

18

WYDAWNICTWA POLSKIEGO TOWARZYSTWA CHEMICZNEGO  
№ 1.

---

STANISŁAW PLEŚNIEWICZ

**Klasyfikacja  
pierwiastków chemicznych  
w świetle rozwoju nauki o pierwiastkach.**

NAKŁADEM POLSKIEGO TOWARZYSTWA CHEMICZNEGO  
W A R S Z A W A 1 9 3 1

Ks. numer.

Nr 9.

~~Nr 23~~

~~21/II c. III a/24.~~

~~Zakład Chemii Farmaceutycznej  
Uniwersytetu Marii Curie-Skłodowskiej  
Lublin, ul. Krak. Przedm. 18-56, tel. 27~~

WYDAWNICTWA POLSKIEGO TOWARZYSTWA CHEMICZNEGO  
№ 1.

---

STANISŁAW PLEŚNIEWICZ

# Klasyfikacja pierwiastków chemicznych w świetle rozwoju nauki o pierwiastkach.

NAKŁADEM POLSKIEGO TOWARZYSTWA CHEMICZNEGO  
WARSZAWA 1931



1588-R

Uniwersytet Medyczny w Lublinie  
nr inw.: G - 28202



BG 1588-R

---

154. Druk. W. Nowakowski, Warszawa, Polna 70. Telefon 884-12.

Abc. 215/2018/78/sz

Raptowny rozwój wszystkich kierunków chemji w XX-em stuleciu wywołał wzmożony prąd specjalizacji w tej gałęzi wiedzy. We wszechświatowej literaturze chemicznej owa specjalizacja wiedzy przejawiała się w ukazaniu się zbiorowych odczytów, referatów o stanie współczesnym poszczególnych problemów chemicznych, wreszcie w znacznej ilości cennych monografij z rozmaitych działów chemji teoretycznej i stosowanej. Literatura francuska, angielska, a w szczególności niemiecka ostatniego dziesięciolecia jest nader bogata w tego rodzaju monografie. Natomiast polska literatura nie posiada obecnie na tem polu żadnych przyczynków: ani oryginalnych ani nawet tłumaczonych. A jednak prace monograficzne, uwzględniające całokształt prac badawczych znakomitych autorów nad rozmaitemi zagadnieniami, są niezbędne dla każdego chemika, który nie chce ograniczyć się do elementarnych wiadomości, wyniesionych z ławy uniwersyteckiej, — lecz pragnie podążać w miarę możliwości za ogólnym postępem naszej Nauki, odbywającym się w coraz szybszem tempie. Jeśli nie chcemy pozostać w tyle za innemi narodami cywilizowanemi, zarówno w chemji teoretycznej, jakoteż w przemyśle chemicznym, to musimy stworzyć własną literaturę monograficzną. Jest to nader pilnem zadaniem chwili bieżącej.

Uwzględniając tę pilną potrzebę Polskie Towarzystwo Chemiczne przystąpiło obecnie do wydania zbioru monografij z zakresu nowoczesnych zagadnień chemji. Jako pierwsza jaskółka idzie w świat praca p. Stanisława Pleśniewicza p. t. „Klasyfikacja pierwiastków chemicznych w świetle rozwoju nauki o pier-

wiastkach". Jest to krótki zarys historii filozofji chemji. Przedstawia on nader plastyczny obraz rozwoju najważniejszego zagadnienia chemji filozoficznej, jakim jest zagadnienie o naturze pierwiastków.

Polecając to dzieło Kołu Chemików Polskich, zwracamy się do Sz. Panów Czytelników z prośbą o popieranie „Wydawnictw Polskiego Towarzystwa Chemicznego” przez rozpowszechnianie niniejszej serii monografij, — oraz do Sz. Panów Autorów z prośbą o nadsyłanie do Redakcji własnych przyczynków, dotyczących zagadnień, jakie wchodzą w zakres ich pracy.

KOMISJA WYDAWNICZA  
POLSKIEGO TOWARZYSTWA CHEMICZNEGO  
*Miecz. Centnerszwer.*

## I. Ewolucja pojęcia „pierwiałtek chemiczny“ od czasów najdawniejszych do Mendelejewa.

Filozofowie greccy piątego wieku przed N. Chr., szukając rzeczy prostych w nierozwikłanym splocie złożonych i rzeczy niezmiennych w nieustannym biegu zmiennych, skierowali uwagę na cztery żywioły: ziemię, wodę, powietrze i ogień, jako domniemane istoty proste — składniki wszechrzeczy — elementy.

Ale i żywioły, są przecież zmienne, jak zresztą wszystko. Z jakich niezmiennych utworzone są składników? Demokryt (V—IV wiek przed N. Chr.), uczeń Leukippa, mniema, że materja zbudowana jest z niezniszczalnych i niepodzielnych, zatem niezmiennych atomów. Atomy różnią się jedynie wielkością, ciężarem, i postacią, nie zaś jakością. Trwają one w nieustannym ruchu. Świat fizyczny, jako κόσμος, jest to bogata lecz pełna harmonji kombinacja atomów.

W przekonaniu Empedoklesa (440 przed Nar. Chr.), a po nim Arystotelesa, którego filozofja naturalna miała wyrzeć potężny wpływ na cały okres alchemji, elementy najwidoczniej nie są składnikami ciał w dzisiejszem materjalnem rozumieniu, lecz kombinacjami podstawowych własności (primae qualitates późniejszych alchemików); ciepła, zimna, suchości i wilgotności, a więc:

ziemia	jest sucha i zimna,
woda	wilgotna i zimna,
powietrze	wilgotne i ciepłe,
ogień	suchy i ciepły.

Własności można nadać ciałom lub odebrać, powodując tem przemianę samych ciał. Wodę naprzykład, która posiada wilgot-

ność jako własność wspólną z powietrzem, możemy zmienić w powietrze (dziś powiedzielibyśmy: w parę), dodając jej ciepła<sup>1)</sup>.

Wyraźne oddzielenie rzeczy od jej własności, co w konsekwencji pociąga za sobą uduchowanie materji, stanowiło charakterystyczną cechę zapatrywań alchemików na rzeczy materialne.

Stephanus z Aleksandrii (ok. 620 r.) mówi<sup>2)</sup>: „Trzeba pozbawić materję jej własności, aby wyswobodzić jej duszę. Miedź podobna jest człowiekowi; posiada duszę i ciało; dusza jest to część bardziej subtelna. Ciało jest to ważka, materialna, ziemską część, złączona z cieniem. Po całym szeregu umiejętnych zabiegów miedź staje się wolna od cienia i lepsza niżli złoto” i dalej: „Pierwiastki rosną i ulegają przemianie, albowiem ich własności nie zaś substancja, są różne czy przeciwne”.

Podobne zapatrywania tłumaczą nam uporczywą wiarę alchemików w transmutację (przeistaczanie) metali. Ludzka ręka może przyśpieszyć to, co natura czyni powoli; zmienić własności, przekształcić metal nieszlachetny w szlachetny, metale pospolite w cenne srebro i złoto. Poszukiwanie środków, sprzyjających owej upragnionej przemianie, stanowi dominujący ton w historii doświadczalnych dociekań alchemików. Niezaprzeczenie jednak szukanie jedynej niezmiennej essencji i wiążącej wszystko tajemniczej jedności jest niemniej ważną cechą tych trudów, jak dążenie do sztucznego otrzymywania złota, cechą, dodajmy tu, właściwą również obecnemu okresowi rozwoju chemji.

W okresie alchemicznym panowało przekonanie, że metale posiadają charakter złożony. Albertus Magnus (w w. XIII) twierdzi, że metale składają się z arsenu, siarki i rtęci. Pseudo-Geber przytacza siarkę i rtęć jako powszechne składniki metali, jeszcze inni uważają za principia (dosłownie pierwiastki) metali — sól, siarkę i rtęć. Należy jednakże przestrzec przed dosłownem, nowoczesnem rozumieniem tych twierdzeń. Principja są to raczej cechy, niż ciała, koncepcje mgliste, jak zresztą sama mowa alchemików. Rychło zniechęci się ten, ktoby je zechciał wyrozumieć. Tak oto Kunkel (1630—1702) użala się:

„Jestem już stary i trudnię się chemją blisko sześćdziesiąt lat, a nigdy nie mogłem dojść, czem jest ich „sulfur fixum” i w jaki sposób tworzy określoną część metali”.

<sup>1)</sup> Dr. Ernst von Meyer. *Geschichte der Chemie*.

<sup>2)</sup> M. M. Pattison Muir. *A History of Chemical Theories and Laws*.

Mgliste te istoty pozostawiły jednak i utrwały w nauce swe nazwy. Twórca bowiem nowoczesnego pojęcia pierwiastka chemicznego, Robert Boyle (1627—1691), dając w swem dziełku „The Sceptical Chymist“<sup>1)</sup> odprawę zarówno poglądom „pospolitych perypatetyków“ — czyli tych, którzy hołdowali teorii czterech elementów, (elements), jak poglądom „pospolitych spagyryków“, to znaczy chemików wierzących w zagadkowe trzy pierwiastki (principles), zachowuje obie nazwy dla ciał (substancyj) prostych. Boyle nie ufa jednak ich narzuconej a priori liczbie.

„Nastąpiła bowiem chwila, aby rozważyć nie z jak wielu ciał Natura mogła utworzyć zmieszane ciała (mixt bodies), ale z ilu (jak dalece sięgają eksperymenty chemików) Natura je utworzyła<sup>2)</sup>).

Boyle nie widzi także podstaw do twierdzenia, aby ciała proste miały zawierać składnik wspólny.

Własne słowa Boyle'a — prostota ich odcina się wyraźnie od napuszonej, zawilej, tajemniczej mowy alchemików — najlepiej wyrażają istotę przekonań Boyle'a o pierwiastkach<sup>3)</sup>.

„Nie mogę uważać za prawdziwy pierwiastek czy też element, lecz za ciało złożone—takie ciało, które nie jest doskonale jednorodne, ale które możemy rozłożyć na pewną liczbę, chociażby małą, innych ciał“, a w innem miejscu<sup>4)</sup>:

„Zwracam teraz uwagę pańska, że ja rozumiem pod nazwą elementów, podobnie jak ci chemicy, co przemawiają najjaśniej, rozumieją pod nazwą pierwiastków, pewne niepochoodne, ale proste, albo doskonale niez mieszane ciała“.

<sup>1)</sup> W roku 1661. Łacińskie wydanie pod tytułem „Chymista Scepticus“ ukazało się w roku 1678.

<sup>2)</sup> Podkreślenia tłumacza.

<sup>3)</sup> I must not look upon any body as a true principle or element, but as yet compounded, which is not perfectly homogeneous, but is further resolvable into any number of distinct substances how small soever.

<sup>4)</sup> „I must advertise you, that I now mean by elements, as those chymists that speak plainest do by their principles, certain primitive and simple, or perfectly unmingled bodies; which not being made of any other bodies, or of one another, are the ingredients of which all those called perfectly mixt bodies are immediately compounded, and into which they are ultimately resolved: now whether there be any one such body to be constantly met with in all and each, of those that are said to be elemented bodies, is the thing I now question“.



„Nie będąc utworzone z jakichkolwiek innych ciał, czy też jedno z drugiego, są one owemi składnikami, z których są złożone wszystkie ciała, zwane doskonale zmieszaniem, i na które ostatecznie rozpadają się.

Co zaś do tego, czy istnieje takie ciało, któreby się stale spotykało w składzie tych właśnie, które nazywamy ciałami pierwiastkowymi, to rzecz tę podaję w wątpliwość“.

Wiemy, że Boyle nazywał pierwiastkiem ciało doskonale jednorodne, powiedzielibyśmy dziś także ciało czyste, przymtem doskonale niez mieszane czyli proste. Zapewne przez ciała doskonale zmieszane Boyle rozumie te, które dziś nazywamy ciałami złożonymi czy też związkami chemicznymi.

Boyle ustanawia w swych wywodach łączność pomiędzy własnościami ciał a naturą ich składników materialnych.

Dziś nierozzerwalność substancji i jej własności wydaje się oczywistą; w czasach Boyle'a, gdy myśl badawcza odziedziczyła po alchemikach zwyczaj indywidualizowania własności czyli ich oddzielania od substancji, koncepcja nierozzerwalnej łączności pomiędzy własnościami ciała, a ciałem samem była ważną zdobyczą i dla rozwoju chemji cenną.

Niemniej znamiennej cechą filozofji naturalnej Boyle'a było oddanie eksperymentowi roli rozstrzygającej w sporach, dotyczących kwestyj przyrodniczych.

Jednak, w zastosowaniu do ciał złożonych i prostych, decyzja, do której z tych dwu kategorii należy zaliczyć dane ciało, nie w każdym przypadku była łatwa. Doświadczenie uczyło na przykład, że ogień, działając na metal, przemienia go w ziemię. Które z tych ciał jest proste, a które złożone — metal czy ziemia?

To zagadnienie wiąże się w dziejach chemji z teorią Stahl'a<sup>1)</sup>. Hipotetyczny flogiston wyznawców teorii Stahl'a był to pierwiastek stworzony na podobieństwo owych alchemicznych „pierwiastków“, może pokrewny symbolicznej siarce alchemików. Gorzenie, jako proces rzekomej utraty tego palnego principium, flogistycy uważali za reakcję rozkładu, a więc uważali metal za ciało złożone, ziemię zaś, czyli pozostałość po jego spalaniu — za ciało proste.

<sup>1)</sup> Georg Ernst Stahl. Zufällige Gedanken und nützliche Bedenken über den Streit den sogenannten Sulphure, und zwar sowohl dem gemeinen verbrennlichen oder flüchtigen, als unverbrennlichen oder fixen. Halle 1717.

Dzieło nieśmiertelnego twórcy tlenowej teorii palenia, Antoniego Wawrzyńca Lavoisiera „*Traité Élémentaire de Chimie*“ staje się (w roku 1789) początkiem nowego okresu chemji. Lavoisier podaje rzetelny, doświadczalny probierz, który odtąd pozwoli decydować, ilekroć niepewni jesteśmy, która z dwu badanych a związanych genetycznie substancyj jest złożona, a która prosta.

Na podstawie prawa zachowania masy, czy niezniszczalności materji uważamy za substancję prostą takie ciało, którego nie możemy rozłożyć na produkty ważące mniej, niż ono.

Taka definicja, jasna, jeśli chodzi o kryterjum wagowe, pozwala wątpić, czy zdobędziemy kiedykolwiek pewność, żeśmy prawdziwie dotarli do kresu analizy.

Spójrzmy, jak na tę sprawę zapatruje się sam Lavoisier.

„Chemja zdąża ku celowi swemu i doskonałości, dzieląc, znowu dzieląc i dzieląc jeszcze, i nie wiemy, jaki będzie kres jej powodzenia w tej mierze. Nie możemy zatem zapewnić, że to, co uważamy za proste dziś, jest niem w istocie: najwyżej możemy powiedzieć, że pewna substancja jest kresem, do którego dochodzi obecnie analiza chemiczna, i że nie potrafimy jej rozłożyć dalej w obecnym stanie naszej wiedzy“<sup>1)</sup>.

Zgodnie z podanem określeniem Lavoisier zalicza do ciał prostych wapno, magnezję, barytę oraz glinę i krzemionkę, zaznacza jednak, że zapewne wkrótce już przestaną one figurować w szeregu ciał prostych. To przypuszczenie opiera Lavoisier na spostrzeżeniu, że są one jedynymi wśród ciał prostych substancjami, które nie zdradzają tendencji do łączenia się z tlenem. Możliwy tę obojętność względem tlenu wytłomaczyć, zakładając, że te substancje są tlenem „nasycone“. Co się tyczy stałych alkaliów, Lavoisier już nie zalicza tych ciał do prostych i sądzi, że zapewne są złożone, chociaż nieznanne są jeszcze tworzące te ciała pierwiastki.

<sup>1)</sup> La chimie marche donc vers son but et vers sa perfection en divisant, subdivisant, et resubdivisant encore, et nous ignorons quel sera le terme de son succès. Nous ne pouvons donc pas assurer, que ce que nous regardons comme simple aujourd'hui le soit en effet: tout ce que nous pouvons dire, c'est que telle substance est le terme actuel auquel arrive l'analyse chimique, et qu'elle ne peut plus se subdiviser au delà dans l'état actuel de nos connaissances.

Zgodnie z istotą zapatrywań Lavoisiera, Jędrzej Śniadecki (Początki Chemii. Wydanie 3. 1816), klasyfikując substancje, zaczyna tak: „ciała proste czyli nierozłożone”.

W roku 1803 John Dalton z doświadczeń wysnuwa teorię, która znajduje główne rozwinięcie w jego pracy „A New System of Chemical Philosophy” (1808), i stanowi dalszy krok w rozwoju pojęcia pierwiastka chemicznego. Daltonowska teoria atomowa pierwiastków wiąże pierwiastek z liczbą. Nadając konkretne znaczenie pojęciu atomu, określa jednocześnie pierwiastek jako zbiór atomów o jednakowej jakości i ciężarze.

Odtąd względne ciężary atomowe — wikłane z początku z równoważnikami — powoli zyskują znaczenie liczb, charakteryzujących pierwiastki. Twórcy nowoczesnego pojęcia pierwiastka chemicznego — zarówno Boyle, jak Lavoisier — posługują się terminami: ciało proste (elemented body, corps simple) i pierwiastek (principle or element, principe, élément) jako wyrazami jednoznaczniemi. Dymitr Mendelejew wyraźną między temi pojęciami przeprowadza różnicę:

„Jeżeli twierdzimy” mówi Mendelejew<sup>1)</sup>, „że pewne ciało proste uczestniczy w składzie ciała złożonego, mówiąc naprzykład, że w czerwonym tlenku rtęci zawiera się tlen, to z powyższych słów wcale nie wynika, aby tlen — jako gaz — stanowił składnik wziętego za przykład złożonego ciała; chcemy tylko wyrazić w ten sposób przemianę, której może ulegać czerwony tlenek rtęciowy. Uważamy zatem, że skład złożonego ciała jest wyrazem przemian, do których jest ono zdolne”.

Jest więc rzeczą pożyteczną, stanowcze odróżnienie pojęcia prostego ciała, jako oddzielnej jednorodnej substancji, od pojęcia tejże substancji, jako materjalnej, chociaż, nieuchwytnej (dla zmysłów) części składowej ciała złożonego. Czerwony tlenek rtęciowy zawiera nie dwa proste ciała, metal i gaz, lecz dwa pierwiastki rtęć i tlen, które w stanie wolnym są metalem i gazem. Zawiera on jedynie substancję tych ciał prostych, podobnie, jak chleb zawiera substancję ziarna, nie ziarno samo.

Mendelejew powołuje się na korzyść, którą osiągamy z tego odróżnienia.

Po pierwsze, gdy mamy do czynienia z szeregiem połączeń, jako pochodnych istniejącego w naszym przeświadczeniu różnego

<sup>1)</sup> D. Mendelejew Osnowy chemii. Wyd. 6. 1895 r. str. 17.

od innych lecz nie wyodrębnionego jeszcze pierwiastka. Mendelejew przytacza świeży podówczas przykład fluoru; mogliśmy również zapożyczyć od Lavoisiera przykładu metali alkalicznych.

Po drugie, gdy rozpatrujemy ciało proste, występujące w kilku odmianach. Węgiel, grafit, djament, są to ciała proste utworzone z tego samego niezmiennego pierwiastka — węgla (uglerod)<sup>1)</sup>. Nie wątpimy, że w bezwodniku węglowym zawiera się węgiel jako pierwiastek, rozumiemy jednak, że ani węgiel jako ciało proste, ani grafit, ani djament nie uczestniczą w składzie chemicznym tego gazu. Przykład tlenu jako pierwiastka, tlenu zaś i ozonu — jako ciał prostych, może także ilustrować myśl Mendelejewa. Ciekawą będzie może na tle odróżnienia Mendelejewa wzmianka, że twórca terminu „allotropja“, Berzelius wywodził rozmaite rodzaje kwasu fosforowego od rozmaitych odmian fosforu, przenosząc w ten sposób allotropję z ciała prostego na pierwiastek, znajdujący się w chemicznym związku.

Podział, wprowadzony przez Mendelejewa, podział który w gruncie rzeczy odbiera pojęciu pierwiastka jego formę nazbyt dotykającą, odpowiada w dalszym rozwoju chemji wprowadzeniu i ugruntowaniu koncepcyj cząsteczki ciała prostego i atomu pierwiastka. Zapoczątkowane przez Avogadrę (1811)<sup>2)</sup> rozwinięte (1858) przez Cannizaro'a koncepcje te powoli przygotowują grunt dla rozróżnienia podstawowych wielkości, dotyczących pierwiastka i ciała prostego. Temi wielkościami są z jednej strony równoważnik i ciężar atomowy pierwiastka, z drugiej — ciężar cząsteczkowy ciała prostego.

Zatrzymamy się w rozważaniu dziejów pierwiastka chemicznego, jako pojęcia, na tej ważnej w historii nauki o pierwiastkach chwili, gdy zbudowana przez Mendelejewa naturalna klasyfikacja pierwiastków obejmuje rolę kierowniczą w teoretycznych dociekaniach, wiodących dalej naukę o materji. Z dzieł

<sup>1)</sup> Słownictwo polskie, utrwalając nazwę węglików dla bezpośrednich połączeń węgla z innymi pierwiastkami, zatraciło znaczenie, jakie terminowi nadawał Š n i a d e c k i: węglik = carbone, kohlenstoff, uglerod.

<sup>2)</sup> Essai d'une manière de déterminer les masses relatives des molécules élémentaires des corps, et les proportions selon lesquelles elles entrent dans les combinaisons. Journal de Physique de Déla-méthrie 73. 58—76.

autora tej klasyfikacji<sup>1)</sup> można wysnuć następującą definicję pierwiastka.

Pierwiastek jest to jeden ze składników ciała złożonego i jedyny składnik ciała prostego, niepodzielny na części różnorodne, niezdolny do przeistoczeń. Wyodrębniony i związany zachowuje ciężar atomowy, jako własność niezmienną. Od tej stałej wielkości zależy całokształt fizycznych i chemicznych własności pierwiastka.

Ostatnie lata ubiegłego wieku przyniosły odkrycia, których interpretacja racjonalna wymaga wyrzeczenia się wszystkich niemal punktów przytoczonej przed chwilą definicji.

Pojęcie pierwiastka chemicznego doznaje nowego przeobrażenia.

Nim jednak rozpatrzmy istotę tego przeobrażenia, wypadnie rozejrzeć się, jak urastał stopniowo szereg znanych nam dzisiaj pierwiastków. Każde odkrycie „nowego”<sup>2)</sup> pierwiastka to przyczynek do wyjaśnienia, czym jest pierwiastek chemiczny i dorzucenie nowej cegły do rozpoczętej już budowy gmachu klasyfikacji pierwiastków.

---

<sup>1)</sup> D. Mendelejew: *Osnovy chimji*. Wyd. 6. 1895 r. i M. M. Pattison Muir: *A History of Chemical Theories and Laws* 1907.

<sup>2)</sup> Wyraz „nowy” odtąd będziemy podawali bez ujmowania go w cudzysłów.

## II. Rozwój metody i gromadzenie materiału od czasów najdawniejszych do Mendelejewa.

Liczba ciał prostych, znanych ludziom starożytnym, nie przenosiła podług dokumentów, jakich dostarcza historia cywilizacji, liczby dziewięciu<sup>1)</sup>. Oczywiście mamy tu na myśli ciała znane dziś, jako proste; pojęcie prostego ciała w ciągu wieków ulegało przecie przemianom.

Węgiel, znany tak dawno, jak ogień i siarka, o której znajdujemy wzmianki zarówno w Piśmie Świętym jak w *Odyssei*, są to dwa niewątpliwie znane starożytnym niemetal. Liczba metali ogranicza się do siedmiu. Wszystkie należą do metali ciężkich; w szeregu tym znajdujemy szlachetne złoto i srebro, metale półszlachetne miedź, rtęć<sup>2)</sup> i metale nieszlachetne żelazo, cynę i ołów.

Tablica 1 przedstawia w ramach nowoczesnego układu te pierwiastki, które znane były (w stanie wyodrębnienia) cywilizacjom starożytnym.

Ogniowe procesy wytapiania metali nieobce były ludom starożytnym. Znane były również procesy rugowania: *Theophrastes* wspomina o otrzymywaniu rtęci z cynobru działaniem octu i miedzi, *Dioskorides* opisuje zastosowanie w tymże celu żelaza.

Alchemicy dodali do liczby znanych ciał prostych jeden tylko metal, mianowicie cynk (*Paracelsus*, pierwsza połowa XVI wieku) oraz cztery pierwiastki dzisiejszej grupy azotu, a mia-

<sup>1)</sup> Trudno wyrobić sobie dokładne pojęcie, czy i o ile różni się ta liczba od liczby ciał prostych, znanych zamkniętym kastom, np. kapłańskiej w starożytnym Egipcie, która z chemji, jako wiedzy tajemnej, zrobiła jedno z narzędzi swego wpływu na szerokie masy.

<sup>2)</sup> Nikiel podobno (*Mellor. Modern Inorg. Chemistry* 499) znany był już w starożytności w Chinach.

nowicie arsen (Albertus Magnus, XIII wiek) antymon i bizmut (Basilus Valentinus XV wiek) wreszcie fosfor (Brand 1669).

Odkrywca arsenu, Albertus Magnus, tak opisuje jego otrzymywanie: arsen staje się metaliczny przez stopienie jednej

### Tablica I.

Pierwiastki wyodrębnione w starożytności.

	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII
1								
2				C				
3						S		
4	Cu							Fe (Ni)
5	Ag			Sn				
6	Au	Hg		Pb				
7								

części arseniku z dwiema częściami mydła <sup>1)</sup>). Możemy tłamać proces wyodrębnienia arsenu, opisywany przez Alberta Wielkiego, redukcją tlenku węglem, otrzymywanym z rozkładu mydła. Podobnie Brand otrzymuje fosfor, prażąc suchą pozostałość po odparowaniu moczu (redukcja fosforanów węglem).

W tablicy 2 widzimy pierwiastki znane w stanie wyodrębnienia w tym czasie, gdy Boyle wprowadza nowoczesne pojęcie

<sup>1)</sup> Arsenicum fit metallicum fundendo cum duabus partibus saponis una arsenici (Roscoe and Shorlemmer. A Treatise on Chemistry 1920 Vol. I. 689). M. Berthelot utrzymuje, że Zosimos (w. IV—V) znał metaliczny arsen.

pierwiastka chemicznego (1678). Pierwiastki wykryte przez alchemików oznaczone są grubym drukiem. Umieściliśmy pierwiastki w ramach nowoczesnego ich układu.

### T a b l i c a 2.

Pierwiastki znane w roku 1678.

	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII
1								
2				C				
3					P	S		
4	Cu	Zn			As			Fe
5	Ag			Sn	Sb			
6	Au	Hg		Pb	Bi			
7								

W okresie od Boyle'a do Lavoisiera liczba znanych pierwiastków powiększa się od czternastu do dwudziestu pięciu. Mamy tu na myśli sześć metali: kobalt (Brandt 1735), nikiel (Cronstedt 1751), platynę (A. de Ulloa 1735, opisał Watson 1750), tunsten czyli wolfram (d'Elhuyar 1782), molibden (wykryty przez Scheele'go w r. 1778, wyodrębniony przez Hjelma 1790), mangan (Scheele 1774, Bergmann 1774, wyodrębniony przez Johna 1807); jeden pierwiastek niemetaliczny stały tellur (wykryty przez Müllera von Reichensteina 1783, opisany i nazwany przez Klaprotha 1798); wreszcie cztery proste gazy: wodór (Cavendish 1766), azot



(D. Rutherford 1772), tlen (Scheele 1773, Priestley 1774) i chlor (Scheele 1774).

Tablica 3 przedstawia pierwiastki chemiczne, znane chemikom w chwili, gdy ukazuje się dzieło Lavoisiera: „Traité Élémentaire de Chimie“. Pierwiastki wykryte w latach 1678 — 1789 oznaczone są grubym drukiem. Całość ujęta jest w ramy nowoczesnego układu pierwiastków.

Tablica 3.

Pierwiastki znane w roku 1789.

	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII
1							<b>H</b>	
2				C	N	O		
3					P	S	Cl	
4	Cu	Zn			As		<b>Mn</b>	<b>Fe Co Ni</b>
5	Ag			Sn	Sb	<b>Mo</b>	<b>Te</b>	
6	Au	Hg		Pb	Bi	<b>W</b>		<b>Pt</b>
7								

Doniosłe dla całego szeregu późniejszych zdobyczy odkrycie czterech gazów prostych, dokonane w latach 1766 — 1774, zasługuje na szczególną uwagę.

W roku 1766 Cavendish stwierdza, że palny gaz, otrzymywany działaniem rozcieńczonych kwasów siarkowego albo solnego na różne metale, jak żelazo, cynk, cynę, jest gazem odmiennym od innych gazów palnych, a w roku 1781 pierwszy otrzymuje wodę syntetycznie czyli z połączenia wodoru i znanego już wtedy tlenu.

Jak widzimy, wodór został otrzymany jako ciało proste metodą wymiany, czy rugowania ze związku. Natomiast azot został wyodrębniony z mieszaniny metodą chemicznego związania pozostałych jej składników, mianowicie wykryty jako reszta, pozostała z powietrza po spaleniu w niem siarki, fosforu lub węgla (D. Rutherford, rozprawa: *De Aere mephitico*). Historia otrzymania po raz pierwszy tlenu wiąże się z termicznym rozkładem czerwonego tlenku rtęciowego (Priestley); wreszcie historia wyodrębnienia chloru—z reakcją wymiany, ściśle utlenienia kwasu chlorowodorowego dwutlenkiem manganu (Scheele).

Wyszczególnione wyżej metody wyodrębniania ciał prostych często będą stosowali późniejsi badacze.

Nadmienić wypada, że zarówno Cavendish, jak Scheele i Priestley byli gorącymi zwolennikami teorii flogistonu. Lavoisier obala hipotezę flogistonu, co zaś dotyczy tlenu, identyfikuje otrzymany przez szwedzkiego i angielskiego uczonych gaz z gazem, stanowiącym niezbędną część składową powietrza, którym oddychamy.

Odkrycie „pierwiastka kwasorodnego“, tlenu ułatwia Lavoisierowi wprowadzenie pierwszego podziału pierwiastków na gromady. Przytaczamy ten podział w dosłownem brzmieniu<sup>1)</sup>.

	Noms nouveaux	Noms anciens
Substances simples qui appartiennent aux trois règnes et qu'on peut regarder comme les éléments des corps	Calorique	{ Air déflogistique, empiréal, vital, base de l'air vital Mofette. Base de la mofette Gaz inflammable
	Oxygène	
	Azote	
	Hydrogène	

<sup>1)</sup> Antoine Laurent Lavoisier. Oeuvres. Paris. Imprimerie Impériale 1864. I. *Traité de Chimie*, str. 133.

Substances simples non métalliques, oxy- dables et acidifiables	Soufre	
	Phosphore	
	Carbone	Charbon pur
	Radical muriatique	
	Radical fluorique —	inconnu
	Radical boracique	
Substances simples métalliques oxyda- bles et acidifiables	Antimoine	
	Argent	
	Arsenic	
	Bismuth	
	Cobalt	
	Cuivre	
	Étain	
	Fer	
	Manganèse	
	Mercuré	
	Molybdène	
	Nickel	
	Or	
	Platine	
Plomb		
Tungstène		
Zinc		
Substances simples salifiables terreuses	Chaux	Terre calcaire, chaux
	Magnésie	Base de sel d'Épsom
	Baryte	Barote, terre pesante
	Alumine	Argile, terre de l'alun, base de l'alun
	Silice	Terre siliceuse, vitrifiable

W dosłownym, ile można, przekładzie Lavoisier'owskie wyliczenie pierwiastków brzmi jak następuje:

	Nazwy nowe	Nazwy dawne
Substancje proste należące do trzech królestw, a które mo- żemy uważać jako pierwiastki ciał	Cieplik	
	Kwasoród	Powietrze pozbawio- ne flogistonu, empi- realne, życiowe, za- sada powietrza ży- ciowego
	Azot	Powietrze skażone. Zasada powietrza skażonego
	Wodór	Gaz palny
Substancje proste niemetaliczne, zdolne do utlenienia i two- rzenia kwasów	Siarka	
	Fosfor	
	Węglik	
	Rodnik solnikowy	
	Rodnik fluorowy	nieznany
	Rodnik borowy	
Substancje proste metaliczne, zdolne do do utlenienia i two- rzenia kwasów	Antymon	
	Srebro	
	Arsen	
	Bizmut	
	Kobalt	
	Miedź	
	Cyna	
	Żelazo	
	Mangan(ez)	
	Rtęć	
	Molibden	
	Nikiel	
	Złoto	
	Platyna	
Ołów		
Tunsten		
Cynk		

Substancje proste zdolne do tworzenia soli, ziemiste	Wapno	Ziemia wapna wapno
	Magnezja	Zasada soli z Epsom
	Baryta	Barota, ziemia ciężka
	Glinka	Glina, ziemia alunu, zasada alunu
	Krzemionka	Ziemia krzemionko- wa, zdolna do two- rzenia szkła.

Jeżeli porównamy przytoczony wyżej szereg ciał prostych z wyliczeniem pierwiastków znanych w roku 1789 (patrz tablicę 3), zauważymy brak telluru (dokładny opis nowego pierwiastka poda Klaproth dopiero w roku 1798) i chloru (Lavoisier nie uważa chloru za ciało proste), natomiast spostrzeżemy w enumeracji Lavoisiera rodniki fluorowy i borowy oraz ziemie, których złożony charakter miały wyświecić dopiero badania wieku dziewiętnastego. Uderza nas obecność „cieplika“ w rzędzie pierwiastków chemicznych.

Zarówno wysunięcie zasady niezniszczalności materji związane z niem wprowadzenie wagi do badań chemicznych, a w szczególności do decydowania o złożonym lub prostym charakterze ciał, jak wyświe-tlenie istoty tlenu i stworzenie tlenowej teorii palenia nie wyczerpują naukowych zasług Lavoisiera na polu chemji. W swoich analizach naturalnej wody <sup>1)</sup> i powietrza z jednej strony, a tlenku rtęciowego z drugiej <sup>2)</sup> Lavoisier daje przykłady ilościowego rozbioru 1<sup>o</sup> mieszaniny, 2<sup>o</sup> związku i kładzie podwaliny pod metodę wyodrębnienia ciał prostych ze związków chemicznych.

Oparta na racjonalnej podstawie metoda rozwija się i doskonali w wieku dziewiętnastym, powiększając coraz to bardziej poczet znanych pierwiastków kosztem gatunków materji ukrytych bądź dlatego, że trudne są do wyodrębnienia, bądź dlatego, że, występując w zbyt małych ilościach, mało dostępne są badaniom.

<sup>1)</sup> Sur la nature de l'eau et sur les expériences par lesquelles on a prétendu prouver la possibilité de son changement en terre. Mémoires de l'Académie des Sciences. 1770.

<sup>2)</sup> Mémoire sur la nature du principe qui se combine avec les métaux pendant leur calcination et qui en augmente le poids, odczytany na posiedzeniu Akademji Nauk w r. 1775, powtórzony w r. 1778.

Nie trzeba zapominać, że wyodrębnienie czystego ciała z mieszaniny bez względu na to, czy wyodrębnione ciało będzie ciałem prostym, czy związkami poszukiwanego pierwiastka, polega na wyzyskaniu różnicy stanu skupienia, jaka istnieje pomiędzy wyodrębnianym ciałem a pozostałymi składnikami mieszaniny (przykład: dekantowanie, filtrowanie).

Gdy mieszanina jest jednolita, należy wytworzyć wspomnianą różnicę faz. Tak w analizie roztworów utrwala się metoda strącania ciał w postaci osadu, lub też przeprowadzania ich w stan lotny.

Niekiedy samo oziębienie lub ogrzanie mieszaniny doprowadza już do celu. Dzieje się to w tym przypadku, gdy istnieje wielka różnica temperatur krzepnięcia lub wrzenia. Tu należą metody wynrażania, skraplania, odparowywania, destylowania, sublimowania.

Reakcje wymiany, oparte na niejednakowym powinowactwie chemicznym, stanowią najdzielniejszy środek wyodrębnienia. Zależy od tego, czy wyodrębniane ciało posiada czynny charakter chemiczny w porównaniu z innymi składnikami mieszaniny, czy też odwrotnie, nastąpi wydzielenie jego z mieszaniny w postaci odpowiedniego chemicznego połączenia, czy też związanie i usunięcie jego domieszek. Tą skombinowaną metodą rozpoznane i wyodrębnione zostały naprzykład składniki kruszcu platynowego, a mianowicie pallad i rod (Wollaston 1803—1804), osmi i iryd (Tennant 1802—1803), wreszcie ruten (Klaus 1845). Trudności, które napotykali wymiennicy przed chwilą uczeni, odkrywając platynowce, polegały na dużym podobieństwie chemicznym, istniejącym pomiędzy temi metalami.

Wybitna indywidualność danego pierwiastka stanowi najlepszą rękojmię, że odpowiadające mu ciało proste, bądź połączenie łatwo zostanie wyodrębnione. Przeciwnie jeżeli pierwiastek zdradza daleko posunięte chemiczne podobieństwo do innych pierwiastków, które bądź towarzyszą mu w mieszaninie, tworząc analogiczne związki, bądź wspólnie z nim występują jako ciała proste, wyodrębnienie może nastąpić jedynie w drodze uciążliwego frakcjonowania.

Tu przytoczymy metodę cząstkowego krystalizowania i pojawiające się później (patrz rozdz. 3 i 4) metody cząstkowego skraplania i dyfuzji. Każda z tych metod operuje wielokrotnym powtórzeniem odpowiedniej operacji, co stopniowo zwiększa stężenie wyodrębnianej substancji. Oczywiście, im mniejsza jest różnica liczb, charakteryzujących daną cechę fizyczną, jak naprzykład rozpuszczalność,

prężność pary, ruchliwość cząsteczkowa i t. p., pomiędzy wyodrębnianem ciałem a pozostałymi składnikami mieszaniny, tem częściej wypadnie powtarzać odpowiednią operację, aby otrzymać substancję w stanie wysokoprocentowego stężenia, czyli w stanie praktycznie czystym. Wraz z rozwojem chemji, stopniowo zwiększają się wymagania stawiane czystości substancji i coraz ostrzej zarysowują stałe fizyczne ciał jednorodnych.

Wydaje się teraz niezbędnem określenie różnicy pomiędzy odkryciem pierwiastka a jego wyodrębnieniem. W historii nauki odkrycie pierwiastka wynika często z wielostronnego porównania jednorodnego ciała złożonego z szeregiem analogicznych połączeń. Gdy z jednej strony analogja nie wzbudza wątpliwości, z drugiej stwierdzona zostaje różnica pomiędzy badanem ciałem złożonem a szeregiem analogicznie zbudowanych związków, rozumiemy to jako wykrycie nowego, czyli nieznanego dotąd pierwiastka.

Jego wyodrębnienie w postaci ciała prostego następuje niekiedy długo po wykryciu. Najjaskrawszy bodaj przykład takiego opóźnienia dają dzieje fluoru. Już Lavoisier odróżnia dwa rodniki: le radical muriat que et le radical fluorique, uważając oba za ciała złożone, zawierające tlen. Davy nadaje (1810) chlorowi znaczenie pierwiastka. To usprawiedliwia przypuszczenie Ampère'a (1810), że fluor też jest pierwiastkiem, które to przypuszczenie poprze Davy doświadczeniem w roku 1813. Jednak siedmdziesiąt trzy lata upłyną do chwili (1886), gdy Moissan wyodrębni fluor. Podobnie uran, odkryty przez Klaprotha w roku 1789, wyodrębni Pélignot w roku 1842, a chrom odkryty przez Vaquelin'a w roku 1798 zostanie wyodrębniony przez Deville'a dopiero w roku 1857.

Porównanie odkrytego ciała prostego z innymi prostymi ciałami i stwierdzenie podobieństwa i różnicy stanowi zakończenie dzieła wykrycia pierwiastka.

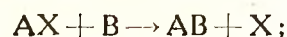
W wielu wypadkach ustalenie daty odkrycia, a raczej wybór pomiędzy datą stwierdzenia odrębności związku wśród szeregu analogicznych połączeń, a datą wyodrębnienia tworzącego ten związek odmiennego pierwiastka, nosi poniekąd cechy dowolne; opieramy się tu bowiem jedynie na stopniu pewności, jaką szczęśliwy badacz nieznanego dotąd ciała wnosi do orzeczenia o jego charakterze prostym, czy wiary, jaką

żywi w istnienie analogji pomiędzy poznanym związkiem a połączeniami innych pierwiastków.

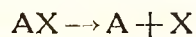
Odróżnienie strontu od rozpoznanego w 1774 roku (Scheele) baru nastąpiło w roku 1792 (Hope), a potwierdzone zostało przez Klaprotha w r. 1793. W roku 1791 W. Gregor wykrył w menachanicie nowy pierwiastek, który nazwał menachinem; w roku 1797 Klaproth utożsamia tytan, składnik rutylu z menachinem Gregora.

Nieco później nastąpiło wykrycie pierwiastków, zawartych w dwu nowych odrębnych od innych ziemiach, były to: odkryty przez Ekeberga (1797) itr i odkryty przez C. Hatchetta (1801) columbium, który okazał się identyczny z wykrytym przez Ekeberga (1802) tantalem.

Otrzymywanie ciał prostych ze związków wynika bądź z reakcji wymiany prostej typu



tu należy naprzykład odtlenianie tlenków węglem, rugowanie metali lub wodoru z soli i kwasów, bądź też z szeregu reakcyj analizy, z których ostatnia



doprowadza do chemicznego izolowania pierwiastka; tak przebiega rozkład soli i tlenków.

W odniesieniu do drugiego typu jedynym sposobem wyodrębnienia pierwiastków, znanym u schyłku XVIII i na początku XIX wieku, była metoda termiczna.

Od roku 1807 Davy poczyną w tymże celu stosować z dobrym skutkiem niedługo przedtem odkryty prąd elektryczny. O porywających podówczas odkryciach Davy'ego współczesny mu Jędrzej Śniadecki tak się odzywa:

„Same nawet alkali nie mogły się oprzeć temu gwałtowi chemicznemu, gdy w szczęśliwym ręku P. Humphry Davy okazały się na biegunie odjemnym ich metaliczne zasady. A jeżeli są związki chemiczne, które dotąd tą siłą pokonane i rozwiązane byź nie mogły, zdaie się, iż dalsze iey natężenie i ten opór przełamać potrafi“<sup>1)</sup>.

<sup>1)</sup> Jędrzej Śniadecki. Początki Chemii. Wyd. 3. 1816. Tom I Str. 72.



Przypomnijmy sobie, że już *Lavoisier* rozpoznaje odrębny charakter związków, które zawierają potas i sód, podówczas jeszcze nie izolowane, a także odrębność ziem utworzonych przez magnez, wapń i bar, nieznane jeszcze jako ciała proste. W latach 1807—1817 *Davy* wyodrębnia oprócz potasu i sodu, o czym mówi *Śniadecki* w przytoczonym wyżej wykładzie, także magnez, wapń, stront i bar.

Mniej więcej w tym samym czasie, chociaż inną metodą, następuje odkrycie litu, wyodrębnienie jodu i bromu, selenu oraz kadmu.

Mianowicie *Courtois* zagęszcza jodki w drodze cząstkowej krystalizacji składników popiołu wodorostów morskich, a działając na jodki kwasem siarkowym (rugowanie i rozkład jodowodoru), otrzymuje wolny jod (1812). W roku 1826 *Balard* zagęszcza zawarte w wodzie morskiej bromki, a działając na nie chlorem, wyodrębnia brom. W roku 1817 *Arfvedson* wykrywa w niektórych minerałach lit, a *Berzelius* znajduje w szlamie komorowym, odpadku fabrykacji kwasu siarkowego, nieznanego wówczas pierwiastek, który nazywa selenem. W tymże roku *Herman* i *Stromeyer*, badając tlenek cynku, pochodzący z fabryki w *Salzgitter*, wykrywają zmieszany z nim tlenek nowego pierwiastka, kadmu.

Wyodrębnienie potasu i sodu prowadzi do nowych zdobyczy. Już w roku 1808 *Gay Lussac*, *Thénard* i *Davy* odtleniają z pomocą potasu tlenek boru i otrzymują bor. Stapianie odpowiednich związków z potasem lub sodem daje cały szereg nowych ciał prostych. *Berzelius* tak właśnie otrzymuje w roku 1823 wolny krzem, a w roku 1824 cyrkon. Należy nadmienić, że ziemię, z której *Berzelius* wyodrębnił cyrkon, już *Klaproth* w roku 1788 miał za ziemię odrębną „cyrkonę“. W roku 1827 *Wöhler* wyodrębnia metaliczny glin, a w 1828 beryl metodą stapiania tlenków z potasem.

Podobnie *Mosander*, odkrywca czterech pierwiastków ziem rzadkich, ceru (odpowiednią ziemię odróżnił już *Klaproth*), lantanu (1839), terbu (1843) i erbu (1843) otrzymuje w r. 1839 wolny cer i lantan, stapiając chlorek ceru z sodem, a chlorek lantanu z potasem. Podobnie też w roku 1862 *Bahr*, stapiając chlorek toru z potasem wyodrębnia odkryty przez *Berzeliusa* w r. 1818 tor.

Jednak do otrzymania niobu z jego chlorku użyje Rose w r. 1844 nie potasowców lecz wodoru. Również wodoru użyje Roscoe do izolowania wanału (z jego tlenku). Pierwiastek ten, odkryty w meksykańskich rudach przez del Rio w r. 1801 i nazwany erythronium (tworzy czerwone sole), został znaleziony w szwedzkich rudach żelaznych przez Sefströma w r. 1830. Sefström dał mu nazwę wanału. Wöhler zidentyfikował erythronium z wanadem w r. 1831, wreszcie w r. 1867 Roscoe wyodrębnił wanad jako ciało proste.

Zastosowanie potasu i sodu do wyodrębnienia innych metali posiada dziś znaczenie jedynie historyczne, metoda stapiania z potasowcami ustąpiła zdobyciom elektrometalurgji. Wszakże i ta gałąź wiedzy czerpie swój początek z prac szczęśliwego odkrywcy potasu, Davy'ego.

Do roku 1860 wydobywanie na jaw ukrytych gatunków materji stanowiło pole zastosowania wyłącznie metody chemicznej. Rozróżnialiśmy dwa przypadki. Jeżeli pierwiastek występuje w przyrodzie w postaci wolnej, jego odkrycie polega na zastosowaniu szeregu operacyj chemicznych, mających na celu związanie bądź samego pierwiastka, bądź też wszystkich ciał, z którymi występuje w mieszaninie naturalnej. Jeżeli pierwiastek występuje w przyrodzie w postaci związanej, o odkryciu pierwiastka stanowi: 1) dokładne izolowanie nowej substancji złożonej, 2) podpatrzenie analogji pomiędzy wyodrębnioną substancją złożoną a związkami kilku innych pierwiastków, 3) trafne przypisanie dostrzeżonej różnicy—obecności w badanej substancji nieznanego dotąd pierwiastka.

