

4 – LE MODELE DE L'ATOME

Un peu d'histoire ... voir document 1.

I. STRUCTURE DE L'ATOME

L'atome est constitué d'un noyau et d'électrons qui gravitent autour du noyau (voir document 2).

1. Le noyau

Le noyau est constitué de nucléons de deux sorte : les protons et les neutrons.

Un proton est porteur d'une charge positive, $q_p = 1,6 \cdot 10^{-19} \text{ C}$, sa masse vaut $m_p = 1,673 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$, son rayon est de l'ordre de $r = 10^{-15} \text{ m}$. Le nombre de protons contenus dans un noyau est appelé numéro atomique ou nombre de charge, il est noté Z

Un neutron, comme son nom l'indique, est électriquement neutre, c'est-à-dire $q_N = 0 \text{ C}$. Sa masse vaut $m_N = 1,675 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$ et son rayon est sensiblement le même que celui du proton.

On note A le nombre de nucléons dans un noyau, ce nombre est appelé nombre de masse. Le nombre de neutrons s'obtient est faisant la différence $A - Z$

2. Les électrons

Les électrons sont des particules extrêmement petites (quasiment ponctuelles et de très faible masse).

L'électron est porteur d'une charge électrique négative $q_e = -1,6 \cdot 10^{-19} \text{ C}$, c'est exactement la charge opposée du proton. Sa masse est par contre beaucoup plus faible $m_e = 9,1 \cdot 10^{-31} \text{ kg}$, soit environ 2000 fois moins qu'un nucléon.

Un atome est électriquement neutre, sa charge Q est nulle : il contient autant de protons que d'électrons.

On appelle e la charge élémentaire : $e = 1,6 \cdot 10^{-19} \text{ C}$. On dira que le proton porte une charge $+e$ et que l'électron porte une charge $-e$.

3. Dimensions et masse d'un atome

Le rayon de l'atome a un ordre de grandeur $R = 10^{-10} \text{ m}$, le noyau est environ cent mille fois plus petit avec $r = 10^{-15} \text{ m}$. Entre le noyau et les électrons, il n'y a que du vide, on parle de structure lacunaire.

La masse d'un atome est essentiellement concentrée dans son noyau, car les électrons sont environs 2000 fois plus légers. La masse d'un atome sera donc :

$$m_{\text{atome}} = Z \times m_p + (A - Z) \times m_N \text{ ou encore } m_{\text{atome}} = A \times m_{\text{nucléon}}.$$

4. Notation

On note un atome ${}^A_Z X$, X est le symbole de l'atome, A le nombre total de nucléons dans son noyau et Z le nombre de protons.

Exemple : un atome de plomb possède 82 protons et 125 neutrons, on le note ${}^{207}_{82} \text{ Pb}$.

II. NOTION D'ELEMENT

1. De l'atome aux ions monoatomiques

Il arrive que les atomes perdent ou gagnent des électrons, ils deviennent alors des ions monoatomiques. Il existe deux catégories d'ions monoatomiques :

➤ Les atomes ayant perdu un ou plusieurs électrons sont appelés cations. Puisque les cations ont moins d'électrons que de protons, ils sont porteurs d'une ou plusieurs charges élémentaires positives.

➤ Les atomes ayant gagné un ou plusieurs électrons sont appelés anions. Puisque les anions ont plus d'électrons que de protons, ils sont porteurs d'une ou plusieurs charges élémentaires négatives.

Notation d'un ion monoatomique : ${}^{207}_{82}\text{Pb}^{2+}$

2. Isotopie

Exemple : le carbone 12 possède 6 protons et 6 neutrons, le carbone 14 possède 6 protons et 8 neutrons.

Deux atomes sont isotopes s'ils ont dans leur noyau le même nombre Z de protons, mais pas le même nombre A de nucléons (ou pas le même nombre de neutrons).

Les ions monoatomiques formés à partir de deux atomes isotopes sont aussi isotopes entre eux.

3. Généralisation

Tous les atomes ou ions monoatomiques qui ont Z protons dans leur noyau appartiennent au même élément chimique.

Exemple : l'atome ${}^{63}_{29}\text{Cu}$, l'atome ${}^{65}_{29}\text{Cu}$, l'ion ${}^{63}_{29}\text{Cu}^{2+}$ et l'ion ${}^{65}_{29}\text{Cu}^{2+}$ appartiennent au même élément, le cuivre.

