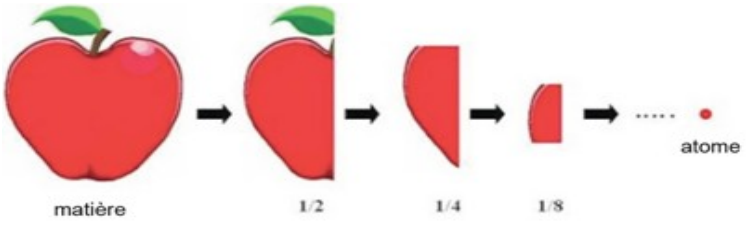
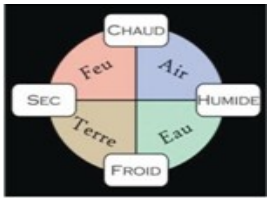
Annexe 2. Les modèles de l'atome

Vers le VII[e] siècle avant Jésus-Christ, les philosophes de la Grèce Antique commencent à s'interroger sur la matière : de quoi sont faits les objets qui nous entourent?

Démocrite émet l'idée que la matière ne se divise pas à l'infini et que l'on se heurte finalement à des particules indivisibles (en grec : atomos). A cette époque, on accorde peu de crédit à cette théorie.

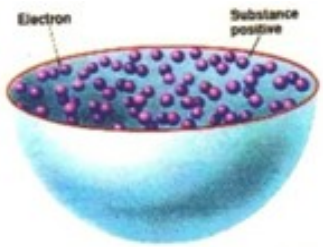




D'autres philosophes pensent que chaque objet est le mélange de 4 éléments de base : la terre, le feu, le vent et l'eau (un cinquième élément, l'éther, est parfois considéré). Cette hypothèse est soutenue, entre autres, par Aristote, Thalès et Platon, des philosophes de grande réputation. C'est pourquoi cette hypothèse domine les autres jusqu'au début du XIX[e] siècle.

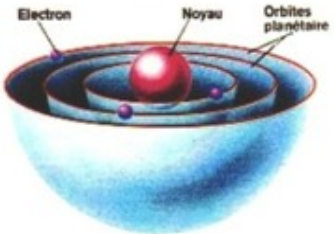
Au début du XIX[e] siècle, John Dalton formule l'hypothèse atomique en se basant sur les travaux d'autres scientifiques : toute la matière, qu'elle soit solide, liquide ou gazeuse est constituée d'atomes. Ces atomes ne peuvent ni être créés, ni détruits. Les atomes des différents éléments ont des propriétés différentes, mais sont constitués de manière semblable. Durant la deuxième moitié du XIX[e] siècle, on a pu prouver expérimentalement l'existence des atomes notamment grâce à plusieurs expériences.

- **L'expérience de Thomson**



En 1897, Sir Joseph John Thompson découvre que des particules chargées négativement peuvent être arrachées lorsqu'on soumet un métal à une tension électrique. Il montre que ces particules qui constituent la matière sont identiques dans les différents métaux. Il suppose également que, comme la matière est neutre, une partie doit être chargée positivement.
L'hypothèse de Thomson est que l'atome ressemble à un « plum pudding », c'est-à-dire à une sphère dont l'intérieur est rempli de particules négatives (les électrons) se déplaçant dans une soupe positive. Les suites de ses expériences permettront la découverte des isotopes ainsi que la mise au point du spectromètre de masse, utilisé encore aujourd'hui pour l'identification de la masse d'éléments ou de composés.

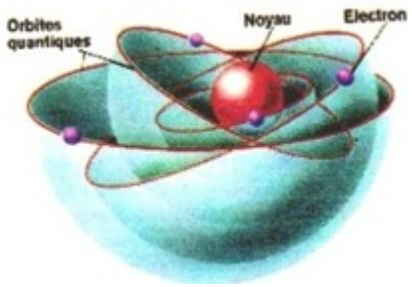
- **L'expérience de Rutherford**



En 1911, Ernest Rutherford montre qu'en bombardant une feuille de métal avec un rayonnement alpha, une part de ce rayonnement est rejetée tandis qu'une partie traverse la feuille avec une trajectoire plus ou moins déviée. Rutherford émet alors l'hypothèse qu'au centre de l'atome se trouve un « noyau » contenant presque toute la masse et toute la charge positive de l'atome, les électrons déterminant en réalité la taille de l'atome. Ce modèle planétaire avait été suggéré en 1904 par un Japonais, Hantaro Nagaoka, mais était passé inaperçu. Les résultats de Rutherford montrèrent que ce modèle était sans doute le bon, puisqu'il permettait de prévoir avec exactitude le taux de diffusion des particules alpha en fonction de l'angle de diffusion et de la taille de l'atome. Ce nouveau modèle implique donc que la matière soit essentiellement constituée de vide. Rutherford imagine alors l'atome comme un système solaire avec au centre un noyau chargé positivement et autour des particules négatives.

