

Structure de la matière 1 – L'atome

La chimie se propose de répondre à deux questions : **de quoi sont faits les corps matériels ? pourquoi se transforment-ils ?** Dès l'Antiquité grecque, les premiers penseurs à rechercher une explication non théologique du monde se sont demandé si la diversité des substances qui nous entourent pouvaient se ramener à des corps plus simples : des **éléments** qui en seraient les constituants. Thalès décrit un monde où l'eau est la substance primordiale, Héraclite fait du feu le principe de toute chose.

Mais assez vite se pose la question du changement : si tout est fait d'une seule matière immuable, comment expliquer les transformations chimiques ? Plusieurs solutions ont été proposées à ce problème, dont les deux principales sont les suivantes :

- Théorie des 4 éléments (Empédocle) : eau, feu, terre, air, unis par l'amour et séparés par la haine.
- Atomes (Démocrite) : les substances sont faites de briques insécables (a-tomos, que l'on ne peut pas diviser)

Jusqu'au 17^e siècle, l'atomisme aura mauvaise réputation car il est associé à une forme d'athéisme. C'est donc la théorie des 4 éléments qui prend le dessus pendant 2 millénaires. Mais au 17^e siècle la chimie commence à être reconnue comme science, et elle montre sa grande efficacité dans différents domaines comme la métallurgie et

surtout la médecine. On commence alors à douter de la théorie des 4 éléments comme guide fiable pour le travail de laboratoire. Robert Boyle (1627-1691) propose une théorie corpusculaire de la matière : toutes les substances sont composées de petits corpuscules indivisibles, tous identiques, dont les agencements différents font la diversité des matières.

A la fin du 18^e siècle, Antoine Laurent de Lavoisier parvient à réaliser la décomposition de l'eau et à montrer que l'air est également un corps composé. Cela finit de détruire la théorie des 4 éléments et amène en même temps Lavoisier à en introduire de nouveaux qu'il baptise oxygène (générateur d'acidité), hydrogène (générateur d'eau) et azote (qui ne permet pas la vie : a-zote). En 1789 il propose une définition très concrète de l'élément : il s'agit du dernier terme de l'analyse, c'est-à-dire les substances que (pour l'instant) nous ne pouvons pas décomposer en substances plus simples :

*« Si par le nom d'élément, nous entendons désigner les molécules simples et indivisibles qui composent les corps, il est probable que nous ne les connaissons pas ; que si, au contraire, nous attachons au nom d'élément ou de principe des corps l'idée du **dernier terme auquel parvient l'analyse**, toutes les substances que nous n'avons pu décomposer par aucun moyen sont pour nous les éléments nous ne devons les supposer composés qu'au moment où l'expérience et l'observation nous en auraient fourni la preuve. »*

Dans le même temps il dresse une liste de 33 éléments, qui sera rapidement complétée avec la découverte de nouveaux éléments au 19^e siècle.

TABLEAU DES SUBSTANCES SIMPLES.

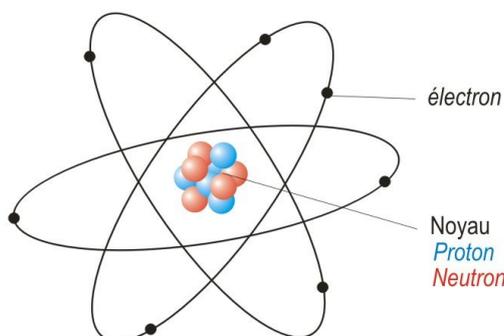
	Noms nouveaux.	Noms anciens correspondans.
<i>Substances simples qui appartiennent aux trois règnes & qu'on peut regarder comme les élémens des corps.</i>	Lumière.....	Lumière. Chaleur. Principe de la chaleur.
	Calorique.....	Fluide igné. Feu. Matière du feu & de la chaleur.
	Oxygène.....	Air déphlogistiqué Air empiréal. Air vital. Base de l'air vital.
	Azote.....	Gaz phlogistiqué. Mofete. Base de la mofete.
	Hydrogène.....	Gaz inflammable. Base du gaz inflammable.
	Soufre.....	Soufre.
	Phosphore.....	Phosphore.
	Carbone.....	Charbon pur.
	Radical muriatique.	Inconnu.
	Radical fluorique..	Inconnu.
<i>Substances simples non métalliques oxidables & acidifiables.</i>	Radical boracique..	Inconnu.
	Antimoine.....	Antimoine.
	Argent.....	Argent.
	Arsenic.....	Arsenic.
	Bismuth.....	Bismuth.
	Cobolt.....	Cobolt.
	Cuivre.....	Cuivre.
	Étain.....	Étain.
	Fer.....	Fer.
	Manganèse.....	Manganèse.
<i>Substances simples métalliques oxidables & acidifiables.</i>	Mercure.....	Mercure.
	Molybdène.....	Molybdène.
	Nickel.....	Nickel.
	Or.....	Or.
	Platine.....	Platine.
	Plomb.....	Plomb.
	Tungstène.....	Tungstène.
	Zinc.....	Zinc.
	Chaux.....	Terre calcaire, chaux.
	Magnésie.....	Magnésie, base du sel d'Épsum.
<i>Substances simples salifiables terreuses.</i>	Baryte.....	Barote, terre pesante.
	Alumine.....	Argile, terre de l'alun, base de l'alun.
	Silice.....	Terre siliceuse, terre vitrifiable.

Vers 1805, un physicien britannique, John Dalton (1766-1844) propose la théorie moderne de l'atome : à chaque élément on peut associer une particule différente, l'atome. Il faudra environ un siècle pour que cette théorie soit entièrement acceptée ...

1. Élément chimique et atome

1.1. Les constituants de l'atome

Dalton ne savait à peu près rien des atomes qu'il avait imaginés. Tout au plus les voyait-il comme des sphères, mais il ne pouvait même pas être sûr de leur existence, faute de moyen de les étudier. Ce n'est que vers le début du 20^e, grâce aux développements techniques et aux efforts conjoints de nombreux chimistes et physiciens, que l'on est parvenu à élucider la structure des atomes. L'un des premiers modèles permettant de représenter les atomes est le **modèle planétaire** : un noyau central, chargé positivement, autour duquel des électrons gravitent.



Le schéma à ci-dessus n'est pas à l'échelle : le noyau est 100 000 fois plus petit que l'atome. Si on grossissait un atome pour qu'il ait la taille de la Tour Eiffel (300 m) alors le noyau aurait un diamètre de 3 mm !

A RETENIR

Un atome est une entité électriquement neutre constituée :

- D'un noyau chargé positivement ; il est composé de **nucléons** : **protons**, porteurs de la charge électrique $e = 1,6 \cdot 10^{-19} \text{ C}$, et **neutrons** non chargés ;
- d'**électrons**, porteurs de la charge électrique $-e = -1,6 \cdot 10^{-19} \text{ C}$, en mouvement autour du noyau.

Le nombre de protons que contient un noyau est appelé **numéro atomique** ou nombre atomique et est noté Z.

Le nombre de nucléons d'un noyau est appelé **nombre de masse** et noté A.

Le nombre de neutrons est donc A-Z.

1.2. Éléments chimiques et corps simples

La notion d'élément chez Lavoisier correspond à ce que nous appelons aujourd'hui un **corps simple** (voir définition ci-dessous). La notion d'élément, s'est complexifiée lorsqu'on a découvert les ions et le phénomène d'isotopie.

DEFINITIONS

Un **élément chimique** désigne l'ensemble des atomes et ions qui sont caractérisés par un même numéro atomique Z, c'est-à-dire le même nombre de protons dans leur noyau.

Un **corps simple** est une espèce chimique constituée d'un seul élément chimique (ex : Cl₂, C, O₂).

Par exemple l'élément cuivre peut se présenter sous de nombreuses formes dans la nature : corps simple (métal de couleur orangée), oxydes (vert, noir), ions en solution (bleu), etc.

Une conséquence de cette définition de l'élément est que des atomes différents peuvent correspondre à un même élément. Ces atomes sont alors dits **isotopes**.

DEFINITION

On appelle **isotopes** des atomes qui ont le même numéro atomique Z mais un nombre de masse A différent. Leurs noyaux diffèrent donc par le nombre de neutrons.

Exemple :

Le carbone possède 3 isotopes naturels dont les abondances (pourcentage molaire sont les suivantes) :

^{12}C : 98,93 %

^{13}C : 1,07 %

^{14}C : traces

Il s'agit bien d'atomes de carbone, car ils possèdent tous 6 protons. Cependant, leurs nombres de neutrons diffèrent le ^{12}C en a 6, le ^{13}C en a 7, et le ^{14}C en a 8.

Cela ne signifie pas que seuls ces trois isotopes du carbone sont possibles. Il est également possible d'en produire artificiellement, au laboratoire, notamment par des réactions nucléaires : ^{11}C , ^{15}C , ^{22}C , etc. Voici d'autres cas courants d'isotope :

élément	isotopes stables	Abondance naturelle moyenne (%)
hydrogène	^1_1H	99,9885
	^2_1H	0,0115
carbone	$^{12}_6\text{C}$	98,93
	$^{13}_6\text{C}$	1,07
oxygène	$^{16}_8\text{O}$	99,757
	$^{17}_8\text{O}$	0,038
	$^{18}_8\text{O}$	0,205
chlore	$^{35}_{17}\text{Cl}$	75,78
	$^{37}_{17}\text{Cl}$	24,22

1.3. Compter les atomes : la mole et la masse molaire

Lorsqu'on achète du riz, il n'est pas pratique de compter en nombre de grains de riz car il serait trop fastidieux de les compter. On préfère les rassembler par grand nombre, dans des ensembles dont on connaît la masse : par exemple le **paquet de 1 kg**.

