

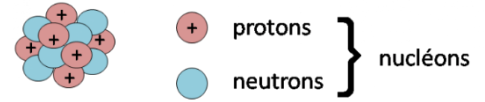
## I L'abondance des éléments chimiques

### 1) Rappel de Seconde : notion d'élément et d'isotope

- Un atome est constitué d'un **noyau** autour duquel gravitent un certain nombre d'**électrons**.

Le noyau est constitué de particules élémentaires appelées **nucléons** (du latin nucleus : noyau).

Il en existe deux types : les **protons** et les **neutrons**.



- Le noyau de l'atome est représenté symboliquement par la notation :



**X** est le **symbole chimique** de l'atome.

**A** est le **nombre de masse**. Il représente le **nombre de nucléons** (protons + neutrons).

**Z** est le **numéro atomique**. Il représente le **nombre de protons**.

Le nombre de **neutrons** N d'un atome est donné par la relation :  $N = A - Z$

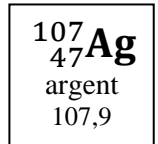
*Exemple* : noyau de l'atome d'uranium :  ${}^{235}_{92}\text{U}$  :

Il comporte 92 protons et 235 nucléons, soient  $235 - 92 = 143$  neutrons ( $A - Z$  neutrons).

*Exercices* :

1) Donner la composition (nombre de neutrons et de protons) du noyau de l'atome d'argent.

L'atome d'argent contient : **47 protons** et  $107 - 47 =$  **60 neutrons**.



2) Donner la composition du noyau de l'atome de plomb de notation symbolique  ${}^{208}_{82}\text{Pb}$ .

L'atome de plomb contient : **82 protons** et  $208 - 82 =$  **126 neutrons**.

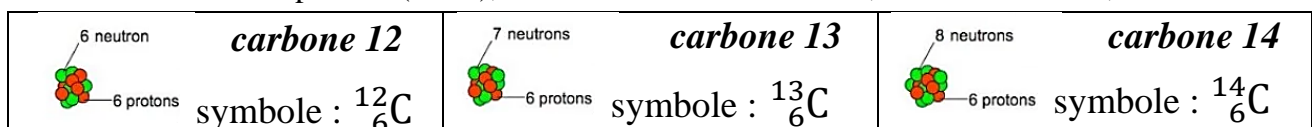
- Deux isotopes ont le même nombre de protons, ils ont donc le même numéro atomique Z.**
- Deux isotopes ont en revanche un nombre de neutrons différent. Le nombre de nucléons A (neutrons + protons) est donc différent.**

La plupart des atomes ont plusieurs isotopes naturels : certains sont stables, d'autres sont instables donc radioactifs. Chaque isotope est présent dans des proportions connues, dépendant de l'atome considéré.



On les représente par le même symbole. Pour les nommer, on donne le nom de l'élément suivi du nombre de masse A (qui est différent pour chaque isotope).

*Exemple* : Il existe trois isotopes naturels du carbone : les atomes de carbone 12, de carbone 13 et de carbone 14. Ces trois atomes ont tous 6 protons ( $Z = 6$ ), mais un nombre de neutrons, donc de nucléons, différent.



Un **élément chimique** est caractérisé par son numéro atomique Z. Il est constitué de l'ensemble des entités chimiques ayant le même nombre de protons.

*Exemple* : Le numéro atomique  $Z = 1$  représente l'hydrogène, quel que soit le nombre de neutrons.

${}^1_1\text{H}$ ,  ${}^2_1\text{H}$  (appelé deutérium),  ${}^3_1\text{H}$  (appelé tritium) sont des entités appartenant à l'élément hydrogène.

## 2) La répartition des éléments chimiques

### Document : Abondance relative des éléments

Le tableau ci-dessous fait apparaître l'abondance relative\* des principaux éléments chimiques (en % d'atomes) dans certains « objets » de notre environnement :

| Élément chimique | Univers | Terre | Corps humain | Végétaux |
|------------------|---------|-------|--------------|----------|
| H (Hydrogène)    | 90      | 0,10  | 61           | 47,9     |
| He (Hélium)      | 9       |       |              |          |
| O (Oxygène)      | 0,10    | 49    | 24,1         | 21,9     |
| C (Carbone)      | 0,06    | 0,02  | 12,6         | 27,9     |
| N (Azote)        | 0,01    |       | 1,4          | 1,1      |
| Mg (Magnésium)   | 0,005   | 16    | 0,008        | 0,13     |
| Si (Silicium)    | 0,005   | 14    |              |          |
| Fe (Fer)         | 0,004   | 14    |              |          |
| Aluminium (Al)   | 0,00022 | 1,6   |              |          |

\* L'abondance relative d'un élément chimique est la mesure de sa proportion par rapport aux autres éléments dans un environnement donné.

