

ATOMISTIQUE

1. THÉORIE ATOMIQUE

1.1) PREMIÈRES DÉCOUVERTES

En 445 avant Jésus-Christ, LEUCIPPE enseigne déjà que la matière ne peut pas se diviser à l'infini et il introduit le mot «ATOME». Vingt deux ans plus tard, DÉMOCRITE approfondit ces idées, en considérant que la matière et l'être étaient formés d'une infinité d'atomes. Les précurseurs de la théorie atomique insistaient sur une idée fondamentale, celle de la discontinuité de la matière. Avec ARISTOTE, ils rencontrèrent leur premier antagoniste, puisque environ soixante-dix années plus tard, ce célèbre philosophe s'érigait contre cette théorie en soutenant que l'être possédait une structure continue.

11.1) THÉORIE DE DALTON

Pendant plusieurs siècles, le monde ignora la matière, ou du moins sa structure. Il fallut attendre le dix-neuvième siècle, avec DALTON. Vers 1800, ce célèbre savant anglais remarqua que les lois de la chimie s'expliquent simplement en distinguant les corps simples ou éléments qui contiennent un type d'atomes et les corps composés qui renferment des assemblages d'atomes, les molécules.



En 1805, DALTON proposa le premier modèle atomique que l'on peut résumer en quatre points:

- *Tout corps est composé de substances indivisibles: les atomes.*
- *Les atomes d'éléments identiques possèdent les mêmes propriétés.*
- *Les atomes d'éléments différents ont des propriétés différentes.*
- *Les composés se forment à partir de la combinaison d'atomes différents.*

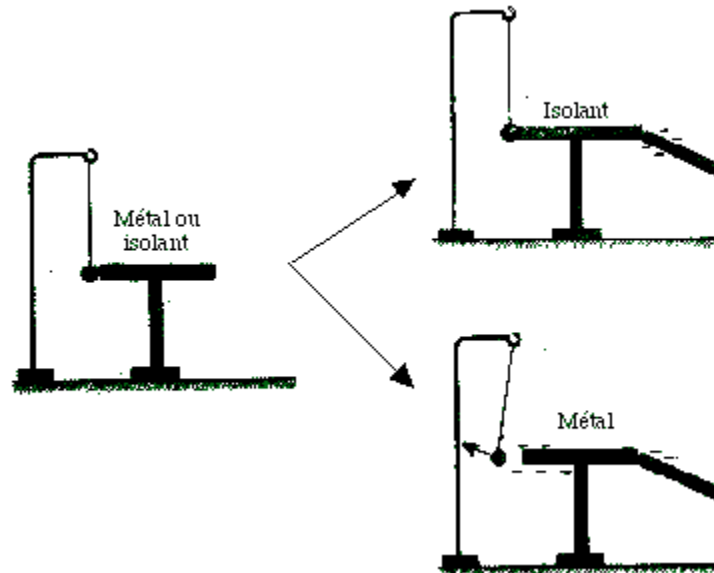
11.2) LES CHARGES ÉLECTRIQUES

Une tige de verre frottée avec de la laine attire de petits morceaux de papier. Les deux corps ont été électrisés par frottement et sont porteurs de charges électriques. Le verre s'est chargé positivement : il perd des électrons. La laine s'électrise négativement : elle capte des charges électriques. *L'électron est la plus petite charge électrique. Par convention, on l'a choisie négative.* Dans le système international, la charge électrique se mesure en coulombs. La plus petite charge électrique ou charge élémentaire est égale à la charge d'un électron: $e = 1,6 \times 10^{-19} \text{ C}$.

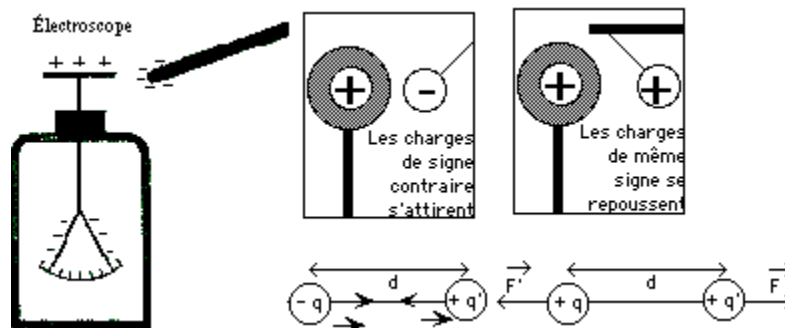
Il est possible de dresser une liste des matériaux selon la force décroissante avec laquelle ils attirent les charges négatives. Nous obtenons une série électrostatique: *Caoutchouc --> Ébonite --> Polyéthylène --> Coton --> Laine --> Verre --> Acétate* Quand on frotte le polyéthylène avec la laine, le polyéthylène se charge négativement et la laine se charge positivement.

Les métaux sont conducteurs: les charges électriques qui apparaissent sur un conducteur se déplacent. Sur le plastique, les charges restent immobiles: c'est un isolant. *Toute substance électriquement neutre doit contenir les deux espèces d'électricité en quantités égales. Électriser un corps c'est faire apparaître un*

excédent de charge en certains points de ce corps. Une tige (métal ou isolant) touche la sphère isolante d'un pendule : approchons une tige d'ébonite chargée négativement. Si la tige est un isolant, l'électrisation par contact dépose des charges négatives qui restent immobiles à l'endroit du contact; avec une tige métallique, les charges se déplacent jusqu'à l'autre extrémité, chargent par contact la boule du pendule qui est alors repoussée.



Un électroscope est un appareil constitué d'une tige métallique reliée à un plateau et à deux tiges métalliques. Si nous approchons du plateau une tige d'ébonite, nous constatons que les deux tiges métalliques s'écartent: le plateau s'est électrisé positivement par influence et les deux tiges se sont électrisées négativement.



Un corps isolant ne peut pas être électrisé par influence puisque les charges électriques ne peuvent pas se déplacer; au contraire, si le corps est conducteur, une charge déposée à la surface se répandra sur toute cette surface: un conducteur peut s'électriser par influence.

La loi de Coulomb étudie la force électrique qui s'exerce entre deux charges.