Ce qui est vrai pour le riz l'est aussi pour les atomes, molécules, ions, bref les objets que le chimiste manipule ... prenons le cas de l'élément carbone, qui sert aujourd'hui de référence pour définir le « paquet chimique », la **mole**. En effet, compter la matière en nombre d'atomes n'est pas pratique étant donné que la masse d'un atome est de l'ordre de 10^{-26} à 10^{-25} kg. Comme pour le riz, on préfère les compter en moles, c'est-à-dire en paquets d'un grand nombre d'entités chimiques dont on connaît la masse. On a choisi de la fixer de la manière suivante : une mole de carbone 12 (^{12}C) pèse 12 g.

Rq : Il aurait été plus logique de prendre comme référence l'hydrogène, l'élément le plus léger. En fait, c'est ce que les chimistes du XIXe siècle avaient d'abord fait. Mais on s'est vite rendu compte qu'il était bien plus facile de peser du carbone que de l'hydrogène, d'où le changement de référence !

A VOUS DE JOUER

Masse d'un atome de carbone : $m_C = 1,993 \cdot 10^{-23}$ g

Masse d'une mole de carbone : $M = 12$ g (M est appelé **masse molaire** de l'atome de carbone)

Nombre d'entités chimiques dans une mole : $N =$

Calculer la quantité de matière correspondant à une masse $m=20$ g de carbone (en nombre de moles) : $n =$

Quelle masse de carbone 12 faut-il peser pour obtenir une quantité de matière de 0,25 mole ?

$m =$

Quelle quantité de molécules d'eau contient une bouteille de 1,5 L en moles, puis en nombre de molécules ?

$n =$

DEFINITION

Une **mole** est un groupement d'un nombre $N_A=6,02 \cdot 10^{23}$ entités chimiques identiques (atomes, molécules ou ions). N_A est appelé **nombre d'Avogadro**.



Amedeo Avogadro
(1776-1856)

Amedeo Avogadro était un génie incompris par ses contemporains. Vers 1811, il fait une hypothèse dont la hardiesse a laissé pantois la plupart de ses collègues. Sans appareil d'optique (qu'on est incapable de construire à l'époque) il va trouver un moyen de compter les atomes et molécules dans les gaz ... alors même que ni la notion d'atome, ni celle de molécule ne sont clairement définies ni prouvées !

Malheureusement Avogadro n'a pas réussi à trouver beaucoup de soutien pour défendre sa théorie. Il meurt en 1856 sans voir son génie reconnu ... Ironie de l'histoire celle-ci le sera 4 ans plus tard au congrès de Karlsruhe de 1860, grâce au plaidoyer de son compatriote Cannizzaro.

Remarques :

- La masse molaire atomique du carbone 12 est, par convention, de $12 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ exactement, c'est-à-dire **sans incertitude** (c'est un nombre qu'on a fixé par convention).
- La masse atomique relative du carbone 12, c'est-à-dire la masse d'un atome de carbone 12, peut être exprimée en **unité de masse atomique (u)** : $m(^{12}\text{C})=12 \text{ u}$.
- En réalité, les masses molaires atomiques et les masses molaires moléculaires sont entachées d'une incertitude. Par exemple, pour l'élément carbone, qui est en réalité un mélange d'isotopes (il n'y a pas que du carbone 12 mais aussi du carbone 13 et du carbone 14) : $M(\text{C}) = (12,01074 \pm 0,0008) \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.
- Le nombre d'Avogadro est lui aussi entaché d'une incertitude car on ne connaît pas la masse des atomes de manière absolue (ils sont le résultat d'une mesure). Mais cette incertitude est très faible : elle est de $2 \cdot 10^{-8}$ (incertitude relative).
- **Ces incertitudes sont très faibles au regard des incertitudes expérimentales sur les mesures de volumes, de masses, etc. En pratique, on les considèrera comme étant nulles et on les négligera dans les calculs d'incertitudes.**

2. Description quantique de l'atome – Configuration électronique

2.1. Qu'est-ce que la physique quantique ?

Nous ne pouvons pas entrer ici dans le détail de la mécanique quantique, science très complexe. Cette science démarre avec un certain nombre d'anomalies, constatées à la fin du 19^e siècle, incompatibles avec les lois de la physique classique. Ces anomalies amènent Max Planck à formuler une hypothèse très hardie : l'énergie ne se transfère pas de manière continue mais par petits « paquets », appelés **quanta** d'énergie. On dit également que l'énergie est **quantifiée**.

Prenons un exemple : nous savons que la matière absorbe le rayonnement électromagnétique. En réalité elle l'absorbe sous forme de quanta de rayonnement que nous appelons **photons**. L'énergie véhiculée par un photon a pour valeur :

$$E_{\text{photon}} = h \cdot \nu = \frac{h \cdot c}{\lambda}$$

ν : fréquence du rayonnement (Hz)

λ : longueur d'onde (m)

c : célérité du rayonnement ($\text{m} \cdot \text{s}^{-1}$)

h : constante de Planck ; $h = 6,62 \cdot 10^{-34} \text{ m}^2 \text{ kg} / \text{s}$

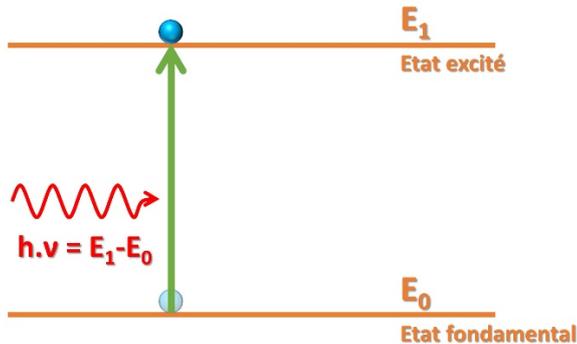
Nous avons vu en cours de physique que la lumière présente à la fois un aspect corpusculaire et un aspect ondulatoire. C'est précisément cette relation qui fait le lien entre les deux aspects.

Niveaux d'énergie dans les atomes

Que se passe-t-il lorsqu'un atome absorbe un photon ? On constate qu'il **n'est capable d'absorber que des fréquences bien précises**, c'est-à-dire qu'il ne répond qu'à certaines énergies. Cela signifie que **dans la matière également, l'énergie est quantifiée**. Il existe des niveaux d'énergie bien précis : pour pouvoir être absorbé, le photon doit véhiculer précisément l'énergie nécessaire pour passer d'un niveau à un autre.

ATTENTION !

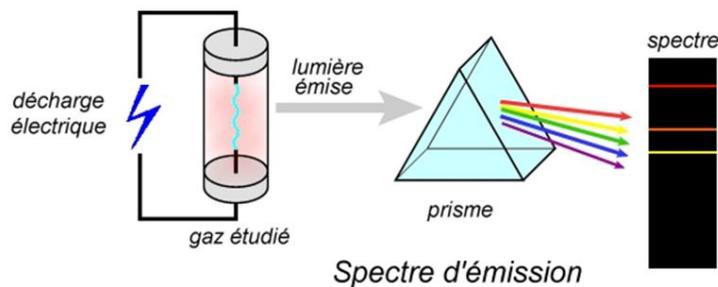
Dans la matière, les niveaux d'énergie sont **quantifiés** : ils ne prennent que certaines valeurs. Cela signifie qu'un photon ne peut être absorbé que si son énergie correspond exactement à la différence d'énergie entre deux niveaux.



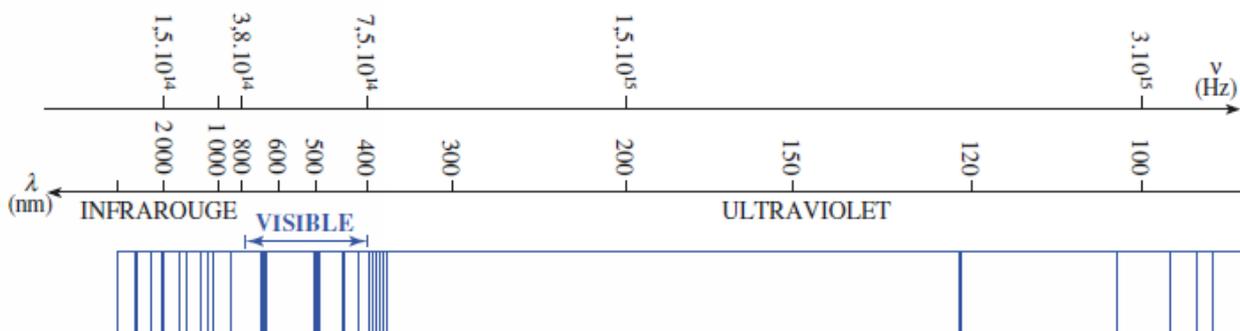
Ici, on voit que l'absorption d'un photon provoque l'excitation d'un électron, qui passe du niveau E_0 (fondamental) au niveau E_1 (état excité). Lorsque l'électron retourne à l'état fondamental, cela se traduit par l'**émission** d'un photon, dont la fréquence correspond à la différence d'énergie $E_1 - E_0$.

2.2. Niveaux d'énergie dans l'atome d'hydrogène et les ions hydrogénoïdes

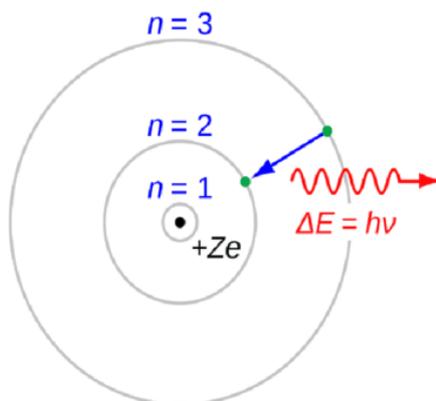
Pour comprendre cette notion de niveaux d'énergie, prenons le cas simple de l'hydrogène. Et plutôt que regarder son absorption, nous allons faire en sorte qu'il émette des photons. Pour cela on utilise un tube en verre (tube à décharge), muni d'électrodes à ses extrémités, contenant un gaz sous faible pression (ici du dihydrogène) dans lequel on provoque des décharges électriques. Cet apport d'énergie va provoquer l'excitation des atomes d'hydrogène qui vont alors émettre du rayonnement en se désexcitant.



