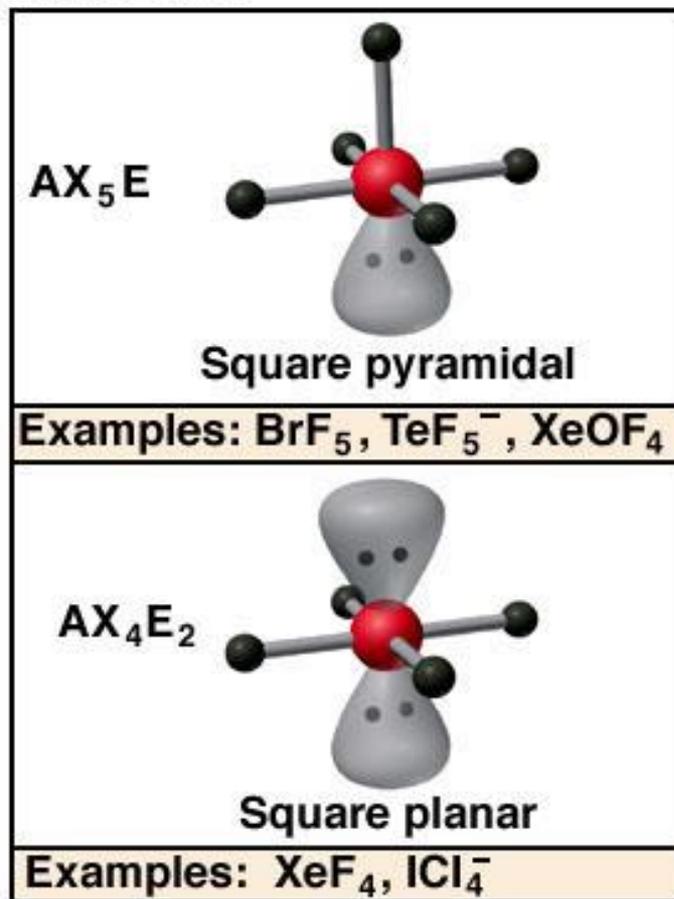
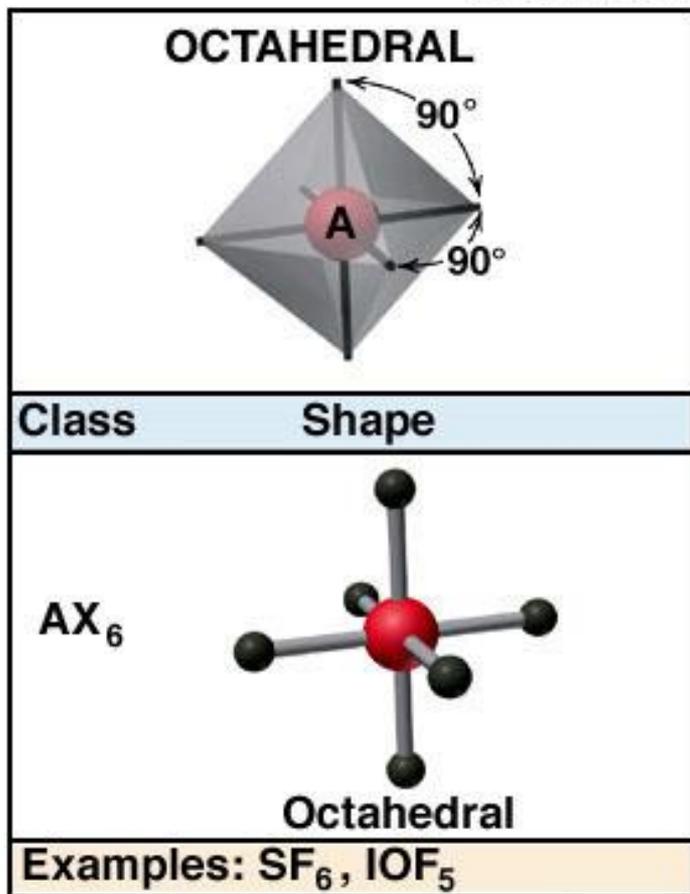


- $m + n = 6$
- afin de minimiser la répulsion entre les liaisons et les doublets libres, on les place à 90° l'un de l'autre dans les coins d'un octaèdre

La forme octaédrique

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

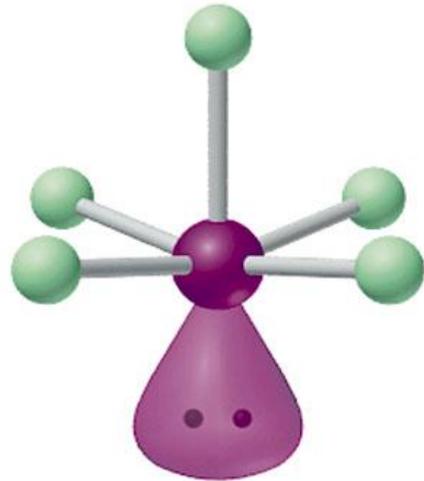
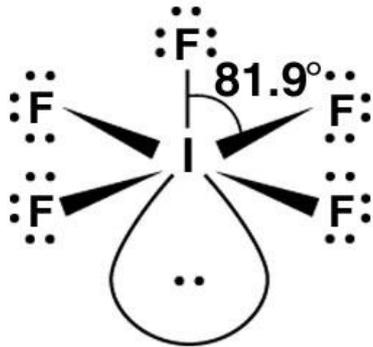
The Three Molecular Shapes of the Octahedral Electron-Group Arrangement



La forme octaédrique

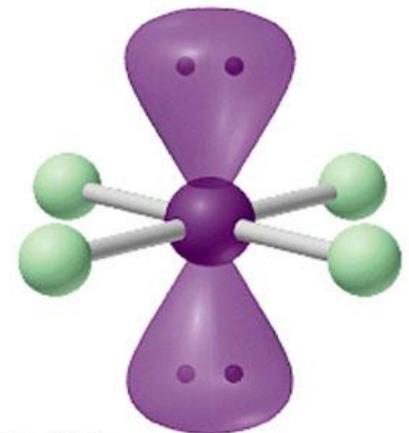
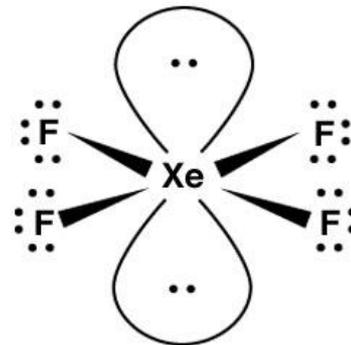
Martin S. Silberberg, *Chemistry: The Molecular Nature of Matter and Change*, 2nd Edition. Copyright © The McGraw-Hill Companies, Inc. All rights reserved.

