

Dossier "Radioactivité naturelle" - IV

LES RADIONUCLEIDES NATURELS

Robert Six

I. LES RADIONUCLEIDES INDEPENDANTS

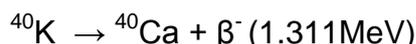
Dans l'article précédent, nous avons vu que les radioéléments naturels peuvent se classer en deux grandes catégories :

- 1) ceux qui dérivent des **trois grandes familles radioactives** (^{238}U , ^{235}U , ^{232}Th) ;
- 2) les **éléments indépendants**.

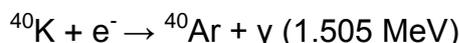
Nous allons d'abord passer en revue les **radioéléments indépendants**. Ceux-ci sont représentés par :

1) le potassium-40 (^{40}K), que l'on trouve à l'**état de traces** (0,011%) dans le potassium naturel, constitué de deux isotopes stables (^{39}K , 93,25% ; ^{41}K , 6,73%). Il est responsable de plus de la moitié de notre radioactivité corporelle (4 à 5.000 désintégrations/sec pour un homme de 80 Kg). Il contribue, avec l'uranium et le thorium, à la radioactivité des roches et à la chaleur du globe terrestre. D'une demi-vie de 1,3 milliards d'années, il se trouvait dans les poussières des étoiles mortes dont l'agglomération a donné naissance à la nébuleuse proto-solaire. Il se désintègre selon deux voies différentes :

1. la première, qui représente plus de 88% des cas, mène au ^{40}Ca par désintégration β^- ;



2. la deuxième, plus complexe, donne du ^{40}Ar , essentiellement par capture électronique (EC), suivie de l'émission d'un rayonnement γ de 1,46 MeV :



Grâce à sa longue période de désintégration, on peut dater des roches comme les laves dont l'âge se situe entre le million et 1 milliard d'années. L'argon-40 qui résulte de cette désintégration reste prisonnier du réseau cristallin de la lave, lorsque celle-ci se refroidit et se solidifie. La mesure du rapport entre ^{40}K et ^{40}Ar permet de déterminer l'âge de la roche.

L'élément naturel

Le potassium naturel est le septième élément le plus abondant dans la lithosphère (2,6%).

De nombre atomique 19, il appartient à la famille IA, des métaux alcalins. C'est le premier atome possédant quatre couches électroniques selon la structure : 2 + 8 + 8 + 1 électrons. On lui connaît 24 isotopes, dont deux stables (^{39}K et ^{41}K), et l'un à

longue période ($^{40}\text{K} - 1,3 \cdot 10^9$ ans). Tous les autres ont des demi-vies s'étageant entre 12 h et moins de 25 ns.

Découverte

Le potassium a été découvert, par électrolyse de la potasse, en 1807 par le physicien et chimiste anglais sir **Humphry DAVY** (° 17-12-1778, Penzance, Cornouailles - † 29-05-1829, Genève). C'est le premier élément obtenu par cette méthode.

Le nom est formé à partir de l'anglais *potash* de *pot ashes* (pot à cendres) et du suffixe *ium*, parce qu'il résulte de ce processus (*potass*). En allemand il est appelé *kalium*. Par contre son symbole K provient étymologiquement de l'arabe *al-kali*, puis du latin *kalium*.

Caractéristiques

Le potassium est un métal alcalin mou de faible densité (0,83), d'aspect blanc métallique. Il s'oxyde facilement au contact de l'air, c'est pourquoi on le conserve dans l'huile. Il réagit violemment avec l'eau en produisant du dihydrogène qui peut s'enflammer et même détoner en présence d'oxygène. Il ressemble chimiquement au sodium. A la flamme, ses sels émettent une couleur violette.

Gisement

Le potassium n'existe pas à l'état natif dans la nature. Il est associé à d'autres éléments dans les micas et la plupart des roches éruptives. On le rencontre principalement sous forme :

- de **chlorure** (KCl), associé à du chlorure de sodium (sylvine, ou sylvinite) :
- de **chlorure double**, carnallite ($\text{KCl} \cdot \text{MgCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$).

On le rencontre également dans des minéraux tels que :

- la **caïnite** ($\text{KCl} \cdot \text{MgSO}_4 \cdot 3\text{H}_2\text{O}$) ;
- la **langbeinite** ($\text{K}_2\text{Mg}_2(\text{SO}_4)_3$) ;
- la **polyhalite** ($\text{K}_2\text{Ca}_2\text{Mg}(\text{SO}_4)_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$).

Ces différents minéraux que l'on trouve au fond des anciens lacs et mers constituent des minerais relativement important de potassium exploitables économiquement.

Les principaux gisements se situent en Saskatchewan, en Biélorussie, en Alsace, en Californie, en Allemagne, au Nouveau-Mexique et en Utah.

L'eau de mer en contient 0,07% sous forme de chlorure de potassium et constitue une réserve considérable.

Rôle biologique

Son rôle biologique s'est avéré plus important que celui du sodium dont il est très proche. Notre organisme contient trois fois et demie plus de potassium que de sodium, surtout dans le liquide rachidien et dans le sang. Il intervient notamment dans le contrôle des échanges cellulaires.

Les végétaux renferment également cet élément en quantités appréciables, de sorte que leur combustion donne un résidu où il est concentré. Il leur est indispensable pour leur croissance.

Domaines d'application

A l'état métallique :

- ses propriétés de puissant réducteur en font un bon réactif dans de nombreuses réactions de chimie fine et de pharmacopée ;
- en association avec le sodium, il constitue un mélange que l'on désigne du nom de NaK (association des deux symboles) et qui constitue une substance à haut pouvoir de transfert de chaleur, bien supérieur au sodium seul. On l'utilise à l'état liquide dans les réacteurs nucléaires comme fluide réfrigérant.

