

## 4. Le noyau de l'atome

### Découverte de l'atome

En classe de 3<sup>e</sup> nous avons vu que la notion d'atome, originellement évoquée par le philosophe grec Démocrite environ 400 ans av. J.-C., a été affinée à partir de la fin du XVIII<sup>e</sup> siècle.

Au début du XIX<sup>e</sup> siècle, le physicien anglais John Dalton parvient à déterminer la masse d'un certain nombre d'atomes et commence un classement de ceux-ci. Il se rend compte que **tous les atomes d'un même élément sont identiques entre eux, mais les atomes de chaque sorte d'élément sont différents**.

À la fin du XIX<sup>e</sup> siècle, le russe Dimitri Ivanovitch Mendeleïev élabore **la classification périodique des éléments** qui classe les différents éléments chimiques par masse croissante et par famille chimique en fonction de leurs propriétés.

Quelques années plus tard, en 1897, le physicien anglais Joseph John Thomson découvre **l'électron, une particule de charge négative qui se trouve à l'intérieur de l'atome**. Il pense que celui-ci est réparti à l'intérieur de l'atome à l'image des grains de raisin à l'intérieur d'un pudding, donnant naissance au modèle nommé « pudding de Thomson ».

C'est un autre physicien anglais, Ernest Rutherford, qui va découvrir **le noyau, positif, de l'atome** en 1912 et concevoir le modèle planétaire : le noyau positif est au centre de l'atome et les électrons tournent autour du noyau comme les planètes du système solaire tournent autour du Soleil.

Afin de pouvoir expliquer certains phénomènes qui permettent aux électrons d'émettre de la lumière lorsqu'ils reçoivent de l'énergie, le physicien danois Niels Bohr va modifier ce modèle dès 1913 et concevoir une **répartition des électrons sur des couches électroniques concentriques**, à l'image des couches qui se superposent dans un oignon.

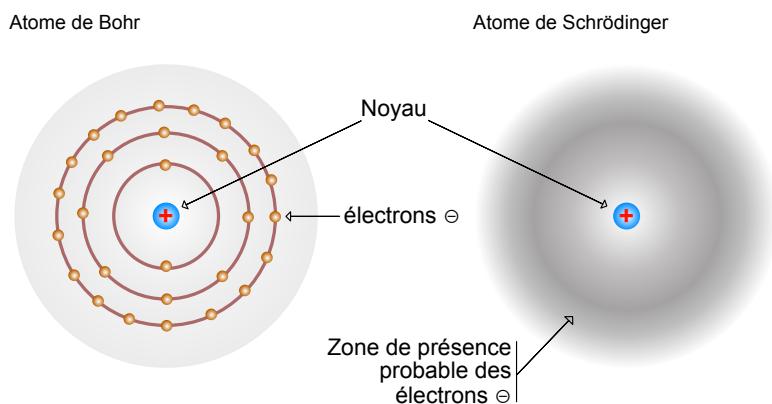
Dès 1921, Rutherford, qui a travaillé avec Bohr, pense qu'il existe dans le noyau deux sortes de particules, nommées nucléons : **des particules positives nommées protons et des particules neutres nommées neutrons**. Il faudra attendre 1932 pour qu'un autre physicien britannique, James Chadwick, qui était l'assistant de Rutherford, découvre effectivement le neutron.

Au début des années 1930, le physicien autrichien Erwin Schrödinger va introduire la notion d'onde dans le fonctionnement interne des atomes et élaborer les bases d'une nouvelle physique : **la mécanique quantique**. Obéissant à des règles totalement différentes de celle du monde macroscopique où nous vivons, la mécanique quantique est souvent contre-intuitive et Schrödinger tente de l'expliquer par sa célèbre représentation d'un chat dans une boîte, expérience nommée « le chat de Schrödinger ».

Les deux représentations de l'atome, selon Bohr et selon Schrödinger sont valables et représentent deux facettes d'une même réalité physique.

Il faut garder à l'esprit que l'atome est tellement petit que personne ne peut « voir » un atome réellement. Les modèles ne servent donc qu'à donner une image de la réalité pour faciliter la compréhension de certains phénomènes.

Modèles de l'atome (sphère représentée en coupe)



### **Structure de l'atome**

Nous retiendrons que l'atome est formé d'un noyau central autour duquel « tournent » des électrons qui constituent le cortège électronique. Les électrons portent une charge électrique négative.

Le noyau est positif et contient deux sortes de particules qui font partie des la famille des nucléons : les protons, positifs, et des neutrons, électriquement neutres (charge électrique nulle).

Un atome est toujours électriquement neutre : les charges portées par les électrons (négatives) doivent donc compenser les charges portées par les protons (positives).

La charge élémentaire d'un proton ou d'un électron ont donc la même valeur absolue (au signe près) :  $e = 1,60 \times 10^{-19} C$  (Coulomb)

Voici les caractéristiques des particules de l'atome :

	Se trouve dans	Masse	Charge électrique
Électron	Cortège électronique	$9,109 \times 10^{-31} kg$	$- 1,60 \times 10^{-19} C$
Proton	Noyau	$1,672 \times 10^{-27} kg$	$+ 1,60 \times 10^{-19} C$
Neutron	Noyau	$1,675 \times 10^{-27} kg$	0

