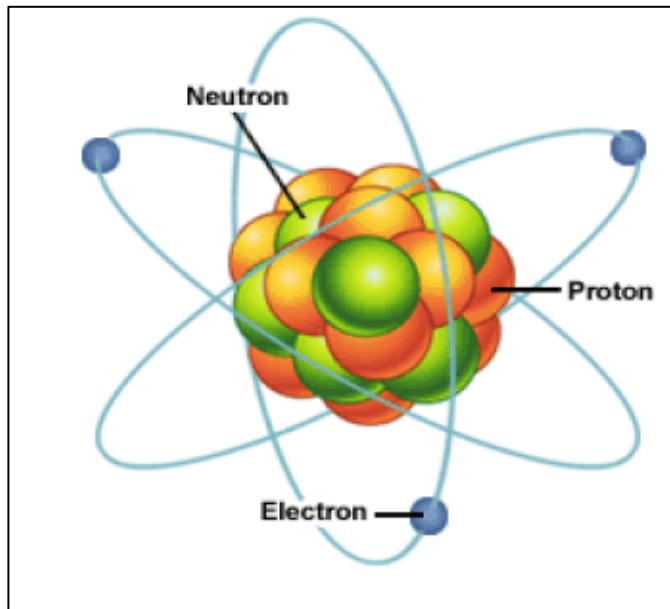


Propriétés physico-chimiques des molécules

MU4BM118 S1



Catherine Vénien-Bryan

catherine.venien-bryan@upmc.fr

Institut de Minéralogie; Physique des matériaux et Cosmochimie

Cours plus TD (6 h cours plus 6 h de TD)

Trois blocs

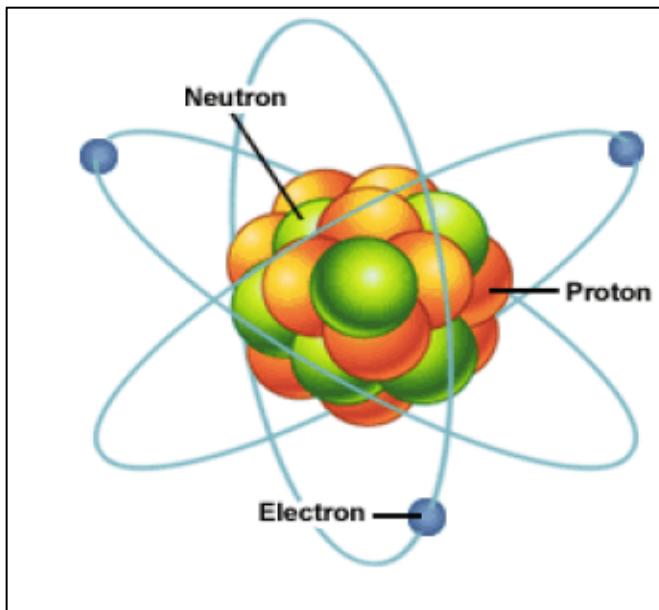
Cours 1 Structures chimiques avancées

- **Structure et caractéristiques de l'atome Particules élémentaires: Quantités chimiques:** unité masse atomique, isotopes, notion de mole
- **Les nombres quantiques, les orbitales électroniques**
- **La représentation de Bohr-Rutherford**
- **Le tableau périodique des éléments chimiques (Mendeleiev)**
- **Liaison chimique:** Energies de liaison,
- **La représentation de Bohr-Rutherford**
- **Hybridation des Orbitales atomiques**
- Hybridation, géométrie, sp, sp₂, sp₃ (longueur des liaisons, angles)

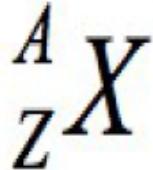
Structures et caractérisriques de l'atome

Les particules élémentaires

Les particules élémentaires qui interviennent lors de l'étude des réactions chimiques sont le proton, le neutron et l'électron



Particule	Symbole	Charge (C)	Masse (kg)
électron	e	$-1.60 \cdot 10^{-19}$	$m_e = 9.1095 \cdot 10^{-31}$
proton	p	$1.60 \cdot 10^{-19}$	$m_p = 1.673 \cdot 10^{-27}$
neutron	n	0	$m_n = 1.675 \cdot 10^{-27}$



A-Z = nombre de neutrons

La masse atomique et le numéro atomique

X Symbole de l'élément chimique

A Nombre de masse somme du nombre de protons + neutrons (nombre de nucléons) A-Z = nombre de neutrons

Z Numéro atomique ou nombre de charges: nombre de protons que contient le noyau. Important car il caractérise un élément chimique

Grandeurs de masse atomique et masse molaire

Nombre de masse : $^{12}_6\text{C}$ est **12** (sans unités)

A l'échelle de la mole Masse Molaire: de $^{12}_6\text{C}$ est **12g**. Le nombre N d'atomes contenus dans 12g de $^{12}_6\text{C}$ est le nombre d'Avogadro : $N=6.022 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$

Une mole est la quantité de matière d'un système contenant autant d'entités élémentaires qu'il y a d'atomes dans 12 grammes de carbone 12. Nombre d'avogadro

A l'échelle de l'atome: la masse s'exprime en **Unité de Masse Atomique uma**

1 uma est égale au douzième de la masse d'un atome de carbone $^{12}_6\text{C}$: **1uma=m $^{12}\text{C}/12$**

- Une mole d'atome de ^{12}C vaut 12g

- La masse d'un atome de C est donnée par $m_{\text{C}}=12/N$ grammes avec $N=6.025 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$ (*Nombre d'Avogadro*)

1uma = $12/N \cdot 10^{-3} \times 1/12 = 10^{-3}/N \text{ kg.mol}^{-1} = 1.66056 \cdot 10^{-27} \text{ kg} = 1/N \text{ g.mol}^{-1}$ N=Nombre d'Avogadro

Les masses du proton du neutron et de l'électron sont alors respectivement 1.0073 u, 1.0087 u, 0.00055 u. En faisant l'approximation que $M_p \approx M_n \approx 1\text{u}$, on trouve que le nombre de masse A est égal à la somme du nombre de protons et du nombre de neutrons (nombre de nucléons)

Fer: A l'échelle d'un atome : $55.934942 \leq 56 \text{ uma}$

A l'échelle d'une mole : $55.934942 \leq 56 \text{ g.mol}^{-1}$

Pour ^1H : $1.007825032 \geq 1 \text{ uma}$

Pour ^{238}U : $238.050783 \geq 238 \text{ uma}$

Isotopes

mélange de différents isotopes

L' élément chimique chlore naturel contient 75.4% de l'isotope ^{35}Cl et 24.6% de l'isotope ^{37}Cl ,
Masse molaire atomique égale à : $75.4/100 \times 35 + 24.6/100 \times 37 = \mathbf{35.46\text{g}}$

Deux isotopes sont deux atomes qui ont une **même valeur de Z**

(même élément chimique = même numéro atomique= même nombre de protons)
mais un **nombre de masse A différent**.

Deux isotopes ne diffèrent que par le nombre de **neutrons N**.

Exemple :

C(Z=6) : ^{12}C , ^{13}C , ^{14}C O(Z=8) : ^{16}O , ^{17}O , ^{18}O

Isotopes de l'hydrogène, du carbone, de l'azote, de l'oxygène et du chlore

Eléments	Hydrogéné			Carbone			Azote		Oxygène			Chlore	
Isotopes	^1_1H	$^2_1\text{H=D}$	$^3_1\text{H=T}^*$	$^{12}_6\text{C}$	$^{13}_6\text{C}$	$^{14}_6\text{C}^*$	$^{14}_7\text{N}$	$^{15}_7\text{N}$	$^{16}_8\text{O}$	$^{17}_8\text{O}$	$^{18}_8\text{O}$	$^{35}_{17}\text{Cl}$	$^{37}_{17}\text{Cl}$
Nbres de neutrons	0	1	2	6	7	8	7	8	8	9	10	18	20
%	99.98	0.015	-	98.8	1.10	-	99.6	0.36	99.75	0.037	0.204	75.4	24.6

Dualité onde-particules

1900: théorie des quantas de **Max Planck**: l'énergie est quantifiée, quantum d'énergie $E=h\nu$

