

Introduction à la chimie

Harry Potut'



Mes chers sorciers voici ...

L'introduction à la chimie !

Pour concocter vos petites potions ;)



*Vous trop
heureux du coup*

Le tutorat est gratuit, toute reproduction ou vente est interdite



SOMMAIRE :

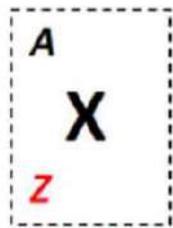
- a) Structure de l'atome
- b) Comment appréhender la structure électronique des atomes
- c) Cas particulier du carbone



a) structure de l'atome



Nombre de masse

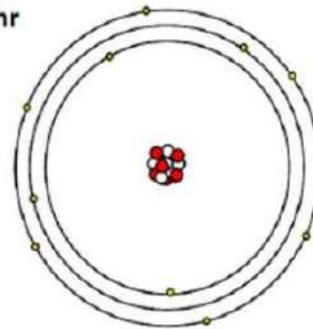


Numéro atomique

Protons (=électrons)

Pseudo-modèle de Bohr

- Neutron n
- Proton p
- Electron e



Masse du neutron = $1,6747 \cdot 10^{-27}$ kg

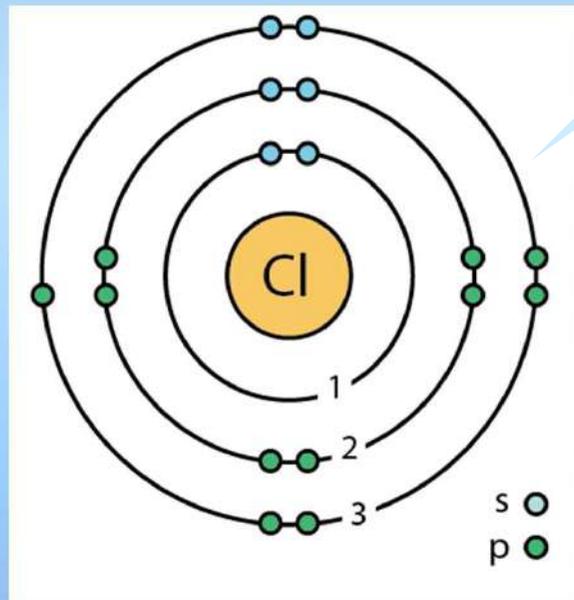
Masse du proton = $1,6726 \cdot 10^{-27}$ kg

