

**2.1. Introduction :**

La matière quelque soit son état physique est constitué de fines particules invisibles et indivisibles dites atomes. Plusieurs expériences ont montré que les atomes ne sont pas les constituants ultimes de la matière, et qu'ils sont eux-mêmes formés de plusieurs types de particules élémentaires : protons, neutrons et électrons.

**Expérience de Faraday (1833) : relation entre la matière et l'électricité :**

Les expériences de Faraday sur l'électrolyse, suggère une relation entre la matière et l'électricité (La masse de l'élément qui apparait a une électrode est proportionnelle à la quantité d'électricité qui traverse le circuit).

**Exemple :** Electrolyse de l'eau :  $\text{H}_2\text{O} \longrightarrow \text{H}_2 + \frac{1}{2} \text{O}_2$

A l'anode (+):  $\text{O}^{2-} \longrightarrow \frac{1}{2} \text{O}_2 + 2\text{e}^-$

A la cathode (-) :  $2\text{H}^+ + 2\text{e}^- \longrightarrow \text{H}_2$

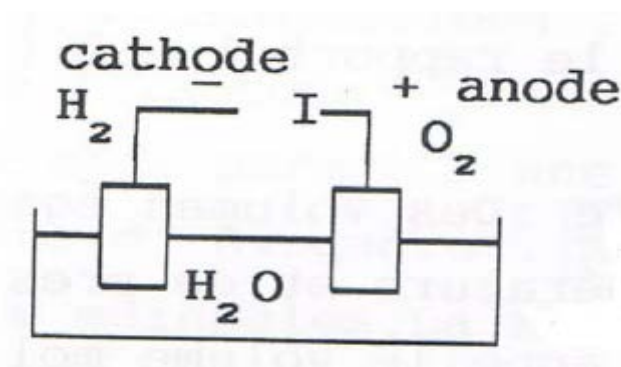


Fig.1. Décomposition de l'eau par le courant électrique

**2.2. Mise en évidence des constituants de la matière :****2.2.1. Electron :****a) Expérience de Crooks (1879) et caractéristiques des rayonnements cathodiques :**

Cette expérience est réalisée dans un tube à décharge représenté sur la figure ci-dessous

La pression du gaz (air, hélium, néon .....etc) dans le tube est réduite à  $10^{-6}$  atm. Lorsqu'on établit une forte différence de potentiel (ddp) environ 15000 volts entre les deux électrodes métalliques placées aux extrémités du tube de verre contenant de gaz. Le tube devient fluorescent. Cette fluorescence est due à un rayonnement invisible, issu de la cathode d'où son nom rayonnement cathodique.

Ces rayons cathodiques sont déviés 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.

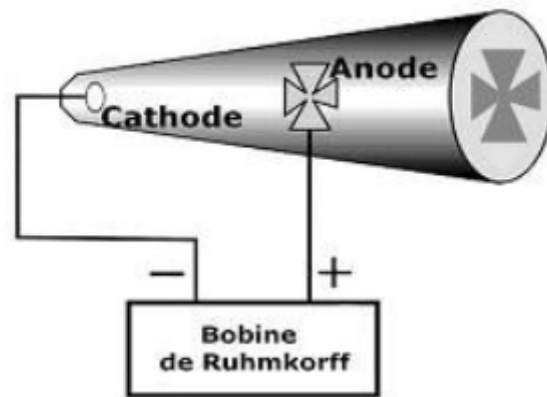


Fig.2. Tube de CROOKES

**b) Expérience de J.J.Thomson (1895) : Détermination du rapport  $|e|/m_e$  :**

En 1897, le Britannique Joseph John Thomson prouve que ces " rayons cathodiques " sont des courants de particules portant une charge négative. En effet, Thomson crée un dispositif dans lequel un faisceau d'électrons est dévié lors de son passage entre deux plaques où règne un champ électrique. La mesure de la déviation du faisceau d'électrons lui permet alors de déterminer le rapport  $e/m_e$ .

$$e/m_e = 1,759 \cdot 10^{11} \text{ Coulombs/Kg}$$

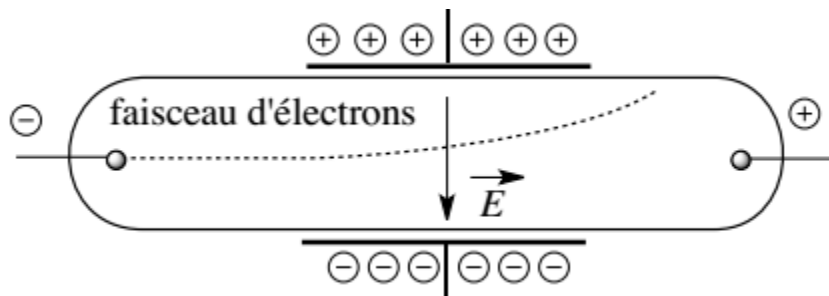


Fig. 3. Expérience de J. J. THOMSON

**c. Expérience de Millikan (1911) : Détermination de la charge  $|e|$  de l'électron et déduction de sa masse :**

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.