L'analyse, par un prisme ou un réseau, du rayonnement émis permet d'obtenir le spectre d'émission de l'atome d'hydrogène :



Le spectre obtenu est un **spectre de raies** : l'atome d'hydrogène n'émet que dans des fréquences particulières, bien précises. Pour expliquer cela, Niels Bohr a imaginé un modèle de l'atome où les électrons ne pouvaient graviter que sur des trajectoires particulières, qui définissent ainsi des niveaux d'énergie :



DEFINITION

Les **ions hydrogénoïdes** sont des ions qui, comme l'atome d'hydrogène, possèdent un seul électron autour du noyau et dont le spectre est similaire à celui de l'hydrogène. Ce sont les ions He^+ , Li^{2+} , Be^{3+} , etc.

A RETENIR

Dans l'atome d'hydrogène et les ions hydrogénoïdes, les niveaux d'énergie ne dépendent que d'un nombre entier, noté n et appelé **nombre quantique principal**. On a :

$$E_n = -\frac{E}{n^2}$$

L'état de plus basse énergie est appelé **état fondamental** ; c'est l'état le plus stable. Les états supérieurs sont appelés **états excités**. La désexcitation de l'atome du niveau E_n au niveau $E_{n'}$ s'accompagne de l'émission d'un photon dont la fréquence correspond exactement à la différence d'énergie entre les deux niveaux :

$$E_{\text{photon}} = h \cdot \nu = E_n - E_{n'}$$

L'énergie est souvent mesurée en eV (électron-volt) : **1 eV = 1,6 · 10⁻¹⁹J**

2.3. Fonction d'onde et calcul des niveaux d'énergie

Pour les autres atomes que l'hydrogène, polyélectroniques, les choses se compliquent. Le nombre quantique principal ne suffit plus à définir l'état d'énergie.

Pour comprendre cela nous devons aller plus loin dans la description quantique de l'atome. Assez rapidement, les physiciens (sous l'impulsion du français Louis de Broglie) ont compris qu'il fallait étendre la dualité onde corpuscule à toutes les entités microscopiques, y compris les électrons. C'est-à-dire que même les électrons ont les propriétés d'une onde : il est impossible de leur attribuer une position et une vitesse précise ! Dès lors la notion de trajectoire, et le modèle de Bohr, tombent à l'eau ! C'est le principe d'indétermination d'Heisenberg :

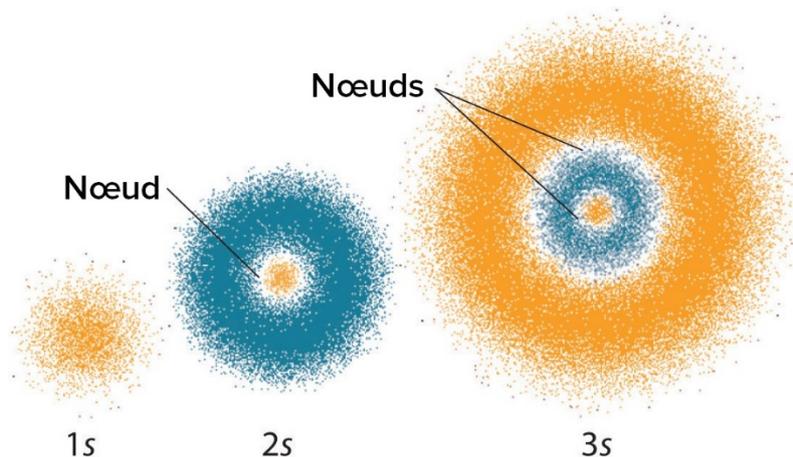
$$\Delta x \cdot \Delta p_x \geq h/2\pi$$

Δx : incertitude sur la position

Δp_x : incertitude sur la quantité de mouvement

h : constante de Planck (déjà rencontrée précédemment)

Cela signifie qu'on doit abandonner la notion de trajectoire d'un électron, qui est inaccessible non pas parce qu'on ne peut pas la connaître mais parce qu'elle n'a pas de sens étant donnée la nature même de l'électron ! En réalité on peut parler de **nuage électronique** autour du noyau dans lequel on peut déterminer une **probabilité de présence** de l'électron en chaque point.



Modèle quantique de l'atome : les nuages électroniques sont décrits par des fonctions d'onde

En mécanique quantique, on remplace les notions de position et vitesse par la notion de **fonction d'onde** d'une particule $\Psi(x, y, z, t)$ qui dépend des coordonnées d'espace et de temps. Ψ n'a pas de sens physique mais contient toute l'information accessible concernant la particule. Ψ n'est pas forcément réelle : elle peut être une grandeur complexe. En particulier, il est possible de déterminer la densité de probabilité de présence de la particule à partir du module de Ψ :

$$dP = |\Psi(x, y, z, t)|^2 dV$$

A RETENIR

On appelle **orbitales atomiques** les fonctions d'ondes des électrons atomiques.

L'équation fondamentale de la mécanique quantique, permettant la détermination des fonctions d'ondes et des niveaux d'énergie a été proposée en 1926 par Erwin Schrödinger :

EQUATION DE SHRÖDINGER

$$[(-\hbar^2/8\pi^2m) \cdot \Delta + V] \Psi = E\Psi$$

m : masse de la particule (ici un électron)

Δ : opérateur laplacien $\Delta = \left(\frac{\partial^2}{\partial x^2} + \frac{\partial^2}{\partial y^2} + \frac{\partial^2}{\partial z^2} \right)$

V : opérateur énergie potentielle

E : énergie totale de l'électron, appelée valeur propre

Ψ : fonction d'onde appelée fonction propre

Pour simplifier l'écriture de cette équation, on définit l'opérateur hamiltonien :

$$\mathbf{H} \Psi = E\Psi$$

Avec : $H = [(-\hbar^2/8\pi^2m) \cdot \Delta + V]$

Il n'est pas question ici de rentrer dans le détail de la résolution de l'équation de Schrödinger, qui est une opération complexe. Nous nous contenterons de dire que résoudre cette équation consiste à déterminer les fonctions propres et valeurs propres qui la satisfont. Il n'y a donc pas une solution mais un ensemble de solutions.

2.4. Nombres quantiques et orbitales atomiques

Nous allons ici présenter les résultats de la résolution de l'équation de Schrödinger dans le cas des atomes polyélectroniques. La première chose qui ressort de cette résolution est qu'il est nécessaire de définir 4 nombres quantiques pour définir l'état d'un électron :

A RETENIR

En mécanique quantique, l'état d'un électron d'un atome peut être décrit à l'aide de quatre nombres dits quantiques et notés : n , l , m_l (ou simplement m) et m_s :

- n est appelé **nombre quantique principal**. C'est un nombre entier positif :

$$n \in \mathbb{N}^*$$

- l est appelé **nombre quantique secondaire** ou azimutal. C'est un nombre entier positif ou nul inférieur ou égal à $n - 1$:

$$l \in \mathbb{N}$$

$$0 \leq l \leq n - 1$$

- m_l est appelé **nombre quantique magnétique**. C'est un entier relatif compris entre $-l$ et $+l$:

$$m \in \mathbb{Z}$$

$$-l \leq m \leq +l$$

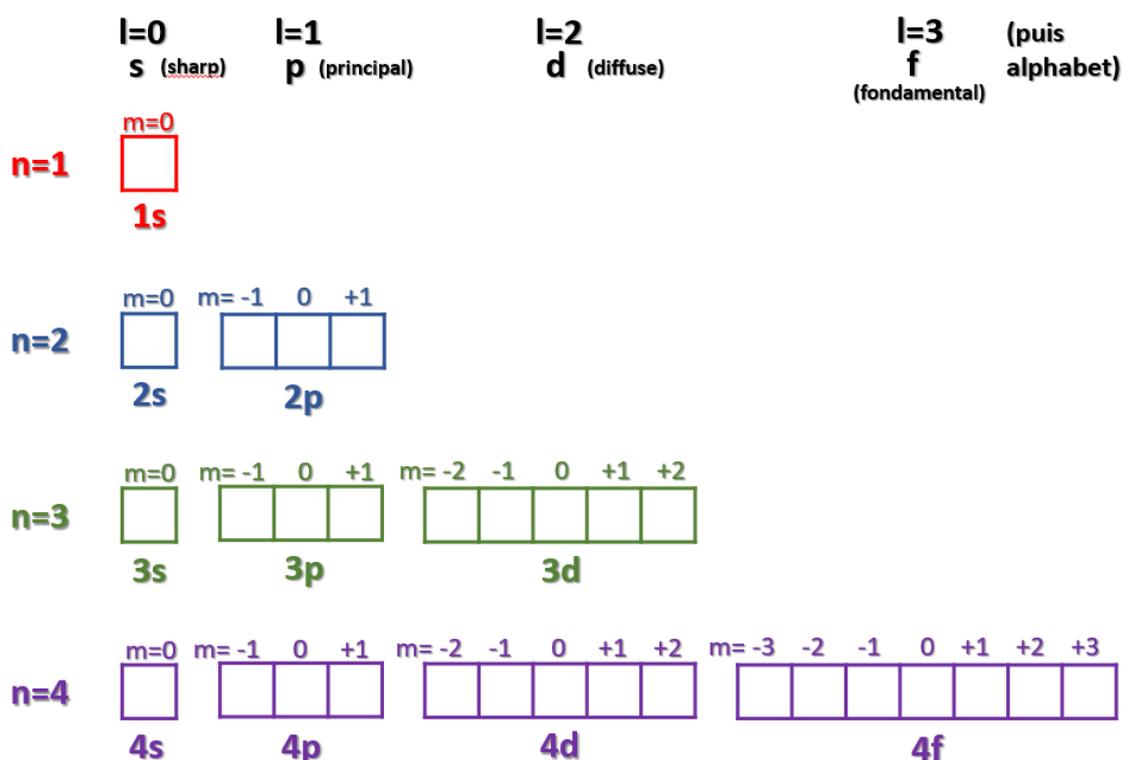
- m_s est appelé **nombre quantique magnétique de spin**. Pour un électron, m_s peut prendre deux valeurs seulement :

$$m_s = +\frac{1}{2} \text{ ou } m_s = -\frac{1}{2}$$

Pour les atomes polyélectroniques, c'est-à-dire possédant plus d'un électron, les niveaux d'énergie dépendent de n et de l :