1924: dualité onde-particule **Louis de Broglie** toute matière possède une onde associée. Le double comportement du rayonnement est décrit dans l'équation:

$$\lambda = \frac{h}{mv} = \frac{h}{P}$$

λ : longueur d'onde

v : vitesse

h : constante de Planck

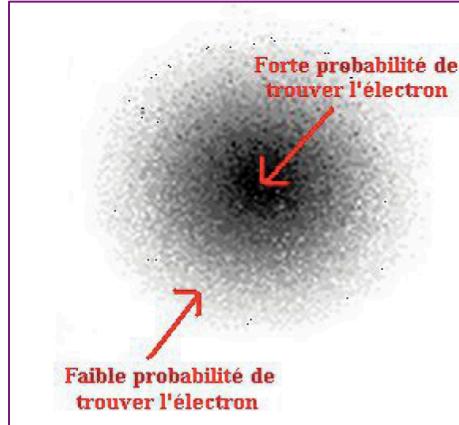
ν : fréquence de rayonnement

$E=h.v$ et quantité de mouvement associée à une onde: $\lambda=h/p$

Schrödinger La particule quantique est décrite par une fonction d'onde Ψ qui représente la répartition de cette particule dans l'espace. La fonction d'onde est solution de l'équation de Schrödinger
Décrit la dualité onde-particule à l'échelle microscopique

$$H\Psi = E\Psi$$

La fonction d'onde



La fonction d'onde contient toutes les informations sur la position et le mouvement de la particule

L'atome d'hydrogène en mécanique quantique

$$H\psi_{n,l,m}(x,y,z) = E\psi_{n,l,m}(x,y,z)$$

Les nombres quantiques

a) Premier nombre quantique : nombre quantique principal **n**

- détermine les niveaux d'énergie de l'atome
- définit les couches énergétiques
- $n > 0$
- l'énergie est quantifiée et se calcule selon la formule:

$$E_n = \frac{-13,6}{n^2} \text{ eV}$$

Un niveau peut contenir jusqu'à $2n^2$ électrons à partir du niveau L

Le niveau K correspond à $n=1$ le nombre maximum d'électrons est de **2**

Le niveau L correspond à $n=2$ le nombre maximum d'électrons est de **8**

Le niveau M correspond à $n=3$ le nombre maximum d'électrons est de **18**

Le niveau N correspond à $n=4$ le nombre maximum d'électrons est de **32**

... Il y a 7 niveaux ou couches électroniques (niveau K à Q)

Les nombres quantiques

b) **Nombre quantique secondaire** $|l|$ ou nombre quantique azimutal

- détermine la forme de l'orbitale
- la valeur dépend de celle de n , le nombre quantique principal.
 $|l|$ peut prendre toutes les valeurs entières de 0 à $(n-1)$ $|l| = 0, 1, \dots, (n-1)$

Pour $n=1$: ($|l|=0$ sous-couche s)

Pour $n=2$: ($|l|=0$ ou $|l|=1$ sous-couche p)

Pour $n=3$: ($|l|=0$ ou $|l|=1$ ou $|l|=2$ sous-couche d)

Pour $n=4$: ($|l|=0$ ou $|l|=1$ ou $|l|=2$ ou $|l|=3$ sous-couche f)

Pour $n=5$: ($|l|=0$ ou $|l|=1$ ou $|l|=2$ ou $|l|=3$ ou $|l|=4$ sous-couche g)

etc....

Les nombres quantiques

c) Le troisième nombre quantique m

- nombre quantique magnétique Informe sur l'orientation des orbitales
- m dépend de la valeur de l , peut prendre les $2l+1$ valeurs entières comprises entre $-l$ et $+l$

Si $n=1$ $l=0$ $m_l=0$

Si $n=2$ $l=0$ s $m_l=0$

$l=1$ p $m_l=-1,0,+1$ on a 3 orbitales p px,py,pz

Si $n=3$ $l=0$ s $m_l=0$

$l=1$ p $m_l=-1,0,+1$

$l=2$ d $m_l=-2,-1,0,+1,+2$ on a 5 orbitales d

Si $n = 4$ $l=0$ s $m_l=0$

$l=1$ p $m_l=-1,0,+1$

$l=2$ d $m_l=-2,-1,0,+1,+2$

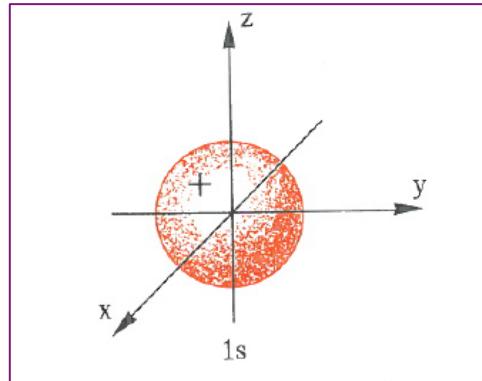
$l=3$ f $m_l=-3,-2,-1,0,+1,+2,+3$

d) Le quatrième nombre quantique : le spin S

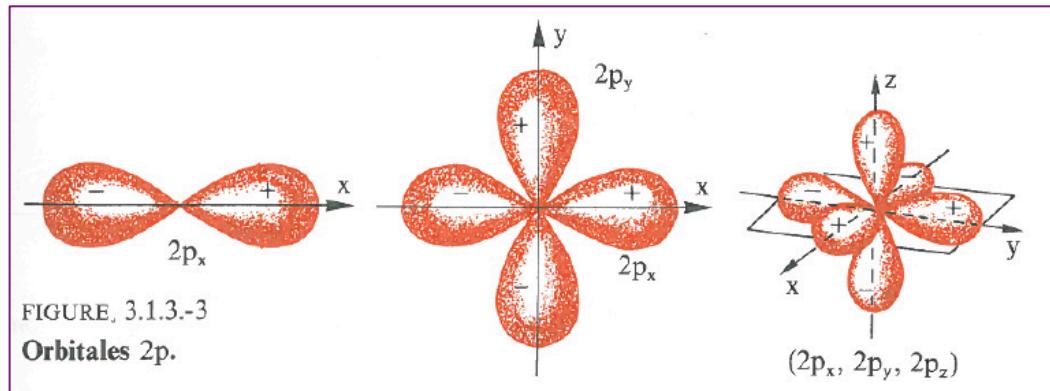
- peut prendre que deux valeurs : $+1/2$ ou $-1/2$
- définit l'orientation de l'électron dans le champ magnétique

Représentation des orbitales électroniques

C'est une zone de l'espace où la probabilité de trouver un électron autour du noyau est de 95%.



