

Institut des sciences vétérinaires

# RAYONNEMENTS

Dr. AYADI A

**BIOPHYSIQUE**

## SOMMAIRE

**1. STRUCTURE de LA MATIERE****1.1 Etat de la matière****1.2 Au cœur de la matière : notion d'Atome****1.2.1 Le Noyau****1.2.2 Nuage électronique****1.2.3 Familles particulières de nucléides****1.3 Les unités de la physique atomique****1.3.1 La mole, le nombre d'Avogadro ( $N_A$ )****1.3.2 Unités de Masse****1.3.3 Unité d'énergie****1.3.4 Equivalence masse-énergie****1.4 Défaut de masse et énergie de cohésion (liaison) d'un noyau :****1.5 Energie de liaison par nucléons****1.5.1 Courbe d'Aston****2. STABILITE des NOYAUX et LA RADIOACTIVITE****2.1 Histoire de la radioactivité****2.2 Vallée de stabilité****2.3 Les types de radioactivité des isotopes naturels radioactifs :****2.3.1 Excès de nucléons:****✚ Radioactivité  $\alpha$** **✚ Radioactivité  $\beta^-$** **✚ Radioactivité  $\beta^+$** **2.3.2 Excès d'énergie:****✚ Radioactivité  $\gamma$** **2.4 Les types de radioactivité des isotopes artificiels radioactifs****2.5 Réactions nucléaires artificielles****✚ La fission nucléaire****✚ La fusion nucléaire****2.6 Les lois de la radioactivité****2.6.1 La décroissance radioactive : loi de désintégration****✚ L'activité  $A$** **✚ La relation masse-activité****✚ La période radioactive ou demie-vie****✚ Période biologique et période effective****2.7 Quelques applications de la radioactivité****2.8 Dangers de la radioactivité**

## 1. STRUCTURE de LA MATIERE :

**La** matière est de nature discontinue (qui ne se répète pas d'une façon continue). Elle est formée à partir de grains élémentaires : **les atomes** (la plus petite particule possible d'un élément selon **John Dalton 1807**). Elles sont un million de fois plus petites que le diamètre d'un cheveu ( $10^{-10}$  m) et constituent les briques élémentaires qui permettent de différencier un élément chimique d'un autre. Au total, il existe actuellement 118 éléments regroupés dans un tableau périodique des éléments, aussi appelé tableau de Mendeleïev. Chacun d'eux est désigné par son nom et son symbole.

**Exemple** : le carbone C ; l'azote N ; l'hydrogène H ; l'oxygène O

### 1.1 Etat de la matière :

Les trois états les plus connus que peut prendre toute substance, en fonction des conditions de température et de pression, sont :

- ❖ **l'état solide** : ces molécules ont moins de liberté, leurs mouvements se réduisent à de simples oscillations autour de positions de l'équilibre. cet état est condensé qui peut être ordonné (état cristallin) ou désordonné (état amorphe). Il possède à la fois un volume et une forme propre
- ❖ **l'état liquide** : ces molécules sont au contact les unes des autres, leurs mouvements sont très limités mais il existe encore une agitation moléculaire et leurs positions relatives se modifient d'une façon continue, ils constituent un état fluide c-à-d déformable. c'est un état condensé et désordonné, un liquide possède un volume propre mais pas de forme propre.
- ❖ **l'état gazeux** : les molécules sont très éloignées les unes des autres, d'autant plus que la pression est plus faible, c'est un état non condensé et totalement désordonné un gaz n'a pas de volume propre, de même les gaz sont doués d'expansibilité : ils occupent tout le volume qui lui est offert.

Quand la matière passe d'un état à un autre on dit tout simplement qu'il y a changement d'état.

#### **Exemple :**

L'eau est solide (glace) en dessous de  $0^{\circ}\text{C}$ , est liquide entre  $0^{\circ}\text{C}$  et  $100^{\circ}\text{C}$  et est de la vapeur d'eau (gaz) au dessus de  $100^{\circ}\text{C}$ .

A  $0^{\circ}\text{C}$  l'eau change d'état et passe de l'état solide à l'état liquide (ou l'inverse).

A  $100^{\circ}\text{C}$  l'eau change à nouveau d'état et passe de l'état liquide à l'état gazeux (ou l'inverse).

