

Introduction à la chimie



- Version finale -

Coucou tout le monde !! Moi, c'est Charlautyse. Je suis l'une de vos 3 tutrices de chimie avec Romanubrium et Camhydroxyle cette année, je m'occupe des cours Intro à la chimie (ci-dessous) et Liaisons chimiques, VSEPR et nomenclature.

Ne vous inquiétez pas, la chimie est une matière agréable à travailler même si elle n'est pas des plus faciles et son programme ne représente que peu de cours.

Quelques conseils pour la travailler : pour mes cours, essayez de bien vous visualiser les principes et lois, de bien les dissocier. Peut-être en faire une petite fiche chacun ! Le reste de l'intro ressemble beaucoup à ce que vous avez vu au lycée pour ceux qui avaient physique-chimie, et pour ceux qui ne l'avaient pas, je vous conseille de travailler ce cours doucement, peut-être en vous aidant de cours de première et terminale sur internet par exemple (et bien sûr pas de questions bêtes, je suis là pour vous répondre) ! Pour ce qui est de la nomenclature, il vous suffira d'intégrer la logique avec un peu d'entraînement. N'hésitez pas à vous inventer des molécules pour vous entraîner à les nommer, ça marche aussi ! Les liaisons c'est pareil, pas mal de connaissances de lycée, en allant un peu plus loin. Enfin, pour la VSEPR, ne vous inquiétez pas, vous avez le temps de l'intégrer, on la travaille dès la TTR exprès !

Pour les cours de mes co-tut, je trouve qu'ils sont un peu plus complexes que les miens, prenez bien votre temps dessus (surtout la réactivité), inutile de les voir trop vite sinon il faudra juste les revoir et revoir encore ! Vous verrez, c'est très intéressant.

Et enfin le plus important : **posez toutes vos questions**. On est là pour ça, on prendra le temps, même si vous ne comprenez pas une même notion pendant une semaine, on la réexpliquera autant de fois que vous en aurez besoin, il n'y a pas de question bête du tout, posez les toutes, le plus important c'est de bien comprendre.

On passe au cours !

I - Généralités

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 :

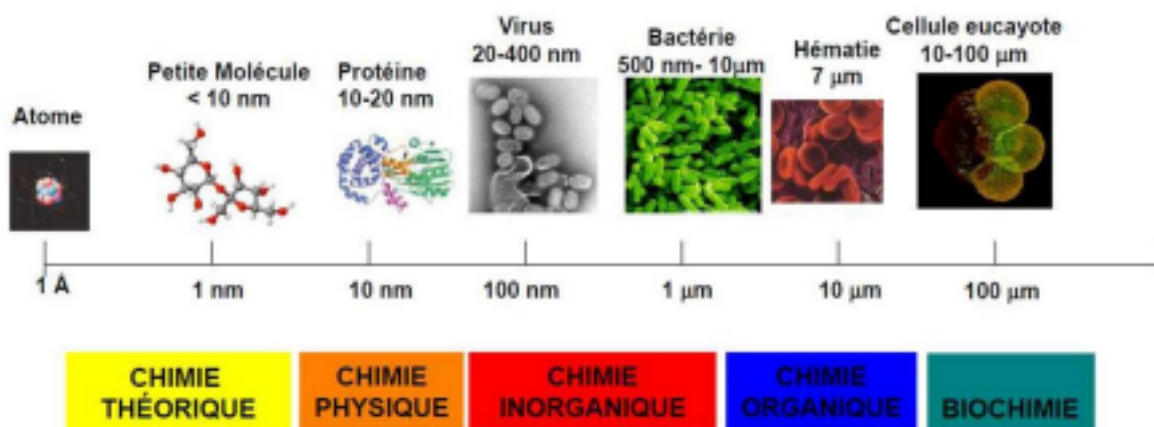
- La **constitution** des éléments
- Leur **transformation** : leur **réactivité** chimique
- Leurs **propriétés** : ce qui va leur conférer leurs caractéristiques, que ce soit à l'échelle atomique ou moléculaire.

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).



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.

