



Chapitre 1:

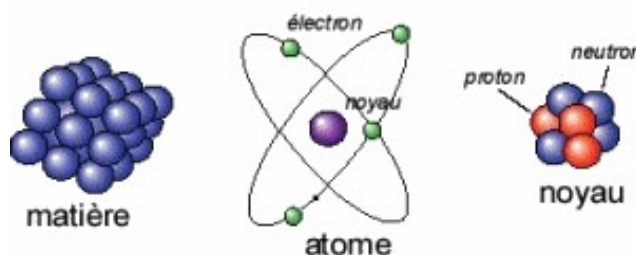
Structure de l'atome ; Constituants de la matière

TABLE DES MATIERES

1	Définitions	2
1.1	Le noyau.....	2
1.2	Le nuage électronique.....	2
1.3	Identification des éléments	2
2	Modèles classiques de l'atome	4
2.1	Modèle de Rutherford.....	4
2.2	Modèle de Bohr.....	5
3	Les nombres quantiques	9
3.1	Le nombre quantique principal n.....	9
3.2	Le nombre quantique secondaire l	10
3.3	Le nombre quantique magnétique m	10
3.4	Le 4 ^{ème} nombre quantique: le spin.....	10
4	Représentation des orbitales atomiques	11
5	Structure électronique des atomes poly-électronique	12
5.1	Principe d'exclusion de PAULI.....	12
5.2	Principe de stabilité.....	12
5.3	Règle de HUND.....	13
5.4	Règle de KLECHKOWSKI.....	13
6	Le tableau périodique des éléments.....	16
6.1	Description du tableau périodique de Mendelieff.....	16
6.2	Propriétés des éléments	19
7	Références & Bibliographie conseillée.....	20

1 Définitions

La matière est formée à partir de grains élémentaires: les atomes. L'atome est un ensemble électriquement neutre comportant une partie centrale, le noyau (protons + neutrons), où est centrée pratiquement toute sa masse, et autour duquel se trouvent des électrons.



1.1 Le noyau

Le noyau renferme deux types de particules massives

- Le **proton** qui a une charge de $+1,60.10^{-19}$ C (coulombs) ce qui correspond à la charge élémentaire pour une masse de $1,673.10^{-27}$ kg.
- Le **neutron** qui a, quant à lui, une charge **nulle** pour une masse de $1,675.10^{-27}$ kg. On remarque donc que protons et neutrons ont une masse proche mais une charge totalement différente. Le noyau a donc une charge **positive**. Les neutrons et les protons constituent les **nucléons** qui sont maintenus ensemble par interaction forte.

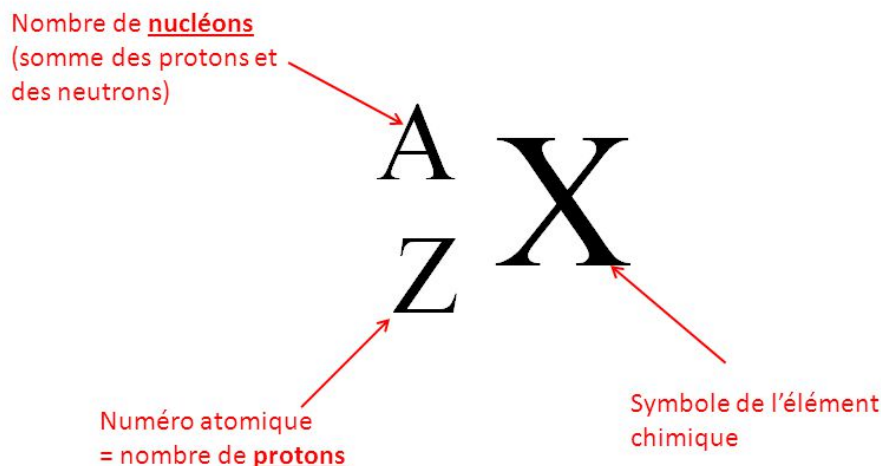
1.2 Le nuage électronique

Il correspond à l'ensemble des électrons. Un électron a une charge de $-1,60.10^{-19}$ C et une masse de $0,911.10^{-30}$ kg. Il est donc **1800 fois moins lourd** que le proton. Sa charge est **négative** et juste opposée à celle du proton. Un atome comporte autant d'électrons que de protons (sa charge globale est donc nulle) et l'univers renferme exactement le même nombre de protons que d'électrons. Les électrons occupent tout l'espace de la matière. Le noyau contient l'essentiel de la masse de l'atome.

1.3 Identification des éléments

1.3.1 Représentation

A chaque élément chimique, on a associé un symbole. Il s'écrit toujours avec une majuscule, éventuellement suivie d'une minuscule :

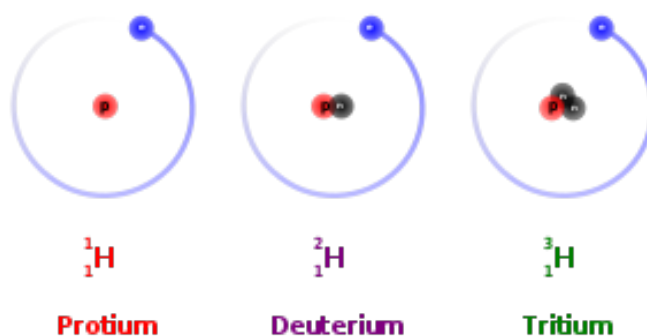


Z est appelé numéro atomique ou nombre de charge, il désigne le nombre de protons (c'est aussi le nombre d'électrons pour un atome neutre). Pour un élément quelconque, la charge du noyau (protons) est $+Ze$. De même la charge des électrons sera $-Ze$. A est appelé nombre de masse, il désigne le nombre de nucléons (protons + neutrons).

Si N représente le nombre de neutrons, on aura la relation : $A = Z + N$

1.3.2 Isotopes

Ce sont des atomes de même numéro atomique Z et de nombre de masse A différent. Un élément peut avoir un ou plusieurs isotopes. Il n'est pas possible de les séparer par des réactions chimiques, par contre cela peut être réalisé en utilisant des techniques physiques notamment la spectroscopie de masse.