Composés du potassium :

- l'**hydroxyde de potassium** (KOH) ou potasse caustique ou potasse, est utilisé pour la fabrication de détergents (savon noir) ;
- le **chlorure de potassium** (KCl), en perfusion médicale, sert de substitut au sel alimentaire, afin de compenser une carence à l'origine de troubles du rythme cardiaque. A forte dose il arrête le cœur d'où son utilisation dans les injections à but létal ;
- le **nitrate de potassium** (KNO₃) ou salpêtre ou nitre, est utilisé dans la poudre à canon ;
- le **carbonate de potassium** (K₂CO₃) entre dans la fabrication du verre et est le principal constituant de la potasse (fertilisant) ;
- le **bromure de potassium** (KBr) et **iodure de potassium** (KI) sont employés en médecine et en photographie ancienne ;
- le **sulfate de potassium** (K₂SO₄) est utilisé comme engrais ;
- le **cyanure de potassium** (KCN), très toxique, est employé dans la métallurgie de l'or et de l'argent, en galvanoplastie et dans certaines synthèses organiques
- le **permanganate de potassium** (KMnO₄), réactif chimique puissant et oxydant énergétique, employé comme désinfectant ;
- les **engrais NPK** (Azote - Phosphore – Potassium)

2) le Rubidium-87 (⁸⁷Rb), qui intervient pour une bonne part dans le mélange des deux isotopes du rubidium naturel (⁸⁵Rb : 72,2% et le ⁸⁷Rb radioactif : 27,8%).

Le ⁸⁷Rb est produit dans les étoiles rouges de masse comprise entre 4 et 8 fois la masse solaire. Il est généré par un processus de « **capture lente** » de neutrons par des noyaux de fer. D'une période de 47 x 10⁹ ans, il se désintègre par émission β⁻ en strontium-87 (⁸⁷Sr).

Cet isotope permet de dater l'âge de formation du système solaire et celui d'un grand nombre d'étoiles rouges massives.

Le rubidium naturel est un élément largement répandu dans la nature en petite quantité dans certaines eaux minérales (6.10⁻⁵) et l'eau de mer (2.10⁻⁵), ou sous forme de traces (Rb₂O, RbCl) dans de nombreux minéraux comme :

- **carnallite**, KMgCl₃.6H₂O
- **lépidolite** (mica lithinifère) : (Li, Al)₃K[Si₃AlO₁₀F₂]
- **triphylite**, LiFe⁺²PO₄
- un **sulfate multiple**, KAlSi₂Al₂S₄O₁₀

Il se rencontre également en faibles proportions dans le thé, le café, le tabac, et en traces dans la plupart des organismes vivants.

Sa présence a été établie en 1861 par **Robert Wilhem BUNSEN** (° 31-03-1811, Göttingen - † 16-08-1899, Heidelberg) et **Gustav KIRCHHOFF** (° 12-03-1824,

Königsberg † 17-10-1887, Berlin) dans les raies spectrales du lépidolite. Lors de l'analyse spectrographique de sel, ils découvrent deux raies rouges qui n'appartiennent à aucun élément connu. Ils lui attribuent le nom de **rubidium** (du latin *rubidus*, rouge foncé). Il constitue l'élément de numéro atomique 37 et fait partie de la famille IA (métaux alcalins).

Malgré son abondance, aucun minerai ne le renferme comme élément principal et sa production est en fait un sous-produit de la préparation d'autres métaux alcalins. Parmi les 24 isotopes de rubidium possibles, seuls le ^{85}Rb et le ^{87}Rb se retrouvent dans les minerais.

Domaines d'application

Il est utilisé dans la fabrication :

- de **cellules photovoltaïques**, en alliage avec le césium ;
- de **verre de sécurité**. L'ajout de carbonate de rubidium (Rb_2CO_3) ou d'oxyde de rubidium (Rb_2O) permet d'obtenir du verre de sécurité par trempage ;
- de **tubes cathodiques** ou **électroniques** dans lesquels on l'utilise comme capteur de gaz (getter) pour parfaire le vide ;
- de **magnétomètre** : sa sensibilité aux champs magnétiques, grâce à son électron périphérique le plus éloigné, en fait un excellent magnétomètre. Il met en évidence des champs magnétiques 100.000 fois plus faibles que ceux agissant sur la boussole. Il permet de déceler, par survol aérien, les anomalies révélatrices de gisements de gaz naturel en mer du Nord ;
- des **feux d'artifice** : pour produire la coloration violette ;
- d'**horloges atomiques** se basant sur la transition hyperfine de ^{87}Rb à 6,834682612 GHz
L'utilisation de cette propriété permet d'obtenir des horloges commerciales compactes et de bas coût, ayant une stabilité relative de fréquence de 5×10^{-11} (soit une erreur possible de 1 seconde sur un peu plus de 600 ans).
- Il existe également des horloges appelées "fontaines atomiques", fonctionnant avec du ^{87}Rb refroidi et manipulé par laser, qui atteignent des stabilités relatives de fréquence bien meilleures, comprises entre 10^{-13} et 10^{-14} .

Il est également utilisé en :

- **médecine** lors d'examen de la perfusion du myocarde : le ^{82}Rb , de période très courte (75 secondes), est utilisé comme un indicateur d'ischémie en TEP ;
- **pharmacopée** : pour la fabrication de médicaments nooanaleptiques ;

3) le Samarium (Sm) : élément de numéro atomique 62, appartient au groupe IIIA, et fait partie des lanthanides.

