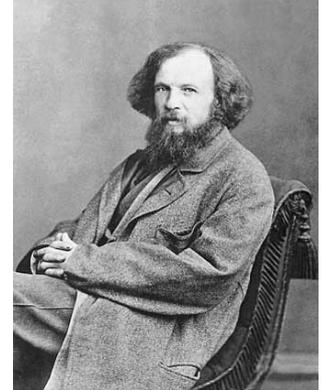


Chapitre AM0 – Architecture de la matière : Structure électronique des atomes et classification périodique des éléments

Introduction

La classification des éléments est le résultat de plusieurs décennies de recherches, de découvertes et de tentatives incomplètes ayant un seul but : la compréhension de ce qui nous entoure et nous compose, au cœur de la matière. Le tableau de MENDELEÏEV fait désormais partie de notre quotidien et se situe plus que jamais au centre de la recherche scientifique actuelle.

C'est en 1869, alors qu'il est âgé de 35 ans, que Dmitri Ivanovitch MENDELEÏEV présente sa classification périodique des éléments, qui deviendra plus tard le tableau que l'on connaît. Les découvertes de MENDELEÏEV n'ont été possibles que par sa profonde connaissance de la chimie et de la physique de l'époque. Il a pu compter pour cela sur les travaux de ses confrères, voyageant à travers l'Europe. Avant lui, une soixantaine de classifications avaient déjà été proposées. Entre 1860 et 1869, cinq d'entre elles se présentaient même comme périodiques



MENDELEÏEV en 1861

Au temps d'ARISTOTE, DÉMOCRITE donne naissance à la théorie atomistique. Il prétend que la matière n'est pas indéfiniment divisible et qu'elle est constituée de particules que l'on ne peut pas subdiviser : les atomes. Cependant, cette théorie est rapidement supplantée par celle d'ARISTOTE selon laquelle nous sommes entourés de 4 éléments : la terre, l'eau, l'air et le feu.

Les découvertes scientifiques successives ont contribué à contredire ARISTOTE et c'est en 1789 que Antoine-Laurent de LAVOISIER propose une première classification des 37 corps simples alors identifiés. Il avait pris soin de les regrouper en fonction de leurs comportements lors de certaines réactions chimiques. Cependant, la lumière ou encore la chaleur y figuraient comme étant des éléments, ce que nous savons aujourd'hui être faux.

Ce n'est qu'à partir du XIXe siècle et les travaux de John DALTON que la conception de l'atome devient véritablement scientifique. D'après le chimiste anglais, il existe différents types d'atomes, des sphères pleines, ayant des masses différentes. Il démontre la possibilité de les calculer par déduction.

Diverses tentatives de classifications furent par la suite proposées (triades de DÖBEREINER en 1817, vis tellurique de CHANCOURTOIS en 1860, octaves de NEWLANDS en 1864) mais c'est la représentation de MENDELEÏEV qui s'impose. En classant les éléments par ordre croissant de masse atomique, leurs propriétés se répétaient suivant un ordre régulier. En respectant ces périodes avec tous les éléments qu'il connaissait à l'époque, son tableau était incomplet. Loin de remettre en cause son modèle, pour lui si des cases étaient vides, c'est qu'il devait s'y trouver des éléments inconnus à ce jour. Il faut attendre 1875 et la découverte du gallium par le chimiste François Lecoq BOISBAUDRAN pour que ses contemporains s'aperçoivent que MENDELEÏEV avait prédit les principales propriétés de ce nouvel élément six ans auparavant. En plus d'être un modèle parfaitement fonctionnel, la classification de MENDELEÏEV s'est depuis révélée extraordinairement prédictive.

Les travaux ultérieurs des physiciens Joseph John THOMSON, avec la découverte de l'électron en 1897, et de Ernest RUTHERFORD, avec la découverte du noyau en 1909, entraînent une série de modèles pour la constitution des atomes, notamment le modèle planétaire de Niels BOHR en 1913. L'avènement de la mécanique quantique et les travaux de Erwin SCHRÖDINGER en 1926 permirent d'atteindre le modèle actuel de l'atome, basé sur le nuage électronique. Il faudra toutefois attendre la moitié du XXe siècle pour finalement comprendre les propriétés du noyau.

ОПЫТЪ СИСТЕМЫ ЭЛЕМЕНТОВЪ.

ОСНОВАННОЙ НА ИХЪ АТОМНОМЪ ВѢСѢ И ХИМИЧЕСКОМЪ СХОДСТВѢ.

