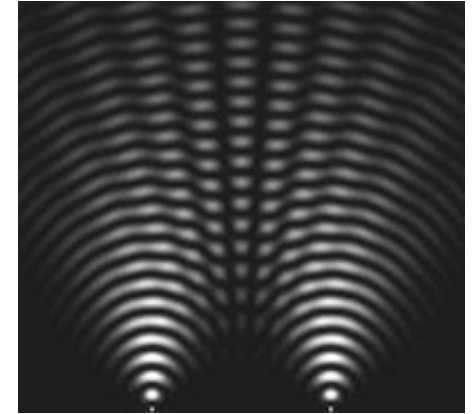
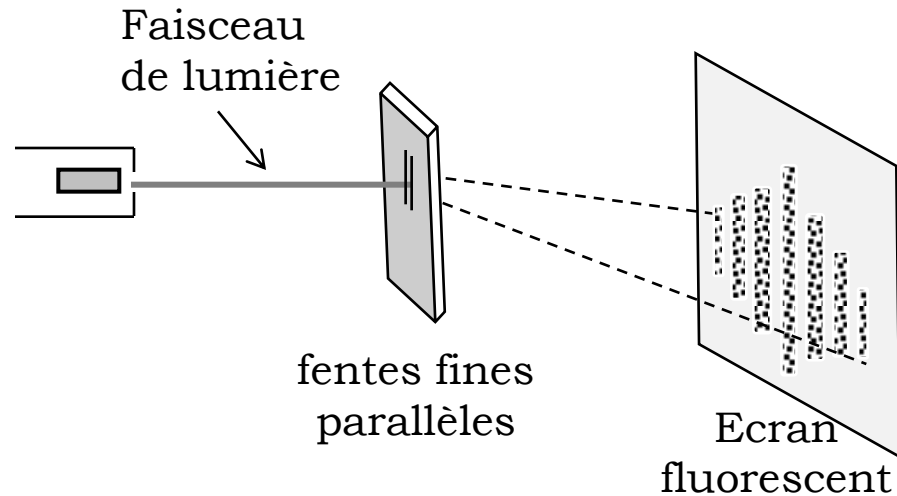


7- Le modèle ondulatoire



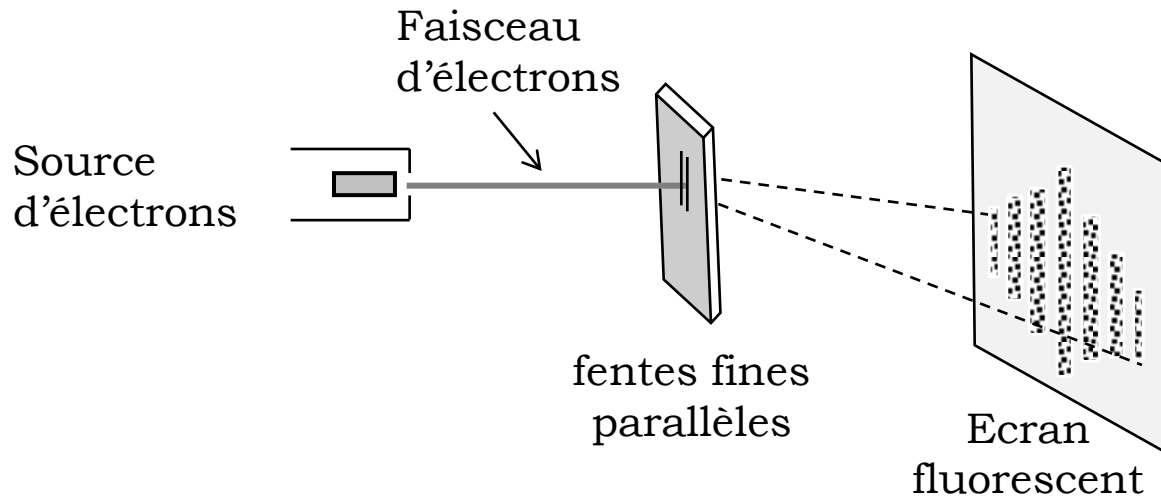
Diffraction de la lumière

- ? On ne sait pas par quel trou un photon passe
- ? On ne sait pas sur quelle frange il va arriver
- 👉 On sait seulement la probabilité pour qu'il arrive en un point de l'écran

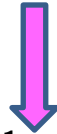
Probabilité de présence en point



Intensité lumineuse en ce point



Le phénomène de diffraction des électrons



le caractère ondulatoire des électrons
qui se comportent comme des ondes

Comme le photon, l'électron est décrit par une fonction d'onde $\Psi(x, y, z, t)$ qui caractérise l'état de l'électron dans l'espace à l'instant t

Schrödinger (1887-1961)

Il proposa en 1927 un formalisme mathématique (équation de Schrödinger) qui établit la connexion entre :

- les interactions électrons/électrons et électrons/noyau
- la vision probabiliste la fonction d'onde de l'électron