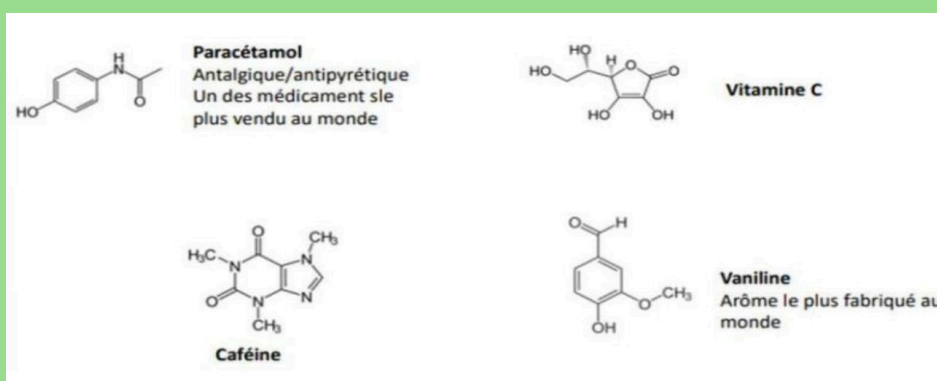
Mais créer des molécules en **chimie organique**, ça concerne aussi les **polymères**, l'**électronique**, les nouveaux composants de nos téléphones, ils sont tous dérivés de chimie organique.

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).

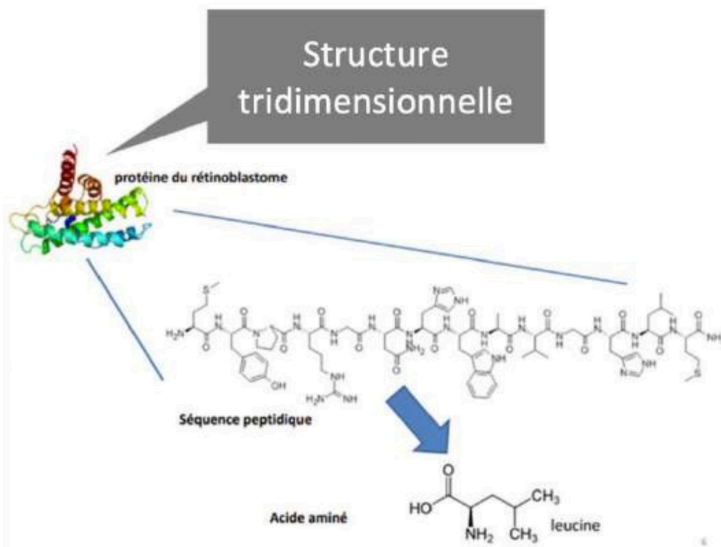
Si on regarde un peu les molécules organiques du **quotidien** vous verrez que l'on en rencontre partout, et que certaines se retrouvent au quotidien et sont systématiquement étudiées.

Quelques exemples :

- Le **paracétamol** : 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)



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 feuillettes, des hélices etc... ce que vous verrez très en détails en biochimie.



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 imaginer ces propos : 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**.

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 !

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

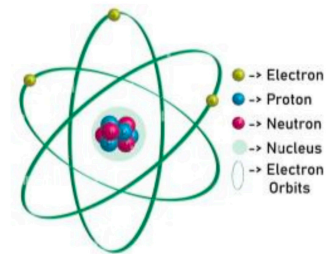
Un atome est composé d'**électrons** qui vont graviter autour d'un **noyau** (c'est le modèle le plus simple).

Le noyau quant à lui est composé de **protons** et de **neutrons**, ensemble qu'on appelle 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** (mémoriser : proton → plus)
- Les **neutrons** sont **neutres**



Parfois, vous pourrez trouver dans certains ouvrages :

- 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**.

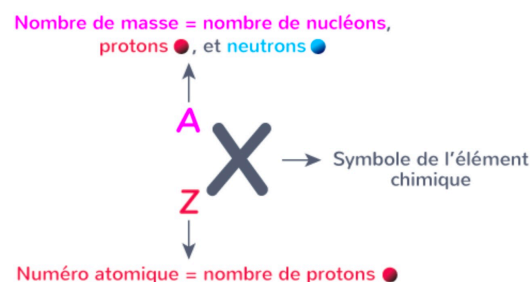
On utilise u ou le Dalton, c'est la même chose.

