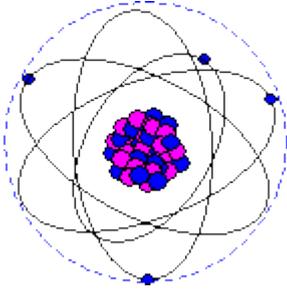


Modèle de l'atome

I) L'atome.

1) Modélisation de l'atome :



Un modèle représente la réalité de façon simplifiée pour l'expliquer et la décrire. Il évolue dans le temps.

On modélise l'atome au lycée de la façon suivante :

Il est constitué d'un noyau autour duquel gravitent des électrons.

Les électrons tournent autour du noyau dans une zone sphérique délimitant la taille de l'atome appelée nuage électronique.

Le noyau de l'atome est constitué de particules appelées nucléons, les neutrons et les protons.

2) Les particules de l'atome :

a) Caractéristiques des particules :

Nom	Charge	Masse
Proton	+ e	$m_p = 1,67.10^{-27}kg$
Neutron	0	$m_n = 1,67.10^{-27}kg$
Electron	- e	$m_{e^-} = 9,1.10^{-31}kg$

La charge électrique portée par le proton est notée e et appelée: charge élémentaire.

$e = 1,6.10^{-19} C$ (coulomb)

Les masses du proton et du neutron sont presque identiques et proche de 2000 fois celle de l'électron.

La masse de l'atome se concentre presque totalement dans le noyau.

Le rayon de l'atome est voisin de 10 000 fois celui du noyau.

b) Les nombres de particules : Z et A

Le numéro atomique Z d'un noyau est le nombre de protons qu'il contient.

A représente le nombre de nucléons du noyau.

On note N le nombre de neutrons du noyau on a : $A = Z + N$. et $N = A - Z$.

Un atome est électriquement neutre. Sa charge électrique globale est nulle.

Dans un atome, il y a donc autant de protons que d'électrons.

On représente le noyau d'un atome par le symbole : A_ZX où X représente l'élément chimique .

Par exemple C : carbone, H : hydrogène, O : oxygène.

Exemple : noyau de sodium ${}^{19}_{11}Na$ sa composition est 11 protons et 8 neutrons (19-11) dans le noyau et 11 électrons qui gravitent autour.

3) Masse caractéristique de l'atome :

Pour calculer la masse du noyau d'un atome , il suffit d'additionner les masses des particules qui le constituent : $m_{noyau} = m_p \times Z + m_n \times N$

$$m_{noyau} = m_p \times (Z + N) \quad ; \text{ puisque } m_p = m_n$$

$$m_{noyau} = m_p \times A$$

On remarque que la masse des électrons est très petite comparée à celle des nucléons , donc la masse de l'atome est égale à la masse du noyau : $m_{atome} = m_{noyau} = m_p \times A$

4) Les isotopes :

Exemple : $^{35}_{17}Cl$ et $^{37}_{17}Cl$. Il y a 2 neutrons de plus dans le 2^{ème} .

Des isotopes sont des atomes ayant le même numéro atomique Z et des nombres de nucléons A différents (ou nombres de neutrons N différents).

5) Les ions monoatomiques :

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 nombre de nucléons et le même symbole chimique .

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

Exemple : Cu^{2+} , Na^+ , Zn^{2+}

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

Exemple : Cl^- , S^{2-}

II) L'élément chimique:

1) Définition :

L'élément chimique de numéro atomique Z est présent dans une espèce chimique si un atome ou un ion possédant le même nombre Z de protons y est présent.

Exemple : L'élément cuivre est présent dans : le métal cuivre Cu, l'ion cuivre Cu^{2+} et Cu^+ , l'oxyde de cuivre CuO, le sulfate de cuivre $CuSO_4$, l'hydroxyde de cuivre $Cu(OH)_2$.

2) Symboles des éléments :

Chaque élément est représenté par un symbole composé d'une lettre majuscule parfois suivi d'une minuscule.

Exemples :

Nom	Z	Symbole	Nom	Z	Symbole
Hydrogène	1	H	Soufre	16	S
Carbone	6	C	Chlore	17	Cl
Azote	7	N	Fer	26	Fe
Oxygène	8	O	Cuivre	29	Cu
Fluor	9	F	Zinc	30	Zn
Sodium	11	Na	Brome	35	Br
Aluminium	13	Al	Argent	47	Ag

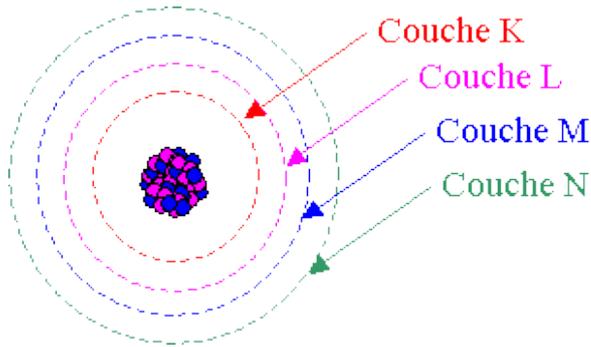
Remarque : un atome a le même symbole que l'élément correspondant.

III) Le cortège électronique :

1) Couches électroniques :

Les électrons gravitent dans un anneau autour du noyau de l'atome .

On appelle cet anneau : couche électronique.



Quand on étudie un atome, on constate qu'il existe plusieurs couches électroniques distinctes plus ou moins éloignées du noyau. On a nommé K la couche la plus proche du noyau puis en s'éloignant du noyau, les couches L, M, N, O,...

La couche remplie la plus éloignée du noyau est appelée la couche externe. Les électrons de cette couches sont des électrons périphériques.

2) Règles de répartition des couches électroniques :

1^{ère} règle :

Une couche électronique peut contenir un nombre limité d'électrons.

- La couche K contient au maximum 2 électrons.
- La couche L contient au maximum 8 électrons.
- La couche M contient au maximum 8 électrons.

Une couche remplit au maximum, est dite saturée.

2^{ème} règle.

Les électrons remplissent d'abord la couche K la plus proche du noyau. Si celle-ci est saturée, ils se placent sur la couche suivante L et ainsi de suite.

3) Structure ou formule électronique d'un atome ou d'un ion monoatomique.

- Il faut connaître le nombre d'électrons à répartir (Z électrons pour un atome).
- On écrit à la suite entre parenthèses, les lettres des couches dans l'ordre (K) (L) (M) ... contenant des électrons.
- On place en exposant en haut à droite, le nombre d'électrons présents dans la couche.

Exemple 1 : pour un atome de soufre S , Z = 16.

Il y a 16 électrons à répartir.

En utilisant les règles de répartition, on écrit la formule électronique : $(K)^2(L)^8(M)^6$.

La couche externe est ici la couche M.

Exemple 2 : ion soufre S^{2-} : Z = 16 . Il y a 16 protons dans le noyau.

Un atome de soufre possède donc 16 électrons .

L'ion S^{2-} a une charge - 2 , il a donc gagné 2 électrons, il a donc 18 électrons.

Formule électronique : $(K)^2(L)^8(M)^8$

Exemple 3 : ion aluminium 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 Al^{3+} a une charge 3+, il a perdu 3 électrons, il a donc 10 électrons.

Formule électronique : $(K)^2(L)^8$