

Zeitschrift: Archives des sciences physiques et naturelles
Herausgeber: Société de Physique et d'Histoire Naturelle de Genève
Band: 1 (1919)

Artikel: La structure des atomes
Autor: Berthoud, A.
DOI: <https://doi.org/10.5169/seals-742160>

Nutzungsbedingungen

Die ETH-Bibliothek ist die Anbieterin der digitalisierten Zeitschriften auf E-Periodica. Sie besitzt keine Urheberrechte an den Zeitschriften und ist nicht verantwortlich für deren Inhalte. Die Rechte liegen in der Regel bei den Herausgebern beziehungsweise den externen Rechteinhabern. Das Veröffentlichen von Bildern in Print- und Online-Publikationen sowie auf Social Media-Kanälen oder Webseiten ist nur mit vorheriger Genehmigung der Rechteinhaber erlaubt. [Mehr erfahren](#)

Conditions d'utilisation

L'ETH Library est le fournisseur des revues numérisées. Elle ne détient aucun droit d'auteur sur les revues et n'est pas responsable de leur contenu. En règle générale, les droits sont détenus par les éditeurs ou les détenteurs de droits externes. La reproduction d'images dans des publications imprimées ou en ligne ainsi que sur des canaux de médias sociaux ou des sites web n'est autorisée qu'avec l'accord préalable des détenteurs des droits. [En savoir plus](#)

Terms of use

The ETH Library is the provider of the digitised journals. It does not own any copyrights to the journals and is not responsible for their content. The rights usually lie with the publishers or the external rights holders. Publishing images in print and online publications, as well as on social media channels or websites, is only permitted with the prior consent of the rights holders. [Find out more](#)

Download PDF: 17.01.2026

ETH-Bibliothek Zürich, E-Periodica, <https://www.e-periodica.ch>

LA STRUCTURE DES ATOMES¹

PAR

A. BERTHOUD

(Avec 1 graphique).

Les notions d'élément chimique indécomposable et d'atome indivisible, introduites dans la science par Dalton, ont été intimement liées au merveilleux développement de la chimie théorique dans le cours du siècle passé. Aujourd'hui encore, elles suffisent à l'interprétation des phénomènes purement chimiques dans lesquels les atomes se comportent comme s'ils étaient impartageables.

Tant que l'on a cru pouvoir s'en tenir rigoureusement à ces notions, il va de soi que le problème de la constitution atomique ne se posait pas. Cependant le caractère trop absolu des conceptions daltoniennes ne devait pas tarder à se manifester dans les phénomènes d'ordre divers, parmi lesquels il faut mentionner spécialement l'existence de relations entre les propriétés des éléments et leurs poids atomiques, relations qui ont trouvé leur expression dans la classification de Mendelejeff.

Ces relations seraient inconcevables si chaque atome était un tout indivisible, si les éléments étaient irréductibles l'un à l'autre et différents dans leur substance même. Elles ne deviennent concevables que si on suppose que les atomes ne sont pas simples, mais représentent des systèmes plus ou moins complexes entre lesquels existent certains rapports de structure.

¹ Conférence faite devant la Société helvétique des Sciences naturelles, dans sa 100^{me} réunion, le 7 septembre 1919, à Lugano.

Quoique la notion d'atome se soit ainsi modifiée, pendant longtemps toute hypothèse précise sur la constitution de la matière est restée impossible, car une base expérimentale faisait défaut. On n'entrevoyait aucune méthode capable de révéler la structure atomique, dont l'étude paraissait réservée à un avenir encore lointain. Cependant, beaucoup plus tôt qu'on n'eût osé l'espérer il y a vingt à trente ans, certains phénomènes inattendus ont permis d'aborder le problème avec succès.

C'est la découverte des rayons de Röntgen (1895), suivie bientôt de celle de la radioactivité, qui a ouvert une ère nouvelle pour la question de la constitution de la matière. En réalité, un rapport entre la structure atomique et les rayons X ne s'est révélé que plus tard, mais les recherches auxquelles ces rayons ont donné lieu ont amené rapidement une découverte de la plus grande importance, celle de *l'électron*.

C'est le nom qui a été donné à une particule très petite, chargée d'électricité négative, que la matière émet dans diverses circonstances. Sa charge électrique est la plus faible qu'on rencontre jamais, c'est la charge élémentaire d'électricité; toute quantité d'électricité, quelle qu'elle soit, est un multiple entier de cette charge. Les dimensions de l'électron sont incomparablement plus faibles que celles de l'atome. Par rapport à un atome, représenté par une sphère de 10 m de diamètre, l'électron n'est qu'une particule presque microscopique dont le diamètre ne dépasse pas $0^{\text{mm}},1$.

La masse de l'électron est 1830 fois plus faible que celle de l'atome le plus léger, celui d'hydrogène, et il faut insister sur un caractère très important de cette masse.

C'est un fait connu de chacun que l'électricité possède une propriété qui est ordinairement considérée comme un des attributs caractéristiques de la matière, à savoir l'inertie ou la masse. Une particule électrisée possède donc, en vertu de sa charge, une certaine inertie, une certaine masse. Or, il est à peu près certain que la masse entière de l'électron n'a pas d'autre origine, c'est-à-dire qu'elle est due uniquement à sa charge électrique. L'électron se présente donc comme un cor-

puscule d'électricité sans support matériel au sens ordinaire du mot. C'est tout à la fois la particule élémentaire d'électricité négative et une particule élémentaire de matière.

Différents phénomènes optiques ou magnétiques et le fait que toute matière est capable d'émettre des électrons, dans des conditions variées, indiquent que l'électron est un élément constitutif de tous les corps. Et c'est ainsi qu'on a été conduit à la conception électrique de la matière suivant laquelle toute substance est formée par une agglomération de particules d'électricité.

Il est clair que la matière, électriquement neutre, ne peut être constituée par des électrons négatifs seulement. Leurs charges doivent être compensées par des quantités égales d'électricité de signe contraire. L'existence de l'électron négatif appelle donc celle de l'électron positif. Or, malgré des recherches assidues, jamais l'électricité positive n'est apparue liée à une masse inférieure à celle d'un atome. Nous aurons à y revenir.

Le phénomène de la radioactivité est trop connu pour qu'il soit nécessaire de le décrire ici. Chacun sait qu'il résulte d'une instabilité de l'atome qui peut se transformer spontanément avec une grande violence en projetant un de ses fragments qui peut être soit un électron négatif ou particule β , dont la vitesse approche parfois de celle de la lumière, soit une particule α , beaucoup plus grosse, qui consiste en un atome d'hélium ($\text{He} = 4$) portant deux charges élémentaires d'électricité positive.

La radioactivité nous fait donc assister à une véritable transmutation des éléments et réalise sous une forme inattendue le rêve des alchimistes. Elle nous apporte la preuve directe et tangible de la complexité de l'atome et nous apprend qu'à côté de l'électron et jouant un rôle évidemment différent, la particule α est l'un des moellons de l'édifice atomique.

L'étude de la radioactivité a révélé à l'existence de nombreux éléments que rien auparavant ne laissait prévoir et la question s'est naturellement posée de leur trouver une place dans le système périodique. Pour quelques-uns des premiers qui furent découverts cela ne présenta aucune difficulté; mais à mesure que

leur nombre augmentait (on en connaît aujourd'hui une quarantaine), il devint évident que sans élargir le cadre du système périodique, il serait impossible de les y faire rentrer tous. Le nombre des places disponibles dans la région qui correspond à leurs poids atomiques, tous compris entre 206 et 238, est manifestement insuffisant.