$|e|$  est identifiée à la valeur absolue de la charge de l'électron qui est négative :

$$|e| = 1,60217733 \cdot 10^{-19} \text{ C (coulombs)}$$

Connaissant le rapport  $|e|/m$  et la charge élémentaire :  $|e|$ , il est aisé de déduire la masse de l'électron

$$|e|/m = 1,759 \cdot 10^{11} \text{ C} \cdot \text{Kg}^{-1} = A$$

$$|e| = 1,60217733 \cdot 10^{-19} \text{ C} ; \text{ donc : } m = |e|/A = 1,60217733 \cdot 10^{-19} / 1,759 \cdot 10^{11}$$

$$m_e = 9,109\ 3897 \cdot 10^{-31} \text{ Kg} = 0,00055 \text{ uma}$$

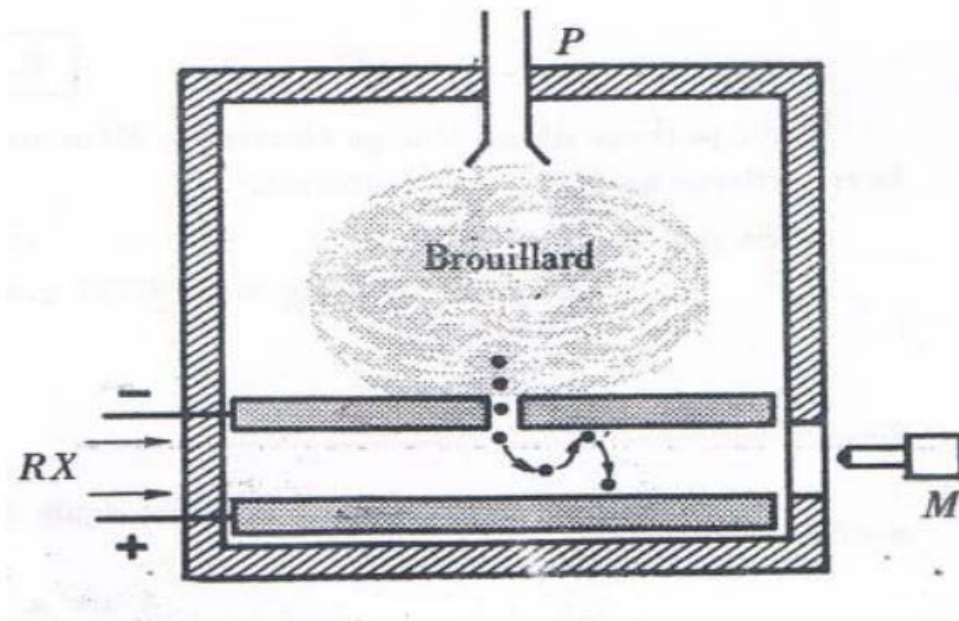


Fig. 4. Expérience de Millikan

### 2.2.2. Noyau :

#### a. Proton :

##### a.1. Expérience de Goldstein :

Dans un tube à décharge, on place une cathode percée d'un canal traversé par un gaz à basse pression. Lorsqu'on applique une ddp d'environ 15000 volts, on observe un rayonnement fluorescent sur l'écran : Ce sont les rayons canaux. Ce rayonnement est composé d'ions positifs obtenus en arrachant des électrons aux atomes de gaz contenus dans le tube. Les ions positifs sont attirés par la cathode, mais comme ils sont animés d'une énergie cinétique importante ; ils traversent le canal et viennent frapper l'écran fluorescent. D'où la mise en évidence de l'existence de charge positive dans l'atome.

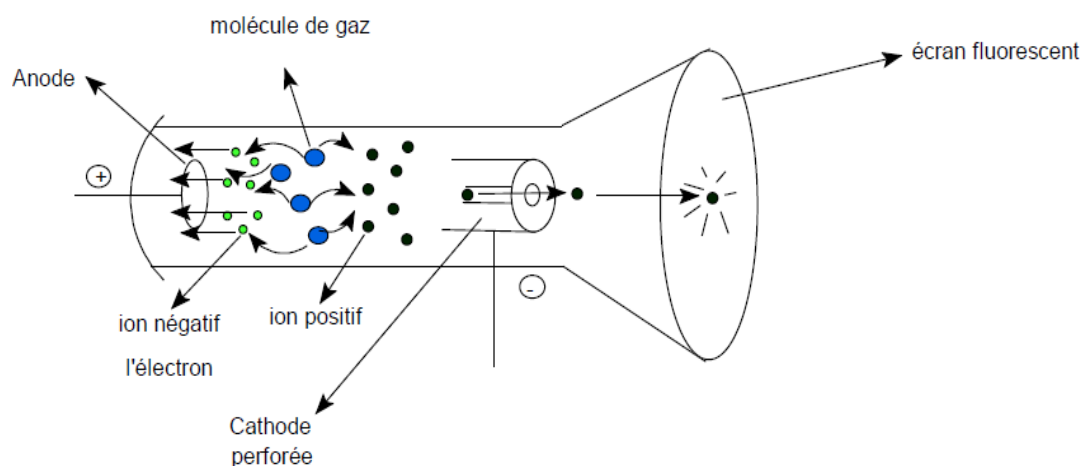
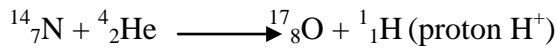