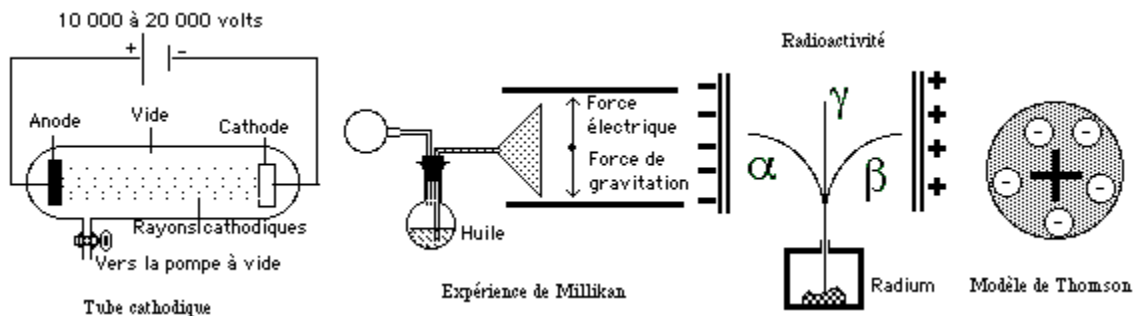
Deux charges de même signe se repoussent.

Deux charges de signes contraires s'attirent.

La force électrique, qui s'exerce entre deux charges, est proportionnelle aux charges en présence et inversement proportionnelle au carré de la distance qui les sépare.

Pour produire un faisceau d'électrons, on utilise un tube cathodique. Les métaux sont en général de bons émetteurs d'électrons. Dans un tube où l'on a fait le vide, on produit un champ électrique intense entre deux électrodes.

La cathode émet des électrons qui sont attirés par l'anode. Entre les deux électrodes, il se forme un faisceau d'électrons ou faisceau cathodique . Cette expérience fut réalisée pour la première fois par CROOKES et PERRIN.



Un faisceau électronique est rigoureusement invisible. Lorsqu'il reste un peu de gaz résiduel, il s'illumine sous l'effet des électrons. On peut rendre aussi le faisceau cathodique visible en plaçant un écran fluorescent sur son passage.

En 1909, MILLIKAN mesura les charges électriques d'une goutte d'huile, qui restaient en équilibre sous l'effet de deux forces égales et de signes contraires, la force électrique et la force de gravitation.

Toutes les charges prises par les gouttes d'huile étaient des multiples d'une charge élémentaire, la charge de l'électron.

11.3) LA RADIOACTIVITÉ

En 1895, ROENTGEN observa avec le tube de CROOKES d'autres rayons. Ces rayons n'étaient pas déviés par un champ électrique, comme le sont les particules positives ou négatives. Ils possédaient en plus la propriété de pouvoir traverser la matière opaque. Il les nomma «Rayons X».

En 1898, Pierre et Marie CURIE découvrent que le radium émet trois sortes de rayonnements:

- Des rayons qui sont attirés par une plaque chargée positivement : les rayons bêta qui sont des électrons.
- Des rayons qui sont attirés par une plaque chargée négativement : les rayons alpha qui sont des charges électriques positives.
- Des rayons qui ne sont pas déviés par un champ électrique et qui sont analogues aux rayons X : ce sont les rayons gamma.

1.2) MODÈLE ATOMIQUE DE THOMSON

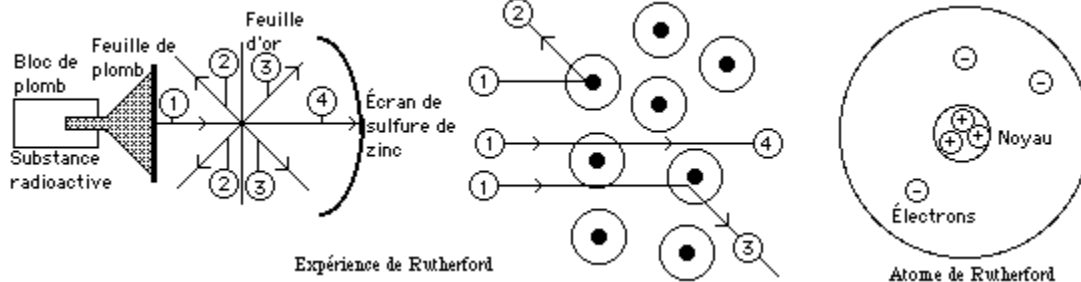
À la suite des expériences de CROOKES et de PERRIN, THOMSON mit en évidence l'électron vers 1897. En même temps, il proposa un modèle atomique, plus avancé que celui de DALTON, et surnommé «le gâteau aux raisins ». L'atome est constitué de matière chargée positivement, à l'intérieur de laquelle des électrons y sont incrustés, comme les raisins dans un gâteau.

La somme des charges négatives est égale à la charge positive de la matière dans laquelle elles sont incrustées.

1.3) MODÈLE ATOMIQUE DE RUTHERFORD

Y-a-t-il du vide dans la matière? La réponse à cette question fut apportée par le célèbre savant anglais, RUTHERFORD. Il bombarda une feuille d'or avec des particules α et observa qu'un faisceau de particules initial (1) donnait naissance à trois sortes de rayons émergents :

- des particules α fortement déviées (2) ;
- des particules α faiblement déviées (3) ;
- des particules α non déviées (4).



Cette expérience permet à RUTHERFORD de déduire que l'atome n'était pas massif : la feuille d'or est essentiellement vide, puisque certaines particules (4) ne subissent aucune déviation. Le fait que d'autres particules soient fortement déviées (2) ou faiblement déviées (3) nous incite à penser qu'il existe à l'intérieur de l'atome des régions à forte densité de matière (2) et d'autres à faible densité de matière (3). À la suite de sa célèbre expérience RUTHERFORD conclut avec certitude que la matière était constituée essentiellement par du vide : il prouva l'existence du noyau de l'atome. Les particules fortement déviées (2) rebondissent sur le noyau de l'atome d'or. Les particules faiblement déviées (3) heurtent le noyau et sont déviées à droite ou à gauche. Enfin certaines particules (4) passent assez loin du noyau pour ne pas en subir l'influence. L'expérience de Rutherford a mis en évidence la présence du noyau atomique. Le noyau atomique est positif : il renferme des charges électriques positives ou protons. Les électrons gravitent autour du noyau. Comme l'atome est électriquement neutre, le nombre de protons dans le noyau est égal au nombre d'électrons autour du noyau.

La théorie atomique de la matière venait de faire un grand pas. Cependant RUTHERFORD ne montrait pas comment les électrons se déplaçaient autour du noyau. Il fallut attendre Niels BOHR pour compléter cette ébauche.

