Théorie atomique – Historique

Dès 400 ans av. J.-C., le philosophe grec ***Démocrite*** a l'intuition que la matière est constituée de petits « grains » indivisibles qu'il appelle atomes (du grec atomos littéralement insécable). Il imagine les atomes éternels, pleins et immuables. Selon lui, ils ont une infinité de formes qui permettent d'expliquer, par leur assemblage, la diversité des matières qui nous entourent.

Le philosophe grec ***Aristote*** (384-322 av. J.-C.) conteste l'existence des atomes. Pour lui, la matière est constituée de quatre « éléments » : le feu, l'air, la terre et l'eau. Son prestige est tel que l'intuition de Démocrite est abandonnée.

En 1805, l'Anglais ***J. Dalton*** reprend l'hypothèse atomique de Démocrite. Selon lui, l'atome est une sphère pleine de matière. Son modèle permet d'expliquer les réactions chimiques par assemblage ou séparation des atomes selon des proportions simples.

En 1897, le physicien anglais ***J. J. Thomson*** découvre l'un des composants de l'atome: l'***électron***, particule chargée négativement. En 1904, il propose un modèle dans lequel l'atome est constitué d'une sphère chargée positivement parsemée d'électrons en mouvement. L'ensemble est électriquement neutre.

En 1911, le physicien anglais ***E. Rutherford*** propose un modèle précisant la répartition des charges positives et négatives dans l'atome. L'atome est constitué d'un ***noyau*** chargé positivement autour duquel les électrons sont en mouvement.

II.1. Mise en évidence des constituants de la matière:

En 1808, Dalton introduit la première théorie atomique stipulant que l'atome est une particule indivisible. Cette théorie a été contredite par plusieurs expériences mettant en évidence les différents constituant de l'atome.

II.1.1. Électrons:

- La découverte des propriétés électriques de la matière et, en particulier, la mise en évidence de l'électron, sont les premiers jalons de la conception moderne de la structure de la matière.

A- Expérience de Faraday :

Les expériences de Faraday sur l'électrolyse de l'eau, suggère une relation entre matière et électricité.

a) La masse d'un élément qui apparait a une électrode est proportionnelle a la quantité d'électricité mise en jeu.

b) Les masses des substances produites sont proportionnelles aux masses atomiques des éléments.

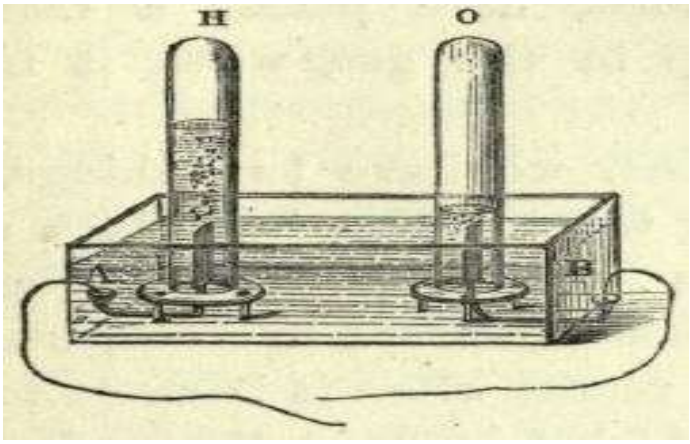


Figure II. 1. La décomposition de l'eau par le courant, principe du voltamètre.

B- Expérience de Crookes et caractéristiques des rayonnements cathodiques (1879) :

Les expériences de Crooks ont mis en évidence l'existence de la charge de l'électron par la déviation des rayons cathodiques par un champ électrique vers le pôle positif, ce qui indique que les particules constituant ces rayons sont chargées négativement.

En 1891, Stoney a donné le nom de l'électron aux particules constituant les rayons cathodiques.

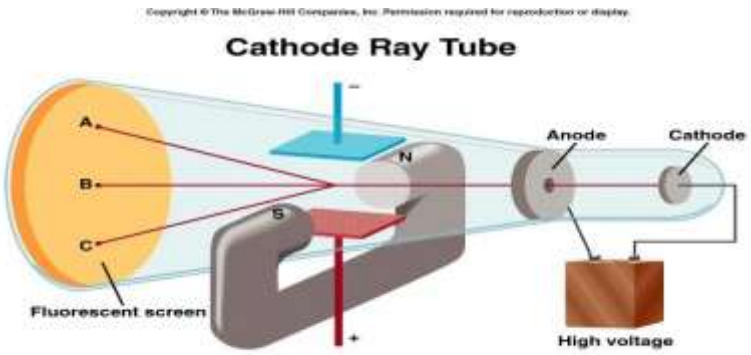


Figure II.2. Tube cathodique

C- **Expérience de J.J.Thomson (1895) :** Détermination du rapport |e|/m.

J.J. Thomson entreprend une étude quantitative des rayons cathodiques il a pu déterminer la valeur du rapport charge/masse des particules issues de la cathode, la valeur de ce rapport ne dépend pas du matériau de la cathode ni du gaz résiduel dans le tube cathodique.

D- **Expérience de Millikan (1908) :** Détermination de la charge |e| la masse de l'électron.