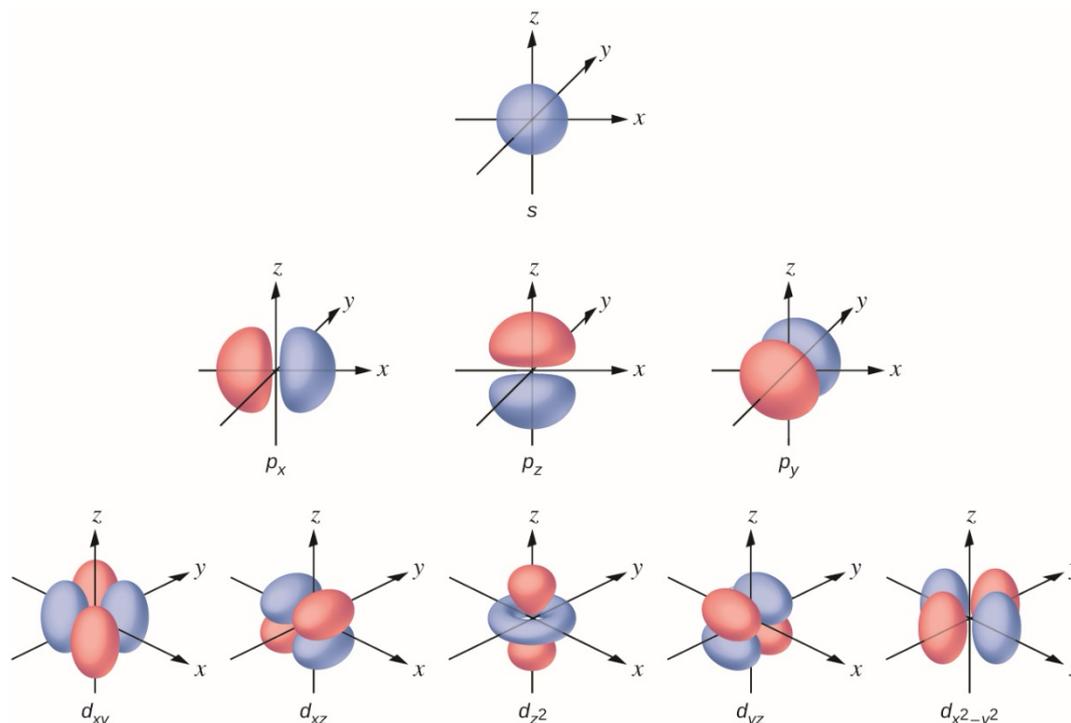
- n définit la couche électronique
- l définit la sous couche

Les sous-couches sont elles mêmes divisées en **cases quantiques**, définies par la valeur de m . Les différentes orbitales s'organisent ainsi comme suit :



Nous verrons le rôle du 4^e nombre quantique en étudiant les règles de remplissage.

Les orbitales atomiques n'ont pas toutes la même forme, selon les valeurs de n et de l . Le troisième nombre quantique, m , définit leur orientation. A noter que les orbitales sont d'autant plus volumineuses que le nombre quantique principal n est grand : une orbitale 2s est une sphère de rayon supérieur à une orbitale 1s.



DEFINITION

Lorsqu'à un même niveau d'énergie correspondent plusieurs orbitales atomiques, ce niveau d'énergie est dit **dégénéré**.

Ainsi le niveau 3p est 3 fois dégénéré, le niveau 3d 5 fois dégénéré.

2.5. Règle de remplissage et structure électronique des atomes

A RETENIR

Établir la **configuration électronique** d'un atome, ou d'un ion monoatomique, dans un état donné consiste à indiquer la répartition, dans cet état, des électrons dans les différentes sous-couches ou les différentes orbitales atomiques, 1s, 2s, 2p, 3s, etc.

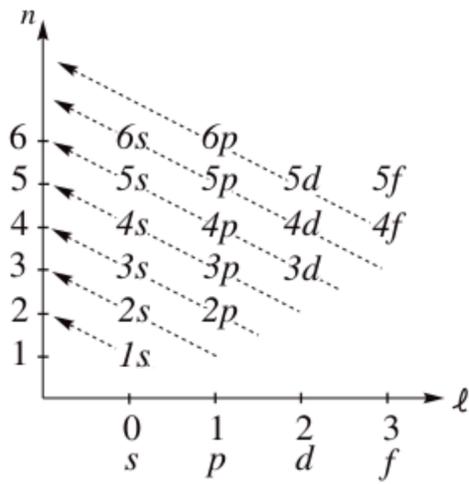
Le nombre d'électrons est noté en exposant. Ainsi, la notation $1s^2$ signifie que deux électrons occupent l'orbitale atomique 1s. Pour un atome ou un ion monoatomique, il existe autant de configurations électroniques que d'états. On s'intéresse généralement à la configuration électronique d'un atome ou d'un ion monoatomique dans son état fondamental, état le plus stable.

Pour établir la configuration électronique d'un atome polyélectronique dans son état fondamental, trois règles doivent être appliquées : la règle de Klechkowski, le principe de Pauli et la règle de Hund.

Règle de Klechkowski

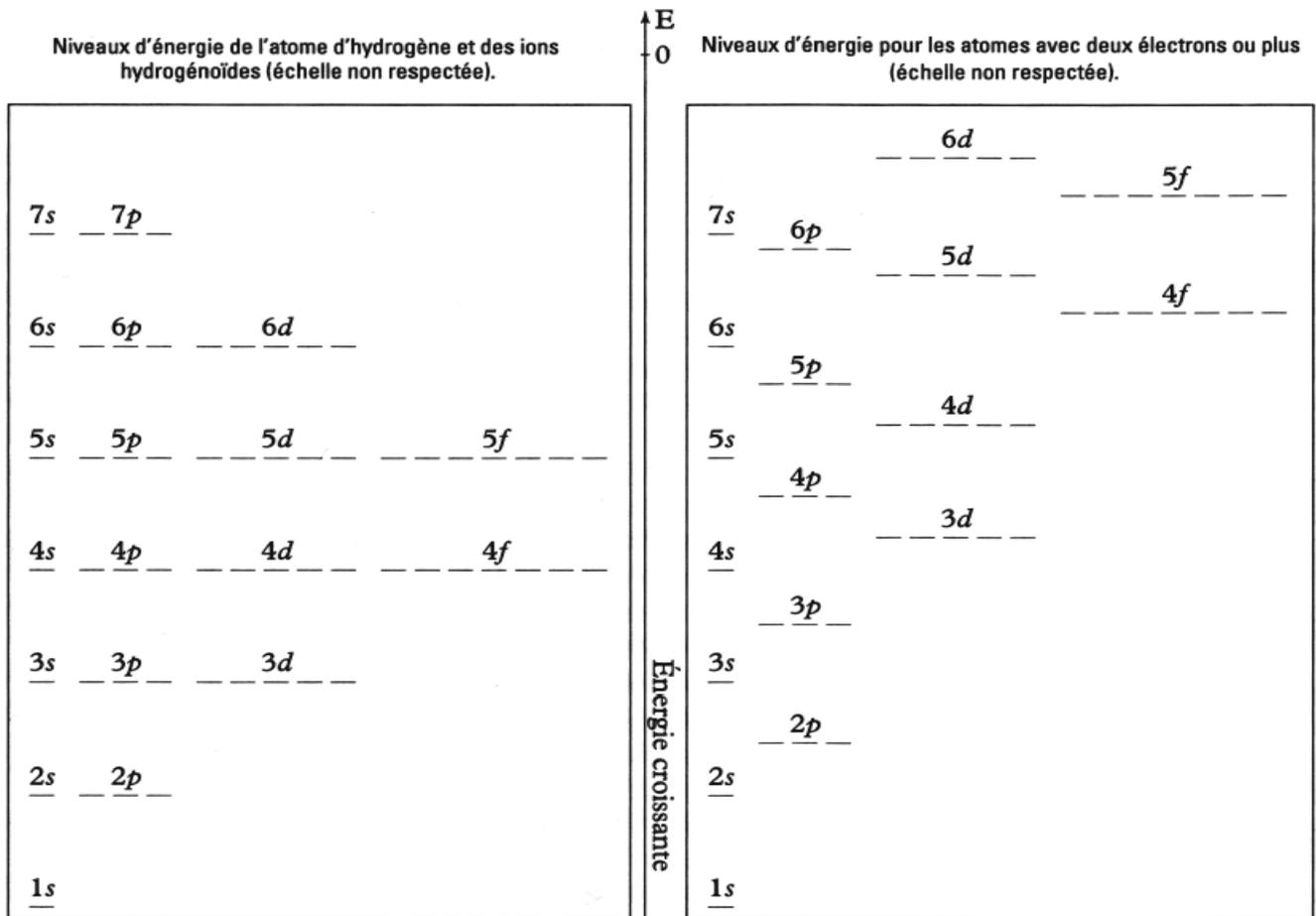
La règle de Klechkowski est une règle empirique qui permet de retrouver l'ordre de remplissage des sous-couches afin d'obtenir la configuration électronique d'un atome **dans son état fondamental** : dans un atome polyélectronique, l'ordre de remplissage des sous-couches (caractérisées par les nombres quantiques n et l) est celui pour lequel la somme $(n + l)$ croît. Quand deux sous-couches ont la même valeur pour la somme $(n + l)$, la sous-couche qui est occupée la première est celle dont le nombre quantique principal n est le plus petit.

