

Licence Sciences Pour la Santé



UE Bases en Sciences de la vie

PARTIE CHIMIE (JEAN-MARC LANCELIN)
COURS 1-2/4 DU LUNDI 27 SEPTEMBRE 2021

Jean-Marc Lancelin



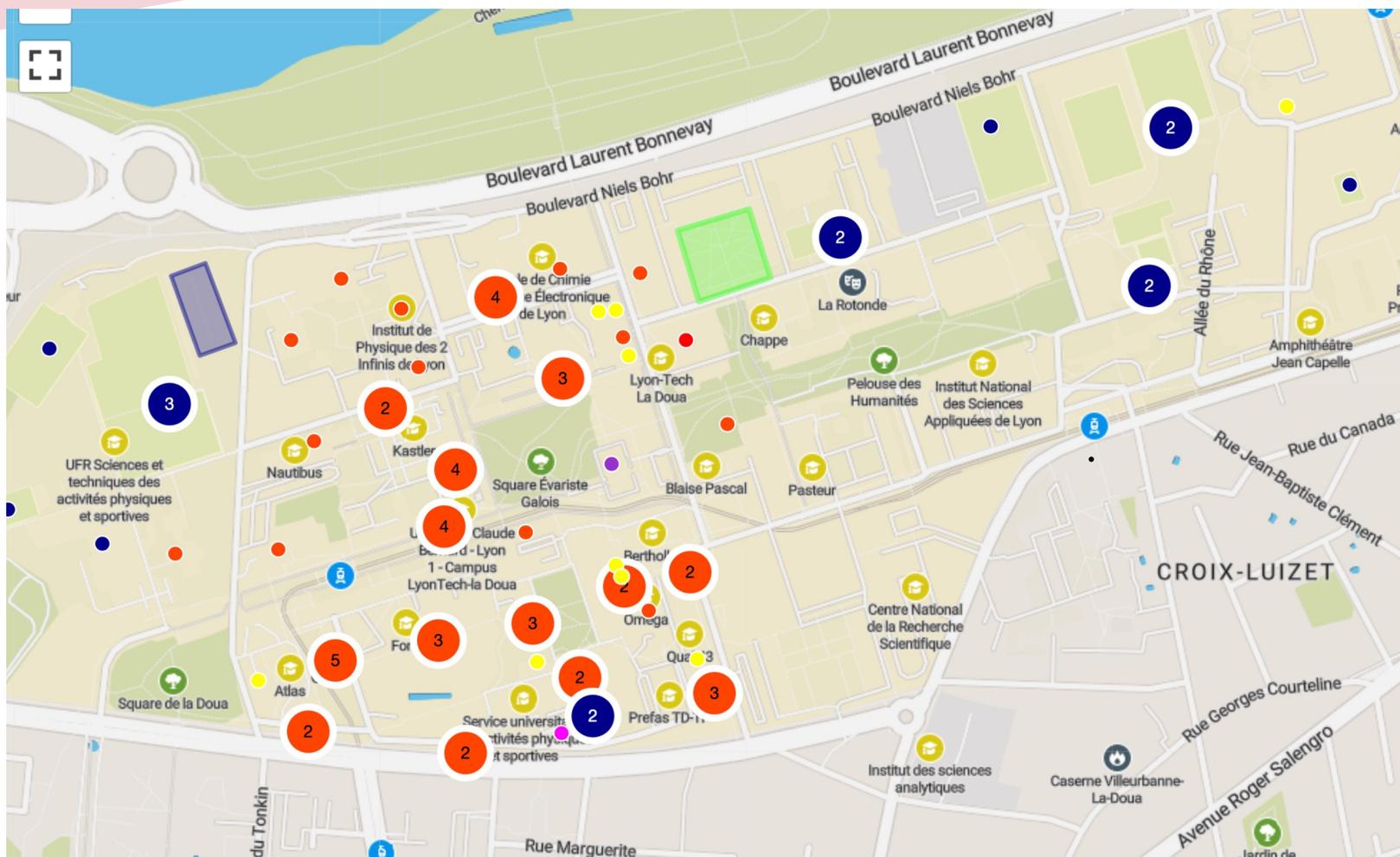
- Professeur à la Faculté des Sciences de Lyon 1 depuis 1995
- Chargé de recherche au CNRS 1985-1995
- Formation de chimiste et de biochimiste
- Institut des Sciences (Chimiques) Analytiques à Villeurbanne (ISA)

Lien sur le site de l'ISA :

http://isa-lyon.fr/?profile_cct=jean-marc-lancelin

jean-marc.lancelin@univ-lyon1.fr

ISA / CLEA





ISA

Buts de cette partie de cours

- Donner les bases de chimie pour les Sciences de la Vie
- Éléments, liaisons, molécules,
- Acides-bases (faibles surtout) en solutions aqueuses
- Structure moléculaire et fonctions organiques, différents types d'isomérismes.
- 4 séances de cours (1h30) / 2 TD (2h) le lundi matin.

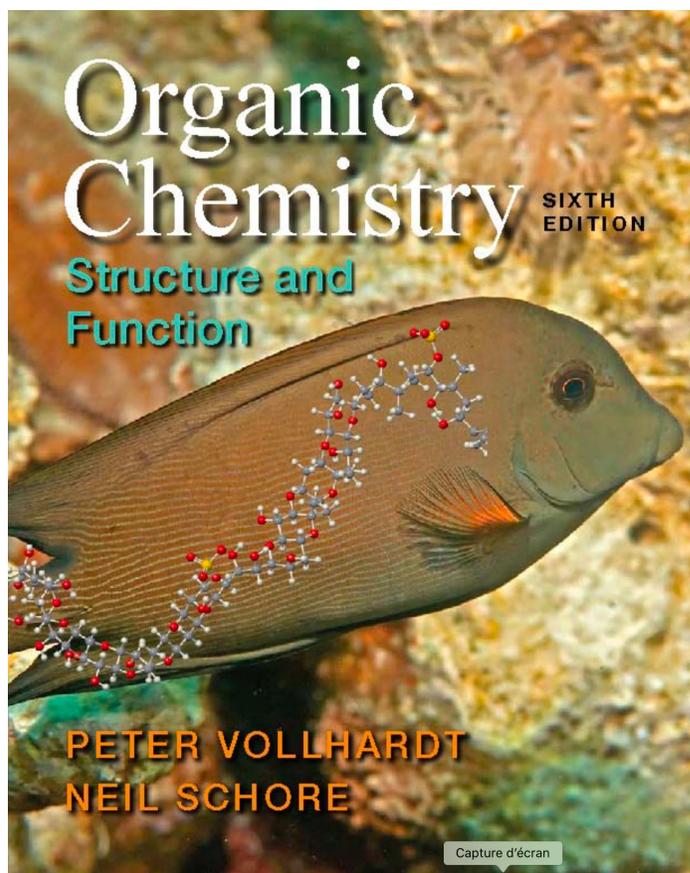
Organisation et conseils



- Les supports PDF sont disponibles sur ClarolineConnect
- Les cours en visio de l'an passé sont encore disponibles sur le media center WebTV de Lyon (utile en soutien si besoin, liste des liens disponible sur ClarolineConnect).

« Best seller » support

Volhardt & Shore , *Organic Chemistry*, Freeman, 2014



<http://www.cchem.berkeley.edu/kpvgrp/Teaching.htm>

- Chapitre 1

Conseils aux étudiants à Berkeley



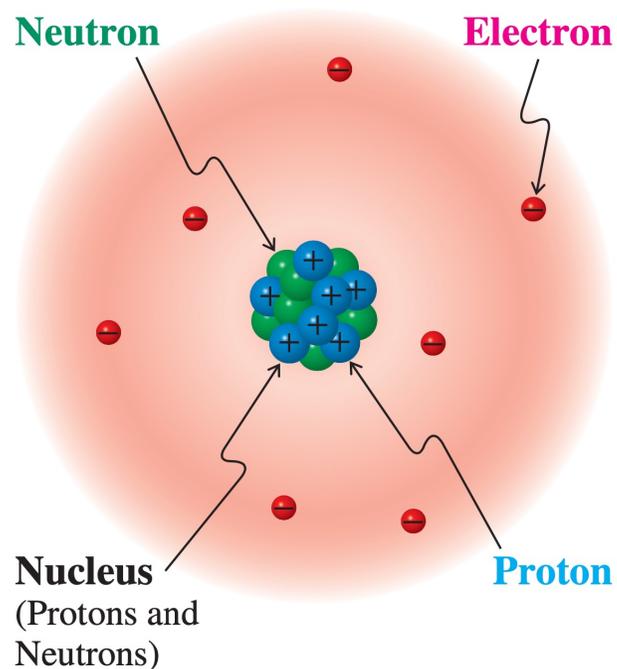
DO NOT FALL BEHIND

1. Organize your life, all 7 days of the week, including your “time off”.
2. Read the book ahead of lecture.
3. Print the ppt slides and bring them to class for note taking.
4. “Work up” the lecture **by studying (not just reading) the book** in conjunction with your notes and the webcast. If you do not understand any part of the material, come to office hours.
5. Do problems immediately as they come up. For help, come to office hours.
6. Do not cram, especially before an exam. Instead, keep at it daily; ~1 hour should do.

<http://www.cchem.berkeley.edu/kpvgrp/Teaching.htm>

Volhardt & Shore , *Organic Chemistry*, Freeman, 2014
Chapter 1, 4 (cycloalcanes)

Eléments chimiques



Deux règles générales qualitatives

1. Des charges de signes opposés (+/-) s'attirent (loi de Coulomb*)
2. Les électrons sont dispersés dans l'espace (délocalisation)

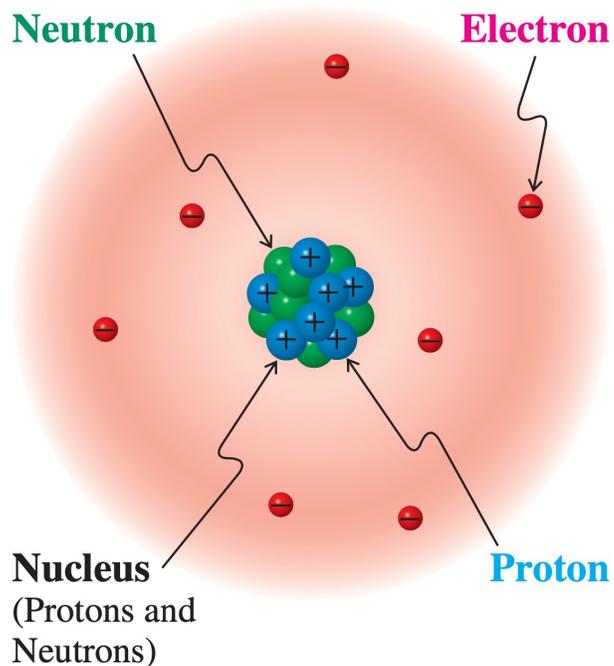
Coulomb's Law

$$\text{Attracting force} = \text{constant} \times \frac{(+)\text{ charge} \times (-)\text{ charge}}{\text{distance}^2}$$

- Lieutenant-Colonel Charles Augustin de Coulomb (1736–1806), Inspecteur Général) l'Université de Paris

Vue classique de l'atome de Bohr

Eléments chimiques



- Qu'est-ce qui définit l'élément ?
- Comment appelle-t-on des éléments qui diffèrent que par le nombre de neutron?

Vue classique de l'atome de Bohr

Eléments chimiques

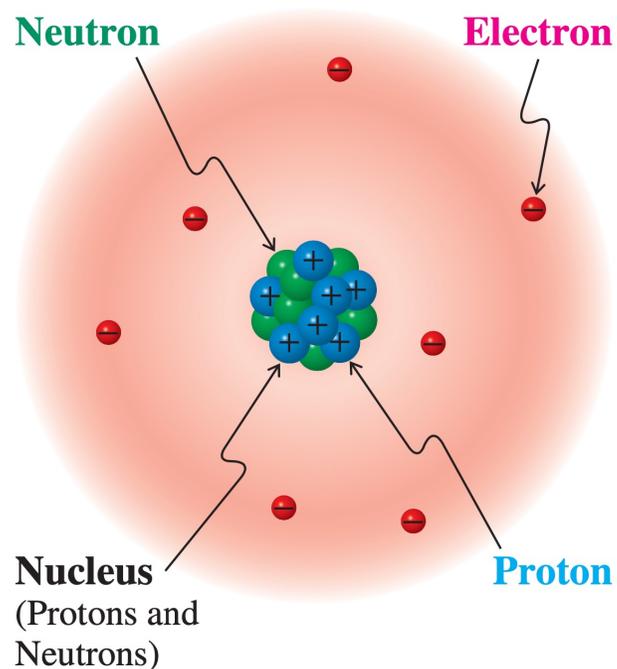
Tableau périodique des éléments chimiques

Groupe	I A	II A											III B	IV B	V B	VI B	VII B	18
Période	1	2											13	14	15	16	17	18
1	Hydrogène 1 H 1,007975																	Hélium 2 He 4,00260
2	Lithium 3 Li 6,9395	Béryllium 4 Be 9,0121831											Bore 5 B 10,8135	Carbone 6 C 12,0106	Azote 7 N 14,006855	Oxygène 8 O 15,99940	Fluor 9 F 18,99840316	Néon 10 Ne 20,1797 (6)
3	Sodium 11 Na 22,98976928	Magnésium 12 Mg 24,3055											Aluminium 13 Al 26,9815385	Silicium 14 Si 28,085 (1)	Phosphore 15 P 30,97376200	Soufre 16 S 32,0675	Chlore 17 Cl 35,4515	Argon 18 Ar 39,948 (1)
4	Potassium 19 K 39,0983 (1)	Calcium 20 Ca 40,078 (4)	Scandium 21 Sc 44,955908 (5)	Titane 22 Ti 47,867 (1)	Vanadium 23 V 50,9415 (1)	Chrome 24 Cr 51,9961 (6)	Manganèse 25 Mn 54,938044	Fer 26 Fe 55,845 (2)	Cobalt 27 Co 58,933194	Nickel 28 Ni 58,6934 (4)	Cuivre 29 Cu 63,546 (3)	Zinc 30 Zn 65,38 (2)	Gallium 31 Ga 69,723 (1)	Germanium 32 Ge 72,630 (8)	Arsenic 33 As 74,921595	Sélénium 34 Se 78,971 (8)	Brome 35 Br 79,904	Krypton 36 Kr 83,798 (2)
5	Rubidium 37 Rb 85,4678 (3)	Strontium 38 Sr 87,62 (1)	Yttrium 39 Y 88,90584	Zirconium 40 Zr 91,224 (2)	Niobium 41 Nb 92,90637	Molybdène 42 Mo 95,95 (1)	Technétium 43 Tc [98]	Ruthénium 44 Ru 101,07 (2)	Rhodium 45 Rh 102,90550	Palladium 46 Pd 106,42 (1)	Argent 47 Ag 107,8682 (2)	Cadmium 48 Cd 112,414 (4)	Indium 49 In 114,818 (1)	Étain 50 Sn 118,710 (7)	Antimoine 51 Sb 121,760 (1)	Tellure 52 Te 127,60 (3)	Iode 53 I 126,90447	Xénon 54 Xe 131,293 (6)
6	Césium 55 Cs 132,905452	Baryum 56 Ba 137,327 (7)	Lanthanides 57-71	Hafnium 72 Hf 178,49 (2)	Tantale 73 Ta 180,94788	Tungstène 74 W 183,84 (1)	Rhénium 75 Re 186,207 (1)	Osmium 76 Os 190,23 (3)	Iridium 77 Ir 192,217 (3)	Platine 78 Pt 195,084 (9)	Or 79 Au 196,966569	Mercur 80 Hg 200,592 (3)	Thallium 81 Tl 204,3835	Plomb 82 Pb 207,2 (1)	Bismuth 83 Bi 208,98040	Polonium 84 Po [209]	Astate 85 At [210]	Radon 86 Rn [222]
7	Francium 87 Fr [223]	Radium 88 Ra [226]	Actinides 89-103	Rutherfordium 104 Rf [267]	Dubnium 105 Db [268]	Seaborgium 106 Sg [269]	Bohrium 107 Bh [270]	Hassium 108 Hs [277]	Meitnérium 109 Mt [278]	Darmstadtium 110 Ds [281]	Roentgenium 111 Rg [282]	Copernicium 112 Cn [285]	Nihonium 113 Nh [286]	Flerovium 114 Fl [289]	Moscovium 115 Mc [289]	Livermorium 116 Lv [293]	Tennessee 117 Ts [294]	Oganesson 118 Og [294]
			Lanthane 57 La 138,90547	Cérium 58 Ce 140,116 (1)	Praséodyme 59 Pr 140,90766	Néodyme 60 Nd 144,242 (3)	Prométhium 61 Pm [145]	Samarium 62 Sm 150,36 (2)	Europium 63 Eu 151,964 (1)	Gadolinium 64 Gd 157,25 (3)	Terbium 65 Tb 158,92535	Dysprosium 66 Dy 162,500 (1)	Holmium 67 Ho 164,93033	Erbium 68 Er 167,259 (3)	Thulium 69 Tm 168,93422	Ytterbium 70 Yb 173,045	Lutécium 71 Lu 174,9668	
			Actinium 89 Ac [227]	Thorium 90 Th 232,0377	Protactinium 91 Pa 231,03588	Uranium 92 U 238,02891	Neptunium 93 Np [237]	Plutonium 94 Pu [244]	Américium 95 Am [243]	Curium 96 Cm [247]	Berkélium 97 Bk [247]	Californium 98 Cf [251]	Einsteinium 99 Es [252]	Fermium 100 Fm [257]	Mendélévium 101 Md [258]	Nobélium 102 No [259]	Lawrencium 103 Lr [266]	

