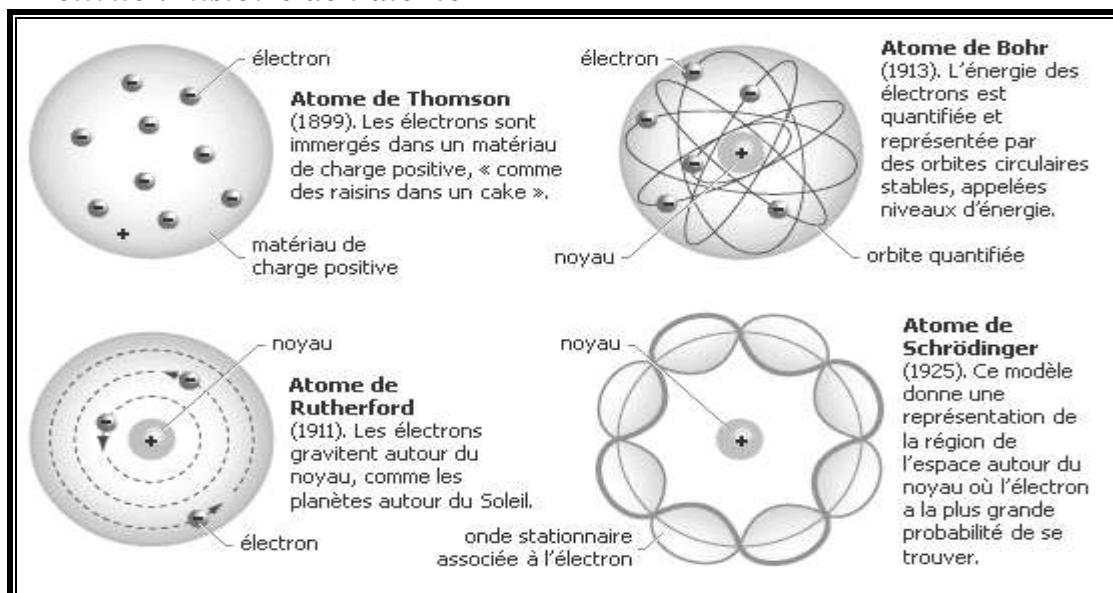


LE MODELE DE L'ATOME

I) Model de l'atome : Animation N°1

Activité : histoire de l'atome

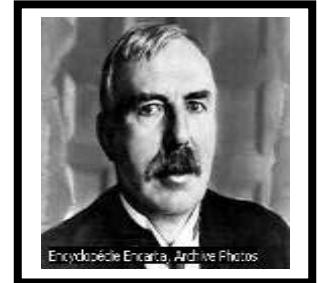


L'expérience de Rutherford Ernest (1871-1937)

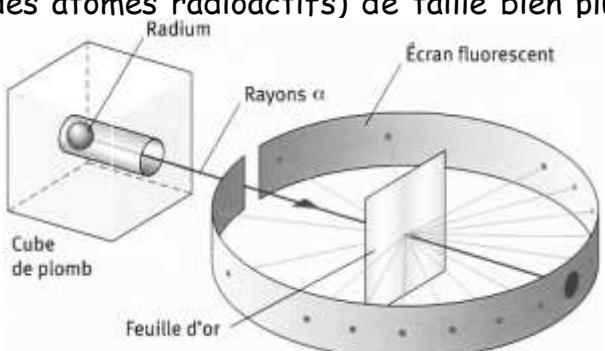
En 1909, la structure de l'atome reste encore du domaine des hypothèses. Le physicien britannique Ernest Rutherford (1871 - 1937), voulant vérifier le modèle de Thomson, réalise avec deux de ses élèves une expérience décisive.

Il bombarde une très fine feuille d'or avec des particules alpha (noyaux d'hélium chargés positivement et émis par des atomes radioactifs) de taille bien plus petite que les atomes d'or.

En s'appuyant sur les connaissances de l'époque sur la matière, il s'attend à voir les particules rebondir sur la feuille d'or ; il est stupéfait de voir que la plupart de ces particules alpha la traversent, comme si elle était faite de « trous »... Il observe en effet que seule une infime minorité de particules alpha semble rebondir sur la feuille d'or.



Encyclopédie Encarta, Archive Photos



Le model actuel de Erwin Schrödinger (1887-1961)



Erwin Schrödinger
(1887-1961)

1926 : le modèle quantique

Il faut abandonner le concept de trajectoire de l'électron. Celui-ci est délocalisé dans le nuage électronique : on parle de probabilité de présence de l'électron autour du noyau.

