

BIOPHYSIQUE I

Pr N BEN RAIS AOUAD

Chef de service de médecine nucléaire

Centre hospitalier IBN SINA

Directeur de l'équipe de recherche en oncologie
nucléaire

LES RADIOELEMENTS

I -Structure atomique

II -Structure du noyau

1-Constitution

a- Proton

b- Neutron

2-Représentation des noyaux

3-Charge du noyau

4-Masse du noyau

a-Unité de masse atomique

b- Masses Proton – Neutron

5-Energie de liaison des noyaux

6-Forces Nucléaires

7-Isotopes

8- Isobares

9-Isotones

10-Isomères

LES RADIOELEMENTS

- -En 1895 : **Roentgen** découvre les rayons **X**.
- -En 1896 : **BECQUEREL** découvre que certains minerais émettent spontanément des rayons qui, comme les rayons X impressionnent les plaques photographiques .
- Il baptisa du nom de **radioactivité** ce phénomène.

- - En 1934 **Irène et Frédéric Joliot Curie** découvrent la radioactivité artificielle: **NAISSANCE** de La **MEDECINE NUCLEAIRE**
- - les expériences fondamentales de Rutherford et ses collaborateurs sur les propriétés des substances radioactives et sur l'interaction des rayonnements avec la matière sont à l'origine notre connaissance de la constitution de l'atome.

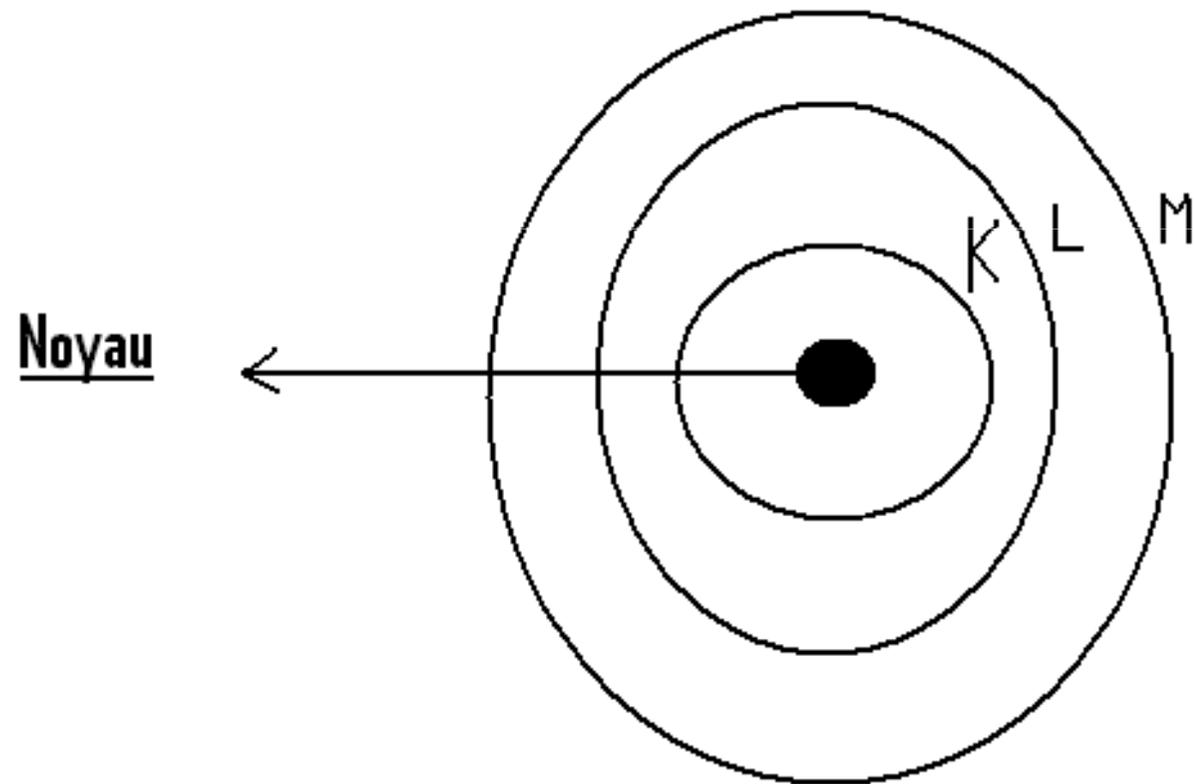
I- structure atomique :

- L'atome est constitué par un noyau chargé positivement autour duquel gravitent les électrons (e^-).
- Le nombre d' e^- de l'atome varie suivant l'élément considéré. On le désigne par **Z** : **numéro atomique** de l'élément qui correspond à sa classification dans le tableau de Mendeleïff (1868)
- Les e^- sont liés au noyau atomique par des forces d'interaction qui leur assignent une trajectoire .

