

L'ATMOSPHÈRE

1. Les constituants élémentaires de l'atome

En 1808, le scientifique et chimiste anglais John Dalton a proposé la première hypothèse atomique de Dalton, une théorie scientifique sur la nature de la matière. Il affirmait que toute matière est composée d'atomes, qui sont de minuscules unités indivisibles. Cette particule est constituée d'un noyau renfermant les nucléons (proton et neutron) et des électrons gravitant autour du noyau.

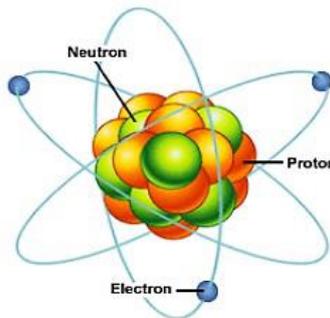


Figure 1. Représentation d'un atome

1.1. LE NOYAU : Le noyau renferme deux types de particules massives

1.1.1. Le proton: C'est une particule de charge positive caractérisée par:

$$\text{Masse} : m_p = 1,673 \cdot 10^{-27} \text{ kg} = 1,0073 \text{ u.m.a} ; \text{ Charge} : q_p = +1,60 \cdot 10^{-19} \text{ C (coulombs)}$$

1.1.2. Le neutron : C'est une particule de charge nulle caractérisée par:

$$\text{Masse} : m_n = 1,675 \cdot 10^{-27} \text{ kg} = 1,0087 \text{ u.m.a} ; \text{ Charge} : q_n = 0 \text{ C (coulombs)}$$

Le noyau a donc une charge **positive**. Les protons et les neutrons constituent **les nucléons** qui sont maintenus ensemble par interaction forte.

I. 2 LES ELECTRONS: C'est une particule élémentaire chargée négativement, se déplaçant autour du noyau caractérisée par:

$$\text{Masse} : m_e = 9,110 \cdot 10^{-31} \text{ kg} = 0,00055 \text{ u.m.a} ; \text{ Charge} : q_e = -1,602 \cdot 10^{-19} \text{ C (coulombs)}$$

L'ensemble des électrons autour du noyau forme un **nuage électronique**.

Un atome comporte autant d'électrons que de protons (sa charge globale est donc nulle) et l'univers renferme exactement le même nombre de protons que d'électrons. Les électrons occupent tout l'espace de la matière. Le noyau contient l'essentiel de la masse de l'atome.

CHAPITRE I : STRUCTURE DE LA MATIERE

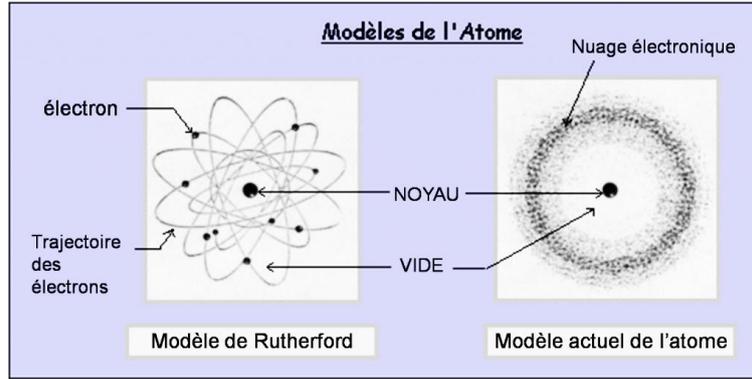


Figure 2. Nuage électronique

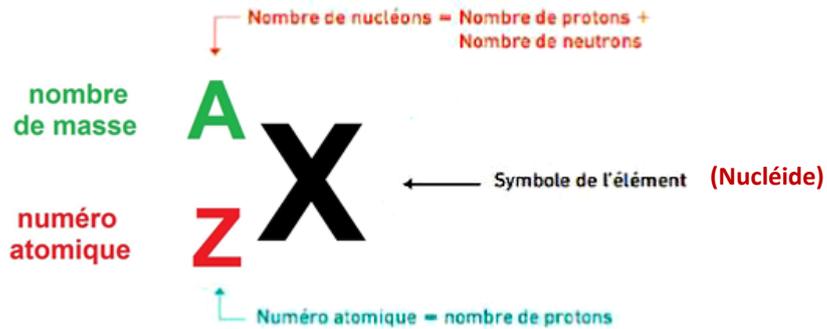
Remarque :

