

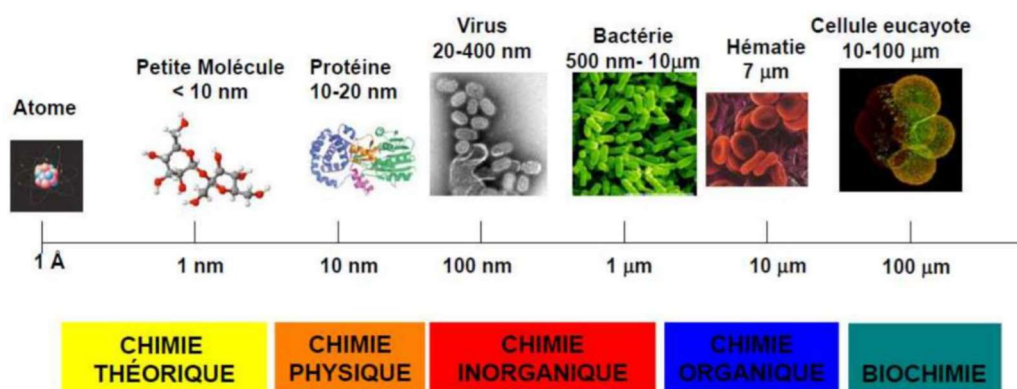
## Introduction à la chimie

*Bienvenu dans le premier cours de la plus belle des matières <3 Je vous conseille de lire la présentation de la matière pour bien l'appréhender. N'impassez pas la chimie vraiment, en essayant de la comprendre vous verrez que ça va être un régal de la travailler ! Je vous mets mes remarques/astuces/mnémo en italique violet.*

Chimie : « **Science de la constitution des divers corps, de leur transformation et de leurs propriétés** ». - le Petit Robert

Ainsi, la chimie s'intéresse à la **structure** de la matière, à sa **propriété** et à sa **réactivité**.

La chimie s'étudie à **différentes échelles** : les molécules sont en bas de l'échelle de l'étude des structures (nm). On est donc sur **des échelles très basses**, pour arriver à l'échelle de l'atome, l'Angström.



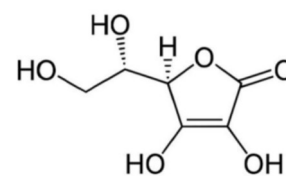
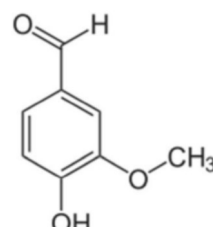
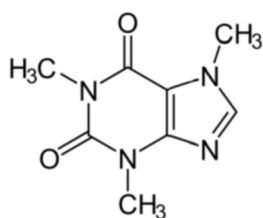
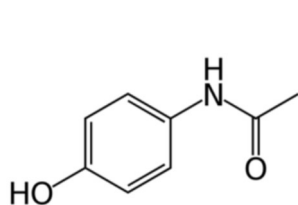
La chimie peut être répartie en différentes disciplines (comme montré ci-contre).

La **biochimie** est une chimie à l'interface avec les sciences de la vie.

La chimie travaille en étroite collaboration avec de nombreuses autres disciplines : [physique](#), [biologie](#), [médecine](#), etc. et les découvertes de chimie alimentent toutes ces disciplines.

Les molécules organiques que nous allons étudier se retrouvent dans tous les secteurs de notre vie quotidienne :

- médicaments comme le paracétamol
- molécules retrouvées dans des plantes comme la caféine
- molécules que l'on va absorber, comme la vitamine C ou la vanilline, etc...



Les protéines, structure biologique qui nous composent, sont composées de séquences peptidiques, elles-mêmes composées d'acides aminés qui sont des petites molécules organiques.

De la même façon, les chromosomes, structure essentielle à la vie, sont composés d'**ADN**, lui-même composé de petites bases qui sont des molécules organiques.

Afin de mieux comprendre cela, il est essentiel de représenter correctement une molécule. Pour ceci, il est important de connaître sa **structure**, sa **géométrie** (en particulier celle de l'atome de carbone), et les **règles spécifiques à chaque mode de représentation** pour mieux appréhender par la suite la structure et la propriété de ces molécules, *et tout ça, nous allons le voir en chimie yaaay.*

## 1. La structure de l'atome

Nombre de masse



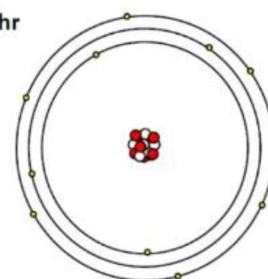
Les éléments qui constituent le tableau périodique sont caractérisés par deux nombres principaux :

- Le **nombre de masse A**, qui est la somme du numéro atomique (Z) et du nombre de neutrons (noté N) →  $A = Z + N$
- Le **numéro atomique Z**, qui permet de classer les éléments dans le tableau périodique. Il **définit l'élément**.