	Ti = 50	Zr = 90	? = 180.
	V = 51	Nb = 94	Ta = 182.
	Cr = 52	Mo = 96	W = 186.
	Mn = 55	Rh = 104,4	Pt = 197,4
	Fe = 56	Ru = 104,4	Ir = 198.
	Ni = 59	Pd = 106,6	Os = 199.
H = 1	Cu = 63,4	Ag = 108	Hg = 200.
Be = 9,4	Mg = 24	Zn = 65,2	Cd = 112
B = 11	Al = 27,4	? = 68	U = 116
C = 12	Si = 28	? = 70	Sn = 118
N = 14	P = 31	As = 75	Sb = 122
O = 16	S = 32	Se = 79,4	Te = 128?
F = 19	Cl = 35,5	Br = 80	I = 127
Li = 7	Na = 23	K = 39	Rb = 85,4
		Cs = 133	Tl = 204.
		Ca = 40	Sr = 87,6
		Ba = 137	Pb = 207.
		? = 45	Ce = 92
		?Er = 56	La = 94
		?Yt = 60	Di = 95
		?In = 75,6	Th = 118?

Д. Менделѣевъ

Tableau publié en 1870

Objectifs du chapitre

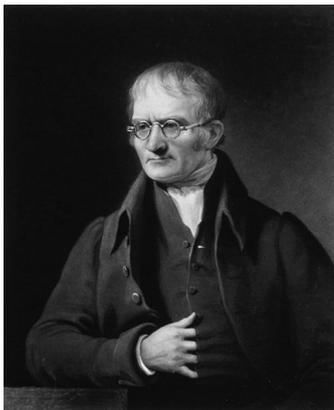
- Décrire les atomes et éléments, constitués d'électrons, de protons et de neutrons. Décrire les noyaux avec les nombres Z et A , reconnaître des isotopes.
- Étudier la configuration électronique d'un atome ou d'un ion monoatomique avec les nombres quantiques n , ℓ , m_ℓ et m_s . Distinguer électrons de cœur et de valence.
- Comprendre et utiliser la classification périodique des éléments.

Capacités exigibles

Capacités exigibles	Validé?
Donner la composition d'un élément à partir de A et Z .	
Comparer les ordres de grandeur de la dimension d'un atome à celle de son noyau.	
Estimer l'ordre de grandeur de la masse d'un atome.	
Établir la configuration électronique d'un atome dans son état fondamental	
Prévoir la formule des ions monoatomiques d'un élément.	
Établir un diagramme qualitatif des niveaux d'énergie électronique d'un atome donné.	
Relier la position d'un élément dans le tableau périodique à la configuration électronique et au nombre d'électrons de valence de l'atome correspondant.	
Positionner et reconnaître dans le tableau périodique métaux et non métaux.	
Situer dans le tableau les familles suivantes et énoncer leurs caractéristiques : métaux alcalins halogènes et gaz nobles.	

Plan du cours

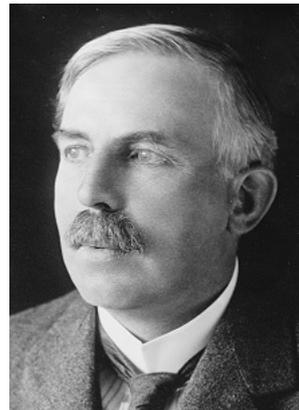
I Atomes et éléments chimiques	3		
I.1 Généralités	3		
I.2 Isotopes et masses	3		
II (HP) États électroniques dans les atomes	4		
II.1 Orbitales atomiques	5		
II.2 Le spin	5		
II.3 Niveaux d'énergie	6		
III (HP) Configuration électronique des atomes	6		
		III.1 Principe d'exclusion de PAULI	6
		III.2 Règle de KLECHKOWSKI – remplissage des orbitales	6
		III.3 Règle de HUND	7
		III.4 Réactivité des éléments : électrons de cœur et de valence	8
		III.5 Configuration électronique des ions	8
		IV Classification périodique des éléments	9
		IV.1 Analyse par familles	10
		IV.2 Quelques propriétés physico-chimiques	10



DALTON



THOMSON



RUTHERFORD



SCHRÖDINGER

I Atomes et éléments chimiques

I.1 Généralités

Les atomes sont les constituants élémentaires de toutes les substances qui nous entourent. Néanmoins, ils ne sont pas indivisibles mais sont constitués de particules subatomiques.

Définition – Atome

- Un **atome** est constitué d'un **noyau** chargé positivement, formé de protons et de neutrons (les nucléons), autour duquel résident des **électrons** chargés négativement, formant le nuage électronique.

Particule	Proton	Neutron	Électron
Charge	$e = 1,602 \cdot 10^{-19} \text{ C}$	nulle	$-e$
Masse (kg)	$1,673 \cdot 10^{-27}$	$1,675 \cdot 10^{-27}$	$9,109 \cdot 10^{-31}$
Force de cohésion	Interaction forte		Électromagnétique

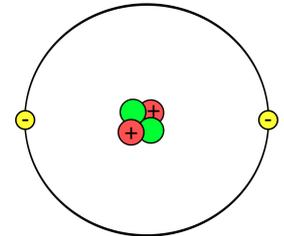


Schéma d'un atome d'hélium

- Le noyau est très compact, son diamètre est de l'ordre de $D_{\text{noyau}} \simeq 10^{-15} \text{ m} = 1 \text{ fm}$.
- L'essentiel du volume d'un atome est dû au nuage électronique. Le diamètre atomique est de l'ordre de $D_{\text{atome}} \simeq 10^{-10} \text{ m} = 0,1 \text{ nm} = 100 \text{ pm}$.