1 u.m.a : l'unité de masse atomique, elle représente le **1/12** de la **masse** d'un atome de **carbone 12**. (¹²C).

$$1 \text{ u.m.a} = (1/12) \cdot (12/N) = 1/N = 1/6,023 \cdot 10^{23} = 1,66 \cdot 10^{-24} \text{ g} = 1,66 \cdot 10^{-27} \text{ kg.}$$

I.2 identification des éléments

1.2.1 Représentation: A chaque élément chimique, on a associé un symbole. Il s'écrit toujours avec une lettre majuscule, éventuellement suivie d'une minuscule :



- **Z** est appelé **numéro atomique** ou **nombre de charge**, il désigne le nombre de protons (c'est aussi le nombre d'électrons pour un *atome neutre*).
- **A** est appelé **nombre de masse**, il désigne le nombre de nucléons (protons + neutrons).

Si N représente le nombre de neutrons, on aura la relation : **A = Z + N**

CHAPITRE I : STRUCTURE DE LA MATIERE

Exemple: le Silicium ${}^{28}_{14}\text{Si}$

Le nombre de masse : $A = 28$.

Le nombre de charge = nombre de proton : $Z = 14$ donc $N = A - Z = 28 - 14 = 14$

I.2.2. Eléments chimiques

On donne le nom d'élément chimique à l'ensemble des particules, qu'il s'agisse d'atomes ou d'ions, caractérisées par le même nombre Z de protons présents dans leur noyau.

Chaque élément est représenté par un symbole composé d'une lettre majuscule (Elément carbone C) ou d'une majuscule suivie d'une minuscule (Elément magnésium Mg).

Voici une première liste des éléments les plus fréquemment rencontrés en chimie en seconde.

Eléments	Z	Symbole	Eléments	Z	Symbole
Hydrogène	1	H	Soufre	16	S
Carbone	6	C	Chlore	17	Cl
Azote	7	N	Fer	26	Fe
Oxygène	8	O	Cuivre	29	Cu
Fluor	9	F	Zinc	30	Zn
Sodium	11	Na	Brome	35	Br
Aluminium	13	Al	Argent	47	Ag

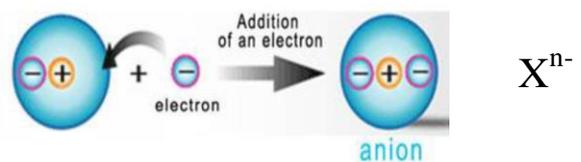
On notera le proton le neutron et l'électron de la même manière. Le tableau ci-dessous résume les informations des trois particules fondamentales de l'atome :

Particule	Masse (en u.m.a)	Charge (en C)	Symbole
Proton	1,0073	$+ 1,6022 \cdot 10^{-19}$	${}^1_1\text{p}$
Neutron	1,0087	0	${}^1_0\text{n}$
Electron	0,00055	$- 1,6022 \cdot 10^{-19}$	${}^0_{-1}\text{e}^-$

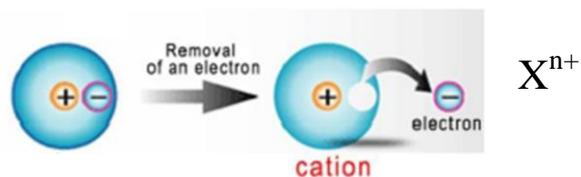
I.2.3 Les ions :

Dans un atome, le nombre de protons ou de neutrons est difficile à modifier. En revanche, il est facile d'ajouter ou d'enlever des électrons à certains atomes. On obtient alors une espèce chimique électriquement chargé : un ion monoatomique.

Un atome, électriquement neutre, qui **gagne** des électrons, devient un ion négatif ou **anion**.



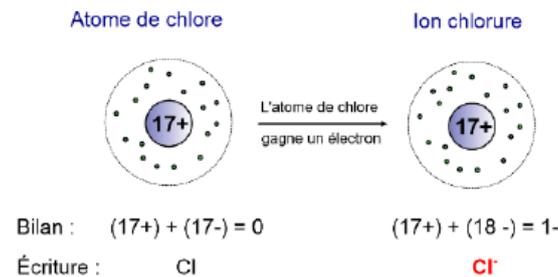
Un atome, électriquement neutre, qui **perd** des électrons, devient un ion positif ou **cation**.