Masse de l'électron = $9,1094 \cdot 10^{-31}$ kg

Charge proton/électron = $\pm 1,602 \cdot 10^{-19}$ C

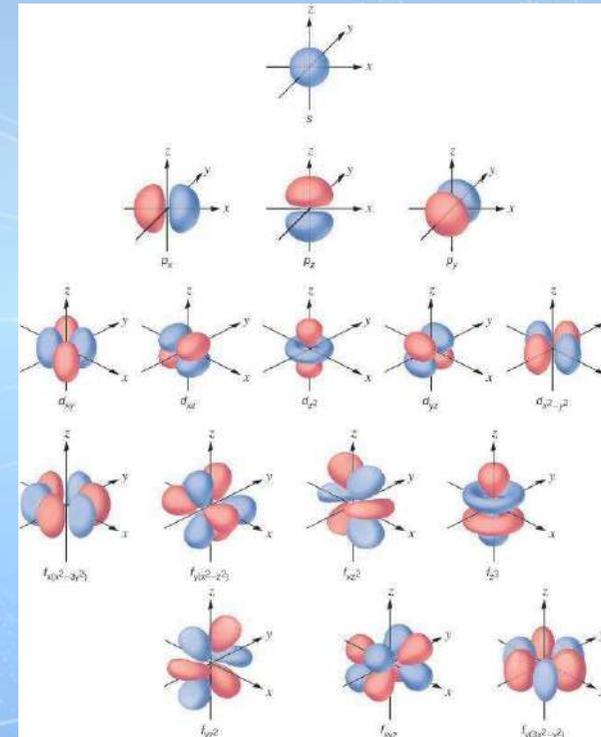


Pseudo modèle de Bohr



COUCHES
circulaires

Modèle ondulatoire de
Schrödinger

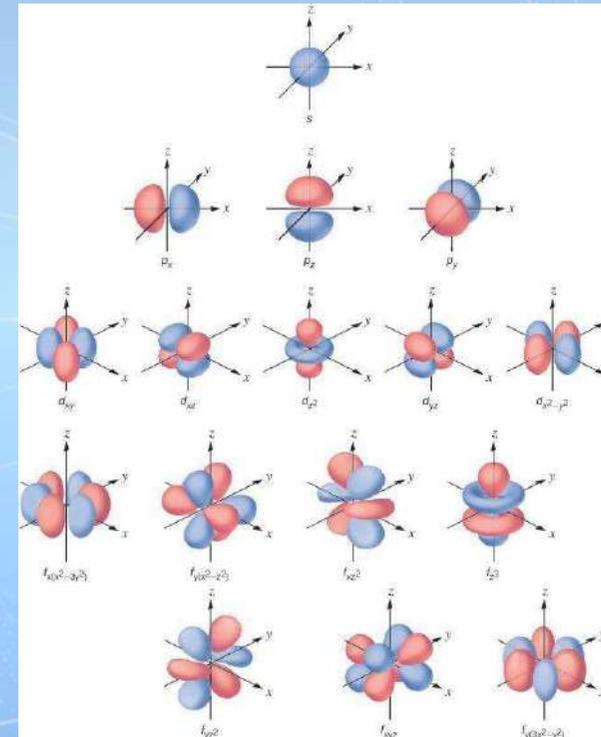




Modèle ondulatoire de Schrödinger

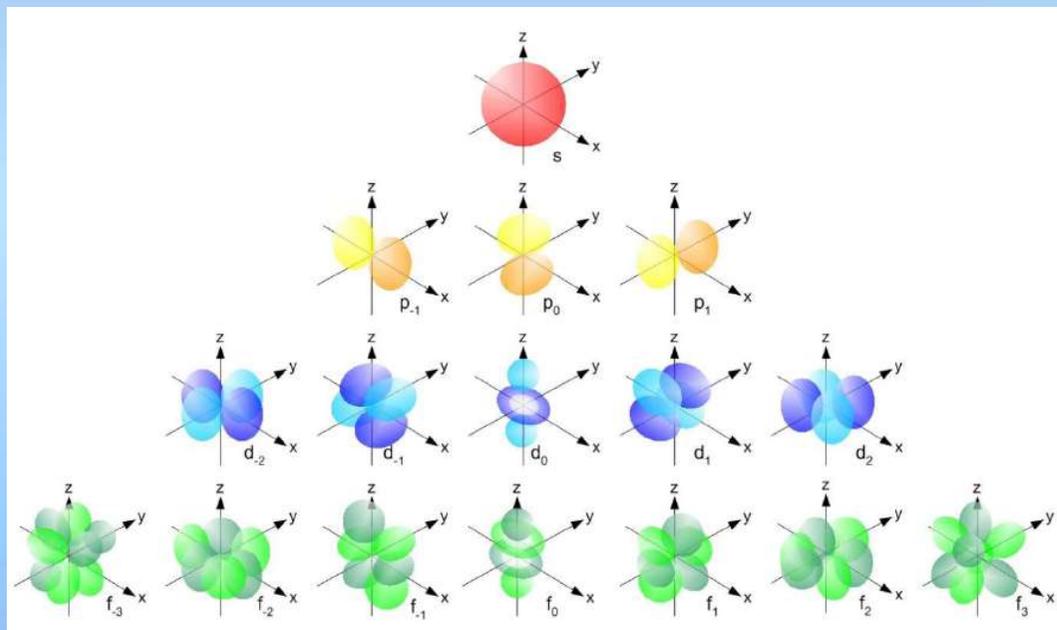
Définit l'électron en fonction :

- De son énergie
- De sa probabilité de position dans l'espace
- Introduit la notion d'orbitales





♥ **Orbitale atomique** : zone dans laquelle on a une probabilité de présence des électrons qui est non nulle





On peut définir les électrons selon 4 nombres quantiques :

Nombre quantique	Défini...			Valeurs
n <i>Nombre quantique principal</i>	Couche	La Période	Energie	$n = 1, 2, 3...$
l <i>nombre quantique secondaire</i>	Sous-couche	Le Type d'orbitale	Forme	$0 \leq l \leq n - 1$
m <i>Nombre quantique magnétique</i>	Case quantique	L'Orbitale	Direction	$-l \leq m \leq +l$
s <i>nombre quantique de spin</i>	Spin	Le Sens de rotation	X	$\pm 1/2$ (valeurs non-entières !)

