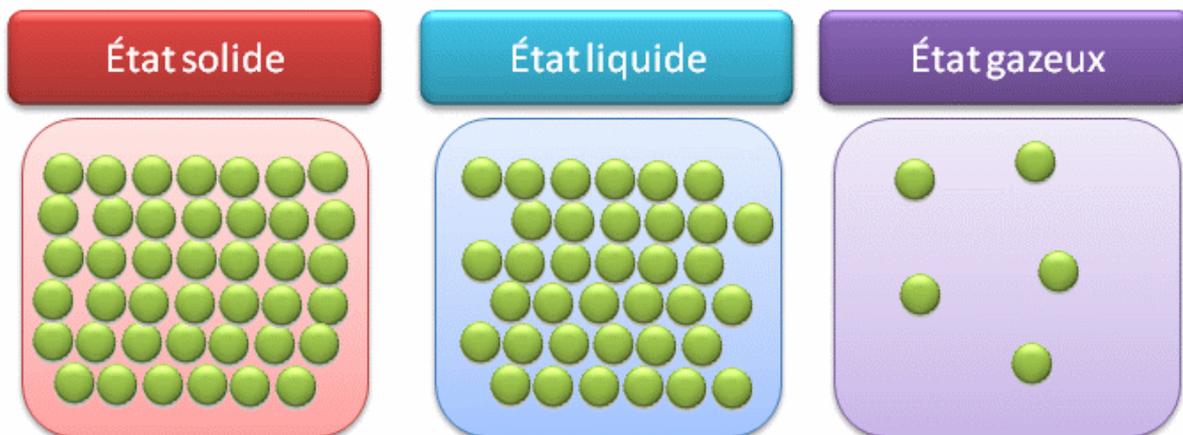


**I.1. Etats et caractéristiques macroscopiques des états de la matière :**

La matière constitue tout ce qui possède une masse et qui occupe l'espace. Autre la matière, notre univers est composé d'énergie (lumière, chaleur, électricité.....) c'est l'énergie qui cause le changement que subit la matière.

\*Dans un système la matière se trouve essentiellement sous trois états : gaz, liquide et solide.

- **L'état solide** : possède un volume et une forme bien définis (état ordonné, rigide et microscopique).
- **L'état liquide** : possède un volume mais aucune forme précise, il prend la forme de son contenant (état désordonné et incompressible).
- **L'état gazeux** : ne possède ni volume ni forme, il prend la forme et le volume de son contenant (état désordonné et compressible).



**Figure I.1 : Disposition des particules dans les solides, les liquides et les gaz**

La matière peut se trouver dans l'un ou l'autre de ces états suivants les conditions auxquelles est soumise (température et pression) et passera d'un état à un autre en modifiant ces conditions.

**I. 2. Changements d'états de la matière**

Une substance peut passer d'un état à un autre par un changement d'état physique :

**a- Changements d'états physiques**

Le changement d'état physique est une transformation qui ne change pas la nature de la substance, il implique simplement un changement dans son état physique.

Le passage d'un état à un autre s'effectue par changement d'état physique selon les transformations suivantes :

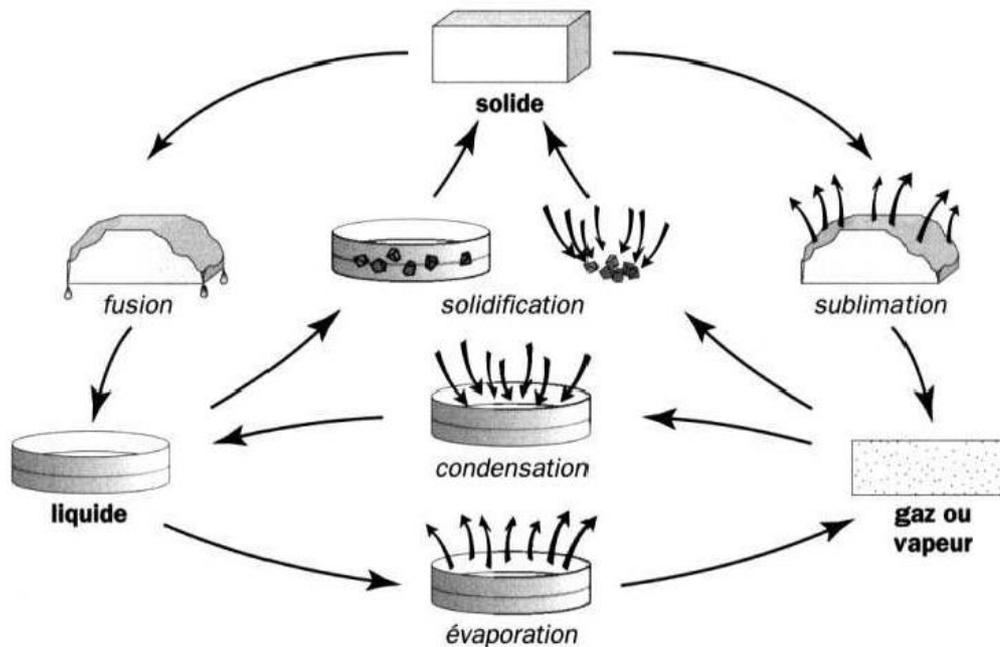


Figure I.2 - Changements d'état

### b- Changements d'états chimiques :

C'est une transformation qui change la nature d'une substance au moyen d'une réaction chimique.

