

Chapitre d'introduction

L'atome

I. L'atome au fil du temps...

II. Description classique d'un atome : modèle planétaire de Rutherford

1. Constituants d'un atome
2. Masse molaire atomique et masse molaire d'un élément

III. Le modèle quantique de l'atome

1. Description probabiliste
2. Les nombres quantiques

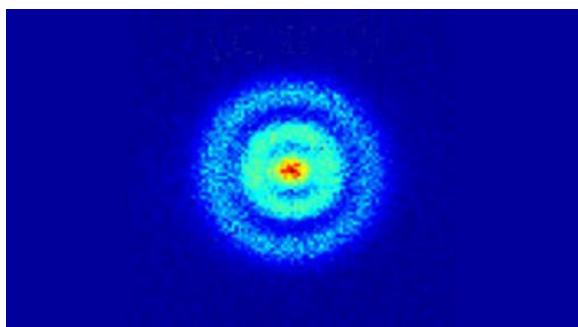
3. Quantification de l'énergie dans un atome

4. Configuration électronique d'un atome

3. Electrons de valence

IV. La classification périodique

1. Historique
2. La classification périodique actuelle
3. Principe de construction
4. Place d'un élément dans la classification périodique
5. Etude de quelques familles



L'atome d'hydrogène

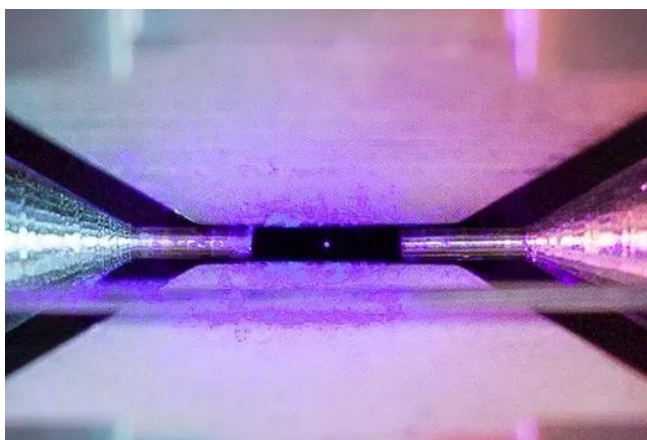


Photo d'un atome de Strontium

Le cours

I. L'atome au fil du temps...

Naissance de l'atome



Démocrite (430-370 av JC) admettait deux principes de formation de l'Univers : le plein qu'il nomma *atomos*, c'est-à-dire "indivisible" et le vide. Les atomes existent sous plusieurs formes, sont innombrables et se déplacent sans arrêt dans le vide. Ils peuvent s'assembler pour former différentes matières. Ils sont si petits qu'on ne peut pas les voir et il est impossible de les diviser.

1^{er} modèle atomique : le modèle de Dalton



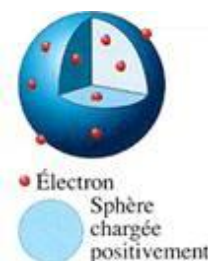
En 1803, le physicien britannique John Dalton (1766-1844) reprend l'hypothèse atomique de Démocrite et considère que la matière est faite d'atomes et que lors d'une réaction chimique, ces atomes insécables et de forme sphérique pleine peuvent se combiner avec d'autres atomes.



