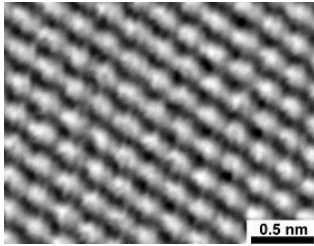


## Chapitre 01 : Un modèle de l'atome



Le monde qui nous entoure est constitué d'atomes : ce sont les briques élémentaires la matière.

### Illustration

Atomes de carbone à la surface de graphite observés par microscope à effet tunnel.

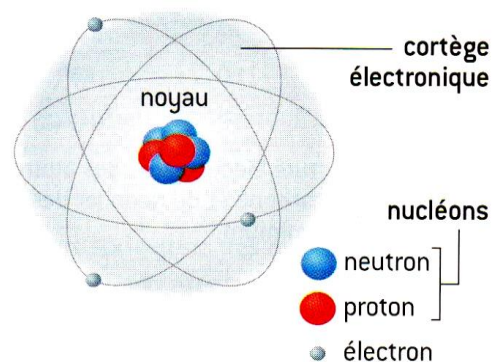
### 1. Structure de l'atome

#### 1.1. Constituants de l'atome

Un **atome** est constitué d'un **noyau** autour duquel des **électrons** sont en mouvement.

On peut considérer que les électrons sont en mouvement à l'intérieur d'une sphère centrée sur le noyau. Cette sphère sans enveloppe matérielle, est appelée sphère atomique.

Le noyau est constitué de particules appelées **nucléons**. Il existe deux sortes de nucléons : les **protons** et les **neutrons**.



#### 1.2. Caractéristiques des constituants de l'atome

Les protons sont des particules élémentaires **chargées positivement**. Leur charge électrique  $q$  est égale à la charge élémentaire, soit  $q = +e$ .

Les neutrons sont des particules élémentaires électriquement neutres (ils ne sont pas chargés).

Les électrons sont des particules élémentaires **chargées négativement**. Leur charge électrique  $q$  est l'opposé de la charge élémentaire, soit  $q = -e$ .

	Masse (en kg)	Charge électrique (en C)
<i>Proton</i>	$1,67 \times 10^{-27}$	$+ 1,6 \times 10^{-19}$
<i>Neutron</i>	$1,67 \times 10^{-27}$	0
<i>Électron</i>	$9,10 \times 10^{-31}$	$- 1,6 \times 10^{-19}$

*Caractéristiques des particules élémentaires de l'atome*

#### Remarques :

- valeur de la charge élémentaire  $e$  :  
 $e = +1,6 \times 10^{-19} \text{ C}$
- unité de la charge électrique  $q$  :  
le coulomb (C)

Les masses d'un proton  $m_p$  et d'un neutron  $m_n$  sont voisines. En se limitant à trois chiffres significatifs, on peut considérer que ces deux masses sont égales :

$$m_p \approx m_n \approx m_{\text{nucléon}} \text{ avec } m_{\text{nucléon}} = 1,67 \times 10^{-27} \text{ kg}$$

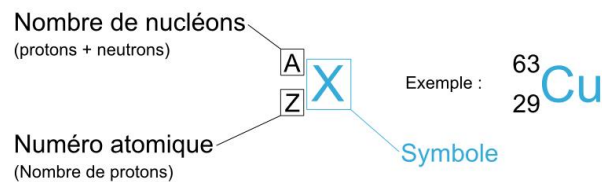
La masse d'un électron est environ 2000 fois plus petite que celle d'un nucléon.

### 1.3. Notation symbolique du noyau

Les noyaux des atomes se distinguent par le nombre de particules (protons et neutrons) qui les composent.

Le nombre de protons d'un noyau est appelé **numéro atomique** et est noté **Z**. Le nombre de nucléons (protons et neutrons) est appelé **nombre de masse** et noté **A**.

Un noyau atomique est représenté symboliquement par la notation :



Le noyau de cuivre  ${}^{63}_{29}\text{Cu}$  contient 29 protons et 34 neutrons. Son numéro atomique est  $Z = 29$  et son nombre de masse est  $A = 29 + 34 = 63$ .

X correspond au **symbole chimique de l'élément chimique** auquel l'atome appartient.

## 2. Caractéristiques de l'atome

### 2.1. Électroneutralité de l'atome

Un atome est un édifice **électriquement neutre** (de charge nulle).