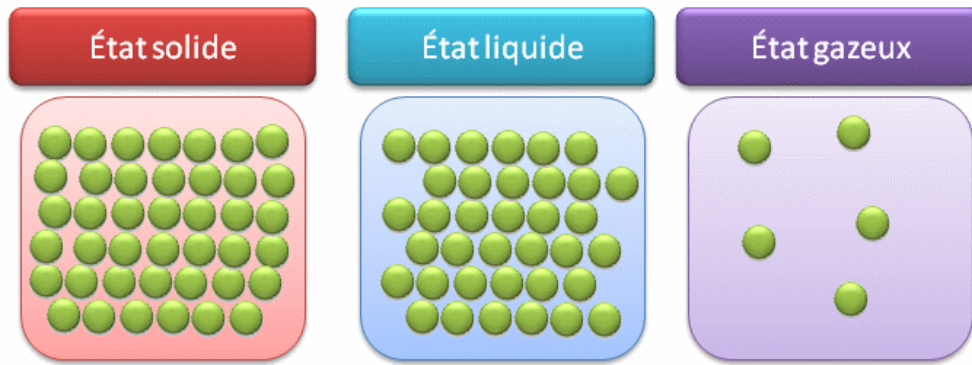


Figure1. Différents états de la matière

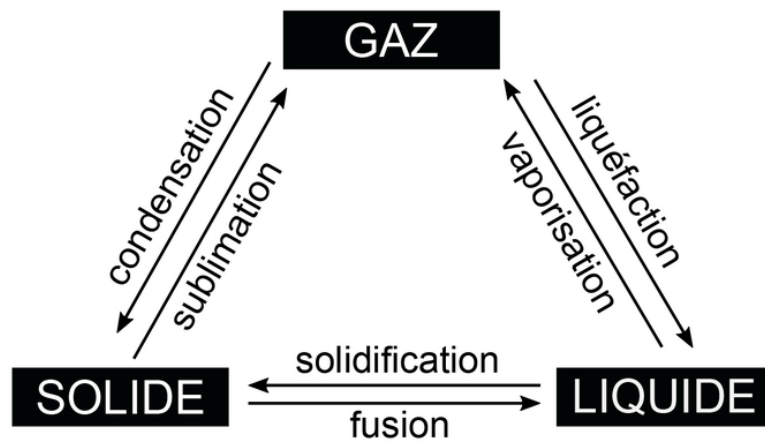
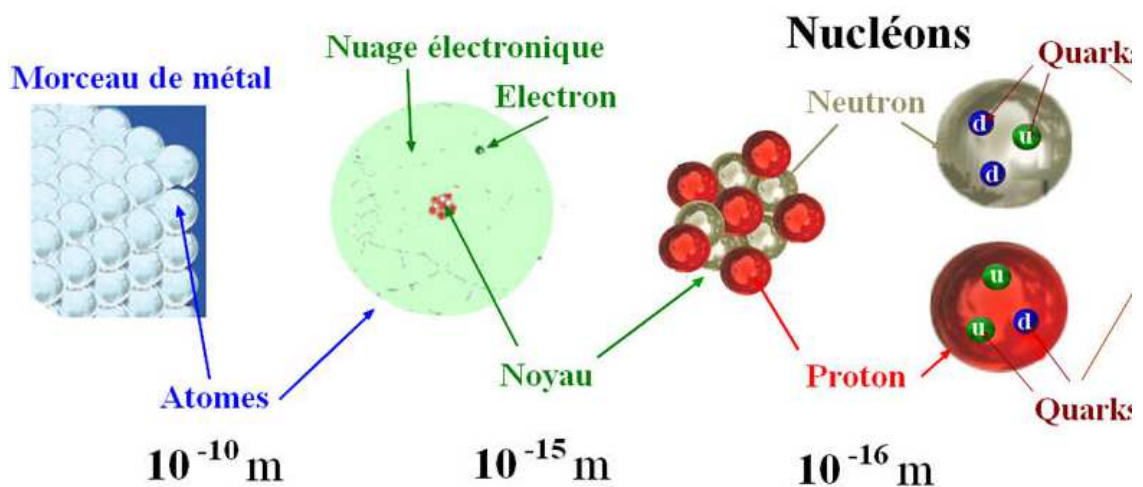


Figure2. Changement d'état de la matière

## 1.2 Au cœur de la matière : Notions d'atome

L'atome est un élément chimique qui forme la plus petite quantité de matière. L'atome est constitué de particules élémentaires: **nucléons et électrons**.



### 1.2.1 Le Noyau:

Constitue de **nucléons**, la somme des **Neutrons (N)** et des **Protons (Z)**. il présente un diamètre 10000 fois plus petit que celui de l'atome.

**NUCLEONS** : La somme de nombre de protons et de neutron est le nombre de masse **A**

- **PROTONS p** : porteurs d'une charge électrique positive :  $1.6 \cdot 10^{-19}$  C (COULOMB), le nombre **Z protons** est le nombre atomique

Caractéristiques du proton	
Masse	$m_p = 1,67265 \times 10^{-27}$ kg
Charge	$+ e = 1,602189 \times 10^{-19}$ C

- **NEUTRONS n** : particules neutres sans charge

Caractéristiques du neutron	
Masse	$m_n = 1,67496 \times 10^{-27}$ kg
Charge	nulle

- ✓ Les Protons et les neutrons sont maintenus ensemble dans le noyau par la **liaison nucléaire** qui est une manifestation de l'interaction forte.
- ✓ La masse du neutron est voisine de celle du proton :  $m_p \approx m_n$

### 1.2.2 Nuage électronique :

Les électrons occupent des orbitales atomiques en interaction avec le noyau via la force électromagnétique. Les électrons d'un atome se déplacent à grande vitesse et à grande distance autour du noyau.

- **Électron: charge élémentaire négative:  $-1,6 \cdot 10^{-19}$  C** (Coulomb)
- **Nombre d'électrons** de l'atome varie selon **Z: Numéro Atomique**
- L'électron est l'agent des réactions chimiques

Caractéristiques de l'électron	
Masse	$m_e = 9,10953 \times 10^{-31}$ kg
Charge	$- e = - 1,602189 \times 10^{-19}$ C

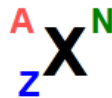
- ✚ L'atome étant électriquement neutre, le nombre d'électrons d'un atome est égal au nombre de protons.

$$Z \text{ électrons} = Z \text{ protons}$$

- ✚ Masse atome  $\approx$  masse noyau

- ✚ La masse du proton est environ 1846 fois celle de l'électron

1.2.3 Symbole des atomes : Par convention, on a adopté l'écriture suivante :



**X:** Symbole chimique de l'élément (Cu; O; Cl; Fe, Zn..)

$N = A - Z$  et **A:** Nombre de Nucléons (neutrons et protons)

**A:** nombre de masse  $A = N + Z$

**Z:** Nombre de protons donc d'é = Numéro Atomique

**N:** neutrons (ne figure pas toujours)

**Exemple :**  ${}_{6}^{12}\text{C}$  6é,  $(12-6) = 6 \text{ n et } 6 \text{ p}$

#### 1.2.4 Familles particulières de nucléides

Parmi les quelques deux mille noyaux atomiques distincts correspondant tous à l'écriture générale,  ${}_{Z}^{A}\text{X}$  les distributions des neutrons et des protons permettent de définir des familles particulières de nucléides ; on distingue :

- ❖ **Les Isotopes** : sont des éléments de mêmes propriétés chimiques, de nombre atomique Z constant mais le nombre de masse A est différent d'où un nombre de neutrons différents. Il en résulte des propriétés physiques différentes des noyaux. (**Z constant, A  $\neq$  et N  $\neq$** ).

