

Partie I : LA MATIÈRE

- Différencier atome, molécule, ion (cation, anion)
- Exploiter l'électroneutralité pour écrire des formules de composés ioniques
- Connaître la définition de la mole pour calculer une quantité de matière
- Calculer un nombre d'entités dans un échantillon

Chapitre 6

L'atome

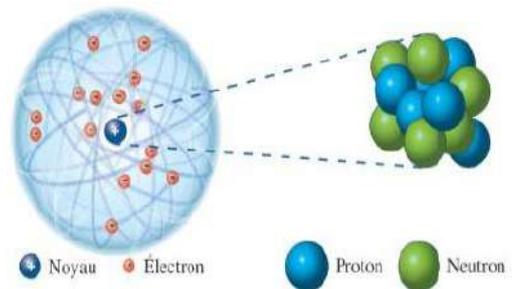
I. Composition de l'atome

- 400 : Supposition de l'existence de l'atome (a-tomos) en Grèce Antique.
- 1897 : Découverte de l'électron (Joseph John Thomson) 
- 1911 : Preuve expérimentale de l'existence du noyau (Ernest Rutherford) 
- 1919 : Découverte du proton (Ernest Rutherford)
- 1932 : Découverte du neutron (James Chadwick) 

Un **atome** est constitué de particules chargées qui se répartissent dans 2 parties :

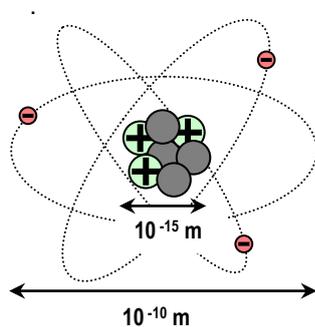
- Un **noyau** : il est constitué de **protons** (de charge électrique positive), et de **neutrons** (de charge électrique nulle). Ces particules, qui constituent le noyau, sont également appelées **nucléons**.

- Un **cortège électronique** : il est constitué d'**électrons** (de charge électrique négative) qui gravitent autour du noyau.



1. Ecriture conventionnelle

Considérons ci-dessous le modèle de Bohr d'un atome de lithium ${}^7_3\text{Li}$



Exercice 1 :

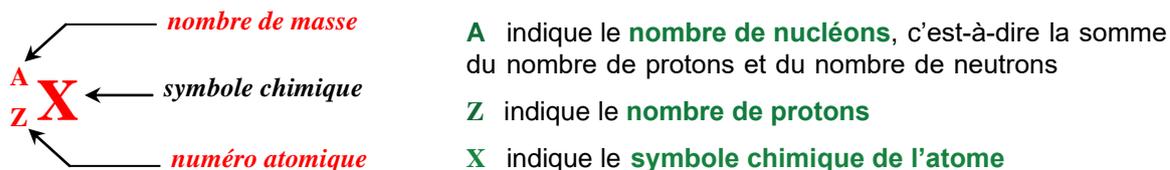
- Sachant que les neutrons ont une charge électrique nulle, par quel motif sont-ils représentés sur ce schéma ?
- Sachant que les électrons ont une charge négative, quelles sont les particules présentes dans le noyau ? Quel nom leur donne-t-on ?
- Rechercher, à l'aide du modèle de Bohr de l'atome, à quoi peut bien correspondre chaque chiffre présent dans le symbole de l'atome.
- Quelle est la charge totale de cet atome ? Pourquoi ?
- Que peut-on alors dire des atomes sachant qu'ils sont tous électriquement neutres ?
- Comparer la taille de l'atome à celle de son noyau. Que trouve-t-on essentiellement dans l'atome ?

Le diamètre de l'atome est 100 000 (soit 10^5) fois plus grand que celui du noyau. Le noyau est donc de taille négligeable devant celle de l'atome.

- L'ordre de grandeur d'un atome est de 10^{-10} m
- L'ordre de grandeur du noyau de l'atome est de 10^{-15} m

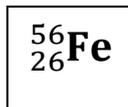
L'atome est constitué de grands espaces vides : il a une structure lacunaire.

La notation d'un atome doit permettre de retrouver le nombre de particules de chaque type qui le composent. On utilise l'écriture conventionnelle suivante :



Le **nombre de neutron N** d'un atome est donné par la relation : $N = A - Z$

Exemple :



$A = 56$: l'atome de fer contient 56 nucléons (26 protons + 30 neutrons).
 $Z = 26$: l'atome de fer contient 26 protons.

2. Les particules subatomiques

Tous les atomes sont faits à partir de 3 particules : les **protons**, les **neutrons** et les **électrons**.

