

## Chapitre 2 : la structure de l'atome

Les objectifs :

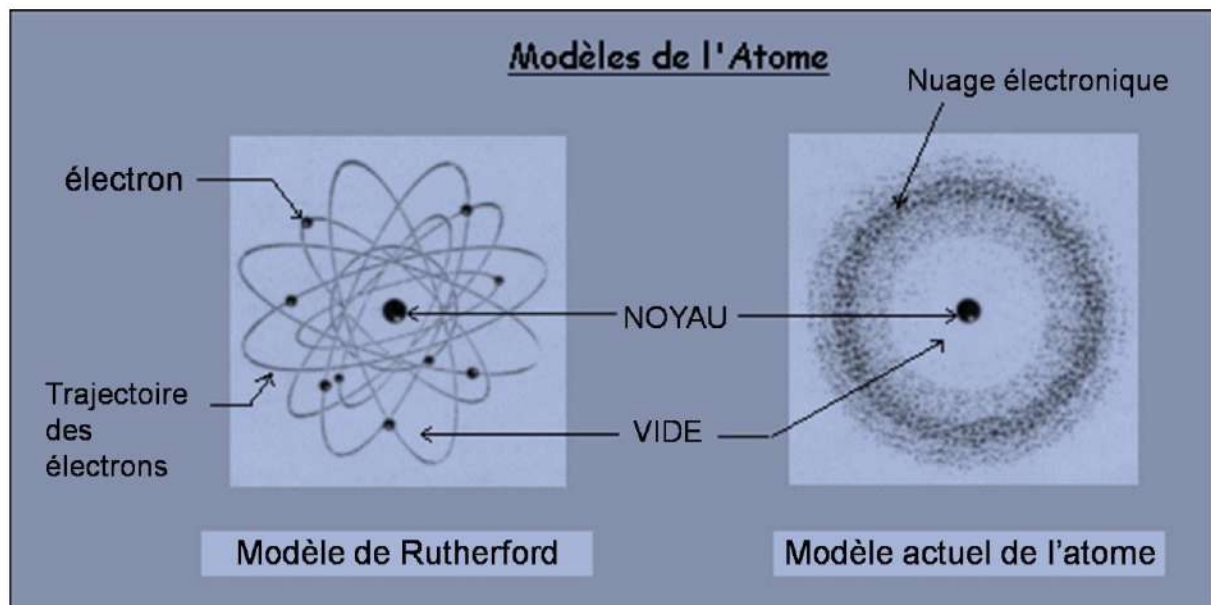
1. connaître le modèle de l'atome ;
2. connaître la charge électrique d'un atome ;
3. connaître la définition d'un ion ;
4. connaître les deux familles des ions ;
5. connaître les formules chimiques de quelques ions ;
6. savoir écrire la formule d'un ion ou d'un composé ionique.



### I – La structure de l'atome.

#### 1. Historique du modèle de l'atome

La notion d'atome n'est pas récente. Elle est apparue au 5<sup>e</sup> siècle avant JC, grâce à Démocrite, philosophe grec. Il considérait que la matière était constituée de petites particules, invisibles et insécables (qui ne pouvaient être coupées). Cette théorie fut oubliée jusqu'au début du 19<sup>e</sup> siècle. Alors des scientifiques, Dalton, puis Thomson et enfin Rutherford réaffirment l'existence de l'atome et en démontrent la structure.

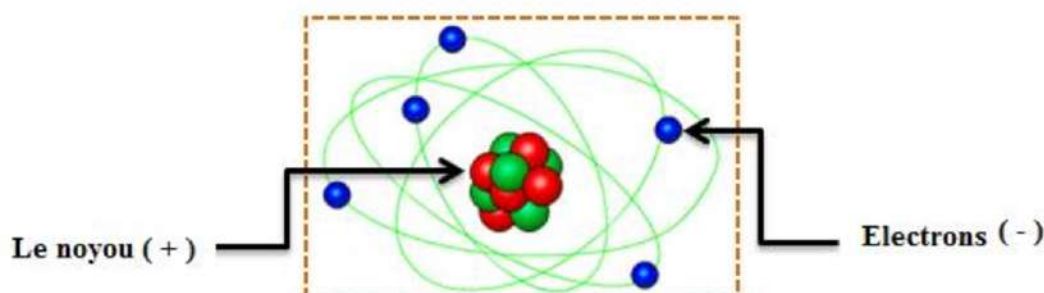


#### 2. Structure de l'atome.

Les atomes sont les constituants de la matière. Ce sont des particules extrêmement petites car leur dimension est de l'ordre du **dixième de nanomètre**.