Découverte

Le samarium a été découvert par spectroscopie en 1853 par le chimiste suisse Jean Charles GALISSARD DE MARIGNAC (° 24/04/1817, Genève - † 15/04/1894, Genève) qui observa ses fines raies d'absorption dans la didymium. Il fut isolé, sous la forme d'un mélange de deux oxydes, à partir d'un échantillon de **samaraskite**, par Paul-Emile LECOQ DE BOISBAUDAN (° 18/04/1838, Cognac - † 28/05/1912, PARIS) en 1879. La samarskite est un minerai composé d'uranium, de thorium et de terres rares ((Y, Ce,U, Fe)₃(Nb, Ta,Ti)₅O₁₆), dénommé ainsi en hommage au

minéralogiste russe V.E. SAMARSKI qui l'a étudié. En 1901, le chimiste français Eugène Anatole DEMARÇAY (° 1/01/1852 - † 12/1904) parvient à séparer les deux oxydes.

L'élément naturel

Naturellement le Sm est composé de 4 isotopes stables (^{144}Sm , ^{150}Sm , ^{152}Sm et ^{154}Sm) et de 3 radio-isotopes à très longue période (^{147}Sm , 1.06×10^{11} ans ; ^{148}Sm , 7×10^{15} ans et ^{149}Sm , $> 2 \times 10^{15}$ ans). Le ^{152}Sm intervient pour 26,75% dans la nature. L'isotope ^{146}Sm a également une assez longue demi-vie (10^8 ans), mais il est connu en traces infimes provenant de la nucléosynthèse des supernovae.

^{151}Sm a une demi-vie de 90 ans, tandis que celle de ^{145}Sm est de 340 jours. Tous les autres radio-isotopes ont des périodes de moins de 2 jours et la majorité d'entre eux ont des demi-vies de moins de 48 secondes.

Le principal mode de désintégration de l'isotope stable le plus abondant (^{152}Sm) se fait par capture électronique suivi d'une émission β^- . Les principaux produits de désintégration sont le Pm (prométhium) et Eu (europium).

Gisements

On ne le trouve jamais à l'état libre, mais, comme d'autres éléments des terres rares dans de nombreux minéraux, en petites quantités, dont les principaux sont :

l' allanite-(Ce)	$(\text{Ce, Ca, Y})_2(\text{Al, Fe}^{+2}, \text{Fe}^{+3})_3(\text{SiO}_4)_3 \text{OH}$
l' allanite-(Y)	$(\text{Y, Ce, Ca})_2(\text{Al, Fe}^{+3})_3(\text{SiO}_4)_3 \text{OH}$
la bastnäsité-(Ce)	$(\text{Ce, La})\text{CO}_3\text{F}$
la bastnäsité-(Y)	$(\text{Y, La})\text{CO}_3\text{F}$
l' euxénite-(Y)	$(\text{Y, Ca, Ce, U, Th})(\text{Nb, Ti, Ta})_2\text{O}_6$
la monazite-(Ce)	$(\text{Ce, La, Nd, Th})\text{PO}_4$ (environ 2,8 %)
la monazite-(La)	$(\text{La, Ce, Nd})\text{PO}_4$
la monazite-(Nd)	$(\text{Nd, La, Ce})\text{PO}_4$
la samaraskite-(Y)	$(\text{Y, Ce, U, Fe}^{+3})(\text{Nb, Ta, Ti})_5\text{O}_{16}$

Les zones d'exploitation les plus importantes se situent en Australie, en Chine, en Mongolie, en Inde, en Malaisie, en Russie, en Tanzanie, au Burundi, en Zambie, à Madagascar, en Suède, au Canada, aux Etats-Unis et au Brésil

Domaines d'application

- **Aimant permanent** : en alliage avec le cobalt (SmCo_5 et $\text{Sm}_2\text{Co}_{17}$). Les aimants en SmCo_5 possèdent des propriétés magnétiques permanentes très poussées et leur résistance à la démagnétisation est la plus élevée à la température ambiante. Ils sont utilisés dans les très petits haut-parleurs pour baladeurs et téléphones portables.
- **Capteur de neutrons** : sa grande capacité de captage des neutrons en font un excellent capteur, à l'état allié avec d'autres métaux, dans les réacteurs nucléaires.
- **Maser** : des composés de samarium, en petites quantités sont ajoutés à du CaF_2 lors de la fabrication des cristaux destinés aux masers. Le samarium sert également au dopage de cristaux lasers. La perturbation ainsi introduite dans le réseau va induire un « cristal activé » qui émettra une lumière de longueur d'onde bien définie lorsqu'il sera heurté par un faisceau lumineux ou un rayonnement.

- **Condensateurs céramiques** : dans certaines situations déterminées, il est fait usage d'un diélectrique de porcelaine ou de céramique. Dans ces cas, on utilise fréquemment des oxydes de lanthane, de néodyme ou de samarium.

4) le Lutétium (Lu) : élément de numéro atomique 71, appartenant également au groupe IIIA Il est le dernier des lanthanides. Il a d'abord été confondu avec l'ytterbium en 1878 par Jean Charles GALISSARD DE MARIGNAC. C'est en 1907 que Georges URBAIN s'aperçoit que l'ytterbium est en fait constitué de deux éléments et qu'il sépare les oxydes d'ytterbium et de lutécium. Le nom du nouvel élément, **Lutécium**, est attribué en hommage à Lutèce, nom romain de Paris. La même année, en Autriche, Carl AUER VON WELSBACH le découvre également et l'appelle **cassiopeum**. Actuellement il est reconnu sous le terme de **Lutétium (Lu)**.

L'élément naturel

On le trouve sous forme d'un mélange de ^{175}Lu (97,41%) et de ^{176}Lu (2,59%). Ce dernier est légèrement radioactif, avec une demi-vie de 30 milliards d'années. Le lutétium est par importance le 61^{ème} élément constituant la lithosphère qui en contient $8.10^{-5}\%$ jusqu'à 16 Km de profondeur.