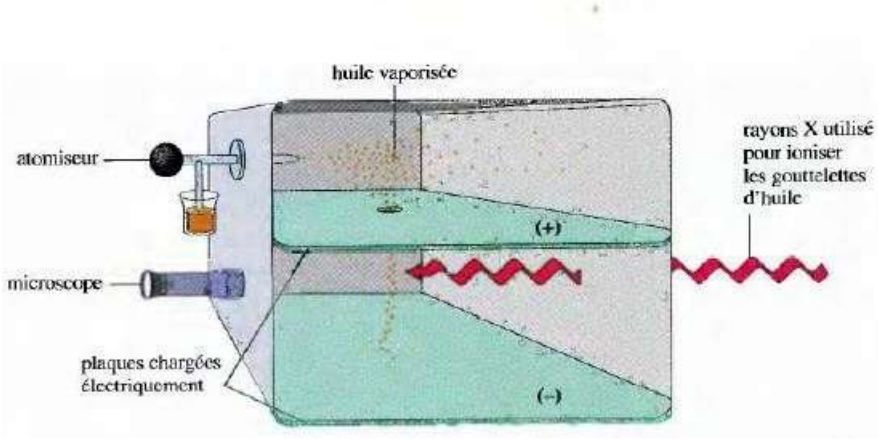


Figure II.3 . Représentation schématique de l'appareil utilisé par Millikan pour déterminer e/m

Quelques années plus tard, Robert Millikan a pu déterminer la valeur de la charge de l'électron, en étudiant les mouvements d'une gouttelette d'huile électrisée entre les plaques d'un condensateur horizontal. Toute charge électrique ne peut être, en valeur absolue, qu'un multiple entier de celle de l'électron.

|e| = 1,60217733 .10-19 C (coulombs)

m_e = 9,109 3897.10^{-31} Kg soit 0,00055 uma

II.1.2 . Proton : Expérience de Goldstein : mise en évidence de la charge positive du noyau .

L'expérience de Goldstein démontre que l'atome est constitué d'électrons et d'une partie chargée positivement c'est le noyau.

II.1.3. Le noyau (protons et neutrons):

A- Expérience de Rutherforde(1911) : mise en évidence la nature lacunaire de la matière.

L'expérience consiste à bombarder une très mince feuille d'or (ayant 4.10^{-7}m d'épaisseur) par un faisceau de particules positives He^{+2} (α) provenant de désintégration d'un élément radioactif tel que le polonium. Suite à son expérience sur la feuille d'or Rutherford pense au modèle planétaire pour décrire un atome. Il propose donc comme modèle un tout petit noyau chargé positivement et comportant l'essentiel de la masse de l'atome, autour duquel les électrons décrivent des orbites.

L'atome est le constituant fondamental de la matière. Il est constitué de différentes particules élémentaires, dont les trois principales : l'électron, le proton et le neutron. Ces deux derniers forment le noyau.

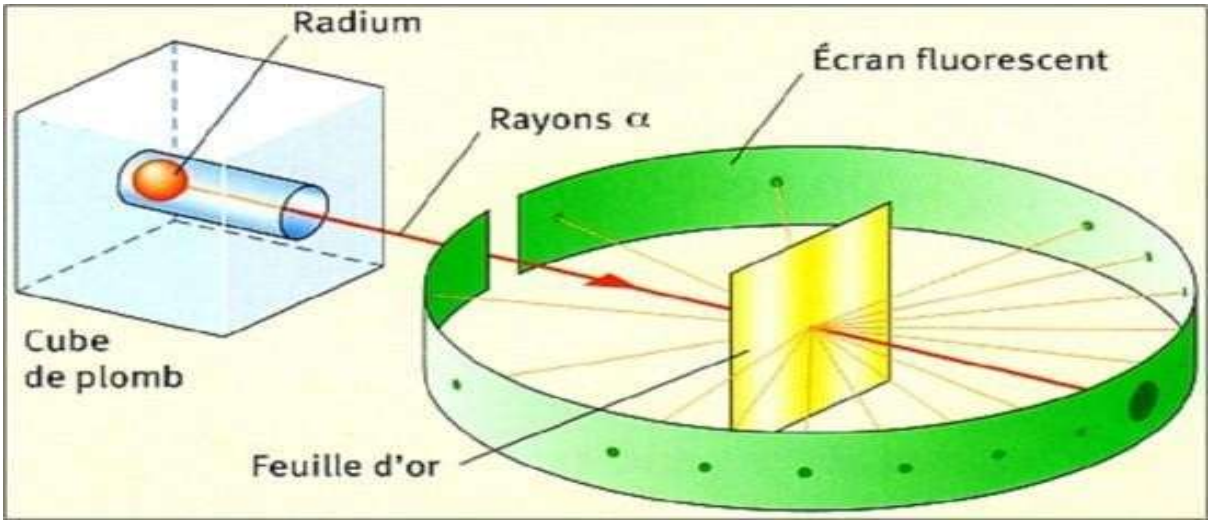
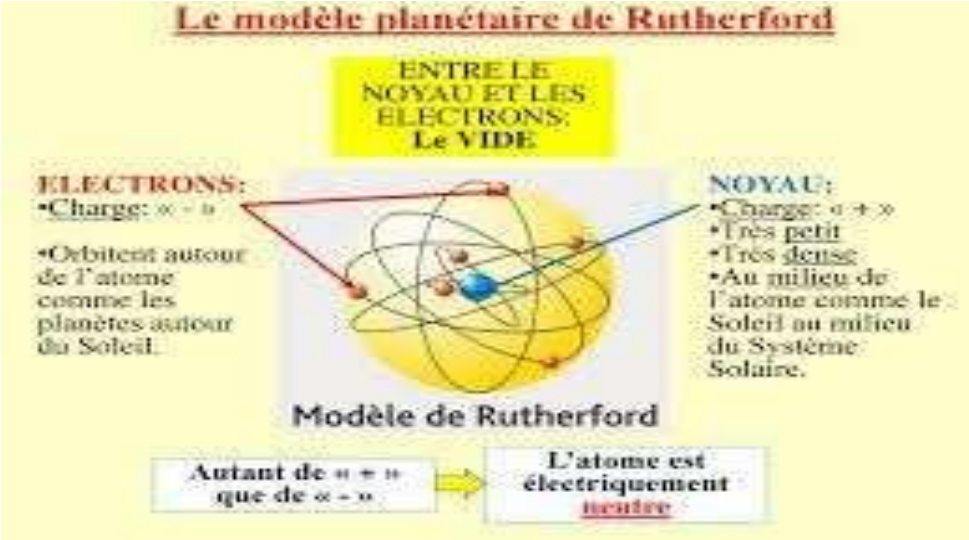


