CHAPITRE II

Principaux constituants de la matière

II.1. Expérience de faraday –relation entre la matière et l'électricité (1834)

L'expérience de Faraday sur l'électrolyse suggère une relation entre la matière et l'électricité. Faraday constate que La masse d'un élément qui apparait à une électrode est proportionnelle à la quantité d'électricité mise en jeu. Le phénomène obéit à la loi :

$$m = \frac{M\ .I.t}{n\ .\ F}$$

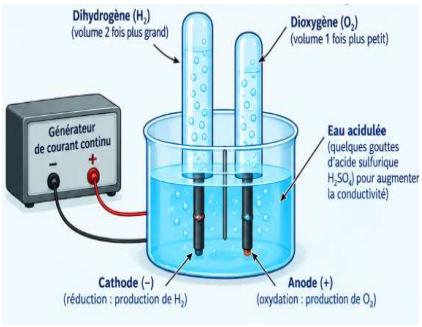
m : Masse de la substance libérée à l'électrode

I.t : quantité d'électricité

M : masse molaire de la substance

n : nombre d'électrons échangés lors de la réaction

F : constante de Faraday F= 96485 C/mol

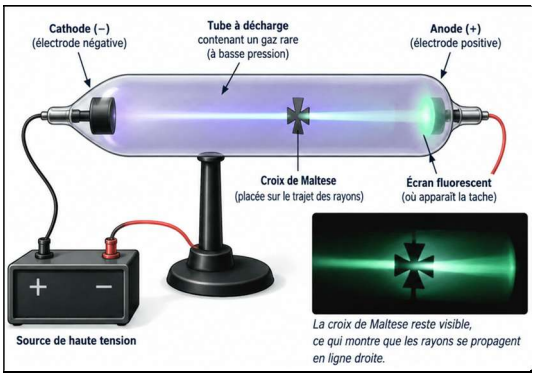


II.2. Mise en évidence des constituants de la matière

II.2.1 Electron

a) Expérience de Crookes 1879

Le tube de Crookes est un tube en verre sous vide qui comprend une anode et une cathode qui permet de faire circuler des charges électriques dans une atmosphère raréfiée (hélium ou néon). Lorsqu'une forte tension électrique est appliquée (1000 volts) entre les électrodes ; Crookes remarque l'apparition d'une lumière bleutée à la surface du verre. La fluorescence observée est due à l'impact sur le verre d'un rayonnement issu de la cathode d'où le nom du **rayonnement cathodique**.



Les rayons cathodiques se propagent en lignes droites et sont déviés par un champ électrique vers le pôle positif, Crookes considère que le rayonnement cathodique est formé de particules négatives.

En 1891 Stoney donne le nom d'électrons aux particules négatives, constituants le rayonnement cathodique.

b) Expérience de J.J. Thomson 1895

John Joseph Thomson entreprend l'étude du rayon cathodique. Il a pu déterminer le rapport e/m (charge massique) des particules issues de la cathode. Le rayon cathodique est soumis à l'action d'un champ électrique et d'un champ magnétique. A partir de la mesure de la déviation du rayon cathodique, il calcule le rapport **e/m = 1,759 10^{11} Coulomb/Kg**.

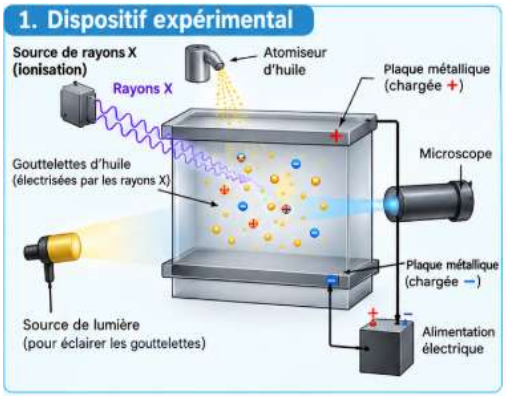
c) Expérience de Milikan 1909

L'expérience de Milikan réalisée en 1909 a pour but de déterminer la charge électrique de l'électron. L'étude est réalisée sur de fines gouttelettes d'huile électrisées par rayons X. Il étudie le mouvement des gouttelettes chargées entre les plaques d'un condensateur horizontal et détermine alternativement la vitesse de montée et de descente des gouttelettes.