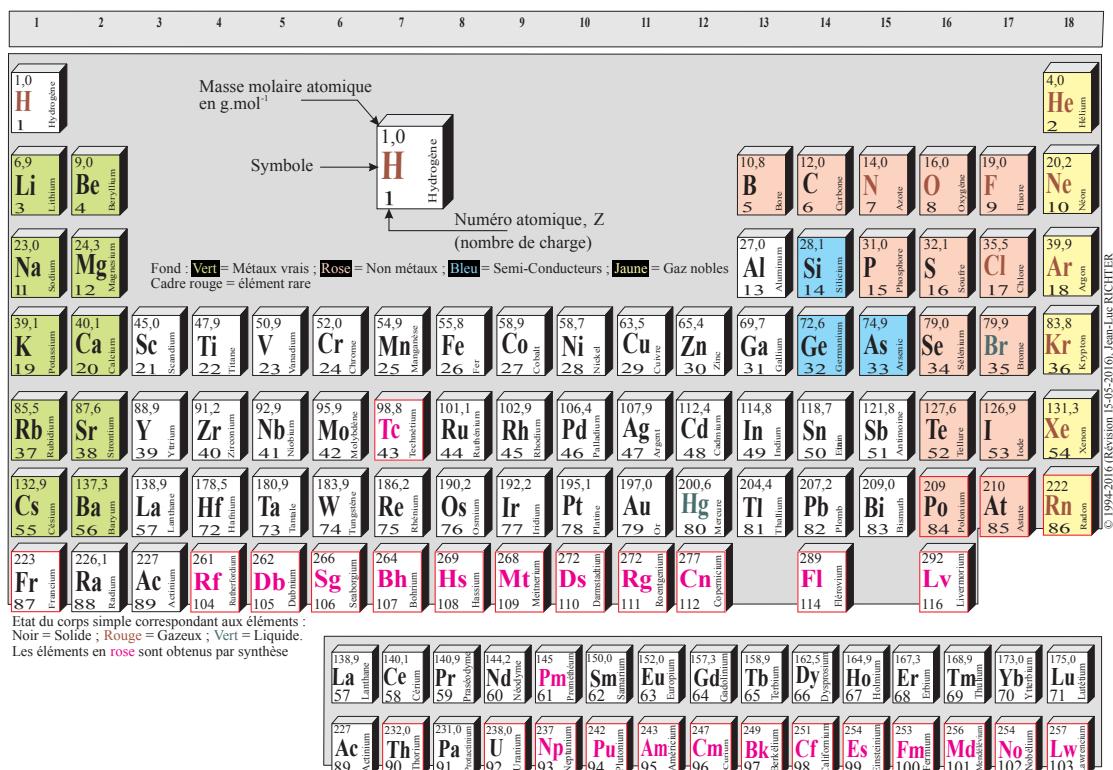
On constate que les masses du proton et du neutron sont très proches et bien supérieures à celle de l'électron. **Donc l'essentiel de la masse d'un atome sera concentré dans son noyau.**

D'autre part, le noyau d'un atome a une dimension de l'ordre  $10^{-15} m$  alors que le diamètre d'un atome est de l'ordre de  $10^{-10} m$  (environ  $0,1 nm$ ). **Le noyau est donc environ 100 000 plus petits que l'atome.** On en déduit **qu'un atome est essentiellement constitué de vide.** On dit donc que c'est une **structure lacunaire**.

### **Symbole et composition d'un atome**

Chaque élément chimique est identifié par un symbole, comme vu en classe de 4<sup>e</sup>. Ces symboles se retrouvent dans la classification périodique des éléments et **commencent toujours par une majuscule, éventuellement suivie d'une minuscule quand la première lettre a déjà été utilisée.**

La classification périodique des éléments :



Pour le noyau d'un atome, deux informations sont associées à chaque symbole d'atome :

- **Le numéro atomique, noté Z**, situé en bas du symbole. Il sert à classer les éléments chimiques et représente le nombre de protons du noyau et, donc, le nombre d'électrons du cortège électronique puisque ces deux nombres sont identiques.
- **Le nombre de masse, noté A**, est situé en haut du symbole, représente le nombre de nucléons du noyau, donc le nombre de proton + le nombre de neutrons.
- On peut donc en déduire **le nombre de neutrons, noté N**, d'un atome par l'opération :  $N = A - Z$

Le noyau d'un atome sera symbolisé de la façon suivante :



**Exemple :** le noyau de l'atome d'oxygène porte le symbole  $^{16}_8O$ . Cet atome possède donc 8 protons (nombre du bas, Z) et 16 nucléons (nombre du haut, A). Son nombre de neutrons est donc de  $N = 16 - 8 = 8$  neutrons.

Nous avons déjà vu au chapitre précédent que la masse d'un atome est égale à la masse des nucléons (protons + neutrons) de celui-ci. Donc :

$$m_{\text{atome}} = A \times m_{\text{nucléon}}$$

### Plusieurs variétés d'atomes : les isotopes

En regardant la classification périodique des éléments ci-dessus, vous avez peut-être constaté que la masse molaire atomique d'un élément, situé au-dessus du symbole de celui-ci, n'était pas toujours un nombre entier et ne correspond pas exactement au nombre de masse. C'est dû au fait qu'un même élément chimique peut avoir plusieurs isotopes.

Les isotopes d'un élément chimique sont des atomes qui ont le même nombre de protons et, donc, d'électrons, mais pas le même nombre de neutrons.

**Exemple :** pour le carbone, il existe plusieurs isotopes :

- $^{12}_6C$  : aussi appelé carbone 12 est l'isotope le plus commun et représente 98,93 % des atomes de carbone. Il est stable, donc ne se modifie pas dans le temps. Il possède 6 neutrons dans son noyau.
- $^{13}_6C$  : aussi appelé carbone 13 est un isotope qui représente 1,07 % des atomes de carbone. Comme le carbone 12 il est stable, mais possède 7 neutrons dans son noyau.
- $^{14}_6C$  : aussi appelé carbone 14 est un isotope présent à l'état de traces. Son noyau possède 8 neutrons et est radioactif. Comme il se décompose au cours du temps de façon régulière, on l'utilise pour la datation (datation au carbone 14).