W roku 1860 pojawia się nowa metoda, nawskroś fizyczna, która, jeśli mówimy o odkryciu, nie o wyodrębnieniu, pierwiastków, uniezależnia nas od metody chemicznej. Daje ona przytem czułe narzędzie do identyfikowania czyli utożsamiania pierwiastków, niezależnie od tego, czy mamy do czynienia z samym pierwiastkiem w jego wyodrębnionej postaci, czy z mieszaniną, w której występuje, czy ze związkiem, który tworzy, czy wreszcie z mieszaniną związków, w której jego połączenie chemiczne jest obecne. Mamy tu na myśli analizę spektralną.

Coprzawda rozpoznawanie substancyj po barwie ich par, żarzących się w płomieniu, znane było od czasów Marggrafa, Scheele'go i innych chemików XVIII wieku, jednak podobne

rozpoznawanie do roku 1860 mogło mieć tylko drobne znaczenie w sensie identyfikowania pierwiastków.

Za twórców analizy spektralnej należy uważać Bunsena i Kirchhoffa, oparli ją bowiem na fundamentalnych zasadach optyki i na zastosowaniu wysoce precyzyjnego przyrządu.

Bunsen i Kirchhoff dowiedli, że każdy pierwiastek, gdy parę jego poddamy żarzeniu lub wyładowaniom elektrycznym, wysyła odmienne światło. Pryzmat rozszczepia je na wiązki o różnej, charakterystycznej dla każdego pierwiastka długości fali. Przez lunetę obserwujemy obraz szczeliny w tyłu barwach, ile jednobarwnych wiązek (linij) zawiera rozszczepione w pryzmacie światło. Zespół barwnych obrazów szpary nazywamy widmem danego pierwiastka. Po obecności w barwnym widmie charakterystycznych linii danego pierwiastka można wnioskować o jego obecności w żarzącej się lub też poddanej wyładowaniom mieszaninie gazów lub par.

Nauka o pierwiastkach zdobywa w analizie spektralnej potężny środek do wykrywania nadzwyczaj drobnych ilości substancji. Za pomocą spektroskopu możemy wykryć ilości pierwiastka, nie przewyższające dla strontu na przykład  $60 \cdot 10^{-9}$  gr., dla litu  $10 \cdot 10^{-9}$  gr., dla sodu  $0,3 \cdot 10^{-9}$  gr.

W latach 1860 — 1870 analiza spektralna dopomogła do wykrycia pięciu nowych pierwiastków, a mianowicie rubidu i cezu (Bunsen i Kirchhoff 1860), talu (Crookes 1861) indu (Reich i Richter 1863), wreszcie helu (Lockyer 1868). Ta ostatnia zdobycz oznaczała rozszerzenie zasięgu analizy spektralnej na odległe od ziemi ciała niebieskie, albowiem hel był wykryty przez Janssena w chromosferze słonecznej.

Tak powoli wypełnia się poczet pierwiastków do liczby sześćdziesięciu trzech, znanej w roku, gdy powstaje ich naturalna klasyfikacja.

Tablica 4 wyobraża ujęty w ramy nowoczesnego układu stan wiedzy o pierwiastkach w tym właśnie roku. Grubym drukiem oznaczone są pierwiastki odkryte w ośmdziesięcioletnim okresie, ograniczonym pracami dwóch wielkich teoretyków i systematyków materji, Lavoisiera i Mendelejewa. Odkryty już, acz niewyodrębniony, sześćdziesiąty czwarty<sup>1)</sup> pierwiastek, fluor, wzięty jest w nawias.

<sup>1)</sup> W kolejności chronologicznej.

## T a b l i c a 4.

Pierwiastki znane w 1869 roku.

	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII
1							H	Ho
2	Li	Be	B	C	N	O	(F)	
3	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	
4	K Cu	Ca Zn		Ti	V As	Cr Se	Mn Br	Fe Co Ni
5	Rb Ag	Sr Cd	Y In	Zr Sn	Nb Sb	Mo Te		Ru Rh Pd J
6	Cs Au	Ba Hg	Pierwiastki ziem rzadkich		Ta Bi	W		Os Ir Pt
7				Th		U		

Pierwiastki ziem rzadkich.

La	Ce						
Tb			Er				

### III. Okresowy układ pierwiastków i rola, jaką odegrał w dziejach nauki o pierwiastkach od roku 1869 do odkrycia radu.

#### 1. Poprzednicy Mendelejewa.

Gromadzony usilnie od czasów Lavoisier'a materiał jakościowy (do 1869 roku odkryto 38 nowych pierwiastków!), a także ilościowy (wielokrotnie powtarzane oznaczanie równoważników a pośrednio ciężarów atomowych) wymagał opracowania Urasta potrzeba racjonalnej klasyfikacji gatunków materji.

Teoria Daltonowska, wiążąc hipotetyczny atom z rzeczywistością chemiczną: ciężarem atomowym pierwiastka, obejmuje rolę kierowniczą w dociekaniach klasyfikacyjnych.

W dwanaście lat po ogłoszeniu teorii Daltona zjawia się (1815) śmiała hipoteza Prout'a: najlżejszy z pierwiastków wodor ma być ostatecznym składnikiem wszystkich innych atomów, których ciężary względne muszą być wielokrotnościami ciężaru atomu wodoru. Pomysł Prout'a nie ostał się jednakże próbom eksperymentalnym; ciężary atomowe nie są całkowitemi wielokrotnościami ciężaru atomowego wodoru.

Nad historją klasyfikacji pierwiastków zapanuje w drugim dwudziestopięcioleciu ub. wieku ostrożna indukcja. Tu i ówdzie powstają fragmenty układu, wiążące ze sobą podobne pierwiastki nicią wzrastającego atomowego ciężaru.

W roku 1829 Döbereiner<sup>1)</sup> zwraca uwagę chemików na fakt, że wśród pierwiastków, zdradzających najwięcej między sobą podobieństw, można dobrać trójki, w których pierwiastek średni posiada ciężar atomowy równy połowie lub blisko połowie sumy ciężarów atomowych pierwiastków skrajnych.

<sup>1)</sup> „Versuch zur einer Gruppierung der elementaren Stoffe nach ihrer Analogie“. Pogg. Annal 15. 301 (1829).

Podana niżej triada: wapń, stront, bar dobrze ilustruje spostrzeżenie Döbereinera.

	wapń	stront	bar
ciężar atomowy	40	87	137
różnica ciężarów atomowych		47	50

W roku 1850 Pettenkofer<sup>1)</sup> mówi o „grupach naturalnych“ pierwiastków i dopatruje się istnienia liczby stałej, której to liczby różnice ciężarów atomowych w obrębie grupy mają być całkowitemi wielokrotnościami. W roku 1854 Cooke<sup>2)</sup> czerpie z homologicznych szeregów chemji organicznej pomysł układania pierwiastków na podobnych Pettenkoferowskiej podstawach, opiera się przytem na wielostronnej charakterystyce każdego pierwiastka i jego związków. W 1857 roku Odling<sup>3)</sup> zaznacza potrzebę uwzględnienia „całokształtu charakteru każdego pierwiastka, jeżeli chodzi o „naturalne ugrupowanie pierwiastków“. Odling przytacza trzynaście triad pierwiastków, związanych ze sobą wzajemnem podobieństwem.

Również Dumas<sup>4)</sup> (1859) podkreśla podobieństwo, istniejące pomiędzy szeregiem homologicznym a serją pierwiastków w obrębie jednej rodziny, ułożoną według wzrastających równoważników. Przytoczymy tu cytataę z *mémoire'u* Dumasa:

„Typ fluoru powtarza się w chlorze, bromie i jodzie; typ tlenu w siarce, selenie i tellurze; typ azotu w fosforze, arsenie, antymonie; tytanu w cynie; molibdenu w tungstanie i t. p. Wydaje się, jak gdyby tworząc postęp, którego pierwszy wyraz oznaczmy przez  $a$ , podczas gdy wartość każdego równoważnika (ciężaru atomowego), oznaczmy przez  $d$ , mamy odpowiadający każdemu pierwiastkowi dwumian  $a + nd$ , gdzie  $a$  określa podstawowy charakter chemiczny i ustala rodzaj, podczas gdy  $nd$  wyznacza jedynie miejsce w postępie i ustala gatunek“.

W latach 1862—1863 Béguyer de Chancourtois podaje geometryczny schemat układu pierwiastków, który nazywa śrubą telluryczną (*la vis tellurique*). Tablica 5 wyobraża szkic

<sup>1)</sup> „Ueber die regelmässigen Abstände der Äquivalentzahlen der sogenannten einfachen Radicale“. Münchener Gelehrten Anzeig. vol 31 (1850).

<sup>2)</sup> The numerical relation between the atomic weights, with some thoughts on the classification of the chemical elements“. Silliman's Amer. J. (2) 17, 387, (1854).

<sup>3)</sup> Phil Mag. (2) 13. 423, 480 (1857).

<sup>4)</sup> Annales Chim. Phys. (3) 55 209 (1859).

schematu Chancourtois (zapożyczony z książki Pattisona Muira: *A History of Chemical Theories and Laws*).

Tablica przedstawia rozwiniętą powierzchnię walca. Przekątnia pojedynczej kratki odpowiada różnicy „liczb proporcjonalności, przytaczanych w traktatach chemji“, która wynosi dwie jednostki (liczba wodoru = 1). Na linii, obiegającej walec pod kątem  $45^\circ$  do jego podstawy, Chancourtois odznacza odcinki odpowiadające wartości równoważnika każdego pierwiastka, poczynając od wodoru. Śruba Chancourtois posiada ciekawą cechę: pionowo idące linje jednoczą na wykresie pierwiastki podobne. Zaznaczy się to najwyraźniej dla pierwszych dwóch biegów śruby (obwód walca podzielony jest na 8 pionowych pasów). Chancourtois pragnie, aby jego schemat mógł odegrać rolę „pięciolinjowego rejestru nut, na którymby ludzie nauki zechcieli notować rezultaty swoich badań eksperymentalnych i spekulacji teoretycznych“, Dla wartości „proporcjonalnych liczb“ niektórych pierwiastków Chancourtois bierze liczbę podwojoną, odpowiadającą ciężarowi atomowemu pierwiastka, koncepcji, którą dopiero Cannizzaro należycie wyświekli i rozpowszechni, wyciągając konsekwencje z postulatu Avogadry.

Powoli zarysowują się już kontury układu okresowego. Gdy Chancourtois kreśli rejestry nut, niezależnie od niego Newlands (1864) rozpoznaje, rzec można, pierwsze akordy domniemanej harmonji pierwiastków. Szereguje on pierwiastki podług wartości ich ciężaru atomowego (wynoszącego w pewnych przypadkach podwojony równoważnik) i porównywa ogólny charakter chemiczny pierwiastków i niektóre ich własności fizyczne. Okazuje się że „ósmy pierwiastek, poczynając od dowolnie obranego [w szeregu], jest to rodzaj powtórzenia pierwszego, podobnie jak ósma nuta w oktawie“. <sup>1)</sup> 1 marca 1866 roku na zebraniu Londyńskiego Towarzystwa Chemicznego Newlands podaje swój układ (patrz tablica 6).

Sam Newlands nadmienia o „paru lekkich przesunięciach“, jakim w tablicy musiały ulec niektóre pierwiastki.

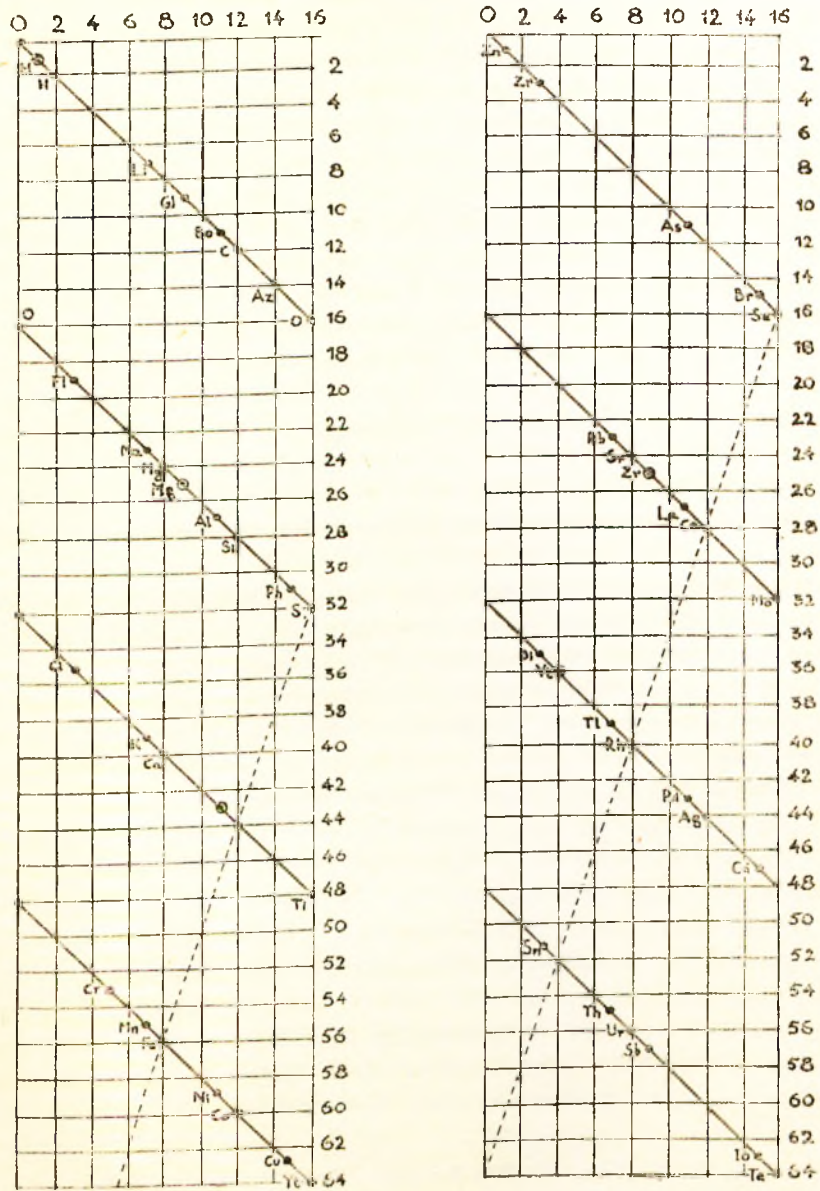
Surową była krytyka, która spotkała autora oktaw ze strony jednego z uczestników posiedzenia prof. G. C. Fostera. Ironizując w dyskusji nad pomysłem Newlands'a, zaznacza on, że wszelki

<sup>1)</sup> Chem. News. 10, 94 [1864].

Tablica 5.

SZKIC „SRUBY TELLURICZNEJ“

PODK. CHANCOURTOIS





układ z konieczności nasunie tu i ówdzie przypadkowy zbieg podobieństw, i zapytuje, czy autor nie rozpatrywał kiedykolwiek pierwiastków według alfabetycznego wykazu ich nazw <sup>1)</sup>).

W roku 1864 Lotarjusz Meyer w pierwszym wydaniu swej pracy: „Die modernen Theorien der Chemie und ihre Bedeu-

T a b l i c a 6.

Pierwiastki ułożone w oktawy.

	Nr.		Nr.		Nr.		Nr.		Nr.		Nr.		Nr.		
H	1	F	8	Cl	15	Co&Ni	22	Br	29	Pd	36	J	42	Pt&Ir	50
Li	2	Na	9	K	16	Cu	23	Rb	30	Ag	37	Cs	44	Os	51
G.Be)	3	Mg	10	Ca	17	Zn	24	Sr	31	Cd	38	Ba&V	45	Hg	52
Bo	4	Al	11	Cr	19	Y	25	Ce&La	33	U	40	Ta	46	Tl	53
C	5	Si	12	Ti	18	In	26	Zr	32	Sn	39	W	47	Pb	54
N	6	P	13	Mn	20	As	27	Di&Mo	34	Sb	41	Nb	48	Bi	55
O	7	S	14	Fe	21	Se	28	Ro&Ru	35	Te	43	Au	49	Th	56

tung für die chemische Statik“ (str. 135) układa niektóre pierwiastki w grupy, opierając się 1<sup>o</sup> na ich analogjach pod względem chemicznym, 2<sup>o</sup> na wartościowości, 3<sup>o</sup> na prawidłowościach obserwowanych we wzroście ciężaru atomowego; pozostawia przytem wolne miejsca w grupach pomiędzy niektórymi pierwiastkami.

W tym czasie rozpowszechniają się wśród uczonych wyniki klasycznych prac Stasa: *Recherches sur les rapports réciproques des poids atomiques* (Bull. de l'Acad. Royale de Belgique 1860) i *Nouvelles recherches sur les lois des proportions chimiques, sur les poids atomiques et leur rapports mutuels* (Mem. de l'Acad. Royale de Belgique 1865). Niemieckie tłumaczenie tych sprawozdań ukazuje się w r. 1867. Nietrudno domyśleć się wpływu, jaki mogły wyrzucić niesłychanie sumienne oznaczenia Stasa, na losy klasyfikacji pierwiastków, skoro dokładny ciężar atomowy miał stanowić niezbędny warunek prawidłowego ich uszeregowania.

<sup>1)</sup> J. W. Mellor. *Modern Inorganic Chemistry* 1920 str. 807.

W roku 1868 Meyer rozciąga swoją klasyfikację na 52 pierwiastki, wszakże z ogłoszeniem swej pracy zwleka do roku 1870.

Tkwiąca już w koncepcjach Chancourtois i Newlands'a okresowość własności znajdzie w tym roku piękną ilustrację w Meyerowskim wykresie krzywej objętości atomowej (patrz rys. 1), wszakże sam wyraz „zależność okresowa“ padnie wcześniej z ust Mendelejewa.

W marcu 1869 roku ukazuje się w Rosyjskiem Towarzystwie Chemicznem złożony przez D. I. Mendelejewa komunikat: „o sootnoszenii swojstw s atomnym wiesom elementow“, a wkrótce potem otrzymuje świat naukowy od rosyjskiego uczonego najsmielej ujętą, rozwiniętą najobszerniej i najszczegółowiej opracowaną ze wszystkich ogłaszanych do tego czasu klasyfikacji pierwiastków.

## 2. Podstawa klasyfikacji Mendelejewa.

Wygłaszając w roku 1889 na zaproszenie Londyńskiego Towarzystwa Chemicznego odczyt faradayowski, Mendelejew sam wylicza okoliczności, które sprzyjały pojawieniu się w roku 1869 jego naturalnej klasyfikacji <sup>1)</sup>.

„Rozpamiętując okres, ukończony wraz z szóstym dziesięcioleciem bieżącego wieku, wydaje mi się właściwem zaznaczenie trzech szeregów danych, bez których prawo okresowe nie mogło być odkryte, a które czynią jego pojawienie się rzeczą naturalną i zrozumiałą.

Po pierwsze i przede wszystkim w tym wreszcie czasie poznano dokładnie liczbowe wartości ciężarów atomowych..., po wtóre badania, przeprowadzone w okresie 1860–1870, a nawet w poprzednim dziesięcioleciu, wskazywały z całą oczywistością, iż stosunkiem ciężarów atomowych rządzi jakieś ogólne i proste prawo..., trzecią okolicznością, która sprzyjała zrozumieniu periodyczności pierwiastków, było nagromadzenie pod koniec szóstego dziesięciolecia nowych wiadomości o pierwiastkach rzadkich, wiadomości, które rzuciły światło na ich różnorakie stosunki wzajemne, jak również do innych pierwiastków“.

Odbiegając od chronologicznego biegu naukowych wydażeń, zapożyczmy z jednego z późniejszych (szóstego) wydań

<sup>1)</sup> Pattison Muir. A History of Chemical Theories and Laws str. 362.

książki Mendelejewa: „Osnowy Chirii“ wyszczególnienie tych własności, które autor bierze pod rozwagę, gdy wyprowadza naturalną czyli wszechstronnie ujętą klasyfikację pierwiastków.

W celu porównania pierwiastków nie wystarczy, mniema Mendelejew, opierać się jedynie na ich własnościach chemicznych. Podobieństwo na tem polu może być nazbyt wielokierunkowe. Naprzykład lit lub bar z pewnych cech chemicznych przypominają sód i potas, z pewnych innych magnez i wapń. Chcąc klasyfikować pierwiastki, musimy szukać oparcia na cechach, które są dostępne pomiarowi, czyli ilościowemu określeniu. Do takich Mendelejew zalicza 1<sup>o</sup> izomorfizm, czyli podobieństwo formy krystalicznej i z niem związaną zdolność do tworzenia równopostaciowych (izomorficznych) mieszanin, 2<sup>o</sup> objętościowy stosunek analogicznych połączeń rozważanych pierwiastków, 3<sup>o</sup> chemiczny skład tych związków, które posiadają charakter soli, 4<sup>o</sup> wagowy stosunek atomów pierwiastków.

Izomorfizm został wykryty przez Mitscherlicha w roku 1819, gdy ten, porównując postać krystaliczną pewnych fosforanów i arsenianów, znalazł, iż postać jest jednakowa pomimo, iż jedna serja soli zawiera fosfor, a druga arsen. W roku 1821 Mitscherlich wypowiada ogólne prawo, wiążące formę krystaliczną ze składem chemicznym<sup>1)</sup>. „Jednakowa liczba atomów zjednoczonych w ten sam sposób wytwarza tę samą krystaliczną postać; tożsamość krystalicznej postaci nie zależy od chemicznej natury atomów, lecz wpływa jedynie z ich liczby i położenia względnego“.

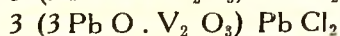
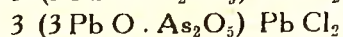
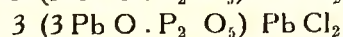
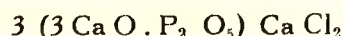
Różnica składu w obrębie seryj izomorficznych polega na podstawieniu atomu jednego pierwiastka (przykład: węglany wapnia, strontu, ołowiu) lub dwóch (ałuny  $Me^I Me^{III} (SO_4)_2 \cdot 12 H_2O$ ). Jak widzimy, sama definicja Mitscherlicha nie pozwala na wysnuwanie ze zjawisk izomorfizmu jakiegokolwiek argumentu na rzecz tej lub innej klasyfikacji. Cóż bowiem z tego, że zjawisko daje w postaci pomiaru kątów dwuściennych tak cenny ilościowy sprawdzian podobieństwa, jeżeli samo podobieństwo obejmuje liczbę pierwiastków zbyt wielką, jeżeli jest nie mniej różnokierunkowe od jakościowych podobieństw. Niepodobna zatem zgodzić się z Mendelejewem na wyższość, jaką ten uczoney daje zasadzie izo-

<sup>1)</sup> Według Pattison'a Muira: A History of Chemical Theories and Laws.

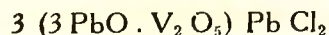
morfizmu nad innymi zasadami w klasyfikowaniu gatunków materji.

Zasada izomorfizmu oddaje usługi w innym znaczeniu. Wyświetla ona niekiedy wartościowość atomu, a na podstawie znanego równoważnika pierwiastka, wyświetla także ciężar atomowy.

W tym to sensie naprzykład ustalenie zjawiska izomorfizmu siarczków miedziawego i srebrowego doprowadziło Dumas'a w roku 1836 do nadania siarczowi srebra wzoru  $\text{Ag}_2\text{S}$  (na podobieństwo  $\text{Cu}_2\text{S}$ ), a stąd do podwojenia używanego podówczas ciężaru atomowego srebra. Izomorfizm apatytu, piromorfitu, mimetyzytu i wanadynu, których skład chemiczny był rozumiany w połowie ubiegłego wieku jako



skłania Roscoe'a w roku 1868 do przeprowadzenia pracowitych badań, których wynikiem (i celem) było ustalenie dla wanadynu wzoru:

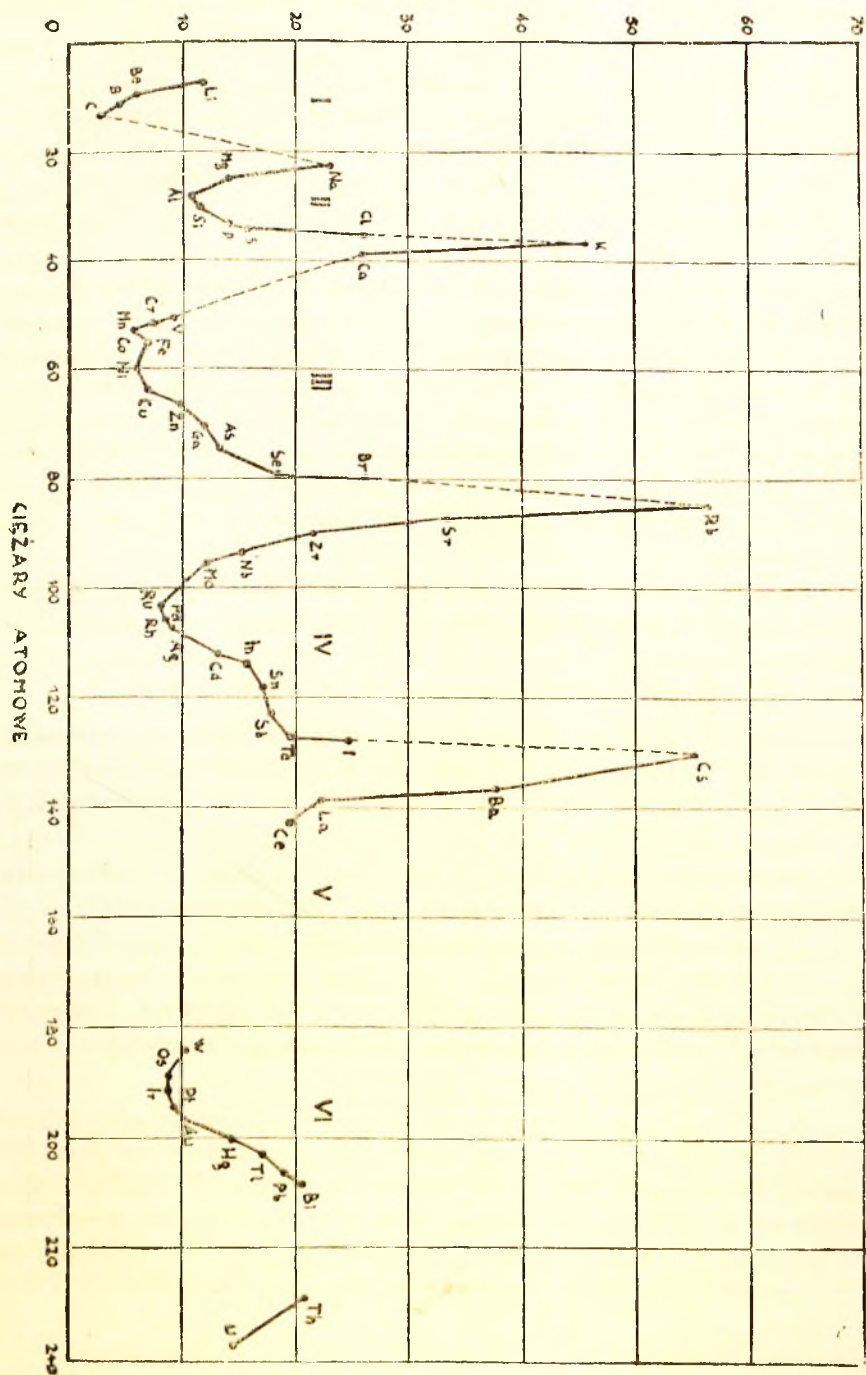


i zastąpienie podanego przez Berzeliusa ciężaru atomowego wanadu 68,5 wartością 51,2 (akceptowana dzisiaj wynosi 50,96). Błąd Berzeliusa płynął stąd, że brał on tlenek wanadu  $\text{V}_2\text{O}_3$  za sam wanad.

Objętość atomowa, to znaczy objętość zajmowana przez jeden gram atom pierwiastka w stanie skupienia stałym, stanowi drugą cechę, dobrze, zdaniem Mendelejewa, nadającą się do celów klasyfikacji pierwiastków. Jest to iloraz z wyrażonego w gramach ciężaru atomowego przez ciężar właściwy ciała prostego; obie wielkości są dostępne dokładnemu pomiarowi i obie posiadają dla każdego pierwiastka wartość odmienną.

Rysunek 1 przedstawia wykres zależności istniejącej pomiędzy objętością atomową, a ciężarem atomowym pierwiastków. Od czasów Lothara Meyera, autora wykresu (1870), do dnia dzisiejszego pozostaje ten obraz najjaskrawszą ilustracją okresowej zależności, istniejącej pomiędzy wartością liczbową pewnej cechy fizycznej, a ciężarem atomowym pierwiastka.

R y s u n e k 1.  
OBJĘTOŚCI ATOMOWE



Rozpatrując rysunek, widzimy, że w każdym okresie objętość atomowa, najwyższa dla rozpoczynającego szereg metalu alkalicznego, maleje ku połowie okresu, potem wzrasta ku końcowemu pierwiastkowi okresu — chlorowcowi.

Liczba pierwiastków, które tworzą okres, nie wpływa na charakter krzywej. Najmniejsza wartość objętości atomowej odpowiada środkowym pierwiastkom okresu, zatem węglowi i glinowi w okresach pierwszym i drugim, żelazowcom w trzecim, platynowcom w czwartym i piątym.

Jakkolwiek oczywistą jest okresowa zależność objętości atomowej od atomowego ciężaru, trudnoby jednak nadać tej zależności formę wzoru matematycznego, chociażby z tego względu, że dla wartości ciężaru właściwego pewnych pierwiastków, np.: chloru i bromu musimy brać liczbę, odpowiadającą temperaturze niższej, aniżeli dla innych pierwiastków; dowolnie też za ciężar właściwy niektórych ciał prostych bierzemy ciężar właściwy ich najcięższej odmiany alotropowej np.: dla węgla — ciężar właściwy djamentu.

Podobną do przytoczonej przed chwilą periodyczną zależność dostrzegamy także, zestawiając dla tak samo uszeregowanych pierwiastków ciężary właściwe analogicznych związków, np.: chlorków, pochodnych metalo-organicznyc i innych.

Właśnie na prawidłowości tego rodzaju oparł się Mendelejew, obliczając ciężar właściwy niektórych połączeń tych pierwiastków, których istnienie przewidywał na mocy prawa okresowego.

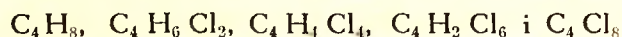
Inne fizyczne własności ciał prostych, jak twardość, temperatura topnienia, lotność, współczynnik rozszerzalności, ciągliwość, również odpowiadają prawu okresowemu.

Za okresowością zmian przemawiają także dane termodynamiczne. A więc ciepło tworzenia się chlorków (Laurie 1882) zmienia się w zależności okresowej od ciężaru atomowego pierwiastków, podobnie też ciepło tworzenia się tlenków.

#### Typy połączeń chemicznych.

W r. 1840 Dumas bodaj po raz pierwszy określa bliżej pojęcie typu chemicznego. Mówi on: „Uważam te substancje za należące do jednego typu chemicznego, które zawierają jednakową ilość równoważników, zjednoczonych w ten sam sposób, tak że połączenia posiadają te same podstawowe własności che-

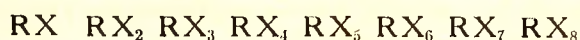
miczne". Pojęcie typu Dumas rozciąga na szeregi związków organicznych, określając np. związki



jako należące do jednego typu. We wszystkich przytoczonych tu związkach na pewną ilość węgla przypada niezmienna ilość równoważników (osiem).

Mendelejew przenosi pojęcie typu z dziedziny związków węgla na inne pierwiastki, określając związki, zawierające jednakową ilość równoważników, jako związki jednakowe formą, kształtem.

W tym sensie rozróżnia on 8 chemicznych form

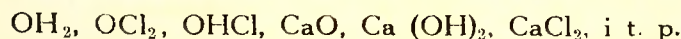


w tych wzorach R oznacza atom rozpatrywanego pierwiastka, X—atom dowolnego jednowartościowego pierwiastka, bądź równoważną mu grupę atomową, bądź wreszcie równoważną liczbę atomów wielowartościowego pierwiastka.

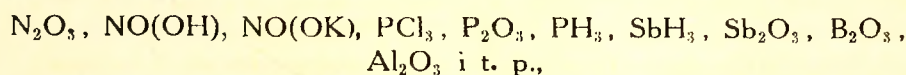
Do typu pierwszego należeć będą związki



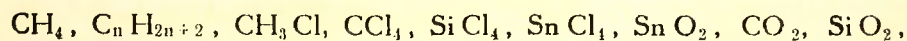
do typu drugiego



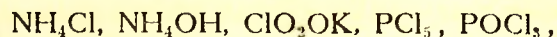
do trzeciego



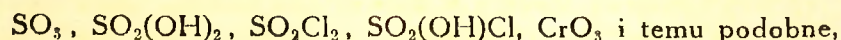
do czwartego



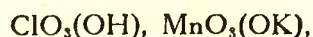
forma  $RX_5$  nie obejmuje wodorków; oto przykłady związków tego typu:



forma  $RX_6$  nie obejmuje wodorków ani chlorków (wyjątek stanowi  $WCl_6$ ):



forma  $RX_7$  reprezentowana jest jedynie przez kwas nadchlorowy i nadmanganowy oraz ich pochodne



formę  $RX_8$  spotykamy jedynie w związkach  $OsO_4, RuO_4$ .

Z pośród tlenków różnych pierwiastków, możemy rozmieścić w ramach wyszczególnionych 8 typów, tlenki, zdolne do tworzenia soli. Możemy i tu, jak w typach związków organicznych Dumasa'a, zauważyć podobieństwo podstawowych własności chemicznych, istniejące w obrębie jednego typu. Wyrazi się ono przede wszystkim w tem, co zwykle nazywamy chemicznym charakterem tlenków, rozumiejąc ten charakter jako przynależność tlenku do tej lub owej z dwóch przeciwstawnych sobie grup ciał: zasad i kwasów (patrz tabl. 7).

T a b l i c a 7.

Typ	Sole	Wodorotlenki	Charakter wodorotlenków
$R_2O$	$RX$	$ROH$	z nielicznymi wyjątkami ( $Cl_2O, N_2O$ ) silnie zasadowy
$RO$	$RX_2$	$R(OH)_2$	zasadowy (z drobnymi wyjątkami)
$R_2O_3$	$RX_3$	$R(OH)_3, RO(OH)$	słabe zasady $Al_2O_3, Fe_2O_3, Ti_2O_3$ , b. słabe kwasy $P_2O_3, P(OH)_3$
$RO_2$	$RX_1, ROX_2$	$R(OH)_1, RO(OH)_2$	b. słabe zasady $ZrO_2, PtO_2$ słabe kwasy $CO_2, SnO_2, SO_2$
$R_2O_5$	$ROX_3, RO_2X, RX_5$ (rzadko)	$RO(OH)_3, RO_2OH$	zasadowy jedynie w $NH_4Cl$ , kwasy $N_2O_5, P_2O_5, Cl_2O_5$
$RO_3$	$RO_2(OX)_2$	$RO_2(OH)_2$	b. słabe zasady $UO_3$ , kwasy $SO_3, CrO_3, MnO_3$
$R_2O_7$	$RO_4OX$	$RO_3(OH)$	tlenki kwasowe $Cl_2O_7, Mn_2O_7$ ; zasadowe równie rzadkie, jak w typie $R_2O$ kwasowe
$RO_4$			typ rzadki ( $OsO_4, RuO_4$ ), kwasy.

Z zestawienia typów tlenków, soli i wodorotlenków wynika, co następuje:

1° nie znamy pierwiastka, którego atom przyłączałby więcej nad 4 atomy tlenu, albowiem najwyżej utlenione tlenki odpowiadają typowi  $RO_4$ , również najbogatsze w tlen wodorotlenki (kwasy) posiadają wzory:  $HClO_4, H_2SO_4, H_3PO_4$ ;

2° liczba atomów wodoru w najwyższym wodorotlenku równa jest liczbie atomów tego pierwiastka w odpowiednim wodorku.



wodorek	najwyższy wodorotlenek	najw. tlenek	ilość równoważników wodoru i tlenu	
			w wodorku	w tlenku
SiH <sub>4</sub>	H <sub>4</sub> SiO <sub>4</sub>	SiO <sub>2</sub>	4	4
PH <sub>3</sub>	H <sub>3</sub> PO <sub>4</sub>	P <sub>2</sub> O <sub>5</sub>	3	5
H <sub>2</sub> S	H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	SO <sub>3</sub>	2	6
HCl	HClO <sub>4</sub>	Cl <sub>2</sub> O <sub>7</sub>	1	7

Uogólniając powyższe zestawienie, otrzymujemy wzory:

wodorek	najwyższy wodorotlenek	najwyższy tlenek
2RH <sub>n</sub>	2H <sub>n</sub> RO <sub>4</sub>	2H <sub>n</sub> RO <sub>4</sub> - nH <sub>2</sub> O = R <sub>2</sub> O <sub>8-n</sub>

Jeżeli uwzględnimy, że we wzorach wodorku i najwyższego tlenku



liczba 2 przy R (up. 2R lub R<sub>2</sub>) odpowiada wartościowości tlenu, czyli liczbie atomów wodoru, odpowiadającej jednemu atomowi tlenu, możemy sumę  $n + 8 - n$  uważać za sumę nie atomów, lecz całkowitych równoważników wodoru i tlenu, a stąd wywnioskować prawo:

Suma całkowitych równoważników wodoru i tlenu, połączonych w wodorku i najwyższym tlenku z jednym równoważnikiem pierwiastka równa się ośmiu.

Możemy to inaczej sformułować: wartościowość pierwiastka względem wodoru jest dopełnieniem do ośmiu jego wartościowości względem tlenu.

Przykłady:	SiH <sub>4</sub>	SiO <sub>2</sub>	4 + 2 · 2 = 8
	PH <sub>3</sub>	P <sub>2</sub> O <sub>5</sub>	3 + 5 = 8
	SH <sub>2</sub>	SO <sub>3</sub>	2 + 2 · 3 = 8
	HCl	Cl <sub>2</sub> O <sub>7</sub>	1 + 7 = 8

Maksymalna, graniczna liczba atomów jednowartościowego pierwiastka, którą przyłącza atom danego pierwiastka, stanowi cechę charakterystyczną dla całego szeregu grup.

Wystąpi ona wyraźnie w rodzinie chlorowców, potasowców, wapniowców. W tem samym znaczeniu dadzą się zgromadzić w jedną grupę homologi tlenu, azotu, węgla.

Ani jednak podobieństwo chemicznych cech, ani podobieństwo typu związków nie stanowi dostatecznie trwałej podstawy

do klasyfikowania pierwiastków. Należy tu bowiem obrać cechę posiadającą charakter ścisły i niezmienny.

Taką ilościową cechą jest ciężar atomowy pierwiastka. Jest to względna masa jego atomu. Mendelejew pierwszy wypowiada twierdzenie, że własności ciał prostych, jak również typ i własności połączeń pierwiastków zachowują zależność periodyczną od ciężaru atomowego, lub, wyrażając się algebraicznie, stanowią funkcję okresową tej wielkości.

Wyżej wspomniana funkcja nie jest jednak ciągła (ciężary atomowe wzrastają skokami) i nie może być ciągła. Gdyby dajmy na to w szeregu pomiędzy (C) i (F) opr. (N) i (O) istniał jeszcze jaki pierwiastek przejściowy, musiałby jego wodorek zawierać ułamkową ilość atomów wodoru co byłoby sprzeczne z Daltonowskim prawem wielokrotności.

Przytoczone wyżej rozumowania legły u podstaw układu Mendelejewa. Pierwszą wersję tego układu daje tablica 8. Zatrzymajmy się teraz przez chwilę na drugiej wersji klasyfikacji Mendelejewa (tablica 9).

Szeregi pionowe, oznaczone tu cyframi rzymskimi od I do VIII, odpowiadają omówionym wyżej ośmiu typom najwyższych tlenków. Pierwiastki, najbardziej zbliżone do siebie ciężarem atomowym, znajdują miejsce tuż obok siebie w jednym z dwunastu szeregów poziomych, oznaczonych cyframi arabskimi.

Pierwiastki, należące do rozmaitych szeregów ale tworzące jeden szereg pionowy czyli grupę, podobne są z typu tlenków i związków granicznych, wszakże, poczynając od szeregu czwartego, ich ogólne podobieństwo chemiczne różniczkuje się, zaznacza się bowiem wyraźnie tylko dla pierwiastków 4, 6, 8, 10 i 12 szeregu, czyli parzystych z jednej strony, z drugiej zaś dla pierwiastków szeregu 3, 5, 7, 9, 11, czyli szeregów nieparzystych. W ten sposób każda grupa, poczynając od szeregu 4, rozdwaja się na dwie kolumny. Każdy z trzech pierwszych szeregów tworzy sam przez się okres mały, następnie, od czwartego począwszy, każdy parzysty szereg łączy się z nieparzystym na okres duży. Pierwiastki pierwszych dwóch szeregów, jakkolwiek posiadają cechy wspólne z innymi pierwiastkami, występującymi w obrębie tej samej grupy, odróżniają się jednak od nich pewnymi osobliwościami. Te pierwiastki najłżejsze nazywa Mendelejew „typowymi“ pierwiastkami (nazwalibyśmy je raczej naczelnymi pierwiastkami grup).



nie, duży ciężar atomowy i położenie w parzystym szeregu a bliżej ku początkowi okresu — zasadowemu charakterowi tlenków.

Zdolność do łatwego tworzenia wodoru ( $RH$ ,  $RH_2$ ,  $RH_3$ ,  $RH_4$ ) posiadają te pierwiastki „typowe“ przytem szeregów nieparzystych, które z tlenem dają połączenia odpowiednio:  $R_2O_7$ ,  $RO_3$ ,  $R_2O_5$  i  $RO_2$  — zatem pierwiastki należące do wyższych (IV—VIII) grup układu.

T a b l i c a 9.

## OKRESOWY UKŁAD MENDELEJEWA W R. 1871

SZEREK	GRUPA I $R^+O$	GRUPA II $RO$	GRUPA III $R^2O^3$	GRUPA IV $RH^2$ $RO^2$	GRUPA V $RH^3$ $R^2O^5$	GRUPA VI $RH^4$ $RO^3$	GRUPA VII $RH$ $R^2O^7$	GRUPA VIII $RO^6$
1	H-1							
2	Li-7	Be-9 <sup>4</sup>	B-11	C-12	N-14	O-16	F-19	
3	Na-23	Mg-24	Al-27 <sup>3</sup>	Si-28	P-31	S-32	Cl-35 <sup>5</sup>	
4	K-39	Ca-40	—-44	Ti-48	V-51	Cr-52	Mn-55	Fe-56 Co-59 Ni-59 Cu-63
5	(Cu-65)	Zn-65	—-68	—-72	As-75	Se-78	Br-80	
6	Rb-85	Sr-87	?Yt-88	Zr-90	Nb-94	Mo-96	—-100	Ru-104 Rh-104 Pd-106 Ag-108
7	(Ag-108)	Cd-112	In-115	Sn-118	Sb-122	Te-125?	I-127	
8	Cs-133	Ba-137	?Di-138	?Ce-140	—	—	—	
9	(—)	—	—	—	—	—	—	
10	—	—	?Er-178	?La-180	Ta-182	W-184	—	Ox-195 Ir-197 Pt-198 Au-199
11	(Au-199)	Hg-200	Tl-204	Pb-207	Bi-208	—	—	
12	—	—	—	Th-231	—	U-240*	—	—

Metaloorganiczne połączenia znane są w obrębie pierwiastków szeregów nieparzystych, przytem należą one do tegoż typu, co odpowiednie tlenki [ $ZnO$ ,  $Zn(C_2H_5)_2$ ].

Różnica ciężarów atomowych na odległości jednego wielkiego okresu wynosi około 45.

Zastanówmy się teraz, jakie jest praktyczne zastosowanie układu?

Otóż polega ono przedewszystkiem na tem, że na podstawie położenia pierwiastka w układzie, możemy określić ciężar atomowy oraz ważniejsze ilościowe i jakościowe własności pierwiastka, jego chemiczne analogje, wzór najwyższego tlenku, wodoru i t. d. Nie trudno np. byłoby znaleźć (przynajmniej

w przybliżeniu) ciężar atomowy jakiegoś pierwiastka, dajmy na to selenu. Powinien on równać się średniej arytmetycznej ciężarów atomowych arsenu, bromu, siarki i telluru, czyli  $\frac{75 + 80 + 32 + 125}{4} = 78$ , rzeczywiście wynosi 79<sup>1)</sup>.

Moglibyśmy także wyznaczyć wzór wodorku selenu, jeżeli bowiem arsenowodór posiada wzór  $\text{AsH}_3$  a bromowodór  $\text{BrH}$ , wzór selenowodoru powinien brzmieć  $\text{SeH}_2$ . Podobne ilościowe określenia, robione jedynie na podstawie położenia pierwiastka w układzie, mogłyby dotyczyć również fizycznych własności selenu i jego połączeń.

### 3. Przyczyna wykrytych prawidłowości.

Mendelejew próbuje odpowiedzieć na pytanie, dlaczego własności pierwiastka zależne są od jego masy atomowej. Upatruje on analogję pomiędzy atrakcją chemiczną a ciężeniem powszechnym, przytacza przykłady, gdzie jednakowa wartość masy cząsteczkowej ( $\text{N}_2$  i  $\text{CO}$ ) idzie w parze z podobieństwem cech fizycznych (gęstość, skraplanie, ciepło właściwe). Tak samo, twierdzi Mendelejew, niewielka różnica masy atomowej żelaza, kobaltu i niklu, lub rutenu, rodu, palladu, lub wreszcie osmu, irydu i platyny, stanowi o wielkiem podobieństwie istniejącem pomiędzy pierwiastkami tych trójek.

Wywody Mendelejewa, przytaczane w celu uzasadnienia przyczyny zależności pomiędzy własnościami pierwiastka a jego ciężarem atomowym mogą, jak wszelkie analogje, zagrzewać do nowych badań, wszakże nie posiadają mocy argumentu. Jego powoływanie się na ogólną fizyko-mechaniczną zasadę korelacji, zamienności (prewraszczajemosti) i równoważności sił przyrody, niczego jeszcze nie wyjaśnia.

Zagadnienie przyczyny zależności wogóle, a tembardziej zależności perjodycznej pozostaje w rozpatrywanym tu okresie czasu zagadnieniem otwartem.

### 4. Triady grupy ósmej.

Na skrzyżowaniu grupy oznaczonej liczbą rzymską i szeregu oznaczonego cyfrą arabską (patrz tabl. 9) układ przewiduje miej-

<sup>1)</sup> Dziś obrachunek dawałby  $\frac{74,96 + 79,916 + 32,064 + 126,92}{4} = 78,47$ , a ciężar atomowy selenu wynosi 79,2.

sce dla jednego tylko pierwiastka. Wyjątek stanowi grupa VIII. Jak wiadomo, pierwiastki należące do tej grupy posiadają maksymalną wartościowość względem tlenu równą 8, własnościami zaś tak są zbliżone do siebie zarówno w pionowym jak i w poziomym kierunku, że nicby nie usprawiedliwiałoby tworzenia dla nich trzech oddzielnych grup zamiast jednej. Z innej znów strony przeniesienie tych pierwiastków do następnego szeregu zmąciłoby prawidłowość, panującą w obrębie wszystkich innych grup układu. Zaszła konieczność obsadzenia odpowiednich krutek tablicy trójkami pierwiastków, czyli triadami

Fe	Co	Ni
Ru	Rh	Ph
Os	Ir	Pt

W obrębie metali ziem rzadkich, z których cztery tylko były znane Mendelejewowi, pozostawia on w szeregu ósmym trzy wolne miejsca dla odpowiedniej triady. Miedź, srebro i złoto, początkowo umieszczane przez Mendelejewa w grupie VIII, (patrz tabl. 8) znalazły się potem w grupie I jako kolumna *b* tej grupy.