Les éléments chimiques ne sont pas répartis de manière homogène dans l'Univers.

- Dans l'Univers, les deux éléments les plus abondants sont l'hydrogène et l'hélium (H et He).
- Sur Terre, les éléments les plus abondants sont l'oxygène, le magnésium, le fer et le silicium (O Mg Fe Si).
- Dans la biosphère (ensemble des organismes vivants), on retrouve les mêmes éléments chimiques, mais dans des proportions différentes, avec quatre éléments majeurs : le carbone, l'hydrogène, l'oxygène et l'azote (C H O N).



## II L'origine des éléments chimiques

### 1) Rappel de Seconde : les transformations nucléaires

Lors d'une transformation nucléaire, un ou plusieurs noyaux réactifs, instables, se transforment en de nouveaux noyaux. Contrairement aux réactions chimiques, les éléments chimiques ne sont pas conservés : des éléments disparaissent et de nouveaux éléments apparaissent.

Une transformation nucléaire est modélisée par une équation dans laquelle apparaissent les symboles des noyaux des réactifs et des produits.

Exemple : Transformation du polonium en plomb :  ${}_{84}^{210}\text{Po} \rightarrow {}_{82}^{206}\text{Pb} + {}_2^4\text{He}$   
On constate que :  $210 = 206 + 4$  et  $84 = 82 + 2$

L'équation d'une réaction nucléaire s'écrit :



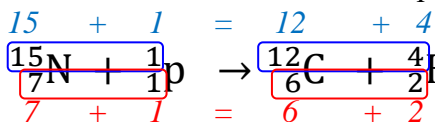
Lors d'une transformation nucléaire, il y a :

- conservation du nombre de nucléons (nombre A) :  $A_1 + A_2 = A_3 + A_4$
- conservation de la charge électrique (nombre Z) :  $Z_1 + Z_2 = Z_3 + Z_4$

Certains réactifs ou produits peuvent être des particules libres qui se trouvent en dehors d'un atome.

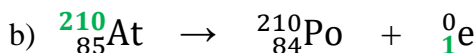
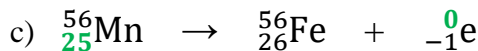
On pourra rencontrer : neutron :  ${}^1_0\text{n}$       proton :  ${}^1_1\text{p}$       électron :  ${}^0_{-1}\text{e}$       positon :  ${}^0_{+1}\text{e}$   
 Leur symbole n'est pas à apprendre !

Exemple : Fission de l'azote bombardé par un proton :  ${}^{15}_7\text{N} + {}^1_1\text{p} \rightarrow {}^{12}_6\text{C} + {}^4_2\text{He}$



On a bien conservation des nombres A et Z.

Exercices : Compléter les pointillés dans les réactions nucléaires ci-dessous :

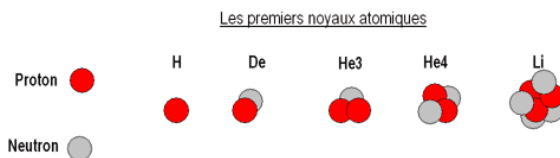


## 2) Les différentes nucléosynthèses

Prise de notes à partir de la vidéo :

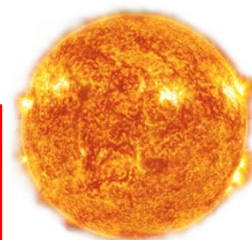
### ✚ Le Big Bang et la nucléosynthèse primordiale

Durant les premières minutes après le Big Bang, les particules élémentaires s'agglomèrent de manière stable et forment les premiers noyaux d'atomes légers : l'hydrogène, l'hélium et le lithium. C'est la nucléosynthèse primordiale.