1.3.3 Masse atomique

La masse atomique est égale à la somme des masses des constituants de l'atome :

$$m_{\text{at}} = Z m_e + Z m_p + N m_n \text{ (kg)}$$



L'utilisation de cette unité n'est pas commode, des unités chimiques plus faciles à manipuler ont donc été choisies ; le terme de référence étant le carbone 12.

Par définition, l'unité de masse atomique qu'on note **u.m.a** est le $\frac{1}{12}$ ème de la masse d'un atome de carbone 12 (^{12}C).

$$\text{u.m.a} = \frac{1}{12} m_{\text{C}}$$

1.3.4 Mole et masse molaire

A notre échelle, on raisonne sur une certaine quantité de matière appelée mole: La mole est la quantité de matière qui contient autant d'atomes qu'il y a dans 12g de carbone 12. Le nombre est appelé nombre d'Avogadro $N = 6,023 \cdot 10^{23}$

Par définition: Une mole d'atomes de carbone 12 pèse 12g. La masse d'un atome vaut 12 u.m.a, donc :

$$12 \text{ g} = N \cdot 12 \text{ u.m.a} \text{ ou encore } 1 \text{ u.m.a} = 1/N = 1,66 \cdot 10^{-24} \text{ g} = 1,66 \cdot 10^{-27} \text{ kg}.$$

1.3.5 Masse molaire

La masse d'une mole d'atomes d'un élément est appelée la masse molaire de l'atome.

1.3.6 Masse atomique relative

Dans le cas général, un élément possède un ou plusieurs isotopes ; donc la masse atomique sera la somme des proportions relatives à chaque isotope.

$$m = \sum(x_i \cdot m_i) \text{ u.m.a}$$

De même la masse molaire sera : $M = \sum(x_i \cdot M_i) \text{ (g/mole)}$

2 Modèles classiques de l'atome

2.1 Modèle de Rutherford

Appelé aussi modèle planétaire car le noyau positif représente le soleil et les électrons décrivent des orbites autour du noyau comme les planètes autour du soleil.

La stabilité mécanique résulte de la compensation des forces d'attractions F_a par les forces centrifuges F_c dues à la rotation des électrons autour du noyau.

L'avantage de ce modèle c'est qu'il ne fait appel qu'aux lois de la mécanique classique.

Par contre, il présente des inconvénients :

- La théorie électromagnétique exige que l'électron rayonne des ondes électromagnétiques, donc il va perdre de l'énergie et finirait par tomber sur le noyau.
- L'énergie lumineuse émise varie de façon continue.



Ces deux conclusions sont en contradiction avec l'expérience.

2.2 Modèle de Bohr

2.2.1 Description (cas de l'atome d'hydrogène)

Pour lever les contradictions précédentes, Bohr propose quatre hypothèses :

- Dans l'atome, le noyau est immobile alors que l'électron de masse m se déplace autour du noyau selon une orbite circulaire de rayon r .
- L'électron ne peut se trouver que sur des orbites privilégiées sans émettre de l'énergie ; on les appelle "orbites stationnaires".
- Lorsqu'un électron passe d'un niveau à un autre il émet ou absorbe de l'énergie :

$$\Delta E = h \cdot \nu$$

- Le moment cinétique de l'électron ne peut prendre que des valeurs entières (quantification du moment cinétique) :

$$mvr = n \cdot h / 2\pi$$

h : constante de Planck et n : entier naturel.

2.2.2 Aspect quantitatif de l'atome de Bohr

Le système est stable par les deux forces \vec{F}_a et \vec{F}_c :

- Force d'attraction : $\vec{F}_a = e^2 / 4\pi\epsilon_0 r^2$
- Force centrifuge : $\vec{F}_c = mv^2 / r$

Le système est en équilibre si : $\vec{F}_a = \vec{F}_c$

$$mv^2 = e^2 / 4\pi\epsilon_0 r \quad (1)$$

2.2.2.1 Energie totale du système

$$E_T = E_c + E_p$$

E_c : énergie cinétique

E_p : énergie potentielle, elle est due à l'attraction du noyau

$$\text{Donc : } E_p = F_a \, dr = -e^2 / 4\pi\epsilon_0 r$$

$$\text{D'autre part : } E_c = mv^2 / 2$$

Donc :

$$E_T = -e^2 / 8\pi\epsilon_0 r \quad (2)$$

2.2.2.2 Rayon de l'orbite :

On sait que :

$$mvr = n \cdot h / 2\pi$$

Donc : $mv^2 = n^2 \cdot h^2 / 4\pi^2 m r^2$ (3)

(1) et (3) donnent : $r = \epsilon_0 n^2 \cdot h^2 / e^2 m \pi$ (4)

C'est le rayon de l'orbite où circule l'électron ; il est quantifié.

Si on remplace (4) dans (2), on obtient :

$$E_T = - m e^4 / 8 \epsilon_0^2 n^2 \cdot h^2 \quad (5)$$

L'énergie totale d'un électron est donc discrète ou quantifiée.

- Pour $n=1$ (état fondamental : l'électron occupe l'orbite de rayon r_1 et d'énergie E_1)

$$r_1 = 0,529 \text{ \AA} (1 \text{ \AA} = 10^{-10} \text{ m}) ; E_1 = -21,78 \cdot 10^{-19} \text{ J} = -13,6 \text{ eV} (1 \text{ eV} = 1,6 \cdot 10^{-19} \text{ J})$$

On l'appelle r_1 «rayon de Bohr», l'expression (4) s'écrit :

$$r_n = n^2 \cdot r_1$$

E_1 c'est l'énergie d'un atome d'hydrogène dans lequel l'électron se trouve sur la couche K, la relation (5) peut s'écrire plus simplement :

$$E_n = E_1 / n^2$$

- Pour $n=2$ (Premier état excité) : $r_2 = 4r_1 = 2,116 \text{ \AA}$ et $E_2 = E_1/4 = -3,4 \text{ eV}$
- Pour $n=3$ (Deuxième état excité) : $r_3 = 9r_1 = 4,761 \text{ \AA}$ et $E_3 = E_1/9 = -1,51 \text{ eV}$

Le modèle de Bohr est encore appelé «modèle des couches»

$n = 1$ couche K

$n = 2$ couche L

$n = 3$ couche M

etc.