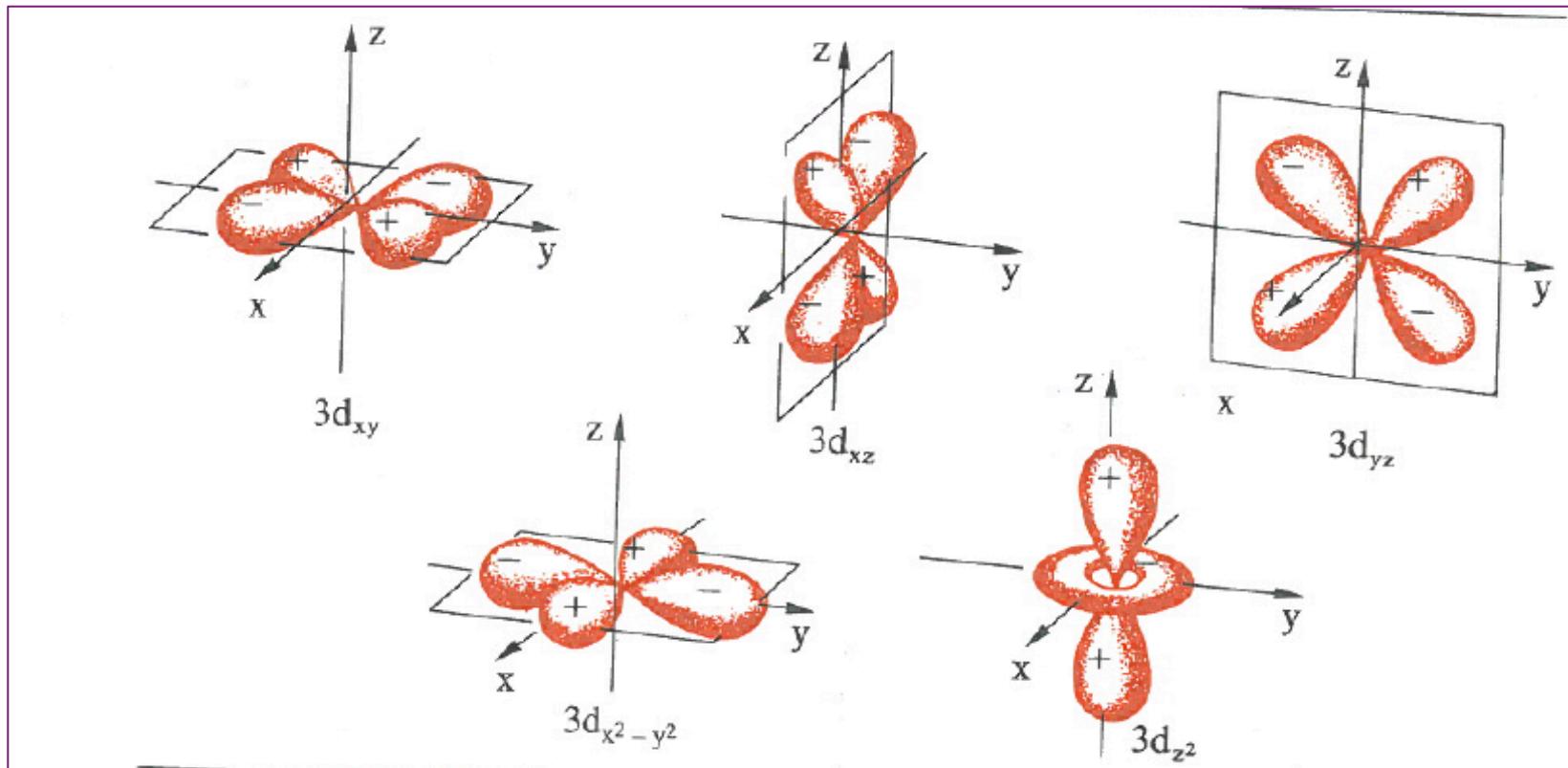
L'orbitale 1s pour $l=0$



Les 3 orbitales atomiques p pour $l=1$

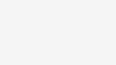
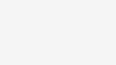
La probabilité de présence de l'électron dans l'espace est fonction des directions x, y et z.
La première orbitale dans la direction des x (on peut mettre 1 ou 2 électrons)
La deuxième orbitale sera dans l'axe des y va accueillir le 3 et 4ème électron
La troisième orbitale sera dans l'axe des z et accueillera les 4 et 5ème électrons

Représentation des orbitales électroniques



Les 5 orbitales 3d pour l=2

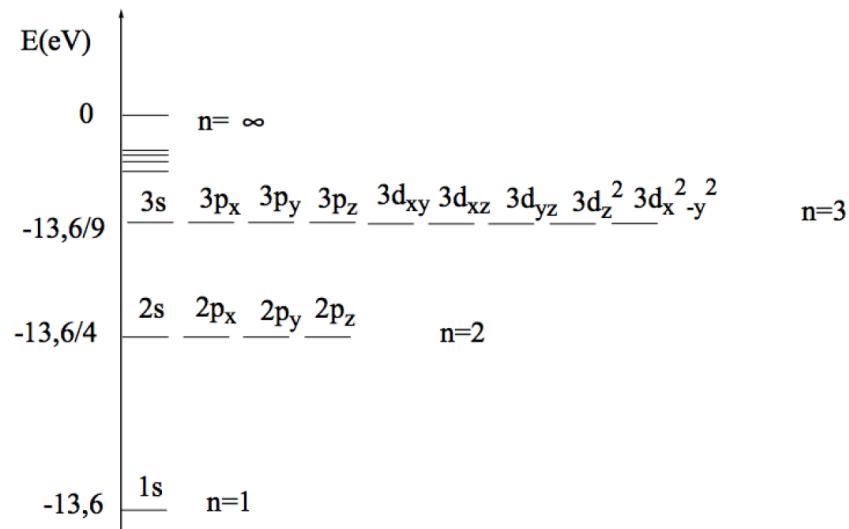
Représentation des orbitales électroniques

n=1											
n=2	 m=0	 m=-1	 m=0	 m=1							
n=3	 m=0	 m=-1	 m=0	 m=1	 m=-2	 m=-1	 m=0	 m=1	 m=2		
n=4	 m=0	 m=-1	 m=0	 m=1	 m=-2	 m=-1	 m=0	 m=1	 m=2	 m=3	
n=5	 m=0	 m=-1	 m=0	 m=1	 m=-2	 m=-1	 m=0	 m=1	 m=2		
n=6	 m=0	 m=-1	 m=0	 m=1							
n=7	 m=0										

les différents états possibles (orbitales) pour les 7 niveaux d'énergie

L'atome d'hydrogène

$$E_n = -\frac{13,6}{n^2}$$



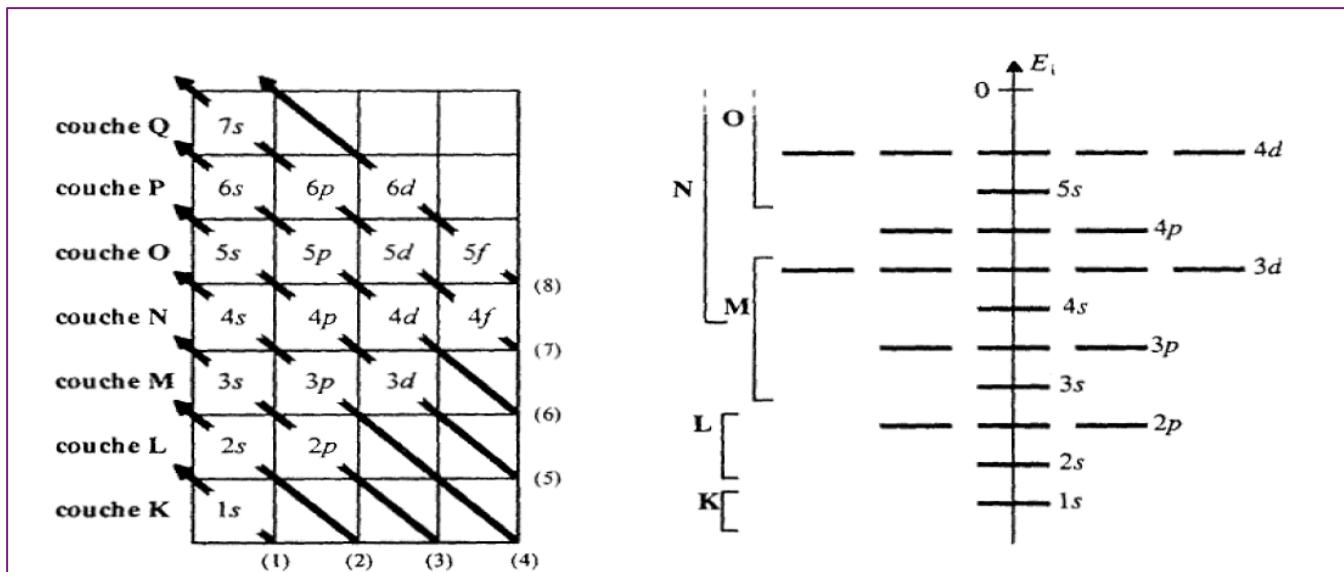
Les énergies des orbitales atomiques
de l'hydrogène

Configuration électronique

- La configuration électronique des atomes indique la répartition des électrons dans les différentes orbitales atomiques ($1s, 2s, 2p, \dots$)
- Pour établir une configuration électronique, il faut respecter trois règles :
 - La règle de Klechkowski
 - Le principe d'exclusion de Pauli
 - La règle de Hund

Règle de Klechkowski

La règle de Klechkowski fonctionne selon le principe de stabilité : les OA sont occupées par ordre d'énergie croissante (de la plus basse énergie, la plus stable à la plus élevée, la moins stable).



Configuration électronique

Principe d'exclusion de Pauli

Deux électrons d'un même atome ne peuvent avoir leurs 4 nombres quantiques (n, l, m, s) identiques. Sur une même OA, on ne peut placer que 2 électrons dont les spins sont antiparallèles (différents, de signe opposé).

Règle de Hund

Aussi appelée « règle de multiplicité maximale » la Règle de Hund stipule que lorsque l'on dispose d'OA de même énergie ($2p_x, 2p_y, 2p_z$) et après avoir placé les électrons selon la Règle de Klechkowski, on occupe le maximum d'orbitales atomiques possibles. L'état d'énergie le plus stable est celui où l'on trouve le maximum d'électrons (de même spin) non appariés (célibataires) pour une sous-couche donnée.

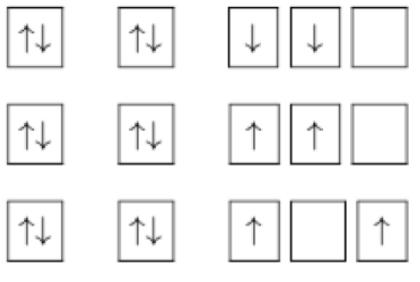
Configuration électronique



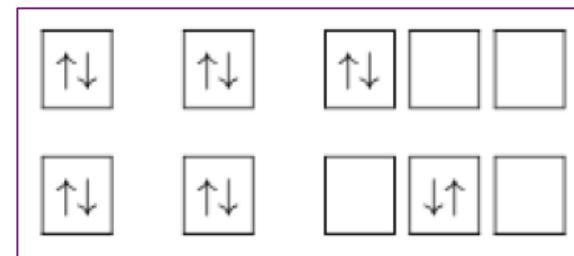
Le nombre de spin est représenté par l'orientation de la flèche :
vers le haut pour $+1/2$ et vers le bas pour $-1/2$

L'orbitale est saturée car elle contient deux électrons de spin antiparallèle
respectant ainsi le principe de Pauli.

