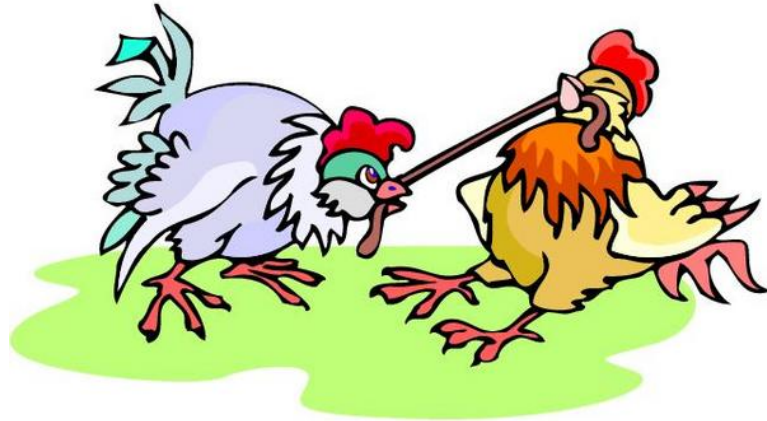
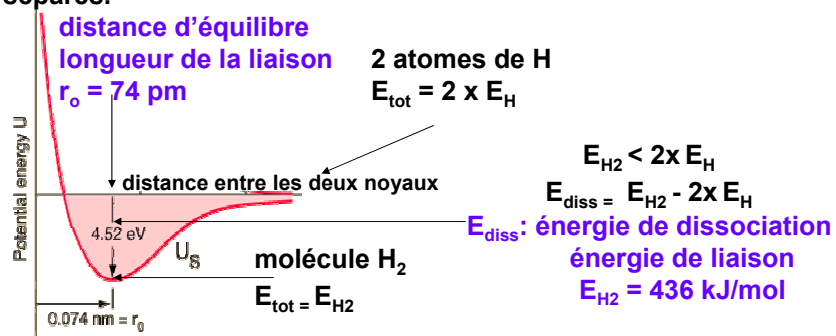


## 5. Les liaisons chimiques



### Les liaisons chimiques et l'énergie électronique

Une **liaison chimique** entre deux atomes est formée si le système qui résulte est plus stable (a une énergie plus basse) que celle des deux atomes séparés.



Ça peut être achevé:

- par un **transfert complet** d'un ou de plusieurs électrons: **liaison ionique**
- si deux atomes **partagent** 2 électrons (chacun contribue un): **liaison covalente**
- si deux atomes **partagent** 2 électrons (un contribue 2 et l'autre 0): **liaison covalente de coordinence**
- si tous les atomes **partagent** des électrons entre eux: **liaison métallique**

## Les liaisons chimiques et la structure électronique des atomes

1. Les liaisons chimiques sont dues aux réarrangements des **électrons de valence** des atomes.
2. La structure électronique d'un atome est donnée par sa position dans le tableau périodique.

⇒ on peut prévoir le type et le nombre des liaisons chimiques qui sont formés par un atome de sa position dans le tableau périodique.

Les propriétés chimiques d'un atome sont données par sa position dans le tableau périodique

métaux alcalins  
 métaux alcalino-terreux  
 métaux de transition  
 métaux pauvres  
 métalloïde  
 Non-métaux  
 halogènes  
 gaz nobles  
 lanthanides et actinides

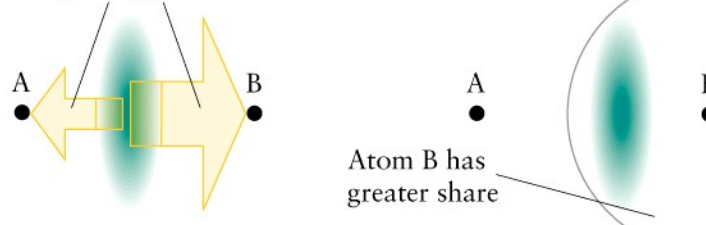
Tableau périodique des éléments classés par groupes chimiques :

- Alcalins :** Li, Na, K, Rb, Cs, Fr
- Alcalino-terreux :** Be, Mg, Ca, Sr, Ba, Ra
- Métaux de transition :** Sc, Ti, V, Cr, Mn, Fe, Co, Ni, Cu, Zn, Ga, Ge, As, Se, Br, Kr
- Métaux pauvres :** Al, Si, P, S, Cl, Ar
- Métalloïdes :** B, C, N, O, F
- Non-métaux :** H, He
- Halogènes :** I, At
- Gaz nobles :** Ne, Xe, Rn
- Lanthanides et Actinides :** La, Ce, Pr, Nd, Pm, Sm, Eu, Gd, Tb, Dy, Ho, Er, Tm, Yb, Lu, Ac, Th, Pa, U, Np, Pu, Am, Cm, Bk, Cf, Es, Fm, Md, No, Lr

## Les différences en électronégativité $\Delta EN$

Dans ce chapitre on va discuter les interactions entre les atomes et les **types principales des liaisons chimiques**. Dans ce contexte, la capacité relative des atomes d'attirer des électrons lors de la formation d'une liaison chimique, ça veut dire la **différence en électronégativité** entre les atomes qui constituent la liaison joue un rôle central.

Relative pulling power of atom



Si deux (ou plusieurs) atomes s'approchent, leurs nuages électroniques commencent à interagir. Il y a des scénarios différents qui sont possibles :

- il y a une **répulsion** (pour les couches complètes)
  - les électrons peuvent changer propriétaire
  - les atomes peuvent partager des électrons
- } **attraction forte**  
 (une **liaison chimique**)

## Les différences en électronégativité $\Delta EN$

Considérez deux atomes A et B:

Il y a trois possibilités différentes:

- 1<sup>ère</sup> cas:  
un des deux atomes a une grande tendance de donner des électrons et l'autre a une grande tendance de les accepter,  $|\Delta EN_{AB}| \gg 0$   
⇒ un ou plusieurs électrons changent propriétaire en formant des ions, 'liaison ionique'
- 2<sup>ème</sup> cas:  
les deux atomes aiment accepter des électrons (les deux ont une électronégativité haute et comparable) ⇒ ils partagent deux électrons 'liaison covalente'  
 $|\Delta EN_{AB}| \cong 0$  (liaison covalente non polaire);  $|\Delta EN_{AB}| > 0$  (liaison covalente polaire)
- 3<sup>ème</sup> cas:  
les deux atomes aiment donner des électrons (les deux ont une EN basse)  
⇒ plusieurs atomes donnent leurs électrons de valence en formant un pool d'électrons qui sont partagés par tous les atomes  
 $|\Delta EN_{AB}| \cong 0$  (et EN petite) 'liaison métallique'

## Quiz IX

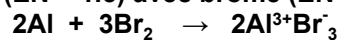
- 1) Quel type de liaison chimique attendez-vous entre des atomes de chlore?  
A) ionique  
B) covalente  
C) métallique
- 2) Quel type de liaison est formé si un atome d'iode et un atome de potassium se rencontrent?  
A) ionique  
B) covalente  
C) métallique
- 3) Quel type de liaison chimique est présente dans la molécule  $Al_2$ ?  
A) covalente  
B) ionique  
C) métallique
- 4) Quel type de liaison chimique est présent dans le solide aluminium?  
A) covalente  
B) ionique  
C) métallique

## Quiz IX (continué)

- 5) Quel type de liaison chimique est principalement présent dans la composée  $\text{BaCl}_2$ ?
- A) ionique
  - B) covalente
  - C) métallique
- 2) Quel type de liaison chimique est principalement présent dans la molécule  $\text{O}_3$  (ozone)?
- A) ionique
  - B) covalente
  - C) métallique
- 3) Quel type de liaison chimique est présente dans la molécule  $\text{CsAu}$ ?
- A) covalente
  - B) ionique
  - C) métallique
- 4) Quel type de liaison chimique est présent dans une composée  $\text{CuSn}$ ?
- A) covalente
  - B) ionique
  - C) métallique

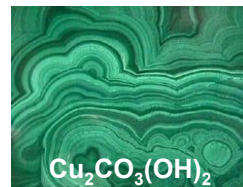
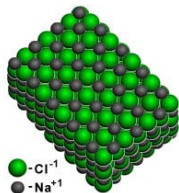
## La liaison ionique: transfert complet des électrons $\Delta\text{EN}_{\text{AB}} \gg 0$ (entre métaux et non-métaux)

Réaction d'aluminium (EN = 1.5) avec brome (EN = 2.8) ( $\Delta\text{EN} = 1.3$ ):

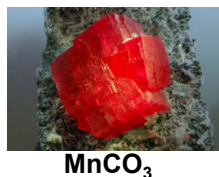


<http://www.cci.ethz.ch/mainmov.html?expnum=26&ismovie=0&picnum=-1&control=0&language=1&exchap=17+-1&exlist=-1>