Toujours à propos de l'atome, les éléments sont représentés dans 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** : approximation de la **masse**, celle-ci principalement située dans le noyau (parce que comme on l'a vu, les **électrons** sont extrêmement légers par rapport aux **protons** et aux **neutrons** concentrés dans le noyau). $A = \text{masse du noyau, en u}$, donc si on connaît le nombre de **protons** + **neutrons**, on obtient quasiment la masse de l'élément (aux **électrons** près).
- **Le numéro atomique Z** : uniquement le nombre de **protons**, puisqu'on n'a pas forcément la même quantité de **protons** que de **neutrons**. Ce numéro atomique participe à la classification des éléments. On déduit très rapidement le nombre de **protons** (= numéro atomique) : on soustrait le nombre de **neutrons** au nombre de masse A (autrement dit, $A - \text{nombre de neutrons} = Z$). Enfin, la charge du noyau va être exprimée en fonction du numéro atomique multiplié par la charge des **protons**.



Chaque élément peut présenter des **isotopes** : A_ZX ${}^{A'}_ZX$

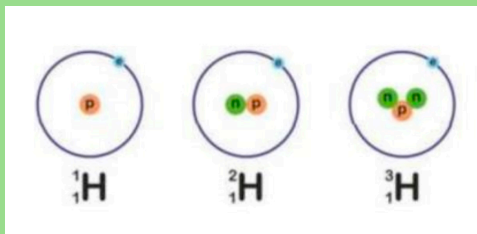
Isotopes : atomes avec le **même numéro atomique Z**, mais des **nombre de masse A différents**. Généralement, cela signifiera qu'on a un nombre de **neutrons** différent. (Parce que Z = nombre de protons et A = nombre de nucléons, donc si Z est équivalent, seul le nombre de neutrons peut différer quand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

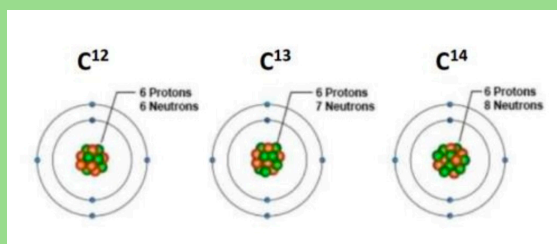
Le carbone possède **6 protons** et **6 électrons**.

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.

(Petite parenthèse pour bien comprendre : 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 C14 pour 1 trillion de C12. Ce C14 sert à la datation des éléments.

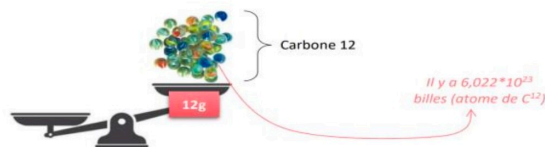


2 - Caractérisation

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 : $6,022 \times 10^{23}$ (à connaître +++)



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 $6,022 \times 10^{23}$ 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. (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 (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).

○ 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 : $C_6H_8O_6$ 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. On peut ici faire une approximation :

$$M(\text{Vit C}) = 6 \cdot M(\text{H}) + 8 \cdot M(\text{C}) + 6 \cdot M(\text{O})$$

$$M(\text{Vit C}) = 6 \cdot 1 + 8 \cdot 12 + 6 \cdot 16$$

$$M(\text{Vit C}) = 230 \text{ g/mol}$$

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 230 g d'acide ascorbique.

3 - Modèles de structure de l'atome

Si on revient à la structure de l'atome, on avait dit que dans le noyau il y avait des **protons** et des **neutrons**, noyau autour duquel gravitent les **électrons**.

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.

Quand on prend un modèle très simple, ici l'atome d'**hydrogène** il y a un **proton** autour duquel on va rajouter un **électron** sur une **orbite** (comme une planète autour du soleil).

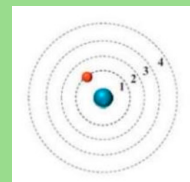
Ces orbites ont un rayon de : **Rayon de l'orbite = $0,53 \cdot n^2 \text{ \AA}$**

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

\AA = 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).



L'exemple continue, mais ici on prend le cas de l'hydrogène car c'est l'atome le plus simple à décrire pour comprendre ces mécanismes, ça s'applique aux autres atomes, donc je sors de l'exemple pour la suite.

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).

E_1 a une énergie de **$E_1 = -13,6 \text{ eV}$** . Donc l'énergie de l'**électron** à l'état fondamental pour l'hydrogène (on extrapolera pour les autres molécules) est de **$-13,6 \text{ eV}$** .