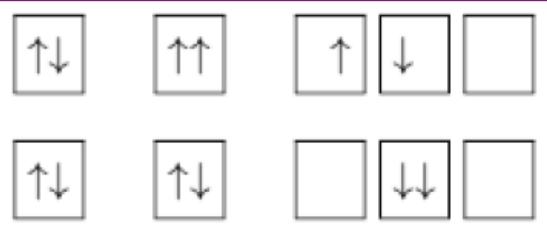
Exemple du carbone de configuration $1s^2 \ 2s^2 \ 2p^2$



Etats stables possibles



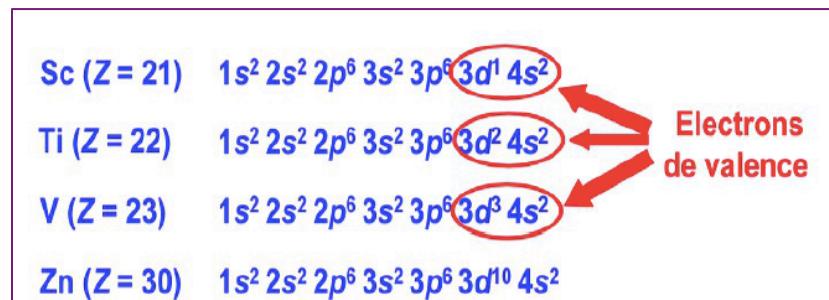
Etats instables pas forcément interdit s'il n'enfreint
par d'autres règles possibles



Cas interdits, la règle de Pauli est enfreinte.

Les électrons de valence

- Les électrons de valence sont ceux qui ont le nombre quantique n le plus grand
- il est à l'origine des propriétés chimiques des éléments
- Pour les éléments de transition; leur couche de valence ne se limite pas strictement au n le plus grand. leur configuration électronique se termine en $(n-1)d^x ns^y$



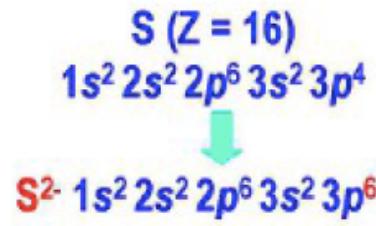
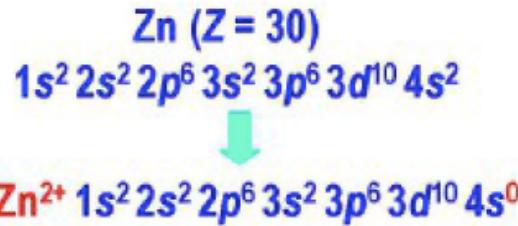
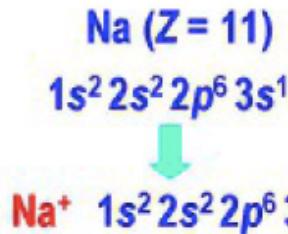
Atome	Configuration électronique	Écriture abrégée
$_{11}\text{Na}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$	$[\text{Ne}] 3s^1$
$_{16}\text{S}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$	$[\text{Ne}] 3s^2 3p^4$
$_{21}\text{Sc}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^1 4s^2$	$[\text{Ar}] 3d^1 4s^2$
$_{22}\text{Ti}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^2 4s^2$	$[\text{Ar}] 3d^2 4s^2$
$_{23}\text{V}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^3 4s^2$	$[\text{Ar}] 3d^3 4s^2$
$_{30}\text{Zn}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2$	$[\text{Ar}] 3d^{10} 4s^2$

Les électrons de valence

Atome	Configuration électronique	Écriture abrégée
$_{24}\text{Cr}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 \textcolor{red}{3d^5 4s^1}$	[Ar] $\textcolor{red}{3d^5 4s^1}$
$_{29}\text{Cu}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 \textcolor{red}{3d^{10} 4s^1}$	[Ar] $\textcolor{red}{3d^{10} 4s^1}$
$_{42}\text{Mo}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 \textcolor{red}{4d^5 5s^1}$	[Kr] $\textcolor{red}{4d^5 5s^1}$
$_{47}\text{Ag}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 \textcolor{red}{4d^{10} 5s^1}$	[Kr] $\textcolor{red}{4d^{10} 5s^1}$
$_{79}\text{Au}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 5s^2 5p^6 4f^{14} \textcolor{red}{5d^{10} 6s^1}$	[Xe] $\textcolor{red}{5d^{10} 6s^1}$

On note des **exceptions** à la **regle de Klechkowski** lesquelles?

Ionisation d'un atome



-L'électron le plus chargé en énergie (le plus externe) est arraché le premier.

-Un atome peut aussi s'ioniser en gagnant des électrons pour compléter sa dernière couche.

La représentation de Bohr-Rutherford

Utile pour montrer la distribution des électrons dans un atome

Placer les protons et les neutrons dans le noyau

Placer les électrons sur les niveaux d'énergie (orbites)

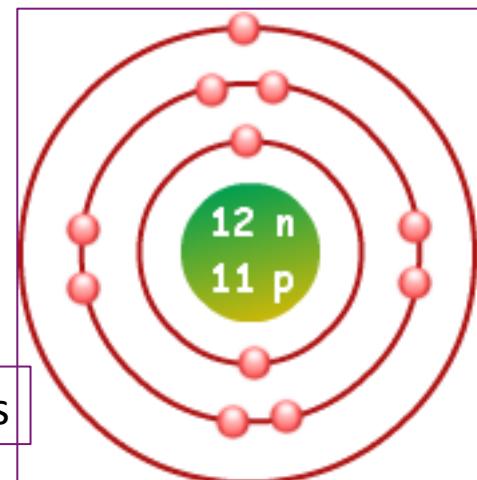
1^{er} niveau maximum 2 électrons

2^{ème} niveau maximum 8 électrons

3^{ème} niveau maximum 8 électrons (en fait 18 mais une fois les 8 e- placés sur le 3^{ème} niveau on commence à remplir la 4^{ème} couche)

Remplissage de la couche électronique pour quelques éléments

- **Oxygène (Z = 8) : $(K)^2(L)^6$**
- **Aluminium (Z = 13) : $(K)^2(L)^8(M)^3$**
- **Argon (Z = 18) : $(K)^2(L)^8(M)^8$**
- **Potassium (Z = 19) : $(K)^2(L)^8(M)^8(N)^1$**
- **Calcium (Z = 20) : $(K)^2(L)^8(M)^8(N)^2$**
- **Scandium (Z = 21) : $(K)^2(L)^8(M)^9(N)^2$**
- **Titane (Z = 22) : $(K)^2(L)^8(M)^{10}(N)^2$**
- **Cobalt (Z = 27) : $(K)^2(L)^8(M)^{15}(N)^2$**
- **Cuivre (Z = 29) : $(K)^2(L)^8(M)^{18}(N)^1$**
- **Zinc (Z = 30) : $(K)^2(L)^8(M)^{18}(N)^2$**
- **Gallium (Z = 31) : $(K)^2(L)^8(M)^{18}(N)^3$**



Sodium
 $^{23}_{11}\text{Na}$



11protons, 11electrons, 12 neutrons

Exercice:

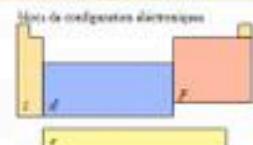
Quelle est la représentation de Bohr-Rutherford pour le