Caractère ondulatoire de l'électron



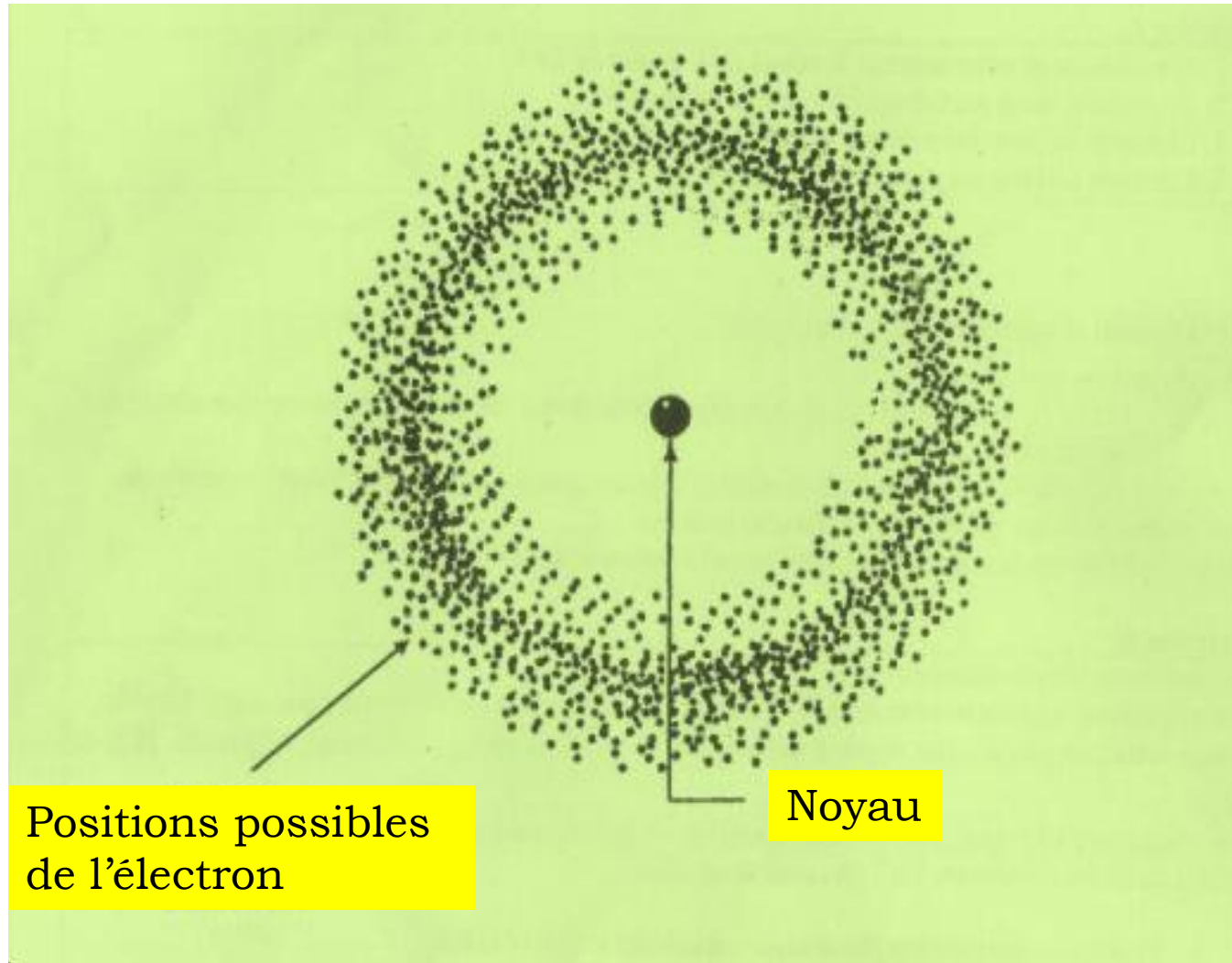
La notion d'orbite n'est plus adéquate



On dit plutôt que l'électron occupe une **orbitale**

Chaque orbitale est caractérisée par une fonction d'onde Ψ

Probabilité de présence de l'électron



1803

1901

1911

1913

1925

Modèle de
Dalton

Modèle de
Thompson

Modèle de
Rutherford

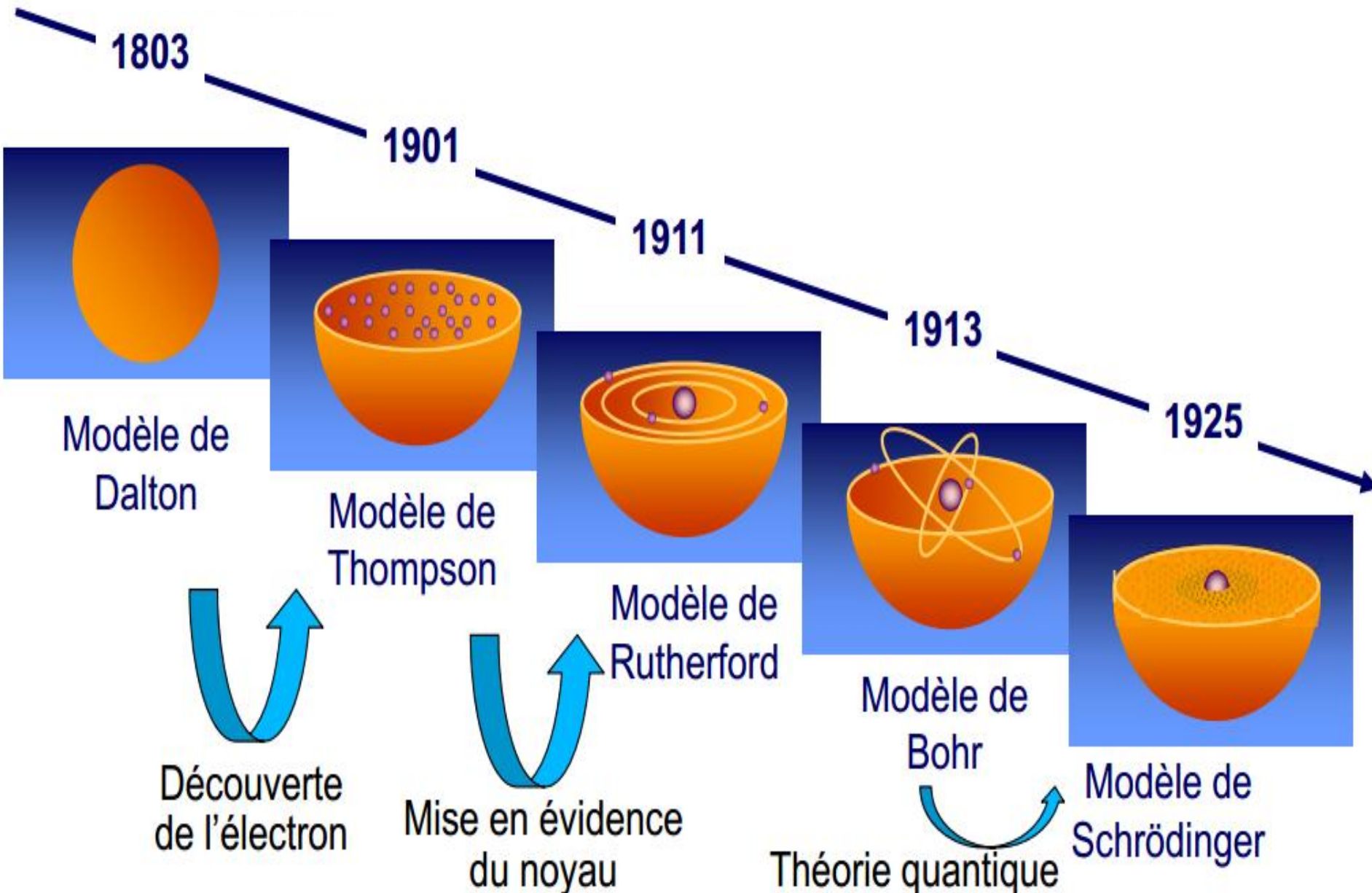
Modèle de
Bohr

Modèle de
Schrödinger

Découverte
de l'électron

Mise en évidence
du noyau

Théorie quantique



8- Nombres quantiques

Schrödinger a montré qu'une fonction d'onde $\Psi_{n,\ell,m}(x,y,z)$ est caractérisée par 3 nombres quantiques :