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

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

- **Etat 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** ++.
- **Etat excité** : on fournit de l'**énergie** au système, à l'atome, l'**électron** passe dans des orbites **supérieures**.

A 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.

Ça, c'est à bien comprendre : une fois comprise, cette partie 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 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 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, il est excité et 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 !

—> 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 :

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

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.

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.

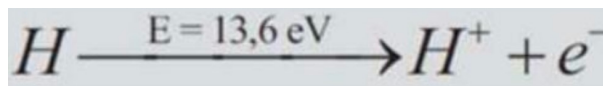
Précision de ses possibilités pour ceux qui n'auraient pas bien compris : l'électron excité se trouvant au niveau 4 (couche n=4) peut :

- 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 depuis n=3 directement —> 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 a un surplus de protons, l'atome devient donc un ion positif (cation pour les intimes).



Ce qu'il faut comprendre, c'est qu'un électron, quand il reçoit une énergie E, il va changer de couche (en libérant un rayonnement de 13,6eV) parce qu'il est en excès d'énergie. Dans le cas de l'hydrogène, comme il n'y a qu'un électron prévu, il n'y a qu'une couche, donc quand il en est expulsé il est expulsé de l'atome. On obtient un ion H⁺ et un électron 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 **corporelle** (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** » ++. A chaque **électron** qui gravite autour du noyau, une onde lui est associée.

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

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

p : quantité de mouvement ; **m** : masse ; **h** : constante de Plank ; **v** : 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 être 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 :

Ψ^2 = densité de probabilité de présence de l'électron dans un volume donné.

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 a **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 **3 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 1 un, il ne s'agit pas de l, le L minuscule) Le nombre de m possible détermine le **nombre d'orbitales atomiques** dans une sous couche donnée : on va alors avoir $2l + 1$ 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, 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	

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 dépendre 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 voir les différentes formes que prennent les orbitales en fonction de l :

Détail des orbitales pour $n = 3$ (c'est un exemple, on aurait pu prendre $n=1$)

- 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 l : -1 , 0 , $+1$

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 ici une probabilité de présence des électrons qui est nulle (Il n'y a pas de probabilité de présence puisque ce sera la position où se trouvera le noyau).

- Pour $l = 2$:

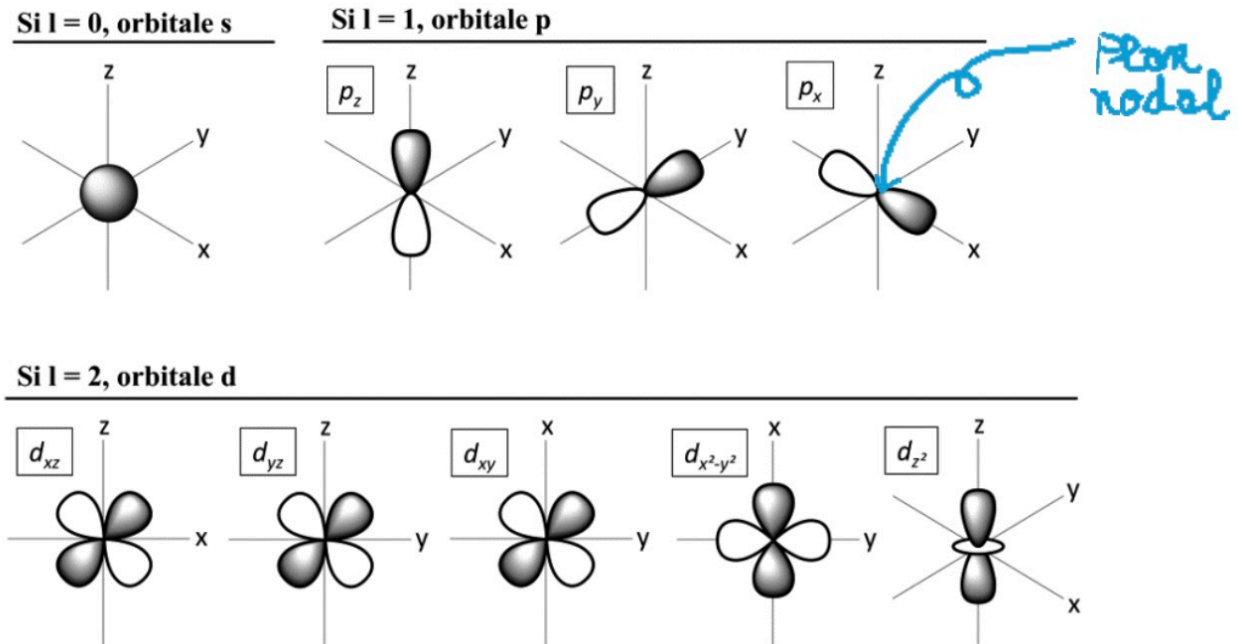
Type d'orbitale : 3d

Forme : Trèfle (cinq orientations)

Valeur de l : -2 , -1 , 0 , $+1$, $+2$

Valeur de s : $+1/2$ ou $-1/2$

Si vous préférez en image :



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. 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.

3. Organisation des électrons dans l'atome

1 - Les différentes règles

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

C'est une partie super sympa, il faut la prendre un peu comme un jeu ! Mais attention de quand même bien retenir quelle règle (principe) a été donnée par qui.

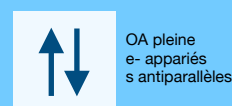
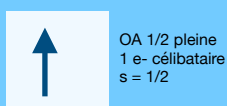
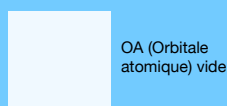
Les règles de base pour remplir des couches électroniques sont celles de **Pauli**.

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 ELECTRONS** (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** ($-1/2$), 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.



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 8 ($2 * 2^2 = 8$) au maximum.

(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.

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 appairer.

On ne les apparie pas d'abord, on les distribue et seulement ENSUITE on les apparie !

Attention, on précise bien au début qu'on procède quand même par sous-couche, je vous ferai un exemple un peu plus tard, mais on va donc mettre d'abord un e- dans la couche 1 puis le deuxième, puis un e- dans la sous couche 1 de la couche 2 puis on l'apparie, puis un e- dans chaque case de la sous couche 2, puis on les apparie...

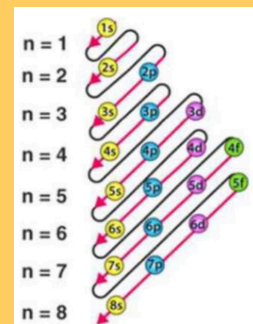
Règle de Klechkowski

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 ... +++

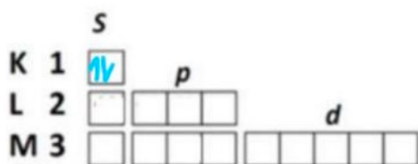
ATTENTION : la **4s** a un niveau d'énergie inférieur à la **3d**, c'est la raison pour laquelle on la remplit avant la 3d. On ne finit pas la série 3, on commence la série 4 avant. De la même façon, pour la **4p**, on ne passe pas à la d, on va à la **5s** car celle-ci a un niveau inférieur à la 4d.



Exemple d'application de la règle de Hund :

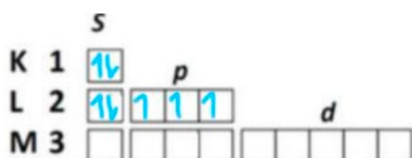
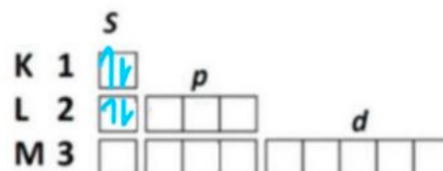
L'azote, $Z=7$ (qui a donc 7 protons et forcément 7 électrons puisque ce n'est pas un ion).

(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.

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

Exemple d'application de la règle de Hund :

On garde l'azote, on a 7 e-, on a donc $1s^2 2s^2 2p^3$; 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 $1s^2 2s^2 2p^6$. Si on avait $Z=20$, on aurait $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$. La couche d peut comporter jusqu'à 10e-, comme vous le voyez dans la sous couche du tableau, donc pour $Z_{\text{atome}} = 27$ on aurait $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^7$.

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. Ce tableau périodique 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).

Les éléments du tableau périodique sont classés par période (de 1 à 7) et par groupe (de 1 à 18).