##### 5. Wolne miejsca w układzie.

Tablica Mendelejewa z roku 1871 (patrz tabl. 8 i 9) zawiera jedno miejsce wolne w szeregu czwartym pomiędzy wapniem i tytanem i dwa w szeregu piątym pomiędzy cynkiem i arsenem. Łatwo zrozumiemy tu myśl autora tablicy, jeżeli zważymy, że przesunięcie następujących po wapniu pierwiastków o jedno miejsce w lewo sprawiłoby poważne zmącenie układu; wszystkie bowiem grupy gromadziłyby wówczas pierwiastki mało do siebie podobne, gdy znowu pierwiastki ze wszechmiar podobne znalazłyby się w różnych grupach układu. Dla tejże przyczyny znajdujemy jedno wolne miejsce w układzie pomiędzy molibdenem i rutenem. W szeregach ósmym, dziewiątym i dziesiątym widzimy w pierwszej wersji tablicy (patrz tabl. 8) w granicach pomiędzy barem i tantalem cztery znane podówczas pierwiastki, dydym (późniejsze praeodym i neodym) cer, erb i lantan oraz 15 miejsc wolnych. O umieszczeniu tantalu w grupie V we wspólnej kolumnie z wanadem i niobem decydowały wzory jego tlenków, zaś brak połączenia  $TaH_3$  mówił o tem, że pierwiastek tantal należy do parzystego szeregu. Na tej podstawie Mendelejew

pozostawia między barem i tantalem 19 miejsc (tyleż, ile pomiędzy wapniem i niobem w okresie 4—5), z tych cztery miejsca obsadza wymienionymi wyżej rzadkimi metalami.

Podobieństwo wolframu do molibdenu i chromu, osmu zaś do rutenu i żelaza — każe pozostawić jedno wolne miejsce pomiędzy wolframem i osmem. Dalej wspólne cechy, jakie łączą tor z cyrkonem i tytanem, uran zaś ze wspomnianymi wyżej pierwiastkami kolumny chromu, tłumaczy, dlaczego pozostawiamy pięć wolnych miejsc pomiędzy bizmutem i torem i jedno pomiędzy tym ostatnim i uranem. Ogólna zatem liczba wolnych miejsc w układzie Mendelejewa pomiędzy wodorem i uranem wynosiła w roku 1871 dwadzieścia sześć.

#### 6. Niedopatrzone dotąd analogje.

Wprowadzenie układu okresowego zachęciło do baczniejszego porównywania pierwiastków, umieszczonych we wspólnej kolumnie lub grupie. Wyszły na jaw liczne, niepodejrzewane dotąd analogje pomiędzy pierwiastkami, naprzykład pomiędzy cyną, a ołowiem, borem a glinem, kadmem a rtęcią.

#### 7. Rewizja ciężaru atomowego berylu, indu, uranu, itru i metali ziem rzadkich.

Wodorowy równoważnik indu, równy 37,7, daje kilka wartości ciężaru atomowego zależnie od tego, jaką wartościowość nadamy atomowi indu: zatem 37,7, w razie gdy wzór tlenku indu wyrazimy jako  $\text{In}_2\text{O}$ , 75,4, jeżeli wzór ten wyrazimy jako  $\text{InO}$ , 113,1 jeżeli będziemy go uważali za  $\text{In}_2\text{O}_3$  i t. d. Wspólne z cynkiem występowanie tego metalu przemawiało za wzorem  $\text{InO}$ . Wszakże miejsca II,5 (C. at = 65) i II,6 (C. at = 87) obsadzone były cynkiem i strontem; pierwiastek o ciężarze atomowym = 75,4, zatem odpowiednio do tego ciężaru położony pomiędzy arsenem i selenem, nie mógł tworzyć tlenku o wzorze  $\text{RO}$ . Natomiast w grupie III i szeregu 7 pozostawało wolne miejsce dla trójwartościowego pierwiastka pomiędzy kadmem (Cd—112) i cyną (Sn—118). Przenaczając to miejsce dla indu, Mendelejew określa ciężar atomowy indu — 113,1 (obecnie uznany za 114,8).

Ciężar atomowy uranu, uważany od chwili wyodrębnienia tego pierwiastka przez Peligot'a do czasów Mendelejewa za 120,1, odpowiadał wzorom tlenków  $\text{UO}$ ,  $\text{U}_2\text{O}_3$ , i  $\text{U}_3\text{O}_4$ , kształtowanym na podobieństwo tlenków towarzyszącego uranowi żela-

za  $\text{FeO}$ ,  $\text{Fe}_2\text{O}_3$ ,  $\text{Fe}_3\text{O}_4$ . Jednak brak wolnego miejsca pomiędzy cyną i antymonem, których znowu położenie w grupie IV i V nie mogło budzić wątpliwości, skłonił Mendelejewa (1871) do podwojenia ciężaru atomowego uranu. Cały szereg analogii, istniejących pomiędzy pierwiastkami kolumny Cr, Mo, W, U, również wysoki ciężar właściwy uranu (podobnie jak wolframu), usprawiedliwiały to podniesienie ciężaru atomowego. Wielkość ciężaru cząsteczkowego związków  $\text{UCl}_4$  i  $\text{UBr}_4$ , oznaczona w r. 1881 przez Zimmermanna na podstawie gęstości pary tych połączeń, przyczyniła się ostatecznie do ustalenia ciężaru atomowego uranu, jako 240 (obecnie 238,17). Tak samo wzór tlenku itru, znany do r. 1870 jako YO, Mendelejew po sprawdzeniu wodorowego równoważnika itru ( $= 29,3$ ), przekształcił w  $\text{Y}_2\text{O}_3$ . To mu dało możliwość umieszczenia itru na wolnym miejscu, które pozostawało w układzie pomiędzy strontem a cyrkonem. Jako pierwiastek dwuwartościowy itr nie znajduje miejsca w grupie II ( $Y = 58,6$ ), jako trójwartościowy ( $Y = 88$ ), dobrze odpowiada położeniu w grupie III.

Podobne rozumowania wpłynęły na zmianę ciężarów atomowych lantanu, iterbu i ceru. Umieścił je Mendelejew w III i IV grupach układu. Także beryl, uważany od początku XIX w. za pierwiastek trójwartościowy, ostatecznie uznany został za dwuwartościowy i umieszczony w grupie II.

#### 8. Przewidziane przez Mendelejewa pierwiastki.

Mendelejew dobrze sobie zdawał sprawę, że o słuszności jego założenia przede wszystkim zadecydują odkrycia nowych pierwiastków. Osnuła na ciężarze atomowym i perjodycznej zmienności cech klasyfikacja wtedy wyjdzie zwycięsko z próby, gdy zostanie wykryty pierwiastek, którego własności okażą się zgodne z własnościami hipotetycznego pierwiastka, wynikającymi z położenia w układzie.

Nazwę pierwiastka hipotetycznego kształtuje Mendelejew według nazwy pierwiastka, umieszczonego w tejże grupie w przedostatnim (względem wolnego miejsca) szeregu, dodając do tej nazwy przystawkę eka, dwi, tri (sankryckie jeden, dwa, trzy), zależnie od liczby łączących je podwójnych szeregów poziomych, a że pierwsze trzy okresy nie mieściły pierwiastków hipotetycznych, zależnie od liczby wielkich okresów, które dzielą dany pierwiastek hipotetyczny od pierwiastka, od którego zapożyczył nazwy.



Pierwiastkowi, brakującemu pomiędzy wapniem i tytanem nadał Mendelejew nazwę ekaboru (Eb), pierwiastkom położonym pomiędzy cynkiem i arsenem — nazwy ekaglinu (Ea) i ekakrzemu (Es).

Wyżej na przykładzie selenu podaliśmy metodę, stosowaną przez Mendelejewa, gdy chodziło o obliczenie wartości cech fizycznych pierwiastka i jego związków, wynikających z jego położenia w tablicy. Rozumując w przytoczony wyżej sposób, Mendelejew określił chemiczny charakter trzech wymienionych pierwiastków hipotetycznych i podał dla fizycznych cech tych pierwiastków następujące liczby:

Ekabor (Eb) powinien posiadać ciężar atomowy 44, jego tlenek — ciężar właściwy 8,5.

Ekaglin (Ea) o ciężarze atomowym bliskim 69 powinien tworzyć tlenek typu  $R_2O_3$  na podobieństwo glinu. Tlenek ten powinien łatwiej ulegać redukcji, niż tlenek glinu, zaś charakter powinien mieć słabo zasadowy. Objętość atomowa metalu wyniesie blisko 12 (Zn—9,2, As—18, Al—11, In—14). Ciężar właściwy metalu  $\frac{69}{12} = 5,9$  (w przybliżeniu). Ponieważ cynk jest bardziej lotny aniżeli magnez, zatem ekaglin powinien być lotniejszy od glinu. Może uda się wykryć ekaglin w drodze analizy spektralnej.

Ekakrzem (Es), położony w układzie pomiędzy krzemem u góry i cyną u dołu, cynkiem z lewej i arsenem z prawej strony, powinien posiadać ciężar atomowy bliski 72; tlenki —  $EsO$  i  $EsO_2$ , Związki typu  $EsX_4$  trwalsze, —  $EsX_2$  mniej trwałe; jego związek  $Es(C_2H_3)_4$  wrze w  $160^\circ$ ,  $EsCl_4$  — w  $90^\circ$ , c. wł. 1, 9.  $EsO_2$  jest bezwodnikiem słabego koloidalnego kwasu,  $EsS_2$  przypomina  $SnS_2$  i rozpuszcza się w siarczku amonowym. Ciężar właściwy ciała prostego Es wynosi 5,5, tlenku ( $EsO_2$ ) 4,7 i t. d. (patrz tablica 10).

T a b l i c a 10.

	Eb	Sc	Ea	Ga	Es	Ge
Ciężar atomowy pierwiastka	44	44	69	69,9	72	72,3 obec. (72,6)
Lotność pierwiastka	wyższa niż glinu					
Objętość atomowa ciała prostego	12					
Ciężar właściwy ciała prostego	8,5		5,9	5,9	5,5	5,469
Wzór tlenków	$Sc_2O_3$		$Ea_2O_3$	$Ga_2O_3$	$EsO, EsO_2$	$GeO, GeO_2$
Chemiczny charakter tlenków			słabo zasad.	słabo zas.	$EsO_2$ słabo kwasowy	$GeO_2$ bezwodnik kwasu, rozpuszczalny w gorącej wodzie
Ciężar właściwy tlenków					4,7	4,703
Temp. wrzenia chlorku					$EsCl, 90^\circ$	$GeCl, 86^\circ$
Ciężar właściwy tegoż połączenia					1,9	1,887
Charakter siarczków					$Es_2S_2$ rozp. się w siarczku amonu	$GeS_2$

### 9. Odkrycie galu, skandiu i germanu

Przewidywania Mendelejewa po raz pierwszy miały się sprawdzić w r. 1875.

W tym roku Lecoq de Boisbaudran wykrywa w blendzie cynkowej z Pierrefite w Pirenejach nowy pierwiastek. Mianowicie odróżnia on w tym mineralu na tle widma cynku, kadmu i indu nowe linie, które przypisuje nieznanemu dotąd pierwiastkowi; stwierdza, że węglan baru strąca tlenek wykrytego pierwiastka, dalej redukuje tlenek ten sodem i otrzymuje metal. Nowy pierwiastek Lecoq de Boisbaudran nazwał galem. Zanieczyszczenie metalu sodem sprawia, że Lecoq de Boisbaudran początkowo podaje dla ciężaru właściwego galu wartość 4,7, zatem niższą od przewidzianej przez Mendelejewa (5,9). Dokładniejsze oczyszczenie galu doprowadza do podniesienia pierwotnej wartości do 5,9. Ciężar atomowy galu, obliczony z wartości ciepła właściwego 0,08, wypada według prawa Dulong'a i Petit'a około 70. Dokładną wartość jego ciężaru atomowego 69,9 (dziś uważaną za 69,7) otrzymujemy, gdy wartość jego równoważnika 23,3 (dziś 23,24) pomnożymy przez 3; stąd wzór tlenku  $Ga_2O_3$ .

W r. 1879 Nilson, badając domieszki gadolinitu, wykrywa nowy pierwiastek o ciężarze atomowym 44, który nazywa

skandem. Ciężar atomowy skandu odpowiada wzorowi tlenku  $\text{Sc}_2\text{O}_3$ , kształtowanemu na podobieństwo wzoru występujących w gadolinicie ziem rzadkich, a proponowanemu przez Mendelejewa.

Wreszcie w r. 1885 Winkler wykrywa w mineralu argirodycie pierwiastek, który nazywa germanem. Własności germanu (patrz tablica 10), są tak dalece zgodne z własnościami hipotetycznego ekakrzemu Mendelejewa, że utożsamienie pierwiastka z ekakrzemem nie nasuwa odkrywcy najmniejszych wątpliwości. Przytaczamy tu własne słowa Winklera:

„Nie ulega wątpliwości, że nowy pierwiastek nie jest niczym innym, jak przepowiedzianym przed piętnastu laty przez Mendelejewa ekakrzemem“.

„A więc trudno o bardziej uderzający dowód, jak trafna jest nauka o perjodyczności pierwiastków, niż to ucieleśnienie hipotetycznego dotąd „ekakrzemu“; stanowi ono w rzeczywistości, znacznie więcej, niż proste potwierdzenie trafnie pomyślanej teorii, oznacza ono wybitne rozszerzenie widnokągu chemicznego i potężny krok naprzód w dziedzinę poznania“<sup>1)</sup>.

#### 10. Anomalje napotymane w układzie.

Pomimo całego piękna klasyfikacji Mendelejewa i pożytku, jaki przyniosła nauce, są pierwiastki, których położenie w układzie nasuwało od początku wątpliwości, czy ciężar atomowy rzeczywiście stanowi o wszystkich własnościach pierwiastka.

Mianowicie kobalt posiada wyższy ciężar atomowy od niklu, tymczasem podobieństwo niklu do miedzi, a kobaltu do żelaza każe uszeregować pierwiastki grupy żelaza w kolejności: żelazo, kobalt, nikiel, nie zaś żelazo, nikiel, kobalt.

Winkler, po zbadaniu składu jodków kobaltu i niklu (metale te otrzymywał w drodze elektrolizy), poprawia ciężary

<sup>1)</sup> „Es kann keinem Zweifel mehr unterliegen, dass neue Element nicht Anderes als das vor fünfzehn Jahren von Mendelejeff prognostizierte Ekasilicium ist“.

„Denn einen schlagenderen Beweis für die Richtigkeit der Lehre von der Periodicität der Elemente, als den, welchen die Verkörperung des bisher hypothetischen „Ekasiliciums“ in sich schliesst, kann es kaum geben und er bildet in Wahrheit mehr, als die blosse Bestätigung einer kühn aufgestellten Theorie, er bedeutet eine eminente Erweiterung der chemischen Gesichtfeldes, einen mächtigen Schritt in's Reich der Erkenntnis“. Jour. f. pract. Chemie 34, 182, 183 (1886)

atomowe obu metali na 59,37 i 58,72. Mendelejew sądzi, że większa zdolność niklu do okludowania wodoru sprawia tę różnicę i czeka, aż nowa rewizja ciężaru atomowego obu metali, potwierdzi jego przewidywania. Naprawdę jednak. Wprawdzie dociekania najnowsze zmniejszyły różnicę ciężaru atomowego obu metali (obecna ich wartość wynosi 58,94 i 58,69), nie zmieniły jednak jej znaku.

Podobne anomalje, stanowiące uchybienie zasadzie kolejności, spotykamy także w zestawieniu telluru i jodu (dzisiejsze dane: 127,5 i 126,932), pomimo prognozy Mendelejewa, że ciężar atomowy telluru wyniesie 123–126, nie zaś oznaczone 128. Należy nadmienić, że tellur był, podług wyrażenia Wyrubowa, wprost „torturowany” w celu usunięcia niezgodności z zasadą Mendelejewa.

Było jeszcze jedno uchybienie: argon-potas (39,91–39,096). Co do argonu, Mendelejew kwestjonował to ciało, jako pierwiastek (miał je za odmianę azotu).

## II. Krytyczna ocena dzieła Mendelejewa.

Zasługa naukowa Mendelejewa posiada dwie strony. Rosyjski uczoney stwarza pierwszą szczegółowo opracowaną klasyfikację naturalną, zatem klasyfikację, która w grupowaniu wszystkich—zarówno znanych jak, domniemanych pierwiastków—opiera się nie na jednej własności, lecz na całości cech. Formuluje on także prawo okresowe: własności ciał prostych, także typy i własności analogicznych połączeń pierwiastków, są funkcją okresową ciężaru atomowego tychże pierwiastków. Przekonany o tem, że obrana przez niego zmienna niezależna—ciężar atomowy—jest jedyną racjonalną podstawą klasyfikacyjną, nie waha się on wygłosić zdania, które w stosunku do krytyków jego dzieła brzmi jako wyzwanie. „Ponieważ prawdziwe prawo przyrody takim być może jedynie, które nie zna żadnego wyjątku, perjodyczna zależność własności i ciężarów atomowych daje nowy sposób oznaczania ciężaru atomowego i wartościowości. Należy zdecydować—albo mamy prawo perjodyczne uważać za słuszne bez zastrzeżeń (do końca) i za narzędzie w poznawaniu chemji, albo je odrzucić”.

Trzeba stwierdzić, że oprócz zaznaczonych wyżej uchybień w kolejności pierwiastków, przeciwko klasyfikacji Mendelejewa

podniesiono szereg innych ważkich zarzutów. Rozpatrzmy je po kolei.

Położenie wodoru w pierwszej czy w siódmej grupie układu stanowi na samym wstępie wątpliwość, której klasyfikacja nie rozstrzyga. Elektrowartościowość  $= 1$  zbliża wodór do elektrododatnich metali alkalicznych, również typ tlenku  $H_2O$  stanowi tu o podobieństwie do metali alkalicznych. Natomiast fizyczne własności wodoru przemawiają za umieszczeniem tego pierwiastka w grupie chloru. Przeciwno umieszczeniu wodoru w I grupie przemawia pozatem cały szereg wolnych miejsc, które pozostawałyby w układzie pomiędzy wodorem i wykrytym jeszcze za życia Mendelejewa helem, jeżeli wodór umieścimy w grupie I. Wydaje się nieprawdopodobną rzeczą, aby pomiędzy wodorem i helem istniało aż 6 nieznanych pierwiastków.

Położenie miedzi, srebra i złota w grupie I wydaje się z punktu widzenia fizycznych i chemicznych własności tych metali bądź co bądź naciągnięte. Coprawda wartościowość złota w chlorku  $AuCl_3$  stanowi wartość pośrednią pomiędzy Pt i Hg w szeregu  $PtCl_4$ ,  $AuCl_3$ ,  $HgCl_2$ ,  $TlCl$ , wszakże jest to jedyny argument przemawiający za umieszczeniem złota w grupie pierwszej.

Dalej, jakkolwiek powołalibyśmy się na analogję z szeregami homologicznymi chemii organicznej, trudno wytłumaczyć, dlaczego naczelne pierwiastki każdej grupy różnią się od innych pierwiastków tejże grupy.

Pierwiastki bardzo podobne, jak rtęć i miedź, srebro i tal, bar i ołów, znajdują się w różnych grupach układu.

Niekiedy względ na analogję, istniejące pomiędzy związkami pierwiastków, które już należą do wspólnej grupy, każe pominać milczeniem podobieństwa, istniejące między pierwiastkami, położonemi w różnych grupach: siarczan manganu jest nie mniej podobny do siarczanu magnezu, niż ten ostatni do siarczanu cynku.

Wielowartościowe pierwiastki zdradzają podobieństwo w najrozmaitszych kierunkach. Żelazo trójwartościowe przypomina np. trójwartościowy chrom, lub glin, żelazo dwuwartościowe przypomina cynk lub magnez.

Niekiedy atomy tego samego pierwiastka o różnej wartościowości tak dalece się różnią między sobą, że moglibyśmy je łatwo uważać za odmienne gatunki materji (chrom).

Rozpatrując tlenki brane, przez Mendelejewa dla każdego pierwiastka jako typowe, trudno nie zauważyć, że w stosunku do wyboru tlenku panuje tu pewna dowolność.

Pomijamy już tę okoliczność, że nie zawsze najwyższy tlenek bywa najtrwalszym. Jeżeli opieramy się na najwyższym tlenku, to powstaje pytanie, dlaczego o położeniu miedzi decyduje tlenek  $\text{Cu}_2\text{O}$ , nie zaś  $\text{CuO}$ , o umieszczeniu baru w układzie — tlenek  $\text{BaO}$  nie zaś  $\text{BaO}_2$ . Wprawdzie co do  $\text{BaO}_2$ , uważamy ten związek za nadtlenek, dając mu na podobieństwo nadtlenu wodoru

$\text{H}-\text{O}-\text{O}-\text{H}$  wzór  $\text{Ba} \begin{array}{c} \diagup \text{O} \\ | \\ \diagdown \text{O} \end{array}$ , zbudowany zgodnie z wartościowo-

ścią baru, ale pierwsza wątpliwość pozostaje nierozstrzygnięta. Istnienie nadsiarczanów, nadwolframianów i nadmolibdenianów także niezgodne jest z ideą przewodnią układu.

W zestawieniu z kategorycznym brzmieniem słów autora okresowego prawa, który każe „albo je akceptować w całości, albo odrzucić“ dowolność wyboru tlenków nasuwa najpoważniejsze wątpliwości. Wyrubow w komunikacie „Sur la classification périodique des éléments“ (1896) wybiera drugą alternatywę. Uważa on cały układ okresowy za rodzaj rozumowanego katalogu pierwiastków, prawo okresowe za fikcję, a tablice liczbowe, związane z tem prawem, za jałowe nagromadzenie cyfr.

Dziś, gdy większość praw przyrodniczych przywykliśmy ograniczać zastrzeżeniami, kategoryczny sąd Wyrubowa razi nas conajmniej swoją przesadą. „Czyżbyśmy nie wyczuwali“ mówi J. W. Mellor<sup>1)</sup>, „różnicy, jaka istnieje pomiędzy rzeczą chybioną, a rzeczą trafną, jakkolwiek niezupełnie dokładną“. Niezaprzeczenie mamy niezgodność pomiędzy prawem okresowym, a zbudowanym na mocy prawa układem. Jednak dziś, w świetle zdobyczy najnowszego okresu dziejów nauki o pierwiastkach, upada formalne stanowisko krytyków Mendelejewa. Tem większy zato podziw budzi trafne ujęcie sprawy przez Ramsaya, który całej nieorganicznej chemji nadchodzącej podówczas (rok 1904) doby stawia za zagadnienie podstawowe — pytanie krótkie i proste: „skąd ta niezupełna zgodność?“

<sup>1)</sup> J. W. Mellor. A Comprehensive Treatise on Inorganic and Theoretical Chemistry. T. I. 264.

## 12. Odkrycie ośmiu metali ziem rzadkich.

W r. 1869 znane były cztery metale ziem rzadkich: lantan, cer, erb i terb. Nie cytujemy dydymu, który okazał się później mieszaniną dwóch pierwiastków.

W okresie od r. 1869 do r. 1886 poznano 8 pierwiastków. W r. 1878 Marignac wykrył w gadolinicie pierwiastek, który nazwał iterbem. W r. 1879 Lecocq de Boisbaudran wykrył samar, a Cleve — holm; tenże uczony w 1880 r. wykrył tul. W 1885 r. Auer v. Welsbach znalazł, że dydym jest mieszaniną dwóch pierwiastków: praeodymu i neodymu, wreszcie w r. 1885 Marignac wykrył gadolin, a Lecocq de Boisbaudran dysproz. Nie możemy zatrzymywać się na szczegółach wykrycia każdego z wymienionych tu pierwiastków, ograniczymy się do wiadomości najogólniejszych.

Analiza ziem rzadkich polega na rozpuszczaniu ziem w stężonym kwasie siarkowym, strąceniu siarkowodorem siarczków miedzi, bizmutu i domieszek innych metali należących do grupy  $H_2S$ , wreszcie na traktowaniu przesączu kwasem szczawiowym. Dzielimy następnie ziemie na grupy, korzystając z niejednakowej rozpuszczalności szczawianów w siarczanie potasowym, oraz niejednakowej rozpuszczalności strąconych amoniakiem wodorotlenków. Ta jedyna, przytem niezwykle żmudna metoda, nie doprowadza do dokładnego rozdzielania metali ziem rzadkich. Do wyodrębnienia ziem wypadło stosować wielokrotnie powtarzaną krystalizację cząstkową (cząstkowe strącanie). W ten sposób na przykład Auer von Welsbach rozdzielił azotan dydymo-amsowy, rozpuszczony w kwasie azotowym, na dwie frakcje, z której zielona zawierała praeodym, różowa — neodym,

## 13. Wyodrębnienie fluoru.

W r. 1886 elektrolityczna metoda wyodrębnienia ciał prostych święci dwa triumfy: C. M. Hall otrzymuje na katodzie glin z tlenku glinu rozpuszczonego w kriolicie lub fluoru potasu, i odkrywa w ten sposób tanią metodę otrzymywania glinu, zaś Moissan poddając elektrolizie roztwór fluoru potasu w ciekłym fluorowodorze, wyodrębnia na anodzie fluor.

Fluor jako ciało proste objął miejsce, zarezerwowane mu od dawna (patrz rozdz. 3) w VII grupie układu okresowego.

#### 14. Odkrycie gazów szlachetnych.

Badania Rayleigh'a, wykonane w latach 1893—1895, stwierdziły, że azot otrzymany z powietrza posiada gęstość 14,70 (względem wodoru), gdy azot otrzymany z podtlenku azotu, tlenku azotu, azotynu amonowego, mocznika, azotku magnezu — posiada gęstość 14,005. Przypuszczenie, że różnica ta pochodzi od obecności w azocie atmosferycznym domieszki cięższego od azotu gazu, znajduje potwierdzenie w fakcie, że, przepuszczając azot powietrza przez porowate rury, otrzymujemy dzięki atmolizacji gaz jeszcze odrobinę cięższy od wyjściowego. Sprawdza się ono bezpośrednio w maju 1894 r., gdy W. Ramsay, razem z Rayleigh'em, przepuszczając azot powietrza przez ogrzaną rurę nad magnezem (także nad mieszaniną wapna palonego, magnezu i sodu), bądź poddając działaniu iskier elektrycznych powietrze i usuwając tlenek azotu w miarę jego wytwarzania, izoluje nowy i nieczynny chemicznie gaz. Nazywa go argonem.

Istniały dane na to, że argon, otrzymany z powietrza, posiada jeszcze drobne domieszki innych gazów. Wyodrębnienie tych domieszek, jako ciał chemicznie nieczynnych, mogło być uskutecznione jedynie w drodze fizycznej. W grudniu 1894 r. Ramsay wysłał próbkę argonu (pierwszą, jaką wogóle opuszcza Anglię) do Krakowa Karolowi Olszewskiemu w celu skroplenia nowego gazu. Olszewski skrapla otrzymany argon. Rezultaty Lorda Rayleigh'a, własne, Crookes'a i Olszewskiego Ramsay referuje na posiedzeniu Towarzystwa Królewskiego 21. I 1895 r.

Ramsay przeprowadza frakcjonowaną destylację skroplonego argonu. Hel i argon oraz małe domieszki azotu, tworzącego zanieczyszczenie argonowej próbki, stanowią lotną część destylatu, część trudniej lotna pozostaje w naczyniu. Frakcjonując tę trudniej lotną pozostałość, Ramsay wyodrębnia krypton i ksenon. W podobny sposób oddziela on od argonu i azotu hel i nowy gaz, neon. Mieszaninę neonu i helu rozdziela Ramsay na składniki w kąpeli wodorowej (wodoru ciekłego); neon zastyga w niej na ciało stałe, z którego hel daje się usunąć zapomocą pompy ssącej.

Znamienną była historia helu. Odkrytą przez Janssena zagadkową żółtą linię w widmie fotosfery słonecznej, którą Frankland i Lockyer przypisali nieznanemu na ziemi pierwia-



stkwii—helowi, rozpoznano w widmie niektórych gwiazd. W. R a m s a y rozpoznaje hel w minerałach kleweicie, fergussonicie, bröggerycie, uraninie—po widmie, które się okazało identyczne z widmem opisanem przez J a n n s e n a.

Chemiczna nieczynność odkrytych gazów każe je uważać za pierwiastki zerowartościowe i daje oparcie mniemaniu, że cząsteczki ich powinny być jednoatomowe

Ciężary atomowe gazów szlachetnych He = 4,00, Ne = 20,2, Ar = 39,91, Kr = 82,9, X = 130,2 określają ich położenie w układzie Mendelejewa. Miejsce helu wypada między najlżejszym pierwiastkiem wodorem a następnym, litem, pierwiastkiem o masie atomowej = 6,94; podobnie neonu pomiędzy fluorem (19,00) a sodem (22,997), kryptonu — pomiędzy bromem (79,916) a rubidem (85,44) wreszcie ksenonu — pomiędzy jodem (126,932) a cezem (132,81). O umieszczeniu argonu posiadającego, ciężar atomowy (39,91) większy od potasu (39,096) w grupie gazów szlachetnych,

T a b l i c a 11.

PIERWIASTKI ZNANE W R. 1898

(O)

	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII
1							H	He
2	Li	Be	B	C	N	O	F	Ne
3	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar
4	K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe Co Ni
	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
5	Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo		Ru Rh Pd
	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	J	X
6	Cs	Ba	GRUPA METALI ZIEM RZADKICH		Ta	W		Os Ir Pt
	Au	Hg	Tl	Pb	Bi			
7				Th		U		

GRUPA METALI ZIEM RZADKICH	La	Ce	Pr	Nd		Sm		Gd
	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb		

decyduje bliskie jego pokrewieństwo z temi gazami, oczywiste już z punktu widzenia wspólnej metody ich odkrycia.

Nowa kolumna, utworzona w ten sposób z najcięższych pierwiastków okresu drugiego, trzeciego, czwartego i piątego, powiększała o jedność liczbę pierwiastków każdego z tych okresów, mianowicie drugiego i trzeciego do ośmiu, czwartego i piątego do osiemnastu. Reguła oktaf Newlandsa jeszcze ważna dla 2 i 3 okresu, odtąd upada, skoro dziewiąty nie zaś ósmy pierwiastek powtarza własności pierwszego. Kolumna gazów szlachetnych zostaje podniesiona do znaczenia grupy, otrzymując liczbę 0 jako wyraz wartościowości tworzących ją pierwiastków.

Tablica II przedstawia w ramach nowoczesnego układu pierwiastki znane w roku 1898, czyli w roku narodzin nowej gałęzi wiedzy, radiologii. Pierwiastki odkryte w okresie 1869—1898, czyli w dobie utrwalania się układu okresowego, oznaczone są w tablicy pochyłym drukiem.

Gazy szlachetne występują tu we wspólnej grupie VIII z metalami grupy żelaza i platyny. Połączenie dwu tak różnych grup w jedną stanie się zrozumiałe na tle rozważań radiologicznych. Odkładamy uzasadnienie tej modyfikacji układu do następnego rozdziału.

---

#### IV. Odkrycie pierwiastków promieniotwórczych i nowe dzieje klasyfikacji pierwiastków.

##### 1. Odkrycie promieniotwórczości uranu i toru.

Odkrycie promieni X, dokonane przez Röntgena w r. 1895, zachęca Becquerel'a do badań nad zagadnieniem, czy istnieje zależność głębsza pomiędzy promieniami X a fluorescencją. Jeżeli mianowicie promienie X wzbudzają, co zostało już stwierdzone, fluorescencję, czy odwrotnie fluorescencja nie jest połączona z wysyłaniem promieni X?

Becquerel wzniecał fluorescencję badanego preparatu, naświetlając go na słońcu, ewentualną zaś emisję przenikliwych promieni stwierdzał, obserwując zmiany, jakim w tych warunkach ulega czuła na promienie X płyta fotograficzna owinięta podwójną warstwą czarnego papieru i zbliżona do fluoryzującej substancji; kładł on poprostu na obwiniętą kliszę badany preparat, wszystko wystawiając na bezpośrednie światło słoneczne.

Szczęśliwym trafem, Becquerel w rzędzie innych fluoryzujących substancyj poddał badaniom preparat uranu. Promieniotworzenie preparatu wywoływało na płycie fotograficznej zarys jego sylwetki. Brak słońca w którymś dniu badań był drugim szczęśliwym przypadkiem, dzięki któremu Becquerel pozostawił na kilka tygodni owiniętą papierem płytę a na niej preparat uranu w szczelnie zamkniętej szufladzie. Zarys preparatu uranowego zaznaczył się na płycie równie wyraźnie, jak dawniej, gdy był uprzednio wystawiony na działanie światła. Zatem ani naświetlanie, ani fluorescencja nie są przyczyną działania preparatu na płytę. Nowemu, zdumiewającemu zjawisku Becquerel daje

nazwę promieniotwórczości (radioactivité)<sup>1)</sup>. W chronologicznej kolejności badań uran był pierwszym pierwiastkiem promieniotwórczym (1896).

Pani Marja Skłodowska Curie, stwierdziwszy, że zarówno sam uran, jak wszelkie jego związki są radioaktywne, obiera za punkt wyjścia swojej pracy założenie, że promieniotwórczość pierwiastka jest własnością jego atomu, niezależną od powiązania z innymi atomami, czyli, według wyrażenia użyczonej, jest własnością atomową uranu. Czy uranu jedynie?

Badania, przeprowadzone nad innymi pierwiastkami, miały wkrótce przekonać, że ze znanych podówczas 79 pierwiastków (patrz tabl II) oprócz uranu jeszcze tor (M. Skłodowska-Curie i G. C. Schmidt 1898) jest pierwiastkiem promieniotwórczym, a więc dwa znane pierwiastki o najwyższym ciężarze atomowym okazały się radioaktywne.

2. Wypełnienie 5 wolnych miejsc w układzie okresowym.

Badanie preparatów uranu dowiodło, że promieniotwórczość związków, mierzona szybkością, z jaką preparat, jonizując powietrze, rozbraja naładowany elektroskop, jest proporcjonalna do ilości zawartego w preparacie pierwiastka.

Wszakże pewne minerały uranowe z Joachimowa<sup>2)</sup> zawierające ok. 64% uranu w postaci tlenku  $U_3O_8$ , posiadają promieniotwórczość trzy do czterech razy silniejszą, aniżeli takaż ilość czystego tlenku uranu. Podobnie wiele innych naturalnych związków uranu.

Dzieje się to, w trafnym przświadczeniu Pani Skłodowskiej-Curie, dlatego, że naturalne związki uranu zawierają domieszkę pierwiastka o znacznie większej niż uran promieniotwórczości.

W poszukiwaniu nowego radioaktywnego pierwiastka Pani Skłodowska-Curie we współpracy z małżonkiem Piotrem Curie dokonywa chemicznego rozbioru blendy uranowej (surołowej) z Joachimowa i stwierdza, że frakcje zawierające bizmut i bar są wybitnie promieniotwórcze. Ponieważ zwyczajne

<sup>1)</sup> Niepce 30 lat przedtem zauważył działanie soli uranu na płytę fotograficzną w ciemności.

<sup>2)</sup> Joachimov, Czechosłowacja.

bizmut i bar nie zdradzają podobnej własności, należało przypuszczać, że przyczyną promieniotwórczości są domieszki dwóch pokrewnych im pierwiastków promieniotwórczych. Skombinowane ze sobą dwie metody: analityczna i radjologiczna miały niebawem rozwiązać postawione w ten sposób zagadnienie. W lipcu 1898 r. Pani Curie wykrywa nowy towarzyszący bizmutowi pierwiastek, który nazywa polonem, w grudniu zaś wyodrębnia metodą cząstkowej krystalizacji chlorku baru chlorek drugiego pierwiastka — radu.

Oba pierwiastki znajdują w układzie perjodycznym wolne miejsca. Pierwszy, polon, którego zbyt małe stężenie uniemożliwia na razie oznaczenie ciężaru atomowego, jako identyczny ze zbadanym przez Marczkwalda (1902) homologiem telluru, umieszczamy dziś poniżej telluru w kolumnie b grupy szóstej. Drugi, rad, którego ciężar atomowy oznaczony został liczbą 226 (Marja Skłodowska-Curie), 225,97 (Hönig'schmidt), znalazł miejsce w grupie II, jako homolog wapnia, strontu i baru.

Odkrycie radu stanowi w historii promieniotwórczości fakt pierwszorzędnej wagi metodologicznej. Półokres trwania radu, czyli czas (T), w którym ilość pierwiastka i proporcjonalna do niej promieniotwórczość spadają do połowy, czyni zeń, w porównaniu z innymi pierwiastkami, wygodny obiekt eksperymentalny. Czas ten wynosi 1690 lat. Dwa dotąd znane promieniotwórcze pierwiastki, uran i tor posiadają odp. okresy  $4,67 \cdot 10^9$  i  $1,31 \cdot 10^{10}$  lat, polon — zaledwie 140 dni. Od pierwszych dwóch pierwiastków rad odznacza się odpowiednio silniejszą promieniotwórczością, co ułatwia ilościowe badania radjologiczne. Polon, jakkolwiek silniej jeszcze od radu promieniotwórczy, jest pierwiastkiem wysoce rozcieńczonym i krótkotrwałym, spotykamy więc trudności, gdy chodzi o zbadanie jego własności fizycznych i chemicznych. Co do radu, otrzymane ilości tego pierwiastka zupełnie wystarczają do wielostronnego zbadania jego własności<sup>1)</sup>.

W r. 1899 Debierne i Giesel wykrywają aktyn, promieniotwórczy pierwiastek, towarzyszący w blendzie smołowej metalom ziem rzadkich (między innymi lantanowi). Wielkie rozcieńczenie aktynu, również podobieństwo do opornych, jeśli chodzi

<sup>1)</sup> Kopalnie w Joachimowie dostarczają rocznie takiej ilości surowca, która zawiera około 3 gr. radu, kopalnie w Denver (Stan Colorado w Stanach Zjednoczonych Am. Pół) do początku r. 1922 dostarczyły 200 gr. radu.

o wyodrębnienie, metali ziem rzadkich sprawia, że dotąd nie został oznaczony jego ciężar atomowy, ani poznane chemiczne własności; wiadomo tylko, że jest on bardziej zasadowy niż lantan (wodorotlenek amonu strąca go niecałkowicie). Podobieństwo do lantanu każe umieścić aktyn w grupie III.

W r. 1900 E. Dorn wykrywa pierwiastek stale towarzyszący preparatom radowym. Dokładną znajomość nowego pierwiastka zawdzięczamy E. Rutherfordowi. Jest to promieniotwórczy gaz, rozpuszczalny w wodzie, który można, stosując pompę ssącą, usunąć z preparatu radowego (maksymalna ilość otrzymana z jednego gramu radu-pierwiastka wynosi  $0,006 \text{ mg} = 1 \text{ Curie}$ ) Rutherford nazywa ten gaz emanacją radową. Chemiczna nieczynność emanacji ułatwia otrzymanie jej w stanie czystym.

W. Gray i W. Ramsay zważyli na czułej mikrowadze odmierzoną objętość emanacji i oznaczyli jej gęstość. Obliczony z gęstości ciężar cząsteczkowy wyniósł około 223.

Nieczynny charakter chemiczny nowego gazu, również liczbowe wartości jego stałych fizycznych wskazywały na jego pokrewieństwo z gazami szlachetnymi. Można było przypuszczać, że cząsteczka emanacji jest jednoatomowa, stąd jej ciężar atomowy wypadł 223. W ten sposób ustalono, że emanacja, którą Ramsay nazywa nitonem (łac. nitens jaśniejący, promieniejący) jest właśnie brakującym w układzie najcięższym pierwiastkiem grupy zerowej. Dziś emanację radu nazywamy radonem. Znacznie później, bo dopiero w roku 1918, O. Hahn i Liza Meitner w Niemczech a F. Soddy i Cranston w Anglii wykrywają brakujący pierwiastek grupy V: ektantal (Soddy) czy protoaktyn (Hahn i Meitner). Pierwsza nazwa należy mu się jako homologowi tantalu, druga jako macierzystemu pierwiastkowi aktynu (patrz dalej: teoria rozpadu atomowego). Protoaktyn występuje jako domieszka kwasu tantalowego. Wykryty został w odpadkach, pozostających po przeróbce, jakiej poddajemy blendę smołową celem uzyskania preparatów uranu i radu.

Pamiętajmy, że Mendelejew pozostawił 6 miejsc wolnych pomiędzy bizmitem i uranem. Odkrycie grupy zerowej powiększyło tę liczbę do siedmiu. Z tych siedmiu pięć miejsc objęły w latach 1908—1918 pierwiastki promieniotwórcze: polon, rad, radon, aktyn i protoaktyn.

### 3. Teoria rozpadu atomowego.

Nie mały wpływ na losy teorii promieniotwórczości wywarły własności emanacji radowej. Wykryty przez Państwo Curie fakt, że ściany przedmiotów, stykających się z emanacją, zatem ściany naczyń, w których ją przechowujemy, nabierają własności promieniotwórczych, wydawał się pokrewny zjawisku indukcji elektrycznej lub elektromagnetycznej. Stąd pierwsza nazwa tego nowego zjawiska, „promieniotwórczość indukowana“ (P. i M. Curie 1899) lub „wzbudzona—excited“ (Rutherford).

Promieniotwórczość stykających się z emanacją przedmiotów, jeśli tylko usuniemy je od zetknięcia, trwa niedługo (półokres trwania promieniotwórczości wynosi tu ok. 28 minut). Ścierając powierzchnię szkła, które nabyło w zetknięciu z emanacją własności promieniotwórczych, papierem szklanym, przenosimy promieniotwórczość na papier. Stąd Rutherford nazywa ten wytwór emanacji nalotem (osadem) czynnym. Preparat radowy sam przez się nie sprowadza tych zjawisk; jest to niezaprzeczenie sprawa emanacji, albowiem hermetyczne zamknięcie preparatu radowego w naczyniu szklanem, chociażby ściany naczynia były jak najcieńsze, wystarcza, aby przedmioty, otaczające naczynie, wolne były od tej promieniotwórczości „należącej”.

Nowe zjawiska wymagały interpretacji.

W roku 1903 Ernest Rutherford a także Frederick Soddy z nagromadzonego do tego czasu materiału doświadczalnego wysnuwają hipotezę, mocą której zjawiska promieniotwórcze polegają na dezintegracji, czyli rozpadzie atomu. Ta hipoteza była dalszym rozwinięciem założenia Pani Skłodowskiej-Curie, które głosiło, że promieniotwórczość jest własnością atomową.

W myśl teorii Rutherforda i Soddy'ego atom emanacji jest bezpośrednim produktem rozpadu atomu radowego.

Tymczasem badania, przeprowadzone nad naturą promieniowania radu, pozwoliły na wysnucie wniosku co do drgiego produktu tej przemiany.

W pięcioleciu, które nastąpiło po odkryciu radu, Becquerel, Meyer i Schweidler, Giesel, Państwo Curie, Villard i Rutherford, celem zbadania istoty promieniowania, uciekli się do metody, stosowanej z powodzeniem w badaniach promieni katodowych i dodatnich.

Wyjaśnili oni, że pole magnetyczne rozdziela promieniowanie radu na trzy rodzaje promieni, które za Rutherfordem nazywamy dziś promieniami  $\alpha$ ,  $\beta$  i  $\gamma$ .

Promienie  $\alpha$  i  $\beta$ , analogiczne odpowiednio do promieni dodatnich i katodowych, noszą charakter korpuskularny (cząsteczkowy), promienie  $\gamma$  podobne są promieniom X Röntgena.

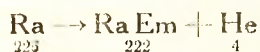
Promieniotwórcza przemiana radu znajduje wyraz w równaniu



Stosunek ładunku do masy wynosił dla cząstki  $\alpha$ , podług oznaczeń Rutherforda, wartość dwa razy mniejszą, aniżeli podobny stosunek dla jonu wodoru w zjawisku elektrolizy. Można było przypuścić, bądź że cząstka  $\alpha$  posiada ładunek równy ładunkowi jonu wodoru a masę dwa razy większą niż jon wodoru, bądź, że posiada ładunek dwa razy — a masę cztery razy większą, bądź jeszcze inaczej.

W przypadku drugim masa cząstki  $\alpha$  byłaby równa masie atomu helu wynoszącej, jak wiadomo, cztery jednostki. Hipoteza, że hel jest produktem promieniotwórczej przemiany radu zgadzała się ze spostrzeżeniem, że gaz ten obecny jest we wszystkich minerałach radioaktywnych.

W roku 1903 doświadczenia Ramsaya i Soddy'ego a w 1909 przepyszny eksperyment Rutherforda i Royd'sa ustalają fakt, że cząstka  $\alpha$ , tracąc szybkość (15000–30000 km. sek<sup>-1</sup>) i ładunek elektryczny (równy dwóm ładunkom elementarnym dodatnim), przeistacza się w atom helu. Rozpoznanie helu nastąpiło w drodze badania widma iskrowego. Biorąc pod uwagę końcowy wynik przemiany cząstki  $\alpha$ , możemy wyrazić podaną przed chwilą przemianę radu tak:



Tu następuje starcie pomiędzy oczywistością doświadczalną, a utrwaloną od czasów Lavoisier'a koncepcją pierwiastka. W myśl tej koncepcji, nie mamy prawa twierdzić o substancji nierozłożonej, że jest prosta, ale o rozłożonej na składniki musimy powiedzieć, że nie jest prosta.

Rad nie jest ciałem prostym a jednocześnie jest homologiem pierwiastków baru, strontu, wapnia... Więc jak? Czy i te nie są proste?



Zwolennicy teorii rozpadu atomowego musieli dowieść, że, jeśli zachowują nazwę pierwiastka dla substancji, która ulega rozpadowi, rozpad ten musi wybitnie różnić się od rozkładu chemicznego. Zobaczmy, jakie mieli dowody na poparcie tej tezy?

Na szybkość reakcji chemicznej wpływają, jak wiadomo, temperatura, ciśnienie, chemiczny skład środowiska. Badania Piotra Curie, przeprowadzone nad emanacją radu w temperaturze, która wahała się w granicach od  $-180^{\circ}$  do  $450^{\circ}$ , dowiodły, że temperatura nie wpływa na szybkość rozpadu. Podobnie z innymi promieniotwórczymi pierwiastkami. Czas rozpadu jest stałą charakterystyczną dla danego pierwiastka, niezależną od temperatury, ciśnienia i natury tych atomów, z którymi atom promieniotwórczy związany jest chemicznie. Piotr Curie proponuje nawet, aby stałe rozpadu promieniotwórczego uważać za wzorce bezwzględne czasu.

Większe jeszcze zdumienie budzi w roku 1903 odkryty przez Piotra Curie wspólnie z Laborde'm fakt, że preparat radowy posiada temperaturę stale wyższą od otoczenia, a zatem stale wydziela ciepło: promienie są przejawem spontanicznie i stale wydzielanej energii.

Założenie, że procesem egzotermicznym jest tu właśnie rozpad pierwiastka, odbiera zjawisku jego zagadkowe (w zestawieniu z zasadą zachowania energii) znaczenie.