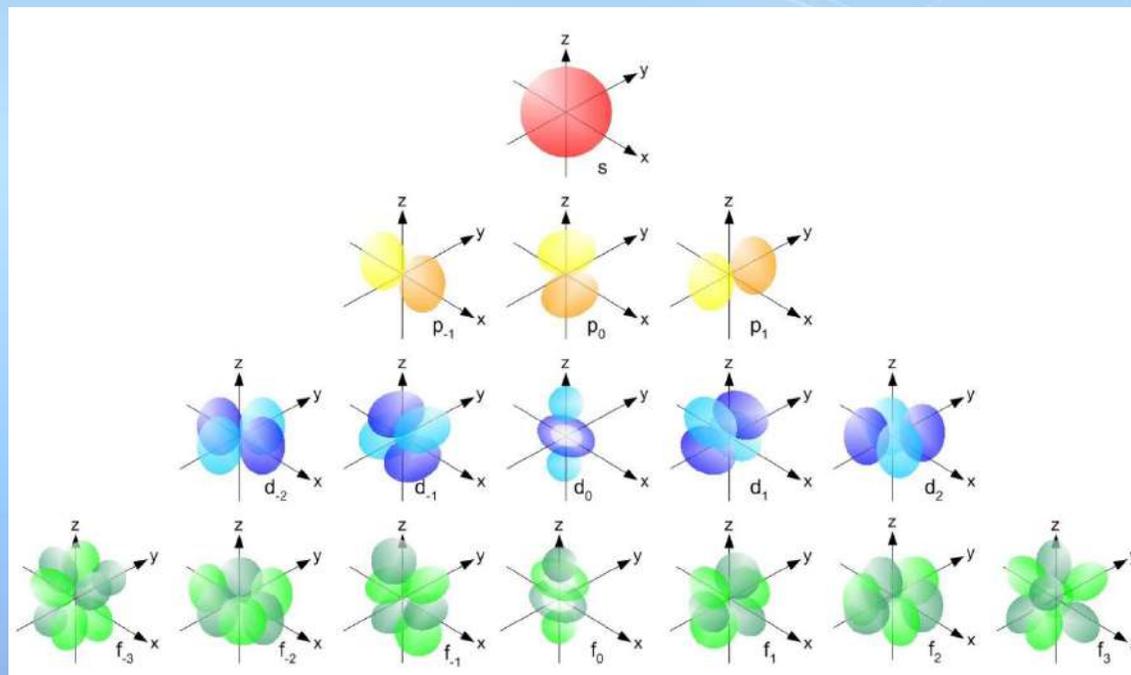
4 quoi
???

Introduction à la chimie



Nombre quantique	Défini...			Valeurs
n <i>Nombre quantique principal</i>	Couche	La Période	Energie	$n = 1, 2, 3...$
l <i>nombre quantique secondaire</i>	Sous-couche	Le Type d'orbitale	Forme	$0 \leq l \leq n - 1$
m <i>Nombre quantique magnétique</i>	Case quantique	L'Orbitale	Direction	$-l \leq m \leq +l$
s <i>nombre quantique de spin</i>	Spin	Le Sens de rotation	X	$\pm 1/2$ (valeurs non-entières !)

Harry Potut'



Le tutorat est gratuit, toute reproduction ou vente est interdite

Combien d'électrons par orbitale ?



		l = 0				l = 1					l = 2					l = 3								
		m = 0				-1		0		+1	-2		-1	0		+1	-3		-2	-1	0	+1	+2	+3
K	n = 1	□																						
L	n = 2	□	□ □ □ □ □																					
M	n = 3	□	□ □ □ □ □					□ □ □ □ □ □																
N	n = 4	□	□ □ □ □ □					□ □ □ □ □ □ □					□ □ □ □ □ □ □ □											
		s				p					d					f								

Les électrons sont représentés par des flèches

Une orbitale p accueille 6 électrons

Une orbitale s accueille 2 électrons

Une orbitale d accueille 10 électrons



Exemple : azote N

	$l =$	0	1	2	3
	$m =$	0	-1 0 +1	-2 -1 0 +1 +2	-3 -2 -1 0 +1 +2 +3
K	$n = 1$	↑↓			
L	$n = 2$	↑↓	↑ ↑ ↑		
M	$n = 3$				
N	$n = 4$				
		s	p	d	f

2p

$n=2$
 $l=1$
 $m=0$
 $s= +1/2$

Le spin s dépend du sens de rotation, donc de la direction de la flèche



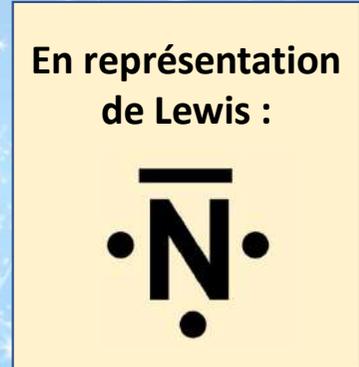
Exemple

		l =	0	1	2	3
		m =	0	-1 0 +1	-2 -1 0 +1 +2	-3 -2 -1 0 +1 +2 +3
K	n = 1		↑↓			
L	n = 2		↑↓	↑ ↑ ↑		
M	n = 3					
N	n = 4					
			s	p	d	f

