

INTRODUCTION À LA CHIMIE

PS : c'est une vraie musique
à scanner cette fois
si vous voulez :p

Version Complète



Salut les ptits pioux !! Je suis Fluorine, l'une de vos 3 merveilleux Tut' de Chimie bienvenue dans mon tout premier cours de l'année <3
Au cours de ce semestre, qui va, je l'espère, se dérouler au mieux pour vous mes petits musiciens en herbe,
je vais vous concocter des fiches toutes sympa pour les cours :
Intro à la chimie (ici présent); Liaisons chimiques, VSEPR et nomenclature; Isomérie et Stéréochimie ainsi qu'Acide-Base.

La chimie peut être très agréable à travailler quand on comprend bien son fonctionnement, son programme reste relativement court par rapport à celui d'autres matières même si elle n'est pas non plus la plus simple.

Quelques conseils pour bosser la chimie :
Pour les cours me concernant, je vous conseille de bien prendre le temps de comprendre les multiples principes et lois et de savoir les différencier.
Si ça peut vous aider, vous pouvez faire plein de petites fiches récaps des notions importantes et/ou des post-it à coller partout où vous le voulait (ça fait des jolies photos souvenirs ~~pour flex~~ à la fin de la p1 ;p)
Je sais que certains d'entre vous vont avoir des appréhensions sur la matière, d'autres des facilités, mais globalement je conseille de vraiment bien prendre son temps sur l'ensemble des cours, compréhension >>> bourrage de crâne ++++
Pour ceux ayant conservé Physique-Chimie au lycée, il y aura pas mal de ressemblances avec ce que vous avez déjà vu mais il ne faut délaisser la chimie pour autant, quand on la comprend bien ça peut faire gagner des points facilement face à d'autres matières un peu plus complexes comme la bioch (que j'ai appris à aimer depuis ma LAS 2 alors que je la détestais comme beaucoup en LAS1 donc morale ne jamais impasser, n'abandonnez pas !!).
Pour ceux qui ne l'avaient pas, je vous conseille de vraiment prendre votre temps sur chaque cours pour éviter une surcharge mentale qui va finir par juste vous dégouter de la matière quand vraiment, une fois que les bases et principes sont rentrés et à force de s'entraîner en QCM ça fini par passer tout seul.
D'ailleurs comme le conseillait ma vieille, n'hésitez pas non plus, si vous en ressentez le besoin et que ça peut vous donner un coup de pouce, à vous aider de vidéo de cours de première et terminale sur youtube/internet par exemple..
Pour les cours de mes co-tut, je trouve la réactivité un peu plus complexe à bien intégrer et à retenir, prenez bien votre temps, allez doucement et ENTRAINEZ-VOUS ++++

Et enfin, le plus important : n'hésitez SURTOUT PAS à nous poser toutes vos questions !! +++ C'est très important de ne pas rester coincé dans le doute on est là pour ça !! Vraiment j'insiste, il n'y a pas de questions bêtes, on est là pour vous répondre et réexpliquer les mêmes notions en boucle si ça vous permet de mieux comprendre et de reussir à avancer ! Pour retenir durablement, il est primordial de bien comprendre !!

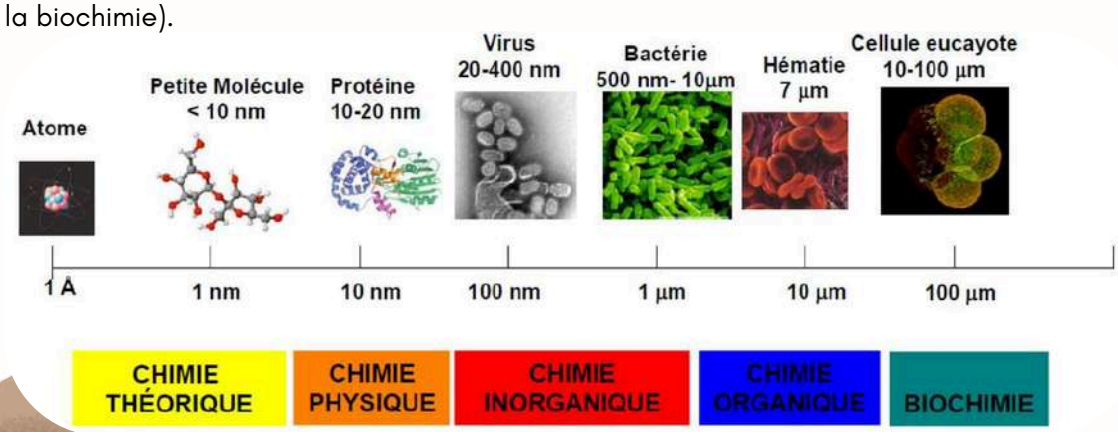
Ça y est j'ai fini mon blabla on peut enfin passer au cours !

I - Généralités

La chimie c'est la science qui étudie la composition, la structure, les propriétés et les transformations de la matière.
Elle s'intéresse aux éléments chimiques et aux composés formés de ces éléments, ainsi qu'aux réactions qui les transforment.

Elle étudie donc :
• La constitution des éléments
• Leur transformation : leur réactivité chimique
• Leurs propriétés : ce qui va leur conférer leurs caractéristiques, que ce soit à l'échelle atomique ou moléculaire.

Nous avons une échelle relativement petite en termes de distance puisque l'on va s'intéresser à :
—> L'atome : nous sommes donc de l'ordre de l'Angström +++
—> La molécule : on en trouve des plus ou moins grosses, de l'ordre du nanomètre ++, généralement on la considère inférieure à la dizaine du nanomètre
—> La chimie s'aventure de plus en plus dans le monde des protéines (plutôt un domaine réservé à la biologie et la biochimie).



Le tutorat est gratuit, toute reproduction ou vente est interdite.

La chimie est une discipline très vaste qui se subdivise en différents champs allant de la chimie théorique (presque des mathématiques et de la physique) à la biochimie, qui est vraiment à l'interface avec la biologie. On peut trouver aussi tous les développements plus ou moins récents que l'on observe avec la police scientifique.

Un autre champ se développe énormément : la compréhension et l'interaction au sein d'écosystèmes complexes comme l'environnement.

L'écologie : ensemble d'interactions de molécules dans un système complexe.

On comprend le rôle et l'interaction des molécules : il faut comprendre et pouvoir créer.

Mais créer des molécules en chimie organique, ça concerne aussi les polymères, l'électronique, les nouveaux composants de nos téléphones, ils sont tous dérivés de chimie organique.

Enfin, de façon plus légère, vous avez tout ce qui concerne les parfums et cosmétiques, le chimiste est de nouveau très présent, que ce soit à l'étape d'élaboration ou de formulation (puisque la formulation, en cosmétique surtout, est faite par des chimistes, alors que les médicaments sont souvent faits par des pharmaciens).

Si on regarde un peu les molécules organiques du quotidien vous verrez que l'on en rencontre partout, et que certaines se retrouvent au quotidien et sont systématiquement étudiées.



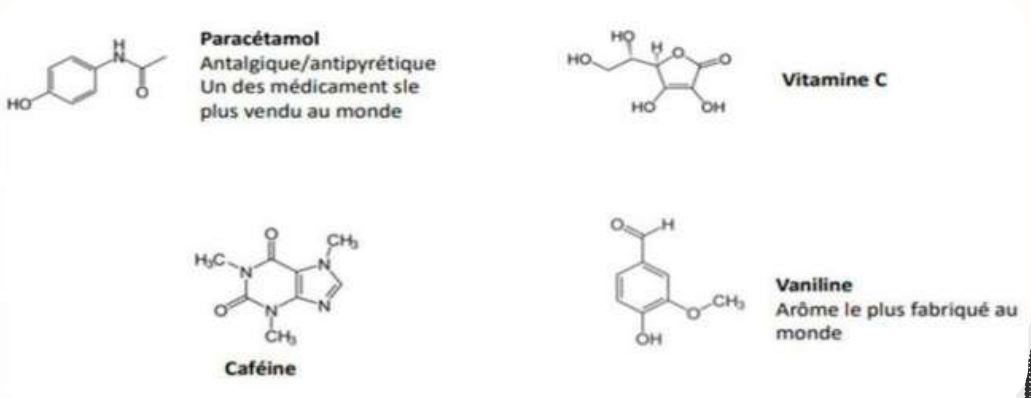
Quelques exemples :