Le tableau périodique de Dimitri Mendeleïev

Tableau périodique des éléments chimiques

groupe 1	1.00794 1 H Hydrogène [H] 1.00794 1 1.00794 1.00794 1.00794	1	He Hélium [He] 4.002602 2 He Hélium [He]	18	
1	Li Lithium [Li] 7.000 11 22.00078 11 40.078 19	2	Be Borium [Be] 9.012182 4 8.012182 9.012182 9.012182	2	
2	Na Sodium [Na] 22.98978 11 40.078 19	3	Mg Magnésium [Mg] 24.3050 12 11.97 12	3	
4	K Potassium [K] 39.0983 19 70.078 20	5	Ca Calcium [Ca] 40.078 20 20.078 21	4	
5	Rb Rétium [Rb] 54.9385 37 85.47 38	6	Sc Scandium [Sc] 44.95568 21 75.078 22	5	
6	Cs Césium [Cs] 132.9134 55 213.527 56	7	Ti Titanium [Ti] 45.9613 22 79.9045 23	6	
7	Fr Francium [Fr] 223.018 87 352.600 88	8	V Vanadium [V] 50.9413 23 91.962 24	7	
		9	Cr Chromium [Cr] 51.98034 24 95.945 25	8	
		10	Mn Manganèse [Mn] 54.93819 25 97.97 26	9	
		11	Fe Fer [Fe] 55.845 26 107.87 27	10	
		12	Co Cobalt [Co] 58.9304 27 111.93 28	11	
		13	Ni Nickle [Ni] 58.9304 28 115.87 29	12	
		14	Cu Cupronickel [Cu] 63.546 29 126.93 30	13	
		15	Zn Zinc [Zn] 65.40 30 138.22 31	14	
		16	Ga Gallium [Ga] 69.723 31 147.90 32	15	
		17	Ge Gérasme [Ge] 74.02360 32 158.00 33	16	
		18	As Antimoine [As] 78.95 33 168.994 34	17	
		19	Se Sélénium [Se] 78.95 34 178.994 35	18	
		20	Br Brome [Br] 80.95 35 188.994 36	19	
		21	Kr Krypton [Kr] 83.80 36 198.994 37	20	
		22	Y Yttrium [Y] 88.90585 39 198.994 38	21	
		23	Zr Zirconium [Zr] 91.224 40 199.9062 41	22	
		24	Nb Nobium [Nb] 91.96 42 199.9055 43	23	
		25	Mo Molibdène [Mo] 95.9413 42 199.9055 45	24	
		26	Tc Technetium [Tc] 95.9413 46 199.9055 46	25	
		27	Ru Ruthénium [Ru] 98.9055 47 199.9055 47	26	
		28	Rh Rhodium [Rh] 101.945 47 199.9055 48	27	
		29	Pd Palladium [Pd] 101.945 48 199.9055 48	28	
		30	Ag Argent [Ag] 107.87 49 199.9055 49	29	
		31	Cd Cadmium [Cd] 114.818 49 200.90 50	30	
		32	In Indium [In] 114.818 50 200.90 51	31	
		33	Sn Antimoine [Sn] 118.729 51 200.90 52	32	
		34	Sb Sélénium [Sb] 121.760 52 200.90 53	33	
		35	Te Tellure [Te] 121.760 53 200.90 54	34	
		36	I Iode [I] 126.9044 54 200.90 55	35	
		37	Xe Xénon [Xe] 131.295 55 200.90 56	36	
		38	Lu Lutécium [Lu] 137.327 56 200.90 57	37	
		39	Hf Hafnium [Hf] 138.9054 57 200.90 58	38	
		40	Ta Tantale [Ta] 138.9054 58 200.90 59	39	
		41	W Tungstène [W] 140.9076 59 200.90 60	40	
		42	Re Rhenium [Re] 140.9076 60 200.90 61	41	
		43	Os Osmium [Os] 140.9076 61 200.90 62	42	
		44	Ir Irénium [Ir] 140.9076 62 200.90 63	43	
		45	Pt Ptinum [Pt] 140.9076 63 200.90 64	44	
		46	Au Or [Au] 141.9076 64 200.90 65	45	
		47	Hg Hgmercure [Hg] 141.9076 65 200.90 66	46	
		48	Tl Thallium [Tl] 141.9076 66 200.90 67	47	
		49	Pb Plomb [Pb] 141.9076 67 200.90 68	48	
		50	Bi Bismuth [Bi] 141.9076 68 200.90 69	49	
		51	Po Polonium [Po] 141.9076 69 200.90 70	50	
		52	At Antimoine [At] 141.9076 70 200.90 71	51	
		53	Rn Radium [Rn] 141.9076 71 200.90 72	52	
		54			53
		55			54
		56			55
		57			56
		58			57
		59			58
		60			59
		61			60
		62			61
		63			62
		64			63
		65			64
		66			65
		67			66
		68			67
		69			68
		70			69



notes
 * pour l'uranium, les éléments 113, 115, 117 et 119
 ** pas de numéro atomique pour l'URAC
 *** 142 et 143, 144 et 145
 **** les éléments sont empilés dans des cases d'épaisseur 0.

La Lanthanide [La] 138.9054 57 140.116 58	Ce Céritium [Ce] 140.9076 58 140.9076 59	Pr Praseodyme [Pr] 140.9076 59 140.9076 60	Nd Neodyme [Nd] 140.9076 60 140.9076 61	Pm Prométhium [Pm] 140.9076 61 140.9076 62	Sm Samarium [Sm] 140.9076 62 140.9076 63	Eu Europium [Eu] 140.9076 63 140.9076 64	Gd Gadolien [Gd] 140.9076 64 140.9076 65	Tb Terbium [Tb] 140.9076 65 140.9076 66	Dy Dysprosium [Dy] 140.9076 66 140.9076 67	Ho Holmium [Ho] 140.9076 67 140.9076 68	Er Erbium [Er] 140.9076 68 140.9076 69	Tm Thulium [Tm] 140.9076 69 140.9076 70	Yb Yttrium [Yb] 140.9076 70 140.9076 71
Ac Actinide [Ac] 142.9088 89 143.9088 90	Th Thorium [Th] 140.9076 90 140.9076 91	Pa Protactinium [Pa] 140.9076 91 140.9076 92	U Uranium [U] 140.9076 92 140.9076 93	Np Néptunium [Np] 140.9076 93 140.9076 94	Pu Plutonium [Pu] 140.9076 94 140.9076 95	Am Americium [Am] 140.9076 95 140.9076 96	Cm Curium [Cm] 140.9076 96 140.9076 97	Bk Berkélium [Bk] 140.9076 97 140.9076 98	Cf Californium [Cf] 140.9076 98 140.9076 99	Es Einsteinium [Es] 140.9076 99 140.9076 100	Fm Fermium [Fm] 140.9076 100 140.9076 101	Md Mendelevium [Md] 140.9076 101 140.9076 102	No Nobelium [No] 140.9076 102 140.9076 103

Le tableau périodique

- **Les périodes** sont les **rangées horizontales** du tableau il y a 7 périodes,
les éléments d'une même période ont tous le même nombre de couche électronique
- **Les familles ce sont les colonnes** , il y a 18 *familles*
Le numéro du groupe indique le nombre d'électrons sur la couche de valence et
indique comment l'atome va réagir, la réactivité des éléments
- **Les métaux** (à l'exception de l'H)
Solides sauf le mercure à T° ambiante de la pièce et pression
Brillants, reflètent la lumière, conducteurs (conduisent l'électricité et la chaleur)
Réagissent avec les acides, ductiles et malléables
- **Les nons métaux à droite de l 'escalier** (à l'exception de ceux qui touchent l'escalier, ceux-ci
sont appelés metalloïdes ils ont les propriétés des métaux et des non-métaux)
Gaz ou solide (sauf Brome),
Les solides sont ternes, exemple: le soufre; les gaz sont isolants
Ne réagissent pas avec les acides, cassants, friables se brisent en petite poudre

Le tableau périodique

The image shows a periodic table where the metalloids are highlighted in green. The green-shaded cells are located in the second column of the third period (Boron and Silicon), the fourth column of the third period (Germanium and Arsenic), and the fifth column of the third period (Antimony and Tellurium).

I	II		III	IV	V	VI	VII	VIII
A	A		A	A	A	A	A	A
H								He
Li	Be		B	C	N	O	F	Ne
Na	Mg		Al	Si	P	S	Cl	Ar
K	Ca	Zn, Cu	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
Rb	Sr	Ag, Ni	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
Cs	Ba	Hg, Au	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn

Métaux: Roses
Non métaux Bleus,
Métalloïdes: verts

Les Metalloïdes

propriétés caractéristiques métalliques et non métalliques
Le carbone bon conducteur, se brise facilement
La silice est brillante, mauvais conducteur