$$1 \text{ nm} = 10^{-9} \text{ m (1 milliardième de m).}$$

Un atome est constitué d'un **noyau**, placé au centre de l'atome, renferme des **charges positives** autour duquel tournent des **électrons**. Qui renferme des **charges négatives**







### Les électrons :

L'électron : est une charge électrique élémentaire ( $-e$ ) représenter la plus petite quantité d'électricité

- Chaque électron porte une seule charge négative.  $q = -1,6 \cdot 10^{-19} \text{ C} = -e$
- Ils sont tous identiques.
- Ils forment le nuage électronique.
- La taille : les électrons sont nettement plus petits que le noyau.
- Situation : ils sont mobiles et tournent autour du noyau.
- Charge électrique : chaque électron possède une charge électrique négative.
- Tous les électrons sont identiques même s'ils appartiennent à des atomes différents.
- La masse des électrons est très faible par rapport à celle du noyau donc  $m_{\text{atome}} = m_{\text{noyau}}$

### Le noyau :

- Contient des charges positives
- Contient presque toute la masse de l'atome.
- Est 100000 fois plus petit que l'atome.
- La forme : le noyau possède une forme sphérique.
- Situation : il se situe au centre de l'atome.
- Taille : il est environ 100 000 fois plus petit que l'atome auquel il appartient (la dimension d'un atome est de l'ordre de  $10^{-10} \text{ m}$  tandis que celle d'un noyau est de  $10^{-15} \text{ m}$ .)
- Le nombre charge positives du noyau est représenté par la lettre **Z** appelé le numéro atomique

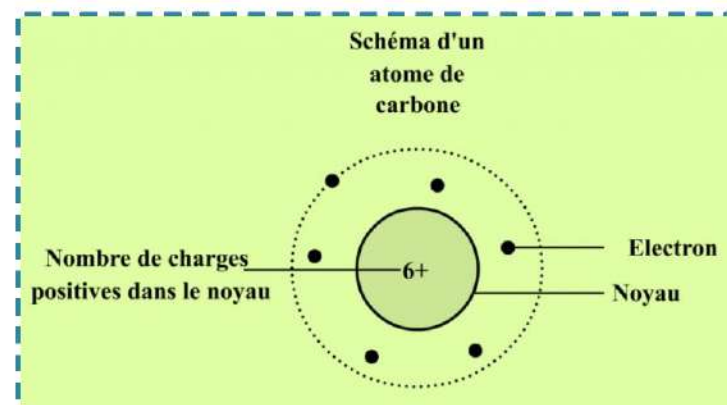
Nom de l'atome	Hydrogène	Oxygène	Azote	Carbone
Symbole de l'atome	H	O	N	C
le numéro atomique Z	1	8	7	6
Représentation de l'atome				

### Remarque

- L'atome est **électriquement neutre** : le nombre de charges positives du noyau est donc égal au nombre de charges négatives des électrons.

### Exemple :

Représente l'atome de carbone C. Telle que le nombre atomique  $Z = 6$  l'atome de carbone est constitué de 6 électrons chargés négativement qui tournent autour du noyau constitué de 6 chargés positivement.





## II. Neutralité électrique d'un atome

Tous les atomes sont électriquement neutres et possèdent donc le même nombre de charges positives et négatives.

Chaque électron portant une charge électrique négative, il y a donc autant d'électrons dans un atome que de charges électriques positives dans son noyau.

La charge de noyau :  $q_{\text{noyau}} = + Z.e$

La charge de l'électron :  $q_{\text{électron}} = - Z.e$

La charge de l'atome :  $q_{\text{atome}} = q_{\text{noyau}} + q_{\text{électron}}$

$$q_{\text{atome}} = + Z.e + (- Z.e)$$

$$q_{\text{atome}} = 0 \text{ c}$$

Conséquence :

- Si l'on connaît le nombre de charges positives dans un noyau, on connaît aussi le nombre d'électrons.
- Si l'on connaît le nombre d'électrons on connaît aussi le nombre de charges positives dans le noyau.
- Si un composé porte une charge électrique globalement positive ou négative, il ne s'agit pas d'un atome (il s'agit d'un ion).

## III La formation des ions

### 1) Définition

- Un ion est un atome ou groupe d'atomes qui a perdu ou gagné un ou plusieurs électrons.

Remarque :

- un ion monoatomique est un atome ayant perdu ou capturé un ou plusieurs électrons.
- un ion polyatomique est un groupe d'atome ayant perdu ou capturé un ou plusieurs électrons.