Square Pyramidal Shape of Octahedral Arrangement



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

Square Planar Shape of Octahedral Arrangement

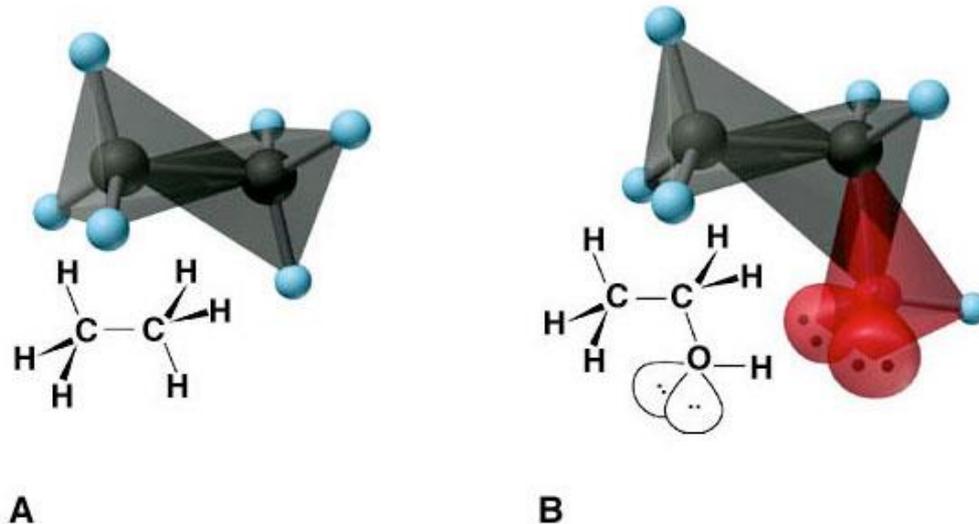


Square planar shape, XeF_4

La forme des molécules qui ont plus d'un atome central

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

The Tetrahedral Centers of Ethane and of Ethanol



- un atome central est un atome qui n'est pas situé à une extrémité d'une molécule polyatomique
- pour une molécule avec plus d'un atome central, on décrit la géométrie autour de chaque atome, un après l'autre, utilisant les mêmes principes que lorsqu'on avait seulement un seul atome central

Les règles à suivre pour appliquer le modèle VSEPR

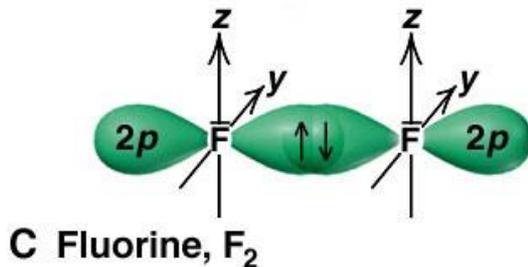
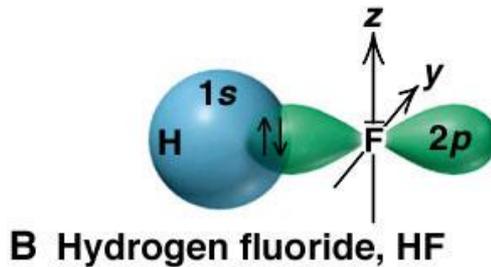
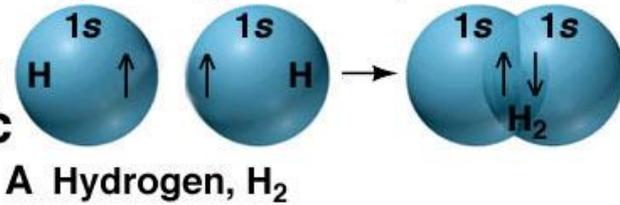
- écrire la structure de Lewis de la molécule, tenant compte des doublets d'électrons qui entourent l'atome central (les doublets libres sur un atome terminal n'influencent pas la géométrie)
- compter les liaisons (m) et les doublets libres (n) autour de l'atome central
 - considérer les liaisons doubles et triples comme des liaisons simples
- une fois $(m+n)$ déterminée, baser la forme moléculaire sur la forme linéaire si $(m+n)=2$, la forme trigonale si $(m+n)=3$, la forme tétraédrique si $(m+n)=4$,
- si on a des doublets libres, les placer dans des positions afin de minimiser les répulsions entre les doublets libres et les autres doublets (ex.; une position équatoriale dans la bipyramide trigonale)
- N.B. il est impossible de prédire exactement les angles des liaisons si on a un ou plusieurs doublets libres ou des liaisons qui ne sont pas toutes identiques

- Dessinez les structures 3D de
 - SF_4 (S est l'atome centrale)
 - IF_4^+
 - IF_4^-
 - IF_2^+
 - IF_2^-

