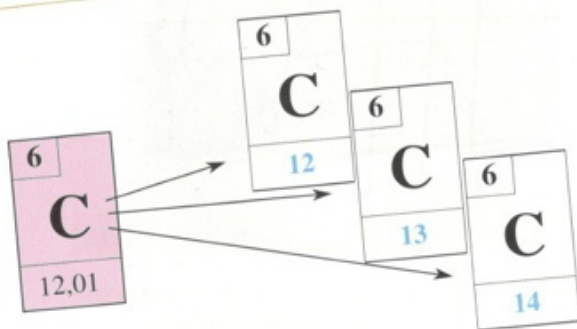
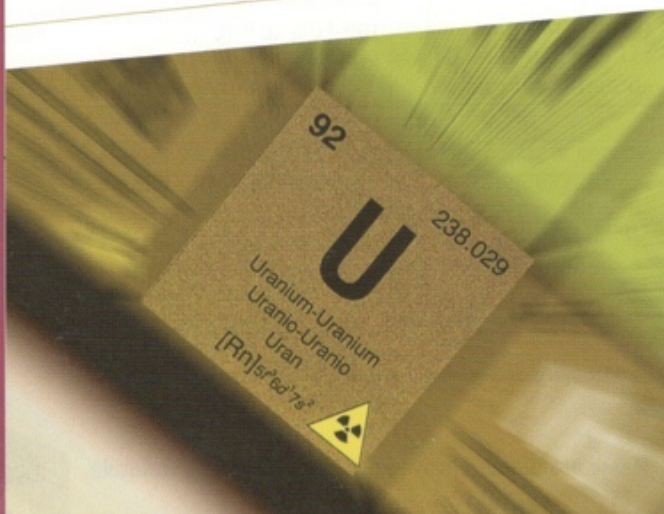


Chapitre 15



Atomes et éléments : une histoire d'isotopes

Il est intéressant de comprendre ce qui se cache derrière le terme « isotope », afin d'expliquer, notamment, la différence entre les notions d'atome et d'élément mais aussi de comprendre pourquoi les valeurs des masses atomiques relatives ne sont pas des nombres entiers.



Mise en situation

Depuis que tu utilises le tableau de Mendéléev, tu as toujours arrondi, à l'unité la plus proche, les nombres décimaux correspondant aux masses atomiques relatives figurant sous les symboles atomiques.

Tu t'es peut-être demandé : « Pourquoi la masse atomique relative n'est-elle pas un nombre entier ? »

Pour répondre à cette question, intéressons-nous d'abord à l'élément iode qui a une masse atomique relative égale à 126,91.

L'iode a été découvert en 1811 par B. Courtois et son nom (du grec *iodès* = violet) rappelle la couleur violette des vapeurs de ce corps simple. C'est un solide noir brillant constitué de molécules I_2 .

On trouve les atomes iode sur Terre uniquement sous la forme stable ^{127}I . Sous cette forme, il est présent dans l'eau de mer et dans les organismes marins (algues, poissons, crustacés,...), ainsi que dans le corps humain où il est indispensable au bon fonctionnement de la glande thyroïde.

En cas d'accident nucléaire (par exemple lors de l'explosion de la centrale nucléaire de Tchernobyl en 1986), de l'iode radioactif ^{131}I ayant une demi-vie² relativement petite (8 jours) est émis en grande quantité. Cet iode radioactif est à l'origine de cancers de la glande thyroïde (c'est pour cela qu'on fournit aux populations exposées des comprimés d'iodure de potassium KI contenant de l'iode ^{127}I , afin de saturer la thyroïde au point qu'elle ne puisse plus fixer d'iode radioactif ^{131}I).

Les atomes radioactifs sont de plus en plus fréquemment utilisés en médecine.

On peut citer l'iode ^{123}I utilisé en radiologie pour le diagnostic de tumeurs. Difficile à produire et à stocker (demi-vie de 13 heures), il a été remplacé par ^{131}I . Ce dernier est utilisé à des doses sans risque pour le patient et permet le diagnostic et le traitement de certaines tumeurs cancéreuses (thyroïde, foie, ...).

L'iode ^{125}I permet le traitement du cancer de la prostate et de certaines affections oculaires (demi-vie de 59 jours).

L'iode ^{129}I (demi-vie de 16 millions d'années) est produit lors du fonctionnement des centrales nucléaires. Cet isotope peut servir de traceur océanographique pour suivre les déplacements de masses d'eau.