n nombre quantique principal

définit l'énergie de l'orbitale atomique

ℓ nombre quantique secondaire ou azimutal

définit la géométrie de l'orbitale atomique

m nombre quantique magnétique

définit l'orientation de l'orbitale atomique

9- Etats de l'atome

Un triplet (n, ℓ, m) définit un état de l'atome :

$$n = 1, 2, 3 \dots$$

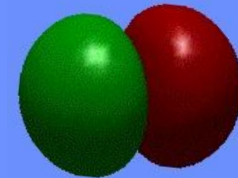
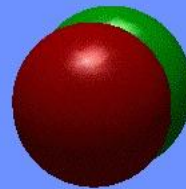
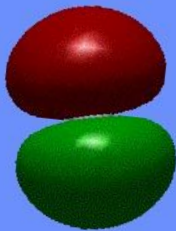
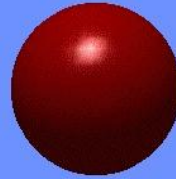
$$0 \leq \ell \leq n - 1$$

$$-\ell \leq m \leq +\ell$$

- ✚ Chaque niveau énergétique de l'atome comprend n sous-niveaux caractérisés par le nombre quantique ℓ .
- ✚ Chaque sous-niveau comprend $2\ell + 1$ orbitales caractérisées par le nombre quantique m .
- ✚ Un niveau d'énergie, caractérisé par le nombre n , contient n^2 orbitales de même énergie.

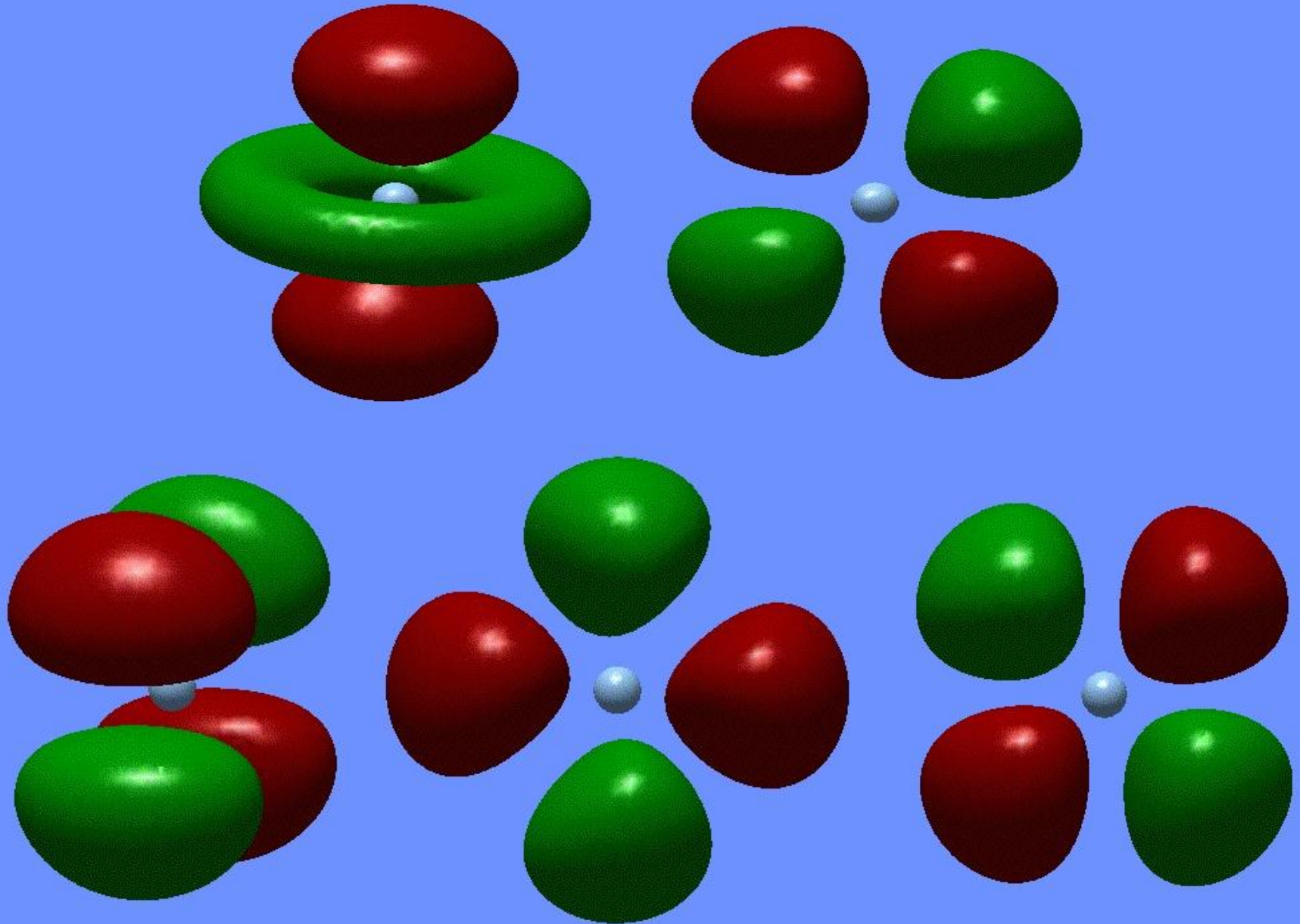
n = 1	$\ell = 0$	m = 0	1s	$\Psi_{1,0,0}$
n = 2	$\ell = 0$	m = 0	2s	$\Psi_{2,0,0}$
	$\ell = 1$	m = -1	2p _x	$\Psi_{2,1,-1}$
		m = 0	2p _y	$\Psi_{2,1,0}$
		m = 1	2p _z	$\Psi_{2,1,1}$
n = 3	$\ell = 0$	m = 0	3s	$\Psi_{3,0,0}$
	$\ell = 1$	m = -1	3p _x	$\Psi_{3,1,-1}$
		m = 0	3p _y	$\Psi_{3,1,0}$
		m = 1	3p _z	$\Psi_{3,1,1}$
	$\ell = 2$	m = -2	d _{x²-y²}	$\Psi_{3,2,-2}$
		m = -1	d _{z²}	$\Psi_{3,2,-1}$
		m = 0	3d _{xy}	$\Psi_{3,2,0}$
		m = 1	3d _{xz}	$\Psi_{3,2,1}$
		m = 2	3d _{yz}	$\Psi_{3,2,2}$