### - Les ions monoatomiques

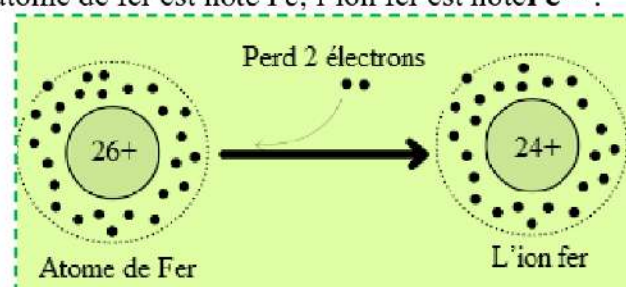
#### - Les cations

Un cation est un ion positif. Il s'agit donc d'atome (ou d'un groupe d'atome) qui a perdu un ou plusieurs électrons.

Exemple : un atome de fer, Fe, ( $Z = 26$ ) perd 2 électrons et devient un ion fer II noté  $\text{Fe}^{2+}$  ( $Z = 26$ )

	Atome de fer, Fe	Ion ferII, $\text{Fe}^{2+}$
Noyau	26 protons	26 protons
Nuage	26 électrons	24 électrons
Charge globale	$(+26e) + (-26e) = 0$	$(+26e) + (-24e) = + 2e$

L'ion fer a deux charges positives excédentaires. Sa charge résulte d'un défaut de deux électrons par rapport à l'atome neutre. L'atome de fer est noté Fe; l'ion fer est noté  $\text{Fe}^{2+}$ .

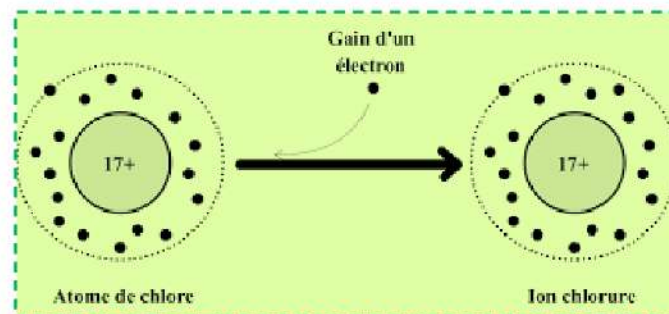


### - Les anions

Un anion est un ion négatif. Il s'agit donc d'atome (ou d'un groupe d'atome) qui a gagné un ou plusieurs électrons.

Exemple : atome de chlore Cl ( $Z = 17$ ) gagne un électron et devient l'ion chlorure noté  $\text{Cl}^-$

	Atome de Chlore Cl	Ion chlorure $\text{Cl}^-$
Noyau	17 protons	17 protons
Nuage	17 électrons	18 électrons
Charge	$(+17e) + (-17e) = 0$	$(+17e) + (-18e) = -1e$



### 3- Les ions polyatomiques

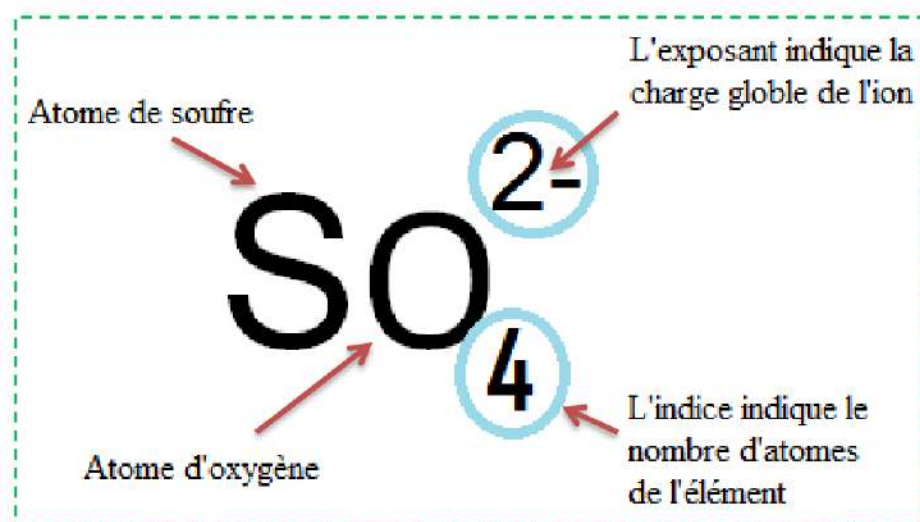
Certains ions sont constitués par l'association de plusieurs atomes de types différents ; dans ce cas, c'est le groupe d'atomes qui a perdu ou gagné un ou plusieurs électrons

polyatomique (poly = plusieurs et atomique dérive d'atome).