### I. 3. Notions d'atome, molécule, mole et Nombre d'Avogadro :

**I.3.1. L'atome :** L'atome en grec atomos : indivisible et indestructible. C'est la plus petite particule de la matière, qui est une quantité de matière infiniment petite dont l'ordre de grandeur de masse est de  $10^{-26}$  et de rayon de quelque Angstrom  $1\text{A}^{\circ} = 10^{-10}\text{m}$ . Les atomes s'associent pour former une molécule.

**I.3.2. Molécule :** C'est une union de deux atomes ou plus tel que :  $\text{CO}_2$ ,  $\text{NaCl}$ ,  $\text{O}_2$ .

**I.3.3. La mole :** La quantité de la matière est une grandeur fondamentale pour le chimiste. L'unité de cette grandeur fondamentale est la mole (mol). Une mole est définie comme étant la quantité de matière contenue dans 12 grammes de carbone  $^{12}\text{C}$ , elle correspond à un ensemble de  $N_A$  entités chimiques identiques (atomes, ions, molécules.....). « 1 mole =  $6.023 \cdot 10^{23}$  ».

**I.3.4. Le nombre d'Avogadro  $N_A$  :**  $N_A$  est une constante appelée nombre d'Avogadro qui correspond au nombre d'atomes contenus dans 12 grammes du carbone  $^{12}\text{C}$  ( $N_A = 6.023 \cdot 10^{23}$ ).

#### **I.4. Unité de masse atomique, masse molaire atomique et moléculaire, volume molaire :**

##### **I.4.1. Nombre de mole et d'atome ou molécule :**

Le nombre de mole est le rapport entre la masse du composé et sa masse molaire :  $n = \frac{m}{M}$

Le nombre d'atome ou de molécule est donné par la relation :  $N = n \cdot N_A$

$n$  : nombre de mole ;  $m$  : masse du composé en gramme ;  $M$  : masse molaire du composé en gramme/mol ;  $N$  : nombre d'atome et  $N_A$  : nombre d'Avogadro.

##### **I.4.2. Masse atomique d'un élément**

On appelle masse atomique la masse d'un atome. La masse molaire atomique d'un élément chimique est la masse d'une mole d'atomes, appelée masse molaire atomique soit la masse de  $N_A$  atomes.  $N_A$  étant le nombre d'Avogadro égale à  $6,023 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$ .

Exemple : la masse d'un atome de carbone est 12 fois la masse de l'unité de masse atomique,  $m_C = 12 \cdot 1,66 \cdot 10^{-24} \text{ g} = 19,92 \cdot 10^{-24} \text{ g}$

On distingue deux échelles:

- L'échelle des masses des atomes exprimées en unité de masse atomique (**u.m.a**)
- L'échelle des masses molaires atomiques exprimées en grammes.

Ces deux échelles sont proportionnelles l'une à l'autre et le facteur de passage de l'un à l'autre est le nombre d'Avogadro. Sa valeur est telle que les deux masses d'un atome ou d'une mole exprimée chacune avec sa propre unité sont **numériquement égales**.

**I.4.3. Unité de masse atomique « uma » :**

L'unité de masse atomique **u.m.a** est définie comme étant la masse de 1/12 de l'atome de carbone 12. Cette convention est établie afin d'éviter dans les calculs et les raisonnements les valeurs très faibles concernant les masses des particules microscopiques.

$$1\text{uma} \rightarrow 1/12 \text{ d'atome de C}$$

$$12\text{g} \rightarrow N \text{ atome de C}$$

$$1\text{uma} = 1/12 \cdot 12 \cdot 1/N = 1/N$$

$$1\text{uma} = 1,66 \cdot 10^{-24} \text{g} = 1,66 \cdot 10^{-27} \text{Kg}$$

$$\text{Ou bien : } 1\text{uma} = \frac{1}{12} \times \frac{m_{12\text{C}}}{N_A} = \frac{1}{12} \times \frac{12}{N_A} = \frac{1}{N_A} = \frac{1}{6,023 \cdot 10^{23}} = 1,66 \cdot 10^{-24} \text{g} = 1,66 \cdot 10^{-27} \text{Kg}$$

**I.4.4. La masse molaire, l'atome-gramme, la molécule-gramme**

La masse molaire est la masse d'une mole de matière. Quand celle-ci se présente en tant qu'atomes, la masse molaire atomique est la masse de N atomes ( $M_C = 12\text{g} = 1 \text{ atome-gramme}$ ). Par contre quand cette dernière se présente en tant que molécules tel que l'oxygène, l'hydrogène....., la masse molaire représente une mole de molécules ( $MO_2 = 32\text{g} = 1 \text{ molécule-gramme}$ ).

**Exemples :**

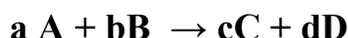
**1 :** 1mole de carbone a une masse de :  $12,01115\text{uma}$ .  $M = 55,847 \cdot 1,66 \cdot 10^{-24} \cdot 6,023 \cdot 10^{23} = 12,01115\text{g}$

**2 :** 1mole de  $N_2$  a une masse de :  $28,0134\text{uma}$ .  $M = 28,0134 \cdot 1,66 \cdot 10^{-24} \cdot 6,023 \cdot 10^{23} = 28,0134\text{g}$

**Remarque :** La masse atomique, la masse moléculaire et la masse molaire ne diffèrent que par l'unité. La valeur absolue reste inchangée (exemples 1 et 2).

**I.4.5. Loi pondérale : Conservation de la masse (Lavoisier), réaction chimique**

Soit la réaction chimique suivante :



Tel que A et B sont les réactifs, C et D sont les produits et a, b, c et d sont les coefficients stœchiométriques. Une réaction chimique doit obéir à la loi de (Lavoisier) de conservation : de masse (la masse des produits doit être égale à la masse des réactifs) (les atomes de départ se conservent après réaction), de charge et matière.