1 Radioactivité : propriété que possèdent certains atomes de se transformer en d'autres atomes, suite à la désintégration de leur noyau.
2 Demi-vie : temps nécessaire à la désintégration de la moitié des atomes radioactifs initialement présents.

Suite à la lecture de ce document, tu as sans doute remarqué que le symbole des atomes iode est affecté de différents exposants entiers, allant de 123 à 131.

Que représentent ces exposants et en quoi vont-ils permettre d'expliquer que la masse atomique relative de l'iode n'est pas un nombre entier ?

Isotope et nombre de masse A

Pour découvrir la signification des exposants figurant à gauche du symbole de l'iode, analysons les données ci-dessous relatives à la composition des différentes sortes d'atomes iode rencontrés :

Atome	Nombre d'électrons	Nombre de protons	Nombre de neutrons
^{123}I	53	53	70
^{125}I	53	53	72
^{127}I	53	53	74
^{129}I	53	53	76
^{131}I	53	53	78

En rappelant le numéro atomique Z et en calculant la somme des protons et des neutrons de chaque type d'atome iode, on obtient les résultats suivants :

Atome	Numéro atomique Z	Somme des protons et des neutrons
^{123}I	53	123
^{125}I	53	125
^{127}I	53	127
^{129}I	53	129
^{131}I	53	131

Tu remarques que, pour chaque sorte d'atome iode, l'exposant à gauche du symbole correspond en fait à la somme des nombres de protons et de neutrons.

Il apparaît donc que les différentes sortes d'atomes iode possèdent le même nombre d'électrons et de protons ($Z = 53$), mais un nombre variable de neutrons.

F. Soddy³ proposa le terme « **isotope**⁴ » pour caractériser les différentes sortes d'atomes correspondant à un même corps pur simple.

Ainsi, sous le terme « iode » se retrouvent les différentes sortes d'atomes (^{123}I , ^{125}I , ^{127}I , ...)



Les **isotopes** sont des atomes qui ont le même nombre de protons et d'électrons, mais qui diffèrent par leur nombre de neutrons et donc par leur masse.

3 Frédéric Soddy (1877-1956), physicien anglais, prix Nobel de chimie en 1921.

4 Isotope vient de « isos » : même et « topos » : place ; même place (case) dans le tableau de Mendelév.



F. Soddy

Les isotopes sont caractérisés par leur **nombre de masse A** correspondant au **nombre de nucléons**, c'est-à-dire la **somme des nombres de protons et de neutrons présents dans le noyau**. Il est toujours indiqué en haut et à gauche du symbole de l'isotope.

Sachant que X est le symbole de l'atome, Z le numéro atomique et A le nombre de masse, la notation d'un atome quelconque devient ^A_ZX .

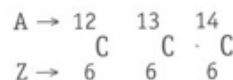
Connaissant le nombre de masse A et le numéro atomique Z d'un atome, on peut calculer le nombre de neutrons, égal à $A - Z$, présents dans le noyau.

Ainsi, la représentation $^{127}_{53}\text{I}$ ou ^{127}I signifie que cet atome iode possède 53 électrons, 53 protons et 74 neutrons ($A - Z$).

Élément chimique

Comme pour l'iode, plusieurs sortes d'atomes carbone, chlore, hydrogène, ... ont été découverts.

Ainsi le carbone, auquel correspond la 6^e case du tableau de Mendelév, est présent sur Terre sous forme de 3 isotopes : carbone-12, carbone-13 et carbone-14.

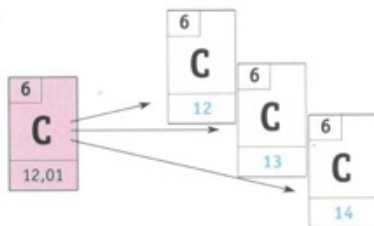


Nous pouvons déterminer la composition de chacun de ces isotopes.

	$^{12}_6\text{C}$	$^{13}_6\text{C}$	$^{14}_6\text{C}$
Z	6 p ⁺	6 p ⁺	6 p ⁺
Z	6 e ⁻	6 e ⁻	6 e ⁻
A - Z	6 n ⁰	7 n ⁰	8 n ⁰

Les scientifiques regroupent sous l'appellation « **élément carbone** » l'ensemble des isotopes ^{12}C , ^{13}C et ^{14}C , caractérisés par le même numéro atomique $Z = 6$, présents naturellement sur Terre.