Métaux / Non métaux

Alcalins	Alcalino-terreux	Lanthanides	Actinides	Métaux de transition	Métaux pauvres	Métalloïdes	Autres non-métaux	Halogènes	Gaz nobles	Non classés	primordial	désintégration d'autres éléments	synthétique
----------	------------------	-------------	-----------	----------------------	----------------	-------------	-------------------	-----------	------------	-------------	------------	----------------------------------	-------------

Eléments chimiques



Vue classique de l'atome de Bohr

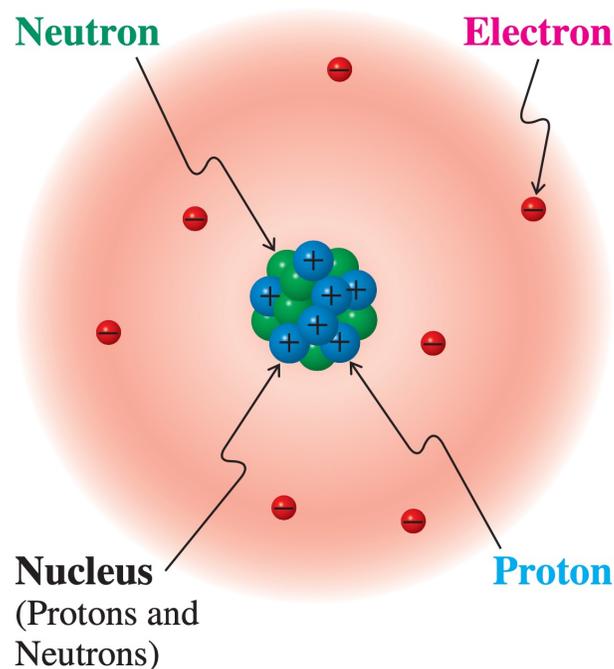
- Qu'est-ce qui définit l'élément ?

nombre de
masse \rightarrow A
 Z
 X
 m^0
atomique \rightarrow
= nb de protons (+)

$A - Z =$
nombre de
neutrons

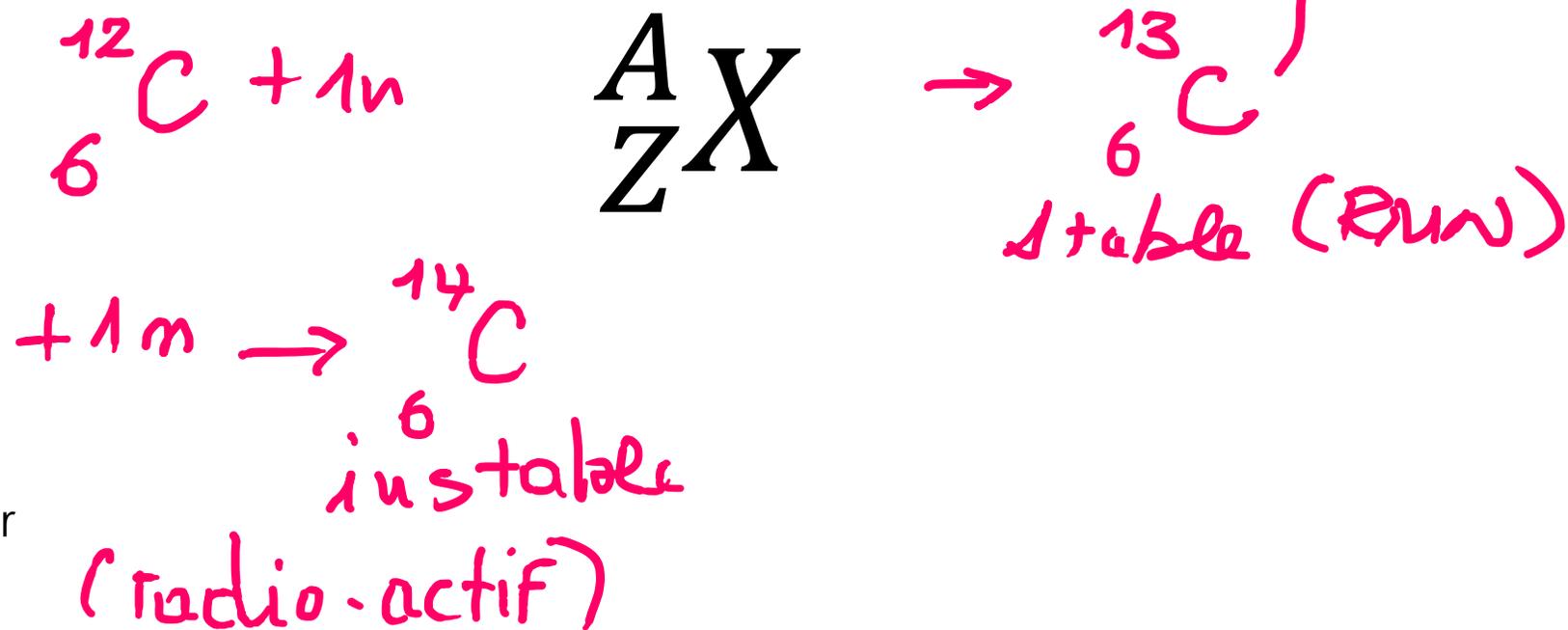
Ex ${}^{12}_6\text{C}$, ${}^1_1\text{H}$
etc

Eléments chimiques

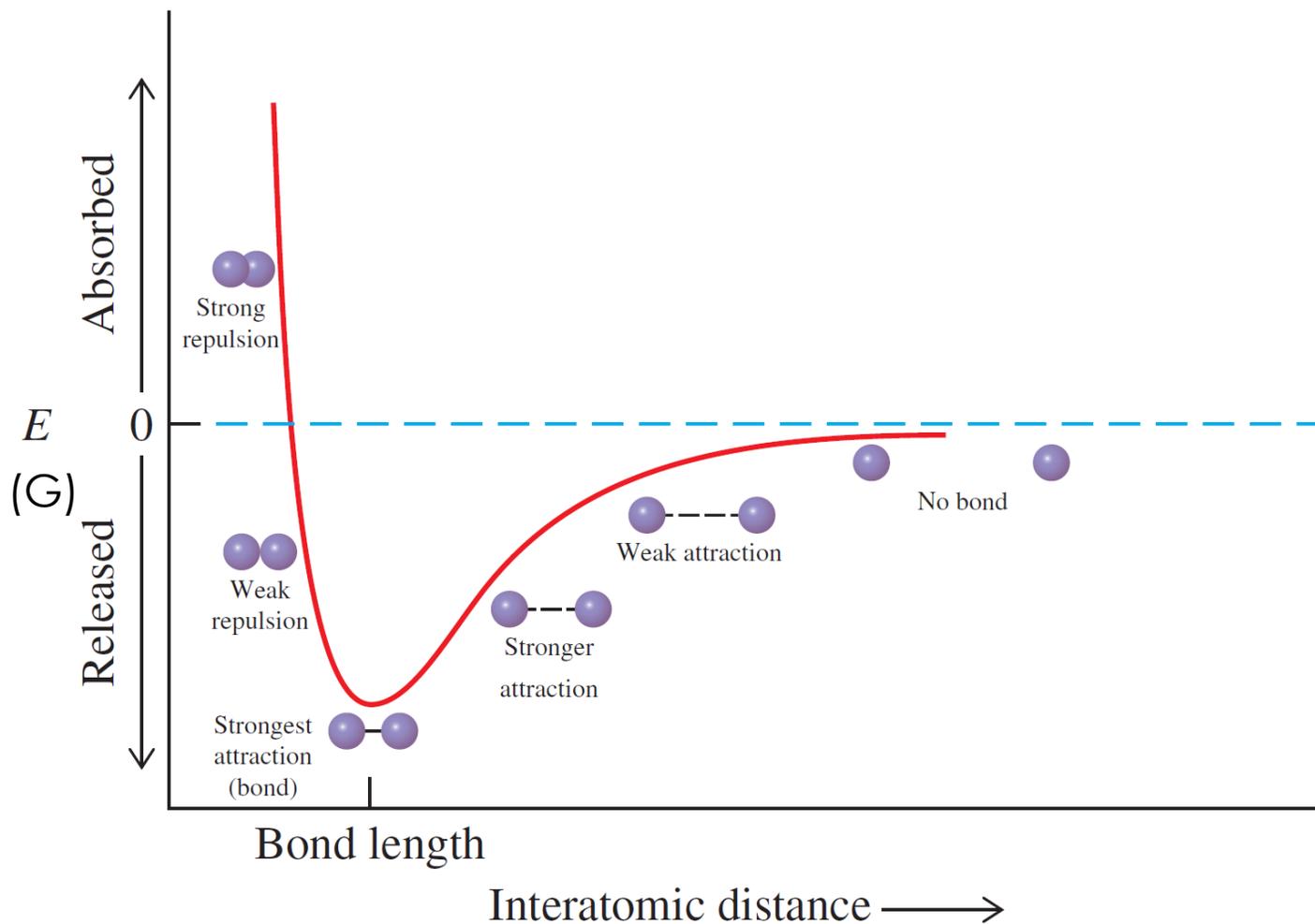


Vue classique de l'atome de Bohr

• Isotopes, exemples $\sim 1,1\%$ naturel



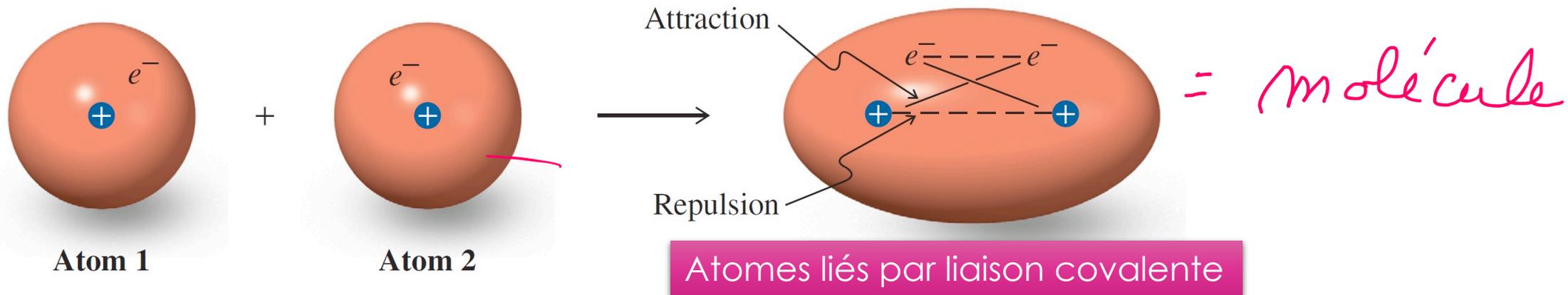
Eléments et liaisons chimiques



La liaison chimique correspond à un « puit » d'énergie libre (G Gibbs)

(notion de force motrice en chimie)

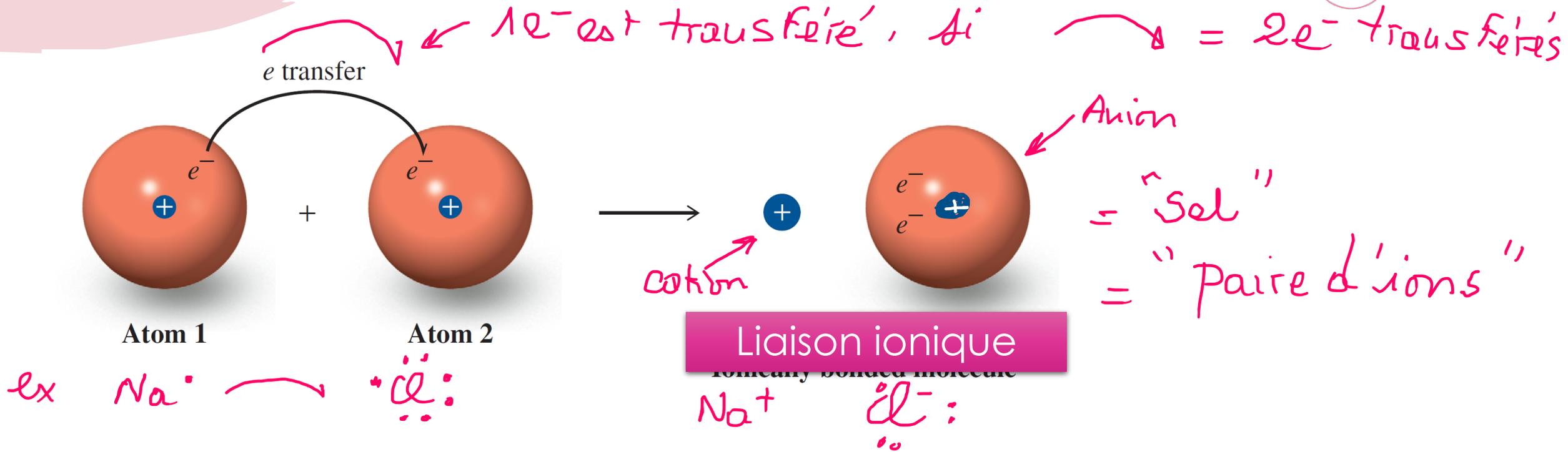
Liaison covalente : on partage les électrons



Ordres de grandeur :

- Diamètre d'un noyau $\sim 10^{-15}$ m
 - Orbite électronique $\sim 10^{-10}$ m
 - Rapport des masses proton/électron ~ 1800
- Handwritten notes:* } 5 ordres de grandeur (with 10^5 written above and an arrow pointing down to the bracket)

Liaison ionique : on se partage pas !



- Qui donne et qui accepte?