Tableau périodique

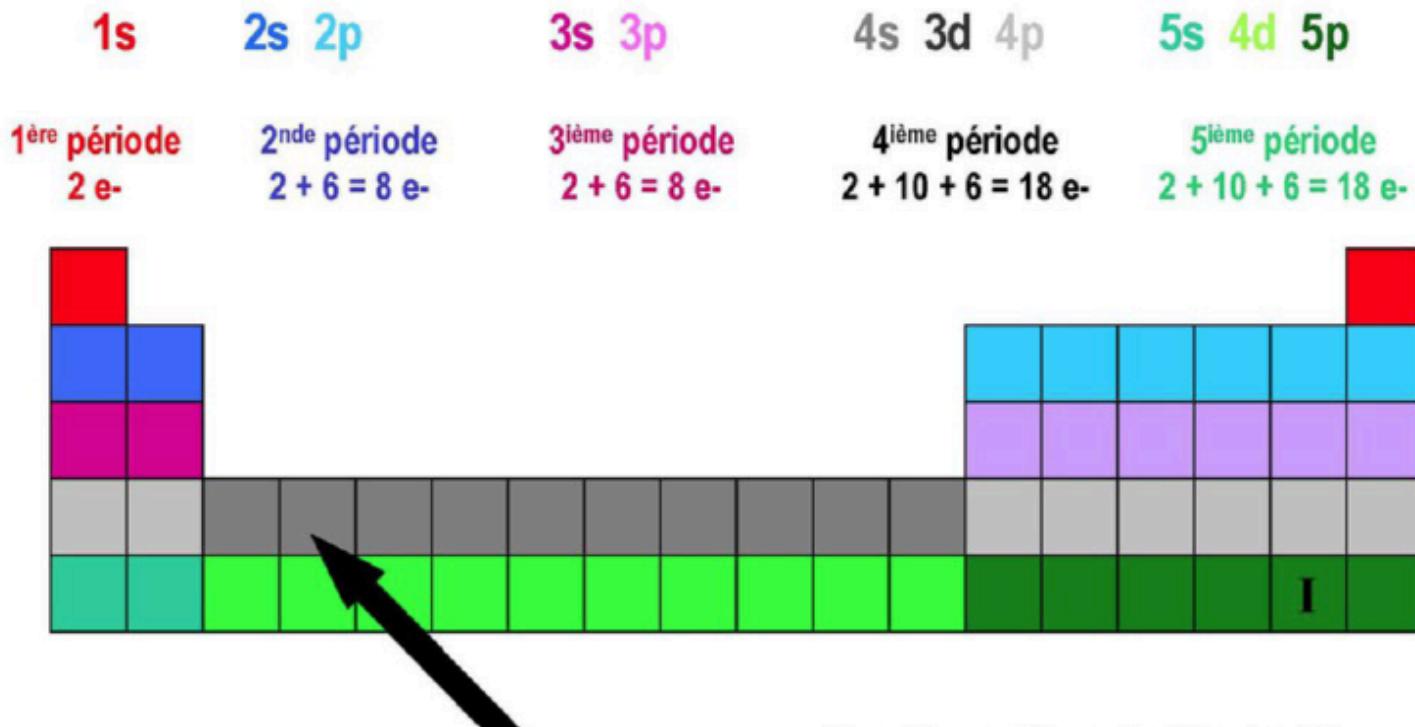
New Original																						
1 IA	2 IIA	Métaux alcalins			Actinides			c	Solide		13 IIIA	14 IVA	15 VA	16 VIA	17 VIIA	18 VIIIA						
1 H Hydrogène 1.00794	2 Be Béryllium 9.012162	Métaux alcalino-terreux	Métaux pauvres	Lanthanides	Non-métaux	Gaz rares	Br	Liquide		III A	IV A	V A	VI A	VII A	He	K						
3 Li Lithium 6.941	4 Be Béryllium 9.012162	Métaux de transition	Métaux pauvres	Lanthanides	Non-métaux	Gaz rares	H	Gaz		III B	IV B	V B	VI B	VII B	Oxygène 15.9994	F	Ne	Ar				
11 Na Sodium 22.989770	12 Mg Magnésium 24.3050	3 IIIB	4 IVB	5 VB	6 VIB	7 VII B	8 VII B	9 VII B	10 VII B	11 VII B	12 VII B	13 Al	14 Si	15 P	16 S	17 Cl	18 Ar	K	M			
19 K Potassium 39.0983	20 Ca Calcium 40.078	21 Sc Scandium 44.955610	22 Ti Titanium 47.867	23 V Vanadium 50.9416	24 Cr Chrome 51.9961	25 Mn Manganèse 54.938049	26 Fe Fer 55.8457	27 Co Cobalt 58.93200	28 Ni Nickel 58.6934	29 Cu Cuivre 63.546	30 Zn Zinc 65.409	31 Ga Gallium 69.723	32 Ge Germanium 72.64	33 As Arsenic 74.92160	34 Se Sélénium 78.96	35 Br Bromo 79.904	36 Kr Krypton 83.798	K	M	N	O	
37 Rb Rubidium 85.4678	38 Sr Strontium 87.82	39 Y Yttrium 88.90585	40 Zr Zirconium 91.224	41 Nb Nicolium 92.90638	42 Mo Molybdène 95.94	43 Tc Technétium (98)	44 Ru Ruthénium 101.07	45 Rh Rhodium 102.90560	46 Pd Palladium 106.42	47 Ag Argent 107.8882	48 Cd Cadmium 112.411	49 In Indium 114.818	50 Sn Étain 118.710	51 Sb Antimoine 121.760	52 Te Tellure 127.60	53 I Iode 126.90447	54 Xe Xénon 131.293	K	M	N	O	
55 Cs Césium 132.90546	56 Ba Baryum 137.327	57 to 71		72 Hf Hafnium 178.49	73 Ta Tantale 180.9479	74 W Tungstène 183.84	75 Re Rhénium 186.207	76 Os Osmium 190.23	77 Ir Iridium 192.217	78 Pt Platine 195.070	79 Au Or 196.98665	80 Hg Mercure 200.56	81 Tl Thallium 204.3833	82 Pb Pbrom 207.2	83 Bi Bismuth (209)	84 Po Polonium (210)	85 At Astate (212)	86 Rn Radon (222)	K	M	N	O
87 Fr Francium (223)	88 Ra Radium (226)	89 to 103		104 Rf Rutherfordium (281)	105 Db Dubnium (202)	106 Sg Duborgium (266)	107 Bh Bohrium (264)	108 Hs Hassium (269)	109 Mt Meitnerium (268)	110 Ds Darmstadtium (271)	111 Rg Roentgenium (272)	112 Uub Ununbium (265)	113 Uut Ununtrium (264)	114 Uuo Ununpentium (268)	115 Uup Ununquadium (266)	116 Uuh Ununhexium (252)	117 Uus Ununseptium	118 Uuo Ununoctium	K	M	N	O
Atomic masses in parentheses are those of the most stable or common isotope.																						

Note: The subgroup numbers 1-18 were adopted in 1984 by the International Union of Pure and Applied Chemistry. The names of elements 112-118 are the Latin equivalents of those numbers.

Design Copyright © 1997 Michael Dayah (michael@dayah.com), <http://www.dayah.com/periodic/>

Quelques familles importantes: Les **alcalins**, les **alcalino-terreux**, les **halogénés**, les **gaz inertes**

Tableau périodique



Configuration de l'iode (I)

Placer le Titane ($Z = 22$)
 $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^2$

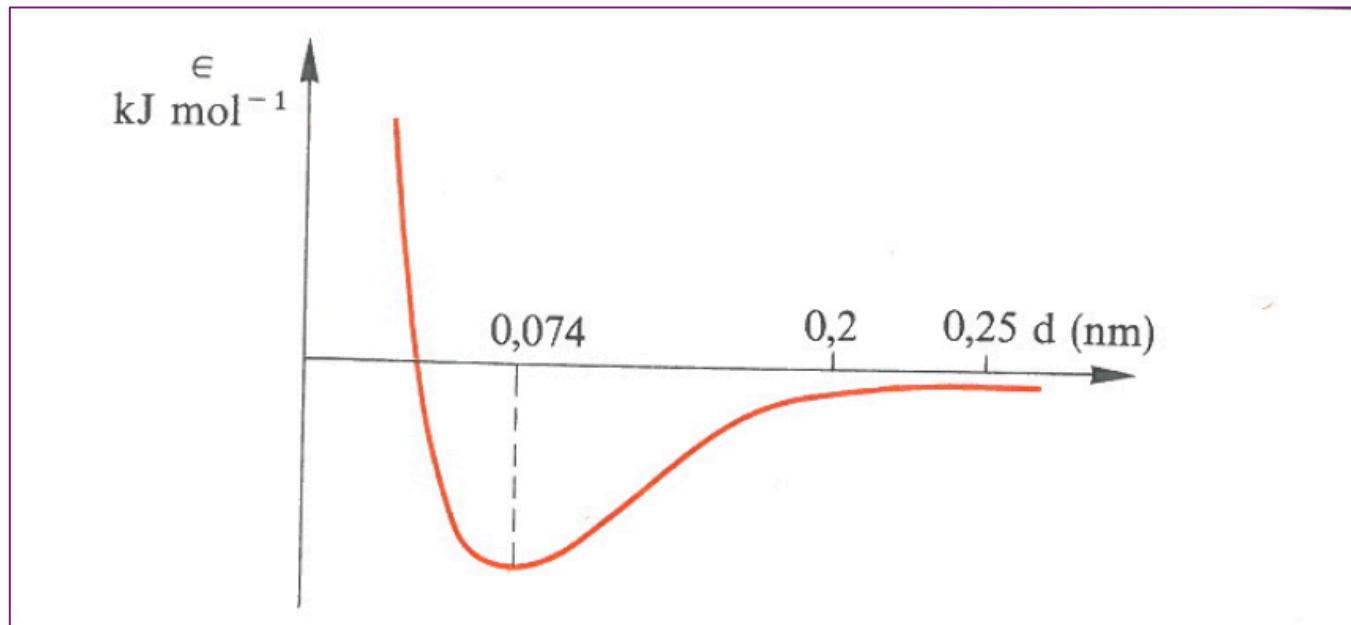
$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^5$

Détail des sous-couches correspondants à chaque période

Chaque ligne ou période débute par le remplissage d'une sous-couche ns et s'achève par celui de la sous-couche np

Assemblage des atomes : la liaison chimique

La liaison chimique: Deux atomes s'unissent pour former une molécule si, par suite d'une nouvelle répartition des densités électroniques, l'énergie de l'assemblage (molécule) est inférieure à la somme des énergies des deux atomes séparés. La différence entre l'énergie de la molécule et celle des atomes séparés est l'énergie de liaison, elle est toujours négative.