La forme des orbitales s

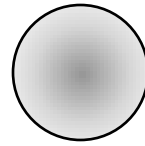


La forme des orbitales p

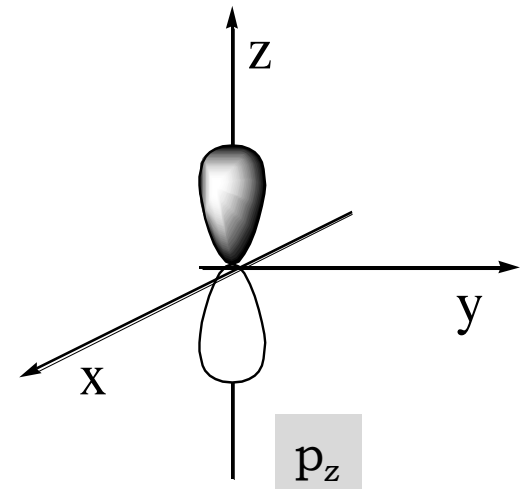
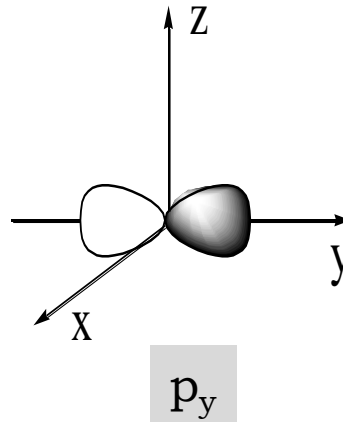
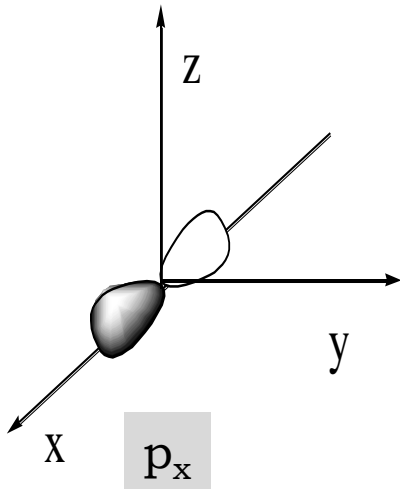
Les formes des orbitales d



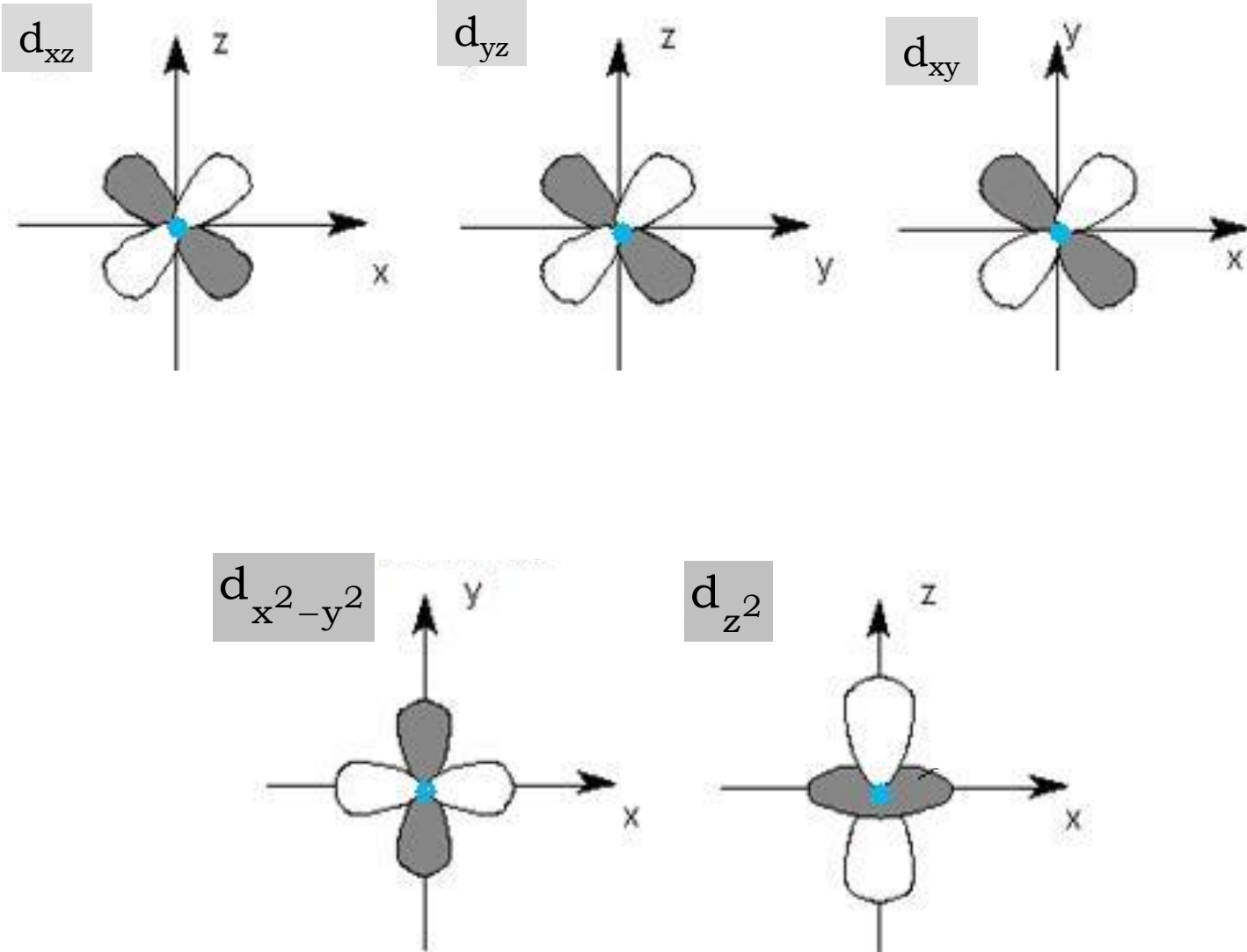
Représentation des orbitales s et p



s



Représentation des orbitales d



10- Atomes à plusieurs électrons

Spin de l'électron

Les trois nombres quantiques n , ℓ et m se sont révélés insuffisants pour décrire totalement l'électron dans un atome polyélectronique.