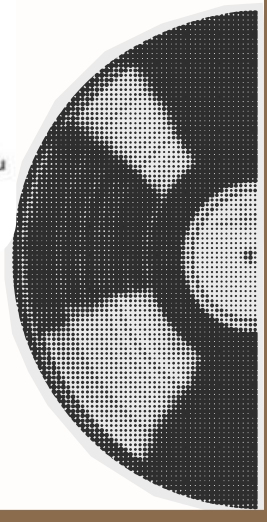
- Le paracétamol : toute petite molécule, antalgique le plus vendu au monde (180 000 tonnes/an)

- La vitamine C : petite molécule relativement simple (80 000 tonnes/an). 50% vendus en pharmacie/parapharmacie, 25% dans l'agroalimentaire et 15% dans les boissons (comme additif…)

- La caféine (que vous consommerez peut-être en grande quantité cette année…) (120 000 tonnes/an)

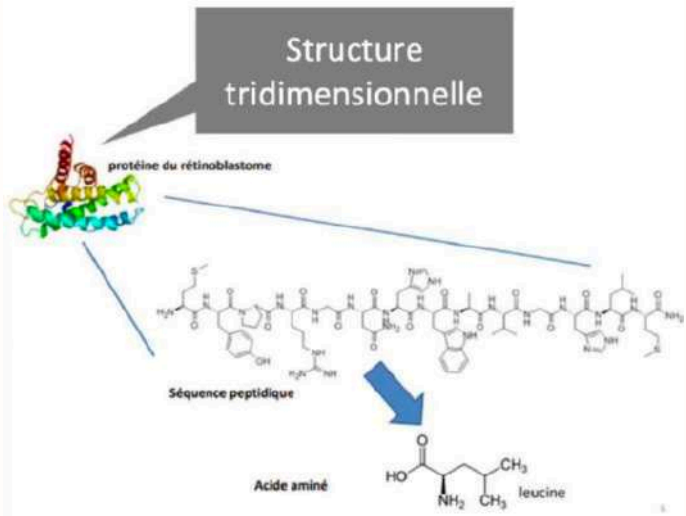
- La vanilline : arôme le plus fabriqué au monde (12 000 tonnes/an)





Le tutorat est gratuit, toute reproduction ou vente est interdite.

Maintenant, si on regarde une protéine dans son ensemble, vous avez des structures, comme la structure tridimensionnelle, dans laquelle la protéine est une grosse molécule avec des feuillets, des hélices etc… ce que vous reverrez en détails dans vos cours de bioch.



Cependant, cette structure tridimensionnelle n'est possible que par l'**agencement de molécules** : les **séquences peptidiques**.
Ces **séquences peptidiques** sont composées d'**acides aminés**.
Donc, un ensemble de petites molécules va s'assembler pour former cette longue séquence peptidique qui va se structurer dans l'espace.
Cette structuration tridimensionnelle des molécules est un élément essentiel pour former des molécules **très complexes**.



Pour simplifier, c'est un peu comme le stockage de l'information génétique

—> les données peuvent être stockées dans les chromosomes qui sont un assemblage, un « enroulement » d'ADN. Ainsi, avec seulement 4 « petits blocs » (= les bases, ATGC), qui sont des molécules très simples, on arrive à créer des génomes contenant des quantités d'informations incroyables, donc des structures très complexes !

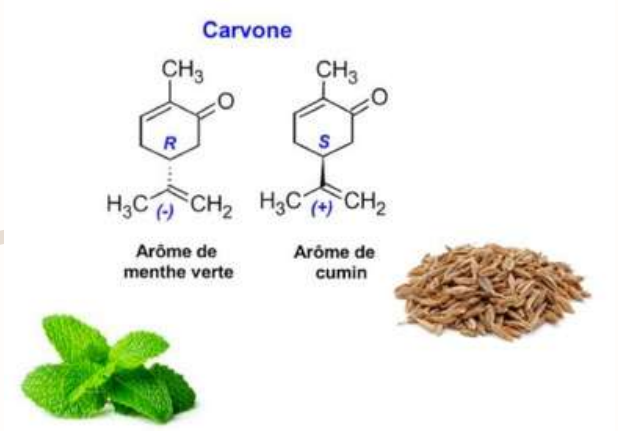
Pour travailler avec les protéines, au début, il faut les comprendre : on a cet ensemble de petites molécules qui composent la séquence peptidique.
Puis, on peut étudier leurs mécanismes pour pouvoir envisager des modifications.

Pour comprendre l'importance de la structure des molécules, surtout dans l'espace, il faut comprendre que les molécules ne sont pas planes, elles sont en 3D, tridimensionnelles, et que ceci va jouer sur leurs interactions dans l'environnement.



Voici un **exemple** très représentatif :
C'est une paire de molécules, qui ont une structure tridimensionnelle dans l'espace différente (on le verra après avec les configurations R et S), et qui vont donc avoir des propriétés organoleptiques complètement différentes.

Une de ces molécules, selon son arrangement dans l'espace, a un arôme de menthe verte, tandis que l'autre a un arôme de cumin. Ce sont les mêmes molécules, les mêmes atomes, mais un arrangement tridimensionnel différent qui profère des propriétés différentes.
Lors de la synthèse des molécules, il faut donc aussi s'attacher à la structure et l'organisation dans l'espace.



Le tutorat est gratuit, toute reproduction ou vente est interdite.

II - L'Atome

1 - Structure

Avant tout, il est important de maîtriser les bases : la structure et la géométrie des atomes qui vont constituer les molécules.
Ensuite, il faut comprendre comment sont formées les molécules, comment elles s'organisent et se représentent dans l'espace.
On va voir ça tout de suite par étapes, essayez de bien l'intégrer !

A l'origine des molécules, il y a un assemblage d'atomes.

Un atome est composé d'électrons qui vont graviter autour d'un noyau (c'est le modèle le plus simple).
Le noyau quant à lui est composé de protons et de neutrons, on appelle cet ensemble les nucléons.

Ce qui est vraiment important à retenir c'est que, dans un atome, la masse de l'atome se trouve principalement dans le noyau. En effet, les électrons sont 1800 fois plus légers que les protons/ neutrons +++.

À retenir :

➢ Les **électrons** sont chargés **négativement**

➢ Les **protons** sont chargés **positivement** (mémo : proton —> plus)

➢ Les **neutrons** sont **neutres**



Selon les différents ouvrages, il est possible de trouver :

➢ les grammes « g » qui ne sont **pas** adaptés à la mesure de l'atome

➢ l'unité de masse atomique « u » qui correspond à 1/12e de la masse de l'atome de carbone +++

Cette dernière unité permet de décrire de façon plus simple la masse des atomes, on s'en sert d'ailleurs parfois pour certaines molécules. On utilise le Dalton ou le u, c'est la même chose.

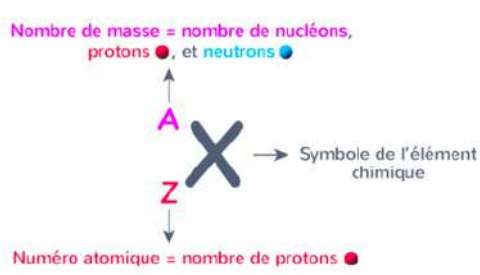
Les éléments sont représentés et classifié dans ce que l'on appelle le tableau périodique des éléments.
Chaque élément est codé avec 2 chiffres :
Ça aussi, essayez de le maîtriser au plus tôt, le cours est tellement plus accessible quand cette partie est intégrée !

- **Le nombre de masse A :**

c'est une approximation de la masse, principalement située dans le noyau.
En effet, les électrons sont extrêmement légers par rapport aux protons et aux neutrons (= les nucléons), concentrés dans le noyau.
A = masse du noyau en u, donc, si on connait le nombre de protons + neutrons, on obtient quasiment la masse de l'élément (aux électrons près).

- **Le numéro atomique Z :**

il correspond uniquement au nombre de protons, puisqu'on n'a pas forcément la même quantité de protons que de neutrons.
Ce numéro atomique Z participe à la classification des éléments.



Ainsi avec ces 2 outils, on peut déduire assez rapidement le nombre de neutrons (vu qu'il n'est pas toujours égal au nombre de protons) :
on soustrait le numéro atomique Z au nombre de masse A
(autrement dit, A – Z = nombre de neutrons).

Enfin, la charge du noyau va être exprimée en fonction du numéro atomique multiplié par la charge des protons.

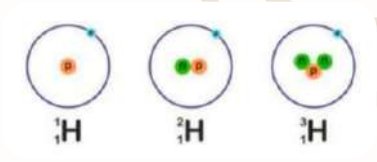
Le tutorat est gratuit, toute reproduction ou vente est interdite.

