

1. Les atomes – parce qu’il faut bien commencer quelque part.

Dans l’univers, toute matière (roches, molécules, et même les organismes vivants) est constituée d’atomes. On en compte plus d’une centaine, qui sont classés dans un tableau qu’on appelle le *tableau de classification périodique de Mendeleiev*. Le carbone (symbole C), l’oxygène (O), l’hydrogène (H), l’azote (N), le phosphore (P), le potassium (K), le sodium (Na), le nickel (Ni), le cobalt (Co), l’uranium (U) ou l’or (Au) sont tous des atomes. On ne peut pas voir les atomes à l’œil nu, ni même d’ailleurs avec un microscope tout ce qu’il y a de plus basique, parce qu’ils sont petits. Avec une taille de l’ordre de 10^{-10} mètre (soit 0,000000001 mètres, ou encore 0,1 nanomètre, soit un cent milliardièmes de mètre, ou, pour fixer les idées, cent millions de fois plus petit que l’épaisseur d’un cheveu), le contraire eût été étonnant. Dans le jargon scientifique, tout ce qui est plus petit qu’un atome – car oui, il y a plus petit – est désigné sous le nom de *particule subatomique*. On trouve là-dedans les neutrons, les protons et les électrons (autour de 10^{-15} mètre). Et justement, ce qui différencie les atomes entre eux, ce sont ces particules subatomiques. Pourquoi ?

1.1. C’est quoi un atome, exactement ?

Tous les atomes sont constitués de deux parties bien distinctes : un **noyau** autour duquel on trouve des **électrons**. Le noyau est composé de deux types de particules subatomiques : les **neutrons** (qui n’ont pas de charge électrique, d’où leur nom) et les **protons** (qui possèdent chacun une charge électrique positive). Ces deux types de particules sont communément appelés les **nucléons**.

Vous avez sans doute déjà remarqué que la matière ordinaire n’est généralement pas chargée (sauf exception). C’est parce les atomes constituant la matière sont *neutres*, autrement dit, ils n’ont pas de charge électrique globale. Comment expliquer cela, alors que je viens d’affirmer que les protons sont chargés positivement ? C’est très simple. Autour du noyau (chargé positivement, donc), il y a des **électrons**. Et ces électrons sont chargés **négativement**. Pour qu’un atome soit neutre, il faut donc qu’il y ait autant d’électrons que de protons, de sorte que chaque électron compense la présence d’un proton ! Et voilà ! Donc, pour l’hydrogène (H) – l’atome le plus simple – qui possède un noyau composé d’un seul proton (et pas de neutron), on compte *un seul électron*. Pour le carbone, il y a six protons et six neutrons dans le noyau, on trouve donc six électrons répartis tout autour. C’est très simple !

1.2. Tout ce fourbi est bien rangé !

Tout ce qui touche au monde atomique ou subatomique est régi par les lois de la mécanique quantique. On ne rentrera pas dans les détails, mais en substance, cela signifie que dans ce monde de l’infiniment petit, toutes ces particules (atomes, électrons, neutrons, protons, et les autres) se comportent à la fois comme des corpuscules de matière (une vue de l’esprit généralement très connue) et comme des ondes. Cette propriété essentielle a pour conséquence tout un tas de contraintes sur l’organisation d’un atome et ses constituants subatomiques. L’une de ces conséquences est, par exemple, que les électrons ne peuvent pas se trouver n’importe où autour du noyau, mais dans des zones bien

précises, qu’on appelle des **orbitales** (Fig. 1). Il existe plusieurs types d’orbitales, mais par souci de simplification, nous dirons qu’elles sont disposées en couches autour du noyau. Chaque couche peut contenir un nombre fini d’électrons, et pas davantage. La mécanique quantique impose que la première couche ($n^{\circ}1$, aussi appelée *K*), peut en compter deux, la seconde (couche *L*) huit, la troisième (couche *M*), dix-huit, etc. Il existe une relation mathématique, qui permet de calculer le nombre d’électrons *Z* à partir du numéro de la couche *n*.

$$Z = 2n^2 \quad (1)$$

Donc, pour la couche 1, $n = 1$, donc $Z = 2 \times 1^2 = 2$, pour la couche 2, $Z = 2 \times 2^2 = 2 \times 4 = 8$.

