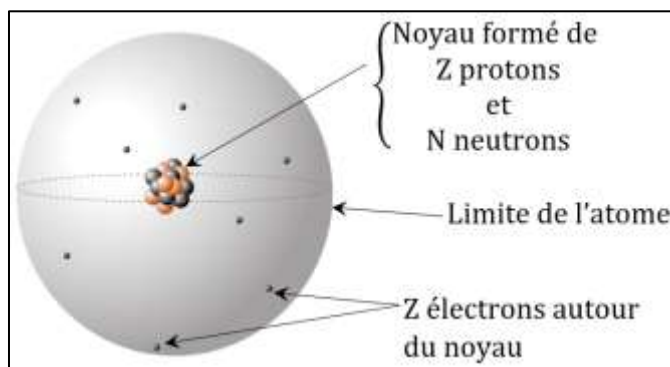


# La matière à l'échelle microscopique

## I. Les atomes

L'atome est une des particules constituant la matière. Il en est l'une des « briques » fondamentales.

Un atome est formé d'un noyau contenant des protons et des neutrons, autour duquel se meuvent des électrons.



### 1. Le noyau :

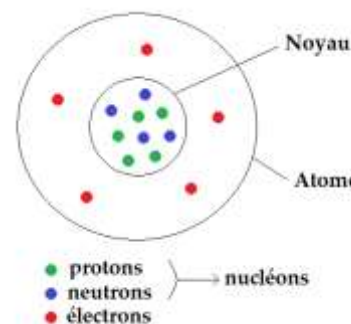
Les particules du noyau sont appelées nucléons. Il existe deux sortes de nucléons : proton ou un neutron.

Le noyau compte Z protons et N neutrons, soit en tout, A nucléons.

On appelle A « **nombre de masse** » ; on appelle Z « **numéro atomique** »

Application :

Déterminer Z, N et A pour l'atome de bore schématisé ci-contre.



### 2. Les électrons : particules de l'atome qui sont situées autour du noyau

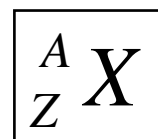
Dans un atome, on compte Z électrons autour du noyau.

Déterminer le nombre d'électrons de l'atome de bore représenté ci-dessus.

### 3. Représentation de l'atome :

On représente un atome en précisant Z et A. Le symbole utilisé est noté X :

Exemples : *Décrire chacun des atomes ci-dessous*



	Nom de l'atome	Nombre de Nucléons		Nombre d'électrons
		Protons	Neutrons	
$^{12}_6\text{C}$				
$^{16}_8\text{O}$				
$^1_1\text{H}$				
$^{63}_{29}\text{Cu}$				

4. Masse d'un atome :

Donnés :

	Masse (en kg)	Nombre
<b>Proton</b>	Proton et neutron ont la même masse $m_{\text{nuc}} = 1,67 \times 10^{-27} \text{kg}$	<b>Z</b>
<b>Neutron</b>		<b>N</b>
<b>électron</b>	$m_e = 9,1 \times 10^{-31} \text{kg}$	<b>Z</b>

- Comparez la masse de l'électron et celle d'un nucléon : calculer rapport du plus grand sur le plus petit
  
- Pourquoi peut-on affirmer que la masse d'un atome correspond à la masse de son noyau ?
  
- Proposez une formule qui permet de calculer une valeur très approchée de la masse d'un atome  $m_a$  en fonction de  $A$  et  $m_p$

5. Neutralité de l'atome :

La charge électrique est une grandeur qui se mesure en Coulomb (C).

On appelle  $e$  la charge électrique élémentaire. C'est la plus petite charge qui puisse exister. Sa valeur est  $e = 1,6 \times 10^{-19} \text{C}$ .

	Charge électrique	Nombre
<b>Proton</b>	$q_p = 1,6 \times 10^{-19} \text{C} = +e$	<b>Z</b>
<b>Neutron</b>	$q_n = 0$ (neutres)	<b>N</b>
<b>Electron</b>	$q_e = -1,6 \times 10^{-19} \text{C} = -e$	<b>Z</b>

- Exprimer la charge totale du noyau d'un atome  $Q_{\text{noy}}$  en fonction de  $Z$  et  $e$ . Calculer cette charge pour l'atome d'aluminium.
  
- Exprimer la charge totale des électrons d'un atome  $Q_{\text{el}}$  en fonction de  $Z$  et  $e$ .
  