II) Les constituants de l'atome :

l'atome à une structure **lacunaire** et électriquement neutre et elle est constitué d'un noyau (chargé positivement) et des électrons ou d'un nuage électronique (chargé négativement)

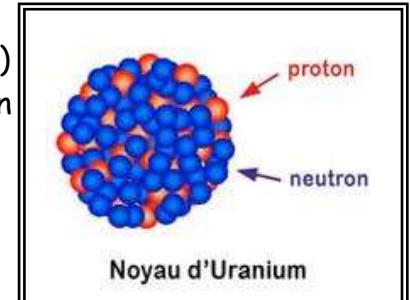
1) les électrons :

le nuage électronique, chargé négativement, est constitué d'électrons qui gravitent autour du noyau

- symbole : e^-
- charge : $-e = -1,6 \cdot 10^{-19} \text{ C}$
- masse : $m_e = 9,109 \cdot 10^{-31} \text{ kg}$
- propriétés : tous les électrons sont identiques et chargé négativement.

2) Le noyau :

le noyau est formé des nucléons : protons (chargé positivement) et neutrons (non chargé). La taille du noyau (10^{-15} mètre) est environ 100 000 fois plus petite que celle de l'atome (10^{-10} mètre)



□ Les protons

- symbole : p
- charge : $e = 1,6 \cdot 10^{-19} \text{ C}$
- masse : $m_p = 1,673 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$
- propriétés : tous les protons sont identiques et chargé positivement.

□ Les neutrons

- symbole : n
- charge : pas de charge
- masse : $m_n = 1,675 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$
- propriétés : tous les neutrons sont identiques.

III) Notation symbolique d'un atome :

Un atome de symbole chimique X dont le noyau comporte Z proton , A nucléons et $(A - Z)$ neutrons est noté :

Nombre de masse \longrightarrow A
 Numéro Atomique \longrightarrow Z X \longleftarrow Symbole de l'élément chimique

Exercice 1 :

Le symbole de l'élément chimique fer est $^{56}_{26}\text{Fe}$. Donner le nombre : protons ; nucléons; électrons et neutrons.

- le nombre de protons Z : 26
- le nombre de nucléons A : 56
- le nombre d'électrons : 26 car l'atome est électriquement neutre donc c'est Z
- le nombre de neutrons : 30 Nbre de nucléons $(A) = \text{Nbre de neutrons} + \text{Nbre de protons}$

$^{56}_{26}\text{Fe}$

IV) Masse d'un atome :

Activité :

Calculer la masse de l'atome de lithium Li puis la masse du noyau de l'atome de lithium

on donne ${}^7_3 \text{Li}$ et $m_p = m_n = 1,6 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$; $m_e = 9,1 \cdot 10^{-31} \text{ kg}$

Réponse :

- le nombre de protons Z : 3
- le nombre de nucléons A : 7
- le nombre d'électrons : 3 car l'atome est électriquement neutre donc c'est Z
- le nombre de neutrons : 4 Nbre de nucléons (A) = Nbre de neutrons + Nbre de protons

$$m(X) = Z \times m_e + (A - Z) \times m_n + Z \times m_p$$

- la masse de l'atome de lithium Li :

$$m(\text{Li}) = 3 \times m_e + (7 - 3) \times m_n + 3 \times m_p = 1,1 \times 10^{-26} \text{ kg}$$

- la masse du noyau de l'atome de lithium:

$$m_N(X) = (A - Z) \times m_n + Z \times m_p$$

$$m_N(\text{Li}) = (7 - 3) \times m_n + 3 \times m_p = 1,1 \times 10^{-26} \text{ kg}$$

- On remarque que :

- la masse d'un neutron est sensiblement égale à celle d'un proton.
- La masse d'un électron est négligeable devant la masse d'un nucléon.
- La masse d'un atome est concentrée en son noyau.

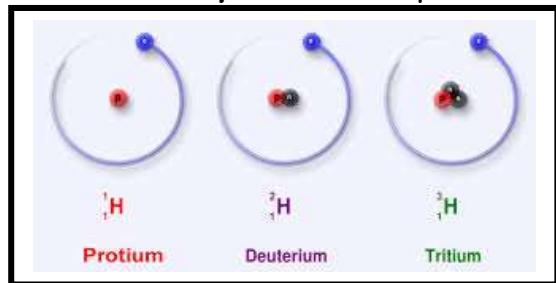
$$m(\text{Atome}) = m(\text{Noyau}) = A \times m_p$$

V) Les Isotopes d'un atome :

Des atomes sont isotopes s'ils possèdent le même numéro atomique Z et ils diffèrent par leur nombre de nucléons A , et plus précisément par leur nombre de neutrons

Les propriétés chimiques des isotopes sont presque identiques car ces isotopes ont le même nombre d'électrons .