Tableau des énergies des premiers états énergétiques de l'atome H

Couche	n	$r_n(\text{nm})$	$E_n(\text{eV})$
K	1	0,0529	-13,6
L	2	0,2116	-3,40
M	3	0,4761	-1,51
N	4	0,8467	-0,85

2.2.3 Absorption et émission d'énergie

A chaque orbite permise correspond un niveau énergétique déterminé. Les transitions électroniques d'une orbite vers une autre se font par sauts et sont accompagnées de l'émission ou de l'absorption d'un photon d'énergie:

$$\Delta E = |E_f - E_i| = |E_1/n_f^2 - E_1/n_i^2| = E_1 |1/n_f^2 - 1/n_i^2| = h \nu$$

E_f : état final

E_i : état initial

h : constante de Planck

ν : fréquence de radiation

2.2.3.1 Absorption:

Lorsqu'un électron passe d'un niveau n (orbite de rayon r_n) à un niveau p ($p > n$) supérieur (orbite de rayon r_p), il absorbe une radiation de fréquence ν_{n-p} .

2.2.3.2 Emission:

Lorsqu'un électron passe d'un niveau p à un niveau n ($p > n$), il émet une radiation de fréquence ν_{p-n} .

2.2.4 Comparaison: spectre d'émission et spectre d'absorption

- Le spectre d'émission d'une source lumineuse s'obtient en analysant la lumière émise par la source à l'aide d'un spectroscopie.

On obtient soit un spectre continu dans le cas d'émission continu,



Où soit des raies colorées sur un fond noir dans le cas de raies d'émission.



Pour obtenir un spectre de raies d'émission, il faut que le corps soit un gaz chaud sous faible pression.

- Le spectre d'absorption d'un gaz s'obtient en illuminant le gaz par de la lumière blanche.

Le gaz absorbe les photons de certaines fréquences discrètes, ou de certaines bandes de fréquence. La lumière transmise par le gaz est analysée à l'aide d'un spectroscopie.

On obtient des raies ou des bandes noires sur fond arc-en-ciel.

Pour obtenir un spectre de raies d'absorption, il faut que le corps soit un gaz froid.

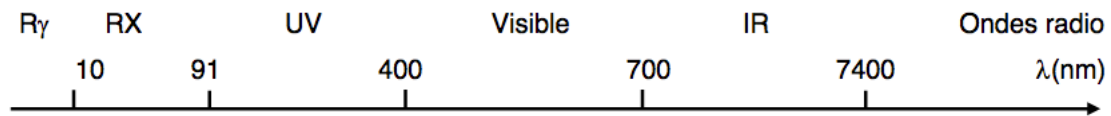


2.2.5 Rayonnement électromagnétique

Les rayons lumineux sont caractérisés par la propagation d'une onde électromagnétique à la vitesse de la lumière ($c = 3 \cdot 10^8$ m/s). Cette onde est caractérisée par sa longueur d'onde λ ou par son nombre d'onde σ :

$$\lambda = 1/\sigma = c/v \quad v: \text{la fréquence}$$

Le spectre de l'ensemble des radiations peut se présenter de la façon suivante :



2.2.6 Spectre d'émission ou d'absorption de l'atome d'hydrogène

Quantification de l'énergie:

L'énergie émise ou absorbée par un électron est :

$$\Delta E = |E_p - E_n| = h\nu \quad p > n$$

$$\Delta E = (1/n^2 - 1/p^2) me^4 / 8\epsilon_0^2 h^2 \text{ Or } h\nu = h.c/\lambda$$

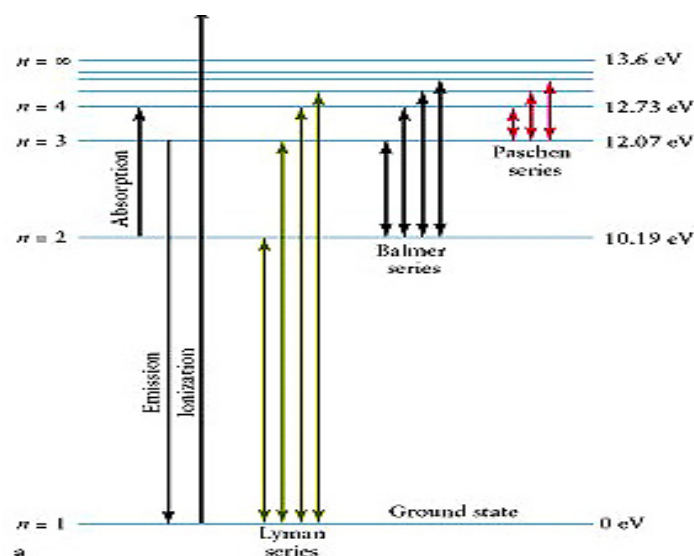
$$\text{Càd } 1/\lambda = \sigma = (1/n^2 - 1/p^2) me^4 / 8\epsilon_0^2 h^3 c$$

$$1/\lambda = R_H(1/n^2 - 1/p^2)$$

Avec : $R_H = me^4 / 8\epsilon_0^2 h^3 c = 1,09\,737\, \text{m}^{-1}$, appelé constante de Rydberg

Cette relation permet de calculer les différentes longueurs d'onde. En général, on trouve plusieurs séries de spectre selon l'état où se trouve l'électron :

- * Série de Lyman : $n = 1$ et $p > 1$ ($p = 2, 3, \dots, \infty$)
- * Série de Balmer : $n = 2$ et $p > 2$ ($p = 3, 4, \dots, \infty$)
- * Série de Paschen : $n = 3$ et $p > 3$ ($p = 4, 5, \dots, \infty$)
- * Série de Brachett : $n = 4$ et $p > 4$ ($p = 5, 6, \dots, \infty$)
- * Série de Pfund : $n = 5$ et $p > 5$ ($p = 6, 7, \dots, \infty$)





2.2.7 Généralisation aux ions hydrogénites

Ce sont des ions qui ne possèdent qu'un seul électron.