En calculant les charges q_1, q_2, q_3…q_n des gouttes, il en déduit qu'elles sont multiples d'une charge élémentaire **e**. Aucune charge plus petite n'a été trouvée jusqu'à présent.

$$|e| = 1{,}602 \cdot 10^{-19} \text{ Coulomb}.$$

Ce qui conduit à une masse de l'électron : $m_e = 9{,}108 \cdot 10^{-31}$ kg



II.2.2. Proton : expérience de Rutherford 1919

Ernest Rutherford, après la célèbre expérience de la feuille en or bombardée par des particules alpha, poursuivit ses expériences et en 1919 il réalise une réaction nucléaire où il bombarde de l'azote avec des particules alpha selon la réaction suivante :

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

Il constate que des noyaux d'hydrogène étaient émis, ce qui indique la présence de particule élémentaire de charge positive. Ces particules nommées protons et ont une masse qui vaut 1836 fois celle de l'électron. **m_p=1,006726 10-27 kg = 1,007276 u.**

Les protons sont chargés positivement : **q_p= +e = 1,602 . 10^{-19} C**.

II.2.3. Neutron : expérience de Chadwick 1932

Le neutron fut découvert par James chadwick en 1932, en bombardement des noyaux de Béryllium par des particules alpha, selon la réaction suivante:

$$^{4}_{2}He^{2+}(\alpha) + {}^{9}_{4}Be \rightarrow {}^{12}_{6}C + {}^{1}_{0}n$$

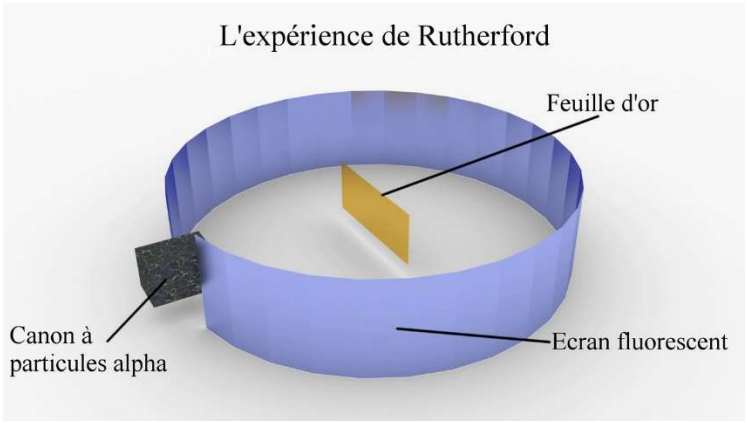
En mesurant l'énergie des noyaux éjectés lors de la réaction, il conclue que le rayonnement observé, ultra pénétrant et d'énergie très élevée, est composé de particules de masse voisine de celle du proton et de charge électrique nulle puisqu'il n'est pas déviée par un champ électrique ou magnétique, le **neutron** venait d'être découvert.

m_n= 1838 m_e ; m_n= 1,6747. 10^{-27} kg = 1,00866 u.

La découverte du proton a permis de comprendre que le noyau de l'atome est composé de protons (et plus tard de neutrons), et que le numéro atomique d'un élément correspond au nombre de protons dans son noyau.

II.3. Modèle planétaire de Rutherford

En 1909 Rutherford étudia la déviation des particules alpha par une mince feuille de métal en Or (6000 Å d'épaisseur). Les particules utilisées sont des ions He^{2+} issues des réactions radioactives orientées en direction de la feuille en Or. Un écran fluorescent est placé derrière la feuille afin d'observer l'impact des particules alpha.



Observation :

-La plupart des particules (99.9%) traversent la feuille en or sans déviation.