1.4) MODÈLE ATOMIQUE DE BOHR ET RUTHERFORD

Le modèle de RUTHERFORD laissait en suspens une grande question. Le noyau de l'atome étant infiniment petit, les protons devraient se repousser avec une force très grande, conformément à la loi de COULOMB. Comment expliquer dans ces conditions la cohésion du noyau ? Le problème a été résolu par CHADWICK. Il découvrit une nouvelle particule à l'intérieur du noyau, non chargée électriquement, et ayant sensiblement la même masse que le proton : le neutron. Ces particules sont responsables d'interactions qui créent des forces très supérieures aux forces électriques, qui devraient normalement repousser les protons. Selon BOHR, les électrons sont répartis autour du noyau sur plusieurs niveaux d'énergie. Dans son état fondamental, tout atome est électriquement neutre. Les protons chargés d'électricité positive sont dans le noyau : un proton a une charge électrique égale à $+1$, soit une charge élémentaire ($+1,6 \times 10^{-19}$ C). Les électrons, en nombre égal à celui des protons, se déplacent autour du noyau sur des niveaux d'énergie définis (couches K, L, M, N) : un électron a une charge électrique égale à -1 , soit une charge opposée à la charge élémentaire ($-1,6 \times 10^{-19}$ C). La charge élémentaire est la plus petite charge que l'on connaisse ; elle

fut déterminée par MILLIKAN. $e = 1,6 \times 10^{-19} \text{ C}$ À l'intérieur du noyau on retrouve plusieurs particules appelées *nucléons*: *le proton et le neutron*. Leur masse est sensiblement la même. Pour exprimer ces très petites masses, on utilise l'*unité de masse atomique* (u.m.a.) qui représente la *douzième partie de la masse d'un atome de carbone* . C'est dans le noyau de l'atome que se trouve concentrée pratiquement toute la masse, et pourtant il n'occupe qu'une partie infime du volume atomique. Si l'atome avait les dimensions du Stade olympique, les dimensions du noyau ne dépasseraient pas celles d'une coccinelle.

1.5) Structure de l'atome selon la mécanique quantique

Selon la mécanique quantique, la structure de l'atome repose sur les principes suivants:

- Le noyau atomique contient des neutrons et des protons; ces particules sont elles-mêmes constituées de quarks. Le numéro atomique est égal au nombre de protons dans le noyau. Les isotopes d'un même élément ont le même nombre de protons mais ils ont des nombres de neutrons différents.
- Les électrons sont situés sur des niveaux d'énergie discontinus à l'extérieur du noyau atomique: les niveaux d'énergie les plus bas sont les plus rapprochés du noyau atomique. Le nombre de niveaux d'énergie correspond généralement au numéro de la période: couche K pour le premier niveau, couche L pour le deuxième niveau,, couche M pour le troisième niveau, etc.
- Les nombres maximaux d'électrons sur les trois premiers niveaux d'énergie sont: 2, 8, 18.
- L'état le plus stable d'un atome porte le nom d'état fondamental et il correspond au remplissage des niveaux d'énergie les plus bas. Ainsi dans son état fondamental, l'atome de magnésium a 2 électrons sur le premier niveau, 8 sur le deuxième niveau et 2 sur le troisième niveau.
- Les électrons du niveau le plus élevé sont les électrons de valence utilisés pour créer les liens chimiques entre deux atomes. Ainsi l'azote a 5 électrons de valence.

Pour décrire un électron, il faut utiliser quatre nombres quantiques:

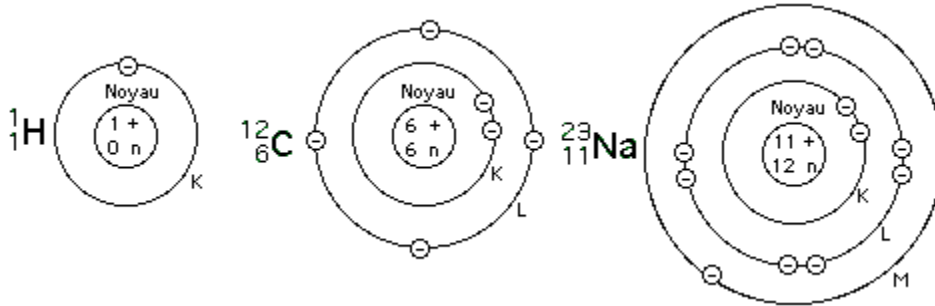
- Le nombre quantique principal (n) qui indique le niveau d'énergie: 1 pour le premier niveau, 2 pour le deuxième niveau, etc. . Le plus grand nombre possible d'électrons ayant « n » comme nombre quantique principal est « $2n^2$ »: 2 électrons sur le premier niveau, 8 électrons sur le deuxième niveau, 18 électrons sur le troisième niveau, etc.
- Le nombre quantique secondaire (L) qui caractérise la forme de l'orbitale. Ce nombre est associé aux sous-niveaux, sur lesquels les électrons sont regroupés par paires pour donner des orbitales. Il prend toutes les valeurs entières comprises entre 0 et $n-1$: électron s pour $L=0$, électron p pour $L=1$, électron d pour $L=2$, , électron f pour $L=3$.
- Le nombre quantique magnétique (m) caractérise les orientations des orbitales d'un sous-niveau. Il prend toutes les valeurs entières comprises entre $-l$ et $+l$ et définit ainsi le nombre d'orbitales se trouvant sur chaque sous-niveau. Lorsque le nombre quantique secondaire vaut 1, le nombre quantique magnétique prend trois valeurs entières: -1 , 0 et $+1$, ce qui définit par conséquent trois orbitales différentes sur le sous-niveau « p ».

- Le spin caractérise la rotation de l'électron sur lui-même: les deux électrons d'une même orbitale diffèrent par le spin.

Selon le principe d'exclusion de PAULI, les électrons d'un même atome diffèrent toujours par au moins un nombre quantique.