Zastanawiająca wszakże jest ilość wydzielanej energii. Wynosi ona podług pomiarów Curie i Laborde'a w przeliczeniu na 1 gram radu 100 kalgr. na godzinę, podług późniejszych (1912) pomiarów Meyera i Hessa, wykonanych nad czystym preparatem radowym, 132,3 kalgr. Wymienione ciepło składa się z ciepła rozpadu samego Ra (= 25,2 kalgr.) i ciepła rozpadu produktów tej przemiany (= 107,1 kalgr.). Można obliczyć, że całkowite wyczerpanie 1 grama radu i jego produktów do RaC włącznie (patrz tabl. 12) wyzwoli  $2,8 \cdot 10^{11}$  kalgr. Jeżeli porównamy tę energję z energją najpotężniejszych chemicznych źródeł ciepła, np. z ciepłem spalania węgla lub wodoru (oczywiście nie bierzemy tu pod uwagę czasu trwania reakcji), wypadnie, że całkowity, zrozumiany jak wyżej, rozpad 1 grama radu wytwarza tyle ciepła ile spalenie 350 kg. węgla lub 83 kg. wodoru. Mamy tu do czynienia, jeśli chodzi o stronę energetyczną, z procesem innego rodzaju, aniżeli znane procesy chemiczne „Wydzielanie ciągłe tak

wielkiej ilości ciepła“, mówi Curie,<sup>1)</sup> „nie da się wytłomaczyć zwyczajną przemianą chemiczną“. Wydaje się wysoce prawdopodobnym przypuszczenie, że ten rozpad porusza inną, głębszą sferę materji, niż atom, rozpatrywany jako niepodzielna całość.

#### 4. Nowe metody wykrywania pierwiastków i rozpoznawania ich charakteru chemicznego.

Badanie promieniotwórczego osadu, czy nalotu, który powstaje podczas rozpadu emanacji radowej, stanowi ważny moment w historii klasyfikacji promieniotwórczych pierwiastków.

W r. 1902 Piotr Curie wykrył, że spadek promieniotwórczości emanacji radowej odbywa się według prostego prawa wykładniczego

$$I = I_0 e^{-\lambda t}$$

gdzie  $I_0$  oznacza początkowe natężenie promieniotwórczości,  $I$  — natężenie po upływie czasu  $t$ ,  $e$  — podstawę logarytmów naturalnych,  $\lambda$  — pewną liczbę stałą. To samo prawo sprawdzamy w chemji dla reakcji jednocząsteczkowej nieodwracalnej. Szybkość takiej reakcji jest w każdej chwili proporcjonalna do liczby cząsteczek substancji, która nie uległa jeszcze przemianie. Jeżeli promieniotwórczość jest własnością atomową, rozpad substancji promieniotwórczej musi podlegać temuż prostemu prawu wykładniczemu:

$$N = N_0 e^{-\lambda t}$$

$N_0$  i  $N$  są to liczby atomów pierwiastka promieniotwórczego istniejące w czasie 0 (początek pomiaru) i po upływie czasu  $t$ ,  $\lambda$  to pewna liczba stała, zwana stałą promieniotwórczą danej substancji.

Tymczasem osad radioaktywny, uwolniony od emanacji, z której powstał, podlega w rozpadzie swoim innemu prawu<sup>2)</sup>.

Piotr Curie i Danne dochodzą do wniosku, że prawo spadku promieniotwórczości tego osadu nie da się wyjaśnić, jeżeli założymy, że składa się on z jednej substancji promieniotwórczej, ani też jeżeli przypuścimy, że składa się on z kilku substancyj,

<sup>1)</sup> „Le dégagement continu d'une telle quantité de chaleur ne peut s'expliquer par une transformation chimique ordinaire“. Comptes rendus Mars 1903.

<sup>2)</sup> Brzmi ono w pierwszym przybliżeniu

$$I = I_0 [K e^{-\lambda t} - (K - 1) e^{-\lambda' t}],$$

gdzie  $K$  jest to pewien współczynnik większy od jedności.

Klasyfikacja pierwiastków

genetycznie od siebie niezależnych. Natomiast prawo, według którego spada promieniotwórczość radioaktywnego osadu, uwolnionego od emanacji, staje się zrozumiałe, gdy przypuścimy, że osad zawiera trzy promieniotwórcze ciała, z których pierwsze jest substancją macierzystą, drugie — produktem jej rozpadu a jednocześnie macierzystą substancją w stosunku do trzeciej. Szczegółowa analiza krzywej spadku promieniotwórczości doprowadza do koncepcji trzech promieniotwórczych pierwiastków RaA, RaB i RaC, każdego o odmiennych okresach  $T$  (półtrwania) 3, 26,8, 19,5 minut.

Osad radioaktywny, nie uwolniony od emanacji, nie podlega spadkowi promieniotwórczości. Dzieje się tak dlatego, że w miarę rozpadu RaA, tworzą się z emanacji nowe ilości osadu. Ponieważ okres emanacji jest o wiele dłuższy (3,83 dni), niż okresy RaA, RaB i RaC, ubywanie emanacji ma na zmniejszenie promieniotwórczości osadu wpływ niedostrzegalny. O takim to stanie rzeczy wyrażamy się, że pierwiastki RaA, RaB i RaC są w r ó w n o w a d z e p r o m i e n i o t w ó r c z e j z macierzystym pierwiastkiem radonem (emanacją). Stosunek wagowy RaA, RaB i RaC, istniejących we wspólnym preparacie, odpowiada w stanie równowagi promieniotwórczej stosunkowi ich okresów.

Wielka czułość elektrycznej metody pomiaru<sup>1)</sup> pozwala na wykrywanie takich pierwiastków, któreby uszły naszej uwagi, gdybyśmy się w ich identyfikowaniu opierali jedynie na analizie chemicznej, lub nawet czulszej znacznie analizie widmowej.

Inna metoda identyfikowania promieniotwórczych pierwiastków polega na badaniu samych promieniowań: natura wysyłanego promieniowania, przytem w przypadku emisji promieni  $\alpha$  jego zasięg<sup>2)</sup>, promieni  $\beta$ —szybkość, promieni  $\gamma$ —przenikliwość, stanowią charakterystykę danego pierwiastka. Ostro zaznaczone liczby, charakteryzujące dane promieniowanie, odgrywają w indywidualizowaniu pierwiastków promieniotwórczych tę samą rolę, co ostro zarysowane stałe fizyczne w indywidualizowaniu ciał jednorodnych metodą fizykochemiczną (patrz tablica 13).

<sup>1)</sup> osiąga ona  $10^{-16}$  gr, gdy metody mechaniczne dają  $10^{-10}$  gr dla pomiaru masy i  $10^{-10}$  mm<sup>3</sup> (0<sup>o</sup>, 760mm) dla pomiaru objętości gazu.

<sup>2)</sup> maksymalna odległość, na której cząstka  $\alpha$  wzbudza jeszcze fluorescencję ustawionej na jej drodze zasłony z materiału fluoryzującego, np. blendy Sidot'a (ZnS).

Z punktu widzenia klasyfikacji pierwiastków ważne było opracowanie metody rozpoznawania chemicznego charakteru odkrytego pierwiastka. Nie zapominajmy, że elektrometryczna metoda pozwala na wykrycie  $10^{-10}$  g substancji promieniotwórczej, ilości, której wyodrębnienie leży daleko poza obrębem możliwości eksperymentalnej. Wypadło dla pierwiastków bardzo rozcieńczonych szukać oparcia w założeniu, że wspólne strącanie, lub krystalizacja w postaci kryształów mieszanych, świadczy o pokrewieństwie chemicznym promieniotwórczego pierwiastka z tym pierwiastkiem, którego związki porywają go w procesie strącania lub krystalizacji.

Poza chemiczną metodą, dla rozdzielania pierwiastków promieniotwórczych posługujemy się, o ile to możliwe, różnicą fizykochemicznych własności, np. lotności (polon), rozpuszczalności (rozpuszczanie radioaktywnego osadu emanacji w kwasie chlorowodorowym), wreszcie stanu skupienia. Pomimo ogromne rozcieńczenie, specjalnie dogodny materiał do otrzymania w stanie czystym przedstawia emanacja, jako gaz chemicznie nieczyny.

5. Ostatnie miejsca w układzie zostają zajęte przez plejady pierwiastków.

Oprócz wymienionych wyżej potomków radonu, pierwiastków RaA, RaB, i RaC, których umieszczenie w ramach układu okresowego już nasuwa trudności, zdawało się nie do pokonania, w latach 1903–1908 następuje odkrycie jeszcze 33 pierwiastków, których ciężary atomowe mieszczą się w granicach 206 — 238. Tworzą one trzy szeregi. Pierwiastki, należące do wspólnego szeregu związane są ze sobą nicią pokrewieństwa. Można je porównać do pokoleń, wywodzących się od wspólnego protoplasty. Pierwiastkami macierzystymi są uran i tor. Szereg aktynowy jest najwiśdoczniej odgałęzieniem szeregu uranowego. Wszystkie pierwiastki są tu promieniotwórcze, oprócz końcowych pierwiastków każdego szeregu: niepromieniotwórczych Ra  $\Omega$ , Ac  $\Omega$ , Th  $\Omega$ .

Układ Mendelejewa przewiduje na odcinku tal-uran tylko 12 miejsc. Ponieważ znamy dziś w trzech szeregach z góry 40 pierwiastków, jest rzeczą oczywistą, że na tym odcinku ciężar atomowy przestaje grać jakąkolwiek rolę w wyznaczaniu kolejności pierwiastków. Na wspólnym miejscu w ramach układu Mendelejewa musimy mieścić po kilka gatunków materji, odrębnych pod względem radjologicznym, czyli pod względem jakości wysy-

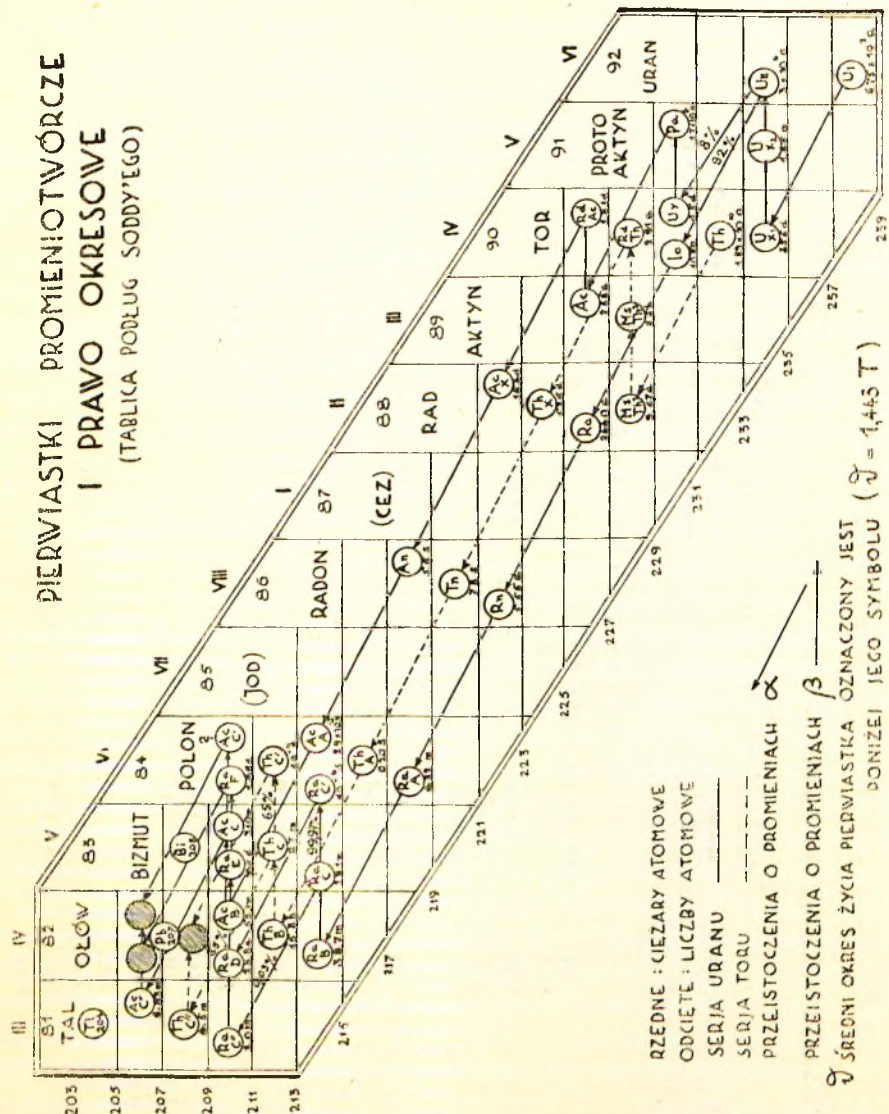
lanego promieniowania i wartości półokresu trwania. Gatunki te nie mogą być rozdzielone jakąkolwiek metodą chemiczną czy elektrochemiczną, nie dają się również odróżnić od siebie metodą analizy widmowej. Takie pierwiastki nazywamy za Soddy'm (1910) izotopami. Grupę pierwiastków, umieszczonych na jednym miejscu w układzie okresowym, nazywamy plejadą (Fajans) izotopów.

Tak na przykład pierwiastek jon odkryty w minerałach, zawierających uran (Boltwood 1907, Marckwald i Hahn 1907), jest izotopem toru, podobnie radjotor (H. McCoy i Ross 1907) jest izotopem toru. Emanacja toru i aktynu (toron, aktynon) są izotopami emanacji radowej (radonu). Toron został odkryty w r. 1899—1900 przez R. B. Owens'a i E. Rutherforda, aktynon w r. 1902 przez F. Giesela, i zbadany natychmiast po odkryciu przez A. Debierne'a.

Wspominaliśmy wyżej o tem, że  $Ra \Omega'$ ,  $Ac \Omega''$  i  $Th \Omega''$  zwane dawniej  $Ra G$ ,  $Ac D$  i  $Th D$  są końcowymi członami: każdy jednej z trzech gałęzi genealogicznego drzewa promieniotwórczych pierwiastków (trzy szeregi: radu, aktynu i toru). Występowanie ołowiu we wszystkich minerałach, zawierających uran, w stałym prawie do innych składników stosunku, zdawało się wskazywać na to, że ołów jest końcowym produktem przemian w szeregu uranoradowym. Skądinąd toryt cejloński, minerał zawierający tor, lecz bardzo mało uranu, stale zawiera ołów. Dokładne badania stwierdziły, że ołów pochodzenia uranoradowego posiada ciężar atomowy 206,05 (O. Höning Schmid), ołów zaś otrzymany z torytu — ciężar atomowy 207,9 (O. Höning Schmid). Wiadomo, że ciężar atomowy zwyczajnego ołowiu wynosi 207,2. Zważywszy, że w pokoleniu uranu znajdujemy w linii zstępnej ośm pierwiastków, wysyłających promienie  $\alpha$ , każdy zaś atom, tracąc cząstkę  $\alpha$ , zmniejsza swój ciężar atomowy o 4 jednostki, ciężar atomowy ołowiu pochodzenia urano-radowego powinien wynosić  $238,18 - 8 \cdot 4 = 206,18$ , co zgadza się z ciężarem atomowym  $Ra G$  ( $Ra \Omega'$ ), otrzymanym z pomiarów. W pokoleniu toru znajdujemy w linii zstępnej sześć pierwiastków wysyłających promienie  $\alpha$ . Powtarzając podobne obliczenie, otrzymujemy dla  $Th D$  ( $Th \Omega''$ )  $232,12 - 6 \cdot 4 = 208,12$ , liczbę bardzo zgodną z ciężarem atomowym ołowiu, otrzymanego z torytu (207,9). Po za różnicą ciężaru atomowego, żadnej innej różnicy pomiędzy  $Ra G$ ,  $Th D$ , a ołowiem zwyczajnym nie wykryto,  $Ra G$  i  $Th D$  są izotopami ołowiu.

Z przykładu, rozważanego przed chwilą, widzimy, że przystoczenie pierwiastka jest połączone z prawdziwą „wędrówką po układzie okresowym“.

Tablica 12.



W r. 1913 Soddy, Fajans i Russell, niezależnie jeden od drugiego, wykrywają prawo przesunięć pierwiastków

T a b l i c a 13.

70

PIERWIASTKI PROMIENIOTWORCZE I ICH STAŁE PODŁUG DANYCH MIĘDZYNARODOWYCH NA ROK 1929.

Nazwa	Symbol	Półokres trwania T	Średni okres życia θ	Natura promienio- wania	Zasięg w powietrzu (0°, 750 mm) (α) cm	Szybkość cząstek w stos. do szybk. światła (α i β)	Przenikli- wość promie- ni γ (w Al) cm
S z e r e g u r a n o r a d o w y.							
Uran I	UI	4,67 · 10 <sup>9</sup> lat	6,75 · 10 <sup>9</sup> lat	α	2,59	0,0470	
Uran X <sub>1</sub>	UX <sub>1</sub>	24,6	35,5 dni	β			
Uran X <sub>2</sub>	UX <sub>2</sub>	1,15 min.	1,65 min	β(γ)			24; 0,7; 0,14
[Uran Z]	UZ	6,7 godz.	9,7 godz.	β			
Uran II	UII	1,3 · 10 <sup>4</sup> lat	1,9 · 10 <sup>4</sup> lat	α	3,11	0,0499	
Jon	Jo	6,9 · 10 <sup>4</sup> lat	10 <sup>5</sup> lat	α	2,85	0,0485	
Rad	Ra	1690 lat	2440 lat	α (β + γ)	3,13	α 0,0500; β 0,52; 0,65	354; 16; 0,27
Radon	Rn	3,83 dni	5,525 dni	α	3,94	0,0540	
Rad A	RaA	3,0 min	4,32 min	α	4,50	0,0565	
Rad B	RaB	26,8 min	38,7 min	β(γ)		0,36; 0,41; 0,63; 0,70; 0,74	230; 40; 0,51
Rad C	RaC	19,5 min	28,1 min	99,97% β i γ		0,786; 0,862; 0,949; 0,957	0,115
Rad C'	RaC'	10 <sup>-6</sup> sek	10 <sup>-6</sup> sek	α	6,57	0,0641	
Rad D	RaD	16,5 lat	23,8 lat	(β i γ)		0,33; 0,39	45; 0,99
Rad E	RaE	5,0 dni	7,2 dni	β			
Polon (Rad F)	Po (RaF)	140 dni	202 dni	α(γ)	3,67	0,053	585
Rad Ω' (ołów)	RaΩ'						
	Pb <sup>206</sup>						
Rad C	RaC			0,03% α	?		
Rad C''	RaC''	1,4 min	2,0 min	β			
Rad Ω''	RaΩ''						
hipotetyczny							

S z e r e g a			
Uran	U		
Uran Y	UY	1,04 dni	1,5 dni
Protoaktyn	Pa	$2 \cdot 10^4$ lat	$2,9 \cdot 10^4$ lat
Aktyn	Ac	20 lat	28,8 lat
Radjoaktyn	RdAc	19,5 dni	28,1 dni
Aktyn X	AcX	11,4 dni	16,4 dni
Aktynon	An	3,9 sek	5,6 sek
Aktyn A	AcA	$2,0 \cdot 10^{-3}$ sek	$2,9 \cdot 10^{-3}$ sek
Aktyn B	AcB	36,1 min	52,1 min
Aktyn C	AcC	2,15 min	3,10 min
Aktyn C''	AcC''	4,71 min	6,83 min
Aktyn $\Omega''$ hipotetyczny	Ac $\Omega''$		

S z e r e g			
Tor	Th	$1,31 \cdot 10^{10}$ lat	$1,59 \cdot 10^{10}$ lat
Mezotor I	MsTh I	6,7 lat	9,67 lat
Mezotor II	MsTh II	6,2 godz.	8,9 godz.
Radjotor	RdTh	2,02 lata	2,91 lat
Tor X	Th X	3,64 dni	5,25 dni
Toron	Tn	54 sek	78 sek
Tor A	ThA	0,14 sek	0,20 sek
Tor B	ThB	10,6 godz.	15,3 godz.
Tor C	ThC	60 min	87 min
Tor C'	ThC'	10-11 sek	10-11 sek
Tor $\Omega'$ ołów	Th $\Omega'$ Pb <sup>208</sup>		
Tor C	ThC		
Tor C''	ThC''	3,1 min	4,5 min
Tor $\Omega''$ ołów	Th $\Omega''$ Pb <sup>208</sup>		



k t y n o w y.

$\alpha$			
$\beta$			
$\alpha$	3,31±	0,0510	
—			
$\alpha(\beta)$	4,36	$\alpha$ 0,0559; $\beta$ 0,38; 0,43; 0,49 0,53; 0,60; 0,67; 0,73	25; 0,19
$\alpha$	4,17	0,0559	
$\alpha$	5,40	0,0600	
$\alpha$	6,16	0,0627	
$(\beta \text{ i } \gamma)$			120; 31; 0,45
$\alpha$	5,12	0,0589	
$\beta \text{ i } \gamma$			0,198

t o r o w y.

$\alpha$	2,58	0,0469	
—			
$\beta \text{ i } \gamma$		0,37; 0,39; 0,43; 0,50; 0,57; 0,60; 0,66 $i > 0,70$	26; 0,116
$\alpha(\beta)$	3,67	$\alpha$ 0,0327; $\beta$ 0,47; 0,51	
$\alpha$	4,08	0,0546	
$\alpha$	4,74	0,0574	
$\alpha$	5,40	0,0600	160; 32; 0,36
$\beta \text{ i } \gamma$		0,63; 0,72	
$65\% \beta$		(C + C'') 0,29; 0,36; 0,93 do 0,95	
$\alpha$	8,16	0,0688	
$35\% \alpha$	4,55(?); 4,69(?)	0,0572	0,096
$\beta \text{ i } \gamma$		(patrz ThC)	

promieniotwórczych w zależności od natury wysyłanego promieniowania.

Emisja cząstki  $\alpha$  sprowadza przesunięcie pierwiastka w układzie okresowym o dwa miejsca w lewo, utrata cząstki  $\beta$  — o jedno w prawo.

Tak więc atom radu, pierwiastka grupy II, tracąc cząstkę  $\alpha$ , przemienia się w atom radonu ( $Rn=RaEm$ ) pierwiastka, należącego do VIII grupy układu; lub tor (grupa IV), tracąc cząstkę  $\alpha$ , przemienia się w mezotor I, izotop radu (grupa II), mezotor I, tracąc cząstkę  $\beta$ , przemienia się w mezotor II, izotop aktynu (grupa III), ten zaś, tracąc jeszcze jedną cząstkę  $\beta$  — w radjotor, izotop toru (grupa IV). Widzimy, że przemiana, połączona z utratą jednej cząstki  $\alpha$  i kolejną emisją dwu cząstek  $\beta$ , tworzy pierwiastek, chemicznie podobny do wyjściowego. Ten osobliwy atawizm — podobieństwo do „pradziadka” (Soddy) — jest przyczyną istnienia izotopów w obrębie jednego szeregu.

Tabela 12 daje genealogję współżyjących dziś na powierzchni ziemi 15 pokoleń uranu, 11 pokoleń toru i 8 pokoleń aktynu, wskazuje ich położenie w układzie okresowym, podaje średni okres życia każdego pierwiastka (średni okres życia  $\theta = 1,443 T$ ) oraz naturę jego promieniowania. Widzimy z niej, jak serje wyrównane w grupie II na linii Ra, ThX, AcX, powtarzają dalej wspólny typ przeistoczeń.

Tabela 12 zbudowana jest w ten sposób, że na osi rzędnych wystawione są wartości ciężaru atomowego, na osi zaś odciętych szereg liczb od 81 do 92 włącznie. Na razie będziemy je rozumieć, jako kolejne liczby pierwiastków. Jeżeli, numerując w ramach nowoczesnego układu pierwiastków wszystkie możliwe gatunki materji, najcięższemu — uranowi damy liczbę 92, każdy pierwiastek, a ściślej plejada izotopów, otrzymuje pewną liczbę

Głębsze znaczenie tych liczb atomowych związane jest z odkryciami, zrobionymi w latach 1908—1914.

Zauważmy, że trzy emanacje (radu, toru i aktynu) mieszczą się w grupie ósmej. Wprowadzenie dodatkowej grupy zerowej byłoby sprzeczne z prawem przesunięć Soddy'ego, Russella i Fajansa. Jest to przyczyna, dla której w nowoczesnej klasyfikacji pierwiastków (patrz tabl. 14) homologi emanacji — gazy szlachetne (He, Ne, Ar, Kr, X) tworzą prawą kolumnę grupy ós-

mej nie zaś oddzielną grupę zerową, jaką tworzyły we wcześniejszych układach.

#### 6. Liczba atomowa pierwiastka.

Z chwilą odkrycia izotopów, ciężar atomowy stracił znaczenie tej fizycznej stałej, która określa położenie pierwiastka w układzie.

A jednak praktyczne znaczenie układu, jako klasyfikacji naturalnej, było zbyt wielkie, aby chemicy mieli się wyrzec ulubionego schematu. Owszem, ramy układu nie tylko trwały, ale wzmacniały się, skoro z nimi prawo przesunięć wiązało przemiany promieniotwórcze. Również nie ulegała wątpliwości okresowość fizycznych i chemicznych cech pierwiastków na całej — z wyjątkiem pola pierwiastków ziem rzadkich — przestrzeni układu.

Gdybyśmy w stanie rzeczy, który poprzedzał wymienione wyżej lata (1908—1914) zechcieli ponumerować wszystkie zajęte i wolne miejsca w układzie, odpowiadające — pierwsze istniejącym, drugie hipotetycznym pierwiastkom, nasunęłyby się nam dwie ważne wątpliwości. Dotyczyłyby one tych mianowicie pól układu, gdzie zachodzi powstrzymanie okresowości, a więc w gromadzie metali ziem rzadkich, oraz w trzech triadach: żelaza, palladu i platyny. W pierwszym przypadku nie byłibyśmy pewni, czy lista istniejących metali ziem rzadkich jest zakończona, w drugim, czy triady: żelazo, kobalt, nikiel; ruten, rod, pallad; osm, iryd, platyna nie wypadnie zastąpić kiedyś tetradami naprzykład. Przecie odkrycie u schyłku ubiegłego stulecia gazów szlachetnych, jakkolwiek nie poruszyło podstaw gmachu klasyfikacji okresowej, spowodowało wszakże powiększenie liczby pierwiastków w okresie i znaczenie oktaf. Odkrycie nowego pierwiastka w grupie metali ziem rzadkich, lub trzech nowych pierwiastków VIII grupy zmusiłoby do zmiany już wprowadzonej numeracji pierwiastków.

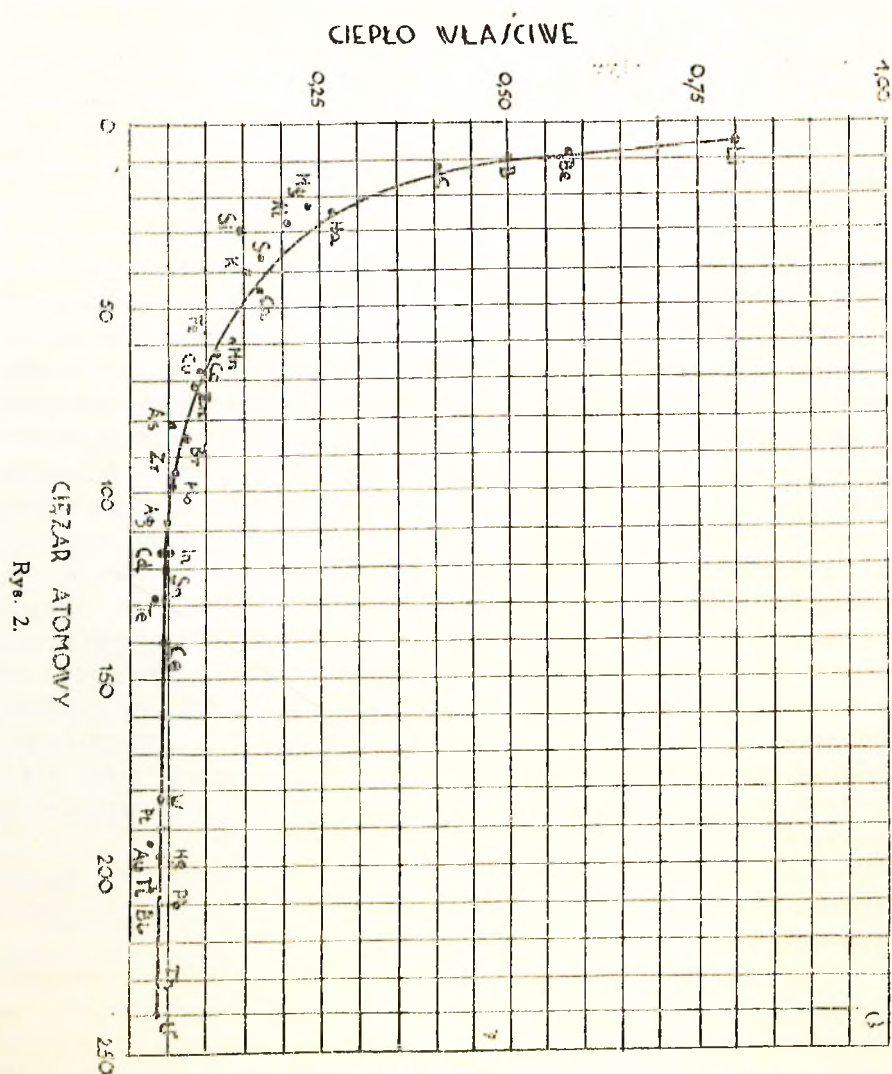
Zagadnienie klasyfikacji pierwiastków koncentruje się na pytaniu, czy liczba miejsc w układzie (w granicach wodór — uran) jest liczbą ograniczoną.

Niewątpliwie wykrycie takiej wspólnej wszystkim pierwiastkom własności, której nasilenie wzrastałoby o pewną wartość niezmienną, wraz z posunięciem się o jedno miejsce w szeregu pierwiastków, niezależnie zatem od okresowego biegu innych cech, stanowiłoby zdobycz ogromnie cenną dla klasyfikacji pierwiastków.

Mamy przykład podobnej zależności w prawie Dulong'a i Petit'a (1819). Ciepło właściwe ciał prostych w stanie sku-

pienia stałym maleje w miarę wzrostu ciężaru atomowego odpowiadających im pierwiastków.

Jeżeli na osi odciętych odłożymy ciężary atomowe, a na osi rzędnych—ciepło właściwe odpowiednich pierwiastków (w stanie



ich wyodrębnienia) i szereg otrzymanych na wykresie punktów połączymy linią, to kształt otrzymanej linii zbliża się do kształtu hiperboli (patrz rys. 2).

Mamy tu do czynienia z zależnością, zbliżoną do zależności odwrotnie proporcjonalnej. Iloczyn z ciepła właściwego i ciężaru atomowego, czyli tak zwane ciepło atomowe, przybierze wartość bliską 6,4.

Jednak cztery pierwiastki, beryl, bor, węgiel i krzem nie podpadają pod tę prawidłowość. Pozatem indywidualne odchylenia od prawa Dulong'a i Petit'a wahają się w granicach szerokich (6,9 — 5,4) nawet dla pozostałych pierwiastków, wreszcie na ciepło atomowe wpływa postać, w jakiej krystalizuje ciało proste. Korzyść, jaka dla nauki o pierwiastkach wypłynęła z prawa Dulong'a i Petit'a, polega na tem, że orjentuje nas w wyborze pomiędzy kilkoma możliwymi wielokrotnościami ciężaru atomowego (patrz rozdział 3, także zastosowanie układu Mendelejewa).

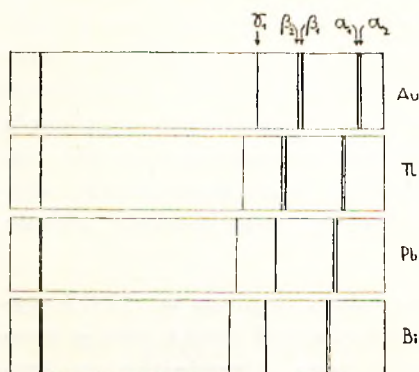
Utrwalić kolejność pierwiastków miało dopiero w r. 1913 wykrycie zależności, która łączy widmo wysyłanych przez atomy pierwiastka promieni X z kolejną liczbą tego pierwiastka w szeregu innych. Nauka zawdzięcza odkrycie tej zależności pracom H. G. J. Moseley'a. Już Ch. G. Barkla stwierdził, że metal, naświetlany twardymi (mała długość fali, duża przenikliwość) promieniami X, bądź katodowymi promieniami, sam wysyła promienie X (wtórne) o widmie charakterystycznym—nie dla pierwotnego promieniowania, a właśnie dla naświetlanego metalu. To widmo odznacza się prostotą i znakomitą jednością struktury dla różnych metali. Rozróżniamy w niem trzy serje (w kolei malejącej twardości) *K*, *L*, *M*. Serję *K* (cztery linje) wysyłają wszystkie pierwiastki, począwszy od sodu i kończąc na cynie. Poczynając od cynku, widmo wzbogaca się o linje serji *L*. Wreszcie, od złota począwszy, występuje w charakterystycznym widmie X trzecia serja *M*. W miarę posuwania się ku większym masom atomowym, przenikliwość promieni każdej serji wzmaga się, długość fali maleje, częstość drgań wzrasta.

W r. 1913 Moseley, posługując się metodą interferencji promieni X w kryształach, dokonał pomiaru długości fali głównych linii serji *K* oraz serji *L*—na odcinku układu: od glinu do srebra dla serji *K* i od cyrkonu do złota dla serji *L*.

Prosta matematyczna zależność łączy częstość drgań  $\frac{1}{\lambda}$  każdej z osobna rozpatrywanej linii z kolejną liczbą *Z* pierwiastka.

Tak np. dla serji  $K$  mamy  $\sqrt{\frac{1}{\lambda}} = k' (Z - 1)$  dla serji  $L$   $\sqrt{\frac{1}{\lambda}} = k'' (Z - 7,4)$ , gdzie  $k'$  i  $k''$  są to pewne stałe<sup>1)</sup>.

Pierwiastek kwadratowy z liczby drgań badanej linii jest proporcjonalny do pewnej liczby, która wzrasta o jedność, gdy przechodzimy od rozpatrywanego pierwiastka do następnego.



Rys. 3

Rys. 3 przedstawia obraz kilku linii  $\alpha_1$ ,  $\alpha_2$ ,  $\beta_1$ ,  $\beta_2$ ,  $\gamma_1$  serji  $M$  na odcinku złoto-bizmut. Brak na fotogramie widma rtęci powoduje, że odległość pomiędzy odpowiadającymi sobie liniami złota i talu jest dwa razy większa, niż odległość między takimi liniami dla talu i ołowiu, lub ołowiu i bizmutu.

Rys. 4 daje obraz zależności, jaka istnieje pomiędzy pierwiastkiem kwadratowym z liczby drgań głównej linii w każdej z trzech serji  $K$ ,  $L$  i  $M$  a kolejną liczbą pierwiastka w układzie okresowym.

Doświadczalne oznaczenie  $\sqrt{\nu} = \sqrt{\frac{1}{\lambda}}$  pozwala nam na wyznaczanie kolejnej liczby  $Z$  pierwiastka w szeregu.

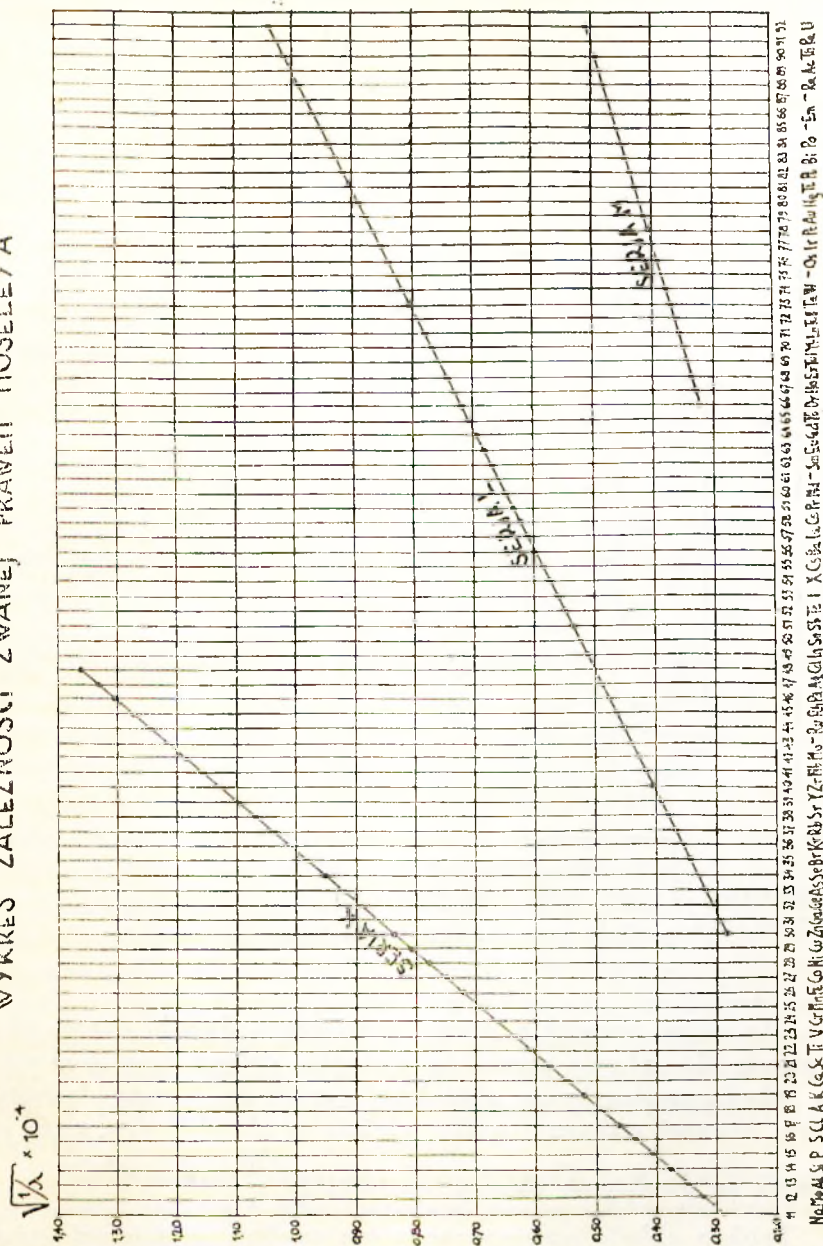
W ten sposób zagadnienie numeracji pierwiastków zostaje pomyślnie rozwiązane.

Tablica 13 podaje nowoczesny układ pierwiastków, opatrzony w kolejne liczby, czyli w tak zwane liczby atomowe pierwiastków.

Sprzeczne z podstawowym założeniem Mendelejewa, a zgodne z chemicznym charakterem położenie pierwiastków Ar (39,91) — K (39,096), Co (58,94) — Ni (58,69), Te (127,5) — J (126,952), których ciężar atomowy uległ od czasów Mendelejewa gruntownej i wielokrotnej rewizji, znajduje zupełne poparcie w prawie Moseley'a.

<sup>1)</sup>  $k' = \sqrt{\frac{3}{4}}$ ,  $k'' = \sqrt{\frac{5}{36}}$ ,  $Z$  kolejna liczba pierwiastka.

WYKRES ZALEŻNOŚCI ZWANEJ PRAWEM MOSELEYA



Rys. 4.

Pierwiastki, tworzące trzy triady grupy ósmej, oraz metale ziem rzadkich stanowią gatunki materji odrębne. Ani w grupie VIII, ani też w grupie metali ziem rzadkich nie możemy spodziewać się wykrycia większej liczby pierwiastków ponad 15 w grupie VIII i ponad 16 w grupie metali ziem rzadkich.

T a b l i c a 14.

NOWOCZESNY UKŁAD PIERWIASTKÓW

	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII
1							<sup>1</sup> H 1,008	<sup>2</sup> He 4,00
2	<sup>3</sup> Li 6,94	<sup>4</sup> Be 9,01	<sup>5</sup> B 10,81	<sup>6</sup> C 12,00	<sup>7</sup> N 14,008	<sup>8</sup> O 16,004	<sup>9</sup> F 19,00	<sup>10</sup> Ne 20,18
3	<sup>11</sup> Na 22,9897	<sup>12</sup> Mg 24,31	<sup>13</sup> Al 26,97	<sup>14</sup> Si 28,08	<sup>15</sup> P 31,027	<sup>16</sup> S 32,06	<sup>17</sup> Cl 35,467	<sup>18</sup> Ar 39,94
4	<sup>19</sup> K 39,098	<sup>20</sup> Ca 40,07	<sup>24</sup> Se 45,96	<sup>26</sup> Ti 48,0	<sup>23</sup> V 50,94	<sup>24</sup> Cr 52,00	<sup>25</sup> Mn 54,93	<sup>26</sup> Fe 55,84 <sup>27</sup> Co 58,94 <sup>28</sup> Ni 58,69
	<sup>29</sup> Cu 63,57	<sup>30</sup> Zn 65,39	<sup>31</sup> Ga 69,72	<sup>32</sup> Ge 72,60	<sup>33</sup> As 74,96	<sup>34</sup> Se 79,2	<sup>35</sup> Br 79,96	<sup>36</sup> Kr 83,8
5	<sup>37</sup> Rb 85,47	<sup>35</sup> Sr 87,62	<sup>39</sup> Y 88,9	<sup>40</sup> Zr 91	<sup>41</sup> Nb 92,9	<sup>42</sup> Mo 95,9	<sup>43</sup> Tc 98,9	<sup>44</sup> Ru 101,1 <sup>45</sup> Rh 102,91 <sup>46</sup> Pd 106,4
	<sup>47</sup> Ag 107,868	<sup>48</sup> Cd 112,4	<sup>49</sup> In 114,8	<sup>50</sup> Sn 118,70	<sup>51</sup> Sb 121,77	<sup>52</sup> Te 127,6	<sup>53</sup> I 126,905	<sup>54</sup> Xe 131,3
6	<sup>53</sup> Cs 132,91	<sup>54</sup> Ba 137,33	GRUPA METALI ZIEM RZADKICH			<sup>73</sup> Ta 181,8	<sup>74</sup> W 183,8	<sup>76</sup> Os 190,2 <sup>77</sup> Ir 192,22 <sup>78</sup> Pt 195,08
	<sup>79</sup> Au 196,967	<sup>80</sup> Hg 200,59	<sup>64</sup> Tl 204,39	<sup>62</sup> Pb 207,2	<sup>63</sup> Bi 208,98	<sup>81</sup> Po (210)	<sup>82</sup> At (210)	<sup>86</sup> Rn (222)
7	<sup>82</sup> Pb 207,2	<sup>84</sup> Ra 226,075	<sup>88</sup> Ac (227)	<sup>90</sup> Th 232,04	<sup>89</sup> Pa (231)	<sup>92</sup> U 238,03		

GRUPA METALI ZIEM RZADKICH	<sup>57</sup> La 138,9	<sup>58</sup> Ce 140,12	<sup>59</sup> Pr 140,92	<sup>60</sup> Nd 144,27	<sup>61</sup> Pm (145)	<sup>62</sup> Sm 152,0	<sup>63</sup> Eu 152,0	<sup>64</sup> Gd 157,25
	<sup>65</sup> Tb 158,9	<sup>66</sup> Dy 162,57	<sup>67</sup> Ho 164,93	<sup>68</sup> Er 167,27	<sup>69</sup> Tm 168,93	<sup>70</sup> Yb 173,05	<sup>71</sup> Lu 174,967	<sup>72</sup> Hf (178,5)

Obejmując wszystkie, oprócz pierwszych dwóch, okresy układu, prawo Mo s e l e y'a ogranicza w obrębie całego ciągu pierwiastków H—U ogólną liczbę gatunków materji do dziewięćdziesięciu dwóch, również wskazuje wolne miejsca w układzie tam, gdzie natrafiamy na dwukrotną różnicę wartości  $\sqrt{\frac{1}{\lambda}} \cdot 10^{-4}$ .

Tablica układu nowoczesnego nie zawiera oddzielnej grupy zerowej. Jak już wspominaliśmy wyżej, luki, które powstają



w połączonych grupach zerowej i ósmej, nie odpowiadają według M o s e l e y'a żadnemu hipotetycznemu pierwiastkowi.

Widzimy więc, że liczba atomowa pierwiastka dokładniej charakteryzuje pierwiastek, niż to czynił ciężar atomowy.

Od czasów odkrycia M o s e l e y'a liczba atomowa przybiera znaczenie konkretne. Jej stałość będzie stanowiła o trwałości nowoczesnego układu pierwiastków.

Zbudowana przez M e n d e l e j e w a klasyfikacja pierwiastków przeobraża się w okresową klasyfikację, gdzie rolę podstawy klasyfikacyjnej odgrywa liczba atomowa. Ciężar atomowy traci znaczenie podstawowej zmiennej niezależnej w układzie naturalnym; zachowuje tylko swe dawne znaczenie ważnej stałej w dziedzinie fizykochemii i stechiometrii.

#### 7. Głębsze znaczenie pojęcia liczby atomowej.

Badaniom M o s e l e y'a przyświecała chęć oparcia interpretacji wykrytego prawa na świeżych podówczas zdobyciach radiologii. W tych latach bowiem zarysowuje się ogólna teoria budowy atomu, ściśle związana z radiologią, a ugruntowana na nauce o elektryczności i magnetyzmie.

Pojęcie liczby atomowej nabiera bardziej realnego, eksperymentalnego znaczenia w tym właśnie czasie po pracach E. Rutherforda, H. Geigera i E. Marsdena nad przechodzeniem cząstek  $\alpha$  przez metalowe zasłony.

Już od roku 1900 wiadomo było (P i o t r C u r i e), że wiązka promieni  $\alpha$ , czyli strumień cząstek  $\alpha$ , może przechodzić przez metalowe blaszki, których grubość wynosi kilka setnych milimetra, czyli przedstawia nawarstwienie wielu tysięcy pokładów atomowych. Do stwierdzenia przechodzenia cząstek  $\alpha$  nadawała się metoda scyntylicyj. W roku 1903 J. E l s t e r, H. G e i t e l i W. C r o o k e s wykrywają, że cząstki  $\alpha$  obdarzone są własnością wywoływania błysków na ekranie, powleczonym siarczkiem cynku. Każda cząstka  $\alpha$ , która przeszła przez blaszkę, wywołuje na ustawionym za nią w odpowiedniej odległości ekranie pojedynczy błysk, czyli scyntylicję.

Na swym przebiegu (po linii prostej) przez warstwę metalu grubości  $l$  cząstka  $\alpha$  musi napotkać pewną liczbę sfer atomowych metalu równą

$$\pi R^2 n t$$

gdzie  $R$  oznacza promień atomu metalu,  $n$ —liczbę atomów w jednostce objętości metalu <sup>1)</sup>.

Z powodu ścisłego nawarstwienia atomów, niepodobna, aby cząstka  $\alpha$  przeszła przestrzenią międzyatomową, innymi słowy, aby uniknęła spotkania z bardzo wieloma atomami. Sam fakt przechodzenia cząstki  $\alpha$  przez mnóstwo napotykanym atomów <sup>2)</sup> mówi o tym, że atom nie jest spójną bryłą, lecz rozpięchłym układem cząstek czy ciałek. Jednakże scyntylacje obserwujemy na tarczy szerszej niż przekrój wiązki. Widocznie cząstki, przechodząc przez metal, doznają rozproszenia. Zobaczmy teraz, jakie zapatrywania na budowę atomu panowały w nauce w chwili, gdy rozproszenie cząstek  $\alpha$  stało się w ręku Rutherforda i jego współpracowników narzędziem do badania budowy atomu.