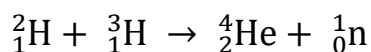
### ✚ La nucléosynthèse stellaire

La fusion nucléaire est une transformation nucléaire au cours de laquelle deux noyaux légers s'assemblent pour former un noyau plus lourd (de nombre de masse A plus grand), et éventuellement une particule libre.

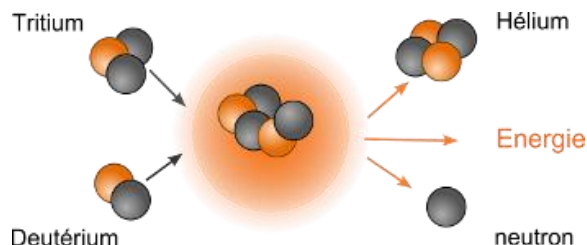


Des réactions de fusion se produisent au cœur du Soleil.

**Exemple** : Deux isotopes de l'hydrogène, le deutérium et le tritium, peuvent fusionner pour donner un noyau d'hélium 4 ainsi qu'un neutron selon l'équation :



Naturellement, les deux noyaux positifs, donc de même signe, se repoussent. Une telle réaction ne peut donc intervenir qu'aux températures très élevées présentes au cœur des étoiles.



**Au cœur des étoiles, les noyaux légers sont écrasés les uns contre les autres et finissent par fusionner pour former de nouveaux noyaux plus lourds. C'est la nucléosynthèse stellaire.**

La plupart des étoiles peu massives, comme le Soleil, sont constituées essentiellement d'hydrogène et d'hélium. Leurs noyaux d'hydrogène fusionnent pour produire de l'hélium.

Lorsque l'étoile a épuisé tout son hydrogène, elle évolue en géante rouge : son cœur est riche en noyaux d'hélium, qui fusionnent en donnant des noyaux plus lourds de carbone et d'oxygène.

Si l'étoile est suffisamment massive (masse supérieure à 8 fois celle du Soleil), elle pourra produire des noyaux encore plus lourds, comme des noyaux de fer.

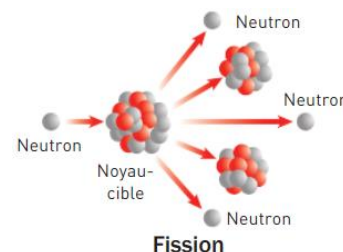
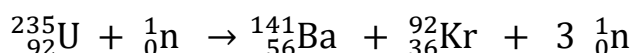
**En fin de vie, ces étoiles massives implosent, puis explosent. Cette explosion appelée supernova crée des noyaux encore plus lourds comme le platine et l'or et les diffuse dans l'espace autour de l'étoile. On parle de nucléosynthèse explosive. Ces éléments dispersés participent à la formation des planètes.**



La nébuleuse du Crabe, un ensemble de matière éjecté lors d'une supernova

**Il existe aussi des réactions de fission nucléaire, lors desquelles un noyau atomique lourd est « cassé » en plusieurs noyaux plus légers, avec souvent émission de particules libres. C'est ce qui se produit dans une centrale nucléaire.**

**Exemple** : Dans un réacteur nucléaire, la fission d'un noyau d'uranium 235 sous l'impact d'un neutron donne lieu à la formation d'un noyau de Baryum 141, d'un noyau de Krypton 92 et libère plusieurs neutrons  $\frac{1}{0}\text{n}$ .



**Exercice** :

Parmi les réactions proposées ci-dessous, préciser si ce sont des réactions de fusion ou de fission nucléaire.

| Fusion ou fission ? | Equation de la réaction  |
|---------------------|--|
| <b>Fission</b>      | ${}^{235}_{92}\text{U} + {}^1_0\text{n} \rightarrow {}^{140}_{54}\text{Xe} + {}^{94}_{38}\text{Sr} + 2 {}^1_0\text{n}$ |
| <b>Fusion</b>       | ${}^{48}_{24}\text{Cr} + {}^4_2\text{He} \rightarrow {}^{52}_{26}\text{Fe}$  |

| Fusion ou fission ? | Equation de la réaction  |
|---------------------|--|
| <b>Fusion</b>       | ${}^2_1\text{H} + {}^3_2\text{He} \rightarrow {}^4_2\text{He} + {}^1_1\text{p}$  |
| <b>Fission</b>      | ${}^{239}_{94}\text{Pu} + {}^1_0\text{n} \rightarrow {}^{135}_{52}\text{Te} + {}^{102}_{42}\text{Mo} + 3 {}^1_0\text{n}$ |

### III Les noyaux radioactifs

#### 1) Noyaux atomiques et radioactivité

La radioactivité est découverte en 1896 par **Henri Becquerel**. Deux ans plus tard, **Pierre et Marie Curie** découvrent deux éléments radioactifs : le polonium et le radium.