En réalité on utilise un moyen mnémotechnique visuel pour retrouver l'ordre de remplissage :



L'ordre de remplissage est donc 1s 2s 2p 3s 3p 4s 3d 4p 5s ...

Les orbitales qui étaient au même niveau d'énergie dans les hydrogénoïdes se retrouvent à des niveaux différents : on parle de **levée de dégénérescence** :



Principe d'exclusion de Pauli

C'est ici que le nombre de spin m_s intervient. Selon le principe de Pauli, **deux électrons ne peuvent pas avoir leurs quatre nombres quantiques identiques**. Ainsi, deux électrons peuvent occuper la même case quantique, mais dans ce cas leurs spins seront opposés. Si par exemple deux électrons occupent une sous-couche 1s ils seront décrits par le quadruplet $(1, 0, 0, +1/2)$ pour l'un et $(1, 0, 0, -1/2)$ pour l'autre. Ils ont la même énergie, mais leurs nombres magnétiques de spin sont opposés ; on dit que leurs spins sont antiparallèles ou appariés. La représentation correspondante est la suivante.



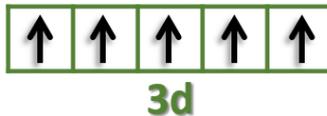
1s

Ainsi, une sous-couche s peut contenir au plus deux électrons, une sous-couche p au plus six électrons, une sous-couche d au plus dix électrons, une sous-couche f au plus quatorze électrons. Une sous-couche qui contient le maximum d'électrons qu'il lui est permis de contenir est dite **saturée**.

Règle de Hund

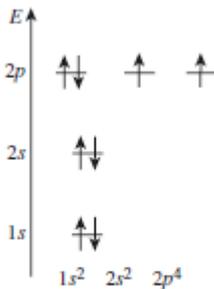
Quand un niveau d'énergie est dégénéré et que le nombre d'électrons n'est pas suffisant pour saturer ce niveau, **l'état de plus basse énergie est obtenu en utilisant le maximum d'orbitales atomiques** (diminution des interactions répulsives), **les spins des électrons non appariés étant parallèles** (somme des spins maximale).

Par exemple, si une couche 3d contient 5 électrons, nous les placerons comme ceci :



Propriétés magnétiques

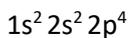
Il est possible de vérifier expérimentalement la règle de Hund car la présence d'électrons célibataires (non appariés dans une orbitale) dans un atome ou un édifice polyatomique lui confère des propriétés magnétiques particulières : il est **paramagnétique** alors qu'en l'absence d'électrons célibataires, il est diamagnétique. De telles espèces se comportent différemment dans un champ magnétique inhomogène.



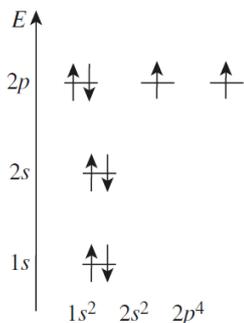
A l'état fondamental, l'atome d'oxygène possède deux électrons célibataires : il est paramagnétique.

2.6. Un exemple : configuration électronique de l'oxygène

Le numéro atomique de l'oxygène est $Z=8$. La configuration électronique de l'atome d'oxygène à l'état fondamental est donc la suivante :



En suivant la règle de Hund on obtient la répartition suivante selon les orbitales atomiques :



2.7. Exceptions à la règle de Klechkowski

Il existe des cas particuliers pour lesquels la règle de Klechkowski n'est pas respectée, c'est-à-dire que l'ordre de remplissage ne suit pas l'ordre attendu. Ainsi :

- Pour l'atome de chrome (Z=24), la configuration attendue est : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^4$
Or la configuration réelle est : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1 3d^5$
- Pour l'atome de cuivre (Z=29), la configuration attendue est : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^9$
Or la configuration réelle est : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1 3d^{10}$

Ces exceptions s'expliquent par la stabilisation particulière des sous-couches totalement ou à demi-remplies.

2.8. Electrons de cœur et électrons de valence

Pour un atome, les électrons dont l'énergie est la plus grande occupent les dernières sous-couches remplies ; ce sont ceux qui sont les moins liés au noyau. Ces électrons sont donc plus sensibles aux perturbations extérieures : ils sont appelés **électrons de valence**.

Ce sont les électrons de valence qui sont mis en jeu dans les réactions chimiques.

Les électrons de valence sont ceux dont le nombre quantique principal est le plus élevé et ceux qui appartiennent à des sous-couches en cours de remplissage.

Les autres électrons de l'atome sont appelés **électrons de cœur** : ils occupent les sous-couches de plus basse énergie ; ce sont les électrons les plus liés au noyau. Ainsi, pour l'atome de carbone de configuration $1s^2 2s^2 2p^2$, les électrons de valence sont les électrons 2p et 2s (n = 2) et les électrons de cœur sont les électrons 1s (n = 1). Pour alléger l'écriture des configurations électroniques, on remplace les électrons de cœur par le symbole chimique du gaz noble qui possède ce nombre d'électrons.

Ainsi, la configuration électronique de l'aluminium (Z = 13) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$ peut s'écrire de façon simplifiée : [Ne] $3s^2 3p^1$ puisque la configuration électronique du néon dans son état fondamental s'écrit : $1s^2 2s^2 2p^6$.

A VOUS DE JOUER

Déterminer la configuration électronique des atomes ou ions suivants dans leur état fondamental.

Entourer la couche de valence.

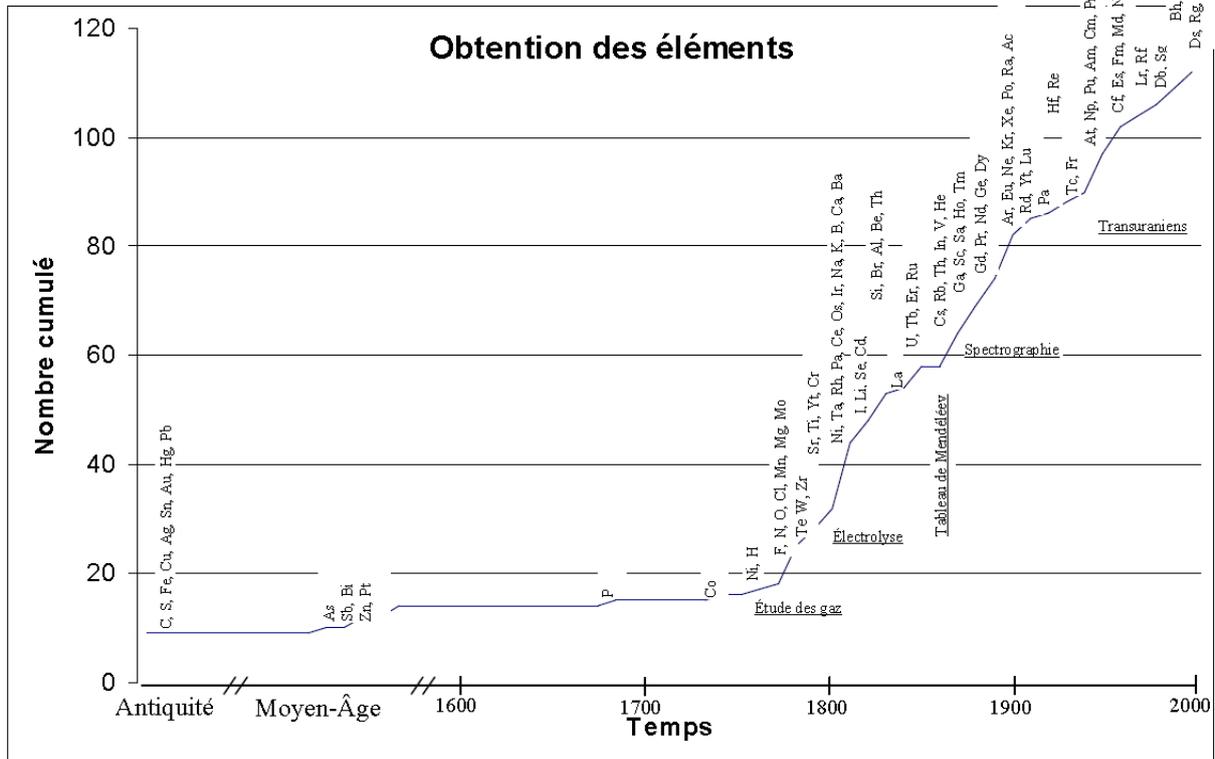
O (Z=8)	
Al³⁺ (Z=13)	
Cl⁻ (Z=17)	
K (Z=19)	
Fe (Z=26)	
Hg (Z=80)	

3. Le tableau périodique des éléments

3.1. Principe de la classification

Dans le déroulé historique de la chimie, il nous faut revenir un peu en arrière, car le tableau périodique est antérieur à la découverte de la physique quantique. Mais nous verrons que la physique quantique permet de le mettre en lumière avec beaucoup de simplicité.