Cependant les recherches dont les propriétés chimiques des éléments radioactifs ont été l'objet ont mis en lumière un fait absolument inattendu. Malgré leurs poids atomiques différents, certains éléments présentent une concordance parfaite dans toutes leurs propriétés chimiques, de sorte qu'il est impossible de les séparer chimiquement quand ils sont mélangés. Le premier exemple fut observé par Boltwood, il y a une dizaine d'années, avec le thoriûm et le radiothorium. Dès lors le nombre des cas analogues s'est multiplié et il serait oiseux d'en faire une énumération. C'est le phénomène de l'*isotopie*. Or, il est clair que deux éléments chimiquement identiques doivent occuper la même place dans le système périodique. Le petit nombre des places disponibles cesse donc d'être un obstacle à les y faire entrer tous.

La classification des éléments radioactifs a été facilitée par la découverte, due particulièrement à Soddy¹ et Fajans², de deux lois, dites *lois de déplacement*, qui expriment une relation très remarquable entre le déplacement qu'un élément subit dans le système périodique, ensuite de sa transformation radioactive, et la nature des rayons émis. *Dans toute transformation liée à une émission de rayons α , l'élément se déplace de deux rangs dans le sens des poids atomiques décroissants, ce qui revient à dire que son numéro d'ordre diminue de deux unités. Ce numéro d'ordre augmente au contraire d'une unité quand il y a émission de rayons β .*

Un coup d'œil jeté sur le tableau I qui représente la série radioactive de l'uranium montre que ces règles se vérifient sans exception. Des éléments tels que UI et UII ou bien RaB, RaC et RaG sont chimiquement identiques, malgré leurs poids

¹ *Chem. News*, t. 107, p. 97 (1913).

² *Phys. Zeit.*, t. XIV, p. 131 et 136.

atomiques différents. L' UX_1 , UX_2 et UII ont au contraire des propriétés différentes quoiqu'ils aient le même poids atomique¹.

Actuellement, tous les éléments radioactifs ont trouvé place dans la classification périodique et on voit, dans le tableau II, que presque chaque place, du thallium à l'uranium, est occupée par un groupe de plusieurs isotopes qui forment une *pléiade*. Celle du plomb, par exemple, ne compte pas moins de 7 éléments entre lesquels la différence des poids atomiques s'élève à 8 unités.

Le phénomène de l'isotopie n'est d'ailleurs pas limité aux éléments radioactifs. Il y a longtemps qu'on a de sérieuses raisons de penser que le dernier terme de la série de l'uranium, le radium-G, n'est autre chose que du plomb. Mais le poids atomique de ce dernier métal est 207,2, tandis que celui du radium-G doit être 206. Il était donc à prévoir que le plomb contenu dans les minerais d'uranium et provenant, en partie au moins, de la désintégration de cet élément, doit avoir un poids atomique inférieur à celui du plomb commun.

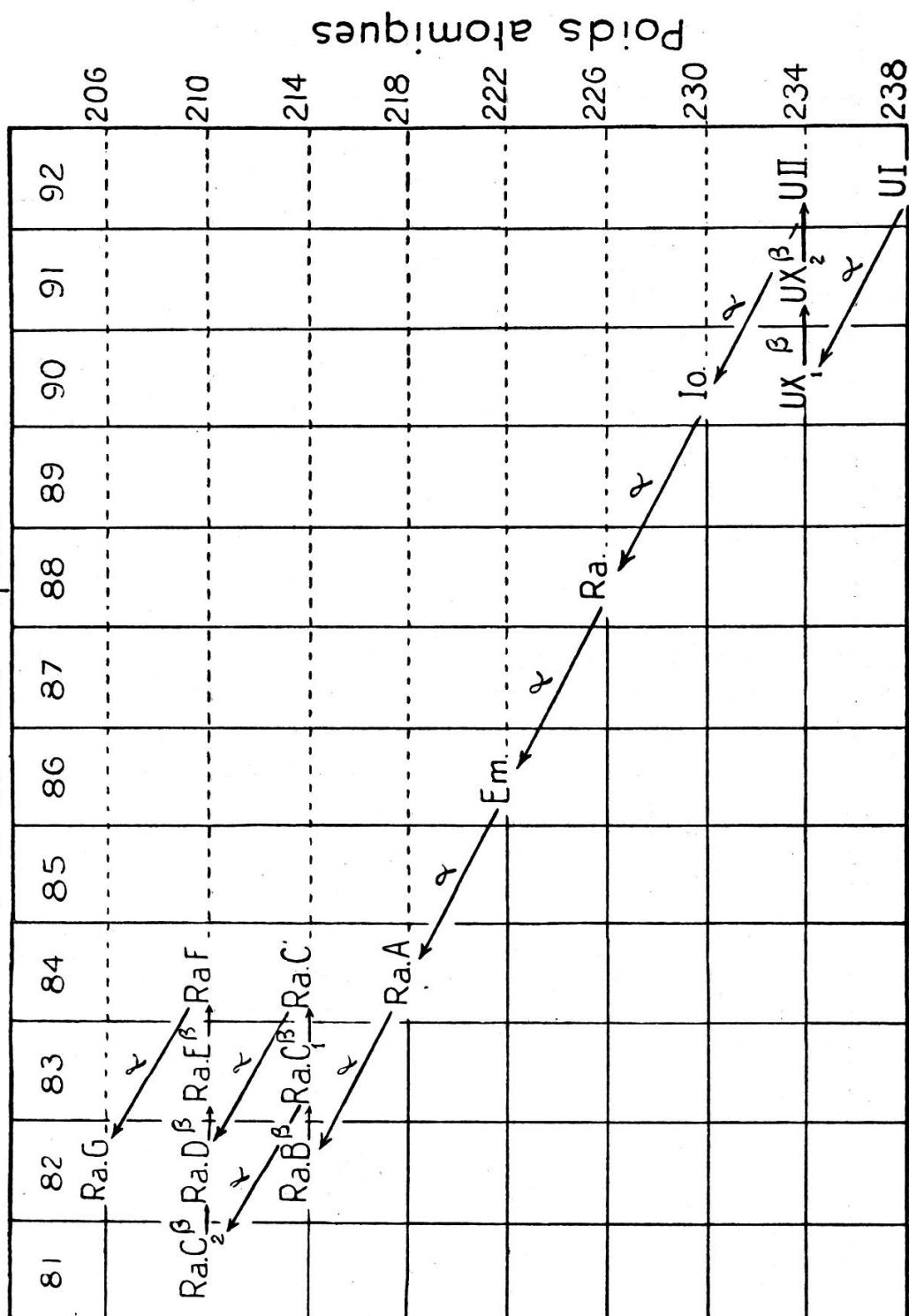
Cette prévision s'est trouvée exactement confirmée par les recherches auxquelles se sont livrés plusieurs expérimentateurs. Les nombres obtenus varient suivant la nature du minerai uranifère dont le plomb a été extrait, mais ils sont toujours inférieurs à 207,2. La valeur la plus faible a été trouvée par Hönigschmid, en partant d'un minerai d'uranium très pur; elle est égale à 206,0 et correspond donc exactement au nombre calculé pour le radium-G.