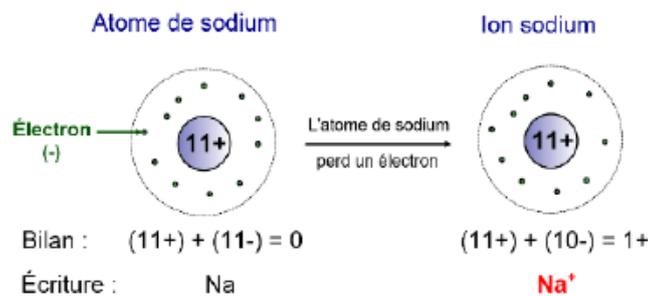
CHAPITRE I : STRUCTURE DE LA MATIERE

Quelques exemples:

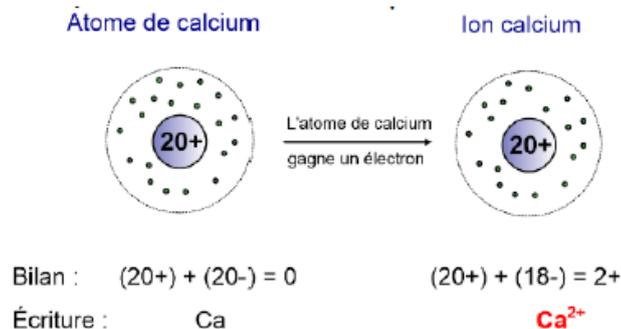
- L'atome de chlore ${}_{17}\text{Cl}$ peut gagner 1 électron pour devenir l'ion chlorure Cl^- .



- L'atome de sodium ${}_{11}\text{Na}$ peut perdre 1 l'électron pour devenir l'ion sodium Na^+ .



- L'atome de calcium ${}_{20}\text{Ca}$ peut perdre 2 électrons pour devenir l'ion calcium Ca^{2+} .



Exercice d'application

Un atome de magnésium Mg a un numéro atomique $Z = 12$, et un nombre de masse $A = 24$. Il forme un cation en perdant deux électrons.

Après avoir écrit la formule de l'ion magnésium, déterminer le nombre de protons et d'électrons de cet ion.

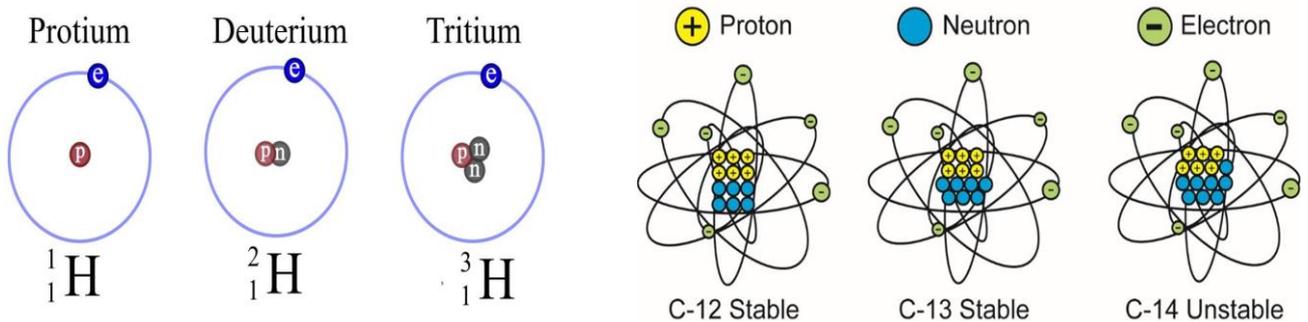
1.2.4 Les Isotopes :

Les isotopes sont des atomes du même élément chimique dont les noyaux possèdent le même nombre de proton (Z) mais le nombre de neutrons est différent. Ils ont les mêmes propriétés chimiques mais des propriétés physiques différentes. Ils se distinguent par une masse

CHAPITRE I : STRUCTURE DE LA MATIERE

différentes et surtout une stabilité différente qui confère à certains isotopes un caractère radioactif.

Exemple : les isotopes de l'hydrogène et de carbone



Tous ces atomes de carbone ou d'hydrogène possèdent le même nombre de charge Z , mais des nombres de masse A différents.

I.2.5 La masse atomique moyenne :

La masse atomique est la masse moyenne d'un élément et qui prend en compte l'ensemble des isotopes de cet élément. Bien que tous les isotopes possèdent le même nombre de protons et d'électrons, chaque isotope possède un nombre de neutrons spécifique.