Les principales caractéristiques physiques de ces particules sont données ci-contre :

Particule	Masse m (kg)	Charge électrique q (coulomb)
Proton	$m_p = 1,673 \times 10^{-27}$	$q_p = + 1,602 \times 10^{-19} \text{ C}$
Neutron	$m_n = 1,675 \times 10^{-27}$	$q_n = 0 \text{ C}$
Electron	$m_{e^-} = 9,1 \times 10^{-31}$	$q_{e^-} = - 1,602 \times 10^{-19} \text{ C}$

Exercice 2 :

- Que peut-on dire de la masse du proton et de celle du neutron ?
- Comparer la masse d'un nucléon à celle de l'électron.
- En physique, la charge élémentaire notée e est une charge électrique de valeur $1,602 \times 10^{-19} \text{ C}$. Déterminer la charge électrique des trois particules du tableau en fonction de e .
- Pourquoi un atome doit-il, pour être neutre, avoir autant de protons dans son noyau que d'électrons autour ?
- On considère un atome de carbone C possédant 14 nucléons et 6 électrons. Déterminer le nombre de protons et de neutrons qu'il contient et en déduire son écriture conventionnelle.

Toutes les **entités chimiques** (atome ou ion monoatomique) **possédant le même numéro atomique Z** **appartiennent au même élément chimique**.

La **charge électrique d'un proton** est appelée **charge élémentaire**, on la note **e**. C'est la plus petite charge électrique stable que l'on puisse isoler.

L'unité de la charge électrique est le **coulomb** (symbole **C**). On a $q_{\text{proton}} = e = 1,602 \times 10^{-19} \text{ C}$.

Les **neutrons**, comme leur nom l'indique, sont neutres. Ils **ne sont pas chargés**. La charge électrique de chaque neutron vaut donc 0 C.

Le noyau est chargé positivement grâce aux protons et sa **charge électrique Q_{noyau}** vaut :

$$Q_{\text{noyau}} = Z \times (+e)$$

Les **électrons** sont chargés **négativement**. La charge électrique de chaque électron est égale à l'opposé de la charge élémentaire : $q_{\text{électron}} = -e = -1,6 \times 10^{-19} \text{ C}$

Un atome possède **autant de protons** que d'**électrons** : il est **électriquement neutre**.

Exemple : le noyau de l'atome de potassium ${}_{19}\text{K}$ possède 19 protons.

Charge totale du noyau de l'atome de potassium : $q_{\text{noyau}} = 19 \times 1,6 \times 10^{-19} = 3,04 \times 10^{-18} \text{ C}$.

Charge totale de l'atome de potassium est nulle : $q_{\text{atome}} = 0 \text{ C}$.

La masse d'un atome m_{atome} est concentrée dans celle de son noyau.

on estime cette grandeur de manière approchée à l'aide de la relation suivante :

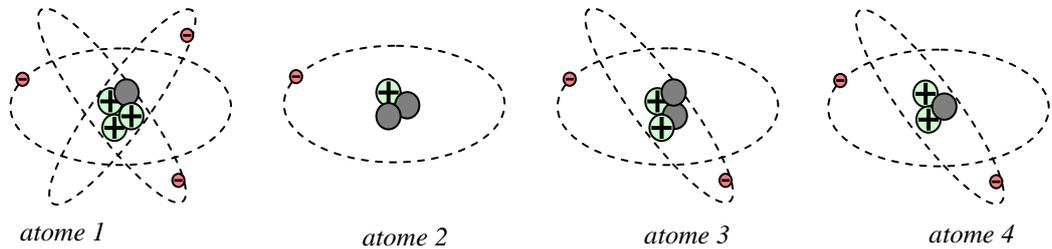
$$m_{\text{atome}} = A \times m_{\text{nucléon}}$$

Exemple : Calculer la masse de l'atome d'or dont le noyau a pour symbole : $^{197}_{79}\text{Au}$.

L'atome d'or a 197 nucléons. $m_{\text{atome}} = A \times m_{\text{nucléon}} = 197 \times 1,7 \times 10^{-27} = 3,3 \times 10^{-25} \text{ kg}$.

3. Les différents atomes d'un même élément

On considère les 4 atomes ci-contre :



Exercice 3 :

- A l'aide de la classification réduite et des modèles de Bohr donnés ci-dessus, compléter le tableau ci-contre.
- A quelle condition deux atomes différents font-ils partie du même élément chimique ?
- Donner l'écriture conventionnelle des deux atomes faisant partie du même élément chimique.
- Expliquer pourquoi ces atomes n'existent pas : $^{12}_5\text{C}$; ^2_3Li

	Élément chimique	Nombre de protons	Nombre de neutrons	Nombre de nucléons
atome 1				
atome 2				
atome 3				
atome 4				

- Deux **atomes** sont dits **ISOTOPES** s'ils ont le **même nombre de protons**, ils ont donc le **même numéro**
- Deux isotopes ont en revanche un **nombre de neutrons différent**. Le **nombre de nucléons A** (neutrons + protons) est donc **différent**.

Exemple:

Il existe trois isotopes naturels du carbone : les atomes de carbone 12, de carbone 13 et de carbone 14. Ces trois atomes ont tous 6 protons ($Z = 6$), mais un nombre de neutrons, donc de nucléons, différent.