Ce n'est d'ailleurs pas le seul cas où une preuve directe a été donnée qu'une différence de poids atomique n'entraîne pas nécessairement un changement dans les propriétés².

¹ Il est à remarquer que le poids atomique n'a été déterminé directement que pour un très petit nombre d'éléments radioactifs. Pour les autres, il peut facilement se calculer. Ainsi le Ra se transforme en RaG en perdant 5 particules α . Le poids atomique de RaG est donc égal à celui du Ra, 226, diminué de 5 fois 4, soit égal à 206.

² C'est ainsi que Hönigschmid a réussi à extraire d'un minerai très pauvre en thorium, un mélange de thorium et d'ionium dont les propriétés, abstraction faite d'une forte radioactivité, ne diffèrent pas de celles du

I. — Nombres atomiques



II. — SYSTÈME PÉRIODIQUE DES ÉLÉMENTS.

| | I | | II | | III | | IV | | V | | VI | | VII | | VIII | |
|---------------------------|----------------------------|---------------------------|----------------------------|---------------------------|---------------------------|---|----------------------------|---|---------------------------|---|---------------------------|---|---------------------------|---|---------------------------|---------------------------|
| | a | b | a | b | a | b | a | b | a | b | a | b | a | b | | |
| ¹ H 1,008 | | | | | | | | | | | | | | | | |
| ² He 4,00 | ³ Li 6,94 | | ⁴ Be 9,1 | | ⁵ B 10,8 | | ⁶ C 12,005 | | ⁷ N 14,01 | | ⁸ O 16 | | ⁹ F 19,0 | | | |
| ¹⁰ Ne 20,2 | ¹¹ Na 23,00 | | ¹² Mg 24,32 | | ¹³ Al 27,1 | | ¹⁴ Si 28,3 | | ¹⁵ P 31,04 | | ¹⁶ S 32,06 | | ¹⁷ Cl 35,46 | | | |
| ¹⁸ Ar 39,88 | ¹⁹ K 39,10 | | ²⁰ Ca 40,07 | | ²¹ Sc 44,1 | | ²² Ti 48,1 | | ²³ V 51,0 | | ²⁴ Cr 52,0 | | ²⁵ Mn 54,93 | | ²⁶ Fe 55,84 | ²⁷ Co 58,97 |
| | ²⁹ Cu 63,57 | | ³⁰ Zn 65,37 | | ³¹ Ga 69,9 | | ³² Ge 72,5 | | ³³ As 74,96 | | ³⁴ Se 79,2 | | ³⁵ Br 79,92 | | | ²⁸ Ni 58,68 |
| ³⁶ Kr 82,92 | ³⁷ Rb 85,45 | | ³⁸ Sr 87,63 | | ³⁹ Yt 88,7 | | ⁴⁰ Zr 90,6 | | ⁴¹ Nb 93,1 | | ⁴² Mo 96,0 | | ⁴³ - | | ⁴⁴ Ru 101,7 | ⁴⁵ Rh 102,9 |
| | ⁴⁷ Ag 107,88 | | ⁴⁸ Cd 112,4 | | ⁴⁹ In 114,8 | | ⁵⁰ Sn 118,7 | | ⁵¹ Sb 120,2 | | ⁵² Te 127,5 | | ⁵³ I 126,92 | | | ⁴⁶ Pd 106,7 |
| ⁵⁴ X 130,2 | ⁵⁵ Cs 132,81 | | ⁵⁶ Ba 137,37 | | ⁵⁷ La 139,0 | | ⁵⁸ Ce 140,25 | | ⁵⁹ Pr 140,9 | | ⁶⁰ Nd 144,3 | | ⁶¹ - | | ⁶² Eu 152,0 | ⁶³ Gd 157,3 |
| ⁶⁶ Dy 162,5 | ⁶⁷ Ho 163,5 | ⁶⁸ Er 167,7 | ⁶⁹ Tm 168,5 | ⁷⁰ Yb 173,5 | ⁷¹ Lu 175 | | | | ⁷² - | | ⁷³ Ta 181,5 | | ⁷⁴ W 184,0 | | ⁷⁵ - | ⁶⁴ Gd 157,3 |
| | | | | | | | | | | | | | | | | ⁶⁵ Tb 159,2 |
| | | | | | | | | | | | | | | | | ⁷⁶ Os 190,9 |
| | | | | | | | | | | | | | | | | ⁷⁷ Ir 193,1 |
| | | | | | | | | | | | | | | | | ⁷⁸ Pt 195,2 |
| ⁸⁶ RaEm 222 | ⁸⁷ - | | ⁸⁸ Ra 226,0 | | ⁸⁹ Ac 227 | | ⁹⁰ Th 232,4 | | ⁹¹ Pa 231,0 | | ⁹² U 238,2 | | ⁹³ Np 237,0 | | | |
| ^{ThEm} 220,4 | | | ^{AcX} 223 | | ^{MsThI} 228,4 | | ^{UxI} 231,2 | | ^{RaE} 210 | | ^{ThCz} 212,4 | | ^{RaC'} 214 | | | |
| ^{AcEm} 219 | | | ^{ThX} 224,4 | | ^{MsThI} 228,4 | | ^{Io} 230,2 | | ^{RaD} 210 | | ^{ThCz} 212,4 | | ^{AcA} 215 | | | |
| | | | | | | | | | ^{RaC} 211 | | ^{ThA} 216,4 | | ^{RaA} 218 | | | |

La préparation en quantités pesables d'isotopes tels que le plomb et le radium-G a permis d'exécuter des recherches très précises relativement au degré de concordance dans les propriétés des isotopes. Or, ni dans les propriétés chimiques, ni dans les propriétés physiques (la radioactivité exceptée), il n'a été possible de mettre en évidence la moindre différence, pas même dans le spectre lumineux qui ordinairement change du tout au tout quand on passe d'un élément à un autre. Le spectre du radium-G est identique à celui du plomb commun, celui de l'ionium est identique à celui du thorium.

Il est à remarquer que cette identité concerne les propriétés de l'atome. C'est ainsi, par exemple, que l'eau ne dissout pas des poids égaux, mais des quantités équimoléculaires d'azotate de plomb ou d'azotate de radium-G, et que, de même, ce ne sont pas les densités ou les volumes spécifiques du plomb et du radium-G qui ont la même valeur, mais leurs volumes atomiques.

Il est inutile d'insister sur l'importance de ces observations inattendues. Si parmi les principes qui sont à la base de la chimie théorique il en est un qui paraissait ne pas devoir être mis en doute, c'est bien celui de l'existence d'un rapport de dépendance entre les propriétés d'un élément et son poids atomique. Et nous trouvons ce principe doublement en défaut. D'une part le poids de l'atome varie, dans nombre de cas, sans que ses propriétés en soient affectées, d'autre part, des éléments de même poids atomique ont parfois des propriétés différentes.

Ce n'est donc pas le poids atomique qui détermine les propriétés d'un élément, comme on l'admet depuis Mendelejeff; elles dépendent seulement de la place qu'il occupe dans le système périodique ou de son numéro d'ordre, qu'on nomme aujourd'hui le *nombre atomique*.