Tableau périodique des éléments (partiel)



TABLE 1-1

Partial Periodic Table

Colonne = Groupe

Period = RANGÉES

Period							Halogens	Noble gases
First	H ¹							He ²
Second	Li ^{2,1}	Be ^{2,2}	B ^{2,3}	C ^{2,4}	N ^{2,5}	O ^{2,6}	F ^{2,7}	Ne ^{2,8}
Third	Na ^{2,8,1}	Mg ^{2,8,2}	Al ^{2,8,3}	Si ^{2,8,4}	P ^{2,8,5}	S ^{2,8,6}	Cl ^{2,8,7}	Ar ^{2,8,8}
Fourth	K ^{2,8,8,1}						Br ^{2,8,18,7}	Kr ^{2,8,18,8}
Fifth							I ^{2,8,18,18,7}	Xe ^{2,8,18,18,8}

Note: The superscripts indicate the number of electrons in each principal shell of the atom.

e⁻ de valence
 = couche de valence
 (où se passe la "chimie")

régle du duet

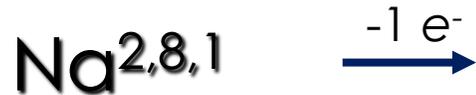
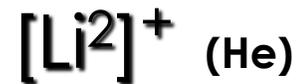
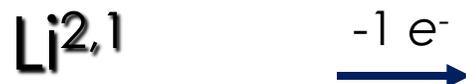
régle de l'octet

⇒ Particulièrement STABLES

Pourquoi les éléments se lient (= réagissent) ?

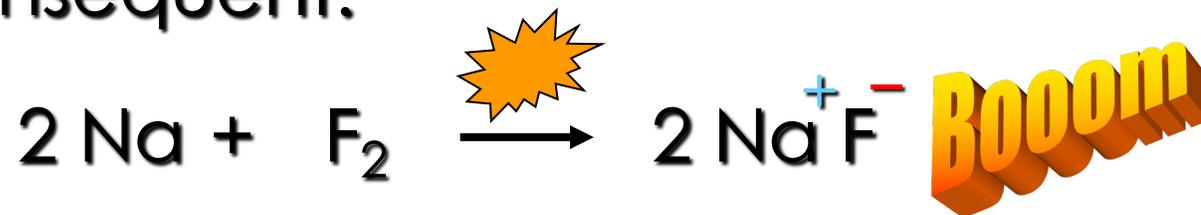
- Force motrice = avoir la configuration électronique des gaz nobles = CV complète à 2 ou 8 électrons

1. Liaisons ioniques



Transfer
d'électron
de valence

Par conséquent:



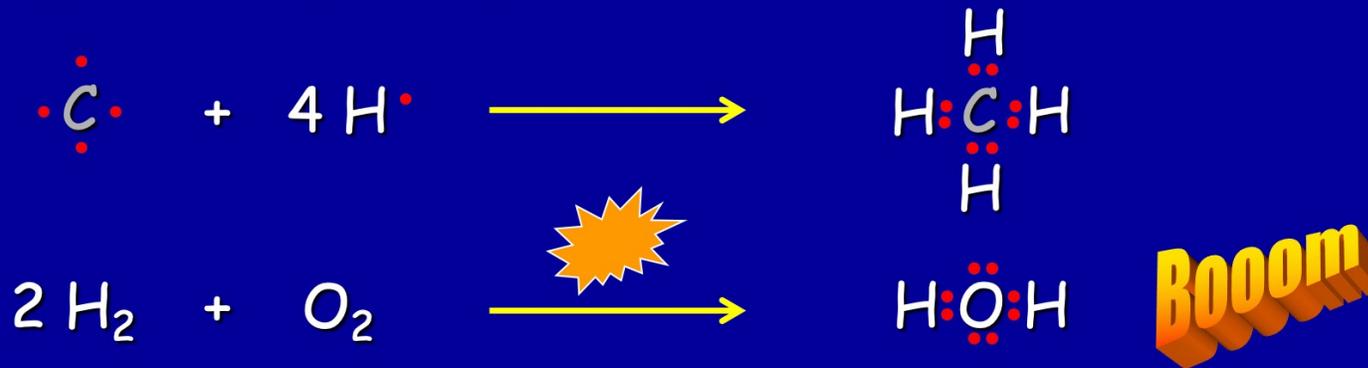
Pourquoi les éléments se lient (= réagissent)?

2. Liaisons covalentes

- Les éléments dans le milieu du tableau périodique ont un problème d'affinité électronique et de potentiel d'ionisation



Compromis: partage d'électrons



Le Hindenburg, Lakehurst, NJ, 6 Mai 1937

Pourquoi les éléments se lient (= réagissent) ?

3. La plupart des liaisons sont “entre deux” = polaires

- L. Pauling = l'électronégativité augmente de la gauche vers la droite et de bas en haut dans le tableau périodique

Table 1-2 Electronegativities of Selected Elements

Increasing electronegativity →

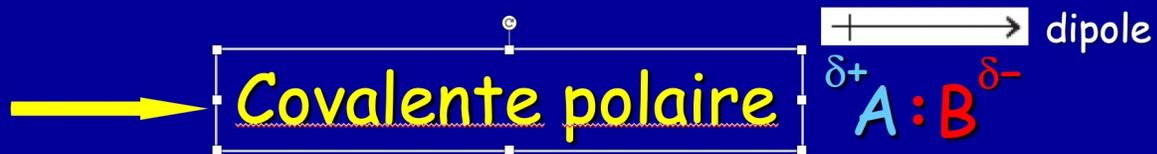
			H 2.2				
Li 1.0	Be 1.6	B 2.0	C 2.6	N 3.0	O 3.4	F 4.0	
Na 0.9	Mg 1.3	Al 1.6	Si 1.9	P 2.2	S 2.6	Cl 3.2	
K 0.8						Br 3.0	
						I 2.7	

↑ Increasing electronegativity

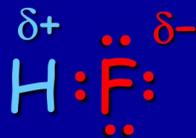
Différences d'électronégativité

3. La plupart des liaisons sont "entre deux" = polaires

- La liaison covalente entre deux éléments différents est alors polaire (possède un moment dipolaire permanent)



Exemples:



Linus Pauling
1901-1994

La forme des molécules est contrôlée par la répulsion des électrons de (co)-valence

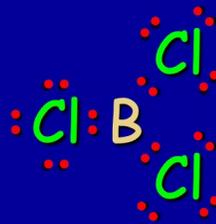
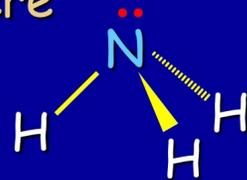
Diatomics: linear (of course), e.g. $\text{H}:\text{H}$ $\text{Li}:\text{H}$ $\text{F}:\text{F}$

Triatomics: either linear, e.g. $\text{F}:\text{Be}:\text{F}$ not $\text{F}:\text{Be}:\text{F}$

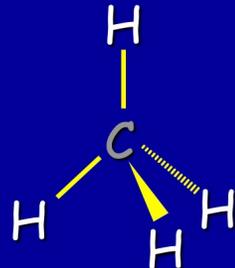
or bent, when there are lone e-pairs, e.g. $\text{H}:\text{O}:\text{H}$

Tetraatomics: either trigonal, e.g.

or pyramidal, when there are lone e-pairs, e.g.

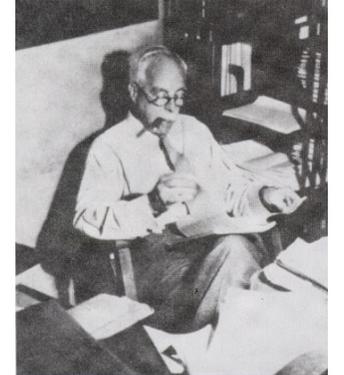
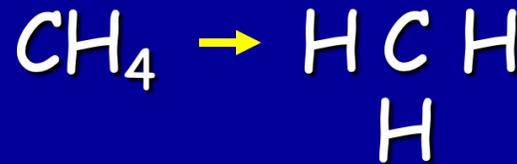
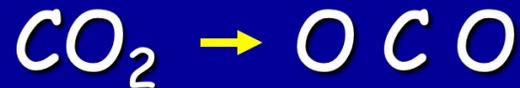


Pentaatomics: tetrahedral, e.g.



Comment répartir les électrons de valence : Ecriture des formules de Lewis

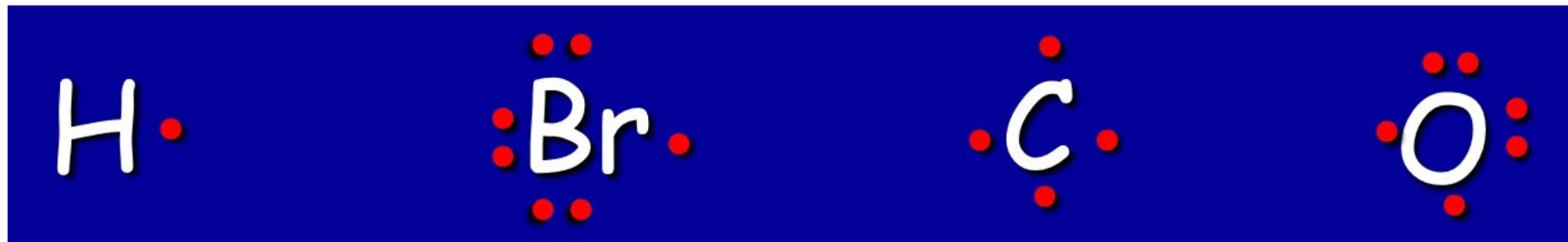
- Règle 1 : dessiner un squelette moléculaire (donné en principe)



Gilbert N. Lewis
(1875–1946)

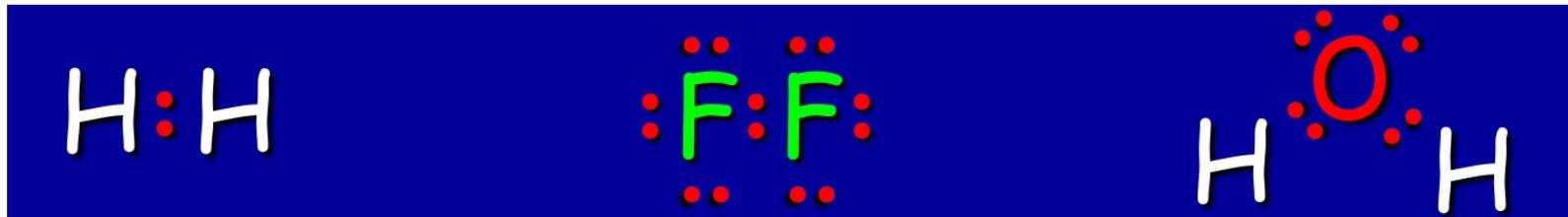
Comment répartir les électrons de valence : Ecriture des formules de Lewis

- Règle 2 : Compter le nombre total d'électrons de valence



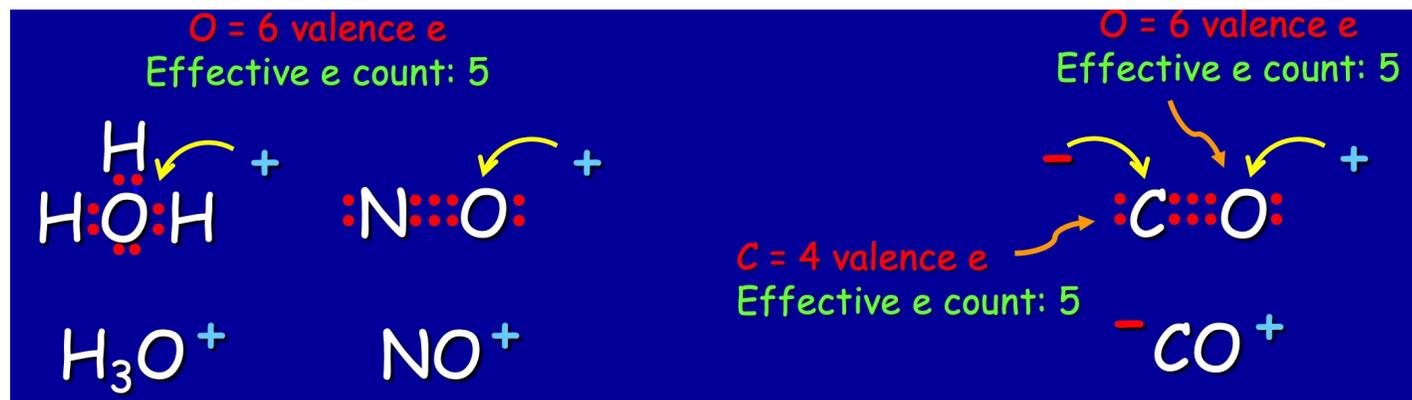
Comment répartir les électrons de valence : Ecriture des formules de Lewis

- Règle 3 : Respecter la règle de l'octet (duet) : la meilleure structure est celle qui donne un octet d'électrons aux atomes (duet pour H) atomes



Comment répartir les électrons de valence : Ecriture des formules de Lewis

- Règle 4 : se préoccuper des charges électriques si besoin. Une charge électrique (+/-) apparaîtra si le nombre d'électrons présent dans la formule diffère du nombre total d'électrons de valence compté initialement à la **règle 2**.
- Pour compter les électrons effectivement présents dans une formule : compter chaque liaison (2e⁻ partagés) comme 1e⁻, une paire non partagée pour 2 e⁻



Écriture des formules de Lewis : exemple

CO_2

1. Arrangement des atomes :
2. Décompte des électrons de valence :
3. Règle de l'octet les ajouter au atomes pour respecter la règle de l'octet jusqu'à épuisement des e disponible :
4. Charges

Écriture des formules de Lewis : exemple



1. Arrangement des atomes : O C O
2. Décompte des **électrons de valence** : O = 6 e⁻, C = 4 e⁻ -> total = 16 e⁻
3. Règle de l'octet
4. Charges

Tableau périodique des éléments (partiel)

TABLE 1-1

Partial Periodic Table

Period						Halogens	Noble gases
First	H ¹						He ²
Second	Li ^{2,1}	Be ^{2,2}	B ^{2,3}	C ^{2,4}	N ^{2,5}	F ^{2,7}	Ne ^{2,8}
Third	Na ^{2,8,1}	Mg ^{2,8,2}	Al ^{2,8,3}	Si ^{2,8,4}	P ^{2,8,5}	S ^{2,8,6}	Cl ^{2,8,7}
Fourth	K ^{2,8,8,1}					Br ^{2,8,18,7}	Ar ^{2,8,8}
Fifth						I ^{2,8,18,18,7}	Kr ^{2,8,18,8}
							Xe ^{2,8,18,18,8}

Handwritten notes in pink: $4e^-$ en Cv (with an arrow pointing to C^{2,4}) and $6e^-$ en C (with an arrow pointing to O^{2,6}).

Note: The superscripts indicate the number of electrons in each principal shell of the atom.

Écriture des formules de Lewis : exemple



1. Lier les atomes avec une liaison (2 e⁻) : O C O
2. Avec le reste d'e⁻ les ajouter comme paires non liées aux atomes pour respecter la règle de l'octet jusqu'à épuisement du « stock » :
3. Si des atomes sont déficitaires par rapport à l'octet électronique « rabatre » des paires non partager pour les partager :
4. Charges : ?