Fig. 5. Expérience de Goldstein.

**a.2. Expérience de Rutherford : mise en évidence de la charge positive du noyau :**

Le proton a été découvert par Rutherford en bombardant des atomes d'azote par des particules ( $\alpha$ ) selon la réaction nucléaire suivante :



Les protons sont chargés positivement

$$q_p = +e = 1,60217733 \cdot 10^{-19} \approx 1,602 \cdot 10^{-19} \text{ C}$$

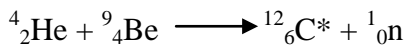
de même la masse de proton est 1836 fois supérieure à celle de l'électron

$$m_p = 1836 m_e = 1,672623 \cdot 10^{-27} \text{ Kg} = 1,007276470 \text{ uma}$$

**b. Neutron :**

**Expérience de Chadwick (1932) : mise en évidence du neutron :**

Chadwick bombardait du béryllium avec des particules alpha, il a remarqué une radiation inconnue qui éjectait les protons du noyau. Il a conclu que ces radiations étaient composées de particules de masse approximativement égale au proton mais sans charge électrique : **les neutrons**.



Les neutrons n'ont pu être détectés que suite à leur action sur la paraffine : cela provoquait l'expulsion de protons détectés.

$$m_n = 1838 m_e = 1,6747 \cdot 10^{-27} \text{ Kg} = 1,00866 \text{ uma}$$

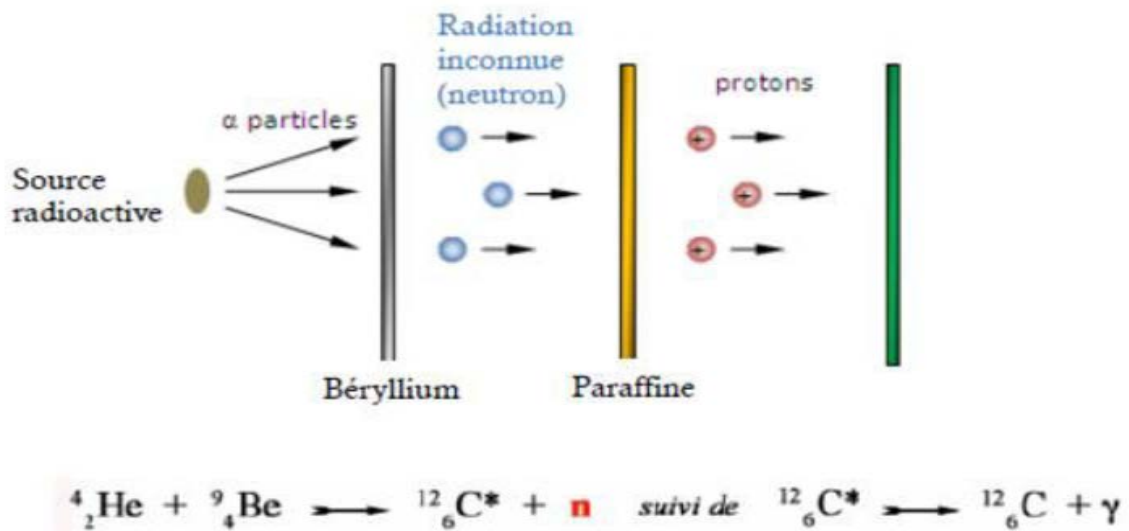


Fig. 6. Expérience de Chadwick

**2.3. Modèle planétaire de Rutherford (Expérience de Rutherford (1911)) :**

L'expérience consiste à bombarder une très mince feuille d'or (ayant  $4 \cdot 10^{-7} \text{ m}$  d'épaisseur) par un faisceau de particules positives  $\text{He}^{+2}$  ( $\alpha$ ) provenant de désintégration d'un élément radioactif tel que le polonium.