Remarque : L'essentiel de la masse d'un atome se situe dans le noyau mais le rayon de l'atome est essentiellement dû à la taille du nuage électronique.

Définition – Notation d'un élément

- On note Z le **nombre de charge** ou **numéro atomique** correspondant au nombre de protons dans le noyau. Ce nombre détermine l'**élément chimique**, auquel on associe un symbole X constitué d'une ou deux lettres.
- Le noyau contient également des neutrons dont la masse est voisine de celle des protons. On note A le **nombre de masse** correspondant au nombre de nucléons dans le noyau. Le nombre de neutrons vaut donc $A - Z$.
- Un atome sera donc noté ${}^A_Z X$.

Ex : ${}^1_1\text{H}$ pour l'hydrogène, ${}^{12}_6\text{C}$ pour le carbone, ${}^{14}_7\text{N}$ pour l'azote, etc ...

Remarques :

- L'atome est un édifice neutre : il contient autant d'électrons que de protons. La plupart des atomes peuvent acquérir ou perdre un ou des électrons du nuage : ils deviennent alors des ions chargés.
- La donnée du symbole d'un élément et de son numéro atomique est redondante. On précise en général uniquement l'élément et le nombre de masse. On peut en déduire le nombre de neutrons du noyau.
- L'électron est une particule élémentaire (on ne sait pas si il est constitué de particules plus petites). Par contre, les protons et neutrons sont constitués de particules élémentaires appelées quark.

I.2 Isotopes et masses

Définition – Unité de masse atomique

- Dans le système international, les masses atomiques sont très faibles. On définit l'**unité de masse atomique** comme valant 1/12ème de la masse d'un atome de carbone 12 : $1 \text{ u} = 1,661 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$.
- Le nombre d'AVOGADRO, qui définit la mole (1 mol), correspond au nombre d'atomes que l'on trouve dans 12 g de carbone 12 : $\mathcal{N}_A = \frac{12 \cdot 10^{-3} \text{ kg}}{12 \text{ u}} = 6,022 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$.

Remarque : L'unité de masse atomique est légèrement inférieure à la masse d'un proton ou d'un neutron car les nucléons du noyau de carbone sont en interaction attractive ce qui diminue la masse de l'ensemble.

Définition – Isotopes, masse atomique et masse molaire

- Deux noyaux sont dits **isotopes** si ils ont le même numéro atomique Z mais des nombres de masse A et A' différents : seul leur nombre de neutrons diffère.
- On appelle **abondance isotopique** la répartition naturelle (en %) des différents isotopes d'un élément.
Ex : Le carbone C possède trois isotopes naturels : ^{12}C à 99%, ^{13}C à 1% et ^{14}C à $1/10^{12}$.
- La **masse atomique** $m(X)$ d'un élément correspond à la moyenne des masses des différents isotopes, pondérée par les abondances isotopiques. Il en va de même pour la masse molaire $M(X)$.

Remarque : le carbone 14 est radioactif et se désintègre spontanément selon le processus $\beta^- : ^{14}\text{C} \rightarrow ^{14}\text{N} + e^-$.

Propriété – Masse atomique, masse molaire

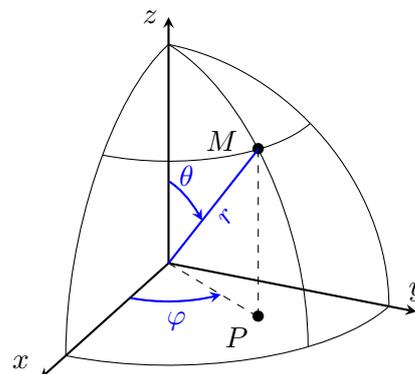
- Pour un atome X donné, la masse atomique $m(X)$, exprimé en u, et la masse molaire $M(X)$, exprimé en g.mol^{-1} , ont la même valeur numérique.
- Dans une assez bonne approximation, $m(^A\text{X}) \simeq A \times 1 \text{ u}$ et $M(^A\text{X}) = A \times 1 \text{ g.mol}^{-1}$.