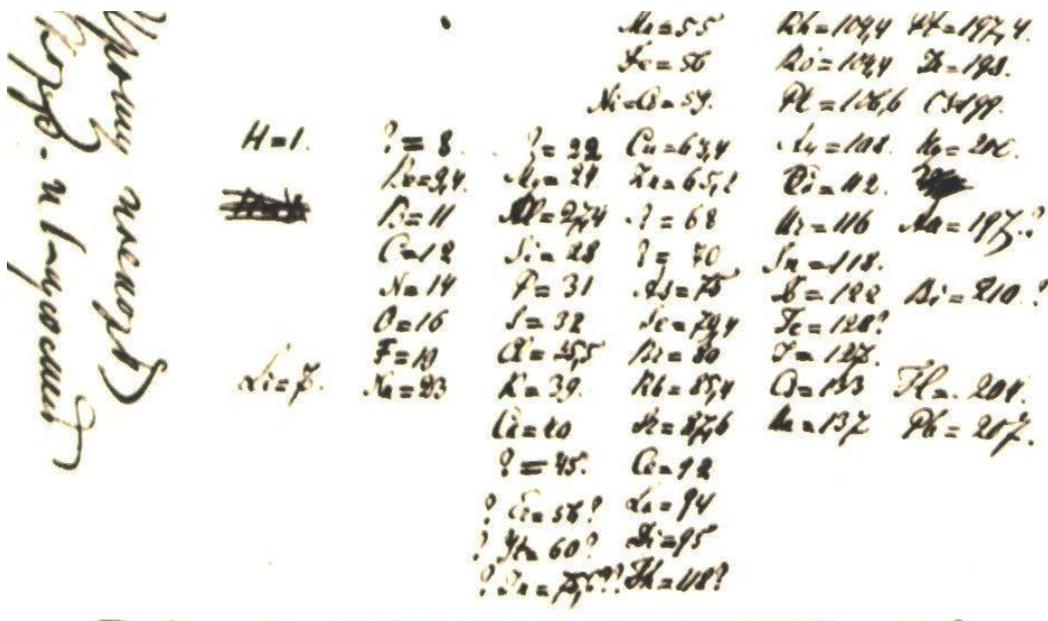
Juste après que Lavoisier eut dressé sa liste de 33 éléments (en fait corps simples), la découverte de l'électrolyse a permis d'en découvrir bien d'autres. Au 19^e siècle on assiste à une véritable explosion démographique des éléments !



Vers le milieu du 19^e siècle il devient urgent de trouver un principe d'organisation des éléments. Mais un autre fait important intervient : la **périodicité des propriétés**. On découvre que s'il on classe les éléments par masse atomique croissante (aujourd'hui numéro atomique Z), les mêmes propriétés reviennent à intervalles plus ou moins réguliers. Une loi mystérieuse semble en être la cause, sans qu'on sache l'expliquer.

On a donc recherché un système de classification permettant de mettre en évidence cette classification. En réalité, le tableau périodique est une œuvre collective. Le chimiste Dimitri Mendeleïev n'en est pas l'inventeur : il n'est que le 6^e à proposer une classification périodique des éléments. Le premier est un français : Alexandre de Chancourtois propose en 1862 de classer les éléments suivant une spirale, la vis tellurique.

C'est cependant la classification de Dimitri Mendeleïev que nous retenons car elle est la plus aboutie et surtout Mendeleïev a su en exploiter toutes les conséquences en démontrant son pouvoir prédictif. En laissant des trous dans la classification, c'est-à-dire en supposant que des éléments étaient encore à découvrir, il en a prédit les propriétés avec une grande précision, prédictions qui se sont révélées exactes.

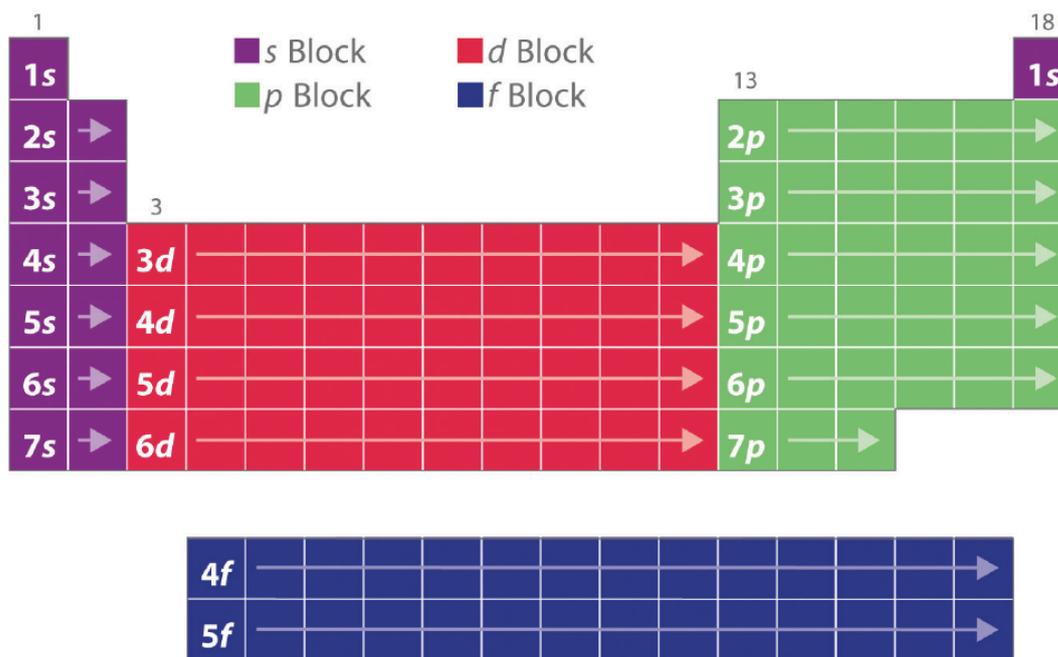


Le premier tableau de Mendeleïev

3.2. Structure du tableau

La théorie quantique, exposée précédemment, permet d'élucider les mystères du tableau périodique. D'abord, les éléments y sont classés par **numéro atomique Z croissant**. Le tableau comporte 18 colonnes car on décide généralement de placer à part les lanthanides et actinides, pour des raisons de facilité de mise en page (si on plaçait ces deux familles dans le tableau il comporterait 32). Il comporte actuellement 7 lignes, appelées **périodes**, qui correspondent aux remplissages des couches, donc au numéro atomique n de la couche de valence. Pour l'instant on n'a pas encore synthétisé d'éléments de la période 8 (cela relève de la physique nucléaire) et ceux-ci sont donc hypothétiques.

On retrouve ainsi dans la classification 4 blocs principaux, correspondant au remplissage des sous-couches :



Analyse par colonnes : familles d'éléments

En observant la construction du tableau, on observe facilement que des éléments appartenant à une même colonne possède le même nombre d'électrons de valence, ce qui signifie que leurs propriétés chimiques sont similaires.

A VOUS DE JOUER

- Déterminer la structure de la couche de valence du fluor, du chlore, du brome et de l'iode :

- Conclusion ?

A RETENIR

Les atomes des éléments chimiques d'une même colonne ont la même configuration électronique de valence ; ces éléments constituent une **famille chimique** et ont des propriétés chimiques voisines.

Quelques familles à connaître :

▪ **Première colonne (sauf hydrogène) : alcalins**

La configuration électronique de valence des atomes correspondants s'écrit ns^1 . Les corps simples correspondants sont dits **métaux alcalins**. L'unique électron de ces atomes peut facilement être arraché pour former un cation particulièrement stable, car de même structure que le gaz noble qui le précède. Les métaux alcalins sont donc de très réducteurs : ainsi, ils réagissent violemment avec l'eau à froid pour donner des hydroxydes MOH et un dégagement de dihydrogène.

▪ **Deuxième colonne : alcalino-terreux**

La configuration électronique de valence des atomes correspondants s'écrit ns^2 . Les corps simples correspondants sont dits **métaux alcalino-terreux**. Ils peuvent facilement perdre deux électrons pour former un cation isoélectronique des gaz nobles qui les précèdent. Ces métaux sont moins réducteurs que les alcalins.

▪ **Avant dernière colonne (colonne 17) : halogènes**

La configuration des atomes correspondants dans leur état fondamental s'écrit : $ns^2 np^5$. Les corps simples correspondants sont constitués de molécules diatomiques : dans les conditions ordinaires de température et de pression, le difluor F_2 et le dichlore Cl_2 sont gazeux, le dibrome Br_2 est liquide et le diiode I_2 est solide. Les halogènes captent facilement un électron pour donner un anion isoélectronique du gaz noble qui les suit : ces anions ont une stabilité particulière. Les dihalogènes sont de bons oxydants.