**I.4.6. Aspect qualitatif de la matière :****a- Corps purs, mélange homogène et hétérogène**

➤ Un corps pur est un corps constitué d'une seule sorte d'entité chimique (atome, ion ou molécule). Exemple :  $\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{CO}_2$ .

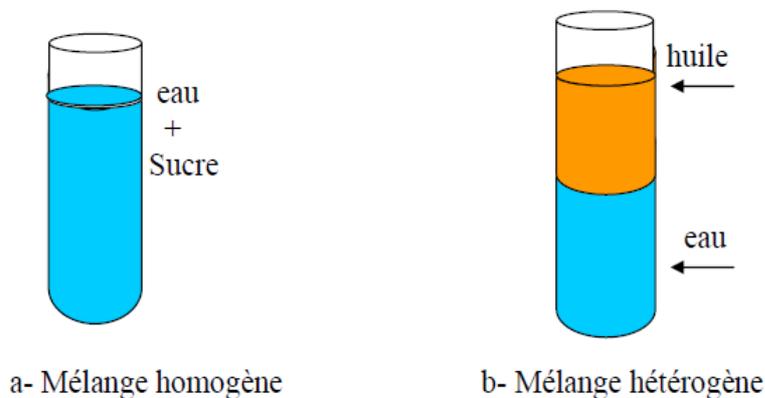
➤ Un corps pur simple est un corps pur constitué d'un seul élément chimique.

Exemple : le dioxygène  $\text{O}_2$ .

➤ Un corps pur composé est un corps pur constitué de plusieurs éléments chimiques. Exemple :  $\text{CH}_4$

➤ Un mélange est formé d'un corps pur auquel est associé un ou plusieurs corps de nature différente.

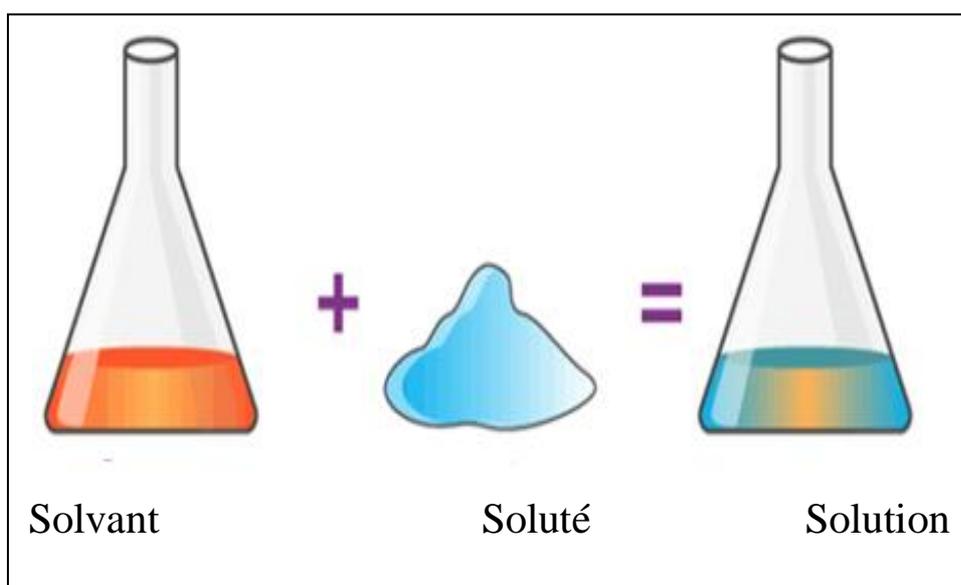
Exemple : l'eau salée : constituée d'eau  $\text{H}_2\text{O}$  et de sel  $\text{NaCl}$ , on dit qu'il est homogène à cause de la répartition uniforme du corps dissout dans chaque point du volume du mélange. Par ailleurs, le mélange hétérogène a la composition non uniforme dans tout le volume de la solution.



**Figure I-3 :** Présentation des mélanges

**I.5. Les solutions soluté, solvant, solution aqueuse, dilution et saturation :****I.5. 1. Les solutions en chimie**

Une solution est obtenue par dissolution d'une espèce chimique dans un solvant. L'espèce chimique dissoute s'appelle le soluté : il peut être sous forme solide, liquide ou gaz, tandis que le solvant est sous forme liquide. Une solution est dite aqueuse si le solvant est l'eau. *Exemple* : dans une solution d'eau salée, le sel constitue le soluté, tandis que l'eau joue le rôle de solvant. Une solution est dite saturée quand le solvant ne peut plus dissoudre le soluté.

**FigureI- 4 : Solution chimique**

## I.5.2. Aspect quantitatif de la matière :

Tableau I- 1 : EXPRESSIONS DE CONCENTRATION

Concentration	Unité	Expression
Concentration molaire ou molarité	(mol / l) ou M	$C_M = \frac{n}{V} = \frac{m}{M \cdot V}$
Concentration molale ou molalité	(mol/kg) ou molale	$M = C_m = \frac{m_{\text{soluté}}}{m_{\text{solvant}}}$
Concentration normale ou normalité	(éqg/l ou N)	$N = \frac{n_{\text{eq-g}}}{V} ; n_{\text{eq-g}} = \frac{m}{m_{1\text{eq-g}}} ;$ $m_{1\text{eq-g}} = \frac{M}{Z}$ $N = \frac{m \cdot Z}{M \cdot V} = C_M \cdot Z$ <p>Z est :</p> <ul style="list-style-type: none"> <li>- dans le cas d'un sel : le nombre d'électrons de valence (exemple, pour NaCl, Z = 1)</li> <li>*dans le cas d'un acide : le nombre de protons H<sup>+</sup> libéré, exemple : HCL (Z = 1), H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> (Z = 2).</li> <li>*dans le cas d'une base : le nombre d'anions OH<sup>-</sup> libéré, exemple : NaOH (Z = 1), Ca(OH)<sub>2</sub> (Z = 2).</li> </ul>
Concentration massique	(g/l)	$C = \frac{m}{V} = \frac{n \cdot M}{V} = C_M \cdot M$