Exemple : les isotopes de l'atome d'hydrogène :



Protium 99,985%



Deutérium 0,015%



tritium traces

les isotopes de l'atome de oxygène ^{16}O (99,76 %) ; ^{17}O (0,004%), et ^{18}O (0,2%)	$^{16}_8\text{O}$	$^{17}_8\text{O}$	$^{18}_8\text{O}$
les isotopes de l'atome de chlore ^{35}Cl (75,77 %) et ^{37}Cl (24,23 %)	$^{35}_{17}\text{Cl}$	$^{37}_{17}\text{Cl}$	
les isotopes de l'atome de carbone ^{12}C (98,99 %) ; ^{13}C (1,11%), et ^{14}C (trace)	$^{12}_6\text{C}$	$^{13}_6\text{C}$	$^{14}_6\text{C}$

"un atome de ^{14}C pour mille milliards d'atomes de carbone ^{12}C "

Exercice 2 :

Donner le nombre de : protons, nucléons, électrons et neutrons des isotopes du carbone on

donne $^{14}_6\text{C}$; $^{13}_6\text{C}$; $^{12}_6\text{C}$

Réponse :

	Nbre protons	Nbre nucléons	Nbre électrons	Nbre neutrons
$^{12}_6\text{C}$
$^{13}_6\text{C}$
$^{14}_6\text{C}$

VI) Les Ions monoatomiques :

Un ion monoatomique est un atome qui a gagné ou perdu, un ou plusieurs électrons.

Un atome qui gagne un ou plusieurs électrons est chargé négativement, c'est donc un anion (en effet, l'atome a gagné 1 ou plusieurs charges électriques négatives) .

Un atome qui perd un ou plusieurs électrons est chargé positivement, c'est donc un cation (en effet, l'atome a perdu 1 ou plusieurs charges négatives, il devient donc chargé positivement).

Tableau des ions monoatomiques ions polyatomiques

Nom	Symbole	Nom	Symbole
Ion permanganate	MnO_4^-	Ion fluorure	F^-
Ion dichromate	$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$	Ion chlorure	Cl^-
Ion sulfate	SO_4^{2-}	Ion bromure	Br^-
Ion sulfite	SO_3^{2-}	Ion Iodure	I^-
Ion hypochlorite	ClO^-	Ion oxyde	O^{2-}
Ion méthanoate	HCO_2^-	Ion sulfure	S^{2-}
Ion hydrogénocarbonate	HCO_3^-	Ion hydroxyde	HO^-
Ion nitrite	NO_2^-	Ion cyanure	CN^-
Ion nitrate	NO_3^-	Ion carbonate	CO_3^{2-}

Nom	Symbole	Nom	Symbole
Ion sodium	Na^+	Ion hydrogène	H^+
Ion potassium	K^+	Ion hydronium	H_3O^+
Ion manganese	Mn^{2+}	Ion ammonium	NH_4^+
Ion magnesium	Mg^{2+}	Ion fer II	Fe^{2+}
Ion calcium	Ca^{2+}	Ion fer III	Fe^{3+}
Ion plomb	Pb^{2+}	Ion Cuivre II	Cu^{2+}
Ion chrome	Cr^{3+}	Ion aluminium	Al^{3+}
Ion lithium	Li^+	Ion argent	Ag^+
Ion monomethylammonium	CH_3NH_3^+	Ion zinc	Zn^{2+}

VII) Les composés ioniques :

Un composé ionique est formé d'ion positif : cation et d'ion négatif : anion à condition que la somme des charges positives et négatives soit nulle "autant de charges positive que de charges négative"

Nom d'un composé ionique :

Quand on écrit le nom d'un composé ionique, l'anion vient en premier et le cation en second.

Exemple chlorure de sodium, carbonate de potassium

Formulation d'un composé ionique :

Quand on écrit la formule chimique d'un composé ionique, le symbole du cation vient en premier et le symbole de l'anion en second.

Exemple : chlorure de sodium : NaCl , permanganate de potassium : KMnO_4

formule du composé ionique	Nom du composé ionique
FeS	sulfure de fer(II)
KMnO_4	permanganate de potassium
$\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$	dichromate de potassium
CuSO_4	sulfate de cuivre
$\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$	sulfate de fer(III)
CaCO_3	Carbonate de calcium
NaHCO_3	Hydrogénocarbonate de sodium
NaCl	chlorure de sodium
FeCl_3	chlorure de fer(III)