Chaque élément peut présenter des isotopes : $^{A}_{Z}X$ $^{A'}_{Z}X$

Isotopes : atomes avec le même numéro atomique Z, mais des nombres de masse A différents. Généralement, cela signifiera qu'on a un nombre de neutrons différent. (Parce que Z = nombre de protons et A = nombre de nucléons, donc si Z est équivalent, seul le nombre de neutrons peut différer quand A est différent !)

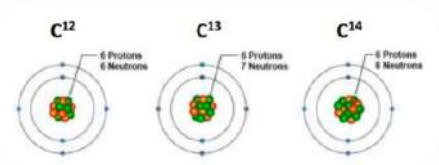


Exemple : les isotopes de l'hydrogène
L'hydrogène possède 1 proton et 1 électron.



Il a **2 isotopes** :
- Le **deutérium** : même Z, mais A change (A=2), il y a 1 proton + 1 neutron (ici on ne parle pas des électrons car ils n'entrent pas en jeu dans les isotopes). C'est donc un élément plus lourd que l'hydrogène qu'on va par exemple retrouver dans la constitution de l'eau lourde (utilisée dans les centrales nucléaires) ; l'isotope est à ne pas confondre avec les ions : ici par exemple, c'est un neutron qu'on rajoute, donc la charge ne change pas, mais la masse si.
- Le **tritium** : même Z, mais A change (A=3), il y a 1 proton + 2 neutrons. Il sert à certaines applications en médecine, il a une durée de vie beaucoup plus courte que la plupart des éléments.

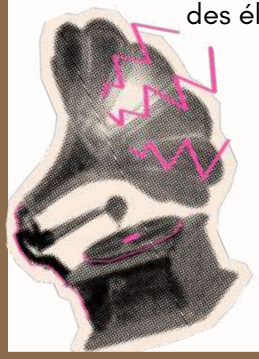




Exemple : les isotopes du carbone
Le carbone possède 6 protons et 6 électrons.
Parmi les éléments naturels principalement présents, on trouve le **carbone 12**, qui se compose de 6 protons et 6 neutrons. Son abondance naturelle est d'environ 98%. On a une **égalité** de protons et de neutrons pour le carbone 12.
*(**Tut'Help** : le numéro atomique Z du carbone est 6, et son nombre de masse est 12 pour le carbone 12, qu'on appelle comme ça pour le différencier de ses isotopes, comme on a changé les noms des isotopes de l'hydrogène pour faire la distinction).*

On peut retrouver un peu de **carbone 13** dans la nature, donc il a le même numéro atomique Z que le carbone 12, c'est A qui change : on passe de 6 protons et 6 neutrons à 6 protons et 7 neutrons.

Enfin on a le **carbone 14**, il possède 2 neutrons de plus que le carbone 12 élémentaire, c'est un élément dit « radioactif », car il émet des particules radioactives. Son abondance est très faible, on trouve 1 Carbone 14 pour 1 trillion de Carbone 12. Ce Carbone 14 sert à la datation des éléments.



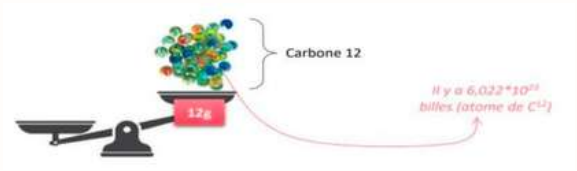
Le tutorat est gratuit, toute reproduction ou vente est interdite.

2 - Caractérisation

Tout d'abord, nous allons définir le nombre d'Avogadro, qui est une constante importante pour les atomes.

- **Nombre d'Avogadro : quantité d'atomes de carbone dans 12g de carbone 12**

Valeur : **6,022x10^23** (à connaitre +++)



Cette constante est cruciale car elle fournit un pont entre les quantités microscopiques et macroscopiques, facilitant ainsi la **compréhension** et les **calculs** en chimie (elle nous permet d'obtenir une valeur représentative de notre atome qui est dans un ordre de grandeur parlant, pour pouvoir comparer des atomes par exemple, rendre les valeurs plus concrètes).
C'est une constante, elle n'a **pas d'unité**.

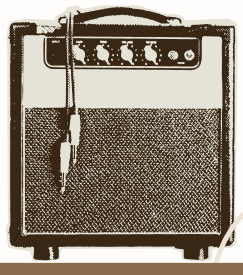
Et de ce nombre d'Avogadro, on a tiré la **MOLE** : **quantité de matière qui contient 6,022x10^23 entités élémentaires** (atomes, ions ou molécules).

- La **Masse molaire atomique M** d'un atome, qui s'exprime en **g/mol**, est généralement (à quelques exceptions près), le **nombre de masse A**. C'est une approximation qui se réfère à l'**isotope** de l'atome le **plus présent**, c'est à dire que, naturellement, si on pèse une mole de carbone ou une mole d'hydrogène, on va avoir un mélange de leurs 3 isotopes. On sait que dans le cas de l'hydrogène ou du carbone, l'H1 et le C12 sont présents en quantité largement majoritaire, statistiquement les autres isotopes seront en quantité infime. Il n'y aura pas d'erreur majeure : A correspondra à 12g/mol. Si on veut être un peu plus précis, ce serait 12g/mol virgule quelque chose, mais on n'en est pas très loin.
  *(**Tut'Help** : Autrement dit, on sait déjà quel est l'isotope le plus présent dans la nature, donc ça doit paraître logique que le nombre de masse du carbone soit bien plus proche de 12 (car C12 majoritaire) que de 13 ou de 14, et celui de l'hydrogène bien plus proche d'1 (car H1 majoritaire) que de 2 ou 3).*

Par contre, certains atomes vont présenter 2 isotopes dans des **rapports assez importants**.



Exemple : le chlore Cl
Le **Cl35** (A = 35) est présent à **75%** et le **Cl37** (A = 37) à **25%**.
Donc là, nous ne sommes plus dans l'ordre de 0,01% ou du 1% d'autres isotopes. Dans ces cas-là, la masse qu'on aura ne sera plus seulement de 35g/mol : on devra prendre en considération le rapport avec les 75% d'atome de masse 35 et les 25% de masse 37, ce qui vous fait une masse moyenne de **35,5g/mol**.
C'est donc la masse molaire atomique que l'on utilise pour le Cl
*(**Tut'Help** : on peut se dire qu'à 0,5 près l'impact sera moindre, mais dans un calcul, les quantités sont parfois importantes, donc la valeur trouvée peut être impactée par ce petit 0,5 ! De plus, c'est un exemple pour vous dire que ça existe dans la nature, l'écart pourrait être plus grand entre deux isotopes d'un autre atome).*



Le tutorat est gratuit, toute reproduction ou vente est interdite.

- La **Masse molaire moléculaire** : **somme des masses molaires de chaque atome de la molécule**.

C'est l'un des calculs que vous verrez le plus en QCM de chimie.
Pour ceux qui avaient une spé chimie au lycée, vous l'avez sûrement déjà fait. Mais pour les autres, vous verrez, c'est vraiment accessible, c'est un point facile à avoir quand on a bien compris le truc !!

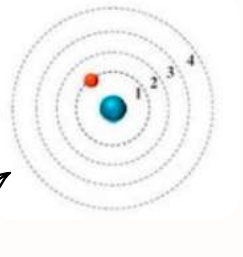


Exemple : La vitamine C (ou acide ascorbique)
Formule brute : C6H8O6 avec 6 atomes de carbone, 8 d'hydrogène, et 6 d'oxygène.
La masse de cette molécule se calcule en additionnant la masse des atomes présents : la masse molaire atomique du carbone est de 12g/mol ; la masse molaire atomique de l'hydrogène est d'1g/mol ; la masse molaire atomique de l'oxygène est de 16g/mol. On peut maintenant procéder au calcul : M(Vit C) = 6*M(C) + 8*M(H) + 6*M(O)
M(Vit C) = 6*12 + 8*1 + 6*16
M(Vit C) = 176 g/mol
Les valeurs des masses molaires sont données dans l'énoncé en QCM, il s'agit du A !
C'est-à-dire que dans une mole d'acide ascorbique, j'ai 176 g d'acide ascorbique.

3 - Modèles de structure de l'atome

Si on revient à la structure de l'atome, on avait dit qu'à l'intérieur du noyau, autour duquel gravitent les électrons, il y avait des protons et des neutrons.
Cette image généralement acceptée, c'est la représentation nommée : **le modèle de Bohr** ++
On trouve des **électrons** avec une **orbite circulaire** autour du **noyau** de l'atome.