## I.5.3. Les fractions

➤ **La fraction molaire :** si on considère  $n_1$  moles de solvant et  $n_2$  moles de soluté, les fractions molaires du solvant et du soluté sont respectivement :

$$x_1 = \frac{n_1}{n_1 + n_2} \quad ; \quad x_2 = \frac{n_2}{n_1 + n_2}$$

➤ **La fraction massique :** c'est le pourcentage massique

$$\%massique = \frac{masse_{soluté}}{masse_{solution}} \cdot 100$$

**Note :** lorsqu'on dispose du volume de la solution, on peut le transformer en masse à l'aide de la densité de la solution.

#### I.5.4. Densité

➤ **Solide-Liquide:** la densité d'un corps solide ou liquide par rapport à l'eau est le rapport de la masse d'un certain volume de ce corps à la masse du même volume d'eau.

$$d = \frac{\rho_{corps(s ou l)}}{\rho_{H_2O}} = \frac{m/V}{m'/V} = \frac{m}{m'} = \frac{masse \text{ d'un certain volume de corps}}{masse \text{ du même volume d'eau}}$$

➤ **Gaz :** la densité d'un gaz par rapport à l'air est le rapport de la masse d'un certain volume de ce gaz à la masse du même volume d'air dans les mêmes conditions de température et de pression.

Dans les conditions normales, la masse volumique de l'air est de 1,293 g/l. Autrement dit :

$$\begin{aligned} 1 \text{ litre d'air} &\rightarrow 1,293\text{g} \\ 22,4 \text{ l} &\rightarrow M_{air} \\ M_{air} &= \frac{1,293 \cdot 22,4}{1} \approx 29 \text{ g/mol} \end{aligned}$$

$M_{air}$  est la masse molaire du gaz.

$$d_{gaz} = \frac{masse \text{ d'un volume } V \text{ du gaz}}{masse \text{ du volume } V \text{ d'air}} = \frac{M_{gaz}}{M_{air}} = \frac{M_{gaz}}{29} \Rightarrow M_{gaz} = d_{gaz} \cdot 29$$

#### I.5.5. Dilution d'une solution aqueuse

La dilution d'une solution aqueuse consiste à en diminuer la concentration par ajout de solvant (eau). La solution initiale de concentration supérieure est appelée **solution-mère**. La solution finale de concentration inférieure est appelée **solution-fille (solution diluée)**.

Lors d'une dilution, il y a conservation de la quantité de matière de soluté de telle sorte que l'on peut écrire :

$$n_i = n_f \Rightarrow C_i V_i = C_f V_f$$

Avec  $n$  : quantité de matière ;  $V$  : volume et  $C$  : concentration

$i$  : initial c'est-à-dire relatif à la solution-mère.

$f$  : final c'est-à-dire relatif à la solution diluée.

Généralement, on connaît la valeur des concentrations ; le problème étant de déterminer celle des volumes ;  $V_i$  : volume de solution-mère à prélever et  $V_f$  : volume de solution diluée correspondant à celui de la fiole jaugée.

### I.6. Les principaux constituants de la matière

Dés 420 avant JC, Démocrite (philosophe grec) a l'intuition de l'existence des atomes et invente leur nom (« atomos » en grec qui signifie insécable).

- En 1805, John Dalton annonce au monde l'existence des atomes.
- En 1881, J. J. Thomson découvre l'un des composants de l'atome. Il s'agit de particules élémentaires négatives appelées en 1891 électrons.
- Au début du XX<sup>ème</sup> siècle, l'ambition des physiciens est de proposer un modèle de l'atome en précisant la répartition de la charge électrique à l'intérieur de celui-ci.
- En 1904, Thomson partant de l'idée que l'atome est électriquement neutre, pense qu'il doit contenir des charges positives qui doivent compenser les charges négatives des électrons. Il suppose que la charge positive est répartie dans un petit volume (qui peut avoir la forme d'une sphère) et qu'elle est parsemée d'électrons (pudding de Thomson).
- En 1910 Rutherford bombarde différents échantillons de matière (cuivre, or, argent) avec des particules et il déduit de son expérience que la charge positive doit occuper un tout petit volume qu'il appelle « noyau ». Après « un petit calcul » il trouve que la majorité de la masse de l'atome est concentrée dans un noyau minuscule. Les dimensions du noyau sont de l'ordre de  $10^{-15}$ m (100 000 fois moins que les dimensions de l'atome) et sa charge totale est un multiple entier de la charge de l'électron (au signe près).

• Rutherford pense alors au modèle planétaire pour décrire un atome. En effet la masse du système solaire est essentiellement concentrée dans le Soleil tout comme celle de l'atome est concentrée dans le noyau. 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 derniers forment le noyau.

### **I.6.1. Modèle planétaire de Rutherford**

A la suite des travaux d'Ernest Rutherford (1911), il fut admis que l'atome pouvait s'apparenter à un noyau de charge positive autour duquel orbitent des particules chargées négativement : les électrons. La cohésion de l'édifice atomique résulte de la force de Coulomb jouant pour l'atome le rôle de la force de gravitation dans un système planétaire. Les forces d'attraction électriques équilibrent les forces centrifuges, créant une stabilité mécanique. Mais, d'après la théorie de l'électromagnétisme, «une charge électrique soumise à une accélération émet un rayonnement». L'énergie de l'électron devrait donc diminuer et l'électron devrait tomber sur le noyau.