Figure I- 3 : Expérience de la feuille d'Or



Interprétation des résultats de l'expérience :

99% des particules traversent la feuille d'or donc il existe un vide, mais d'autres subissent une déviation donc il existe une charge positive qui repousse les particules α et une très petite proportion des particules (α) revient en arrière.

: « la matière est concentrée dans des noyaux laissant entre eux beaucoup d'espace »

Pour expliquer les résultats observés, Rutherford évolue le rayon du noyau (r_n) assimilé à une sphère rigide et le rayon de l'atome (r_a) : il trouve que :

$$r_n = 10^{-14}\ m \text{ et } r_a = 10^{-10}\ m \Rightarrow r_n / r_a = 10^{-4}$$

=>Mise en évidence de la charge positive du noyau par Rutherford

B- Constitution du noyau atomique :

- Le noyau est formé de particules élémentaires stables appelées nucléons : neutrons et protons.
- Le proton à été découvert par Rutherford en bombardant des atomes d'azote par des particules (α) selon la réaction nucléaire suivante :

$$^{14}_{7}N + ^{4}_{2}He^{+2} \rightarrow ^{17}_{8}O + ^{1}_{1}H^{+} \text{ (proton } H^{+}\text{)}$$

Les protons sont chargés positivement.

$$q_p = +e = 1{,}60217733.10^{-19} \approx 1{,}602.10^{-19}\ C$$

de même la masse de proton est 1836 fois supérieure à celle de l'électron :

$$m_p = 1{,}672623.10^{-27}\ Kg = 1836\ m_e$$

$$m_p = 1{,}007276470\ uma$$

Tableau II-1 : Mise en évidence des constituants de l'atome et leurs propriétés.

Particule et symbole	Auteurs des premières mesures	Charge*	Masses (m_e, m_p, m_n)* arrondies à 4 chiffres après la virgule
Électron du grec *êlektron* : ambre e^-	J. J. Thomson (1897) R. A. Millikan (1911)	$-e = -1{,}602.10^{-19}$ C (arrondie à $-1{,}6.10^{-19}$ C)	$9{,}1094.10^{-31}$ kg (arrondie à $9{,}11.10^{-31}$ kg)
Proton du grec *prôtos* : premier p	E. Rutherford (1910)	$+e = +1{,}602.10^{-19}$ C (arrondie à $+1{,}6.10^{-19}$ C)	$1{,}6726.10^{-27}$ kg (arrondie à $1{,}67.10^{-27}$ kg)
Neutron n	J. Chadwick (1932)	0	$1{,}6749.10^{-27}$ kg (arrondie à $1{,}67.10^{-27}$ kg)

II.2 Modèle de l'atome :

Un atome peut être modélisé par une structure présentant un corps compact central chargé positivement appelé noyau autour duquel gravitent des électrons comme des planètes autour du soleil.

II.2.1. Le noyau.

Le noyau est composé des ***protons*** et des ***neutrons*** appelés nucléons.

II.2.2. Le proton

C'est une particule de charge positive. Elle est caractérisée par :

Masse : $\mathbf{m_p}$ = 1.00727* 1,66 . 10^{-27}kg = 1836,1 m_e.
Charge : $\mathbf{q_p}$ = +1,602 . 10^{-19} Coulomb.

II.2.3. Le Neutron

C'est une particule électriquement neutre de masse sensiblement égale à celle du proton.

I.6.2.4. L'électron

Masse : $\mathbf{m_n}$ =1,00866uma = 1,66 10^{-27} kg = 1838,6 $m_e \cong m_p$.
Charge : $\mathbf{q_n}$ = 0 Coulomb.

L'électron est une particule matérielle chargée négativement, stable et ayant pour caractéristiques :

Masse : **m**e = 9,110 . 10^{-31}kg

Charge : qe = -e = -1,602 . 10^{-19} Coulomb.

II.3. Présentation et caractéristiques de l'atome (Symbole, numéro atomique Z, numéro de masse A, nombre de proton, neutrons et électron)

Un élément chimique est caractérisé par son numéro atomique Z. Un atome est symbolisé par : ${}^{A}_{Z}X$

X *:* représente le symbole d'une espèce atomique ou de l'élément,

Z : est le nombre de protons, appelé aussi le ***numéro atomique***.

A : nombre de masse de l'atome. Il désigne le nombre de nucléons.

A = Z + N Tel que **Z = ∑ protons** et **N = ∑ neutrons**

Étant donné que les masses de proton et de neutron sont beaucoup plus grande que celle de l'électron (m_p = 1836 m_e et m_n = 1839 m_e), alors la masse d'un atome est voisine de la masse de son noyau.