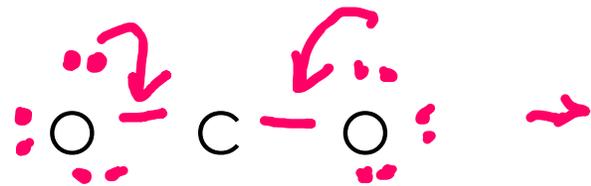
Écriture des formules de Lewis : exemple CO_2

1. Lier les atomes avec une liaison ($2 e^-$) : $\text{O} - \text{C} - \text{O}$
2. Avec le reste d' e^- les ajouter comme paires non liées aux atomes pour respecter la règle de l'octet jusqu'à épuisement du « stock » :

$16 - 4$, reste 12

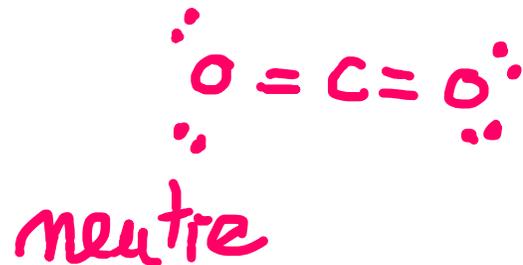


1. Si des atomes sont déficitaires par rapport à l'octet électronique « rabattre » des paires libres pour les partager :



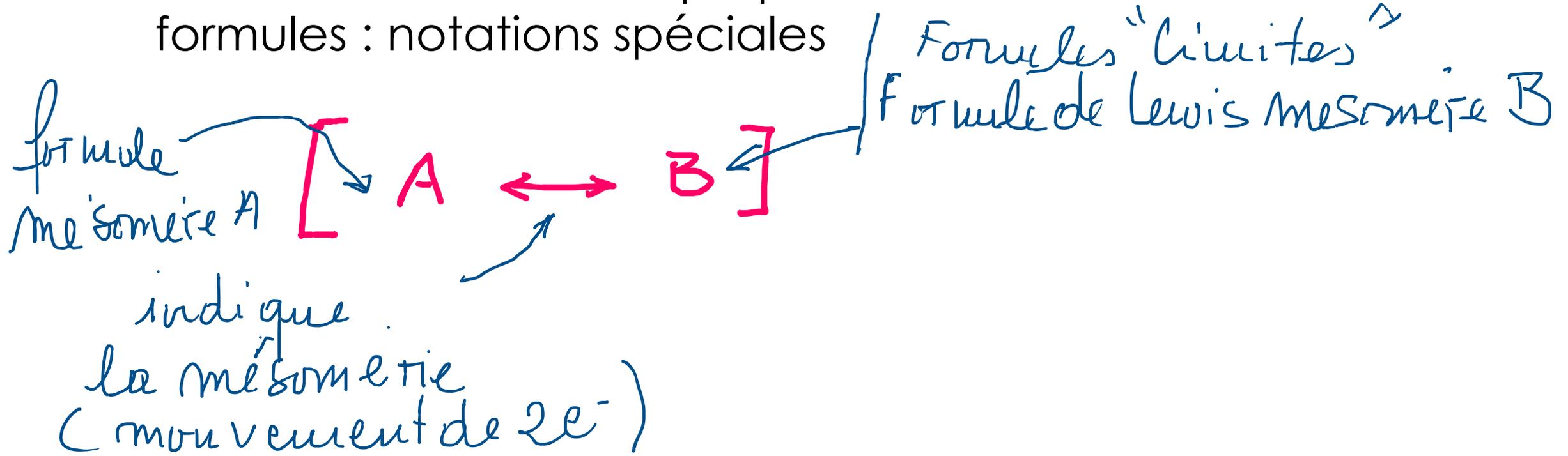
1. Charges : ?

\downarrow
non



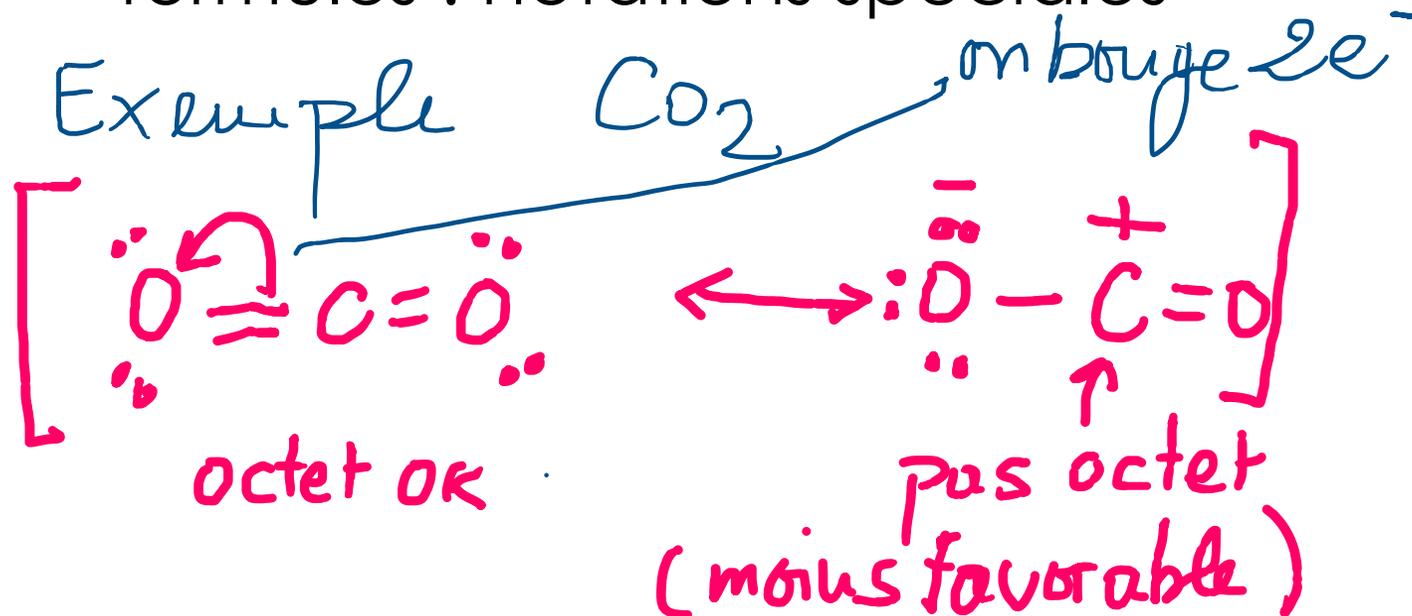
Formes de résonance, mésomérie

- Définition : mouvement de paires d'e- menant à d'autres formules de Lewis
- La molécule est une superpositions de ces différentes formules : notations spéciales



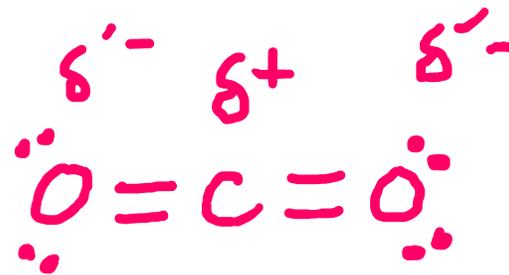
Formes de résonance, mésomérie

- Définition : mouvement de paires d'e- menant à d'autres formules de Lewis
- La molécule est une superpositions de ces différentes formules : notations spéciales



Formes de résonance, mésomérie

- Définition : mouvement de paires d'e- menant à d'autres formules de Lewis
- La molécule est une superpositions de ces différentes formules : notations spéciales



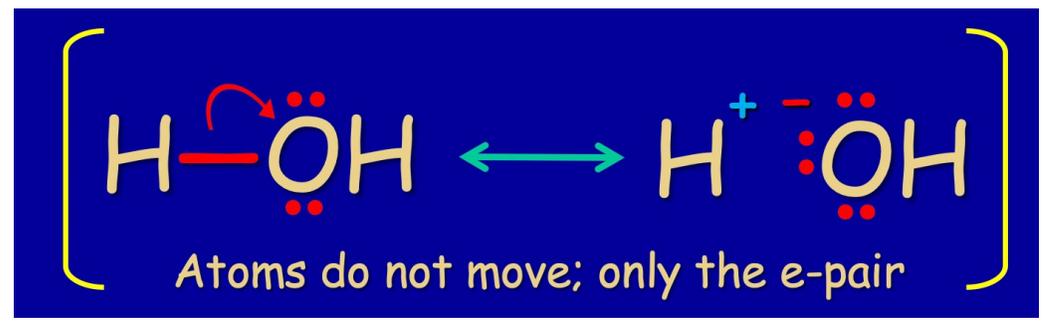
$$\delta = 2\delta'$$

$$0 < |\delta| < 1$$

Formes de résonance, pas un équilibre chimique

- Résonance / mésomérie : les e⁻ bougent pas les atomes :

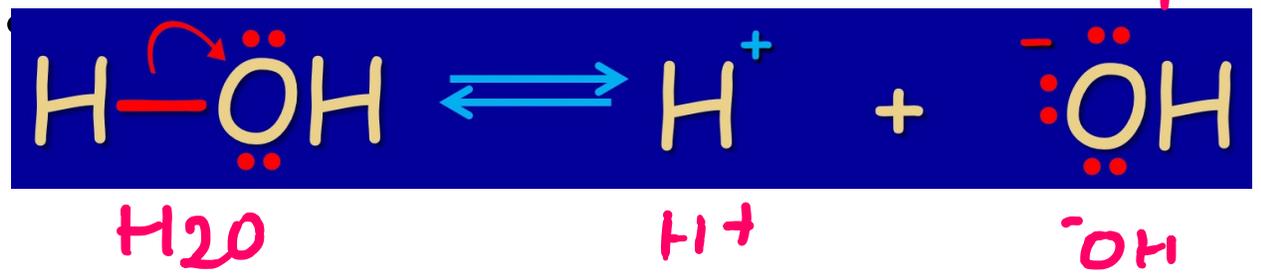
1 seule molécule



1 molécule (H₂O)
2 ions (H⁺, OH⁻)

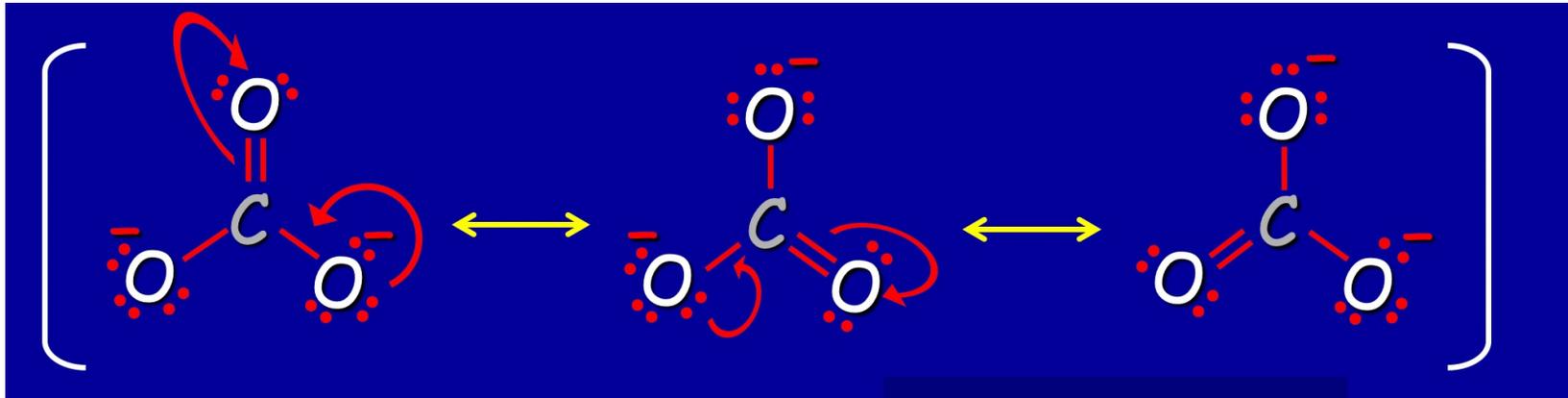
- Equilibre chimique : les atomes se dissocient et bougent

3 espèces



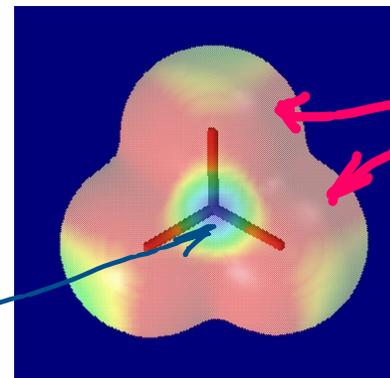
Formes de résonance

- Les meilleures quand toutes respectent la règle de l'octet pour chaque atome : exemple ion carbonate CO_3^{2-}



- L'ion carbonate est
Délocalisé et symétrique
= stabilité

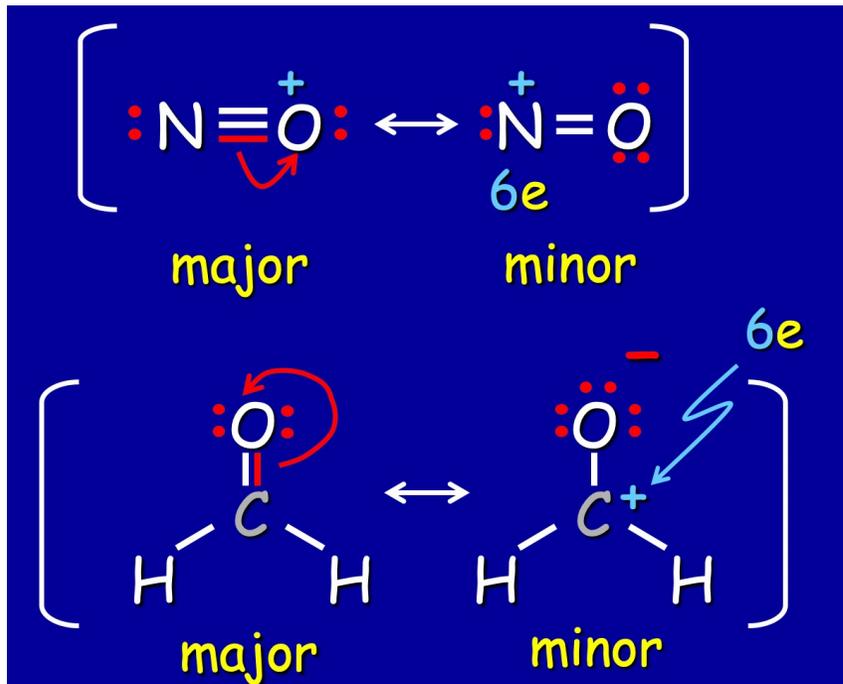
Zones
pauvres
en e^-



Zones riches en e^-

Formes de résonance non équivalentes

- Lesquelles sont les meilleures?
- Règle 1 : celles qui respectent la règle de l'octet pour tous les atomes (l'emporte sur toutes les autres règles)



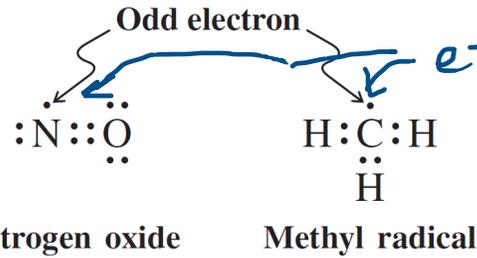
monoxyde
d'azote
NO⁺

Formaldéhyde
("formol")

Exception à la règle de l'octet

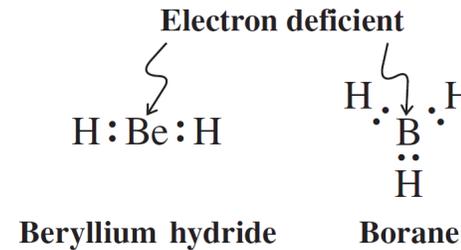
- Radicaux libres

$NO^+ + 1e^-$ →



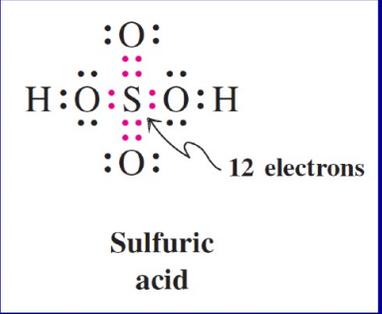
e^- non apparié
 $NO^+ \cdot CH_3$

- composés déficient en e^-



vide e^-
 BH_3 Aciole LEWIS

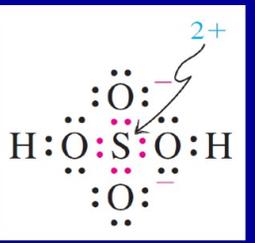
- Eléments au delà de la 2^{ème} période du tableau périodique qui étendent leur CV



Sulfuric acid
12 electrons

↔

But we can still write polar octet structure



Les 8 concepts importants vu en cours

1-2/4

1. La **loi de Coulomb** relie la force d'attraction entre les particules de charge électrique opposée à la distance entre eux.
2. Les **liaisons ioniques** résultent de l'attraction coulombique d'ions de charges opposées. Ces ions sont formés par le transfert complet d'électrons d'un atome à un autre, généralement pour obtenir une configuration de **gaz rares** (gaz nobles).
3. Les **liaisons covalentes** résultent du partage d'électrons entre deux atomes. Les électrons sont partagés pour permettre aux atomes d'atteindre des configurations de **gaz rares**.
4. La **longueur de liaison** est la distance moyenne entre deux atomes liés de manière covalente. La formation de liaison libère de l'énergie; la rupture des liaisons nécessite de l'énergie.