### **L'expérience à la feuille d'or.**

En 1909, *Ernest Rutherford* effectue une expérience fondamentale pour la connaissance de l'atome. Il étudie la diffraction d'un faisceau de particules alpha en provenance d'un gaz de radon (à l'époque on ne savait pas qu'elles étaient des noyaux d'hélium), par une très mince feuille d'or. En observant les impacts lumineux (scintillations) sur un écran en sulfure de zinc, il observe que ces particules traversent la feuille, que quelques unes sont déviées et que certaines reviennent en arrière. Il conclue que cette déviation est due à l'interaction entre la particule et un seul atome d'or.

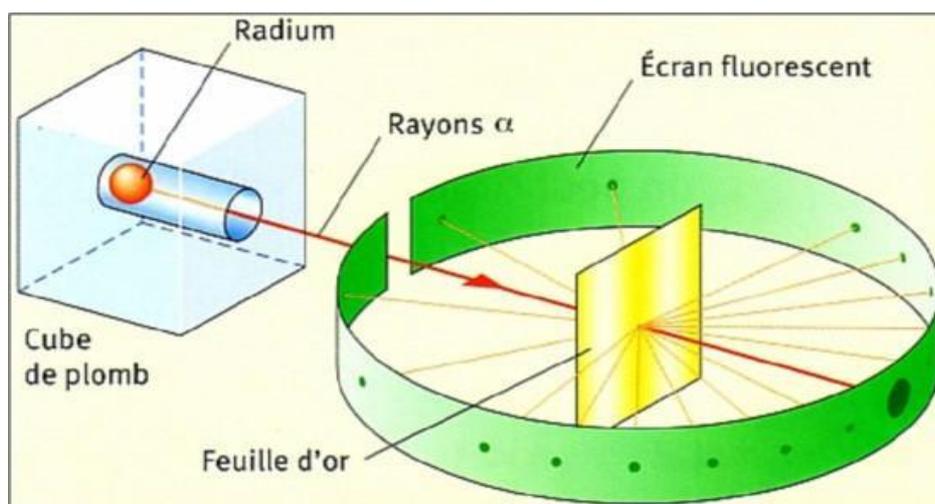
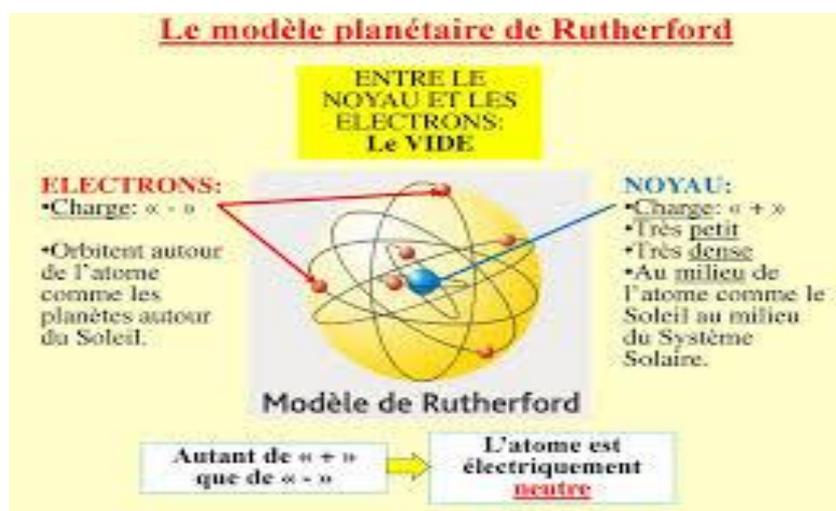


Figure I- 5 : Expérience de la feuille d’Or



1

Tableau I-2 : propriétés de l'atome

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 <i>êlektron</i> : ambre $e^-$	J. J. Thomson (1897) R. A. Millikan (1911)	$-e = -1,602 \cdot 10^{-19} \text{ C}$ (arrondie à $-1,6 \cdot 10^{-19} \text{ C}$ )	$9,1094 \cdot 10^{-31} \text{ kg}$ (arrondie à $9,11 \cdot 10^{-31} \text{ kg}$ )
Proton du grec <i>prôtos</i> : premier $p$	E. Rutherford (1910)	$+e = +1,602 \cdot 10^{-19} \text{ C}$ (arrondie à $+1,6 \cdot 10^{-19} \text{ C}$ )	$1,6726 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$ (arrondie à $1,67 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$ )
Neutron $n$	J. Chadwick (1932)	0	$1,6749 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$ (arrondie à $1,67 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$ )

**I.6.2 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.

**I.6.2.1. Le noyau.**

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

**I.6.2.2. Le proton**

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

Masse :  $m_p = 1,672 \cdot 10^{-27} \text{kg} = 1836,1 m_e$ .  
Charge :  $q_p = +1,602 \cdot 10^{-19} \text{Coulomb}$ .

**I.6.2.3. Le Neutron**

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

Les caractéristiques du neutron sont :  
Masse :  $m_n = 1,675 \cdot 10^{-27} \text{kg} = 1838,6 m_e \cong m_p$ .  
Charge :  $q_n = 0 \text{Coulomb}$ .

proton.

**I.6.2.4. L'électron**

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

Masse :  $m_e = 9,110 \cdot 10^{-31} \text{kg}$   
Charge :  $q_e = -e = -1,602 \cdot 10^{-19} \text{Coulomb}$ .