II (HP) États électroniques dans les atomes

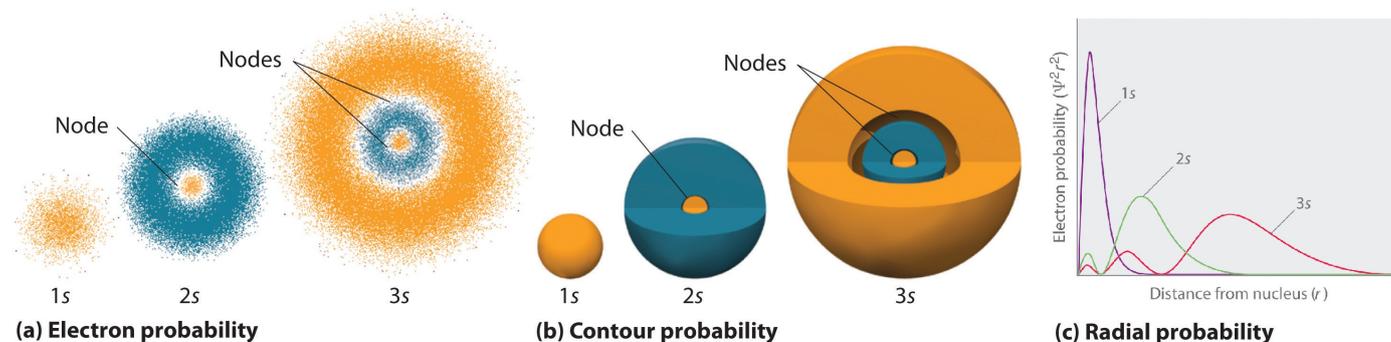
En mécanique quantique, la notion de trajectoire n'a plus de sens. Les électrons ne sont plus décrits par une position et une vitesse mais par une fonction d'onde $\Psi(M)$ qui décrit la probabilité de les observer en un point M de l'espace : la probabilité de présence de l'électron au point M dans un volume élémentaire dV autour de M s'exprime $dP(M) = |\Psi(M)|^2 dV$. Cette fonction d'onde vérifie l'équation de SCHRÖDINGER : $\hat{H}\Psi = E\Psi$ où \hat{H} est le hamiltonien (un opérateur différentiel) et E est l'énergie correspondant à l'état de l'électron. Pour résoudre ce problème, il faut tout d'abord exprimer le hamiltonien (pas trop difficile) et ensuite trouver les fonctions d'ondes et leurs énergies associées (beaucoup plus difficile).

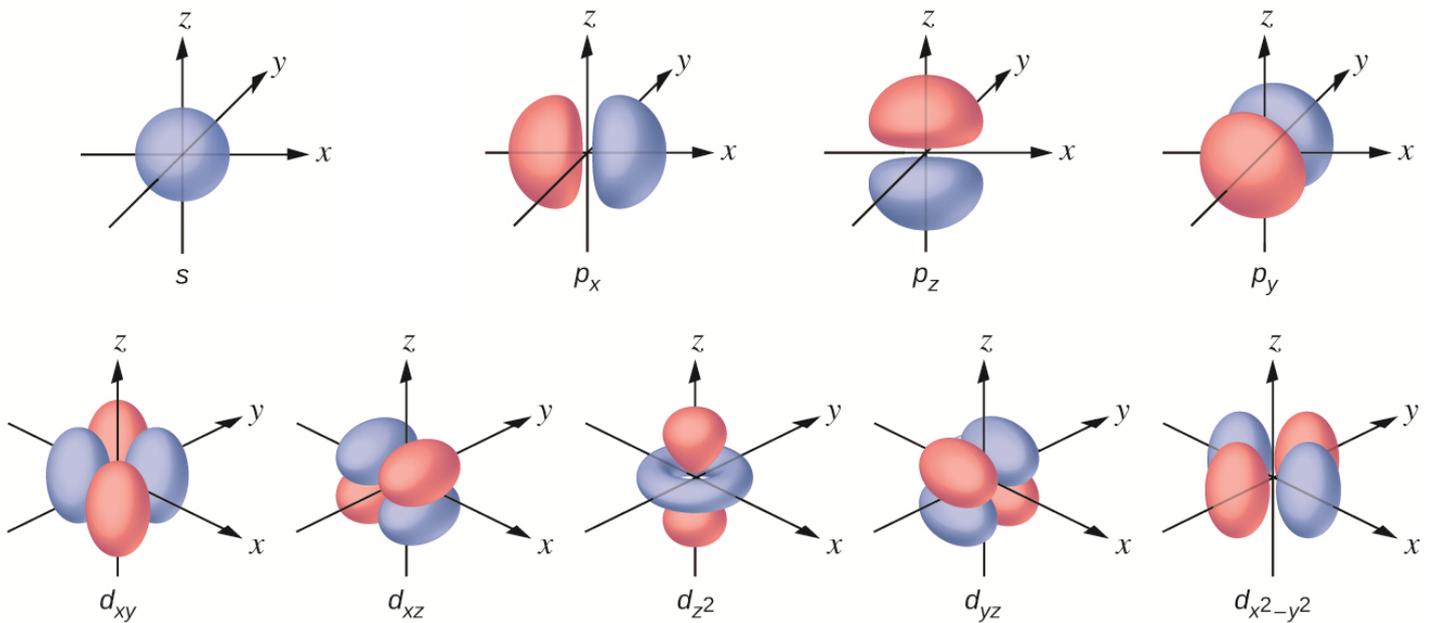
Du point de vue des électrons, le noyau est assimilable à un point, que l'on identifiera au centre O d'un repère. La géométrie du problème est à symétrie sphérique (aucune direction privilégiée depuis le centre O), aussi il est pertinent d'utiliser des coordonnées sphériques (r, θ, φ) .