Un exemple est toujours plus parlant : toujours avec l’atome d’hydrogène. Autour de son noyau (un proton seulement), il y a un seul électron. Celui-ci se trouve dans une orbitale – qu’on appelle, pour les curieux, l’orbitale *1s* ou couche *K* – qui peut contenir *au maximum* deux électrons. Donc, comme l’hydrogène n’en possède qu’un, il respecte la règle. L’atome suivant (voir Fig. 2), l’hélium (He) possède un noyau composé de deux neutrons et deux protons (donc, deux charges positives), autour duquel on trouve... *deux électrons* ! Ils se trouvent tous les deux dans la fameuse orbitale *1s* qui peut en contenir deux. L’hélium respecte donc également la règle.

Remarque : Dans la notation des atomes (voir figure 2), on note généralement *devant et en haut*, le nombre de nucléons, c’est à dire le nombre de protons (P) et de neutrons (N). *Devant et en bas*, on indique le nombre de protons (qui correspond normalement aussi au nombre d’électrons) – qu’on appelle aussi le *numéro atomique Z*. Par exemple, le carbone ($^{12}_6\text{C}$) possède 12 nucléons et 6 protons (parmi les 12 nucléons). Comme il y a 6 protons, cela signifie qu’il y a aussi 6 électrons, ce qui laisse 6 neutrons. Un atome de carbone est donc composé de 6 protons, 6 neutrons (dans le noyau) et de 6 électrons.

Il est utile, à ce stade, de préciser que les choses ne sont pas aussi simples que ce qu'elles semblent être. Même s'il est vrai que les électrons se situent sur des orbitales rangées dans des couches autour du noyau, la mécanique quantique nous apprend *qu'on ne peut pas localiser un électron avec précision*. En réalité, cela découle du **principe d'incertitude** d'Heisenberg, qui stipule qu'on ne peut pas connaître à la fois la vitesse d'une particule *et* sa position avec précision. La connaissance de l'une impose une imprécision sur la seconde, et *vice versa*. Ceci est dû en partie au fait que les électrons possèdent des propriétés de particules *et* d'ondes, et qu'ils n'ont pas à proprement parler de *position* bien définie. On ne peut pas localiser une onde en un point ! Ainsi, la position d'un électron ne peut être connue qu'avec une certaine **probabilité**, et elle est représentée par un **nuage** au sein duquel il *peut* se trouver avec une certaine probabilité. Ce nuage représente l'orbitale de l'électron, et cette orbitale est en réalité sphérique (et non pas analogue à une orbite) (**Fig. 1**). C'est le cas pour l'électron de l'hydrogène, mais aussi des deux électrons de l'hélium.

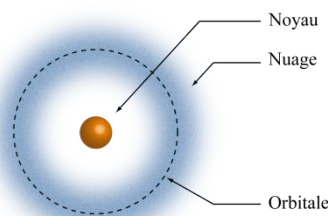


Figure 1 : Le nuage électronique représente la zone autour du noyau où l'électron a toutes les chances de se trouver. On appelle ce nuage une *orbitale*. Pour simplifier, on représente cette orbitale par une « orbite » autour du noyau, mais il faut se rappeler qu'il ne s'agit pas d'une orbite, mais d'une zone **sphérique** autour du noyau. Dans le cas de l'électron de l'atome d'hydrogène, il s'agit d'une sphère, mais pour les électrons plus éloignés du noyau, les formes des orbitales sont parfois très complexes.

Mais alors, pour les autres, allez-vous me dire ? Ceux qui possèdent plus d'électrons ?

C'est simple : ils répartissent leurs électrons dans des couches plus externes, rendues possibles par la présence dans le noyau d'un nombre plus grand de protons. Le nombre d'électrons qu'elles contiennent correspond à la relation (1). Bien sûr, comme le nombre d'électrons est plus grand, le nombre d'orbitales est plus élevé. Celles-ci sont également représentées par des nuages de probabilité, et peuvent parfois adopter des formes étranges : des lobes, des bulbes, des tores, etc... Toutefois, ici, je ne les représenterai que par des orbitales « classiques », c'est-à-dire par des cercles. Il ne faut pas oublier que les électrons et les noyaux possèdent tous des propriétés ondulatoires. Or, les ondes peuvent s'additionner, se soustraire, et se combiner entre elles. Ceci a pour conséquence de donner naissance à des zones « autorisées », et des zones « annulées ». Il existe donc des zones dans lesquelles un électron peut exister, et d'autres non. Pour cette raison, dans un état donné, les électrons d'un atome restent toujours dans une orbitale, et *ne peuvent pas se situer entre elles*.

