

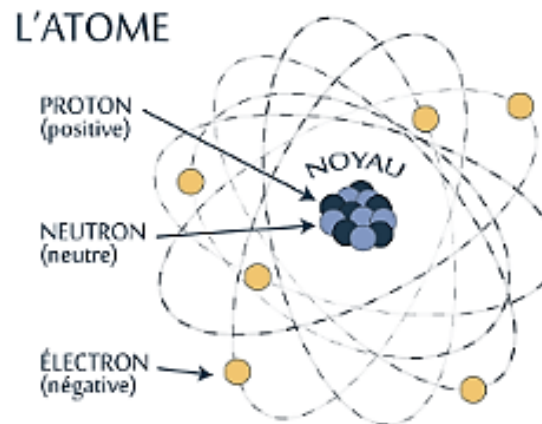
Fundamental Concepts

Atom

The matter surrounding us is made up of atoms. An atom is the smallest particle of an element that can exist. It consists of a nucleus around which electrons are in motion. The nucleus has an infinitely small diameter $\approx 10^{-14}$ m. It is composed of nucleons (protons and neutrons) and contains nearly all the mass of the atom

Atome

La matière qui nous entoure est constituée d'atomes. Un atome est la plus petite partie d'un élément qui puisse exister. Il est constitué d'un noyau autour duquel des électrons sont en mouvement. Le noyau a un diamètre infiniment petit $\approx 10^{-14}$ m. Il est constitué de nucléons (protons et les neutrons) et concentre la quasi-totalité de la masse de l'atome.



Fundamental Concepts

Example:

The carbon atom C has a diameter d of ($d = 1.8 \text{ \AA}$) and a mass m of ($m \approx 2 \cdot 10^{-26} \text{ kg}$).

A chemical element X is a given species of atoms. It is characterized by an atomic number Z and a mass number A , and is designated by an abbreviation called a symbol, A_ZX . $Z+N=A$

Example:

Hydrogen ($Z = 1, A = 1$, symbol ${}^1_1\text{H}$);

carbon ($Z = 6, A = 12$, symbol ${}^{12}_6\text{C}$);

Silicon ($Z = 14, A = 28$, symbol ${}^{28}_{14}\text{Si}$); etc...

Eléments	A	Z = P	e ⁻	n
${}^{35}_{17}\text{Cl}$	35	17	17	18
${}^{35}_{17}\text{Cl}^-$	35	17	18	18
${}^{27}_{13}\text{Al}$	27	13	13	14
${}^{27}_{13}\text{Al}^{3+}$	27	13	10	14

Fundamental Concepts

Mole and Avogadro's Number

The *mole* is the unit of measurement for the amount of substance.

Each mole contains an identical number of particles; this number is called *Avogadro's number* (after the physicist *Amedeo Avogadro*).

This number is denoted N_A , and its value is $N_A = 6.023 \times 10^{23}$ Particles.

$$1 \text{ mole (of atoms, ions, molecules...) } = 6.023 \times 10^{23} \text{ (atoms, ions, molecules...)}$$

Le symbole de la constante d'Avogadro est N_A et son unité est mol^{-1} . Le calcul du nombre d'atomes dans 0,012 Kg de carbone donne: $N_A = 6,022045 \cdot 10^{23}$

Fundamental Concepts

Mole and molar mass

The masses of atoms are all very small (between 10^{-24} and 10^{-26} kg) and therefore impractical to use in the macroscopic world.

The mole (mol) is the unit that chemists use to express a large number of atoms.

A mole is defined as the number of atoms contained in 12g of carbon-12. The number of atoms in a mole is called Avogadro's number ($N_A = 6.023 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$).

The molar mass (M) is the mass of one mole of atoms. The atomic mass unit is $1/12$ of the mass of a carbon-12 atom.

$$1 \text{ amu} = \frac{1}{12} \times Mm({}^{12}_6\text{C}) = \frac{1}{12} \times \frac{12}{N_A}$$
$$1 \text{ amu} = 1.6605 \times 10^{-24} \text{ g}$$

Mole et masse molaire

Les masses des atomes sont toutes très petites (entre 10^{-24} et 10^{-26} kg) et donc peu pratiques à utiliser dans le monde macroscopique.

La mole (mol) est l'unité que les chimistes utilisent pour exprimer un grand nombre d'atomes.

On définit une mole comme étant le nombre d'atomes qu'il y a dans 12g de carbone 12. Le nombre d'atomes dans une mole est appelé Nombre d'Avogadro ($N_A = 6.023 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$).