- **Le modèle de Bohr**

  Pour justifier le fait que les électrons ne s'écrasent pas sur le noyau de l'atome, Niels Bohr complète, en 1913, le modèle de Rutherford en proposant que l'électron ne peut prendre que des niveaux d'énergie bien précis et, qu'ainsi, le passage d'une orbite (niveau d'énergie) à l'autre ne peut se faire qu'avec une valeur d'énergie définie également, appelée « quantum ».



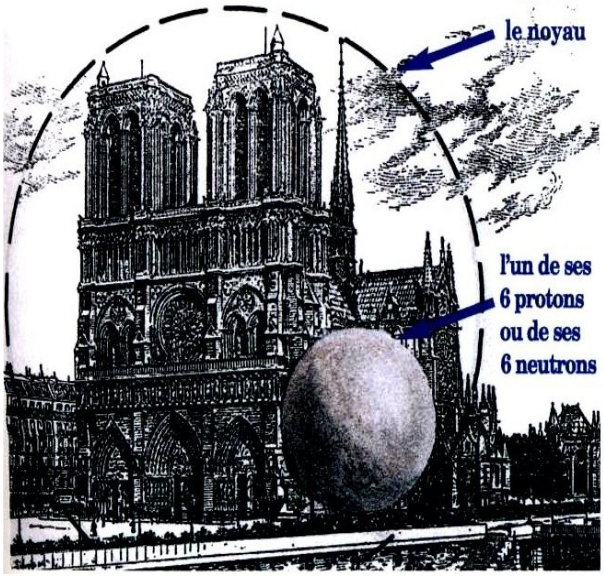
  Ceci implique que l'électron ne rayonne ou n'absorbe de l'énergie que lors d'un changement d'orbite (il n'y a pas de perte comme en physique classique). Il affirme ainsi qu'il existe un niveau d'énergie minimum, au-dessous duquel l'électron ne peut descendre.
  Les orbites possibles de l'électron sont souvent représentées comme des cercles de diamètres quantifiés. Ces cercles décrivent les orbites stables dans le modèle de l'atome de Bohr.

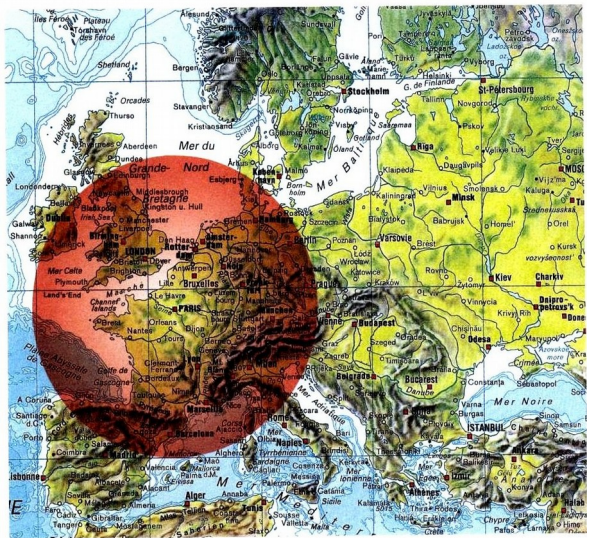
- **L'évolution du modèle quantique**

  Des améliorations furent proposées pour s'approcher encore plus de la réalité expérimentale. Elles furent amenées dans les années 20 par Louis de Broglie et Max Born notamment.Ils définirent qu'il n'existe pas de position ni de vitesse précise d'un électron, et qu'il ne parcourt pas un « cercle ». Seule une orbitale (zone de probabilité de présence de l'électron) peut être définie. Le modèle montre oar ailleurs que l'électron a une dualité onde corpuscule (son comportement est parfois similaire à la matière, et d'autres fois plus proche des ondes).