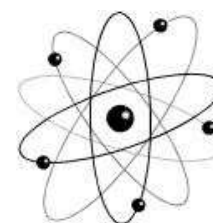
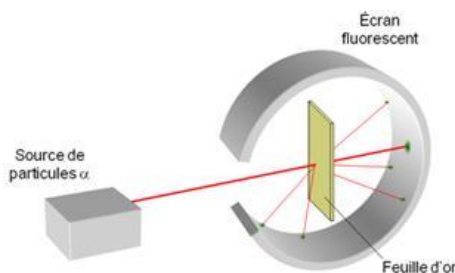
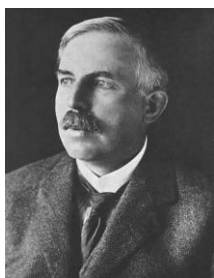
2^{ème} modèle atomique : le modèle de Thomson (« plum pudding »)



Plusieurs expériences sur les décharges électriques dans les gaz amènent le physicien français Jean Perrin (1870-1942) à postuler l'existence de particules électriquement chargées. Le physicien anglais Joseph Thomson (1856-1940) démontre que ces grains de matière identifiés par Jean Perrin sont tous identiques : il les appelle les électrons. Il propose en 1898 un nouveau modèle de l'atome : les électrons, chargés négativement, et des particules plus lourdes, chargées positivement, sont tous confinés dans une sphère de rayon environ égal à 0,1nm.



3^{ème} modèle atomique : le modèle planétaire de Rutherford



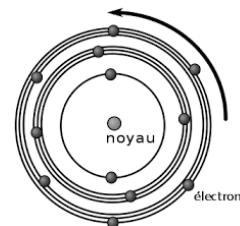
En 1911, Ernest Rutherford, un physicien néo-zélandais, bombarde une fine feuille d'or avec des particules alpha de taille bien plus faible que les atomes d'or. Il est stupéfait de voir que la plupart de ces particules alpha, au lieu de « rebondir », traversent la feuille d'or, comme si elle était faite de "trous". Les atomes ne seraient donc pas des sphères pleines, ils seraient constitués principalement de vide ! Formés au centre, d'un noyau massif, chargé positivement, autour duquel se déplacent les électrons, comme des planètes autour du Soleil.

4^{ème} modèle atomique : le modèle de Bohr



Le modèle de Bohr (1885-1962) proposé en 1913 complète le précédent.

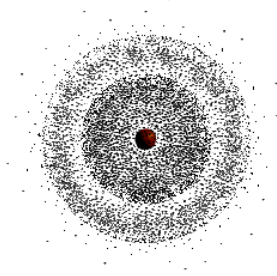
A chaque orbite correspond une valeur d'énergie bien précise. L'énergie de l'atome est quantifiée (cf. chap 15 de physique)



5^{ème} modèle atomique : le modèle quantique



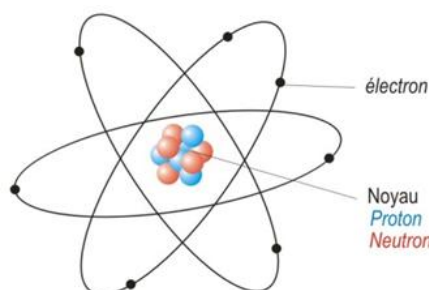
En s'inspirant des recherches de Louis de Broglie, Erwin Schrödinger (1887-1961) propose en 1926 un nouveau modèle de l'atome dans lequel, les électrons ne décrivent plus des orbites. Il faut abandonner le concept de trajectoire de l'électron. Celui-ci est délocalisé dans le nuage électronique : on parle de probabilité de présence de l'électron au tour du noyau.



II. Description classique d'un atome : modèle planétaire de Rutherford

1. Constituants d'un atome

Un atome est constitué d'un noyau de très faible volume chargé positivement, contenant l'essentiel de la masse de l'atome, et d'électrons chargés négativement gravitant autour du noyau.



Un atome se caractérise par son nombre de protons, de neutrons et d'électrons.

	Noyau Rayon $\approx 10^{-15}$ m		Autour du noyau Rayon atomique $\approx 10^{-10}$ m
Particules	Nucléons		Electrons
	Protons	Neutrons	
Masse	$\approx 1.6726 \times 10^{-27}$ kg	$\approx 1.6749 \times 10^{-27}$ kg	$\approx 9.1094 \times 10^{-31}$ kg
Charge	$e = 1,602 \cdot 10^{-19}$ C	0 C	$-e = -1,602 \cdot 10^{-19}$ C
Forces mises en jeu	La cohésion du noyau est assurée par l'interaction forte		Force électrostatique s'exerçant entre particules chargées : les protons du noyau et les électrons

✓ Le numéro atomique Z

Le nombre de protons, appelé numéro atomique et noté Z, définit l'élément chimique auquel appartient l'atome.