**I.6.3. 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, soit la somme du nombre de protons et du nombre de neutrons.

$$A = Z + N$$

Tel que  $Z = \sum \text{protons}$  et  $N = \sum \text{neutrons}$

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**.

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

## I.7. Les isotopes

### I.7.1. 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:**  ${}^{16}_8\text{O}$ ,  ${}^{17}_8\text{O}$  et  ${}^{18}_8\text{O}$

**I.7.2. 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 :

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

\*La masse atomique moyenne :

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

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

$M_i$  : masse molaire de l'isotope  $i$ .

$m_i$  : masse atomique de l'isotope  $i$ .

$x_i$  : Abondance relative au % de l'isotope

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

Calculer l'abondance naturelle des deux isotopes.

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

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

**Solution :**

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

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

$$2 \rightarrow x_1 = 100 - x_2$$

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

$$x_2 = \frac{100 \times 35,46 - 100 \times 34,97}{36,97 - 34,97} = 24,6\% \Rightarrow x_1 = 100 - x_2 = 100 - 24,6 = 75,4\%$$

**I.8. 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.

### I.8.1. 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.

$$m_{\text{noyau}} < Z \times m_p + N \times m_n$$

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

### I.8.2. Energie de liaison et Energie de cohésion des noyaux

( $E_L$ ) est appelée **énergie de liaison**. Elle définit l'énergie mise en jeu 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 =  $3.10^8$  m/s

**Exemple :** Le deutérium  ${}^2_1D$  est un isotope de l'hydrogène. On donne :  $m(n) = 1,008665 \text{ u.m.a}$  ;  
 $m(p) = 1,007277 \text{ u.m.a}$  ;  $m(\text{noyau}) = 2,014102 \text{ u.m.a}$ .

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

$$\begin{aligned} \Delta m &= (m_p + m_n) - m_{\text{noyau}} = 0,00184 \text{ u.m.a} \\ &= 0,00184 / 6,023.10^{23} = 1,395.10^{-26} \text{ g} = 1,395.10^{-29} \text{ Kg} \end{aligned}$$

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

$$\text{On trouve : } E_L = 1,395.10^{-29} \times 3.10^8 = 2,7 \times 10^{-13} \text{ J} = 1,685 \text{ MeV} = - E = 2,7 \times 10^{-13} \text{ J} = 1,685 \text{ MeV/noyau}$$

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

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

### I.8.3. 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.

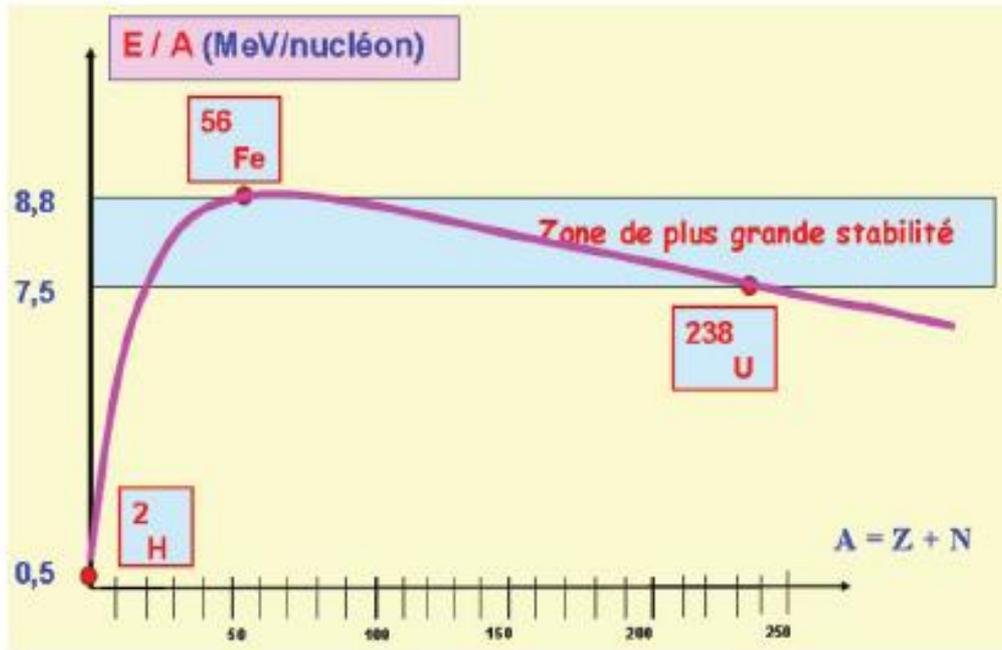


Figure I- 6 : courbe d'Aston

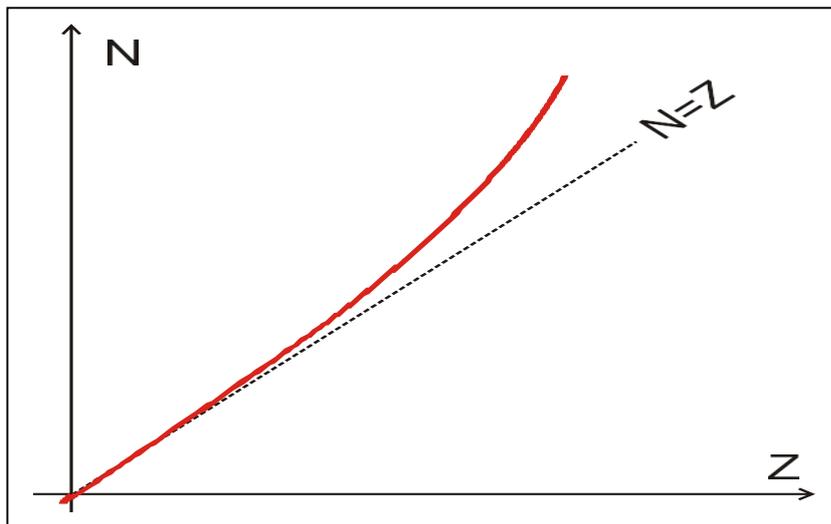


Figure I- 7 : Courbe de stabilité

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.