Il a fallu introduire un quatrième nombre quantique, appelé **nombre quantique de spin s** .

L'électron, chargé électriquement, et animé d'un mouvement de rotation autour de son centre. Il est équivalent à un petit aimant dont l'orientation dépend du sens de rotation.

Deux orientations, donc deux valeurs du spin $s = +1/2$ ou $s = -1/2$



Ainsi un électron dans une orbitale est caractérisé par quatre nombres quantiques : n , ℓ , m et s .

A un nombre quantique principal n donné correspondent $2n^2$ états différents

Energie des orbitales atomiques

Le classement des énergies des orbitales atomiques se fait selon les règles de stabilité

- ✚ L'énergie d'une orbitale atomique est d'autant plus haute que n est grand.

$$E_{1s} < E_{2s} < E_{3s} < E_{4s} < \dots$$

- ✚ Dans un niveau n , l'énergie croît suivant ℓ croissant

$$E_{2s} < E_{2p}$$

$$E_{3s} < E_{3p} < E_{3d}$$

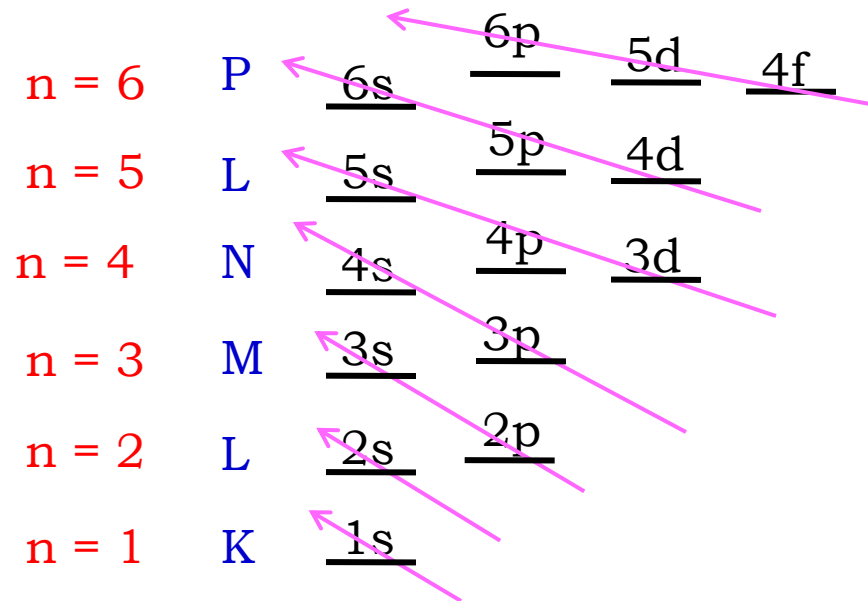
- ✚ Pour le même n et le même ℓ , les énergies sont les mêmes

$$E_{2px} = E_{2py} = E_{2pz}$$

$n = 6$	P	6s	6p	6d	6f	6g	...
$n = 5$	L	5s	5p	5d	5f	5g	
$n = 4$	N	4s	4p	4d	4f		
$n = 3$	M	3s	3p	3d			
$n = 2$	L	2s	2p				
$n = 1$	K	1s					

Remplissage des orbitales atomiques

Les électrons occupent les sous-niveaux énergétiques dans l'ordre croissant de l'énergie

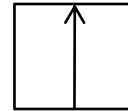


Règle de Klechkovski pour le remplissage des orbitales atomiques.

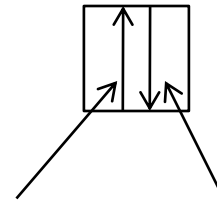
Principe d'exclusion de Pauli.

Deux électrons d'un même atome ne peuvent avoir les quatre nombres quantiques identiques.

Atome d'hydrogène ($1\bar{e}$) $1s$



Atome d'hélium ($2\bar{e}$) $1s$

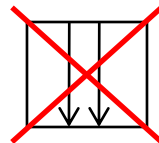
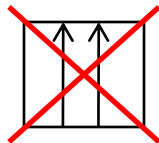


$s = +1/2$

$s = -1/2$

Conséquence :

Une orbitale atomique ne peut représenter au maximum que deux électrons.



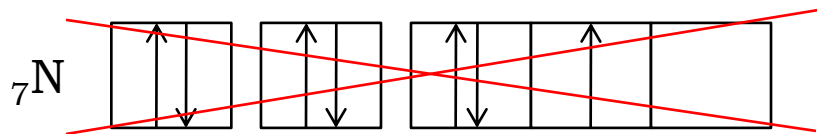
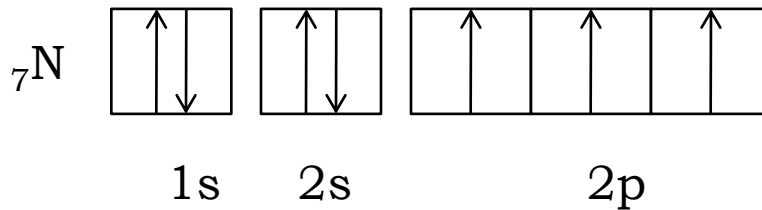
Situations interdites

Le nombre maximal d'électrons que peut contenir la couche n est $2n^2$

Règle de Hund

La situation la plus stable énergétiquement est celle qui correspond à l'occupation du maximum d'orbitales par des électrons avec des spins parallèles.