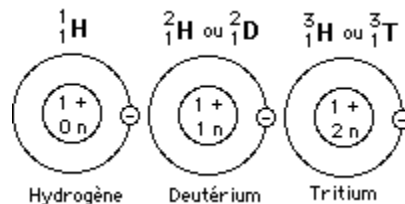
1.6) STRUCTURES ATOMIQUES DE QUELQUES ATOMES

L'atome d'hydrogène est formé d'un noyau, qui renferme un proton, et d'un électron qui tourne autour du noyau sur la couche K, premier niveau d'énergie. La masse de l'atome d'hydrogène est : $m_H = m_p + m_e$
 L'atome de carbone est formé d'un noyau, qui renferme six protons et six neutrons, et de six électrons, qui tournent autour du noyau (deux sur la couche K et quatre sur la couche L) . La masse de l'atome de carbone est : $m_C = 6(m_p + m_e) + 6 m_n$
 L'atome de sodium est formé d'un noyau, qui renferme onze protons et douze neutrons, et de onze électrons, qui tournent autour du noyau (deux sur la couche K, huit sur la couche L et un sur la couche M) .
 La masse de l'atome de sodium est : $m_{Na} = 11(m_p + m_e) + 12 m_n$



1.7) LA RADIOACTIVITÉ

La radioactivité est la *propriété que possèdent certaines substances d'émettre des radiations*. C'est en 1896 que BECQUEREL découvrit l'émission des rayonnements par l'uranium. En 1898, Pierre et Marie CURIE découvrent le radium et mettent en évidence les trois rayons qu'il émet. Parmi eux, deux (α et β) sont formés de particules matérielles, alors que le troisième (gamma) est de nature ondulatoire. *L'isotopie est l'existence, pour un même élément, d'atomes qui ne diffèrent que par le nombre de neutrons contenus dans leurs noyaux*. Les isotopes d'un même élément ont les mêmes propriétés chimiques, mais ils possèdent des propriétés physiques différentes. On comprend facilement, par exemple, que plus le nombre de neutrons augmentera, et plus la masse volumique sera grande.



Voici les proportions des différents isotopes de l'oxygène et de l'uranium dans l'élément naturel. 99,76 %
 0,04 % 0,2 % 0,006 % 0,71 % 99,28 %

L'hydrogène a trois isotopes:

- Celui qui contient un proton et zéro neutron (99,9 % de l'hydrogène naturel) .
- Celui qui contient un proton et un neutron : c'est le deutérium (0,016 % de l'hydrogène naturel).
- Celui qui contient un proton et deux neutrons : c'est le tritium (à l'état de traces).

Chaque élément est constitué d'une famille d'isotopes, ceux qui se trouvent dans la nature «les isotopes naturels» et ceux qui sont synthétisés en laboratoire «les isotopes artificiels» . Il existe environ trois cent isotopes naturels et mille deux cents artificiels.

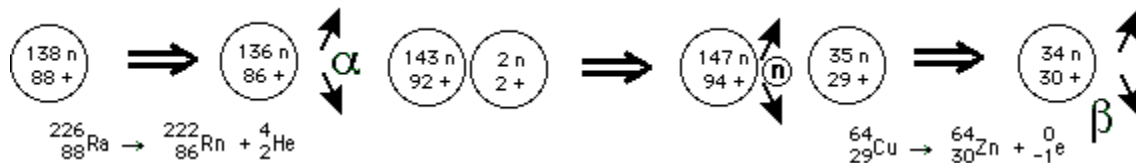
1.8) RÉACTIONS DE TRANSMUTATION

Au cours d'une transmutation, le noyau se transforme en un autre, à la suite d'une émission radioactive.

ÉMISSION alpha : Une particule alpha est un noyau d'hélium. Le noyau formé aura deux protons et deux neutrons en moins . Le numéro atomique diminue de deux, et le nombre de masse diminue de quatre.

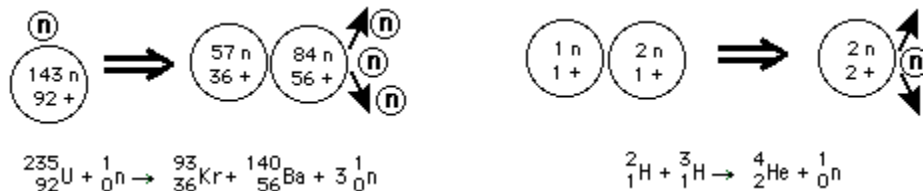
ÉMISSION DE NEUTRONS: Quand on bombarde des noyaux d'uranium avec des particules α , du plutonium se forme après émission de neutron.

ÉMISSION bêta: Une particule bêta est un électron. Le nouveau noyau formé aura un proton en plus et un neutron en moins . Ainsi, l'isotope 64 du cuivre se désintègre par émission β : il se forme des atomes de zinc. Le numéro atomique augmente de un, et le nombre de masse reste constant.



RÉACTIONS DE FISSION: Lorsqu'un neutron frappe un noyau lourd, comme l'uranium 235, ce dernier est coupé en deux. Il y a émission de nouveaux neutrons qui peuvent continuer la réaction. Nous obtenons une réaction en chaîne. C'est la réaction qui est réalisée dans la bombe atomique.

RÉACTIONS DE FUSION: Deux atomes légers se réunissent pour donner un noyau plus lourd. Ainsi le deutérium et le tritium se réunissent pour donner de l'hélium. C'est la réaction qui se passe à l'intérieur de toutes les étoiles. L'énergie libérée au cours d'une réaction nucléaire est calculée par la célèbre équation d'Albert EINSTEIN : $E = m \cdot c^2$



MÉDECINE ET RADIO-ISOTOPES

Les isotopes artificiels résultent de la désintégration de noyaux lourds. Comme leur durée de vie est très brève, ils subissent à leur tour des réactions de transmutation en émettant des rayons alpha , bêta et gamma. On les appelle pour cette raison des radio-isotopes. Leur utilisation en médecine est due au fait qu'ils conservent les propriétés chimiques de l'isotope naturel non radioactif. Ils pourront ainsi s'y substituer. Pour localiser une tumeur, on injecte le radio-isotope dans l'organe ou dans les vaisseaux qui l'irriguent. Les atomes du radio-isotope se fixent dans les parties saines. S'il y a une partie malade, elle sera incapable d'avoir des échanges vitaux avec son environnement et elle apparaîtra comme une tache. L'indium 113 et le

technétium 99 sont souvent employés avec succès dans ce domaine, pour explorer le cerveau, la glande thyroïde, les poumons, le cœur, la rate et les reins. Lorsqu'une tumeur est localisée, les radio-isotopes peuvent aussi servir à la guérir, en détruisant les cellules malades. Ce sont les rayonnements β qui sont utilisés dans ce domaine. Il faut localiser avec précision la tumeur, car ces rayonnements sont dangereux pour les cellules saines. Une autre application des radio-isotopes est celle de l'isotope 131 de l'iode qui sert à soigner la glande thyroïde.