Exemples : un atome possédant 12 protons sera appelé carbone, un atome possédant 16 protons sera appelé oxygène et cela quel que soit le nombre de neutrons !

✓ Le nombre de masse A

Le nombre de nucléons est appelé nombre de masse, noté A.

Nombre de neutrons $N = A - Z$.

Notation pour un atome de symbole chimique X : A_ZX

On appelle **isotopes** des atomes ayant le même nombre de protons (même élément) mais un nombre de nucléons et donc de neutrons différent. **Le nombre de masse A définit l'isotope.**

*Exemple : Le carbone possède plusieurs isotopes dont le carbone 12 et le carbone 14 : ${}^{12}_6C$ et ${}^{14}_6C$,
 ${}^{12}_6C$: le noyau contient 12 nucléons dont 6 protons donc $12 - 6 = 6$ neutrons
 ${}^{14}_6C$: le noyau contient 14 nucléons dont 6 protons donc $14 - 6 = 8$ neutrons*

✓ Le nombre d'électrons

Il détermine la charge portée par un atome. Si le nombre d'électrons est égal au nombre de protons, l'atome est neutre, sinon il s'agit d'un ion.

Un ion est une espèce atomique chargée qui présente un excès ou un défaut d'électrons par rapport aux protons. Cette différence donne la charge de l'atome.

Un atome chargé positivement est appelé cation, un atome chargé négativement est appelé anion.

Exemples :

- Ion chlorure ${}_{17}Cl^-$: 17 protons et $17+1 = 18$ électrons
- Ion calcium ${}_{20}Ca^{2+}$: 20 protons et $20-2 = 18$ électrons

2. Masse molaire atomique et masse molaire d'un élément

La mole comme unité : La mole est le nombre d'atomes dans 12 g de carbone 12.

1 mol = N_a entités = 6,022. 10²³ entités (ions, atomes, molécules...). N_a est le nombre d'Avogadro.

On remarque que $m_{proton} \approx m_{neutron} \approx \frac{1}{N_a} g$. Comme la masse de l'électron est négligeable devant les masses d'un proton et d'un neutron, on peut dire que la masse d'un atome est environ égale à la masse des nucléons : $m_{atome} \approx A \times \frac{1}{N_a} g$.

✓ Masse molaire d'un atome

La masse molaire M d'un atome est la masse d'une mole d'atomes soit de N_a atomes : $M = m_{atome} \times N_a$
 \Rightarrow **masse molaire d'un atome : $M \approx A g \cdot mol^{-1}$.**

Exemple : la masse molaire de l'oxygène 16 est environ $16 g \cdot mol^{-1}$

✓ Masse molaire d'un élément

La masse molaire d'un élément est la moyenne pondérée par les abondances naturelles des masses molaires atomiques.

Exemple : L'élément chlore existe à l'état naturel avec les proportions 75,77 % et 24,23 % des deux isotopes $^{35}_{17}\text{Cl}$ et $^{37}_{17}\text{Cl}$. Les masses molaires de ces deux isotopes sont respectivement 34,97 et 36,97 g/mol.

La masse molaire du chlore vaut donc : $M(\text{Cl}) = \frac{75,77 \times 34,97 + 24,23 \times 36,97}{100} = 35,45 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.