Atome d'Azote N ($7e^-$)



Situation interdite

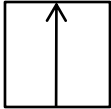
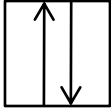
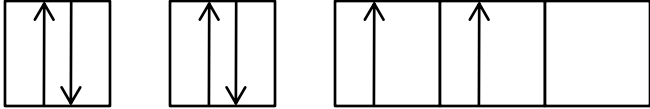
Les électrons commencent à occuper les couches de nombre quantique le plus faible

11- Configuration électronique d'un élément chimique

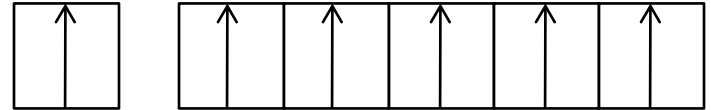
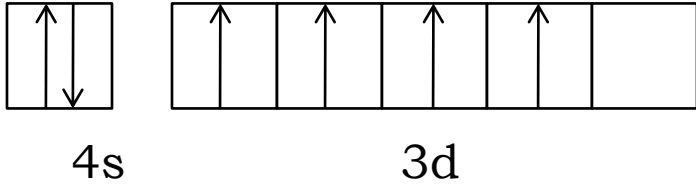
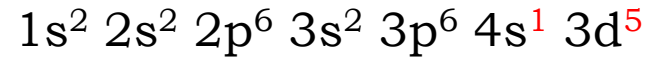
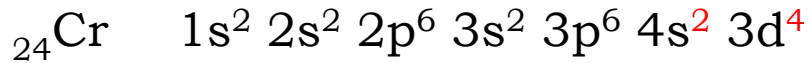
La configuration électronique d'un atome est la répartition de ses électrons dans les différentes orbitales atomiques.

La configuration électronique est établie en respectant les différentes règles (Pauli, Hund, Klechkowsky).

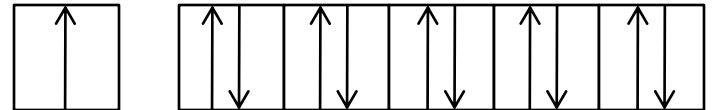
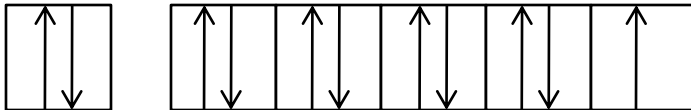
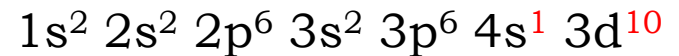
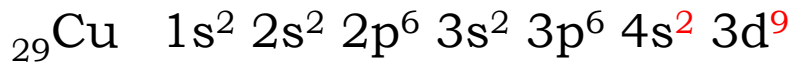
La somme des exposants est égale au nombre total d'électrons.

Atome d'hydrogène (1 ē)	${}_1\text{H}$		$1s^1$
Atome d'hélium (2 ē)	${}_2\text{He}$		$1s^2$
Atome de carbone (6 ē)	${}_6\text{C}$		$1s^2 2s^2 2p^2$
Atome de scandium (21 ē)	${}_{21}\text{Sc}$		$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^1$
Atome de brome (35 ē)	${}_{35}\text{Br}$		$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^5$

Exceptions



La 3d est à **moitié remplie** est plus stable



La 3d **complètement remplie** est plus stable

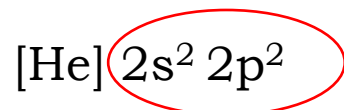
Couche K	Hydrogène	${}_1\text{H}$	$1s^1$
	Hélium	${}_2\text{He}$	$1s^2$
Couche L	Lithium	${}_3\text{Li}$	$[\text{He}] 2s^1$
	Béryllium	${}_4\text{Be}$	$[\text{He}] 2s^2$
	Bore	${}_5\text{B}$	$[\text{He}] 2s^2 2p^1$
	Carbone	${}_6\text{C}$	$[\text{He}] 2s^2 2p^2$
	Azote	${}_7\text{N}$	$[\text{He}] 2s^2 2p^3$
	Oxygène	${}_8\text{O}$	$[\text{He}] 2s^2 2p^4$
	Fluore	${}_9\text{F}$	$[\text{He}] 2s^2 2p^5$
	Néon	${}_{10}\text{Ne}$	$[\text{He}] 2s^2 2p^6$
Couche M	Sodium	${}_{11}\text{Na}$	$[\text{Ne}] 3s^1$
	Magnésium	${}_{12}\text{Mg}$	$[\text{Ne}] 3s^2$
	Aluminium	${}_{13}\text{Al}$	$[\text{Ne}] 3s^2 3p^1$
	Silicium	${}_{14}\text{Si}$	$[\text{Ne}] 3s^2 3p^2$
	Phosphore	${}_{15}\text{P}$	$[\text{Ne}] 3s^2 3p^3$
	Soufre	${}_{16}\text{S}$	$[\text{Ne}] 3s^2 3p^4$
	Chlore	${}_{17}\text{Cl}$	$[\text{Ne}] 3s^2 3p^5$
	Argon	${}_{18}\text{Ar}$	$[\text{Ne}] 3s^2 3p^6$

${}_2\text{He}$, ${}_{10}\text{Ne}$ ${}_{18}\text{Ar}$ ont des couches complètement pleines (Couches saturées)

Electrons de valence

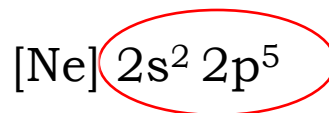
Carbone

${}_6\text{C}$



Chlore

${}_{17}\text{Cl}$



Couches
de valence



Les électrons des couches de valence s'appellent électrons de valence.

Carbone ${}_6\text{C}$

$[\text{He}] 2s^2 2p^2$ Configuration électronique du carbone

Carbone ${}_6\text{C}$

$2s^2 2p^2$ Configuration électronique de valence du carbone

12- Le Tableau périodique

Des atomes peuvent avoir la même structure électronique externe.

Leurs configurations électroniques sont semblables

Exemples :

Lithium	${}_3\text{Li}$	$[\text{He}] 2s^1$	}	Configuration externe ns^1
Sodium	${}_{11}\text{Na}$	$[\text{Ne}] 2s^1$		
Fluore	${}_9\text{F}$	$[\text{He}] 2s^2 2p^5$	}	Configuration externe $ns^2 ns^5$
Chlore	${}_{17}\text{Cl}$	$[\text{Ne}] 3s^2 3p^5$		

Les éléments chimiques qui ont les mêmes couches de valence ont des activités chimiques voisines.