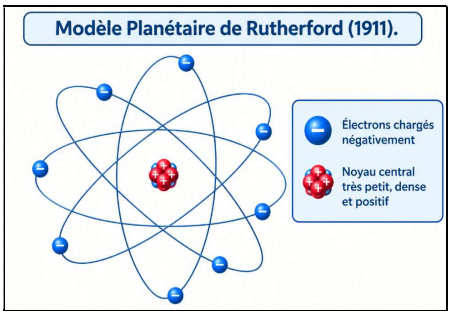
-1/100 particules subissent une déviation importante.

-1/20000 particules sont renvoyées en arrière.

Interprétation :

Un autre modèle atomique a donc été proposé par Rutherford sur la base des résultats de l'expérience ; La majorité des particules alpha traversent la feuille car ne rencontrent aucun obstacle sauf les électrons de très faible masse donc l'atome principalement est formé de vide. Certaines particules sont renvoyés ou déviés car elles rencontrent des charges positives ou passent à proximité. Rutherford conclu que :

La quasi-totalité de la masse de l'atome est concentrée dans une petite région, chargée positivement c'est le **noyau central** et les électrons chargés négativement gravitent autour du noyau.



Le rayon du noyau assimilé à une sphère est calculé. Il est de l'ordre de 10^{-14} m alors que le rayon d'un atome est estimé à 10^{-10} m. le rayon de l'atome est égale 10000 le rayon du noyau. L'atome est donc presque vide de matière.

II.4. Présentation et caractéristique de l'atome

Un atome X est symbolisé par la notation $\boldsymbol{{}^{A}_{Z}X}$.

La notation symbolique permet de regrouper les informations nécessaires à la connaissance complète de la composition d'un atome.

- **X** : Symbole de l'élément chimique correspondant ;
- **Z** : Numéro atomique de l'atome ou nombre de charge, il correspond au nombre de protons ;
- **A** : Nombre de masse, c'est le nombre de nucléons du noyau, c'est à dire le nombre de protons et de neutrons.

Ainsi, un tel atome contient dans son noyau **Z protons** et **A-Z neutrons**.
Son nuage électronique est composé de **Z électrons** puisqu'il est électriquement **neutre**.

Exemple : composition de l'atome de $^{35}_{17}Cl$:
Z = 17 = nombre de protons = nombre d'électrons
A= 35 = nombre de masse
A - Z = 35-17 = 18 = nombre de neutrons.

II.5. Isotopes, abondance relative et masse atomique moyenne

II.5.1 Isotope

Les isotopes sont des atomes ou nucléides d'un même élément chimique, ils ont le même nombre de protons (Z identique) mais un nombre de neutrons différents donc des nombres de masse et des masses atomiques différentes.

Exemples : ${}^{24}_{12}Mg$; ${}^{25}_{12}Mg$ *et* ${}^{26}_{12}Mg$

II.5.2 Abondance relative

Dans la nature tous les éléments sont un mélange d'isotopes. Le calcul de la masse atomique d'un élément dépend de l'abondance de chacun des isotopes. L'abondance est le pourcentage de présence de l'isotope dans l'élément chimique.

Exemple : le carbone est un mélange isotopique composé de 98,9 % de ${}^{12}_{6}C$; 1,09 % de ${}^{13}_{6}C$ et 0,01 % de ${}^{14}_{6}C$

La masse atomique moyenne M_{moy} ; ou la masse molaire moyenne ; qui figure dans le tableau périodique est calculée selon la relation suivante :

$$M_{moy} = \frac{\sum_1^n M_i \,.\, X_i}{100}$$

M_{moy} : Masse molaire ou atomique moyenne en g/mol ou en uma

M_i : Masse molaire ou atomique moyenne de l'isotope i en g/mol ou en uma

X_i : Abondance relative ou pourcentage en nombre de l'isotope i tel que :

$\sum_1^n X_i = 100\ \%$; n : nombre d'isotopes présents dans le mélange.