Cela serait incompréhensible si le nombre atomique n'était qu'un simple numéro d'ordre; il est évident qu'il doit avoir

thorium le plus pur et dont le poids atomique moyen, 231,5, est cependant, conformément aux prévisions, sensiblement inférieur à celui de ce dernier métal. (Th = 232,15; le poids atomique calculé pour l'ionium est 230,2). *Monatsh.*, t. 27, p. 305 et 335 (1915).

une signification plus profonde; on ne peut concevoir qu'il détermine les propriétés de l'atome que s'il correspond à quelque chose dans l'édifice atomique.

La plupart des propriétés des éléments sont des fonctions très complexes et périodiques du nombre atomique. Il en est une cependant qui en dépend d'une manière simple et qui par là prend un certain intérêt.

Lorsqu'un élément est soumis, comme anticathode, à un bombardement par des rayons cathodiques d'une vitesse suffisante, il émet des rayons X de longueurs d'onde déterminées et caractéristiques de l'élément considéré. Par réflexion sur une face d'un cristal, on peut séparer ces rayons et on est parvenu à en photographier le spectre. Ce spectre, dit de *haute fréquence*, est beaucoup plus simple qu'un spectre lumineux. Il est formé de plusieurs séries de lignes dont les deux plus importantes sont désignées par les lettres K et L. La première qui comprend les rayons les plus pénétrants, est formée de deux lignes α et β , tandis que la série L en compte un nombre variable.

Les spectres de haute fréquence des divers éléments présentent une grande analogie. Cette ressemblance tient à ce que les fréquences des lignes correspondantes d'une même série, des lignes α de la série K, par exemple, sont une fonction très simple du nombre atomique. Un physicien anglais, Moseley¹ a constaté, en effet, que les racines carrées des fréquences sont approximativement proportionnelles aux nombres atomiques². Si dans un système de coordonnées, on porte l'une de ces grandeurs en abscisse et l'autre en ordonnée, on obtient une ligne droite pour chaque série de rayons.

Le spectre de haute fréquence est donc déterminé simplement par le nombre atomique et inversement, connaissant ce spectre

¹ *Phil. Mag.*, XXVI, p. 1024 (1913) et XXVII, p. 703 (1914).

² Cette loi exprimée par la relation $\sqrt{\nu} = A. N$, n'est qu'approximative. Les résultats expérimentaux sont représentés plus exactement par la formule

$$\nu = A (N - b)^2$$

où A et b sont des constantes caractéristiques de chaque série de li-

pour un élément donné, on peut en déduire le nombre atomique.

Les recherches systématiques effectuées par Moseley, puis par Siegbahn et ses collaborateurs, par de Broglie, etc., ont permis de fixer ainsi le nombre atomique de tous les éléments connus, du sodium à l'uranium (à l'exception des gaz nobles). Ces nombres sont compris entre 11 pour le sodium et 92 pour l'uranium, et dans toute cette série de nombres entiers, il n'y en a que six qui ne correspondent à aucun élément connu. On peut en inférer qu'entre le sodium et l'uranium, il ne reste à découvrir que six éléments, savoir : un métal alcalin (87), un halogène (85), vraisemblablement radioactifs l'un et l'autre, deux éléments des terres rares (61 et 72), et enfin deux homologues du manganèse (43 et 75).

On voit immédiatement l'importance de ces résultats au point de vue de la classification des éléments¹. Mais pour le sujet qui nous occupe, le principal intérêt de la loi de Moseley consiste en ce qu'elle met en lumière l'existence, dans l'intérieur de l'atome, d'une grandeur, représentée par le nombre atomique, qui croît régulièrement quand on passe d'un élément au suivant.

gnes. Pour les lignes α de la série K, la fréquence ν est donnée par la relation

$$\nu_{K.\alpha} = \frac{3}{4} \cdot \nu_0 (N - 1)^2$$

et pour les lignes α de la série L, par :

$$\nu_{L.\alpha} = \frac{5}{36} \cdot \nu_0 (N - 7,4)^2.$$

Dans ces formules ν_0 représente la *constante de Rydberg*. Voir note 1, p. 492.

¹ Les éléments des terres rares qu'on a parfois comparés à un groupe d'isotopes, évidemment à tort, ont des spectres de haute fréquence différents. Leurs nombres atomiques sont compris entre 57 et 72 et ce résultat vient mettre fin aux discussions relatives à la position qu'il faut leur attribuer dans le système périodique. Il n'y a pas de doute qu'ils doivent se placer à la suite l'un de l'autre, entre le baryum et le tantale, où ils ont une situation exceptionnelle et anormale, puisqu'ils viennent interrompre la périodicité dans la variation des propriétés des éléments en fonction de leurs nombres atomiques.

Mais quelle est la nature de cette grandeur ? que représente-elle dans l'édifice atomique ?

C'est l'étude du passage des rayons α ou β à travers la matière qui est venue apporter une réponse à cette question en relevant les caractères fondamentaux de la structure de l'atome.

Un fait essentiel est que les rayons α (du radium, par exemple) sont capables de traverser en ligne droite, et sans subir une grande diffusion, des pellicules métalliques de plusieurs centièmes de millimètres d'épaisseur ou des couches de gaz de plusieurs centimètres. Si on considère que ces pellicules ou ces couches de gaz sont formées de milliers d'atomes juxtaposés, il est absolument exclu que les particules α passent dans les interstices qu'ils laissent entre eux ; il faut qu'elles traversent les atomes eux-mêmes.

Ce phénomène serait inconcevable si les atomes étaient massifs. Il met en évidence leur structure extrêmement lacunaire. L'atome doit être formé de particules très petites par rapport à ses propres dimensions et qui laissent entre elles des espaces relativement considérables, et ces corpuscules ne peuvent être que des électrons.

Les particules α ou β ne traversent cependant pas la matière sans aucune diffusion et les déviations qu'elles subissent, sous l'action des forces électriques dont l'atome est le siège, donnent de précieux renseignements sur la répartition des charges positives et négatives.

Une interprétation de ces déviations a été tentée par J.-J. Thomson sur la base d'un modèle d'atome dans lequel l'électricité positive est supposée répartie uniformément dans une sphère dont le volume est égal à celui de l'atome et dans laquelle les électrons négatifs sont distribués régulièrement¹.

Malgré le rôle que les idées de Thomson et son modèle d'atome ont eu dans le développement de nos conceptions sur la constitution atomique, nous ne pouvons pas nous y arrêter, car elles ne permettent pas de rendre compte de plusieurs phénomènes

¹ *Phil. Mag.*, t. 21, p. 237 (1904).

observés. En ce qui concerne la dispersion des particules α , la théorie de Thomson suppose qu'une de ces particules ne subit jamais, en traversant un atome, qu'un faible changement de direction. Les fortes déviations qu'on observe toujours en petit nombre sont attribuées à des rencontres répétées. Or, une analyse serrée des résultats expérimentaux de Geiger et Marsden¹ indique que cette supposition est erronée. La rencontre avec un seul atome peut provoquer une déviation très forte, dépassant parfois 90° . C'est d'ailleurs ce que l'observation directe de la trajectoire des particules α , par la méthode de Wilson, a permis de vérifier.