Les atomes peuvent être classés selon :

le numéro atomique Z

Période ou Ligne

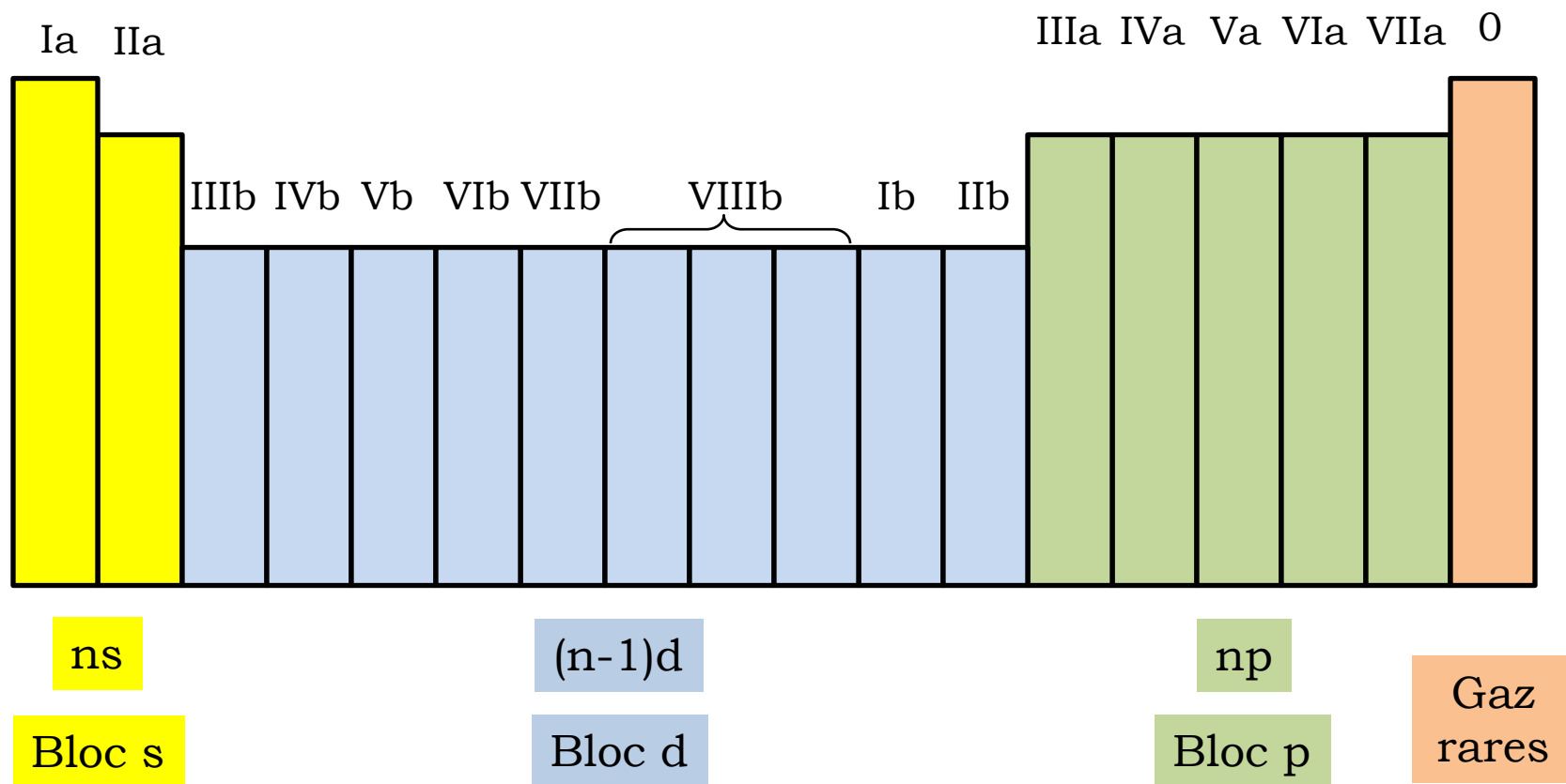
la configuration de valence

Colonne ou famille

Dans une période n , le numéro atomique Z croît par unité.

Dans une colonne, la configuration externe des éléments est la même.

Selon la nature de l'orbitale en cours de remplissage, le tableau est divisé en blocs



Analyse par colonnes : les familles

<u>Colonne IA :</u>	ns^1	<i>Métaux alcalins</i>
<u>Colonne IIA :</u>	ns^2	<i>Alcalino-terreux</i>
<u>Colonne IVA :</u>	ns^2np^2	<i>Cristallogènes</i>
<u>Colonne VA :</u>	ns^2np^3	<i>Pnictogènes</i>
<u>Colonne VIA :</u>	ns^2np^4	<i>Chalcogènes</i>
<u>Colonne VIIIA :</u>	ns^2np^6	<i>Gaz rares</i> ou <i>gaz nobles</i>
<u>Colonne VIIA :</u>	ns^2np^5	<i>Halogènes</i>
<u>Colonnes IB → VIIIB :</u>	$(n-1)d^x$	<i>Métaux de transition</i>

De la configuration électronique d'un élément chimique, on peut déterminer :

- 👉 Période
- 👉 Bloc
- 👉 Groupe
- 👉 Couche de valence
- 👉 Nombre d'électrons de valence

Mg :	Période 3	Bloc s	Alcalino-terreux	3s	2é
K :	Période 4	Bloc s	Alcalins	2s	1é
Br :	Période 4	Bloc p	Halogènes	4s4p	7é
Ni :	Période 4	Bloc d	Métaux de transition	3d4s	10é

13- Propriétés des éléments chimiques

Le rayon atomique

Le rayon atomique :