Un élément chimique est caractérisé par son numéro atomique Z , mais aussi par son symbole.

Liste des 12 premiers éléments chimiques.

III. LE CORTEGE ELECTRONIQUE

Couches électroniques

Les électrons sont organisés en couches électroniques autour du noyau. La première couche s'appelle K , elle possède au maximum 2 électrons. La deuxième, L , en possède 8 au maximum, la troisième – M – en possède 18, etc...

On attribue à chaque couche un numéro n , et chaque couche contient au maximum $2 \times n^2$ électrons :

Nom de la couche	K	L	M	N
n	1	2	3	4
Nombre max d'électrons	$2 \times 1^2 = 2$	$2 \times 2^2 = 8$	$2 \times 3^2 = 18$	$2 \times 4^2 = 32$

Remplissage des couches électroniques et structure électronique

On commence par remplir la couche de plus petit numéro (couche K). une fois que celle-ci est remplie, on passe à la couche de numéro suivant, et ainsi de suite.

Exemples :

Élément	Symbole	Z	Structure
Hydrogène	H	1	K^1
Hélium	He	2	K^2
Lithium	Li	3	K^2L^1
Béryllium	Be	4	K^2L^2
Bore	B	5	K^2L^3
Carbone	C	6	K^2L^4

Élément	Symbole	Z	Structure
Azote	N	7	K^2L^5
Oxygène	O	8	K^2L^6
Fluor	F	9	K^2L^7
Néon	Ne	10	K^2L^8
Sodium	Na	11	$K^2L^8M^1$
Magnésium	Mg	12	$K^2L^8M^2$

La dernière couche qui contient des électrons est appelée couche externe ou couche périphérique, et les électrons qu'elle contient sont appelés de même. Les couches en dessous de la couche externe sont appelées couches internes ou couches de cœur.

On peut aussi donner la structure électronique des ions monoatomiques : l'ion sodium ${}^{23}_{11}\text{Na}^+$ possède 10 électrons (l'atome a perdu un électron), sa structure électronique est donc K^2L^8 .

DOCUMENT 1 : UN PEU D'HISTOIRE

Les philosophes anciens considéraient que la « nature des choses » s'expliquait par un savant mélange de quatre éléments : le feu, l'air, l'eau et la terre.

Cependant, au 4^{ème} siècle avant notre ère, le philosophe Démocrite pensait que la matière était formée de grains indivisibles : les atomes (en grec, le mot atomos signifie « que l'on ne peut diviser »). Mais cette description de la matière n'avait aucune preuve expérimentale. Le philosophe grec Aristote rejeta cette théorie et reprit l'idée des quatre éléments. C'est sur cette fausse conception que vont reposer les travaux des alchimistes pendant plus de vingt siècles.

La théorie de l'atome de Démocrite fut reprise comme hypothèse de travail par le Britannique John DALTON en 1805. Celui-ci supposa l'existence des atomes et postula qu'il en existait plusieurs types afin d'interpréter de nombreuses propriétés chimiques.

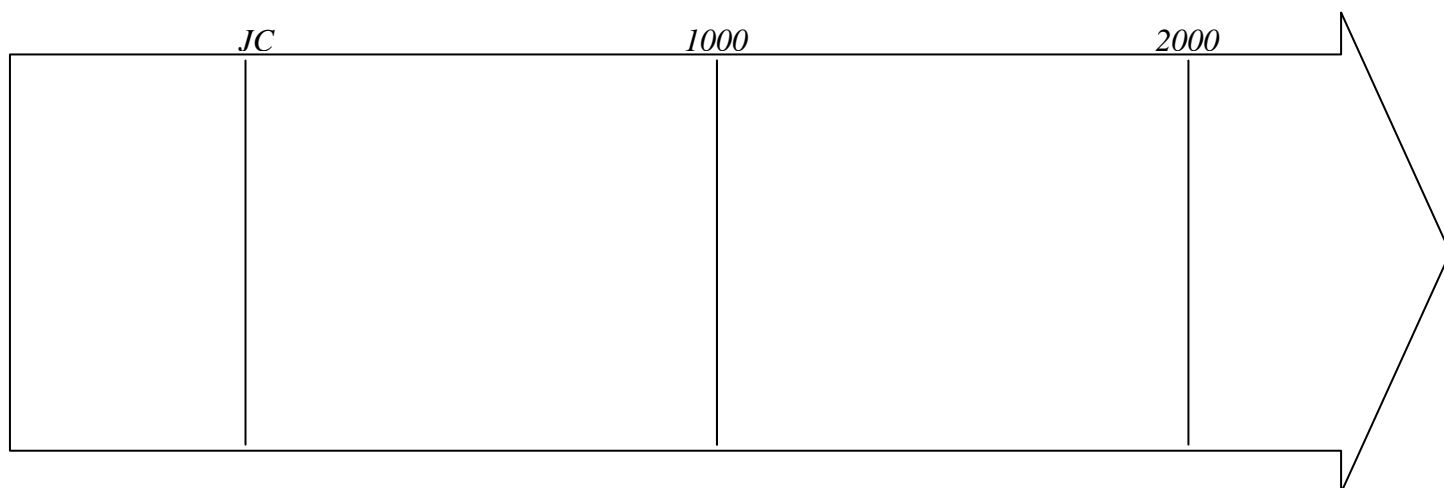
La connaissance de l'atome et l'étude de sa structure débuta véritablement à la fin du 19^{ème} siècle. Différents modèles de l'atome furent successivement élaborés par les scientifiques. Chaque modèle, un peu plus perfectionné que le précédent, permettait de rendre compte des connaissances nouvellement acquises.