Les 8 concepts importants vu en cours

1-2/4

5. Des **liaisons polaires** sont formées entre des atomes **d'électronégativité différente** (une mesure de la capacité d'un atome à attirer des électrons).
6. La **forme** des molécules est fortement influencée par la **répulsion des électrons**.
7. **Les structures de Lewis** décrivent la liaison par l'utilisation de points **d'électrons de valence**. Ils sont dessinés de manière à donner à l'hydrogène un **duet** d'électrons et aux autres atomes des **octets** d'électrons (**règle de l'octet**). La séparation formelle des charges doit être minimisée mais peut être imposée par la règle de l'octet.

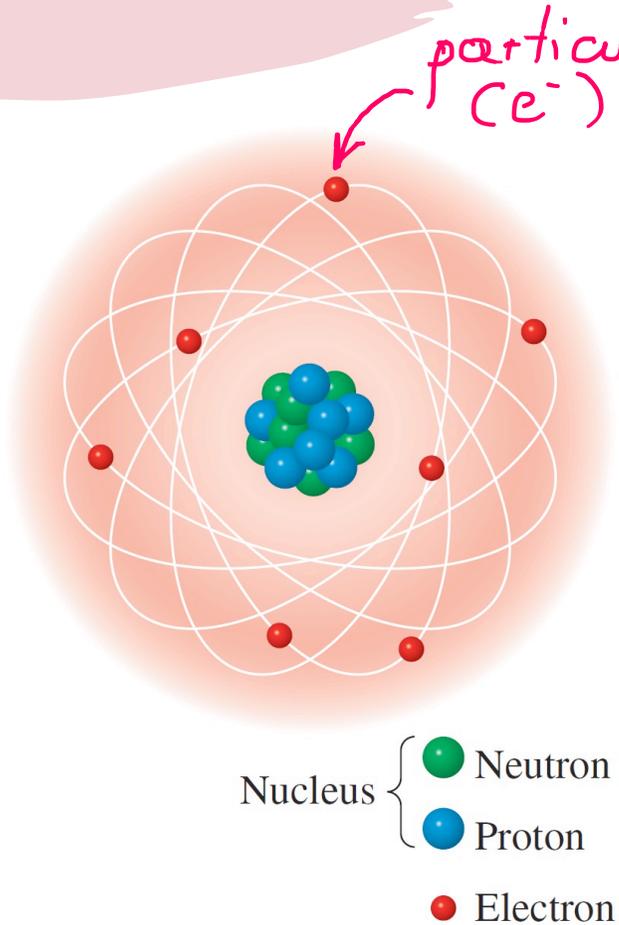
Les 8 concepts importants vu en cours

1-2/4

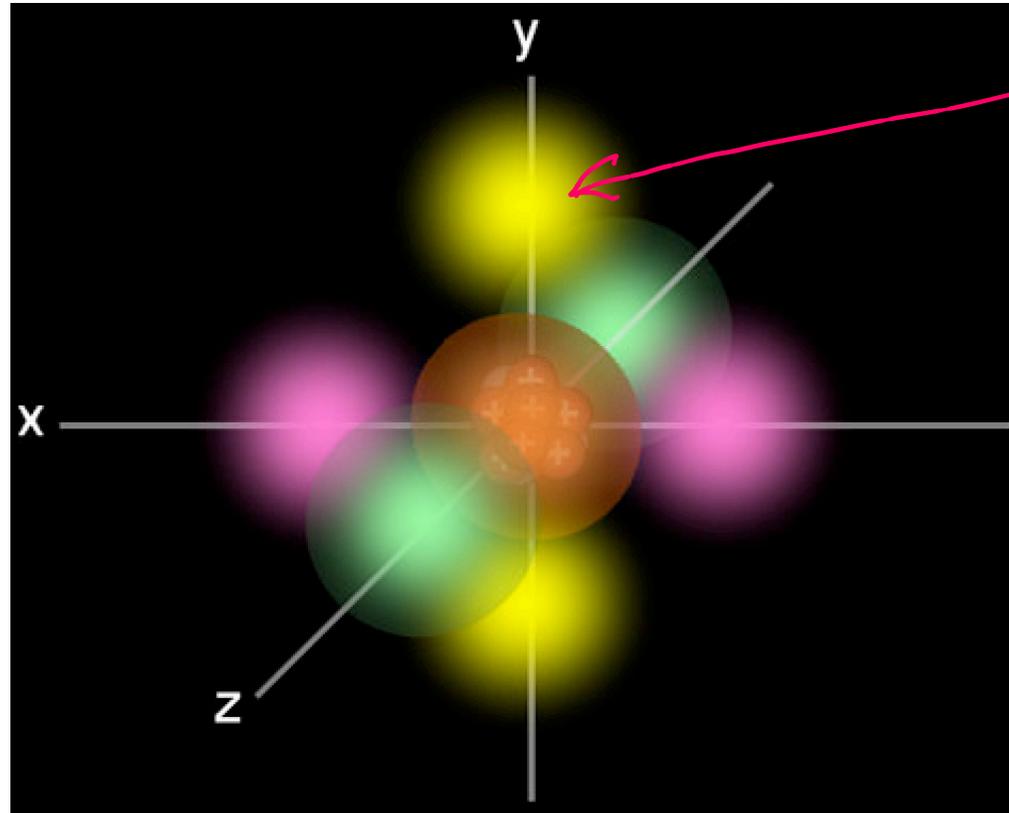


8. **Lorsque deux ou plusieurs structures de Lewis** ne différant que par les positions des électrons sont nécessaires pour décrire une molécule, elles sont appelées **formes de résonance**. Aucune ne décrit correctement la molécule, sa vraie représentation étant une moyenne (hybride) de toutes ses structures de Lewis. Si les formes de résonance d'une molécule sont inégales, celles qui satisfont le mieux les règles d'écriture des structures de Lewis et les exigences d'électronégativité des atomes sont plus importantes

Une vue atomique précise : la « QM »



Vue classique



Vue de la mécanique quantique
(QM = Quantum Mechanics
Schrödinger, 1927)

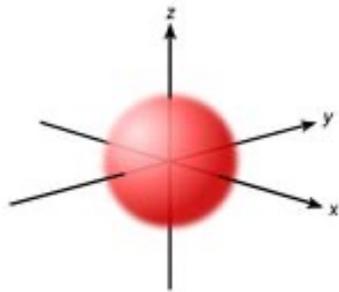
"onde"
(fonction d'onde)
OA: orbitales atomiques
OM: O, moléculaires

Les OA les plus importantes ici

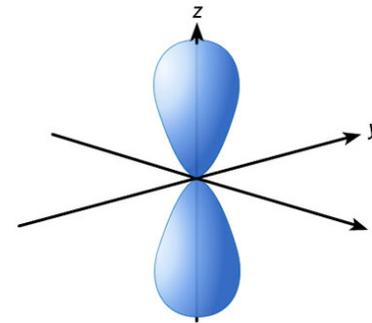
Fonctions d'onde

Sphère

s



p



2p_z

Symétrie axiale

periode 1

corrèle avec le tableau périodique

©NCSM 2003

Complète à 2e⁻

↑↓

e⁻ appariés

periode 3

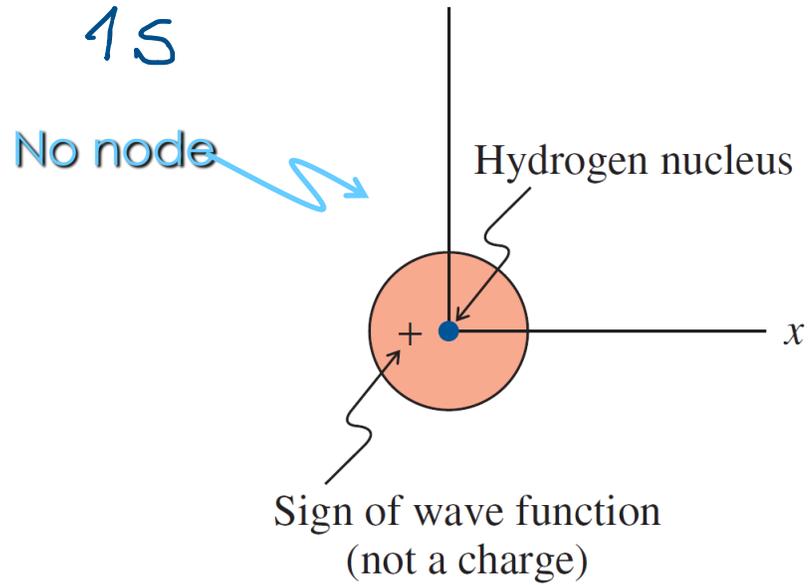
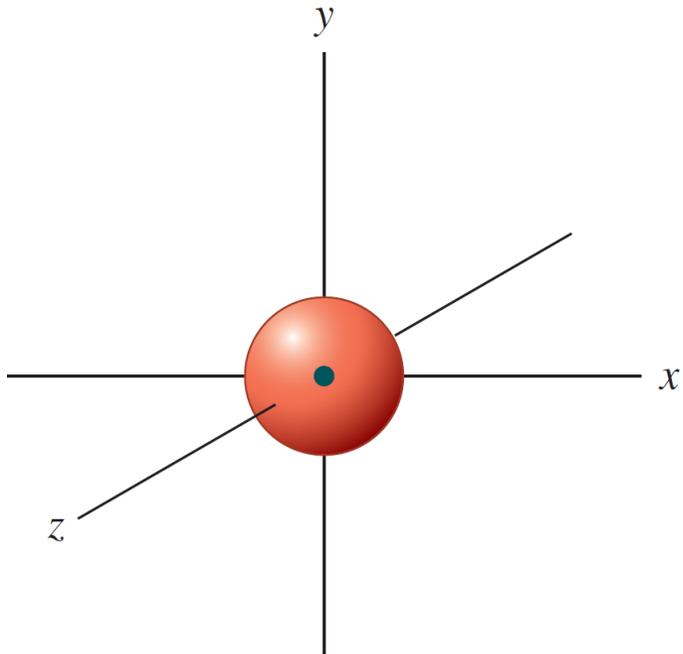
1s, 2s, 2p_x, 2p_y, 2p_z

periode 2

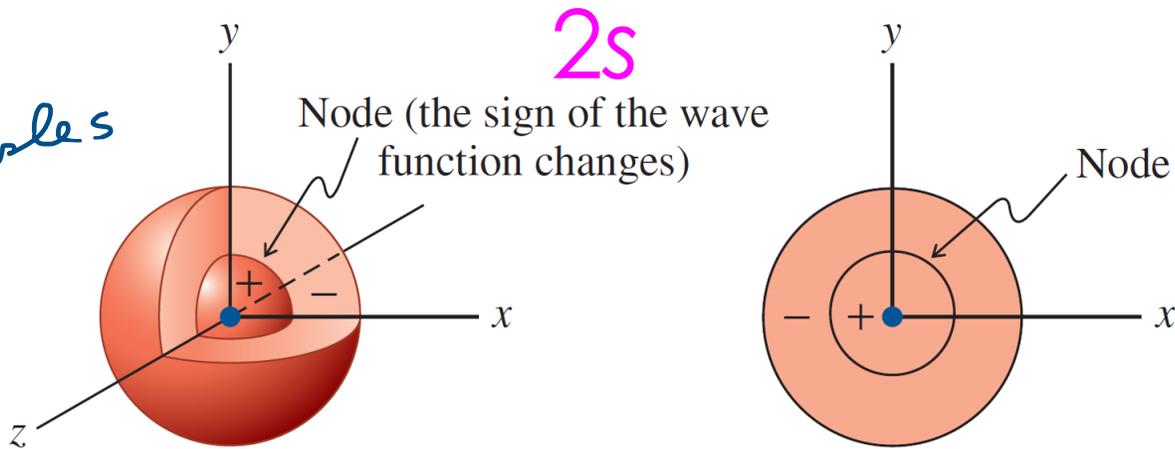
3s, 3p_x, 3p_y, 3p_z, etc

→ remplissage des OA et détermination CV

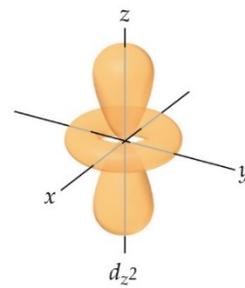
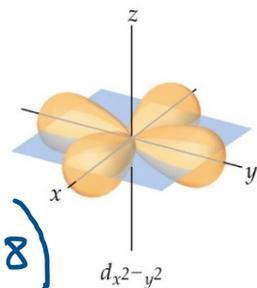
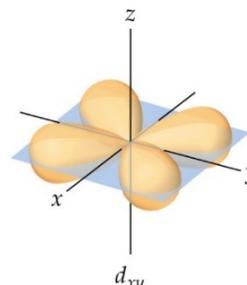
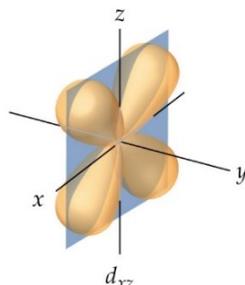
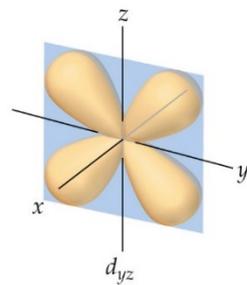
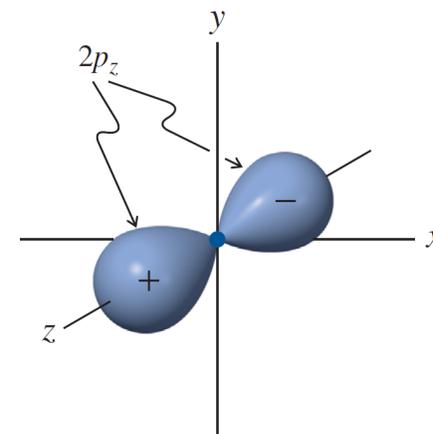
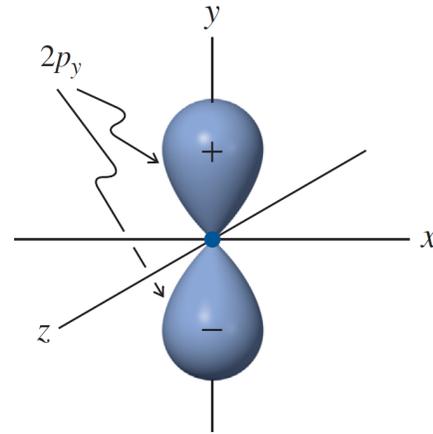
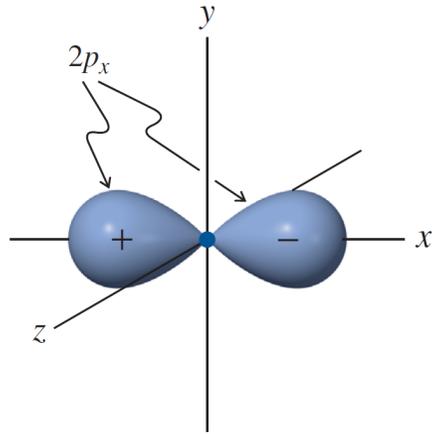
Les OA de type s