Dans une représentation très simplifiée d'un atome, le pseudo-modèle de Bohr, on voit qu'un atome est constitué d'un **noyau**, lui-même **constitué de neutrons et de protons**, autour duquel vont graviter les **électrons** (ils sont représentés dans des orbites circulaires mais ce n'est pas vraiment comme ça en réalité).

Pseudo-modèle de Bohr

- Neutron n
- Proton p
- Electron e



Au niveau de la masse, les électrons ne représentent presque rien : ils sont **1000 fois plus légers** que les protons ou les neutrons. **L'essentiel de la masse** se trouve donc dans le **noyau**.

Les électrons et les protons sont des éléments chargés, de charges opposées (négatif pour les électrons, positifs pour les protons). *Vous reverrez tout ça en biophysique*

Dans un atome, l'électron va être défini par une **combinaison de 4 nombres quantiques** : **n**, **l**, **m** et **s** +++ (les 3 premiers étant toujours des entiers +++).

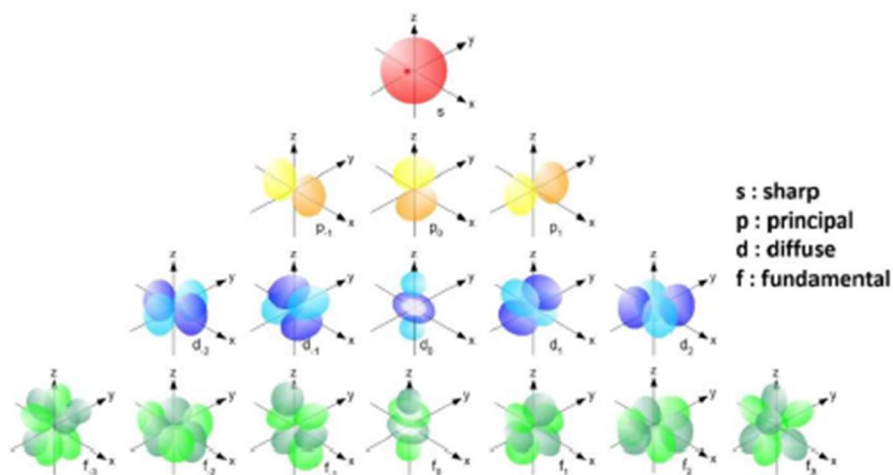
- ⇒ **Le nombre n ou nombre quantique principal** : il va définir la période de l'élément. Il adopte des **valeurs entières de 1 à l'infini** (même si le prof dit qu'on n'ira jamais plus haut que 10)
- ⇒ **Le nombre l ou nombre quantique secondaire** : il va définir le type d'orbitale, sa forme, il adopte lui aussi des **valeurs entières qui vont de 0 à n-1**
- ⇒ **Le nombre m ou nombre quantique magnétique** : il adopte des **valeurs allant de -l à +l, toujours en nombres entiers** *Pour le mnemo : M → Magnétique*
- ⇒ **Le nombre s ou nombre quantique de spin** : il va décrire le sens de rotation des électrons et adopter **deux valeurs non entières, + 1/2 ou - 1/2**. *Pour le mnemo : S → Spin*

Nb quantique	Valeur	Concepts		
<b>n</b>	$n \geq 1$	Nb principal	Période	Energie
<b>l</b>	$0 \leq l \leq n-1$	Nb secondaire	Type OA	Forme OA
<b>m</b>	$-l \leq m \leq +l$	Nb magnétique	OA	Direction
<b>s</b>	$\pm 1/2$	Spin	Sens rotation	

Les différents nombres quantiques vont permettre de définir des **orbitales atomiques OA** (=zone dans laquelle on a une probabilité de présence des électrons qui est non nulle) dans lesquelles se retrouvent les électrons.

La forme et la direction des orbitales permettent de **minimiser les répulsions entre les électrons** de même énergie. Ainsi, les électrons ne gravitent pas autour du noyau de façon circulaire mais se retrouvent dans une surface avec des formes différentes.

(Par exemple l'orbitale 1s est sphérique alors que les orbitales p ou d ne le sont pas).



Un électron est défini par une combinaison de **4 nombres quantiques : n, l, m et s**.

Ainsi, pour  $n = 1$ , nous n'avons **qu'une possibilité** :  $l = 0$  et  $m = 0$ .

En revanche, pour  $n = 2$  par exemple, **l peut prendre la valeur 0 ou la valeur 1, et donc m pourra prendre trois valeurs : -1, 0 et 1**.

Et ainsi de suite, comme décrit dans le diagramme ci-contre.