Le calcul de la masse atomique prend aussi en compte les abondances globales des isotopes à partir desquelles est calculée une moyenne pondérée.

$$\text{Masse moyenne} = (m_1 \cdot \text{Abondance} + m_2 \cdot \text{Abondance} + m_3 \cdot \text{Abondance}) / 100$$

$$m_1 = \text{masse de l'isotope 1.} \quad m_2 = \text{masse de l'isotope 2.} \quad m_3 = \text{masse isotope 3.}$$

Exemple : le Chlore naturel possède deux isotopes : $^{35}_{17}\text{Cl}$ (75,4%) et $^{37}_{17}\text{Cl}$ (24,6%)

Avec $m_1 = 34 \text{ u.m.a}$ et $m_2 = 36, \text{ u.m.a}$.

$$M_{Cl} = \frac{(34,97 \times 75,4) + (36,97 \times 24,6)}{100} = 35,46 \text{ u. m. a}$$

La masse atomique de l'atome de chlore est : $35,46 \text{ u.m.a}$

La masse molaire du chlore est $M_{Cl} = 35,5 \text{ g}$.

I.2.6 Masse molaire moléculaire

Par définition, elle est égale à la masse de $6,023 \times 10^{23}$ molécules identiques. Elle se calcule simplement à partir des masses molaires atomiques (notées M_X) pour un atome X dont la

CHAPITRE I : STRUCTURE DE LA MATIERE

masse atomique est notée M_X . Prenons l'exemple du méthanol CH_3OH qui contient un atome de carbone, un d'oxygène et quatre d'hydrogène. Sa masse molaire est :

$$\begin{aligned} M_{CH_3OH} &= N_A(m_{CH_3OH}) = N_A(m_C + m_O + 4m_H) \\ \Rightarrow M_{CH_3OH} &= N_A m_C + N_A m_O + 4N_A m_H \\ &= M_C + M_O + 4M_H \\ &= 12 + 16 + 4 \times 1 = 32 \text{ g/mol} . \end{aligned}$$

On peut ainsi calculer la masse molaire de n'importe quelle molécule à partir de sa formule et des masses molaires atomiques de ses constituants. Une démarche parfaitement analogue est utilisée pour calculer les masses molaires d'ions ou de radicaux.

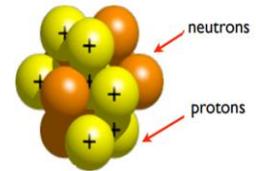
I-3. ENERGIE ET MASSE DES NOYAUX

I-3-1. Energie de liaison

- Cohésion du noyau

On sait que les protons charges positivement sont concentres dans le noyau sans se repousser entre eux, pour comprendre ca il faut connaitre l'énergie de liaison.

On suppose la formation du noyau de l' hélium à partir de ses nucléons.



$$m_{nucléon} = Zmp + (A-Z)m_N = 2 \times 1,007278 + 2 \times 1,008665 = 4,031886 \text{ u.m.a}$$

Mais la masse réelle de l'hélium est égale à 4,001503 u.m.a (mesuré au laboratoire)

On peut observer que : $m({}^4_2\text{He}) < m(2\text{protons} + 2\text{neutrons})$

Donc on a perte de masse :

$$\Delta m = 4,031886 - 4,001503 \Delta m = 0,030383 \text{ u.m.a}$$

La formation du noyau de l' hélium est accompagnée par un dégagement important d'énergie, les constituants eux même présentent cette énergie sous forme d' une fraction de sa masseselon la relation d' Einstein $\Delta E = \Delta m \cdot C^2$

C : vitesse de la lumière

ΔE : c'est l'énergie de liaison du noyau, elle assure la cohésion du noyau.

Où ΔE est en joules (J) si m est en (kg) et c (la vitesse de la lumière) = $3 \times 10^8 \text{ m.s}^{-1}$.

Si ΔE est en MeV donc $\Delta E \text{ (MeV)} = \Delta m \text{ (u.m.a)} \times 931,5$

$$1\text{eV} = 1,6 \cdot 10^{-19} \text{ joule}$$

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

- **Energie de liaison par nucléon**

Elle est égale à l'énergie de liaison du noyau divisée par le nombre de nucléons présents dans ce noyau :

$$\frac{E_L}{A} \quad \text{Plus le rapport est grand plus le noyau est stable}$$

On l'exprimera généralement en **J/nucléon** ou bien **Mev/nucléon**.