Exemple : Calculer la masse atomique moyenne du Néon sachant les masses atomiques et les abondances relatives de chacun des isotopes :

${}^{20}_{10}Ne : M_1 = 19{,}99244\ u$ et $X_1 = 90{,}51\%$

${}^{21}_{10}Ne : M_2 = 20{,}99395\ u$ et $X_2 = 0{,}27\%$

${}^{22}_{10}Ne : M_3 = 21{,}99138\ u$ et $X_3 = 9{,}22\%$

$$M_{moy}(Ne) = \frac{19{,}99244\,.\,90{,}51 + 20{,}99395.\,0{,}27 + 2\,,99138.\,9{,}22}{100} = 20{,}179\ u$$

II.6. Séparation des isotopes et détermination de la masse atomique (spectrographe de Bainbridge)

Le spectrographe de masse de Bainbridge est un appareil qui permet de mesurer la masse atomique d'une particule chargée en mesurant sa déviation dans un champ magnétique

uniforme. Il est composé d'une Source d'ions, Filtre de vitesse, Analyseur et Détecteur d'ion comme illustré en figure II.1.

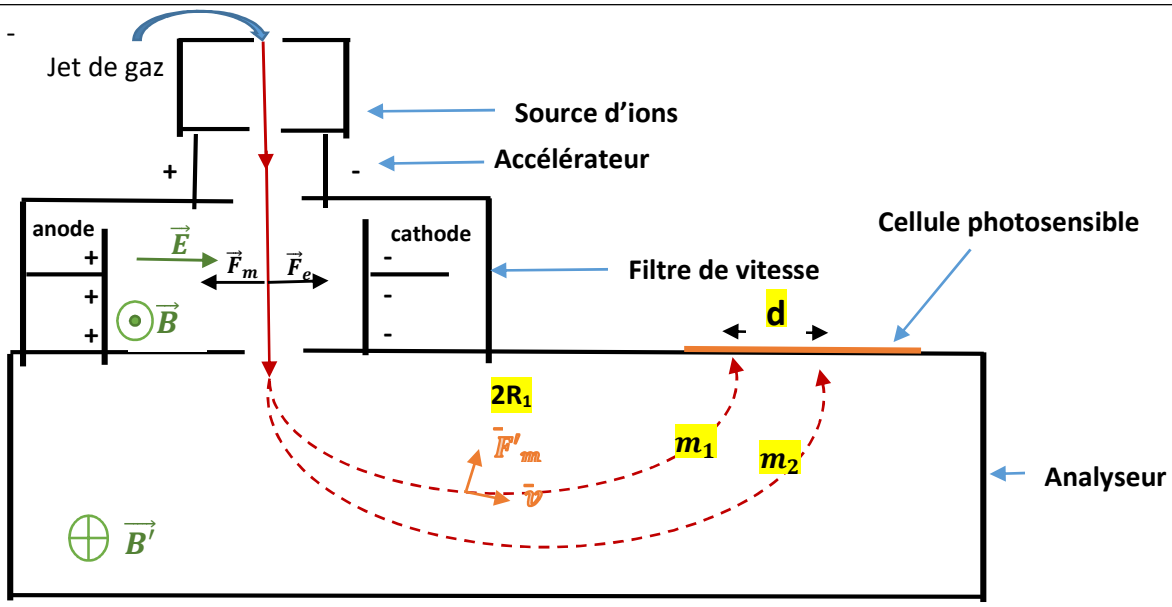


Figure II.1 : Schéma d'un spectrographe de masse de Bainbridge

Source d'ions : les ions sont issus d'un gaz bombardés par un jet d'électrons émis par un filament chauffé.

Accélérateur : Les ions de charge q et de masse m sont accélérées sous une tension U. Leur vitesse initiale est aléatoire.

Filtre de vitesse : les particules de vitesses différentes caractérisées par une charge massique q/m sont accélérées sous une tension U puis passe à travers la fente F_2. Dans le filtre de vitesse les ions sont soumis à l'action d'un champ électrique E et magnétique B croisés (perpendiculaire entre eux) et orientés de façon à produire des déviations en sens opposés. Les ions sortent du filtre de vitesse avec la même vitesse $\boldsymbol{v}$. Seuls les ions ayant la même vitesse peuvent entrer dans l'analyseur en traversant la fente F3.