Gisements

Les minéraux les plus importants, qui contiennent de petites quantités de cet élément, sont :

la gadolinite-(Ce)	$(\text{Ce},\text{La},\text{Nd},\text{Y})_2\text{Fe}^{+2}\text{Be}_2\text{Si}_2\text{O}_{10}$
la gadolinite-(Y)	$\text{Y}_2,\text{Fe}^{+2},\text{Be}_2\text{Si}_2\text{O}_{10}$
la monazite-(Ce)	$(\text{Ce},\text{La},\text{Nd},\text{Th})\text{PO}_4$ (environ 0,003 % de Lu)
la monazite-(La)	$(\text{La},\text{Ce},\text{Nd})\text{PO}_4$
la monazite-(Nd)	$(\text{Nd},\text{La},\text{Ce})\text{PO}_4$
le xénotime-(Y)	Y PO_4

Comme d'autres « terres rares », le lutétium est extrait de la monazite où il coexiste avec d'autres éléments dans une proportion de 0,003 %.

On l'exploite surtout en Inde, en Malaisie, en Australie, en Afrique du Sud et aux Etats-Unis.

Domaines d'application :

Les nucléides stables de Lu sont utilisés comme **catalyseurs** pour le craquage, l'alkylation, l'hydrogénation et la polymérisation (Lu_2O_3).

Egalement employé dans les **lampes à incandescence** (Lu_2O_3).

A ces quatre radioéléments on peut ajouter le **rhénium-187** (^{187}Rh) qui se transmute par émission β^- en osmium-187 (^{187}Os) avec une période supérieure à 10^{12} ans.

Tableau récapitulatif des radionucléides indépendants naturels

Isotope	<u>proportion</u>	<u>Période en années</u>	<u>rayonnement</u>	<u>énergie en MeV</u>	<u>produit fille</u>
⁴⁰ K	0,011 %	1,3x10 ⁹	β^- EC	1.311 1.505	⁴⁰ Ca ⁴⁰ Ar
⁸⁷ Rb	27,83 %	47x10 ⁹	β^-	0,283	⁸⁷ Sr
¹⁴⁶ Sm	traces	10 ⁸	α	2.529	¹⁴² Nd
¹⁴⁷ Sm	14,99 %	1.06x10 ¹¹	α	2.310	¹⁴³ Nd
¹⁴⁸ Sm	11,24 %	7x10 ¹⁵	α	1.986	¹⁴⁴ Nd
¹⁴⁹ Sm	13,82 %	>2x10 ¹⁵	α	No data	¹⁴⁵ Nd
¹⁷⁶ Lu	2,59 %	3,78x10 ¹⁰	β^-	1.193	¹⁷⁶ Hf

II. LES TROIS GRANDES FAMILLES RADIOACTIVES

Nous avons déjà évoqué ces familles dans l'article « La radioactivité et la géologie ». Les radionucléides naturels, autres que ceux que nous avons décrits dans le chapitre précédent dérivent tous des trois radionucléides suivants :

- L'**uranium-235** d'une durée de vie de $7 \cdot 10^8$ années ;
- L'**uranium-238** d'une période de $4,5 \cdot 10^9$ années ;
- Le **thorium-232**, dont la période est de $1,4 \cdot 10^{10}$ année

Ceux-ci étaient présents dans la nébuleuse proto-solaire qui par accréation donna naissance à notre système solaire. Ils sont à l'origine des trois familles naturelles de radioéléments.

Elles comprennent 42 isotopes appartenant à 12 éléments chimiques, situés dans les deux dernières lignes du tableau périodique. Ce sont : ⁸¹Ti, ⁸²Pb, ⁸³Bi, ⁸⁴Po, ⁸⁵At, ⁸⁶Rn, ⁸⁷Fr, ⁸⁸Ra, ⁸⁹Ac, ⁹⁰Th, ⁹¹Pa et ⁹²U.

A. Famille de l'uranium

Cette famille a pour tête ²³⁸U et au bout de 14 générations donne un isotope stable : ²⁰⁶Pb. La figure 1 donne le diagramme de filiation, tandis que l'on retrouve la liste des descendants de l'²³⁸U en figure 2. Ceux des deux autres familles peuvent être établis de la même manière.