Pour résumer, plus le noyau est gros (plus il y a de neutrons et surtout de protons) et plus il y a d'électrons autour. Ces électrons sont disposés en couches successives autour du noyau selon une règle de rangement fixée par la mécanique quantique. Donc, plus le noyau est grand, et plus le nuage électronique est étendu... ce qui a pour conséquence que l'atome est plus grand.

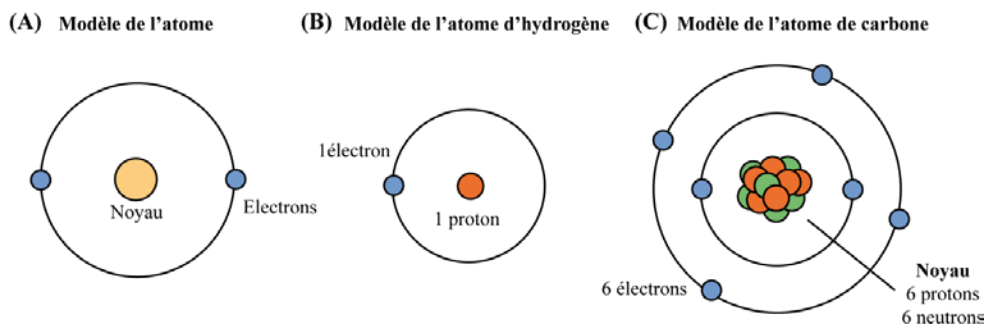
Dans le tableau de classification périodique (**Fig. 2**), chaque *ligne* du tableau représente une couche électronique. Dans la première ligne, on trouve donc seulement deux atomes : l'hydrogène (H) et l'hélium (He), qui répartissent respectivement un seul (H), ou deux électrons (He) dans la première couche (qui peut en contenir deux). Dans la seconde ligne, on trouve les atomes qui possèdent plus de deux électrons, et qui les répartissent dans la couche $n^{\circ}1$ et la couche $n^{\circ}2$; ce sont donc les atomes qui possèdent *au plus* dix électrons. Et ainsi de suite.

1.3. Les électrons peuvent tout de même se déplacer d'une orbitale à l'autre.

Un électron (charge négative) est retenu autour du noyau parce qu'il est attiré par un proton (charge positive). Cette force d'origine électrostatique maintient fermement l'électron sur son orbitale. Cette interaction est caractérisée par une *énergie** (voir **encart**). A chaque électron correspond donc une certaine quantité d'énergie associée à sa position (orbitale ou couche).

Théoriquement, dans la vie d'un atome, on pourrait croire que les électrons qui se meuvent autour du noyau ne changent pas d'orbitale, et restent bien sagement dans celle qu'ils occupent. Mais, il peut arriver que certains se déplacent d'une orbitale à l'autre – ou, pour parler plus simplement, qu'ils passent d'un étage à l'autre. Dans le jargon des physiciens, on parle de **saut quantique**. Ce passage se fait brusquement, et *sans passer par l'espace entre les orbitales* (conformément au principe des zones autorisées, et non-autorisées). Pour passer d'une orbitale à une autre plus élevée, il doit *gagner de l'énergie*. Pour passer sur une orbitale plus basse, il doit *perdre* de l'énergie (**Fig. 3**).

Il y a plusieurs manières par lesquelles un électron peut gagner de l'énergie, mais la plus simple reste d'absorber une quantité d'énergie (un *quantum*) issue d'un autre type de particule, le *photon*. Les photons sont des corpuscules de lumière qui sont en réalité rien de moins que des grains d'énergie. Selon le type de lumière considérée, le photon possède une énergie plus ou moins grande. Par exemple, la lumière infrarouge (invisible pour nous) correspond à des photons de basse énergie, tandis que les photons ultraviolets (UV) sont des particules de haute énergie. Entre les deux, on trouve toute une gamme de photons différents, en passant par les photons visibles (ceux que nous pouvons voir et qui constituent, en fait, la lumière visible). Si un photon entre en collision avec un électron, ce dernier va l'absorber, et gagner de l'énergie (qui correspond à celle que contenait le photon). Si cette énergie est suffisante, l'électron va passer dans un état qu'on dit *excité*, et « sauter » sur une orbitale plus élevée – le fameux *saut quantique*. Il peut y demeurer un certain temps, avant de « rendre » cette énergie dans l'environnement, en émettant un nouveau photon. Ce faisant, il redescend sur une orbitale plus basse et retourne à ce qu'on appelle *l'état fondamental*. Ce photon qu'il a émis est toujours moins énergétique que celui qu'il a gagné (pour des raisons que nous n'aborderons pas ici).