$n = 1 \iff l = 0 \iff m = 0$	1s $\uparrow\downarrow$
$n = 2 \iff l = 0 \iff m = 0$	2s $\uparrow\downarrow$
$l = 1 \iff m = -1, 0, 1$	2p $\uparrow\downarrow \uparrow\downarrow \uparrow\downarrow$
$n = 3 \iff l = 0 \iff m = 0$	3s $\uparrow\downarrow$
$l = 1 \iff m = -1, 0, 1$	3p $\uparrow\downarrow \uparrow\downarrow \uparrow\downarrow$
$l = 2 \iff m = -2, -1, 0, 1, 2$	3d $\uparrow\downarrow \uparrow\downarrow \uparrow\downarrow \uparrow\downarrow \uparrow\downarrow$
$n = 4 \iff l = 0 \iff m = 0$	4s $\uparrow\downarrow$
$l = 1 \iff m = -1, 0, 1$	4p $\uparrow\downarrow \uparrow\downarrow \uparrow\downarrow$
$l = 2 \iff m = -2, -1, 0, 1, 2$	4d $\uparrow\downarrow \uparrow\downarrow \uparrow\downarrow \uparrow\downarrow \uparrow\downarrow$
$l = 3 \iff m = -3, -2, -1, 0, 1, 2, 3$	4f $\uparrow\downarrow \uparrow\downarrow \uparrow\downarrow \uparrow\downarrow \uparrow\downarrow \uparrow\downarrow \uparrow\downarrow$

Nous allons donc pouvoir **caractériser chaque électron de l'atome** grâce à ces nombres.

Lorsqu'on reprend le tableau périodique, on s'aperçoit que les éléments sont rangés par leur numéro atomique mais qu'ils sont aussi regroupés en fonction de leur **structure électronique**. On peut donc distinguer un bloc s, un bloc p, un bloc d et un bloc f qui correspondent au **remplissage des couches électroniques** de ces éléments.

**Electron Configurations in the Periodic Table**

Pour la légende : En bleu clair, c'est le bloc s (donc la structure électronique de la couche de valence est  $s^x$ )

En vert, c'est le bloc p.

En orange, c'est le bloc d.

En violet, c'est le bloc f.

Cette structure électronique des éléments va être aussi responsable des **propriétés des atomes** et va permettre de les classer par **familles**. Par exemple : la famille des alcalins (première colonne) qui vont partager la même structure électronique sur leur couche de valence, idem pour les alcalino-terreux, (deuxième colonne) et ainsi de suite.

La structure électronique des atomes, en particulier celle de la couche de valence est donc essentielle pour comprendre la réactivité et les propriétés des atomes.

Pour le petit plus des familles : l'avant dernière colonne correspond à la famille des halogènes, et la dernière correspond aux gaz rares/nobles. On retrouvera aussi les métaux de transitions.

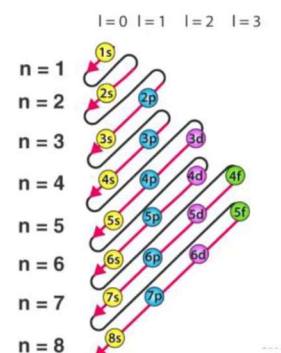
Les atomes d'une même colonne ont la même structure électronique sur la couche de valence.

## 2. La structure électroniques des atomes

**Le principe d'exclusion de Pauli** : « Dans un atome, deux électrons ne peuvent posséder les quatre mêmes nombres quantiques ». Ils vont donc se disposer de façon à avoir au moins un nombre différent (*par exemple, deux électrons dans une même case quantique vont avoir un spin différent*).

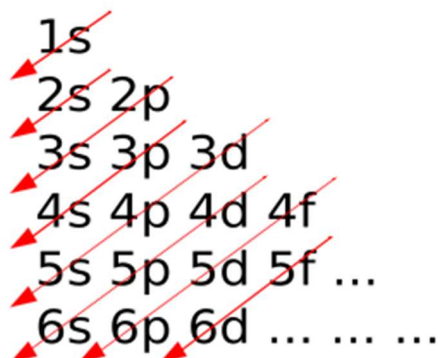
**La règle de Hund** : « Les électrons se placent à raison de un par case quantique avant de s'apparier en doublet ».