On peut montrer que, pour les électrons autour d'un atome, les solutions de l'équation de SCHRÖDINGER se mettent sous la forme $\Psi_{n,\ell,m_\ell}(M) = R_{n,\ell}(r) \times Y_{\ell,m_\ell}(\theta, \varphi)$ où $R_{n,\ell}(r)$ est une fonction qui détermine la distribution radiale (à quelle distance va se trouver l'électron) et $Y_{\ell,m_\ell}(\theta, \varphi)$ est un fonction qui détermine la distribution angulaire (dans quelle direction se trouvera-t-il préférentiellement).



Remarque : La fonction radiale s'annule $n - 1$ fois et change de signe entre deux annulations. Les fonctions angulaires sont appelées harmoniques sphériques. On les représente souvent à l'aide d'isosurfaces, qui délimitent la région à l'intérieur de laquelle la probabilité de présence de l'électron est supérieure à un seuil donné (généralement 90%). Les deux couleurs correspondent aux signes positif et négatif de la fonction.





II.1 Orbitales atomiques

Propriété – Orbitales atomiques

• En chimie, les fonctions d’ondes électroniques $\Psi_{n,\ell,m_\ell}(M)$ d’un électron lié à un atome sont appelées **orbitales atomiques (OA)**. Elle sont caractérisées par un triplet de **nombre quantiques** : (n, ℓ, m_ℓ) .

— Le **nombre quantique principal** n est un entier strictement positif : $n \geq 1$.

Il définit la **couche électronique**.

— Le **nombre quantique secondaire** ℓ (ou nombre azimutal) est un entier positif vérifiant $0 \leq \ell \leq n - 1$.

Il définit la **sous-couche électronique**.

Pour des raison historique, les sous couches portent des noms, représentés par leurs initiales.

ℓ	Nom	Lettre
0	Sharp	<i>s</i>
1	Principal	<i>p</i>
2	Diffuse	<i>d</i>
3	Fundamental	<i>f</i>
4	...	<i>g</i>

— Le **nombre quantique magnétique** m_ℓ est un entier relatif vérifiant $-\ell \leq m_\ell \leq \ell$.

Il définit l’**orbitale atomique**.

• Une couche n donnée comporte n sous-couches (n, ℓ) , elle même comportant $2\ell + 1$ OA (n, ℓ, m_ℓ) .

Remarques : en première approche,

— le nombre principal détermine l’éloignement de l’électron par rapport au noyau,

— le nombre secondaire quantifie le moment cinétique (la “rotation”) de l’électron et détermine la symétrie globale de l’orbitale.

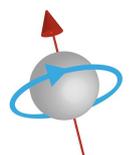
— le nombre magnétique quantifie la projection du moment cinétique autour d’un axe donnée et détermine la symétrie précise.

⚠ Issu des modèles historiques, le terme “orbitale” perdure alors même que l’on sait aujourd’hui que les électrons n’orbitent pas autour du noyau.

II.2 Le spin

Définition – Le spin

En plus de sa masse et de sa charge, l’électron possède une caractéristique quantique appelée le **spin**, qui est à l’origine microscopique des phénomènes magnétiques. Le spin d’un électron est décrit par un nombre quantique de spin m_s qui ne peut prendre que deux valeurs : $m_s = \pm \frac{1}{2}$.



Remarque : Toute particule élémentaire possède un spin (quarks, protons, photons, etc. . .). On peut se représenter

le spin comme une rotation de la particule sur elle-même. Les valeurs permises pour m_s dépendent de la nature de la particule quantique (par ex. le spin d'un photon vaut $m_s = \pm 1$) mais pas du système dans lequel elle se trouve (par ex. le nombre quantique de spin d'un électron libre dans un conducteur électrique vaudra toujours de $m_s = \pm \frac{1}{2}$).

II.3 Niveaux d'énergie

Propriété – État quantique d'un électron dans un atome polyélectronique

- L'état quantique d'un électron dans un atome polyélectronique est entièrement déterminé par la donnée d'un quadruplet de nombres quantiques : $\text{État électronique} = (n, \ell, m_\ell, m_s)$.

Propriété – Niveaux d'énergie

- L'énergie d'un électron dans une OA n'est pas la même pour toutes les sous-couches. Elle est principalement déterminé par le nombre principal n mais dépend également du nombre secondaire ℓ : $E(\text{OA}) = E(n, \ell)$. Par contre, elle ne dépend pas de la valeur de m_ℓ et m_s .
- Lorsque plusieurs OA possèdent la même énergie, on dit que l'état est **dégénéré**. Ainsi, chaque sous-couche (n, ℓ) est dégénéré $2\ell + 1$ fois (pour chaque valeur de m_ℓ).

Remarque : d'une manière générale, $E(n, \ell)$ augmente avec n et avec ℓ , mais nous allons voir une règle plus précise.