Nom UICPA	Formule chimique	Nom commun	Usage ou propriété
Oxyde d'aluminium	Al_2O_3	Alumine	Abrasif
Carbonate de calcium	$CaCO_3$	Calcaire, marbre	Construction, sculpture
Oxyde de calcium	CaO	Chaux	Neutralisation de lacs acides
Acide chlorhydrique	$HCl_{(aq)}$	Acide muriatique	Nettoyage de métaux et du béton
Hydroxyde de magnésium	$Mg(OH)_2$	Lait de magnésie	Antiacide
Monoxyde de biazote	N_2O	Gaz hilarant	Anesthésiant en dentisterie
Bioxyde de silicium	SiO_2	Sable	Fabrication du verre
Carbonate de sodium	Na_2CO_3	Cristaux de soude	Nettoyeur tout usage
Chlorure de sodium	$NaCl$	Sel de table	Renforcement de goût
Bicarbonate de sodium	$NaHCO_3$	Poudre à pâte	Agent de levage en pâtisserie
Hydroxyde de sodium	$NaOH$	Lessive	Neutralisation des acides
Thiosulfate de sodium	NaS_2O_3	Fixateur	Fixateur en photographie

Exercice 3:

Donner la formule des composés ionique suivants :

Sulfure d'aluminium ; Sulfate de fer (III) ; Oxyde de fer (III) et Iodure d'ammonium

Réponse :

formule du composé ionique	Nom du composé ionique
.....	Sulfure d'aluminium
.....	Sulfate de fer (III)
.....	Oxyde de fer (III)
.....	Iodure d'ammonium

Exercice 4:

Donner le nom et la formule des composés ionique qu'on peut former à partir des ions suivants:

Al^{3+} ; Ca^{2+} ; SO_4^{2-} ; Cl^- "donne votre réponse sous forme de tableau"

Réponse :

SO_4^{2-}	Cl^-	
.....	Ca^{2+}
.....	Al^{3+}

VIII) L'élément chimique :

1) Définition :

Les entités chimiques (atome, ion) possédant le même numéro atomique Z (c'est-à-dire le même nombre de protons) appartiennent au même élément chimique.

Exemple :

$^{63}_{29}\text{Cu}$; $^{65}_{29}\text{Cu}$ et $^{65}_{29}\text{Cu}^{2+}$ appartiennent au même élément chimique c'est l'élément qui contient 29 proton : le cuivre

Un élément chimique est caractérisé par un symbole chimique (et un nom) qui lui sont propres

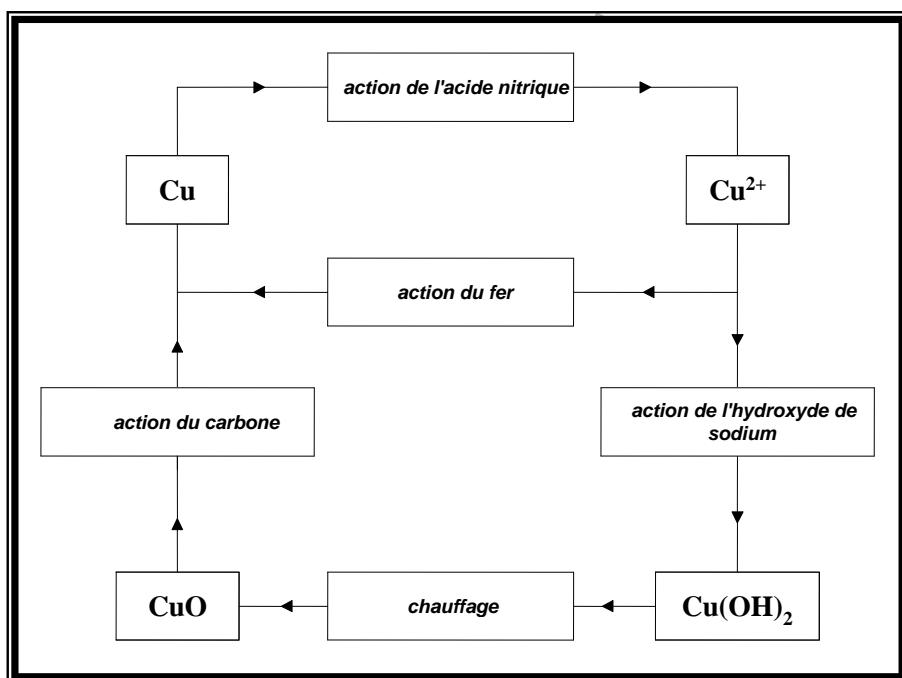
2) Conservation de l'élément chimique :

Objectif :

Mettre en évidence la conservation de l'élément cuivre Cu au cours de quelques transformations.

schéma des expériences :