**Règle de Klechkowski (ou  $n+l$  minimal)** : Si l'on regarde la structuration et la disposition des orbitales, nous allons voir que pour disposer les électrons en fonction du niveau du tableau périodique (1, 2, 3, 4, 5, 6 et 7), et des types d'orbitales rencontrés (s, p, d et f), nous allons devoir respecter les règles de Pauli et Hund, mais aussi **suivre ce mode de remplissage où l'on cherche toujours à avoir le  $n + l$  minimal, c'est-à-dire remplir les cases selon le diagramme suivant (l'ordre est donné par le diagramme à droite) : on remplira toujours l'orbitale 1s d'abord, suivie de l'orbitale 2s, puis 2p, 3s, 3p, 4s, 3d, 4p, 5s, etc...**





Cette phrase est un peu compliquée à apprendre et comprendre... je vais vous donner des petits tips pour retenir ce passage plus facilement :



Vous pouvez par exemple retenir l'ordre d'enchaînement : 1s 2s 2p 3s 3p 4s 3d 4p ... ou alors s s ps ps dps dps fdps ... en gros je me disais qu'on a, à chaque fois, deux répétitions de lettres identiques, et après chaque répétition, on rajoute une lettre au début et les chiffres se suivent en décalant de 1 à chaque fois.

Sinon, vous pouvez le retenir de manière visuelle le petit diagramme et les diagonales ci-contre.

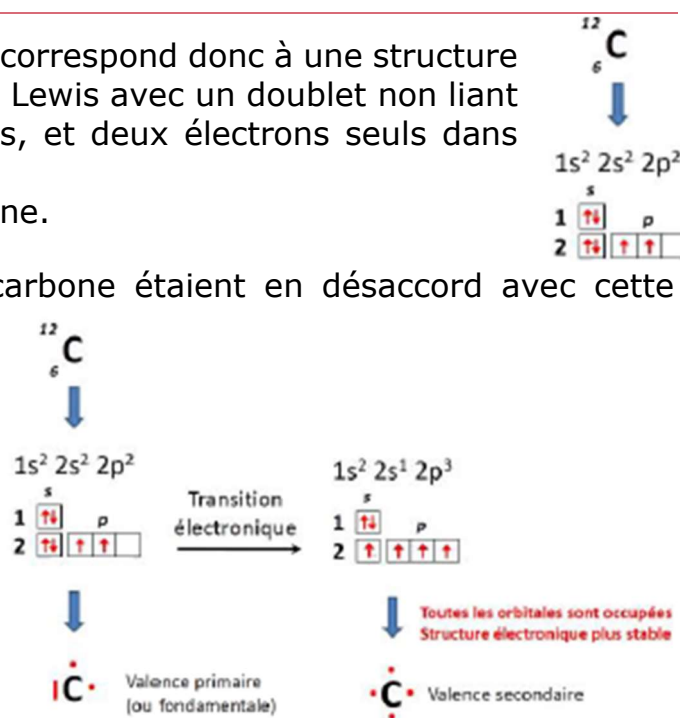
### 3. La structure du carbone

Le numéro atomique du carbone **Z = 6**. Cela correspond donc à une structure **1s<sup>2</sup> 2s<sup>2</sup> 2p<sup>2</sup>**, et donc on aurait un modèle de Lewis avec un doublet non liant formé par les deux électrons de l'orbitale 2s, et deux électrons seuls dans l'orbitale 2p.

On appelle ça la **valence primaire** du carbone.

Cependant, les observations faites sur le carbone étaient en désaccord avec cette structure-là.

Dans le cas du carbone, on observe un effet de **transition électronique** qui va faire en sorte que **tous les électrons de la couche 2 vont se répartir seul à seul sur l'ensemble des orbitales**. On aura donc un seul électron dans la couche 2s et 3 électrons non appariés dans la couche 2p. Toutes les cases seront occupées pour avoir une structure plus stable !



### Quelques représentations de Lewis...

Le trait plein correspond à un DNL (quand on a deux électrons du même atome sont appariés) et le point à un électron célibataire.



Les principaux éléments du vivant aka CHONPS



Les principaux halogènes



Éléments métalliques (les rectangles vides correspondent à des cases vacantes, qui sont des OA inoccupées).

*Voilà pour ce cours introductif ! (N'imprimez pas cette page, pensez à la planète)*

*N'hésitez pas à poser toutes vos questions de chimie sur le forum, il n'y a aucune question bête ! Ça peut être compliqué de prime à bord, mais en s'y penchant un peu dessus ça va venir 😊 Essayez de bien comprendre la méthodologie pour trouver la structure électronique d'un atome, c'est fondamental pour l'examen et la suite des cours*

*Maintenant, mon petit instant plaisir : les dédissss <3*

*Dédi déjà à JB, sans qui je n'aurais jamais réussi à arriver jusqu'ici*

*Dédi à Mylena, mon binôme de PACES*

*Dédi à mes potos de la P1 : Ines, Kathou, Mel, Louis*

*Dédi à Marie-Caroline et Ilo, ces begettes du tutorat*

*Dédi à mon co tut ColinFarctus (le best) et nos vieux de chimie*

*Dédi à Anahita, la meilleure marraine qu'on puisse avoir en P1*

*Et enfin, dédi au Tutorat Niçois, à la raclette et aux chats : les plus belles choses de la terre*