La masse molaire (M) est la masse d'une mole d'atomes. L'unité de masse atomique est le $1/12$ de la masse d'un atome de carbone 12.

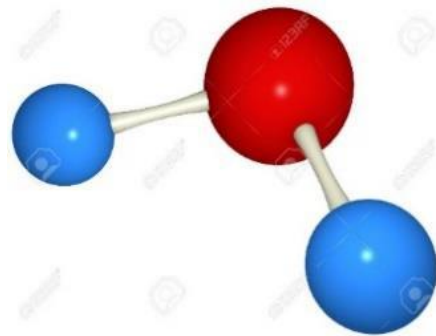
$$1 \text{ uma} = \frac{1}{12} \times Mm({}^{12}_6\text{C}) = \frac{1}{12} \times \frac{12}{N_A}$$
$$1 \text{ uma} = 1.6605 \times 10^{-24} \text{ g}$$

Molecule

Atoms combine to form molecules; therefore, a molecule is an assembly of bonded atoms. To know the different atoms and their quantity in a molecule, a formula is used. Example: the water molecule H_2O (2 hydrogen atoms and 1 oxygen atom).

Molécule

Les atomes s'associent pour donner des molécules ; donc une molécule est un assemblage d'atomes liés entre eux. Pour connaître les différents atomes et leur nombre dans une molécule, on utilise une formule. Exemple : la molécule d'eau H_2O (2 atomes d'hydrogène et 1 atome d'oxygène).



Fundamental Concepts

Molecular molar mass

The molecular molar mass is the mass of one mole of molecules. It is equal to the sum of the atomic masses of the elements that compose it.

Example:

$$M_{\text{NaOH}} = M_{\text{Na}} + M_{\text{O}} + M_{\text{H}} = 40 \text{ g/mol}$$

And the mass of a NaOH molecule is:

$$m_{\text{NaOH}} = \frac{40}{N_A} = 6.6 \times 10^{-23} \text{ g} = 40 \text{ amu}$$

Fundamental Concepts

Characteristics of the atom

All the mass of the atom is concentrated in the nucleus, as the mass of the electrons is negligible.

Mass of the electron: $9.1 \cdot 10^{-31}$ kg;

Mass of the proton: $1.673 \cdot 10^{-27}$ kg;

Mass of the neutron: $1.675 \cdot 10^{-27}$ kg;

$$\text{Therefore: } m_n \approx m_p = 1836 m_e$$

The total charge of the atom is zero because:

charge of a proton = - electron charge

Number of protons = number of electrons

$$|e| = 1.6 \cdot 10^{-19} \text{ C}$$

Electrons therefore ensure the electrical neutrality of the atom.

Electrons therefore ensure the electrical neutrality of the atom.

Atom = electrons + nucleus; nucleus = protons + neutrons

Electron: negative electrical charge $|e| = 1.6 \cdot 10^{-19}$ C;

Proton: positive electrical charge;

Neutron: electrically neutral

The diameter of an atom is of the order of 10^{-10} m (1 Å); the diameter of a nucleus is of the order of 10^{-15} m.

. Isotopes

Two atoms whose nucleus contains the same number of protons but a different number of neutrons are called "isotopes" of the chemical element defined by the number of protons in these atoms. Among the 118 observed elements, only 80 have at least one stable (non-radioactive) isotope: all elements with an atomic number less than or equal to 82, that is, up to lead $_{82}\text{Pb}$, except technetium $_{43}\text{Tc}$ and promethium $_{61}\text{Pm}$. Among these, only 14 have only a single stable isotope (for example fluorine, consisting exclusively of the isotope ^{19}F), while the other 66 have at least two (for example copper, in the proportions of 69% ^{63}Cu and 31% ^{65}Cu , or carbon, in the proportions of 98.9% ^{12}C and 1.1% ^{13}C).

Les isotopes

Deux atomes dont le noyau compte le même nombre de protons mais un nombre différent de neutrons sont dits « isotopes » de l'élément chimique défini par le nombre de protons de ces atomes. Parmi les 118 éléments observés, seuls 80 ont au moins un isotope stable (non radioactif) : tous les éléments de numéro atomique inférieur ou égal à 82, c'est-à-dire jusqu'au plomb $_{82}\text{Pb}$, hormis le technétium $_{43}\text{Tc}$ et le prométhium $_{61}\text{Pm}$. Parmi ceux-ci, seuls 14 n'ont qu'un seul isotope stable (par exemple le fluor, constitué exclusivement de l'isotope ^{19}F), les 66 autres en ont au moins deux (par exemple le cuivre, dans les proportions 69 % de ^{63}Cu et 31 % de ^{65}Cu , ou le carbone, dans les proportions 98,9 % de ^{12}C et 1,1 % de ^{13}C).