III. Le modèle quantique de l'atome

1. Description probabiliste

Conséquence du principe d'incertitude d'Heisenberg, la mécanique quantique conduit à ne plus raisonner en termes de trajectoire : la position précise d'un électron autour du noyau est inaccessible, **ce qui oblige à raisonner en termes de probabilité de présence de l'électron dans le voisinage d'un point de l'espace. On abandonne la notion de trajectoire.**

Un système γ est décrit à l'aide d'une fonction d'onde Ψ porteuse de toutes les informations sur l'état du système, solution de l'équation de Schrödinger (1925). La fonction d'onde est définie au point M et à un instant t , sous la forme d'une grandeur complexe.

Le carré du module de la fonction d'onde s'identifie à une densité de probabilité de présence de l'électron dans le voisinage du point $M(x, y, z)$.

La probabilité de trouver l'électron dans le volume élémentaire dV défini autour du point M s'écrit : $dP = |\Psi(x, y, z, t)|^2 dV$.

Condition de normalisation : $\iiint_{\text{espace}} dP = 1$ (100% de chance de trouver l'électron dans tout l'espace)

Les électrons occupent de manière probabiliste certaines régions de l'espace autour du noyau.

En mécanique quantique, on décrit le comportement ondulatoire d'un électron dans un atome par une fonction du temps et de l'espace appelée **orbitale atomique**.

On la représente souvent à l'aide de surfaces qui délimitent la **région où la probabilité de trouver un électron autour du noyau est forte** (typiquement > 90%).

2. Les nombres quantiques

La résolution de l'équation de Schrödinger fait intervenir des paramètres entiers appelés nombres quantiques.

Ces derniers ne peuvent prendre que des valeurs discrètes : ils sont quantifiés. Ils sont au nombre de quatre, l'ensemble est appelé quadruplet.

✓ Nombre quantique principal (1913)

Symbole : n

Règle de quantification : $n \in \mathbb{N}^*$

Il définit une couche électronique et renseigne sur l'éloignement moyen de l'électron par rapport au noyau : plus n est grand plus l'électron est éloigné du noyau.

Remarque : $n = 1, 2, 3, 4 \dots =$ couche $K, L, M, N \dots$ (on n'utilisera pas cette notation), il a d'abord été introduit par Bohr (1913) pour définir les orbites circulaires.

✓ Nombre quantique secondaire ou azimutal (1916)

Symbole : l

Règle de quantification : $l \in \mathbb{N}$, pour une couche $n : 0 \leq l \leq n - 1$.

Il définit une sous-couche électronique. Pour une couche n , il y a n valeurs possibles de l soit n sous-couches.

Il est lié à la quantification du moment cinétique orbital de l'électron et renseigne globalement sur la forme et la géométrie de l'orbitale atomique.

On note une sous couche du chiffre associé à n suivi de la lettre associée à l .

0 ↔ s 1 ↔ p 2 ↔ d 3 ↔ f 4 ↔ g

Exemple : Dans la couche $n = 1 : 1s$ Dans la couche $n = 2 : 2s$ et $2p$ Dans la couche $n = 3 : 3s, 3p, 3d$

✓ Nombre quantique magnétique (1916)

Symbole : m_l

Règle de quantification : $m_l \in \mathbb{Z}$, pour une sous-couche de valeur $l : -l \leq m_l \leq l$

Le nombre de valeurs prises par m_l détermine le nombre d'orbitales atomiques dans la sous-couche correspondante. Pour une sous-couche de valeur l , il y a $2l + 1$ valeurs possibles de m_l , soit $2l + 1$ orbitales atomiques.

m_l intervient dans la quantification de la coordonnée du moment cinétique selon l'axe (Oz).

Exemple :

- Sous couche de type $s : l = 0 : m_l = 0$ donc 1 seule orbitale de type s .
- Sous couche de type $p : l = 1 : m_l = -1, 0$ ou 1 donc 3 orbitales de type p .
- Sous couche de type $d : l = 2 : m_l = -2, -1, 0, 1$ ou 2 donc 5 orbitales de type d .