La force électrique est :

$$\vec{F}_e = q\,\vec{E} \quad \rightarrow \quad F_e = q\,E$$

La force magnétique de Lorentz :

$$\vec{F}_m = q\,\vec{v} \wedge \vec{B} \quad \rightarrow \quad F_m = q\,vB\sin 90 \text{ car } \vec{v} \text{ et } \vec{B} \text{ sont perpendiculaire}$$

Remarque : la direction de la force magnétique est déterminée par la règle de la main droite.

Pour que l'ion passe par la fente F3 : $|F_m| = |F_e|$

$$q\,E = qvB$$

$$\Rightarrow \boxed{\boldsymbol{v = \frac{E}{B}}}$$

Analyseur : L'ion est soumis dans l'analyseur à l'action d'un champ magnétique $\vec{B}'$ perpendiculaire à sa direction, il est dévié suivant un cercle de rayon R.

$\overrightarrow{F'}_m = q\overrightarrow{v} \wedge \overrightarrow{B'}$ → $F'_m = q\ v\ B'$ (v et B' sont perpendiculaires)

La force magnétique provoque donc un mouvement circulaire uniforme des ions :

$F_c = \frac{m.v^2}{R}$

Dans l'analyseur on a égalité des forces : $|F_c| = |F_m|$

$$\frac{m.v^2}{R} = q\ v\ B'$$

$$d'où: \boxed{\frac{q}{m} = \frac{v}{R.B'}}$$

Détecteur : plaque photographique sur laquelle on peut mesurer la distance d séparant les points d'impact des différents ions sur la plaque.
Cette distance dans les cas de deux isotopes est : **d = 2 (R_2-R_1)**

Pour l'ion 1 de masse m_1 : $\frac{q}{m_1} = \frac{v}{R_1.\ B'}$

Pour l'ion 2 de masse m_2 : $\frac{q}{m_2} = \frac{v}{R_2.B'}$

Avec :

q : la charge de l'ion multiple de la charge élémentaire e = 1,6 . 10^{-19} C.

m : la masse atomique de l'ion en Kg.

B : induction magnétique en Tesla

E : champ électrique en V/m ou N/C

R : rayon de la trajectoire de l'ion dans l'analyseur en m

v : vitesse des ions en m/s

II.7. Energie de cohésion des noyaux

Un noyau est formé de protons chargés positivement et de neutrons électriquement neutres. La répulsion entre charges positives tend à les séparer, la cohésion du noyau est expliquer par l'existence d'une force nucléaire qui assure la stabilité du noyau.

L'énergie de liaison ou de cohésion d'un noyau atomique est l'énergie qu'il faut fournir pour dissocier un noyau en ses nucléons selon le schéma ci-dessous.

$$^A_Z X \xrightarrow{E_{l>0}} Z\ prontons + N\ neutrons$$

La masse du noyau est toujours inférieure à la somme des masses de ses nucléons qui s'attirent du fait de la force nucléaire.

Le défaut de masse Δm est définit comme la différence entre la masse des nucléons et la masse de ce même noyau.

$$m_{nucléons} = (Z\ m_p + N\ m_N)$$
$$\Delta\, m = \ m_{nucléons} - m_{noyau} > 0$$

Z : nombre de proton ; N : nombre de neutron
$m_p = 1{,}67252\,.10^{-27} kg = 1{,}007\ u$
$m_N = 1{,}67483\,.10^{-27} kg = 1{,}008\ u$

Grace au principe d'équivalence masse-énergie exprimé par Einstein, ce défaut de masse se retrouve sous forme d'énergie E_l :

$$E_l = \ \Delta m\,.C^2$$

Avec :

C : célérité ou vitesse de la lumière $C = \ 3.10^8\ m/s$
Δm : Défaut de masse en (kg)
E_l : énergie de liaison en (J)

Remarque 1 : l'unité de l'énergie est le Joule ou l'électronvolt

L''électronvolt est l'énergie d'un électron soumis à une différence de potentiel de 1 volt. C'est l'unité la plus adaptée à l'échelle microscopique

1eV = charge de l'électron* ddp
= 1,6 . 10^{-19} C . 1 volt

1 eV = 1,6 10^{-19} J ; 1 MeV = 10^6 eV. ; 1 MeV = 1,6 10^{-13} J

Remarque 2 : il est pratique d'exprimer le contenu énergétique d'un u.m.a. en MeV qui est de 931,5 MeV.