Pour donner un **exemple**, on va prendre un modèle très simple, l'atome d'**hydrogène**.
Il y n'a **q'un proton** (aucun neutrons) autour duquel on va rajouter **un unique électron** sur une **orbite** (comme une planète autour du soleil).

Ces orbites ont un rayon de : **Rayon de l'orbite = 0,53 * n^2 Å**

Avec :
n = numéro de l'orbite, ce n se réfère au **nombre quantique principal** ++ ;
n étant un **entier naturel** (ex : 1, 2, 3 ...).
Å = l'unité : l'Angström

Donc ici, on a un proton (le seul dans le noyau) + un électron qui gravite autour,
il va naturellement graviter sur l'orbite n=1, mais il peut aussi potentiellement aller graviter sur l'orbite n=2, n=3, n=4 etc...
(On revoit ça un peu plus tard dans la fiche).



Le tutorat est gratuit, toute reproduction ou vente est interdite.



On va sortir de l'exemple, on a présenté le cas de l'hydrogène car c'est le plus simple à décrire et à comprendre mais le principe reste le même, ces mécanismes s'appliquent bien aux autres atomes.

L'**énergie de l'électron** va être bien **définie**, car l'électron ne sera pas diffus sur une distance, il se trouve précisément dans des lieux bien particuliers. L'énergie de l' électron va donc dépendre de l'**orbite** dans lequel il se trouve. Comme l'énergie dépend de l'orbite, elle ne peut prendre que des valeurs bien précises, c'est le **quantum d'énergie**, chaque électron aura un quantum bien spécifique.

L'énergie E de l'électron au niveau de n (l'orbite) « En » est définie par l'énergie de l'électron à l'**état fondamental** (au niveau n=1) divisé par le **nombre de l'orbite au carré** (n^2).

E1 a une énergie de **E1 = - 13,6 eV**. Donc l'énergie de l'électron à l'état fondamental pour l'hydrogène (on extrapolera pour les autres molécules) est de **-13,6eV**.

Ici, il faut surtout retenir qu'**à l'état fondamental, l'énergie de l'électron est de -13,6 eV ++.**

Quand on parle des différentes orbites de l'état fondamental, cela signifie qu'il y a d'**autres états** :

- **État fondamental** :

en absence d'énergie, les électrons se situent (dans le cas de l'hydrogène) au niveau de **n = 1**,

il y a **absence de toute excitation extérieure**, c'est un niveau **bas en énergie, stable** ++.

- **État excité** :

on fournit de l'**énergie** au système, à l'atome, **l'électron passe dans les orbitales supérieures**.

À chaque fois, lorsque l'on passe de l'état fondamental à un état excité, il faut **apporter de l'énergie**.
Cette énergie peut être sous forme de **chaleur**, d'**onde lumineuse**...
L'électron va **absorber** l'énergie fournie par le système et **passer sur une autre orbite**.
Les états excités n'ont PAS pour vocation de perdurer dans le temps, ce n'est pas l'état « naturel » de l'atome.

Tut'Concentre : *Ça, c'est à bien comprendre ! Une fois que vous avez bien compris cette partie, elle peut vous faire gagner beaucoup de temps en QCM : si on vous dit « état excité = stable », c'est **faux**, l'atome ne peut pas rester en état excité, c'est beaucoup trop d'énergie pour lui, c'est un état dont il veut se libérer.*
*Pareil, si on vous dit « état fondamental = excès d'énergie », c'est aussi **faux**, il faut bien faire la distinction : l'atome ne se sent bien que quand il est dans son état fondamental ; quand il est en excès d'énergie, donc qu'il est excité, il veut retourner à son état fondamental (et pour ça son électron qui est sur une couche supérieure doit retourner sur sa couche d'origine).*

Il va y avoir un moment où l' électron va retourner sur son orbite, l'atome va repasser dans son état fondamental, **moins énergétique** ++.

Et lorsqu'il retourne dans son état fondamental, il va dégager de l'**énergie E** qui sera **émise sous forme de rayonnement** (longueur d'onde).

On a donc une **longueur d'onde bien précise** qui correspondra à la **différence d'énergie entre le niveau excité et le niveau fondamental**.

C'est une partie commune avec la biophysique, je pense qu'une fois que vous aurez vu cette partie dans les deux matières ça vous aidera à l'intégrer, mais à force de travailler ça dans les deux matières, ça va rentrer, il faut bien comprendre !

Le tutorat est gratuit, toute reproduction ou vente est interdite.

—> Si on regarde l'atome d'hydrogène, on ne peut pas faire toutes les étapes possibles, il y a des limites physiques, et on risque d'arracher l'électron de l'atome.
On observe 3 séries de raies différentes, puisqu'il va retourner systématiquement dans l'état fondamental depuis les autres niveaux d'énergie :

Les UV (ultra violet) sont < 120nm, invisibles à l'œil nu.
Le domaine du visible est entre 600 à 400nm.
Les IR (infra rouge) sont > 1800nm, invisibles à l'œil nu.

Retour à	Série de	Longueur d'ondes
n = 1	***Lyman***	***UV (Ultra Violet)***
n = 2	***Balmer***	***Visible***
n = 3	***Paschen***	***IR (Infra Rouge)***

Quand un électron est excité, il va y avoir de nombreuses possibilités pour lui : il peut retourner d'un seul coup à l'état fondamental ; il peut aussi passer avant par le niveau 3 avec émission d'une certaine longueur d'onde, puis à partir de ce niveau 3 il peut rejoindre le niveau 1 ou le niveau 2 avec de nouveau une émission, puis s'il avait rejoint le niveau 2 il y aura une nouvelle émission pour rejoindre le niveau 1.



Précision de ses possibilités pour ceux qui n'auraient pas bien compris :

l'électron excité se trouvant au niveau 4 (couche n=4) peut soit:

-Rejoindre la couche n=1 directement —> une émission en UV (de Lyman) (une seule émission)

-Rejoindre la couche n=3 d'abord —> une émission en IR (de Paschen), puis rejoindre la couche n=1 direct depuis n=3 —> une émission en UV (de Lyman) (deux émissions en tout)

-Rejoindre la couche n=3 d'abord —> une émission en IR (de Paschen), puis rejoindre la couche n=2 depuis n=3 —> une émission visible (de Balmer), puis rejoindre la couche n=1 depuis n=2 —> une émission en UV (de Lyman) (3 émissions)

-Rejoindre la couche n=2 directement —> une émission visible (de Balmer), puis rejoindre la couche n=1 depuis n=2 —> une émission en UV (de Lyman) (2 émissions)

Je crois vous avoir fait toutes les possibilités, le but est vraiment de comprendre !

Si on fournit **suffisamment d'énergie** à l'atome d'hydrogène, et si cette énergie est **supérieure à l'état fondamental** (-13,6eV), on va **arracher** complètement l'électron des orbites de l'atome, cet atome sera donc **ionisé** car il aura **perdu un électron** : on obtiendra alors un atome qui ne possède plus que son proton : c'est **H+**
Ici, si ça vous paraît trop simple, que vous pensez ne pas avoir compris parce que ça paraît trop logique, c'est normal !
La notion d'ion est une notion que vous connaissez pour la plupart depuis longtemps, et vous en comprenez le fonctionnement maintenant.
Si vous avez compris la partie précédente, le but du professeur était aussi de venir à celle-ci : s'il y a trop d'énergie, l'électron est expulsé, il en manque donc un, on passe a un surplus de protons, (un de plus que le nombre d'électrons), l'atome devient donc un ion positif , un cation !

$$H \xrightarrow{E = 13{,}6\ eV} H^+ + e^-$$

—> Le modèle de Bohr est un modèle assez simple, un noyau avec des électrons qui tournent autour. Cependant, il présente quand même des limites. +++

En effet, lorsque les théories physiques se sont affinées, ont évolué, on a eu au début du 20e siècle :

-**Einstein** qui va **associer le photon à l'onde lumineuse**. Il va donc connecter une nature **corpusculaire** (le photon est un corps) à un **élément ondulatoire** (la lumière est une onde).

-En 1924 (en tenant compte des évolutions de la physique), **Louis de Broglie** va étendre ce principe aux particules chimiques (en particulier les électrons etc...). Il va alors indiquer que « toute particule en mouvement est associée à une onde » ++. Pour chaque électron qui gravite autour du noyau, une onde lui est associée.