Ordres de grandeur

Afin de situer le degré de petitesse de l'atome, (et l'ampleur du vide), agrandissons un atome de carbone jusqu'à ce qu'il mesure 2000 kilomètres de diamètre. Son noyau serait alors une boule de 80 mètres de hauteur (formée de 12 sphères de 30 mètres de diamètre, les protons et neutrons). Les six électrons qui peupleraient l'immensité de notre atome de 2000 kilomètres de diamètre





ne seraient pas plus gros que des fourmis mais, leur influence se fait sentir partout.

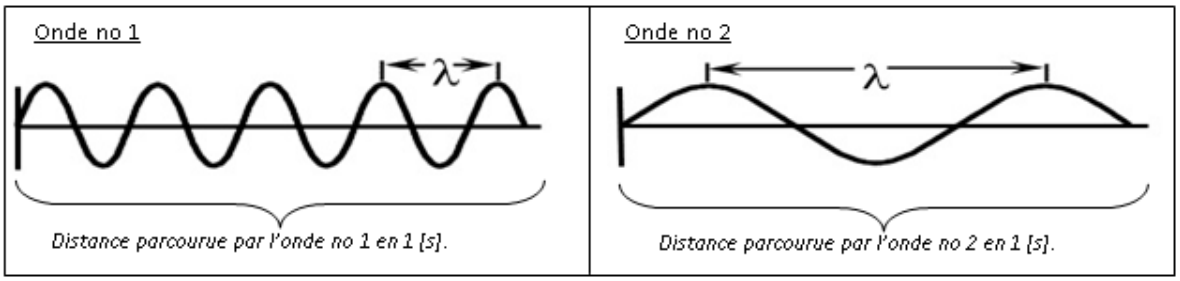
Notons que la physique a découvert que les particules du noyau sont elle-même constituées de 3 « fourmis » qui font ressentir leur présence dans toute la sphère du proton ou du neutron, donnant ainsi une impression de « rempli ». On les appelle des quarks.

Annexe 3. Spectres atomiques

1. Onde électromagnétique

Le rayonnement électromagnétique, dont la lumière est un exemple, est une forme d'énergie, correspondant à une onde, soit un phénomène vibratoire.

Une onde peut être représentée par l'image d'une corde en train de vibrer. Voici la schématisation du parcours, durant 1 seconde, de 2 ondes différentes :



Une onde peut être caractérisée par plusieurs paramètres :

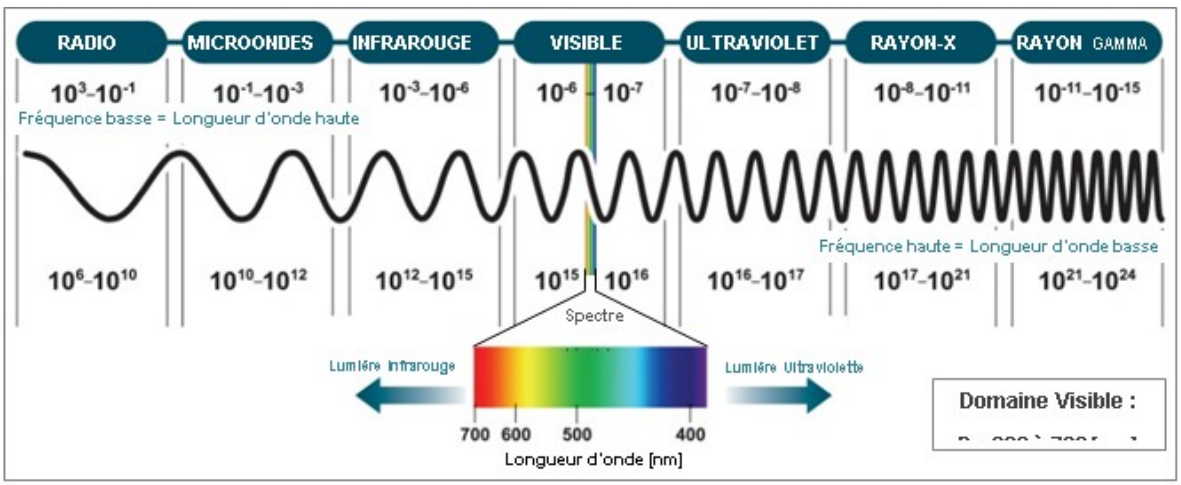
- sa longueur d'onde : λ (distance entre 2 sommets de l'onde, mesurée en nm),
- sa fréquence : ν (nombre de vibrations par seconde, mesurée en s^{-1}),
- son énergie : E.