Si on considère l'énorme vitesse que possèdent les particules α , il devient évident qu'une telle déviation implique l'action d'un champ de force très intense et tel qu'il ne peut exister dans l'atome de Thomson. Pour obtenir un champ suffisamment puissant, il faut supposer, avec Sir Rutherford², que la charge positive n'est pas répartie dans tout le volume de l'atome, mais qu'elle est condensée en son centre, dans une région très petite, tandis que les électrons négatifs circulent autour de ce noyau, dans un espace relativement grand. L'atome nous donne ainsi l'image d'un système solaire en miniature, dans lequel le soleil est représenté par le noyau positif et les planètes par des électrons négatifs plus ou moins nombreux.

La manière très satisfaisante dont on arrive ainsi à rendre compte de la dispersion des particules α qui traversent une couche de matière constitue pour la théorie de Rutherford et son modèle d'atome une confirmation expérimentale d'un très grand poids.

On conçoit qu'une particule α ou β soit déviée d'autant plus qu'elle passe plus près du noyau et il est possible de calculer, d'après sa déviation, la distance dont elle s'est approchée du centre de l'atome. C'est ainsi qu'on a pu se faire une idée des dimensions du noyau et en démontrer l'extrême petitesse. D'après les calculs de Rutherford, le diamètre du noyau positif de l'or, par exemple, ne dépasse pas $3 \cdot 10^{-12}$ cm ; il est donc au

¹ *Proc. Roy. Soc., A.* 82, p. 495 (1909) ; *Phil. Mag.*, 25, p. 604 (1913).

² *Phil. Mag.*, 21, p. 669 (1911) ; 28, p. 488 (1914).

moins 10.000 fois plus faible que celui de l'atome. Le noyau de l'hydrogène, ainsi qu'on devait s'y attendre, est encore beaucoup plus petit. D'après la vitesse maximum qu'une particule α imprime à cet atome, lorsqu'elle vient le frapper, on a pu déduire que la somme des rayons des noyaux de l'hydrogène et de l'hélium n'est pas supérieure à $1,7 \cdot 10^{-13}$ cm. Le noyau atomique de l'hydrogène n'atteint donc pas même les dimensions de l'électron (diamètre $2 \cdot 10^{-13}$ cm) et il est probable qu'il est beaucoup plus petit, car le nombre indiqué, $1,7 \cdot 10^{-13}$, est une limite supérieure¹.

Enfin la dispersion des particules α ou β traversant la matière a permis d'évaluer une grandeur d'un intérêt fondamental, à savoir la charge électrique du noyau positif. Or, les résultats trouvés par Rutherford justifient l'opinion, déjà émise auparavant par van den Broek, que cette charge, si on prend comme unité celle de l'électron, est exprimée par le nombre atomique. Et ainsi la signification de ce nombre, dont nous avons déjà relevé toute l'importance, nous est donnée. Il est d'ailleurs facile de concevoir comment la charge électrique du noyau peut être le facteur déterminant les propriétés de l'atome; mais avant d'aborder cette question quelques remarques sont nécessaires.

Constatons d'abord que cette égalité du nombre atomique et de la charge positive du noyau est en parfait accord avec les lois de déplacement, dont nous parlions il y a un instant, et nous en apportent l'explication, si on admet que les particules α ou β émises dans les transformations radioactives proviennent du noyau. S'il en est ainsi, il est clair que l'émission d'une particule α , qui emporte deux charges positives, doit diminuer la charge du noyau de deux unités et par conséquent entraîner un déplacement de l'élément de deux rangs dans le sens des nombres atomiques décroissants. Si c'est une particule β qui est émise, la charge positive se trouve au contraire augmentée d'une unité et par conséquent aussi le nombre atomique.

Le nombre des électrons négatifs qui circulent autour du

¹ RUTHERFORD et NUTTAL. *Phil. Mag.*, t. 26, p. 702 (1913) et RUTHERFORD. *Phil. Mag.*, t. 27, p. 488 (1914).

noyau et qui compensent sa charge positive doit évidemment, lui aussi, être égal au nombre atomique, puisque l'atome pris dans son ensemble est électriquement neutre. Ces électrons extérieurs (dont le nombre ne dépasse jamais 92, valeur atteinte pour l'uranium) ne forment donc qu'une très minime partie de la masse de l'atome. Cette masse se trouve ainsi concentrée presque totalement dans le noyau, dont la densité, s'il est permis d'employer ici ce terme, est extraordinairement élevée. Celle du noyau de l'or dépasse le chiffre de 600 milliards, ce qui revient à dire que tous les noyaux d'or qui tiendraient dans un cm^3 pèseraient plus de 600 mille tonnes¹.

La charge positive du noyau ne représente pas simplement le nombre des électrons positifs qu'il contient. Il n'y a pas de doute que des électrons négatifs entrent dans sa constitution ; ils sont nécessaires pour assurer sa stabilité. La charge apparente est déterminée par le nombre des électrons positifs en excès par rapport aux électrons négatifs. Il est cependant probable que le noyau atomique de l'hydrogène se réduit à un simple électron positif, dont la masse serait ainsi presque égale à celle de l'atome et 1830 fois plus grande que celle de l'électron négatif.

S'il n'est pas possible d'en donner une preuve évidente, c'est l'hypothèse la plus simple qu'on puisse faire et elle n'est contredite par aucun fait d'expérience.

Pour expliquer la masse relativement élevée de l'électron positif, il n'est nullement nécessaire de supposer que l'électri-

¹ Il n'est pas sans intérêt d'observer que bien avant que les faits exposés ci-dessus fussent connus, des considérations d'un tout autre ordre avaient déjà conduit à l'idée que toute la masse d'un atome est concentrée vers son centre. D'après la théorie cinétique des gaz et le principe d'équirépartition, la chaleur moléculaire d'un gaz monoatomique (argon, hélium, etc.) devrait, si on tient compte de l'énergie de translation et de rotation des molécules, être égale à $3R$ (où R représente la constante des gaz parfaits, voisine de 2 cal.). En réalité elle est deux fois plus faible, soit $\frac{3}{2}R$. On doit en conclure que les molécules monoatomiques n'ont pas d'énergie de rotation, c'est-à-dire que leurs chocs ne parviennent pas à les faire tourner sur elles-mêmes. La seule explication satisfaisante de ce fait curieux est fondée sur la théorie des quanta et suppose que toute la masse de l'atome se trouve condensée en son centre.

cité positive possède ici un support matériel. La théorie indique, en effet, que la masse électromagnétique d'une charge électrique uniformément répartie sur une sphère est inversement proportionnelle au rayon de celle-ci. Pour que la masse de l'électron positif soit 1830 fois plus grande que celle de l'électron négatif, il suffit donc que son rayon soit 1830 fois plus petit. Une détermination expérimentale de ce rayon est actuellement impossible, mais il est suggestif que certains phénomènes indiquent, ainsi que nous l'avons vu, que le noyau positif de l'hydrogène est effectivement plus petit que l'électron négatif.

L'électron positif se présente ainsi comme le plus petit corpuscule qui entre dans la constitution de la matière et en même temps celui qui forme la presque totalité de la masse des corps. Puisque sa masse est sensiblement égale à celle de l'atome d'hydrogène, le nombre des électrons positifs contenus dans un atome est représenté par la valeur arrondie du poids atomique¹.