- Sommerfeld en 1916 propose l'atome à orbites elliptiques ; alors que
- Bohr en 1913 avait proposé un modèle à orbites circulaires que nous allons adopter comme schéma simplifié :

Atome de Bohr : Les e- gravitent autour du noyau sur des orbites dont les rayons ont des valeurs quantifiées.

$$r_n = \frac{n^2 \cancel{h^2}}{k m Z e^2}$$



- $K \rightarrow n=1$
- $L \rightarrow n=2$
- $M \rightarrow n=3$
- $r_n =$ rayon de l'orbite de rang n .
- $n =$ nombre entier = 1,2,3.....
- $Z =$ Numéro atomique de l'élément.
- $m =$ masse $e^- = 9,109 \cdot 10^{-31}$ Kg
- $e =$ charge $e^- = 1,6 \cdot 10^{-19}$ C
- $K =$ constante de proportionnalité : $1/4\pi\epsilon_0$
($K=1$ dans cgs)
- $\hbar =$ constante = $h/2\pi$ avec $h =$ Constantte de Planck

Aux différents rayons d'orbites correspondent différentes énergies. L'énergie totale de l'e- sur l'orbite n :

$$E_n = - K^2 \frac{m e^4}{2 n^2 \hbar^2} Z^2$$

- Cette énergie est **négative** car il faut fournir de l'énergie à l'e- pour l'arracher du champ du noyau.

- Pour déplacer un e^- vers un niveau supérieur, il faut lui fournir de l'énergie : l'atome est excité. Cet état est instable, l' e^- revient à son niveau d'énergie initial en rayonnant sous forme électromagnétique son excès d'énergie : c'est le phénomène d'émission.
- Si l'énergie fournie à l'atome est suffisante pour lui arracher un e^- , il devient un ion chargé positivement : c'est le phénomène d'ionisation.

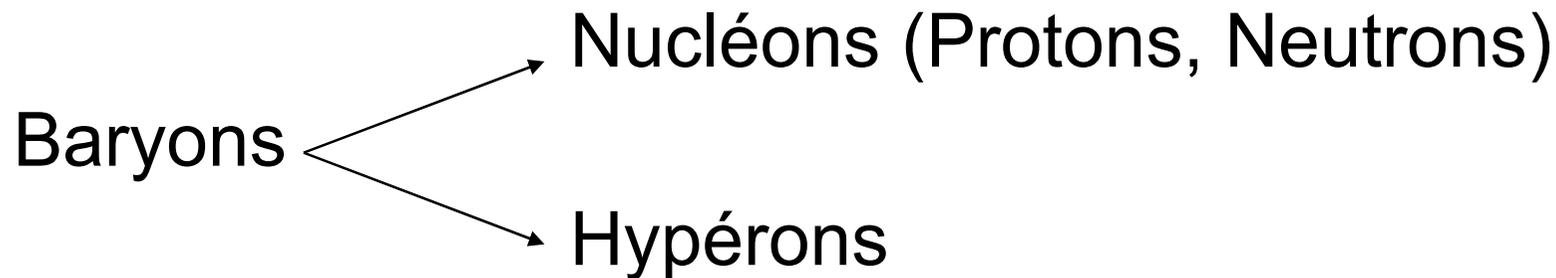
II - Structure du noyau

1) Constitution

Le noyau est constitué de différentes particules élémentaires.

Les leptons soumis à des interactions faibles : Neutrinos, électrons, mésons μ ...

Les hadrons soumis à des interactions fortes Mésons Π , Mésons K



Dans une représentation simplifiée ; on considère le noyau comme composé de Nucléons $(A) = \text{Protons et Neutrons}$.

a/ Proton (Z) :

C'est le noyau de l'atome d'Hydrogène.

