# François Le Lionnais, « Science et technique : qu’est-ce que les isotopes ? », *La Tribune de Genève* (13 mai 1955)[[1]](#footnote-1)

[fr] François Le Lionnais (Unesco) explique, dans un article de vulgarisation, la notion d’isotope. Après avoir rappelé les conceptions classiques de la chimie sur les corps simples et composés, il décrit la structure de l’atome et la distinction entre protons et neutrons. Il montre qu’en modifiant le nombre de neutrons d’un noyau sans changer sa charge électrique, on obtient des atomes chimiquement identiques mais de masse différente : ce sont les isotopes, ainsi nommés parce qu’ils occupent la même place dans la classification de Mendeleïev. Découverte en 1910 par Frederick Soddy, cette notion a obligé les chimistes à distinguer « élément » et « corps simple ». Chaque élément peut avoir plusieurs isotopes, naturels ou artificiels, aujourd’hui au nombre d’environ 1200 pour une centaine d’éléments connus. L’article illustre ce principe avec l’hydrogène (protium, deutérium, tritium) et insiste sur l’importance des isotopes artificiels, produits en laboratoire ou en usine, aux côtés des isotopes naturels.

[de] François Le Lionnais (Unesco) erläutert in einem populärwissenschaftlichen Artikel den Begriff des Isotops. Nach einem Rückblick auf die klassischen Vorstellungen der Chemie über einfache und zusammengesetzte Körper beschreibt er den Aufbau des Atoms und die Unterscheidung zwischen Protonen und Neutronen. Er zeigt, dass durch Veränderung der Neutronenzahl im Kern bei gleichbleibender elektrischer Ladung Atome entstehen, die chemisch identisch, aber massenmäßig verschieden sind: die Isotope, so genannt, weil sie denselben Platz im Mendelejewschen Periodensystem einnehmen. Die 1910 von Frederick Soddy entdeckte Vorstellung zwang die Chemiker, zwischen „Element“ und „einfacher Körper“ zu unterscheiden. Jedes Element kann mehrere Isotope besitzen, natürlich oder künstlich, heute etwa 1200 für rund 100 bekannte Elemente. Das Prinzip wird am Beispiel des Wasserstoffs (Protium, Deuterium, Tritium) illustriert; betont wird die Bedeutung künstlicher Isotope, die im Labor oder in der Industrie erzeugt werden.

[it] François Le Lionnais (Unesco) illustra, in un articolo di divulgazione, il concetto di isotopo. Dopo aver ricordato le concezioni classiche della chimica sui corpi semplici e composti, descrive la struttura dell’atomo e la distinzione tra protoni e neutroni. Dimostra che modificando il numero di neutroni in un nucleo senza cambiare la carica elettrica si ottengono atomi chimicamente identici ma di massa diversa: gli isotopi, così chiamati perché occupano lo stesso posto nella tavola di Mendeleev. Scoperta nel 1910 da Frederick Soddy, questa nozione ha costretto i chimici a distinguere tra «elemento» e «corpo semplice». Ogni elemento può avere più isotopi, naturali o artificiali, oggi circa 1200 per un centinaio di elementi conosciuti. L’articolo illustra il principio con l’idrogeno (prozio, deuterio, trizio) e sottolinea l’importanza degli isotopi artificiali, prodotti in laboratorio o in fabbrica, accanto a quelli naturali.

[en] François Le Lionnais (Unesco) explains in a popular science article the concept of isotopes. After recalling classical chemical ideas of simple and compound substances, he describes the atom’s structure and the distinction between protons and neutrons. He shows that by changing the number of neutrons in a nucleus without altering its electric charge, one obtains atoms that are chemically identical but differ in mass: isotopes, so called because they occupy the same place in Mendeleev’s periodic table. First identified in 1910 by Frederick Soddy, the concept forced chemists to distinguish between “element” and “simple substance.” Each element can have several isotopes, natural or artificial, today numbering around 1,200 for about 100 known elements. The principle is illustrated with hydrogen (protium, deuterium, tritium), and the article stresses the importance of artificial isotopes, produced in laboratories or industry, alongside natural ones.

Avant la découverte de la radioactivité, on pensait que toutes les substances existant dans le monde — la terre, le bois, la farine, l’air, le sang, etc. — étaient des corps purs, ou des mélanges de corps purs. Par corps pur, on entend une substance homogène qui possède des températures bien définies de changements d’états (congélation, liquéfaction, ébullition, etc.). À leur tour, les corps purs ne pouvaient être que des corps simples ou des corps composés, ces derniers étant des combinaisons — c’est-à-dire des formes d’associations beaucoup plus intimes que des mélanges — entre des corps simples. L’hydrogène, l’oxygène, le soufre, le carbone, le chlore, le fer, le mercure, le sodium, le platine sont des corps simples ; le chlorure de sodium, l’oxyde de fer, le chloroforme, l’acétylène sont des corps composés. Tout corps matériel — pur ou impur, simple ou composé — est formé d’atomes et les atomes se groupent en molécules. Un corps simple est caractérisé par le fait que tous ses atomes sont rigoureusement identiques et en particulier qu’ils sont tous de masse égale. Une certaine quantité d’oxygène gazeux est constituée par des molécules d’oxygène, dont chacune contient deux atomes d’oxygène. Les molécules des corps composés sont toutes identiques entre elles, mais chacune est constituée par des atomes différents ; par exemple une certaine quantité d’acétylène est formée de molécules d’acétylène dont chacune contient deux atomes de carbone et deux atomes d’hydrogène.