Nous sommes ainsi ramenés sous une forme rajeunie à la vieille hypothèse de Prout, suivant laquelle tout atome est formé par une agglomération d'atomes d'hydrogène. Cette hypothèse, qui a été très discutée dans le cours du siècle passé, a toujours conservé des partisans, car si les poids atomiques ne sont pas des multiples exacts de celui de l'hydrogène, ils s'en écartent très peu en général, surtout dans le cas des atomes légers, et cela ne peut être un simple hasard. Il ne semble d'ailleurs pas impossible de rendre compte aujourd'hui de ces écarts qui pendant longtemps ont fait rejeter l'hypothèse de Prout².

¹ Le noyau de l'atome de sodium ($\text{Na} = 23$), contiendrait donc 23 électrons positifs, et puisque le nombre atomique de cet élément est 11, le noyau devrait contenir en outre, 12 électrons négatifs, qui réduisent la charge positive apparente à 11 unités. Les 11 électrons négatifs qui manquent dans le noyau circulent autour de ce noyau.

² Il n'y a d'abord aucune nécessité que le principe de la conservation de la masse s'applique rigoureusement aux transformations atomiques. La masse électromagnétique de plusieurs corpuscules d'électricité, serrés les uns contre les autres, dépend, d'après Lorentz et Nicholson, non seulement de leur nombre, mais aussi de la manière dont leurs champs se pénètrent

Le noyau atomique formé d'électrons des deux signes serrés les uns contre les autres doit être le siège de champs de force d'une extrême intensité et qui lui donnent une grande stabilité. Il ne faudrait pas en conclure qu'il est absolument rigide et que les corpuscules qui le composent sont tout à fait immobiles les uns par rapport aux autres. Ils sont sans doute animés de mouvements non ordonnés, comparables à l'agitation thermique des atomes qui constituent une molécule. Ce n'est qu'ainsi qu'on peut concevoir la spontanéité de la désintégration radioactive. Mais ces mouvements mettent en jeu des énergies énormes auprès desquelles celles qui se manifestent dans les réactions chimiques sont tout à fait négligeables, et c'est ce qui explique l'inefficacité de tous les moyens employés en vue de désagréger le noyau ou l'atome¹.

On ne sait à peu près rien de la constitution du noyau et cela se conçoit si on considère qu'à l'exception de la stabilité, les propriétés de l'atome en sont indépendantes. Tout ce qu'on peut

mutuellement. En outre, d'après la théorie de relativité, l'énergie possède une certaine masse et comme l'agglomération de plusieurs électrons en un noyau atomique est certainement liée à une très forte variation d'énergie, la loi de Lavoisier ne serait pas applicable à ce phénomène. Enfin, on sait que certains éléments sont constitués par un mélange d'isotopes. C'est le cas de l'uranium, formé d'uranium I et d'uranium II, et les expériences de Thomson et Aston justifient l'opinion que le néon atmosphérique est un mélange de deux isotopes, le néon proprement dit ($\text{Ne} = 20$) et le métanéon (22). Il n'est pas impossible qu'il s'agisse là d'un fait général qui permettrait d'expliquer même des poids atomiques qui diffèrent notamment d'un nombre entier, tels que ceux du chlore (35,46), du magnésium (24,32). Il faut observer toutefois que les déterminations du poids atomique du chlore effectuées sur des échantillons de provenance différente n'ont pas permis de constater des variations de poids atomique suivant l'origine de l'élément, et sont ainsi peu favorables à cette interprétation.

¹ Les tentatives de désagréger les éléments, en employant les agents les plus énergiques, ont été nombreuses. Plus d'une fois des savants ont cru avoir réalisé cette désintégration, mais ces observations n'ont jamais été confirmées. Tout récemment RUTHERFORD. *Phil. Mag.*, IV, t. 37, p. 581 (1919), semble avoir constaté l'apparition de petites quantités d'hydrogène, quand l'azote gazeux est soumis à un bombardement par les rayons α du radium-C. Si le fait se confirme, on ne pourrait guère l'attribuer qu'à une désagrégation de l'atome d'azote, probablement formé par une agglomération de 3 atomes d'hélium et de 2 atomes d'hydrogène ($N = 14 = 3 \times 4 + 2$).

affirmer c'est que, selon toute vraisemblance, les électrons positifs sont, pour la plupart, réunis par groupes de quatre, particulièrement stables, et qui conservent dans l'ensemble une certaine individualité. C'est ce qu'on peut conclure du fait que dans la désintégration radioactive les fragments qui se détachent de l'atome ne sont jamais que des électrons isolés ou bien des particules α (He^{++})¹.

Les propriétés de l'atome, à l'exception de sa masse et de la radioactivité, dépendent directement des électrons qui circulent autour du noyau. Mais il est clair que non seulement le nombre de ces électrons, mais aussi leurs positions relatives, les diamètres de leurs orbites et leurs vitesses, sont déterminés par la charge du noyau et le champ de force qu'elle crée autour de lui. Il en résulte qu'en définitive c'est cette charge qui détermine toutes les propriétés de l'atome. Ainsi nous comprenons enfin le rôle fondamental du nombre atomique, qui exprime la valeur de cette charge, et le phénomène de l'isotopie s'explique.

Les noyaux de deux isotopes ne sont pas identiques; ils ne renferment pas le même nombre d'électrons positifs ou négatifs et l'arrangement de ces électrons peut aussi différer. Ils n'ont donc pas la même masse, ni la même stabilité, mais dans l'un et dans l'autre la charge positive est la même et cela suffit pour entraîner l'identité de toutes les propriétés physiques ou chimiques de l'atome.

La théorie de Rutherford permet donc de concevoir deux faits d'une importance fondamentale, à savoir l'existence des isotopes et le rôle du nombre atomique. L'intérêt qu'elle mérite est donc d'un tout autre ordre que celui qui s'attache à l'explication de la diffusion des rayons α ou β dans leur passage à travers la matière. Mais s'il y a lieu de penser qu'elle nous donne une image adéquate de la structure atomique, elle ne constitue qu'une pre-

¹ On a fait observer aussi que les poids atomiques arrondis des éléments dont le nombre atomique est pair sont pour la plupart égaux à un multiple de 4, tandis que ceux dont le nombre atomique est impair sont souvent exprimés par la relation $4n + 3$, où n est un nombre entier. W.-D. Harkins a publié d'intéressantes considérations sur la stabilité et l'abondance relatives de ces deux séries d'éléments. (*J. Am. Chem. Soc.*, t. 39, p. 856).

mière étape vers une solution et nous laisse encore bien loin du but à atteindre, car elle soulève une grosse objection.

De même qu'une corde qui vibre envoie dans l'espace des ondes sonores, de même un électron qui tourne autour du noyau devrait, d'après les lois de l'électromagnétisme, émettre de l'énergie rayonnante (rayons lumineux, rayons X, etc.). Perdant ainsi son énergie, sa vitesse devrait se ralentir et il devrait finalement tomber sur le noyau en décrivant des cercles de plus en plus petits. L'atome imaginé par Rutherford ne peut donc subsister; il apparaît comme un système instable.

Un savant danois, Bohr¹, a cherché à éviter cette difficulté en complétant la théorie de Rutherford.

Depuis une vingtaine d'années les physiciens ont dû se persuader que les lois qui règlent les mouvements des corps ordinaires cessent de s'appliquer à des particules très petites, telles que celles qui entrent dans la constitution de l'atome. Tandis que la vitesse de révolution d'une sphère de 1 cm de diamètre, par exemple, peut varier d'une manière continue, il en est autrement d'un électron animé d'un mouvement circulaire ou d'oscillation. Son énergie ne peut changer que de façon discontinue, par sauts brusques, par *quanta*, chaque quantum étant une quantité d'énergie non pas constante mais proportionnelle à la fréquence du mouvement.