RADIOACTIVITE

Définition

La radioactivité est un phénomène physique naturel au cours duquel des noyaux instables se désintègrent en dégageant de l'énergie sous forme de rayonnements ionisants divers (α , β et γ) pour se transformer en noyaux atomiques plus stables.

On distingue deux types de radioactivités : La Radioactivité naturelle et la Radioactivité artificielle.

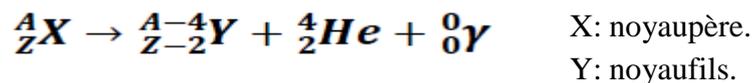
I. 1. Radioactivité naturelle

Un noyau instable se désintègre spontanément en émettant les radiations pour atteindre une composition nucléaire plus stable.

L'expérience ci-dessous montre l'existence de trois types de rayonnement : α , β , γ

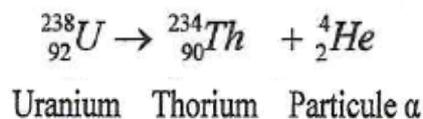
1. Rayonnement α (He^{2+})

Les rayonnements (α) est très ionisant, très énergétique mais peu pénétrant. Cette radioactivité concerne les noyaux lourds



On observe l'émission d'un noyau d'hélium. Il y a en parallèle émission d'un photon γ .

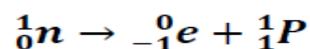
Exemple :



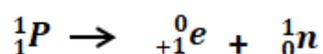
2. Rayonnement β

Les particules beta peuvent être des électrons négatifs (négatons) ou positifs (positons). Le rayonnement β est moins ionisant que celle de α , mais très pénétrant.

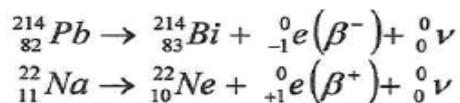
La radioactivité beta ou émission beta ($\beta^- : {}^0_{-1}e$) affecte les nucléides présentant un excès de neutrons. Elle se manifeste par transformation dans le noyau d'un neutron en proton.



La radioactivité beta ou émission beta ($\beta^+ : {}^0_{+1}e$) affecte les nucléides présentant un excès de protons. Elle se manifeste par transformation dans le noyau d'un proton en neutron.



Exemple :

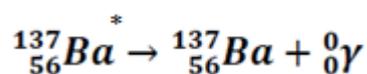


3. Rayonnement γ

Les particules γ sont formées de radiations électromagnétiques, de même nature que la lumière, qui accompagne les réactions internes du noyau (émises lors du passage de l'état excité à l'état fondamental)

Le rayonnement γ est beaucoup moins ionisant que celui de β mais beaucoup plus pénétrant.

Exemple :



- Il n'ya ni changement de nombre de masse A , ni numéro atomique Z

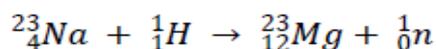
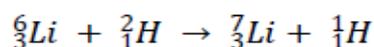
I. 2. Radioactivité artificielle

Il s'agit de bombardement des nucléides par des particules alpha (α), proton, deutérium, électrons, neutron, ...ect.

On distingue trois types de réactions nucléaires :

- **Transmutation nucléaire**

Ces réactions produisent de nombre de masse égale ou très voisin de celui du nucléide qui a servie de cible. Les nucléides formés sont stables ou radioactifs.

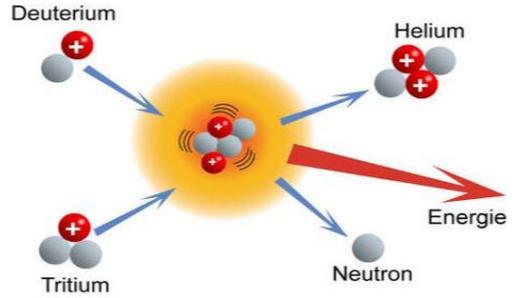
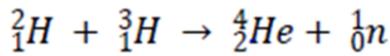


- **Fusion nucléaire**

La fusion nucléaire est la formation d'un noyau plus lourd à partir de deux noyaux légers avec dégagement d'énergie considérable. Par exemple, avec les moyens dont nous disposons sur Terre, on peut envisager la fusion de l'hydrogène