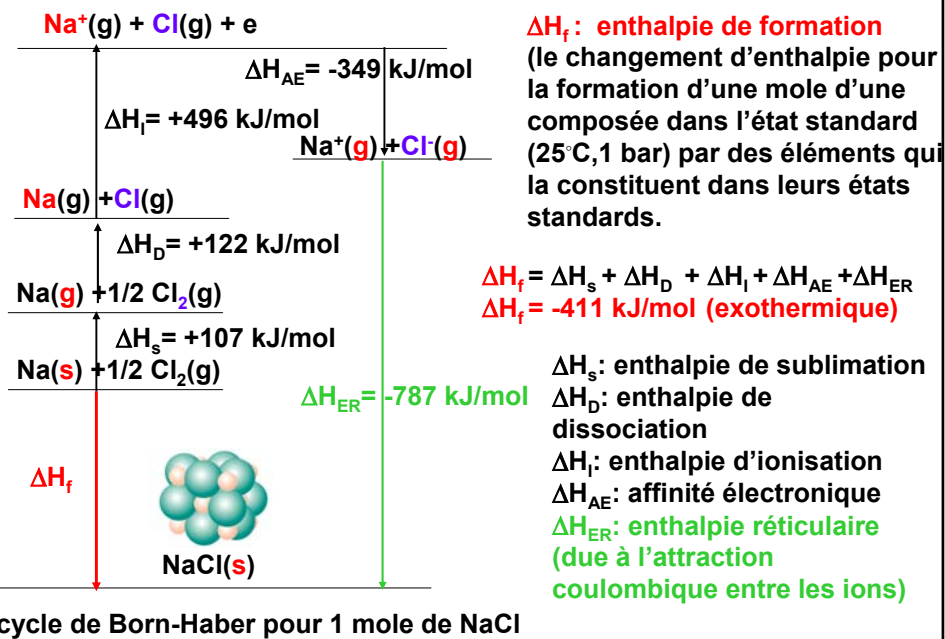
### cristaux ioniques



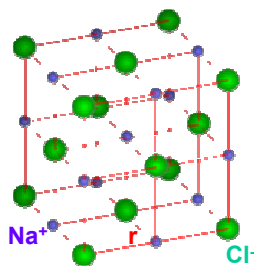
### Cristallo- génèse



## Énergies associées à la formation des composées ioniques



## l'énergie de réseau



NaCl

- r**: distance Na<sup>+</sup>-Cl<sup>-</sup>
- q<sub>1</sub>**: charge de cation (q<sub>1</sub> = +1e)
- q<sub>2</sub>**: charge d'anion (q<sub>2</sub> = -1e)
- ε<sub>0</sub>**: constante diélectrique du vide (ε<sub>0</sub> = 8.8542x10<sup>-12</sup> As/Vm)

$$E^R = \frac{q_1 q_2}{4\pi\epsilon_0} \left( \frac{6}{r} - \frac{12}{r\sqrt{2}} + \frac{8}{r\sqrt{3}} - \frac{6}{r\sqrt{4}} + \dots \right)$$

$$M = 6 - \frac{12}{\sqrt{2}} + \frac{8}{\sqrt{3}} - \frac{6}{\sqrt{4}} + \dots$$

**M**: constante de Madelung (facteur géométrique du réseau)

**M(NaCl) = 1.74756**

$$E^R = \frac{q_1 q_2}{4\pi\epsilon_0 r} M$$

**L'énergie de réseau**

## Réseaux cristallins et mailles élémentaires

### réseau cristallin:

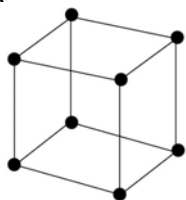
Un solide cristallin est constitué par la répétition périodique dans les 3 dimensions de l'espace d'un motif atomique, ionique ou moléculaire, appelé **maille**. La périodicité de la structure d'un cristal est donc représentée par un ensemble de points régulièrement disposés. Cet ensemble est appelé *réseau cristallin*.

### maille élémentaire

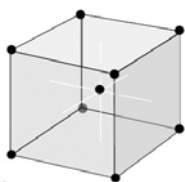
Une *maille élémentaire* est une maille minimale du réseau cristallin ; c'est-à-dire que la répétition de cette maille dans les 3 dimensions suffit à reproduire l'entière du réseau.

### Types des mailles élémentaires

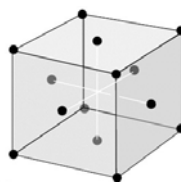
primitif (P)  
(1 atome/maille)



centré (I)  
(2 atomes/maille)

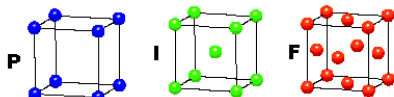


à face centrée (F,C)  
(4 atomes/maille)

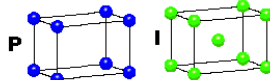


## Les 14 réseaux cristallins de Bravais

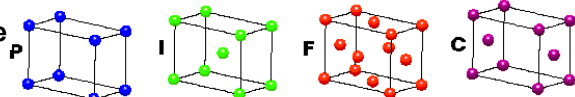
**cubique**  
 $a = b = c$   
 $\alpha = \beta = \gamma = 90^\circ$



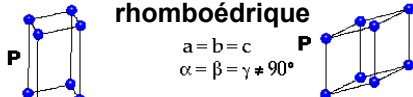
**tétragonal**  
 $a = b \neq c$   
 $\alpha = \beta = \gamma = 90^\circ$



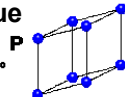
**orthorhombique**  
 $a \neq b \neq c$   
 $\alpha = \beta = \gamma = 90^\circ$



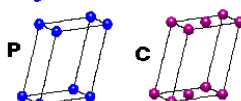
**HEXAGONAL**  
 $a = b \neq c$   
 $\alpha = \beta = 90^\circ$   
 $\gamma = 120^\circ$



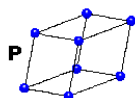
**rhomboédrique**  
 $a = b = c$   
 $\alpha = \beta = \gamma \neq 90^\circ$



**monoclinique**  
 $a \neq b \neq c$   
 $\alpha = \gamma = 90^\circ$   
 $\beta \neq 90^\circ$



**triclinique**  
 $a \neq b \neq c$   
 $\alpha \neq \beta \neq \gamma \neq 90^\circ$



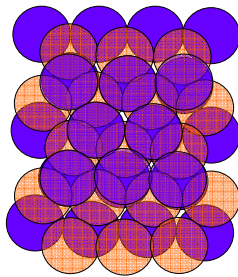
La maille élémentaire est caractérisée par les 3 distances  $a$ ,  $b$ ,  $c$  et les 3 angles  $\alpha$ ,  $\beta$ ,  $\gamma$ .

Toutes les solides cristallins (ioniques, covalents, métalliques, moléculaires) adoptent une des 14 réseaux de Bravais.

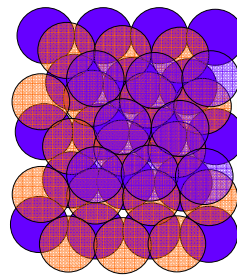
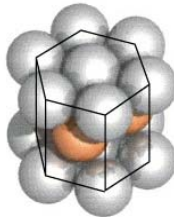
## Les structures compactes

Structure cristallins où les atomes sont arrangés le plus dense possible (par exemple l'empilement compacte des sphères).

Les structures compactes sont caractérisée par des **nombre de coordination** hauts (**CN = 12**). Le nombre de coordination d'un atome est le nombre d'atomes voisins les plus proches dans les trois directions de l'espace.



structure **hexagonal compact** (hcp)  
suite de couches: **ABABAB...**



structure **cubique compacte** (fcc)  
suite de couches: **ABCABC..**



## Les structures des solides ioniques

Les structures des solides ioniques peuvent être assez compliquées: Anions et cations doivent être présent dans la **stoechiométrie juste**, anions et cation ont des **rayons différents**, la structure doit être **compacte** et au même temps optimiser l'**interaction électrostatique**.

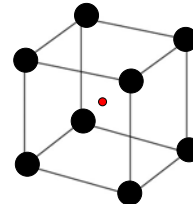
Pour déterminer le type de réseau cristallin pour des solides ioniques on prend l'arrangement des anions (qui sont plus grands) comme référence et les cations occupent des **sites interstitiels** (l'espace vide du réseau).



arrangement des  
sphères compactes  
cubique avec un trou  
avec  $r_{\text{trou}}$  au milieu.

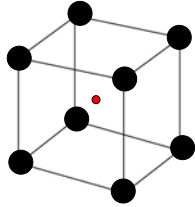


$r^{\text{cation}}$  juste un peu plus  
grand que  $r^{\text{trou}} \rightarrow$  moins de  
répulsion entre les anions  
et contact maximale  
cations-anions



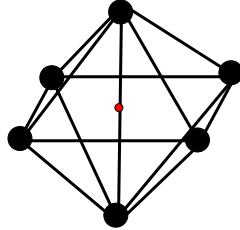
le cation occupe  
un site cubique  
**CN<sup>cation</sup> = 8**  
 $r^{\text{anion}}/r^{\text{cation}} > 0.73$

## Les sites interstitiels



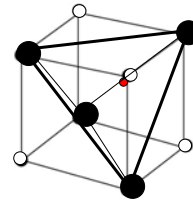
le cation occupe  
un site **cubique**  
 $CN^{\text{cation}} = 8$   
 $r^{\text{anion}}/r^{\text{cation}} > 0.73$

**cations de  
grande taille**



le cation occupe  
un site  
**octaédrique**  
 $CN^{\text{cation}} = 6$   
 $r^{\text{anion}}/r^{\text{cation}} > 0.414$

**cations de taille  
moyenne**

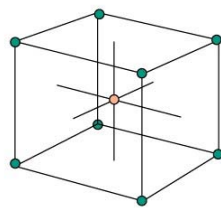
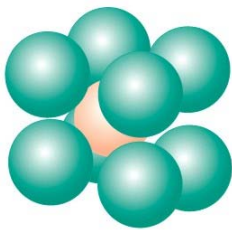


le cation occupe  
un site **tétraédrique**  
 $CN^{\text{cation}} = 4$   
 $r^{\text{anion}}/r^{\text{cation}} > 0.225$

