

STRUCTURE DE L'ATOME

I- Introduction

Au quatrième siècle avant notre ère, le philosophe grec Démocrite a le premier l'intuition que la matière est constituée de "grains" de matière infimes, tellement petits que l'on ne pourrait pas les couper en deux, d'où leur nom de **atomos** qui signifie indivisible en grec.

On attribue à John DALTON d'avoir déduit une théorie atomique en 1803 selon laquelle la matière est composée d'atomes indivisibles.

Un siècle après la naissance de la théorie de DALTON, une succession de résultats expérimentaux montra que l'atome est en réalité un édifice complexe formé de l'assemblage de plusieurs particules plus petites que l'atome ou particules subatomiques.

II- Constituants élémentaires de la matière

L'ensemble de la matière de l'univers, vivante ou inerte, est constitué de particules appelées **atomes**.

L'atome comprend deux parties : un noyau et des électrons.

Le noyau est constitué de protons de charge électrique positive, et de neutrons de charge électrique nulle. Ces particules qui constituent le noyau sont également appelées nucléons.

Les électrons de charge électrique négative gravitent autour du noyau.

II-1- L'électron

L'électron est la première particule subatomique à être identifiée grâce à J. J. THOMSON (1895) qui mesura le rapport e/m soit : $e/m = -1,76 ; 10^{+11} \text{ C.kg}^{-1}$

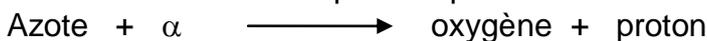
Plus tard (1909) MILIKAN réalisa une expérience qui lui permit de mesurer la charge de l'électron soit : $-e = -1,60 . 10^{-19} \text{ Coulomb (C)}$

Comme le rapport e/m était connu on déduisit donc la masse de l'électron soit :

$$m_e = 9,1 . 10^{-31} \text{ kg}$$

II-2- Le proton

C'est Rutherford qui découvrit le proton en 1919 lors d'une réaction nucléaire et ce en bombardant de l'azote par des particules α



Il fut alors possible de connaître la charge et la masse du proton éjecté lors de cette réaction nucléaire

Le proton a une charge positive et égale en valeur absolue à celle de l'électron soit :

$$e = +1,76 . 10^{-19} \text{ Coulomb (c)}$$

La masse est 1836 fois celle de l'électron soit : $m_p = 1,672 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$

II-3- Le neutron

Il a été découvert en 1932 par Chadwick lors d'une réaction nucléaire également (bombardement du Be, B, Li par des particules α) Lors de ce bombardement on obtient un rayonnement pénétrant constitué de particules électriquement neutres : les neutrons.

Le neutron est une particule neutre et sa masse est à peu près égale à celle du proton et vaut 1839 fois la masse de l'électron, soit : $m_n = 1,675 . 10^{-27} \text{ Kg}$

Conclusion

L'atome est constitué de trois particules élémentaires le proton, le neutron et l'électron.

Les protons et les neutrons (particules lourdes) constituent le noyau. Le noyau est extrêmement petit et où toute la masse est concentrée Le reste du volume de l'atome est occupé par les électrons de masse presque nulle. Par rapport au diamètre de l'atome, le noyau semble très petit, et les électrons gravitent à une très grande distance du noyau et entre les deux il n'y a que du vide. **L'atome a une structure lacunaire**

On dit alors que « **la matière est constituée essentiellement de vide** ».

<i>Caractéristiques des particules subatomiques</i>			
Particule subatomique	Symbole	Charge électrique (C)	Masse (kg)
Proton	p	$e=1,602.10^{-19}$	$m_p=1,6726.10^{-27}$
Neutron	n	0	$m_n=1,6749.10^{-27}$
Electron	e^-	$-1,602.10^{-19}$	$m_e=9,1094.10^{-31}$

III- Caractéristiques de l'atome

L'atome est caractérisé par le numéro atomique Z , le nombre de masse A et les isotopes.

III-1- Numéro atomique Z

Le nombre de protons d'un atome est appelé **numéro atomique Z** .

L'atome étant neutre, il y a donc autant d'électrons que de protons.

Charge du noyau : $+ Z e$

Charge totale des électrons : $- Z e$

Charge totale de l'atome : 0 neutre

A chaque numéro atomique correspond un élément.

III-2- Nombre de masse A

On appelle **nombre de masse A** la somme du nombre de protons et du nombre de neutron d'un atome. Les deux nombres A et Z permettent de connaître complètement la composition du noyau. En effet:

- Z est le nombre de protons.
- Le noyau contient A nucléons dont un nombre Z sont des protons, le restant $N=A-Z$ est le nombre de neutrons.

A et Z sont des nombres entiers.