Un atome se compose:

- d'un noyau qui contient des neutrons en nombre **N** et des protons en nombre **Z**. Il porte donc une charge positive +Ze.
- des électrons chargés négativement - **Ze** .

Tableau II.2 : exemples

Symboles	Nombre de masse (A)	Nombre de protons (Z)	Nombre de neutrons(N)	Nombre d'électrons
${}^{45}_{21}Sc$	**45**	**21**	**24**	**21** (électriquement neutre)
${}^{35}_{17}Cl$	**35**	**17**	**18**	**17** (électriquement neutre)
${}^{24}_{12}Mg$	**24**	**12**	**12**	**12** (électriquement neutre)
${}^{35}_{17}Cl^{-}$	**35**	**17**	**18**	**18** (car +1 électron)
${}^{35}_{17}Mg^{2+}$	**24**	**12**	**12**	**10** (car -2 électrons)

II.4. Les isotopes :

II.4.1. Définition

Les isotopes sont des atomes d'un même élément chimique dont les noyaux possèdent le même nombre de proton (Z), et de neutron N différents. Il existe 1200 isotopes dont 300 stables. Les isotopes ont des propriétés chimiques identiques et des propriétés physiques différentes.

Exemples: $^{16}_{8}O$, $^{17}_{8}O$ *et* $^{18}_{8}O$

II.4.2. Masse moyenne des isotopes :

Pour un élément chimique possède plusieurs isotopes, sa masse est la moyenne pondérée de la masse atomique de ses différents isotopes.

*La masse molaire moyenne :

$$M_{moy} = \sum \frac{x_i \times M_i}{100} = \frac{x_1 \times M_1 + x_2 \times M_2 + x_3 \times M_3}{100}$$

*La masse atomique moyenne :

$$m_{moy} = \sum \frac{x_i \times m_i}{100} = \frac{x_1 \times m_1 + x_2 \times m_2 + x_3 \times m_3}{100}$$

$$\sum x_i = x_1 + x_2 + x_3 = 100$$

M_i : masse molaire de l'isotope i.

m_i : masse atomique de l'isotope i.

x_i : Abondance relative au % de l'isotope

100.M = 78,99. 23,9850+ 10,00. 24,9858 + 11,01. 25,9826

Exemple : Le Chlore naturel possède deux isotopes : $^{35}_{17}Cl$ *et* $^{37}_{17}Cl$.

Calculer l'abondance naturelle des deux isotopes.

Données : La masse atomique moyenne de l'atome de chlore naturel est : 35,46 u.m.a.

$m^{35}_{17}Cl = 34{,}97\ uma$ *et* $m\ ^{37}_{17}Cl = 36{,}97\ uma$

Solution :

$$m_{moy} = \sum \frac{x_i \times m_i}{100} = \frac{x_1 \times m_1 + x_2 \times m_2}{100} \quad \rightarrow \quad 1$$

$$\sum x_i = x_1 + x_2 = 100 \quad \rightarrow \quad 2$$

$$\mathbf{2} \rightarrow x_1 = 100 - x_2$$

On remplace 2 dans 1 on aura : $m_{moy} = \frac{(100-x_2)\times m_1 + x_2 \times m_2}{100} \Longrightarrow x_2 = \frac{100\times m_{moy} - 100\times m_1}{}$

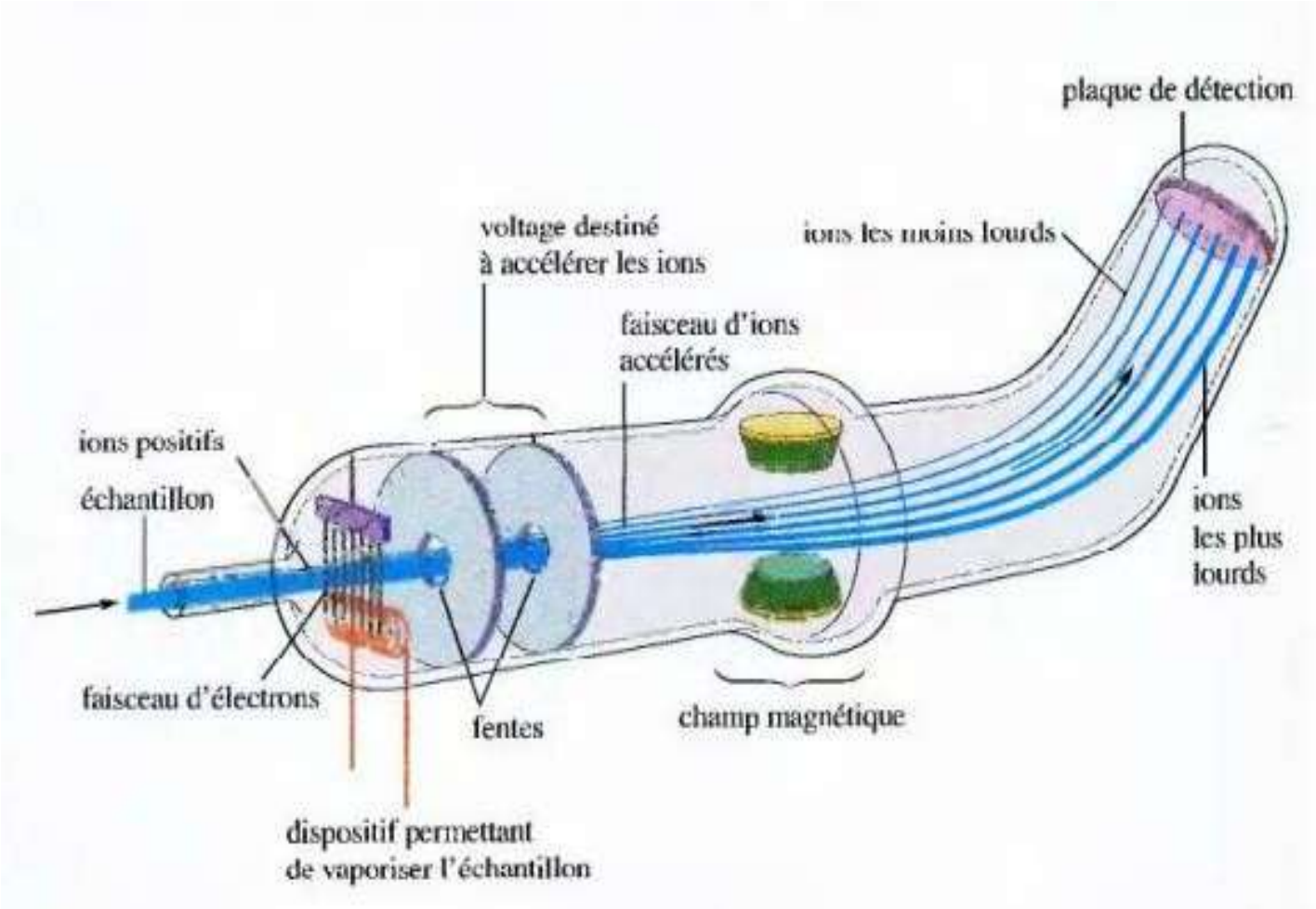
$x_2 = 24{,}6$ et $x_1 = 100 - 24{,}6 = 70{,}4$