III (HP) Configuration électronique des atomes

Définition – Configuration électronique

- On appelle **configuration électronique** d'un atome la **répartition de ses électrons** dans les différentes orbitales atomiques de l'atome.
- L'énergie d'un atome est la somme des énergies de ses électrons. On appelle **état fondamental** l'état de plus basse énergie. Il correspond à une configuration électronique particulière.
- Tous les autres états ont une énergie supérieure. On les appelle **états excités**.

Remarque : les états excités sont instables dans le temps. L'atome va chercher à revenir vers l'état fondamental en se desexcitant, soit en émettant un photon, soit par d'autres processus.

III.1 Principe d'exclusion de Pauli

Principe ou loi physique – Principe d'exclusion de PAULI

Deux électrons différents ne peuvent avoir le même état quantique (n, ℓ, m_ℓ, m_s) .
En particulier, **chaque OA** (n, ℓ, m_ℓ) ne peut contenir **que deux** électrons ($m_s = \pm \frac{1}{2}$).

Complément : On représente parfois une OA par une case ou un niveau — dans laquelle on peut placer jusqu'à deux électrons, représentés par des flèches vers le haut \uparrow ou vers le bas \downarrow .

III.2 Règle de Klechkowski – remplissage des orbitales

Le principe d'exclusion empêche de mettre tous les électrons dans l'état $1s$ de plus basse énergie. Il va falloir remplir les OA par énergie croissante.

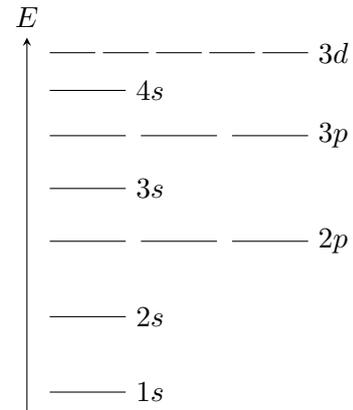
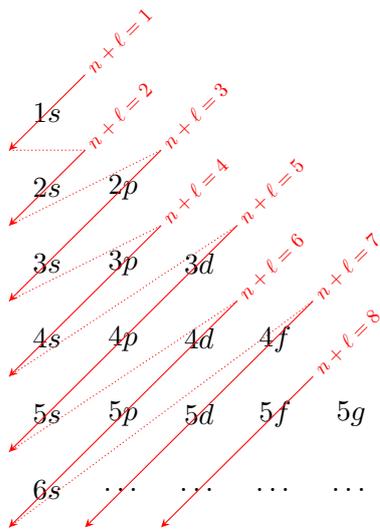
Principe ou loi physique – Règle de KLECHKOWSKI

- Les OA sont remplies d'électrons par **énergie croissante**.
- L'énergie $E_{n,\ell}$ d'une OA croît en fonction de $n + \ell$. Pour une valeur $n + \ell$ donnée, elle croît en fonction de n .

Propriété – Triangle de KLECHKOWSKI

On représente souvent les OA dans le triangle de KLECHKOWSKI (n, ℓ). Les niveaux d'énergie croissant s'obtiennent en **descendant les diagonales**.

On peut également tracer un diagramme énergétique en plaçant les différentes OA le long d'un axe énergétique vertical. L'écart entre deux niveaux successifs à tendance à diminuer.



Méthode – Notation en ligne d'une configuration électronique

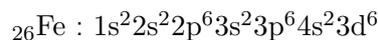
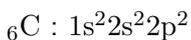
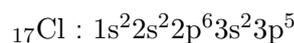
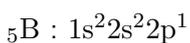
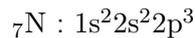
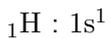
La configuration électronique d'un atome X, notée [X] s'écrit en ligne :

- une **sous-couche occupée** est noté par le numéro de la couche suivi de la lettre de la sous-couche.
- on précise en **exposant** le nombre d'électrons dans une sous-couche donnée.
- on remplit les sous-couches par ordre croissant d'énergie jusqu'à avoir placé tous les électrons. La dernière sous-couche peut être incomplète.

Le nombre maximum d'électrons dans une sous-couche est $2 \times (2\ell + 1)$:

s	p	d	f	g
2	6	10	14	18

Exemple ou exercice d'application – Configurations électroniques



III.3 Règle de Hund

La règle de KLECHKOWSKI n'indique pas la méthode pour répartir les électrons dans les différentes OA.

Définition – Électrons dans une OA

- Un électron seul dans une OA est dit **célibataire**. On le note, au choix, \uparrow ou \downarrow sur le diagramme énergétique.
- Deux électrons dans la même OA sont dits **appariés**. On les note $\uparrow\downarrow$ sur le diagramme énergétique.
- Une OA qui ne contient aucun électron est dite **vacante**. On la note — sur le diagramme énergétique.

Principe ou loi physique – Règle de HUND

Lorsqu'une sous-couche ne peut pas être remplie totalement, l'état fondamental est celui qui occupe le maximum d'OA, les spins des électrons célibataires étant tous alignés.