Tożsamość najmniejszych, otrzymanych z rozmaitych źródeł (strumienie katodowe, strumienie  $\beta$ ) ujemnych cząstek elektrycznych, czyli elektronów (nazwa wprowadzona przez Johnstone'a Stoney'a) wskazuje na elektron, jako na powszechny składnik atomów. Stąd z zagadnieniem budowy atomu wiąże się ściśle „atomistyka“ elektryczna. Jeżeli atom jako całość, ma być układem nienaelektryzowanym, liczba wchodzących w skład atomu jednostek elektrycznych musi być całkowita, liczba zaś ujemnych i dodatnich jednostek — równa.

Założenie, że ładunek elektronu stanowi elementarną jednostkę elektryczności ujemnej, znajduje swój odpowiednik w przypuszczeniu, że naładowany atom wodoru niesie najmniejszą ilość elektryczności dodatniej. Istotnie, ta najmniejsza ilość elektryczności dodatniej (elementarny ładunek dodatni) okazała się jednakowa dla jonu wodoru w zjawisku elektrolizy i dla najmniejszego ładunku jonu gazowego. Stąd powstała koncepcja, że atom wodoru jest to najmniejsza znana masa, związana z elektrycznością dodatnią. Masa ta jest 1840 razy większa od masy elektronu. Elektromagnetyczna teoria masy poucza, że masa określonego ładunku elektrycznego wzrasta w miarę zmniejszania się promienia kuli, której powierzchnię pokrywa ładunek: 1840 razy większa

<sup>1)</sup>  $\pi R^2 t$  jest objętością walca o promieniu równym promieniowi sfery atomowej.

<sup>2)</sup> Znajomość liczby Avogadro umożliwia nam obliczenie liczby warstw atomowych, które przechodzi cząstka  $\alpha$  w swym biegu przez metal.

masa jonu wodorowego staje się zrozumiała<sup>1)</sup>, jeżeli założymy, że objętość jego jest znacznie mniejsza od objętości elektronu. Według obliczeń promień elektronu wynosi  $10^{-13}$  cm. Rutherford nazwie ten jon wodorowy protonem. W protonie domyślamy się wtórego, dodatniego składnika materji.

Opierając się na spostrzeżeniu, że elektryczności dodatniej niepodobna oddzielić od materji, J. J. Thomson podaje w r. 1902 taką koncepcję atomu.

Dodatni ładunek atomu rozkłada się jednostajnie w obszarze kuli, której objętość jest równa objętości samego atomu. W tej sferze elektrony umieszczone są regularnie w ściśle określonej liczbie na powierzchniach współśrodkowych. W r. 1904 Thomson próbuje zastosować swój model atomowy do interpretacji zjawiska rozpraszania cząstek  $\alpha$ , wywołanego przez blaszki metalowe: elektrony miałyby tu odgrywać rolę czynników rozpraszających.

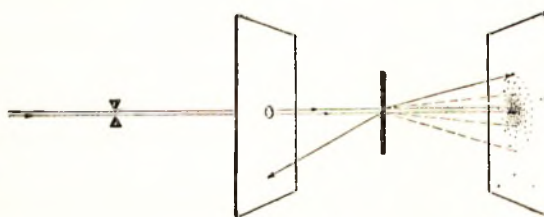
Badania Geigera (1908) oraz Geigera i Marsdena (1909), dotyczące repartycji scyntylicyj pomiędzy współśrodkowe pierścienie fluoryzującego ekranu, dowiodły, że liczba cząstek  $\alpha$ , odchylonych w swym biegu o pewien kąt, maleje w miarę wzrostu tego kąta znacznie wolniej, niż tego wymaga teoria Thomsońska. Ani też grubość blaszki metalu nie wpływa tak, jak przewiduje teoria. Niezgodność wypada najjaskrawsza dla tych osobliwych scyntylicyj, które daje ekran, ustawiony przed blaszką i zwrócony fluoryzującą warstwą ku powierzchni metalu od strony padania cząstek  $\alpha$  (patrz rys. 5). Nie są liczne te scyntylicje: w przypadku, gdy na blaszkę platynową padają cząstki  $\alpha$  radu C, jedna tylko cząstka na 8000 odchyła się w swym biegu o kąt większy od prostego. Jednak i taki ułamek znacznie przewyższa liczbę, którą otrzymalibyśmy, posługując się w obliczeniu teorią prawdopodobieństwa i stosując założenie Thomsońskie o zbiorowym działaniu elektronów.

Rutherford zastępuje Thomsoński pomysł jednostajnie (w całej objętości) naelektryzowanej sfery dodatniej, równej sferze atomu, inną koncepcją. Całkowity dodatni ładunek atomu skupia się w jego sferze centralnej

<sup>1)</sup>  $m = \frac{2e^2}{3rC^2}$ , gdzie  $m$  masa cząstki,  $e$  jej ładunek,  $r$  promień,  $C$  szybkość światła [J. J. Thomson (1881)].

czyli bardzo małym jądrem atomowym. Elektrony otaczają jądro; są one rozsiępane w pewnych odległościach od jądra w sferze względnie ogromnej i próżnej, stanowiącej obszar całego atomu. Liczba elektronów musi być taka, aby atom tworzył układ na zewnątrz obojętny.

Skupienie ładunku dodatniego w małej objętości wytwarza potężne pole elektryczne. Małe rozmiary zarówno jądra atomu me-



Rys. 5.

talum jak cząstki  $\alpha$ , która sama jest jądrem atomu helu—sprawiają, iż cząstka  $\alpha$ , chociaż mknie po przez sfery niezliczonych atomów, rzadko bardzo spotyka na swej drodze jądro atomowe.

Siła wzajemnego, zgodnego z prawem Coulomba odpychania spowoduje w przypadku, gdy odległość między cząstką  $\alpha$ , a jądrem będzie dostatecznie mała, hiperboliczne wykrzywienie toru cząstki czyli odchylenie jej biegu o kąt  $> 90^\circ$ .

Doświadczenia Geigera, Marsdena, Rutherforda i Nuttalla wykonane w ciągu lat 1911—1912 całkowicie potwierdziły teorię jądra atomowego i rozciągnęły jej zastosowanie na szereg nowych pierwiastków.

Gdy Moseley w r. 1913 rozpoczął swe badania nad widmem charakterystycznych promieni X, poszukiwaniami młodego uczonego kieruje myśl, że właśnie ładunek jądra atomowego, nie zaś, jak powszechnie mniemano dotąd, masa (ciężar) atomu stanowi o własnościach pierwiastka <sup>1)</sup>. Wielka wojna przecięła naukową twórczość Moseley'a <sup>2)</sup>. Plonem pracy angielskiego badacza będzie utrwalenie położenia trzech „emancypacji” w układzie okresowym, ustalenie ogólnej liczby pierwiastków, wreszcie wskazanie wolnych miejsc w układzie, które odpowiadają istniejącym prawdopodobnie chociaż nieznanym jeszcze pier-

<sup>1)</sup> Rutherford N. W. 126 (1924).

<sup>2)</sup> Zabity pod Gallipoli w r. 1915.

wiastkom. Moseley skłania się do wniosku, że liczba atomowa pierwiastka jest miarą ładunku jądra jego atomu.

Badacze szkoły Rutherforda opracowali wzmiankowane wyżej zjawisko rozpraszania cząstek  $\alpha$  także w kierunku obliczenia ładunku jądra. Otrzymane dla różnych pierwiastków wartości wynoszą blisko połowę ciężaru atomowego. Wszakże ciężar atomowy wszystkich pierwiastków z wyjątkiem tlenu (podstawa obliczeń = 16) i kilku innych (patrz tablica 14) wyraża się liczbą ułamkową. Ładunek jądra w założeniu musi być liczbą całkowitą. Taką liczbą całkowitą, przytem dla pierwiastka o niskim ciężarze atomowym bliską połowy ciężaru atomowego, jest kolejna liczba pierwiastka w naturalnym układzie.

W r. 1913 Van der Broek formułuje przypuszczenie, że dodatni ładunek jądra, wyrażony w elementarnych ładunkach, równa się liczbie atomowej pierwiastka.

Celem sprawdzenia hipotezy Van der Broek'a, Chadwick zbadał (w r. 1920) kilka metali udoskonaloną metodą Geigera. Rezultaty potwierdziły przewidywania Van der Broek'a. Wartości naboju jądra, oznaczone dla platyny, srebra i miedzi, wypadły 77,4 46,3 i 29,3 podczas gdy liczby atomowe tych pierwiastków wynoszą 78, 47 i 29.

Zgodnie z założeniem Rutherforda liczba tych wszystkich elektronów, które otaczają jądro, musi być równa liczbie atomowej.

Liczba atomowa, rozumiana jako dodatni ładunek jądra, daje nam wytłomaczenie prawa przesunięć pierwiastków promieniotwórczych. Jeżeli zjawiska promieniotwórcze zwiążemy z rozpadem jądra atomowego, wówczas jasne jest, że cząstka  $\alpha$ , unosząc dwa ładunki dodatnie elementarne, obniża ładunek jądra, zatem liczbę atomową o dwie jednostki, co równoważne jest z przesunięciem pierwiastka o dwa miejsca w lewo w szeregu naturalnym.

Jeżeli źródłem emisji cząstki  $\beta$  jest również jądro, zrozumiałem się staję, dlaczego utrata pojedynczego ładunku ujemnego stanowi o przesunięciu pierwiastka o jedno miejsce w prawo.

8. Zmiany w szeregu metali ziem rzadkich.

W r. 1906 Demarçay oddzielił metodą cząstkowej krystalizacji azotanu samaru nowy pierwiastek europ, (Eu). W r. 1907

Urbain, a w r. 1908 Auer von Welsbach odkrywają, że pierwiastek zwany iterbem (Yb) jest w istocie mieszaniną dwóch pierwiastków: neoterbu i lutecium (Urbain), czy też, jak je nazwał Welsbach, aldebaranium i cassiopeium. Ciężar atomowy nowych pierwiastków europu 152,0 i lutecium 174 (dziś 175,0) decydował o ich umieszczeniu w szeregu: pierwszego tuż po samarze, drugiego po iterbie.

Odkrycie Moseley'a odegrało doniosłą rolę w historii metali ziem rzadkich. Nowa metoda spektroanalityczna: badanie widma charakterystycznych promieni X, dała uczonym dogodny i pewny sposób rozpoznawania pierwiastków ziem rzadkich, co w porównaniu ze żmudną metodą chemiczną stanowiło postęp ogromny, dała ona również możliwość oznaczenia ich kolejności w układzie pierwiastków.

Zestawienie wartości  $\sqrt{\frac{1}{\lambda}} \cdot 10^{-4}$  dla wszystkich znanych w r. 1913 pierwiastków ziem rzadkich, których ciężary atomowe mieszczą się w granicach pomiędzy 137,37 (Ba) a 181,5 (Ta) wskazywało dwa wolne miejsca w szeregu szesnastu pierwiastków wogóle możliwych na tym odcinku. Jedno wolne miejsce znajduje się między neodymem i samarem, drugie między lutecium i tantalum. Te miejsca odpowiadają podług Moseley'a istniejącym, lecz niewykrytym (podówczas) dwóm pierwiastkom o kolejnych liczbach 61 i 72. Przed r. 1913 takie postawienie sprawy nie było możliwe, albowiem pauza w okresowości, jaką obserwujemy na odcinku pierwiastków ziem rzadkich (wyrażająca się w wielkim podobieństwie własności chemicznych), czyni kryterjum prawa Mendelejewa nie wystarczającym do tego, aby oznaczyć ogólną liczbę metali ziem rzadkich a stąd liczbę wolnych miejsc w ich szeregu.

Odkrycie siedemdziesiątego drugiego pierwiastka miało się stać wkrótce takim samym powodzeniem prawa Moseley'a, jak niegdyś odkrycie germanu było triumfem prawa okresowego.

W r. 1923 D. Coster i G. v. Hevesy wykrywają w zawierających cyrkon minerałach pochodzenia norweskiego domieszany do cyrkonu pierwiastek o liczbie atomowej 72, która to liczba według oznaczeń Dauvillier'a (1922) ma odpowiadać domniemanemu Urbainowskiemu celtium. Odkryty pierwiastek otrzymuje nazwę hafnu (hafnium).

Co do umieszczenia całej grupy pierwiastków ziem rzadkich w układzie istniały dwie możliwości. Można było bądź rozciągnąć

ich szereg na wszystkie grupy układu okresowego, bądź też skupić w obrębie grupy trzeciej i czwartej w jedną wspólną gromadę, podobnie jak to czynimy z każdą z trzech triad grupy ósmej. Bliższe wzajemne podobieństwo pierwiastków ziem rzadkich przemawia za drugą alternatywą (patrz tablica 14).

9. Nowe znaczenie ciężaru atomowego. Masa atomowa.

Lavoisierowska definicja ciał prostych, jako substancyj dotąd nierozłożonych, mogła nasunąć przypuszczenie, że wodór (najlżejszy z pierwiastków) jest składnikiem wszystkich innych ciał prostych. Już w r. 1812 Davy (Elements of Chemical Philosophy) mówi o ciałach „nierozłożonych“ jako o kombinacjach wodoru z innym pierwiastkiem, nieznanym w odosobnionej postaci i zastanawia się, czyby ta sama ważka materja nie mogła tworzyć w rozmaitym stanie elektrycznym, lub rozmaitym układzie, substancyj chemicznie różnych.

Ułamkowy charakter liczb, wyrażających ciężary atomowe pierwiastków, mierzone ciężarem atomu wodoru, jako jednostką, zdawał się przemawiać przeciwko podobnym koncepcjom.

Czy ta niezgodność nie płynie przypadkiem z braku dokładnych oznaczeń ciężaru atomowego? To pytanie niepokoii umysły badawcze niemal od chwili narodzin daltonowskiego pojęcia atomu.

W r. 1815 Prout w artykule „On the Relation between the Specific Gravities of Bodies in their Gaseous state and the Weights of their Atoms“ podał szereg liczb na poparcie tezy, iż ciężar właściwy 13 ciał prostych i około 20 złożonych w stanie gazowym jest dokładną wielokrotnością ciężaru właściwego wodoru. Prout bierze ciężar jednej objętości wodoru za ciężar atomowy tego pierwiastka i konkluduje, że ciężary właściwe gazów wyrażają ich ciężar atomowy w stosunku do wodoru. Prostując pewne błędy swego pierwszego artykułu, Prout w następnym artykule pisze: „Gdyby poglądy, które próbowałem wyłożyć, były prawdziwe, moglibyśmy uważać wodór za realizację prapierwiastka, *πρωτη υλη* starożytnych (mniemanie, nawiasem mówiąc, niezupełnie nowe)<sup>1)</sup>).

<sup>1)</sup> Oba artykuły ukazały się w Thomsona Annals of Philosophy (Listopad 1815 i Luty 1816) tom VI str. 321 i VII str. 111.

Częstym żartem czy paradoksem historii, wniosek Prout'a miał okazać się słuszny, chociaż argumenty, doprowadzające do wniosku, były błędne.

Dumas w r. 1859 uważa ciężary atomowe za wielokrotne pewnej wielkości, która się równa 0,5 lub 0,25 równoważnika wodoru.

Dokładne pomiary Stasa, również późniejsze wielokrotne sprawdzenie ciężarów atomowych nie potwierdziły przypuszczeń ani Prout'a, ani Dumas'a. Nowoczesna chemja otrzymuje w spadku po chemji wieku ubiegłego ciężary atomowe, jako liczby z reguły ułamkowe, nie stojące w stosunku prostym do ciężaru atomu wodoru.

Dopiero Thomsonowska elektromagnetyczna selekcja ciałek naładowanych szybkobieżnych, zastosowana po raz pierwszy do strumieni katodowych w r. 1897 (Thomson) a do strumieni kanalikowych w r. 1898 (Wien) i 1911 (Thomson), miała dać zagadnieniu ciężaru atomowego nowe oświetlenie i zadawalające rozwiązanie.

Osobliwe znaczenie, ze względu na pomiar ciężaru czy masy atomów, miały badania cząstek kanalikowych.

Działanie na bieg cząstki katodowej, czy kanalikowej pola magnetycznego oraz elektrycznego, stosowanych jedno od drugiego niezależnie, wskazywało, że cząstka jest naładowana i rozstrzygało o znaku jej ładunku. Thomson kompensuje działanie pola magnetycznego na bieg cząstki polem elektrycznym o odpowiednio dobranem natężeniu i kierunku. Siła, z jaką na cząstkę o ładunku  $e$ , poruszającą się z szybkością  $v$ , działa pole magnetyczne o natężeniu  $H$ , równa się

$$H e v$$

Tę siłę, działającą normalnie do toru, możemy, jako siłę dośrodkową, inaczej wyrazić, (dla szybkości nie nazbyt bliskich szybkości światła) jako

$$\frac{mv^2}{R}$$

gdzie  $m$  jest masą cząstki,  $R$  promieniem krzywizny jej toru. Z równania

$$\frac{mv^2}{R} = Hev \quad (1)$$



gdzie  $H$  jest znane, a  $R$  dane z doświadczenia, możemy, znając jeszcze  $v$ , otrzymać  $\frac{e}{m}$

$$\frac{e}{m} = \frac{v}{RH} \quad (2)$$

Thomson oznacza stosunek  $\frac{e}{m}$  cząstek katodowych, dobierając pole elektryczne o takim natężeniu  $h$ , aby znieść odchylenie, spowodowane polem magnetycznym. Wtedy

$$h e = H e v \quad (3)$$

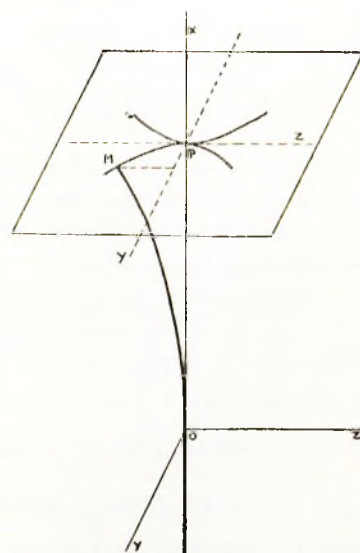
skąd

$$v = \frac{h}{H} \quad (4)$$

Dla cząstek dodatnich, tworzących strumienie kanalikowe, obie wielkości: zarówno  $\frac{e}{m}$ , jak  $v$  mogą być zmienne.

Thomsonowska metoda oznaczania stosunku  $\frac{e}{m}$  dla cząstek kanalikowych, czyli metoda krzywych parabolicznych polega na zastosowaniu pola magnetycznego i elektrycznego, które nakładają się w kierunku wspólnym  $Oy$  (patrz rys. 6).

Odchylenie magnetyczne  $z$  i odchylenie elektryczne  $y$  możemy w przypadku, gdy są dostatecznie małe, uważać za niezależne od siebie i wyrażać, jako współrzędne punktu  $M$  względem osi  $Pz$  i  $Py$ . W  $M$  tor cząstki przecina pole obserwacji. W  $P$  przecina to samo pole oś nieodchylonej wiązki  $Ox$ .  $Pz$  i  $Py$ , leżące w tym polu, bierzemy równoległe: pierwszą do  $Oz$  drugą do  $Oy$ . Odchylenie magnetyczne i elektryczne wyrażają się odpowiednio



Rys. 6.

$$z = A \frac{e}{m v} \quad (1) \quad v = B \frac{e}{m v^2} \quad (2)$$

$A$  i  $B$  są to stałe, zależne od natężenia odpowiednich pól i ich repartycji wzdłuż drogi, którą przebywa cząstka. Zatem  $z$  i  $y$  są to funkcje dwu zmiennych: prędkości  $v$  i stosunku  $\frac{e}{m}$ .

Mamy, dzieląc stronami równanie (1) przez (2),

$$\frac{z}{y} = \frac{A}{B} \cdot v \quad (3)$$

a dzieląc stronami podniesione do kwadratu równanie (1) przez równanie (2),

$$\frac{z^2}{y} = \frac{A^2}{B} \cdot \frac{e}{m} \quad (4)$$

Dla  $v$  otrzymujemy równanie linii prostej ( $v$  jest proporcjonalne do  $z$  i odwrotnie proporcjonalne do  $y$ ).

Dla  $\frac{e}{m}$  — równanie linii krzywej parabolicznej ( $\frac{e}{m}$  jest proporcjonalne do kwadratu  $z$  i odwrotnie proporcjonalne do  $y$ ).

Jeżeli wiązka składa się z cząstek, posiadających niejednakową prędkość i niejednakowy stosunek naboju do masy, wtedy skombinowane działanie pól elektrycznego i magnetycznego podda je odpowiedniej selekcji.

Cząstki, posiadające jednakową szybkość  $v$  i różny stosunek  $\frac{e}{m}$  <sup>1)</sup>, będą trafiały pole wzdłuż linii prostej, wychodzącej z  $P$ .

Cząstki o różnej szybkości lecz jednakowym stosunku  $\frac{e}{m}$  ułożą się wzdłuż paraboli  $PM$  stycznej do  $Pz$  w punkcie  $P$ ; osią tej paraboli będzie  $Py$ .

<sup>1)</sup> Przypadek taki jest możliwy, albowiem jonizacja cząstek o różnym stosunku  $\frac{e}{m}$  może zachodzić w rozmaitej odległości od katody, niejednakowy zaś spadek potencjału może spowodować wyrównanie ich szybkości.

Na płycie fotograficznej, umieszczonej w polu  $Pyz$ , otrzymamy obrazy tylu krzywych parabolicznych, ile rozmaitych wartości  $\frac{e}{m}$  będą miały poddane selekcji cząstki kanalikowe.

Wystarczy teraz zidentyfikować na kliszy jedną parabolę np. parabolę jonów wodoru  $H^+$  lub  $H_2^+$ , aby móc obliczyć stosunek  $\frac{e}{m}$ , tudzież, znając  $e$  jako zmienne w sposób nieciągły (1, 2, 3), masę  $m$  wszystkich cząstek, których parabole otrzymaliśmy na kliszy.

W r. 1912 Thomson poddał analizie metodą krzywych parabolicznych, gazy, pozostałe po odparowaniu ciekłego powietrza. Fotogram wskazywał obok dwu parabol, odpowiadających atomowi neonu (masa = 20) o pojedynczym i podwójnym ładunku dwie inne parabole, słabsze, odpowiadające cząstce o masie 22, których nie można było przypisać obecności jakiegokolwiek innego gazu oprócz neonu.

Ciężar atomowy neonu znany był jako 20,2.

Czułość metody w zastosowaniu do cząstki o masie względnie małej, jaką jest jon neonu, wystarcza do rozpoznania różnicy 0,2 jednostki ciężaru atomowego. Thomson i Aston wypowiadają przypuszczenie, że w sąsiedztwie parabol neonu występują parabole dwóch pierwiastków o identycznych z neonem własnościach lecz o różnej masie atomowej i że zagadkowy gaz o masie 22 stanowi dostrzegalną, acz małą część całkowitej ilości neonu.

Aston ulepsza metodę odchyień, poddając cząstkę w jej biegu ku kliszy, kolejnemu działaniu najpierw pola elektrycznego, potem magnetycznego (rys. 7).

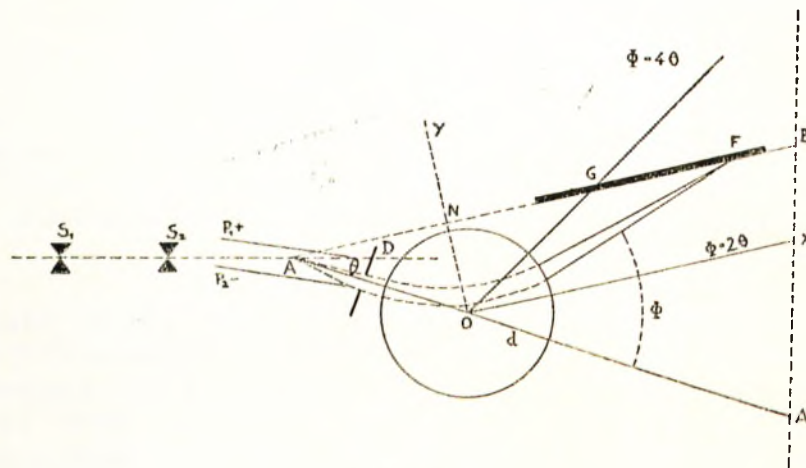
Kierunek pola elektrycznego układu się w płaszczyźnie rysunku; kierunek pola magnetycznego jest prostopadły do tej płaszczyzny.

Chodzi tu o to, aby wypływającą z różnej szybkości  $v$  rozbieżność cząstek o jednakowym stosunku  $\frac{e}{m}$  skompensować działaniem pola magnetycznego. Cząstki o różnym stosunku  $\frac{e}{m}$  będą trafiały różne miejsca pola, co zrozumiałe jest z porównania wzorów (1) i (2) gdzie  $v$  występuje odpowiednio to w pierwszej, to znów w drugiej potędze.

Gdy natężenie pola magnetycznego jest odpowiednio dobrane, skupimy wszystkie cząstki, posiadające jednakową wartość sto-

sunku  $\frac{e}{m}$  na jednej krótkiej bardzo, zatem ostro kreślącej się na kliszy linii prawie prostej (rzut jej widzimy w punkcie  $F$  rysunku).

Metodę, której podaliśmy schemat, Aston stosuje zarówno do cząstek kanalikowych, jak do cząstek anodowych, czyli ciałek naładowanych dodatnio, wysyłanych przez rozżarzoną anodę.



Rys. 7.

Ze względu na pewne podobieństwo, jakie przedstawiają otrzymane tą metodą fotogramy ze zdjęciami widma świetlnego, Aston nazywa swoją metodę spektrografją mas.

Zgodnie z przewidywaniami, neon nie okazał się jedynym pierwiastkiem, składającym się z mieszaniny atomów o różnej masie.

W tablicy 15 zostały uwidocznione wyniki badań, przeprowadzonych w latach 1919–1920 nad całym szeregiem pierwiastków.

Według nomenklatury Astona rozróżniamy pierwiastki czyste (pure) i mieszane. Do „czystych“ należą, według badań wykonanych do 1 lipca 1926 r., następujące pierwiastki; H, He, Be, C, N, O, F, Na, Al, P, Sc, Ti, V, Cr, Mn, Co, As, Y, In, J, Cs, La, Pr, Bi.

Izotopja, uważana przedtem za cechę właściwą pierwiastkom promieniotwórczym, uznana zostaje od czasów ekspery-

mentalnych prac Astona za zjawisko, jeśli nie ogólne, to w każdym razie wspólne bardzo wielu gatunkom materji.

Przy badaniu pierwiastków czystych, tlen brany jest za podstawę pomiaru masy cząstek dodatnich.

T a b l i c a 15.

Izotopy znane w r. 1920.

	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII
1							${}^1\text{H}$ 1,003	${}^2\text{He}$ 4
2	${}^3\text{Li}$ 6,9	${}^4\text{Be}$ 9	${}^5\text{B}$ 10,8	${}^6\text{C}$ 12	${}^7\text{N}$ 14	${}^8\text{O}$ 16	${}^9\text{F}$ 19	${}^{10}\text{Ne}$ 20,18
3	${}^{11}\text{Na}$ 23	${}^{12}\text{Mg}$ 24,3	${}^{13}\text{Al}$ 27	${}^{14}\text{Si}$ 28,09	${}^{15}\text{P}$ 31	${}^{16}\text{S}$ 32	${}^{17}\text{Cl}$ 35,5	${}^{18}\text{Ar}$ 36,4
4	${}^{19}\text{K}$ 39,1	${}^{20}\text{Ca}$ 40,08	${}^{21}\text{Sc}$ 45	${}^{22}\text{Ti}$ 47,9	${}^{23}\text{V}$ 51	${}^{24}\text{Cr}$ 52	${}^{25}\text{Mn}$ 55	${}^{26}\text{Fe}$ 55,85
	${}^{29}\text{Cu}$ 63,55	${}^{30}\text{Zn}$ 65,38	${}^{31}\text{Ga}$ 69,72	${}^{32}\text{Ge}$ 72,64	${}^{33}\text{As}$ 75	${}^{34}\text{Se}$ 78,96	${}^{35}\text{Br}$ 79,9	${}^{36}\text{Kr}$ 83,8
5	${}^{37}\text{Rb}$ 85,47	${}^{38}\text{Sr}$ 87,62	${}^{39}\text{Y}$ 88,91	${}^{40}\text{Zr}$ 91,22	${}^{41}\text{Nb}$ 92,91	${}^{42}\text{Mo}$ 95,94	${}^{43}\text{Ru}$ 101,07	${}^{44}\text{Rh}$ 101,07
	${}^{47}\text{Ag}$ 107,87	${}^{48}\text{Cd}$ 112,41	${}^{49}\text{In}$ 114,82	${}^{50}\text{Sn}$ 118,71	${}^{51}\text{Sb}$ 121,76	${}^{52}\text{Te}$ 127,6	${}^{53}\text{I}$ 126,9	${}^{54}\text{Xe}$ 131,3
6	${}^{55}\text{Cs}$ 132,91	${}^{56}\text{Ba}$ 137,33	METALE ZIEM RZADKICH		${}^{72}\text{Ta}$ 182,0	${}^{73}\text{W}$ 183,85	${}^{74}\text{Os}$ 190,2	${}^{75}\text{Pt}$ 195,08
	${}^{79}\text{Au}$ 196,97	${}^{80}\text{Hg}$ 200,59	${}^{81}\text{Tl}$ 204,38	${}^{82}\text{Pb}$ 207,2	${}^{83}\text{Bi}$ 208,98	${}^{84}\text{Po}$ 209	${}^{85}\text{At}$ 210	${}^{86}\text{Rn}$ 222
7	${}^{87}\text{Rb}$ 85,47	${}^{88}\text{Ra}$ 226	${}^{89}\text{Ac}$ 227	${}^{90}\text{Th}$ 232	${}^{91}\text{Pa}$ 231	${}^{92}\text{U}$ 238		

Liczba odmian w obrębie pierwiastka mieszanego i tu, dla pierwiastków zwyczajnych, osiąga niekiedy dziewięć (patrz tablica 15).

Samo istnienie odmian (izotopów) tłumaczy w niesłychanie prosty sposób — ułamkowy charakter ciężaru atomowego mieszanych pierwiastków.

Dla sprawy okresowej klasyfikacji specjalne miało znaczenie wykrycie mieszanego charakteru argonu i potasu.

Intensywność obrazu pewnej wiązki może dawać wskazówki co do stężenia odpowiedniej odmiany w tej mieszaninie odmian bardzo trwałej, jaką przedstawia pierwiastek. W zupełnej zgodzie z wysokim ciężarem atomowym argonu 39,91, jego najlżejsza odmiana o masie atomowej 36 stanowi podług obliczenia zaledwie 3% ogólnej liczby atomów. Podobnie linja  $Ni_{53}$  jest znacznie intensywniejsza od linii  $Ni_{60}$ , co zgadza się z niskim (niższym od kobaltu) ciężarem atomowym niklu. Z trzech izotopów telluru najobficiej występuje  $Te_{128}$ .

Widzimy, jak łatwo odkrycia Astona tłumaczą anomalje układu Mendelejewa. Rzuca się w oczy silne poparcie, jakie otrzymuje od zjawiska izotopji unitarna hipoteza Prout'a. Odrzucona zdawało się ostatecznie, z chwilą, gdy ciężarom atomowym wypadło definitywnie przypisać liczby ułamkowe, nabiera ona nowego życia obecnie, gdy ciężar atomowy traci znaczenie proste, przypisywane mu niesłusznie od czasów Daltona.

Cenną zdobyczą było spostrzeżenie, że ciężar atomowy pierwiastków czystych mało odchyła się od liczb całkowitych.

W chwili obecnej ryzykowne byłoby nadawanie temu spostrzeżeniu charakteru reguły. Dalszy rozwój nauki o pierwiastkach wyjaśni nam dłużej. Na razie wypadnie zaznaczyć, że niedokładność Astonowskiej metody, wynosząca około 0,001 całkowitej masy atomowej rozpatrywanej cząstki materialnej, zwiększa się w przeliczeniu na jednostkę masy atomowej w miarę jej wzrostu. Przeglądając tablicę 15, łatwo zauważymy również, że nie wszystkie pierwiastki czyste posiadają masę atomową całkowitą. Zresztą zwraca na to uwagę sam Aston.

Kończąc krótki przegląd dociekań Thomsona i Astona, musimy rozpatrzeć je z dwóch stron: ze strony wpływu, jaki wywarły na pojęcie o istocie pierwiastka chemicznego i ze strony dorobku, jaki przyniosły zagadnieniu klasyfikacji pierwiastków.

Niezaprzeczenie odkrycie izotopji pierwiastków zwyczajnych rozszerzyło, a tem samem wzmocniło przeświadczenie, że w większości przypadków to, co dawniej nazywaliśmy pierwiastkiem, jest jedynie trwałą co do składu mieszaniną kilku pierwiastków

(izotopów), posiadających niejednakową masę lecz jednakowy ładunek jądra atomowego.

Co do wpływu, jaki odkrycie izotopji pierwiastków wywarło na dalsze dzieje ich klasyfikacji, moglibyśmy uważać zdobycze Astona za odpowiedź na pytanie, postawione w roku 1904 przez Ramsaya, „skąd pochodzi niezupełna zgodność pomiędzy prawem okresowem a układem naturalnym pierwiastków?”. Rozumiemy obecnie, że nie ciężar atomowy, jak mniemał Mendelejew, lecz liczba atomowa stanowi wielkość stałą dla danego pierwiastka a ściślej dla plejady pierwiastków, rozumianej jako oddzielny gatunek materji, wielkość, której przyrosty, równające się jedności dla 2 sąsiednich pierwiastków, sprowadzają okresową zmianę fizycznego i chemicznego charakteru pierwiastków.

Jakkolwiek błąd Mendelejewa był błędem istotnym, praktyczna doniosłość tego błędu nie była w rzeczywistości wielka. Trwałe powodzenie klasyfikacji Mendelejewa opiera się na fakcie, że ciężar atomowy, pomimo, że jest tylko pewną liczbą średnią z kilku wielkości wyciągniętą, wzrasta naogół zgodnie z liczbą atomową, a dla pierwszych dwudziestu pierwiastków (H—Ca), których prawidłowe uszeregowanie wszak decydowało o trwałości układu, wzrasta niemal proporcjonalnie do liczby atomowej, stając jej wartością podwojoną.

Metoda Astona daje, jak widzieliśmy, możliwość rozpoznania (identyfikowania) cząstek o różnej masie, dotychczas jednak nie pozwalała na wyodrębnienie odpowiednich izotopów.

Wszakże należy zaznaczyć, że na polu rozdzielania izotopów osiągnięto już pewne rezultaty, stosując inne metody. Między innymi Harkins, metodą cząstkowej destylacji kwasu chlorowodorowego rozdzielił chlorowódor na frakcje, różniące się ciężarem atomowym chloru o 0,12<sup>1)</sup>, Brönsted i Hevesy rozdzielili tą samą metodą frakcje rtęci, której gęstość różni się o 0,05 procenta<sup>2)</sup>.

#### 10. Jedność struktury atomowej.

Gdybyśmy, opierając się na rezultatach Astona, zechcieli za Proutem uważać wodór za praskładnik ( $\pi\rho\omega\tau\eta \nu\lambda\eta$ ) wszel-

<sup>1)</sup> W. D. Harkins. Nature 105, 230 (1920).

<sup>2)</sup> J. N. Brönsted i G. v Hevesy Z S f. Phys. Chem 99, 189 (1921).

kiej materji, napotkalibyśmy w interpretowaniu składu poszczególnych gatunków materji czyli pierwiastków szereg trudności.

Jedna z nich polega na konieczności uzgodnienia faktu różnej masy atomowej odmian, tworzących pierwiastek, z jednakową ich liczbą atomową.

Liczba atomowa, jak pamiętamy, wyraża według Rutherforda, ładunek jądra mierzony w elementarnych ładunkach elektrycznych. Elementarny ładunek elektryczności dodatniej jest nierozdzielnie związany z najmniejszą ilością materji — dodatnim jednowartościowym jonom wodoru, czyli protonem (Rutherford). Oczywiście, powiększenie jądra atomowego o jeden proton, podnosi liczbę atomową o jedność. Jednak masa atomowa wzrasta w szeregu pierwiastków o liczby wszędzie prawie większe od jedności, skoro widzimy, że liczby atomowe układają się w granicach 1 — 92, masy zaś atomowe 1 — 238. Na różnicę  $n$  masy dwóch sąsiednich pierwiastków musi się składać  $n$  protonów. Tymczasem liczba elektronów, rozsianych w sferze atomowej poza obrębem jądra, powinna się różnić o 1 (Rutherford). Po to, aby atom mógł zachować na zewnątrz cechy układu obojętnego, musimy założyć, że skład jądra cięższego atomu powiększył się w porównaniu do poprzedniego lżejszego o  $n$  protonów i  $n-1$  elektronów. Nagromadzone w jądrze atomowym zapasy elektronów stanowiłyby właśnie źródło emisji cząstek  $\beta$ , która zachodzi podczas spontanicznego rozkładu niektórych atomów najcięższych, promieniotwórczych.

Z dodatnio naładowanych produktów rozkładu promieniotwórczego znamy tylko cząstki  $\alpha$  jako dodatnie, dwuwartościowe jony helu ( $\text{He}^{++}$ ) czyli jądra atomowe helu, zatem ciała, złożone (przypuszczalnie) z czterech protonów i dwóch elektronów.

Ogłoszone w czerwcu r. 1919<sup>1)</sup> przez E. Rutherforda wyniki eksperymentów dezintegracji sztucznej, po raz pierwszy zaznajamiają nas z protonem, jako z realnym produktem tej dezintegracji i składnikiem wielu atomów lekkich. Rozpatrzmy doniosłe eksperymenty Rutherforda

Ogromna kinetyczna energja cząstek  $\alpha$  (masa =  $4m_{\text{H}}$ , prędkość ok. 20000 km/sek) nasuwała przypuszczenie, że one mogą odegrać w stosunku do materji rolę owego czynnika subtelnego, a zara-

<sup>1)</sup> E. Rutherford Phil. Mag. 37, 537 (1919).



zem potężnego (analogja do „agens subtile et potens“ Boyle'a), który pozwoli na zdobycie jakichś wiadomości o naturze jądra atomowego.

Badania Rutherforda dotyczyły cząstek  $\alpha$  radu C i pierwiastków o niskim ciężarze atomowym.

Zasiąg używanych do doświadczenia cząstek  $\alpha$  radu C', bezpośredniego produktu rozkładu radu C, wynosi 6,57 cm (w temperaturze 0° i pod ciśnieniem = 760 mm.).

W tych samych warunkach zasiąg tych cząstek w wodrze wynosi 28 cm. Poza tą odległością od preparatu, cząstki powinny, jak to wynika z samej definicji zasięgu, tracić zdolność wywoływania scyntylicyj na powleczonym siarczkiem cynku ekranie.

Jednakże Marsden w r. 1914 zauważył w wodrze scyntylicyje na odległości większej nawet niż 80 cm.

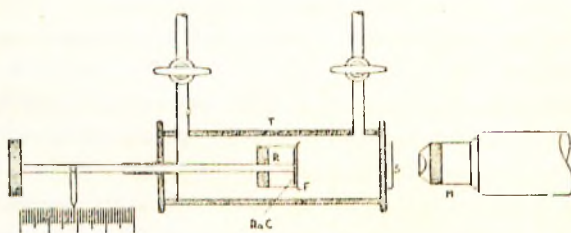
Jedynie jądra wodorowe mogły być przyczyną tych scyntylicyj. Istotnie podług obliczeń C. G. Darwina, szybkość, której nabywa jądro wodorowe, gdy dozna od cząstki  $\alpha$  najbardziej skutecznego centralnego uderzenia, powinna wynosić wartość 1,6 raza większą, aniżeli szybkość samego pocisku  $\alpha$ . Stąd zasiąg nowej cząstki, jako proporcjonalny do sześciangu szybkości, powinien być 4 razy większy od zasięgu cząstki  $\alpha$ . Wykonany przez Rutherforda metodą odchyień elektromagnetycznych pomiar  $\frac{e}{m}$  tych cząstek upewnił, że nowe strumienie „H“ są to rzeczywiście jądra wodorowe. Ten stosunek okazał się dokładnie równym stosunkowi ładunku do masy dla jonu wodoru w zjawisku elektrolizy.

Związki wodoru (np. wosk) dawały także cząstki H (Marsden i Lantsberry 1915).

Zaobserwowany przez Marsdena i Lantsberry'ego fakt, że cząstki H powstają w warunkach, gdy niema wodoru ani wolnego, ani związanego chemicznie, któryby mógł wytłumaczyć ich powstanie, zwraca badania Rutherforda w kierunku poszukiwania przyczyny tego zagadkowego zjawiska. Między innymi czynnikami badano wpływ ośrodka na emisję cząstek H. Stosowano jako ośrodek różne gazy. Niezwykle wysoką liczbę scyntylicyj zaobserwowano w przypadku, gdy przestrzeń między preparatem RaC i ekranem, powleczonym siarczkiem cynku, była napełniona powietrzem. Osuszenie powietrza nie zmniejszało natężenia promieni H, owszem wpływało dodatnio na liczbę scyntylicyj. Podejrzewając, że azot stanowi przyczynę wzmożonego promieniowania

cząstek H, Rutherford zastąpił powietrze starannie oczyszczonym azotem. Otrzymał on wzrost liczby scyntylacji o jedną czwartą. Nasuwa się prosty wniosek, że cząstki H powstają tu z dezintegracji jądra atomu azotu.

Większy zasięg cząstek H otrzymanych w azocie, niż tych które otrzymywano w wodorze, wskazuje na to, że dezintegracja jądra atomowego wyzwala sporo energii. W odniesieniu do warstwy powietrza, zasięg cząstek H dla azotu wynosi 42 cm grubości warstwy powietrza, gdy dla wodoru 28 cm. Stosunek  $\frac{e}{m}$  cząstek H, otrzymanych z azotu, wypada ten sam, co i dla cząstek H, otrzymywanych w atmosferze wodoru. Są to zatem jądra wodorowe czyli protony.



Rys. 8.

Mamy tu pierwszy przypadek sztucznej dezintegracji pierwiastka.

Rysunek 8 przedstawia przyrząd, używany przez Rutherforda.

Substancja promieniotwórcza (Ra C), umieszczona na podstawie mosiężnego walca *R*, ruchomego w kierunku osi przyrządu, może być przysunięta lub odsunięta od ekranu *S* na zamierzoną odległość. Okienko, położone przed ekranem, posiada zasłonę z bardzo cienkiej blaszki srebrnej. Mikroskop *M* służy do liczenia scyntylacji. Rurkę *T* przyrządu możemy napełniać bądź badanym gazem, bądź tlenem (tlen nie podlega dezintegracji), co stosujemy wtedy, gdy chodzi o badanie ciał stałych; blaszki tych ciał wsuwamy w tym przypadku w oprawę *F*. Przyrząd umieszczony jest w potężnym polu magnetycznym, celem usunięcia wysyłanych przez promieniotwórczy preparat promieni  $\beta$ .

Ponieważ zasięg cząstek H wodoru nie przenosi 28 cm (patrz wyżej) w powietrzu, Rutherford ustawiał na drodze promieniowania H zasłonę z miki, której zdolność chłonna równo-

ważyła nieco większą warstwę, bo 32 cm. powietrza. Umieszczone w oprawie *F* bor, fluor, sól, glin i fosfor wysyłają cząstki H daleko po za zasłonę. Wnioskujemy stąd, że zasięg cząstek H jest tu większy.

Glin wysyła cząstki specjalnie dalekosiężne. Obliczenie wskazuje, że energia kinetyczna cząstek H glinu jest wyższa, niż energia cząstek  $\alpha$ , wzbudzających promieniowanie. Można zatem uważać wywołany sztucznie proces dezintegracji jądra za proces promieniotwórczy, który, jak wiadomo, jest procesem wydzielającym energję.

Wydajność procesu jest nadzwyczaj słaba (na 300000 cząstek  $\alpha$  jedna tylko zbliża się do jądra atomu azotu na odległość dostateczną, aby wywołać jego dezintegrację). Ten fakt nie może żadną miarą zmniejszać doniosłości teoretycznej zjawiska dezintegracji sztucznej.

Dużo materiału do rozważań daje zestawienie zdolności pierwiastka do dezintegracji z jego masą atomową.

Pierwiastki zdolne do dezintegracji podane są w tablicy 16 grubym drukiem, te zaś, które w omówionych wyżej doświadczeniach Rutherforda dały wyniki ujemne — zwykłym.

Spostrzegamy, że pierwiastki zdolne do dezintegracji należą do nieparzystych grup układu okresowego; ich masa atomowa podpada pod ogólne wzory:

$$4n + 1 \text{ (wodór)}, 4n + 2, 4n + 3.$$

Pierwiastki, których masa atomowa stanowi wielokrotność liczby 4, odporne są burzącemu działaniu cząstek  $\alpha$ .

Stąd prosty wniosek, że jądro helu wchodzi jako niepodzielny zrab materialny w skład jądra atomowego innych pierwiastków.

Takie przypuszczenie zgadza się z faktem wybitnej trwałości jądra helowego, które przecież występuje podczas eksplozji atomu promieniotwórczego, jako jedyny dodatnio naładowany okruch materialny.

Powiększenie masy atomowej o cząstkę  $\text{He}^{++}$  równą 4, powinno podnieść liczbę atomową o dwie jednostki. Przegląd izotopów pierwiastków zwyczajnych da nam sporo przykładów na poparcie tego założenia.

Jednakże protonowa teoria budowy materji popada, zdawałoby się, w sprzeczność z wartością otrzymywaną eksperymentalnie dla masy atomowej, tuż na drugim pierwiastku.

Rzeczywiście, jeżeli masa atomu wodoru równa jest 1,008, masa atomowa helu powinna wynosić 4,032 nie zaś 4, jak to

	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII
1								
2	${}^3\text{Li}$ 7	${}^4\text{Be}$ 9	${}^5\text{B}$ 11	${}^6\text{C}$ 12	${}^7\text{N}$ 14	${}^8\text{O}$ 16	${}^9\text{F}$ 19	
3	${}^{11}\text{Na}$ 23	${}^{12}\text{Mg}$ 24	${}^{13}\text{Al}$ 27	${}^{14}\text{Si}$ 28	${}^{14}\text{P}$ 31	${}^{16}\text{S}$ 32	${}^{17}\text{Cl}$ 35	
4	${}^{19}\text{K}$ 39 ${}^{20}\text{Ca}$ 40	${}^{20}\text{Ca}$ 40		${}^{22}\text{Ti}$ 48		${}^{25}\text{Mn}$ 55		${}^{26}\text{Fe}$ 56

T a b l i c a 16.

stwierdzamy doświadczalnie. Niezgodność ta nie da się wytłumaczyć zjawiskiem izotopji. Doświadczenia Astona charakteryzują zarówno wodór jak hel, jako pierwiastki czyste.

Uciekamy się po wytłumaczenie tej niezgodności do teorii Einsteina.

Teoria Einsteina założeniem swoim, że stracie  $E$  energii odpowiada zmniejszenie się masy o  $\frac{E}{C^2}$ , gdzie  $C$  oznacza szybkość światła w próżni, godzi nas ze stratą masy, jaka towarzyszy kondensacji:  $4\text{H} \rightarrow \text{He}$ , pod warunkiem, aby tego rodzaju kondensacja była połączona z wydzielaniem energii.