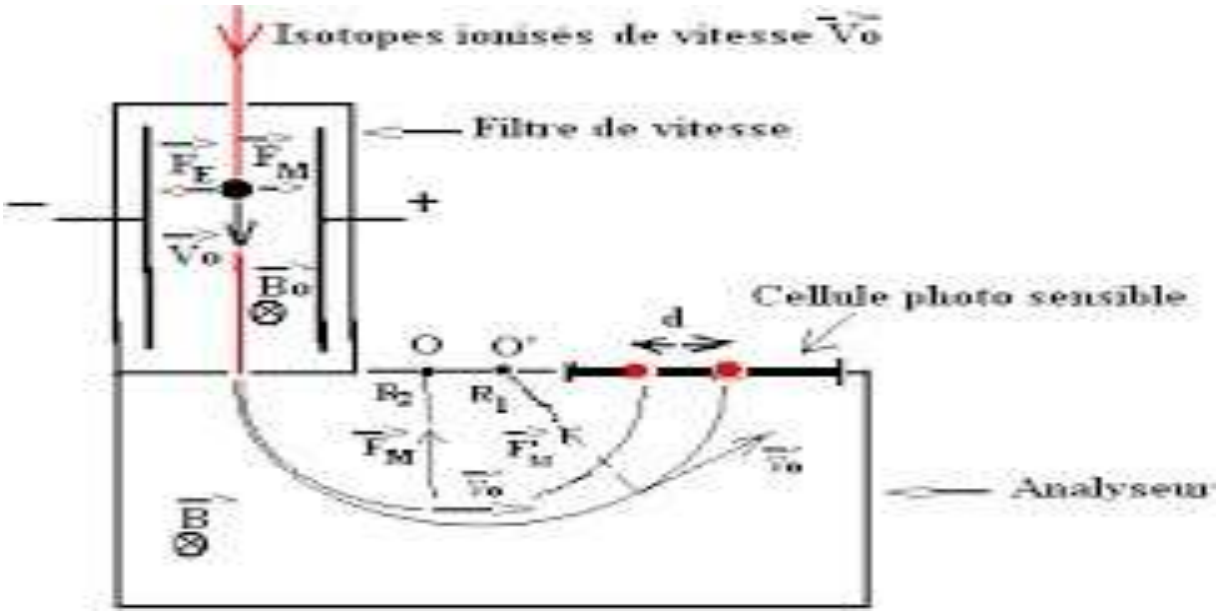
II.4.3. Séparation des isotopes et détermination de la masse atomique et de la masse moyenne d'un atome : Spectrométrie de masse : spectrographe de Bainbridge :

Pour déterminer la masse d'un atome, la méthode la plus pratique consiste à mesurer la rapport q/M de l'atome ionisé, q étant la charge de l'ion, et M sa masse, les appareils employés sont des spectromètres de masses, ils mesurent le rapport q/M, il existe plusieurs types de spectromètre parmi eux : le spectromètre de Bainbridge.

Ce spectre comprend :

- **la chambre d'ionisation**
- **le filtre de vitesse**
- **l'analyseur**





Spectrographe de masse

Le spectrographe de masse de Bainbridge est un appareil permettant de mesurer la masse d'une particule chargée en mesurant sa déviation dans un champ magnétique uniforme.

Ce spectrophotomètre comprend : **Chambre d'ionisation, le filtre de vitesse, l'analyseur et le détecteur d'ions**

II.4.4. Principe du spectromètre de masse de Bainbridge :

1- **Chambre d'ionisation :** Les matériaux gazeux à analyser sont ionisées par des électrons, les ions ainsi formés sont animés de vitesse différentes lorsqu'ils pénètrent dans le filtre de vitesse.