**cations de petite  
taille**

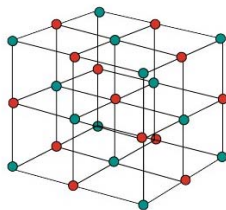
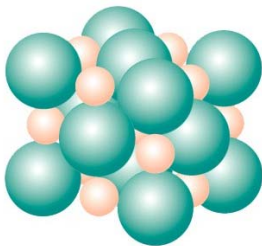
## Les structures des solides ioniques

### Composées de type MX



#### Type chlorure de césium

réseau cristallins cubique  
simple, cations au site  
cubique ( $CN^{\text{cation}} = CN^{\text{anion}} =$   
8,  $R > 0.73$ )  
CsCl, CsBr, CsI,  $\text{NH}_4\text{Cl}$  etc..  
 $M = 1.747558$



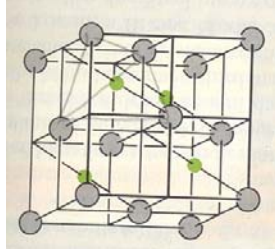
#### Type chlorure de sodium

réseau cristallins cubique  
face centrée, cations au site  
octaédrique ( $CN^{\text{cation}} =$   
 $CN^{\text{anion}} = 6$ ,  $R > 0.414$ )  
NaCl, KBr, RbI, MgO, CaO,  
AgCl etc..  
 $M = 1.747558$



## Les structures des solides ioniques

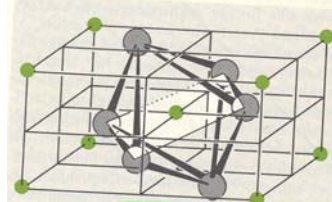
### Composées de type MX



#### Type ZnS (sphalérite)

réseau cristallins cubique face centrée, cations au  $\frac{1}{2}$  des sites tétraédrique ( $CN^{\text{cation}} = 4$ ,  $R > 0.225$ ,  $M = 1.6381$ )  
ZnS, CdS, HgS etc..

### Composées de type MX<sub>2</sub>



#### Type TiO<sub>2</sub> (rutile)

réseau cristallins tétragonal, cations au site octaédrique ( $CN^{\text{cation}} = 6$ ,  $R > 0.414$ ,  $M = 2.408$ )  
TiO<sub>2</sub>, MnO<sub>2</sub>, SnO<sub>2</sub>, MgF<sub>2</sub>, ZnF<sub>2</sub>, etc..

Le plus proches  $r^{\text{cation}}$  à  $r^{\text{anion}}$ , le plus compacte est la structure.

## enthalpies réticulaires à 25°C

$$E^R = \frac{q_1 q_2}{4\pi\epsilon_0 r} M$$

### Halides

LiF	1046	LiCl	861	LiBr	818	LiI	759
NaF	929	NaCl	787	NaBr	751	NaI	700.
KF	826	KCl	717	KBr	689	KI	645
AgF	971	AgCl	916	AgBr	903	AgI	887
BeCl <sub>2</sub>	3017	MgCl <sub>2</sub>	2524	CaCl <sub>2</sub>	2260.	SrCl <sub>2</sub>	2153
		MgF <sub>2</sub>	2961	CaBr <sub>2</sub>	1984		

### Oxides

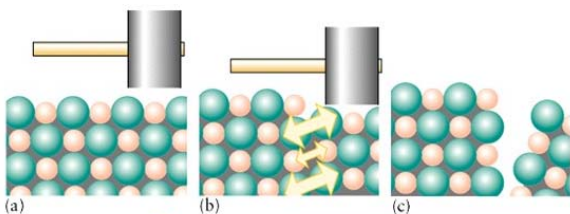
MgO	3850.	CaO	3461	SrO	3283	BaO	3114
-----	-------	-----	------	-----	------	-----	------

### Sulfides

MgS	3406	CaS	3119	SrS	2974	BaS	2832
-----	------	-----	------	-----	------	-----	------

## Propriétés des composées ioniques

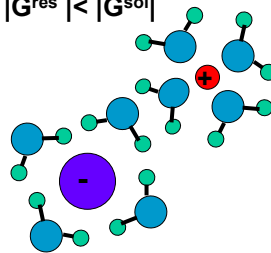
- souvent des **solides** aux conditions normales
- **points de fusion hauts**
- **fragiles**: lorsqu'on impose des contraintes mécaniques ou qu'on fait subir des déformations, la fracture n'exige qu'une faible énergie



- interactions attractives avec l'eau (**hydrophile**)

- soluble dans l'eau si

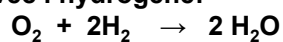
$$|G^{\text{rés}}| < |G^{\text{sol}}|$$



- en solution: **conduisent l'électricité**

## La liaison covalente: deux électrons sont partagés $EN_A$ et $EN_B$ haute, $\Delta EN_{AB} \geq 0$ (entre non-métaux)

Réaction d'oxygène avec l'hydrogène:

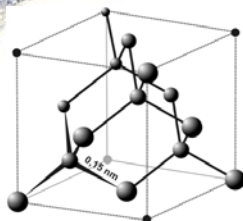


<http://www.cci.ethz.ch/mainmov.html?expnum=121&ismovie=0&picnum=-1&control=0&language=1&exchap=17+-1&exlist=-1>

### Composées covalentes



solide  
diamant (C)