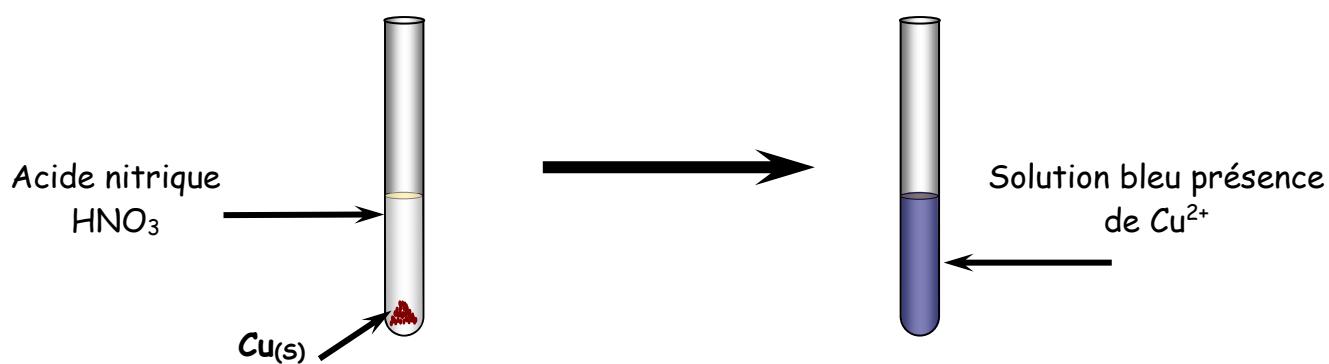
Représenter l'ensemble des transformations sous forme de cycle suivant :



TP Conservation de l'élément chimique cuivre Cu :

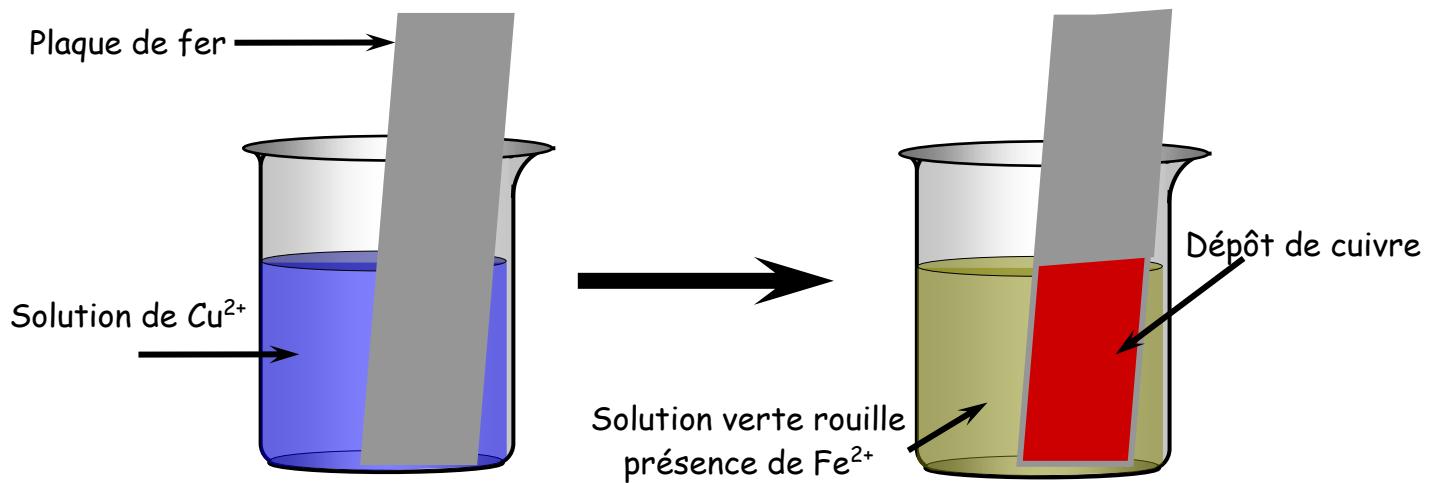
1. Action de l'acide nitrique HNO_3 sur le cuivre Cu :

Le cuivre disparaît. La solution se décolore. Un gaz roux (NO_2) apparaît



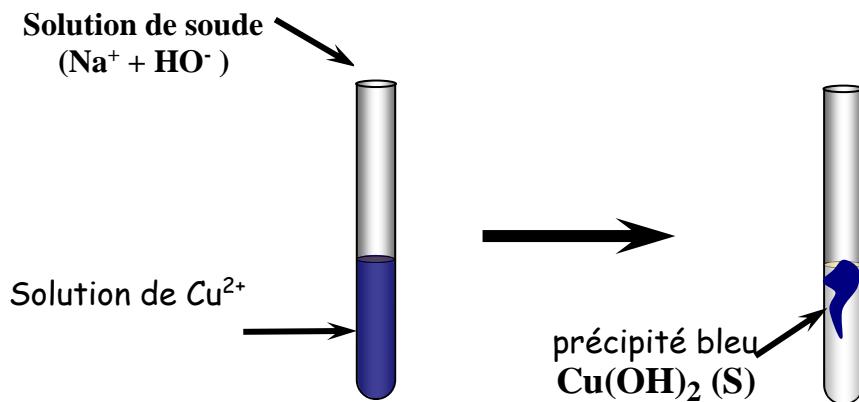
2. Action du fer sur une solution contenant des ions Cu^{2+}