(D) Tableau de classification périodique des éléments de Mendeleiev

1 H																	2 He														
3 Li	4 Be											5 B	6 C	7 N	8 O	9 F	10 Ne														
11 Na	12 Mg											13 Al	14 Si	15 P	16 S	17 Cl	18 Ar														
19 K	20 Ca	21 Sc	22 Ti	23 V	24 Cr	25 Mn	26 Fe	27 Co	28 Ni	29 Cu	30 Zn	31 Ga	32 Ge	33 As	34 Se	35 Br	36 Kr														
37 Rb	38 Sr	39 Y	40 Zr	41 Nb	42 Mo	43 Tc	44 Ru	45 Rh	46 Pd	47 Ag	48 Cd	49 In	50 Sn	51 Sb	52 Te	53 I	54 Xe														
55 Cs	56 Ba	57 La	58 Ce	59 Pr	60 Nd	61 Pm	62 Sm	63 Eu	64 Gd	65 Tb	66 Dy	67 Ho	68 Er	69 Tm	70 Yb	71 Lu	72 Hf	73 Ta	74 W	75 Re	76 Os	77 Ir	78 Pt	79 Au	80 Hg	81 Tl	82 Pb	83 Bi	84 Po	85 At	86 Rn
87 Fr	88 Ra	89 Ac	90 Th	91 Pa	92 U	93 Np	94 Pu	95 Am	96 Cm	97 Bk	98 Cf	99 Es	100 Fm	101 Md	102 No	103 Lr	104 Rf	105 Db	106 Sg	107 Bh	108 Hs	109 Mt	110 Ds	111 Rg	112 Cn	113 Nh	114 Fl	115 Uup	116 Lv	117 Uus	118 Uuo

Figure 2 : Modèle de l'atome et classification périodique des éléments de Mendeleiev. (A) Modèle général de la constitution d'un atome : il contient un noyau entouré d'électrons. (B) Modèle de l'atome d'hydrogène. Il contient un noyau composé seulement d'un seul proton (et pas de neutron), qui est entouré d'un seul électron. (C) Modèle de l'atome de carbone : il est constitué d'un noyau de 6 protons et 6 neutrons, entouré de six électrons disposés en deux couches. (D) Tableau de classification périodique des éléments de Mendeleiev. Chaque atome est annoté par le nombre de ses nucléons (N) (protons *et* neutrons) et son numéro atomique Z (nombre de protons). Le tableau classe les atomes par lignes successives. Chaque ligne correspond à une couche (ou une sous-couche) électronique. Par exemple, la première ligne ne contient que deux atomes, car la première couche ne peut contenir que deux électrons. La deuxième ligne contient huit atomes, car la seconde couche peut contenir huit électrons. Les lignes suivantes comprennent des atomes dont le nombre d'électrons est plus grand, ce qui suppose une répartition plus complexe. Pour cette raison, la structure des couches est beaucoup plus compliquée à comprendre et ne correspond pas au modèle simplifié que j'ai présenté. Par contre, ce qui reste valable pour tout le tableau est que les atomes contenus dans **une colonne** possèdent des propriétés similaires. Par exemple, le béryllium (Be), le sodium (Na), le calcium (Ca), le sérium (Sr), le baryum (Ba) et le radium (Ra) possèdent des propriétés électroniques similaires, ce qui, nous les verrons plus tard, a une importance pour leur réactivité.

ENCART – Qu'est-ce que l'énergie ?

L'**énergie** est un concept assez complexe, mais sur lequel repose toute la physique – et même la science, pourrait-on dire. Il s'agit d'une grandeur qui caractérise l'état d'un système. Le plus important est qu'elle ne peut pas être créée, ni détruite, mais simplement *échangée* ou *transférée* au cours de phénomènes de transformation (changements d'état d'un système). Ceci découle du fait que l'énergie de l'univers est constante ; de ce fait, seule l'énergie contenue dans l'univers peut être utilisée, échangée, rendue, etc. De ce point de vue, elle peut être vue comme la capacité d'un système (d'un dispositif, un montage, un appareil, un organisme, etc.) à produire un travail – au sens physique, c'est-à-dire un déplacement, un changement d'état, etc. Même si on ne peut pas dire ce qu'est *exactement* l'énergie, on sait en revanche qu'elle peut être transférée sous différentes formes : **chaleur, électricité, rayonnement**, etc.