Fundamental Concepts

Isotopes are therefore elements that have the same number Z but different numbers A . They have the same chemical properties, but they have a different mass number A .

Examples:

As examples, we can cite the isotopes of oxygen and chlorine: $^{16}_8\text{O}$; $^{17}_8\text{O}$; $^{18}_8\text{O}$; $^{35}_{17}\text{Cl}$; $^{37}_{17}\text{Cl}$; ...

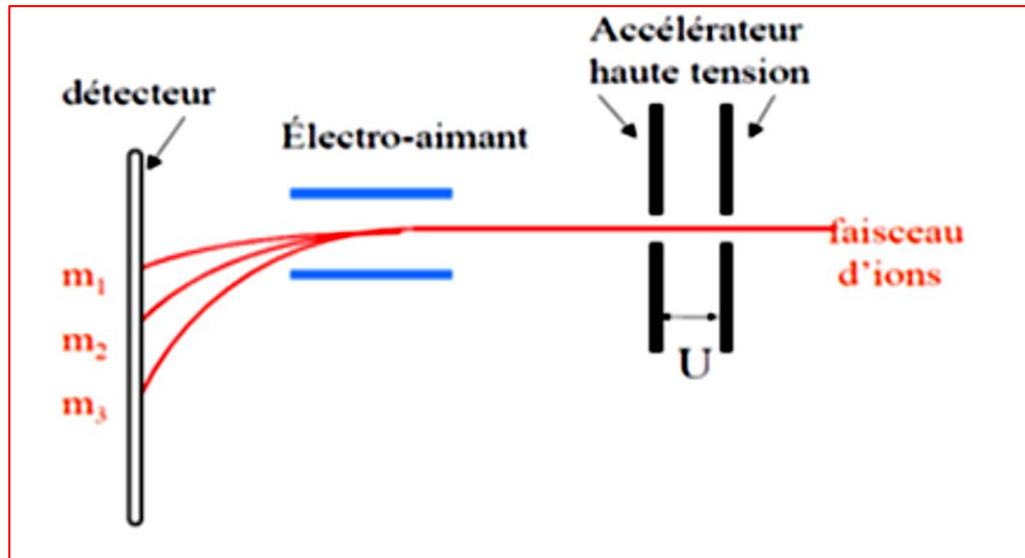
Les isotopes sont donc des éléments qui ont le même nombre Z mais des nombres de A différents. Ils ont les mêmes propriétés chimiques, mais ils ont un nombre massique A différents.

Exemples :

On peut citer comme exemples les isotopes de l'oxygène et du chlore : $^{16}_8\text{O}$; $^{17}_8\text{O}$; $^{18}_8\text{O}$; $^{35}_{17}\text{Cl}$; $^{37}_{17}\text{Cl}$; ...

Determination of the mass of isotopes

In a mass spectrometer, a gas is bombarded with electrons so as to create positively charged ions by ejecting one or more electrons. These ions are accelerated by an electric field and then deflected to a greater or lesser degree according to their mass by a magnetic field. A detector allows the ion's impact point to be visualized and therefore its mass to be deduced with very high precision. The isotopes of an element can be separated and their abundances measured using a particle counter (mass spectrometer)



Détermination de la masse des isotopes

Dans un spectromètre de masse, un gaz est bombardé par des électrons de manière à créer des ions chargés positivement par éjection d'un ou plusieurs électrons. Ces ions sont accélérés par un champ électrique puis déviés plus ou moins fortement suivant leur masse par un champ magnétique. Un détecteur permet de visualiser le point d'impact de l'ion et donc d'en déduire sa masse avec une très grande précision. On peut séparer les isotopes d'un élément et mesurer leurs abondances en utilisant un compteur de particules (spectromètre de masse)

Fundamental Concepts

A large number of elements exist in nature as a mixture of isotopes, where the average mass of the element depends on the masses of the different isotopes and their abundances.

Examples are listed in Table .