**Exemple :**  ${}_{17}^{35}\text{Cl}$  et  ${}_{17}^{37}\text{Cl}$ .

- ❖ **Les Isobares** : Ils présentent la curiosité mathématique d'avoir le même nombre de masse A avec de numéros atomiques Z différents ; ils n'ont aucune propriété commune. (**A constant, Z  $\neq$** ).

**Exemple :**  ${}_{6}^{14}\text{C}$  et  ${}_{7}^{14}\text{N}$ .

- ❖ **Les isotones** : Ils ont le même nombre de neutrons  $N = A - Z$  sans que cela entraîne des propriétés spéciales. (**N constant,  $Z \neq$  et  $A \neq$** ).

Exemple :  $^{13}_6\text{C}$  et  $^{14}_7\text{N}$

- ❖ **Les isomères** : Ce sont deux éléments absolument identiques ; seule une différence d'énergie permet de les distinguer, l'un se trouve à un niveau **d'énergie métastable (m)** supérieur à l'autre.

Exemple : Br avec  $\text{Br}^{(m)}$

### Résumé :

Appellation	Z	A	Nombre de neutrons
Isotopes	Le même	Différent	Différent
Isobares	Différent	Le même	Différent
Isotones	Différent	Différent	Le même
Isomères	Le même	Le même	Le même

**Remarque** : Les isotopes instables se décomposent plus ou moins vite en donnant d'autres noyaux et en libérant de l'énergie. Ce phénomène est appelé **radioactivité naturelle ou artificielle**

## 1.3 Les unités de la physique atomique

### 1.3.1 La mole, le nombre d'Avogadro ( $N_A$ ):

La mole est la quantité de matière d'un système contenant autant d'entités élémentaires qu'il y a d'atomes dans 12g de carbone 12. Lorsque l'on emploie la mole, les entités élémentaires doivent être spécifiées et peuvent être des atomes, des molécules, des ions, des électrons ou des groupements spécifiés de telles particules.

La mole est noté n et l'unité est: mol.

Il en résulte que la masse molaire du carbone 12 est égale a 0,012 kilogramme par mole exactement,  $M(12\text{C}) = 12 \text{ g/mol}$ .

### ➤ Nombre d'Avogadro

Définition : la constante d'Avogadro est le nombre d'entités élémentaires contenues par mole de ces mêmes entités.

Le symbole de la constante d'Avogadro est  $N_A$  et son unité est  $\text{mol}^{-1}$

Le calcul du nombre d'atomes dans 0,012 Kg de carbone donne:

$$N_A = 0,012 / 1,992 \cdot 10^{-26} = 6,022045 \cdot 10^{23}$$

La valeur approchée du nombre d'Avogadro est  $N_A = 6,022 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$

**A retenir: une mole est la quantité de matière correspondante à  $6,022 \cdot 10^{23}$  entités élémentaires (atomes, molécules...)**

### 1.3.2 Unités de MASSE

#### ✚ Masse molaire, masse atomique:

**La masse molaire d'un élément est la masse d'une mole d'atomes de cet élément.**

La masse molaire d'un composé moléculaire est la somme des masses molaires des éléments constituants

**Exemple : Calcul de masse molaire :**

$$\text{Masse molaire d'H : } M(\text{H}) = 1,674 \cdot 10^{-24} \text{ g} \times N_A = 1,0079 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$\text{Masse molaire d'O : } M(\text{O}) = 2,657 \cdot 10^{-23} \text{ g} \times N_A = 16 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$\text{Masse molaire de H}_2\text{O : } M(\text{H}_2\text{O}) = M(\text{O}) + 2 \cdot M(\text{H}) = 18,02 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

#### ✚ La masse atomique :

**Masse atomique =  $N_A$  x masse d'un seul atome (g/mol)**

#### ✚ Unité de masse atomique (uma, u) :

On définit l'unité de masse atomique (u.m.a) comme la 1/12ième de la masse de l'atome de carbone 12.

Comme une mole d'atome de carbone 12 a pour masse 12 g, on a donc

$$1 \text{ uma} = 1 \text{ u} = \frac{1}{12} m(^{12}\text{C}) = \frac{12 \text{ g/mol}}{N_A} \cdot \frac{1}{12} = 1,6605402 \cdot 10^{-24} \text{ g} = 1,6605402 \cdot 10^{-27} \text{ Kg}$$

avec  $N_A = 6,023 \times 10^{23}$  = nombre d'Avogadro.



