

# Atome et élément chimique

La notion d'atome est donnée pour la première fois par Démocrite entre -460 et -370 avant J.C. Il le définit comme la plus petite partie insécable d'un corps simple.

Il faudra cependant attendre le XIX<sup>ème</sup> siècle, avec notamment **J. Dalton** et **A. Avogadro** pour que l'atome passe d'un concept philosophique à un concept scientifique. Ce n'est qu'au début du XX<sup>ème</sup> siècle que l'on aura les moyens techniques pour sonder la matière à l'échelle subatomique.

## 1. La constitution d'un atome

La notion **d'électron**, ou "atome d'électricité", est posée par **G. Stoney**. La démonstration expérimentale ainsi que la caractérisation de **cette particule** viendront avec **J.J. Thomson**. Celui-ci prouve que la matière est constituée de **lourdes parties positives et d'électrons, parties négatives plus légères**, pour lesquelles il arrive à déterminer la charge et la masse.

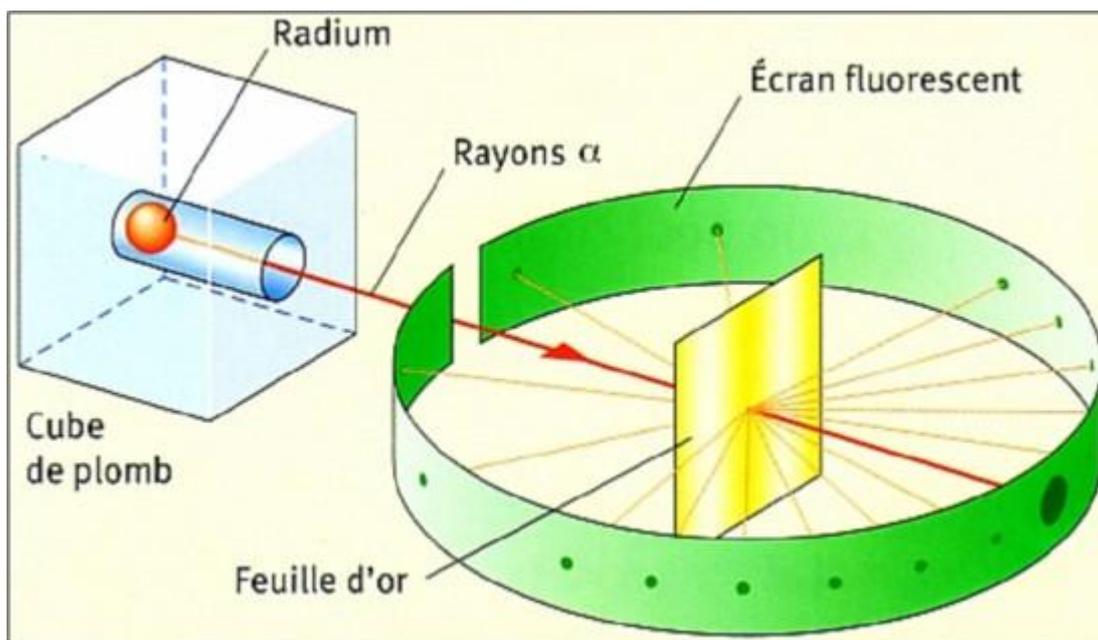


Les électrons, le "plum" se déplacent dans un milieu chargé positivement : le "pudding".

**J.J. Thomson** entrevoit ainsi la notion d'atomes sécables. Pour respecter la vision classique de la matière continue, il propose le modèle du "plum-pudding".

Dans le même temps, **H. Becquerel** découvre la radioactivité.

**E. Rutherford**, ancien élève de J.J. Thomson montre que la radioactivité  $\alpha$  émet des particules : des noyaux d'Hélium. Il propose en 1909 de bombarder une feuille d'or avec ces particules en plaçant un écran de détection tout autour de la feuille d'or.

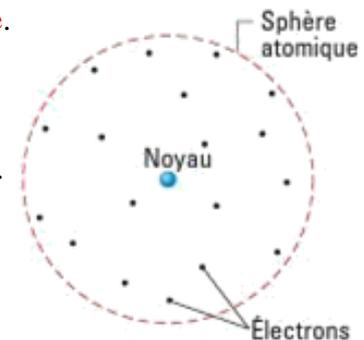


Le scintillement lumineux observé sur l'écran permet de visualiser la collision par les particules  $\alpha$ .

➤ L'expérience montre que la **plupart des particules traversent la feuille d'or sans déviation**.

➤ **E. Marsden et H. Geiger** découvrent que **des particules  $\alpha$  (1 sur 8000) sont déviées avec un angle supérieur à 90°**.

Cette expérience met en évidence le **caractère lacunaire de la matière** et montre que **les charges positives de l'atome sont fortement localisées dans l'espace**.