Exemple :

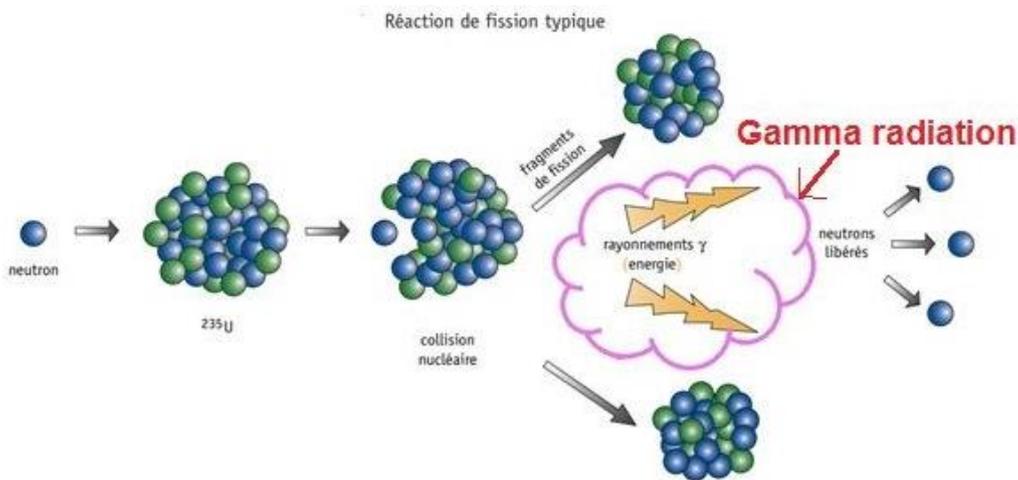
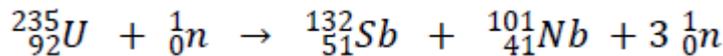
CHAPITRE I : STRUCTURE DE LA MATIERE



• 2-Les réactions de fission

C'est la rupture de noyaux atomique lourds (noyau qui contient beaucoup de nucléons, tels les noyaux d'Uranium et Plutonium) en deux fragments, noyaux de masse inférieurs. Cette réaction nucléaire s'accompagne d'un grand dégagement d'énergie. Exemple : fission d'un noyau d'uranium 235

Les neutrons libérés provoquent la fission d'autres noyaux d'uranium. Si le processus ne cesse pas, il donne lieu à une réaction nucléaire en chaîne qui peut s'entretenir d'elle-même. On obtient alors très rapidement un énorme dégagement de l'énergie qui conduit à une explosion : c'est le principe de la bombe atomique. La fission nucléaire peut être contrôlée et produire de l'énergie qui est utilisé à des fins civiles, c'est le principe de la pile atomique.



CHAPITRE I : STRUCTURE DE LA MATIERE

Stabilité nucléaire: La stabilité nucléaire du noyau dépend du rapport N / Z
 Si $N / Z \leq 1.5$ le noyau est suffisamment stable.
 Si $N / Z > 1.5$ il est radioactif.

II.5 Loi de la désintégration radioactive

II.5.1 Cas d'un noyau produit qui n'est pas radioactif

Dans la réaction de désintégration d'ordre un, exemple : $A \rightarrow$ Produits on pose :

N_0 = nombre de noyaux initiaux (présents à t_0)

N_t = nombre de noyaux présents à l'instant t (nombres de noyaux restants)

λ = constante

$$N_t = N_0 e^{-\lambda t}$$

$N_0 - N_t$ = nombre de noyaux désintégrés

II.5.2 Définition Période ($T=t_{1/2}$)

La période d'un élément radioactif est le temps nécessaire pour que la moitié des noyaux initiaux se désintègrent. Elle ne dépend ni de la température, ni du nombre d'atome initiaux. Elle caractérise un nucléide.

$$N_t = N_0 e^{-\lambda t}, \quad N_t = N_0/2 \text{ et } t=T \quad T = \ln 2 / \lambda$$

II.5.3 Activité d'un élément radioactif :

On appelle activité d'un élément A radioactif la quantité de la radiation émanant d'une source par unité de temps: $a = \lambda N$, $a = a_0 e^{-\lambda t}$

Unités : dps : (désintégration par seconde) Curie: le curie est l'activité de 1 g de Radium :
 1Curie = $3.7 \cdot 10^{10}$ dps.