### ✚ Masse des particules élémentaires

Équivalence de masse de l'électron, du proton et du neutron		
Particule	masse/kg	Masse/u.m.a.
Électron, e <sup>-</sup>	9,1095•10 <sup>-31</sup>	0,000549
Proton, p <sup>+</sup>	1,67252•10 <sup>-27</sup>	1,007316
Neutron, n <sup>0</sup>	1,67495•10 <sup>-27</sup>	1,008701

### 1.3.3 Unité d'énergie

On utilise fréquemment l'électron-volt (eV) qui correspond à l'énergie cinétique acquise par un électron soumis à une différence de potentiel de 1 volt. D'où

$$1 \text{ eV} = 1,6 \times 10^{-19} \text{ J}$$

On utilise souvent des multiples de l'électron-volt :

- ✓ 1 keV = 10<sup>3</sup> eV
- ✓ 1 MeV = 10<sup>6</sup> eV
- ✓ 1 GeV = 10<sup>9</sup> eV

### 1.3.4 Equivalence masse-énergie :

La relation d'Einstein  $E=mc^2$  permet de convertir les unités de masse en unités d'énergie et réciproquement. Par exemple on peut calculer que :

$$\text{u.m.a correspond à } 931,5 \text{ MeV}$$

particule	Masse (MeV)
Neutron, n <sup>0</sup>	939.55
Proton, p <sup>+</sup>	938.256
<b>Electron, e-</b>	<b>511 KeV</b>

A toute particule au repos de masse  $m_0$  présente une énergie de masse :  $E = m_0 c^2$

Lorsque cette particule se déplace à grande vitesse, sa masse varie avec la vitesse, l'énergie totale de la particule est:  $E = m_0 c^2 + T = mc^2$

•  $C$  : célérité ou vitesse de la lumière =  $3 \cdot 10^8$  m/s

•  $m_0$ : masse au repos de la particule; et  $m$  masse de particule en mouvement est  $m = \frac{m_0}{\sqrt{1 - \left(\frac{v}{c}\right)^2}}$

•  $m_0 c^2$  : énergie de la particule au repos, •  $T$  : énergie cinétique:  $E_{\text{cin}}$

### 1.4 Défaut de masse et énergie de cohésion (liaison) d'un noyau :

La masse d'un atome est inférieure à la somme des masses des particules qui le constituent. Ce **défaut de masse** correspond à l'**énergie de cohésion** du noyau de l'atome. C'est aussi l'énergie qui a été consommée pour constituer le noyau à partir des particules séparées. A cette énergie correspond une perte de masse  $\Delta m$ , selon la relation d'Einstein :

$$\Delta E = \Delta m \cdot C^2, \text{ énergie de liaison}$$

$$\text{Avec } \Delta m = (Zm_p + (A-Z)mn) - M(A, Z)_{\text{noyau}}, \text{ Défaut de masse}$$

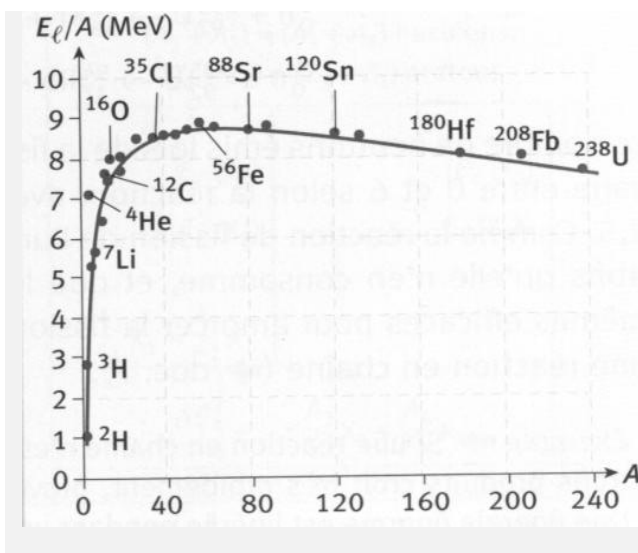
### 1.5 Energie de liaison par nucléons :

Pour juger de la stabilité d'un noyau et pour comparer les différents types de noyaux entre eux, il est nécessaire de considérer l'énergie moyenne de liaison par nucléons,

$$\frac{\Delta E}{A}, \text{ A : nombre de nucléons}$$

- ✚ Un noyau est d'autant plus stable que son énergie de liaison par nucléon est grande.

#### 1.5.1 Courbe d'Aston



**La courbe d'Aston** représente le graphe associé à  $E_L / A = f(A)$

**Observation** : stabilité maximale pour  $^{56}\text{Fe}$  (abondant dans l'Univers)

Cette courbe montre que des noyaux possédant des énergies de liaison par nucléon relativement faibles ( $A$  petit ou  $A$  grand) peuvent se transformer en des noyaux plus stables ( $A$  moyen) en libérant de l'énergie.

## 2. STABILITE des NOYAUX et LA RADIOACTIVITE

La grande majorité des noyaux naturels sont stables. C'est la raison pour laquelle on les observe dans la nature, **les noyaux instables qui sont radioactifs disparaissant avec le temps.**

Un noyau est instable (radioactif), présente des forces de répulsion entre les nucléons supérieures aux forces de cohésion.

### 2.1 Histoire de la radioactivité

La radioactivité n'a pas été inventée par l'homme. C'est un phénomène naturel qui a été découvert à la fin du XIX siècle. En 1896, le physicien français Henri Becquerel cherchait à savoir si les rayons qu'émettaient les sels fluorescents d'uranium étaient les mêmes que les rayons X découverts en 1895 par Wilhelm Roentgen, physicien allemand. Il pensait que les sels d'uranium, après avoir été excités par la lumière, émettaient ces rayons X. Quelle ne fut pas sa surprise lorsqu'à Paris, en mars 1896, il découvrit que le film photographique avait été impressionné sans avoir été exposé à la lumière du soleil ! Il en conclut que l'uranium émettait spontanément et sans s'épuiser des rayonnements invisibles, différents des rayons X. Le phénomène découvert est appelé radioactivité (du latin radius : rayon). À la suite des travaux d'Henri Becquerel, Pierre et Marie Curie isolèrent en 1898 le polonium et le radium, des éléments radioactifs inconnus présents dans le minerai d'uranium.