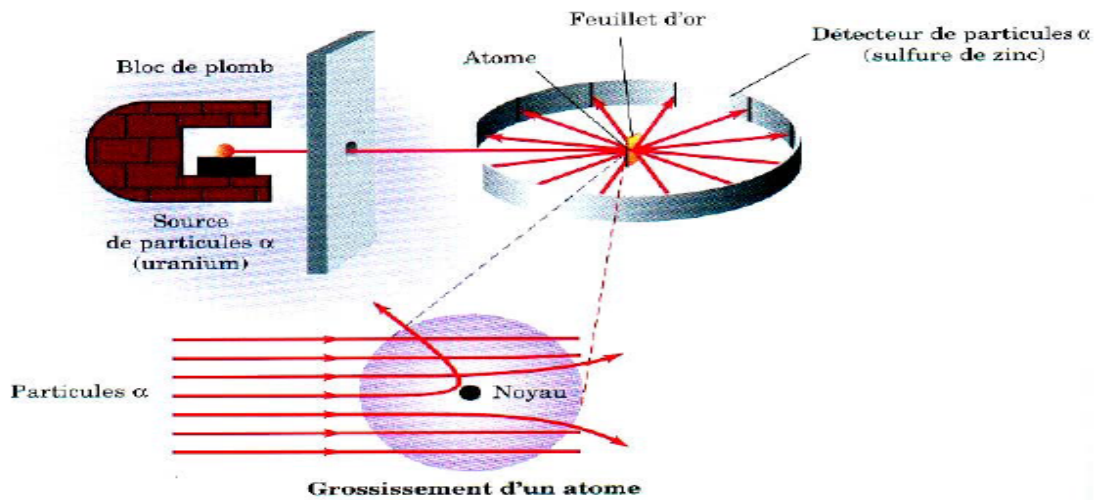


Fig. 7. Expérience de Rutherford.

### Interprétation des résultats de l'expérience :

La quasi-totalité des noyaux  $\text{He}^{+2}$  ( $\alpha$ ) provenant de la désintégration de polonium traversent la feuille d'or sans être déviés (99,9%), alors que d'autres particules traversent en étant simplement déviés (1/100). En fin, très peu de noyaux sont repoussés par la feuille en arrière (1/20000).

A la lumière de ces résultats Rutherford propose son modèle planétaire de l'atome : au centre, un noyau, chargé positivement et autour, des électrons négatifs qui gravitent comme les planètes autour du soleil.

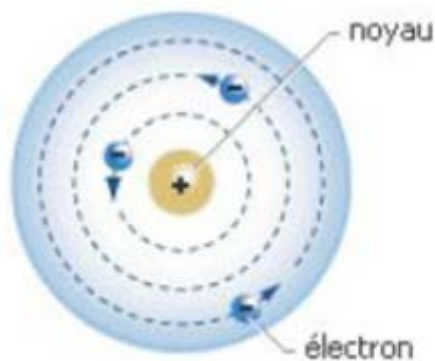


Fig.8. Modèle planétaire de Rutherford.

### 2.4. Caractéristiques de l'atome :

Le noyau d'un élément X peut être représenté symboliquement par :  ${}^A_Z\text{X}$

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

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

A : est le nombre de nucléons, c'est à dire le nombre de protons Z + nombre de neutrons N du noyau. Appelé aussi le *nombre de masse*.

Cette représentation symbolique  ${}^A_Z\text{X}$  est appelée aussi : **Nucléide** ou **Nuclide**.

**Exemple :** L'atome de fer  $^{56}_{26}\text{Fe}$  contient :

$Z = 26$  (26 protons dans le noyau donc 26 électrons).

$A = 56$  (56 nucléons, donc  $N = 56 - 26 = 30$  neutrons dans le noyau).

• **Ions monoatomiques :**

Les ions monoatomiques sont formés à partir de l'atome par *perte* ou *gain* d'un ou plusieurs électrons. Au cours du passage de l'atome à l'ion, le noyau n'est pas modifié ( $Z$  n'est pas modifié).

**1. Anion :** est un atome qui a gagné un ou plusieurs électrons, il est chargé négativement.

**2. Cation :** est un atome qui a perdu un ou plusieurs électrons, il est chargé positivement.

**Exemple :**

- L'ion cuivre  $^{63}_{29}\text{Cu}^{2+}$  contient:  $Z = 29$  (29 protons et  $29 - 2 = 27$  électrons car il a perdu 2 électrons) et  $A = 63$  (63 nucléons, donc  $N = 63 - 29 = 34$  neutrons).
- L'ion chlore  $^{35}_{17}\text{Cl}^-$  contient :  $Z = 17$  (17 protons et  $17 + 1 = 18$  électrons car il a gagné 1 électrons) et  $A = 35$  (35 nucléons, donc  $N = 35 - 17 = 18$  neutrons).

**2.5. Isotopes :**

Les isotopes sont des atomes de même élément ayant le même numéro atomique  $Z$  mais de nombres de masse  $A$  différent. Ces isotopes existent dans des proportions différentes dites abondance isotopique.