Démonstration : pour un défaut de masse de 1 u.

$E_l(1u.m.a) = \ \Delta m\,.C^2 = \frac{1.1{,}66054\,.10^{-27}\,.(3\,.10^8)^2}{1{,}602\,.10^{-1}}$ = 931,5 MeV

II.8. Energie de liaison par nucléon et Stabilité des noyaux

On définit l'énergie de cohésion moyenne par nucléon $\mathbf{E_A}$, l'énergie nécessaire en moyenne pour arracher un nucléon d'un noyau. Cette énergie permet une mesure de la stabilité des noyaux. Plus cette énergie est élevée plus le noyau est stable.

L'énergie de liaison par nucléons est le rapport de l'énergie de liaison par le nombre de nucléons A.

$$E_A = \frac{E_l}{A}$$

E_A : énergie de cohésion par nucléons en (J/nucléons ou MeV/nucléons)

E_l : Energie de cohésion du noyau en (J ou en MeV)

A : Nombre de masse ou nombre de nucléons.

Courbe d'Aston :

La courbe d'Aston en figure **II.1** présente l'évolution de l'énergie de liaison moyenne par nucléons en fonction du nombre de masse A pour les isotopes les plus abondants. On peut constater sur cette figure ce qui suit :

- Les noyaux très légers sont très peu liés ; à l'exception de l'hélium caractérisé par une énergie de liaison par nucléons de 7.1 MeV/nucléons qui présente une très bonne stabilité.
- L'énergie de cohésion par nucléons croit en fonction de la taille des noyaux pour atteindre un maximum autour de 8.8 MeV/nucléons pour le Fe-56 et diminue lentement jusqu'à 7.6 MeV pour les noyaux les plus lourds.
- La zone de stabilité est située entre A=20 et A=190 où se trouvent les nucléides ayant des énergies de cohésion par nucléons supérieure à 8 MeV/nucléons.
- Un noyau est d'autant plus stable que son énergie de liaison par nucléon est plus grande. Les noyaux naturels les plus stables sont ceux de nombre de masse voisin de 60 avec 7,8 MeV$<E_l/A<$8,8 MeV
- A partir du polonium (A=210) tous les nucléides sont instables (radioactifs).
- Les noyaux légers (A<20) s'unissent ou **fusionnent** pour former des noyaux plus lourds et plus stables. C'est le phénomène de **Fusion nucléaire**.
- Les noyaux les plus lourds (A>190) subissent des réactions de fission et se scindent en noyaux plus légers à énergie de liaison par nucléons plus élevée donc plus stables. C'est le phénomène de **Fission nucléaire**.
- L'abondance naturelle de certains éléments (abondance élevée du fer dans l'univers) est sans doute liée à leur grande stabilité.

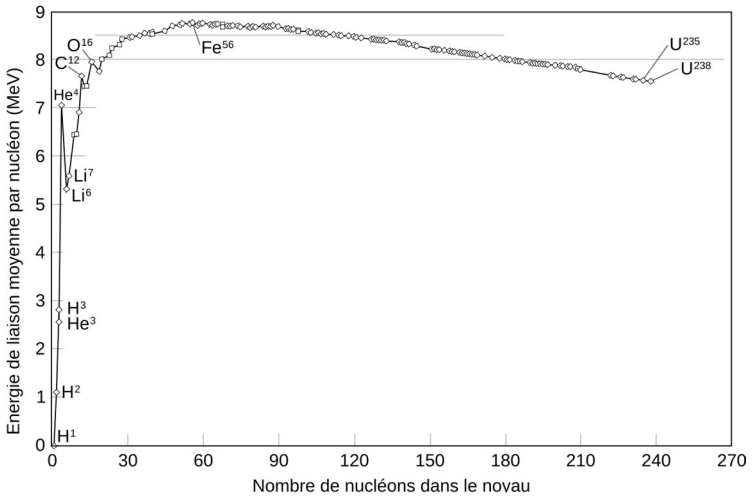


Figure II.1 : Energie de liaison moyenne par nucléon en fonction du nombre de masse A **(Courbe d'Aston)**

- **Vallée de stabilité :**

Il existe dans la nature 252 nucléides stables et environ 85 nucléides instables. Par ailleurs, près de 3000 nucléides instables sont produits de façons artificielles.