Dans la nature, il existe des noyaux stables et de noyaux instables ou radioactifs.

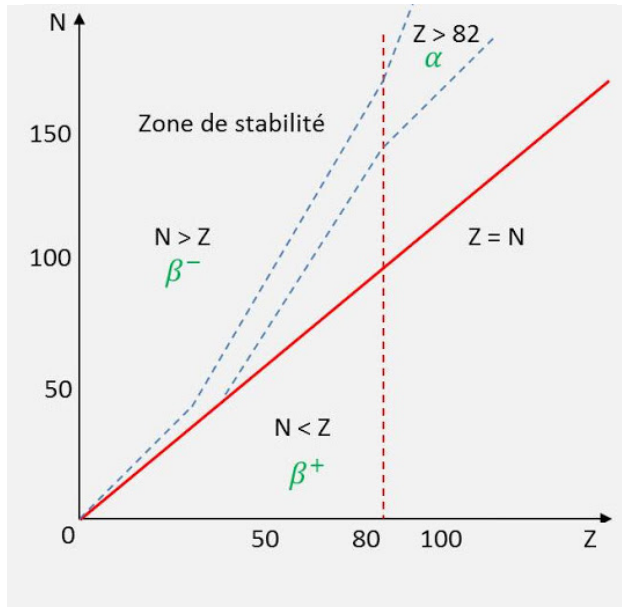
### 2.2 Vallée de stabilité

La représentation des noyaux connus dans un graphe (N, Z) permet de mettre en évidence la ligne de stabilité, peuplée par les noyaux stables (on devrait plutôt parler de courbe de stabilité).

Il existe:

- ✓ **Des isotopes naturels stables.**
- ✓ **Des isotopes naturels radioactifs**, qui changent de structure par désintégration nucléaire: ce sont des radioisotopes. Il y a **transformation d'un élément en un autre élément.**
- ✓ **Des isotopes artificiels radioactifs**, qui **sont obtenus par bombardement avec des particules. Leur durée de vie est très courte.**

Le diagramme indique le nombre  $N$  de neutrons du nucléide en fonction du nombre de charge  $Z$ . Il comporte également le tracé de la bissectrice  $N=Z$  et de la zone de stabilité.



❖ Pour  $A < 20$ , pratiquement tous ces nucléides vérifient la relation approchée  $A=2 Z$ , c'est-à-dire  $N=Z$ . Ainsi, un noyau stable pour lequel  $A < 20$  possède pratiquement autant de protons que de neutrons.

❖ Pour  $A > 20$ , les noyaux stables ont un excès de neutrons. Le rapport  $A/Z$  augmente pratiquement avec  $A$  et tend vers 2,5 pour les noyaux les plus lourds.

Dans les deux cas, les noyaux instables radioactifs s'écartent légèrement de la vallée de stabilité. Ces nucléides possèdent un excès ou un défaut de neutrons.

Au-delà du dernier nucléide stable ( $Z = 82$ ), ces nucléides possèdent un excès de nucléons. Ce sont des noyaux lourds.

### 2.3 Les types de radioactivité des isotopes naturels radioactifs :

On distingue 3 zones d'instabilité nucléaire

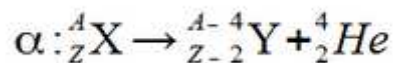
- **Zone 1** : Excès de neutrons  $N$  : désintégration  $\beta^-$
- **Zone 2** : Excès de protons  $Z$  : désintégration  $\beta^+$  et capture électronique ( CE )
- **Zone 3** : Excès de protons et neutrons  $Z + N$  située au delà de La « vallée de stabilité » (VS) où les noyaux sont volumineux : (désintégrations  $\alpha$  et fission)

L'excès de  $N$  contre balance les forces de répulsion coulombiennes des protons qui tendent à diminuer la stabilité du noyau,

#### 2.3.1 Excès de nucléons:

##### ⚡ Radioactivité $\alpha$ (hélium):

Quand l'instabilité est due à un excès de nucléons, un noyau d'hélium est émis :

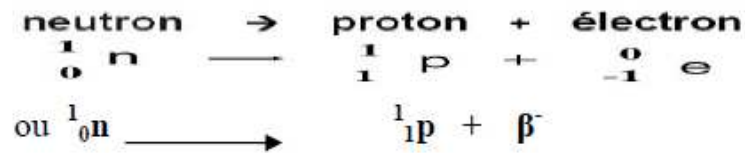


Exemple:



### ⚡ Radioactivité $\beta^-$ (négaton)

Quand l'instabilité est due à **un excès de neutrons**, **un neutron se transforme en proton et un électron est émis** :

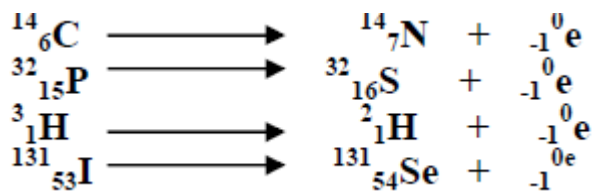


D'où l'équation de la réaction :



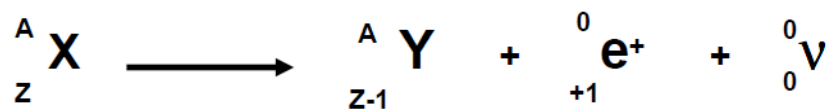
$\bar{\nu}$ : Antineutrino, particule neutre;  $m\bar{\nu}=0$

Exemple :



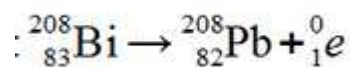
### ⚡ Radioactivité $\beta^+$ (positon)

Quand l'instabilité est due à **un excès de protons**, **un proton se transforme en un neutron et un positon** :



Le positon est une particule de même masse que l'électron, mais de charge opposée [+e].