Un dépôt de cuivre sur le tampon de laine de fer apparaît. La solution se décolore (disparition de la couleur bleu caractéristique des Cu^{2+}) et devient verte rouille.



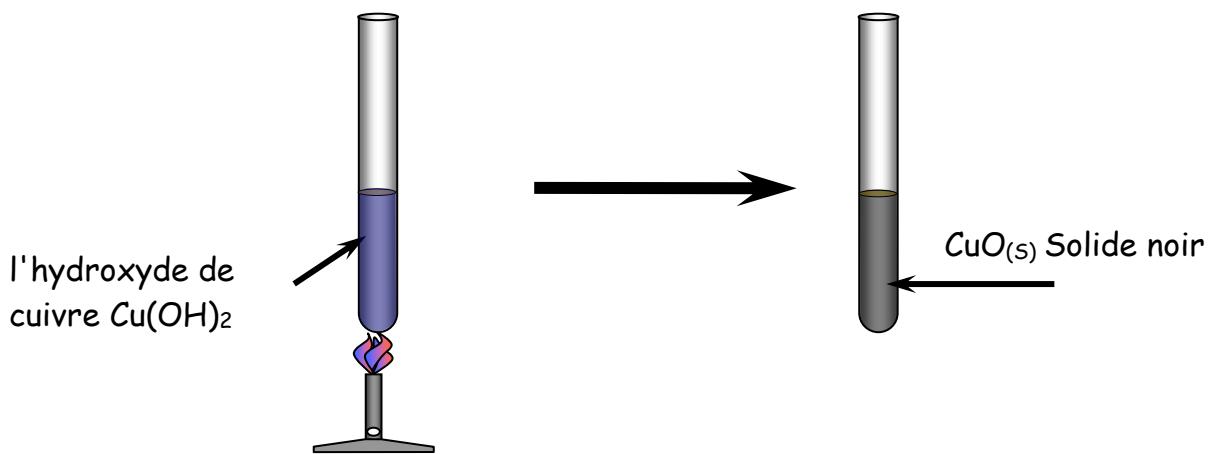
3. action de l'hydroxyde de sodium NaOH :

Solution d'hydroxyde de sodium NaOH versée dans une solution de sulfate de cuivre CuSO_4 . Un précipité bleu surnage



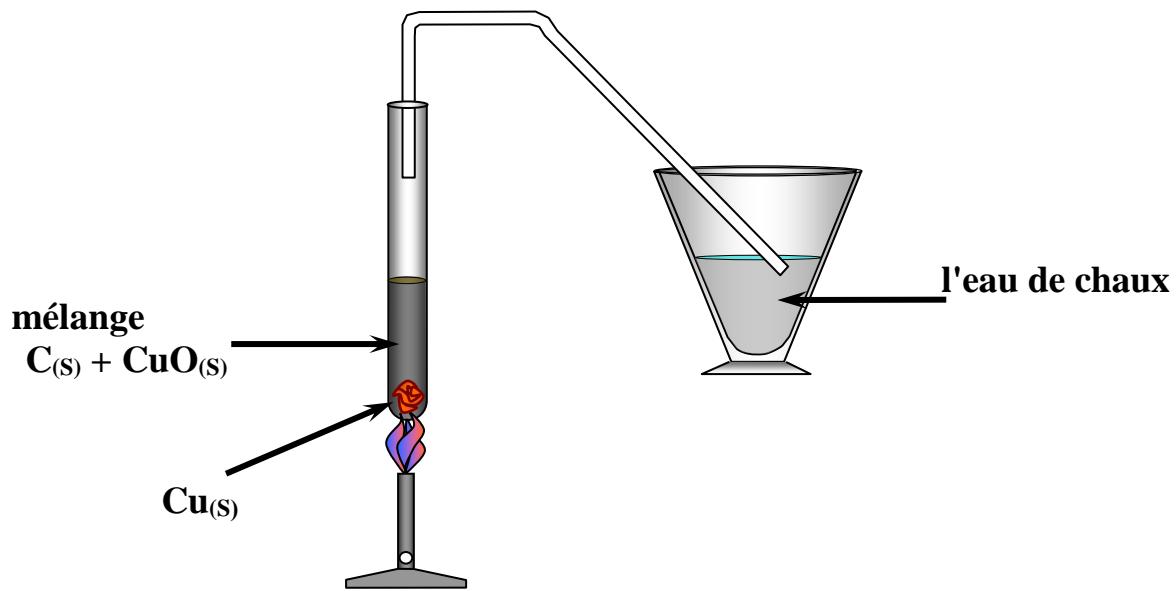
4. Chauffage de l'hydroxyde de cuivre (II) :

