

LE MODELE DE L'ATOME

BREVE HISTOIRE DE L'ATOME

- Démocrite d'Abdère (vers 460-370 av. J.-C.) est pensait que la matière était composée de minuscules et invisibles particules: (atomos: qu'on ne peut diviser).  
Les atomos  
Sa théorie n'était basée que sur des hypothèse
  - Joseph Dalton, en 1808, savait que la masse se conservait au cours d'une réaction chimique et pour expliquer ce fait il émet les hypothèses suivantes:  
la matière est constituée d'atomes identiques.  
Les éléments chimiques se différencient par des atomes de masses différentes.
  - Thompson, 1897 découvre le premier composant de l'atome: l'électron, particule de charge électrique négative.
  - 1904, premier modèle d'atome, surnommé depuis "le pudding de Thompson". Il imagine l'atome comme une sphère remplie d'une substance électriquement positive et fourrée d'électrons négatifs "comme des raisins dans un cake".
  - En 1910, Ernest Rutherford met au point une expérience (bombardement d'une très fine feuille d'or) qui lui permet de conclure que :  
l'atome ressemble au système *soleil - planètes* où des électrons (les planètes) tournent autour d'un noyau (le soleil).  
le noyau contient des protons positifs, et les électrons sont négatifs
  - 1913 - Modèle de Bohr : les électrons tournent autour du noyau ; il explique les spectres de raies.  
Rutherford comprend que le noyau est lui-même composé de nucléons. Ces nucléons sont de deux sortes:  
de charge positive, c'est un proton.  
de charge neutre, c'est un neutron
  - En 1932, Chadwick découvre le neutron.
- Les chercheurs récents (Schrödinger) ont découvert qu'il est impossible de connaître précisément la position des électrons : ils n'ont pas de trajectoire bien définie. Les électrons forment un nuage électronique.

1- STRUCTURE DE L'ATOME

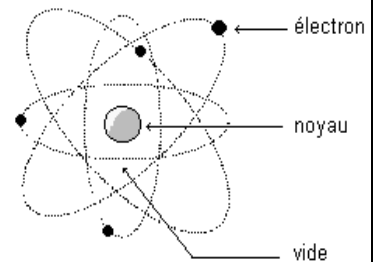
L'atome est constitué d'un noyau et d'électrons.

1.1. Les électrons :

Un électron est de masse est  $m_e = 9,1.10^{-31} \text{ kg}$   
Et sa charge électrique  $q_e = -e = -1,6.10^{-19} \text{ C}$ .

1.2. Le noyau :

Il est constitué de particules élémentaires : les protons et les neutrons désignés sous le nom de nucléons.



Les protons	Les neutrons
sont chargés positivement : $e = +1,6.10^{-19} \text{ C}$ , de masse très petite $m_p = 1, 7.10^{-27} \text{ kg}$ .	particules neutres électriquement, ont une masse voisine de celle du proton donc $m_n = 1, 7.10^{-27} \text{ kg}$

Le nombre de protons du noyau s'appelle nombre de charge ou numéro atomique et se note Z.

Le nombre de neutrons se note N.  $N = A - Z$

Le nombre total de nucléons, noté A est tel que :  $A = Z + N$

Remarque : Un atome étant électriquement neutre, il possède autant de protons que d'électrons.

1.3. Symboles :

Un atome est symbolisé par une ou deux lettres. La première s'écrit toujours en majuscule et la deuxième en minuscule. Le symbole correspond souvent au début du nom de l'atome mais certains sont issus du nom latin	${}^A_Z X$ Avec $\begin{cases} A : \text{Nombre de nucléons} \\ Z : \text{Nombre de protons} \end{cases}$
---	---

Exemple Le noyau de SODIUM  ${}^{23}_{11} \text{ Na}$

nombre de nucléon	nombre de protons	nombre de neutrons	nombre des électrons
A=23	Z=11	N=A-Z=12	$N_e=Z=11$

1.4. Masse de l'atome :

La masse de l'atome est la somme de la masse de ses différents constituants :

$$m_{\text{atome}} = m_{\text{noyau}} + m_{\text{électrons}} = (Z.m_p + N.m_n) + Z.m_e$$

Si on néglige la masse des électrons devant celle des protons (Soit  $m_p/m_e = 1835$ ) alors la masse approchée de l'atome est égale à :

$$m_{\text{atome}} = Z.m_p + N.m_n = A.m_{\text{nucléons}}$$

La masse de l'atome est concentrée dans son noyau et dépend de A Ce nombre s'appelle nombre atomique.