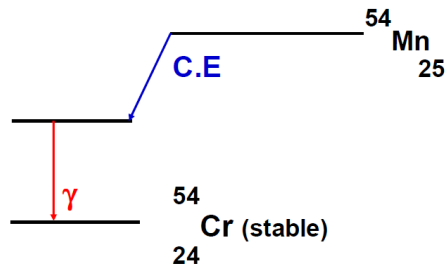
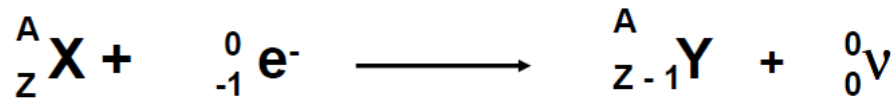
Exemple :



### Remarque :

Un excès de protons, un proton se transforme par **capture électronique**

un noyau atomique déficient en neutrons absorbe un électron situé sur une couche électronique de l'atome :  $e^- + p \rightarrow n$  ; CE : « *capture électronique* »

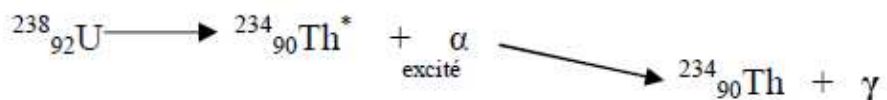


### 2.3.2 Excès d'énergie:

#### ☛ Radioactivité $\gamma$

La radioactivité *gamma* accompagne la désintégration  $\alpha$  ou  $\beta$ . Le noyau issu de la désintégration est souvent dans un état instable ou excité ; **il devient stable en libérant un excédent d'énergie sous forme de rayonnement  $\gamma$  de très faible longueur d'onde** ( $\lambda < 10^{-12}$  m).

Exemple :



L'émission d'un rayonnement  $\gamma$  ne produit ni variation de masse ni de charge.

Ils ne sont pas directement ionisants, mais ils sont très pénétrants.

### 2.4 Les types de radioactivité des isotopes artificiels radioactifs :

En 1919, Rutherford réalisa la première transmutation artificielle :

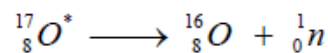
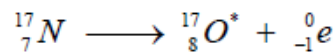


En 1934, découverte de la radioactivité artificielle par Irène et Joliot Curie : quand ils transformèrent des atomes d'aluminium en atomes d'un isotope radioactif du phosphore.

On distingue cinq types de radioactivité artificielle :

- ✚ Radioactivité  $\alpha$  (héliogène)
- ✚ Radioactivité  $\beta^-$  (néгатогène)
- ✚ Radioactivité  $\beta^+$  (positogène)
- ✚ -Radioactivité à neutrons : Rencontrée chez les noyaux très excités, ils ont un nombre de neutrons qui dépasse d'une unité l'un des nombres magiques caractéristiques des noyaux stables.

Exemple :

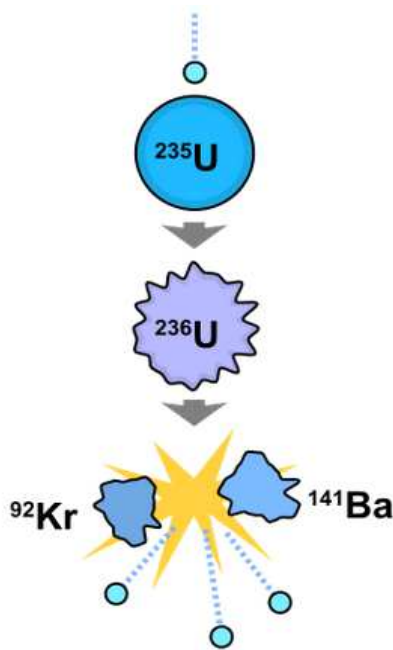


- Capture d'électron ou capture K : Le remplacement de l'électron de la couche K qui a été capté donne lieu à une émission de rayon X.

Il y aura encore le rayonnement  $\gamma$  lorsqu'un noyau passera d'un état excité à un état moins excité.

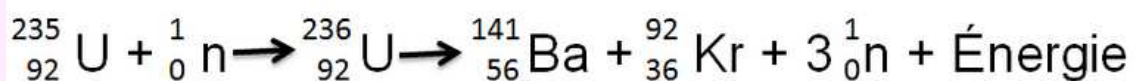
## 2.5 Réactions nucléaires artificielles

### ✚ Fission nucléaire

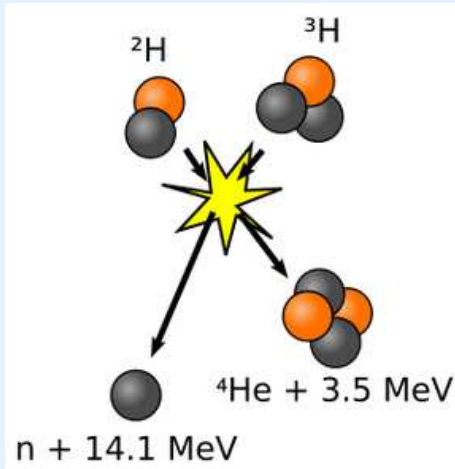


**La fission nucléaire** est une réaction nucléaire au cours de laquelle un noyau atomique se scinde en deux ou plusieurs noyaux plus légers.