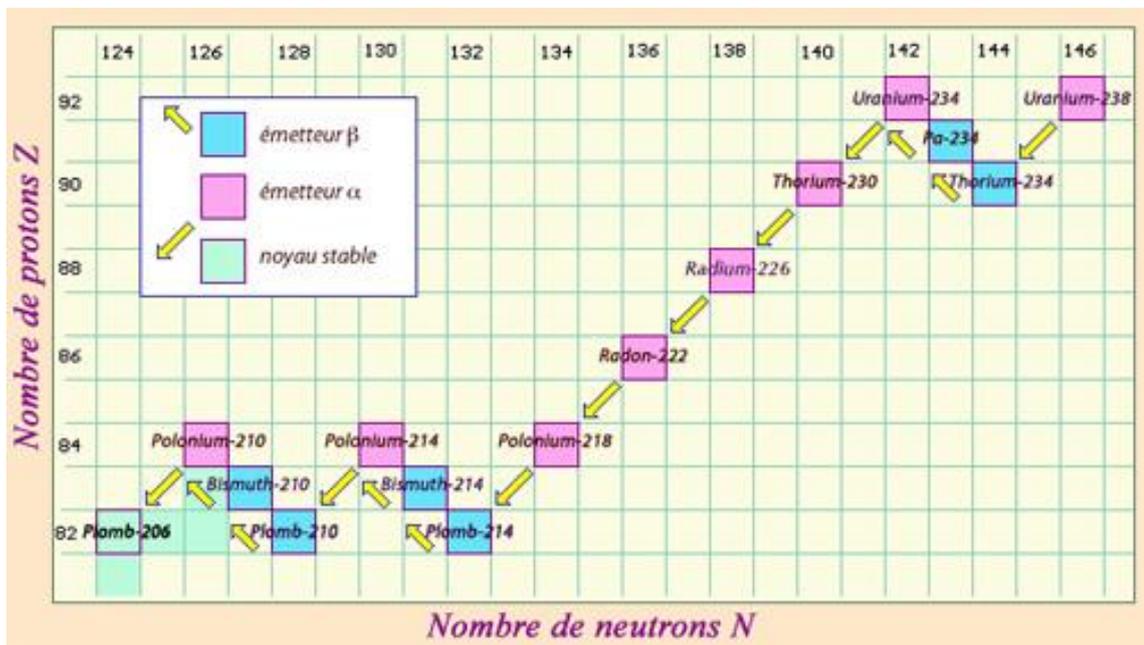


Fig. 1 – Filiation de l'uranium - 238

Le diagramme de la figure 1 représente, sur un canevas des noyaux, la succession des désintégrations partant de ^{238}U et se terminant au ^{206}Pb stable, avec ses 82 protons et 124 neutrons. Les désintégrations α réduisent de 2 unités les nombres de protons et de neutrons, tandis que les désintégrations β^- diminuent de 1 les neutrons et augmentent de 1 les protons. Les cheminements α sont compensés à intervalles réguliers par des désintégrations β^- permettant d'optimiser l'équilibre entre protons et neutrons.

En généralisant, on constate que le nombre de nucléons des noyaux appartenant à cette famille est en $4n + 2$.

	Période	Unité	Emetteur
Uranium-238	4,468	Milliards d'années	alpha
Thorium-234	24,10	jours	bêta -
Protactinium-234	6,70	heures	bêta -
Uranium-234	245 500	ans	alpha
Thorium-230	75380	ans	alpha
Radium-226	1 600	ans	alpha
Radon-222	3,8235	jours	alpha
Polonium-218	3,10	minutes	alpha
Plomb-214	26,8	minutes	bêta -
Bismuth-214	19,9	minutes	bêta -
Polonium-214	164,3	microsecondes	alpha
Plomb-210	22,3	ans	bêta
Bismuth-210	5,015	jours	bêta
Polonium-210	138,376	jours	alpha
Plomb-206	Stable		

Fig. 2 – Filiation radioactive simplifiée de l'uranium-238

Les désintégrations qui se succèdent en donnant naissance à 14 générations d'éléments, avec des périodes très différentes, modifient la composition du noyau

et par conséquent la nature même de l'atome. Le nombre de nucléons diminue de 4 quand le noyau émet une particule α et reste inchangé quand il émet un électron β .

L'uranium

Cet élément, de numéro atomique 92 assez fréquent, fait partie de la famille des « Actinides ». C'est le dernier élément naturel. L'uranium naturel comporte trois isotopes ; ^{238}U (99,28 %), ^{235}U (0,71 %) et ^{234}U (0,006 %). C'est un métal lourd radioactif à très grande période : ^{238}U , $4,5 \cdot 10^9$ ans ; ^{235}U , $7 \cdot 10^8$ ans. Ce dernier isotope est le seul élément naturellement fissionable. Sa désintégration libère une énergie voisine de 200 MeV, soit un million de fois supérieure à celle des combustibles fossiles à masse équivalente.

On le trouve partout à l'état de traces, difficilement exploitables, y compris dans l'eau de mer. Dans le manteau, les isotopes ^{238}U et ^{235}U entretiennent la chaleur interne de notre globe et sont responsables de la géothermie. Il se trouve également dans la croûte terrestre et plus particulièrement dans les terrains granitiques et sédimentaires, à des teneurs d'environ 3 g/tonne. A titre d'information, un terrain de 20 m de côté contiendrait sur une profondeur de 10 m, environ 24 Kg, soit, par extrapolation, près de 10^{12} tonnes rien que pour la lithosphère.

Selon le CEA et la COGEMAX, l'eau de mer en contient 3 g/m^3 , soit $4,5 \cdot 10^9$ tonnes. Les eaux douces de ruissellement en entraînent aussi en diverses concentrations, ainsi le Rhône charrie environ 29 t/an, provenant essentiellement des roches uranifères des Alpes. Les eaux naturelles de consommation ont également une teneur en uranium :

- Badoit : 58 $\mu\text{g/l}$ à la source, 5,45 $\mu\text{g/l}$ après traitement
- Vichy : 20 $\mu\text{g/l}$

Le seuil OMS pour les eaux de boisson est fixé temporairement à 2 $\mu\text{g/l}$
Ses principaux minéraux sont : la **pechblende** qui contient l'oxyde U_3O_8 , la **carnotite** (vanadate), la **coffinite** (silicate) et l'**autunite** (phosphate). Nous reviendrons sur ceux-ci lorsque nous aborderons les minéraux radioactifs.

C'est en 1789, que le chimiste prussien **Martin Heinrich Klaproth** (° 1-12-1743, Wernigerode - † 1-01-1817, Berlin) le met en évidence en analysant un morceau de pechblende provenant du gisement de Sint-Joachimsthal en Autriche. Il donne le nom de "**urane**" ou "**uranite**" au composé qu'il obtient, en référence à la découverte de la planète Uranus faite, huit plus tôt, par William HERSCHEL.

En 1841, le chimiste français **Eugène-Melchior Peligot** (° 1811, Paris - † 1890, Paris) démontre que l'uranite est en fait composé de deux atomes d'oxygène et d'un atome d'un nouvel élément qu'il isole et nomme **uranium**. Il estime sa masse volumétrique à 19 g/cm^3 .

Rappelons que c'est **Henri Becquerel** qui découvre sa **radioactivité**, en 1896, en constatant l'impression de plaques photographiques déposées par inadvertance auprès de sels d'uranium¹

Domaines d'application

Applications historiques :

Avant de connaître son pouvoir fissionable, l'uranium était utilisé dans la fabrication de la céramique et de la faïence pour ses **pigments jaune, orange et vert**.