$m_P = 1836 m_e$

Sa charge électrique élémentaire est positive = $+1,6 \cdot 10^{-19} \text{ C}$

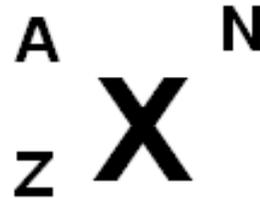
b/ Neutron (N)

$$m_N \approx m_P$$

- Mais sa charge électrique est nulle.
- La neutralité de l'atome exige que le nombre de protons soit égal au nombre d'e- périphériques.
- $Z = \text{Nombre } e^- = \text{Nombre protons}$
- $N = \text{Nombre de Neutrons } (= A - Z)$
- $A = \underline{Z + N} = \text{Nombre de Nucléons}$, c'est le nombre de masse du noyau, il représente la masse du noyau \approx masse de l'atome si l'on considère que la masse de l'e- = 0

2) Représentation des noyaux :

- Pour représenter le noyau d'un élément X, appelé encore Nucléïde ou nuclide; on utilise la représentation suivante :



- $N = A - Z$
- X = Symbole chimique de l'élément.
- A = Nombre de masse de l'élément.
- Z = Numéro atomique de l'élément = Nombre d'e- ou de protons.
- N = Nombre de Neutrons de l'élément.

Exemple :

- Carbone: ${}^{12}_{6}\text{C}$: 12 Nucléons
6 protons
6 Neutrons (N=A-Z)
- Radium: ${}^{226}_{88}\text{Ra}$: 226 Nucléons
88 protons
138 Neutrons
- Cette représentation peut être appliquée aux particules élémentaires :
 - Neutron : ${}^1_0\text{n}$
 - Proton : ${}^1_1\text{p}$
 - Électron : ${}^0_{-1}\text{e}$

3) Charge du noyau :

$$\text{Charge globale} = +Z|e^-|$$

4) Masse du noyau M :

$$\mathcal{M} \text{ atome} = M \text{ noyau} + Z m_{e^-}$$

a) Unité de masse atomique : +++

Masse molaire = masse d'une mole.

$$1 \text{ mole} \rightarrow \mathcal{N} \text{ atomes}$$

$$\mathcal{N} = \text{Nombre d'Avogadro} = 6,023 \cdot 10^{23}$$

Ex : ^{12}C a pour masse molaire $12\text{g} = \text{masse de } \mathcal{N}$
atomes

→ Masse d'un atome de $^{12}\text{C} = (12 / \mathcal{N}) \text{ g}$

L'u.m.a est le douzième de la masse d'un atome de carbone 12 .

$$\begin{aligned} \text{u.m.a} &= (1/12) \times (12\text{g} / \mathcal{N}) = 1 / \mathcal{N} = 1,660565 \cdot 10^{-24} \text{ g} \\ &= 1,66 \cdot 10^{-27} \text{ Kg} \end{aligned}$$

- Loi de la relativité d' Einstein : $E = m.C^2$ +++

$$E = m.C^2 = 1,66.10^{-27} \times (3.10^8)^2 \text{ en Joule}$$

$$C = \text{Célérité} = 3.10^8 \text{ m/s} \quad ; \quad 1 \text{ Joule} = (1/1,6 \cdot 10^{-19}) \text{ eV}$$

$$\rightarrow E = (1,66. 10^{-27} \times (3.10^8)^2) / (1,6 \cdot 10^{-19}) \text{ eV}$$

$$E = 931 \text{ MeV}$$

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

- L'équivalence masse énergie :

$$1 \text{ u.m.a} = 1,66.10^{-27} \text{ Kg}$$

$$\equiv 931 \text{ MeV}$$

$$\text{NB: } \text{u.m.a} = 931 / C^2$$

b) Masses Proton - Neutron :

- $m_N = 1,00866 \text{ u.m.a} = 939,550 \text{ MeV}$
- $m_P = 1,00727 \text{ u.m.a} = 938,256 \text{ MeV}$
- $m_N \approx m_P$
- $m_N - m_P = 0,00139 \text{ u.m.a} = 1,294 \text{ MeV}$
- $m_{e^-} = 0,511 \text{ MeV} = 511 \text{ KeV}$

5) Energie de liaison des noyaux :

- Désignons par : m_N : masse neutron
 m_P : masse proton
- $M(A,Z)$: masse du noyau
- La masse d'un noyau est toujours inférieure à la somme des masses des nucléons qui le constituent.