Na cztery gram-atomy zużytego wodoru musi się wydzielać podług wymagań teorii względności

$$6,4 \cdot 10^{11} \text{ kaloryj}$$

(tę ogromną ilość ciepła dać może spalenie 20000 kg. wodoru).

Zauważmy, że przegląd ciągu przemian promieniotwórczych daje poniekąd możność sprawdzenia wniosków, wysnutych z teorii względności. Opierając się na ilości energii, która się wydziela podczas przemiany uranu w rad, stratę masy wyceniamy na  $3 \times 4 + 0,02 = 12,02$ . Różnica masy atomowej uranu i radu wynosi 12,18, czyli liczbę, jakkolwiek niezupełnie zgodną z teoretycznym rachunkiem, wszakże większą od 12.

Połączona z kondensacją protonów utrata masy (packing effect autorów angielskich) rzuca nowe światło na pytanie, dlaczego masa atomowa izotopów wyraża się w liczbach całkowitych.

Wszakże, gdy o masie atomowej mówimy jako o liczbie całkowitej, czy to wielokrotnej masy atomu wodoru ( $= 1,008$ ), nie bierzemy pod uwagę wspomnianego efektu. Zgodny z hipotezą Proust'a całkowity liczbowy charakter pierwiastków nie daje się łatwo sprawdzić eksperymentalnie, ani uzasadnić teoretycznie.

## 11. Brakujące pierwiastki.

Niemale teoretyczne znaczenie posiada sprawa brakujących pierwiastków. Rozpatrując tablicę 14, widzimy pięć wolnych miejsc w nowoczesnym układzie okresowym. W grupie VII niewykryte są dwa homologi manganu, eka—i dwimangan (podług nomenklatury Mendelejewa), pierwiastki o liczbie atomowej 43 i 75; w tejże grupie nieznanym jest pierwiastek 85, ekajod. W grupie I pozostaje nieznanym pierwiastek 87, ekacez. Wreszcie w gromadzie metali ziem rzadkich pozostaje do wykrycia pierwiastek 61. Pozatem kwestję otwartą przedstawia prawdopodobień-

stwo istnienia pierwiastków o liczbie atomowej wyższej od uranu, naprzykład pierwiastka 93, trimanganu.

W roku 1925 niemieccy badacze Walter Noddack, Ida Tacke i Otto Berg<sup>1)</sup> komunikują o wykryciu w kolumbicie pierwiastków 43 i 75 czyli eka — i dwimanganu.

Istnienie pierwiastka 75 potwierdziły doświadczenia Druce'a i Loringa w Anglii, przeprowadzone nad handlowymi preparatami manganu; badanie widma charakterystycznych promieni X, wysyłanych przez badane preparaty, wskazało na linię pierwiastka o liczbie 75. Podobne potwierdzenie otrzymali pracujący metodą elektrolizy — z zastosowaniem elektrody kroplowej rtęciowej — badacze czescy Dolejšek i Heyrovský<sup>2)</sup>.

Noddack, Tacke i Berg nazwali pierwiastek 75 renem. Ciężar atomowy renu Hönigschmid oznacza (1930) jako 186,31. Nieustaloną nazwę posiada gatunek 43, również 61, domniemany pierwiastek florentium (Luigi Rolla) czyli illinium (Harris, Yntema, Hopkins).

W roku 1927 Wilhelm Prandtl<sup>3)</sup> dopatrywał się w zestawieniu liczb pierwiastków 43, 61, 75 i 93 pewnej prawidłowości:

$$43 + 18 = 61, \quad 43 + 32 = 75, \quad 43 + 18 + 32 = 93$$

otóż różnica 18 i 32 odpowiada liczbie pierwiastków, tworzących okresy piąty i szósty. Przytoczone pierwiastki można uważać za homologi. Nietrwałość któregośkolwiek z tych pierwiastków pociąga za sobą w myśl prawa okresowego nietrwałość trzech innych.

Dziś wątpliwa wydaje się jedynie egzystencja pierwiastków 85 i 87, albowiem, umieszczając je, jak to wypada z wartości liczby atomowej, w szeregu pierwiastków promieniotwórczych, musielibyśmy łączyć ekajod i ekacez nicją pokrewieństwa z odpowiednimi pierwiastkami promieniotwórczymi, a co za tem idzie, przypisywać ich najbliższym przodkom emisję promieni  $\alpha$  lub  $\beta$ . Takie promieniowania nie zostały dotąd zauważone i wydają się na tle prawidłowości tablicy 12 wogóle mało prawdopodobne.

<sup>1)</sup> *Naturwissenschaften*, 1925, 567.

<sup>2)</sup> *B.* 60, 621 (1927).

<sup>3)</sup> *Nature* 116, 782 (1926).

## 12. Model atomu i klasyfikacja pierwiastków.

Sięgając do historii pojęć o materji po pierwsze dane doświadczalne, przemawiające na rzecz elektronowej budowy materji, musimy oprzeć się o odkrycia Faradaya (1833, 1834).

Stwierdzenie faktu, że z równoważnikiem chemicznym dowolnego pierwiastka związana jest w zjawisku elektrolizy zawsze ta sama ilość elektryczności i że gramatom pierwiastka dwuwartościowego, trójwartościowego niesie ładunek dwa, trzy razy większy, niż gramatom pierwiastka jednowartościowego, wskazywało samą wymową analogji do prawa stałości składu i do prawa wielokrotności stosunków na atomową strukturę elektryczności.

Pierwszy Helmholtz posługuje się atomową hipotezą elektryczności dla wytłumaczenia praw elektrolizy.

W roku 1874 Stoney usiłuje wyznaczyć wartość elementarnego ładunku jonowego. Rozumuje on, że ilość elektryczności związana z wydzieleniem się na odpowiedniej elektrodzie jednego gramorównoważnika pierwiastka, a wynosząca według danych dzisiejszych

$$F = 28948,2 \cdot 10^{10} \text{ jedn. el. stat.} = 96494 \text{ kulombów} = 9649,4 \text{ jedn. el. magn.}$$

jest równa iloczynowi elementarnego ładunku jonowego  $e$  i liczby  $N$  atomów pierwiastka jednowartościowego, zawartej w jednym gramorównoważniku

$$F = Ne$$

stąd wartość ładunku elementarnego jonowego równa się ilorazowi ze stałej Faradaya przez liczbę Avogadry.

Niedokładnie podówczas oznaczona liczba Avogadry  $N$  nie pozwoliła Stoneyowi na dobre wyznaczenie elementarnego ładunku. Dzisiejsza wartość

$$e = 4,774 \cdot 10^{-10} \text{ jedn. el. stat.}$$

zgadza się z wartością najmniejszego ładunku jonu gazowego

$$e_0 = 4,774 \cdot 10^{-10} \text{ jedn. el. stat.}$$

wypływającą z pomiarów Millikana (1909).

Wydarzeniem niezmiernie ważnym dla rozwoju elektronowej teorii budowy materji było odkrycie przez Hittorfa (1869) pro-

mieni, które wysyła katoda czynnej rurki Crookes'a, napełnionej bardzo rozrzedzonym gazem, czyli promieni katodowych.

Coprawda nierychło, bo dopiero w roku 1886, została wyświetlona prawdziwa natura tych promieni. Mianowicie W. Crookes rozpoznaje w promieniach katodowych strumień cząstek, naładowanych ujemnie. W końcu ubiegłego stulecia cząstki katodowe zostały zidentyfikowane z wolnemi od materji „atomami“ elektryczności ujemnej, czyli elektronami.

W końcu ubiegłego wieku zjawia się również metoda, która umożliwi badaczom zdobycie wiadomości o masie elektronów i zapozna nas z zagadkowym charakterem tej masy.

W roku 1897 J. J. Thomson zbadał promienie katodowe, kompensując odpowiednio dobraniem polem elektrycznym odchylenie strumienia katodowego, wywołane przez pole magnetyczne, co mu pozwoliło wyznaczyć stosunek ładunku elektronu do jego masy

$$\frac{e}{m} = 1,77 \cdot 10^7 \frac{\text{jedn. el. magn.}}{\text{gr.}},$$

podobny stosunek, obliczony dla jonu wodorowego ze zjawisk elektrolizy, wynosi.

$$\frac{Ne}{Nm_{H}} = \frac{e}{m_{H}} = \frac{9649,4 \text{ jedn. el. magn.}}{1,008 \text{ gr.}}$$

Stąd masa elektronu wypada 1845 razy mniejsza od masy jonu wodorowego.

Wkrótce po wykryciu promieniotwórczości, tą samą metodą została ustalona cząstkowa natura promieni  $\beta$  i stwierdzony fakt, że promienie  $\beta$  są również strumieniami elektronów.

Wszakże dla cząstek  $\beta$ , których szybkość, wogóle wysoka, dochodzi do 0,963 szybkości światła, stosunek  $\frac{e}{m}$  nie jest wielkością stałą (patrz tabl. 13). Zmienia się on w miarę wzrostu szybkości, przytem jest najniższy dla tych cząstek  $\beta$ , których szybkość jest największa. Jeżeli będziemy uważali ładunek elektronu za wielkość niezmienną ( $4,774 \cdot 10^{-10}$  jedn. el. stat), wtedy musimy uznać, że masa elektronu wzrasta, w miarę jak szybkość zbliża się do szybkości światła.

Wzrost masy elektronu zgodny jest z zasadą względności. Wymieniona zasada wymaga, aby masa poruszającego się elek-



tronu, jeśli tylko przypisujemy masie pochodzenie elektromagnetyczne, wzrastała według wzoru

$$m_v = \frac{m_0}{\sqrt{1 - \frac{v^2}{C^2}}}$$

gdzie przez  $m_v$  i  $m_0$  oznaczamy odpowiednio masę elektronu, poruszającego się z szybkością  $v$  i z szybkością  $0$ , zaś pod stosunkiem  $\frac{v}{C}$  rozumiemy stosunek szybkości elektronu do szybkości światła.

Zaobserwowane wartości  $\frac{e}{m}$  dla cząstek  $\beta$ , poruszających się z wielką szybkością  $v$ , spełniają wzór podany przed chwilą<sup>1)</sup>, potwierdzają zatem teoretyczne podstawy zasady względności, której rozwinięcie doprowadza do wzoru, jako do wniosku.

Dotychczas nie został wykryty ładunek elektryczności dodatniej wolny od materji, jeżeli odrzucimy przypuszczenie, że samo jądro wodorowe stanowi taki ładunek. Najmniejszy znany ładunek dodatni związany jest nierozdzielnie z materją, występując w zjawiskach elektrochemicznych jako jon wodoru, lub jednowartościowe jony metali grupy I.

Podczas procesów promieniotwórczych, przebiegających samorzutnie, zauważamy dość powszechnie emisję cząstek  $\alpha$ , czyli dwuwartościowych dodatnich jonów helu o dużej szybkości (promienie  $\alpha$ ).

Rozpad atomowy wzniesiony sztucznie (bombardowanie atomów cząstkami  $\alpha$ ) daje poznać promienie „H”, czyli jony wodoru o dużej szybkości.

Przebiegliśmy myślą szereg faktów, które powoli utrwalają w nauce następujące przekonanie. Stan atomu nienaelektryzowany obojętny, polega nie na braku ładunku, lecz na równowadze pomiędzy zawartymi w atomie elementarnymi ładunkami dodatnimi i ujemnymi. Jon pierwiastkowy jest atomem bogatszym lub uboższym w elektrony w porównaniu do atomu obojętnego, którego stan uważamy za normalny.

<sup>1)</sup> Kaufmann, Phys. Zeit. 1902 t. 4 str. 54, Ann. de Phys. 1906 t. 19 str. 487. Bucherer, Ann. de Phys. 1909 t. 28 str. 513, 1909 t. 29 str. 1063 i t. d.

Tak rzecz ujmując, uważamy pierwiastkowe anjony za atomy, obdarzone zależnie od wartościowości jednym, dwoma elektronami dodatkowymi, pierwiastkowe zaś katjony za atomy, pozbawione zależnie od wartościowości jednego, dwóch, trzech, czterech elektronów. Tak więc jon chloru  $\text{Cl}^-$  jest atomem chloru posiadającym jeden elektron w nadmiarze, jon sodu  $\text{Na}^+$  — atomem sodu pozbawionym jednego elektronu, jon wapnia  $\text{Ca}^{++}$  — dwóch elektronów, jon żelazowy  $\text{Fe}^{+++}$  — trzech i t. p.

Zasadniczo możemy rozszerzyć pojęcie jonu dodatniego również na cząstki  $\alpha$  i  $\text{H}$ , poznane w zjawiskach promieniotwórczości samorzutnej i sztucznej; wszakże należy pamiętać o istnieniu olbrzymiej różnicy szybkości pomiędzy cząstkami  $\text{He}^{++}$  i  $\text{H}^+$  będącymi przedmiotem badań radiologicznych, a katjonami w roztworze wodnym elektrolitu, zawsze przytem obarczonemi jedną lub kilkoma cząsteczkami wody.

Na początku wieku bieżącego powstaje zagadnienie równowagi obojętnego, nienaelektryzowanego atomu, jako układu złożonego z cząstek materialnych dodatnich, przypuszczalnie  $\text{He}^{++}$ ,  $\text{H}^+$  i elektronów; liczba elektronów powinna równać się liczbie elementarnych ładunków dodatnich, związanych z cząstkami materialnemi.

Należy zaznaczyć, że dopiero doświadczenia Rutherforda i Roydsa (1909), dowodzące przemiany cząstek  $\alpha$  w hel<sup>1)</sup> oraz Rutherforda i Chadwicka, stwierdzające rozpad atomu pierwiastków zwyczajnych, wywołany uderzeniem cząstki  $\alpha$ <sup>2)</sup>, posunęły naprzód sprawę domniemanych składników atomowych dodatnich, stawiając ją na gruncie realnym.

Sprawa hipotetycznego udziału elektronów w budowie atomu jest daleko starsza. Elektronowa teoria budowy atomu powstała na tle wyjaśnienia wspólnej, elektronowej istoty zjawisk: 1<sup>o</sup> prądu w przewodnikach I i II rodzaju, 2<sup>o</sup> jonów i elektrowartościowości, 3<sup>o</sup> promieni katodowych, 4<sup>o</sup> promieni  $\beta$ . Skoro elektrony występują w zjawiskach, dotyczących substancji chemicznych tudzież pierwiastków wielce różnorodnych, naturalną wydawała się myśl, że elektron stanowi powszechny składnik atomowy.

<sup>1)</sup> Rutherford i Royds, Phil. Mag. 1909 t. 17 str. 281.

<sup>2)</sup> E. Rutherford, Phil. Mag. 1919, t. 37 str. 537, Proc. Roy. Soc. A, 1920 t. 97 str. 374, Sir E. Rutherford i J. Chadwick, Phil. Mag. 1921 t. 42 str. 809.

J. J. Thomson zakłada, że ładunek atomu dodatni tworzy jednolitą sferę tej samej co i atom wielkości, zatem sferę o średnicy rzędu  $10^{-8}$  cm, w której wewnątrz rozmieszczone są elektrony<sup>1)</sup>. Robi on próby uzgodnienia tej interpretacji atomowej z niektórymi własnościami atomu. Pierwszy dowodzi, że, dla zachowania stanu równowagi stałej, elektrony powinny samorzutnie rozmieścić się warstwami spółośrodkowymi o ograniczonym maximum elektronów w każdej. Od ułożenia elektronów zależy okresowość własności pierwiastków, ułożonych w ciąg naturalny.

W tej formie powstaje w roku 1904 nowoczesne zagadnienie równowagi poszczególnych elementów układu, zwanego atomem, i mechanizmu oddziaływania tego układu nazewnątrz, czyli mechanizmu własności atomowych, zagadnienie znane odtąd w nauce, jako problemat modelu atomowego.

Wyobrażenie o ładunku dodatnim atomu, jako o sferze ciągłej, upadło w roku 1909.

W tym roku Geiger i Marsden ogłaszają swe doświadczenia, przeprowadzone nad rozpraszaniem cząstek  $\alpha$ , któremu podlegają te cząstki, przechodząc przez cienkie warstwy metalu<sup>2)</sup>; w dwa lata później Rutherford daje ścisłą interpretację tych badań<sup>3)</sup>. Dowodzi on, że założenie ciągłości atomu powinno być poniechane nawet wtedy, gdy ta dotyczy jednostajnego rozmieszczenia w przestrzeni jego ładunku dodatniego.

Doświadczenia wskazywały na dwie wyraźnie ograniczone sfery układu atomowego: 1<sup>o</sup> na warstwę elektronową, 2<sup>o</sup> na jądro atomowe. Rozpatrzmy każdą z tych sfer z osobna.

Jądro skupia w sobie całą masę atomu. Możemy tak mówić, pamiętając o znacznej różnicy masy elektronu i protonu. Jądro jest ogniskiem procesu przeistoczenia promieniotwórczego, jeżeli rozważamy atomy o masie najwyższej, czyli te wszystkie, oprócz ołowiu i bizmutu, których ciężar atomowy przekracza wartość 206. W tej wewnętrznej sferze atomu muszą zawierać się, oprócz cząstek materialnych, naładowanych dodatnio, także elektrony. Inaczej trudno pojębyliśmy pochodzenie promieni  $\beta$ , towarzyszących tak często rozpadowi promieniotwórczemu.

---

<sup>1)</sup> Sir J. J. Thomson Phil. Mag. 1904. t. 7 str. 237.

<sup>2)</sup> Proc. Roy. Soc. A 1909 t. 82 str. 495.

<sup>3)</sup> Phil. Mag. 1911 t. 21 str. 669

Dokoła jądra atomowego roztacza się obszar, olbrzymi w porównaniu z objętością jądra, opanowany jedynie przez elektrony, również bardzo drobne w stosunku do tej przestrzeni. Krańce jej dosięgają do najodleglejszej od jądra grupy elektronów. Średnica omawianej tu sfery, obejmującej cały zewnętrzny w stosunku do jądra układ elektronów, równa się średnicy całego atomu, zatem jest wielkością rzędu  $10^{-8}$  cm.

Co mówiły doświadczenia o wymiarach jądra atomowego?

Odchylenia toru cząstek  $\alpha$ , które uległy zderzeniu z jądrem atomu metalu, na przykład złota, wskazują według obliczeń Rutherforda, iż średnica jądra nie może w żadnym razie przekraczać  $4 \cdot 10^{-12}$  cm. Skądinąd, według zasady względności, średnica protonu, jeżeli jego masa ma być, jak masa elektronu, pochodzenia elektromagnetycznego, powinna być 1845 razy mniejsza od średnicy elektronu. Ponieważ średnica elektronu jest wielkością rzędu  $10^{-13}$  cm, średnica protonu, czyli najmniejszego z jąder atomowych, powinna być wielkością rzędu  $10^{-16}$  cm.

Masa jądra atomowego stanowi o masie atomowej danej odmiany materji, stan jądra, trwały czy nietrwały, o promieniotwórczych własnościach pierwiastka.

Ostra granica, która istnieje pomiędzy dziedziną promieniotwórczości pierwiastków, a dziedziną ich własności fizycznych oraz chemicznych, każe przypuszczać, że ostatnie są związane z układem elektronów zewnętrznej warstwy atomu, nie zaś jądra.

Zobaczmy teraz, jak zarysowuje się na początku wieku dwudziestego zagadnienie równowagi układu, złożonego z dodatnio naładowanego jądra atomowego i grupy elektronów sfery zewnętrznej.

W roku 1911 Rutherford podaje próbę jego rozwiązania na przykładzie atomu wodoru, jako na układzie niewątpliwie najprostszym. Atom wodoru składa się z jednego protonu, stanowiącego jądro, i jednego elektronu. Bezwładność elektronu, będącego w ruchu, nakazywałaby mu bieg po linii prostej. Siła wzajemnego elektrostatycznego przyciągania się jądra i elektronu stanowi siłę dośrodkową, zmuszającą elektron do opisywania dookoła jądra toru po okręgu koła. Siła ta równa się według prawa Coulomb'a

$$p = k \frac{e^2}{r^2}$$

gdzie  $e$  jest to ładunek elektronu, równy ładunkowi protonu,  $r$  promień toru, po którym porusza się elektron,  $k$  pewna stała.

Analogja, istniejąca pomiędzy prawem przyciągania elektrostatycznego, a prawem grawitacji, sprawia, iż model atomu wodoru nabiera wszelkich cech podobieństwa do układu planetarnego, podobieństwa, którego zresztą nie możemy rozciągać na modele atomów cięższych od wodoru. Tam bowiem, w atomach cięższych, występuje, poza bezwładnością masyjnych czy elektromagnetycznych składników budowy i przyciąganiem się wzajemnym ładunków elementarnych różnoimiennych, jeszcze trzeci czynnik równowagi, a mianowicie wzajemne odpychanie się ładunków jednoimiennych.

Jeżeli koncepcja atomu wodoru, jako układu planetarnego, odpowiada rzeczywistości, wówczas z modelu atomu wodoru powinny dać się wywnioskować fizyczne oraz chemiczne własności tego pierwiastka, a przede wszystkim jego widmo.

Już w roku 1885 szwajcarski fizyk Balmer rozpoznaje w prążkach jednobarwnych, występujących w widmie wodoru — od czerwieni do nadfioletu, — serję, w której częstości drgań poszczególnych prążków związane są prawem

$$\frac{1}{\lambda} = \frac{\nu}{C} = R \left( \frac{1}{2^2} - \frac{1}{n^2} \right) \quad (n = 3, 4, 5, \dots)$$

gdzie  $\lambda$  i  $\nu$  oznaczają odpowiednio długość fali i częstość drgań rozważanego prążka,  $C$  zaś szybkość światła. Stała  $R$  daje się oznaczyć z wielką ścisłością. Jej wartość wynosi

$$R = 109677,69$$

Rydberg odnalazł tę samą stałą w serjach prążków, występujących w widmie kilku innych pierwiastków. Stała została nazwana stałą Rydberga.

W roku 1908 Paschen odkrył w dziedzinie podczerwonej widma wodoru nową serję linii. Długości fal tej serji związane są prawem

$$\frac{1}{\lambda} = R \left( \frac{1}{3^2} - \frac{1}{n^2} \right) \quad (n = 4, 5, 6, \dots)$$

Tak więc wzór

$$\frac{1}{\lambda} = R \left( \frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right) \quad (\text{szereg } n_1, n_2, n_3 \dots \text{ stanowi ciąg liczb naturalnych})$$

nabiera znaczenia prawa ogólnego.

W czasie, gdy Rutherford podaje swój model atomowy wodoru (1909), widmo wodoru na całej rozciągłości od podczerwieni do nadfioletu znane już jest, jako widmo nieciągłe, linjowe.

Rozpatrzmy za Rutherfordem układ, w którym dokoła jądra atomowego o masie  $M$  i ładunku dodatnim  $E$ , krąży ze stałą prędkością  $v$  po obwodzie koła o promieniu  $r$  elektron, posiadający masę  $m$  i ładunek  $-e$ .

Trwałość układu polega na równowadze pomiędzy siłą dośrodkową, równą według prawa Coulomb'a  $\frac{Ee}{r^2}$  i odśrodkową, równą według zasad mechaniki klasycznej  $\frac{mv^2}{r}$ . Powinna spełnić się równość

$$\frac{Ee}{r^2} = \frac{mv^2}{r}.$$

Ponieważ elektron, krążąc po obwodzie koła, podlega przyspieszeniu (dośrodkowemu), powinien on, zgodnie z teorią elektromagnetyczną, promieniować energję, a tracąc ją, zbliżać się do środka układu po torze spiralnym, wreszcie spaść na jądro atomowe. Promieniowana energja, której ilość jest w każdej chwili proporcjonalna do kwadratu ładunku i kwadratu przyspieszenia, powinna tworzyć widmo ciągłe.

Istnieje, jak widzimy, sprzeczność pomiędzy modelem Rutherforda a rzeczywistością fizyczną widma nieciągłego, jeżeli tylko dla tłumaczenia zjawiska widma posługujemy się prawami elektrodynamiki klasycznej.

Nasuwa się potrzeba hipotezy dodatkowej, uzupełniającej; potrzeba dawno zresztą odczuwana w innej pokrewnej dziedzinie badań fizycznych.

Już bowiem w okresie 1893—1900 powstaje niepokonana trudność uzgodnienia z zasadami elektrodynamiki klasycznej repartycji natężenia energii w widmie ciała czarnego.

Rayleigh, Lorentz, Jeans, Planck, tłumacząc emisję energii promienistej drganiem oscylatorów, dochodzą w obliczeniach do zgodnego wniosku, że natężenie promieniowanej energii w widmie ciała czarnego powinno wzrastać w miarę, jak posuwamy się ku falom krótkim, i zdążać do nieskończoności dla fal nieskończenie krótkich. Tymczasem w rzeczywistości natężenie wzrasta do pewnego maximum, poczem maleje, zdążając dla fal nieskończenie krótkich do zera.

Około roku 1900 Planck, przeświadczony, że zasady elektrodynamiki klasycznej nie dadzą się zastosować do atomów i elektronów traktowanych indywidualnie, wypowiada przypuszczenie, odtąd noszące nazwę hipotezy Plancka, iż energia oscylatora jest zmienna nie w sposób ciągły, lecz nagłymi skokami, czyli kwantami.

Wszakże kwant energii nie jest wielkością stałą. Wzrasta on proporcjonalnie do częstości drgań oscylatora.

Jeżeli oznaczymy kwant energii przez  $\varepsilon$ , częstość drgań odpowiadającego mu promieniowania przez  $\nu$ , to mamy

$$\varepsilon = h\nu,$$

gdzie  $h$  jest stałą powszechną<sup>1)</sup>. Nazywamy ją imieniem wielkiego uczonego niemieckiego.

Uczonemu duńskiemu Nielsowi Bohrowi<sup>2)</sup> zawdzięczamy znakomite uzupełnienie hipotezy Rutherforda szeregiem powiązanych ze sobą założeń, które pozwoliły uzgodnić model atomowy wodoru 1<sup>o</sup> z rzeczywistością fizyczną jego widma linjowego (nieciągłego), 2<sup>o</sup> z empirycznym wzorem Balmera

$$\frac{1}{\lambda} = R \left( \frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right),$$

który wyznacza stosunek długości fal poszczególnych prążków jednobarwnych, występujących w obrębie jednej serji widma wodorowego.

Niels Bohr, zachowując założenie Rutherforda dla równowagi dynamicznej elektronu, obiegającego jądro atomowe po kole (czy elipsie), które to założenie zbudowane jest na zasa-

<sup>1)</sup> M. Planck, Vorlesungen über die Theorie der Warmstrahlung, 3 wydanie, Lipsk (1919).

<sup>2)</sup> Phil Mag. t. 26, (1913) str. 1, 476, 857.

dach mechaniki i elektrodynamiki klasycznej, wprowadza dla wytłumaczenia właściwości widma trzy hipotezy nowe, niezgodne z nazwanymi zasadami.

*Hipoteza pierwsza.* Elektron, krążąc po swym torze, nie wysyła energii promienistej.

*Hipoteza druga.* Tor elektronu nie może być położony w dowolnej odległości od jądra. Jedynie te tory są trwałe, dla których

$$2\pi r m v = n h,$$

czyli iloczyn z  $2\pi$  przez ilość kątownego ruchu elektronu jest wielokrotnością całkowitą ( $n = 1, 2, 3, \dots$ ) stałej  $h$  Plancka<sup>1)</sup>. Możemy je nazywać torami stacjonarnymi.

*Hipoteza trzecia.* Dopóki atom jest pozostawiony samemu sobie, elektron krąży po pewnym torze  $n_1$ , nie promieniując energii, lecz skoro tylko zaburzenie, spowodowane przez czynnik zewnętrzny, przerzuci elektron na odleglejszy od środka tor  $n_2$ , powraca on samorzutnie na dawny tor, promieniując przytem różnicę energii, które posiada na tych dwóch torach

$$\Delta W = \frac{2\pi^2 m E^2 e^2}{h^2} \left( \frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right)$$

w postaci kwantu

$$h \nu,$$

gdzie  $\nu$  oznacza częstość drgań wznieconej fali elektromagnetycznej.

Stąd możemy obliczyć częstość drgań:

$$\nu = \frac{2\pi^2 m E^2 e^2}{h^3} \left( \frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right).$$

Jeżeli we wzorze tym, który dla wodoru przybiera postać

$$\nu = \frac{2\pi^2 m e^4}{h^3} \left( \frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right),$$

podstawimy pod  $m$  masę, pod  $e$  ładunek elektronu, stałej zaś  $h$  nadamy jej wartość liczbową, znaną skądinąd i równą

$$h = 6,55 \cdot 10^{-27} \text{ erg} \cdot \text{sek},$$

<sup>1)</sup> Pierwszy wygłosił tę hipotezę (drugą) Nicholson (Monthly Not. of the Royal Astron. Soc.), różne notatki 1912 do 1914.



wtedy dla wyrazu  $\frac{2\pi^2 m e^4}{h^3}$  otrzymujemy wartość, która w pierwszych trzech cyfrach doskonale zgadza się z iloczynem szybkości światła przez wykrytą empirycznie stałą Rydberga<sup>1)</sup>  $R = 109677,69$ .

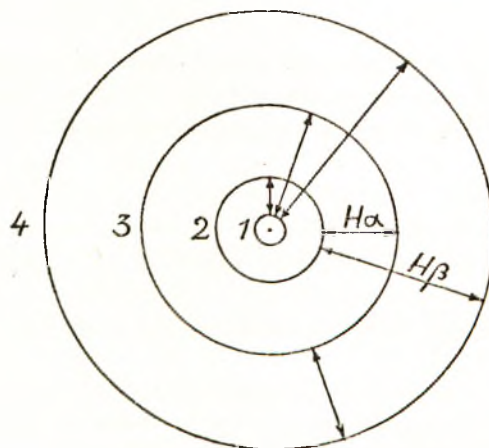
W roku 1913 znane były w widmie wodoru dwie serie linii: seria Balmera ( $n_1 = 2$ ) i seria Paschena (i Ritz'a) ( $n_1 = 3$ ). Bohr przepowiada istnienie trzeciej serii prążków jednobarwnych, w której  $n_1$  powinno się równać jedności.

Niebawem Lyman wykrywa w nadfiolecie przepowiedzianą przez Bohra serję<sup>2)</sup>.

Rysunek 9 wyobraża schemat powstawania prążków jednobarwnych widma wodoru, według Bohra.

Wyobraźmy sobie, że pod wpływem przyczyny zewnętrznej, na przykład pod wpływem uderzenia obcego elektronu, (wyładowania w rurce Plückerowskiej), elektron wodorowy, krążący normalnie po torze pierwszym, zostaje odrzucony na poziom energetyczny wyższy, na przykład na tor trzeci, poczem samorzutnie powraca na tor drugi. Spadek elektronu z toru 3 na tor 2 powoduje emisję kwantu energii, który odpowiada promieniowaniu linii  $H\alpha$ , czyli czerwonego prążka serii Balmera. Gdy, po odrzuceniu na tor czwarty, elektron spada na tor drugi, wznieca to w przestrzeni kwant energii, odpowiadający promieniowaniu linii  $H\beta$  (niebieskiej) i t. d.

Linje serii Ritz'a — Paschena, która leży w dziedzinie podczerwonej widma, odpowiadają powrotowi elektronów z torów



Rys. 9.

<sup>1)</sup> Przyjmiemy, że  $\frac{1}{\lambda} = R \left( \frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right)$ , zaś  $\frac{1}{\lambda} = \frac{\nu}{c}$ , stąd  $\nu = cR \left( \frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right)$ .

<sup>2)</sup> Nature, t. 93, 1914 str. 241.

bardziej odległych na tor trzeci, linje serji Lymana — powrotowi na tor pierwszy. Po torze pierwszym elektron krąży w stanie atomu normalnym, czyli niepobudzonym.

Występowanie w widmie pierwiastka wielu linii naraz zrozumiałe jest, jeśli zważymy, że w rurce Plückerowskiej (czy w widmie żarzenia) istnieje prawdopodobieństwo wielorakiego zakłócenia równowagi atomu i że tysiące atomów mogą podlegać jednoczesnej, a odpowiedniej zakłóceniu, rekonstrukcji poziomów energetycznych.

Oczywiście, zagadnienie widma znacznie się komplikuje, gdy od wodoru przechodzimy do pierwiastka o wyższej masie atomowej, zatem o większej liczbie elektronów sfery zewnętrznej. Wszakże istnieją po za wodorem skupienia materjalne, w których widmie wzór

$$\nu = \frac{2 \pi^2 m E^2 e^2}{h^3} \left( \frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right)$$

znajduje chociaż częściowe zastosowanie. Widmo helu, litu i berylu posiada niektóre serje o strukturze analogicznej do wodorowych. Tłumaczy się to łatwo, jeżeli założymy, że podczas zaburzeń, które powodują emisję widma, powstają odkształcenia, przemieniające pewien odłam atomów pierwiastka w układy podobne wodorowemu, czyli w kombinacje jednego elektronu i jednowartościowej reszty dodatniej, odpowiadającej protonowi wodoru. Wtedy podobne jak w wodrze zmiany toru rozważanego elektronu podobne też wzniesają serje prążków jednobarwnych.

Jak pamiętamy, ogromną prostotą odznacza się widmo charakterystycznych promieni Röntgena, które dało pole Moseley'owi do wykrycia zależności pomiędzy częstością drgań a liczbą pierwiastka, zależności zwanej prawem Moseley'a.

Należy przypuszczać, że linje tego widma związane są z powrotem elektronu do poziomów energetycznych, głęboko w elektronowej sferze atomu położonych. Uderzenie promienia katodowego może odrzucić elektron jednego z wewnętrznych pierścieni. Powrót takiego elektronu do położenia normalnego jest połączony z emisją odpowiedniej linii widma charakterystycznych promieni Röntgena. Pogląd ten, wypowiedziany po raz pierwszy przez Thomsona, podziela również Bohr<sup>1)</sup>.

<sup>1)</sup> J. J. Thomson, Phil. Mag. 23 456 (1912). N. Bohr, Phil. Mag. 26 476 — 502 (1913).

Można obliczyć minimalną energję, jaką powinien posiadać promień katodowy po to, aby odrzucić elektron, krążący dookoła jądra atomowego, na odległość nieskończenie wielką od jądra.

Energja  $w$  elektronu uderzającego powinna wtedy conajmniej równać się energii, którą posiada krążący po właściwym mu torze elektron

$$w = \frac{2\pi e^2}{h} Z = 2,1 \cdot 10^8 Z,$$

gdzie  $Z$  oznacza liczbę atomową.

Whiddington zbadal<sup>1)</sup>, że szybkość promieni katodowych, wystarczająca do wywołania najtwardszych promieni charakterystycznych Röntgena, czyli serji  $K$  widma  $X$ , wynosi dla pierwiastków szeregu Al — Se około

$$10^{-8} A$$

gdzie  $A$  oznacza ciężar atomowy pierwiastka (liczba  $Z$  jest blisko dwa razy mniejsza od  $A$ ).

W roku 1914 Kossel<sup>2)</sup> zakłada, że elektrony rozmieszczone są dokoła jądra atomowego grupami, tworzącymi pierścienie koncentryczne, i podobnie jak Bohr, tłumaczy emisję linii widma powrotem elektronu z odleglejszego toru (na który wyrzucony został przez siłę obcą układowi) na tor trwały; dopuszcza on przytem możliwość objęcia wolnego w pierścieniu miejsca po wyrzuconym elektronie przez elektron obcy atomowi, bądź przez elektron innego pierścienia. Kossel numeruje pierścienie, oznaczając liczbą 1 pierścień najbliższy, liczbą 2 następny i t. d.

Kossel wypowiada hipotezę, że linja  $K_\alpha$  promieniowania charakterystycznego Röntgenowskiego powstaje wtedy, gdy elektron przeskakuje z pierścienia drugiego na pierwszy, linja  $K_\beta$ , gdy spada z pierścienia trzeciego na pierwszy.

Podobnie z serją  $L$ , z tą tylko różnicą, że odbudowa zachodzi w pierścieniu drugim, nie zaś pierwszym, i z serją  $M$ , gdzie rekonstrukcji podlega trzeci pierścień.

Liczba linii serji  $K$  odpowiada liczbie pierścieni elektronowych atomu.

<sup>1)</sup> R. Whiddington, Proc. Roy. Soc. (A) 85 323 (1911).

<sup>2)</sup> Kossel, Verh. d. D. Phys. Ges. 16, 953 (1914).

Wypływają stąd ciekawe wnioski, dotyczące częstości drgań poszczególnych linii. Oto na przykład częstość drgań linii  $L_\alpha$  powinna równać się różnicy częstości drgań linii  $K_\beta$  i  $K_\alpha$

$$\nu L_\alpha = \nu K_\beta - \nu K_\alpha$$

Zarówno ten wniosek, jak i podobne mu wnioski, wyciągnięte dla innych linii, sprawdzają się eksperymentalnie w prawie kombinacji linii widma, odkrytem przez Ritz'a w roku 1908.

Przytaczamy tu liczby, dotyczące kilku pierwiastków

Z	40	42	44	46	47	50	51	77
$\nu K_\beta - \nu K_\alpha$	4,6	5,5	6,1	6,6	6,9	8,4	9,0	11,6
$\nu L_\alpha$	4,93	5,53	6,17	6,84	7,19	8,29	8,67	11,21

Obserwujemy niezłą zgodność liczb. Przemawia ona za słusznością założeń Kossel'a.

Opuszczamy w tem miejscu zarówno trudności, przeciwstawiające się kwantowej teorii widma pierwiastków, jak i nowe jej zdobycze. Oparliśmy się jedynie na głównych momentach historii zagadnienia widma, ważnych dla klasyfikacji pierwiastków.

Podając hipotezę Kossel'a, przytoczyliśmy również dane, które przemawiają na rzecz istnienia w zewnętrznej sferze atomowej oddzielnych zespołów, a według interpretacji Kossel'a, pierścieni elektronowych, koncentrycznie rozmieszczonych dokoła jądra atomowego.

Cennem było rozróżnienie, zrobione pomiędzy powłokami elektronowymi, położonemi najgłębiej, to znaczy najbliżej jądra i z tej przyczyny dostępnymi dopiero dla tak potężnych czynników zakłócających, jakimi są promienie katodowe, a zewnętrzną, powierzchniową grupą elektronową, wrażliwą na słabe nawet czynniki. Rzecz prosta, że budowa tej przedewszystkiem warstwy powinna tłumaczyć okresową zmianę własności fizycznych i chemicznych pierwiastka, jeżeli rozpatrujemy cały ciąg pierwiastków w kolejności wzrastających ciężarów atomowych, a ściślej biorąc, w kolejności wzrastającego dodatniego ładunku jądra. Wręcz przeciwnie, częstości drgań charakterystycznych promieni Röntgenowskich nie zależą od struktury warstwy zewnętrznej a zależą jedynie od ogólnej liczby elektronów tej sfery lub, co tyle samo znaczy, od wypadkowej dodatniej ładunku jądra. Jak wiadomo, częstości drgań char. promieni X nie zdradzają okresowości zmian, gdy przechodzimy od danego pierwiastka do następnego.

Jest rzeczą ciekawą, że w układzie okresowym liczba pierwiastków zawartych w poszczególnym okresie, naogół zmienna, da się wyrazić (Rydberg, 1914) dla okresów od pierwszego do szóstego włącznie (siódmy okres, ostatni, urywa się na uranie) wspólnym wzorem

$$2n^2$$

Charakter tej zmienności zaznacza się w następującym ciągu liczb całkowitych

$$n = 1, 2, 2, 3, 3, 4.$$

Istotnie pierwszy okres liczy  $2 \cdot 1^2$ , czyli 2 pierwiastki, drugi i trzeci po  $2 \cdot 2^2$ , czyli po 8 pierwiastków, czwarty i piąty po  $2 \cdot 3^2$ , czyli po 18 pierwiastków, wreszcie szósty  $2 \cdot 4^2 = 32$  pierwiastki.

Liczba  $Z$  ostatniego pierwiastka szóstego okresu (radon) wyraża się tedy

$$z = 2 (1^2 + 2^2 + 2^2 + 3^2 + 3^2 + 4^2) = 86$$

Atom pierwiastka, jako układ nazewnątrz obojętny, powinien posiadać tyle elektronów-satelitów, ile ma jednostek wypadkowa dodatnia (jądro mieści również elektrony) ładunku jądra.

Kolejność pierwiastków, uszeregowanych według wzrastającego ładunku jądra atomowego, naogół odpowiada kolejności ciężarów atomowych. Uchybienia są, jak pamiętamy, nieliczne. Zresztą Mendelejew, przypisując usterki klasyfikacji niedokładnemu oznaczeniu ciężaru atomowego pierwiastków, wyłamujących się z ogólnej prawidłowości, umieścił je zgodnie z ich własnościami w tych miejscach układu, które po latach czterdziestu czterech przypadły im definitywnie na podstawie pomiarów Mosseley'a.

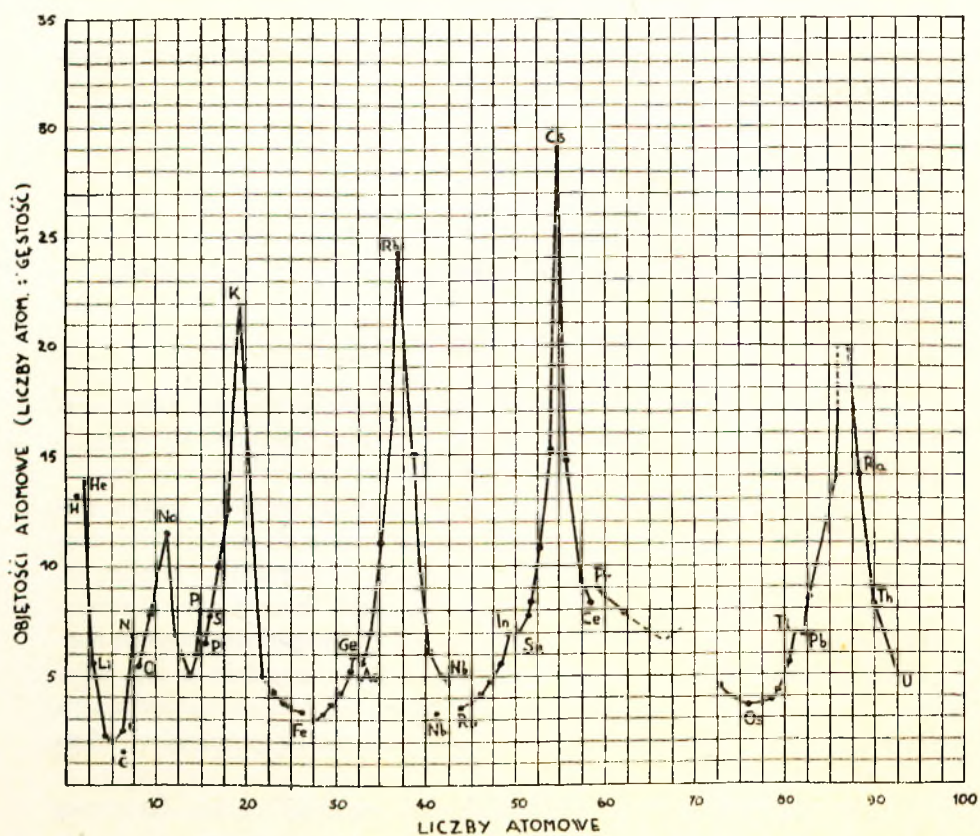
Nic dziwnego, że obraz zależności pewnej cechy fizycznej lub chemicznej pierwiastka od jego liczby atomowej przedstawia, gdy zawrzemy rzecz w wykresie, obejmującym wszystkie pierwiastki, powtórzenie obrazów, znanych nam z historii pierwszych uzasadnień układu okresowego.

Dla przykładu weźmy objętość atomową, czyli iloraz z liczby atomowej przez gęstość pierwiastka. Rysunek 10 wyobraża zależność, jaka łączy objętości atomowe, rozumiane jak wyżej, i liczby atomowe pierwiastków (porównaj rys. 1).

Jeżeli chcemy związać własności atomu fizyczne i chemiczne, a między innymi wartościowość, z hipotetycznym rozmieszcze-

niem elektronów jego sfery zewnętrznej, musimy oczywiście ograniczyć nasze rozważania do atomu niepobudzonego, zrównoważonego.

Zgodnie z odnowioną hipotezą Prout'a, jądra atomowe pierwiastków powstały z kondensacji protonów.



Rys. 10.

Rozpatrzmy atomy poszczególnych pierwiastków z punktu widzenia składu ich jądra i budowy ich sfery elektronicznej zewnętrznej.

W pierwszym okresie mamy tylko dwa pierwiastki: wodór i hel. Atom wodoru składa się z jednego protonu i jednego elektronu; wodorowy atom, pozbawiony elektronu, stanowi jednowartościowy jon dodatni  $H^+$ .

Jądro atomu helu składa się z czterech protonów (masa atomowa  $\text{He}=4$ ) i posiada dwa ładunki elementarne dodatnie; w postaci wolnej występuje ono w procesach promieniotwórczych jako cząstka  $\alpha$  czyli  $\text{He}^{++}$ . Sfera zewnętrzna atomu helu powinna posiadać dwa elektrony. Ponieważ cztery protony niosą cztery ładunki dodatnie, jasne jest, że dwa elektrony powinny uczestniczyć łącznie z czterema protonami w budowie jądra.

Drugi okres rozpoczyna się od litu. Znamy dwa izotopy litu, jeden o masie atomowej  $=6$ , drugi o masie atomowej  $=7$ . Pierwszy powinien posiadać w jądrze atomowym sześć, drugi — siedem protonów. Według hipotezy Kossel'a, poziomy elektrony, raz utrwalone w sferze atomowej zewnętrznej pewnego pierwiastka, zachowują swoją strukturę przy przejściu od tego pierwiastka do następnego. A więc dwuelektronowy poziom helu zachowuje swoją liczbę elektronów we wszystkich atomach cięższych od helu, zatem i w atomach litu. Wiemy jednak, że lit zdolny jest do tworzenia jednowartościowego jonu dodatniego  $\text{Li}^+$ . To każe przypuszczać, że poza obrębem trwałego poziomu helowego, atom litu posiada jeden luźny elektron, który może łatwo trafić. Lit zgodnie z liczbą atomową posiada tedy 3 elektrony w sferze zewnętrznej. Izotop litu o masie  $=6$  powinien mieścić w jądrze atomowym trzy, izotop zaś o masie  $=7$ , cztery elektrony.

Idący po licie beryl zawiera 9 protonów w jądrze, dalej leży elektronowy poziom helowy złożony z dwóch elektronów, zaś dalej jeszcze dwa elektrony, których utrata równa się przejściu atomu berylu w stan jonu  $\text{Be}^{++}$ . W jądrze atomowym mieści  $9 - 4 = 5$  elektronów.

Bor, gdy mówimy o izotopie, posiadającym masę atomową 11, zawiera 11 protonów i 6 elektronów w jądrze atomowym a pięć elektronów ( $2 + 3$ ) w sferze zewnętrznej. Izotop o masie 10, posiada taką samą budowę warstwy elektronowej, różni się składem jądra. Zawiera ono 10 protonów i 5 elektronów ( $10 - 5$ ).

Węgiel zawiera w jądrze atomowym 12 protonów i 6 elektronów (ugrupowanych może w trzy zespoły helowe) oraz 6 elektronów ( $2 + 4$ ) w sferze zewnętrznej.

