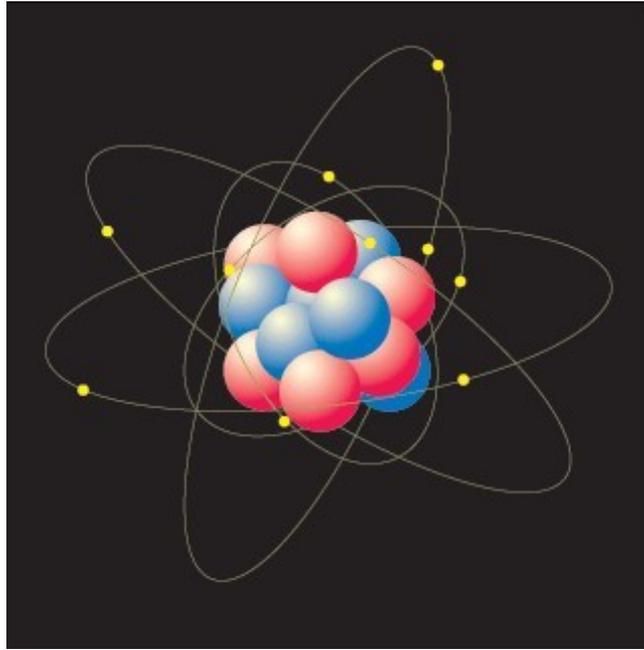


Des atomes aux ions :



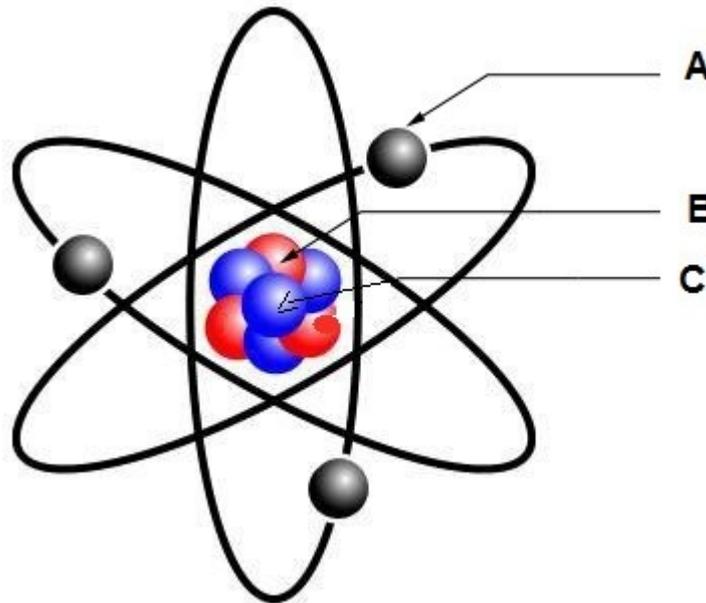
Introduction :

La matière est composée d'atomes qui eux même sont composés d'un noyau renfermant les charges électriques positives. Autour du noyau gravite des électrons de charge négative. Un atome est électriquement neutre mais il peut parfois perdre ou gagner un électron : il devient un ion négatif ou positif. Mais qu'y a-t-il dans le noyau d'un atome ? Comment identifier les ions ?

1) Le modèle de l'atome :

1) Constitution de l'atome :

L'atome est décrit comme un **noyau centrale** autour duquel se déplace un ou plusieurs électrons constituant le **cortège électrique**.
Le noyau chargé positivement est formé de deux types de particules : les **protons** et les **neutrons** : ce sont des **nucléons**.



A → électron (e^-)

B → proton

C → neutron

Un proton porte une charge électrique positive de $1,60 \times 10^{-19}$ C
(coulomb)

Coulomb : le coulomb est l'unité de charge électrique, son symbole est C.

Un neutron ne porte aucune charge électrique, il est **neutre**.
L'électron porte une **charge électrique négative**, opposée à celle du proton.

Remarque : e est la charge élémentaire : c'est la plus petite quantité d'électricité qu'il est possible d'isoler.