Ex : Pour une sous-couche p, $\uparrow \uparrow \uparrow$ est plus stable que $\uparrow\downarrow \uparrow \text{—}$ ou $\uparrow \downarrow \uparrow$

Propriété – Métaux de transition (HP)

Pour certains métaux de transition (sous-couche d incomplète), la configuration fondamentale ne vérifie plus la règle de KLECHKOWSKI mais une règle empirique (HP) :

“Une sous-couche d totalement ou à moitié remplie est plus stable”.

Ex : $[\text{Cu}] = [\text{Ar}]4s^13d^{10}$ au lieu de $4s^23d^9$, $[\text{Cr}] = [\text{Ar}]4s^13d^5$ au lieu de $4s^23d^4$

III.4 Réactivité des éléments : électrons de cœur et de valence

En fonction de la sous-couche dans laquelle ils se trouvent, les électrons sont plus ou moins fortement liés au noyau. Cela aura beaucoup d'importance sur la capacité de l'élément à former des liaisons avec d'autres éléments.

Définition – Électrons de cœur et de valence

- Les électrons les moins liés au noyau, appelés **électrons de valence**, sont ceux qui :
 - appartiennent aux sous-couches de n le plus élevé
 - appartiennent à une sous-couche incomplète.
- Les autres électrons, plus fortement liés, sont appelés **électrons de cœur**.

Ex : $[\text{O}] = 1s^22s^22p^4$ $[\text{Fe}] = 1s^22s^22p^63s^23p^64s^23d^6$ $[_{50}\text{Sn}] = 1s^22s^22p^63s^23p^64s^23d^{10}4p^65s^24d^{10}5p^2$

Complément : les électrons de cœur correspondent toujours à la configuration électronique d'un gaz noble. Pour les atomes de Z plus élevé, on remplace généralement la configuration des électrons de cœur par la donnée, entre crochets, du gaz noble correspondant. *Exemple* : $[\text{Fe}] = [\text{Ar}]4s^23d^6$.

Propriété – Propriétés physico-chimiques des éléments

Les propriétés physico-chimiques d'un élément dépendent principalement de ses électrons de valence.

III.5 Configuration électronique des ions

Pour former un ion, l'atome doit céder (cation) ou capturer (anion) un ou des électrons. Un ion possède donc une charge nette, positive ou négative.

Propriété – Configuration électronique des ions

De façon générale, les électrons ajoutés ou enlevés vérifient la règle de KLECHKOWSKI et quelques règles s'appliquent.

- Un atome a tendance à gagner ou perdre des électrons afin d'obtenir la configuration électronique d'un gaz noble (pas d'électrons de valence).

Ex : $[\text{Cl}^-] = 1s^22s^22p^63s^23p^6 = [\text{Ar}]$ et $[\text{Na}^+] = 1s^22s^22p^6 = [\text{Ne}]$.

- Un atome a tendance à former des ions de manière à vider ou remplir ses sous-couches de valence. Pour les éléments de transition, on videra en préférence la couche ns avant la $(n-1)d$ (électrons plus éloignés du noyau, bien que moins énergétiques).

Ex : $[\text{Fe}^{2+}] = [\text{Ar}]4s^03d^6$, $[\text{Fe}^{3+}] = [\text{Ar}]4s^03d^5$ et $[\text{Al}^{3+}] = [\text{Ar}]4s^03d^6$.

Remarques :

- Il faut garder à l'esprit que plus l'atome gagne ou perd des électrons, plus sa configuration est instable. Il est rare de former des ions avec une charge supérieure à 3.
- À cause de la répulsion inter-électronique, il est généralement plus difficile d'ajouter des électrons que d'en enlever. En pratique, les halogènes sont les seuls éléments à former des anions.
- (HP) La règle empirique de remplissage à moitié de la sous-couche d pour les métaux de transition reste valable pour les ions. L'exemple à connaître est $[\text{Fe}^{3+}] = [\text{Ar}]4s^03d^5$.

IV Classification périodique des éléments

La classification moderne des éléments a été proposée par Dmitri MENDELEÏEV en 1869. À l'époque, 63 éléments étaient connus et des analogies de propriétés physico-chimiques (réactivité, changement d'état, ...) avaient été remarquées. Mendeleïev proposa un classement en tableau de sorte que les éléments y soient ordonnés par masse croissante et, surtout, que les éléments ayant des propriétés semblables soient rangés les uns au dessus des autres.

Le génie de MENDELEÏEV fût de faire primer les propriétés physico-chimiques sur le classement par masse croissante. Il inversa ainsi la place de certains éléments pour maintenir l'unité des propriétés parmi les colonnes. Il pensa à laisser des places vides, ce qui permit de prédire les propriétés de certains éléments encore inconnus à l'époque, ce qui aida à les découvrir !