L'élément	L'isotope	L'abondance (%)	La masse (u.m.a)
Hydrogène	1_1H	99,98	1,00782503207
	2_1H	0,015	3,0160492777
Carbone	${}^{12}_6C$	98,93	12
	${}^{13}_6C$	1,07	13,003354

Fundamental Concepts

Average atomic mass

Atomic mass is the average mass of an element that takes into account all the isotopes of that element. Although all isotopes have the same number of protons and electrons, each isotope has a specific number of neutrons. The calculation of atomic mass also takes into account the overall abundances of the isotopes, from which a weighted average is calculated.

$$\text{Average Mass} = \frac{(M_1 \times \text{Abundance} + M_2 \times \text{Abundance} + M_3 \times \text{Abundance})}{100}$$

M_1 = mass of isotope 1; M_2 = mass of isotope 2; and M_3 = mass of isotope 3.

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.

$$\text{Masse moyenne} = \frac{(M_1 \times \text{Abondance} + M_2 \times \text{Abondance} + M_3 \times \text{Abondance})}{100}$$

M_1 = masse de l'isotope 1 ; M_2 = masse de l'isotope 2; et M_3 = masse isotope 3.

Fundamental Concepts

At exists in two isotopic forms: $^{210}_{85}\text{At}$ and $^{212}_{85}\text{At}$ with atomic masses of 209.64 u and 211.66 u respectively.

a- What are the numbers of protons and neutrons in the two isotopes?

b- Knowing that the atomic mass of natural *At* is 210.197 u, determine the relative abundance of the two isotopes

At existe sous deux formes isotopiques : $^{210}_{85}\text{At}$ et $^{212}_{85}\text{At}$ de masses atomiques : 209,64 u et 211,66 u respectivement.

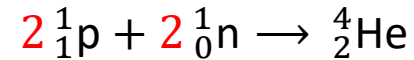
a. Quels sont les nombres de protons et de neutrons dans les 2 isotopes ?

b. Sachant que la masse atomique *At* naturel est de 210,197 u, déterminer l'abondance relative des 2 isotopes.

Fundamental Concepts

Cohesion of the nucleus

3.3.1. Cohesion energy We know that positively charged protons are concentrated in the nucleus without repelling each other; to understand this, one must know the nuclear binding energy. If we consider the formation of a helium nucleus (He) from nucleons according to the reaction:



The mass of helium calculated from the masses of the nucleons is:

$$2 \times 1.007278 + 2 \times 1.008665 = 4.031886 \text{ amu.}$$

But the actual mass of helium is equal to 4.001503 amu.

So we have a mass loss: $\Delta m = 4.031886 - 4.001503$

$$\Delta m = 0.030383 \text{ amu.}$$

The formation of the helium nucleus is accompanied by a significant release of energy; the constituents themselves present this energy in the form of a fraction of their mass according to Einstein's relation:

$$\Delta E = \Delta m \cdot c^2$$

Binding Energy per Nucleon E_A

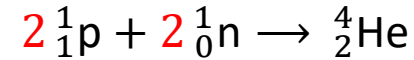
$$E_A = \frac{E_1}{A} \text{ MeV}$$

The binding energy per nucleon allows for comparing the stability of nuclei.

La cohésion du noyau

3.3.1. *Energie de cohésion*

On sait que les protons chargés positivement sont concentrés dans le noyau sans se repousser entre eux, pour comprendre ça il faut connaître l'énergie de liaison nucléaire. Si on considère la formation d'un noyau d'hélium (He) à partir des nucléons selon la réaction:



La masse de l'hélium à partir des masses des nucléides est :

$$2 \times 1,007278 + 2 \times 1,008665 = 4,031886 \text{ u.m.a.}$$

Mais la masse réelle de l'hélium est égale à 4,001503 u.m.a

Donc on a une 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 masse selon la relation d'Einstein :

$$\Delta E = \Delta m \cdot C^2$$

Energie de liaison par Nucléon E_A

$$E_A = \frac{E_1}{A} \text{ MeV}$$

L'énergie de liaison par nucléon permet de comparer la stabilité des noyaux.

Fundamental Concepts

The Hiroshima nuclear explosion required 2 kg of ^{235}U and released a total energy of $16.4 \cdot 10^{14}$ J. Calculate the mass of matter remaining after the fission.

The speed of light is $c = 3 \cdot 10^8$ m/s.

L'explosion nucléaire d'Hiroshima a nécessité 2 kg de ^{235}U et a libéré une énergie totale de $16,4 \cdot 10^{14}$ J. Calculer la masse de matière restante après la fission.