Seuls les électrons et les protons sont des particules chargées électriquement. La charge due aux électrons doit **compenser exactement** la charge due aux protons. L'atome possède donc autant d'électrons que de protons présents dans le noyau.

Exemple :

Le noyau d'un atome de cuivre a pour symbole  ${}^{63}_{29}\text{Cu}$ .

L'atome de cuivre possède 29 protons. Comme l'atome de cuivre est électriquement neutre, le nombre d'électrons de l'atome est égal au nombre de protons, soit 29 électrons.

### 2.2. Masse de l'atome

Les masses du proton et du neutron sont très proches et largement supérieures à celle de l'électron. La masse d'un atome peut se confondre avec celle de son noyau.

Par conséquent, la masse d'un atome est quasiment égale à la masse des  $A$  nucléons qui constituent son noyau :

$$m_{\text{atome}} \approx m_{\text{noyau}} \approx A \times m_{\text{nucléons}}$$

Exemple :

La masse d'un atome de cuivre  $^{63}_{29}\text{Cu}$  est égale à :

$$\begin{aligned} m_{\text{atome}} &= (Z \times m_{\text{proton}} + (A - Z) \times m_{\text{neutron}}) + Z \times m_{\text{électron}} \\ m_{\text{atome}} &\approx (Z \times m_{\text{nucléon}} + (A - Z) \times m_{\text{nucléon}}) \\ &\quad + Z \times m_{\text{électron}} \\ m_{\text{atome}} &\approx (A \times m_{\text{nucléon}}) + Z \times m_{\text{électron}} \\ m_{\text{atome}} &\approx 63 \times (1,67 \times 10^{-27}) + 29 \times (9,11 \times 10^{-31}) \\ m_{\text{atome}} &\approx 1,05 \times 10^{-25} \text{ kg} \end{aligned}$$

La masse d'un noyau de cuivre  $^{63}_{29}\text{Cu}$  est égale à :

$$\begin{aligned} m_{\text{noyau}} &= (Z \times m_{\text{proton}} + (A - Z) \times m_{\text{neutron}}) \\ m_{\text{noyau}} &\approx (Z \times m_{\text{nucléon}} + (A - Z) \times m_{\text{nucléon}}) \\ m_{\text{noyau}} &\approx (A \times m_{\text{nucléon}}) \\ m_{\text{noyau}} &\approx 63 \times (1,67 \times 10^{-27}) \\ m_{\text{noyau}} &\approx 1,05 \times 10^{-25} \text{ kg} \end{aligned}$$

La masse de l'atome de cuivre est environ égale à celle de son noyau.

### 2.3. Dimension d'un atome

Le noyau est assimilé à une sphère dense constitué de nucléons et dont le rayon est de l'ordre de grandeur de :  $r_{\text{noyau}} = 10^{-15} \text{ m}$ .

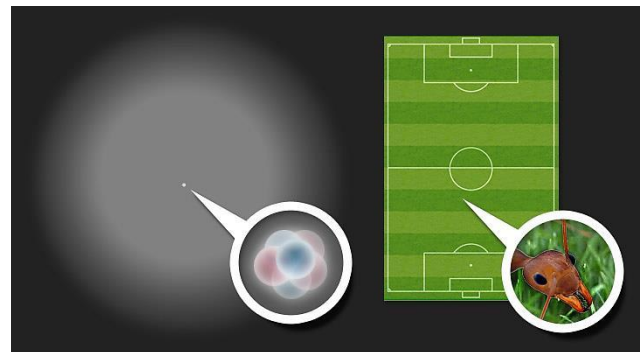
L'atome est assimilé à une sphère dont le rayon est de l'ordre de grandeur de :  $r_{\text{atome}} = 10^{-10} \text{ m}$ .