**Exemple :** Isotopes de l'Uranium :  $^{234}_{92}\text{U}$ ,  $^{235}_{92}\text{U}$  et  $^{238}_{92}\text{U}$ .

**2.6. Mélange isotopique :**

**a/ Abondance relative :**

Est le pourcentage en nombre d'atomes de chacun des isotopes présents dans le mélange naturel.

**Exemple :** Le chlore est un mélange de deux isotopes, l'abondance isotopique est :

$^{35}_{17}\text{Cl}$  (75,5%) et  $^{37}_{17}\text{Cl}$  (24,5%)

**b/ Masse atomique :**

Dans un mélange isotopique, il est utile de définir une masse moyenne de l'élément qui tient compte de sa composition.

$$M_{\text{moy}} = \frac{\sum m_i \cdot X_i}{100}$$

$M_i$  : masse de l'isotope  $i$ , ( $M_i \approx A_i$  : nombre de masse de l'isotope  $i$ ).

$X_i$  : abondance relative de l'isotope  $i$  (%),  $\sum X_i = 100\%$ .

**Exemple :** Le magnésium naturel comprend 3 isotopes

$^{24}_{12}\text{Mg}$  :  $X_i = 78,60\%$  et  $m = 23,9850$  uma

$^{25}_{12}\text{Mg}$  :  $X_i = 10,10\%$  et  $m = 24,9858$  uma

$^{26}_{12}\text{Mg}$  :  $X_i = 11,30 \%$  et  $m = 25,9826 \text{ uma}$

Donc la masse atomique relative est :

$$[(23,9850 \times 78,60) + (24,9858 \times 10,10) + (25,9826 \times 11,30)]/100 = 24,312 \text{ uma}$$

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

La spectrographie de masse permet d'identifier les différents isotopes d'un élément en déterminant leurs masses et leurs abondances isotopiques. Il existe plusieurs types de spectromètre parmi eux : le spectromètre de Bainbridge.

Ce spectre comprend : Une chambre d'ionisation (source d'ions), un filtre de vitesse, un analyseur et un détecteur d'ions.

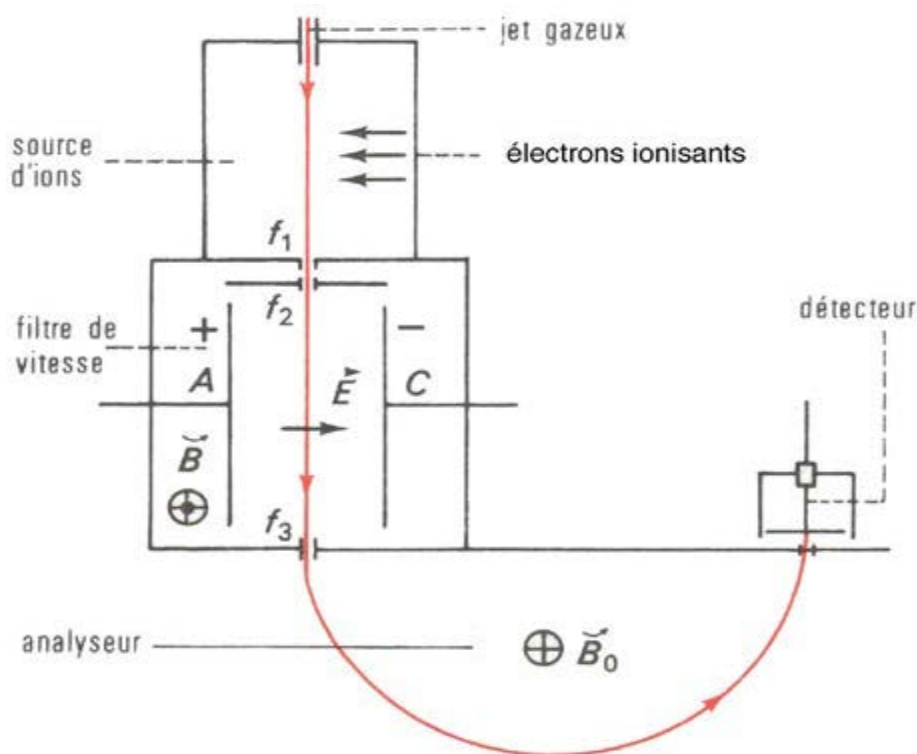


Fig.9. Spectromètre de Bainbridge.

#### 1. Dans la chambre d'ionisation :

Les atomes du gaz sont ionisés par des électrons; les ions formés sont animés de vitesses différentes lorsqu'ils pénètrent dans le filtre de vitesse.

#### 2. Dans le filtre de vitesse :

Les ions sont soumis à l'action simultanée des champs électrique  $E$  et magnétique  $B$ , les forces appliquées à un ion de charge ( $q$ ) et vitesse ( $v$ ) sont :

\*La force électrique ( $F_e$ ) :  $F_e = q \cdot E$

\*La force magnétique ( $F_m$ ) :  $F_m = q \cdot v \cdot B$

$E$  et  $B$  sont orthogonaux ;  $F_e$  et  $F_m$  ont des directions parallèles et des sens opposés.