Partie de l'atome	Noyau		Cortège électrique
Constituants	neutron	proton	électron
Charge électrique	0 C	$+ 1,60 \times 10^{-19}$ C	$- 1,60 \times 10^{-19}$ C

2) Symbole du noyau :

Le nombre Z de proton dans le noyau est appelé **numéro atomique**.
Le nombre de nucléon (nombre de masse) est noté A .
Le nombre de neutron est noté N

$$\text{Ainsi : } Z + N = A$$

On symbolise un noyau par l'écriture $\begin{matrix} A \\ Z \end{matrix} X$
 X représente le symbole de l'atome.

Exemple :

$\begin{matrix} 27 \\ 13 \end{matrix} Al$ représente un noyau d'aluminium constitué de 27 nucléons
dont 13 protons ($Z = 13$ et $A = 27$)
 $N = A - Z = 27 - 13 = 14$
Il contient donc 14 neutrons

3) Un ensemble électriquement neutre :

Nous avons vu en classe de 3ème qu'un atome est électriquement **neutre**. En effet, un atome possède le même nombre Z de protons et d'électrons, et comme ils ont une charge électrique opposée, elles s'annulent pour donner un atome neutre.

Exemple :

L'atome de chrome possède dans son noyau 24 protons donc il possède aussi 24 électrons.

4) Une masse concentrée dans le noyau :

→ activité 2 p 47 à l'oral

Les masses du proton et du neutron sont **très proches** et largement **supérieures** à celle de l'électron.

Particule	Masse
Électron	$m_e = 9,109 \times 10^{-31} \text{ kg}$
Proton	$m_p = 1,672 \times 10^{-27} \text{ kg}$
Neutron	$m_n = 1,675 \times 10^{-27} \text{ kg}$

Fig. 2 On peut assimiler la masse du proton et celle du neutron et négliger la masse des électrons devant celle des nucléons. Avec ces approximations $m_{\text{atome}} = A \times m_n$.

Le rapport de la masse d'un nucléon (m_n) sur celle d'un électron (m_e) vaut :

$$\frac{m_n}{m_e} = \frac{1,67 \times 10^{-27}}{9,11 \times 10^{-31}} = 1833.$$

Un électron est donc environ 2000 fois plus léger qu'un nucléon. Pour cette raison, on dit que la masse de l'atome est **concentrée dans le noyau**.

Exemple : Calculer la masse d'un noyau d'atome d'aluminium, de noyau ${}_{13}^{27}\text{Al}$:

$$m_{\text{al}} = A \times m_n = 27 \times 1,675 \times 10^{-27} = 4,5225 \times 10^{-26} \text{ kg}$$

5) Une structure lacunaire :

L'atome est essentiellement constitué de **vide**.

La dimension de l'atome est de l'ordre du dixième de nanomètre (10-10m). La dimension du noyau est environ 100 000 fois plus petite, soit 10-15m.

La matière étant constituée d'atomes, celle-ci n'est faite presque que de vide : l'espace occupé par le noyau est très faible par rapport à celui de l'atome. On dit alors que la matière a une **structure lacunaire**.

6) Des isotopes :

Les isotopes sont des atomes qui ont le même nombre Z de proton mais de nombre de masse A différents : ils diffèrent par leur nombre de neutrons.

Exemple :

$^{235}_{92}\text{U}$ et $^{238}_{92}\text{U}$ sont les noyaux de deux isotopes de l'uranium. L'uranium 235 possède :

$$N = A - Z$$

$$N = 235 - 92$$

$$N = 143$$

Donc l'uranium 235 possède 143 neutrons, soit 3 de moins que l'uranium 238.

Des isotopes ont les mêmes propriétés chimiques car ils possèdent le même nombre Z d'électrons.