Le modèle de la liaison de valence

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

Orbital Overlap and Spin Pairing in Three Diatomic Molecules

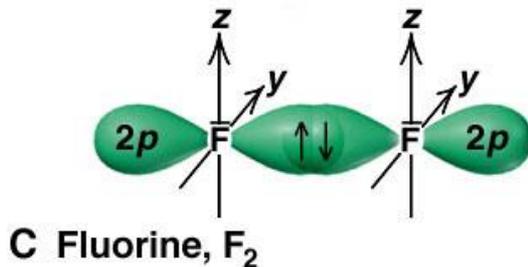
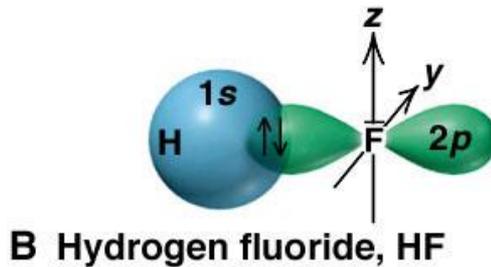
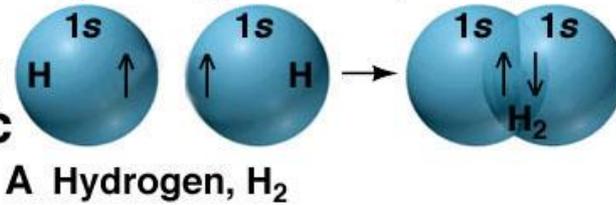


- les structures de Lewis ne peuvent pas expliquer les forces/longueurs relatives des liaisons covalentes (chaque liaison est tout simplement deux électrons partagés entre deux atomes)
- pour aller au-delà de la théorie de Lewis, on utilise le modèle de la liaison de valence (modèle LV)
- le modèle LV 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

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

Orbital Overlap and Spin Pairing in Three Diatomic Molecules



- pour le H₂, 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 F₂, 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

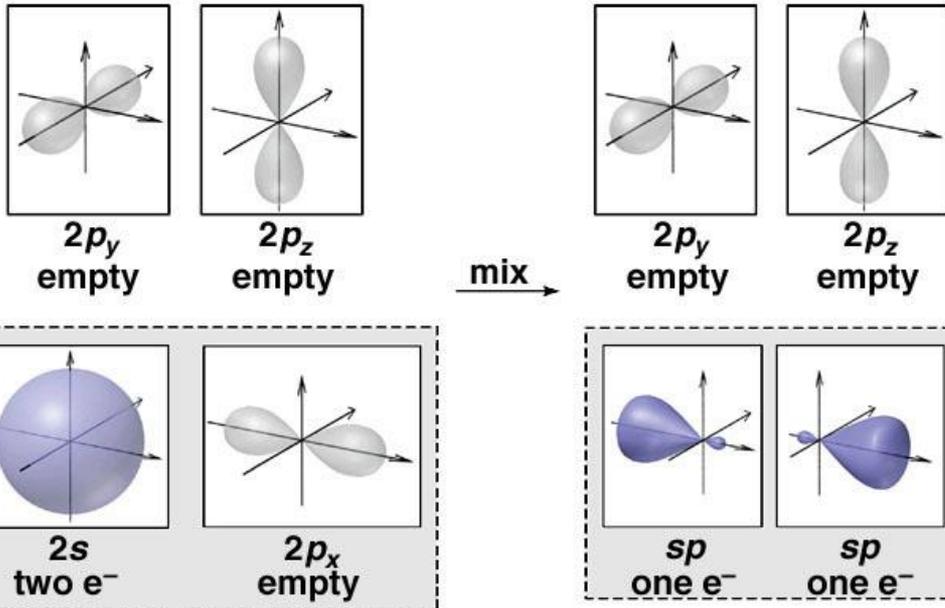
L'hybridation

- expérimentalement, on observe que les quatre liaisons dans le méthane (CH_4) sont équivalentes et qu'elles pointent aux quatre coins d'un tétraèdre
 - ceci ne correspond pas à la notion qu'on a d'une orbitale 2s et de trois orbitales 2p sur le C car on s'attendrait à avoir une liaison différente (celle qui implique l'orbitale 2s du C) parmi les quatre
 - également, on voudrait avoir des orbitales qui pointent aux quatre coins d'un tétraèdre plutôt que selon les axes x, y, et z
 - on utilise le concept d'hybridation pour expliquer la géométrie tétraédrique autour du C
- l'hybridation est la combinaison d'orbitales atomiques d'un atome pour former un ensemble de nouvelles orbitales atomiques, soit des orbitales hybrides
- dans le modèle LV, les orbitales hybrides, qui sont des orbitales atomiques obtenues quand deux ou plusieurs orbitales non-équivalentes d'un même atome se combinent, servent à la formation de liaisons covalentes

L'hybridation sp

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

Orbital Box Diagram with Orbital Contours

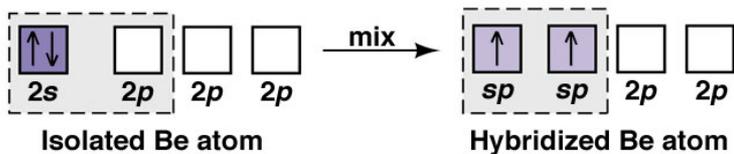


- l'hybridation sp est utilisée pour décrire les liaisons covalentes autour de l'atome central dans une molécule linéaire
- une excitation d'un électron de l'orbitale s à une orbitale p est nécessaire afin qu'on puisse, dans chaque liaison, coupler un électron de l'atome central avec un électron de l'atome terminal
- cette dépense d'énergie est compensée par l'énergie libérée lors de la formation des deux liaisons

L'hybridation sp

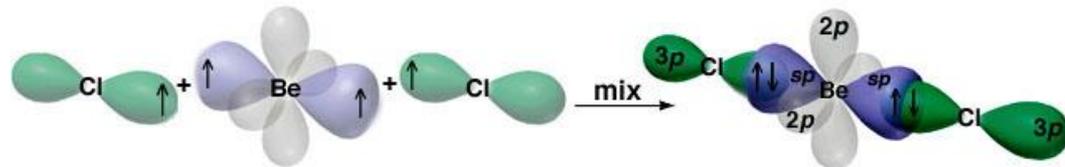
Martin S. Silberberg, *Chemistry: The Molecular Nature of Matter and Change*, 2nd Edition. Copyright © The McGraw-Hill Companies, Inc. All rights reserved.