Représentation symbolique d'un atome : Le noyau d'un élément quelconque X s'écrit à l'aide de Z et A sous la forme suivante :



Exemples :

$^{23}_{11}\text{Na}$: contient 11 protons, 12 neutrons et 11 électrons

$^{65}_{30}\text{Zn}$: contient 30 protons, 35 neutrons et 30 électrons

$^{63}_{29}\text{Cu}$: contient 29 protons, 34 neutrons et 29 électrons

III-3- Isotopes

Les isotopes d'un élément sont les atomes possédant le même numéro atomique Z mais un nombre de masse A différent. Ce sont donc des atomes ayant les mêmes propriétés chimiques. La séparation des isotopes se fait en utilisant des techniques physiques notamment la spectroscopie de masse.

Exemples de quelques isotopes naturels

1- Voici les atomes des trois isotopes de l'hydrogène pouvant exister :

- ^1_1H hydrogène
- ^2_1H deutérium
- ^3_1H tritium

2- Magnésium : $^{24}_{12}\text{Mg}$; $^{25}_{12}\text{Mg}$; $^{26}_{12}\text{Mg}$

3- Oxygène : $^{16}_8\text{O}$; $^{17}_8\text{O}$; $^{18}_8\text{O}$

III-4 Nombre d'AVOGADRO N_A

Le nombre d'Avogadro correspond au nombre d'atomes dans 12 grammes de carbone 12. Il exprime donc une grandeur qui vaut 12 grammes de carbone 12.

$$N_A = 6,022\ 045 \cdot 10^{23}$$

Un atome de carbone a une masse $m = 0,0012/N_A \approx 1,99625 \cdot 10^{-26}$ Kg

III-5 Unité de masse atomique uma

On voit que le kilogramme n'est pas une unité adaptée à la mesure de la masse d'un atome. L'unité de masse atomique est une unité qui a été conçue afin de faciliter l'expression des masses des atomes et molécules.

Par définition: L'unité de masse atomique 'uma' a la valeur numérique représentée par 1/12 de la masse du carbone $^{12}_6\text{C}$: on postule qu'un atome réel qui pèse $1,99625 \cdot 10^{-26}$ kg correspond à 12 u exactement.

$$1\ \text{uma} = \frac{1}{12} \times \frac{0,012}{N_A} \approx 1.66054 \cdot 10^{-27}\ \text{Kg} ; \quad 1\ \text{uma} \approx m_p \approx m_n$$

III-6 L'unité de quantité de matière : La mole

A notre échelle, on raisonne sur une certaine quantité de matière appelée *mole* :

La mole est la quantité de matière qui contient autant d'atomes qu'il y a dans 12g de carbone 12. Le nombre est appelé *nombre d'Avogadro* N_A : $N_A = 6,0221 \cdot 10^{23}$

Un tel nombre s'appelle donc une mole (N molécules) ou atome -gramme (N_A atomes). Toute grandeur se rapportant à une mole est dite *grandeur molaire*.

Par définition :

Une mole d'atomes de carbone 12 pèse 12g. La masse d'un atome vaut 12 u.m.a, donc :

$$12\ \text{g} = N_A \cdot 12\ \text{u.m.a}$$

ou encore

$$1\ \text{u.m.a} = 1/N_A = 1,66 \cdot 10^{-24}\ \text{g} = 1,66 \cdot 10^{-27}\ \text{kg}$$

Masse molaire :

La masse d'une mole d'atomes d'un élément est appelée la masse molaire de l'atome.

III-7 Masse atomique moyenne

Dans le cas général, un élément possède un ou plusieurs isotopes ; donc la masse atomique sera la somme des proportions relatives à chaque isotope.

$$m = \sum (x_i \cdot m_i)\ \text{u.m.a}$$

de même la masse molaire sera :

$$M = \sum (x_i \cdot M_i)\ (\text{g/mole})$$

X_i : facteur d'abondance naturelle de l'isotope i de masse molaire M_i .

Exemple:

	$^{35}_{17}\text{Cl}$	$^{37}_{17}\text{Cl}$
Nombre de Masse	35	37
Abondance	75,4%%	24,6%

Si on n'a pas besoin d'une extrême précision on pourra assimiler les masses molaires de chacun des isotopes à leur nombre de masse.

$$M_{\text{Cl}} = 0,754 \times 35 + 0,246 \times 37 = 35,492\ \text{g/mole}$$

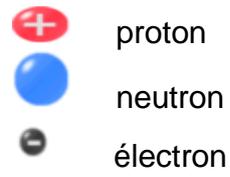
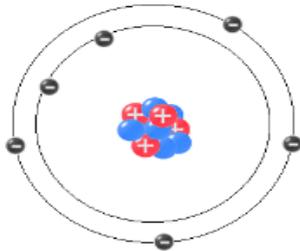
IV-4- Equivalence « Masse - Energie »

La masse d'un noyau est inférieure à la somme des masses des particules qui le composent, prises à l'état libre. La différence est appelée *défaut de masse* et que la relation d'EINSTEIN permet de calculer

$$\Delta E = \Delta mc^2$$

c : célérité de la lumière et est égale à $3 \cdot 10^8$ m/s

Cette représentation ressemble aux planètes du système solaire en mouvement autour du Soleil.



Le cortège électronique est constitué d