CV =
c- accessibles



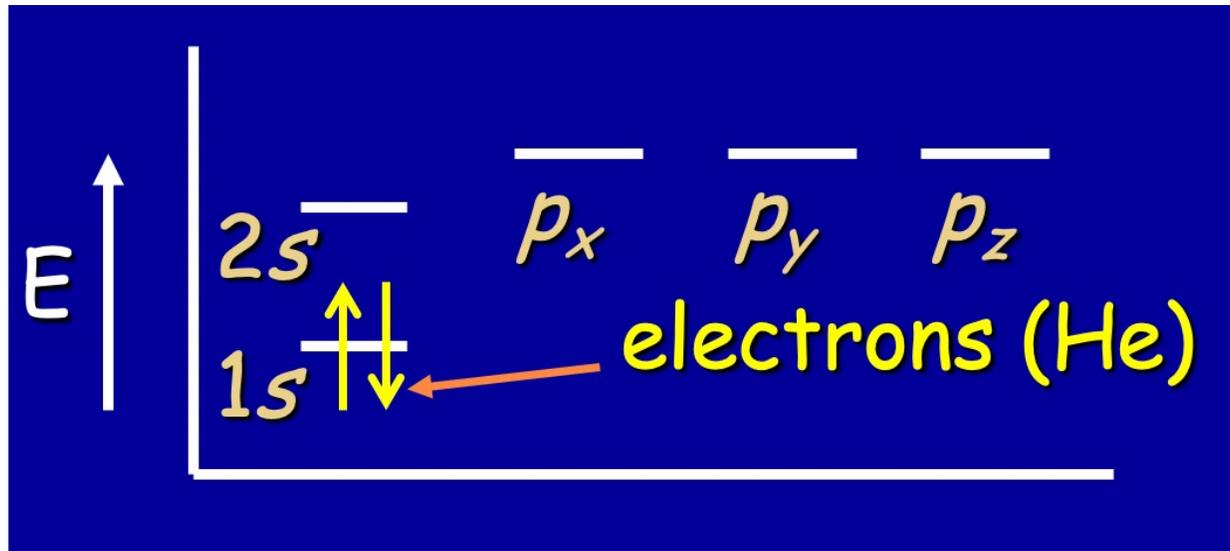
Les OA de type p (au nombre de 3)



OA
de type
d et f
(éléments au delà
de la période 3, At Z=18)

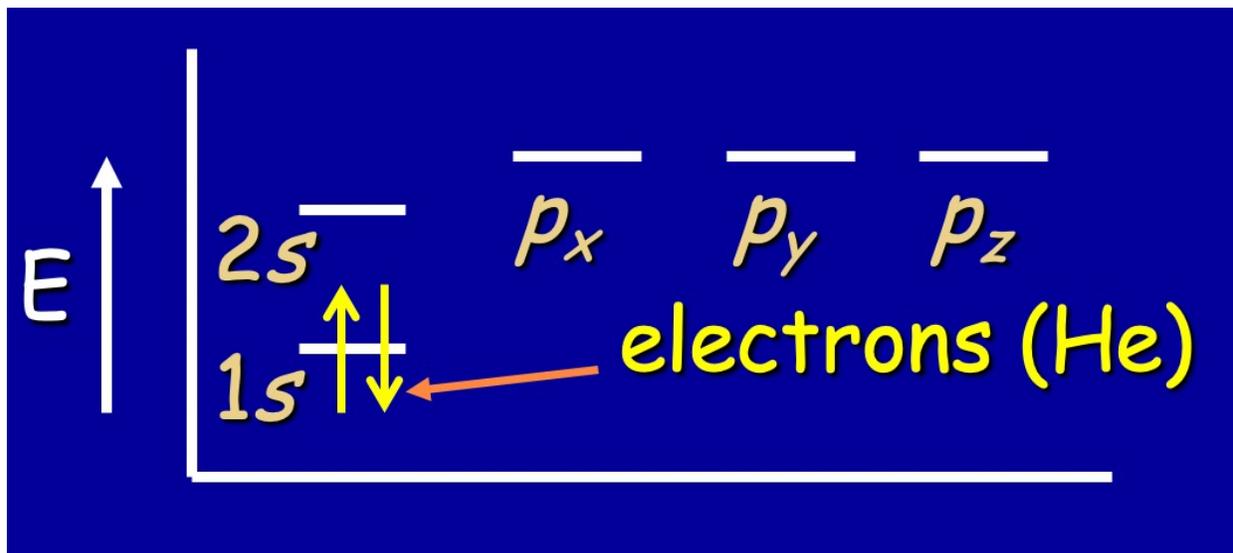
Règles de remplissage des OA

- On remplit d'abord les OA de plus basse énergie (1s, 2s puis 2p etc)



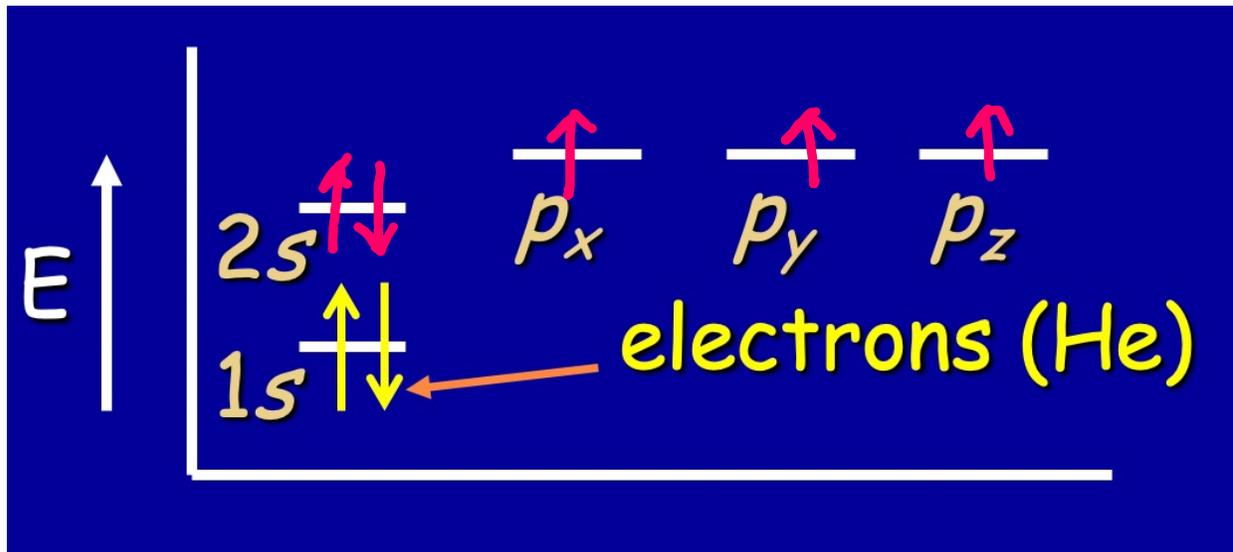
Règles de remplissage des OA

- On applique le **principe d'exclusion de Pauli**
- = 2 e⁻ maxi dans chaque OA



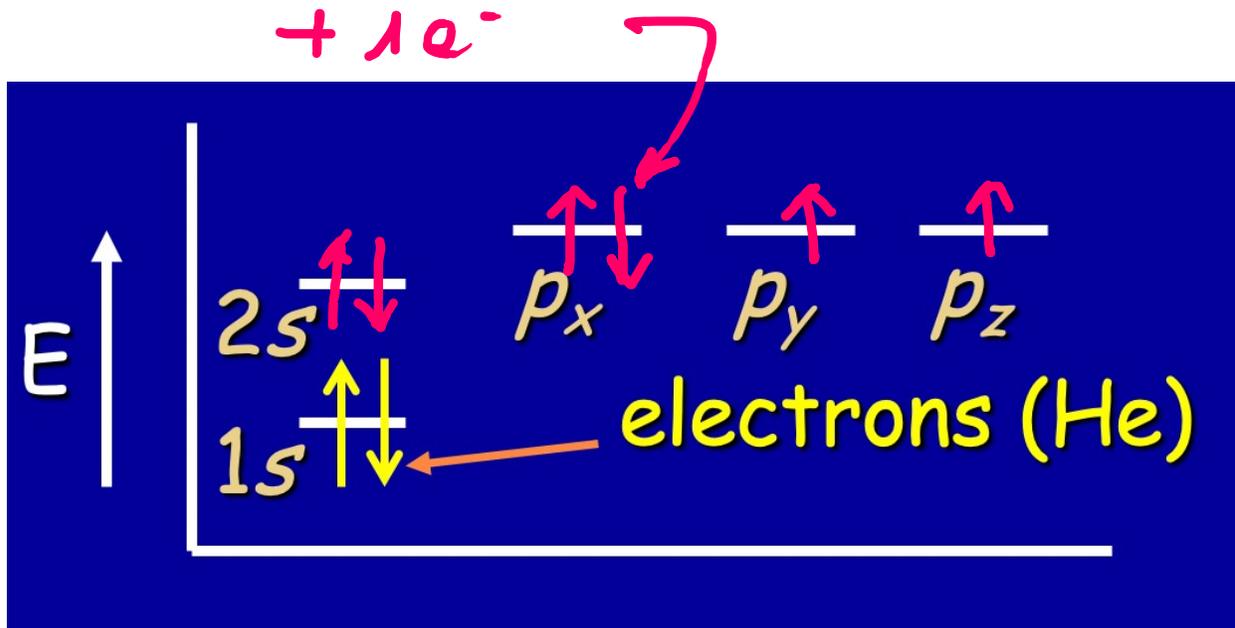
Règles de remplissage des OA

- On applique le **règle de Hund**
- = on répartie dans les OA d'égale énergie

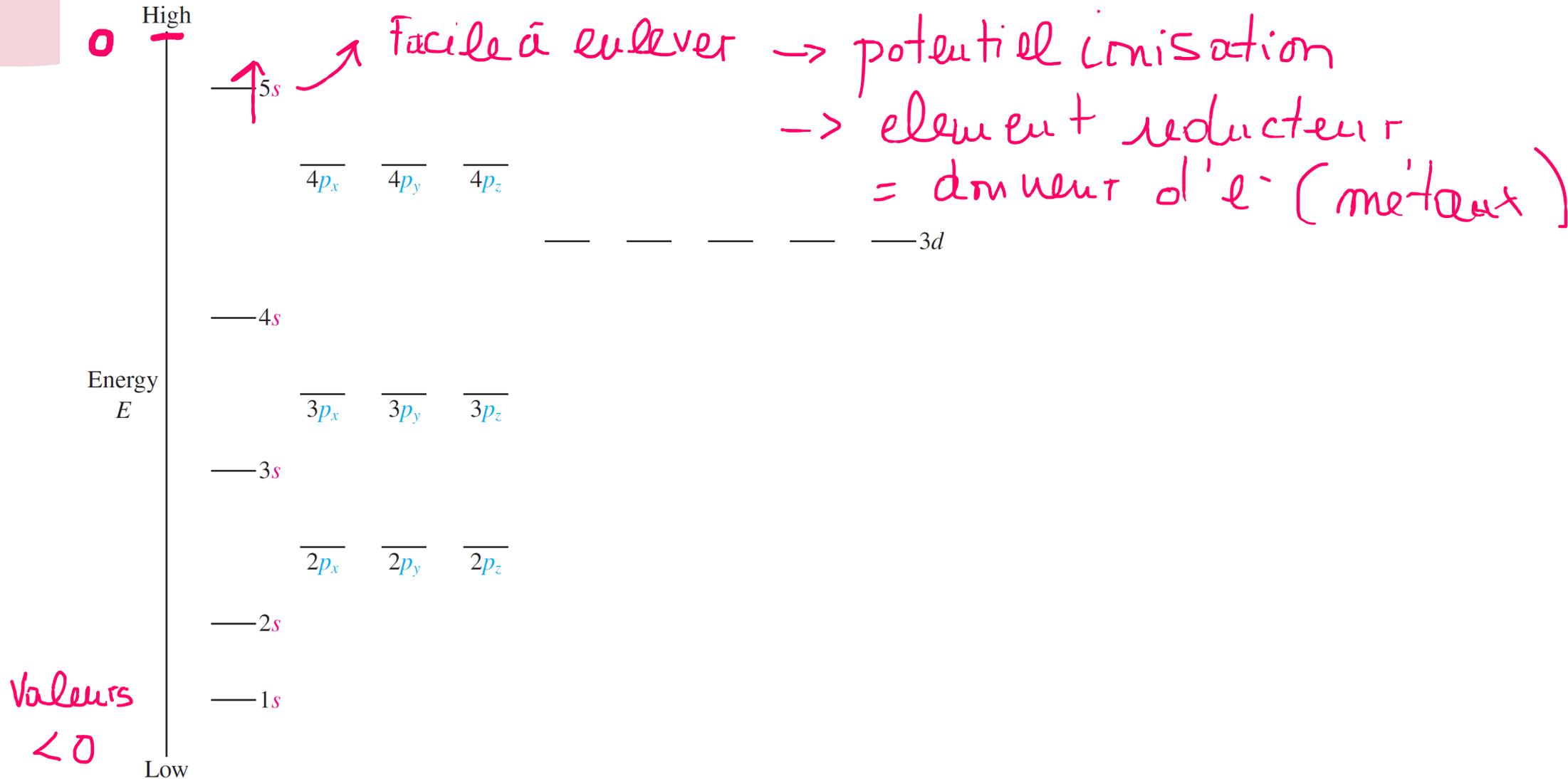


Règles de remplissage des OA

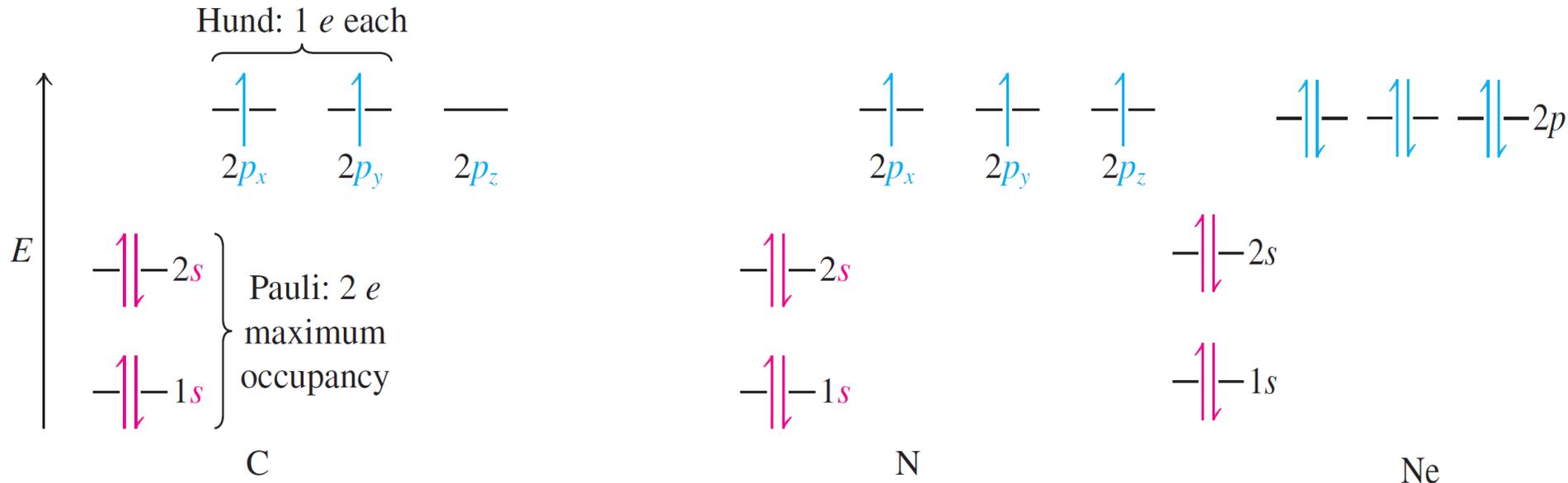
- On applique le **règle de Hund**
- = on répartie dans les OA d'égale énergie



Niveau d'énergie approximatif des OA



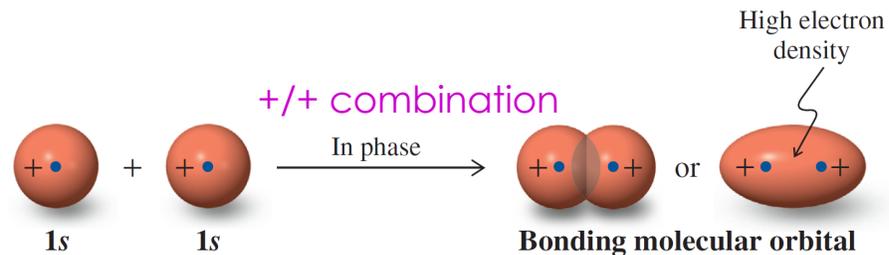
Allez, on remplit !