- Que peut-on au sujet de la charge globale de l'atome.

## 6. Isotopes :

**Deux atomes sont isotopes s'ils ont le même nombre de protons mais des nombres de neutrons différents.**

Exemples :

	Nbre de protons	Nbre de neutrons	Représentation	Abondance naturel
carbone 12	6	6		98,2 %
carbone 13	6	7		1,1 %
carbone 14	6	8		10 <sup>-10</sup> %
Oxygène 16			$^{16}_8O$	99,75 %
Oxygène 18			$^{18}_8O$	0,20 %
Hydrogène 1	1			99,98 %
Hydrogène 2				0,015 %
Hydrogène 3				0,005 %

Que remarque-t-on au sujet des atomes qui comptent le même nombre de proton ?

## II. Les ions

La matière peut être également constituée d'ions. Ce sont des particules chargées qui dérivent des atomes.

1. Les cations : Ils sont formés à partir d'atomes qui ont perdu des électrons.

Leur charge est donc globalement .....

Nom de l'ion	Symbole de l'atome dont il dérive	Nbre de protons dans le noyau de l'atome	Nbre d'électrons de l'atome	Nbre d'électrons perdus	Nbre de protons dans le noyau de l'ion	Nbre d'électrons de l'ion	Charge de l'ion	Formule de l'ion
Sodium	$^{23}_{11}Na$			1				
Magnésium	$^{24}_{12}Mg$			2				
Aluminium	$^{27}_{13}Al$			3				

2. Les anions : Ils sont formés à partir d'atomes qui ont gagné des électrons.

Leur charge est donc globalement .....

Nom de l'ion	Symbole de l'atome dont il dérive	Nbre de protons dans le noyau de l'atome	Nbre d'électrons de l'atome	Nbre d'électrons gagnés	Nbre de protons dans le noyau de l'ion	Nbre d'électrons de l'ion	Charge de l'ion	Formule de l'ion
Chlorure	$^{35}_{17}Cl$			1				
Oxygène	$^{16}_8O$			2				
Sulfure	$^{32}_{16}S$			2				

3. Représentation et description des ions : Compléter le tableau suivant

Représentation	Numéro atomique	Nombre de masse	Nombre de neutrons	Nombre d'électrons
${}^{63}_{29}\text{Cu}^{2+}$				
	29		35	28
S	16	32		
Cl	17		18	18
${}^{36}\text{Cl}$				17
$\text{H}^+$	1	1		
${}^2_1\text{H}$				

4. Les ions polyatomiques :

Il s'agit d'un groupement d'atomes liés qui, ensemble, ont gagné ou perdu un ou plusieurs électrons. Décrire les ions polyatomiques du tableau ci-dessous en complétant les colonnes.

Nom de l'ion	Formule	Type et nombre d'atomes du groupement	Nombre d'électrons (précisez « gagné » ou « perdu »)
Ion sulfate	$\text{SO}_4^{2-}$		
Ion carbonate	$\text{CO}_3^{2-}$		
Ion oxonium	$\text{H}_3\text{O}^+$		

5. Liste d'ions à connaître

CATIONS		ANIONS	
$\text{Ag}^+$	ion argent	$\text{Cl}^-$	ion chlorure
$\text{Al}^{3+}$	ion aluminium	$\text{O}^{2-}$	ion oxygène
$\text{Ca}^{2+}$	ion calcium	$\text{S}^{2-}$	ion sulfure
$\text{Cu}^{2+}$	ion cuivre II	$\text{OH}^-$	ion hydroxyde
$\text{Fe}^{2+}$	ion fer II	$\text{SO}_4^{2-}$	ion sulfate
$\text{Fe}^{3+}$	ion fer III	$\text{NO}_3^-$	ion nitrate
$\text{H}^+$	ion hydrogène	$\text{CO}_3^{2-}$	ion carbonate
$\text{Na}^+$	ion sodium	$\text{HCO}_3^-$	ion hydrogénocarbonate
$\text{Zn}^{2+}$	ion zinc	$\text{MnO}_4^-$	ion permanganate
$\text{Mg}^{2+}$	ion magnésium	$\text{C}_2\text{O}_4^{2-}$	ion oxalate
$\text{NH}_4^+$	ion ammonium		
$\text{H}_3\text{O}^+$	ion oxonium		

III. Eléments chimiques

On appelle élément chimique l'ensemble de tous les atomes ou ions qui comptent le même nombre de protons.

Exemples :