Le tutorat est gratuit, toute reproduction ou vente est interdite.



$$p = m \cdot v = \frac{h}{\lambda} \Rightarrow \lambda = \frac{h}{m \cdot v}$$

Quantité de mouvement — *Longueur d'onde associée au mouvement de la particule*

p : quantité de mouvement ; **m** : masse ; **h** : constante de Plank ; **ν** : fréquence ; **λ** = longueur d'onde

Cependant, cette dualité qui associe une onde et un corpuscule n'est absolument **PAS compatible avec la mécanique classique** où on a une interprétation très physique de l'onde. On est dans un caractère très quantifié des choses. Ainsi, si on étend cette théorie à :

➢ des objets de masse élevée : la question d'onde n'est plus concevable.

➢ des objets d'échelle atomique : la longueur d'onde est du même ordre de grandeur que les dimensions du système, et cela n'a pas de sens.

(Ça veut dire que si on voit une voiture qui roule, une onde ne lui est pas associée ! Et au niveau atomique, la mesure de la longueur d'onde donne des valeurs équivalentes à la taille du système entier, c'est une valeur incohérente. A grande échelle ce principe n'est pas transposable et à petite échelle, c'est incohérent.)

Là, on se rend bien compte que le modèle très simple de Bohr **NE représente PAS la réalité** que l'on observe.

➢ Pour connecter et rationaliser les différents aspects, Heisenberg va introduire le principe d'incertitude : on ne peut pas connaître simultanément et avec certitude à la fois la VITESSE et la POSITION d'un électron dans l'espace +++.

➢ On peut par contre définir une probabilité de présence de l'électron dans une zone déterminée +++++.

Schrödinger va ainsi reprendre la théorie de Louis de Broglie, l'adapter avec le principe d'incertitude et associer toute particule à un mouvement d'une fonction d'onde.
Il va relier les particules en mouvement à une fonction d'onde.

L'équation postulée par Schrödinger va permettre de relier l'énergie d'un système à ses propriétés ondulatoires. On dépasse le modèle purement classique de Bohr (orbite définie avec une position bien précise), on reconnecte la dualité onde-corpuscule grâce au principe d'incertitude, on exprime alors une probabilité de présence de l'électron, et on connecte donc la particule à un mouvement d'une fonction d'onde.

➢ Ce modèle ondulatoire de Schrödinger permettra de développer la notion d'orbitale.

La mécanique ondulatoire, contrairement à la mécanique classique, va définir l'électron avec à la fois :
- Son énergie
- Sa probabilité de présence dans l'espace

Les particules vont être associées à des fonctions d'ondes Ψ qui dépendent à la fois de x, y et z (dans un repère).
Ψ n'a pas de signification physique, c'est une fonction qui décrit l'onde.
Pour donner une signification physique à ceci, on va travailler avec :
Ψ2 = densité de probabilité de présence de l'électron dans un volume donné.

Le tutorat est gratuit, toute reproduction ou vente est interdite.

Cette notion a permis de développer les orbitales atomiques qui ne seront ni plus ni moins que la représentation du volume à l'intérieur duquel il y à 95% de chance de trouver l'électron. Comme c'est un volume, celui-ci est associé à une fonction d'onde.

Pour résoudre l'équation de Schrödinger nous devons introduire **4 nombres quantiques** :

n = Nombre quantique principal
l = Nombre quantique secondaire
m = Nombre quantique magnétique
s = Nombre magnétique de spin

Nombre quantique principal n : déjà utilisé dans le modèle simple de Bohr qui va définir la **couche**, « l'orbitale de base » et le volume de l'orbitale moléculaire. A chaque couche n est associée une **énergie**. Ce nombre n est aussi un **entier non nul**. On verra aussi qu'il peut être associé à des **périodes K,L,M**...
(On dit que c'est un entier non nul, ça veut dire qu'il ne peut prendre que des valeurs non égales à zéro et qui soient des chiffres entiers, sans virgules. La valeur de n ne sera jamais 9,5 ou 0.)

Nombre quantique secondaire l : définit la **sous-couche de l'orbitale** et la **forme de l'orbitale** atomique. Ce nombre l ne peut prendre que des valeurs précises, comprises **entre 0 et n-1 inclus**. l **> n n'existe donc jamais**, le nombre quantique secondaire est toujours d'au moins une unité inférieur au nombre quantique principal n. Quand l augmente, l'**énergie** de la sous-couche augmente aussi.
(La valeur de l (c'est bien la lettre L en minuscule, j'ai changé la police pour ne pas que vous les confondiez avec les 1) peut donc être de 0, et si n = 9 par exemple elle peut être de 8 maximum.)

Nombre quantique magnétique m : le dernier des 3 nombres quantiques nécessaire à la résolution de l'équation de Schrödinger. Il détermine l'**orientation de l'orbitale** atomique suivant l'axe des x, y ou des z (en 3D). Celui-ci est compris **entre** - l **et** + l **(inclus)**.
(Ici, ce sont des l, le L minuscule, il ne s'agit pas de 1 un)
Le nombre de m possible détermine le **nombre d'orbitales atomiques** dans une sous couche donnée : on va alors avoir 2 l + 1 valeurs de m. (2L + un)

Nombre magnétique de spin s : permet de caractériser les répulsions. Il ne sert pas dans la résolution de l'équation de Schrödinger (d'où le « on va introduire 3 nombres » en haut), mais va être un élément supplémentaire pour caractériser l'électron.

En effet, l'électron est animé d'un **mouvement de rotation autour de lui-même**. On lui associe un nombre magnétique de spin s pouvant prendre **uniquement 2 valeurs : +1/2 et -1/2**.

Petit tableau pour ceux qui préfèrent :

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

Le tutorat est gratuit, toute reproduction ou vente est interdite.

Cette probabilité de présence se traduit **physiquement** par des **orbitales atomiques** +++ :
volume dans l'espace qui définit la zone de présence des électrons.

La **forme** de l'orbitale atomique va déprendre de la valeur de l, tandis que m va donner le **nombre** d'orbitales de même forme. L'orbitale sera normée suivant un système **orthonormé**, la forme et la direction des orbitales va permettre de **MINIMISER LES REPULSIONS** des électrons de même énergie.

Maintenant, on va utiliser un exemple pour voir les différentes formes que prennent les orbitales en fonction de l :



Exemple : explication des orbitales pour n = 3 (ça aurait pu être n = 1 ou 2 osef)

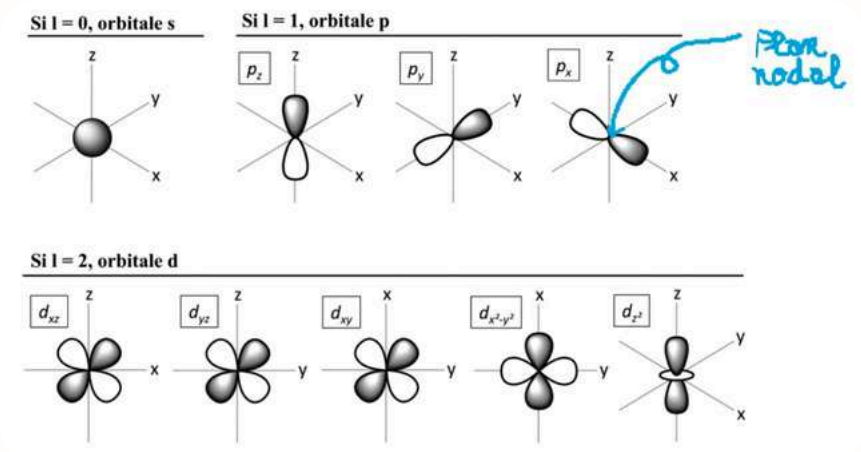
•Pour l = 0 :
Type d'orbitale : 3s
Forme : Sphérique (c'est l'orbitale la plus simple)
Valeur de m : 0 (car entre -l et + l)
Valeur de s : +1/2 ou -1/2 (toujours)

•Pour l = 1 :
Type d'orbitale : 3p
Forme : Haltère (3 directions différentes selon l'axe x, y ou z)
Valeur de m : -l, 0, +l
Valeur de s : +1/2 ou -1/2
Au niveau du « plan nodal » (= du noyau, intersection entre les 2 plans x et y (ou z)) on a une probabilité de présence des électrons qui est nulle, car, comme on le sait, il n'y a pas d'électrons au sein du noyau.

•Pour l = 2 :
Type d'orbitale : 3d
Forme : Trèfle (cinq orientations)
Valeur de m : -2, -1, 0, +1, +2
Valeur de s : +1/2 ou -1/2



Petite image si ça peut vous aider à visualiser :



Dès qu'on passe à des atomes **poly-électroniques** (avec plus d'un électron), ce qui va être le cas de tous les éléments du tableau périodique sauf de l'hydrogène, ça se complique un peu, car il y aura forcément des **interactions** entre les électrons. Il n'y a plus de solution stricte de l'équation de Schrödinger comme vu précédemment, on va utiliser des **approximations**, mais toujours avec l'équation de Schrödinger.