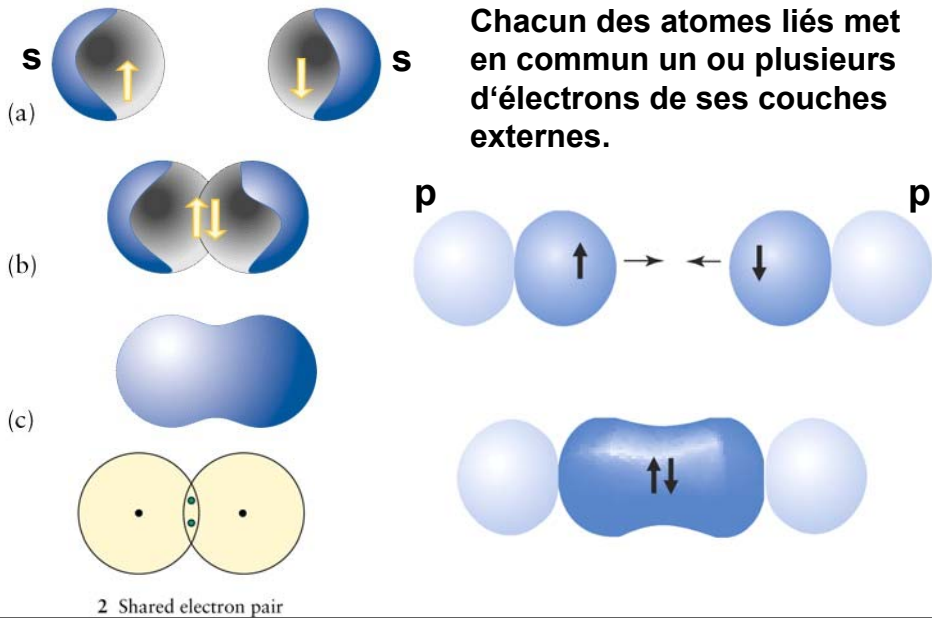


liquide  
 $\text{H}_2\text{O}$



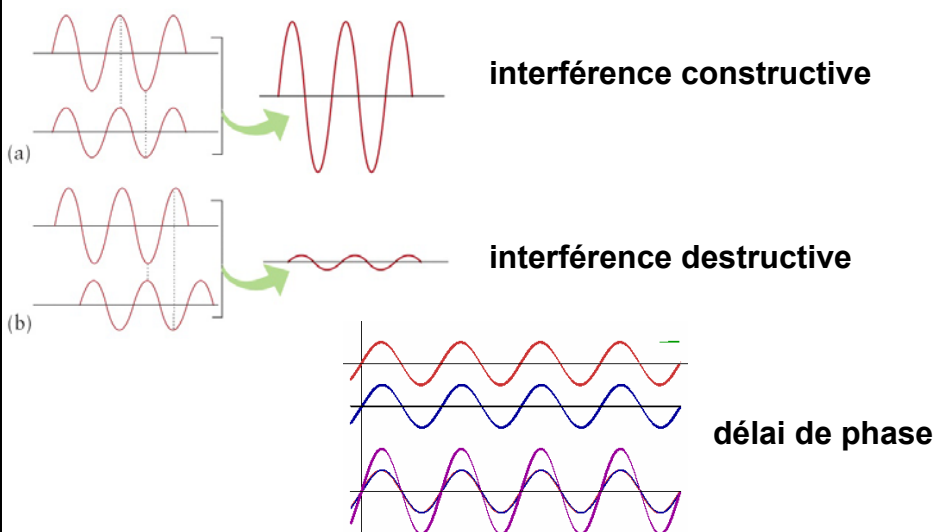
gaz  
 $\text{Cl}_2$

## La liaison covalente

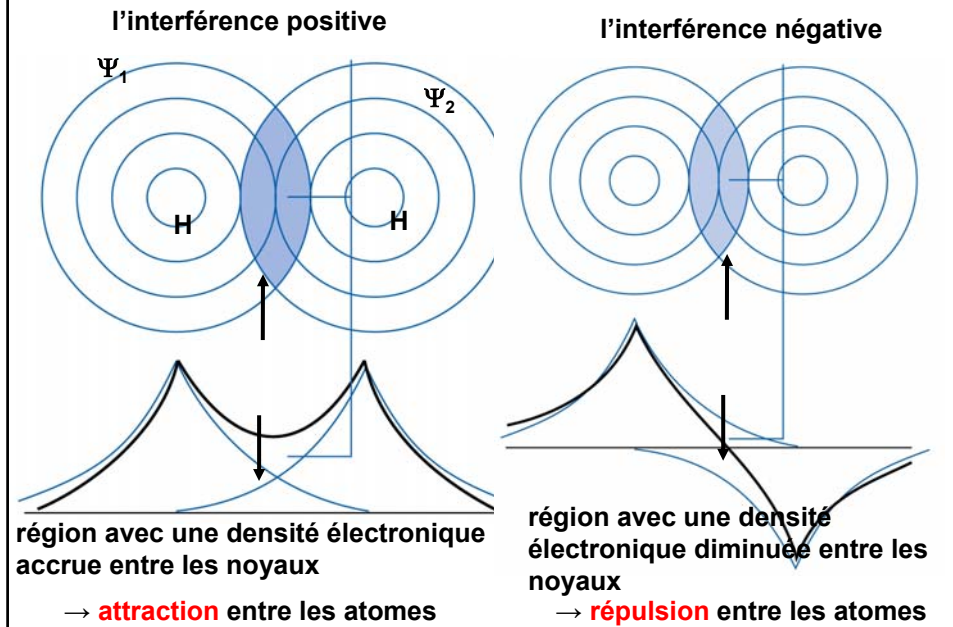


## Les phénomènes ondulatoires: l'interférence

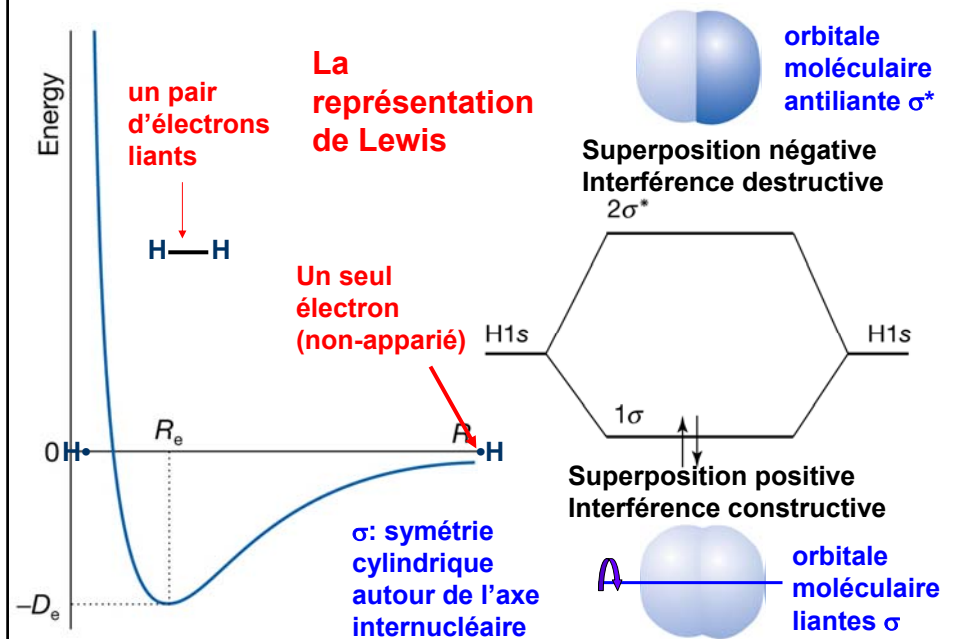
### L'interférence: superposition des ondes



## La liaison covalente



## La molécule la plus simple: H<sub>2</sub>



## Les fonctions d'ondes des molécules: les orbitales moléculaires



Solutions de l'équation de Schrödinger de la molécule:

$$\hat{H}\Psi^{MO} = \varepsilon^{MO} \Psi^{MO}$$

$\Psi^{MO}$  fonction d'onde moléculaire  
 $\varepsilon^{MO}$  niveau d'énergie moléculaire

$$\hat{H} = \sum_i^n \left( -\frac{1}{2} \nabla_i^2 - \sum_I^N \frac{Z_I}{|r_i - R_I|} \right) + \sum_i^n \sum_{j>i}^n \frac{1}{|r_i - r_j|}$$

N nombre total des noyaux      charge du noyau I

Répulsion coulombique entre les électrons i et j      L'hamiltonien électronique moléculaire

n: nombre total des électrons      énergie cinétique de l'électron i      attraction électron-noyau      position de l'électron i position du noyau I      distance entre électrons i et j

Comme pour les atomes à plusieurs électrons, on peut approximer la fonction d'onde moléculaire totale comme produit des orbitales moléculaires:

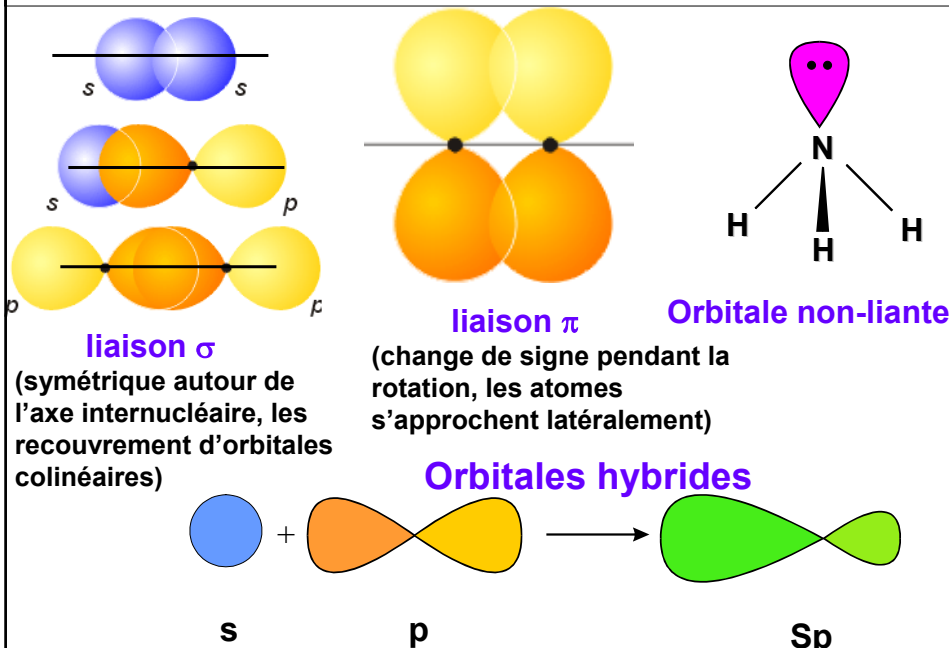
$$\Psi(\vec{r}_1, \vec{r}_2, \vec{r}_3, \dots, \vec{r}_n) = \Phi(\vec{r}_1)\Phi(\vec{r}_2)\Phi(\vec{r}_3)\dots\Phi(\vec{r}_n)$$

$\Phi(\vec{r}_i)$  fonction d'onde d'un seul électron: 'orbital moléculaire'

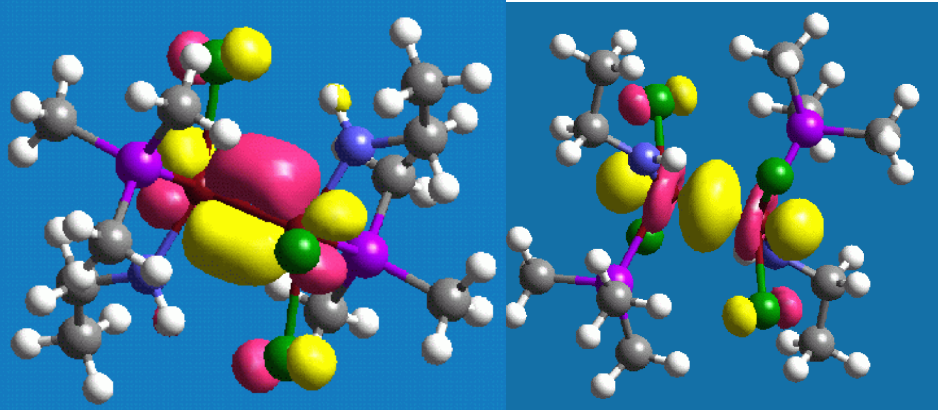
En plus, on peut approximer les orbitales moléculaires par une **combinaison linéaire des orbitales atomiques (MO-LCAO)**:

$$\Phi(\vec{r}_i) = \sum_k c_k \phi_k^{atomic}$$

## Orbitales moléculaires



## Orbitales moléculaires



liaison  $\pi$  de 2 orbitales  
atomiques  $d_{xz}$

liaison  $\sigma$  de 2 orbitales  
atomiques  $d_{z^2}$

## La force des liaisons covalentes

Les enthalpies moyennes de liaisons (en kJ/mol)

Bond	Average bond dissociation energy	Bond	Average bond dissociation energy
C-H	412	C-I	238
C-C	348	N-H	388
C=C	612	N-N	163
C $\overset{\text{L}}{\text{C}}^*$	518	N=N	409
C $\equiv$ C	837	N-O	210
C-O	360	N=O	630
C=O	743	N-F	195
C-N	305	N-Cl	381
C-F	484	O-H	463
C-Cl	338	O-O	157
C-Br	276		

\* In benzene.