#### Exemple:

L'ion sulfate  $\text{SO}_4^{2-}$ : groupement formé d'un atome de soufre (S) 4 atomes d'oxygène (O) ayant gagné 2 électrons.

La charge positive ou négative s'applique à l'ensemble des atomes du groupe.



- Le nombre en bas à droite d'une lettre indique le nombre d'atomes. Il agit que sur la lettre qui le précède.
- L'information en haut à droite d'un ion nous donne le nombre d'électrons perdus.
- Une lettre minuscule à côté d'une lettre majuscule (par exemple : Na) permet d'identifier l'atome.  
L'ensemble ne représente qu'un seul atome.



Autres ions polyatomiques :

L'ion nitrate	$\text{NO}_3^-$
l'ion hydroxyde	$\text{HO}^-$
l'ion ammonium	$\text{NH}_4^+$
l'ion permanganate	$\text{MnO}_4^{2-}$

### Observations :

- ✓ les anions ont des noms qui finissent par la terminaison -ate; -ure ; et parfois -ite.
- ✓ les cations sauf quelques ions métalliques finissent par la terminaison -ium.
- ✓ Certains ions métalliques ont un chiffre romain qui indique le nombre d'électrons perdus.
- ✓ lorsqu'un ion possède deux lettres majuscules, cela signifie qu'il est composé de deux atomes différents

### Liste des principaux ions à connaître

Cations		Anions	
Nom	Formule	Nom	Formule
Oxonium	$\text{H}_3\text{O}^+$	Hydroxyde	$\text{HO}^-$
Ammonium	$\text{NH}_4^+$	Bromure	$\text{Br}^-$
Sodium	$\text{Na}^+$	Chlorure	$\text{Cl}^-$
Potassium	$\text{K}^+$	Carbonate	$\text{CO}_3^{2-}$
Fer (II)	$\text{Fe}^{2+}$	Cyanure	$\text{CN}^-$
Fer (III)	$\text{Fe}^{3+}$	Dichromate	$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$
Aluminium	$\text{Al}^{3+}$	Fluorure	$\text{F}^-$
Argent	$\text{Ag}^+$	Hydrogénocarbonate	$\text{HCO}_3^-$
Cuivre (II)	$\text{Cu}^{2+}$	Hypochlorite	$\text{HClO}^-$
Zinc	$\text{Zn}^{2+}$	Iodure	$\text{I}^-$
Magnésium	$\text{Mg}^{2+}$	Nitrate	$\text{NO}_3^-$
Plomb	$\text{Pb}^{2+}$	Nitrite	$\text{NO}_2^-$
Etain	$\text{Sn}^{2+}$	Oxalate	$\text{C}_2\text{O}_4^{2-}$
Or	$\text{Au}^{3+}$	Permanganate	$\text{MnO}_4^-$
Calcium	$\text{Ca}^{2+}$	Phosphate	$\text{PO}_4^{3-}$
Cobalt	$\text{Co}^{2+}$	Sulfate	$\text{SO}_4^{2-}$
Baryum	$\text{Ba}^{2+}$	Sulfite	$\text{SO}_3^{2-}$
Lithium	$\text{Li}^+$	Thiocyanate	$\text{SCN}^-$
Césium	$\text{Cs}^+$	Oxyde	$\text{O}^{2-}$
Chrome (III)	$\text{Cr}^{3+}$	Peroxyde	$\text{O}_2^{2-}$
Nickel	$\text{Ni}^{2+}$	Peroxodisulfate	$\text{S}_2\text{O}_8^{2-}$
		Tétrathionate	$\text{S}_4\text{O}_6^{2-}$
		Thiosulfate	$\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$
		Nitrure	$\text{N}^{3-}$

### Exercice d'application :

Nom de l'ion	ion magnésium	ion chlorure	ion fer III	ion sodium	
Formule de l'ion	$\text{Mg}^{2+}$			$\text{Na}^+$	$\text{Zn}^{2+}$
Nombre de charges positives du noyau	12	17			
Nombre total d'électrons			23	11	30
Charge total de l'ion					

### Exercice :

Le fer est un élément chimique, de symbole Fe et de numéro atomique 26. C'est le métal et le matériau ferromagnétique le plus courant dans la vie quotidienne, sous forme pure ou d'alliages. Le fer pur est un métal de transition ductile, mais l'adjonction de très faibles quantités d'éléments d'additions modifie considérablement ses propriétés mécaniques. Allié au carbone et avec d'autres éléments d'additions il forme les aciers, dont la sensibilité aux traitements thermomécaniques permet de diversifier encore plus les propriétés du matériau



1. La masse d'un atome de fer est de  $9,3 \times 10^{-26}$  kg. Calcule le nombre d'atomes de fer qui constituent un clou en fer de 2,5 g.