▪ **Dernière colonne (colonne 18) : gaz nobles, ou gaz rares**

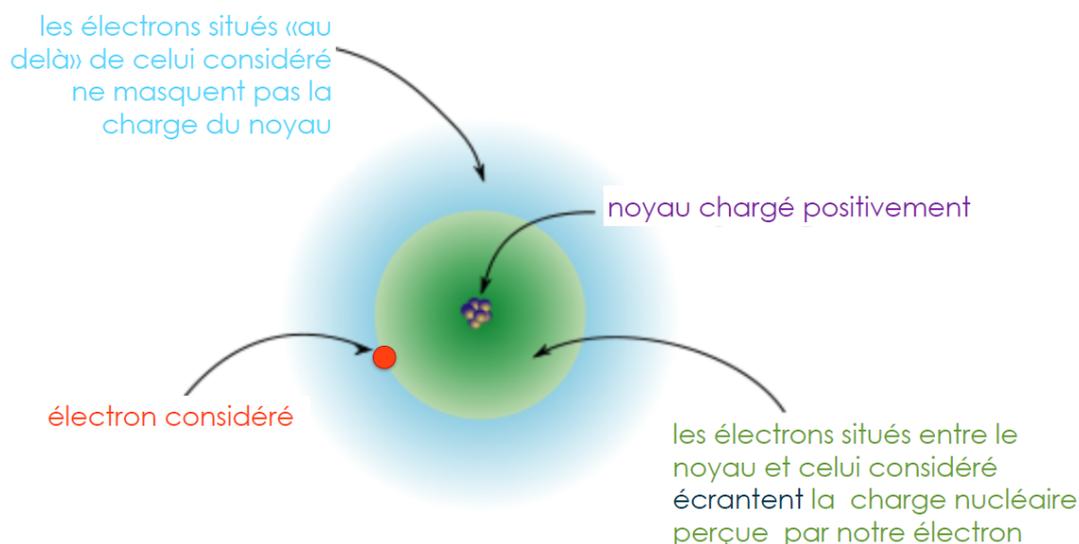
Correspond aux éléments dont les atomes ont une configuration électronique à l'état fondamental de la forme $ns^2 np^6$ (hormis l'hélium $1s^2$). La saturation des sous-couches ns et np confère aux atomes de gaz nobles une stabilité particulière. Ces atomes présentent une grande inertie chimique : quel que soit leur état physique, les corps simples correspondants sont monoatomiques et ne réagissent pratiquement pas avec les autres espèces chimiques. Dans les conditions usuelles de température et de pression, ce sont des gaz.

3.3. Evolution des propriétés atomiques

Effet d'écran

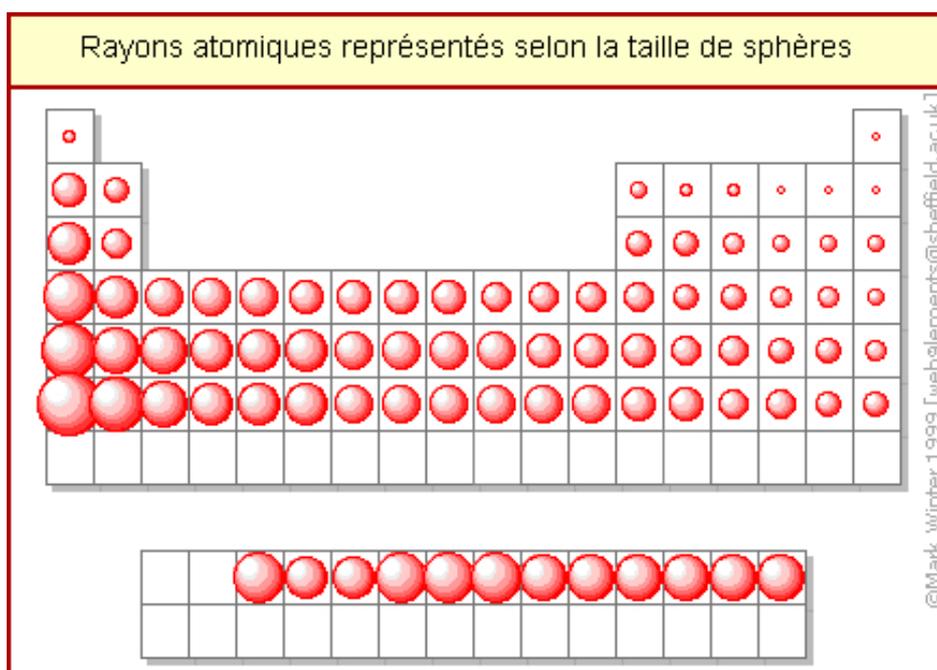
Dans un atome donné, il y a des électrons qui sont proches du noyau, d'autres qui en sont plus éloignés. En fonction de leur éloignement, tous ne perçoivent pas la charge Z du noyau car les électrons les plus proches font écran et « masquent » en quelque sorte la charge du noyau. Les électrons les plus éloignés du noyau « voient » donc une charge moins importante et sont moins soumis à son attraction.

Nous verrons que cet effet d'écran permet de rendre compte de l'évolution de certaines propriétés des atomes et ions.



Rayon atomique

Les nuages atomiques n'ont pas de limites nettes. Mais lorsque les atomes sont serrés les uns contre les autres dans les molécules ou les solides, leurs centres sont séparés par des distances bien définies. Le **rayon atomique** d'un élément est, par définition, la moitié de la distance qui sépare les centres de deux atomes voisins.



- Dans une même colonne, **le rayon atomique augmente de haut en bas** dans le tableau périodique. En se déplaçant vers le bas du tableau périodique, le nombre de couches électroniques augmentent. Les électrons se retrouvent donc de plus en plus loin du noyau, ce qui contribue à l'augmentation du rayon atomique.
- Dans une même période, **le rayon atomique diminue de gauche à droite** dans le tableau périodique. Lorsqu'on se déplace vers la droite, le numéro atomique augmente, ce qui signifie qu'un plus grand nombre de protons est présent dans le noyau. Ces charges positives exercent une force d'attraction plus grande sur les électrons situés sur les couches électroniques, ce qui les rapproche du noyau. Le rayon atomique est donc plus petit pour ces éléments.

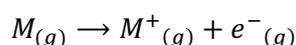
Rayon ionique

L'évolution du rayon des ions est plus difficile à prévoir car plusieurs phénomènes inverses jouent. De manière générale :

- Les cations sont plus petits que les anions issus du même atome
- Pour les cations, ce rayon sera d'autant plus petit que la charge positive (avec moins d'électrons) sera grande et sera toujours plus petit que le rayon atomique de l'atome.
- A l'inverse, pour les anions (chargés négativement, ayant plus d'électrons) le rayon ionique sera plus grand que le rayon atomique et d'autant plus grand que la charge est grande.

Energie de première ionisation (EI)

L'énergie de première ionisation est l'énergie minimale qu'il faut fournir à l'atome gazeux dans son état fondamental pour lui arracher un électron. Elle correspond à l'énergie mise en jeu lors du processus :



Elle s'exprime généralement en eV. L'EI correspond à la différence entre l'énergie du cortège électronique après ionisation (Z-1 électrons) et l'énergie du cortège électronique de l'atome neutre (Z électrons).

Elle peut se déterminer expérimentalement et évolue de la manière suivante selon le numéro atomique :

$$EI = \mathcal{E}_{ion,(Z-1) e^-} - \mathcal{E}_{atome,Z e^-} > 0$$

Accroissement de l'énergie d'ionisation

Accroissement de l'énergie d'ionisation	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 Tl	52 Pb	53 Bi	54 Po	55 At
	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	

- Dans une même période, l'énergie d'ionisation **augmente de gauche à droite** dans le tableau périodique. Dans les atomes situés à droite, le noyau atomique exerce une plus grande force sur les électrons. Ces électrons nécessitent donc une plus grande quantité d'énergie pour qu'ils soient arrachés. À l'opposé, les atomes situés à gauche dans le tableau périodique exercent une force plus faible sur les électrons, car les électrons sont plus loin du noyau et qu'un plus petit nombre de protons est présent dans le noyau.
- Dans une même colonne, l'énergie d'ionisation **augmente du bas vers le haut** du tableau périodique. La quantité d'énergie nécessaire pour retirer un électron est plus petite pour les éléments du bas du tableau, car la force d'attraction entre les électrons de valence et le noyau est plus petite. Ces électrons étant moins attirés, il est plus facile de les arracher que dans un élément situé dans le haut du tableau.

Affinité électronique (AE)

L'affinité électronique décrit le processus inverse de la première ionisation, autrement dit la capacité de l'atome à former un anion en captant un électron. On mesure l'affinité électronique à partir de l'énergie mise en jeu lors du processus :



L'évolution de l'affinité électronique dans le tableau périodique est la suivante :

73																	-48
60	-48											27	122	-7	141	328	-116
53	-40											42	134	72	200	349	-96
48	2	18	7	51	65	-50	15	64	112	119	-58	41	119	78	195	325	-96
47	5	30	42	89	72	53	101	110	54	126	-68	37	107	101	190	295	-77
46	14	53	17	31	79	6	104	151	205	223	-48	36	34	91	136	233	-68
47	10	34								151		67		35	75	166	5
55	93	185	12	16	11	13	112	34	33	30	99	-2	23				
113	53	51	46	-48	10	27	-165	-97	-29	34	94	-223	-30				

Comme on le voit, ces valeurs sont beaucoup plus difficiles à interpréter que l'énergie de première ionisation. On peut néanmoins faire quelques remarques :

- Les éléments hélium, béryllium, néon, magnésium, argon, calcium, zinc, krypton ont des affinités électroniques négatives. Toutes les sous-couches des atomes de ces éléments sont saturées. L'électron supplémentaire doit alors se placer sur un niveau d'énergie supérieure, de sorte que l'anion formé sera moins stable que l'atome correspondant.

- L'affinité électronique des éléments du bloc p devient de plus en plus positive lorsqu'on passe de la treizième à la dix-septième colonne : cette diminution est due à la diminution de l'énergie des niveaux np correspondants.
- Les affinités électroniques les plus grandes sont celles des halogènes. En effet, en captant un électron, ils acquièrent la structure électronique particulièrement stable du gaz noble qui les suit.
- Une irrégularité dans le sens global d'évolution peut être observée entre les colonnes 14 et 15. Elle est due à la stabilisation particulière des sous-couches à demi remplies.