Azot — 14 protonów i 7 elektronów w jądrze, 7 elektronów ( $2 + 5$ ) w sferze elektronowej.

Tlen — 16 protonów i 8 elektronów w jądrze (ugrupowanych może w cztery zespoły helowe) oraz 8 elektronów ( $2 + 6$ ) w sferze zewnętrznej.

Fluor — 19 protonów i 10 elektronów w jądrze, 9 elektronów-satelitów (2 + 7).

Neonu znamy trzy izotopy. Wszystkie one posiadają jednakową strukturę sfery elektronowej zewnętrznej, a mianowicie 2 + 8 elektronów.

Co się tyczy składu jądra neonowego, to pierwiastek o masie atomowej 20 posiada 20 protonów i 10 elektronów, pierwiastek o masie 22 — 22 protony i 12 elektronów, domniemany zaś izotop o masie 21 — 21 proton i 11 elektronów w jądrze atomowym.

W atomie neonu dopełnia się nadbudowa drugiego poziomu elektronowego, złożonego, zgodnie z liczbą pierwiastków okresu drugiego, z ośmiu elektronów. Oba poziomy, helowy i neonowy, będą powtarzały się odtąd we wszystkich atomach cięższych od neonu.

Ostatni pierwiastek 2-go okresu posiada najtrwalszą budowę zewnętrznego poziomu elektronowego. Pierwszy i drugi oddają łatwo swoje elektrony i tworzą w ten sposób jedno lub dwuwartościowe jony dodatnie. Siódmy pierwiastek wprost przeciwnie zdradza tendencję do uzupełnienia — bliskiego już ukończenia — zewnętrznego poziomu elektronowego, a dobierając, czyli przyswajając jeden elektron z zewnątrz, tworzy jednowartościowy jon ujemny. W okresie drugim liczba elektronów powierzchniowej warstwy odpowiada dla każdego pierwiastka (od Li do F włącznie) jego najwyższej wartościowości względem tlenu.

W atomie sodu powstaje nowy poziom energetyczny. W okresie trzecim liczba elektronów umieszczonych na tym poziomie wzrasta od sodu (jeden elektron) do argonu (ośm elektronów). W atomie argonu zostaje nasycony elektronami trzeci poziom energetyczny. Podobieństwo pierwiastków drugiego i trzeciego okresu, położonych, we wspólnej grupie układu da się wytłumaczyć jednakową strukturą powierzchniowej warstwy elektronowej, jeżeli oczywiście założymy, jak to zrobiliśmy wyżej, że ona to jest (jedynie) czynna, gdy chodzi o chemiczne własności pierwiastka i fizyczne (z wyjątkiem ciepła właściwego tudzież widma).

Teoria Kossel'a daje, jak widzimy, łatwe wytłumaczenie właściwości pierwszych trzech okresów układu perjodycznego, Trudniejszym do uskutecznienia jest rozmieszczenie ośmnastu pierwiastków okresu czwartego w ośmiu grupach układu okresowego tak, aby ostatni pierwiastek, krypton posiadał w powierz-



chniowej warstwie elektronowej tak samo ośm elektronów, jak argon.

Podobne trudności napotykamy w okresie piątym (ośmnaście pierwiastków) i szóstym (trzydzieści dwa pierwiastki).

Przytaczamy tu pomysły Rydberga, Langmuira i Lewisa, zebrane i uzupełnione przez Buryego<sup>1)</sup>. Przytem będziemy uwzględniali jedynie budowę sfery elektronowej atomu, nie poruszając wcale składu jądra.

Dotąd zakładaliśmy, że dla dwóch pierwiastków, sąsiadujących ze sobą w szeregu poziomym, i których masa atomowa różni się o  $n$  protonów, liczba elektronów, zawartych w jądrze, różni się o  $n - 1$ . To rozumowanie, dotyczące liczby protonów i elektronów w jądrze atomowym, nie ulegnie zmianie, gdy będziemy rozważali dalej pierwiastki czwartego, piątego, szóstego i siódmego okresu.

Za to wymagać będzie uzupełnień teoria budowy poziomów elektronowych sfery atomu zewnętrznej.

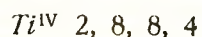
Potas, wapń i skand podpadają regule, ważnej dla pierwiastków okresu drugiego i trzeciego. Poziomy energetyczne są tu obsadzone odpowiednio:

K	2	8	8	1
Ca	2	8	8	2
Sc	2	8	8	3

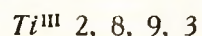
Zmiana następuje dopiero dla tytanu.

Rozróżniamy tytan dwu, trój i czterowartościowy.

Tytan czterowartościowy nie odbiega układem poziomów energetycznych od trzech pierwiastków, wymienionych przed chwilą, od krzemu zaś, położonego nad nim (w okresie trzecim), różni się o jeden pełny poziom ośmioelektronowy

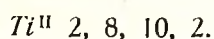


W atomie tytanu trójwartościowego rozpoczyna się budowa nowego poziomu: ośmnastoelektronowego, a to przez dalsze nasyćanie elektronami poziomu trzeciego.



<sup>1)</sup> Bury. The Periodic Classification of the Elements. Journ. Chem. Educ. 5 1312-1320 (X 1928); 6 341-348 (II.1920).

W atomie tytanu dwuwartościowego wypełnianie trzeciego poziomu jest jeszcze dalej posunięte.



Zmianę wartościowości atomu wiążemy z przerzuceniem odpowiedniej liczby elektronów z ostatniego, powierzchniowego poziomu energetycznego na przedostatni, lub odwrotnie.

Podobnie tłumaczymy zmienną wartościowość wanadu, chromu, manganu, żelaza, kobaltu, niklu i miedzi.

W atomie  $Cu^I$  dopełnia się budowa osmnastoelektronowego poziomu i od niego też rozpoczyna nadbudowa czwartego ośmioelektronowego poziomu. Nasycenie tego poziomu następuje w atomie kryptonu.

Szczegółowe dane, dotyczące hipotetycznego rozmieszczenia elektronów zewnętrznej sfery atomowej pierwiastków czwartego okresu, podane są w tablicy 17.

Według hipotezy Kossel'a każda serja widma charakterystycznego odpowiada powrotowi elektronu do pewnego trwałego poziomu energii. W myśl tej teorii możemy oznaczać poziomy energetyczne w atomie niepobudzonym temi samymi literami K, L, M, N, ..., co i odpowiednie promieniowania. W tablicy 17 ostatnim rozpatrzonym poziomem był poziom elektronowy zewnętrzny pierwiastków czwartego okresu, czyli poziom N.

W tablicy pierwiastków okresu piątego, umieszczonej niżej (tabl. 18), zastąpimy numerację poziomów ich oznaczeniem literami seryj widma. Dla uproszczenia tablicy nie będziemy powtarzali liczby elektronów poziomów K, L, i M, które we wszystkich pierwiastkach piątego okresu zachowują konfigurację, utrwaloną w atomie kryptonu (2, 8, 18).

Dla każdego pierwiastka będziemy zaczynali wyliczenie elektronów od poziomu czwartego, czyli poziomu N.

Podług podanej wyżej interpretacji przerzuty elektronowe z poziomu O na poziom N mielibyśmy obserwować jedynie w trójce Ru, Rh, Pd. W czwartym okresie dziedzina układów o chwiejnej liczbie elektronów w poziomach M i N była szersza. Obejmowała ona 8 pierwiastków Ti—Cu.

Interpretacja właściwości szóstego okresu wymaga, aby poziom energetyczny N ulegał dalszemu nasyceniu elektronami do

T a b l i c a 17.

Pierwiastki okresu czwartego (poziomy K, L, M, N)

1	2	3	4	5	6	7	8
19 K	20 Ca	21 Sc					
2,8,8,1	2,8,8,2	2,8,8,3					
	Ti	Ti	22 Ti				
	2,8,10,2	2,8,9,3	2,8,8,4				
	V	V	V	23 V			
	2,8,11,2	2,8,10,3	2,8,9,4	2,8 8,5			
	Cr	Cr			24 Cr		
	2,8,12,2	2,8,11,3			2,8,8,6		
	Mn		Mn		Mn	25 Mn	
	2,8,13,2		2,8,11,4		2,8,9,6	2,8,8,7	
	26 Fe	Fe	Fe		Fe		
	2,8,14,2	2,8,13,3	2,8,12,4		2,8,10,6		
	Co	27 Co	Co				
	2,8,15,2	2,8,14,3	2,8,13,4				
	Ni	Ni	28 Ni				
	2,8,16,2	2,8,15,3	2,8,14,4				
29 Cu	Cu						
2,8,18,1	2,8,17,2						
	30 Zn	31 Ga	32 Ge	33 As	34 Se	35 Br	36 Kr
	2,8,18,2	2,8,18,3	2,8,18,4	2,8,18,5	2,8,18,6	2,8,18,7	2,8,18,8

maksymalnej liczby 32, poziom zaś O do najwyższej liczby 18. W ten sposób poziom N będzie zawierał w stanie utrwalonej

8, 18 lub 32 elektrony, poziom O—8 lub 18 elektronów. Przekształcenie 18 elektronowego poziomu w 32 elektronowy zachodzi na odcinku metali ziem rzadkich, przekształcenie 8 elektro-

T a b l i c a 18.

Pierwiastki okresu piątego (poziomy N, O)

1	2	3	4	5	6	7	8
37 <b>Rb</b>	38 <b>Sr</b>	39 <b>Y</b>	40 <b>Zr</b>	41 <b>Nb</b>	42 <b>Mo</b>	43—	
N 8	N 8	N 8	N 8	N 8	N 8		
O 1	O 2	O 3	O 4	O 5	O 6		
	44 <b>Ru</b>	44 Ru	44 Ru		44 Ru		44 <b>Ru</b>
	N 14	N 13	N 12		N 10		N 8
	O 2	O 3	O 4		O 6		O 8
	45 Rh	45 <b>Rh</b>	45 Rh		45 Rh		
	N 15	N 14	N 13		N 11		
	O 2	O 3	O 4		O 6		
	46 Pd	46 Pd	46 <b>Pd</b>				
	N 16	N 15	N 14				
	O 2	O 3	O 4				
47 <b>Ag</b>	48 <b>Cd</b>	49 <b>In</b>	50 <b>Sn</b>	51 <b>Sb</b>	52 <b>Te</b>	53 <b>J</b>	54 <b>Xe</b>
N 18	N 18	N 18	N 18	N 18	N 18	N 18	N 18
O 1	O 2	O 3	O 4	O 5	O 6	O 7	O 8

nowego w 18 elektronowy obejmuje metale (szlachetne) osm, iryd, platynę i złoto. Rzecz jest przedstawiona szczegółowo w tablicy 19.

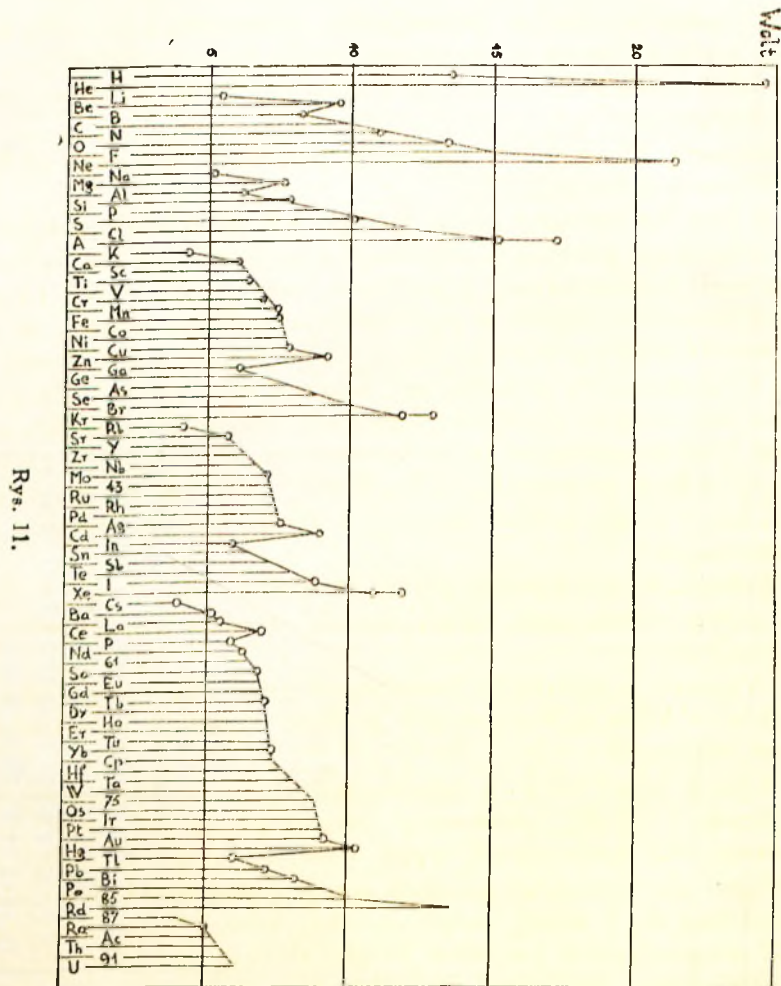
W okresie siódmym zachodzi nadbudowa najodleglejszego od jądra, siódmego poziomu energetycznego, czyli poziomu Q. Okres siódmy jest okresem niepełnym, uran jest szóstym i ostat-

Tablica 19.

Pierwiastki okresu szóstego (poziomy N, O, P).

1	2	3	4	5	6	7	8
55 Cs 18 8 1	56 Ba 18 8 2	57 La 18 8 3					
		58 Ce 19 8 3	58 Ce 18 8 4				
		59 Pr 20 8 3	59 Pr 19 8 4				
		60 Nd 21 8 3					
		61 22 8 3					
	62 Sa 24 8 2	62 Sa 23 8 3					
	63 Eu 25 8 2	63 Eu 24 8 3					
		64 Gd 25 8 3					
		65 Tb 26 8 3					
		66 Ds 27 8 3					
		67 Ho 28 8 3					
		68 Er 29 8 3					
		69 Tu 30 8 3					
		70 Yb 31 8 3					
		71 Lu 32 8 3					
			72 Hf 32 8 4	73 Ta 32 8 5	74 W 32 8 6	75—	
	76 Os 32 14 2	76 Os 32 13 3	76 Os 32 12 4		76 Os 32 10 6		76 Os 32 8 8
	77 Ir 32 15 2	77 Ir 32 14 3	77 Ir 32 13 4		77 Ir 32 11 6		
	78 Pt 32 16 2	78 Pt 32 15 3	78 Pt 32 14 4		78 Pt 32 12 6		
79 Au 32 18 1	79 Au 32 17 2	79 Au 32 16 3					
	80 Hg 32 18 2	81 Tl 32 18 3	82 Pb 32 18 4	83 Bi 32 18 5	84 Po 32 18 6	85—	86 Rn 32 18 8

nim pierwiastkiem tego okresu. Hipotetycznego pierwiastka 87 nie znamy, rad zawiera w powłoce powierzchniowej dwa elektrony, aktyn—trzy, tor cztery, protoaktyn pięć i uran sześć elektronów. Są one, podobnie jak powierzchniowe elektrony wszystkich wogóle pierwiastków, elektronami wartościowości.



Na potwierdzenie elektronowej koncepcji wartościowości zdobywamy pewne cenne dane z pomiaru potencjału jonizacji. Potencjałem jonizacji nazywamy potencjał, energetycznie równoważny

kinetycznej energii, jaką należy nadać wolnemu elektronowi, aby ten, uderzając w atom, mógł oderwać od atomu jeden z jego elektronów powierzchniowych a tem samym przekształcić atom pierwiastka w jednowartościowy jon. Energia ta równa się

$$Ve = \frac{1}{2} m v^2$$

gdzie  $V$  oznacza różnicę potencjałów, zastosowaną w celu uzyskania prądu elektronów (stosowane tu są termoelektrony) o odpowiedniej szybkości, zaś  $e$ ,  $m$  i  $v$  oznaczają ładunek, masę i szybkość elektronów.

Rysunek 11 wyobraża zależność potencjału jonizacji od liczby atomowej pierwiastka<sup>1)</sup>.

Z rysunku widzimy, że w każdym okresie układu perjodycznego maximum potencjału jonizacji odpowiada gazowi szlachetnemu, czyli pierwiastkowi o poziomie powierzchniowym nasyconym elektronami, minimum pierwiastkowi rodziny potasu, w którego atomie według hipotezy Kossel'a proces nadbudowy nowego elektronowego poziomu jest dopiero rozpoczęty. Zaznacza się również większa trwałość pierścienia, złożonego z dwóch elektronów, nad pierścieniem trójelektronowym, obserwujemy bowiem wyraźny spadek potencjału jonizacji dla, boru, glinu, galu, indu i talu, które to pierwiastki należą do trzeciej grupy układu i są trójwartościowe.

Schematy, przytoczone przed chwilą a dotyczące budowy sfery atomu zewnętrznej, elektronowej, opierają się głównie na wartościowości.

Wszakże interpretacja zewnętrznej sfery atomowej, jako narastwienia kilku elektronowych powłok, znajduje potwierdzenie jeszcze skądinąd.

Prawo Moseley'a dotyczy emisyjnego widma promieni X.

Atom wysyła promienie charakterystyczne pod wpływem promieni katodowych czyli uderzeń wolnych elektronów. Można również wywołać podobną emisję przez naświetlanie atomu promieniami X, a wtedy promienie charakterystyczne zjawiają się wśród rozproszonych promieni X jako fluorescencja röntgenowska.

Zajmiemy się teraz pochłanianą częścią padającego promieniowania X. Padające promienie X są tem sła-

<sup>1)</sup> Zapożyczyliśmy ten rysunek z artykułu L. Rolla umieszczonego w numerze marcowym roku 1928 czasopisma Scientia.

biej pochłaniane, im częstość ich drgań jest większa. Każdy pierwiastek zdradza charakterystyczne nieciągłości pochłaniania. Dla pewnej ściśle określonej długości fali padającego promieniowania pochłanianie nagle wzrasta. Odpowiednią falę nazywamy charakterystyczną granicą pochłaniania. Jeżeli porównamy położenie granic pochłaniania z położeniem prążków röntgenowskiego widma emisyjnego, to zauważymy, że leżą one na krańcu każdej grupy prążków.

W obrębie grupy  $K$  spostrzegamy jedną nieciągłość, w obrębie grupy  $L$  i następnych po kilka nieciągłości. Obraz przesuwania się pewnej granicy pochłaniania w miarę jak postępujemy w szeregu pierwiastków ku wysokim liczbom atomowym przypomina wykres Moseley'a, ważny dla pewnego ściśle określonego prążka charakterystycznego widma emisyjnego,

Rysunek 12 wyobraża, jak w szeregu pierwiastków od 1 do 92 włącznie przesuwa się odpowiadająca każdemu prążkowi widma  $X$  granica pochłaniania; została ona wyrażona jako pierwiastek kwadratowy z częstości drgań.

Widzimy, że im dalej od jądra położony jest ten poziom energetyczny, który wiążemy z pewną granicą pochłaniania, tem wykreślona zależność bardziej odbiega od linii prostej.

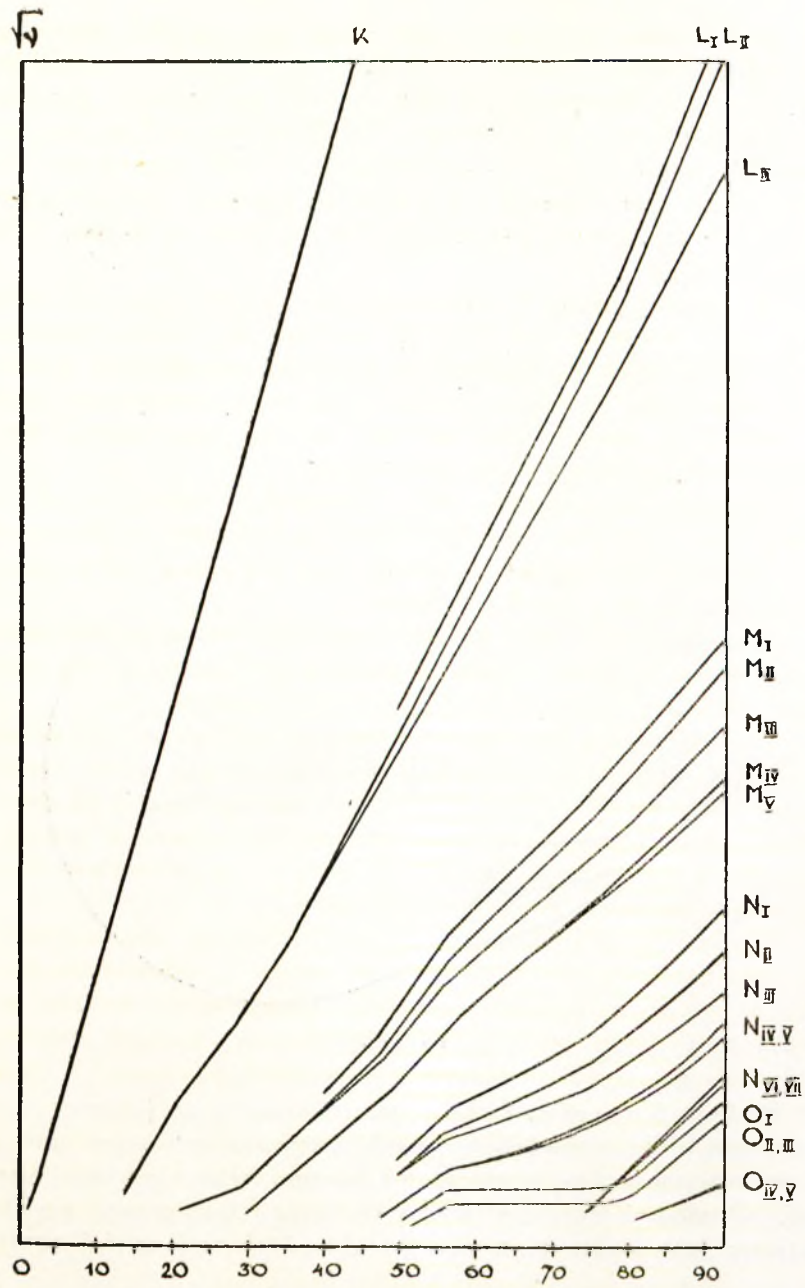
Ciekawem jest dwukrotne załamanie się krzywej dla prążków  $O_I$   $O_{II}$   $O_{III}$  serji  $O$  na krańcach odcinka metali ziem rzadkich (liczba atomowa 57 — 71). Potwierdza się hipoteza, iż na odcinku układu okresowego od lantanu do lutecium włącznie mamy do czynienia z nadbudową poziomu  $N$  przy niezmienniej liczbie elektronów poziomu  $O$  (ośm elektronów).

Śledząc historję kwantowej teorii Bohra, stwierdzamy, że zdobycze teorii są cenne i trwałe w nauce o pierwiastkach, ale tylko w dziedzinie zjawisk prostych. Opracowane zostało z jednej strony widmo pierwiastka najlżejszego, wodoru, po części helu, z drugiej widmo charakterystycznych promieni  $X$  innych pierwiastków tylko dla serji  $K$  i  $L$ .

Wszakże i tu hipoteza Bohra wymagała uzupełnień. Założenie, iż elektrony poruszają się po obwodzie koła, nie dawało dostatecznego wyjaśnienia kilku zjawiskom fizycznym. Były niemi:

- 1) subtelna struktura linii widmowych; są one, jak poucza obserwacja, złożone z kilku prążków,
- 2) zjawisko rozkładu linii widma za pomocą pola elektrycznego, zwane zjawiskiem Starka,





Rys. 12.  
podług Bohra i Costera.

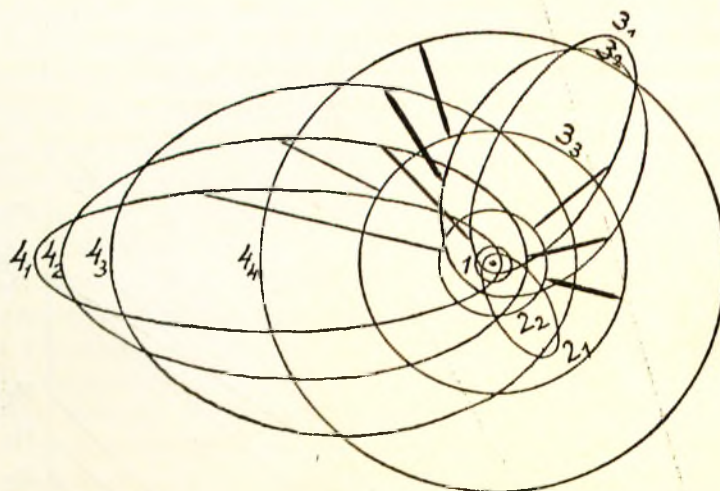
3) zjawisko rozkładu linii działaniem pola magnetycznego, czyli zjawisko Zeemana.

Sommerfeld zakłada<sup>1)</sup>, że elektron może obiegać okrąg nie tylko koła, lecz również kilku elips, w których wspólnym ognisku mieści się jądro atomowe.

Prawa ruchu nie ulegają zasadniczej zmianie. Możemy w obliczeniach posilkować się temi samymi (znanymi już) wzorami, wystarczy gdy zastąpimy promień połową osi większej.

Sommerfeld uważa, że mimośród elipsy może podlegać podobnemu kwantowaniu, jak promień koła w obrębie serji (patrz rys. 9).

Rysunek 13 ilustruje nam koncepcję zmiennych torów eliptycznych na przykładzie atomu wodoru.



Rys. 13.

Podług Sommerfelda temu samemu poziomowi energii odpowiada kilka torów eliptycznych stacjonarnych a ten sam prążek widma może być wytworzony dwoma, trzema i więcej sposobami. Ponieważ jednak w ruchu po torze eliptycznym szybkość elektronu jest zmienna, a na charakter tej zmienności wpływa

<sup>1)</sup> Sommerfeld Ann. der Phys., t. 51, 1916, str. 1 i 125; *Atombau und Spektrallinien* (op. cit.).

wartość mimosrodu, przeto, w myśl teorii relatywistycznej, również masa elektronu niejednakowym na różnych poziomach ulega zmianom.

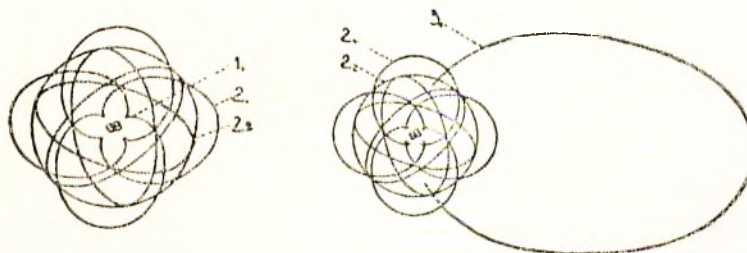
Stąd energia kinetyczna elektronu, obiegającego różne tory eliptyczne, nie jest ta sama. Drobne różnice całkowitej energii znajdują odbicie w subtelnej strukturze linii, a działanie, które wywieramy na tor zewnątrz, czyni możliwym przesunięcie prążka lub jego rozkład. Innymi słowy częstość linii ulega słabym zmianom w zależności od wydłużenia toru, na który wpada elektron. Elipsy podlegają podobnemu kwantowaniu jak koła.

Obliczenia wykonane na podstawie teorii Sommerfelda oraz obserwacje subtelnej struktury linii widma wodoru i helu dały zdumiewającą zgodność.

Nowoczesne modele atomowe, zbudowane na podstawie hipotezy Bohra i Sommerfelda, posługują się dla wyobrażenia torów elektronowych zarówno kołem, jak elipsą.

Rysunek 14 przedstawia modele atomowe neonu i sodu.

W atomach helu i litu istnieje już nasycony, dwuelektronowy poziom K. Powtarza się on również w atomach neonu



Rys. 14.

i sodu, ale tu objęty jest nowym nasyconym poziomem L, który zawiera ośm torów. W obrębie poziomu L rozróżniamy trzy rodzaje torów; moglibyśmy oznaczyć je literami  $L_I$ ,  $L_{II}$ ,  $L_{III}$ . Widzimy tu jedno koło (jądro atomowe leży w środku koła), trzy wpisane w koło elipsy, wreszcie cztery elipsy, których wspólne ognisko mieści się w jądrze. Odmienny od innych, najrozleglejszy tor w atomach litu i sodu jest torem elektronu wartościowości, taki sam tor elektronu wartościowości w atomie wodoru ma postać koła. Jest on w atomie wodoru pierwszym torem poziomu K, w atomie litu pierwszym torem poziomu L, w atomie sodu pier-

wszym torem poziomym  $M$ . Dla uproszczenia rysunku jądro atomowe, niezależnie od liczby zawartych w niem protonów i elektronów, zostało oznaczone kropką, części zaś elips, położone bliżej środka, zostały usunięte.

Rozróżnienie kilku rodzajów torów w obrębie jednego poziomu opiera się na obserwacji i uzasadnia własnościami atomu. Dla przykładu nadmienimy, że tory  $L_I$ ,  $L_{II}$  i  $L_{III}$  poziomu  $L$  odpowiadają trzem zaobserwowanym dla neonu wartościom potencjału jonizacji<sup>1)</sup>.

W podobny sposób zostały opracowane modele wielu innych atomów. Używając w zastosowaniu do metali Bohra-Sommerfelda określenia poziom energetyczny (lub poziom), nie mamy już na myśli powierzchni kulistej, obsadzonej elektronami, jak w modelu Kossel'a, tylko współśrodkowe czy współogniskowe sfery torów, na których elektron posiada taką samą, lub ściślej — prawie taką samą energię kinetyczną. Pod względem geometrycznym chodzi tu właściwie o najdalszy zasięg torów, należących do jednej serji. Widzimy naprzykład na rysunku 14, że elektron wartościowości w swem położeniu przysłonecznym bliższy jest jądra, aniżeli inne elektrony zewnętrznej sfery, natomiast w położeniu odsłonecznym znacznie więcej oddala się od jądra, niż one.

W przypadku gazów szlachetnych tory tworzą układ symetryczny. W atomach metali alkalicznych jeden tor bardziej rozległy narusza symetrię układu. W atomach metali ziem alkalicznych obserwujemy dwa tory o dalszym od innych zasięgu i t. d.

W miarę budowy nowych poziomów, muszą zacieśniać się tory w poziomach energetycznych, już nasyconych elektronami, wzrasta bowiem przyciąganie, wywierane na elektrony sfery wewnętrznej przez coraz to większy ładunek dodatni jądra. Wymaga tego również stwierdzony przez Moseley'a wzrost częstości drgań charakterystycznych promieni  $X$  w zależności od wzrostu liczby atomowej pierwiastka.

Należy zaznaczyć, że modele, podane na rysunku 14, jak również inne podobne im przestrzenne interpretacje atomu, mają charakter modeli nawpółschematycznych, tem mniej ścisłych, im dalej odbiegamy od wodoru. Trudności rachunkowe, napotykanne przy interpretacji widma atomów o budowie zawilej, są zbyt

<sup>1)</sup> F. Horton i A. C. Davies, Phil. Mag. t. 41, 1921, str. 921.

wielkie, abyśmy mogli wysnuć model każdego atomu li tylko z matematycznego opracowania struktury jego widma.

Dynamiczna interpretacja atomów cięższych od atomu wodoru, usiłuje zmieścić w sobie również dane empiryczne o pierwiastku. Korzystamy przytem z całokształtu jego własności fizycznych i chemicznych. Hevesy teoretycznie ustalił własności hafnu, opierając się na rozważaniu hipotetycznej budowy jego atomu, zgodnej z pozostawionym dlań wolnym miejscem 72 układu okresowego. Własności odkrytego pierwiastka okazały się zgodne z przewidywaniami. Hafn jest homologiem cyrkonu.

Niezaprzeczenie duże triumfy teorii Bohra-Sommerfelda nie powinny zamykać nam oczu na poważne braki tej teorii. Nie daje ona wyjaśnienia widma (jak również napięcia jonizacyjnego) jonu  $H_2^+$ , czyli cząsteczki wodoru pozbawionej jednego elektronu. Nie tłumaczy ona ani multipletów, ani anormalnego zjawiska Zeemana, ani widma pasmowego pierwiastków, nie wyjaśnia wreszcie właściwości widma normalnego, niezjonizowanego atomu helu.

W roku 1926 fizycy holenderscy Uhlenbeck i Goudsmit wygłosili przypuszczenie, iż elektron poza ruchem obrotowym dookoła jądra, wiruje około własnej osi. Wprowadzili oni do ruchu obrotowego elektronu około osi, warunki kwantowe<sup>1)</sup>. W ten sposób znalazły wyjaśnienie: zarówno anormalne zjawisko Zeemana, jak empiryczna struktura linii multipletowych.

W ostatnich latach urasta na podstawie klasycznej teorii Bohra-Sommerfelda nowa teoria kwantów.

Mamy tu na myśli falową teorię Schrödingera i korpuskularną Heisenberga (1926). Zakres, jaki postawiliśmy pracy niniejszej, nie pozwala na rozpatrzenie tych teorii najnowszych<sup>2)</sup>. {Zaznaczymy tylko, iż posiadają one kapitalne znaczenie dla fizyki i ogólnej filozofji przyrody. Jest rzeczą możliwą, że czasy najbliższe przyniosą doniosłe zdobycze w kierunku ujednostajnienia poglądu na świat fizyczny, czyli poglądu na ogół zjawisk dostępnych pomiarom. Prawdopodobnie wymienionym przed chwilą teoriom przypadnie w postępie wiedzy rola niemała.

Nowa teoria kwantowa przyczyniła się już do pogłębienia elektronowej teorii metali (Sommerfeld). Jej zdobyczą najnow-

<sup>1)</sup> Porównaj pracę F. Croze. Bull. Soc. Chim. Fr. T. 57, 1017 (1930).

<sup>2)</sup> Ibidem. również praca W. Rubinowicza. Teoria kwantów. Fizyka współczesna. Oryginalne prace: Schrödinger, Abhandlungen zur Wellenmechanik. Lipsk 1927. Artykuły Heisenberga, patrz Zeitschr. f. Phys.

szą jest odkrycie (Eucken, 1929) przepowiedzianych na podstawie postulatów teorii — dwóch odmian wodoru, czyli cząsteczek para i ortowodoru.

Wróćmy jeszcze do klasycznej teorii kwantowej Bohra i Sommerfelda. Istnieją dwie dziedziny, w których zastosowanie tej teorii nasuwa większe bodaj niż w innych dziedzinach trudności. Są nimi: 1<sup>o</sup> budowa siatek krystalicznych, 2<sup>o</sup> wiązanie atomowe w cząsteczkach nieelektrolitów.

Obserwacja odbicia twardych promieni Röntgena od powierzchni kryształu i połączonego z odbiciem rozproszenia i interferencji tych promieni poucza, że warstwa kryształu przedstawia układ płaszczyzn, obsadzonych rozmieszczonymi regularnie atomami. Nazywamy taki układ siatką krystaliczną. Siatka krystaliczna odgrywa tu dla padających promieni X rolę siatki dyfrakcyjnej. Badanie powierzchni kryształu fluorku litu równoległej do ściany ośmiościanu (Debye i Scherrer) nasunęło przypuszczenie, że zewnętrzne sfery atomowe fluoru i litu zawierają w kryształach odpowiednio — nie 9 i 3 elektrony, lecz 10 i 2, innymi słowy, że siatka krystaliczna LiF składa się nie z atomów fluoru i litu, lecz z jonów  $F^-$  i  $Li^+$ .

Do podobnych wniosków doszedł Bragg, badając chlorek sodu <sup>1)</sup>.

Liczba elektronów wynosi tu 18 ( $Cl^-$ ) i 10 ( $Na^+$ ). Pozatem wyniki badań zdają się wskazywać na to, iż elektrony zajmują w jonie położenia trwałe, około których wykonują drgania jak około położenia równowagi. To spostrzeżenie jest niezrozumiałe z punktu widzenia teorii Rutherforda-Bohra.

Co do zjawisk atrakcji atomowej, klasyczna teoria kwantowa tłumaczy nam powstanie cząsteczki elektrolitu zjonizowaniem zbliżonych do siebie atomów; atomy te ładują się różnymi znakami, jeden z nich tracąc na rzecz drugiego, drugi zyskując odpowiednią do wartościowości atomu, liczbę elektronów. Utworzone w ten sposób jony przyciągają się elektrostatycznie. Widzimy w tym założeniu jakby pogłębienie dawnej dualistycznej teorii Berzeliusa, który samym atomom, nie zaś jonom, przypisywał ładunki dodatnie lub ujemne, stanowiące o tym, czy istnieje między nimi wzajemna atrakcja, czy odpychanie.

<sup>1)</sup> W. L. Bragg, R. W. James, C. H. Bosanquet, Phil Mag., 1921, t. 41 str. 309; 1921, t. 42 str. 1; Nature, 1921, t. 108, str. 219.

Mechanizm wzajemnego przyciągania się atomów w cząsteczce nieelektrolitu, w najprostszym zaś przypadku mechanizm drobiny ciała prostego, złożonej z kilku jednorodnych atomów, nie otrzymał należytego wyjaśnienia. Podobnie załamała się ongiś dualistyczna teoria Berzeliusa na cząsteczce chlorowych pochodnych metanu, gdzie atomowi węgla należało przypisać dodatni nie zaś ujemny, jak w metanie, ładunek.

Dana przez Bohra, interpretacja przestrzenna cząsteczki wodoru ( $H_2$ ), nie wyjaśniła faktu, iż ta cząsteczka jest diamagnetyczna. Według modelu powinna ona być paramagnetyczna.

Pomimo świeżego sukcesu nowej teorii kwantowej, która przepowiedziała istnienie dwóch odmian cząsteczki wodoru, obecnie wykrytych, trudno jest jeszcze przesądzać, czy zdoła ona wyznaczyć warunki kwantowe i obliczyć mechanizm cząsteczek cięższych od wodoru.

Jedno jest pewne, że samo obliczenie będzie należało do zagadnień matematycznych niezwykle trudnych.

W okresie od roku 1916 do 1921 powstał szereg pomysłów, które w interpretacji przestrzennej atomu i cząsteczki, wzorują się na schematach strukturalnych, zapożyczonych z chemii organicznej. Można byłoby nazwać je modelami strukturalnymi atomu i cząsteczki. Uwzględniają one przede wszystkim rozmieszczenie powierzchniowych elektronów atomu; rozmieszczenie wszystkich elektronów zakładają jako stałe.

Rozpatrzmy model atomu podany przez Lewisa a rozwinięty przez Langmuira<sup>1)</sup>.

W modelu Langmuira grupy elektronowe sfery zewnętrznej atomu zbudowane są z takiej liczby elektronów, jaka dla każdego okresu odpowiada wzorowi Rydberga

$$2n^2 \quad (n = 1, 2, 2, 3, 3, 4).$$

Tworzą ono w poszczególnym atomie współśrodkowe siatki przestrzenne, których elementy rozmieszczone są w sposób trwały. Elektrony obejmują w obrębie każdej grupy położenia stałe. Wykonują one drgania około utrwalonych położenia równowagi, ale nie zmieniają przytem ogólnej konfiguracji układu.

<sup>1)</sup> G. N. Lewis, Journ. Amer. Chem. Soc., 1916, t. 38 str. 762; I. Langmuir, Proc. Nat. Acad. Sc., 1919 t. 5 str. 252; J. Am. Chem. Soc., 1919, t. 41, str. 868 i 1543; 1920, t. 42 str. 274; Science, 1920, t. 51, str. 433 i 605, tamże 25 marca i 22 lipca 1921.

Co do zjawiska powinowactwa chemicznego, czyli atrakcji atomowej, mocą której powstają cząsteczki, to Langmuir tłumaczy je dążnością każdego atomu do doprowadzenia swej powierzchniowej grupy elektronowej do tego stanu najwyższej symetrii, w jakim znajduje się ona w atomie najbliższego w układzie okresowym gazu szlachetnego.

Weźmy, dajmy na to, dwa pierwiastki 2 lub 3 okresu a grupy I i VII. Ośm elektronów, które tworzą powierzchniową grupę elektronową neonu, stanowi oktet, czyli układ, w którym każdy elektron umieszczony jest w jednym z wierzchołków sześcianu. Powierzchniowa grupa fluoru jest uboższa o jeden elektron, sodu zaś zawiera jeden elektron w nadmiarze, leżący poza obre-  
bem gotowego już oktetu. Zbliżone do siebie atomy sodu i fluoru będą dążyły: pierwszy do oddania jednego elektronu, czyli do przejścia w stan jednowartościowego jonu dodatniego, drugi do przyswojenia jednego elektronu i do utworzenia w ten sposób jednowartościowego jonu ujemnego. Jony będą posiadały wyższą niż atomy symetrię. Ich wzajemne elektrostatyczne przyciąganie się stanowi o trwałości cząsteczki fluorku sodu.

W podobny sposób tłumaczymy sobie cząsteczki wszelkich elektrolitów, a szerzej rzecz ujmując, wszelkich związków o charakterze polarnym, naprzykład tlenków metali.

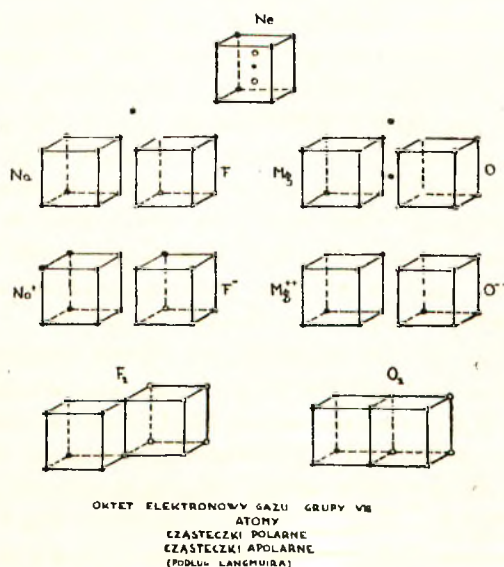
Wiadomo jednak, iż pierwiastki, należące do V, VI i VII grupy układu okresowego, łatwo tworzą cząsteczki, złożone z atomów jednorodnych. Jako przykład bierzemy  $H_2$ ,  $Cl_2$ ,  $Br_2$ ,  $O_2$ ,  $O_3$ ,  $N_2$  i tym podobne ciała proste. Powierzchniowa powłoka ich atomów jest przecie bliska stanu nasycenia elektronami. Dwuatomowe cząsteczki przytoczonych ciał prostych nie mogą posiadać charakteru polarnego. Również niepolarne są cząsteczki związków, złożone z atomów różnorodnych, ale niezdolnych do tworzenia jonów dodatnich, naprzykład cząsteczki  $CO_2$ ,  $SO_2$ ,  $NO$  i wiele innych.

Teoria Langmuira zakłada, że atomy i tu dążą do tworzenia zespołów o wyższej symetrii, a to przez fuzję czyli zjednoczenie jednej pary elektronów, albo dwóch par, w taki sposób, że te tworzą element struktury wspólny obu atomom. W przypadku pierwiastków jednowartościowych, jedna para elektronów stanowi wspólny element budowy cząsteczki, jako wspólna dwom sześciansom krawędź, w przypadku dwóch pierwiastków dwuwartościowych, tę samą rolę odgrywają dwie pary elektronów, przytem oktety zyskują w ten sposób wspólną ścianę.



Rysunek 16 wyobraża zbudowane zgodnie z koncepcją Langmuira modele atomowe neonu, sodu, fluoru, magnezu i tlenu, również modele cząsteczek fluorku sodu i tlenku magnezu (cząsteczki polarne) i cząsteczek fluoru i tlenu (cząsteczki niepolarne).

Tłumaczymy sobie powstanie cząsteczek NaF i MgO cesją jednego lub dwóch elektronów; tworzą się dwa jony, przyciągające się wzajemnie, jako że są naładowane znakami odmiennymi.



Rys. 15.

W przypadku cząsteczek F<sub>2</sub> i O<sub>2</sub>, atomy wzajemnie uzupełniają brakujący każdemu z nich element budowy. Dwójka wspólnych elektronów stanowi tu pojedyncze, czwórka podwójne wiązanie.

Sześciany wyobrażają tylko powierzchnię atomu. W atomie sodu widzimy jeden, w atomie magnezu dwa elektrony, leżące poza obrębem oktetu. W atomie neonu zostało wyobrażone jądro atomowe i pierwsza para elektronów budowy helowej. W innych atomach wewnętrzne elementy budowy nie zostały wyobrażone. Odmiennie oznaczenie elektronów w atomach, które mają się połączyć lub już połączyły się ze sobą, pozwala na szybkie obliczenie ogólnej liczby elektronów.

Dla atomów, tworzących cząsteczki polarne (NaF, MgO), podane są na rysunku: u góry zbliżone do siebie atomy, u dołu gotowe cząsteczki, złożone z jonów.

Porównajmy rozpatrzone przed chwilą Langmuirowskie atomy neonu i sodu z atomami tychże pierwiastków według interpretacji Bohra (patrz rys. 4).

Dynamiczny model Bohra przedstawia jakby migawkowe zdjęcie domniemanych torów, po których poruszają się elektrony dokoła jądra, umieszczonego w środku. Najbliżej jądra położone są dwie elipsy budowy helowej. Siedm elips i jedno koło składa się na grupę ośmiu torów, po nich krąży ośm elektronów drugiego, neonowego poziomu. Tory wyobrażamy sobie nie w płaszczyźnie, lecz w przestrzeni. Równomierne we wszystkich kierunkach rozwinięcie różnicy torów ma odpowiadać nieczynnemu chemicznie charakterowi neonu, podobnie jak czyni to w modelu Langmuirowskim symetria elektronowego oktetu. W atomie sodu tor dziewiątego elektronu (elektronu wartościowości) stanowi elipsę o półosi wielkiej znacznie dłuższej, niż półoś torów poziomu neonowego; w Langmuirowskim modelu elektron wartościowości prosto umieszczony jest poza obrębem oktetu.

Sprawa stopnia prawdopodobieństwa porównywanych tu interpretacji jest otwarta. Obie hipotezy są pożyteczne. Dynamiczna jest niezastąpiona w dziedzinie zjawisk promieniowania, strukturalna zaś dogodna wtedy, gdy chodzi o zagadnienie siatki kryształicznej również wtedy, gdy interpretujemy powinowactwo chemiczne i wartościowość.

Prawa fizyki klasycznej nie wystarczają do zbudowania harmonijnej teorii czy to zjawisk promieniowania, czy też atrakcji atomowej selektywnej. Każda z tych teorii wymaga dla swego uzasadnienia dodatkowych założeń.

Założenia Bohra są proste, jeśli chodzi o formę matematyczną a ich dopełnienia, dotyczące ruchu elektronów po torach eliptycznych, lub ruchu wirowego elektronów, stanowią harmonijne rozwinięcie teorii. Nowa teoria kwantowa nawiązuje do klasycznej teorii kwantów, co więcej przerywa pomost przez dziedzinę niejasną, która tę ostatnią dzieli od fizyki klasycznej.

Założenia teorii strukturalnej wydają się oparte na założeniach dowolnych, ale zastosowania teorii są proste. Schematyzm tej teorii czyni ją bardziej pogładową.

Teoria Bohra wprowadza modyfikacje praw mechaniki i elektrodynamiki klasycznej, teoria strukturalna ze swej strony nie może się obyć bez jakiejś modyfikacji prawa przyciągania elektrostatycznego.