Période	Alcalins		Éléments de transition										Non métaux					Alcalino-terreux	Halogènes	Gaz rares
	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18		
1	H																		He	
2	Li	Be											B	C	N	O	F	Ne		
3	Na	Mg											Al	Si	P	S	Cl	Ar		
4	K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr		
5	Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe		
6	Cs	Ba	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn		
7	Fr	Ra	Ac																	

18 groupes

Lanthanides: Ce, Pr, Nd, Pm, Sm, Eu, Gd, Tb, Dy, Ho, Er, Tm, Yb, Lu

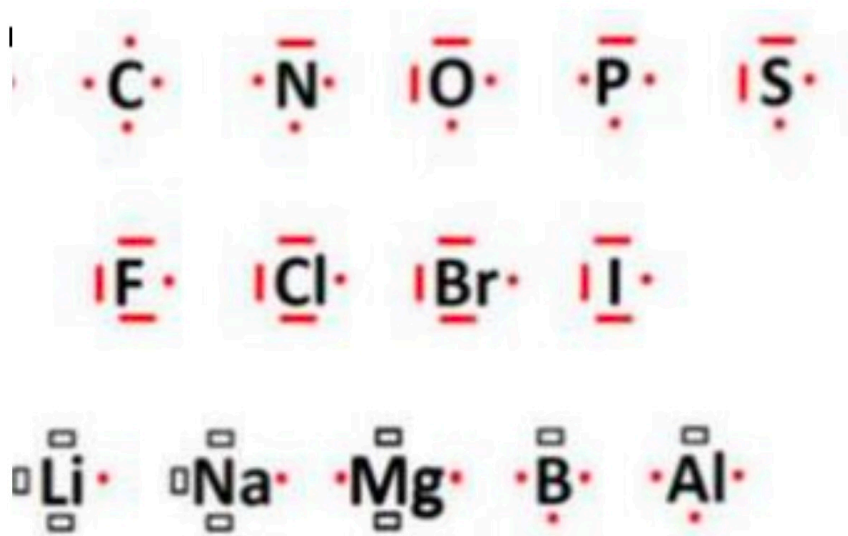
Actinides: Th, Pa, U, Np, Pu, Am, Cm, Bk, Cf, Es, Fm, Md, No, Lr

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**.

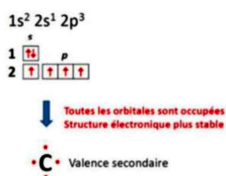
En fait, on va représenter notre atome par sa (ses) lettre(s), puis on va ajouter autour de lui ses e- de valence comme un carré. Pour chaque côté où il y a deux électrons, on va les associer dans un doublet dit « doublet non liant » (DNL), représenté par un trait. Quand ils sont seuls dans leur côté, ils sont représentés par un point.



Cas particulier du carbone :

Dans le cas du carbone, on a $1s^2, 2s^2, 2p^2 = 6$ 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**.

C'est la fin de cette première fiche !! Elle est complète, vous pouvez d'ores et déjà la travailler entière. Pour le premier examen blanc, vous n'aurez au programme que les parties qui étaient à la TTR. Je vous souhaite beaucoup de courage pour cette année !! Travaillez bien et entraînez vous bien.

Voilà enfin mes premières dédis 🥺 :

- Dédi avant tout à mes parents, à leur soutien, ma mère qui aurait pu passer l'examen tellement elle m'a aidée à corriger des QCM et à réviser mes flashcards, mon père qui m'a emmenée me promener dès que je ne tenais plus... ils ne liront sûrement pas ça, mais je les remercie tellement pour tout...
- Dédi à mes marraines, elles ont été exceptionnelles, je vous souhaite tellement d'avoir des marraines comme elles !! Merci d'avoir été si présentes 🙏
- Dédi au Tutorat, je n'aurais littéralement rien fait sans eux, je suis très heureuse de faire partie de cette aventure à mon tour et j'espère vous aider comme ils m'ont aidée.
- Dédi à vous, bravo d'avoir fini cette fiche !! Courage !
- Dédi à mes vieux, merci pour vos fiches qui m'ont bien aidée à faire la mienne.
- Dédi à Val parce qu'il était là et qu'il a réclamé
- Du coup, dédi à mes amis de toujours, qui étaient là avant et qui le sont encore malgré la P1, merci pour votre soutien 💕
- Dédi à mes chiens 🐶🐶