Exemples :

He ($Z=2$) -----> He⁺ (1e⁻ et 2p)

Li ($Z=3$) -----> Li²⁺ (1e⁻ et 3p)

He⁺ et Li²⁺ sont des ions hydrogènoïdes. Leur énergie totale s'écrit :

$$E_T = E_1 \cdot Z^2 / n^2$$

Avec $E_1 = -13,6$ eV, l'énergie de l'atome d'hydrogène à l'état fondamental.

Le rayon d'une orbite de rang n d'un ion hydrogènoïde est :

$$r = r_1 \cdot n^2 / Z$$

Avec $r_1 = 0,529$ Å, étant le rayon de l'atome d'hydrogène à l'état fondamental.

$$1/\lambda = Z^2 \cdot R_H (1/n^2 - 1/p^2)$$

2.2.8 Energie d'ionisation

C'est l'énergie nécessaire pour amener l'électron de son état fondamental vers l'infini.

$E_{ion} = E_{\infty} - E_1 = 13,6$ eV pour l'atome d'hydrogène. Avec $E_{\infty} = 0$

3 Les nombres quantiques

3.1 Le nombre quantique principal n, avec n = 1, 2...

C'est le nombre quantique principal, noté **n**, qui détermine le niveau principal d'énergie E_n de l'atome et définit les couches énergétiques. C'est un entier strictement positif (donc non nul).

On appelle niveau (ou couche) l'ensemble des électrons correspondants à une valeur de **n**:

- Le niveau **K** correspond à **n=1**
- Le niveau **L** correspond à **n=2**
- Le niveau **M** correspond à **n=3**
- Un niveau **n** peut contenir jusqu'à **2n²** électrons :
- Pour le niveau $n=1$, le nombre maximum d'électrons est de 2
- Pour le niveau $n=2$, le nombre maximum d'électrons est de 8
- Pour le niveau $n=3$, le nombre maximum d'électrons est de 18
- Pour le niveau $n=4$, le nombre maximum d'électrons est de 32



Et ainsi de suite, toujours en suivant la même règle...

3.2 Le nombre quantique secondaire ℓ , avec $\ell = 0, 1, \dots, n-1$

Le nombre quantique secondaire, noté ℓ (lettre L minuscule (ℓ)), définit la notion de sous-couches. Il peut prendre n valeurs, de 0 à $n - 1$, et détermine la géométrie des orbitales atomiques de sorte que la lettre attribuée à la sous-couche et à l'orbitale est la même. On a donc :

- Orbitale **s** pour $\ell = 0$;
- Orbitale **p** pour $\ell = 1$;
- Orbitale **d** pour $\ell = 2$;
- Orbitale **f** pour $\ell = 3$.

3.3 Le nombre quantique magnétique m , avec $m \in [-\ell, +\ell]$

Le nombre quantique magnétique (ou tertiaire), noté m , est un entier relatif compris entre $-\ell$ et $+\ell$. Ce nombre décrit l'orientation de l'électron dans le champ magnétique des autres charges. Autrement dit, m détermine l'orientation de l'orbitale.

Exemple n°1: pour $\ell = 1$, on peut avoir $m = -1, 0$ ou 1 .

Exemple n°2: pour $\ell = 3$, on peut avoir $m = -3, -2, -1, 0, 1, 2, 3$.

Il y a donc $2\ell + 1$ valeurs possibles de m .

3.4 Le 4^{ème} nombre quantique: le spin

Le nombre quantique quaternaire dit « nombre de spin » est noté s . Il est nécessaire pour que l'électron soit complètement décrit par la fonction d'onde; pour autant, elle n'en dépend pas. Ce nombre ne peut prendre que deux valeurs : $+\frac{1}{2}$ ou $-\frac{1}{2}$. Il définit l'orientation de l'électron dans le champ magnétique. Ce quatrième nombre quantique est lié au spin de l'électron qui est de valeur $s = \frac{1}{2}$: c'est une caractéristique intrinsèque de l'électron.

Applications

1. Donner les sous-couches électroniques comprises dans la couche $n = 4$
2. Combien d'orbitales une sous-couche électronique 2p contient-elle ?

Réponses

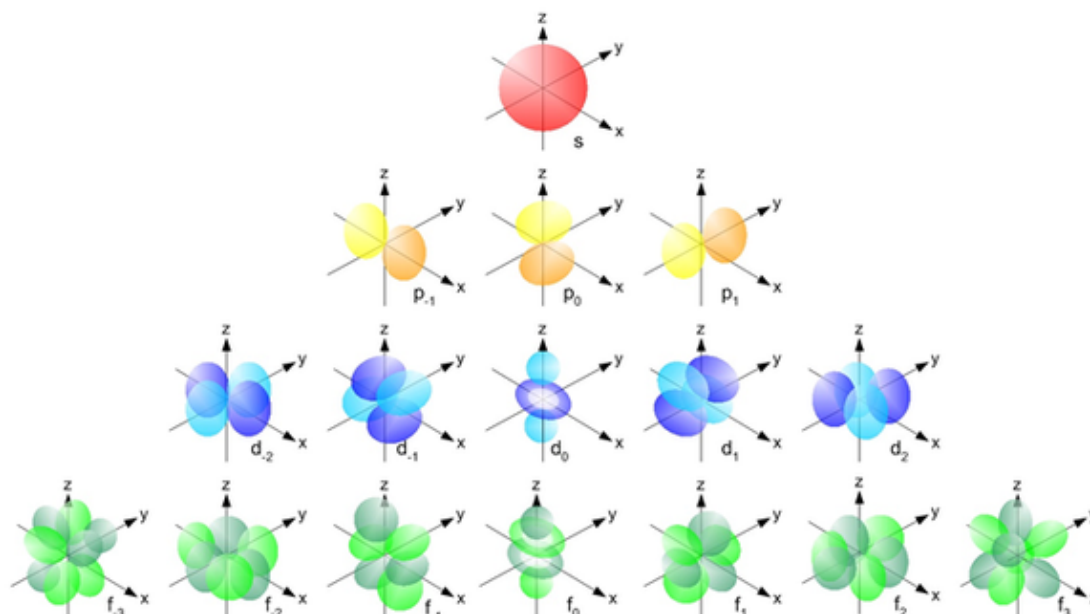
1. Pour $n = 4$, les valeurs autorisées de ℓ sont $0, 1, 2, 3$. On note alors les sous-couches électroniques comprises dans la couche $n = 4$: 4s, 4p, 4d et 4f

2. p correspond à $\ell = 1$. Les valeurs autorisées de m sont $-1, 0$ et 1 , donc il y a trois orbitales dans la sous-couche électronique $2p$.