Parmi la centaine d'éléments connus seul les 83 premiers (à l'exception du Technétium ( $Z=43$ ) et du Prométhium ( $Z=61$ )) possèdent au moins un isotope stable.

On peut expliquer simplement ce fait en considérant que les protons chargés positivement se repoussent, l'ajout de neutrons stabilise les nucléides par un effet de "dilution" des charges positives qui en étant plus éloignées les unes des autres auront tendance à moins se repousser. 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  $Z$ .

- $N = Z \Rightarrow$  Stabilité parfaite du noyau.
- $N < Z \Rightarrow$  Instabilité par excès de protons (émission de  $\beta^+$ ).
- $N > Z \Rightarrow$  Instabilité par excès de neutrons (émission de  $\beta^-$ ).
- $Z > 84 \Rightarrow$  Le nombre de protons devient trop élevé cet effet de « dilution des charges » devient inefficace et il n'existe plus de noyaux stable ils sont tous radioactifs (émission  $\alpha$  ( $\text{He}^{2+}$ )).

Le rapport entre le nombre de proton et le nombre de neutron est le facteur principal qui va fixer 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.

## I.9. Radioactivité et réaction nucléaire

L'une des principales propriétés liées au noyau d'un atome est la faculté qu'a ce dernier de se transformer en un autre noyau de nature différente par des réactions nucléaires.

Dans la nature il existe des noyaux stables et des noyaux instables. Ces derniers sont appelés « noyaux radioactifs ».

### I.9.1. Radioactivité naturelle :

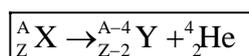
Les nucléides émettent spontanément des radiations en modifiant leur structure.

### I.9.2. Types de radioactivité

#### I.9.2.1. Désintégration alpha

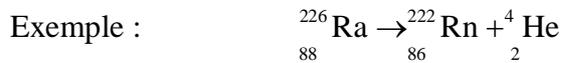
Certains noyaux lourds ( $N+Z > 200$ ) sont radioactifs et se transforment en noyaux plus légers en émettant des particules alpha  $\alpha$  (ou noyaux d'hélium  $\text{He}^{+2}$ ).

Equation bilan :



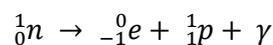
Le nucléide X est appelé "noyau père", le nucléide Y "noyau fils". X et Y correspondent à des éléments chimiques différents.

Le rayonnement  $\alpha$  est très ionisant, très énergétique mais peu pénétrant.

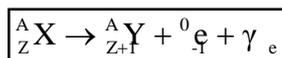


### I.9.2.2. Désintégration $\beta^-$ ( ${}_{-1}^0e$ )

Les noyaux avec un surplus de neutrons (situés à gauche de la courbe de stabilité) émettent un électron qui provient de la décomposition d'un neutron en un proton et un antineutrino  ${}_{-1}^0e$  électronique suivant l'équation :



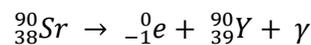
Equation bilan:



X et Y correspondent à des éléments chimiques différents.

Le rayonnement  $\beta$  est très ionisant et très pénétrant.

**Exemple :**

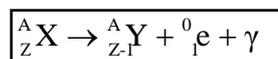


### I.9.2.3. Désintégration $\beta^+$ ( ${}_{+1}^0e$ )

Les noyaux avec trop de protons (ou trop peu de neutrons, donc situés à droite de la courbe de stabilité) émettent un positron  ${}_{+1}^0e$  qui provient de la décomposition d'un proton en un

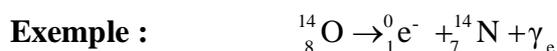
positron, un neutron et un neutrino électronique: 
$${}_1^1p \rightarrow {}_{+1}^0e + {}_0^1n + \gamma$$

Equation-bilan



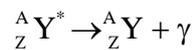
X et Y correspondent à des éléments chimiques différents.

La particule notée  ${}_{+1}^0e$  est un positron (ou positon ou antiélectron) : de même masse que l'électron mais de charge opposée.



**I.9.2.4. Désintégration  $\gamma$** 

Après une transformation radioactive du noyau, le noyau fils est dans un état excité (\*) et se désexcite en émettant un (ou plusieurs) photons de haute énergie (gamma  $\gamma$ ) de même nature que la lumière. Les Rayonnement  $\gamma$  n'ont ni masse ni charge et sont très dangereux par leur capacité à détruire les cellules vivantes.

**Remarques**

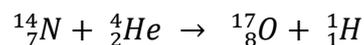
- Toutes les désintégrations sont accompagnées d'une libération d'énergie !
- Il existe d'autres types de radioactivité : émission de protons, neutrons, ...

**I.9.3. Radioactivité artificielle :**

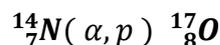
Les nucléides émettent des radiations en modifiant leur structure par bombardement avec des neutrons, protons.....

a) **La transmutation** : cette réaction produit des nucléides de nombre de masse égal ou très voisin de celui du nucléide qui a servi de cible. Les nucléides formés sont soit stables soit radioactifs.