Pourquoi magnétique ? : il permet d'expliquer une observation faite en 1896 par Zeeman lors de l'action d'un aimant sur le spectre du sodium (voir TD 14 de physique)

Un triplet (n, l, m_l) définit une orbitale atomique.

✓ Nombre quantique magnétique de spin (1925)

Symbole : m_s

Règle de quantification : $m_s = \pm \frac{1}{2}$

Il définit une propriété intrinsèque de l'électron, qui n'a pas d'équivalent classique. On l'interprète souvent comme « la rotation de l'électron sur lui-même » mais ceci n'est qu'une image !

Un quadruplet (n, l, m_l, m_s) définit complètement l'état de l'électron.

3. Quantification de l'énergie dans un atome

L'énergie d'un atome ne peut prendre que certaines valeurs : elle est dite quantifiée.

En l'absence de perturbations extérieures, l'énergie d'un électron ne dépend que des nombres quantiques n et l :

Règle de Klechkowski : l'énergie d'une sous couche (n, l) est une fonction croissante de $n + l$, pour 2 valeurs identiques de $n + l$, elle est une fonction croissant de n .

Sous-couche	n	l	$n + l$	ordre
1 s	1	0	1	1
2 s	2	0	2	2
2 p	2	1	3	3
3 s	3	0	3	4
3 p	3	1	4	5
4 s	4	0	4	6
3 d	3	2	5	7
4 p	4	1	5	8
5 s	5	0	5	9
4 d	4	2	6	10
5 p	5	1	6	11
6 s	6	0	6	12
4 f	4	3	7	13
5 d	5	2	7	14
6 p	6	1	7	15
7 s	7	0	7	16
5 f	5	3	8	17
6 d	6	2	8	18

Moyen mnémotechnique

~~1s~~
~~2s 2p~~
~~3s 3p 3d~~
~~4s 4p 4d 4f~~
~~5s 5p 5d 5f 5e~~
~~6s 6p~~
 6d

Les orbitales d'une même sous-couche ont la même énergie, elles sont dites dégénérées.

4. Configuration électronique d'un atome

A l'état fondamental, les électrons d'un atome se répartissent dans différentes orbitales atomiques, elles-même organisées en un ensemble de couches et de sous-couches, de façon à minimiser l'énergie totale.

✓ Principe de stabilité

On remplit les sous-couches par ordre d'énergie croissante selon la règle de Klechkowski.

Quand doit-on passer à la sous-couche suivante lors du remplissage ?

✓ Principe d'exclusion de Pauli

Deux électrons ne peuvent pas être dans le même état quantique.

Conséquence : une orbitale atomique (n, l, m_l) ne peut contenir que 2 électrons de nombre quantique magnétique de spin opposés.

- $l = 0$: 1 seule orbitale de type s. Elle contient au maximum 2 électrons.
- $l = 1$: 3 orbitales dégénérées de type p. Elle contient au maximum 6 électrons.
- $l = 2$: 5 orbitales dégénérées de type d. Elle contient au maximum 10 électrons.
- $l = 3$: 7 orbitales dégénérées de type f. Elle contient au maximum 14 électrons.

A ce stade on peut écrire la configuration électronique d'un atome : on écrit le nom des sous couches avec en exposant le nombre d'électrons contenus.

Exemple : ${}_6\text{C} : 1s^2 2s^2 2p^2$.

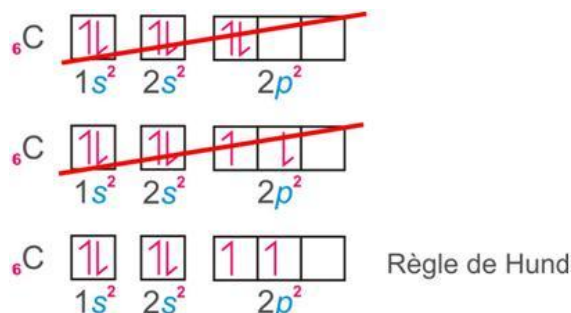
Comment se répartissent les électrons dans les orbitales dégénérées ?