De même pour la sous-couche $3p, 4p, \dots$

4 Représentation des orbitales atomiques

À partir des nombres quantiques, nous allons représenter les orbitales. Elles ont une géométrie définie par ℓ qui devient de plus en plus complexe quand ℓ augmente. Pour décrire leur géométrie, on retiendra simplement qu'une orbitale s (pour $\ell = 0$) possède une forme sphérique et qu'une orbitale p (pour $\ell = 1$) a une forme de sablier (ou de 8) de trois orientations possibles (Rappel : pour $\ell = 1$, on a $m = -1, 0$ ou 1 , soit trois orientation).



- Pour $n = 1$, $\ell = 0$ et $m = 0$. Il n'y a donc qu'un seul état possible (l'état fondamental) correspondant à l'orbitale $1s$. Puis, il y a dégénérescence des états, c'est à dire qu'au delà de $n=1$, plusieurs états correspondent à un même niveau d'énergie.
- Pour $n=2$, $\ell = 0$ et $m = 0$ **ou** $\ell=1$ et $m=-1, 0$ ou 1 . On a donc comme orbitales possibles : $2s$, $2p_x$, $2p_y$ et $2p_z$. Soit 4 états.

On poursuit la logique pour trouver 9 états possibles à $n=3$ et 16 états possibles à $n=4$.

5 Structure électronique des atomes poly-électronique (configuration électronique)

La configuration électronique d'un atome est la répartition de Z électrons de l'atome dans un état fondamental sur les orbitales atomiques.

Ce remplissage des orbitales atomique s'effectue à l'aide des quatre règles générales.

5.1 Principe d'exclusion de PAULI

Dans un atome, deux électrons ne peuvent pas avoir leurs quatre nombres quantiques identiques :

Si deux électrons d'un atome occupent la même orbitale (même valeurs de n, ℓ, m), ils diffèrent forcément par le nombre quantique de spin (l'un de spin $+1/2$ et l'autre de spin $-1/2$).

Remarques :

- Une orbitale est définie par les trois nombres n, ℓ et m . Il est commode de représenter les orbitales à l'aide de cases quantiques :

		0				1				2				3			
		0				-1 0 +1				-2 -1 0 +1 +2				-3 -2 -1 0 +1 +2 +3			
K L M N	n = 1	<div></div>															
	n = 2	<div></div> <div></div> <div></div>															
	n = 3	<div></div> <div></div> <div></div> <div></div> <div></div> <div></div> <div></div>															
	n = 4	<div></div> <div></div> <div></div> <div></div> <div></div> <div></div> <div></div> <div></div> <div></div> <div></div> <div></div> <div></div>															
		s				p				d				f			

- Une case quantique ne peut contenir au maximum que 2 électrons de spins opposés.

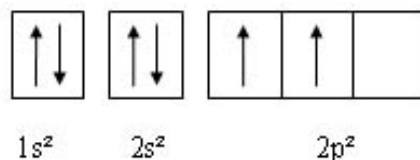
- Pour une couche n , le nombre de cases est n^2 et le nombre d'électrons est $2n^2$.

5.2 Principe de stabilité

Les électrons occupent les niveaux d'énergie les plus bas dans la limite des places disponibles.

5.3 Règle de HUND

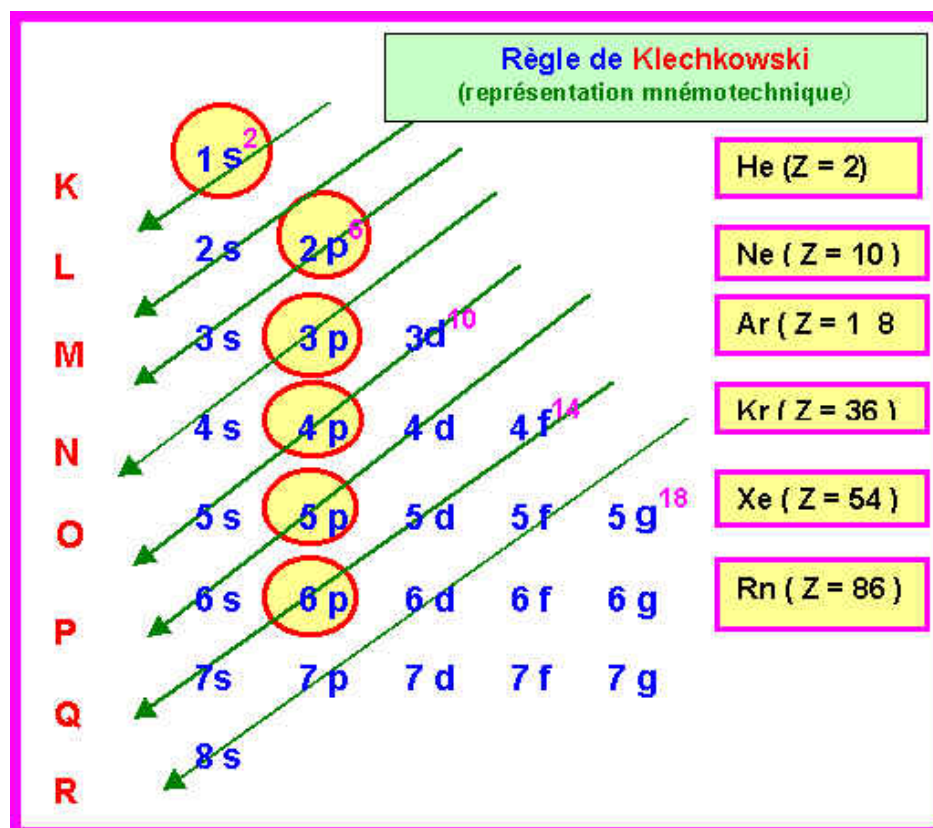
A l'état fondamental, quand les électrons se placent dans une sous-couche multiple (p, d, f), ils occupent le maximum d'orbitales de même énergie avec des électrons célibataires qui ont des spins parallèles (même valeur de s).