trait

point

Azote N
Z=7





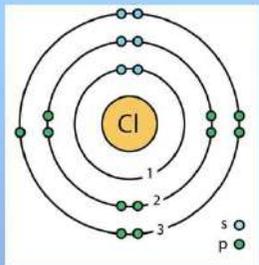
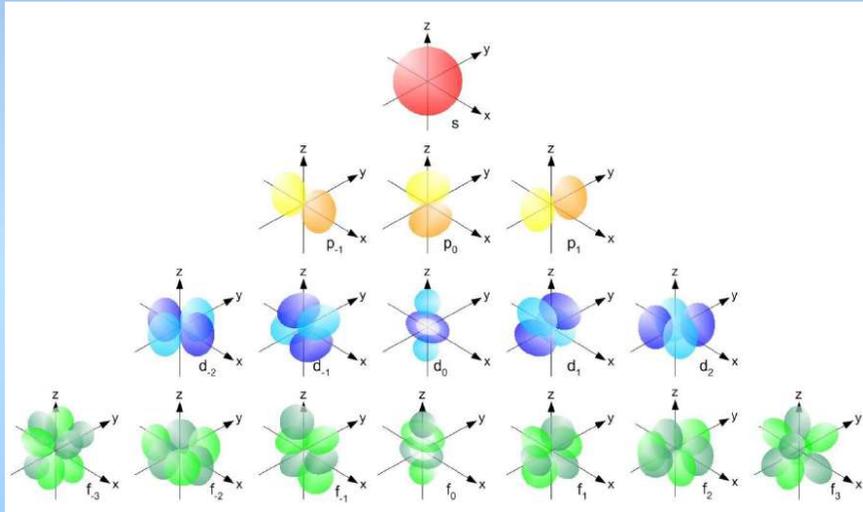
n → la période

1	1A	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18	VIA	
1	H	He																			
2	Li	Be																			
3	Na	Mg																			
4	K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr			
5	Rb	Si	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe			
6	Sr	Ba	La-Lu	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn			
7	Fr	Ra	Ac-Lr	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Uun	Uuu	Uub	Uut	Uuq	Uup	Uuh	Uus	Uuo			
		87	88	89-103	104	105	106	107	108	109	110	111	112	113	114	115	116	117	118		
		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					

Le tutorat est gratuit, toute reproduction ou vente est interdite



I → type d'orbitale



Couche de valence : couche électronique la + éloignée du noyau

Mais dans quelle orbitale se trouvent les derniers électrons de la couche de valence ?

H																				He
Li	Be											B	C	N	O	F	Ne			
Na	Mg											Al	Si	P	S	Cl	Ar			
K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr			
Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe			
Cs	Ba		Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn			
Fr	Ra		Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Ds	Rg	Cn	Nh	Fl	Mc	Lv	Ts	Og			
			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			

■ Bloc s
 ■ Bloc d
 ■ Bloc p
 ■ Bloc f



B) Comment appréhender la structure électronique des atomes ?

- Règle de Pauli
- Règle de Hund
- Règle de Klechkowski ($n+l$ minimal)

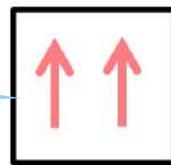




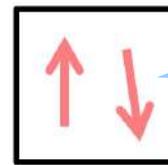
Règle de Pauli :

« Dans un atome, deux électrons ne peuvent pas avoir les 4 mêmes nombres quantiques »

$s = +1/2$ pour les deux



NON 😞



$s = +1/2$ et $-1/2$

OUI 😊

Mémo bizarre : « C'est **PAU LI** (pas les) même nombres quantiques »

Oubliez si vous comprenez pas mdr

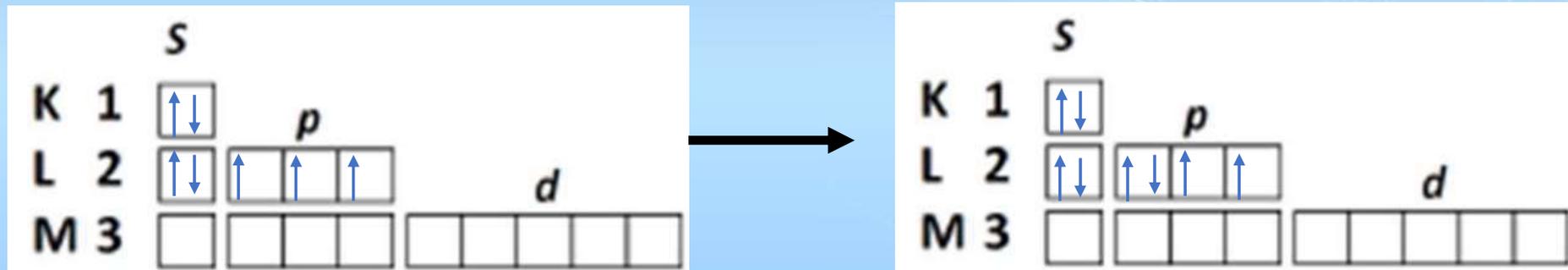
Le tutorat est gratuit, toute reproduction ou vente est interdite



Règle de Hund:

« Les électrons se placent à raison de 1 par case avant de s'apparier en doublets »

Ex : ${}_8\text{O}$, il possède 8 électrons



Mémo bizarre bis : « Les flèches on les mets
HUND _(une) par **HUND** _(une) dans les cases »