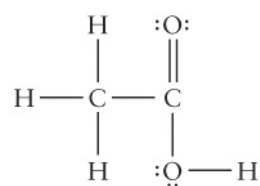
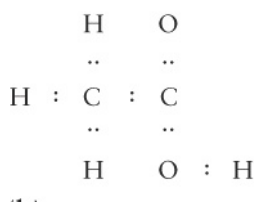
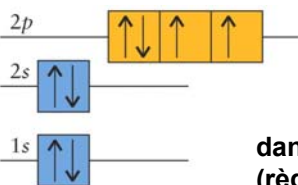
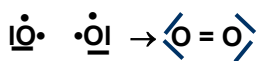
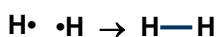
## Les longueurs des liaisons covalentes

### longueurs de liaisons moyennes et actuelles

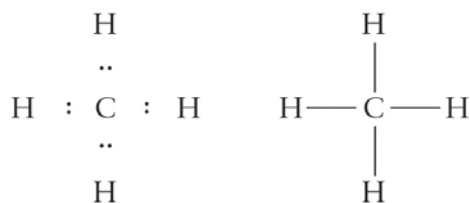
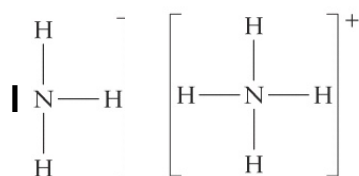
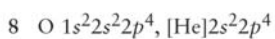
Bond	Average bond length, pm	Molecule Molecule	Bond length, pm
C—H	109	H <sub>2</sub>	74
C—C	154	N <sub>2</sub>	110
C=C	134	O <sub>2</sub>	121
C—C*	139	F <sub>2</sub>	142
C≡C	120	Cl <sub>2</sub>	199
C—O	143	Br <sub>2</sub>	228
C=O	112	I <sub>2</sub>	268
O—H	96		
N—H	101		
N—O	140		
N=O	120		

\* In benzene.

## Notation: Structures de Lewis



**dans les plus parts des cas: 8 électrons de valence  
(règle de l'octet)**



## Comment écrire des structures de Lewis

- 1) **Comptez les électrons de valence** (pour les éléments principaux: les électrons de la dernière couche occupée) de tous les atomes de la molécule; additionnez la charge si il s'agit d'un anion ou soustrayez la charge s'il s'agit d'un cation. Divisez ce nombre par deux nous donne le nombre des doublets électroniques que nous pouvons distribués.

Exemple:  $\text{NO}_3^-$  nombre des électrons:  $5+3 \times 6+1=24$   
 nombre des doublets:  $24/2 = 12$

- 2) **Choisissez un atome centrale** (normalement l'atome avec l'électronégativité (EN) la plus basse sauf l'hydrogène).

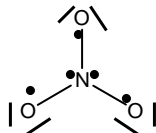
N a une électronégativité plus basse que O. L'atome centrale est N.

- 3) **Arrangez les autres atomes autour de l'atome centrale. Liez l'atome centrale** avec les atomes autours via un doublets électronique.

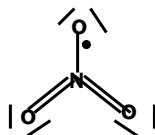


## Comment écrire des structures de Lewis

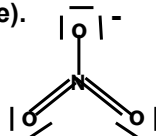
- 4) **Complétez les octets** des atomes avec des doublets électroniques si possible.



- 5) Si on peut pas compléter l'octets, formez des **liaisons multiples** avec l'atome centrale.



- 6) **Ajustez la charge totale** (pour les anions: ajoutez la charge à l'élément avec l'EN la plus grande; pour les cations: enlevez des électrons à l'élément avec l'EN la plus petite).

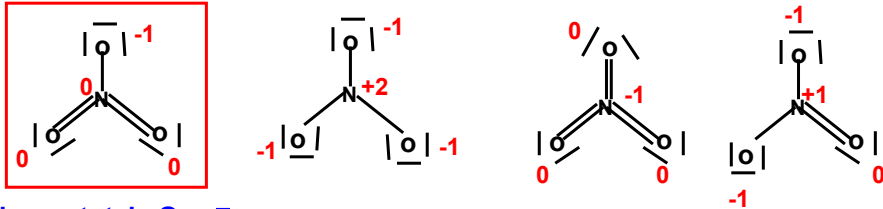


7) **Contrôlez si le nombre des doublets est juste!**



## Comment écrire des structures de Lewis

7) 3 structures de Lewis possible choisissez celle avec les **charges formelles les plus basses**.



Charge totale  $Q = \sum q_i$

$$Q = -1$$

$$Q = -1$$

$$Q = -1$$

$$Q = -1$$

Structure avec les charges formelles les plus basses  $|Q| = \sum |q_i|$

$$|Q| = 1$$

$$|Q| = 5$$

$$|Q| = 1$$

$$|Q| = 3$$

Charge négative n'est pas sur l'atome avec l'EN la plus grande

Règle de l'octet satisfaite?

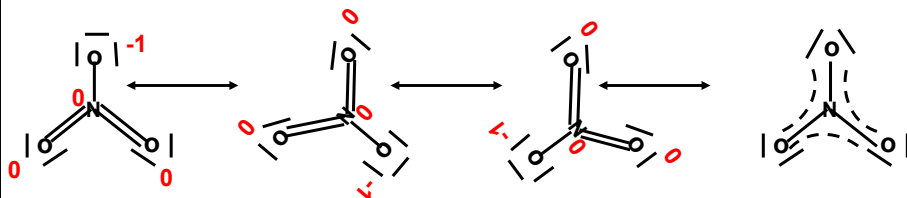
non

non

non

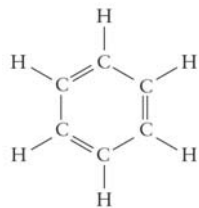
oui

## Structures de résonance



Les 3 atomes d'oxygène sont complètement équivalents, il y a alors 3 possibilités d'écrire la structure de Lewis (structure de résonance). En réalité, les 3 liaisons N-O ont la même longueur et la charge est distribuée sur les 3 oxygènes, ça veut dire que la structure actuelle est une superposition des 3 structures de résonance.

Exemple fameux: le benzène  $C_6H_6$



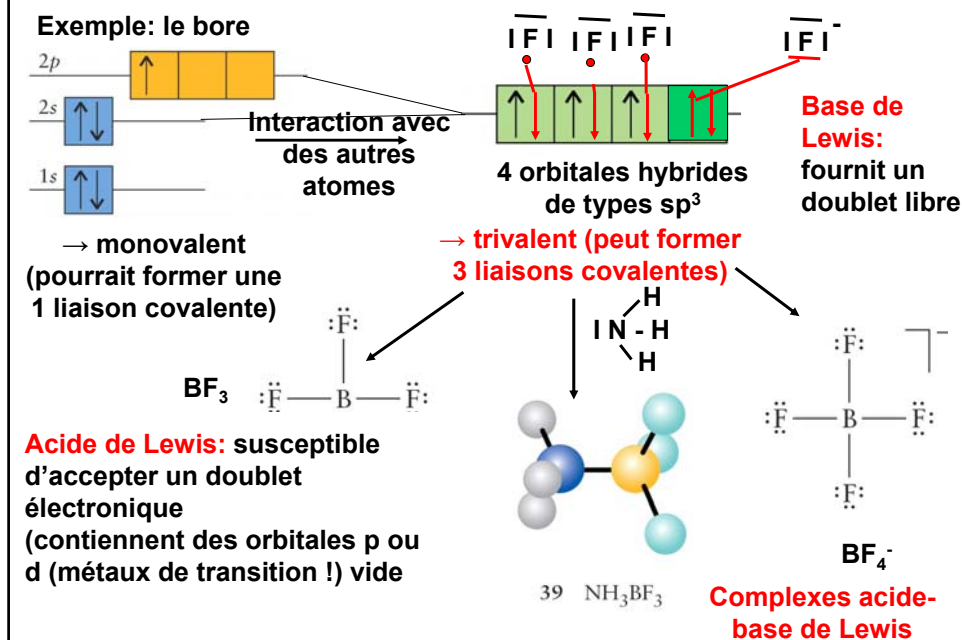
Structure de Kekulé

souvent on n'écrit pas les hydrogènes:



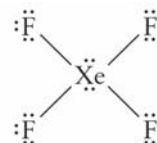
structures de résonance de benzène

## Liaisons covalentes de coordination

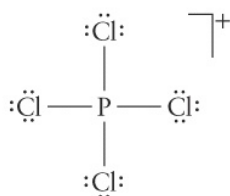


## Exceptions à la règle de l'octet

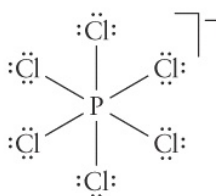
Participation des orbital p ou d vide:  
**couches des valence étendues, les composées hypervalentes**  
 (composées avec formellement plus que 8 électrons de valences)