✓ Règle de Hund

Lorsque plusieurs électrons occupent des orbitales atomiques dégénérées d'une même sous-couche, la configuration la plus stable est obtenue lorsque le nombre d'électrons ayant des spins parallèles (même m_s) est maximal.

Ainsi, chaque orbitale est d'abord occupée par un seul électron, ayant tous le même nombre quantique magnétique de spin, jusqu'à ce qu'apparaissent nécessairement des paires.

Dans une orbitale, on représente les électrons par des flèches verticales, les électrons de m_s opposés sont représentés par des flèches tête bêche.



La configuration électronique d'un atome du manganèse ${}_{25}\text{Mn}$ est : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^5$

3. Electrons de valence

Les électrons de valence sont ceux de la couche ayant le nombre quantique n le plus grand, on rajoute ceux d'une sous couche d'1 couche inférieure si elle est partiellement remplie.

Ils sont responsables des propriétés chimiques de l'atome.

Pour l'élément manganèse : 7 électrons de valence, $4s^2 3d^5$.

IV. La classification périodique

1. Historique

1787 : Lavoisier et la première tentative de classification

33 « substances simples » avaient été identifiés quand le Français Lavoisier proposa la première classification. 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. Il s'agit de la première organisation sous forme de tableau ; elle clarifie certaines différences mais ne révèle pas la périodicité des propriétés des éléments classés.

1817 : Les triades de Johann Döbereiner

Il imagina un concept de triades basé sur les analogies de propriétés (alcalino-terreux Ca,Sr,Ba ; alcalins Li,Na,K ; halogènes Cl,Br,I). **Cette notion a conduit au concept de famille chimique mais aussi à la notion de périodicité dans les propriétés chimiques des éléments.**

Cette notion a conduit au concept de famille chimique mais aussi à la notion de périodicité dans les propriétés chimiques des éléments

1862 : La vis tellurique de Chancourtois

Ce dernier transcrivit sur un cylindre une liste des éléments rangés selon l'ordre croissant de leur masse atomique et qui s'arrêtait au tellure. Les éléments de propriétés proches apparaissaient alignés verticalement. Il est le premier à remarquer la périodicité des propriétés chimiques (à cette époque, tous les 7 éléments).

1869 : 1ère version du tableau périodique de » Mendeleïev.

Mendeleïev remarque que les éléments chimiques, lorsqu'ils sont ordonnés par masse atomique croissante, montrent une périodicité de leurs propriétés chimiques.

Le premier tableau contenait **63 éléments** et fut conçu de manière à faire apparaître la périodicité des propriétés des éléments. Ainsi les éléments y sont classés verticalement et les rangées horizontales se succèdent, représentant les éléments ayant des propriétés semblables. **Pour respecter la périodicité des propriétés, il réorganise sans le savoir certains éléments en fonction de Z et non de leur masse atomique (inversion Te et I) et laisse certaines cases vides.**

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 = 197,1	
		Fe = 56	Rn = 104,4	Ir = 198.	
		Ni = Co = 59	Pi = 106,6	O = 199.	
H = 1		Cu = 63,4	Ag = 108	Hg = 200.	
	Be = 9,4	Mg = 24	Zn = 65,2	Cd = 112	
	B = 11	Al = 27,1	? = 68	Ur = 116	Au = 197?
	C = 12	Si = 28	? = 70	Sn = 118	
	N = 14	P = 31	As = 75	Sb = 122	Bi = 210?
	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

Il est convaincu qu'un jour ces cases vides correspondant aux masses atomiques 45, 68, 70, 180, ne le seraient plus, et les découvertes de ces éléments confirmeront la justesse de ses vues. Il réussit même à prévoir les propriétés chimiques de trois éléments manquant en se basant sur les propriétés des quatre éléments voisins. Entre 1875 et 1886, ces trois éléments que sont le gallium, le scandium et le germanium, furent découverts et ils possédaient bien les propriétés prédites.