5.4 Règle de KLECHKOWSKI

Les **sous-couches** se remplissent par ordre croissant des valeurs de $n+l$. Pour deux valeurs égales, c'est la sous-couche de plus petit n qui se remplit la première. Par exemple, pour 2p et 3s, on a respectivement $n+l = 2+1$ et $n+l = 3+0$; on remplit donc 2p en premier (n plus petit), et seulement ensuite on remplit 3s.

On peut représenter l'ordre de remplissage des sous-couches comme ci-dessous



L'ordre de remplissage des sous-couches est donc:

1s 2s 2p 3s 3p 4s 3d 4p 5s 4d 5p 6s 4f 5d 6p 7s 5f 6d...

Si on remplit selon la règle de **Klechkowski**, on note le plus souvent la configuration

selon n croissant.

La configuration électronique de l'état fondamental d'un élément est la signature de sa structure interne et gouverne ses propriétés chimiques.

Dans l'écriture des configurations électroniques, on fait apparaître cette distinction en définissant deux catégories d'électrons :

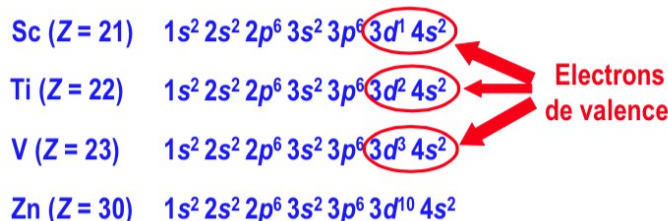
5.4.1 Les électrons de cœur

- Les électrons de cœur sont ceux qui peuplent les orbitales internes. Pour un élément donné, ils correspondent à la configuration du gaz rare qui précède cet élément dans la classification. On symbolise la configuration des électrons de cœur par le symbole du gaz rare entre parenthèses.

5.4.2 Les électrons de valence

- Les électrons de valence peuplent les orbitales des couches périphériques occupées. La configuration de valence est notée classiquement en alignant les symboles des sous-couches et en portant en exposant le nombre d'électrons de la sous-couche.

La **couche de valence** représente la couche au n le **plus grand**. C'est le niveau le plus externe et il est à l'origine des propriétés chimiques des éléments. Attention toutefois à ne pas appliquer la définition à la lettre sur les éléments de transition : leur couche de valence ne se limite pas strictement au n le plus grand. En effet, leur configuration électronique se termine en $(n-1)d^x ns^y$ (x et y variant selon le nombre d'électrons des atomes), il faut alors considérer que les « électrons de valence interne » (*ce nom n'est pas à apprendre, il n'est pas précisé en cours et n'est rajouté ici que pour la compréhension*) de la sous-couche $(n-1)d$ font partie de la couche de valence. On a donc, non pas ns en couche de valence, mais bien $(n-1)d ns$. Logiquement, les électrons de valence sont ceux présents dans la couche de valence.



Les électrons de valence sont ceux qui ont le nombre quantique n le plus grand.
Ce sont les e- les plus externes, et ils sont à l'origine des propriétés chimiques des éléments.

Les configurations électroniques peuvent être raccourcies dans leur notation en prenant le gaz noble précédant et en ne rajoutant que la partie qui en diffère. Ainsi, on peut noter :

Atome	Configuration électronique	Écriture abrégée
$_{11}\text{Na}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$	$_{10}[\text{Ne}] 3s^1$
$_{21}\text{Sc}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^1 4s^2$	$_{18}[\text{Ar}] 3d^1 4s^2$
$_{30}\text{Zn}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2$	$_{18}[\text{Ar}] 3d^{10} 4s^2$

On note deux exceptions, à la règle de Klechkowski,

1. Le chrome (Cr) et le molybdène (Mo).
2. Le cuivre (Cu), l'argent (Ag) et l'or (Au).

On devrait avoir $3d^4 4s^2$ pour le Chrome (Cr) et $4d^4 5s^2$ pour le molybdène (Mo), mais les niveaux $3d 4s$ et $4d 5s$ à moitié remplis sont plus stables que les configurations $3d^4 4s^2$, $4d^4 5s^2$. De même, pour le Cuivre (Cu), l'argent (Ag) et l'or (Au), on devrait avoir $d^9 s^2$ mais les atomes sont plus stable avec d rempli.

Atome	Configuration électronique	Écriture abrégée
$_{24}\text{Cr}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^5 4s^1$	$[\text{Ar}] 3d^5 4s^1$
$_{42}\text{Mo}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^5 5s^1$	$[\text{Kr}] 4d^5 5s^1$
$_{29}\text{Cu}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^1$	$[\text{Ar}] 3d^{10} 4s^1$



$_{47}\text{Ag}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 5s^1$	$[\text{Kr}] 4d^{10} 5s^1$
$_{79}\text{Au}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 5s^2 5p^6 4f^{14} 5d^{10} 6s^1$	$[\text{Xe}] 5d^{10} 6s^1$

Comme nous l'avons vu, la couche de valence d'un atome est sa dernière couche électronique, c'est-à-dire la plus éloignée du noyau. Elle est caractérisée par le nombre quantique principal n le plus élevé.

Il peut y avoir **ionisation d'un atome** par perte d'un ou plusieurs électrons, il peut aussi s'ioniser en gagnant des électrons pour compléter sa dernière couche.