2- **Filtre de vitesse :** Les ions produits sont introduits dans le **sélecteur de vitesse**.

Dans cette zone les ions (masse m et charge +q) sont soumis à un champ électrique E et à un champ magnétique uniformes et perpendiculaires.

Dans le filtre de vitesse les ions sont soumis à la force électrique **Fe = q.E** et à la force magnétique **Fm = q (V₀ ^ Bo)** (Fe et Fm ont des directions parallèles et des sens opposés.

- L'orientation du champ magnétique suit la règle des trois doigts : pouce (B), indexe (V) et le majeur (Fm).
- L'orientation du vecteur champ électrique E se fait de la plaque (+) vers (-)

La déviation du faisceau est nulle si ces forces se compensent.

$$Fm = Fe \Rightarrow q.E = q.V_0 . B_0 \Rightarrow v = E/B_0$$

La vitesse initiale V des ions qui peuvent pénétrer dans la chambre d'analyse est donc égale à :

$$V_o = E / Bo \qquad (1).$$

3- L'analyseur : Les ions sont ensuite soumis à l'action d'un seul champ magnétique et décrivent dans la chambre d'analyse (ou règne un vide poussé) une trajectoire circulaire dont le rayon est donné par la relation :

$$Fm' = Fc = q.V_o.B = m.v^2/R$$

$$R = m.V_o / q.B \qquad (2)$$

On ne prend en compte que les ions de charge q = $+1{,}6.10^{-19}$ C.

4- Détecteur d'ion : L'ion ainsi dévié impressionne la plaque photographique où est détecté par une électrode qui joue le rôle de collecteur d'ions.

Isotope 1 : $R_1 = \frac{m_1 V_o}{qB}$ 3

Isotope2 : $R_2 = \frac{m_2 V_o}{qB}$ 4

$d = 2(R_2-R_1)$, tel que **d** est la distance qui sépare les deux isotopes et **R** le rayon de la trajectoire de l'isotope.

De 3 et 4 on obtient $\Longrightarrow \frac{R_1}{m_1} = \frac{R_2}{m_2} = constante$

II.5. Défaut de masse et énergie de liaison

Les noyaux des atomes qui existent dans la nature sont en général stables, mais certains d'entre eux se transforment spontanément en émettant un rayonnement. Ce rayonnement est accompagné d'une perte de masse du noyau et par conséquent une libération de l'énergie.

II.5.1. Défaut de masse ;

On appelle défaut de masse d'un noyau la différence entre la masse totale des **A** nucléons séparés (**Z** protons et **N** neutrons) , au repos et la masse du noyau formé au repos. La masse m d'un noyau est toujours inférieure à la somme des masses de ses nucléons isolés. $m_{noyau} < Z\times m_p + N \times m_n$

$$\Delta m = (Z \times m_p + N \times m_n) - m_{noyau}$$

II.5.2. Énergie de liaison et énergie de cohésion des noyaux :

(E_L) est appelée énergie de liaison. Elle définit l'énergie mise en jeux lorsqu'un noyau est dissocié en ses nucléons. C'est une énergie positive :

$$E_L = \Delta m \times c^2 \text{ (joule/noyau)}$$

C : célérité ou vitesse de la lumière dans le vide $C = 3.10^8 m/s$

Exemple : Le deutérium ${}^{2}_{1}D$ est un isotope de l'hydrogène. On donne : m(n) = 1,008665u.m.a;

m(p) = 1,007277u.m.a ; m(noyau) = 2,014102 u.m.a.

Calculer l'énergie de liaison de cet isotope, en joule par mole puis en MeV.

$\Delta m = (m_p + m_n) - m_{noyau} = 0,00184$ u.m.a

$= 0,0084*1.66*10^{-24} = 1,395.10^{-26}$ g $= 1,395.10^{-29}$ Kg

On a: $E_L = \Delta m \times c^2$.

On trouve : $E_L = 1.395.10^{-29} \times 3.10^8 = 2,7 \times 10^{-13}$ Jnoyau = 1,685 MeV/noyau

Cette énergie pourra être calculée directement on utilisant l'énergie d'un uma qui est égale à 931,5 MeV:

$E_L = (0,00184 \times 931,5)$ MeV = 1,71396 MeV/noyau.

II.5.3. Énergie de liaison par nucléon courbe d'Aston :

Afin de comparer la stabilité des noyaux, il est préférable de raisonner en terme d'énergie de liaison (cohésion) par nucléons définie comme étant le rapport de l'énergie de liaison du noyau (E_L) par le nombre de nucléons A. **E_L/A est exprimé en** MeV/ nucléon. Plus le rapport **E_L/A** est grand plus le noyau est stable.

Les noyaux les moins stables peuvent tendre vers un état plus stable grâce à des réactions nucléaires.