¹ SIX R. – *La découverte de la radioactivité*, in *Bulletin du G.E.S.T.*, N° 116, nov. 2002.

Applications militaires :

Lorsque sa fission fut découverte par bombardement neutronique, les applications militaires se sont rapidement développées. Il suffit de rappeler les ravages des **bombes atomiques** lancées sur le Japon lors de la Seconde guerre mondiale et la menace que font peser sur l'humanité les pays possesseurs de l'arme atomique.

L'**uranium appauvri**, un sous-produit de l'enrichissement de l'uranium, est utilisé comme **arme tactique**, à cause de sa dureté, de sa densité et de son pouvoir pyrophorique. A très haute vitesse, il perce les blindages les plus épais et s'enflamme lors de l'impact, provoquant un incendie destructeur. Ce type de projectiles a été utilisé lors de la guerre du Golfe, en Irak et au Kosovo.

Applications civiles :

Heureusement, ses applications ne se limitent pas là. L'uranium enrichi en ^{235}U sert de **combustible** dans les réacteurs nucléaires. Un nouveau combustible a été mis au point avec de l'uranium appauvri et un complément de plutonium (MOX)

Les deux isotopes naturels les plus abondants servent à **dater les roches** les plus anciennes par la méthode U/Th et U/Pb.

B. Famille de l'actinium

Dans celle-ci, le radionucléide de tête est ^{235}U qui après une cascade de 11 degrés donne l'isotope stable ^{207}Pb . Le nombre des nucléons des noyaux appartenant à cette filiation répond à la formule $4n + 3$ (fig. 3).

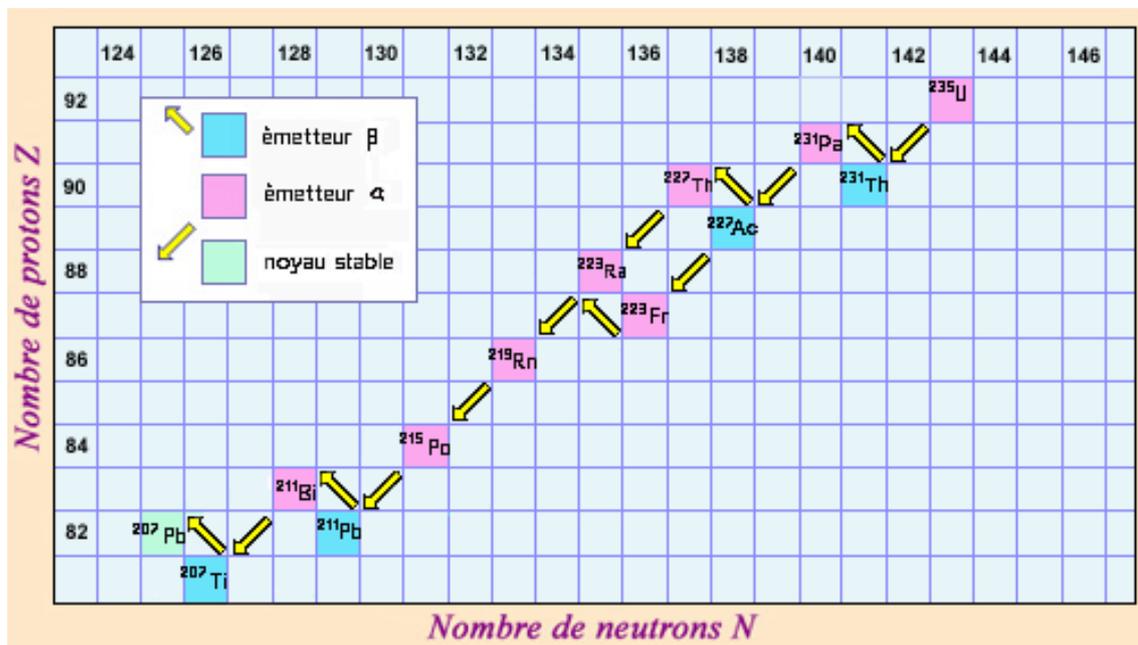


Fig. 3 – Filiation de l'actinium - 227

L'actinium

L'actinium-89 est le premier élément de la famille des actinides. On le trouve dans les minerais d'uranium à la teneur de 2 parties pour $10 \cdot 10^9$ d'uranium. Deux isotopes naturels lui sont connus. ^{227}Ac , de la série dite de désintégration de l'actinium, est le résultat de la désintégration de ^{235}U . Il possède une demi-vie de 21,733 ans. Le deuxième isotope est ^{228}Ac , élément de la série du thorium, produit lors de la désintégration de ^{232}Th . On le désigne parfois du nom de mésothorium-2. Sa période est de 6,13 heures.

L'actinium est extrêmement rare. On le trouve dans tous les minerais d'uranium. On l'obtient généralement en bombardant du radium par des neutrons dans un réacteur nucléaire.

C'est en 1899 que le chimiste français André DEBIERNE (° 14-07-1874, Paris - † 31-08-1949, Paris) le découvre dans la pechblende. Il lui donne le nom d'actinium (du grec *aktinos* = rayonnement) à cause de sa forte activité, 150 fois supérieure à celle du radium.

Domaine d'application

On l'utilise comme source de neutrons et dans des **générateurs thermo-électriques**.

C. Famille du thorium

Le point de départ est ^{232}Th qui donne en fin de cascade l'isotope stable ^{208}Pb . Dans ce cas-ci, le nombre de nucléons des noyaux est un multiple de 4 : $4n$ (fig. 3).