À ce jour, 118 éléments sont connus dont 94 sont naturels. Seuls 80 d'entre eux sont stables, les autres se désintègrent spontanément, plus ou moins rapidement, par radioactivité. lelementarium.fr

Principe ou loi physique – Tableau périodique des éléments

- Les éléments sont classés dans un tableau de 18 colonnes et 7 ligne (hormis le bloc f) à Z croissant, de gauche à droite puis de haut en bas. ptable.com
- Chaque ligne, appelée **période**, correspond à une configuration de cœur identique (même nombre quantique principal n le plus élevé). Les configurations de valence sont par contre différentes.
- Chaque colonne, appelée **famille**, correspond à une configuration de valence identique (un même remplissage des sous-couches de valence, décalé d'une couche) et donc des propriétés physico-chimiques similaires. Les configurations de cœur sont par contre différentes.
- On identifie les **blocs** d'éléments pour lesquels la sous-couche non remplie à la même valeur de ℓ .

n_{\max}

1	H 1																	He 2	
2	Li 3	Be 4																	Ne 10
3	Na 11	Mg 12																	Ar 18
4																			
5																			
6																			
7																			

Alcalins, Alcalino-terreux, Métaux de transition, Non-métaux, Halogènes, Gaz rares

Bloc s , Bloc d , Bloc p (sauf He)

Lantanides, Actinides, Bloc f

Compléments :

- Un élément sera dit **métallique** s'il présente les propriétés suivantes : bonne conduction de l'électricité et de la chaleur, résistance électrique proportionnelle à la température et aspect réfléchissant.
- Dans la nature, un élément donné se présente sous forme de **corps simple**. Un corps simple peut être moléculaire (H_2 , O_2 , ...), solide métallique (Cu, Ag, ...) ou gaz monoatomique (gaz rares). Un corps simple est donc constitué d'un unique élément mais peut être composé de plusieurs atomes.

IV.1 Analyse par familles

1.a Gaz nobles/rares

Les **gaz nobles ou rares** forment la colonne la plus à droite : hélium, néon, argon, krypton, xénon, radon. Ils sont caractérisés par une couche de valence remplie, ce qui leur confère une très grande stabilité.

Chimiquement, ils sont quasiment **inertes** : ils ne participent à aucune transformation. Physiquement, ils forment des gaz mono-atomiques.

1.b Halogènes

Les **halogènes** forment l'avant dernière colonne du tableau : fluor, chlore, brome, iode, astate. Ils sont caractérisés par une couche de valence np^5 quasiment remplie et vont donc former des **anions à une charge** (ex : Cl^-).

Chimiquement, ce sont de très bons **oxydants**, c'est-à-dire qu'ils ont tendance à capter les électrons lors des réactions chimiques. Physiquement, on les trouve sous la forme de gaz ou de liquides di-atomiques (Cl_2 , Br_2 , ...).

1.c Métaux alcalins

Les **alcalins** forment la première colonne du tableau : lithium, sodium, potassium, rubidium, césium. Ils sont caractérisés par une couche de valence ns^1 quasiment vide et vont former des **cations à une charge** (ex : Na^+).

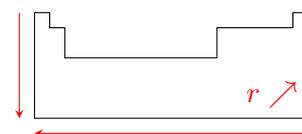
Chimiquement, ce sont de très bons **réducteurs**, c'est-à-dire qu'ils ont tendance à fournir des électrons lors des réactions chimiques. Physiquement, ils forment des solides métalliques mous et à basse température de fusion.

Remarque : la capacité réductrice des alcalins se manifeste de façon explosive lorsqu'on les plonge dans l'eau ! Vidéo de la *Royal Society of Chemistry* et explication

IV.2 Quelques propriétés physico-chimiques

2.a Rayon atomique

- Au sein d'une famille, le rayon atomique augmente avec Z .
- Au sein d'une période, le rayon atomique diminue avec Z .

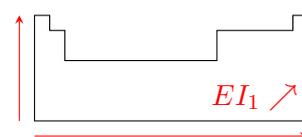


2.b Énergie de première ionisation

Définition – Énergie de première ionisation

L'**énergie de première ionisation** (EI_1) est l'énergie minimale à fournir à un atome gazeux dans son état fondamental pour lui arracher un électron. Il s'agit de l'énergie associée à la réaction $\text{X}_{(g)} \rightarrow \text{X}_{(g)}^+ + e^-$.

- Au sein d'une famille, elle diminue avec Z (plus l'atome est lourd, plus les électrons de valence sont éloignés et donc facile à enlever).
- Au sein d'une période, elle augmente avec Z (plus la couche de valence se remplit, plus il est difficile d'extraire un électron).

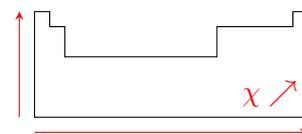


2.c Électronégativité

Définition – Électronégativité

L'**électronégativité** est une grandeur sans dimension, notée χ , qui traduit la capacité d'un élément à attirer vers lui les électrons, en particulier dans une liaison chimique.

- Au sein d'une famille, elle diminue avec Z .
- Au sein d'une période, elle augmente avec Z .



Remarque : l'électronégativité relative des éléments est responsable de l'asymétrie électronique des liaisons chimiques. Cette asymétrie est fondamentale dans la réactivité des molécules, notamment en chimie organique.