En 1897, le Britannique Joseph John THOMSON découvrit l'existence des électrons. Il proposa alors un modèle dans lequel il comparait l'atome à une sorte de gâteau aux raisins : l'atome était une boule sphérique, homogène, chargée positivement, fourrée de particules de charges négatives (électrons).

Ce modèle fut remis en cause par le physicien britannique Ernest RUTHERFORD qui réalisa une expérience décisive : en 1910, il bombardait une feuille d'or très fine avec des particules α émises par un corps radioactif, et proposa un modèle planétaire de l'atome. Il comparait l'atome au système solaire : « l'atome est constitué d'un noyau environ 100 fois plus petit, autour duquel gravitent les électrons ».

Depuis l'expérience de RUTHERFORD, les scientifiques ont pu préciser la structure du noyau et le modèle de l'atome s'est perfectionné, permettant de prédire de mieux en mieux le comportement de la matière.

1. Placer sur l'axe suivant les grandes dates dans l'histoire du modèle de l'atome.



2. Représentez, d'après ce que vous en avez compris, les modèles d'atome de THOMSON et de RUTHERFORD.
3. Est-ce qu'un modèle est une représentation exacte de la réalité ?

« Lorsque j'entrai au laboratoire dirigé par Joliot au Collège de France, la connaissance que j'avais de la structure de la matière ne devait guère dépasser celle acquise par un lycéen de 1993 abonné à de bonnes revues de vulgarisation. Je les résume rapidement : la matière est composée d'atomes, eux-mêmes constitués de noyaux entourés d'un cortège d'électrons. Les noyaux portent une charge électrique positive qui est de même valeur et de signe opposé à la charge des électrons qui gravitent autour du noyau. La masse d'un atome est concentrée dans le noyau. (...)

Le noyau de l'hydrogène, ou proton, porte une charge électrique positive. Celui-ci a un compagnon, le neutron, qui est neutre électriquement et a sensiblement la même masse. Tous deux s'associent de façon très compacte pour constituer les noyaux qui sont au cœur des atomes peuplant notre univers. Ils s'entourent d'un cortège d'électrons dont la charge compense exactement celle des protons. En effet, la matière est neutre, sinon elle exploserait en raison de la répulsion qu'exercent l'une sur l'autre des charges de même signe, positif ou négatif. Il faut avoir en tête l'échelle des dimensions. Le diamètre d'un atome est voisin d'un centième de millièmière de centimètre. Celui d'un noyau est cent mille fois plus petit. On voit donc que presque toute la masse d'un atome est concentrée en un noyau central et que, loin sur la périphérie, se trouve un cortège qui est fait de particules de charge négative, les électrons. C'est ce cortège seul qui gouverne le contact des atomes entre eux et donc tous les phénomènes perceptibles de notre vie quotidienne, tandis que les noyaux, tapis au cœur des atomes, en constituent la masse. »

Georges CHARPAK, Extrait de « La vie à fil tendu »

Remplir le tableau suivant :

Quelles sont les particules citées dans le texte ?					
Où les trouve-t-on ?					
Quel est le signe de leur charge électrique ?					
Quelle est leur Masse ?					
Quelle est leur dimension approximative ?					