Energie potentielle du système formé par deux atomes d'hydrogène en fonction de leur distance d

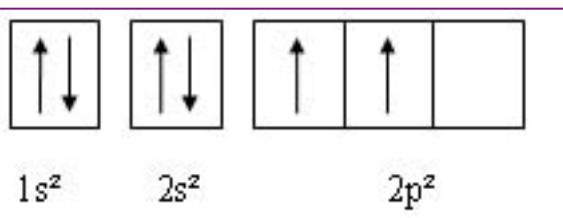
Hybridation des orbitales atomiques

Théorie de l'hybridation ou théorie de la liaison de valence

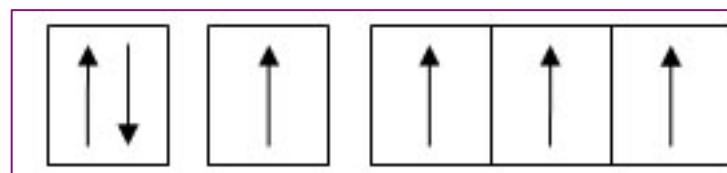
- En chimie, l'hybridation des orbitales atomiques est le mélange des orbitales atomiques d'un atome appartenant à la même couche électronique de manière à former de nouvelles orbitales qui permettent mieux de décrire qualitativement les liaisons entre atomes.
- Les orbitales hybrides sont très utiles pour expliquer la forme des orbitales moléculaires.

Hybridation sp³ exemple la molécule de méthane CH₄

Carbone: *Etat fondamental* 1s² 2s² 2p²



Carbone: *Etat excité* 1s² 2s¹ 2p³



Carbone: *Etat excité*, état hybride 1s² 4sp³

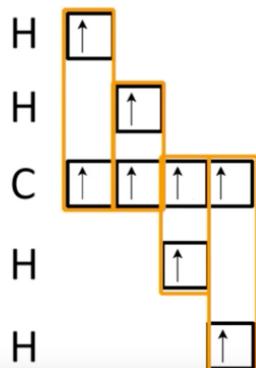
Théorie de l'hybridation de Linus Pauling



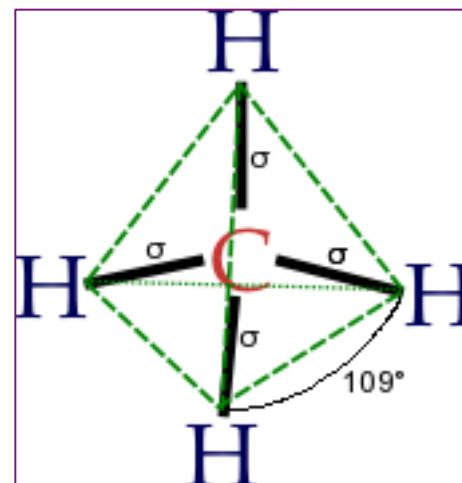
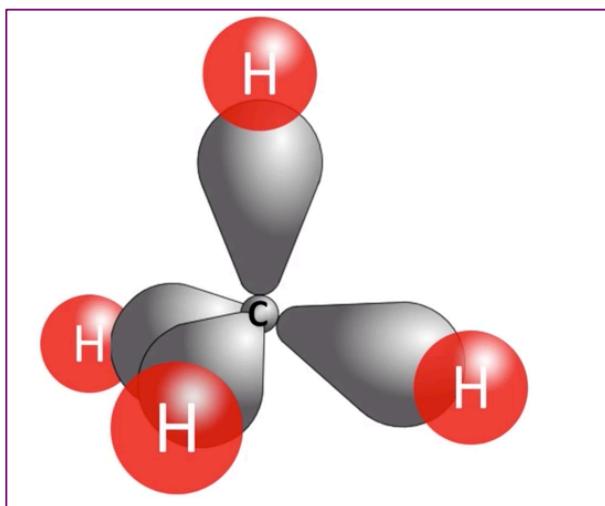
Etat excité hybride: car on a fourni de l'énergie au carbone pour déplacer un électron d'une énergie basse (énergie s) à un état plus haut en énergie. On peut faire maintenant 4 liaisons au lieu de deux ce qui va stabiliser le C et la formation de liaisons va abaisser l'énergie globale de la molécule.

Hybridation sp₃

1 orbitale atomique 2s + 3 orbitales atomiques 2p → 4 orbitales hybrides sp₃



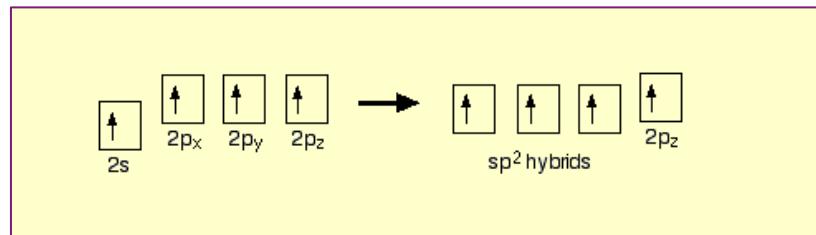
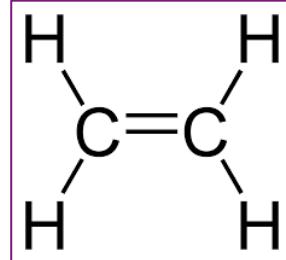
Une fois les 4 orbitales atomiques hybrides sp₃ établies la construction de la molécule de méthane se fait en unissant chaque orbitale atomique hybride sp₃ à une orbitale 1s d'un **atome d'hydrogène**, porteur d'un électron célibataire
On créera ainsi 4 orbitales moléculaires identiques de type « sp₃» grâce à la fusion axiale de chaque orbitale atomique hybride sp₃ avec une orbitale atomique 1s



Les quatre électrons contenus chacun dans une orbitale sp₃, se positionnent dans quatre directions faisant entre elles deux à deux, des angles de 109°28'
La géométrie imposée pour la molécule de méthane est un **tétraèdre**

Hybridation sp²

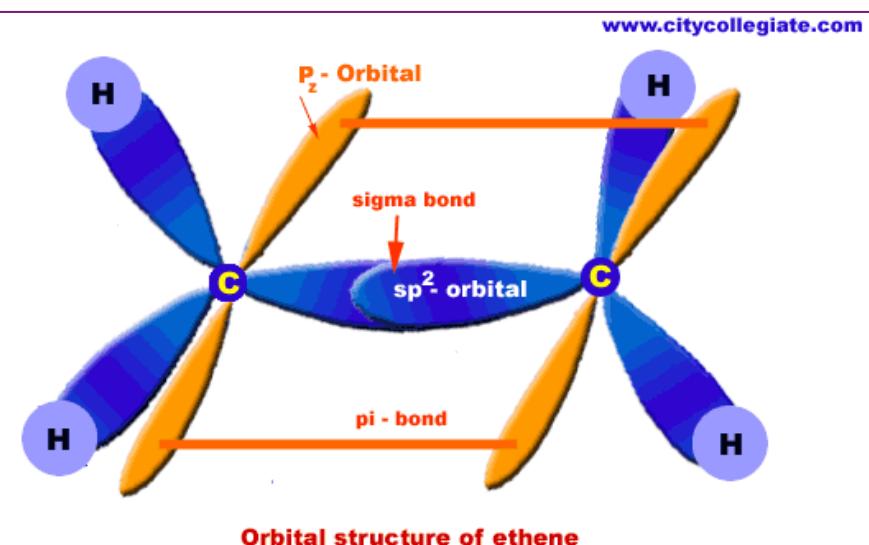
exemple la molécule d'éthylène C₂H₄



1 orbitale atomique 2s + 2 orbitales atomiques 2p → 3 orbitales hybrides sp²
Ceci laisse une orbitale 2pz inchangée

- **3 orbitales hybrides sp** dans un plan (bleu, un lobe car sp) chacun avec un électron de valence.
- La façon de repartir dans l'espace trois électrons de manière à minimiser au max les répulsions inter électroniques obéit à une géométrie plane avec entre chacune des directions un angles de 120°
- **L'orbitale 2pz** en orange (en forme de 8) n'est pas touchée par l'hybridation et occupe une direction perpendiculaire au plan où se situe les 3 orbitales hybrides sp². Cette orbitale contient aussi un électron.