PRINCIPES DE LA DATATION

Tous les organismes vivants renferment du carbone 14 dans la même proportion que celle qui existe dans l'atmosphère ou dans l'eau. Ce pourcentage est maintenu constant soit par la respiration, soit par la nourriture. Lorsque l'être vivant meurt, l'organisme ne renouvelle plus son carbone 14. Celui-ci subit alors une désintégration radioactive. Pour évaluer son âge, il suffit de doser le carbone 14 restant. On estime la précision de cette méthode à cent ans environ sur la période qui couvre les cinq mille dernières années. Pour les périodes datant de plus de cent mille ans, c'est un isotope radioactif qui permet de dater les échantillons. Et au-delà de deux cents millions d'années, c'est l'uranium 238 qui peut nous aider à établir les âges.

DATES IMPORTANTES

445 av J- C. : LEUCIPPE énonce le mot «ATOME» .

427 av J- C. : DÉMOCRITE énonce que l'être est formé d'atomes.

1748 : LOMONOSSOV introduit les méthodes de chimie quantitative, prouvant que tous les corps sont formés de particules indivisibles.

1789 : LAVOISIER énonce le principe de la conservation de la masse.

1803 : DALTON émet l'hypothèse d'un atome sphérique et indivisible .

1811 : AVOGADRO, en étudiant les lois des gaz, introduit la notion de molécule.

1869 : MENDELEÏEV propose une classification périodique des éléments.

1896 : BECQUEREL découvre l'émission de radiations par l'uranium.

1897 : THOMSON découvre l'électron , qui entre dans la constitution de l'atome.

1898 : Pierre et Marie CURIE découvrent le radium et commencent à élaborer les théories de la radioactivité.

1900 : PLANCK formule l'hypothèse de la discontinuité des échanges d'énergie .

1905 : EINSTEIN démontre que la matière peut se transformer en énergie.

1909 : MILLIKAN mesure la charge de l'électron.

1911 : RUTHERFORD découvre le noyau atomique qui contient les protons.

1913 : BOHR prouve que les électrons autour du noyau ne peuvent se déplacer que sur certaines couches électroniques .

1924 : De BROGLIE formule sa théorie de la mécanique ondulatoire, montrant qu'à toute particule matérielle est associée une onde.

1932 : BOTHE, BECKER, CHADWICK et F. JOLIOT-CURIE découvrent le neutron.

1939 : HALBAN et F. JOLIOT-CURIE démontrent que la fission de l'uranium 235 peut conduire à une réaction en chaîne (bombe atomique).

1945 : Lancement de la première bombe atomique sur Hiroshima, qui causa la mort de quatre-vingt mille personnes et en blessa cinquante mille.

2) CLASSIFICATION PÉRIODIQUE DES ÉLÉMENTS

Mendeleïev remarqua alors que les propriétés chimiques des vingt premiers éléments apparaissaient à des intervalles réguliers dans le tableau ainsi dressé, par exemple les rapports de combinaison avec l'oxygène. Il

constata une seule exception : celle du potassium et de l'argon. Il fallait les intervertir, pour que cette loi soit respectée.

Les propriétés des éléments ainsi que les formes et les propriétés des combinaisons qui en dérivent varient périodiquement en fonction des masses atomiques.

La classification des éléments en fonction de la masse atomique fait apparaître une irrégularité parmi les vingt premiers éléments. En continuant cet examen, deux autres irrégularités apparaissent. Pour respecter la similitude des propriétés à l'intérieur d'une même colonne, il faut placer le cobalt (58,9332) avant le nickel (58,70), et le tellure (127,60) doit précéder l'iode. Les études ultérieures montrèrent que la répartition des éléments dans la classification faite par Mendeleïev était tout à fait exacte, et qu'elle était reliée directement à la structure atomique de la matière.

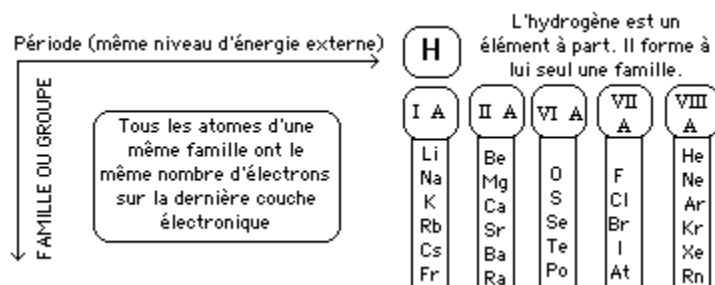
MOSELEY a montré que les irrégularités notées disparaissent en rangeant les éléments par ordre croissant de numéro atomique. C'est ce procédé qui sera retenu par la suite.

À l'époque de Mendeleïev, trois éléments (le scandium, le gallium et le germanium) étaient inconnus. Il put en prévoir l'existence en leur attribuant une série de propriétés. Il laissa dans sa classification une place vide entre le calcium et le titane et appela cet élément, provisoirement, l'*ékabore* qui devint par la suite le *scandium*. De la même façon, il laissa deux cases vides entre le zinc et l'arsenic, et appela provisoirement ces deux éléments l'*ékaaluminium* (pour le *gallium*) et l'*ékasilicium* (pour le *germanium*).

Ses prévisions furent vérifiées par la découverte du gallium par LECOQ de BOISBAUDRAN: les propriétés qu'il possédait étaient celles qui avaient été attribuées à l'ékaaluminium par Mendeleïev. De la même façon, la découverte du germanium en 1886 par WINKLER corrobora aussi les prévisions de Mendeleïev.,

2.1) CONSTITUTION DU TABLEAU

Tous les éléments sont classés par ordre croissant de numéro atomique (Z).



Une période correspond au remplissage d'un niveau d'énergie. Jusqu'à l'Uranium, il y a sept périodes. Les éléments situés dans une même colonne constituent une FAMILLE ou un GROUPE d'éléments. Il faut bien noter que l'hydrogène n'est rattaché à aucune famille. Voici les noms des principales familles :

I A Alcalins

II A Alcalino-terreux

VII A Halogènes

VIII A Gaz rares ou gaz nobles ou gaz inertes

Lorsqu'une famille ne porte pas de nom particulier, on lui donne celui de l'élément représentatif (en général le premier de la famille).