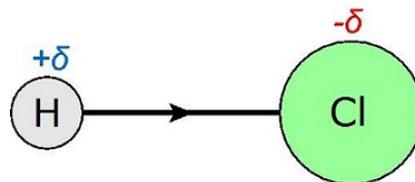
Electronégativité

L'électronégativité est un concept central en chimie car il permet d'expliquer de nombreuses propriétés des espèces chimiques.

DEFINITION

L'électronégativité est une grandeur relative qui traduit l'aptitude d'un atome B à attirer vers lui le doublet électronique qui l'associe à un autre atome A.

Par exemple, dans la molécule HCl, on observe des charges partielles, une charge négative sur le chlore, positive sur l'hydrogène. La liaison H-Cl est **polarisée** car le chlore est plus électronégatif que l'hydrogène.



Plusieurs méthodes ont été proposées pour déterminer cette grandeur, il existe donc plusieurs échelles d'électronégativité : échelle de Mulliken, échelle d'Allred-Rochow, échelle de Pauling, etc. La plus couramment utilisée en chimie est l'échelle de Pauling.

Selon cette échelle, l'électronégativité χ_p est déterminée à partir des énergies de dissociation de molécules hétéronucléaires AB, comparées aux énergies de dissociation de AA et BB (nous n'entrons pas dans le détail de la détermination mathématique).

On peut ainsi observer l'évolution de l'électronégativité dans le tableau périodique :

Electronégativité croissante →

Electronégativité croissante ↑

H																	B	C	N	O	F
2.20																	2.04	2.55	3.04	3.44	3.98
Li	Be															Al	Si	P	S	Cl	
0.98	1.57															1.61	1.90	2.19	2.58	3.16	
Na	Mg															Ga	Ge	As	Se	Br	
0.93	1.31															1.81	2.01	2.18	2.55	2.96	
K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	In	Sn	Sb	Te	I					
0.82	1.00	1.36	1.54	1.63	1.66	1.55	1.83	1.88	1.91	1.90	1.65	1.78	1.96	2.05	2.1	2.66					
Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	Hg	Pb	Bi	Po	At					
0.82	0.95	1.22	1.33	1.6	2.16	1.9	2.2	2.28	2.20	1.93	1.69	2.00	2.33	2.02	2.0	2.2					
Cs	Ba	*	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At					
0.79	0.89		1.3	1.5	2.36	1.9	2.2	2.20	2.28	2.54	2.00	1.62	2.33	2.02	2.0	2.2					
Fr	Ra	**	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Ds	Rg	Cn	Uut	Uuq	Uup	Uuh	Uus					
0.7	0.9																				
*	La	Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu						
	1.1	1.12	1.13	1.14	1.13	1.17	1.2	1.2	1.1	1.22	1.23	1.24	1.25	1.1	1.27						
**	Ac	Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr						
	1.1	1.3	1.5	1.38	1.36	1.28	1.13	1.28	1.3	1.3	1.3	1.3	1.3	1.3	1.3						

- Dans une même colonne, **l'électronégativité augmente de bas en haut**. En effet, en descendant la colonne, le noyau atomique tend à « s'éloigner » des électrons de valence, qui sont davantage écrantés par les électrons de cœur.
- Dans une même période, **l'électronégativité augmente de gauche à droite** dans le tableau périodique. En effet, la charge électrique du noyau atomique augmente et interagit davantage avec les électrons de valence.

Polarisabilité

DEFINITION

La **polarisabilité** est l'aptitude (ou la facilité) d'un élément apolaire à se polariser en présence d'un champ (elle est symbolisée par la lettre α). La polarisabilité est l'effet de la déformation du nuage électronique lorsqu'il est soumis à l'influence d'un champ électrique extérieur.

Dans un modèle très simpliste, nous retiendrons que pour que le champ électrique ait une forte influence sur les électrons de valence, il faut qu'ils soient peu retenus par les noyaux, c'est-à-dire éloignés de ces noyaux. Or les électrons de valence des atomes sont d'autant plus éloignés des noyaux que l'atome est dans une période élevée de la classification périodique.

Par exemple, dans la série des halogènes, le dichlore est peu polarisable, alors que le dibrome l'est un peu plus et que le diiode est très polarisable.

Tableau périodique des éléments chimiques

↓	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
↑	I A	II A	III A	IV A	V A	VI A	VII A	VIII			IB	II B	III B	IV B	V B	VI B	VII B	0
Période	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
1	Hydrogène 1 H 1,00794																	Hélium 2 He 4,002602
2	Lithium 3 Li 6,9395	Béryllium 4 Be 9,0121831												Carbone 6 C 12,0106	Azote 7 N 14,006432	Oxygène 8 O 15,9994	Fluor 9 F 18,99840316	Néon 10 Ne 20,1797(6)
3	Sodium 11 Na 22,98976928	Magnésium 12 Mg 24,3055											Aluminium 13 Al 26,9815385	Silicium 14 Si 28,085(1)	Phosphore 15 P 30,97376209	Soufre 16 S 32,0675	Chlore 17 Cl 35,4515	Argon 18 Ar 39,948(1)
4	Potassium 19 K 39,0983(1)	Calcium 20 Ca 40,078(4)	Scandium 21 Sc 44,955908(9)	Titane 22 Ti 47,867(1)	Vanadium 23 V 50,9415(1)	Chrome 24 Cr 51,9961(6)	Manganèse 25 Mn 54,938044	Fer 26 Fe 55,845(2)	Cobalt 27 Co 58,933194	Nickel 28 Ni 58,6934(4)	Cuivre 29 Cu 63,546(3)	Zinc 30 Zn 65,38(2)	Gallium 31 Ga 69,723(1)	Germanium 32 Ge 72,630(8)	Arsenic 33 As 74,921595	Sélénium 34 Se 78,971(8)	Brome 35 Br 79,904	Krypton 36 Kr 83,798(2)
5	Rubidium 37 Rb 85,4678(3)	Strontium 38 Sr 87,62(1)	Yttrium 39 Y 88,90584	Zirconium 40 Zr 91,224(2)	Niobium 41 Nb 92,90637	Molybdène 42 Mo 95,95(1)	Technétium 43 Tc [98]	Ruthénium 44 Ru 101,07(2)	Rhodium 45 Rh 102,90550	Palladium 46 Pd 106,42(1)	Argent 47 Ag 107,8682(2)	Cadmium 48 Cd 112,414(4)	Indium 49 In 114,818(1)	Étain 50 Sn 118,710(7)	Antimoine 51 Sb 121,760(1)	Tellure 52 Te 127,60(3)	Iode 53 I 126,90447	Xénon 54 Xe 131,293(6)
6	Césium 55 Cs 132,905452	Baryum 56 Ba 137,327(7)	Lanthanides 57-71	Hafnium 72 Hf 178,49(2)	Tantale 73 Ta 180,94788	Tungstène 74 W 183,84(1)	Rhénium 75 Re 186,207(1)	Osmium 76 Os 190,23(3)	Iridium 77 Ir 192,217(3)	Platine 78 Pt 195,084(9)	Or 79 Au 196,966569	Mercur 80 Hg 200,592(3)	Thallium 81 Tl 204,3835	Plomb 82 Pb 207,2(1)	Bismuth 83 Bi 208,98040	Polonium 84 Po [209]	Astato 85 At [210]	Radon 86 Rn [222]
7	Francium 87 Fr [223]	Radium 88 Ra [226]	Actinides 89-103	Rutherfordium 104 Rf [267]	Dubnium 105 Db [268]	Seaborgium 106 Sg [269]	Bohrium 107 Bh [270]	Hassium 108 Hs [277]	Meitnerium 109 Mt [278]	Darmstadtium 110 Ds [281]	Roentgenium 111 Rg [282]	Copernicium 112 Cn [285]	Nihonium 113 Nh [286]	Flerovium 114 Fl [289]	Moscovium 115 Mc [289]	Livermorium 116 Lv [293]	Tennesse 117 Ts [294]	Ognesson 118 Og [294]
				Lanthane 57 La 138,90547	Cérium 58 Ce 140,116(1)	Praséodyme 59 Pr 140,90766	Néodyme 60 Nd 144,242(3)	Prométhium 61 Pm [145]	Samarium 62 Sm 150,36(2)	Europium 63 Eu 151,964(1)	Gadolinium 64 Gd 157,25(3)	Terbium 65 Tb 158,92535	Dysprosium 66 Dy 162,500(1)	Holmium 67 Ho 164,93033	Erbium 68 Er 167,259(3)	Thulium 69 Tm 168,93422	Ytterbium 70 Yb 173,045	Lutécium 71 Lu 174,9668
				Actinium 89 Ac [227]	Thorium 90 Th 232,0377	Protactinium 91 Pa [231,03588]	Uranium 92 U 238,02891	Neptunium 93 Np [237]	Plutonium 94 Pu [244]	Américium 95 Am [243]	Curium 96 Cm [247]	Berkélium 97 Bk [247]	Californium 98 Cf [251]	Einsteinium 99 Es [252]	Fermium 100 Fm [257]	Mendélévium 101 Md [258]	Nobélium 102 No [259]	Lawrencium 103 Lr [266]

← nom de l'élément (gaz, liquide ou solide à 0°C et 101,3 kPa)
 ← numéro atomique
 ← symbole chimique
 ← masse atomique relative (ou celle de l'isotope le plus stable)
 [CIAAW "Atomic Weights 2013" + rev. 2015]

Alcalino-terreux	Lanthanides	Actinides	Métaux de transition	Métaux pauvres	Métalloïdes	Autres non-métaux	Halogènes	Gaz nobles	Non classés	primordial	intégration d'autres éléments	synthétique
------------------	-------------	-----------	----------------------	----------------	-------------	-------------------	-----------	------------	-------------	------------	-------------------------------	-------------