Le tutorat est gratuit, toute reproduction ou vente est interdite



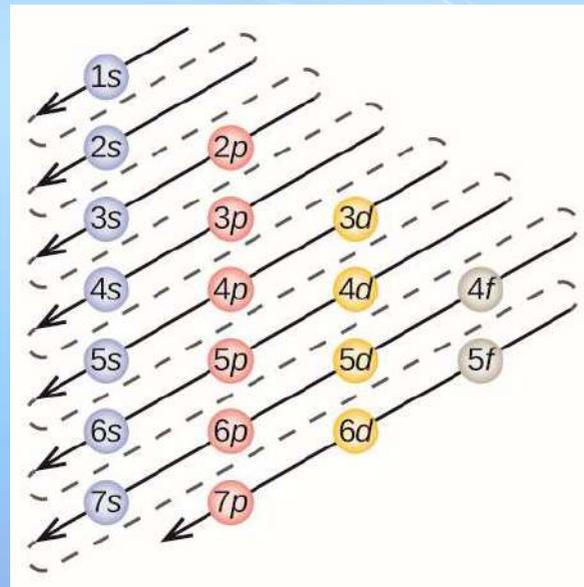
Règle de Klechkowski (ou n+l minimal):

Pour remplir les différentes orbitales, on ne doit pas suivre l'ordre logique par couche, on doit remplir les orbitales de la plus petite énergie à la plus grande.

Comme ceci : **1s, 2s, 2p, 3s, 3p, 4s, 3d, 4p, 5s, 4d ...**



Apprenez-moi ça sur le bout des doigts !

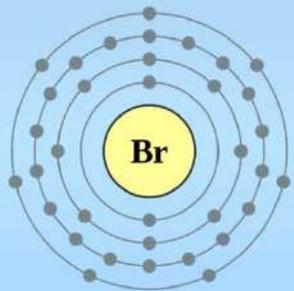




Exemple type QCM, hyper méga détaillé :

35: Bromo

2,8,18,7



l =		0	1		2					3										
m =		0	-1	0	+1	-2	-1	0	+1	+2	-3	-2	-1	0	+1	+2	+3			
K	n = 1	<input type="checkbox"/>																		
L	n = 2	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>																	
M	n = 3	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>			<input type="checkbox"/>														
N	n = 4	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>			<input type="checkbox"/>					<input type="checkbox"/>									
		s	p		d					f										



Exemple type QCM, hyper méga détaillé :

Règle de Klechkowski :
 1s, 2s, 2p, 3s, 3p,
 4s, 3d, 4p, 5s, 4d ...



l =		0	1		2					3							
m =		0	-1	0	+1	-2	-1	0	+1	+2	-3	-2	-1	0	+1	+2	+3
K	n = 1	<div style="display: inline-block; border: 1px solid black; padding: 2px;">↑↓</div> <i>Plus que 33 à placer</i>															
L	n = 2	<div style="border: 1px solid black; width: 20px; height: 20px; display: inline-block;"></div>	<div style="border: 1px solid black; width: 20px; height: 20px; display: inline-block;"></div>														
M	n = 3	<div style="border: 1px solid black; width: 20px; height: 20px; display: inline-block;"></div>	<div style="border: 1px solid black; width: 20px; height: 20px; display: inline-block;"></div>			<div style="border: 1px solid black; width: 20px; height: 20px; display: inline-block;"></div>											
N	n = 4	<div style="border: 1px solid black; width: 20px; height: 20px; display: inline-block;"></div>	<div style="border: 1px solid black; width: 20px; height: 20px; display: inline-block;"></div>			<div style="border: 1px solid black; width: 20px; height: 20px; display: inline-block;"></div>					<div style="border: 1px solid black; width: 20px; height: 20px; display: inline-block;"></div>						
		s	p			d					f						



Exemple type QCM, hyper méga détaillé :

Règle de Klechkowski :
 1s, 2s, 2p, 3s, 3p,
 4s, 3d, 4p, 5s, 4d ...



l =		0	1		2					3								
m =		0	-1	0	+1	-2	-1	0	+1	+2	-3	-2	-1	0	+1	+2	+3	
K	n = 1	↑↓																
L	n = 2	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	Plus que 25 à placer												
M	n = 3																	
N	n = 4																	
		s	p			d					f							



Exemple type QCM, hyper méga détaillé :

Règle de Klechkowski :
 1s, 2s, 2p, 3s, 3p,
 4s, 3d, 4p, 5s, 4d ...



l =		0	1	2	3
m =		0	-1 0 +1	-2 -1 0 +1 +2	-3 -2 -1 0 +1 +2 +3
K	n = 1	↑↓			
L	n = 2	↑↓	↑↓ ↑↓ ↑↓		
M	n = 3	↑↓	↑↓ ↑↓ ↑↓		
N	n = 4				
		s	p	d	f

Plus que 17 à placer



Exemple type QCM, hyper méga détaillé :

Règle de Klechkowski :
 1s, 2s, 2p, 3s, 3p,
 4s, 3d, 4p, 5s, 4d ...