VI A Famille de l'oxygène

Pour retenir les éléments d'une même période, on peut utiliser des moyens mnémotechniques. Voici par exemple une phrase qui permet de retenir les éléments de la troisième période:

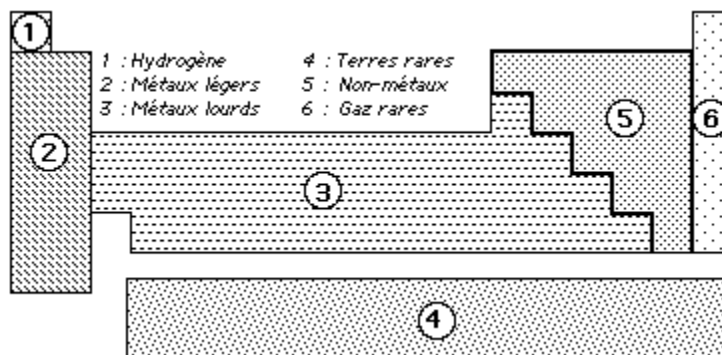
Napoléon Mangea Allègrement Six Poulets Sans Clore l'Armistice.

Na Mg Al Si P S Cl Ar

22) GRANDES RÉGIONS

Nous pouvons distinguer six grandes parties dans le tableau périodique :

1. L'hydrogène (C'est un élément à part).
2. Les métaux légers: IA (alcalins) et II A (alcalino-terreux) .
3. Les métaux lourds ou éléments de transition (au milieu du tableau).
4. Les TERRES RARES sont subdivisées en deux ensembles d'éléments : la série des LANTHANIDES qui est rattachée à la sixième période et la série des ACTINIDES qui est rattachée à la septième période.
5. Les non-métaux (à droite du tableau périodique, ceux qui sont encadrés) .
6. Les gaz rares (VIII A) .



N.B. Les deux grandes catégories d'éléments sont les métaux et les non-métaux. Leurs propriétés sont opposées, comme le souligne le tableau ci-après. Entre ces deux extrêmes il existe des éléments dont les propriétés sont intermédiaires. Ces éléments sont de meilleurs conducteurs d'électricité que les non-métaux, mais ils ont cependant une conductibilité inférieure à celle des métaux. Certains les nomment métalloïdes. Le silicium, le germanium, l'arsenic et l'antimoine en sont des exemples. Les semi-conducteurs (germanium et silicium) utilisés dans la fabrication des transistors appartiennent à cette catégorie.

2.3) STRUCTURES ÉLECTRONIQUES

Du point de vue électronique, on construit le tableau périodique en appliquant des règles simples:

- On passe d'un élément au suivant en augmentant le numéro atomique de 1.
- Chaque période du tableau correspond au remplissage de la même couche électronique externe. Il y a sept périodes dans le tableau, et les nombres d'éléments, en commençant par la première période, sont respectivement : 2, 8, 8, 18, 18, 32. La septième période a six éléments jusqu'à l'uranium et dix-sept jusqu'à l'lawrencium ($Z = 103$).
- Les atomes d'une même famille d'éléments ont le même nombre d'électrons sur le dernier niveau.
- La série des lanthanides est rattachée à la sixième période et celle des actinides, à la septième.

Dans ces conditions, nous utiliserons cette année deux représentations : les couches électroniques selon la structure de BOHR et de RUTHERFORD avec les niveaux d'énergie et la représentation de LEWIS. La mécanique quantique, qui ne sera pas abordée cette année, développe les équations mathématiques des orbitales des différents électrons autour du noyau d'un atome. On introduit la notion fondamentale de

nuage électronique et on définit la probabilité de présence d'un électron dans un petit volume. Une orbitale électronique est associée à cette probabilité. Sur une orbitale il y a au maximum deux électrons. À titre d'exemple nous montrerons les deux modes de structures électronique avec les atomes de sodium et de magnésium. Selon la représentation BOHR et de RUTHERFORD les électrons sont disposés autour du noyau sur plusieurs couches électroniques. Nous devons cependant respecter les conventions suivantes :

- La couche K a au maximum deux électrons.*
- La couche L a au maximum huit électrons.*
- La couche M a au maximum dix-huit électrons.*

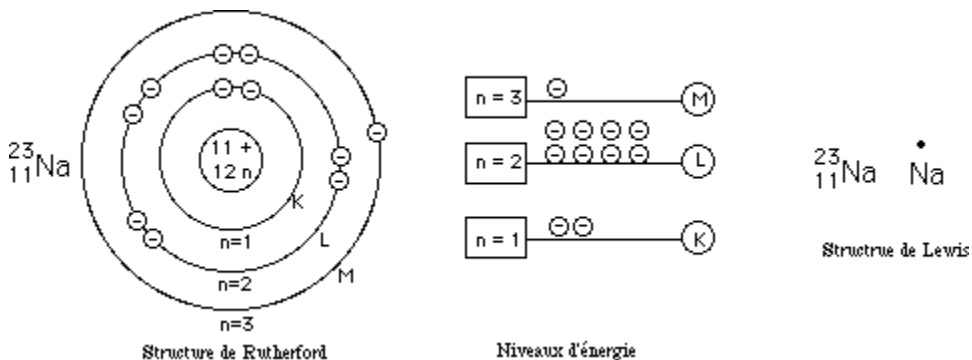
En appliquant le principe de PAULI, on démontre que le nombre maximum d'électrons qui correspond à un niveau d'énergie donné (n) est $2n^2$.

- Sur la couche K : $n=1 \quad 2 \times 1^2 = 2$*
- Sur la couche L : $n=2 \quad 2 \times 2^2 = 8$*
- Sur la couche M : $n=3 \quad 2 \times 3^2 = 18$*

Sur chaque couche, on doit placer d'abord un électron (singleton ou électron célibataire) par orbitale. Puis lorsque toutes les orbitales ont un électron célibataire, on ajoute le deuxième électron pour former la paire d'électrons. On commence par remplir la couche K. Lorsque celle-ci est saturée, on passe à la suivante, la couche L et ainsi de suite. Le nombre d'électrons par orbitale est au maximum deux.

La représentation de LEWIS se limite aux électrons du dernier niveau : les singletons sont symbolisés par des points et les paires par des segments. Le noyau de l'atome de sodium contient onze protons et douze neutrons. L'atome est électriquement neutre Il y a onze électrons autour du noyau :

- deux électrons sur la couche K (une paire occupant une orbitale) ;
- huit électrons sur la couche L (quatre paires occupant quatre orbitales) ;
- un électron sur la couche M (un singleton occupant une orbitale) .