Même chose pour le deuxième atome de carbone

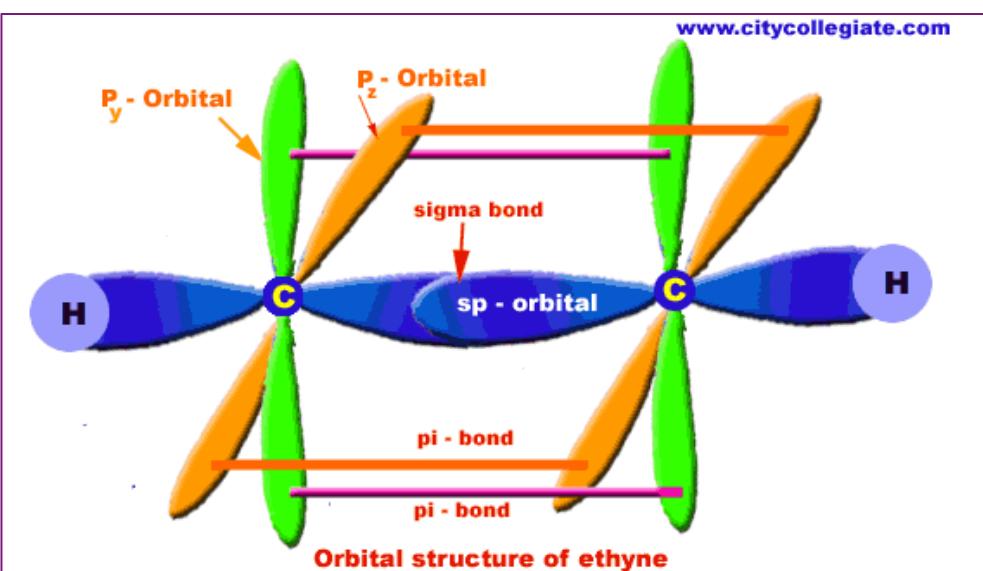
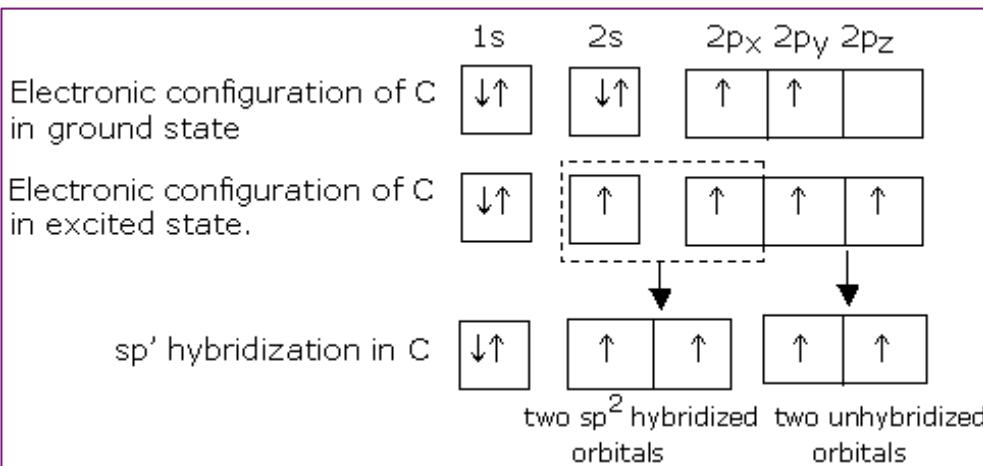


Hybridation sp

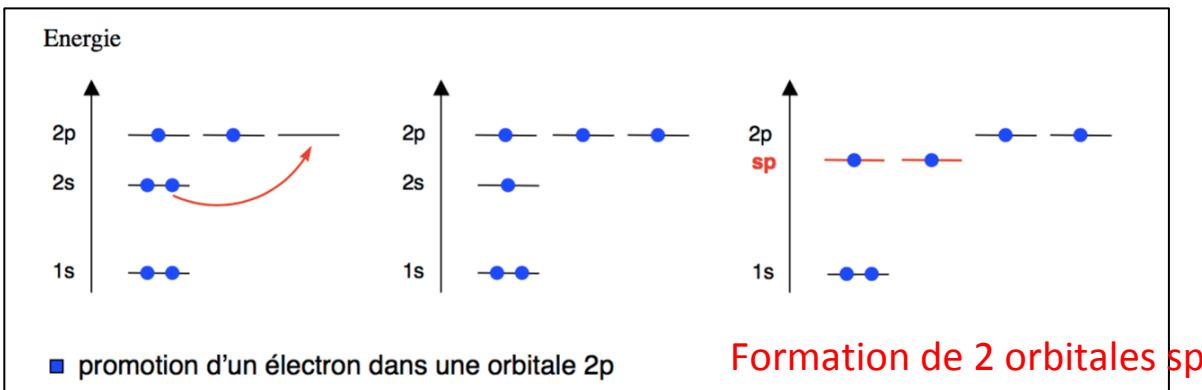
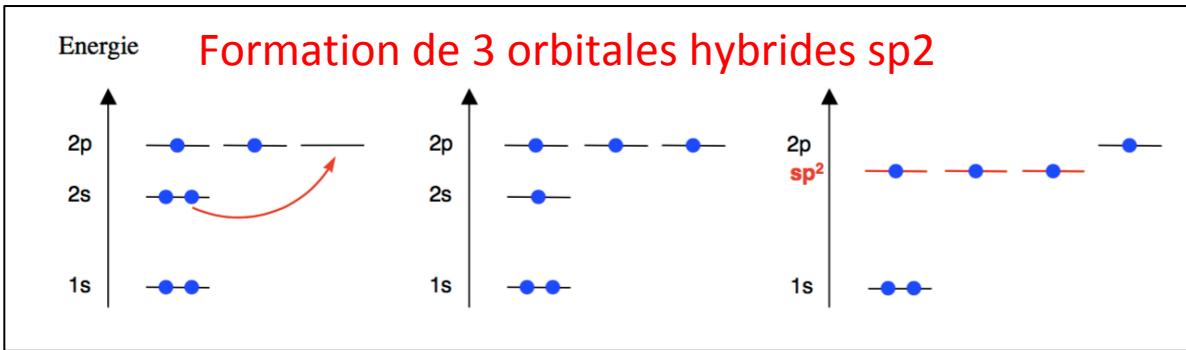
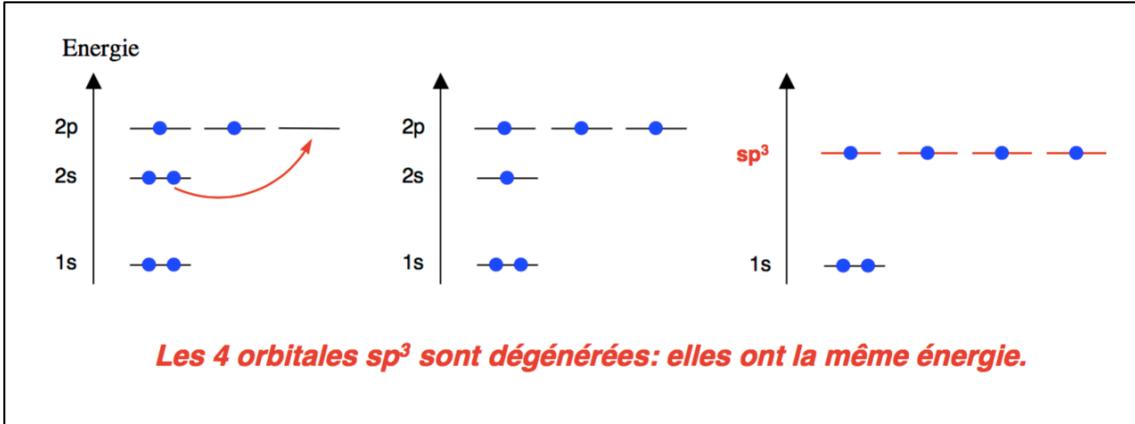


exemple la molécule d'acéthylène C_2H_2

1 orbitale atomique 2s + 1 orbitale atomique 2p --> 2 orbitales hybrides sp



- **2 orbitales hybrides sp** dans un plan (bleu, lobe car sp) chacun avec un électron de valence.
- La façon de répartir dans l'espace trois électrons de manière à minimiser au max les répulsions inter électroniques obéit à une géométrie plane avec entre chacune des directions un angle de 180°
- **Les orbitales 2pz en orange et vert** (en forme de 8) ne sont pas touchées par l'hybridation et sont dans le plan ou se situe les 2 orbitales hybrides sp^2 . Ces orbitale contiennent aussi deux électrons. Même chose pour le deuxième atome de carbone



Caractéristiques géométriques des hybridations

Forme théorique	Angles des liaisons	Hybridation	Exemples
Linéaire	180°	sp	$HC = CH$ $BeCl_2$
Triangulaire plane	120°	sp^2	BF_3 $H_2C = CH_2$
Tétraédrique régulière	109,5°	sp^3	CH_4 NF_3
Bipyramide trigonale	3x120° 2x90°	sp^3d ($dp + sp^2$)	PCl_5 SF_4
Octaédrique régulière	6x90°	sp^3d^2	SF_6 IF_5