l =		0	1	2	3
m =		0	-1 0 +1	-2 -1 0 +1 +2	-3 -2 -1 0 +1 +2 +3
K	n = 1	↑↓			
L	n = 2	↑↓	↑↓ ↑↓ ↑↓		
M	n = 3	↑↓	↑↓ ↑↓ ↑↓		
N	n = 4	↑↓			
		s	p	d	f

Plus que 15 à placer



Exemple type QCM, hyper méga détaillé :

Règle de Klechkowski :
 1s, 2s, 2p, 3s, 3p,
 4s, 3d, 4p, 5s, 4d ...



l =		0	1	2	3
m =		0	-1 0 +1	-2 -1 0 +1 +2	-3 -2 -1 0 +1 +2 +3
K	n = 1	↑↓			
L	n = 2	↑↓	↑↓ ↑↓ ↑↓		
M	n = 3	↑↓	↑↓ ↑↓ ↑↓	↑↓ ↑↓ ↑↓ ↑↓ ↑↓	
N	n = 4	↑↓			
		s	p	d	f

Plus que 5 à placer



Exemple type QCM, hyper méga détaillé :

Règle de Klechkowski :
 1s, 2s, 2p, 3s, 3p,
 4s, 3d, 4p, 5s, 4d ...

Règle de Hund !



l =		0	1	2	3
m =		0	-1 0 +1	-2 -1 0 +1 +2	-3 -2 -1 0 +1 +2 +3
K	n = 1	↑↓			
L	n = 2	↑↓	↑↓ ↑↓ ↑↓		
M	n = 3	↑↓	↑↓ ↑↓ ↑↓	↑↓ ↑↓ ↑↓ ↑↓ ↑↓	
N	n = 4	↑↓	↑ ↑ ↑		
		s	p	d	f

Plus que 2 à placer



Exemple type QCM, *hyper méga* détaillé :

		0	1		2					3							
		0	-1	0	+1	-2	-1	0	+1	+2	-3	-2	-1	0	+1	+2	+3
K	n = 1	↑↓															
L	n = 2	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓												
M	n = 3	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓							
N	n = 4	↑↓	↑↓	↑↓	↑												
		s	p			d					f						





Exemple type QCM, hyper méga détaillé :

Règle de Klechkowski :

Configuration électronique du Br :
 1s², 2s², 2p⁶, 3s²,
 3p⁶, 4s², 3d¹⁰, 4p⁵



l =		0		1			2					3								
m =		0	-1	0	+1	-2	-1	0	+1	+2	-3	-2	-1	0	+1	+2	+3			
K	n = 1	↑↓																		
L	n = 2	↑↓		↑↓			↑↓			↑↓										
M	n = 3	↑↓		↑↓			↑↓			↑↓			↑↓			↑↓				
N	n = 4	↑↓		↑↓			↑↓			↑										
		s		p			d					f								



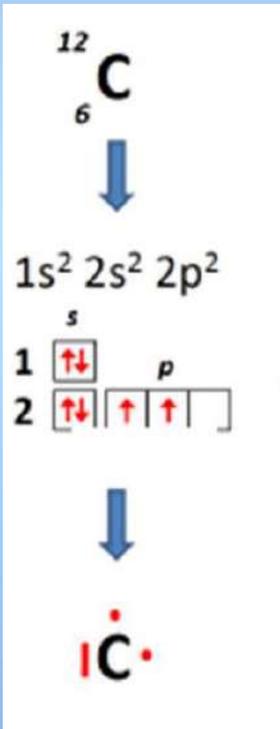
C) Cas particulier : la structure du carbone

Le Carbone → 6 électrons

Si on établit sa configuration électronique à partir des règles précédentes on obtient ceci :

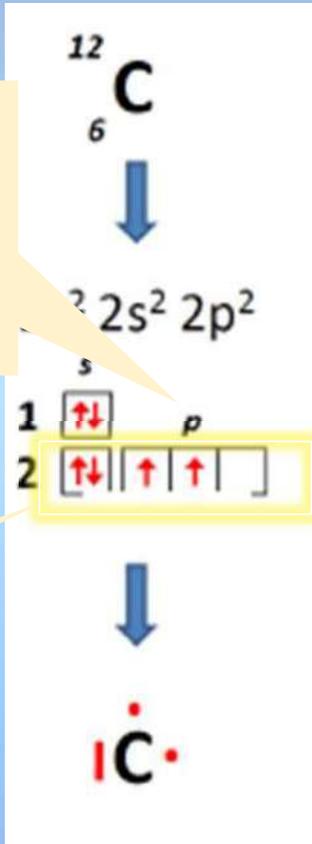
Or, dans la réalité, sa configuration électronique n'est **pas** comme ça. Pour « **s'équilibrer** », et devenir + **stable**, le carbone va subir une

transition électronique





Ici l'orbitale 2p est instable car il n'y a pas la même répartition d'électrons dans ses cases



Transition oum électroniqueum !