La vitesse de lumière est $c = 3 \cdot 10^8$ m/s.

Radioactivity – Nuclear reactions

Spontaneous Nuclear Reactions & Radioactive Decay

Spontaneous Nuclear Reactions

Certain nuclei existing in nature or created artificially are unstable; their mass number A and/or atomic number Z change over time. They transform by emitting radiation. These nuclei, described as radioactive, evolve toward a more stable energy state.

Rutherford demonstrated, using an intense magnetic field, that radioactive nuclei (regardless of type) can only evolve through three types of radioactivity: α , β , and γ .

Réactions Nucléaires Spontanées

Certains noyaux existants dans la nature ou créés artificiellement sont instables, leurs nombres A et/ou Z évoluent dans le temps. Ils se transforment par émission de rayonnements. Ces noyaux qualifiés de radioactifs évoluent vers un état énergétique plus stable.

Rutherford a montré à l'aide d'un champ magnétique intense, que les noyaux radioactifs (quels qu'ils soient) ne peuvent évoluer que selon trois types de radioactivité seulement : α , β et γ .

Radioactivity – Nuclear reactions

1. **α Radioactivity** α particles are helium nuclei: ${}^4_2\text{He}$. They are very heavy particles that are easily stopped: a single sheet of paper is sufficient. α radioactivity occurs mainly in heavy nuclei ($A > 200$)



Radioactivity – Nuclear reactions

β Radioactivity

It manifests in two ways:

β^- radioactivity:



β^+ radioactivity:



Radioactivity – Nuclear reactions

A β^+ particle is a positron, the antiparticle of the electron (completely separate from the electron cloud), and ν is a neutrino. β^+ radioactivity is generally observed only with artificial elements. β particles have energies on the order of MeV and are stopped by a thin sheet of aluminum.

Une particule β^+ est un positon, antiparticule de l'électron (là encore, totalement étranger au cortège électronique) la particule ν est un neutrino. Cette radioactivité β^+ ne s'observe généralement qu'avec des éléments artificiels. Les particules β ont des énergies de l'ordre du MeV et sont arrêtées par une faible épaisseur d'aluminium.

Radioactivity – Nuclear reactions

γ Radioactivity This is electromagnetic radiation. It has the same nature as light, radio waves, X-rays, etc. Here, the wavelength is so short (and the frequency so high) that this radiation can be considered a stream of massless particles traveling at the speed of light: photons. γ decay leaves the nucleus unchanged:



C'est le rayonnement électromagnétique. Ce rayonnement électromagnétique a même nature que la lumière, les ondes radio, les rayons X, ...

Ici, la longueur d'onde est si courte (donc la fréquence si élevée) que ce rayonnement peut être considéré comme un jet de particules (de masse nulle) se déplaçant à la vitesse de la lumière : les photons. Cette désintégration γ laisse le noyau inchangé :

Radioactivity – Nuclear reactions

It very often follows α and β radioactivity. A γ particle is a photon (zero mass). Note that the nucleus does not change its identity, only its energy state. This is called a radiative process.

et suit très souvent les radioactivités α et β . Une particule γ est un photon (masse NULLE !) A noter que le noyau ne change pas d'identité, mais seulement d'état énergétique. On parle de processus radiatif.

Radioactivity – Nuclear reactions

Radioactive Decay Law

An average population of identical radioactive nuclei decays over time according to a statistical law called the **radioactive decay law**, expressed as:

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

Loi de décroissance radioactive

Une population moyenne de noyaux radioactifs identiques décroît au cours du temps selon la loi statistique, appelée loi de décroissance radioactive, qui s'exprime comme suit :

Radioactivity – Nuclear reactions

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

where:

$N(t)$ represents the average number of undecayed nuclei at time t .
représente le nombre moyen de noyaux non désintégrés à l'instant t ;

N_0 represents the average number of undecayed nuclei at time $t = 0$.
représente le nombre moyen de noyaux non désintégrés à l'instant $t = 0$;

λ , called the **decay constant** (or radioactive constant), is characteristic of the nature of the radioactive nucleus and is expressed in s^{-1} .
appelée constante radioactive ou constante de désintégration est caractéristique de la nature du noyau radioactif : λ est exprimée en s^{-1} .

Radioactivity – Nuclear reactions

Example: How long does it take for 75% of a given quantity of strontium ($^{90}_{38}\text{Sr}$) to decay, knowing that its half-life is 28 years?