Le tutorat est gratuit, toute reproduction ou vente est interdite.

Mais le principal point c'est que :
On va considérer que **les électrons sont indépendants.**
On va considérer que **les orbitales atomiques s'adaptent** pour les autres atomes, elles doivent avoir la **même forme,** principalement que pour l'atome d'hydrogène.

III - Organisation des électrons dans l'atome

1 - Les différentes règles

On va enfin introduire les **règles** pour **remplir les électrons dans les couches électroniques**.

Attention cette partie est importante car elle peut tomber, il faut bien retenir quelle règle (principe) a été donnée par qui.++
Mais ne vous inquiétez pas, ça reste une partie sympa et plutôt simple, il faut la voir un peu comme un jeu

Les règles de base pour remplir des couches électroniques sont celles de **Pauli**, mais on va aussi voir celles de **Hund** et de **Klechkowski**.

Principe d'exclusion de Pauli

Dans un atome, 2 électrons ne peuvent **jamais** avoir les **4 mêmes** nombres quantiques.
Cela signifie que n, l, m peuvent être pareils, mais s sera forcément différent,
on **ne** peut **pas** avoir n, l, m et s identiques.
On doit alors toujours avoir des **combinaisons qui sont différentes**.
Si on représente les orbitales (pour simplifier on ne représentera jamais les orbitales atomiques qui ont des formes complexes dès que l'on passe à l'orbitale p), on utilise les « **cases quantiques** ».
Une case quantique représente une orbitale atomique vide.
Dans une orbitale (représentée par un carré), on va pouvoir placer au **MAXIMUM 2 ÉLECTRONS** (représentés par des flèches ou demi flèches parfois, le premier vers le haut et le deuxième vers le bas, pour représenter les spins antiparallèles). On met 1 électron avec un **spin positif** (c'est donc un électron célibataire), puis le second électron va arriver avec un **spin négatif** (- ½), on a alors les deux électrons appariés dans une case quantique, avec des **spins antiparallèles** +++, les nombres de spin sont différents, les électrons sont antiparallèles.



OA (Orbitale atomique) vide

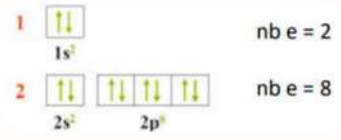


OA ½ pleine
1 e- célibataire
s = 1/2



OA pleine
e- appariés
s = antiparallèles

Ça nous permet de pouvoir avoir le nombre d'électrons maximal par couche N = 2n^2
(N : le nombre d'électrons maximum).
Sur la couche 1, on peut avoir 2 électrons au maximum (2 * 1^2 = 2).
Sur la couche 2, on peut en avoir maximum 8 (2 * 2^2 = 8).



(Une couche est représentée par un étage de cases quantiques)
Cette première règle nous dit qu'on peut ranger les électrons dans les cases quantiques au nombre de 2 avec des spins différents.

Le tutorat est gratuit, toute reproduction ou vente est interdite.

Règle de Hund

Dans une sous-couche, le niveau **minimum** d'énergie est atteint lorsque le remplissage d'électrons se fait avec une valeur **maximale** de spins.
Ça signifie que **dans un premier temps on va mettre tous les électrons séparés** dans chaque case quantique.
Pour **une sous-couche** donnée, les électrons occupent le **nombre maximum d'orbitales** atomiques de même énergie (le nombre de cases quantiques pour une même sous-couche) et ont des **spins de mêmes valeurs s'ils ne sont pas appariés**.

Très concrètement, **les électrons se placent à raison de 1 par case quantique avant de s'apparier en doublets +++++.**

Petit mémo : on place les e- Hund à Hund (1 à 1) dans les cases quantiques avant de les apparier.

On les distribue et seulement ENSUITE on les apparie !

! ATTENTION !

On précise bien qu'on procède quand même par sous-couche.
Je vous mets un exemple dans la page d'après...

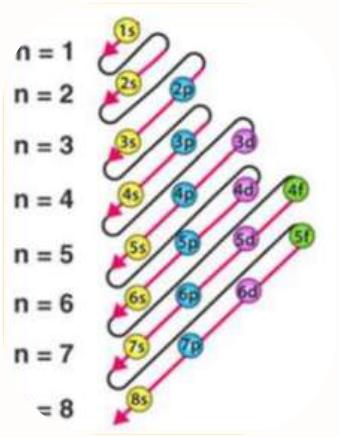


Règle de Klechkowski

Elle permet de prévoir **comment remplir chaque niveau d'orbitale atomique**.
Ce remplissage se fait par **ordre croissant n + l d'énergie**.
En effet, on va au fur et à mesure remplir des niveaux d'énergie de + en + importants.
Il se fait par ordre croissant de n lorsque les sous couches ont des valeurs de n + l égales.

+++ Ordre : 1s, 2s, 2p, 3s, 3p, 4s, 3d, 4p, 5s, 4d ... +++

Petit mémo de ma vieille Camhydroxyle <3 :
le schéma à droite vous montrant l'ordre ressemble à une piste de ski
—> Klechkow**ski** !



! ATTENTION !

la **4s** a un niveau d'énergie inférieur à la **3d**, c'est la raison pour laquelle on la remplit avant la 3d.
On ne finit pas la série 3, on commence la série 4 avant.
De la même façon, pour la **4p**, on ne passe pas à la d, on va à la **5s** car celle-ci a un niveau inférieur à la 4d.
Il faut se rappeler de l'ordre de remplissage des couches ! +++

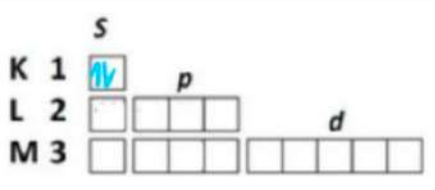


Le tutorat est gratuit, toute reproduction ou vente est interdite.



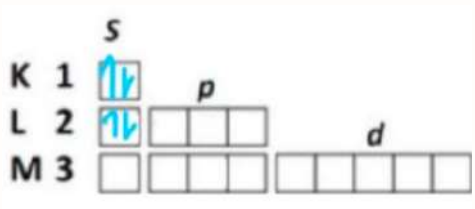
Exemple d'application de la règle de Hund :

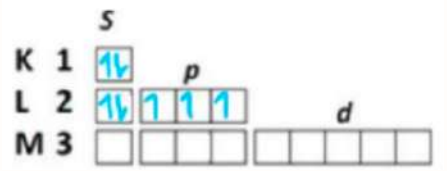
L'azote, Z=7 (qui a donc 7 protons et forcément 7 électrons puisque ce n'est pas un ion).
(Les couches s'appellent ici K, L et M,mais elles peuvent prendre n'importe quels noms de lettres qui se suivent, X, Y et Z etc...)



On commence par remplir la couche K dans laquelle on met nos 2 e- à spins antiparallèles dans l'unique sous couche s.

On remplit ensuite la couche L dans laquelle on met nos 2 e- à spins antiparallèles dans la première sous couche s.



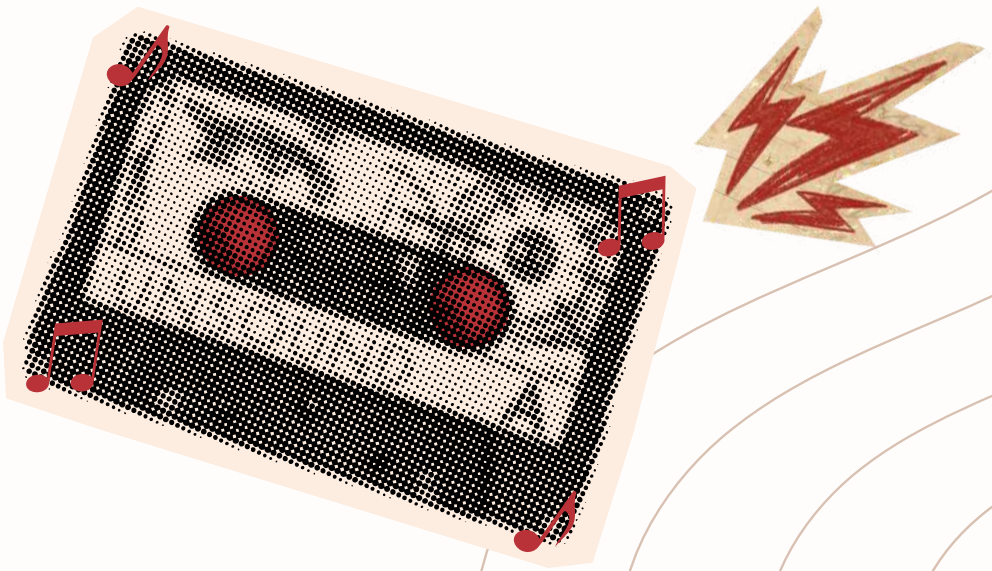


On remplit enfin la sous couche p de la couche L, dans laquelle on met nos e- de même spin un à un dans chaque case de la sous couche.