Seuls les ions pour les quels  $F_e = F_m$  seront analysés et ils sortent du filtre avec la même vitesse.

$$F_e = F_m \rightarrow q \cdot E = q \cdot v \cdot B \rightarrow v = E/B$$

**3. Dans l'analyseur :**

L'ion de masse  $m$  est soumis à un champ magnétique constant  $B_0$ , il se dévie suivant un cercle de rayon :  $r$ .

$$F_m = F_c \rightarrow q \cdot v \cdot B_0 = m \cdot v^2/r \rightarrow m/r = q \cdot B_0/v$$

Et comme :  $v = E/B$  ; donc :  $m/r = q \cdot B \cdot B_0/E = \text{constante}$

**4. Dans le détecteur :**

Les ions sont recueillis séparément selon leur masse isotopique et leurs abondances relatives.

**Exemple :** La séparation des isotopes de l'oxygène de l'air donnent les résultats suivants :

Isotope	Masse isotopique (uma)	Abondance (%)
$^{16}\text{O}$	15.995	99.76
$^{17}\text{O}$	16.999	00.04
$^{18}\text{O}$	17.999	00.20

**2.8. Energie de cohésion (liaison) du noyau ( $\Delta E$ , ou,  $E_l$ ):**

L'énergie de liaison d'un noyau atomique est l'énergie nécessaire pour dissocier le noyau en ses nucléons (neutrons et protons) qui s'attirent du fait de la force nucléaire.

• **Défaut de masse (perte de masse) :**

On appelle défaut de masse ( $\Delta m$ ) d'un noyau donné  ${}^A_Z\text{X}$ , la différence entre sa masse théorique (masse des nucléons) et sa masse réelle.

$$\Delta m = [Z \cdot m_p + (A-Z) \cdot m_n] - m_{\text{noyau}}$$

$[Z \cdot m_p + (A-Z) \cdot m_n]$  : représente la masse des nucléons

• **Equivalence : Masse-Energie :**

La perte de masse ( $\Delta m$ ) se transforme en énergie de cohésion (liaison) de noyau, selon l'équivalence masse-énergie d'Einstein :

$$\Delta E = \Delta m C^2$$

Où  $C$  : célérité (vitesse) de la lumière dans le vide =  $3 \cdot 10^8$  m/s

• **Unités de l'énergie de cohésion :**

Les principales unités utilisées sont :

1/ Le **joule (J)**

2/ L'**électron Volt (eV)**

L'électron-volt est l'énergie acquise par un électron de charge  $1,6 \cdot 10^{-19}$ C qui traverse un champ électrique dont la différence de potentiel est de 1 volt.



$$(1\text{eV}=1,6\cdot 10^{-19}\text{ J})$$

3/ Le méga électron volt (MeV)

$$1\text{ MeV} = 10^6\text{ eV}$$

$$1\text{ MeV} = 1,6\cdot 10^{-13}\text{ J}$$

**Exemple :**

Calcul de défaut de masse pour l'hélium  ${}^4_2\text{He}$ , sachant que la masse exacte de l'hélium est égale à 4,0026 uma.

Le noyau d'hélium est formé de deux protons et deux neutrons

$$D'où : \Delta m = (2\cdot 1,0074 + 2\cdot 1,0086) - 4,0026$$

$$\Delta m = 0,0294\text{ uma}, 1\text{uma} = 1,6605\cdot 10^{-27}\text{ Kg}$$

Maintenant calculons l'énergie pour un noyau d'hélium.

$$\Delta m = 0,0294\cdot 1,6605\cdot 10^{-27} = 4,98\cdot 10^{-29}\text{ Kg}$$

$$\Delta E = \Delta m\cdot c^2 = 4,98\cdot 10^{-29}\cdot (3\cdot 10^8)^2 \Leftrightarrow \Delta E = 4,39\cdot 10^{-12}\text{ joule}$$

$$\Delta E = 4,39\cdot 10^{-12}\text{ joule} = 27,45\cdot 10^6\text{ eV} = 27,45\text{ MeV}$$

**\*Masse de l'uma en valeur d'énergie :**

$$\Delta m = 1\text{ uma} = 1,66\cdot 10^{-27}\text{ Kg}$$

$$\Delta E = \Delta m\cdot c^2 = 1,66\cdot 10^{-27}\cdot (3\cdot 10^8)^2 = 1,49\cdot 10^{-10}\text{ J} = 931,25\text{ MeV}$$

On aura :  $\Delta E = \Delta m\cdot 931$

$\Delta m$  s'exprime en **u.m.a.**, et,  $\Delta E$  en **MeV**.