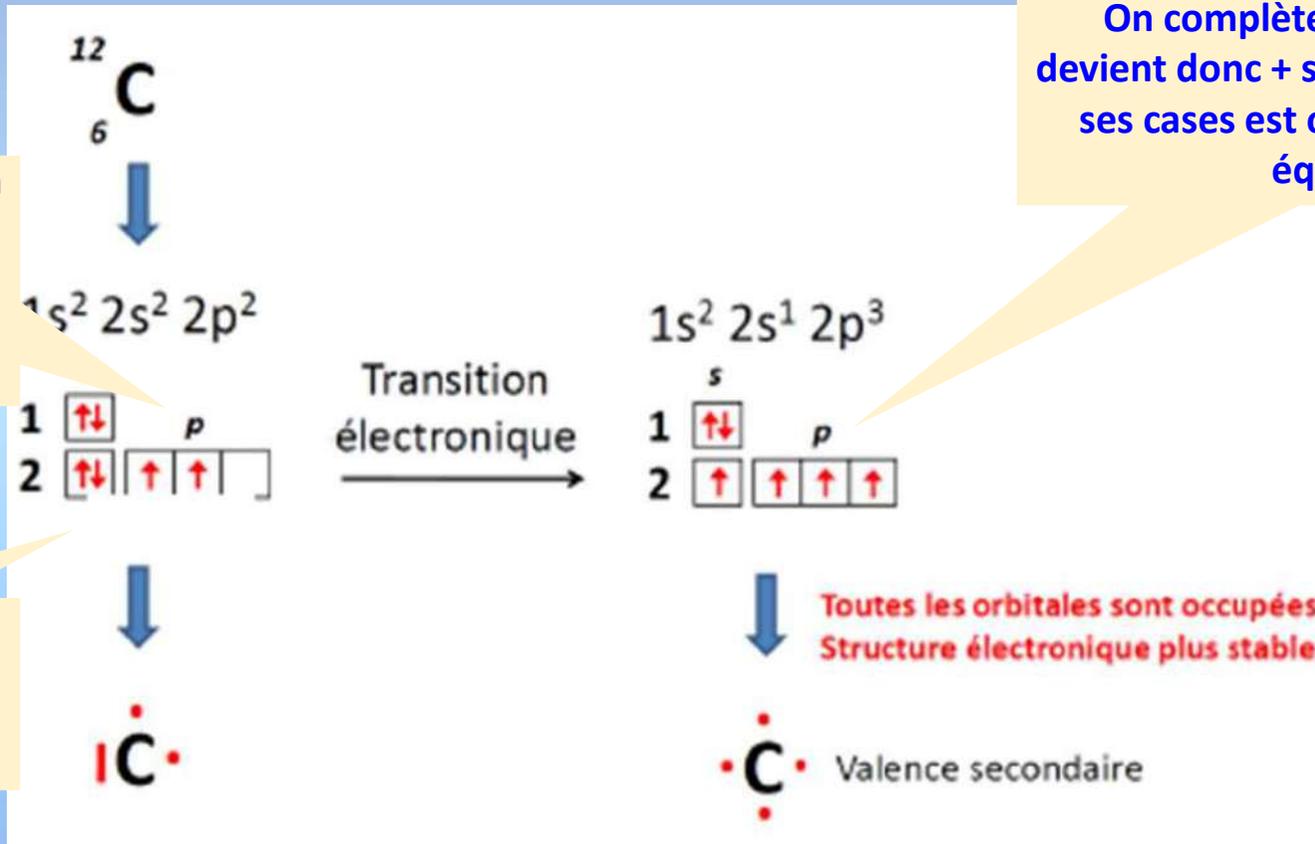
Couche de valence



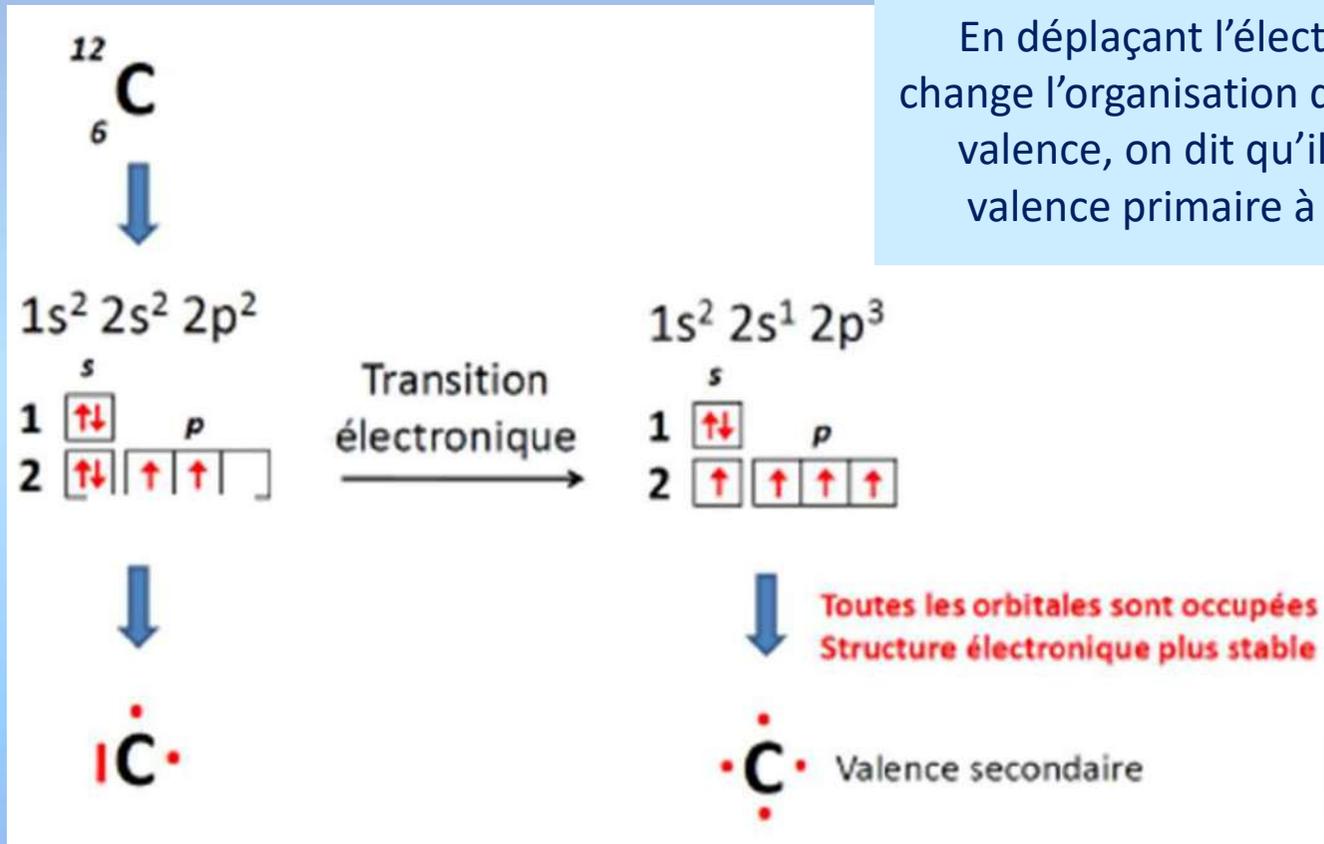


On a une disproportion entre la 2s et la 2p, l'une possède 2 électrons, l'autre une case vide !

L'orbitale 2s va gentiment prêter son électron à la 2p



On complète l'orbitale 2p qui devient donc + stable car chacune de ses cases est occupée (c'est plus équilibré)



En déplaçant l'électron, l'atome change l'organisation de sa couche de valence, on dit qu'il passe de sa valence primaire à secondaire.



Attention !

*D'autres atomes sont aussi capable
de réaliser des transition
électronique !*



*Fin de ce premier cours !
Mercii !*

**Vous qui kiffez la
chimie**





Maintenant, place au QCMs !!!
Direction wooclap → **CHIMIELOVE**





A propos de la règle de Klechkowski, dans quel ordre devons-nous remplir les orbitales :

- A) 1s, 2s, 2p, 3s, 3p, 3d, 4s, 4p, 4d**
- B) 1s, 2s, 2d, 2p, 3s, 3d, 3p, 4s, 4d**