A la fin du XIXème siècle, un souci surgit lors de la découverte des gaz rares. La découverte de l'argon par William Ramsay et Lord Rayleigh (1894), du néon par Ramsay et Morris Travers (1898) pose problème : il n'y a pas de places prévues par Mendeleïev dans son tableau pour cette nouvelle famille. Il faut rajouter une famille.

L'explication rationnelle de cette classification ne fut possible qu'en 1913 lorsque Moseley corréla le numéro atomique des éléments et leur place dans la CP.

C'est à Seaborg que revient la disposition moderne du tableau de classification périodique caractérisée par des rangées horizontales (périodes) et des colonnes verticales (familles chimiques). Il proposa cette version en 1945.

2. La classification périodique actuelle

Le grand intérêt de la classification périodique est d'organiser les éléments chimiques de telle sorte que leurs propriétés chimiques puissent être prédites par leur position dans la table.

La construction obéit à 2 règles :

- Les éléments sont rangés de gauche à droite par numéro atomique croissant.
- Les éléments ayant les mêmes propriétés chimiques sont dans une même colonne.

Tableau périodique des éléments chimiques

Le tableau périodique des éléments chimiques est présenté avec les groupes (I A à VIII, III B à VII B) et périodes (1 à 7). Les éléments sont classés par numéro atomique croissant. Les lanthanides (57-71) et actinides (89-103) sont placés en dessous du tableau principal.

Légende :

- 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]

Classification :

- Métaux :** Alcalins, Alcalino-terreux, Lanthanides, Actinides, Métaux de transition, Métaux pauvres, Métalloïdes.
- Non métaux :** Autres non-métaux, Halogènes, Gaz nobles.
- Autres :** Non classés, primordial, désintégration d'autres éléments, synthétique.

- Le tableau périodique contient depuis 2015 **118 éléments** dont **94 naturels** (si on compte de Np et Pu), répartis dans un tableau contenant **18 colonnes et 7 lignes** ainsi que **2 lignes « extérieures »**, les lanthanides et les actinides.
- Toutes les lignes ne contiennent pas le même nombre d'éléments
- La plupart des éléments naturels sont à l'état de corps simple solide dans les conditions normales de température et de pression (CNTP : à 0°C et à P_{atm}).
- ✓ On différencie **les métaux et les non métaux** : la majorité des éléments sont des métaux. *Définition chimique d'un métal : corps le plus souvent bons conducteurs de la chaleur et de l'électricité, brillant (éclat métallique), malléables (peuvent être martelés ou pressés pour leur faire changer de forme sans les fissurer ni les briser), ductiles (étirable), solides et point de fusion élevé.*
La limite conventionnelle entre les métaux et les non-métaux ne correspond pas à une rupture brutale des propriétés. Les éléments situés sur cette limite possèdent des propriétés issues à la fois des métaux et des non-métaux. Ils sont appelés métalloïdes.
- Les éléments tels que Z > 83 + Technetium et Promethium sont tous radioactifs.
- La dernière colonne correspond à la famille des gaz rares ou nobles : ces éléments sont chimiquement très peu réactifs, voire totalement inertes pour les deux plus légers, du fait d'une couche de valence saturée.

3. Principe de construction

- Les éléments sont rangés de gauche à droite par numéro atomique croissant.
- Les éléments ayant les mêmes propriétés chimiques et donc un même type de couche de valence sont dans une même colonne.

La structure de la CP est donc liée à la configuration électronique des atomes et au remplissage des différentes sous-couches électroniques selon la règle de Klechkowski.