S'il y avait eu Z=10 donc 10 e- à placer, chaque case quantique serait pleine.

On garde l'azote, on a 7 e-, on a donc 1s2 2s2 2p3 ; vous le comprenez aussi visuellement avec la règle de Hund, on a bien 7 e- avec 2 e- par sous-couche s, et 3 dans la sous-couche p !

Si on avait un atome avec Z=10, on aurait 1s2 2s2 2p6. Si on avait Z=20, on aurait 1s2 2s2 2p6 3s2 3p6 4s2. La couche d peut comporter jusqu'à 10e-, comme vous le voyez dans la sous couche du tableau, donc pour Zatome = 27 on aurait 1s2 2s2 2p6 3s2 3p6 4s2 3d7.



Le tutorat est gratuit, toute reproduction ou vente est interdite.

2 - Tableau périodique et propriétés des éléments

Tous ces éléments mis ensemble se retrouvent dans le **tableau périodique**. Ce tableau, on le doit à **Mendeleïev**, qui a eu le génie de trouver comment arranger tous les atomes de façon très simple et représentative. Il a une force logique.

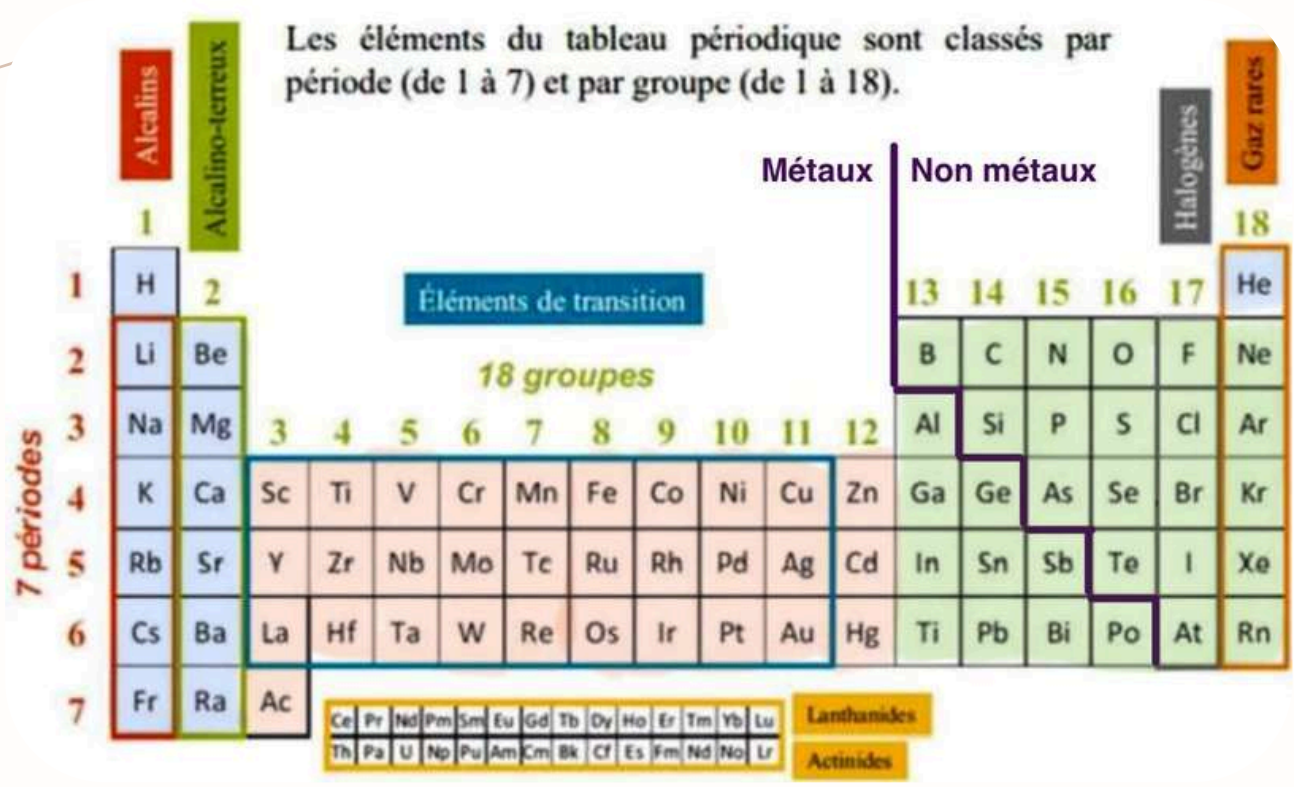
-Les atomes sont classés dans un premier temps suivant leur **numéro atomique.**

-Plus important encore, la structuration du tableau périodique fait en sorte que tous les éléments dans chaque **colonne** aient exactement la **même structure électronique de leur couche externe = de valence** (leur dernier niveau d'énergie). Le fait que les atomes aient la même structure électronique de la couche externe fait qu'ils ont des **propriétés physico-chimiques** un peu similaires. C'est pour cela qu'en les classant par colonnes on a adopté des **noms de colonnes**.

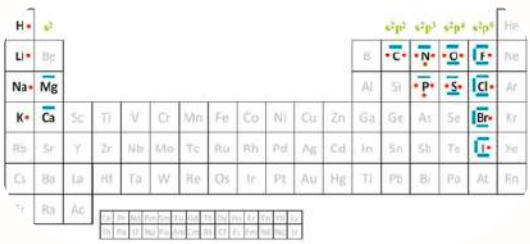
-Le tableau périodique peut aussi être représenté par **blocs** : dans le bloc s, on remplit les orbitales s en dernier ; dans le bloc p, on remplit les orbitales p en dernier ; dans le bloc d, on remplit les orbitales d en dernier.

Tout cela contribue à des **similarités au niveau des propriétés physico-chimiques +++.**

-On peut aussi les diviser schématiquement entre les **métaux** et les **non-métaux** :
Métaux : atomes qui conduisent le courant, tendance à former des ions positifs.
Non-métaux : Atomes isolants, qui ne conduisent PAS le courant, tendance à former des ions négatifs.
On peut aussi subdiviser en métaux de transition (bloc du milieu).



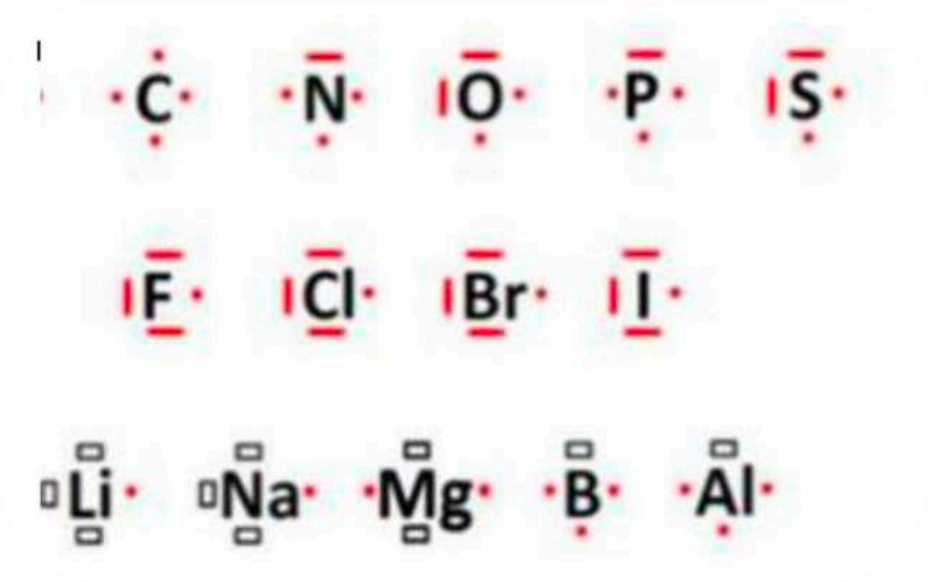
***Aparté examen** : je sais que vous stressez pour ce qu'il y aura à connaître de ce tableau le jour J. Tout ce qui est écrit au dessus est à connaître, colonnes, blocs..., mais pour ce qui est des éléments du tableau en eux-même, non, vous ne devez pas tous les connaître par coeur. Le professeur vous conseille quand même de connaître ceux-ci :*



Le tutorat est gratuit, toute reproduction ou vente est interdite.