Exemple : combien de temps faut-il pour que 75% d'une quantité donnée de strontium $^{90}_{38}\text{Sr}$ se désintègre, sachant que sa période est de 28 année.

Radioactivity – Nuclear reactions

Relationship Between Activity and the Number of Nuclei

The instantaneous activity $A(t)$ is linked to the average number of undecayed identical radioactive nuclei $N(t)$ at time t by:

$$A(t) = \lambda N(t)$$

where λ is the decay constant.

Relation entre l'activité et le nombre de noyaux radioactifs

L'activité instantanée $A(t)$ est liée au nombre moyen $N(t)$ de noyaux radioactifs identiques non désintégrés à la date t par la relation

Radioactivity – Nuclear reactions

Example 1: What is the activity of 1 g of radium-226 ($^{226}_{88}\text{Ra}$) whose half-life is 1622 years?

Example 2: A sample containing radioactive cesium-136 ($^{136}_{55}\text{Cs}$) shows an activity of $3\ \mu\text{Ci}$ after 50 days. 8 days later, its activity is $2\ \mu\text{Ci}$.

Radioactivity – Nuclear reactions

Example 1: What is the activity of 1 g of radium-226 ($^{226}_{88}\text{Ra}$) whose half-life is 1622 years?

- **Solution:** $N = \frac{m}{M} N_A = \frac{1}{226} \times 6.022 \times 10^{23} \approx 2.665 \times 10^{21}$ nuclei
- $\lambda = \frac{\ln(2)}{1622 \times 365.25 \times 86400 \text{ s}} \approx 1.354 \times 10^{-11} \text{ s}^{-1}$
- $A = \lambda N \approx 3.61 \times 10^{10} \text{ Bq}$ (disintegrations per second)

1. Calculate the half-life (T) of the sample:

$$\frac{A(t_2)}{A(t_1)} = e^{-\lambda \Delta t} \implies \frac{2}{3} = e^{-8\lambda} \implies \lambda = \frac{\ln(1.5)}{8} \approx 0.0507 \text{ day}^{-1}$$

$$T = \frac{\ln(2)}{\lambda} = \frac{0.693}{0.0507} \approx 13.67 \text{ days}$$

2. Calculate the initial activity (A_0) of the sample:

$$A(50) = A_0 e^{-\lambda \times 50} \implies 3 \mu\text{Ci} = A_0 e^{-0.0507 \times 50} \implies A_0 \approx 37.85 \mu\text{Ci}$$

Radioactivity – Nuclear reactions

Activity Decay

The activity of a radioactive source decays following a law analogous to that of the nuclei population:

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

where A_0 represents the activity of the source at $t = 0$.

Décroissance de l'activité

L'activité d'une source radioactive décroît suivant une loi analogue à la loi de décroissance radioactive de la population moyenne des noyaux de la source de constante radioactive λ :

où A_0 représente l'activité de la source à la date $t = 0$.