électrons sous forme de photons moins énergétiques (vert, blanc, jaune). Le retour à l'état fondamental des électrons est assez lent, c'est pour cette raison que la phosphorescence dure assez longtemps. Lorsque les électrons réémettent un photon plus rapidement (de l'ordre de la milliseconde), on parle de fluorescence. Dans ce dernier cas, il faut généralement un appareil approprié pour voir les photons réémis.

Ces phénomènes d'absorption et de réémission de photons sont à la base d'une science qu'on appelle la *spectroscopie*. Chaque composé (y compris les atomes) absorbe et rendent des photons de différentes manières selon la composition, la distribution et l'énergie des électrons. En observant les photons absorbés et/ou réémis, on peut identifier la matière qui compose un échantillon.

Anecdote : les composés phosphorescents – comme le phosphore – absorbent les photons de la lumière pendant la journée, et réémettent l'énergie emmagasinée par les

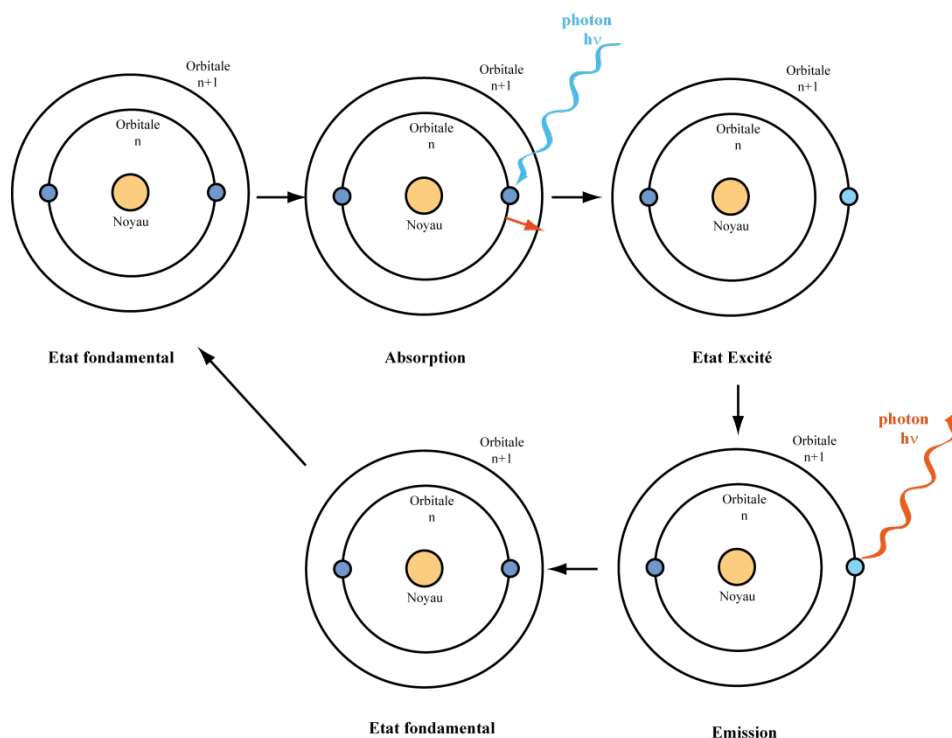


Figure 3 : Absorption et émission de photons. Les électrons d'un atome se trouvent sur leur orbitale dans un état qu'on appelle *état fondamental* (pour simplifier). Ils ne peuvent pas la quitter, à moins d'absorber ou de perdre de l'énergie. Par exemple, lorsqu'un photon d'énergie $h\nu$ (ν « nu » étant la fréquence du photon et h la constante de Planck) entre en collision avec un électron, ce dernier peut en absorber l'énergie. Si cette énergie est suffisante, alors il peut passer directement sur l'orbitale supérieure. On parle de **saut quantique**. Au bout d'un certain temps, il peut perdre cette énergie en réémettant un photon d'énergie plus basse (le reste de l'énergie étant dégagé sous forme de chaleur), et retourner à l'état fondamental.