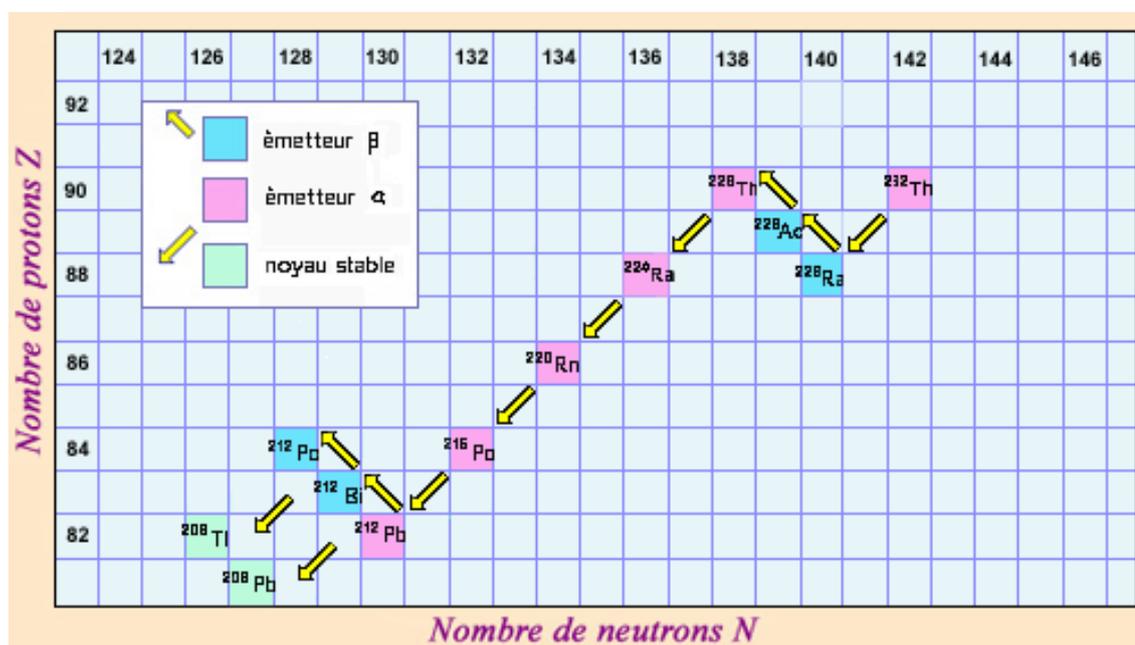


Fig. 4 – Filiation du thorium – 232

Le thorium

C'est le deuxième élément des actinides de numéro atomique 90. Le thorium naturel est constitué d'un mélange de ^{232}Th dont la période est de $1,39 \cdot 10^{10}$ années, de ^{228}Th (1,9 ans) et de traces variables de quatre autres isotopes. ^{232}Th est un isotope fertile, c'est-à-dire, que par absorption d'un neutron il donne un élément fissile. Il se transforme en ^{233}Th par capture d'un neutron, qui se désintègre ensuite en ^{233}Pa (protactinium) qui donne finalement ^{233}U fissile.

Le thorium se retrouve en faible quantité (12 ppm) dans la plupart des roches, il est trois fois plus abondant que l'uranium et à peu près autant que le plomb.

Gisement

On le rencontre dans de nombreux minéraux comme la **thorite** (ThSiO_4), la **thorianite** (ThO_2), la **monazite** ($(\text{Ce}, \text{La}, \text{Nd}, \text{Th})\text{PO}_4$), la **bastnaésite** et l'**uranothorianite**. La monazite peut contenir jusqu'à 12 % d'oxyde de thorium.

Découverte

Le chimiste suédois **Jens Jakob BERZELIUS**, sur la base d'un échantillon provenant de l'île de Levey en Norvège, identifie un nouvel élément qu'il nomme **thorium** en l'honneur du dieu scandinave du tonnerre, Thor.

Durant les **années 1910**, **Ernest RUTHERFORD** et **Frederick SODDY** démontrent que le thorium se désintègre selon une loi exponentielle ce qui les amène à développer leur théorie de la radioactivité.

Domaine d'application

Le thorium a de nombreuses applications :

- **électrode, cathode** : en revêtement des filaments de tungstène dans les tubes à décharge et pour les cathodes de nombreux dispositifs électroniques. C'est sa faculté d'émettre des électrons qui est mise à profit dans ces cas ;
- **verres optiques** : dans la fabrication de lentilles de qualité pour les appareils photographiques et des instruments scientifiques. Son adjonction augmente l'indice de réfraction et diminue la dispersion, ce qui diminue l'aberration optique ;
- **manchon à incandescence** : la mauvaise conductibilité thermique de l'oxyde de thorium en mélange avec de l'oxyde de cérium permet d'augmenter la température des manchons d'éclairage et donc leur luminosité ;
- **produits réfractaires** : par addition d'oxyde de thorium, on obtient des porcelaines très dures et résistantes aux hautes températures ;
- **agent d'alliage** dans les structures en acier ;
- **électrodes de soudage**, en alliage de tungstène : permet d'atteindre le plus haut point de fusion connu (4.000° C) ;
- dans l'industrie électronique comme **détecteur d'oxygène** ;
- **catalyseur en chimie**, dans la transformation de l'ammoniac en acide nitrique ;
- dans l'industrie pétrolière pour le **cracking et l'extraction d'hydrocarbures** de carbone ;
- pour la **production d'acide sulfurique** ;
- dans l'industrie nucléaire en tant que **combustible** dans les supergénérateurs