$H(1s)^1$; $He(1s)^2$; $Li(1s)^2(2s)^1$; $Be(1s)^2(2s)^2$; $B(1s)^2(2s)^2(2p)^1$;
 $C(1s)^2(2s)^2(2p)^2$

Liaison covalente par recouvrement d'OA

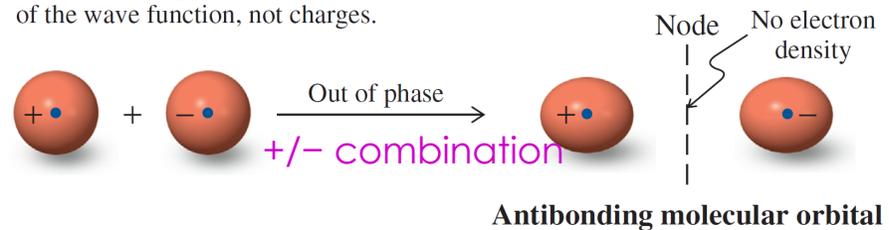
- Le recouvrement de deux OA donne 2 OM (une liante de basse énergie, un anti-liante de haute énergie)



Basse E

σ
liante

The + and - signs denote the *sign* of the wave function, not charges.

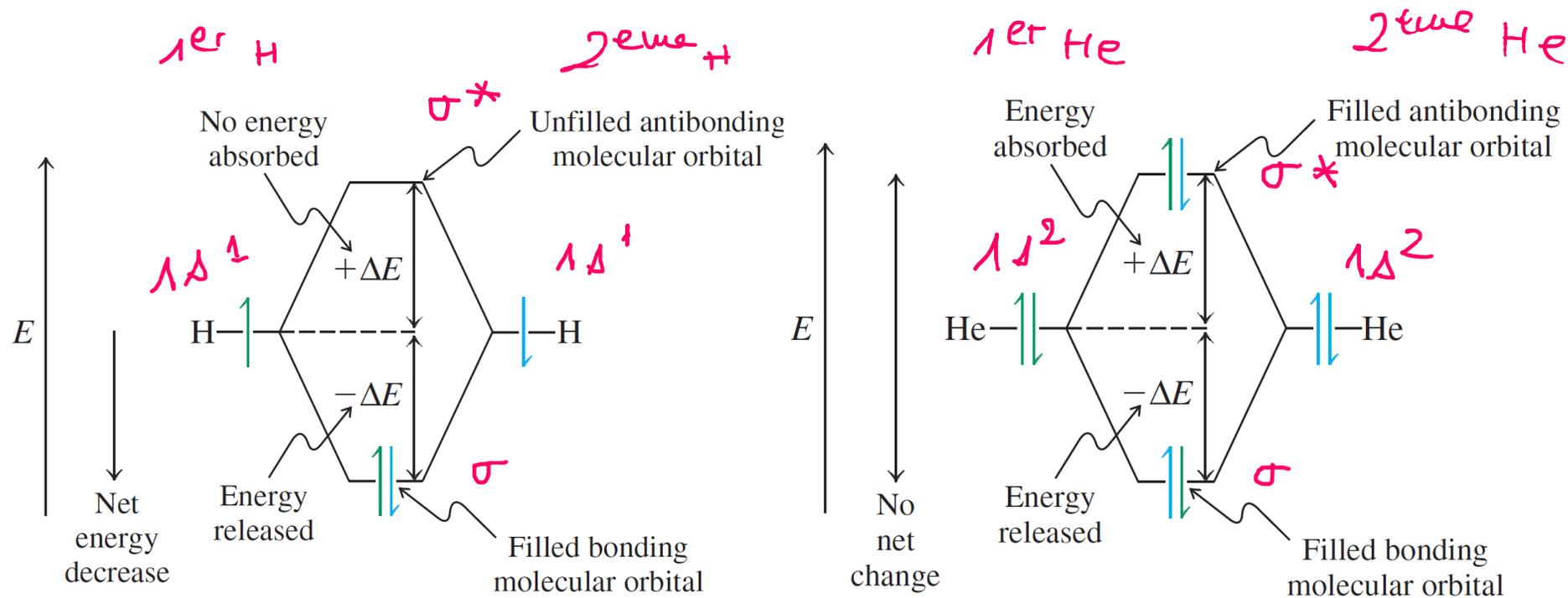


Haute E

σ^*
anti
liante

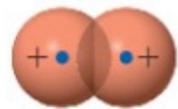
Diagramme d'énergie de liaison pour H_2 et He_2

- He_2 n'existe pas de façon stable, H_2 oui.



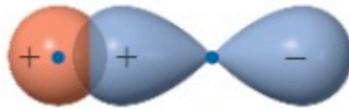
Type de recouvrement d'OA en OM

- Recouvrements axiaux et latéraux



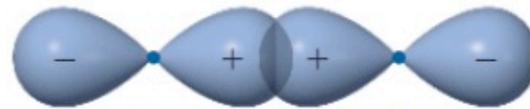
1s 1s
 σ bond,
as in H-H

A



1s 2p
 σ bond,
as in H-F

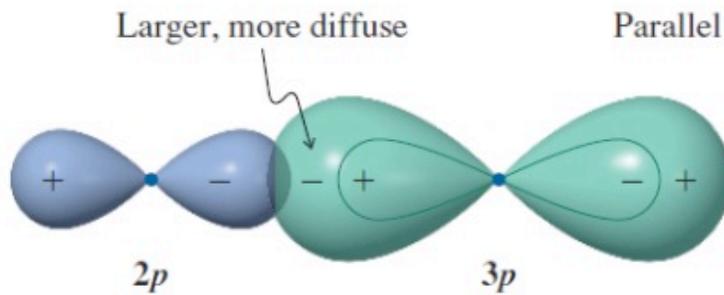
B



2p 2p
 σ bond,
as in F-F

C

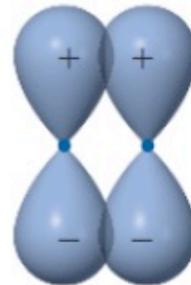
liaisons σ



2p 3p
 σ bond,
as in F-Cl

D

Parallel orientation



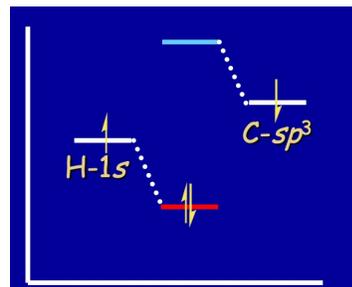
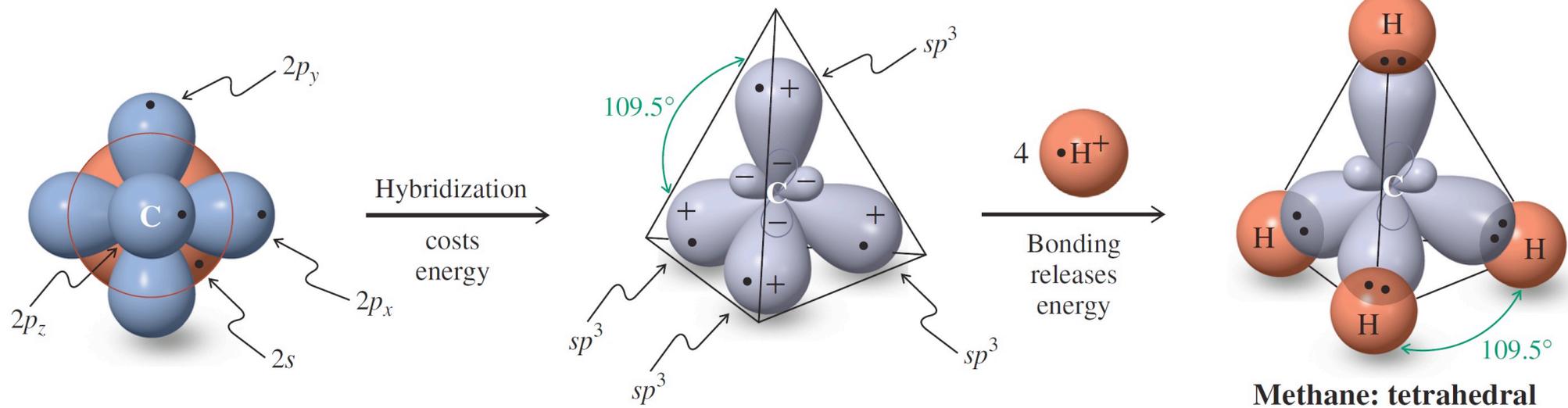
2p 2p
 π bond,
as in H₂C=CH₂

E

liaison π

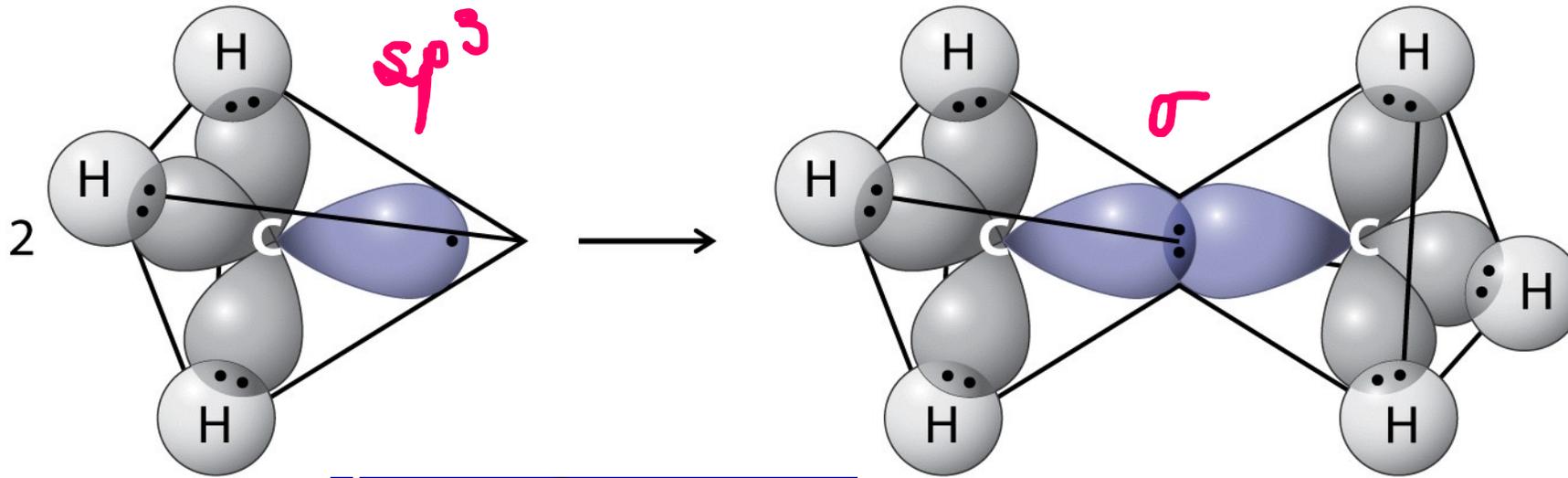
Hybridation $s + xp \rightarrow sp^x$

- Nouvelles formes d'OA et OM

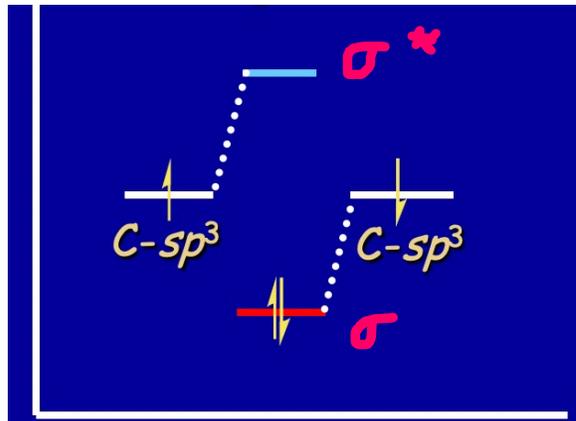


Liaison sigma dans l'éthane

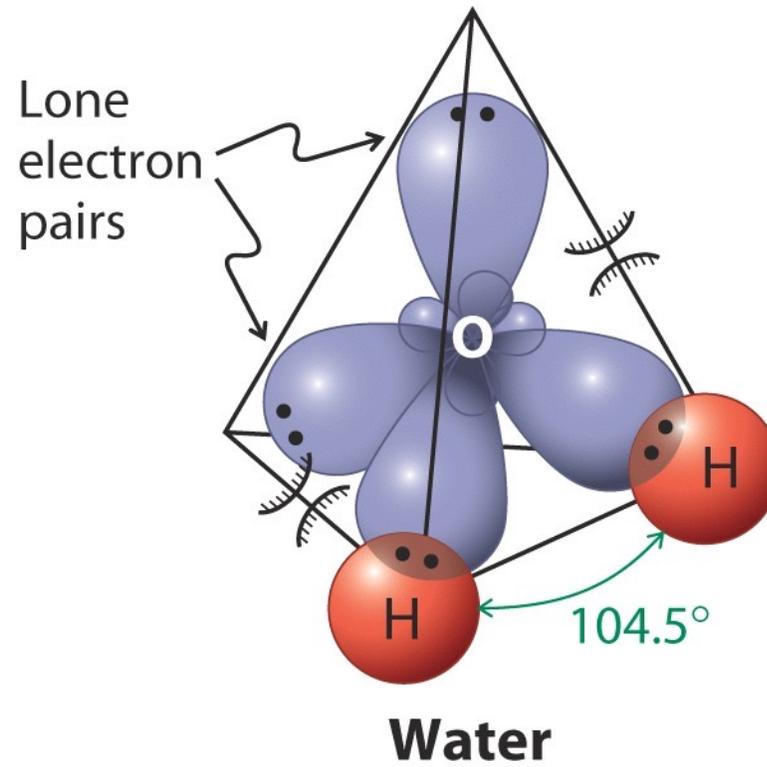
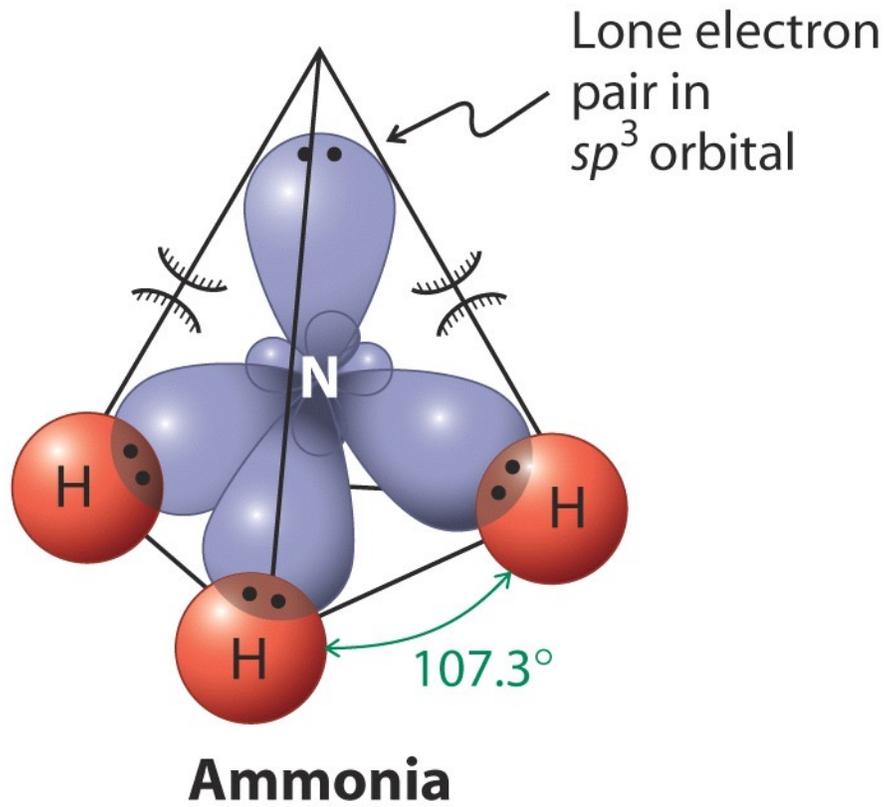
- Ethane C_2H_6



