

ATOME

I- Généralité :

La plus petite **structure** élémentaire de ce qu'on appelle des **corps simples**. La notion d'atome prend naissance en Grèce au **V-VIe siècle** avant **J.-C.** (doctrines atomistes de **Leucippe** et **Démocrite**).

L'atome, **entité indivisible**, est ici une hypothèse métaphysique qui n'a guère de rapport avec la notion moderne d'atome.

Ce n'est qu'au début du **XIXe siècle**, dans l'œuvre scientifique de **J. Dalton**, suite à la découverte des **lois fondamentales** des **combinaisons chimiques**, qu'apparaît la notion moderne d'atome.

Toutes les substances (**molécules, cristaux...**) sont des combinaisons d'un petit nombre d'espèces d'atomes (il y a plus d'une centaine d'éléments, dont une partie, produite artificiellement, n'est pas stable et ne peut, pour cette raison, former des composés) ; les corps simples sont formés par des atomes de la même espèce, les **substances composées**, par des atomes d'espèces différentes.

La connaissance de la structure de l'atome permet aujourd'hui d'expliquer les propriétés chimiques des atomes à partir du nombre d'électrons que porte chaque élément.

II- Atome des chimistes, atome des physiciens :

C'est d'abord en chimie que l'hypothèse atomique fut introduite, à partir de laquelle se développèrent les concepts fondamentaux de **valence**, de **molécule**, de **poids atomique**, et qui aboutit à l'invention de la classification périodique des éléments (**Mendeleïev, 1869**).

C'est seulement dans la seconde moitié du **XIXe siècle**, soit un **demi-siècle** après les chimistes, qu'apparaît l'hypothèse atomique en physique avec **J. C. Maxwell** et **L. Boltzmann** dont la **théorie cinétique** des gaz permet d'expliquer les phénomènes macroscopiques de température et de pression.

Mais cette hypothèse fut mal acceptée dans le milieu des physiciens ; du reste, l'atome considéré ici était vu comme n'ayant aucun rapport avec l'atome des chimistes.

Au tournant du **XXe siècle**, suite entre autre au développement de la **spectrographie** (**Balmer, 1885**), à la découverte d'éléments prévus par la table de Mendeleïev et, en **France**, aux travaux de **Jean Perrin**, l'hypothèse atomiste est majoritairement admise ; la périodicité des propriétés des éléments en chimie suggérera alors fortement que les atomes des édifices composés d'éléments plus fondamentaux dont il importera de découvrir la structure ; se développeront alors différentes tentatives de **modélisation** de la structure atomique.

III- Modèles de l'atome :

Faisant suite à la découverte de l'**électron en 1897**, les modélisations de la structure atomique se succéderont du fait des insuffisances théoriques des modèles et grâce aux nombreuses expériences nouvelles dans ce domaine.

Le **modèle** de **J. J. Thomson (1904)** comportait un nombre très élevé d'électrons dans un fonds positif uniforme.

Les expériences de **E. Rutherford** (diffusion de particules par des atomes d'or, **1906**) remettent en cause ce modèle : le nombre d'électron doit être de l'ordre de grandeur du numéro atomique et l'ensemble des charges positives doivent se trouver dans la région centrale, beaucoup plus petite que la dimension générale, de l'atome ; c'est ainsi que se présente le modèle de Rutherford (**1911**), modèle « **planétaire** » dans lequel les électrons tournent autour d'un centre positif, comme les orbites des planètes autour du soleil, la force gravitationnelle étant remplacée par la force électromagnétique dont l'expression mathématique est identique.

Mais ce modèle ne prenait pas en compte la périodicité des propriétés chimiques des atomes, ce que faisait le modèle de Thomson, et N. Bohr, souhaitant également tenir compte de la formule de Balmer, modifiera ce modèle.

Le modèle de Bohr (**1913**) introduit des règles de quantification dans l'atome : seul un nombre discret d'orbites électroniques sont permises (**états-stationnaires**), le spectre discret de l'atome correspondant alors au saut d'un électron entre deux états-stationnaires.

Si ces règles rendaient compte du spectre de l'atome d'hydrogène, elles entraient en contradiction flagrante avec les théories existantes. D'où le début d'un programme de recherche qui allait aboutir, **en 1927**, à la formation d'une nouvelle théorie (**mécanique quantique**) capable d'expliquer la structure atomique.

Cette élaboration d'une théorie nouvelle allait de pair avec les progrès de la modélisation. Le modèle de **Sommerfeld (1916)** améliore le modèle de Bohr, permettant d'élucider la structure fine du spectre de l'hydrogène. **En 1921**, Bohr retrouve la classification des éléments à partir d'un modèle désormais assez éloigné des modèles planétaires, utilisant les nombres quantiques **n** et **l** que l'on retrouvera en mécanique quantique.

S'il est certes commode d'utiliser des trajectoires électroniques pour la représentation de l'atome, de telles trajectoires devraient conduire à un rayonnement des charges électroniques entraînant un effondrement des électrons sur le **noyau**.