C'est là une hypothèse évidemment étrange, qui heurte quelque peu le bon sens et qui n'a pas été acceptée sans résistance. Il est toutefois difficile d'y échapper dans l'état actuel de nos connaissances. Imaginée (en 1900) par Planck pour expliquer les lois du rayonnement du corps noir, vis-à-vis desquelles la physique classique se montrait insuffisante, la notion des quanta a rapidement pénétré dans plusieurs domaines de la physique. C'est cette hypothèse qui a été mise par Bohr à la base de ses conceptions sur le mouvement des électrons extérieurs de l'atome et sur l'émission des lignes spectrales, et elle ne s'est pas montrée ici moins féconde que dans d'autres chapitres de la physique théorique.

¹ *Phil. Mag.*, t. 26, p. 1, 476, 857 (1913). Il est à remarquer que Nicholson a été un précurseur de Bohr. *Month. Not. Roy. Astr. Soc.*, t. 22, p. 49, 139, 677, 693, 729 (1912).

Considérons d'abord l'atome le plus simple, celui d'hydrogène, où un seul électron gravite autour du noyau.

D'après Bohr, cet électron ne peut suivre que certaines orbites circulaires de rayons exactement déterminés et que nous désignerons par leurs numéros d'ordre. En parcourant un de ces cercles d'un mouvement uniforme, l'électron, contrairement à ce qu'enseigne la physique classique, n'émet pas d'énergie rayonnante et constamment il y a égalité entre la force attractive du noyau et la force centrifuge. Mais l'électron ne peut être en équilibre en dehors de ces anneaux. Si sous l'action d'une force étrangère il sort de son orbite, c'est pour passer immédiatement sur un autre cercle de stabilité. Quand, dans ce saut, l'électron se rapproche du noyau, il perd de l'énergie, qui est émise sous forme d'ondes électromagnétiques. Cette émission est toujours égale à un quantum d'énergie, dont la valeur, qui ne dépend que des rayons des orbites de départ et d'arrivée, détermine la fréquence des rayons émis¹.

Tels sont les postulats essentiels sur lesquels Bohr, fonde sa théorie. On ne saurait dissimuler qu'ils ne sont pas tous faciles à accepter, même pour l'esprit le moins suspect de conserva-

¹ Si on représente par w_2 et w_1 l'énergie que possède l'électron sur le cercle de départ et sur le cercle d'arrivée, la fréquence ν des rayons émis est donnée par la relation

$$w_2 - w_1 = h\nu$$

où h est la constante de Planck et $h\nu$ un quantum d'énergie.

Bohr suppose que si un électron se trouve sans vitesse appréciable à une grande distance du noyau et que, sous l'influence de la force attractive de ce dernier, il tombe sur le cercle de numéro d'ordre τ , la quantité d'énergie émise $h\nu$ est égale à :

$$w = h\nu = \tau h \frac{\omega}{2}$$

où ω représente la fréquence du mouvement de l'électron sur le cercle τ .

En appliquant ensuite les lois de l'électrodynamique classique, on trouve que l'énergie émise w et le diamètre $2a$ du cercle τ sont donnés par :

$$w = \frac{2\pi^2 m e^2 E^2}{\tau^2 \cdot h^2} \quad \text{et} \quad 2a = \frac{\tau^2 \cdot h^2}{2\pi^2 m e E}$$

où e et E représentent respectivement la charge de l'électron et celle du noyau, et m la masse de l'électron.

tisme. Mais ce qui fait l'intérêt de ces conceptions, c'est qu'elles permettent de rendre compte, avec une remarquable précision, des séries de lignes qui constituent les spectres lumineux de certains éléments.

Le spectre de l'hydrogène comprend une série de lignes (on en connaît 29) dont les fréquences peuvent être calculées en remplaçant dans la formule empirique

$$\nu = 3,29 \cdot 10^{15} \left(\frac{1}{4} - \frac{1}{m^2} \right),$$

trouvée par Balmer, la variable m par la série des nombres entiers 3, 4, 5... 31¹. Or, la théorie de Bohr conduit à la formule de Balmer; elle rend donc compte de toutes les lignes de cette série qui correspondent aux rayons émis quand l'électron passe sur le cercle 2, à partir des cercles 3, 4, 5, etc.

Deux autres séries de lignes moins importantes ont été observées dans le spectre de l'hydrogène; l'une est située dans l'ultraviolet (Lyman), l'autre dans l'infrarouge (Paschen). La théorie de Bohr laisse également prévoir toutes ces lignes avec une précision qui ne laisse rien à désirer. Les premières sont émises lorsque l'électron tombe sur le cercle 1, les dernières quand il tombe sur le cercle 3².

¹ La constante $3,29 \cdot 10^{15}$ qu'on représente généralement par la lettre ν_0 est appelée *constante de Rydberg*.

² Dans le cas de l'hydrogène, E est égal à e et l'expression w de la note 1, p. 490, devient :

$$w = \frac{2\pi^2 m e^4}{h^2 \cdot \tau^2}.$$

On en déduit :

$$w_2 - w_1 = h\nu = \frac{2\pi m e^4}{h^2} \left(\frac{1}{\tau_2^2} - \frac{1}{\tau_1^2} \right)$$

d'où

$$\nu = \frac{2\pi m e^4}{h^3} \left(\frac{1}{\tau_2^2} - \frac{1}{\tau_1^2} \right).$$

Si on admet :

$$e = 4,7 \cdot 10^{-10}, \quad \frac{e}{m} = 5,31 \cdot 10^{17} \quad \text{et} \quad h = 6,5 \cdot 10^{-27},$$

on trouve que la fraction placée devant la parenthèse est égale à $3,1 \cdot 10^{15}$.

Avec l'atome d'hélium qui possède deux électrons extérieurs, le problème devient beaucoup plus difficile, mais si on considère l'ion hélium (He^+), formé d'un noyau avec deux charges positives autour duquel circule un seul électron, le calcul peut se faire comme dans le cas de l'hydrogène, et ici également la théorie a obtenu un brillant succès. Elle permet de calculer plusieurs séries de lignes qui ont été réellement observées dans le spectre de l'hélium. Elle a même conduit à corriger une erreur qui consistait à attribuer à l'hydrogène certaines raies spectrales appartenant en réalité à l'hélium, ainsi que des recherches subséquentes l'ont prouvé¹.

Elle concorde donc à quelque pour cent près, avec la constante de Rydberg. L'écart peut s'expliquer par l'inexactitude des constantes qui entrent dans le calcul.

Pour obtenir la formule de Balmer, il suffit donc de remplacer dans la formule précédente τ_2 par 2. Cela signifie que les lignes de cette série sont émises quand l'électron passe sur le cercle 2 à partir des cercles 3, 4, 5, etc.

La valeur $\tau_2 = 3$ donne la série de lignes dans l'infrarouge, observée par Paschen, tandis que $\tau_2 = 1$ donne la série observée dans l'ultraviolet par Lyman.