**E. Rutherford** propose alors un modèle en accord avec cette observation : « **le modèle planétaire** ».

Un **atome** est constitué d'un **noyau** autour duquel des **électrons** sont en mouvement. Le noyau est composé de nucléons : les **protons** et **neutrons**.

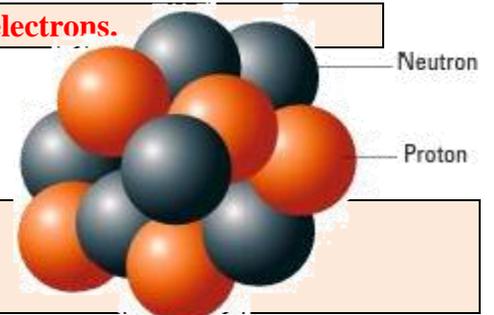
**L'atome est électriquement neutre : sa charge est nulle car il contient autant de protons que d'électrons.**

Le modèle planétaire demeure la représentation traditionnelle dans l'imaginaire populaire.

## 2. Le symbole $\begin{matrix} A \\ Z \end{matrix} X$

Le **noyau** de l'atome X possédant Z protons et A nucléons est représenté par le symbole  $\begin{matrix} A \\ Z \end{matrix} X$ .

Un atome est composé de **Z protons**, **Z électrons** et **A-Z neutrons**.

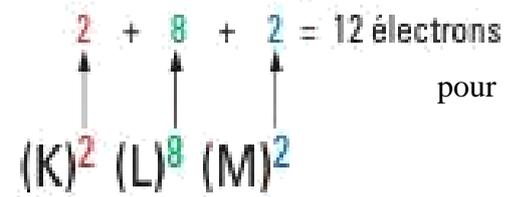


### 3. Le nombre d'électrons externes

La **structure électronique** indique la répartition des électrons sur les **couches K, L, M**.

Chaque couche peut contenir un nombre maximal d'électrons (2 pour K, 8 L, 18 pour M).

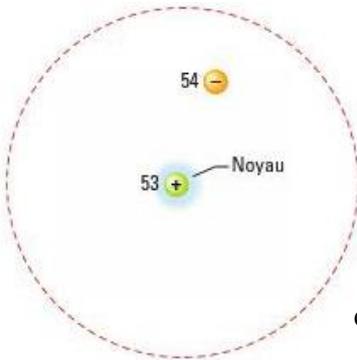
Une couche contenant le nombre maximal d'électrons est dite **saturée**.



Pour trouver la structure électronique d'un atome ( $Z \leq 18$ ), il faut dénombrer les électrons à répartir dans les couches. Remplir d'abord la couche K, puis L, puis M. Chaque couche doit être saturée (remplie) avant de placer des électrons dans la couche suivante.

La dernière couche dans laquelle on place des électrons est la **couche externe**. Le nombre d'électrons externes est le nombre d'électrons placés sur cette couche.

### 4. Isotope et ion monoatomique



Des entités (atomes, ions monoatomiques) ayant un même nombre de protons (même numéro atomique  $Z$ ) mais des nombres de neutrons différents (nombres de nucléons  $A$  différents) sont des **isotopes**.

**Un ion monoatomique** se forme quand un atome perd ou gagne un ou plusieurs électrons. Un ion porte une charge électrique positive ou négative.

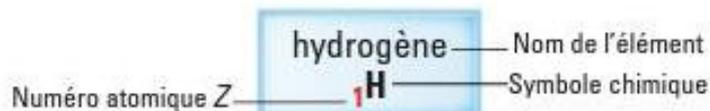
Ions porteurs d'une charge négative	Ions porteurs d'une charge positive
Fluorure $F^-$	Sodium $Na^+$
Chlorure $Cl^-$	Cuivre(II) $Cu^{2+}$
Bromure $Br^-$	Fer(II) $Fe^{2+}$
Oxyde $O^{2-}$	Fer(III) $Fe^{3+}$
Sulfure $S^{2-}$	Zinc $Zn^{2+}$
Iodure $I^-$	Argent $Ag^+$
	Aluminium $Al^{3+}$
	Potassium $K^+$

### 5. Le numéro atomique

Les atomes et les ions monoatomiques ayant le même nombre de protons dans leurs noyaux sont des formes différentes du même élément chimique.

Le **numéro atomique** caractérise un élément chimique.

### 6. Le symbole de quelques éléments chimiques



Extrait de la classification périodique

hydrogène 1H								hélium 2He
lithium 3Li	béryllium 4Be		bore 5B	carbone 6C	azote 7N	oxygène 8O	fluor 9F	néon 10Ne
sodium 11Na	magnésium 12Mg		aluminium 13Al	silicium 14Si	phosphore 15P	soufre 16S	chlore 17Cl	argon 18Ar