3 - Structure de l'atome et modèle de Lewis

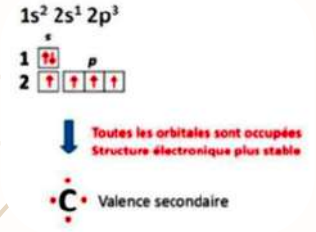
Tous ces atomes dans la même **colonne** ont la même couche électronique externe = la **couche de valence**. Cette couche de valence va nous permettre de représenter les atomes suivant le **modèle de Lewis**.
Le modèle de Lewis va **représenter** les électrons des **couches extérieures** d'un atome. Et ce sont ces électrons-là qui seront impliqués dans la **liaison**, et donc dans la **construction des molécules**.
En fait, on va représenter notre atome par sa (ses) lettre(s), puis on va ajouter autour de lui ses e- de valence comme un carré. Pour chaque côté où il y a deux électrons, on va les associer dans un doublet dit « doublet non liant » (DNL), représenté par un trait. Quand ils sont seuls dans leur côté, ils sont représentés par un point.



<u>Cas particulier du carbone :</u>

Dans le cas du carbone, on a 1s2, 2s2, 2p2 = 6 électrons.

On a alors la représentation de la couche de valence qui nous donne une double flèche en s et deux flèches célibataires en p. On a 4 e- à placer, mais comme deux sont associés, ils forment un doublet non liant, donc on a un doublet sur un côté, et deux points (e- célibataires) sur 2 autres de ses 4 côtés.



On sait que le carbone peut faire plus de 2 liaisons, il peut en faire 4. Et c'est pour ça que le carbone est souvent représenté dans sa **valence secondaire** qui comporte **4 électrons célibataires** qui pourront faire 4 liaisons.

Petit + sur le rangement dans les cases :

En prenant le Bore B ou le Lithium Li, on va représenter des cases vacantes. Sur la dernière couche externe, la couche de valence, toutes les cases ne seront pas remplies. Si on revient au lithium par exemple, d'après le tableau périodique on a Z=3, on a besoin de l'orbitale 1s et du niveau 2. On remplit la 1s, on a un seul électron au niveau 2.

Par contre, je suis au niveau 2, les orbitales p existent quand même. Ce qu'il y a de très important à se rappeler, c'est que du moment où on a des électrons à un certain niveau, ce n'est pas parce que les autres orbitales sont vides qu'elles ne sont pas **présentes**. Elles sont systématiquement présentes lorsqu'on est à un certain niveau. Au niveau 2, on a toujours les orbitales 2s et 2p qui sont présentes. Au niveau 3, on a les orbitales 3s, 3p et 3d. Et le fait que ces orbitales soient présentes mais **vides**, on les représente par des **cases quantiques vides**. Ces cases quantiques vides vont avoir la particularité de pouvoir **accepter des DNL**.

Le tutorat est gratuit, toute reproduction ou vente est interdite.

Place aux dédiiis !!!

Tout d'abord dédi à mes deux superbes chopines Maewen ~~Maestrogène~~ et Caroline ~~Carotide~~ pour ces merveilleuses années, tellement heureuse d'avoir pu vivre l'aventure de la p1 avec vous, trop hate pour la suite :pp

Dédi à Inès votre incroyable CT ROI et à son cycle nycthéméral complètement explosé pendant la p1, on s'en souvient

Dédi à tous mes amies du lycée qui m'ont bien aidé pour la SV, notamment en TP et avec les compétences transversales de merde

Dédi à la meilleure petite sœur de l'univers, ma Camille et ses constants aller-retour à l'hopital pendant mes P1, la vie dose un peu stp

Dédi toute particulière à mon amoureux, avec qui je vis depuis 2 ans maintenant et qui a dû me supporter à travers mes P1 et qui malgré tout, a toujours été là pour moi, pour me soutenir à travers toutes les épreuves, je t'aime si fort <33

Dédi à mon merveilleux papa qui a toujours cru en moi et en ma réussite au fil de ces dures années

Dédi à ma maman et son immense courage qui reprend les études en L1 à l'IFSI

Dédi à mon gang, mes diva, mes pookies 👄 (jusqu'à Aix je vous aimes grrr)

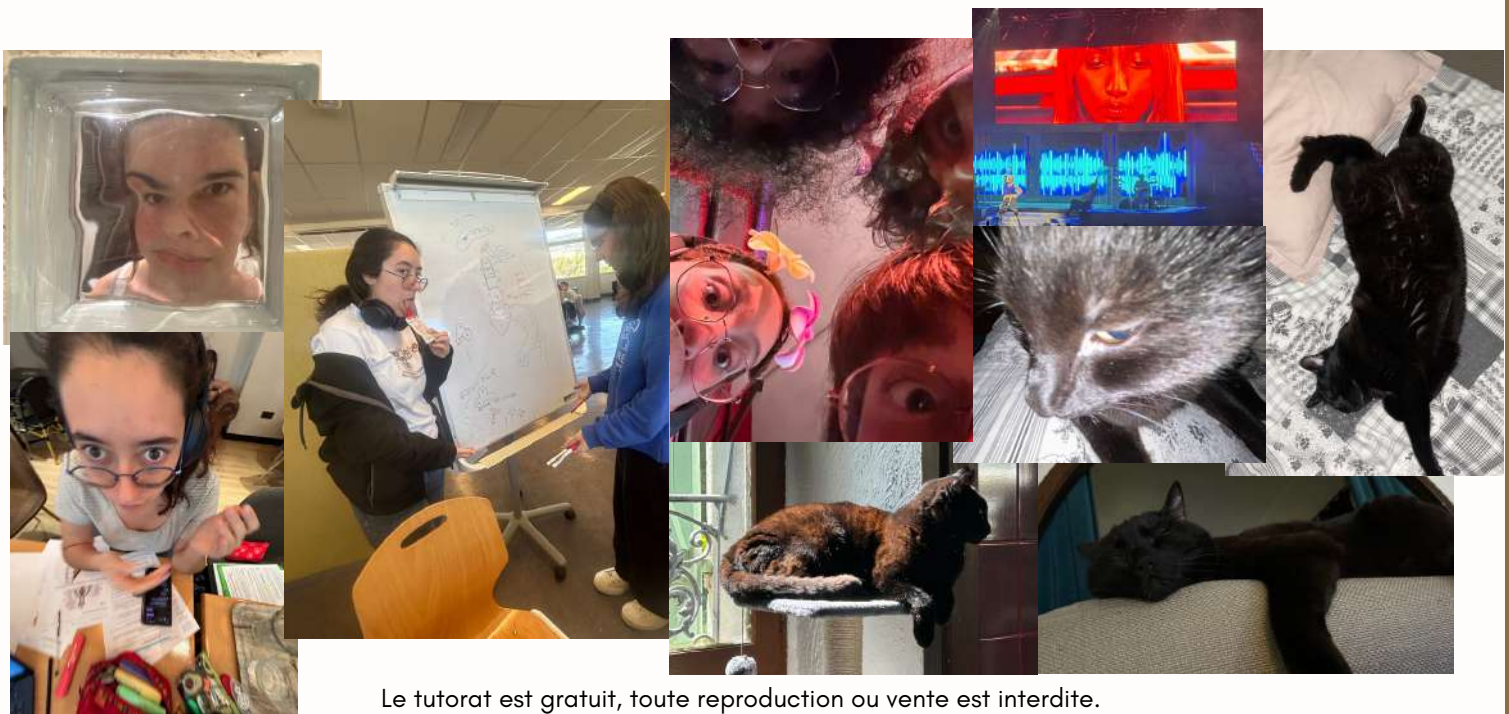
Dédi à Hugo et sa piscine bcp trop profonde dans le carré de sucre qui lui sert de villa 👄

Dédi à Yacine et Houcine #MeilleursPapasTut'AllTime ~~déso pas déso~~ et nos hangout post-EB à la patinoire et à JP et Carla qui m'ont bien préparés aux oraux de méd #privilégiée

Dédi au concert de pinkpantheress à Paris offert par mon copain #hommecapable qui m'a servis de récompense après cette dernière année d'acharnement

Dédi à mon fils, Pepper, mon piti chat tout noir trop mignon ~~c'est un immense porc~~

Dédi aux chats trops choupi autour de chez moi, surtout le ptit chat roux (on l'appelle Jefe mdrr)



Le tutorat est gratuit, toute reproduction ou vente est interdite.