Orbital Box Diagram for Hybridization in Be



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

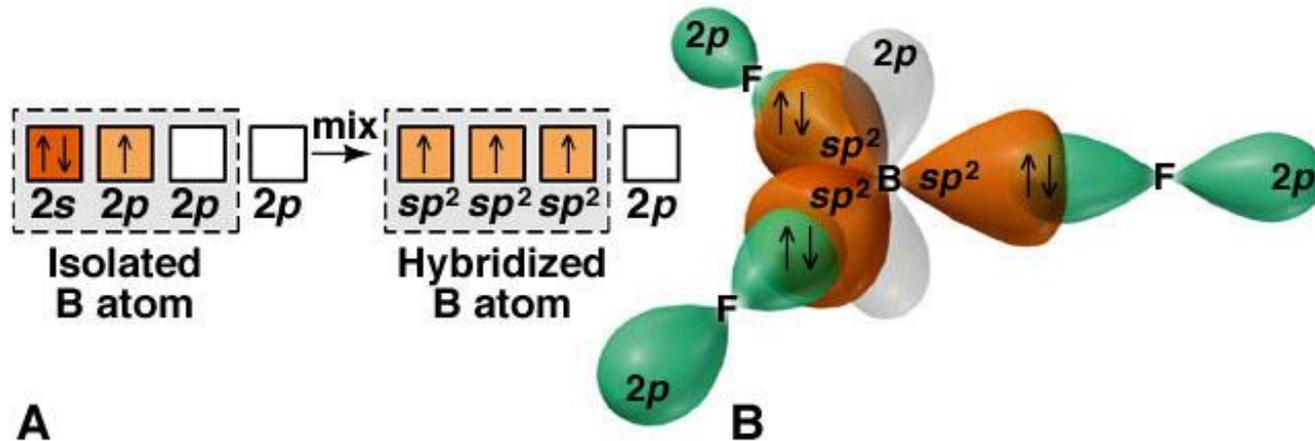
The sp Hybrid Orbitals in Gaseous BeCl_2



L'hybridation sp^2

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

The sp^2 Hybrid Orbitals in BF_3

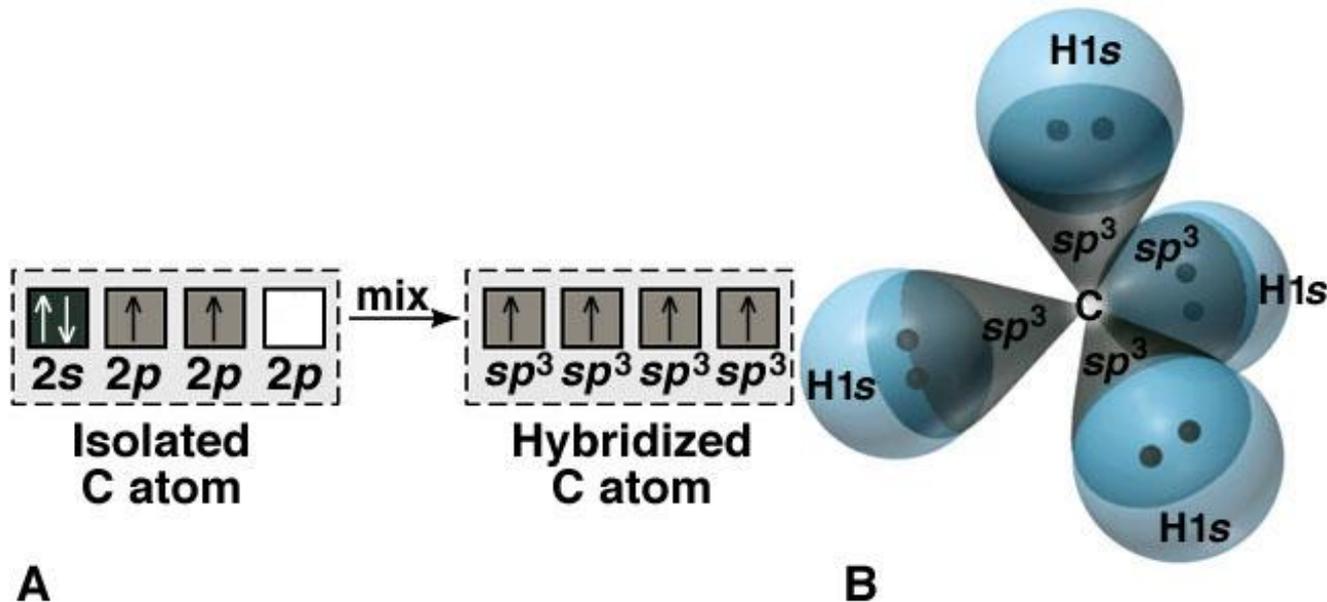


- l'hybridation sp^2 est utilisée pour décrire les liaisons covalentes autour de l'atome central dans une molécule trigonale plane
- pour former trois liaisons, on doit exciter un électron de l'orbitale s à une orbitale p vide