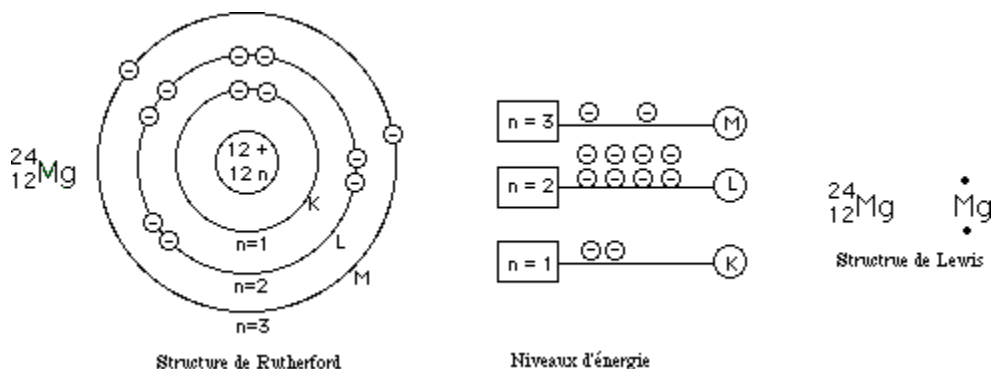
On peut indiquer cette structure de façon abrégée. **Na : 2,8,1**

Cette même configuration peut être plus simplifiée encore avec le trognon électronique. On représente ainsi la partie stable de l'atome, c'est-à-dire ses couches électroniques internes. De ce point de vue, le sodium possède les couches K et L de l'atome de néon. Son trognon électronique est donc l'atome de néon. Na : **[Ne] , 1**

Dans la structure de LEWIS, nous devons noter simplement l'électron de la dernière couche.

Le noyau de l'atome de magnésium contient douze protons et douze neutrons. L'atome est électriquement neutre. Il y a donc douze électrons autour du noyau :

- deux électrons sur la couche K (une paire occupant une orbitale) ;
- huit électrons sur la couche L (quatre paires occupant quatre orbitales) ; deux électrons sur la couche M (deux singletons occupant deux orbitales) .



On peut indiquer cette structure de façon abrégée. Mg : 2,8,2

Comme dans le cas du sodium, le trognon électronique est l'atome de néon. Seul le nombre d'électrons périphériques est modifié. Mg : [Ne] , 2

Le dernier niveau d'énergie du magnésium porte deux singletons. Dans la représentation de LEWIS, nous aurons deux points qui symboliseront ces deux électrons célibataires.

23.1) STRUCTURES ÉLECTRONIQUES DANS UNE PÉRIODE

Les éléments d'une même période ont le même nombre de niveaux électroniques et le même trognon électronique.

23.2) STRUCTURES ÉLECTRONIQUES DES PRINCIPALES FAMILLES

Les éléments d'une même famille ont le même nombre d'électrons sur le dernier niveau électronique et possèdent des propriétés chimiques semblables.

- Les alcalins ont un électron sur la dernière couche électronique.*
- Les alcalino-terreux ont deux électrons périphériques (deux singletons).*
- Les éléments de la famille de l'oxygène ont six électrons périphériques (deux paires et deux singletons).*
- Les halogènes ont sept électrons périphériques (trois paires et un singleton).*
- Les gaz rares ont huit électrons périphériques (quatre paires).*

23.3) FORMATION DES IONS

Les gaz rares sont inertes chimiquement. Une structure électronique périphérique à huit électrons, c'est-à-dire quatre orbitales avec chacune une paire d'électrons, est stable. Lorsque des atomes réagissent ensemble, ils tendent à acquérir la structure du gaz rare le plus proche.

Les électrons de valence sont les électrons qui sont situés sur le dernier niveau électronique et qui servent à former les liaisons chimiques. Leur nombre est égal en général au nombre d'électrons périphériques, sauf pour les gaz rares. Puisque ces derniers sont stables chimiquement, leur nombre d'électrons de valence est égal à zéro. Au cours d'une réaction chimique, les atomes ont tendance à capter ou à perdre des électrons pour devenir stables chimiquement. Ils se transforment ainsi en particules chargées électriquement, appelées des IONS. Ainsi l'atome de sodium perd un électron pour prendre la structure stable du néon. L'atome de sodium contient onze protons et onze électrons. La particule obtenue a onze protons et dix électrons. Elle a une charge positive : c'est un ION POSITIF ou CATION, représenté par Na^+ . L'atome de chlore gagne un électron pour prendre la structure stable de l'argon. L'atome de chlore contient dix-sept protons et dix-sept électrons. La particule obtenue a dix-sept protons et dix-huit électrons. Elle a une charge négative : c'est un ION NÉGATIF ou ANION, représenté par Cl^- . De la même façon l'atome de magnésium perd deux électrons pour prendre la structure stable du néon. L'atome de magnésium contient douze protons et douze électrons. La particule obtenue a douze protons et dix électrons. Elle a deux charges positives : c'est un ION POSITIF ou CATION, représenté par Mg^{2+} .

o Les éléments métalliques sont des donneurs d'électrons. Pour devenir stables, les atomes des éléments métalliques ont tendance à perdre un ou plusieurs électrons, se transformant ainsi en IONS POSITIFS OU CATIONS.

- Les atomes alcalins (IA) perdent un électron pour devenir stables (Li^+ , Na^+ , K^+).
- Les atomes alcalino-terreux perdent deux électrons (Be^{2+} , Mg^{2+} , Ca^{2+} , Ba^{2+}).

o Les éléments non-métalliques sont des accepteurs d'électrons. Pour devenir stables les atomes captent un ou plusieurs électrons, se transformant ainsi en IONS NÉGATIFS OU ANIONS.

- Les atomes des halogènes (VIIA) captent un électron pour devenir stables (F^- , Cl^- , Br^- , I^-).
- Les atomes des éléments de la famille de l'oxygène (VIA) captent deux électrons pour devenir stables (O^{2-} (ion oxyde), S^{2-} (ion sulfure)).

Entre un métal et un non-métal, on obtiendra une liaison ionique, qui provient de la force d'attraction électrique qui s'exerce entre un cation et un anion. Ainsi dans le sel, il existe des liens ioniques entre les cations Na^+ et les anions Cl^- .

2.4) PROPRIÉTÉS PÉRIODIQUES

La loi périodique s'énonce comme suit :

Les propriétés physiques et chimiques des éléments sont des fonctions périodiques du numéro atomique.

Les éléments qui possèdent des propriétés chimiques semblables apparaissent à des intervalles réguliers dans le tableau. Les propriétés varient de façon progressive dans une période, alors qu'elles sont semblables dans une famille.