- C) 1s, 2s, 2p, 3s, 3d, 4s, 3p, 4p, 5s**
- D) 1s, 2s, 2p, 3s, 3p, 4s, 3d, 4p, 5s**



A propos de la règle de Klechkowski, dans quel ordre devons-nous remplir les orbitales :

- A) 1s, 2s, 2p, 3s, 3p, 3d, 4s, 4p, 4d
- B) 1s, 2s, 2d, 2p, 3s, 3d, 3p, 4s, 4d
- C) 1s, 2s, 2p, 3s, 3d, 4s, 3p, 4p, 5s
- D) 1s, 2s, 2p, 3s, 3p, 4s, 3d, 4p, 5s



A propos de la configuration électronique de l'atome d'aluminium ou $Z=13$:

- A) $1s, 2s, 2p, 3s, 3p$**
- B) $1s^2, 2s^2, 2p^2, 3s^2, 3p^6$**
- C) $1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^1$**
- D) $3s^2, 3p^1$**
- E) ABCD sont fausses**



A propos de la configuration électronique de l'atome d'aluminium ou $Z=13$:

- A) $1s, 2s, 2p, 3s, 3p$
- B) $1s^2, 2s^2, 2p^2, 3s^2, 3p^6$
- C) $1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^1$
- D) $3s^2, 3p^1$
- E) ABCD sont fausses



**Allez voir ma fiche, j'ai donné
beaucoup plus d'explications, et même
des petites astuces !**