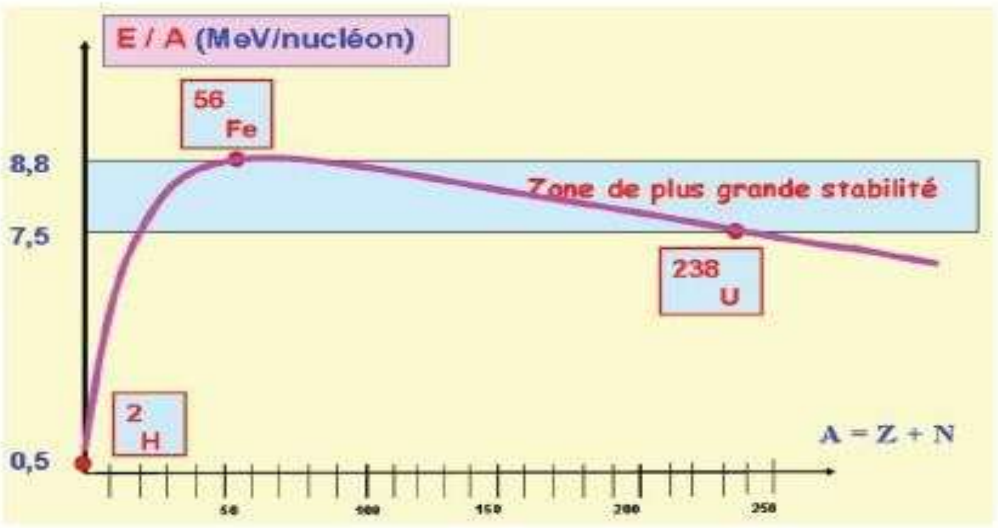


Figure II- 3 : courbe d'Aston

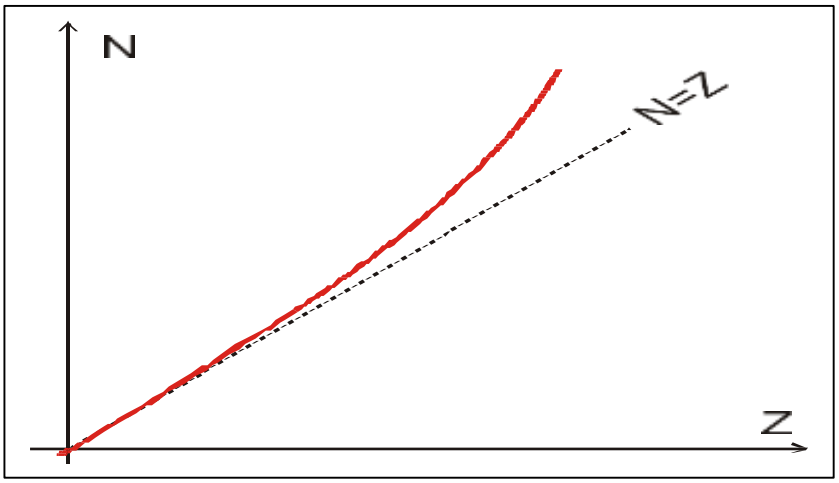


Figure II-4 : Courbe de stabilité

La courbe de stabilité des nucléides indique l'allure du nombre de neutrons en fonction du nombre de protons pour les quelque 1500 nucléides stables connus. Plus le nombre de protons augmente et plus le nombre de neutrons devra augmenter pour que le nucléide soit stable. Autrement dit, un noyau aura une stabilité parfaite s'il contient autant de neutrons N que de protons Z.

- N = Z => Stabilité parfaite du noyau.
- N < Z => Instabilité par excès de protons (émission de β^+).
- N > Z => Instabilité par excès de neutrons (émission de β^-).
- Z >84 => Le nombre de protons devient trop élevé et donc ils sont tous radioactifs (émission α (He^{2+}).

La stabilité ou l'instabilité d'un nucléide donné :

Si le rapport $\frac{A-Z}{Z} \geq 1,5$ on dit que le noyau est instable.

Exercices d'applications

Exercice 01 :

Soient les éléments suivants :

$$^{3}_{1}H\ ;^{23}_{11}Na^{+}\ ;^{19}_{9}F\ ;^{19}_{9}F^{-}\ ;^{24}_{12}Mg\ ;^{207}_{82}Pb\ ;^{208}_{82}Pb\ ;^{56}_{26}Fe^{3+}\ ;^{12}_{6}C\ ;^{32}_{16}S^{2-}$$

1) Pourquoi a-t-on défini le numéro atomique d'un élément chimique par le nombre e protons et non par le nombre d'électrons ?

2) Déterminer la composition de chaque élément (nombre de protons, nombre de asse, nombre de neutrons et nombre d'électrons).

3) Quelle est la nature de chaque élément ?

4) Parmi les éléments cités ci-dessus, y a-t-il des isotopes ? Lesquels ?

Exercice 02 :

1) Donner la définition de l'unité de masse atomique (uma) puis calculer sa valeur en g et en Kg.

2) Soient les masses suivantes :

Masse du proton = $1{,}6726.10^{-27}$ Kg ; Masse du neutron = $1{,}6749.10^{-27}$ Kg ;

Masse de l'électron = $9{,}1094.10^{-31}$ Kg

a) Donner l'équivalent en uma de la masse du proton, du neutron et d l'électron.

b) Calculer l'équivalent énergétique de l'uma en joules et en MeV.

3) Calculer les défauts de masses puis les énergies de cohésion par nucléon des deux noyaux : $^{235}_{92}U$ et $^{140}_{54}Xe$. Lequel est le plus stable ?

Données : m(^{235}U) = 234,9942 uma ; m(^{140}Xe) = 139,9252 uma.

Exercice 03 :

Le Béryllium Be (Z = 4) ne possède qu'un seul isotope stable ^{9}Be.

1) Donner la composition de cet atome (A, Z et N)

2) Déterminer la masse théorique d'un noyau de cet isotope en uma.

3) En déduire sa masse molaire théorique en g/mol.