Dans le vide, une onde électromagnétique se propage à la vitesse c ($2{,}99 \cdot 10^8$ m/s), qui est directement lié aux paramètres cités ci-dessus :

$c = \lambda \cdot \nu$ et $E = h \cdot \nu$ (avec h : constante de Planck = $6.626 \cdot 10^{-34}$ [J · s])

Ainsi : si λ augmente, ν diminue et E diminue (et vice versa).

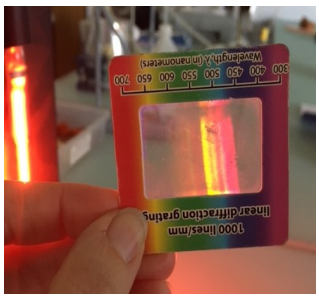
La longueur d'onde, et donc la fréquence, peuvent avoir des valeurs très diverses :



2. Expérimentation

a) Manipulations :

- Faire passer un courant électrique dans un gaz élémentaire
- Observer la lumière produite à travers un prisme.



b) Observations :

On observe des raies de lumière.

c) Explication

Lorsque l'on chauffe de la matière, cette énergie est absorbée par les atomes de celle-ci, ce qui leur permet de propulser un électron sur une couche plus énergétique que celle qu'il occupait (voire même de l'éjecter).

Un atome se trouvant dans cette situation est dit « excité ». De même, l'électron ayant été propulsé sur une couche énergétiquement supérieure est appelé « électron excité ».

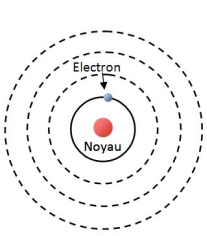


Fig. 1

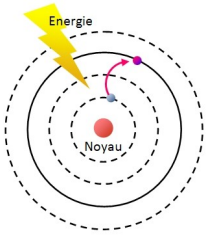


Fig. 2

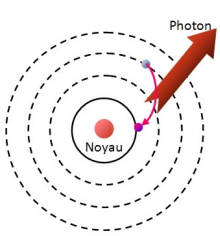
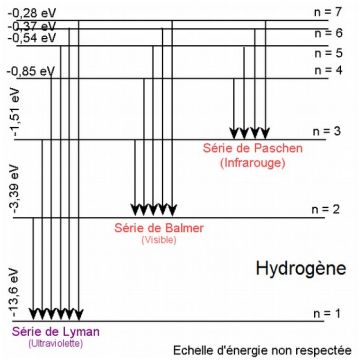


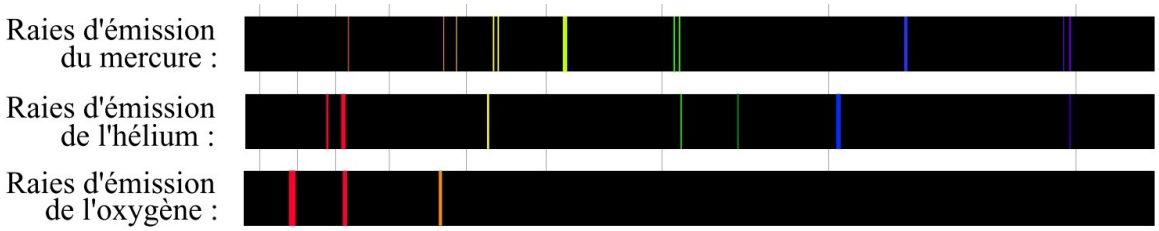
Fig. 3

Lorsque l'atome se désexcite, l'électron redescend sur sa couche initiale en relâchant de l'énergie sous forme d'onde électromagnétique, ce qui peut provoquer une émission de lumière visible (si le photon[1] émis possède une énergie correspondant à une longueur d'onde du domaine visible).

Selon la quantité d'énergie dégagée (qui dépend de la différence d'énergie entre les deux couches), on peut observer différentes couleurs lumineuses.