Radioactivity – Nuclear reactions

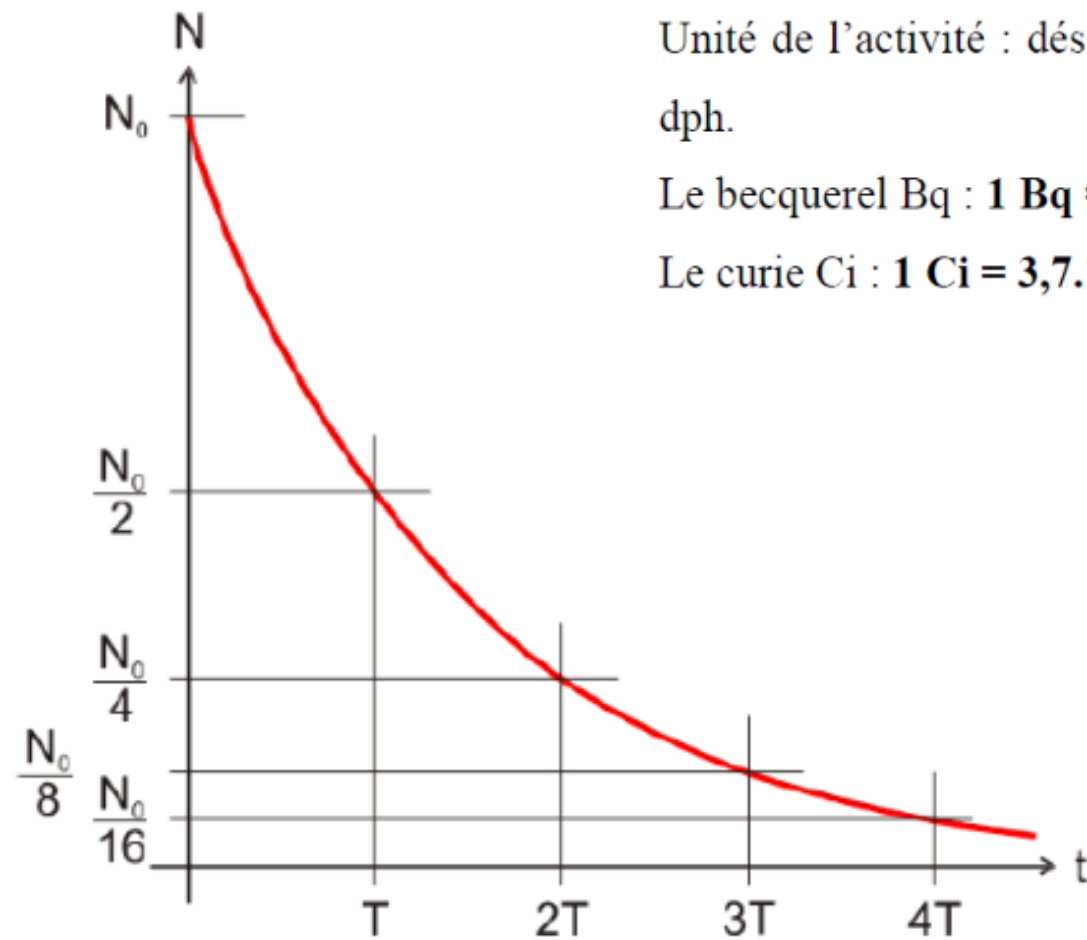
Half-Life (T or $t_{1/2}$)

The radioactive half-life (T or $t_{1/2}$) of a radioactive source is the duration after which the activity (or the average number of remaining nuclei) is divided by 2. It is characteristic of the specific nuclide:

$$N(T) = \frac{N_0}{2} = N_0 e^{-\lambda T} \implies e^{-\lambda T} = \frac{1}{2} \implies \lambda T = \ln(2) \implies T = \frac{\ln(2)}{\lambda}$$

La période(T) ou temps de demi-vie ($t_{1/2}$)

La période radioactive (T), encore appelée temps demi-vie ($t_{1/2}$) d'une source radioactive constituée de noyaux identiques est la durée $t_{1/2}$ au bout de laquelle l'activité est divisée par 2 ou bien, ce qui est équivalent, le temps au bout duquel le nombre moyen de noyaux restants est divisé par 2. La demi-vie $t_{1/2}$ est caractéristique du type de noyau radioactif.



Unité de l'activité : désintégration par second dps ou par minute dpm ou par heure dph.

Le becquerel Bq : **1 Bq = 1. désintégration.s⁻¹ (dps)**

Le curie Ci : **1 Ci = 3,7.10¹⁰ dps (Bq)**

Radioactivity – Nuclear reactions

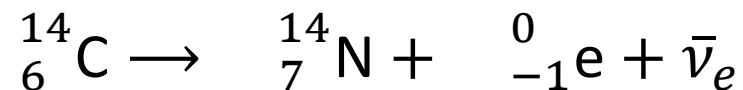
Key Principles of C-14 Dating (Complementary Context)

Equilibrium in Living Organisms:

While an organism (plant, animal, human) is alive, it exchanges carbon with its environment through photosynthesis or feeding. The ratio $\frac{^{14}\text{C}}{^{12}\text{C}}$ remains constant and equals that of the atmosphere ($\approx 10^{-12}$).

Decay After Death:

At the moment of death, carbon exchange stops. The amount of stable ^{12}C remains constant, whereas ^{14}C decreases continuously over time due to β^- radioactive decay (half-life $T \approx 5730$ years):



Age Calculation Formula:

By measuring the remaining activity $A(t)$ of a sample and comparing it to the initial activity A_0 of a living organism, the age t is calculated using:

$$t = -\frac{1}{\lambda} \ln \left(\frac{A(t)}{A_0} \right) = -\frac{T}{\ln 2} \ln \left(\frac{A(t)}{A_0} \right)$$

Radioactivity – Nuclear reactions

La méthode de datation au carbone 14

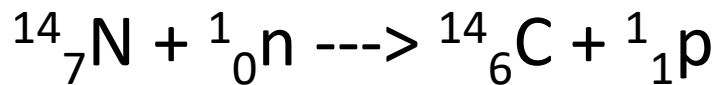
Les 3 principaux isotopes naturels du carbone sont :

Isotope	$^{12}_6\text{C}$ – stable	$^{13}_6\text{C}$ – stable	$^{14}_6\text{C}$ – radioactif
---------	----------------------------	----------------------------	--------------------------------

En conséquence, dans les organismes vivants, il existe 1 atome de carbone 14 pour 10^{12} atomes de carbone 12.