.....

.....

.....

.....

.....

.....

2. La masse de tous les électrons de l'atome de fer est  $2,366 \times 10^{-29}$  kg. Sachant qu'un électron a une masse de  $9,1 \times 10^{-31}$  kg, combien d'électrons possèdent l'atome de fer ?

.....

.....

.....

.....

.....

.....

3. Quel est le nombre de charges positives portés par le noyau de l'atome de fer ?

.....

.....

.....

.....

.....

.....

4. En déduire le numéro atomique Z de l'atome de fer.

.....

.....

.....

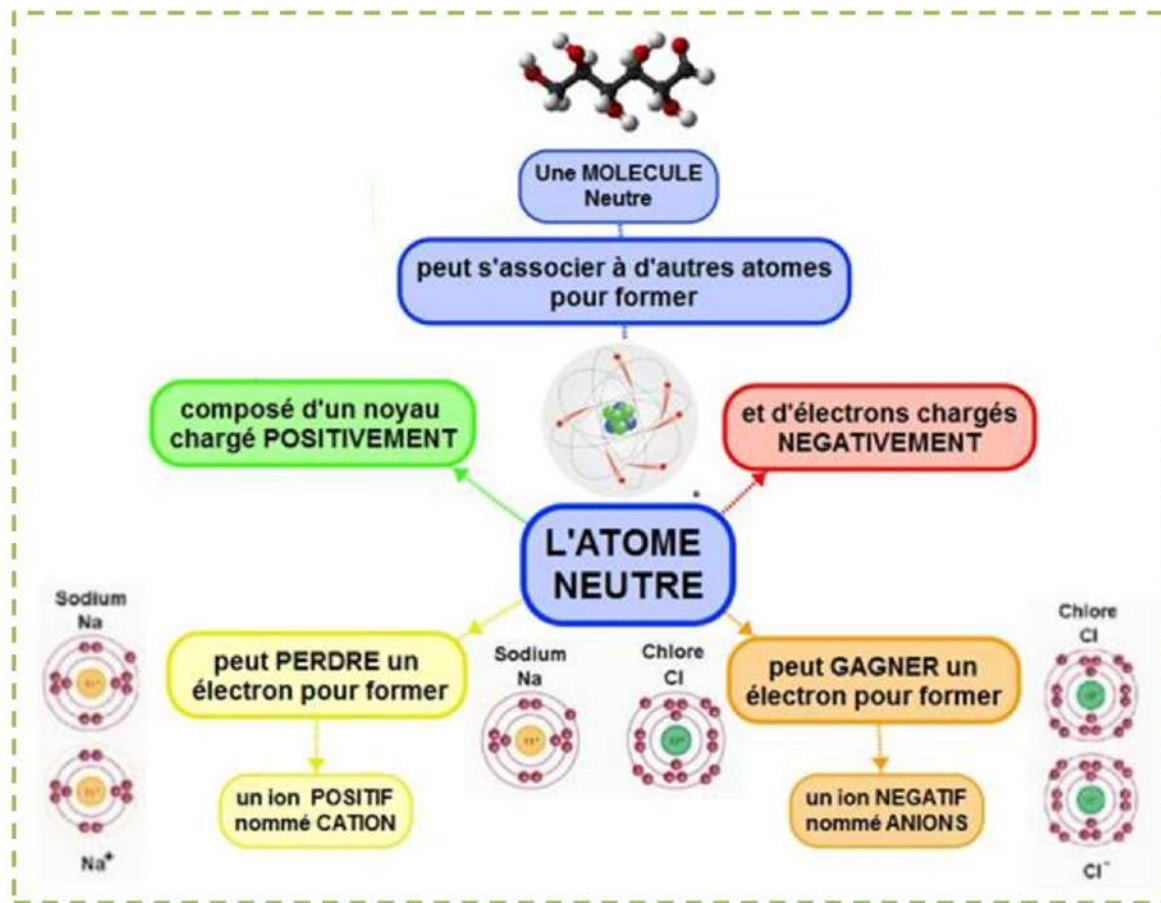
.....

.....

.....



### Conclusion générale :



Si vous avez des commentaires, des questions ou des remarques générales,  
N'hésitez pas à me contacter.

[aminekhouya@gmail.com](mailto:aminekhouya@gmail.com)