Si on calcule au moyen de la formule de la note 1, page 490, les rayons des cercles de stabilité, on trouve :

$$\begin{array}{ll} a_1 = 0,556 \cdot 10^{-8} \text{ cm} & a_4 = 8,896 \cdot 10^{-8} \text{ cm} \\ a_2 = 2,224 \cdot 10^{-8} & a_5 = 13,90 \cdot 10^{-8} \\ a_3 = 5,000 \cdot 10^{-8} & a_{15} = 125 \cdot 10^{-8} \end{array}$$

On remarquera que ces valeurs sont du même ordre de grandeur que les dimensions atomiques qui se déduisent de la théorie cinétique des gaz. Si on considère qu'à la température ordinaire et sous pression normale la distance moyenne des molécules d'un gaz est de $16 \cdot 10^{-8}$ cm environ, on comprend que sous pression normale, les premières lignes de la série de Balmer apparaissent seules et que pour obtenir celles de l'ultraviolet, qui correspondent à des valeurs élevées de τ_1 , il faut opérer sous pression très réduite.

¹ Dans le cas de l'ion hélium (He^+) la charge du noyau est égale à $2e$, et la fréquence des rayons émis est donnée par la formule :

$$\nu = \frac{8\pi^2 me^4}{h^3} \left(\frac{1}{\tau_2^2} - \frac{1}{\tau_1^2} \right) = \frac{2\pi^2 me^4}{h^3} \left(\frac{1}{\left(\frac{\tau_2}{2}\right)^2} - \frac{1}{\left(\frac{\tau_1}{2}\right)^2} \right)$$

On voit que le facteur placé devant la parenthèse du dernier membre est égal à la constante de Rydberg, comme dans le cas de l'hydrogène.

Le spectre de l'hélium renferme 4 séries de lignes qui correspondent à

On est allé plus loin encore. La plupart des lignes spectrales de l'hydrogène ou de l'hélium ne sont pas simples. On peut, si on dispose d'instruments suffisamment puissants, les séparer en plusieurs composantes. Or, Sommerfeld ¹ a apporté à la théorie de Bohr des perfectionnements heureux qui permettent une interprétation très satisfaisante de ce phénomène. Sommerfeld admet tout d'abord que les orbites des électrons ne sont pas seulement des cercles, mais aussi des ellipses. L'énergie d'un l'électron ne dépendant que de la longueur du grand axe de son orbite, il en résulte que dans le passage d'un électron d'une orbite de grand axe donné à une autre orbite de grand axe également donné, la ligne spectrale émise, déterminée uniquement par la variation d'énergie, est la même, quelles que soient les excentricités des ellipses de départ ou d'arrivée. La même ligne spectrale est donc émise de plusieurs manières différentes.

Cela n'est toutefois absolument exact que si on suppose constante la masse de l'électron. Mais on sait qu'en réalité cette masse dépend de la vitesse. Or, si on tient compte des variations de la masse de l'électron qui résultent de ce que dans son mouvement elliptique sa vitesse change constamment, on arrive à ce résultat que les lignes spectrales correspondant aux orbites d'excentricités différentes ne coïncident pas exactement. La théorie de Sommerfeld permet donc de concevoir la complexité des lignes spectrales et la comparaison des résultats du calcul avec ceux de l'observation montre, tout spécialement pour l'hélium, une remarquable concordance. La théorie devance

des valeurs de τ_2 respectivement égales à 1, 2, 3 et 4. Les séries correspondant à $\tau_2 = 1$ ou $\tau_2 = 2$ sont situées dans l'ultraviolet. Pour $\tau_2 = 4$, on a une série qu'on peut décomposer en deux séries partielles. La première qui s'obtient en remplaçant τ_1 par les nombres pairs coïncide avec la série de Balmer du spectre de l'hydrogène. Quant à la deuxième qui correspond à des valeurs impaires de τ_1 , elle a été découverte par Pickering dans le spectre de l'étoile ζ -Poupe, mais elle a été d'abord attribuée à l'hydrogène. Il est démontré aujourd'hui qu'elle appartient bien à l'hélium comme la théorie de Bohr le fait prévoir. Un fait analogue s'est présenté avec la série obtenue en remplaçant τ_2 par 2 et τ_1 par la série des nombres entiers. Attribuée d'abord à l'hydrogène, il est actuellement prouvé qu'elle est due à l'hélium (Fowler).

¹ *Ann. d. Physik.*, t. 51, p. 125 (1916).

même ici l'observation, car les composantes qu'elle fait prévoir sont souvent si rapprochées qu'il n'y a pas de spectrographe assez puissant pour les séparer.

Si on passe aux autres éléments, les difficultés de calcul deviennent très grandes. Les électrons répartis sur plusieurs orbites s'influencent les uns les autres et forment des systèmes compliqués dont on n'est pas encore parvenu à préciser l'ordonnance. Il y a des raisons de penser qu'à mesure que le nombre des électrons extérieurs augmente, ils constituent de nouveaux anneaux, tandis que les premiers formés subsistent sans changement quant au nombre des électrons qui les occupent. On peut concevoir qu'une apparition périodique de nouveaux anneaux d'électrons corresponde à un changement périodique des propriétés qui dépendent de la surface de l'atome. Si une propriété est fonction non périodique du nombre atomique, il est à présumer qu'elle ne fait intervenir que les électrons les plus voisins du noyau. Tel est le cas du spectre de haute fréquence.

La théorie de Bohr nous donne d'ailleurs au sujet de ce spectre plus que cette indication qualitative. Elle permet de rendre compte de la loi de Moseley. Le calcul indique que les lignes α de la série K résultent du passage d'un électron de l'anneau 2 à l'anneau 1, tandis que les rayons α de la série L, sont émis quand il saute du cercle 3 au cercle 2¹.

Tous ces résultats sont pleins de promesses; ils autorisent à penser que la théorie de Bohr, quels que soient les changements que l'avenir y apportera, correspond à des réalités et que les recherches sont orientées dans une bonne direction. Mais si les caractères généraux de la structure atomique peuvent être considérés comme connus, les détails, ainsi

¹ D'après MOSELEY. (*Phil. Mag.*, XXVI, p. 1024 (1913)), un électron en passant d'un cercle voisin du noyau et de numéro τ_1 à un autre τ_2 , émet des rayons dont la fréquence est donnée par la relation :

$$\nu = \left(\frac{1}{\tau_2^2} - \frac{1}{\tau_1^2} \right) \nu_0 (N - b)^2$$

où b est une constante que la théorie laisse indéterminée. On voit aisément que pour obtenir les formules empiriques qui donnent les fréquences des lignes α des séries K ou L (note 2, page 481), il suffit de remplacer τ_2 et τ_1 par 1 et 2 ou bien par 2 et 3.

que nous l'avons dit, nous échappent encore dans la plupart des cas, et malgré plusieurs tentatives, il n'a pas encore été possible d'établir un rapport précis entre la plupart des propriétés caractéristiques d'un élément, — point de fusion, densité, caractère chimique, etc., — et sa constitution atomique.

Mais si l'on n'est pas parvenu à représenter chaque atome par un modèle qui traduise toutes les particularités de sa structure et qui rende compte de toutes ses propriétés, la voie est ouverte qui tôt ou tard, on peut l'espérer, conduira à ce but et permettra de ramener toutes les modalités de la matière à de simples différences dans l'arrangement et dans les mouvements des particules ultimes des deux éléments primordiaux : l'électricité positive et l'électricité négative.