Le carbone 14 est présent dans l'atmosphère.

l'isotope 14 du carbone est formé dans la haute atmosphère *via* les radiations des neutrons cosmiques sur l'azote 14 selon la réaction :



Radioactivity – Nuclear reactions

Carbon-14 Age Calculation Formulas

The age is calculated using the radioactive exponential decay formula:

$$A(t) = A_0 e^{-\lambda t} \quad \text{with } \lambda = \frac{\ln 2}{t_{1/2}}$$

Or directly using the following formula:

$$t = (\ln A_0 - \ln A_t) \cdot 8033 \text{ years}$$

Radioactivity – Nuclear reactions

Induced Nuclear Reactions

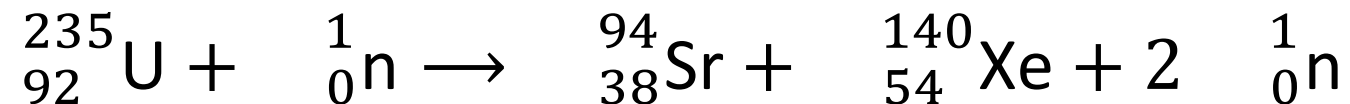
Fission

The only naturally occurring fissile material is ^{235}U .

Two artificial fissile nuclides can also be used: ^{239}Pu and ^{233}U .

A fissile nuclide never undergoes a single, uniquely determined fission reaction. Instead, the liberated neutrons (an average of 2.5 per fission) often go on to induce multiple subsequent fissions: this is a **chain reaction** (atomic bomb, nuclear reactor, etc.).

For example, the fission of ^{235}U can yield:



Radioactivity – Nuclear reactions

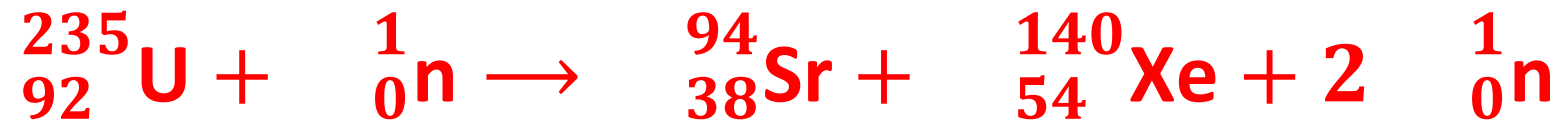
Les Réactions Nucléaires Provoquées

La Fission

Le seul matériau naturel fissile est ^{235}U

Deux nucléides fissibles artificiels sont également utilisables: ^{239}Pu , ^{233}U

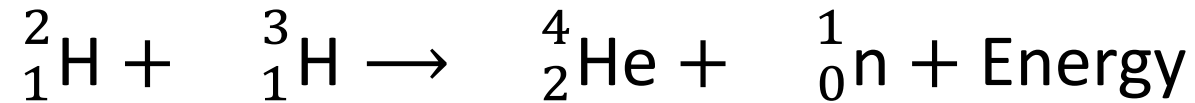
Un nucléide fissible ne donne jamais une seule réaction de fission bien déterminée. Mais les neutrons libérés (2,5 en moyenne) souvent à leur tour induisent plusieurs fissions : c'est la réaction en chaîne (bombe A, réacteur nucléaire, ...) Par exemple, la fission de ^{235}U donne :



Radioactivity – Nuclear reactions

fusion

Two light elements with low binding energy per nucleon fuse to form a heavier element with a higher binding energy per nucleon, making it more stable: the reaction then releases a large amount of energy.



La fusion

Deux éléments légers, ayant une énergie de liaison par nucléon faible, fusionnent pour donner un élément plus lourd ayant une énergie de liaison par nucléon plus élevée, donc plus stable : la réaction fournit alors une grande quantité d'énergie.