Conclusion :

- * La matière est constituée d'atomes comportant un noyau chargé positivement et des électrons chargés négativement.
- * Le noyau de l'atome est formé de 2 types de nucléons : les protons de charge positive et les neutrons neutres. Le nombre de nucléons A est égale à la somme du nombre de protons Z et du nombre de neutrons N , ainsi $Z + N = A$ ou $N = A - Z$ ou $Z = A - N$. On le note A_ZX où Z est le numéro atomique.
- * L'atome est électriquement neutre : le nombre d'électrons est égale au nombre de protons Z .
- * La masse des électrons étant négligeable devant celle des nucléons, l'essentiel de la masse d'un atome est concentrée dans son noyau.
- * Des isotopes ont le même nombre Z de protons et d'électrons mais un nombre de neutrons différent.

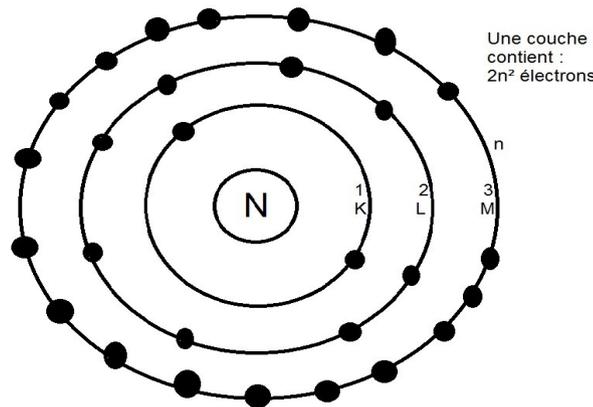
2) La structure électronique :

1) La structure électronique de l'atome :

Les électrons du cortège électronique sont répartis sur des **couches électroniques numérotées** n de la première couche 1 à la dernière couche n et nommées K, L, M Chaque couche contient au **maximum $2n^2$ électrons** (n étant le numéro de la couche).

Exemple :

La couche K correspond à la première couche $n=1$. Elle peut contenir au maximum $2n^2 = 2 \times 1^2 = 2 \times 1 = 2$ électrons.



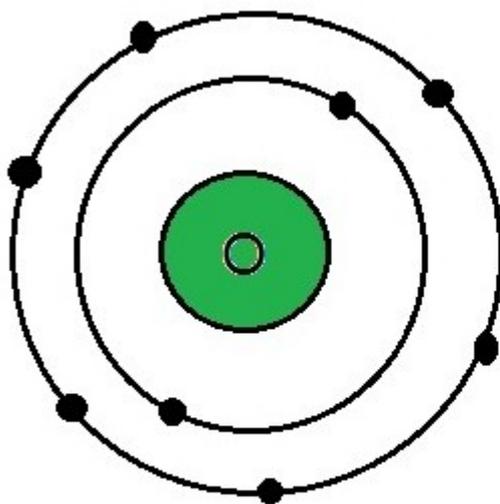
On appelle **structure électronique** la répartition des électrons dans les différentes couches électronique de l'atome.

Pour les atomes de numéro atomique inférieur ou égal à 18, les électrons se répartissent d'abord sur la couche K, puis sur la couche L ...

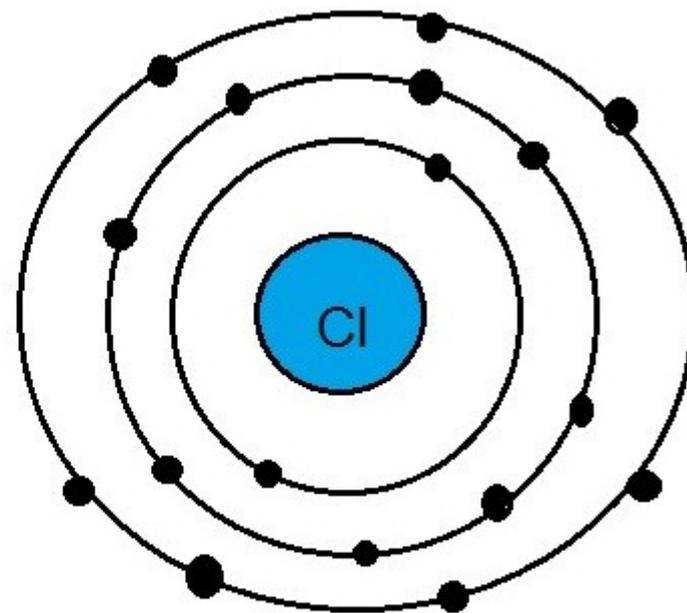
Le remplissage d'une couche commence lorsque la **couche précédente est complète**. La **couche externe** (= couche périphérique) est la couche qui est remplie en dernier.