La différence : ΔM = somme des masses des nucléons – masse du noyau s'appelle **le défaut de masse**.

• En principe : $M(A,Z) = Z m_P + (A-Z) m_N$

• En réalité :

$$M(A,Z) = Z m_P + (A-Z) m_N - \Delta M$$

$$\Delta M = [Z m_P + (A-Z) m_N] - M(A,Z)$$

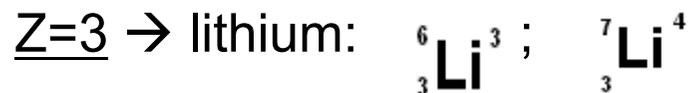
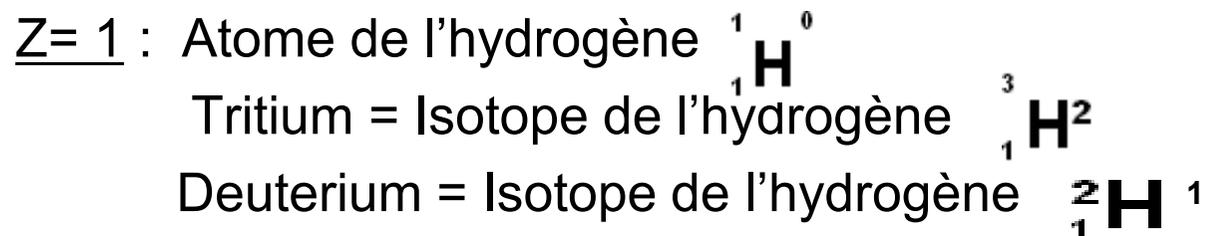
Ce défaut de masse correspond à l'énergie qu'il faudrait fournir au noyau pour le "casser" en ses différents constituants (Nucléons) c'est-à-dire à l'énergie de liaison totale E_L des nucléons dans le noyau $E_L = \Delta M C^2$

6) Forces Nucléaires :

La cohabitation des nucléons à l'intérieur du noyau est rendue possible grâce à l'équilibre qui existe entre les forces électrostatiques de Coulomb s'exerçant entre protons (forces de répulsion) et entre les protons et les électrons orbitaires (forces d'attraction) ;et les forces nucléaires s'exerçant entre nucléons.

- **7) isotopes** (Z = Constant)

Ces éléments ont des propriétés chimiques identiques mais diffèrent par leur nombre de masse A (A #). Ils portent le même nom. Leur proportion relative dans un mélange est l'abondance isotopique.

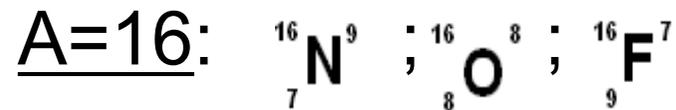


8) isobares : $A = \text{Constant}$

- On appelle isobares deux noyaux ayant le même nombre de masse :

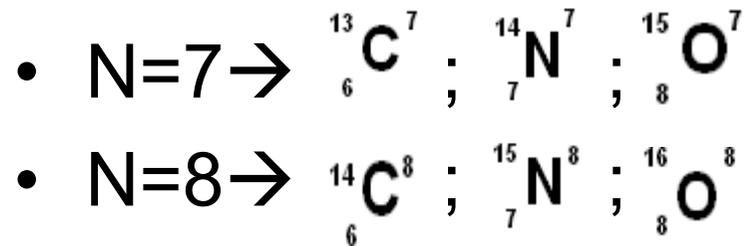
$$A_1 = A_2; \quad Z_1 \neq Z_2; \quad N_1 \neq N_2.$$

- Exemple : $A=60$: ${}_{30}^{60}\text{Zn}^{30}$; ${}_{29}^{60}\text{Cu}^{31}$; ${}_{28}^{60}\text{Ni}^{32}$; ${}_{27}^{60}\text{Co}^{33}$



9) isotones : N = Constant

- Même nombre de neutrons mais des nombres différents de protons



10) isomères :

- Noyaux identiques mais dans des états d'énergie différents.