1.4. Un atome peut perdre et gagner des électrons : l'ionisation.

Nous avons vu que les couches électroniques peuvent contenir un nombre *fini* d'électrons. L'hydrogène, par exemple, possède un seul électron dans une couche qui peut en contenir deux. Le carbone possède 12 électrons, répartis dans la couche n°1 (2 électrons pour deux places) et la couche n°2 (4 électrons pour 8 places). L'oxygène, lui, possède 8 électrons, dont deux dans la couche n°1, et 6 dans la couche n°2. Dans tous ces cas, on remarque que les couches ne sont pas complètes. **Il reste de la place.** Dans la nature, certains atomes peuvent donc gagner des électrons. Ce faisant, ils possèdent *plus d'électrons que de protons*, et acquièrent une charge négative excédentaire. Ils sont donc chargés négativement. On les appelle des **anions**. Au contraire, ils peuvent perdre des électrons, gagner des charges positives, et devenir des **cations**. Plus généralement, une espèce atomique chargée est appelée un **ion**.

Gagner un ou plusieurs électrons. Le fluor (F) possède 9 électrons. Ils sont répartis dans la couche n°1 (2 électrons pour 2 places) et la couche n°2 (7 électrons pour 8 places). Il reste donc *une place* pour un électron. S'il gagne cet électron (en l'arrachant, par exemple, à un autre atome, susceptible de le *perdre*), il va posséder 10 électrons pour seulement 9 protons. Il gagnera donc une charge négative. Le fluor passera alors sous une forme

ionique (ou *anionique*), et deviendra un **anion** F^- . c'est ce qu'on appelle l'**ionisation**. Quelques atomes possèdent cette propriété, comme le chlore (Cl), le brome (Br) ou l'iode (I) (qui passent sous forme anionique Cl^- , Br^- , I^-). Quelques atomes peuvent *gagner deux* électrons, et passer sous une forme di-anionique (par exemple l'atome d'oxygène, qui peut devenir O^{2-}).

Perdre un ou plusieurs électrons. Lorsqu'un atome perd un électron, il perd également la capacité de compenser la charge positive d'un proton de son noyau. Cet atome se retrouve donc avec une charge positive. S'il perd deux électrons, il gagne deux charges positives. Plusieurs atomes peuvent perdre un électron, comme le lithium (Li), le sodium (Na), le potassium (K); ils deviennent alors des **cations** Li^+ , Na^+ ou K^+ . D'autres peuvent perdre deux électrons, comme le béryllium (Be), le magnésium (Mg) ou le calcium (Ca); ils deviennent alors les cations Be^{2+} , Mg^{2+} , Ca^{2+} . On remarque que ces atomes se trouvent tous dans la même colonne du tableau de classification périodique des éléments (**figure 1**).

L'ionisation d'un atome dépend de l'énergie nécessaire pour lui arracher des électrons ou pour qu'il en gagne (en arrachant des électrons à un autre composé). Cette énergie peut parfois être faible, et une température tout à fait ordinaire suffit à communiquer cette énergie, tandis que pour d'autres atomes, l'énergie nécessaire est

énorme, et nécessite de très hautes températures ou des rayonnements ionisants.

Les rayonnements ionisants ne sont rien d'autre que des photons de très haute énergie (comme les photons UV ou gamma) qui transportent une quantité phénoménale d'énergie. Lorsqu'ils entrent en collision avec un atome, l'un de ses électrons – généralement sur une couche externe, plus exposée – absorbe ce photon, et gagne de l'énergie. Cette absorption fait passer l'électron dans un état *excité*, et il peut passer sur d'autres orbitales plus élevées. S'il n'y a pas d'orbitale plus élevée ou que l'énergie est suffisante, l'électron peut s'échapper et se désolidariser de son atome, qui deviendra un cation. Cet électron libre – comme dans l'expression –, lui, avec son énergie à revendre, peut très bien rencontrer un autre atome, et s'ajouter à la collection d'électrons qui existent déjà autour de celui-ci, et ainsi le transformer en anion. Il y a donc plusieurs façons d'ioniser un atome.