Cela signifie que, dans le tableau périodique, la case correspondant au carbone cache en fait les cases des 3 isotopes du carbone, comme schématisé ci-dessous :



De même :

- les isotopes ^{123}I , ^{125}I , ^{127}I , ^{129}I et ^{131}I composent l'élément iode ;
- les isotopes ^1H , ^2H et ^3H composent l'élément hydrogène ;
- les isotopes ^{35}Cl et ^{37}Cl composent l'élément chlore ;
- les isotopes ^{234}U , ^{236}U et ^{238}U composent l'élément uranium.



Un **élément** regroupe souvent un ensemble d'isotopes, caractérisés par le même numéro atomique Z , mais possédant un nombre de masse A différent.

Masse atomique relative A_r d'un élément

Les masses atomiques relatives (A_r), indiquées sous le symbole des éléments dans le tableau de Mendeleev, sont des nombres décimaux.

Ainsi, $A_r(\text{I}) = 126,91$ ou $A_r(\text{Cl}) = 35,45$.

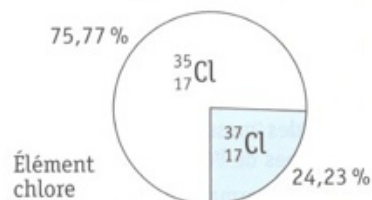
Nous pouvons trouver la justification à ces nombres décimaux en nous appuyant sur le fait que beaucoup d'éléments sont constitués de plusieurs isotopes.

Si on veut connaître la masse atomique relative d'un élément, on calcule la moyenne des masses atomiques relatives des différents isotopes (appelées **masses isotopiques**), en tenant compte de l'abondance (exprimée en %) de chacun des isotopes naturels.

Ainsi,

- l'**élément chlore**⁵, composé de 75,77 % de l'isotope ^{35}Cl et 24,23 % de l'isotope ^{37}Cl , a une masse atomique relative égale à 35,45 qui concorde à peu près avec celle obtenue par le calcul suivant :

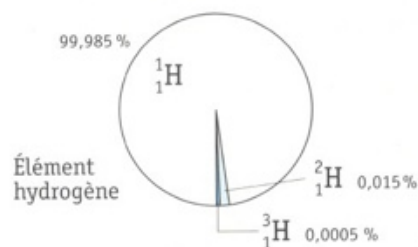
$$\frac{(35 \cdot 75,77) + (37 \cdot 24,23)}{100} = 35,48^6$$



Le dichlore, Cl_2 , fut découvert en 1772 par le chimiste Carl Wilhelm Scheele. Son nom vient du grec chloros qui signifie « vert », en référence à sa couleur.

- l'**élément hydrogène**, composé de 99,985 % de l'isotope ^1H , de 0,015 % de l'isotope ^2H (le deutérium) et de 0,0005 % de l'isotope ^3H (le tritium), a une masse atomique relative égale à 1,01 qui concorde à peu près avec celle obtenue par le calcul suivant :

$$\frac{(1 \cdot 99,985) + (2 \cdot 0,015) + (3 \cdot 0,0005)}{100} = 1,00$$



5 C'est le chimiste et physicien anglais Francis Aston (1877-1945) qui découvrit en 1920, grâce au spectromètre de masse, les différents isotopes du chlore. Prix Nobel de chimie en 1922.

6 Les masses atomiques relatives figurant dans le tableau périodique ne correspondent pas exactement aux résultats des calculs réalisés ici. La différence provient du « défaut de masse » qui sera défini ultérieurement en Physique.

De la concordance entre les calculs réalisés et la valeur connue de la masse atomique relative, il ressort que nous pouvons définir la masse atomique relative :



La masse atomique relative A_r d'un élément est la moyenne des masses isotopiques, en tenant compte de l'abondance de chaque isotope naturel.

Les nombres indiqués en dessous des symboles des éléments dans le tableau de Mendelév sont donc des nombres décimaux, parce qu'ils correspondent à la moyenne des masses atomiques relatives des différents isotopes de l'élément existant sur Terre.

Tu comprends désormais pourquoi le tableau de Mendelév est aussi appelé **Tableau des éléments chimiques**.

Le tableau regroupe, dans une même case, les isotopes d'un même élément en notifiant, sous le symbole, sa masse atomique relative (A_r).