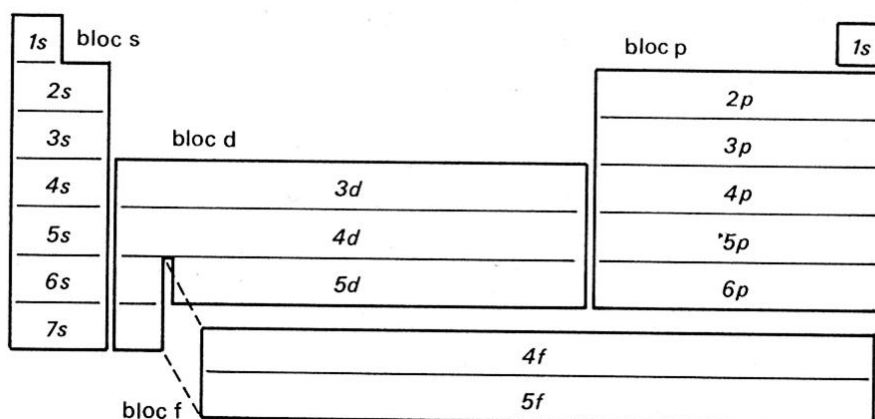
La $n^{\text{ème}}$ période débute par le remplissage de la sous-couche ns et sauf pour la 1^{ère}, s'achève par le remplissage de la sous-couche np .

Le numéro de la ligne à laquelle appartient un élément correspond donc au nombre quantique principal le plus grand de sa configuration électronique (celui de la couche de valence).

Le nombre d'éléments la $n^{\text{ème}}$ ligne dépend des différentes sous couches se remplissant entre les sous couche ns et np .

- 1^{ère} ligne : remplissage de $1s$ ($1p$ n'existe pas !) 2 éléments
- 2^{ème} ligne : remplissage de $2s$ et $2p$ 8 éléments
- 3^{ème} ligne : remplissage de $3s$ et $3p$ 8 éléments
- 4^{ème} ligne : remplissage de $4s$, $3d$ et $4p$ 18 éléments
- 5^{ème} ligne : remplissage de $5s$, $4d$ et $5p$ 18 éléments
- 6^{ème} ligne : remplissage de $6s$, $5d$, $4f$ et $6p$ 32 éléments
- 7^{ème} ligne : remplissage de $7s$, $6d$, $5d$ et $7p$ 32 éléments

On définit alors une **structure en bloc** dans laquelle le bloc f est sorti.



4. Place d'un élément dans la classification périodique

On écrit la configuration électronique de l'élément.

- Numéro de ligne = valeur du nombre quantique n maximale
- Numéro de colonne : le nombre d'électrons dans la dernière sous couche occupée correspond à la position de l'élément dans le bloc correspondant, on en déduit ensuite la colonne.

Pour les éléments des blocs s et d , le nombre d'électron de valence = le numéro de colonne

Pour les éléments du bloc p , le nombre d'électron de valence = numéro de colonne -10.

5. Etude de quelques familles

✓ Les gaz rares

Eléments de la **dernière colonne**, la **18^{ème} colonne**: *He, Ne, Ar, Kr, Xe, Rn, Og*

Couche de valence : hormis pour l'He **$ns^2 np^6$**

Sous-couches électroniques saturées : grande stabilité, inerte chimiquement, dans les CNTP : gaz monoatomique

✓ Les halogènes

Eléments de l'avant dernière colonne, la **17^{ème} colonne** : *F, Cl, Br, I, At, Ts*

Couche de valence : **$ns^2 np^5$**

Il leur manque 1 électron pour avoir la structure d'un gaz rare : oxydant (capte facilement 1 électron), anion stable (ex : Cl^-), corps simple diatomique (ex : $Br_2...$),

✓ Les alcalins

Eléments de la **1^{ère} colonne** sauf *H* : *Li, Na, K, Rb, Cs, Fr*

Couche de valence : **ns^1**

Ils ont un électron de trop pour avoir la structure d'un gaz rare : métaux réducteurs (donnent facilement 1 électron), cation stable (exemple : Na^+).