La mécanique quantique récuse d'ailleurs la notion de trajectoire spatio-temporelle au sens classique, et il est plus adéquat aujourd'hui de modéliser l'atome comme un noyau entouré d'un « **nuage électronique** » ou **densité de probabilité** de présence.

IV- Structure générale de l'atome :

L'atome est un édifice dont la taille est comprise entre **210^{-8}** et **510^{-8} cm** constitué d'électrons et d'un noyau formé de **protons** et de **neutrons**.

Le noyau a une taille d'environ **10 000 fois** inférieure à celle de l'atome ; les protons et les neutrons ont des masses presque identiques et environ **1 000 fois** supérieures à celle de l'électron. Le nombre de protons contenus dans un atome est dit **nombre atomique** (désigné par le **symbole Z**). Il est identique au nombre d'électrons et caractérise chaque atome, déterminant ainsi ses propriétés physiques.

On connaît des atomes qui ont le même nombre atomique, c'est-à-dire qui appartiennent au même élément, mais avec un nombre différent de neutrons, donc avec un poids différent ; à tel atome, on donne le nom d'**isotopes** (par exemple : l'hydrogène avec un proton dans le noyau et l'hydrogène lourd ou **deutérium** avec un proton et un neutron).

Puisque les atomes sont neutres, pour contrebalancer les **Z** charges positives du noyau, **Z** électrons tournent autour de lui ; ils sont disposés en couches successives désignées par les lettres **K, L, M, N, O, P, Q** ; sur chaque couche, le nombre d'électrons augmente avec la complexité de l'atome.

Toutes les couches, à l'exception de la première, sont formées de sous-couches, caractérisées chacune par son niveau d'énergie, niveau qui croît lorsque augmente la distance au noyau ; pourtant, à partir de la **quatrième couche** et dans les couches suivantes, cette règle n'est pas respectée : la sous-couche la plus intérieure a une énergie qui est inférieure de peu à la sous-couche la plus extérieure de la couche qui la précède.

Il en résulte que les électrons, qui, en prenant place autour du noyau, occupent les différents niveaux d'énergie (généralement de celui qui a l'énergie la plus petite à celui qui a l'énergie la plus) se distribuent ainsi : dans les atomes d'hydrogène et d'**hélium**, respectivement de nombre atomique **1** et **2**, les électrons occupent la couche **K** qui ne peut plus contenir d'autres électrons ; pour les atomes de nombres atomique compris entre **3** et **10**, les nouveaux électrons vont occuper la couche **L** qui, au maximum, peut contenir **8** électrons ; pour les atomes de nombre atomique compris entre **11** et **18**, les nouveaux électrons vont occuper la couche **M** qui, la différence de la précédente, n'est pas complète car elle peut contenir jusqu'à **18** électrons ; pour les atomes de **potassium** et de **calcium**, respectivement de nombre atomique **19** et **20**, le **19^e** et **20^e** électron commencent la couche **N**, mais, dans les dix éléments qui suivent (nombre atomique compris entre **21** et **30**), les nouveaux électrons vont compléter la couche **M** qui était restée incomplète.

Dans tout atome, la couche d'électrons la plus externe ne possède jamais plus de **8** électrons et les éléments qui en ont 8, ou exceptionnellement **2** si, seule, la couche **K** est présente, constituent ce qu'on appelle les gaz rares (**hélium, néon, argon, Krypton, xénon, radon**) qui ne combinent jamais, ou, autrement dit, ont pour valence **zéro**.

Les atomes de tous les autres éléments ont tendance à prendre une structure électronique analogue à celle des gaz rares, c'est-à-dire avoir 8 électrons sur leur couche la plus externe ; pour arriver à cette structure, ils cèdent ou acquièrent des électrons mais, alors, leur équilibre électrique est rompu ; en effet, le nombre de charges électriques positives du noyau ne change pas.

Les atomes se transforment en **ions** chargés d'électricité positive (ou **cations**), s'ils ont perdu des électrons, et en ions chargés d'électricité négative (ou **anions**) s'ils ont acquis des électrons : plus précisément, les atomes qui ont sur leur couche la plus externe moins de **4** électrons (**atomes des métaux**) tendent à les perdre tous, faisant disparaître la dernière couche en devenant des cations ; ceux qui en ont entre **4** et **7** (atomes des **métalloïdes**) en acquièrent autant qu'il est nécessaire pour atteindre le nombre de 8, devenant ainsi des anions.

Les électrons de la couche la plus externe sont appelés **électrons de valence**, car la valence des atomes dépend précisément du nombre d'électron qu'un atome peut acquérir ou perdre pour avoir la structure électronique des gaz rares.

Un bon nombre de composés, dits **composés ioniques**, se forment justement par l'**attraction** électrostatique qui se produit entre ions négatifs ; le sel de cuisine **NaCl** est un composé de ce type, dont les cristaux sont formés par des **ions Na⁺** alternant avec des **ions Cl⁻**.