## De Frederick Soddy à la radioactivité

À l’aube du xxe siècle, on estimait qu’il y avait 92 corps simples existant tous en plus ou moins grande quantité dans la nature. On reconstituait donc l’univers entier avec 92 espèces d’atomes éparpillés en plus ou moins grand nombre dans l’espace vide, et mis en mouvement par les diverses forces étudiées en physique et en chimie. La découverte de la radioactivité a amené les savants à substituer à cette conception un système plus compliqué.

On sait maintenant, en effet, que tout atome — quoique électriquement neutre si on le considère globalement — est formé d’un noyau chargé d’électricité positive, entouré d’électrons chargés au total de la même quantité d’électricité négative. Le noyau est formé lui-même de l’association de particules chargées positivement : les protons, et de particules électriquement neutres : les neutrons ; un proton et un neutron ont à peu près la même masse. Notons encore que les propriétés chimiques d’un atome sont liées au nombre des électrons négatifs qui circulent autour de son noyau.

Si l’on ajoute ou si l’on retire un ou plusieurs neutrons d’un noyau atomique, on ne change pas son état électrique, de sorte que son cortège d’électrons négatifs reste le même. Par suite, le nouvel atome ainsi obtenu possédera les mêmes propriétés chimiques que l’atome dont il est parti initialement. Cette opération n’est certes possible que dans certaines limites, mais en fait il n’y a pas un seul des 92 corps simples qui ne puisse se transformer — soit spontanément, soit artificiellement — par l’addition ou la soustraction d’un, de deux et parfois de plus de deux neutrons. Les atomes ainsi obtenus sont généralement moins stables ; ils peuvent avoir une existence moyenne allant de quelques millièmes de seconde à plusieurs années.

Ces nouveaux corps simples ont ainsi des propriétés chimiques presque identiques à celles des corps à partir desquels ils ont été obtenus ; cependant ils ont des poids atomiques différents, puisque leurs noyaux ont été enrichis ou appauvris d’au moins un neutron. Ce sont ces corps simples — qui diffèrent de ceux que l’on connaissait auparavant, par leur plus ou moins grande richesse en neutrons — que l’on appelle des isotopes. Ce terme signifie, étymologiquement, qu’ils occupent *la même place* dans la classification périodique des éléments de Mendeleïev.

L’existence des isotopes — qui a été mise en lumière, pour la première fois, par le savant anglais Frederick Soddy, en 1910 — a obligé les chimistes à réviser des notions qui leur paraissaient bien établies. Alors qu’il n’y avait aucun inconvénient, jadis, à employer l’un pour l’autre les mots « élément » et « corps simple », il est maintenant nécessaire de donner des sens différents à ces deux termes. Nous dirons qu’un « élément » est caractérisé par le nombre de protons de son noyau, lequel est égal au nombre d’électrons négatifs qui tournent autour de ce noyau ; et nous réserverons le nom de « corps simple » aux atomes dont les noyaux sont caractérisés à la fois par le nombre de protons et le nombre de neutrons qu’ils contiennent. Au lieu de dire comme jadis qu’il y a 92 corps simples, nous dirons donc qu’il y a *92 éléments* naturels, auxquels il convient d’ajouter 8 nouveaux éléments artificiels découverts depuis la guerre. Chacun de ces éléments peut se réaliser en plusieurs corps simples, c’est-à-dire en isotopes, les isotopes d’un même élément ayant le même nombre de protons nucléaires et ne différant les uns des autres que par leur nombre de neutrons. On a découvert, à ce jour, environ 1200 corps simples correspondant aux 100 éléments connus.

## Des isotopes artificiels

Nous disions que chaque élément possède plus ou moins d’isotopes. Prenons le cas, par exemple, de l’hydrogène. Son atome — qui est le plus simple de tous les atomes possibles — est formé d’un seul proton autour duquel tourne un électron négatif. Si l’on associe un neutron au proton on obtiendra un nouveau noyau autour duquel tournera encore un seul électron négatif ; ce système définira l’atome de deutérium, ou hydrogène lourd. On connaît également un hydrogène ultra-lourd, le tritium ; son noyau, autour duquel tourne un électron négatif, est formé d’un proton et de deux neutrons. Il existe de même plusieurs isotopes du carbone, du soufre, de l’oxygène, du mercure et, comme nous l’indiquions, de tous les éléments connus. C’est pour cette raison seulement que l’on se sert du pluriel quand on dit : « les isotopes », exactement comme on peut parler « des sosies » d’un homme, sans que ce pluriel implique obligatoirement qu’ils sont tous nés ou habitent tous au même endroit.

Un certain nombre d’isotopes des éléments connus existe à l’état naturel. Dans ce cas ils sont le plus généralement intimement mélangés les uns aux autres, de sorte que ce que l’on appelait jadis corps simple consiste en fait en un mélange de divers isotopes naturels d’un même élément. Ces isotopes ne sont pas plus mystérieux les uns que les autres. Demander sous quelle forme on les trouve revient à demander sous quelle forme on trouve le soufre, le fer, l’oxygène, le mercure ou le sodium. Mais ce serait une erreur de penser que l’on peut trouver (sauf quelques exceptions dont nous ne parlerons pas ici) un corps simple dans un certain gîte naturel et un isotope de ce corps simple dans un autre endroit. Généralement tous les isotopes naturels se trouvent mélangés. En dehors des isotopes naturels, on a réussi ces dernières années à fabriquer des isotopes artificiels, c’est-à-dire des atomes dont on n’a pas encore trouvé d’équivalent dans la nature. On ne peut donc les rencontrer que dans les laboratoires ou les usines, tout comme l’acier ou le nylon.

1. <https://www.e-newspaperarchives.ch/?a=d&d=TDG19550513-01.2.33.9> [↑](#footnote-ref-1)