En analysant la lumière émise avec un spectromètre, nous pourrions donc distinguer les ondes de fréquences différentes et obtenir pour chaque substance un spectre d'émission (voir table CRM) :



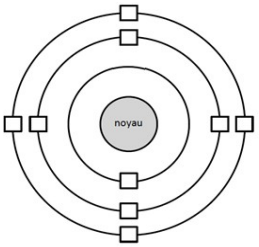


1 Un photon est la particule élémentaire (quantum) de la lumière.

Annexe 4. Structure électronique

Un atome possède autant d'électrons que de protons. Les protons et les neutrons constituent un noyau autour duquel gravitent les électrons à une vitesse avoisinant les 200 [km/s]. Le nuage électronique formé par ceux-ci n'a rien d'aléatoire et a une structure organisée en couches. Certaines de ces couches sont elles-même organisées en différents niveaux d'énergie.

On représente parfois l'atome par le schéma ci-à côté. Ce schéma résume la situation de la façon suivante : la première couche est formée d'une boîte pouvant contenir deux électrons, la seconde de quatre boîtes pouvant contenir toujours deux électrons, tout comme la suivante. Si ce schéma peut être suffisant pour expliquer ce qui se passe pour les trois premières couches, il ne l'est plus pour les quatre suivantes, c'est pourquoi nous essayerons ici d'aller un peu plus loin.



Dans les derniers modèles, les différentes couches sont constituées de différents niveaux énergétiques :

1e couche (K) : niveau s (1 paire)

2e couche (L) : niveau s (1paire), niveau p (3 paires)

3e couche (M) : niveau s (1 paire), niveau p (3 paires), niveau d (5 paires)

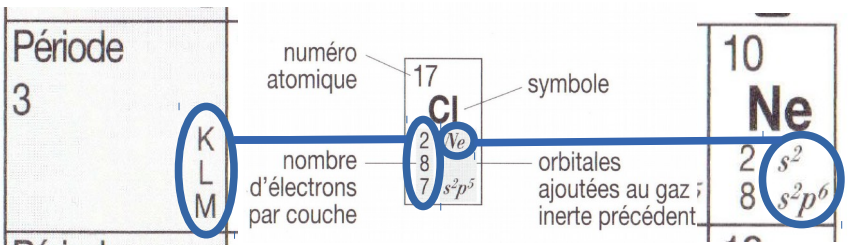
4e couche (N) : niveau s (1 paire), niveau p (3 paires), niveau d (5 paires), niveau f (7 paires)

etc.

On remarque tout d'abord qu'on parle ici de paires d'électrons gravitant de concert dans un même espace. Pourtant, les électrons sont négatifs et devraient se repousser. Il a été montré qu'une bobine de fil électrique dans lequel on fait passer un courant électrique engendre un champ magnétique. Si le courant est inversé, le champ magnétique sera opposé. Les deux champs magnétiques ainsi créés s'attirent. Dans le cas des électrons, le phénomène est similaire. En plus de se déplacer dans l'espace, les électrons tournent sur eux-même. Ainsi, ils pourront s'apparier puisqu'ils créeront des champs magnétiques opposés. Ces champs sont appelés spin up et spin down. Il faut savoir que, s'il a le choix, un électron préférera rester célibataire, mais pour éviter une dépense énergétique inconsidérée (aller sur une couche d'énergie supérieure par exemple), il peut s'apparier avec un autre électron de spin opposé.

Concernant les niveaux énergétiques, la couche la plus proche du noyau, numéro 1 (ou K), est celle qui possède le moins d'énergie. Plus on monte dans les numéros, plus l'énergie nécessaire pour occuper la couche est importante. De fait, les électrons s'installeront toujours dans la couche la plus basse (s'il reste des places libres bien sûr). A un état stable, on ne verra jamais la couche 2 remplie mais la couche 1 vide, par exemple. De même, à l'intérieur des couches, comme celles-ci sont subdivisées en plusieurs niveaux d'énergie, c'est toujours le plus bas qui sera rempli en premier.