L'hybridation sp^3

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

The sp^3 Hybrid Orbitals in CH_4

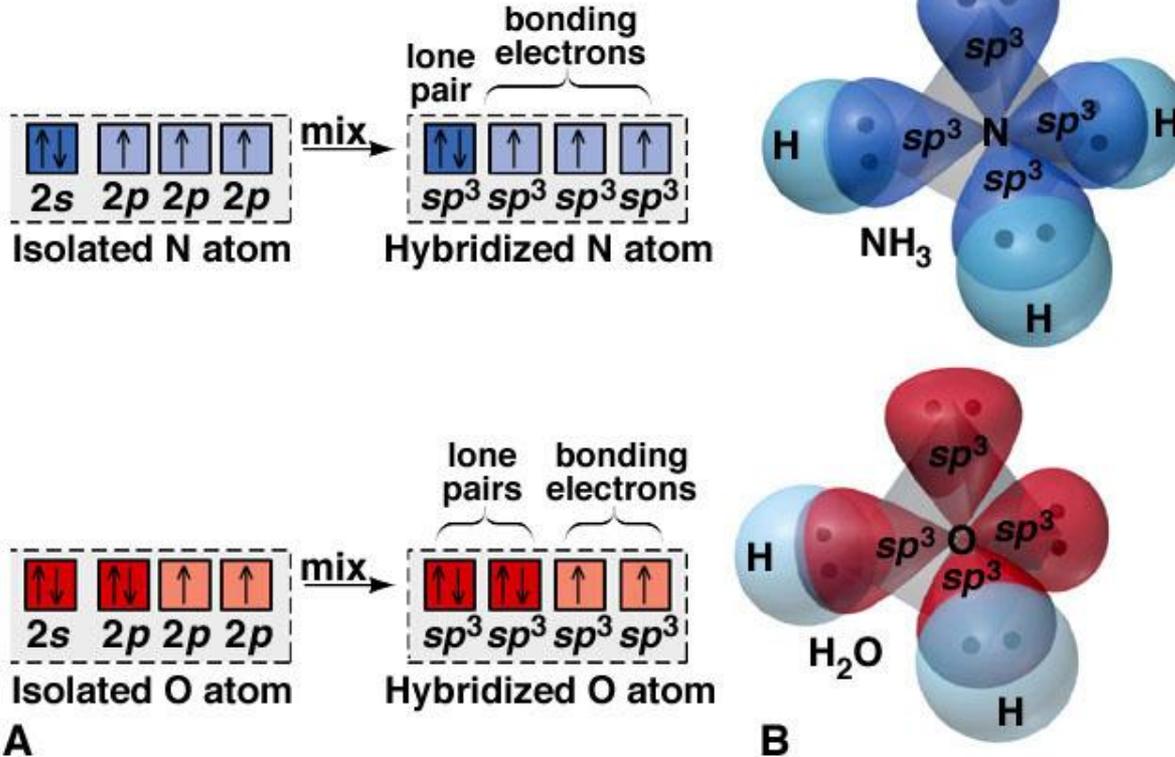


- l'hybridation sp^3 est utilisée pour décrire les liaisons covalentes autour de l'atome central dans une molécule tétraédrique
- pour former quatre liaisons, on doit exciter un électron de l'orbitale s à une orbitale p vide

L'hybridation sp^3

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

The sp^3 Hybrid Orbitals in NH_3 and H_2O

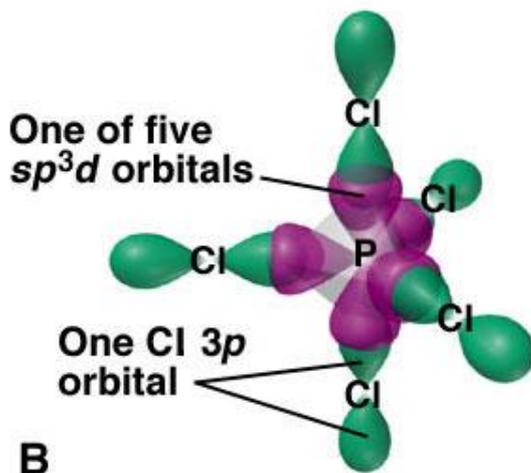
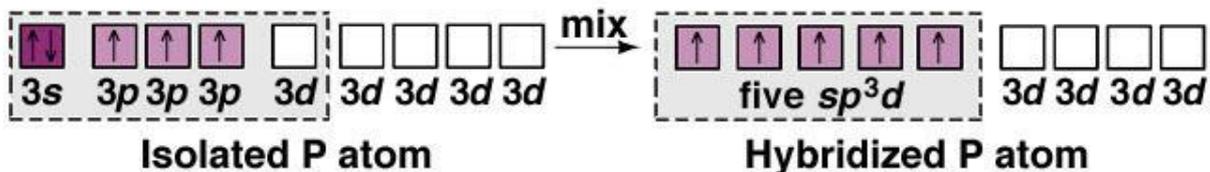


- dans des molécules comme l'ammoniac et l'eau, on peut dire que les atomes N et O sont hybridés sp^3 et que les doublets libres sont des orbitales hybrides sp^3 doublement occupés (et qui ne peuvent donc pas former des liaisons covalentes)

L'hybridation sp^3d

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

The sp^3d Hybrid Orbitals in PCl_5

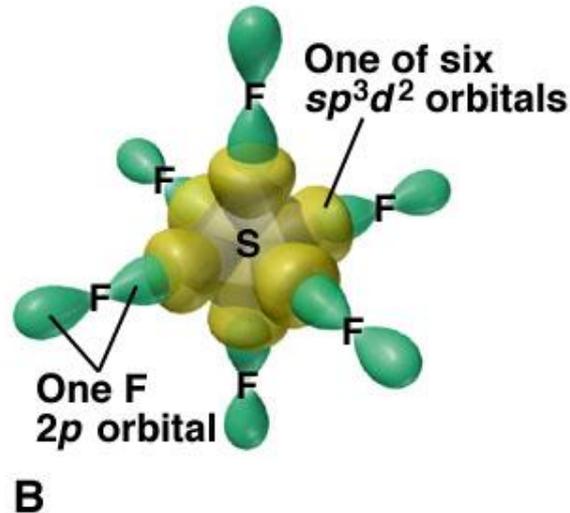
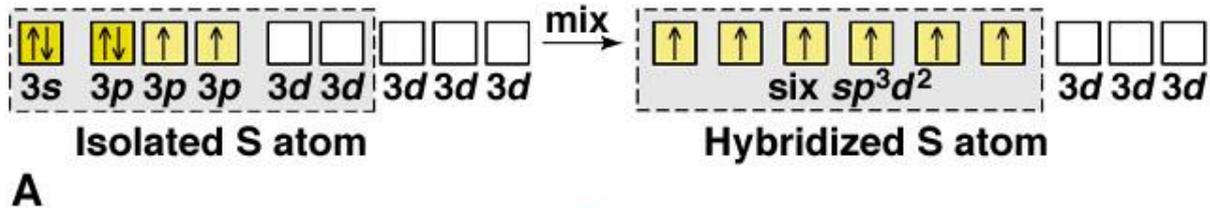