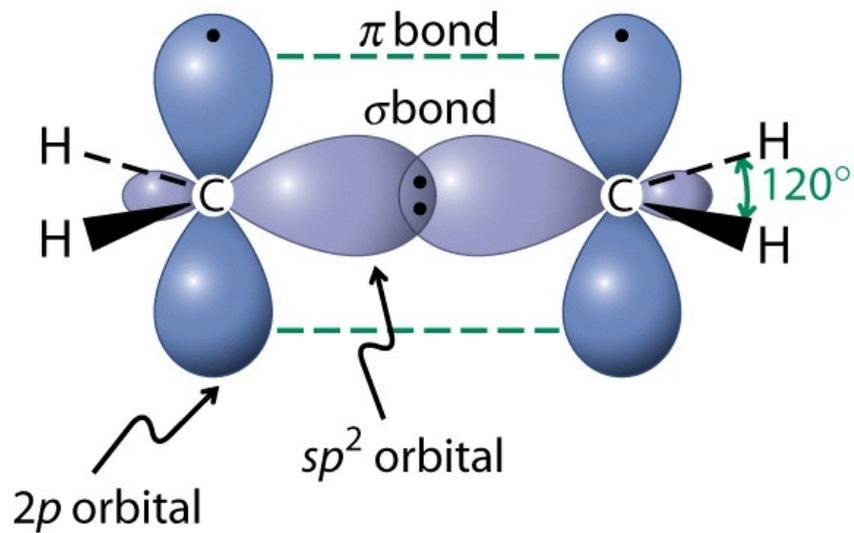
Ethane



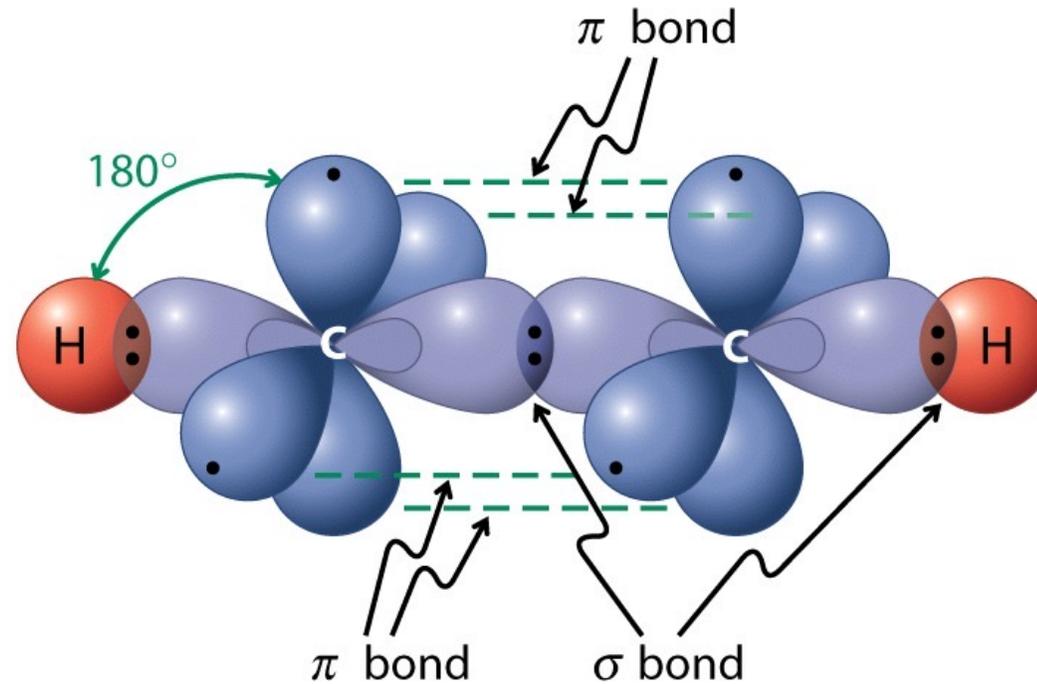
Hybridation $s + p + p + p (=sp^3)$ NH_3 et H_2O



Doubles et triples liaisons

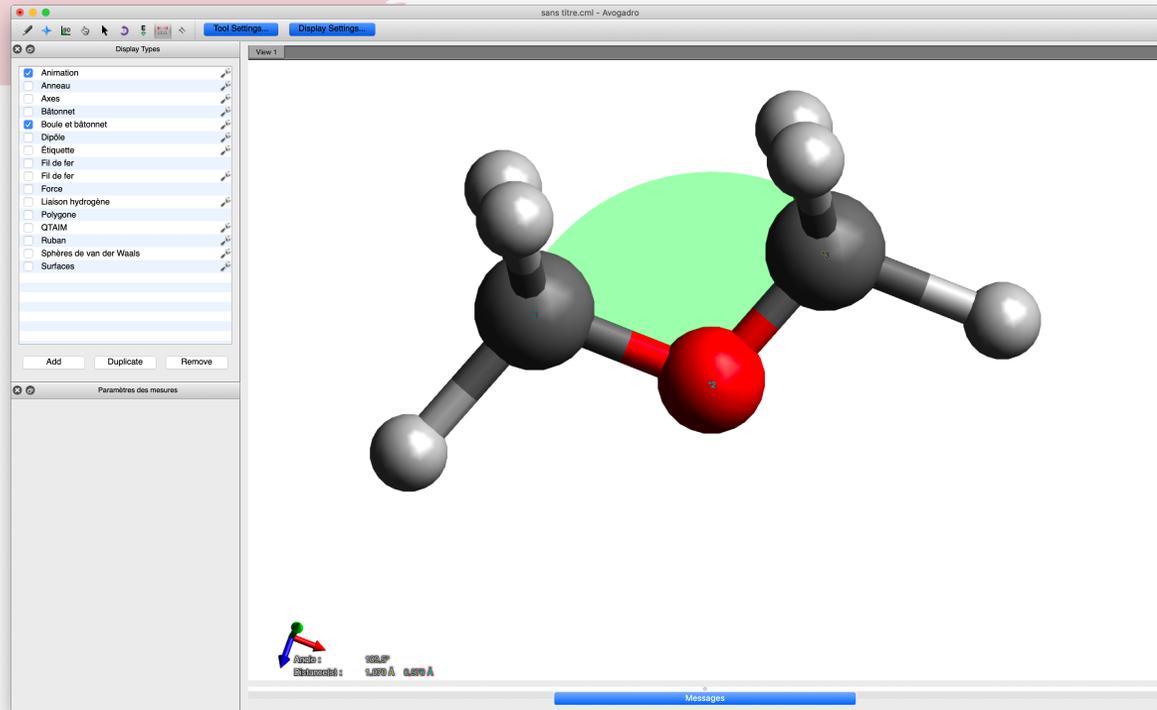


Ethene

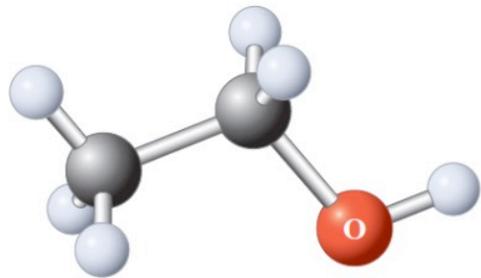


Ethyne

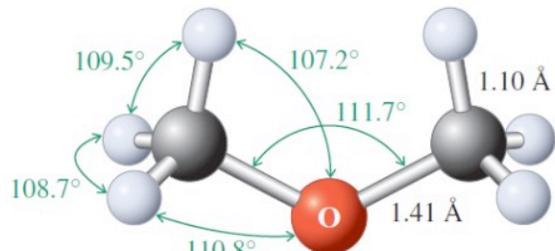
Modèles moléculaires



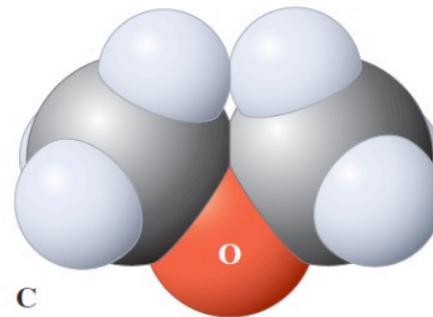
<https://avogadro.cc>



A



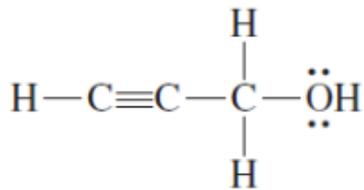
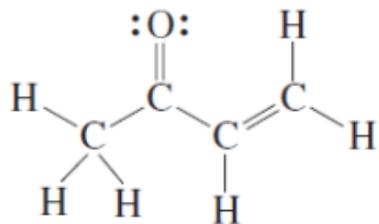
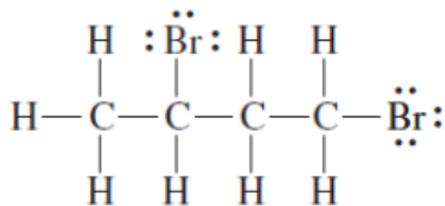
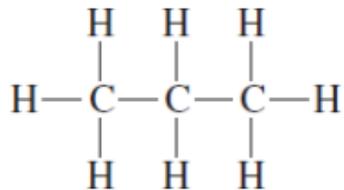
B



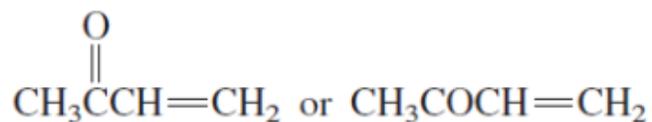
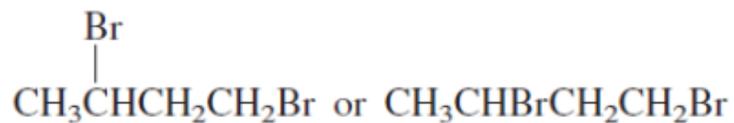
C

Différentes écritures chimiques

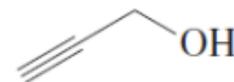
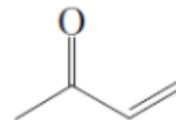
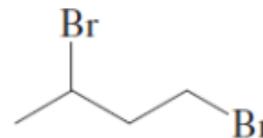
Kekulé



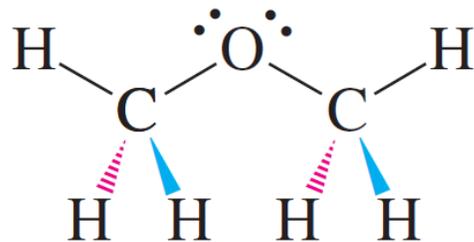
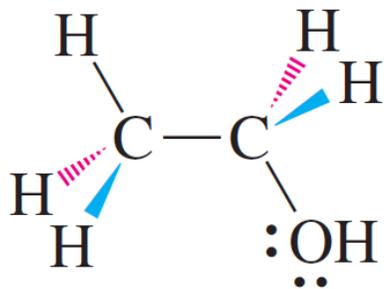
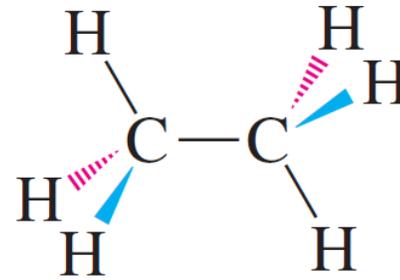
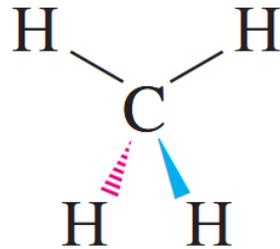
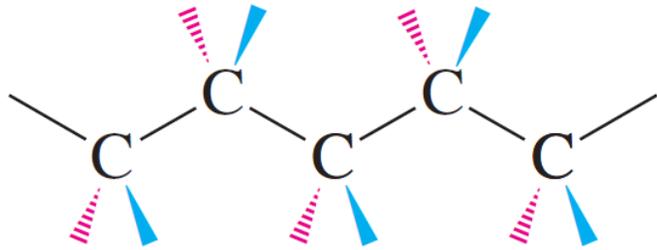
Condensed



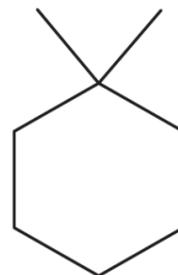
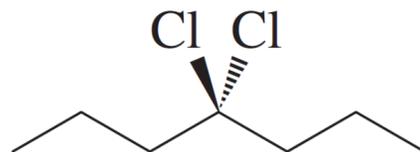
Bond-Line Formulas



Différentes écritures chimiques



is really



is really



5 concepts supplémentaires pour cette partie



9. Le mouvement des électrons autour du noyau peut être décrit par des équations d'onde. Les solutions à ces équations sont les orbitales atomiques, qui délimitent grossièrement les régions de l'espace dans lesquelles il existe une forte probabilité de trouver des électrons.
10. Une orbitale s est sphérique; une orbitale p ressemble à deux gouttes inversées ou à un «huit». Le signe mathématique de l'orbite à tout moment peut être positif, négatif ou nul (nœud). Avec l'augmentation de l'énergie, le nombre de nœuds augmente. Chaque orbitale peut être occupée par un maximum de deux électrons de spin opposé (principe d'exclusion de Pauli, règle de Hund).

5 concepts supplémentaires pour cette partie éléments, liaisons, molécules



11. Le processus d'ajout d'électrons un par un aux **orbitales atomiques**, en commençant par celles de l'énergie la plus basse, est appelé le **principe d'Aufbau**.
12. Une **orbitale moléculaire** est formée lorsque **deux orbitales atomiques** se recouvrent pour générer une liaison. Les orbitales atomiques du même signe se chevauchent pour donner une orbitale moléculaire de liaison d'énergie inférieure. Les orbitales atomiques de signe opposé donnent naissance à une orbitale moléculaire anti-liante d'énergie supérieure et contenant un nœud. Le nombre d'orbitales moléculaires est égal au nombre d'orbitales atomiques dont elles dérivent.
13. Les liaisons créées recouvrement axial internucléaire sont appelées **les liaisons σ** ; celles faites par recouvrement latéral d'orbitales p perpendiculaires à l'axe internucléaire sont appelées **liaisons π** .