4) Comparer la masse molaire théorique calculée à sa masse molaire réelle qui est de 9,012 g/mol. A quoi est due la différence observée ?

Exercice 04

Le chlore naturel, de masse 35,5, est un mélange de deux isotopes 35Cl et 37Cl.

a) Quelles en sont les proportions respectives ? Quelle est la masse moléculaire moyenne du dichlore Cl2 ?

b) Mais, de même qu'il n'existe pas d'atomes de masse 35,5 il n'existe pas de non plus de molécules Cl2 de masse 71. Le dichlore est un mélange de molé-cules ayant les diverses compositions isotopiques possibles. Combien existet-il de types différents de molécules Cl2 ?

c) Il existe donc trois types de molécules Cl2 sachant que les deux combinaisons Cl**Cl** et **Cl**Cl sont équivalentes (en notant Cl l'isotope 35 et **Cl** l'isotope
37). Quelles en sont les proportions relatives ?

d) Calculer la masse moléculaire du dichlore à partir de la moyenne pondérée des masses moléculaires (respectivement 70, 72 et 74) des différents types de molécules. Quelle remarque pouvez-vous faire ?

e) Mêmes questions pour AlCl3 que les précédentes (b, c et d) pour Cl2, la masse atomique de Al étant égale à 27.

Exercice 05 :

Le potassium existe sous forme de trois isotopes : ${}^{39}_{19}K$, ${}^{40}_{19}K$ et ${}^{41}_{19}K$ dont les masses atomiques respectives sont : 38,9637 uma, 39,9640 uma et 40,9618 uma. L'isotope 40 est le plus rare, son abondance naturelle est de 0,012 %. Sachant que la masse molaire du potassium naturel est de 39,102 uma.

a) Calculer les abondances des isotopes 39 et 41 dans le potassium naturel.

b) Calculer l'énergie de liaison des noyaux des isotopes en j/noyau, en j/mol de noyau, en MeV/noyau et en MeV/nucléon.

c) Quel est l'isotope le plus stable ?

Exercice 06 :

Au total le néon possède 19 isotopes qui sont connus. Parmi eux, seules ^{20}Ne, ^{21}Ne et ^{22}Ne sont stables et se trouvent également dans la nature. Le ^{20}Ne est de loin le plus courant et représente 90,92% des isotopes.

1.Calculer les abondances relatives des isotopes ^{21}Ne et ^{22}Ne sachant que la masse atomique moyenne du néon naturel (Z = 10) est de 20,1713 uma.

2.Déduire la masse molaire du néon naturel en g/mol en justifiant votre réponse.

3.Calculer l'énergie de liaison (cohésion) du noyau de l'isotope le plus abondant.

II. A l'aide d'un spectrographe de masse de Bainbridge, on sépare deux isotopes, porteurs d'une charge élémentaire positive : $^{20}Ne^{+}$et $^{21}Ne^{+}$, leur vitesse à l'entrée de l'analyseur et v = 10^4 m/s. Dans cette partie du spectrographe et sous l'effet d'un champ d'induction magnétique B = 0,1 Tesla. Les trajectoires de ces deux isotopes sont des demi-cercles de rayons R_1 et R_2 respectivement.

1. Représenter le schéma correspondant.
2. Calculer R_1 et R_2 et déduire la distance d entre les deux points d'impact des deux ions sur la plaque photographique.

Données : ^{20}Ne = 19,9924 uma, ^{21}Ne = 20,9939 uma, ^{22}Ne = 21,9914 uma.

Exercice 07 :

A l'aide du spectrographe de masse de Bainbridge, on sépare deux sources d'ions, porteurs 'une charge élémentaire positive : l'un est l'isotope ^{14}N. Leur vitesse est v = 400 Km/s à l'entrée u champ d'induction magnétique B = 0,2 tesla. Calculer la masse atomique de l'ion inconnu, achant qu'il est le plus lourd et que la distance séparant les points d'impact sur la plaque hotographique est d = 4,15 cm.

Exercice 08 :

On utilise un spectrographe de masse de type Bainbridge pour séparer deux types d'ions ${}^{A}_{Z}X^{+}$ et ${}^{A'}_{Z}X^{+}$ porteurs d'une charge élémentaire positive ; l'un est l'isotope ${}^{12}_{6}C$ du carbone.

La vitesse des ions, à la sortie du filtre de vitesse, est v = 600 km/s.

1) Représenter les orientations des vecteurs $\overrightarrow{v_0}$, $\vec{E}$, $\vec{B}$, $\overrightarrow{F_e}$, et $\overrightarrow{F_m}$ dans le filtre de vitesse.
2) Sachant que le filtre de vitesse est composé de deux plaques d'un condensateur distant de d = 10 cm, auquel on applique une différence de potentiel de 20 kV ; déduire :

a) La valeur du champ électrique E crée.

b) La valeur du champ magnétique B appliqué.

3) La séparation est ensuite produite par un champ magnétique d'intensité 0,3 Tesla, perpendiculaire à la trajectoire de l'ion.

Etablir la distance (d) séparant les points d'impact en fonction de N_A, e, B', v, et des masses isotopiques M_1 et M_2 sachant que l'ion inconnu décrit une trajectoire de rayon plus grand que celui du ${}^{12}_{6}C$.

4) Déterminer la masse atomique de l'ion inconnu.

Données : d = 4,15 cm, $N_A = 6{,}02.\ 10^{23}$, e = $1{,}6.\ 10^{-19}$ C.