La fission nucléaire artificielle se produit lorsque le noyau atomique d'un élément lourd absorbe un neutron supplémentaire. La fission nucléaire de l'uranium 235 en est un exemple (image ci-dessous). Lorsqu'un noyau d'uranium 235 absorbe un neutron, il devient alors de l'uranium 236. Ce dernier est tellement instable qu'il se brise en deux noyaux plus légers. Dans le cas de l'uranium 236, les deux noyaux formés sont du baryum 141 et du krypton 92, deux isotopes radioactifs qui font partis des déchets nucléaires de cette transformation.



### ☄ Fusion nucléaire



La **fusion nucléaire** est une réaction nucléaire au cours de laquelle deux noyaux atomiques légers s'assemblent pour former un noyau plus lourd.

Un exemple de fusion nucléaire se déroulant dans le cœur des étoiles est la combinaison d'atomes d'hydrogène. Il arrive en effet qu'un noyau d'hydrogène 2 (deutérium) et un noyau d'hydrogène 3 (tritium) entrent en collision et fusionnent pour former un noyau d'hélium. Le noyau formé est alors instable puisqu'il contient trois neutrons pour deux protons. Pour retrouver la stabilité, un neutron et une importante quantité d'énergie sont alors dégagés.



## 2.6 Les lois de la radioactivité

### 2.6.1 La décroissance radioactive : loi de désintégration

La **loi de décroissance des noyaux radioactifs** a été établie expérimentalement **en 1902 par Rutherford et Soddy**.

**Radioactivité** : phénomène aléatoire, impossible de prévoir à quel moment un noyau radioactif va se transformer ; par contre, il est possible de déterminer la probabilité qu'à ce noyau, de se transformer par l'unité de temps.

**$\lambda$  : constante radioactive** ou probabilité de désintégration: **caractéristique du radionucléide**, ne dépend : ni des conditions physiques ou chimiques, ni de l'âge de l'atome

Dans un échantillon donné, le nombre d'atomes radioactifs varie avec le temps

Le nombre,  $dN$ , de désintégrations nucléaires spontanées qui se produisent dans une quantité donnée de matière pendant un temps infiniment petit,  $dt$ , est proportionnel au nombre d'atomes radioactifs ( $N$ ) et au temps ( $dt$ ) selon la relation :

$$dN = -\lambda \cdot N \cdot dt$$

Par intégration



$$-\frac{dN}{dt} = \lambda N \Rightarrow \int_{N_0}^{N_t} -\frac{dN}{dt} = \lambda \int_0^t dt$$

On obtient

$$\ln \frac{N_t}{N_0} = -\lambda t \quad \Rightarrow$$

$$N(t) = N_0 \cdot e^{-\lambda t}$$

$N_0$  est le nombre d'atomes radioactifs présents à l'instant initial

$N(t)$  est le nombre d'atomes radioactifs présent à l'instant  $t$

$\lambda$ : constante de radioactivité de l'élément étudié

#### ✚ L'activité $A$ :

On définit l'activité d'une source comme le nombre de noyaux qui se désintègrent par seconde

$$A = -\frac{dN}{dt} = \lambda N$$

$A$  : activité absolue :

$$A = \left| \frac{dN}{dt} \right|$$

D'où :

$$A(t) = \lambda N(t) = A_0 \cdot e^{-\lambda t}$$

L'activité d'une source décroît parallèlement au nombre de noyaux radioactifs restants.

#### ➤ Unités

- L'unité est le BECQUEREL (Bq): **1 Bq = 1 désintégration par seconde**
- L'ancienne unité encore très utilisée est le Curie (Ci): **1 Ci = 3,7 10<sup>10</sup> Bq**

#### ➤ Mélange:

Soit un mélange de  $i$  espèces radioactives

$$A_{totale} = \Sigma A_i(t) = \Sigma A_i(0) \cdot e^{-\lambda_i t}$$

#### ✚ La relation masse-activité

1 mole d'un élément radioactif, La masse molaire  $M$  d'un radionucléide comprend  $N_A$  atomes où  $N_A =$  nombre d'Avogadro

La masse  $m$  de  $N$  atomes correspondant à une activité  $A$ , est :

$$m = \frac{M \cdot N}{N_A}$$

On a  $A = \lambda \cdot N = (0,693 / T) \cdot N$  donc

$$m = \frac{M}{N_A} \cdot A \cdot \frac{T}{0,693} = 0,24 \cdot 10^{-23} \cdot M \cdot A \cdot T$$

$$m = 0,24 \cdot 10^{-23} \cdot M \cdot A \cdot T$$

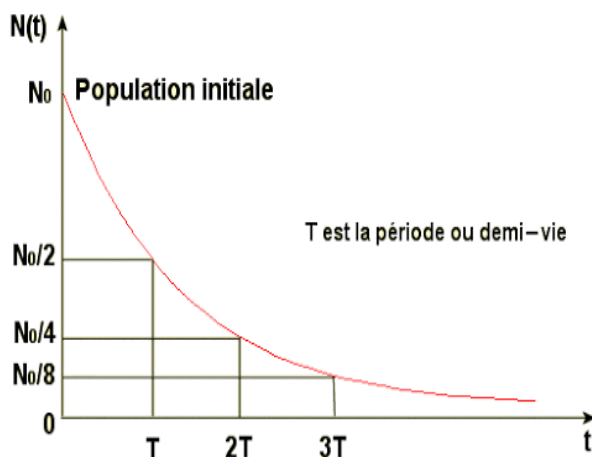
$m$  et  $M$  sont exprimés en **gramme**,  $A$  en **Bq** et  $T$  en **seconde**.