- l'hybridation sp^3d est utilisée pour décrire les liaisons covalentes autour de l'atome central dans une molécule trigonale bipyramidale
- pour former cinq liaisons, on doit exciter un électron de l'orbitale s à une orbitale d vide

L'hybridation sp^3d^2

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

The sp^3d^2 Hybrid Orbitals in SF_6

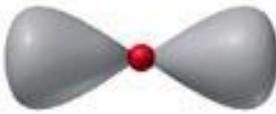
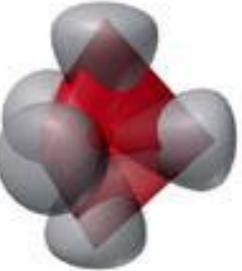


- l'hybridation sp^3d^2 est utilisée pour décrire les liaisons covalentes autour de l'atome central dans une molécule octaédrique
- pour former six liaisons, on doit exciter un électron de l'orbitale s à une orbitale d vide et un électron de l'orbitale p à une orbitale d vide

L'hybridation

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

Table 11.1 Composition and Orientation of Hybrid Orbitals

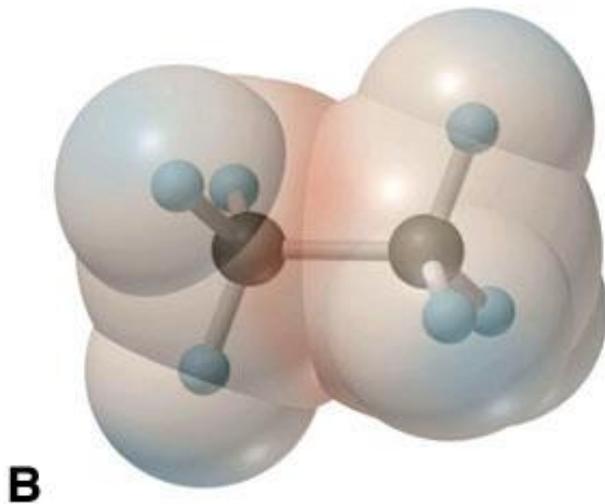
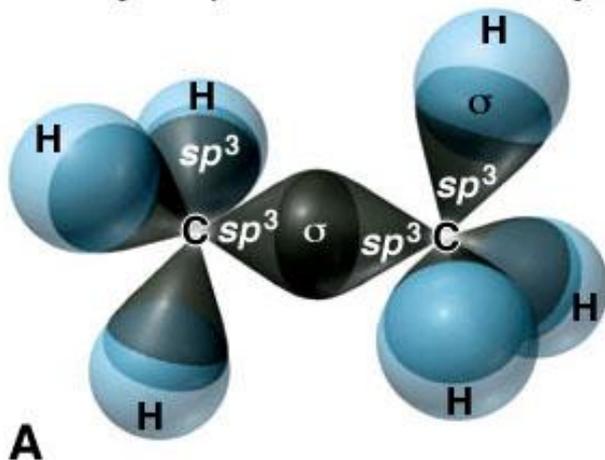
	Linear	Trigonal Planar	Tetrahedral	Trigonal Bipyramidal	Octahedral
Atomic orbitals mixed	one <i>s</i> one <i>p</i>	one <i>s</i> two <i>p</i>	one <i>s</i> three <i>p</i>	one <i>s</i> three <i>p</i> one <i>d</i>	one <i>s</i> three <i>p</i> two <i>d</i>
Hybrid orbitals formed	two <i>sp</i>	three <i>sp</i> ²	four <i>sp</i> ³	five <i>sp</i> ³ <i>d</i>	six <i>sp</i> ³ <i>d</i> ²
Unhybridized orbitals remaining	two <i>p</i>	one <i>p</i>	none	four <i>d</i>	three <i>d</i>
Orientation					

L'hybridation

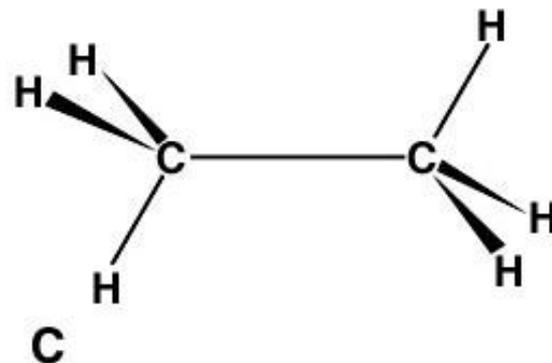
- le concept d'hybridation est utilisé pour expliquer les géométries observées, i.e., on n'utilise pas l'hybridation pour prédire une géométrie
- le concept d'hybridation ne s'applique pas aux atomes isolés (on l'utilise pour expliquer le schéma des liaisons dans une molécule)
- l'hybridation est la 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 compensée 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)

L'hybridation

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



The σ Bonds in Ethane (C_2H_6)

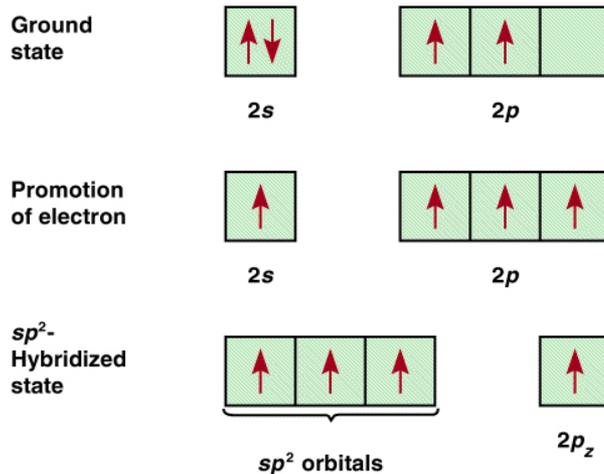


- dans une molécule avec plus de un atome central, l'hybridation peut être utilisée pour décrire les liaisons autour de chaque atome central