Exemple :

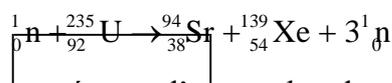


Sous forme abrégée on écrit :



b) **Fission nucléaire** : c'est une réaction nucléaire provoquée par l'impact d'un neutron « lent » sur un noyau lourd dit : noyau-cible ; celui-ci se divise alors en deux noyaux plus légers et plus stables (les produits de fission), et en neutrons possédant une très grande vitesse.

Exemple de fission nucléaire : un neutron lent peut s'introduire dans un noyau d'uranium-235 et y rester. Le noyau excité se scinde en deux fragments suivant une multitude de possibilités dont l'une est :

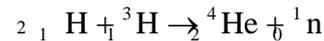


Lorsqu'on est en présence d'un nombre de noyaux U-235 assez important, les 2 ou 3 neutrons libérés dans la réaction précédente peuvent donner lieu à 2 ou 3 nouvelles fission de U-235 et ainsi de suite. Il s'ensuit une réaction en chaîne où le nombre de fissions augmente rapidement en fonction du temps.

- c) **Fusion nucléaire** : deux noyaux légers sont « assemblés » pour former un noyau plus stable et plus lourd (mais dont la masse est inférieure à la somme des masses des noyaux légers mis en jeu).

**Exemple :**

Dans les réacteurs de fusion thermonucléaires (JET, ITER) la recherche porte sur la réaction suivante :



**L'énergie libérée lors d'une réaction nucléaire :** Toutes les réactions nucléaires sont accompagnées d'une libération d'énergie  $\Delta E$  :

$$\Delta E = E_{\text{produits}} - E_{\text{réactifs}} = [\sum m_{\text{produits}} - \sum m_{\text{réactifs}}]c^2$$

### I.9.3. Loi de la désintégration radioactive

Lorsqu'un noyau se désintègre, il est transformé en un autre nucléide, qui peut être radioactif ou non.

La désintégration d'un nucléide est indépendante des conditions physiques dans lequel il se trouve et de son état chimique.

#### I.9.3.1. Loi de décroissance radioactive

Le but est de déterminer l'évolution statistique du nombre  $N$  de nucléides radioactifs présents dans un échantillon. Il s'agit d'établir l'équation mathématique de la diminution de  $N$  en fonction du temps  $t$ .

$$dN = -\lambda N dt$$

**Condition initiale :** à l'instant  $t = 0$ , l'échantillon comprend  $N_0$  noyaux radioactifs.

A l'instant  $t$ , il y en a  $N$ .

$\lambda$  : est la **constante de désintégration** ; unité :  $s^{-1}$

$\lambda$  représente la probabilité de désintégration par seconde

On a donc l'équation différentielle suivante :  $\frac{dN}{N} = -\lambda dt$

- $\int \frac{dN}{N} = -\lambda \int dt$  On obtient :  $\ln N(t) - \ln N_0 = -\lambda t$

$$\Rightarrow \boxed{N = N_0 e^{-\lambda t}}$$

**I.9.3.2. Demi-vie T d'un radioélément**

On appelle demi-vie T d'un radioélément le temps au bout duquel le nombre N a diminué de la moitié. Elle est caractéristique d'un nucléide particulier.

Exemples de quelques demi-vies :

$${}^{226}_{88}\text{Ra} (\alpha) : T = 1590 \text{ a (année)}$$

$${}^{222}_{86}\text{Rn}(\alpha) : T = \boxed{T = \frac{\ln 2}{\lambda}} 3,825 \text{ d (jours)}$$

**a) Relation entre T et  $\lambda$  :**

$$N(t) = \frac{N_0}{2} = N_0 e^{-\lambda t}$$

En  $t = T$ , on a  $N(T) = N_0/2$ , donc:

On aura donc :

$$\boxed{\lambda = \frac{\ln 2}{T}}$$

**I.9.3.3. Activité d'une source radioactive****I.9.3.3.1. Définition**

L'activité A d'une source radioactive est le nombre de noyaux radioactifs qui se désintègrent par unité de temps.

Si dans un intervalle de temps dt, dN atomes se sont désintégrés, l'expression de l'activité est donnée par :

$$\boxed{A = -\frac{dN}{dt}}$$

$$\boxed{A = \lambda N}$$

**Unité : 1 becquerel = 1 Bq = 1 s<sup>-1</sup>**

On a :

$$\boxed{N = N_0 e^{-\lambda t}}$$

En posant  $A_0 = \lambda N_0$ , on obtient:

$$\boxed{A = A_0 e^{-\lambda t}}$$

**I.9.3.3.2. Applications de la radioactivité**

- **Datation en archéologie** : L'isotope C-14 est radioactif  $\beta^-$  avec une demi-vie de 5730 années.  ${}^{14}\text{C}$  est créé dans l'atmosphère par bombardement par rayons cosmiques. Il est ensuite

absorbé par les plantes sous forme de dioxyde de carbone. A la mort des plantes, l'absorption cesse et le carbone C-14 se désintègre au cours du temps. L'activité renseigne sur la date de la mort de l'organisme.

- **Datation en géologie :** Plusieurs éléments radioactifs peuvent être utilisés pour la datation de roches. Nous prenons le cas du plomb.

Si on connaît le rapport du nombre d'atomes de plomb N' par rapport au nombre de noyaux d'uranium, on peut calculer la date du début de la désintégration de l'échantillon.

- **En Médecine :** En médecine la radioactivité est utilisée pour la destruction des cellules cancéreuses

**I.9.3.3.3. Danger de la radioactivité :** Les particules émises par une réaction nucléaire et l'énergie intense qui l'accompagne peuvent détruire la matière vivante