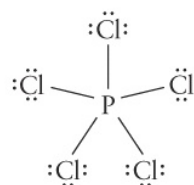
31 Xenon tetrafluoride, XeF<sub>4</sub>



(a) PCl<sub>4</sub><sup>+</sup>



(b) PCl<sub>6</sub><sup>-</sup>

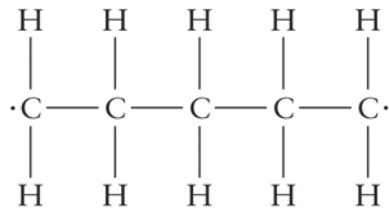


(c) PCl<sub>5</sub>

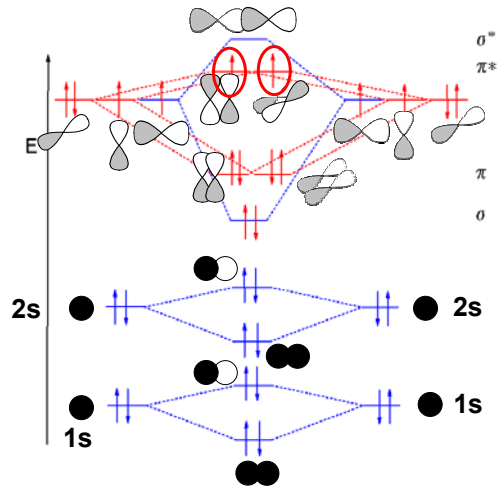
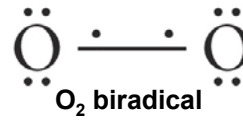
**Autres exemples:** SF<sub>6</sub>, ICl<sub>2</sub><sup>-</sup>, PO<sub>4</sub><sup>3-</sup>, I<sub>3</sub><sup>-</sup>

# Les radicaux

**Radicaux:**  
molécules avec un ou plusieurs  
électrons non-appariés



25 A biradical



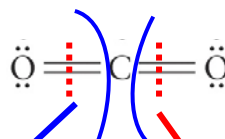
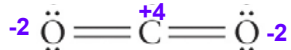
## Quelle est la charge d'un atome dans une molécule?

La charge d'un atome dans une molécule n'est pas une observable!

Pour définir une charge  $Q_i$  d'un atome I d'une molécule on compte combien des électrons N appartient à l'atome I en comparaison avec l'atome isolé avec V électrons de valence:  
 $Q = V - N$

**Limite ionique:**  
les électrons liantes sont entièrement attribués à l'élément avec l'électronégativité la plus haute:

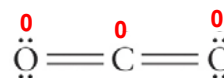
**Nombre d'oxydation**  
 $Q^{ox} = V - L - P$  (pour l'élément avec l'EN la plus grande)  
 $Q^{ox} = V - L$  (pour l'autre)



2 cas extrêmes  
L: nombre des doublets libre  
P: nombre des doublets partagés

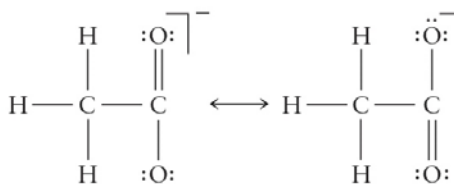
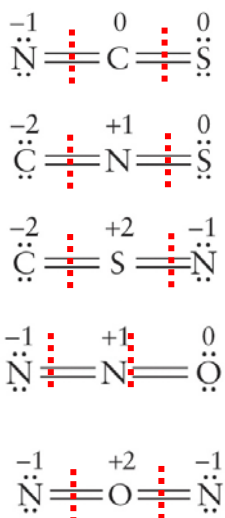
A quels atomes appartient les électrons des liaisons?

**Limite apolaire:**  
les électrons des liaisons sont divisés également entre les 2 atomes qui constituent la liaison  
**charge formelle**  
 $Q^{form} = V - (L + 1/2P)$

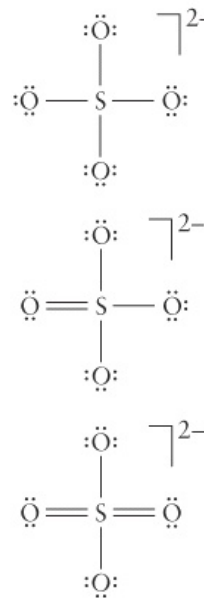
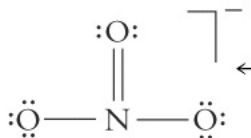


## Charges formelles et nombre d'oxydation

Les charges formelles sont indiquées. Quels sont les nombres d'oxydation?



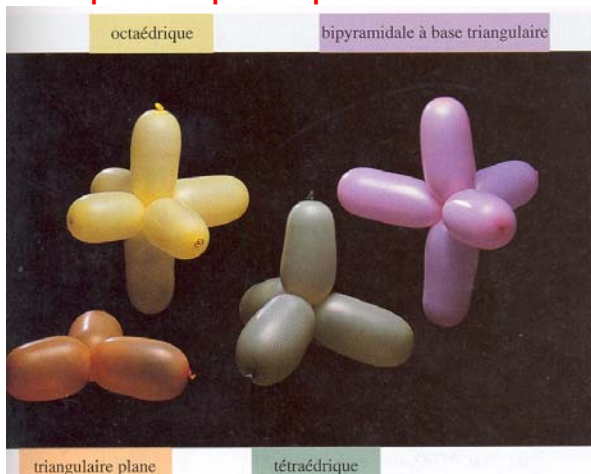
Quelles sont les charges formelles et les nombres d'oxydation?



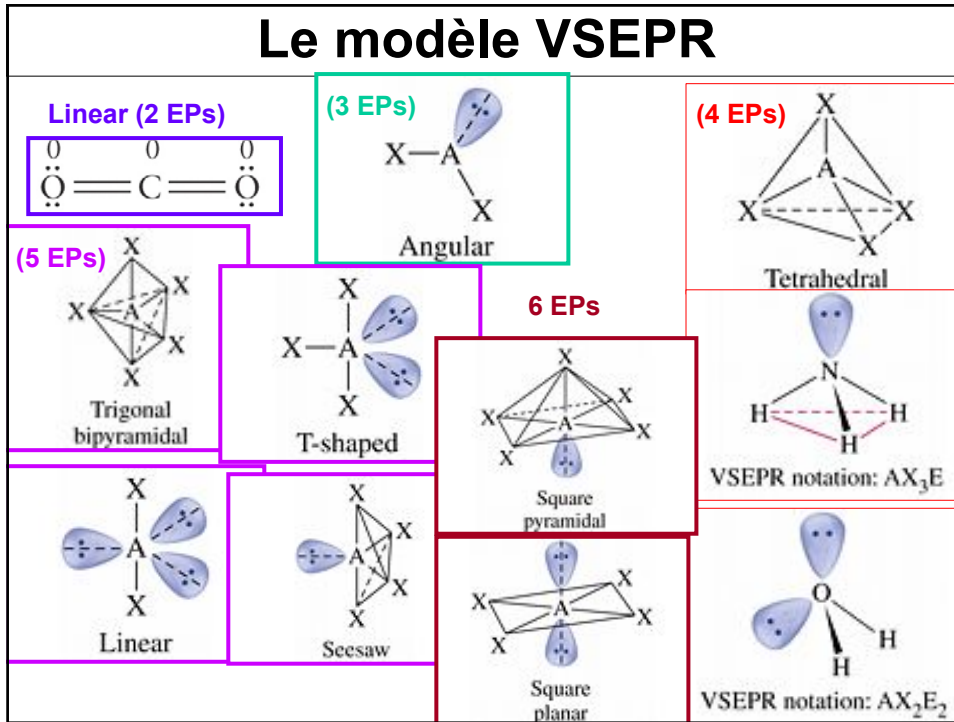
## Formes des molécules

Le modèle VSEPR: Valence Shell Electron Pair Repulsion Model (modèle de répulsion des doublets électroniques de la couche de valence)

- Il y a une répulsion entre les doublets électroniques → ils tentent de s'écarter le plus que possible
- Les doublets libres prennent plus de place



# Le modèle VSEPR



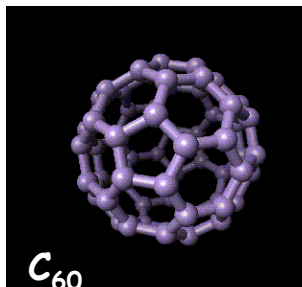
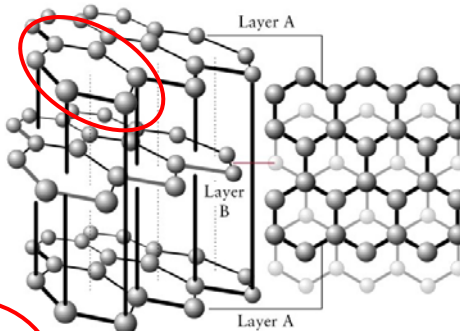
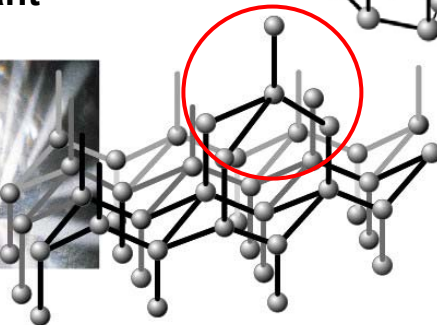
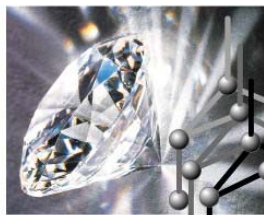
# Le carbone