## **2.9. Stabilité des noyaux :**

### **a/ Stabilité et énergie de liaison (cohésion) par nucléon :**

L'énergie de cohésion par nucléon ( $E_l/A$ ) est le rapport de l'énergie de liaison du noyau par son nombre de masse (A). On l'exprime en : **MeV/nucléon**.

\*Plus l'énergie de liaison par nucléon ( $E_l/A$ ) est élevée, plus le noyau est stable.

**Exemple :**  ${}^{56}\text{Fe}$  : 8.79 MeV/nucléon.

$${}^{238}\text{U} : 7.57\text{ MeV/nucléon.}$$

Le fer ( ${}^{56}\text{Fe}$ ) est plus stable que l'uranium ( ${}^{238}\text{U}$ )

- **Courbe d'Aston :**

La courbe d'Aston ci-dessous montre la variation de ( $- E_l / A$ ) en fonction du nombre de nucléon (A).

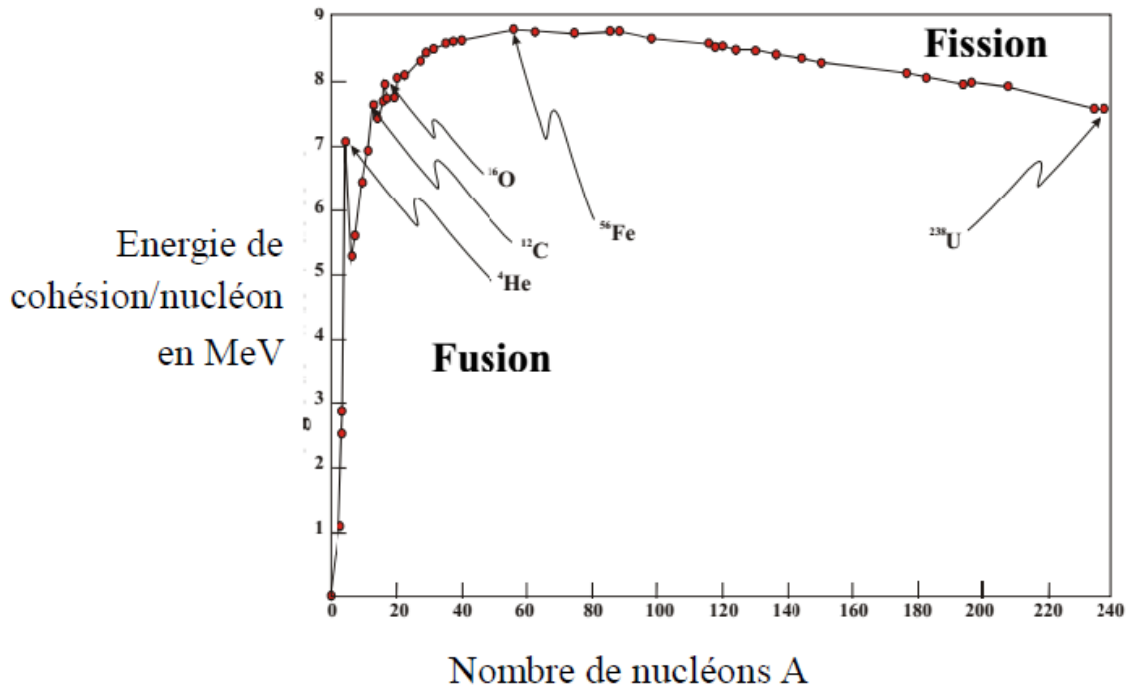


Fig 10. Courbe d'Aston

- Pour :  $50 < A < 80$  : la courbe représente un maximum qui correspond aux noyaux les plus stables.

Les extrémités de la courbe correspondent aux noyaux **instables** dont l'énergie de liaison par nucléon est faible ( $E_l/A < 7,5$  MeV). Ces noyaux tendent à se stabiliser par deux processus différents :

- Les noyaux **légers** peuvent **se fusionner** pour donner des noyaux stables.
- Les noyaux **lourds** peuvent **se fissurer** pour donner des noyaux stables.

### b/ Stabilité et nombre de nucléons : courbe nombre de neutrons = f (Z : nombre de protons) : Zone de stabilité

Le diagramme représente la variation du nombre de neutron N en fonction du numéro atomique Z dans les noyaux.