Les isotopes stables sont regroupés autour d'une courbe nommée vallée de stabilité (Diagramme de Segré). Cette courbe en figure II.2 représente le nombre de neutrons en fonction du nombre de protons des isotopes connus. Les isotopes stables sont représentés en noir sur le diagramme.

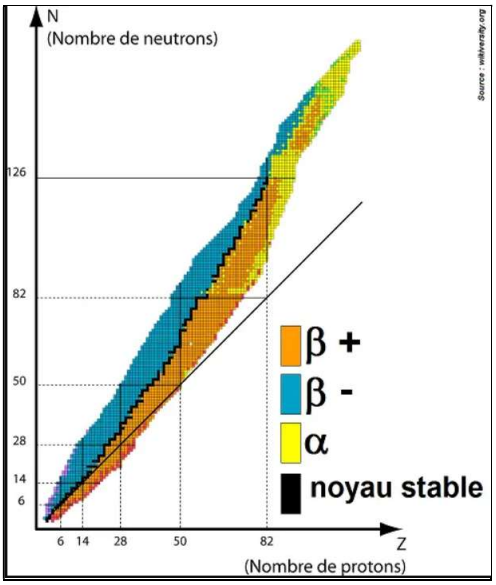


Figure II.2 : Carte des nucléides par type de désintégration (Diagramme de Segré).

- On constate que pour Z<20 les isotopes stables suivent la droite bissectrice Z=N et possèdent un nombre de proton égale au nombre de neutron, comme le carbone 12 (six protons et six neutrons) et l'oxygène 16 (huit protons et huit neutrons) le rapport A/Z est égal à 2.
- Pour 83>Z>20 : les éléments stables se situent au-dessus de la bissectrice ; il faut davantage de neutrons pour compenser la répulsion électrostatique entre protons. Par exemple : le fer 56 contient 26 protons et 30 neutrons. On constate pour les éléments stables que le rapport A/Z augmente avec A pour atteindre 2,5 pour les plus lourds.
- Pour Z> 83 : La vallée de stabilité se termine avec le bismuth 83 au-delà duquel on ne trouve aucuns nucléides stables. les noyaux sont trop lourds et les neutrons ne trouvent plus de place. Ces éléments instables en jaune donnant lieu à une radioactivité de type α.
- en bleu, on trouve les isotopes qui subissent une radioactivité de type β^- ce sont les noyaux qui possèdent un excès de neutrons par rapport au noyau stable ayant le même nombre de masse A.
- En orange, les noyaux ont un excès de protons par rapport au noyau stable ayant le même nombre de masse A. ces noyaux donnent lieu à une radioactivité β^+.

Autres critères de stabilité d'un noyau :

- Des études ont montré que la stabilité du noyau est liée à la parité de Z et N. Une étude statistique a donné 166 nucléides stables avec N et Z tous les deux pairs. 57 nucléides ont été trouvés stables ayant Z pair et N impair et 53 nucléides stables avec Z impair et N pair. Seulement 4 nucléides sont stables avec N et Z impairs.

- Certains nombres de nucléons (protons ou neutrons) appelés nombres magiques (2, 8, 20, 28, 50, 82, 126) confèrent une stabilité accrue au noyau.

- Les noyaux "doublement magiques" (nombre magique de protons et de neutrons) sont particulièrement stables, exemple : ${}^{4}_{2}He$, ${}^{16}_{8}O$, ${}^{40}_{20}Ca$, ${}^{48}_{20}Ca$ *et* ${}^{208}_{82}Pb$.