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

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

sp^2 Hybridization of a Carbon Atom



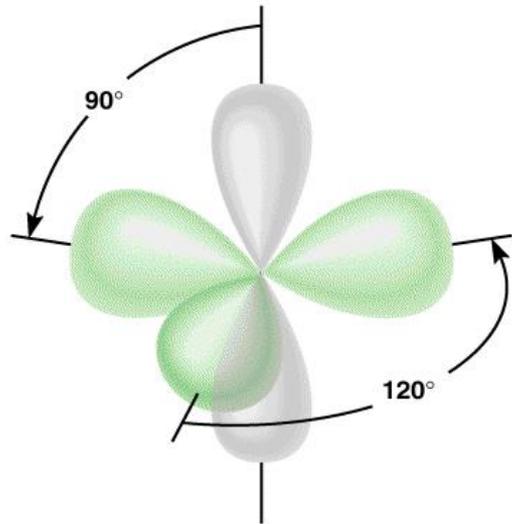
- le concept d'hybridation est également utile dans le cas des molécules qui ont des liaisons doubles et triples
- prenant l'éthylène (C_2H_4) comme exemple:
 - on a une liaison double entre les deux carbones
 - chaque carbone est impliqué dans trois liaisons et possède aucun doublet libre
 - la structure 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

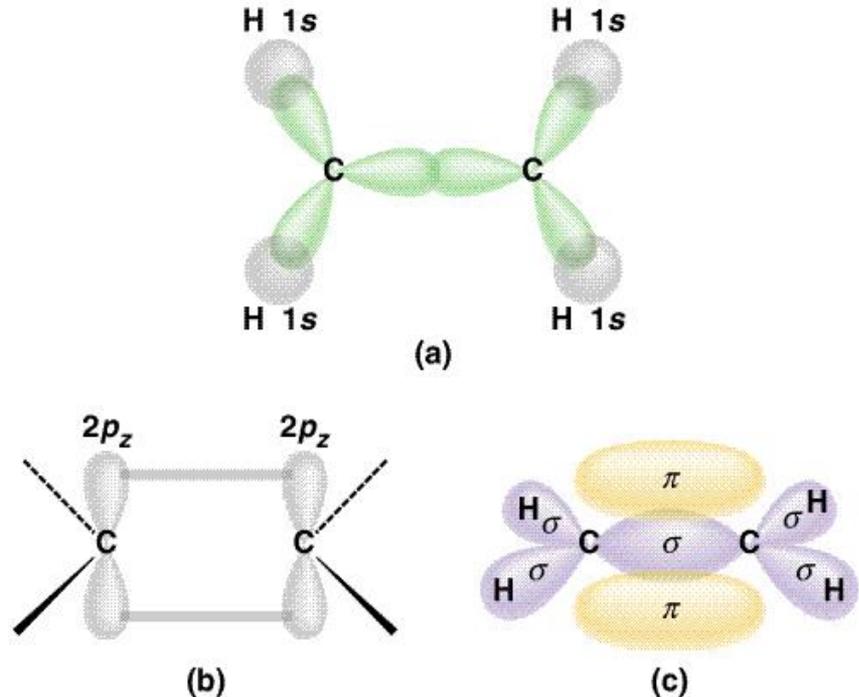
Copyright © The McGraw-Hill Companies, Inc. Permission required for reproduction or display.

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

$2p_z$ Orbital Is Perpendicular to the Plane of the Hybrid Orbitals



Bonding in Ethylene

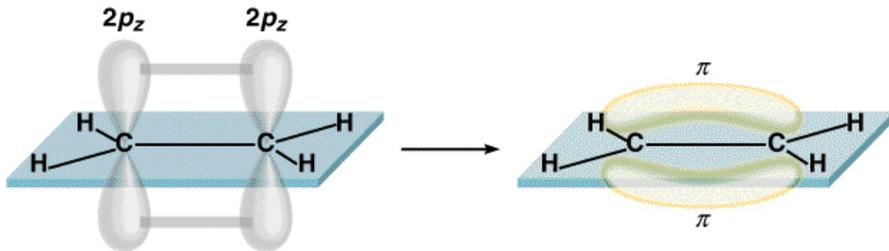


- les trois orbitales sp^2 de chaque carbone forment une liaison C-C et quatre liaisons C-H
- les orbitales $2p_z$ se recouvrent dans une façon latérale afin de former une deuxième liaison C-C

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

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

Pi Bond Formation in the Ethylene Molecule

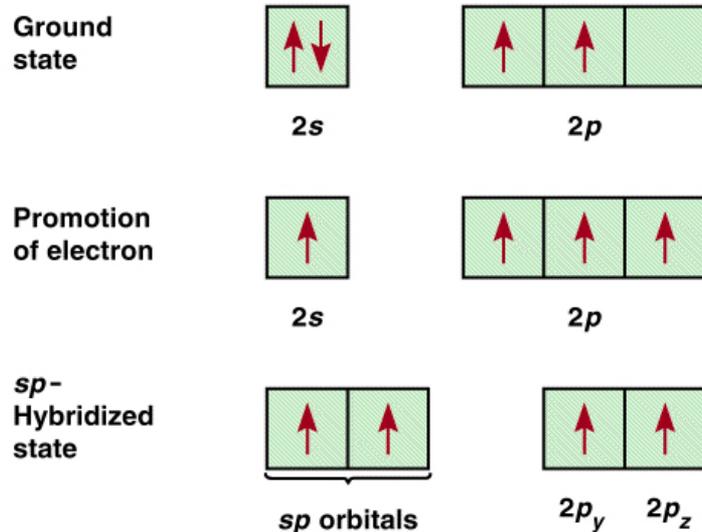


- une liaison σ est une liaison covalente formée par le recouvrement des extrémités des orbitales
 - le nuage électronique se concentre entre les noyaux des atomes liés
 - les liaisons formées par les orbitales hybrides sp^2 sont des liaisons σ
- une liaison π est une liaison covalente formée par le 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