Les formes  
allotropiques du  
carbone

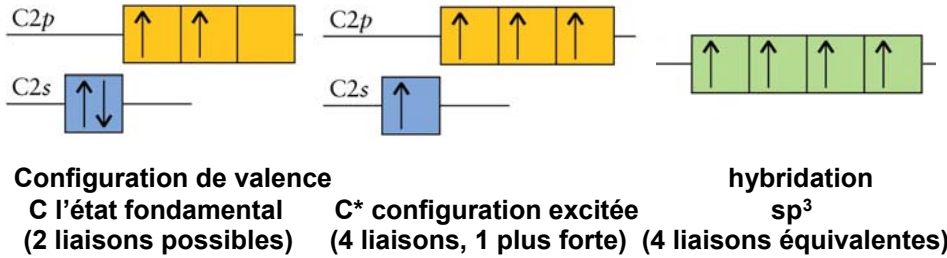
graphite

fullérènes

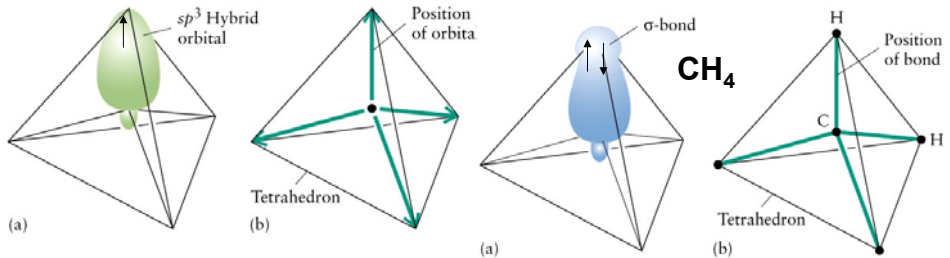
diamant



# Liaisons carbone-carbone

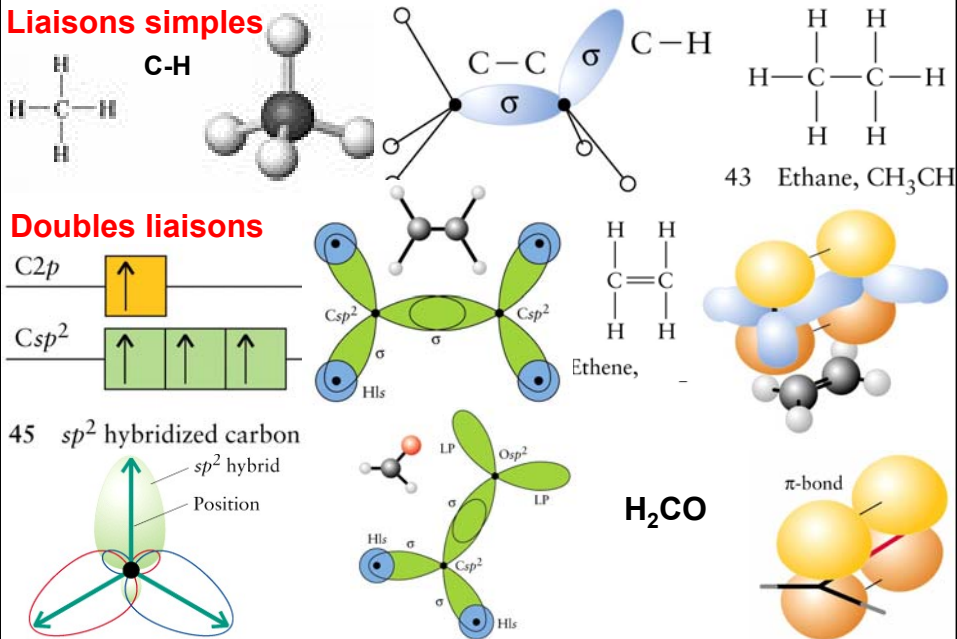


Modèle VSEPR: 4 orbitales  $\Rightarrow$  forme tétraédrique

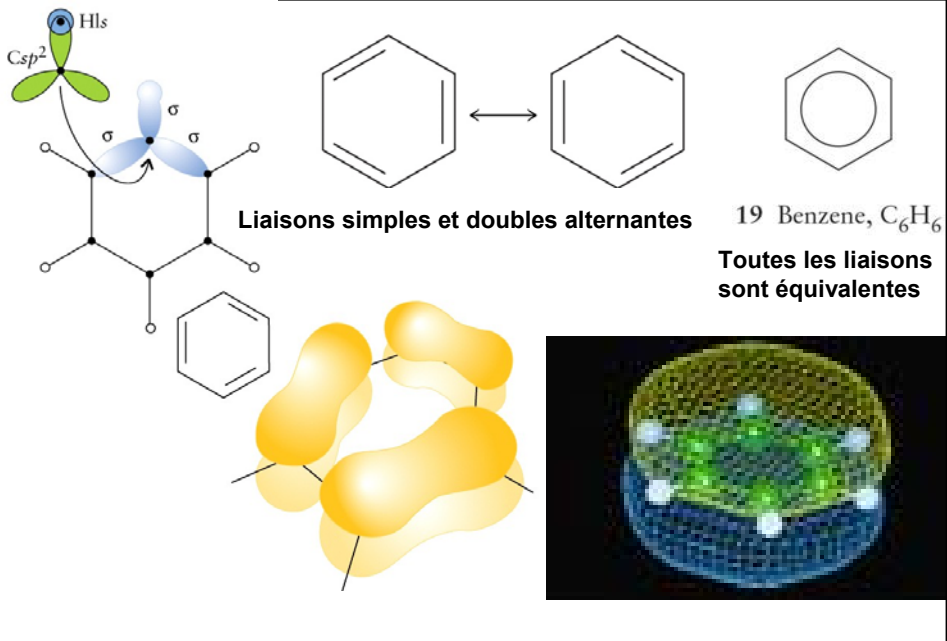


**liaisons  $\sigma$ , liaisons simple**

# Hybridation

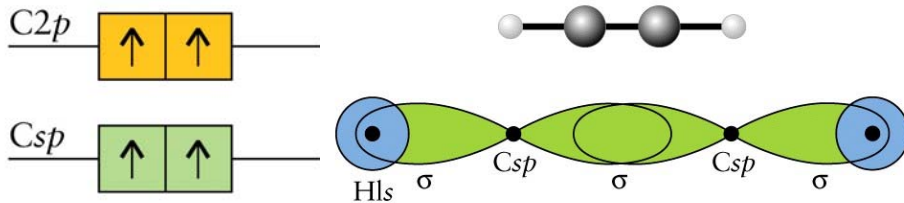


## les liaisons aromatiques

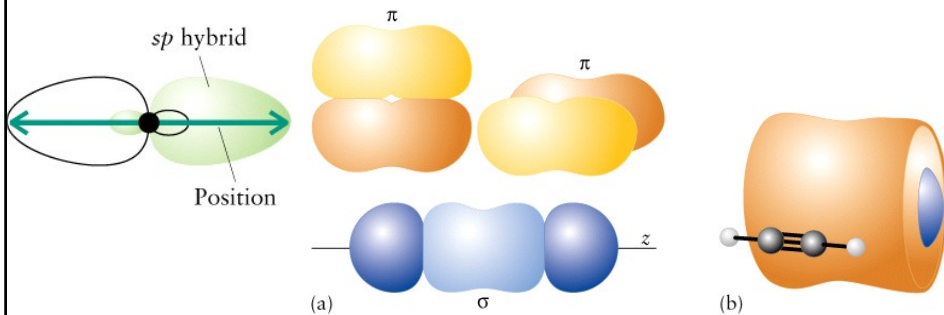


## Les triples liaisons

### Triples liaisons



### 46 $sp$ hybridized carbon



## résumé d'hybridation

**Table 9.5** Hybridization and molecular shape\*

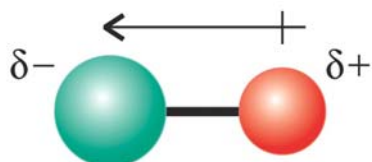
Electron arrangement	Number of atomic orbitals	Hybridization of the central atom	Number of hybrid orbitals
linear	2	$sp$	2
trigonal planar	3	$sp^2$	3
tetrahedral	4	$sp^3$	4
trigonal bipyramidal	5	$sp^3d$	5
octahedral	6	$sp^3d^2$	6

\*Other combinations of  $s$ -,  $p$ -, and  $d$ -orbitals can give rise to the same or different shapes, but these combinations are the most common.

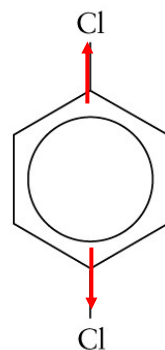
## Liaisons polaires

**H-H**       $\Delta EN = 0$  liaison apolaire: le doublet est au milieu des 2 atomes

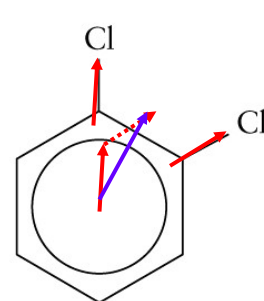
$\delta^+$     $\delta^-$     $\longleftrightarrow$        $\Delta EN \neq 0$  liaison polaire: le doublet est plus  
**H—Cl**   **H—Cl**      proche à l'atome avec l'EN la plus grande



$$\mu = \sum_i q_i \vec{r}_i$$



*p*-Dichlorobenzene



*o*-Dichlorobenzene

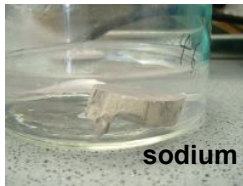


**La liaison métallique:**  
**tous les atomes partagent les électrons**  
 $EN_A$  et  $EN_B$  basse,  $\Delta EN_{AB} \sim 0$  (entre métaux et métaux)

Alliage entre sodium ( $EN = 0.9$ ) et potassium ( $EN = 0.8$ ):  
 $Na + K \rightarrow NaK$