#### ✚ La période radioactive ou demi-vie :

Certains nucléides radioactifs restent stables pendant des milliards d'années, d'autres se décomposent en une fraction de seconde.

Un processus de désintégration est caractérisé par la période  $T$ .

**La période  $T$**  est le temps nécessaire pour que **la moitié des atomes radioactifs présents initialement se soient désintégrés**.



Au bout d'un temps  $t$  correspondant à une période  $T$ , on a :

$$N_T = N_0 / 2 = N_0 \cdot \exp(-\lambda \cdot T)$$

$$\text{Soit : } \lambda \cdot T = \ln 2 \Rightarrow T = 0,693 / \lambda$$

- La période  $T$  ne dépend pas du nombre initial des noyaux.

- La température et la pression n'affectent pas la valeur de T.
- La période caractérise un nucléide donné

### Exemple :

Uranium-235	$7,038 \cdot 10^8$ années	Uranium -238	$4\,468 \cdot 10^9$ ans	Potassium -40	$1,28 \cdot 10^9$ ans
Rubidium -87	$4,88 \cdot 10^{10}$ ans	Calcium -41	$1,03 \cdot 10^5$ ans	Carbone 14	5760 années
Radio -226	1620 années	Césium 137	30,07 années	Bismuth -207	31.55 années
Strontium -90	28,90 années	Cobalt-60	5,271 années	Cadmium -109	462,6 jours
Iode-131	8,02 jours	Radon -222	3,82 jours	Oxygène -15	122 secondes

### Période biologique et période effective

Atomes radioactifs dans le corps humain : Le nombre d'atomes radioactifs dans le corps humain à un temps donné dépend donc à la fois des désintégrations et de l'élimination biologique

**La période biologique**  $T_b$  est le temps au bout duquel la moitié d'une quantité ingérée ou inhalée a été éliminée de l'organisme, ou par des processus purement biologiques.

**La période effective**  $T_{\text{eff}}$  est fonction de la période radioactive et de la période biologique. C'est le temps nécessaire pour que la radioactivité ait diminué de moitié dans l'organisme, suite à son élimination et à la décroissance radioactive du radionucléide. La période effective est toujours plus petite que les deux autres.

La variation de l'activité du radioélément résultant de ces deux phénomènes est exprimé en fonction du temps selon:

$$\frac{dN}{dt} = -\lambda_{\text{Bio}} N - \lambda_{\text{Phys}} N = -(\lambda_{\text{Bio}} + \lambda_{\text{Phys}}) N = \lambda_{\text{Eff}} N$$

$$\lambda_{\text{Eff}} = \lambda_{\text{Bio}} + \lambda_{\text{Phys}} = \frac{\ln 2}{T_{\text{Bio}}} + \frac{\ln 2}{T_{\text{Phys}}} = \frac{\ln 2}{T_{\text{Eff}}}$$

La période (demi-vie) effective peut donc s'écrire :

$$T_{\text{Eff}} = \frac{T_{\text{Bio}} T_{\text{Phys}}}{T_{\text{Bio}} + T_{\text{Phys}}}$$

Le tableau suivant illustre cette notion de période effective :

Radionucléide	Organe cible	T	$T_b$	$T_e$
$^3_1\text{H}$	organisme entier	12 ans	10 jours	10 jours
$^{131}_{53}\text{I}$	thyroïde	8 jours	140 jours	7,6 jours
$^{239}_{94}\text{Pu}$	os	24400 ans	200 ans	200 ans

## 2.7 Quelques applications de la radioactivité :

- ✚ énergétiques : centrales nucléaires à fission,
- ✚ médicales : utilisation de traceurs radioactifs pour les diagnostics, traitement des cancers,  
Exemple : L'iode 131 diminue l'hyperactivité de la thyroïde et permet le traitement des goîtres.
- ✚ biologiques / géologie : études in vivo à l'aide de marqueurs radioactifs, datation
- ✚ militaires : bombes nucléaires à fusion ou à fission

Plus surprenant, le corps humain est lui aussi naturellement radioactif ! La radioactivité du corps humain provient de la présence en son sein de deux radioéléments d'origine naturelle, le potassium-40 et le carbone-14, à l'origine de 8000 désintégrations par seconde.

## 2.8 Dangers de la radioactivité

- Effets pathologiques : cancers, leucémie, lésions des muqueuses...
- Effets génétiques : les effets se rapportent sur les générations futures.

### Références bibliographiques

Sources : <https://cour-st.webs.com/Chapitre%20II%20LA%20RADIOACTIVITE..> Cours de Mme Selaimia Ferdjani  
<http://biochimej.univangers.fr/Page2/COURS/6CoursDEUST/1RADIOACTIVITE/1Radioactivite.htm>  
<http://spiralconnect.univ-lyon1.fr/spiral-files/download?mode=inline&data=7223257>  
<https://www.alloprof.qc.ca/fr/eleves/bv/sciences/les-types-de-transformations-nucleaires-fission-s1119>  
*Biophysique des rayonnements ionisants (RI) Pr. Malika ÇAOUI Service de Médecine Nucléaire CHU International Cheikh Zaid Faculté de Médecine et de Pharmacie - Laboratoire de Biophysique Université Mohamed V – Rabat*  
 Quelques Sites universitaires francophones Ex :  
 – [www.chu-rouen.fr/](http://www.chu-rouen.fr/)  
 – [www.univ-angers.fr/](http://www.univ-angers.fr/)  
 – [www.univ-nantes.fr/](http://www.univ-nantes.fr/)....