Exemple :

L'atome d'oxygène qui a pour numéro atomique 8 a pour structure électronique $(K)^2 (L)^6$ et celui de l'atome de chlore de numéro atomique 17 est $(K)^2 (L)^8 (M)^7$.



atome d'oxygène



atome de chlore

2) La structure électronique des gaz nobles :

L'hélium (He), le néon (Ne), l'argon (Ar), le krypton (Kr), le xénon (Xe) et le radon (Rn) sont des **gaz nobles**. Leur couche externe contient 2 électrons (un duet) ou 8 électrons (un octet), ce qui les rend très **stable** (peu réactifs) : ils interviennent dans peu de transformations chimiques.

Atome	Structure électronique
He	(K) ²
Ne	(K) ² (L) ⁸
Ar	(K) ² (L) ⁸ (M) ⁸

Fig. 5 Structure électronique de quelques gaz nobles.

3) La structure électronique des ions

Un **ion** est un atome qui a gagné ou perdu un ou plusieurs électrons. Le nombre de nucléons reste le même. Il porte une charge électrique : un **cation** porte une charge positive et un **anion** porte une charge négative.

Exemple : L'atome de cuivre *Cu* peut perdre 2 électrons pour devenir un cation cuivre (II) Cu^{2+}

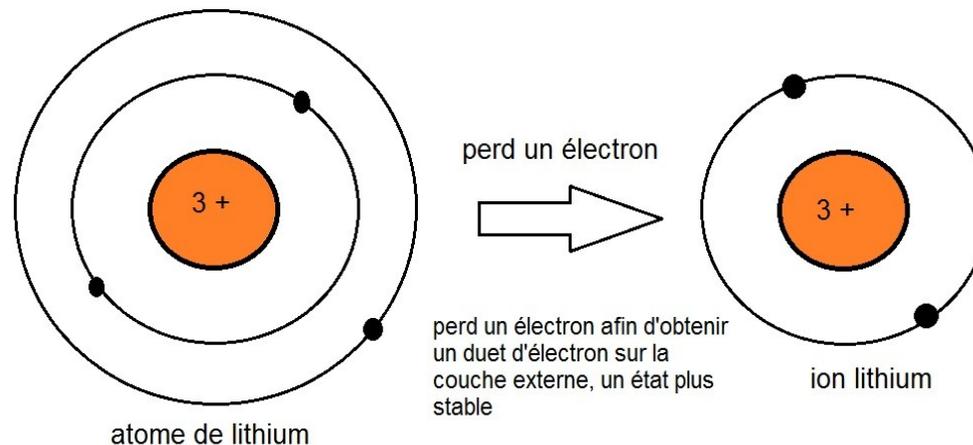
La charge électrique d'un ion est un **multiple de la charge élémentaire e** .

Exemple : L'ion chrome (III) Cr^{3+} porte la charge :
 $q = +3e = 3 \times 1,6 \times 10^{-19} = \mathbf{4,8 \times 10^{-19} \text{ C}}$

Les atomes forment des ions afin d'**acquérir la structure électronique stable des gaz nobles** qui possède un duet ou un octet d'électrons sur la couche externe.

Exemple :

Le lithium ${}_{3}\text{Li}$, de structure électronique $(\text{K})^2 (\text{L})^1$, perd un électron pour former l'ion lithium Li^+ et ainsi acquérir la structure électronique de l'hélium ${}_{2}\text{He}$: $(\text{K})^2$



Conclusion :

Dans un atome, les électrons se répartissent sur des couches électroniques K, L, M ... en respectant un ordre de remplissage : $2n^2$.

On appelle structure électronique la répartition des électrons sur les différentes couches.

Les atomes forment des ions afin d'acquérir la structure électronique stable des gaz nobles qui comportent un duet (2) ou un octet (8) d'électrons sur leur couche externe.