<http://www.cci.ethz.ch/mainmov.html?expnum=3&ismovie=0&picnum=-1&control=0&language=1&exchap=4+-1&exlist=->

**Solides métalliques**



sodium



or

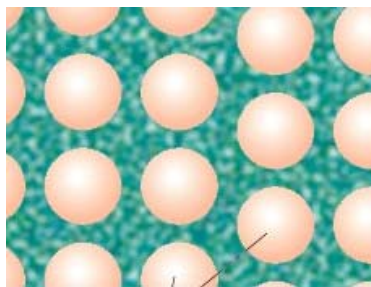


gallium



objets de magnésium

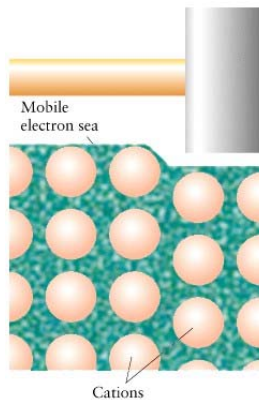
**La liaison métallique**



cations avec des électrons de valence quasiment libres

structures compactes; fcc, hcp

Propriétés:  
tenace

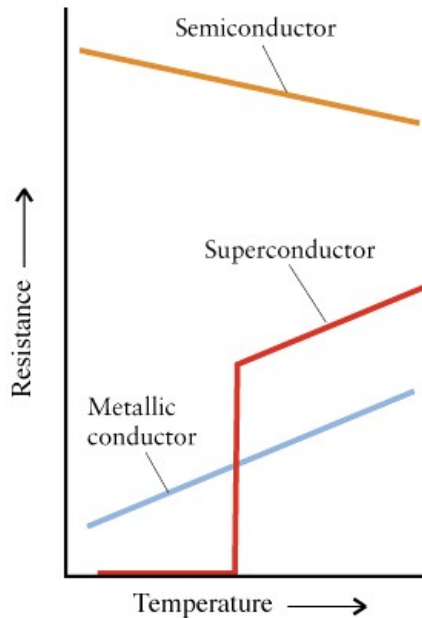


(a)



(b)

## Conductivité



### Supraconductivité de $\text{YBa}_2\text{Cu}_3\text{O}_7$

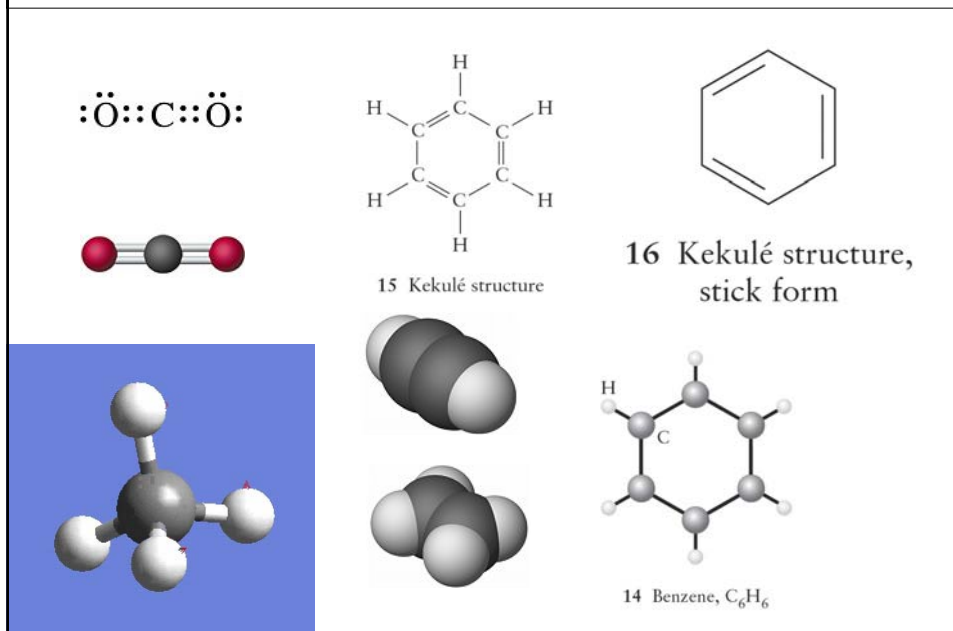
<http://www.cci.ethz.ch/mainmov.html?expnum=183&ismovie=0&picnum=-1&control=0&language=1&exchap=17+-1&exlist=-1>

## Les alliages

**Table 10.4** Compositions of typical alloys

Alloy	Mass percentage composition
brass ( <b>laiton</b> )	up to 40% zinc in copper
bronze	a metal other than zinc or nickel in copper (casting bronze: 10% Sn and 5% Pb)
cupronickel ( <b>cupro-nickel</b> )	nickel in copper (coinage cupronickel: 25% Ni)
pewter ( <b>alliage plomb-étain</b> )	6% antimony and 1.5% copper in tin
solder ( <b>soudure</b> )	tin and lead
stainless steel* ( <b>acier inoxydable</b> )	over 12% chromium in iron

## La représentation des structures moléculaires



## Littérature du chapitre 5

*Atkins: Chimie. Molécules, Matière, métamorphoses :*

Chapitre 8: A l'intérieur des matériaux: les liaisons chimiques

### Liaisons ioniques

8.1 Représentation de Lewis des atomes et des ion

8.2 Enthalpies réticulaires

8.3 Propriétés des composés ioniques

### Liaisons covalentes

8.4 Des atomes aux molécules

8.5 Règle de l'octet et structures de Lewis

Représentation de Lewis des atomes et des ion

### Structures des espèces polyatomiques

8.6 Structures de Lewis

8.7 Résonance

8.8 Charges formelles

8.4 Des atomes aux molécules

8.5 Règle de l'octet et structures de Lewis

### Exceptions à la règle de l'octet

8.9 Radicaux et biradicaux

8.10 Couches de valence étendues

### Caractère ionique et caractère covalent des liaisons

8.13 Correction du modèle covalent

8.14 Amélioration du modèle ionique

Chapitre 9: Molécules: forme, taille et forces de liaison

### Formes des molécules et des ions

9.1 Le modèle VSEPR

## Littérature du chapitre 5 (continué)

*Atkins: Chimie. Molécules, Matière, métamorphoses :*

- 9.2 Molécules sans doublet libre sur l'atome centrale
- 9.3 Les liaisons multiples dans le modèle VSEPR
- 9.4 Molécules ayant des doublets libres sur l'atome central
- 9.5 Déformations dues aux doublets libres
- Distribution des charges dans les molécules**
- 9.6 Liaisons polaires
- 9.7 Molécules polaires
- Forces et longueurs des liaisons**
- 9.8 Force des liaisons
- 9.9 Variation de la force de liaison
- 9.10 Force des liaisons des molécules polyatomiques
- 9.11 Longueurs de liaison
- Orbitales et liaisons**
- 9.12 Liaisons sigma et liaisons pi
- 9.13 Hybridation des orbitales
- 9.14 L'hybridation dans les molécules plus compliquées
- 9.16 Liaisons multiples carbone-carbone
- 9.17 Propriétés des doubles liaisons
- Chapitre 10: Matériaux liquides et solides
- Structures des solides**
- 10.6 Classification des solides
- 10.7 Cristaux métalliques
- 10.8 Propriétés des métaux
- 10.9 Alliages
- 10.10 Structure ioniques
- 10.11 Solides moléculaires
- 10.12 Solides covalents

## Literature Chapter 5

*Atkins: Chemical Principles, the Quest for Insight*

### Chapter 2: Chemical Bonds

#### **Ionic Bonds**

- 2.1 The Formation of Ionic Bonds
- 2.2 Interactions Between Ions
- 2.3 The Electron Configuration of Ions
- 2.4 Lewis Symbols

#### **Covalent Bonds**

- 2.5 The Nature of the Covalent Bond
- 2.6 Lewis Structures
- 2.7 Lewis Structures of Polyatomic Species
  - Toolbox 2.1: How to write the Lewis structure of a polyatomic species
- 2.8 Resonance
- 2.9 Formal Charge
  - Toolbox 2.2 How to assign formal charge

#### **Exceptions to the Octet Rule**

- 2.10 Radicals and Biradicals
- 2.11 Expanded Valence Shells
- Ionic versus Covalent Bond**
- 2.14 Correcting the Covalent Model: Electronegativity
- 2.15 Correcting the Ionic Model: Polarizability
- 2.16 Bond Strength
- 2.17 The Variation of Bond Strength
- 2.18 Bond Lengths

## Literature Chapter 5 (cont'd)

*Atkins: Chemical Principles, the Quest for Insight*

### Chapter 3: Molecular Shape and Structure

#### The VSEPR Model

- 3.1 The Basic VSEPR Model
- 3.2 Molecules with Lone Pairs on the Central Atom
- 3.3 Polar Molecules

#### Valence-Bond Theory

- 3.4 Sigma and Pi Bonds
- 3.5 Hybridization of Orbitals
- 3.6 Hybridization in More Complex Molecules
- 3.7 Bonding in Hydrocarbons
- 3.8 Characteristics of Double Bonds

#### Valence-Bond Theory

- 3.10 Molecular Orbitals

### Chapter 5: Liquids and Solids

#### Solid Structures

- 5.8 Classification of Solids
- 5.9 Metallic Solids
- 5.10 Unit Cells
- 5.11 Ionic Structures
- 5.12 Molecular Solids
- 5.13 Network Solids

#### The Impact on Materials

- 5.14 The Properties of Metals
- 5.15 Alloys