6 Le tableau périodique des éléments

6.1 Description du tableau périodique de Mendeleïev

1 1A New Original	2 2A	3 IIIB	4 IVB	5 VB	6 VIB	7 VIIB	8 VIII	9 VIII	10 VIII	11 IB	12 IIB	13 IIIA	14 IVA	15 VA	16 VIA	17 VIIA	18 VIIIA
1 H 1.00794	2 He 4.002602	3 Li 6.941	4 Be 9.012182	5 B 10.811	6 C 12.011	7 N 14.007	8 O 15.999	9 F 18.998	10 Ne 20.179	11 Na 22.990	12 Mg 24.305	13 Al 26.982	14 Si 28.086	15 P 30.974	16 S 32.06	17 Cl 35.45	18 Ar 39.948
19 K 39.098	20 Ca 40.078	21 Sc 44.956	22 Ti 47.88	23 V 50.942	24 Cr 51.996	25 Mn 54.938	26 Fe 55.845	27 Co 58.933	28 Ni 58.693	29 Cu 63.546	30 Zn 65.38	31 Ga 69.723	32 Ge 72.64	33 As 74.922	34 Se 78.96	35 Br 79.904	36 Kr 83.798
37 Rb 85.468	38 Sr 87.62	39 Y 88.906	40 Zr 91.224	41 Nb 92.906	42 Mo 95.94	43 Tc (98)	44 Ru 101.07	45 Rh 102.905	46 Pd 106.42	47 Ag 107.868	48 Cd 112.411	49 In 114.818	50 Sn 118.710	51 Sb 121.760	52 Te 127.6	53 I 126.905	54 Xe 131.29
55 Cs 132.905	56 Ba 137.327	57 to 71 Lanthanides	72 Hf 178.49	73 Ta 180.948	74 W 183.84	75 Re 186.207	76 Os 190.23	77 Ir 192.22	78 Pt 195.08	79 Au 196.967	80 Hg 200.59	81 Tl 204.383	82 Pb 207.2	83 Bi 208.980	84 Po (209)	85 At (210)	86 Rn (222)
87 Fr (223)	88 Ra (226)	89 to 103 Actinides	104 Rf (261)	105 Db (262)	106 Sg (266)	107 Bh (264)	108 Hs (269)	109 Mt (268)	110 Ds (271)	111 Rg (272)	112 Uub (285)	113 Uut (284)	114 Uuq (289)	115 Uup (288)	116 Uuh (292)	117 Uus (294)	118 Uuo (294)
109 La 138.905	110 Ce 140.116	111 Pr 140.908	112 Nd 144.24	113 Pm (145)	114 Sm 150.36	115 Eu 151.964	116 Gd 157.25	117 Tb 158.925	118 Dy 162.500	119 Ho 164.930	120 Er 167.259	121 Tm 168.934	122 Yb 173.04	123 Lu 174.967	124 Hf 178.49	125 Ta 180.948	126 W 183.84
139 Ac (227)	140 Th 232.038	141 Pa 231.036	142 U 238.029	143 Np (237)	144 Pu (244)	145 Am (243)	146 Cm (247)	147 Bk (247)	148 Cf (251)	149 Es (252)	150 Fm (257)	151 Md (258)	152 No (259)	153 Lr (262)	154 Hf 178.49	155 Ta 180.948	156 W 183.84

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.

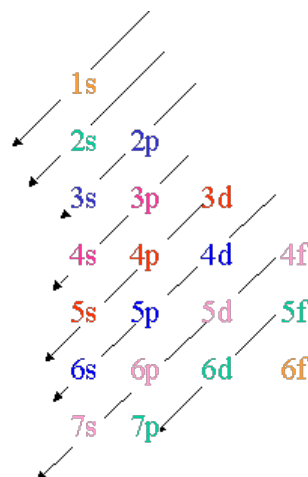
6.1.1 Période

La structure de la classification périodique est liée au remplissage des différentes sous-couches selon la règle de Klechkowski.

Chaque ligne (*ou période*) débute par le remplissage d'une sous-couche **ns** et s'achève par celui de la sous-couche **np** (sauf pour $n=1$). **n** croît d'une unité quand on passe d'une période à la suivante.

Les éléments d'une même ligne horizontale du tableau périodique constituent une période.

Ils sont au nombre de 7.



6.1.2 Famille (groupe)

18 colonnes (numérotées de 1 à 18)

IA	IIA	IIIB	IVB	VB	VIB	VIIIB	VIII			IB	IIB	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA	VIII
1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
1H																	2He
3Li	4Be											5B	6C	7N	8O	9F	10Ne
11Na	12Mg											13Al	14Si	15P	16S	17Cl	18Ar
19K	20Ca	21Sc	22Ti	23V	24Cr	25Mn	26Fe	27Co	28Ni	29Cu	30Zn	31Ga	32Ge	33As	34Se	35Br	36Kr
37Rb	38Sr	39Y	40Zr	41Nb	42Mo	43Tc	44Ru	45Rh	46Pd	47Ag	48Cd	49In	50Sn	51Sb	52Te	53I	54Xe
55Cs	56Ba	57La	58Ce	59Pr	60Nd	61Pm	62Sm	63Eu	64Gd	65Tb	66Dy	67Ho	68Er	69Tm	70Yb	71Lu	72Hf
87Fr	88Ra	89Ac										81Tl	82Pb	83Bi	84Po	85At	86Rn

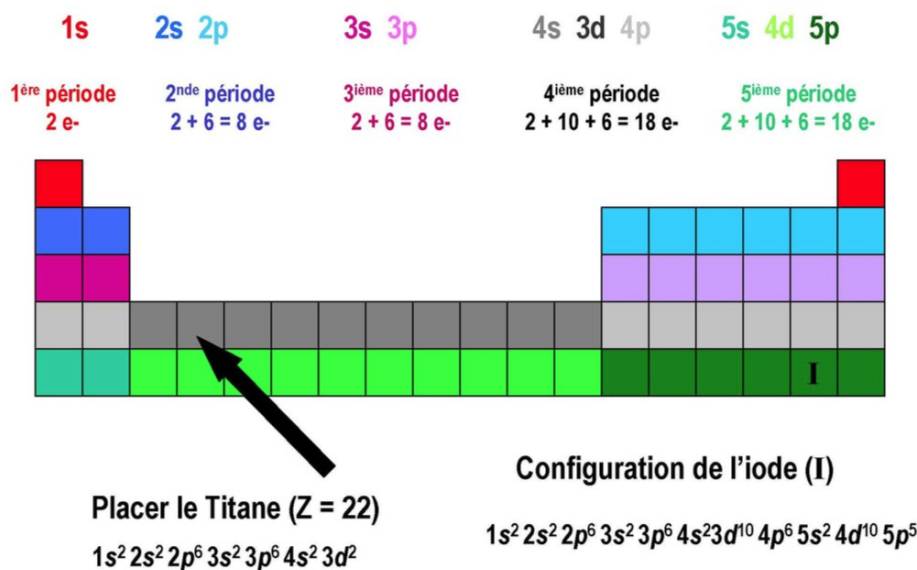
58Ce	59Pr	60Nd	61Pm	62Sm	63Eu	64Gd	65Tb	66Dy	67Ho	68Er	69Tm	70Yb	71Lu
90Th	91Pa	92U	93Np	94Pu	95Am	96Cm	97Bk	98Cf	99Es	100Fm	101Md	102No	103Lr
bloc s				bloc d				bloc p métaux					
gaz inertes				bloc f				bloc p non-métaux					

Les éléments d'une même colonne ayant la même configuration électronique de la couche externe constituent une famille ou groupe.