La plupart des éléments chimiques ont des noyaux stables, c'est-à-dire qu'ils restent identiques à eux-mêmes au cours du temps. Certains noyaux sont instables, car ils possèdent trop de protons, de neutrons ou trop des deux. Ils sont dits « **radioactifs** » et se désintègrent spontanément.

Un **noyau radioactif** est un noyau instable qui se transforme en un autre noyau, au cours d'une transformation naturelle appelée désintégration.

La désintégration est un phénomène **spontané, inéluctable et aléatoire** (au hasard) : il est impossible de prévoir quand se désintégrera un noyau radioactif. Or, du fait de la désintégration régulière des noyaux, la quantité d'éléments radioactifs présents dans un échantillon diminue avec le temps.

Chaque élément radioactif est caractérisé par sa **demi-vie** notée  $t_{1/2}$ .

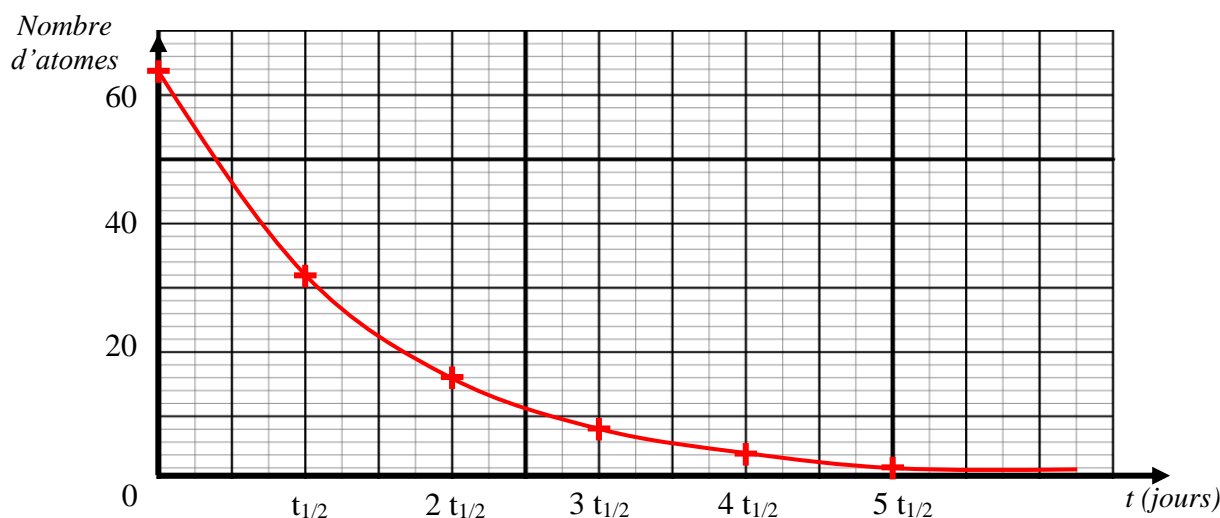
La **demi-vie d'un élément  $t_{1/2}$**  est la durée nécessaire pour que la moitié des noyaux initialement présents se soit désintégrée. Il en reste donc encore la moitié. *(à savoir par cœur !! Très souvent demandé en évaluation)*

| Radionucléides |                   | $t_{1/2}$             |
|----------------|-------------------|-----------------------|
| Iode 131       | $^{131}\text{I}$  | 8 jours               |
| Cobalt 60      | $^{60}\text{Co}$  | 5,2 ans               |
| Strontium 90   | $^{90}\text{Sr}$  | 28,1 ans              |
| Césium 137     | $^{137}\text{Cs}$ | 30 ans                |
| Plutonium 239  | $^{239}\text{Pu}$ | 24 100 ans            |
| Iode 129       | $^{129}\text{I}$  | $16 \times 10^6$ ans  |
| Uranium 238    | $^{238}\text{U}$  | $4,5 \times 10^9$ ans |

À chaque fois que l'on compte le temps  $t = t_{1/2}$ , le nombre de noyaux radioactifs est divisé par deux. La demi-vie est très variable selon les éléments : de quelques millisecondes à des milliards d'années.