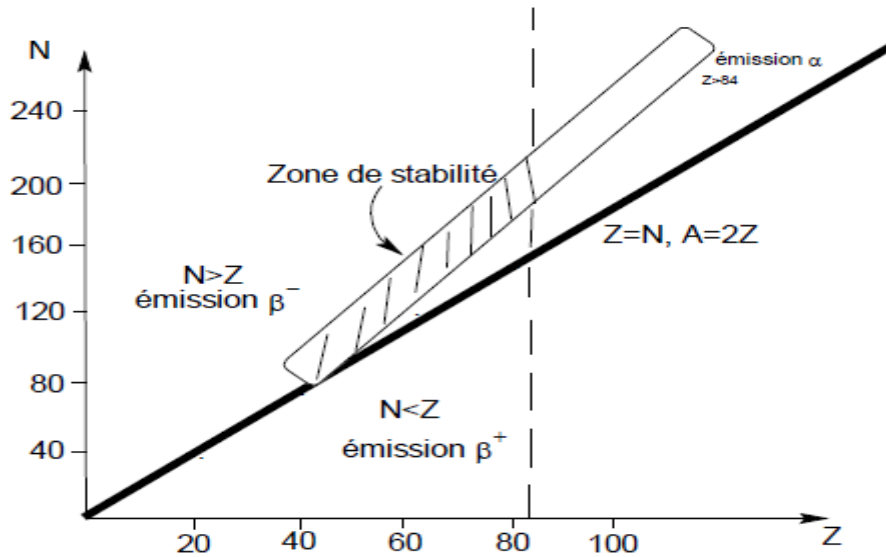


Fig 11. Diagramme de stabilité : nombre de neutrons en fonction du nombre de protons

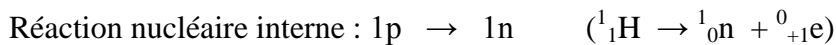
$$N = f(Z).$$

Ce diagramme peut être résumé comme suit :

- Les **noyaux stables** se trouvent dans la **zone de stabilité** (voir le graphe), les noyaux portés par la **bissectrice** ont une **stabilité parfaite** ( $N=Z$ ).

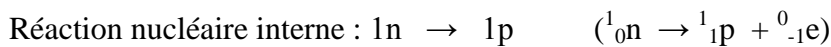
- **Noyaux instables par excès de protons ( $N < Z$ ) :**

Émission de particules  $\beta^+$  (positon)



- **Noyaux instables par excès de neutrons ( $N > Z$ ) :**

Émission de particules  $\beta^-$  (négaton)



- **Noyaux lourds ( $Z > 84$ )**

Excès de neutrons ( $N$ ) et de protons ( $Z$ )  $\rightarrow$  émission de particule  $\alpha$  (noyau d'hélium He).

### Exercice :

Le silicium Si ( $Z=14$ ) est un mélange de trois isotopes stables :  ${}^{28}\text{Si}$ ,  ${}^{29}\text{Si}$ ,  ${}^{30}\text{Si}$  ; l'abondance isotopique naturelle de l'isotope le plus abondant est de 92,23%. La masse moyenne du silicium naturel est 28,085.

1. Donner la composition nucléaire de chaque isotope.
2. Calculer l'abondance des deux autres isotopes.
3. Quel est l'isotope le plus stable.

Données : Masses en uma :  ${}^{28}\text{Si} = 27.977$ ,  ${}^{29}\text{Si} = 28.976$ ,  ${}^{30}\text{Si} = 29.974$

### Corrigé :

1. Composition nucléaire des isotopes :

isotope	$^{28}_{14}\text{Si}$	$^{29}_{14}\text{Si}$	$^{30}_{14}\text{Si}$
protons	14	14	14
neutrons	14	15	16

2. Calcul de :  $x_2, x_3$  :

L'isotope le plus abondant est le  $^{28}_{14}\text{Si}$  (car son nombre de masse  $A \approx$  la masse moyenne de Si).

$$M_{\text{moy}} = m_1 \cdot x_1 + m_2 \cdot x_2 + m_3 \cdot x_3 / 100 \dots \dots \dots (1)$$

$$x_1 + x_2 + x_3 = 100\% \dots \dots \dots (2)$$

$$(2) \rightarrow x_2 = 100 - x_1 - x_3 = 100 - 92,23 - x_3 \rightarrow x_2 = 7,77 - x_3$$

$$(1) \rightarrow M_{\text{moy}} = (m_1 \cdot x_1 + m_2 (7,77 - x_3) + m_3 \cdot x_3) / 100$$

$$\rightarrow x_3 = (100 \cdot M_{\text{moy}} - m_1 \cdot x_1 - 7,77 \cdot m_2) / (m_3 - m_2)$$

$$x_3 = 3,04\%$$

$$\text{Donc : } x_2 = 7,77 - 3,04 = 4,73\%$$

3. Ordre de stabilité :

$$\Delta E/A = \Delta m \cdot 931,5 / A = ((Z \cdot m_p + N \cdot m_n) - m_x) \cdot 931,5 / A$$

$$^{28}_{14}\text{Si} : \Delta E/A = 8,189 \text{ MeV/nucléon}$$

$$^{29}_{14}\text{Si} : \Delta E/A = 8,217 \text{ MeV/nucléon}$$

$$^{30}_{14}\text{Si} : \Delta E/A = 8,275 \text{ MeV/nucléon}$$

Ordre de stabilité :  $^{30}\text{Si} > ^{29}\text{Si} > ^{28}\text{Si}$ , donc :  $^{30}\text{Si}$  est le plus stable