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

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

***sp* Hybridization of a Carbon Atom**

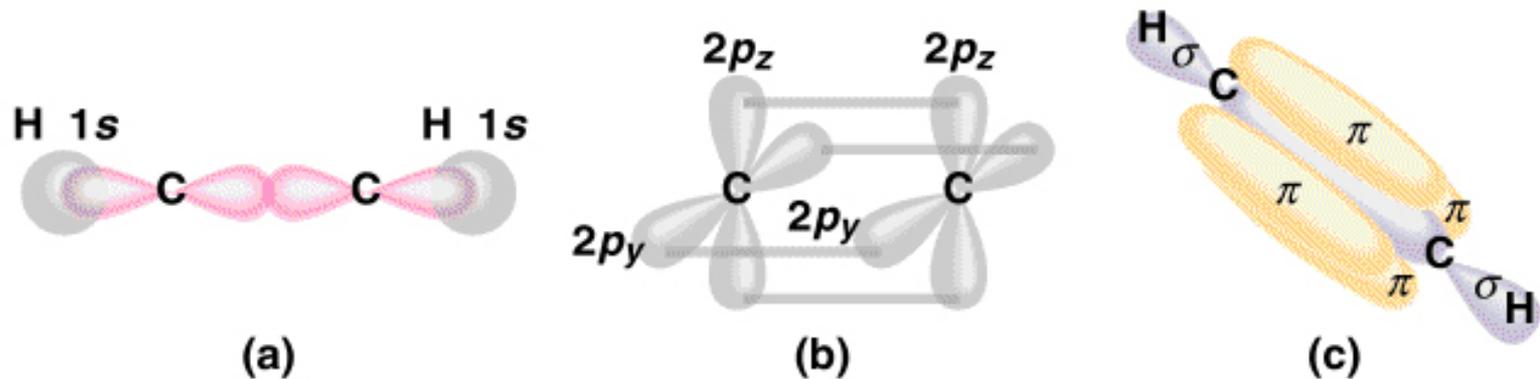


- la structure de Lewis pour l'acétylène (C₂H₂) indique qu'il y a une liaison triple entre les deux carbonnes
 - chaque carbone est impliqué dans deux liaisons et ne possède pas de doublets libres
 - la structure autour de chaque carbone est donc linéaire
 - l'hybridation de chaque carbone est donc *sp*
 - un électron se situe dans chaque orbitale hybride *sp* et dans chaque orbitale p pure (2p_y et 2p_z dans notre exemple)

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

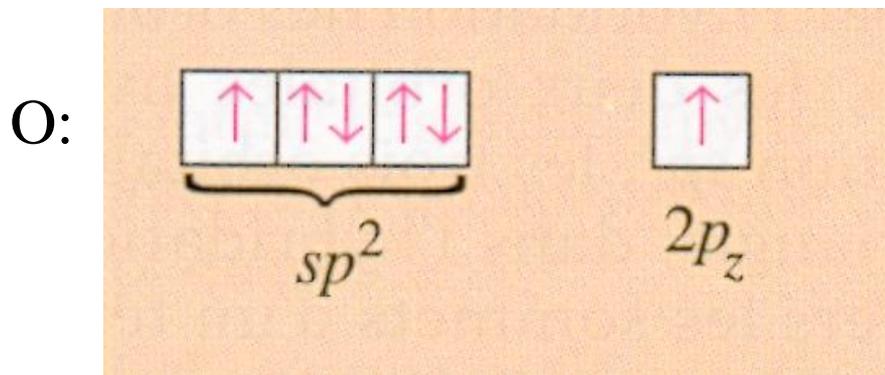
Copyright © The McGraw-Hill Companies, Inc. Permission required for reproduction or display.

Bonding in Acetylene



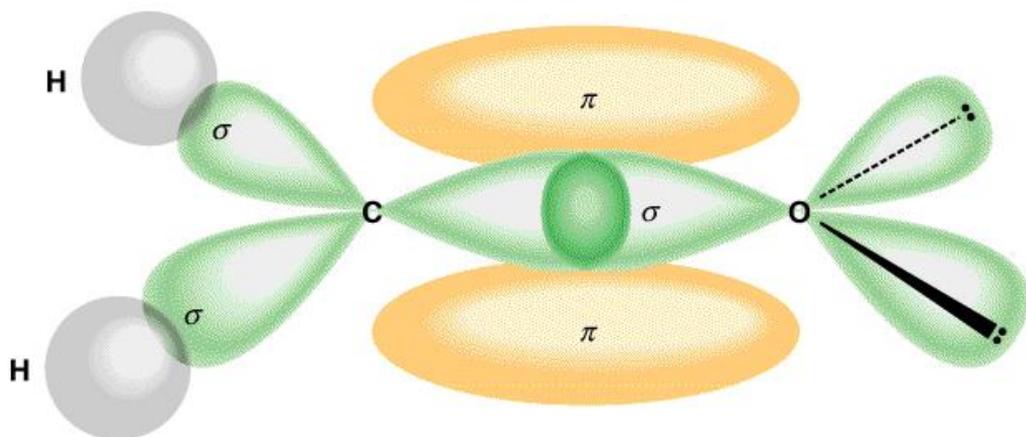
- les orbitales hybrides sp forment une liaison σ C-C et deux liaisons σ C-H
- les orbitales 2p_y et 2p_z forment deux liaisons π entre les deux carbonnes

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



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

Bonding in the Formaldehyde Molecule



- les principes qu'on a vus pour les liaisons doubles et triples entre deux atomes de carbone s'appliquent 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)