Prenons un échantillon de 64 atomes d'iode 131 (demi-vie :  $t_{1/2} = 8$  j) :

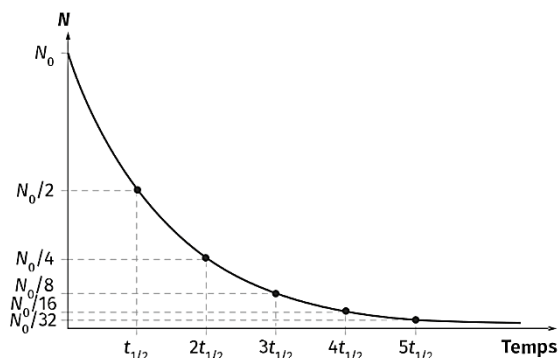
| Temps                   | $t = 0$ | Au bout de 8 j      | Au bout de $2 \times 8$ j | Au bout de $3 \times 8$ j | Au bout de $4 \times 8$ j | Au bout de $5 \times 8$ j | Au bout de $n \times 8$ j |
|-------------------------|---------|---------------------|---------------------------|---------------------------|---------------------------|---------------------------|---------------------------|
| Nombre d'atomes restant | 64      | $32 = \frac{64}{2}$ | $16 = \frac{64}{2^2}$     | $8 = \frac{64}{2^3}$      | $4 = \frac{64}{2^4}$      | $2 = \frac{64}{2^5}$      | $\frac{64}{2^n}$          |
| % restant               | 100 %   | 50 %                | 25 %                      | 12,5 %                    | 6,25 %                    | 3,125 %                   | $\frac{100 \%}{2^n}$      |



La courbe représentant le nombre de noyaux radioactifs restant en fonction du temps est appelée **courbe de décroissance radioactive**.

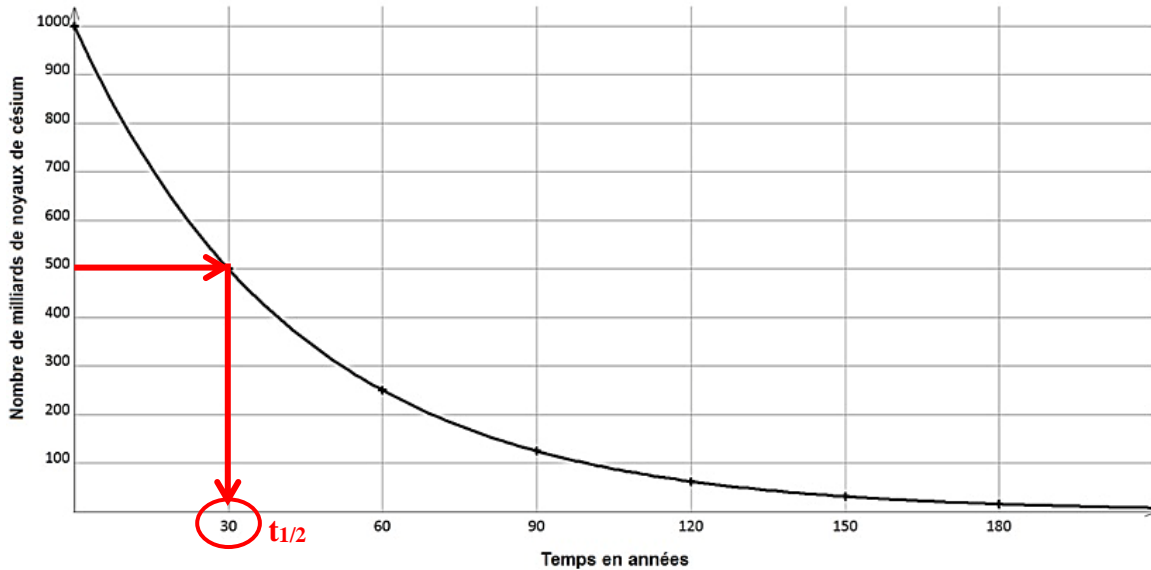
On constate que le nombre d'atomes restant ne suit pas une droite en fonction du temps. Ce n'est pas parce que la moitié des atomes radioactifs ont disparu au bout d'une demi-vie qu'ils auront tous disparu au bout de deux demi-vies !