Le précipité d'hydroxyde de cuivre noircit (obtention de CuO)



5. Action du carbone sur l'oxyde de cuivre CuO :

Mélanger intimement une spatule de poudre de carbone et une spatule de poudre d'oxyde de cuivre (II) sur un morceau de papier. Le mélange devient incandescent. On obtient un dépôt de cuivre sur les parois du tube.



IX) Structure électronique d'un atome :

1) Les couches électroniques :

Les électrons d'un atome sont liés au noyau par une force d'attraction électrique entre charges de signes opposés. Pour arracher les électrons du noyau, il faut fournir de l'énergie à l'atome. L'expérience montre que certains électrons sont plus faciles à arracher que d'autres, donc tous les électrons d'un atome ne sont pas « identiques » : certains sont plus liés au noyau que d'autres ; l'attraction électrique vis-à-vis du noyau est plus forte.

Au cours du XX^{ème} siècle, fut élaboré un modèle de l'atome permettant d'interpréter la formation des ions monoatomiques et des molécules basées sur la répartition des électrons par couches électroniques.

On nomme chaque couche par lettre de l'alphabet, telle que :

- K pour la première couche
- L pour la deuxième couche
- M pour la troisième couche
- N pour la quatrième couche (et ainsi de suite)...

Les électrons les plus proches du noyau peuplent la couche K, les électrons plus lointains peuplent la couche L, les électrons encore plus lointain, la couche M ...

2) La répartition électronique :

Dans chaque couche, il y a un nombre maximal d'électrons possible ; si ce nombre est atteint, on dit que la couche est saturée.

Couche	K	L	M
Nombre maximal d'électrons	2	8	8

Nous limiterons notre étude aux éléments de numéro atomique Z inférieur ou égal à 20.

3) La structure électronique :

La structure électronique d'un atome s'obtient en remplissant successivement les couches à partir de la première c'est-à-dire la couche K, puis, lorsqu'elle est saturée, la couche L et ainsi de suite de manière à répartir tous les électrons de l'atome.

A noter que la dernière couche électronique d'un atome est aussi appelée sa couche externe, les autres couches étant appelées couches internes. Les électrons peuplant la couche externe sont appelés électrons périphériques.

Exemple : donne la structure électronique de l'atome de fluore ${}^{19}_9\text{F}$:

$Z = 9$ donc 9 protons soit 9 électrons pour l'atome neutre.

Ce qui donne la répartition électronique :

- 2 électrons dans la couche K (couche remplie ou saturée)
- 7 électrons dans la couche L (couche insaturée)

La structure électronique de l'atome de fluor est alors : $(\text{K})^2(\text{L})^7$

Exercice 5:

Donner la structure électronique des atomes : sodium Na ($Z = 11$) ; calcium Ca ($Z = 20$) puis celle des ions : sodium Na^+ ($Z = 11$) ; calcium Ca^{2+} ($Z = 20$)

Réponse :

Sodium Na ($Z = 11$) :

$Z = \dots$ donc \dots protons soit \dots électrons pour l'atome neutre. Ce qui donne la répartition électronique :

- \dots électrons dans la couche K (couche remplie ou saturée)
- \dots électrons dans la couche L (couche remplie ou saturée)
- \dots électron dans la couche M (couche insaturée)

La structure électronique de l'atome de Sodium est alors : \dots

calcium Ca ($Z = 20$) :

$Z = \dots$ donc \dots protons soit \dots électrons pour l'atome neutre. Ce qui donne la répartition électronique :

- \dots électrons dans la couche K (couche remplie ou saturée)
- \dots électrons dans la couche L (couche remplie ou saturée)
- \dots électrons dans la couche M (couche remplie ou saturée)
- \dots électrons dans la couche N (couche insaturée)

La structure électronique de l'atome de calcium est alors : \dots

Ion sodium Na^+ ($Z = 11$) :

$Z = \dots$ donc \dots protons soit \dots électrons pour l'ion sodium. Ce qui donne la répartition électronique :

- \dots électrons dans la couche K (couche remplie ou saturée)
- \dots électrons dans la couche L (couche remplie ou saturée)