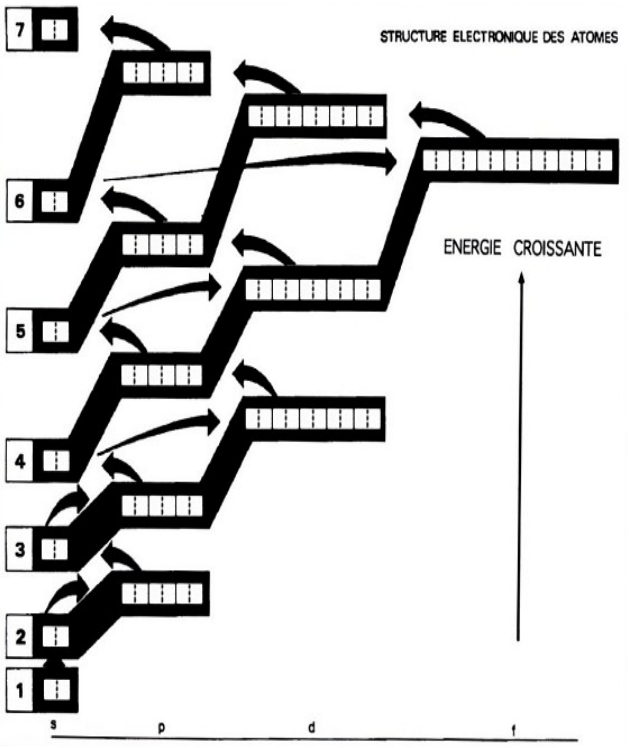
Au verso du tableau périodique, on trouve le remplissage des différentes couches explicité. La page suivante explique plus en détail ce qui se trouve résumé sous cette forme.



Il existe un tableau permettant de trouver la structure électronique d'un atome en y plaçant le nombre d'électrons (Z) que celui-ci possède :

Pour remplir ce tableau, on respecte la nature des électrons. En effet ceux-ci préféreront dans la mesure du possible

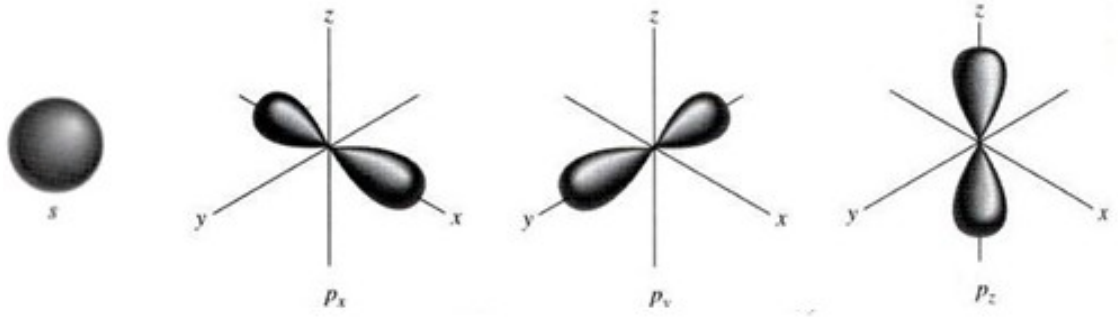
- occuper une orbitale vide et de basse énergie
- s'apparier plutôt que de dépenser plus d'énergie.



Pour obtenir un résultat correspondant à la réalité observée pratiquement, il faut considérer les niveaux s et p comme s'ils avaient la même énergie, car il a été démontré que le passage entre ces deux niveaux demande une quantité d'énergie que les électrons sont capables de dépenser.

On remarque ainsi que le maximum d'électrons que l'on peut mettre sur une couche avant d'ouvrir la suivante est de 8 (niveaux s et p), sauf dans le cas de la 1e couche qui ne contient que 2 électrons. Les éléments possédant cette configuration ont une stabilité remarquable. Il s'agit des gaz rares.

Le dernier modèle quantique de l'atome utilise l'équation de Schrödinger pour préciser l'espace occupé par l'électron ou la paire d'électrons d'une orbitale. Ainsi, les cases de la couche 2, représentées ci-dessous, auraient les formes suivantes pour les niveaux s et p :



Pour un atome de carbone (6 électrons), on observerait donc une première couche constituée d'une sphère (située autour du noyau) contenant deux électrons ainsi qu'une seconde couche constituée de quatre zones de l'espace telles que dessinées ci-dessus (la sphère étant ici plus grande que pour la 1e couche), chacune contenant un seul électron.

Il a été montré que les propriétés chimiques d'un élément dépendent essentiellement du nombre d'électrons que celui-ci possède sur sa dernière couche. Ainsi, nous retiendrons de ce modèle (et ce sera suffisant pour cette année) que, sur la couche externe d'un atome, il peut y avoir huit électrons au maximum (seulement deux pour la 1e couche), que ces électrons s'organisent en paires et que lorsqu'un atome possède ce nombre maximum d'électrons, il est particulièrement stable.