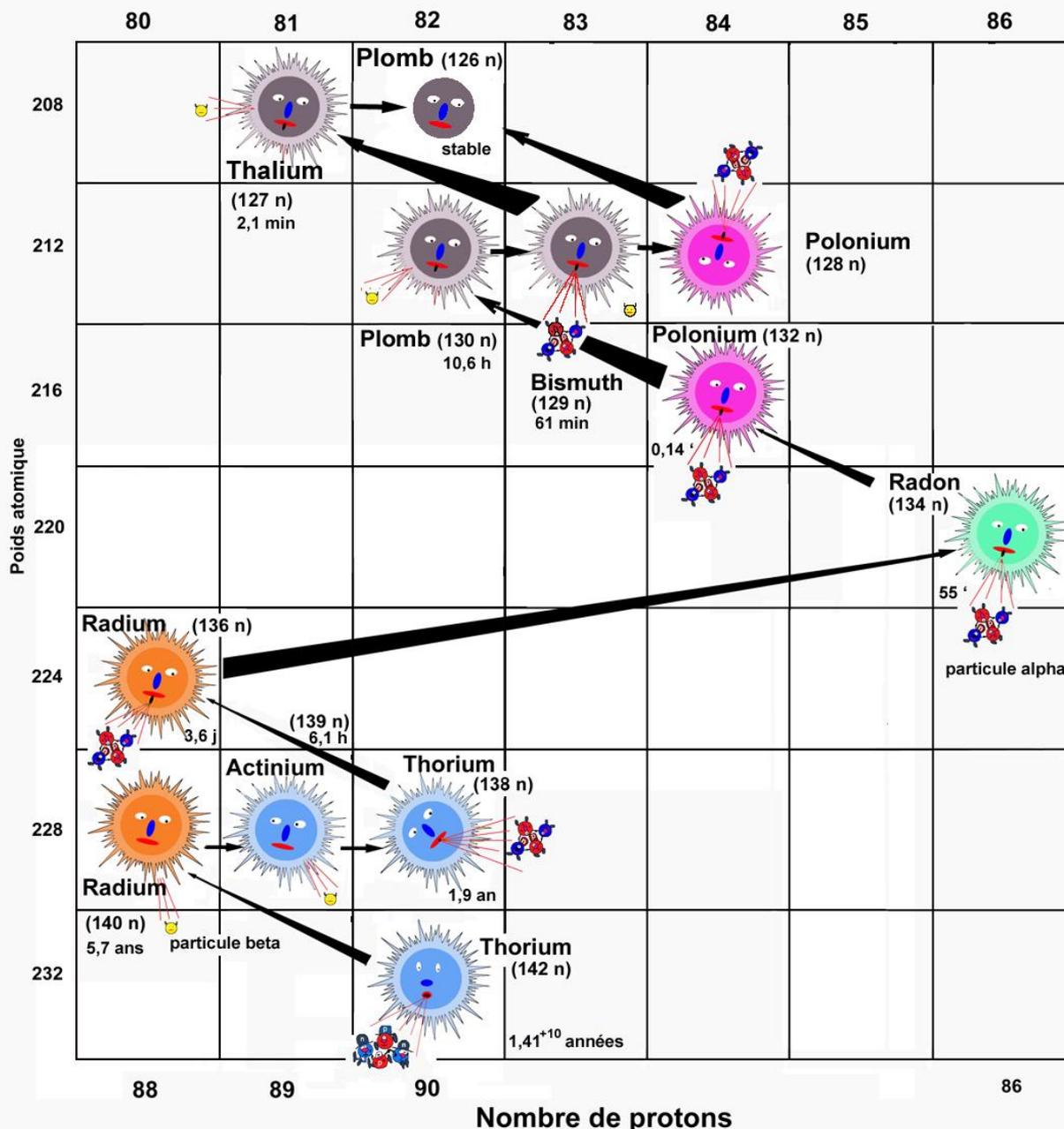


Fig. 5 - Filiation du thorium de manière humoristique

Le ^{232}Th , d'une période de $1,41^{+10}$ année, crache une particule α composée de 2 neutrons et de 2 protons pour se transformer en ^{228}Ra . Celui-ci par émission d'une particule β (transformation d'un neutron en proton), se transforme au bout de 5,7 ans en ^{228}Ac , qui à son tour en 6,1 h devient du ^{228}Th également par émission β . Le ^{228}Th crache une particule α et devient au bout de 1,9 an du ^{224}Ra . En 3,6 jours ce ^{224}Ra se transforme en ^{220}Rn par éjection d'une particule α qui lui, au bout de 55 sec devient du ^{216}Po par émission α . Celui-ci perd une particule α au bout de 55 sec pour donner du ^{212}Pb . Ce dernier, par émission β , donne au bout de 10,6 h du ^{212}Bi . A ce stade, deux possibilités se présentent, soit le ^{212}Bi crache une particule α et se transforme en 61 min en ^{208}Tl , qui donne par émission β , le ^{208}Pb ; soit le ^{212}Bi émet une particule β pour donner du ^{212}Po qui lui par perte d'une particule α aboutit également au ^{208}Pb , produit final stable.

III. BIBLIOGRAPHIE

- **Collectif** (1976) – Grande Encyclopédie Alpha des Sciences et des Techniques – Chimie, Grange Batelière, Ed. Atlas, Paris – Ed. Kister, Genève – Ed. Erasme, Bruxelles-Anvers.
- **DUCROCQ A.** (1976) – Les éléments au pouvoir, Julliard.
- **PICCIOTTO E.-E.** – Les phénomènes radioactifs en géologie,
- *Rubidium*, in: <http://fr.wikipedia.org/wiki/Rubidium>
- *Lutétium*, in : <http://fr.wikipedia.org/wiki/Lut%C3%A9cium>
- *Ruténium*, in : <http://fr.wikipedia.org/wiki/Ruth%C3%A9nium>
- Filiations radioactives, in :
http://pastel.paristech.org/2223/01/Chap_I_Etat_de_l'art.pdf
- Thorium, in : <http://fr.wikipedia.org/wiki/Thorium>