Si on note  $N_0$  le nombre initial de noyaux radioactifs d'un échantillon. Après  $n$  demi-vies, l'échantillon contient  $\frac{N_0}{2^n}$  noyaux radioactifs.



### Point méthode : déterminer une demi-vie à l'aide d'une courbe de décroissance

Voici la courbe de décroissance radioactive du Césium 137. Au départ, il y a 1000 milliards de noyaux. Par définition, après une demi-vie, il reste la moitié, donc 500 milliards de noyaux. Il faut donc trouver en abscisse le temps correspondant à ce nombre de noyaux. *Il peut être demandé de laisser les traits de construction !*



On lit graphiquement que la demi-vie du Césium 137 est  $t_{1/2} = 30$  ans (ne pas oublier l'unité).

## 2) Application : datation au carbone 14

La radioactivité est exploitée dans de nombreux domaines : dans les centrales nucléaires, en médecine, en imagerie médicale et en archéologie avec la datation des objets anciens grâce au « carbone 14 ».

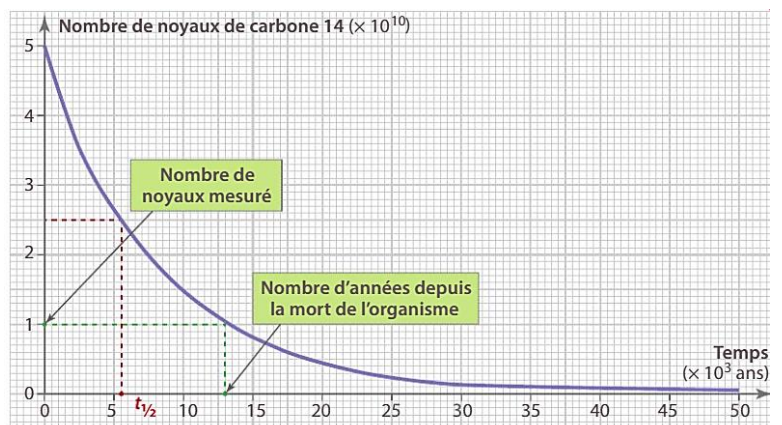
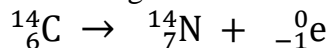
Le carbone 12 ( $^{12}_6\text{C}$ , 6 protons et 6 neutrons) et le carbone 14 ( $^{14}_6\text{C}$ , 6 protons et 8 neutrons) sont deux isotopes du carbone. Le carbone 12 n'est pas radioactif, alors que le carbone 14 l'est.

Le carbone 14 se forme dans la haute atmosphère de la Terre, sa quantité est très faible et constante : il existe un seul atome de carbone 14 pour 1 000 milliards de carbone 12 !

Comme tout isotope du carbone, le carbone 14 se combine avec l'oxygène de notre atmosphère pour former du dioxyde de carbone ( $\text{CO}_2$ ). Ce dioxyde de carbone est assimilé par les végétaux grâce à la **photosynthèse**, puis par l'ensemble des êtres vivants par **l'alimentation**.

Quand les organismes meurent, ils n'assimilent plus le dioxyde de carbone. Le carbone 14 n'est plus renouvelé. La quantité de carbone 14 présente dans les organismes diminue alors au cours du temps, tandis que celle de carbone 12 reste stable. Le carbone 14 se désintègre en azote 14 en suivant la courbe de décroissance radioactive, avec une demi-vie de **5 730 ans**.

Equation de la désintégration du carbone 14 :



Il suffit donc de doser la quantité de carbone 14 restant dans un organisme pour estimer le temps écoulé depuis sa mort. On peut ainsi remonter jusqu'à 50 000 ans, soit environ 8 demi-vies. Au-delà, la technique n'est pas assez précise car la quantité de carbone 14 devient trop petite pour être mesurée.

**La datation par le carbone 14 permet d'estimer l'âge de vestiges archéologiques de quelques centaines d'années à 50 000 ans environ. Son principe est d'utiliser les propriétés de décroissance radioactive du carbone 14, isotope du carbone présent dans toute matière organique.**