Le rapport des ordres de grandeur est :

$$\frac{r_{\text{atome}}}{r_{\text{noyau}}} = \frac{10^{-10}}{10^{-15}} = 10^5$$

**Un atome est environ 100 000 fois plus volumineux que son noyau.**

*C'est l'ordre de grandeur du rapport des dimensions d'une fourmi sur un terrain de football.*



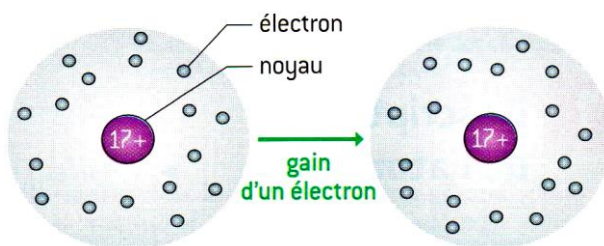
Comme l'a établi l'expérience de Rutherford, l'espace considérable existant entre les électrons d'un atome et son noyau est vide : le volume occupé par un atome est donc **essentiellement constitué de vide**.

### 3. Ions monoatomiques

#### 3.1. Formation d'un ion monoatomique

Un **ion monoatomique** se forme lorsqu'un atome gagne ou perd un ou plusieurs électrons.

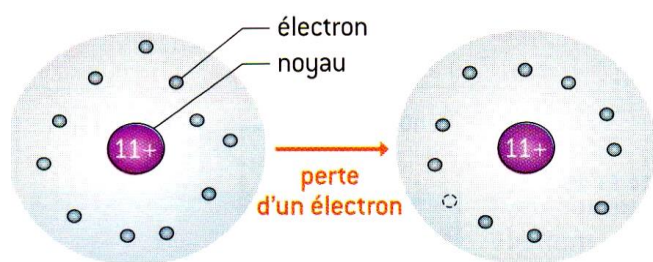
Seul le cortège électronique est modifié ; le noyau reste inchangé et garde le même nombre de protons et de neutrons.



Un **anion** est un ion de charge négative.

Par exemple, un atome de chlore qui gagne un électron forme l'anion de formule  $\text{Cl}^-$ .

Un anion contient plus d'électrons que de protons.



Un **cation** est un ion de charge positive.

*Par exemple, un atome de sodium qui perd un électron forme le cation de formule  $\text{Na}^+$ .*

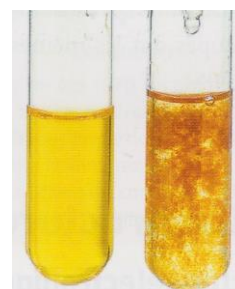
Un cation contient plus de protons que d'électrons.

### 3.2. Tests d'identification des ions

Les ions peuvent être identifiés par des **tests caractéristiques**.

En présence d'un **réactif approprié**, ils forment un précipité (solide en suspension dans un liquide).

La couleur et la texture du précipité permettent de l'identifier.



*Exemple*

*En réagissant avec la soude, l'ion  $\text{Fe(III)}$  donne un précipité de couleur rouille*

## 4. De l'atome à l'élément chimique

### 4.1. Élément chimique

Un **élément chimique** est caractérisé par son **numéro atomique  $Z$** .

Tous les représentants, atomes ou ions, d'un élément chimique donné ont donc des **noyaux contenant le même nombre de protons**.

Chaque élément chimique possède un nom et caractérisé par un symbole.

Ce symbole commence par une lettre majuscule, parfois suivie d'une lettre minuscule.

*Symboles de quelques éléments chimiques.*

Nom de l'élément	Symbole	Numéro atomique $Z$
Hydrogène	$H$	1
Carbone	$C$	6
Azote	$N$	7
Oxygène	$O$	8
Chlore	$Cl$	17

Au cours d'une transformation chimique, les noyaux ne sont pas modifiés : les éléments chimiques se conservent. **Aucun élément chimique ne peut apparaître ou disparaître au cours d'une transformation chimique.**

### 4.2. Isotopes

Des atomes ou des ions isotopes ont le même nombre de protons, et donc le **même numéro atomique  $Z$** , mais des **nombre de masse (nombre de nucléons) différents**.

Des isotopes sont représentés par le **même symbole chimique** car ils ont le **même nombre de protons**.



La plupart des éléments chimiques ont plusieurs isotopes naturels dont certains sont stables. Les isotopes naturels instables sont dits radioactifs : leurs noyaux subissent une transformation suite à laquelle le nombre de protons  $Z$  change.

Exemple :

La Bétadine® est un antiseptique qui contient l'isotope stable de l'iode  $^{127}_{53}\text{I}$ .

En revanche pour les scintigraphies (technique permettant d'étudier certains organes), on utilise un des isotopes radioactifs :  $^{123}_{53}\text{I}$  ou  $^{131}_{53}\text{I}$ .