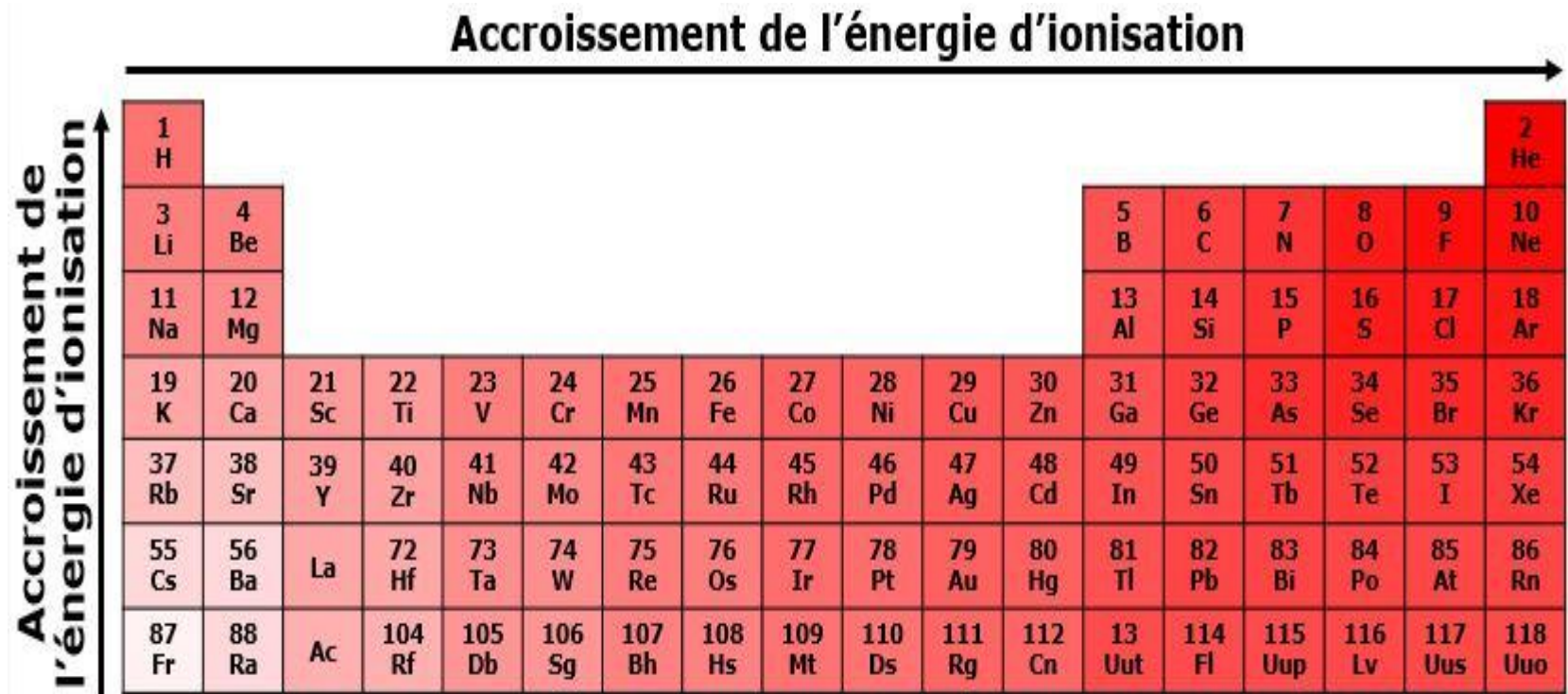
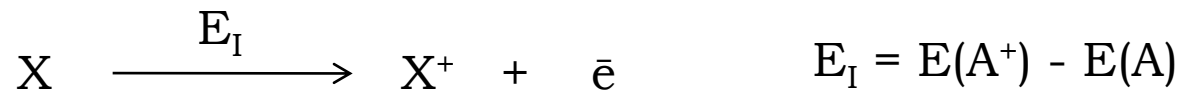
- diminue dans une période de gauche à droite Z
- augmente avec Z dans une colonne du haut en bas.

Augmentation du rayon atomique

1 H																	2 He
3 Li	4 Be											5 B	6 C	7 N	8 O	9 F	10 Ne
11 Na	12 Mg											13 Al	14 Si	15 P	16 S	17 Cl	18 Ar
19 K	20 Ca	21 Sc	22 Ti	23 V	24 Cr	25 Mn	26 Fe	27 Co	28 Ni	29 Cu	30 Zn	31 Ga	32 Ge	33 As	34 Se	35 Br	36 Kr
37 Rb	38 Sr	39 Y	40 Zr	41 Nb	42 Mo	43 Tc	44 Ru	45 Rh	46 Pd	47 Ag	48 Cd	49 In	50 Sn	51 Tb	52 Te	53 I	54 Xe
55 Cs	56 Ba	La	72 Hf	73 Ta	74 W	75 Re	76 Os	77 Ir	78 Pt	79 Au	80 Hg	81 Tl	82 Pb	83 Bi	84 Po	85 At	86 Rn
87 Fr	88 Ra	Ac	104 Rf	105 Db	106 Sg	107 Bh	108 Hs	109 Mt	110 Ds	111 Rg	112 Cn	113 Uut	114 Fl	115 Uup	116 Lv	117 Uus	118 Uuo

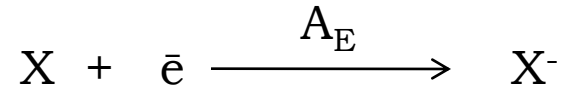
Energie d'ionisation

C'est l'énergie nécessaire pour arracher un électron d'un élément chimique.



Affinité Electronique

L'affinité électronique, A_E est la capacité d'un atome à accepter en plus un électron excédentaire.



L’Affinité Electronique a tendance à croître de gauche à droite avec Z dans une période et décroît du haut en bas dans une colonne.

Augmentation de l'affinité Electronique →																		
Augmentation de l'affinité Electronique ↓	1 H																	
	3 Li	4 Be											5 B	6 C	7 N	8 O	9 F	10 Ne
	11 Na	12 Mg											13 Al	14 Si	15 P	16 S	17 Cl	18 Ar
	19 K	20 Ca	21 Sc	22 Ti	23 V	24 Cr	25 Mn	26 Fe	27 Co	28 Ni	29 Cu	30 Zn	31 Ga	32 Ge	33 As	34 Se	35 Br	36 Kr
	37 Rb	38 Sr	39 Y	40 Zr	41 Nb	42 Mo	43 Tc	44 Ru	45 Rh	46 Pd	47 Ag	48 Cd	49 In	50 Sn	51 Tb	52 Te	53 I	54 Xe
	55 Cs	56 Ba	La	72 Hf	73 Ta	74 W	75 Re	76 Os	77 Ir	78 Pt	79 Au	80 Hg	81 Tl	82 Pb	83 Bi	84 Po	85 At	86 Rn
87 Fr	88 Ra	Ac	104 Rf	105 Db	106 Sg	107 Bh	108 Hs	109 Mt	110 Ds	111 Rg	112 Cn	113 Uut	114 Fl	115 Uup	116 Lv	117 Uus	118 Uuo	