1.5. Les isotopes – ou quand un noyau est plus lourd que la normale.

Nous avons vu que les atomes sont classés et définis par le nombre de nucléons qu'ils possèdent dans leur noyau, et que ce nombre contraint la population électronique qui se promène autour du noyau. Pour un atome neutre, il y a *toujours* autant de protons que d'électrons. Le reste, ce sont les neutrons. De par leur nom – ils sont neutres –, on pourrait croire qu'ils sont *passifs* et que leur présence n'a pas un effet spectaculaire sur la propriété des atomes. **Bien au contraire !**

Prenons l'exemple du carbone ($^{12}_6\text{C}$ aussi appelé carbone-12, en référence au nombre de nucléons). Il comporte 6 protons, 6 électrons, et normalement 6 neutrons. Pour que le carbone soit neutre, on ne peut pas changer le nombre d'électrons et de protons. Mais que se passe-t-il si le nombre de neutrons change ? Est-ce possible dans la nature ?

La réponse est **oui** ! Il existe des atomes de carbone pour lesquels on trouve un ou deux neutrons de plus. On parle de carbone-13 ou de carbone-14, et on les note ($^{13}_6\text{C}$ et $^{14}_6\text{C}$). Ce sont des dérivés *lourds* du carbone. On les appelle des **isotopes**.

En observant le carbone-13, qui est stable, comme le carbone-12, on pourrait croire que le fait d'augmenter le nombre de neutrons n'a pas d'importance. Mais en observant le carbone-14, on comprend que ce n'est pas le cas. En effet, le carbone-14 est **radioactif** ! La présence de deux neutrons supplémentaires déstabilise le noyau. Il se produit alors une réaction *nucléaire* (en rapport avec le noyau de l'atome !) qui implique sa réorganisation, et qui conduit à l'obtention d'un élément plus stable. Il s'agit d'un processus très énergétique. On dit que le carbone-14 se **désintègre**. La réorganisation du noyau est un phénomène complexe, mais dans ce cas précis, l'un des neutrons excédentaires du noyau se désintègre en un proton, un électron et un antineutrino (une particule subatomique également) ; on parle de radioactivité bêta moins (β^-). Le carbone-14, qui comportait 8 neutrons et 6 protons contient donc maintenant un neutron de moins, soit 7, et un proton de plus, soit 7. Comme un électron a été également émis, on compte désormais non plus 6 électrons, mais 7. On obtient donc un nouvel élément, qui

comprend 7 protons, 7 neutrons, et 7 électrons. Il s'agit de l'azote (N). *La désintégration radioactive conduit à un nouvel atome, plus stable*, généralement très proche de lui dans le tableau de classification périodique (voir **figure 1**). Remarquez que le carbone (C) et l'azote (N) se trouvent côte-à-côte.

Il existe donc des **isotopes stables** (comme le carbone-12 et le carbone-13, mais il en existe beaucoup pour d'autres atomes), et des isotopes instables, qualifiés de **radioactifs** (comme le carbone-14, mais il en existe aussi pour les autres atomes, comme le phosphore-32, qui est lui aussi radioactif, par rapport au phosphore-30 normal, ou encore le tritium ^3_1H , par rapport à l'hydrogène ^1_1H).

Selon l'instabilité de l'isotope, il se désintègre plus ou moins vite. On quantifie cette propriété grâce au *temps de demi-vie*, qui correspond au temps nécessaire pour que la *moitié* d'un échantillon radioactif se désintègre. Certaines demi-vies sont très courtes (quelques heures ou quelques jours), mais d'autres peuvent être longues (le carbone-14 a une demi vie de 5730 ans), voire très longues (uranium-236, 23 millions d'années).

La matière est... vide !

Le nuage électronique se trouve *très loin du noyau*. La matière, et en particulier les atomes, sont constitués à 99,99% de ... *vide* ! Le diamètre moyen du noyau atomique est d'à peu près d'un ordre de grandeur de $d \approx 10^{-15} \text{ m}$ (un million de milliardième de mètre), et celui de l'atome (noyau + nuage électronique) de l'ordre de $d \approx 10^{-10} \text{ m}$ (dix milliardièmes de mètre). Il y a donc entre les deux un facteur 10^5 (cent mille) de différence. Pour prendre une analogie, si le noyau avait la taille d'une orange (à peu près 10 cm de diamètre), l'atome serait cent mille fois plus vaste ($10^{-2} \times 10^5$), c'est à dire à peu près un kilomètre de diamètre ! Si on considère non plus le diamètre, mais le *volume*, on se rend compte que la différence entre un noyau, et la surface du nuage électronique est en moyenne d'un facteur 10^{15} (soit un million de milliards) !!! La matière est donc principalement constituée du vide qui sépare les noyaux des électrons.