La structure électronique de l'ion sodium Na^+ est alors : \dots

Ion calcium Ca^{2+} ($Z = 20$) :

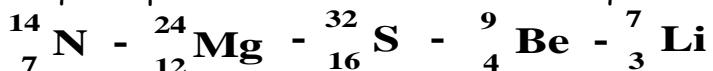
$Z = \dots$ donc \dots protons soit \dots électrons pour l'ion calcium. Ce qui donne la répartition électronique :

- électrons dans la couche K (couche remplie ou saturée)
- électrons dans la couche L (couche remplie ou saturée)
- électrons dans la couche M (couche remplie ou saturée)

La structure électronique de l'ion calcium Ca^{2+} est alors :

Exercice 6:

Donner l'ion monoatomique le plus stable des éléments chimiques suivants :



Exercice 7:

La structure électronique de l'atome de soufre est $(K)^2 (L)^8 (M)^6$. Quel est le numéro atomique de cet atome ?

Exercice 8:

L'ion sulfure possède la même formule électronique que l'atome d'argon Ar ($Z=18$). En déduire la formule de cet ion.

Exercice 9:

Un ion X^{2+} possède 8 électrons sur sa couche externe L. Identifier l'atome X et son ion à l'aide de la liste suivante : O($Z=8$) ; F($Z=9$) ; Ne($Z=10$) ; Na($Z=11$) ; Mg($Z=12$).

Exercice 10: l'atome d'aluminium

Le noyau d'un atome d'aluminium possède 13 protons et 27 nucléons.

- 1) Donner sa représentation symbolique
- 2) Donner la composition de cet atome.
- 3) Donner la structure électronique de cet atome et le nombre d'électrons sur sa couche externe.
- 4) Calculer sa masse approchée
- 5) Donner le nombre d'atomes d'aluminium contenus dans un échantillon de masse $m= 1,00$ g
- 6) Le rayon de l'atome d'aluminium est $r=143$ pm. Donne sa valeur en m et en nm

Exercice 11:

On donne la structure électronique d'un atome isolé : $(K)^2 (L)^8 (M)^5$

1. Donner en le justifiant son numéro atomique
2. En déduire la charge de son noyau .
3. Sachant que sa masse est $m = 5,18 \cdot 10^{-26}$ kg , déterminer son nombre de nucléons .
4. Retrouver le nom de cet atome et donner sa représentation symbolique .

Exercice 12 :

Un ion X^{2+} possède 8 électrons sur sa couche externe L. Identifier l'atome X et son ion à l'aide de la liste suivante : O(Z=8) ; F(Z=9) ; Ne(Z=10) ; Na(Z=11) ; Mg(Z=12)

Exercice 13 :

La répartition électronique de l'atome de phosphore est : $(K)^2 (L)^8 (M)^5$

1. Combien d'électrons comporte cet atome ?
2. Combien d'électrons sont situés sur la couche externe ?
3. Quel est le numéro atomique de cet atome ? Justifier.

Exercice 14 :

Un anion a pour structure électronique $(K)^2 (L)^8 (M)^8$. Il porte une seule charge élémentaire.

1. Quelle est la structure électronique de l'atome dont il provient ?
2. Identifier l'élément chimique correspondant parmi les éléments suivants : Quel est son nom ?
P (Z=15) ; S (Z=16) ; Cl (Z=17) ; Ar (Z=18).

Exercice 15 :

Dans le tableau périodique des éléments on trouve pour l'aluminium deux valeurs : 27 et 13.

- 1- Donner la valeur et la définition du nombre A pour l'atome d'aluminium.
- 2- Même question pour Z.
- 3- Donner la composition de l'atome d'aluminium.
- 4- Donner la formule électronique de l'atome d'aluminium.
- 5- Donner la composition puis la formule électronique de l'ion aluminium Al^{3+} .

Données : $m_p = m_n = 1,67 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$

Exercice 16 :

Soit un atome X dont le noyau contient 20 neutrons et a une charge totale égale à $+27,2 \cdot 10^{-19} C$.

1. Quel est le numéro atomique du noyau ?
2. Quel est le nombre de nucléons A ?
3. Combien cet atome comporte-t-il d'électrons ?
4. Donner le symbole du noyau de cet atome.
5. Donner la structure électronique de l'atome X. Quelle est la couche externe de cet atome ?
Combien y-a-t-il d'électrons périphériques ?
6. Que peut-on dire de cet atome et des suivants dont on donne le couple (Z ; A) : (17 ; 37) et (17 ; 35) ?
7. Quel ion donnera cet atome ? Justifier la réponse. Donner la structure électronique de l'ion.

Données : charge élémentaire $e = 1,6 \cdot 10^{-19} C$.