Exemple ; Noyau de CARBONE  $^{12}_6\text{C}$   
 $m(^{12}_6\text{C})=12.m_p=20,4.10^{-27}\text{Kg}$

## 2-ISOTOPES

Des isotopes sont des atomes ayant par le même numéro atomique Z et des nombres de nucléons A différents (Ils diffèrent par leur nombre de neutrons).

Exemple :

$^{12}_6\text{C}$  ;  $^{14}_6\text{C}$  Isotope de carbone (Il y a 2 neutrons de plus dans le 2<sup>ème</sup>)

## 3-IONS MONOATOMIQUE

Un ion monoatomique est un atome qui a perdu ou gagné un (ou plusieurs) électron(s).

Le noyau n'est pas modifié.

Un atome et l'ion monoatomique ont donc le même nombre Z de protons et le même nom, le même symbole.

Un atome est électriquement neutre. S'il perd des électrons (négatifs), il devient chargé positivement, c'est un ion positif appelé cation.

Exemple  $\text{Na}^+$

Si un atome gagné des électrons (négatifs), il devient chargé négativement, c'est un ion négatif appelé anion.

Exemple :  $\text{Cl}^-$

## 4-STRUCTURE ELECTRONIQUE D'UN ATOME

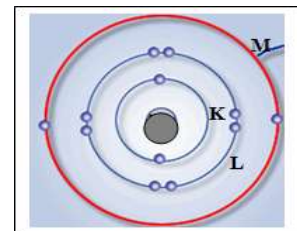
### 4.1. Les couches électroniques :

Les électrons sont en mouvement autour du noyau : on parle de « cortège électronique » du noyau.

Les électrons d'un atome se répartissent dans des couches électroniques.

Chaque couche est représentée par une lettre ; pour les atomes dont le numéro atomique est inférieur à 19, les couches occupées sont les couches K, L et M.

La dernière couche occupée s'appelle la couche externe. Les électrons qui l'occupent sont appelés les électrons périphériques de l'atome



### 4.2. Règles de remplissage :

Une couche électronique ne peut contenir qu'un nombre limité d'électrons

la couche	K	L	M
Nombre d'électrons	2	8	8

- Une couche contenant un nombre maximal d'électrons est dite saturée.

- Les électrons commencent par occuper la couche K puis la L et enfin la M. Ils ne peuvent se placer sur une nouvelle couche si la précédente n'est pas pleine.

Le résultat de la répartition des électrons se nomme la structure électronique de l'atome.

### 4.3. représentation de la structure électronique

La structure électronique est composée des lettres correspondant aux couches K,L,M. Les lettres sont écrites entre parenthèse. On indique le nombre d'électrons qu'elles contiennent en exposant haut à droite.

Exemple

- L'atome d'oxygène  ${}_8\text{O}$  a pour numéro atomique  $Z = 8$ . Le nombre d'électrons est 8 puisque l'atome est électriquement neutre. La structure électronique de cet atome se note :  $(\text{K})^2 (\text{L})^6$

- L'atome de chlore  ${}_{17}\text{Cl}$  a pour numéro atomique  $Z = 17$ . Sa structure électronique est :  $(\text{K})^2 (\text{L})^8 (\text{M})^7$

- L'ion de chlore  ${}_{17}\text{Cl}^-$  a pour numéro atomique  $Z = 17$  + gagne un électron ; Sa structure électronique est :  $(\text{K})^2 (\text{L})^8 (\text{M})^8$

- ion aluminium  $\text{Al}^{3+}$  :  $Z = 13$  . Il y a 13 protons dans le noyau. Un atome d'aluminium possède donc 13 électrons, autant que de protons. L'ion  $\text{Al}^{3+}$  a une charge 3+, il a perdu 3 électrons, il a donc 10 électrons.

Formule électronique :  $(\text{K})^2 (\text{L})^8$

Exercice 1

Le noyau d'un atome porte une charge électrique  $20,8 \times 10^{-19} \text{C}$ .

La masse de l'atome est  $m = 45,8 \times 10^{-27} \text{kg}$ .

1°) Quel est le numéro atomique ?

2°) Combien de nucléons comporte-t-il ?

3°) En déduire le nombre de protons, de neutrons et d'électrons de cet atome.

4°) Donner le nom et son symbole

Exercice 2

L'aluminium métallique Al est formé d'atomes d'aluminium. Le symbole d'un noyau d'atome d'aluminium est  ${}^{27}_{13}\text{Al}$ . Une feuille d'aluminium alimentaire de 3,0 g contient  $6,5 \times 10^{22}$  atomes d'aluminium.

Déterminer la masse d'un atome d'aluminium de deux façons différentes