Le tableau périodique est constitué de 18 colonnes réparties en 9 groupes. Les 7 premiers comportent chacun deux sous-groupes A et B selon l'état des électrons externes.

Sous-groupe A : contient les éléments dont la couche externe est **ns np**.

Sous-groupe B : contient les atomes qui possèdent un état **d**. Les indices I, II, III,... indiquent le nombre d'électrons sur la couche externe, appelés électrons de valence.



- **Éléments du groupe s**: éléments des colonnes 1 et 2, structure externe en s et en s² sans électron p.
- **Éléments du groupe p**: éléments des colonnes 13 à 18, structure externe en p, p², ..., p⁶.
- **Éléments du groupe d**: éléments des colonnes 3 à 12, position centrale dans le tableau entre le groupe s et le groupe p. 3 séries de 10 éléments
 - 1^{ère} série du $_{21}\text{Sc}$ à $_{30}\text{Zn}$
 - 2^{ème} série du $_{39}\text{Y}$ à $_{48}\text{Cd}$
 - 3^{ème} série du $_{57}\text{La}$ à $_{80}\text{Hg}$

6.1.3 Les principales familles du tableau périodique

Famille des alcalins : Groupe IA

Les éléments dont la configuration électronique externe sont du type ns¹.

Famille des alcalino-terreux : Groupe IIA

Leurs configurations électroniques externes sont de type ns².

Famille des halogènes : Groupe VIIA

Leurs configurations électroniques externes sont de type ns² np⁵.

Famille des gaz rares

Tous ces éléments ont une configuration électronique externe de la forme ns² np⁶.

Famille des éléments de transition

Ce sont des éléments qui possèdent les orbitaux **d** incomplètement remplis.

Éléments des triades

Ces éléments constituent le groupe VIII. On distingue trois types de triades :

- Triade du Fer : (Fe, Co, Ni)
- Triade du palladium : (Ru, Rh, Pd)
- Triade du platine : (Os, Ir, Pt)

Éléments des terres rares

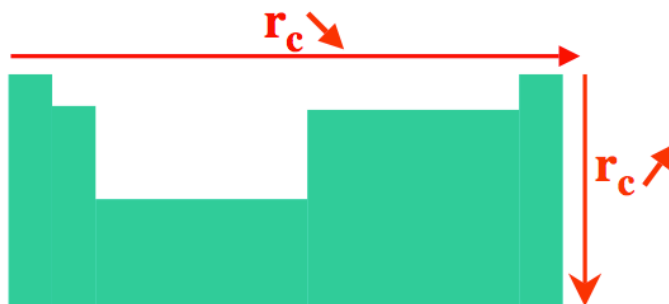
Ces éléments possèdent les orbitaux **f** en cours de remplissage. On distingue les éléments qui correspondent au remplissage de l'orbitale 4f : on les appelle les lanthanides. Ceux qui correspondent au remplissage de l'orbitale 5f sont appelés les actinides.

6.2 Propriétés des éléments

6.2.1 Rayon atomique r_a

On peut définir le rayon atomique comme étant la moitié de la distance entre les centres des deux atomes liés par une liaison simple.

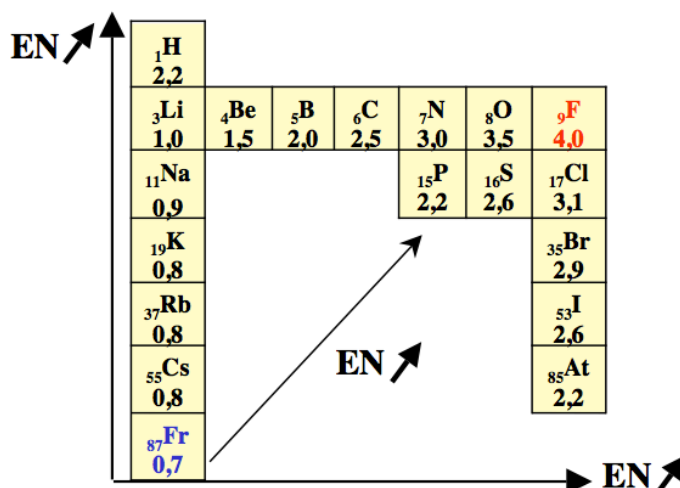
- Sur une période : si Z augmente alors r_a diminue
- Sur une colonne : si Z augmente alors r_a augmente



6.2.2 Électronégativité (χ)

L'électronégativité : c'est le pouvoir d'attirer un électron par un élément. Un élément qui perd facilement un ou plusieurs électrons est dit électropositif.

- Sur une même période : si Z augmente alors χ augmente
- Sur un même groupe : si Z augmente alors χ diminue



6.2.3 Valence

C'est la capacité de chaque atome à former une liaison. Sa valeur est égale au nombre d'électrons non appariés (célibataires).

Exemples :

- 1) Hydrogène : $1s^1$; $v=1$
- 2) Oxygène : $2s^2 2p^4$; $v=2$
- 3) Potassium : $4s^1$; $v=1$

7 Références & Bibliographie conseillée

- www.futura-sciences.com/sciences/definitions/chimie-atome-bohr
- www.lnw.lu/Départements/Physique/personnel/larje/lriere/Cours
- Chimie générale, Élisabeth Bardez, Dunod, Paris, 2009
- Support de cours Chimie générale, Faculté de Médecine, Professeur Antoine GEDEON, Professeur Ariel de KOZAK. Université Pierre-et-Marie-Curie