Masse moléculaire relative M_r

Nous savons à présent pourquoi les masses atomiques relatives figurant dans le tableau de Mendelév sont des nombres décimaux.

Dès lors, pour calculer la masse moléculaire relative, nous les prendrons tels quels sans plus les arrondir à l'unité.

Calculons, par exemple, la masse moléculaire relative du chlorure de cuivre (II) CuCl_2 :

$$\begin{aligned}M_r(\text{CuCl}_2) &= A_r(\text{Cu}) + 2 \cdot A_r(\text{Cl}) \\ &= 63,55 + 2 \cdot 35,45 \\ &= 134,45\end{aligned}$$

Cela signifie donc qu'une molécule CuCl_2 a une masse moléculaire relative égale à 134,45.

La molécule CuCl_2 est donc 134,45 fois plus lourde que l'atome hydrogène.

Exercices, problèmes et tâches

1 Complète le tableau suivant :

Symbole isotopique	Numéro atomique	Nombre de masse	Nombre de neutrons
${}^{75}_{33}\text{As}$	33	75	42
${}^{11}_5\text{B}$	5	11	6
${}^{34}_{16}\text{S}$	16	34	18

2 Détermine la composition de :

- l'isotope ${}^{91}\text{Tc}$ employé pour la détection des troubles de la glande thyroïde ;
- l'isotope ${}^{235}\text{U}$ utilisé dans les centrales nucléaires ;
- l'isotope ${}^{60}\text{Co}$ utilisé en thérapie du cancer.

3 Recherche la composition des isotopes artificiels : ${}^{30}\text{P}$, ${}^{55}\text{Fe}$, ${}^{240}\text{Am}$.

4 Représente, selon le modèle de Rutherford-Chadwick, les isotopes ${}^{14}\text{N}$ et ${}^{14}\text{C}$ et compare-les.

5 Calcule la masse atomique relative de l'élément magnésium, sachant qu'il est composé des isotopes suivants : ${}^{24}\text{Mg}$ (78,70 %) ; ${}^{25}\text{Mg}$ (10,13 %) ; ${}^{26}\text{Mg}$ (11,17 %).

6 La masse atomique relative du néon naturel est 20,18. Il est formé de 90,92 % de ${}^{20}\text{Ne}$, 0,26 % de ${}^{21}\text{Ne}$ et 8,82 % d'un troisième isotope. Quelle est la masse isotopique relative et la composition de ce 3^e isotope ?



7 Explique pourquoi les éléments appartenant aux paires suivantes ne sont pas

placés, dans le tableau de Mendeléeïv, par masse atomique relative croissante alors que, d'après leur numéro atomique Z, leur place est correcte :

- Ar et K, sachant que les pourcentages des différents isotopes sont respectivement ${}^{36}\text{Ar}$: 0,34 % ; ${}^{40}\text{Ar}$: 99,59 % et ${}^{39}\text{K}$: 93,26 % ; ${}^{40}\text{K}$: 0,01 % ; ${}^{41}\text{K}$: 6,73 %.
- Te et I, sachant que les pourcentages des différents isotopes sont respectivement ${}^{122}\text{Te}$: 2,50 % ; ${}^{124}\text{Te}$: 0,90 % ; ${}^{125}\text{Te}$: 7,00 % ; ${}^{126}\text{Te}$: 18,70 % ; ${}^{128}\text{Te}$: 31,40 % ; ${}^{130}\text{Te}$: 34,50 % et ${}^{127}\text{I}$ = 100 %.



8 L'eau lourde est utilisée comme ralentisseur de neutrons dans les réacteurs nucléaires et pour la production de plutonium : il s'agit d'oxyde de deutérium (formule : D_2O ou ${}^2\text{H}_2\text{O}$). Chimiquement, elle est identique à l'eau normale (H_2O), mais les atomes hydrogène dont elle est composée sont des isotopes lourds appelés deutérium (D ou ${}^2\text{H}$).

Le tritium (T ou ${}^3\text{H}$), est l'autre isotope de l'élément hydrogène. À la différence du deutérium, c'est un élément radioactif, qui émet des particules de faible énergie. Lorsqu'il est associé à un atome oxygène, il constitue l'eau tritiée (T_2O ou ${}^3\text{H}_2\text{O}$) ou oxyde de tritium ou encore eau super lourde.

Au départ des renseignements fournis, détermine la composition (nombre de protons, de neutrons et d'électrons) des trois isotopes de l'élément hydrogène.