24.1) TEMPÉRATURES DES CHANGEMENTS D'ÉTAT ET DENSITÉS

ALCALINS : Les températures de fusion et d'ébullition diminuent lorsque le numéro atomique augmente. Les densités augmentent lorsque le numéro atomique augmente.

FAMILLE DE L'OXYGÈNE : Les températures de fusion et d'ébullition augmentent lorsque le numéro atomique augmente.

HALOGÈNES : Les températures de fusion et d'ébullition augmentent lorsque le numéro atomique augmente.

GAZ RARES : La température de fusion, la température d'ébullition et la densité augmentent lorsque le numéro atomique augmente.

Dans une période, les points de fusion et d'ébullition augmentent jusqu'à ce que les propriétés métalliques disparaissent.

24.2) VARIATION DE LA CONDUCTIBILITÉ

La conductibilité thermique varie en général dans le même sens que la conductibilité électrique: une augmentation suivie d'une diminution. Ainsi dans la famille des alcalins, elle augmente d'abord lorsqu'on passe du lithium au sodium, puis elle diminue graduellement jusqu'au césium .

24.3) VARIATION DU RAYON ATOMIQUE

Le volume atomique augmente lorsque le nombre de couches électroniques s'accroît . *Cela signifie que, dans une même famille, le rayon atomique augmente lorsque le numéro atomique augmente.* Les rayons atomiques sont mesurés en nanomètres (milliardième partie du mètre).

→ : Le rayon atomique **augmente** dans une famille quand le numéro atomique augmente.

↓ : Le rayon atomique **augmente** dans une période quand le numéro atomique augmente.

Les résultats expérimentaux prouvent que le rayon atomique diminue dans une période lorsque le numéro atomique croît. Expliquons ce résultat en considérant les deux éléments extrêmes : le lithium ($Z = 3$) et le fluor ($Z = 9$). La force électrique entre l'électron de valence et le noyau sera plus grande dans le cas du fluor. En effet la charge du noyau de fluor est trois fois plus grande que celle du lithium. Il s'ensuit que l'électron de valence du fluor sera plus attiré par le noyau, donc plus rapproché du noyau. Lorsqu'on se déplace dans une période, le rayon atomique diminue lorsque le numéro atomique augmente.

24.4) VARIATION DE L'INDICE D'ÉLECTRONEGATIVITÉ

L'indice d'électronégativité est un nombre qui mesure l'affinité électronique d'un élément, c'est-à-dire son pouvoir d'attraction sur les électrons. Plus un atome a tendance à attirer un électron, et plus son affinité électronique est grande. L'électronégativité augmente lorsque le numéro atomique diminue dans une famille. En revanche elle augmente dans une période lorsque le numéro atomique augmente.

→ : L'indice d'électronégativité **diminue** dans une famille quand le numéro atomique augmente.

↓ : L'indice d'électronégativité **augmente** dans une période quand le numéro atomique augmente.

L'atome de fluor est l'atome le plus électronégatif du tableau. C'est l'atome de francium (Fr) qui est le plus électropositif.

24.5) VARIATION DE L'ÉNERGIE D'IONISATION

L'énergie d'ionisation est l'énergie qu'il faut fournir à un atome sous l'état gazeux pour lui arracher un électron. Elle provient de la force électrique qui s'exerce entre l'électron de valence et le noyau atomique et elle dépend par conséquent de deux facteurs:

- du rayon atomique. *Plus il augmente et plus l'énergie d'ionisation diminue ;*
- de la charge nucléaire du noyau, soit le nombre de protons. *Plus la charge nucléaire augmente et plus l'énergie d'ionisation augmente.*

Lorsque les deux effets agissent en sens contraire, c'est la distance (rayon atomique) qui joue le rôle le plus important. *Cela nous explique pourquoi l'énergie d'ionisation diminue dans une famille lorsque le numéro atomique augmente (l'effet distance est plus important). D'autre part, l'énergie d'ionisation augmente de gauche à droite dans une période (les deux effets contribuent à cette augmentation).*

→ : L'énergie d'ionisation **diminue** dans une famille quand le numéro atomique augmente.

↓ : L'énergie d'ionisation **augmente** dans une période quand le numéro atomique augmente.

24.6) VARIATION DE L'ACTIVITÉ CHIMIQUE

Dans toutes les expériences que nous avons signalées avec les alcalins, le métal doit perdre un électron. En conséquence, la réaction sera d'autant plus violente que l'énergie d'ionisation sera faible.

POUR LES ALCALINS, L'ACTIVITÉ CHIMIQUE AUGMENTE LORSQUE L'ÉNERGIE D'IONISATION DIMINUE (QUAND ON SE DÉPLACE VERS LE BAS DU TABLEAU PÉRIODIQUE).

En ce qui concerne les halogènes, l'activité chimique varie dans le sens contraire. Les réactions des halogènes avec le sodium par exemple deviennent de plus en plus vives lorsqu'on passe de l'iode au fluor.

POUR LES HALOGENES (VII A), L'ACTIVITÉ CHIMIQUE AUGMENTE LORSQUE L'INDICE D'ÉLECTRONEGATIVITÉ AUGMENTE (QUAND ON SE DÉPLACE VERS LE HAUT DU TABLEAU PÉRIODIQUE).

On observerait une réaction particulièrement violente en faisant réagir l'élément le plus électropositif (le francium) avec l'élément le plus électronégatif (le fluor).

24.7) VARIATION DU CARACTÈRE MÉTALLIQUE

Les métaux ont plusieurs caractéristiques physiques, comme la conductibilité électrique ou thermique, la ductilité et la malléabilité. **Au regard de ces propriétés, le caractère métallique diminue lorsqu'on se déplace de la gauche vers la droite dans une période ou du haut vers le bas dans une famille.**

La règle de Sanderson constitue un moyen mnémotechnique pour déterminer si un élément appartient à l'ensemble des métaux. *Un élément est considéré comme un métal si le nombre d'électrons périphériques est inférieur ou égal au numéro de la période dans laquelle il se trouve.* Par exemple, dans la cinquième période, le polonium a cinq électrons périphériques et est considéré comme un métal. Dans cette même période, l'astate qui a six électrons périphériques est considéré comme un non-métal. Observons maintenant deux éléments appartenant à une même famille, le bore et l'aluminium. Le bore, situé dans la deuxième période, a trois électrons périphériques et est un non-métal. L'aluminium appartient à la troisième période et a trois électrons périphériques : c'est un métal.

© René-Yves Hervé2009