Istnieją pomysły, łączące w sobie te lub inne cechy obu teorii. Naprzykład mogliśmy zauważyć, że teoria Kossel'a posiada cechy wspólne obu.

Niektórzy autorowie, jak W. Świętosławski, pragnęliby zachować korzyści, płynące dla chemji i krystalografji z interpretacji strukturalnej a dla fizyki z dynamicznej. Świętosławskiemu wydaje się możliwem, aby obie były słuszne, pierwsza dla atomu będącego w stanie zrównoważonym, czyli wtedy, gdy bierze on udział w budowie cząsteczki, druga dla atomu pobudzonego gwałtownymi czynnikami fizycznymi, a zatem odkształconego<sup>1)</sup>.

Dotąd rozpatrywaliśmy przypuszczenia, dotyczące budowy zewnętrznej sfery atomowej.

Przejdźmy do zagadnienia składu jądra atomowego.

Harkins, opierając się na statystyce pierwiastków, robi spostrzeżenie, że pierwiastki o parzystej liczbie atomowej bardziej są pospolite, aniżeli pierwiastki o liczbie nieparzystej. Za słusnością spostrzeżenia Harkinsa przemawiają następujące dane zaczerpnięte z dziedziny geochemji.

Udział wagowy najpospolitszych pierwiastków w ogólnej masie skorupy ziemskiej wraz z hydrosferą i atmosferą.

Masa pierwiastka wynosi	Liczba, symbol pierwiastka i jego % udział w ogólnej masie
> 10%	8 O (49,2%), 14 Si (26%)
1 — 10%	13 Al (7,4%), 26 Fe (4,2%) 20 Ca (3,25%) 12 Mg (2,35%) 11 Na (2,41%) 19 K (2,35%) 1 H (1,00)

Widzimy, że masa pierwiastków o liczbie atomowej parzystej stanowi więcej niż 85% ogólnej masy znanej nam warstwy ziemi.

Harkins i Liza Meitner podkreślają fakt, że w przemianach promieniotwórczych często po jednej emisji cząstek  $\alpha$  następuje dwukrotna emisja cząstek  $\beta$ . Liczne przykłady daje nam tablica Soddy'ego (patrz. tabl. 12).

<sup>1)</sup> W. Świętosławski. Problemat wartościowości chemicznej w świetle teoryj współczesnych, Roczniki chemji 6 1926

Jeżeli w myśli rozbijemy jądro atomowe na największą możliwą ilość zespołów, złożonych każdy z jednej cząstki  $\alpha$  i dwóch cząstek  $\beta$  ( $\alpha + \beta + \beta$ ), wtedy jądra atomowe poszczególnych gatunków materji wystąpią bądź jako skupienia wysyczone, gdy ilości jonów  $\alpha$  i cząstek  $\beta$  są sobie równoważne, bądź jako skupienia niewysyczone, jeżeli w jądrze istnieje nadmiar cząstek  $\beta$ . Fajans spostrzegł, że ta druga serja pierwiastków gromadzi gątki nietrwałe. Porównanie najtrwalszego pierwiastka, tlenu z najmniej trwałym  $\text{ThC}'$  dobitnie ilustruje obserwację Fajansa. Atom tlenu posiada w składzie jądra  $16:4 = 4$  cząstki  $\alpha$  i  $16 - 8$  czyli 8 cząstek  $\beta$ ; natomiast w jądrze atomowym toru  $\text{C}'$  mieści się  $212:4 = 53$  cząstki  $\alpha$  i 128 cząstek  $\beta$  ( $212 - 84$ ). Na zrównoważenie 53 cząstek  $\alpha$  wystarczy liczba 106 cząstek  $\beta$ . Nadmiar 22 cząstek  $\beta$  stanowi o wybitnie nietrwałym charakterze  $\text{ThC}'$ .

Istnieje zgodność pomiędzy spostrzeżeniem Harkinsa i Lizy Meitner z jednej strony a prawidłowością, zaobserwowaną przez Fajansa, z drugiej. Stratę bowiem jednej cząstki  $\alpha$  pokrywa emisja dwóch cząstek  $\beta$ . Jądro atomowe, ulegając kolejnym przemianom, przechodzi kilka razy przez pewien stan równowagi pomiędzy liczbą dodatnich a ujemnych elementów swej budowy.

Gdy przytaczamy rozumowania nowoczesnych radjologów, uważających cząstkę  $\alpha$  czyli jądro atomowe helu za składnik jądra atomowego innych pierwiastków, nie możemy pominąć milczeniem spekulatywnych koncepcyj Morozowa. Ten już w roku 1903 opierając się na analogji, istniejącej według jego mniemania między szeregami rodników węglowodorowych a szeregami pierwiastków, twierdził, że hel odgrywa w budowie okresowego układu pierwiastków tę samą rolę, co wodór w budowie rodników węglowodorowych <sup>1)</sup>.

W poprzednim rozdziale został uzasadniony udział protonów w budowie jądra atomowego wszelkich pierwiastków. Postępy radjologii każą przypuszczać, że protony ulegają w jądrze atomowym kondensacji. Jądro helowe występuje jako składnik atomowy wyjątkowo trwały i prawdopodobnie powszechny.

<sup>1)</sup> Mikołaj Morozow. Pierjodiceskija sistemy strojenia wieszczestwa 1907. Teorja powstała w celi więzienia Szlisselburskiego, gdzie długi czas przebywał skazany za przestępstwa polityczne Morozow.

Co do budowy jądra atomowego nauka współczesna posiada nader szczupłe dane. Rutherford mniema, że promienie  $\gamma$  odegrają kiedyś w stosunku do jądra atomowego tę samą rolę, co promienie Röntgena w zastosowaniu do elektronów sfery atomowej zewnętrznej. Kto wie, czy i we wnętrzu jądra nie panuje podobna mechanika kwantowa, jak w zewnętrznej sferze (Ellis).

Z imieniem E. Rutherforda i jego uczni wiążą się najnowsze próby skonstruowania dynamicznego modelu jądra atomowego pierwiastków (cięższych od wodoru).

Niedawno w Ameryce Wendell M. Latimer usiłuje statycznie rozwiązać zagadnienie budowy jądra. Podaje on model przestrzenny jądra atomowego, które buduje z protonów i dwójek elektronów <sup>1)</sup>.

Latimer rozpatruje pierwiastki, których ciężar atomowy jest wielokrotnością liczby 4, a więc te, których jądro składa się przypuszczalnie z całkowitej liczby cząstek  $\alpha$  i nie zawiera protonów wolnych. Zwraca on uwagę na to, że pierwiastki, zawierające 4, 7, 10, 12 i 14 cząstek  $\alpha$  w jądrze atomowym, należą do gatunków, występujących na ziemi najobficiej (O, Si, Ca, Ti, Fe). Pewien model przestrzenny tłumaczy nam tę prawidłowość.

Dla uproszczenia rozumowania zakładamy na razie, że cząstki  $\alpha$ , składające się każda z czterech protonów i dwóch elektronów, stanowią elementy ostateczne budowy jądra.

Jądro atomu tlenu zawiera 4 cząstki  $\alpha$ , rozmieszczone każda w jednym z naroży foremnego czworościanu.

Jeżeli wyobrazimy sobie dwa takie czworościany, stykające się narożem, czyli posiadające jedną cząstkę  $\alpha$  wspólną, będziemy mieli model jądra atomowego krzemu (7 cząstek  $\alpha$ ).

Jądro atomu wapnia składa się z trzech tetraedrów, stykających się jednym narożem, ten punkt stanowi wspólny wierzchołek trzech ścian, leżących symetrycznie w płaszczyźnie sześciokąta foremnego (jądro zawiera 10 cząstek  $\alpha$ ).

Jądro atomu tytanu posiada jako nadbudowę dodatkowy czworościan, stykający się dwoma narożami z wierzchołkami dwóch tetraedrów dolnego poziomu; jedna z jego ścian jest równoległa do płaszczyzny wspomnianego wyżej sześciokąta. Ogólna liczba cząstek  $\alpha$  wynosi tu dwanaście.

<sup>1)</sup> Journ. Amer. Chem. Soc. 53. 981 (1931).

W jądrze atomu żelaza mamy dwa takie czworościany ( $10 + 2 + 2 = 14$  cząstek  $\alpha$ ).

Założyliśmy na razie, że elementami budowy jądra są cząstki  $\alpha$ . Latimer sądzi, nie pretendując zresztą do autorstwa tej hipotezy, że same cząstki  $\alpha$  posiadają formę czworościanów: cztery protony umieszczone są w wierzchołkach foremnego tetraedru, w którego środku położona jest dwójka zbliżonych do siebie elektronów. Wtedy czworościan jądra atomowego tlenu mieści w każdym narożu dwójkę elektronów, otoczoną rozmieszczonemi symetrycznie w przestrzeni protonami; na każdą dwójkę przypada po cztery protony.

Latimer uzasadnia geometrycznie, że w jądrze atomowym wapnia zajdzie konieczność umieszczenia w przestrzeni między trzema dużemi tetraedrami jednej pary dodatkowych, czyli uzupełniających elektronów (Latimer nazywa je *extraelectrons*).

Gdy, budując model jądra atomowego pierwiastków cięższych, będziemy starali się nadać całości modelu formę zaokrągloną, napotkamy tyle miejsc do obsadzenia dwójkami uzupełniających elektronów, ile ich podług obliczenia powinno zawierać jądro danego pierwiastka.

Otrzymujemy przytem siatkę przestrzenną, w której węzłach umieszczone są dwójki elektronowe. Siatka ta posiada symetrię siatki diamentu.

## T a b l i c a 20.

Zestawienie gatunków materji, które do roku 1929  
uległy sztucznej dezintegracji <sup>1)</sup>.

Pierwiastek	Z	Pierwiastek	Z
Li	3	Cl	17
Be	4	A	18
B	5	K	19
C	6	Ti	22
N	7	Cr	24
O	8	Fe	26
F	9	Cu	29
Ne	10	Se	34
Na	11	Br	35
Mg	12	Zr	40
Al	13	Sn	50
Si	14	Te	52
P	15	J	53
S	16		

<sup>1)</sup> Porównaj tablicę 16. Pierwiastki o liczbie atomowej parzystej ulegają również dezintegracji. Jednakże zasięg cząstek H otrzymywanych z rozpadu jądra pierwiastków o liczbie parzystej (4, 6, 8, 10, 12, 14, 16, 18) jest, jak wynika z pomiarów, mniejszy od zasięgu cząstek H otrzymywanych z rozpadu pierwiastków o liczbie atomowej nieparzystej (5, 7, 9, 11, 13, 15, 17, 19).

liczba atomowa	Nazwa polska	Nazwa międzynarodowa (łacińska lub francuska)	Symbol	Ciężar atomowy	Masa izotopów <sup>1)</sup>
1	Wodór	Hydrogenium	H	1,0078	1,0078
2	Hel	Helium	He	4,002	4
3	Lit	Lithium	Li	6,940	6b, 7a
4	Beryl	Beryllium	Be	9,02	9
5	Bor	Borum	B	10,82	10b, 11a
6	Węgiel	Carbo	C	12,00	12a, [13b]
7	Azot	Nitrogenium	N	14,008	14, [15]
8	Tlen	Oxygenium	O	16,0000	16a, [17c], [18b]
9	Fluor	Fluorum	F	19,00	19
10	Neon	Neon	Ne	20,183	20a, 21c, 22b
11	Sód	Natrium	Na	22,997	23
12	Magnez	Magnesium	Mg	24,32	24a, 25b, 26c
13	Glin	Aluminium	Al	26,97	27
14	Krzem	Silicium	Si	28,06	28a, 29b, 30c
15	Fosfor	Phosphorus	P	31,02	31
16	Siarka	Sulfur	S	32,06	32a, 33c, 34b
17	Chlor	Chlorum	Cl	35,457	35a, 37b, [39c]
18	Argon	Argon	A	39,944	36b, 40a
19	Potas	Kalium	K	39,10	39a, 41b
20	Wapń	Calcium	Ca	40,08	40a, 44b
21	Skand	Scandium	Sc	45,10	45
22	Tytan	Titanium	Ti	47,90	48, (50)
23	Wanad	Vanadium	V	50,95	51
24	Chrom	Chromium	Cr	52,01	50c, 52a, 53b, 54d
25	Mangan	Manganum	Mn	54,93	55
26	Żelazo	Ferrum	Fe	55,84	54b, 56a
27	Kobalt	Cobaltum	Co	58,94	59
28	Nikiel	Nickel	Ni	58,69	58a, 60b
29	Miedź	Cuprum	Cu	63,57	63a, 65b
30	Cynk	Zincum	Zn	65,38	64a, 65e, 66b, 67d, 68c, 69g, 70f
31	Gal	Gallium	Ga	69,72	69a, 71b
32	German	Germanium	Ge	72,60	70c, 71g, 72b, 73d, 74a, 75e, 76f, 77h
33	Arsen	Arsenium	As	74,93	75
34	Selen	Selenium	Se	79,2	74f, 76c, 77e, 78b, 80a, 82d
35	Brom	Bromum	Br	79,916	79a, 81b
36	Krypton	Krypton	Kr	82,9	78e, 80d, 82c, 83c, 84a, 86b
37	Rubid	Rubidium	Rb	85,44	85a, 87b
38	Stront	Strontium	Sr	87,63	86b, 88a
39	Itr	Yttrium	Y	88,92	89
40	Cyrkon	Zirconium	Zr	91,22	90a, 92c, 94b (96)
41	Niob	Niobium (Columbium)	Nb (Cb)	93,3	
42	Molibden	Molybdenum	Mo	96,0	92d, 94e, 95c, 96b, 97g, 98a, 100f
43					
44	Ruten	Ruthenium	Ru	101,7	
45	Rod	Rhodium	Rh	102,91	
46	Pallad	Palladium	Pd	106,7	

<sup>1)</sup> litery a, b, c... oznaczają udział poszczególnych izotopów w składzie rozpatrywanego gatunku (a oznacza najobficiej występującą odmianę, b następną i t.d.) w nawiasy zwykłe wzięte są liczby niepewne, w kwadratowe — wartości oznaczone metodą spektroskopową, kursywą wreszcie podane są odmiany promieniotwórcze.



c a 21.

według danych międzynarodowych na rok 1931.

Liczba atomowa	Nazwa polska	Nazwa międzynarodowa (łacińska lub francuska)	Symbol	Ciężar atomowy	Masa izotopów
47	Srebro	Argentum	Ag	107,880	107 <sub>a</sub> , 109 <sub>b</sub>
48	Kadm	Cadmium	Cd	112,41	110 <sub>c</sub> , 111 <sub>e</sub> , 112 <sub>b</sub> , 113 <sub>d</sub> , 114 <sub>a</sub> , 116 <sub>f</sub>
49	Ind	Indium	In	114,8	115
50	Cyna	Stannum	Sn	118,70	112, 114, 115, 116 <sub>c</sub> , 117 <sub>f</sub> , 118 <sub>b</sub> , 119 <sub>e</sub> , 120 <sub>a</sub> , 121 <sub>h</sub> , 122 <sub>g</sub> , 124 <sub>d</sub>
51	Antymon	Stibium	Sb	121,76	121 <sub>a</sub> , 123 <sub>b</sub>
52	Tellur	Tellurium	Te	127,5	126 <sub>b</sub> , 128 <sub>a</sub> , 130 <sub>a</sub>
53	Jod	Jodum	J	126,932	127
54	Ksenon	Xenon	Xe	130,2	124 <sub>h</sub> , 126 <sub>h</sub> , 128 <sub>g</sub> , 129 <sub>a</sub> , 130 <sub>f</sub> , 131 <sub>c</sub> , 132 <sub>b</sub> , 134 <sub>d</sub> , 136 <sub>e</sub>
55	Cez	Coesium	Cs	132,81	133
56	Bar	Barium	Ba	137,36	(136), 138
57	Lantan	Lanthanum	La	138,90	139
58	Cer	Cerium	Ce	140,13	140 <sub>a</sub> , 142 <sub>b</sub>
59	Prazeodym	Praseodymium	Pr	140,92	141
60	Neodym	Neodymium	Nd	144,27	142, 144, (145), 146
61					
62	Samar	Samarium	Sm	150,43	
63	Europ	Europium	Eu	152,0	
64	Gadolin	Gadolinium	Gd	157,3	
65	Terb	Terbium	Tb	159,2	
66	Dysproz	Dysprosium	Dy	162,46	
67	Holm	Holmium	Ho	163,5	
68	Erb	Erbium	Er	167,64	
69	Tul	Thulium	Tm (Tu)	169,4	
70	Yterb	Yterbium	Yb	173,5	
71		Lutecium	Lu	175,0	
72	Hafn	Hafnium	Hf	178,6	
73	Tantal	Tantalum	Ta	181,4	
74	Wolfram	Wolfram, Tungstène	W Wo	184,0	
75	Ren	Rhenium	Re	186,31	
76	Osm	Osmium	Os	190,8	
77	Iryd	Iridium	Ir	193,1	
78	Platyna	Platinum	Pt	195,23	
79	Złoto	Aurum	Au	197,2	
80	Rtęć	Hydrargyrum	Hg	200,61	196 <sub>g</sub> , 198 <sub>e</sub> , 199 <sub>c</sub> , 200 <sub>b</sub> , 201 <sub>d</sub> , 202 <sub>a</sub> , 204 <sub>f</sub>
81	Tal	Thallium	Tl	204,39	
82	Ołów	Plumbum	Pb	207,22	206 <sub>b</sub> , 207 <sub>c</sub> , 208 <sub>a</sub> , (209)
83	Bizmut	Bismutum	Bi	209,00	209
84	Polon	Polonium	Po		
85					
86	Radon	Radon	Rn	222	
87					
88	Rad	Radium	Ra	225,97	
89	Aktyń	Actinium	Ac		
90	Tor	Thorium	Th	232,12	
91	Protoaktyń	Protoactinium	Pa		
92	Uran	Uranium	U	238,14	

Tablica 22. (wyjaśnienie patrz str. 149).

Rozmieszczenie elektronów zewnętrznej sfery atomu (według R. Swinnego, „Gehloff, Lehrbuch der techn. Physik“ T III).

Linja charakt. widma X	K	L	L <sup>I</sup>	L <sup>II</sup>	M	M <sup>I</sup>	M <sup>II</sup>	M <sup>III</sup>	M <sup>IV</sup>	M <sup>V</sup>	N	N <sup>I</sup>	N <sup>II</sup>	N <sup>III</sup>	N <sup>IV</sup>	N <sup>V</sup>	N <sup>VI</sup>	N <sup>VII</sup>	O <sup>I</sup>	O <sup>II</sup>	O <sup>III</sup>	O <sup>IV</sup>	O <sup>V-O<sup>IX</sup></sup>	P <sup>I</sup>	P <sup>II</sup>	P <sup>III</sup>	P <sup>IV</sup>	P <sup>V-P<sup>XI</sup></sup>	Q <sup>I</sup>	Q <sup>II</sup>	
																															n
	l	0	0	1	1	0	1	1	2	2	0	1	1	2	2	3	3	0	1	1	2	2-4	0	1	1	2	2-5	0	1		
	k	1	1	2	2	1	2	2	3	3	1	2	2	3	3	4	4	1	2	2	3	3-5	1	2	2	3	3-6	1	2		
	j	$\frac{1}{2}$	$\frac{1}{2}$	$\frac{1}{2}$	$\frac{3}{2}$	$\frac{1}{2}$	$\frac{1}{2}$	$\frac{3}{2}$	$\frac{3}{2}$	$\frac{5}{2}$	$\frac{1}{2}$	$\frac{1}{2}$	$\frac{3}{2}$	$\frac{3}{2}$	$\frac{5}{2}$	$\frac{5}{2}$	$\frac{7}{2}$	$\frac{1}{2}$	$\frac{1}{2}$	$\frac{3}{2}$	$\frac{3}{2}$	$\frac{5}{2}$	$\frac{5}{2}$	$\frac{1}{2}$	$\frac{1}{2}$	$\frac{3}{2}$	$\frac{3}{2}$	$\frac{5}{2}$	$\frac{11}{2}$	$\frac{1}{2}$	$\frac{1}{2}$
Pierwiastek	Z																														
H	1	1																													
He	2	2																													
Li	3	2	1																												
Be	4	2	2																												
B	5	2	2	1																											
C	6	2	2	2																											
N	7	2	2	2	1																										
O	8	2	2	2	2																										
F	9	2	2	2	3																										
Ne	10	2	2	2	4																										
Na	11	2	2	2	4	1																									
Mg	12	2	2	2	4	2																									
Al	13	2	2	2	4	2	1																								



Linja charakt widma X	n	KI	L <sub>I</sub>	L <sub>II</sub>	L <sub>III</sub>	M <sub>I</sub>	M <sub>II</sub>	M <sub>III</sub>	M <sub>IV</sub>	M <sub>V</sub>	N <sub>I</sub>	N <sub>II</sub>	N <sub>III</sub>	N <sub>IV</sub>	N <sub>V</sub>	N <sub>VI</sub>	N <sub>VII</sub>	O <sub>I</sub>	O <sub>II</sub>	O <sub>III</sub>	O <sub>IV</sub>	O <sub>V</sub> -O <sub>IX</sub>	P <sub>I</sub>	P <sub>II</sub>	P <sub>III</sub>	P <sub>IV</sub>	P <sub>V</sub> -P <sub>XI</sub>	Q <sub>I</sub>	Q <sub>II</sub>		
		1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18	19	20	21	22	23	24	25	26	27	28	29	
<i>l</i>	0	0	1	1		0	1	1	2	2	0	1	1	2	2	3	3	0	1	1	2	2-4	0	1	1	2	2-5	0	1		
<i>k</i>	1	1	2	2		1	2	2	3	3	1	2	2	3	3	4	4	1	2	2	3	3-5	1	2	2	3	3-6	1	2		
<i>j</i>	$\frac{1}{2}$	$\frac{1}{2}$	$\frac{1}{2}$	$\frac{3}{2}$		$\frac{1}{2}$	$\frac{1}{2}$	$\frac{3}{2}$	$\frac{3}{2}$	$\frac{5}{2}$	$\frac{1}{2}$	$\frac{1}{2}$	$\frac{3}{2}$	$\frac{3}{2}$	$\frac{5}{2}$	$\frac{5}{2}$	$\frac{7}{2}$	$\frac{1}{2}$	$\frac{1}{2}$	$\frac{3}{2}$	$\frac{3}{2}$	$\frac{5}{2}$ - $\frac{9}{2}$	$\frac{1}{2}$	$\frac{1}{2}$	$\frac{3}{2}$	$\frac{3}{2}$	$\frac{5}{2}$ - $\frac{11}{2}$	$\frac{1}{2}$	$\frac{1}{2}$		
Pierwiastek	Z																														
Er	35					2	2	4	4	6	2	2	3																		
Kr	33	2	2	2	4	2	2	4	4	6	2	2	4																		
Rb	37	2	2	2	4	2	2	4	4	6	2	2	4					1													
Sr	38										2	2	4					2													
Y	39										2	2	4	1				2													
Zr	40										2	2	4	2				2													
Nb	41										2	2	4	4				1													
Mo	42										2	2	4	5				1													
	43										2	2	4	(6)				(1)													
Ru	44										2	2	4	7				1													
Rh	45										2	2	4	8				1													
Pd	46										2	2	4	4	6																
Ag	47										2	2	4	4	6			1													
Cd	48										2	2	4	4	6			2													

In	49					2 2 4 4 6	2 1	
Sn	50					2 2 4 4 6	2 2	
Sb	51					2 2 4 4 6	2 2 1	
Te	52					2 2 4 4 6	2 2 2	
J	53					2 2 4 4 6	2 2 3	
X	54	2	2 2 4	2 2 4 4 6		2 2 4 4 6	2 2 4	
Cs	55	2	2 2 4	2 2 4 4 6		2 2 4 4 6	1	
Ba	56					2 2 4	2	
La	57					2 2 4	(1)	(2)
Ce	58					1	2 2 4	(2)
Pr	59					2	2 2 4	(2)
Nd	60					3	2 2 4	(2)
	61					4	2 2 4	(2)
Sm	62					5	2 2 4	(2)
Eu	63					(5)(1)	2 2 4	(2)
Gd	64					6 1	2 2 4	(2)
Tb	65					6 2	2 2 4	(2)
Dy	66					6 3	2 2 4	(2)
Ho	67					6 4	2 2 4	(2)

Linja charakt. widma X	Kl					Ml					Nl					Ol					Pl		Ql							
	KI	Ll	LII	LIII	Ml	MII	MIII	MIV	MV	Nl	NI	NI	NI	NI	NI	NI	NI	Ol	OII	OIII	OIV	Ov-OIX	P <sub>I</sub>	P <sub>II</sub>	P <sub>III</sub>	P <sub>IV</sub>	P <sub>V</sub> -P <sub>XI</sub>	Q <sub>I</sub>	Q <sub>II</sub>	
n	1	2			3					4					5					6		7								
l	0	0	1	1	0	1	1	2	2	0	1	1	2	2	3	3	0	1	1	2	2-4	0	1	1	2	2-5	0	1		
k	1	1	2	2	1	2	2	3	3	1	2	2	3	3	4	4	1	2	2	3	3-5	1	2	2	3	3-6	1	2		
j	$\frac{1}{2}$	$\frac{1}{2}$	$\frac{1}{2}$	$\frac{3}{2}$	$\frac{1}{2}$	$\frac{1}{2}$	$\frac{3}{2}$	$\frac{3}{2}$	$\frac{5}{2}$	$\frac{1}{2}$	$\frac{1}{2}$	$\frac{3}{2}$	$\frac{3}{2}$	$\frac{5}{2}$	$\frac{5}{2}$	$\frac{7}{2}$	$\frac{1}{2}$	$\frac{1}{2}$	$\frac{3}{2}$	$\frac{3}{2}$	$\frac{5}{2}$ - $\frac{9}{2}$	$\frac{1}{2}$	$\frac{1}{2}$	$\frac{3}{2}$	$\frac{3}{2}$	$\frac{5}{2}$ - $\frac{11}{2}$	$\frac{1}{2}$	$\frac{1}{2}$		
Pierwiastek	Z																													
Er	68																6	5	2	2	4	(1)	(2)							
Tm	69																6	6	2	2	4	(1)	(2)							
Yb	70																6	7	2	2	4	(1)	(2)							
Lu	71																6	8	2	2	4	(1)	(2)							
Hf	72																6	8	2	2	4	2	(2)							
Ta	73																6	8	2	2	4	3	(2)							
W	74																6	8	2	2	4	4	(2)							
Re	75																6	8	2	2	4	5	(2)							
Os	76																6	8	2	2	4	6	(2)							
Ir	77																6	8	2	2	4	7	(2)							
Pt	78																6	8	2	2	4	8	(2)							
Au	79																6	8	2	2	4	4	6	(1)						
Hg	80																6	8	2	2	4	4	6	(2)						
Tl	81																6	8	2	2	4	4	6	2	1					
Pb	82																6	8	2	2	4	4	6	2	2					

Bi	83					6 8	2 2 4 4 6	2 2 1	
Po	84					6 8	2 2 4 4 6	2 2 2	
	85					6 8	2 2 4 4 6	2 2 3	
Rn	86	2	2 2 4	2 2 4 4 6	2 2 4 4 6 6 8	2 2 4 4 6	2 2 4 4 6	2 2 4	
—	87	2	2 2 4	2 2 4 4 6	2 2 4 4 6 6 8	2 2 4 4 6	2 2 4	2 2 4	1
Ra	88							2 2 4	2
Ac	89							2 2 4	$\overbrace{1}$ (2)
Th	90							2 2 4	2 (2)

Przytoczona wyżej tablica podaje liczbę elektronów, należących do wspólnego poziomu energetycznego. Tablice 17, 18 i 19 uwzględniają jedynie wartościowość pierwiastków. Czyni to również tablica 22; ogólna liczba elektronów powierzchniowego poziomu energetycznego, na przykład poziomu  $P$  dla bizmutu, odpowiada najwyższej typowej wartościowości pierwiastka. Jednak poziomy energetyczne podległy tu dyferencjacji a grupy elektronów związanych z danym poziomem — podziałowi na podgrupy. Tablica 22 zbudowana jest na podstawie danych spektroskopowych (patrz rys. 12), których wyjaśnienie zadawalające daje nowa teoria kwantowa. U podstaw tablicy tkwią postulaty Bohra i Sommerfelda, uzupełnione założeniem ruchu obrotowego elektronu około własnej osi. Poziomy czy podgrupy oznaczone są literami odpowiednich linii charakterystycznego widma Röntgenowskiego. Litery  $n$ ,  $l$ ,  $k$  i  $j$  odpowiadają warunkom kwantowym (nieciągłość przy przechodzeniu z jednego stanu w drugi). Literą  $n$  oznaczone są warunki kwantowe obrotowego ruchu elektronu dookoła jądra atomowego (patrz wyjaśnienie rys. 9). Zmiennosc  $n$  wyraża się ciągiem liczb od 1 do 7. Liczba  $n$  jest wspólna dla wszystkich linii danej serji widma X. Literą  $k$  jest oznaczona tak zwana azymutowa liczba kwantowa. Dla zrozumienia tej liczby musimy założyć (jak to uczynił Sommerfeld), że po za siłą kulombowską występuje skierowana ku środkowi układu siła, wynikająca z niejednakowej szybkości ruchu elektronu po torze eliptycznym (patrz rys. 13). Liczba  $l$  (kwantowa liczba impulsu toru) równa się  $k-1$ . Liczba  $j$  związana jest z ruchem obrotowym elektronu około własnej osi. Wektory impulsu toru i impulsu rotacyjnego, zależnie od kierunku wektorów, powinny być dodawane do siebie lub też odejmowane (Uhlenbeck i Goudsmit). Odpowiedni mnożnik podlega również kwantowaniu.

Tablica 22 nosi nazwę tablicy Pauliego. Oparta jest na regule W. Pauliego (mł.): W atomie tego samego pierwiastka niemożliwe są takie stany elektronu (a więc takie tory), któreby odpowiadały jednoznaczny kombinacjom czterech liczb kwantowych ( $n$ ,  $l$ ,  $k$  i  $j$ ).

## SPIS RZECZY.

	str.
I. Ewolucja pojęcia „pierwiastek chemiczny“ od czasów najdawniejszych do Mendelejewa . . . . .	5— 12
II. Rozwój metody i gromadzenie materiału od czasów najdawniejszych do Mendelejewa . . . . .	13— 27
III. Okresowy układ pierwiastków i rola, jaką odegrał w dziejach nauki o pierwiastkach od roku 1869 do odkrycia radu . . . . .	28— 57
1. Poprzednicy Mendelejewa . . . . .	28— 33
2. Podstawa klasyfikacji Mendelejewa . . . . .	33— 44
3. Przyczyna wykrytych prawidłowości . . . . .	44
4. Triady grupy ósmej . . . . .	44— 45
5. Wolne miejsca w układzie . . . . .	45— 46
6. Niedopatrzone dotąd analogie . . . . .	46
7. Rewizja ciężaru atomowego berylu, indu, uranu, itru i metali ziem rzadkich . . . . .	46— 47
8. Przewidziane przez Mendelejewa pierwiastki . . . . .	47— 49
9. Odkrycie galu, skandu i germanu . . . . .	49— 50
10. Anomalje, napotymane w układzie . . . . .	50— 51
11. Krytyczna ocena dzieła Mendelejewa . . . . .	51— 53
12. Odkrycie ośmiu metali ziem rzadkich . . . . .	54
13. Wyodrębnienie fluoru . . . . .	54
14. Odkrycie gazów szlachetnych . . . . .	55— 57
IV. Odkrycie pierwiastków promieniotwórczych i nowe dzieje klasyfikacji pierwiastków . . . . .	58—140
1. Odkrycie promieniotwórczości uranu i toru . . . . .	58— 59
2. Wypełnienie 5 wolnych miejsc w układzie okresowym . . . . .	59— 61
3. Teoria rozpadu atomowego . . . . .	62— 65
4. Nowe metody wykrywania pierwiastków i rozpoznawania ich charakteru chemicznego . . . . .	65— 67
5. Ostatnie miejsca w układzie zostają zajęte przez plejady pierwiastków . . . . .	67— 73
6. Liczba atomowa pierwiastka . . . . .	73— 79
7. Głębsze znaczenie pojęcia liczby atomowej . . . . .	79— 83
8. Zmiany w szeregu metali ziem rzadkich . . . . .	83— 85
9. Nowe znaczenie ciężaru atomowego. Masa atomowa . . . . .	85— 93
10. Jedność struktury atomowej . . . . .	93— 99
11. Brakujące pierwiastki . . . . .	99—101
12. Model atomu i klasyfikacja pierwiastków . . . . .	101—140



### WYSZCZEGÓLNIENIE TABLIC W TEKŚCIE.

	str.
Tablica 1. Pierwiastki wyodrębnione w starożytności	14
„ 2. Pierwiastki znane w roku 1678 . . . . .	15
„ 3. Pierwiastki znane w roku 1789 . . . . .	16
„ 4. Pierwiastki znane w roku 1869 . . . . .	27
„ 5. Szkic śruby tellurycznej podług Chancourtois . . . . .	31
„ 6. Pierwiastki ułożone w oktawy . . . . .	32
„ 7. Typ tlenków i soli tudzież charakter wodorotlenków . . . . .	39
„ 8. Pierwsza wersja klasyfikacji Mendelejewa . . . . .	42
„ 9. Okresowy układ Mendelejewa w r. 1871 . . . . .	43
„ 10. Przewidziane a odkryte pierwiastki . . . . .	49
„ 11. Pierwiastki znane w 1898 roku . . . . .	56
„ 12. Pierwiastki promieniotwórcze i prawo okresowe . . . . .	69
„ 13. Pierwiastki promieniotwórcze i ich stałe podług danych międzynarodowych na rok 1921 . . . . .	70—71
„ 14. Nowoczesny układ pierwiastków . . . . .	78
„ 15. Izotopy . . . . .	91
„ 16. Pierwiastki podlegające dezintegracji sztucznej . . . . .	98
„ 17. Pierwiastki okresu czwartego (poziomy K, L, M, N) . . . . .	121
„ 18. Pierwiastki okresu piątego (poziomy N, O) . . . . .	122
„ 19. Pierwiastki okresu szóstego (poziomy N, O, P) . . . . .	123

### TABLICE POZA TEKSTEM

„ 20. Zestawienie gatunków materji, które do roku 1929 uległy sztucznej dezintegracji . . . . .	141
„ 21. Ciężar atomowy i izotopy pierwiastków według danych międzynarodowych na rok 1931 . . . . .	142-143
„ 22. Rozmieszczenie elektronów zewnętrznej sfery atomu . . . . .	144-149

### WYSZCZEGÓLNIENIE RYSUNKÓW.

	str.
Rysunek 1 Objętości atomowe i ciężary atomowe . . . . .	36
„ 2. Ciepło właściwe i ciężar atomowy . . . . .	74
„ 3. Linje $\alpha_1, \alpha_2, \beta_1, \beta_2, \gamma_1$ serii M widma charakt. prom. X Au--Bi	76
„ 4. Wykres zależności zwanej prawem Moseley'a . . . . .	77
„ 5. Rozpraszanie cząstek $\alpha$ (schemat) . . . . .	82
„ 6. Parabole Thomsona (schemat) . . . . .	87
„ 7. Schematyczny układ aparatu Astona . . . . .	90
„ 8. Przyrząd Rutherforda do sztucznej dezintegracji pierwiastków . . . . .	96
„ 9. Model atomowy wodoru podług Bohra . . . . .	111
„ 10. Objętości atomowe i liczby atomowe . . . . .	116
„ 11. Potencjały jonizacji i liczby atomowe . . . . .	125
„ 12. Charakterystyczne granice pochłaniania i liczby atomowe . . . . .	127
„ 13. Model atomowy wodoru podług Sommerfelda . . . . .	128
„ 14. Model atomowy neonu i sodu podług Bohra . . . . .	129
„ 15. Modele atomów i cząsteczek podług Langmuira . . . . .	135

Zakład Chemii Farmaceutycznej  
 Uniwersytetu Marii Curie-Skłodowskiej  
 Lublin, ul. Krak. - Przedmie. 81, tel. 2748

## SKOROWIDZ AUTORÓW.

### A.

Albertus Magnus 6, 14.  
alchemy 6, 8, 13, 15.  
Ampère André Marie. 22  
Arfvedson. Joh. Aug. 24  
Arystoteles 5.  
Aston. F. W. 89, 90, 91, 92, 93, 98.  
Avogadro di Quaregno Amadeo 11,  
30, 101.  
Essai d'une manière de déterminer  
les masses relatives des molécules  
élémentaires 11.

### B.

Bahr, J. F. 24.  
Balard, Antoine Jérôme 24.  
Balmer 107, 109, 111.  
Barkla Ch. G. 75.  
Becquerel, Henri 58, 62.  
Berg, Otto 100.  
Bergman Torbern Olaf 15.  
Berthelot Marcelin 14.  
Berzelius Jöns Jakob 11, 24, 35, 132,  
133.  
Bohr, Niels 109, 111, 112, 113, 126,  
129, 130, 131, 132, 133, 136.  
Boltwood, B. 68.  
Boyle Honorable Robert, 7, 10, 14,  
15, 95.  
Chymista Scepticus 7.  
Brand 14.  
Brandt 15.  
van den Broek, A. 83.  
Brönsted J. 93.  
Bunsen, Robert Wilhelm 26.  
Bury 119.

### C.

Cannizzaro Stanislao 11, 30.  
Cavendish, Honorable, Henry 15, 16, 17.  
Chadwick, J. 83, 104.  
de Chancourtois Béguyer 29, 30, 33.  
Cleve 54  
Cooke 29.  
The numerical relation between the  
atomic weights with some thoughts  
on the chemical elements 29.  
Coster, D. 84.  
Coulomb 82, 106.  
Courtois, Bernard 24.  
Mc Coy, H. 68.  
Cranston, J. A. 61.  
Cronstedt 15.  
Crookes, Sir, William 28, 55, 79, 101.  
Curie, Pierre 59, 61, 65, 79.

### D.

Dalton, John 10, 28, 31.  
A new System of Chemical Philo-  
sophy 10.  
Danne 65.  
Darwin, C. G. 95.  
Dauviller 84.  
Davy, Humphry 22, 23, 24.  
Elements of Chemical Philosophy 85.  
Debiere, A. 60, 68.  
Debye 132  
Demarçay 83.  
Demokryt 5.  
Deville-Sainte Claire, Henri 22.  
Dioskorides 13.

Doebereiner, Johann Wolfgang 28.  
 Versuch zur einer Gruppierung der  
 elementaren Stoffe nach ihrer Ana-  
 logie 28.  
 Dolejssek 100.  
 Dorn, E. 61.  
 Druce 100.  
 Dulong, Pierre Louis 49, 73, 75.  
 Dumas Jean Baptiste 29 37 38, 86.

**E.**

Ekeberg, A. G. 23.  
 Einstein 99.  
 d'Elhuyar, Fausto i Juan Jose (bracia)  
 15.  
 Ellis 139.  
 Elster, J. 79.  
 Empedokles 5.  
 Eucken 132.

**F.**

Fajans, Kazimierz 68, 69, 72 138.  
 Faraday Michał 101.  
 Frankland, Edward 55.

**G.**

Gay-Lussac, Louis Joseph 24.  
 Geiger, H. 79, 80, 81 82, 83 105.  
 Geitel, H. 79.  
 Giesel, F. 60, 62, 68.  
 Goudsmit 131.  
 Gray, W. 61.  
 Gregor, W. 23.

**H.**

Hahn, O. 61, 68.  
 Hall, C. M. 54.  
 Harkins, W. D. 93, 137 138.  
 Harris 100.  
 Hatchett, C. 23.  
 Heisenberg, Werner 131.  
 Helmholtz, 101.  
 Herman 24.  
 Hess, V. F. 64.  
 von Hevesy, G. 84, 93, 131.  
 Heyrovsky, Jaroslav 100.  
 Hittorf, Johann Wilhelm 101.  
 Hjelm 15.  
 Hope 23.

Hopkins 100.  
 Hönigschmid, O. 60 68, 100.

**J.**

Jansen 26, 55 56.  
 Jeans 109.  
 John, J. F. 15.

**K.**

Kirchhoff, Gustav Robert 26.  
 Klapproth, Marcin Henryk 15, 20, 22,  
 23, 24.  
 Klaus, A. 21.  
 Kossel, W. 113, 114, 118, 124 129, 137.  
 Kunckel, Johann 6.

**L.**

Laborde 64.  
 Langmuir Irvin 119, 133 134, 135, 136.  
 Lantsberry, D. C. 95.  
 Latimer, Wendell, M. 139, 140.  
 Laurie 37.  
 Lavoisier, Antoine Laurent 9 10, 11,  
 15, 17, 20, 22, 24, 26, 28 85.  
 Sur la nature de l'eau... 20.  
 Mémoire sur la nature du principe  
 qui se combine avec les métaux...  
 20.  
 Traité élémentaire de Chimie 9, 16  
 Lecoq de Boisbaudran, Paul Emile  
 49, 54.  
 Leukipp 5.  
 Lewis, G. N. 119, 133.  
 Lockyer, J. N. 26, 55.  
 Lorentz 109.  
 Loring 100.  
 Lyman 111.

**M.**

Marggraf, Andreas Sigismund 25.  
 Marignac, Jean Charles 54.  
 Markwald, W. 60, 68.  
 Marsden E. 79, 81, 82, 93, 105  
 Meitner Lise 61, 137, 138.  
 Mendelejew, Dimitrij 10, 11 12 26  
 33, 34, 37, 38, 41, 42, 43, 44, 45,  
 46, 47, 48, 49, 50, 51, 52, 53, 56  
 61, 67, 75, 76, 79, 92, 93, 99, 115.  
 Osnowy Chimii 10 12, 34.

- Meyer, Julius Lothar 32, 33 35.  
 Die modernen Theorien der Chemie  
 und ihre Bedeutung für die chemi-  
 sche Statik 32.
- Meyer, Stefan 62, 64
- Millikan, R. A. 101.
- Mitscherlich, Eilhard 34
- Moissan, Henri 22, 54.
- Morozow, Nikołaĵ 138
- Mosander, Carl Gustav 24.
- Moseley, H. G. J. 75, 76 77, 78, 79,  
 82, 83, 84, 112, 115 125, 130.
- Müller von Reichenstein 15.
- N.**
- Newlands J. A. R. 30, 33, 57.
- Nicholson 110.
- Niepcce 59.
- Nilson 49.
- Noddack, Walter 100.
- O.**
- Odling, William 29.
- Olszewski, Karol 55.
- Owens, R. B. 68
- P.**
- Paracelsus 13.
- Paschen 107 111.
- Pauli, W. jr. 149.
- Péligot, Eugène Melchior 22, 46.
- Petit, Alexis Thérèse 49 73 75.
- von Pettenkofer, Max 29.  
 Ueber die regelmässigen Abstände  
 der äquivalentzahlen der sogen-  
 nannten einfachen Radicale 29.
- Planck, Max 109.
- Prandtl, W. 100.
- Priestley, Joseph 16, 17.
- Prout, William 28.  
 On the relation between the Spe-  
 cific Gravities of Bodies in their  
 Gaseous State and the Weights of  
 their Atoms 85, 86, 92, 93, 99, 116.
- Pseudo-Geber 6.
- R.**
- Ramsay, Sir William 53 55, 56, 61  
 63, 93.
- Rayleigh, lord 55, 109.
- Reich, Ferdinand 26.
- Richter, Th. 26.
- del Rio 25.
- Ritz 111, 114.
- Roentgen W. Conrad 58, 112.
- Rolla, Luigi 100, 124.
- Roscoe, Sir Henry Enfield 25, 35.
- Rose, Heinrich 25.
- Ross, W. 68.
- Royds T. 63, 104.
- Russel, A. S. 69, 72.
- Rutherford, D. 16.  
 De Aere mephitico 17.
- Rutherford, Sir Ernest 61, 62, 63, 68,  
 79, 80, 81, 82, 83, 94, 95, 96 97  
 104, 105, 106, 107, 109, 132, 139.
- Rydberg 107, 115, 119, 133.
- S.**
- Scheele Karol Wilhelm 15, 16 17, 23, 25.
- Scherrer 132.
- Schmidt, G. C. 59.
- Schrödinger Erwin 131.
- von Schweidler, E. 62.
- Sefström Nils Gabriel 25
- Skłodowska-Curie Marja 59, 60, 61.
- Soddy, Frederick 61 62 63 68, 69, 72  
 137.
- Sommerfeld A. 128, 129, 139, 131, 132.
- Stahl, Georg Ernst 8.  
 Zufällige Gedanken... 8
- Stas, Jean Servais 32, 86.  
 Recherches sur les lois des propor-  
 tions chimiques 32.  
 Nouvelles recherches sur les lois  
 des proportions chimiques, sur les  
 poids atomiques et leurs rapports  
 mutuels 32.
- Stephanus z Aleksandrji 6.
- Stoner, E.
- Stoney, Johnstone 80, 101.
- Stromeyer, Frederick 24.
- Swinne, R. 144.
- Ś.**
- Śniadecki, Jędrzej 10, 11 24.  
 Początki Chemii 10, 23.
- Świętoślowski, Wojciech 137.

**T.**

Tacke, Ida 100.  
Tennant, Smithson 21.  
Thénard, Louis Jacques 24.  
Theophrastes 13.  
Thomson, Sir J. J. 81, 86, 87, 89, 92,  
105, 112

**U.**

Uhlenbeck 131.  
de Ulloa A. 15.  
Urbain, P. 84.

**V.**

Valentinus, Basilius 14.  
Vauquelin, Louis Nicolas 22  
Villard 62.

**W.**

Watson 15.  
Auer von Welsbach 54, 84.  
Whiddington 113.  
Wien, W. 86.  
Winkler, Clemens 50.  
Wollaston, William Hyde 21.  
Wöhler, Friedrich 24 25.

**Y.**

Yntema 100.

**Z.**

Zimmermann 47.  
Zosimos panapolitański 14.

---

## SKOROWIDZ OGÓLNY.

### A.

Aktyń 60 61 72, 124.  
aktynon 68.  
aktyń X 72.  
alchemja 5.  
aldebaranium 84.  
alkalja (stałe) 9.  
ałuny 34.  
analiza roztworów 21.  
    "    spektralna 25, 26.  
    "    ziem rzadkich 54.  
analogja jako czynnik umożliwiający  
    odkrycie pierwiastka 22, 23.  
anjon 104.  
anomalje układu Mendelejewa  
    50, 51, 92.  
antymon 14.  
apatyt 35.  
argon 51, 55, 76, 92.  
arsen 6, 14, 34.  
atomy 5.  
atrakcja chemiczna 44, 134.  
azot 15, 17, 55, 95, 96, 97, 117.  
azotu rodzina 13.

### B.

Bar 23 24, 29 52, 59 60.  
barota 20.  
baryta 9, 20.  
beryl 24, 47, 75 112, 117.  
bizmut 14, 59, 60.  
blendy cynkowa 49.  
blendy uranowa (smołowa) 59, 60 61.  
bor 24, 46, 75, 97, 117.  
Klasyfikacja pierwiastków

brom 24, 37.  
bröggeryt 56.

### C.

Carbone 11.  
cassiopeium 84.  
celtium 84.  
cer 24, 45, 47, 54.  
cez 26.  
charakter chemiczny tlenu 39.  
chlor 16, 17, 22, 37, 132.  
chlorki 37.  
chlorki 37.  
chlorowce 37.  
chrom 22, 52, 120.  
ciało doskonale niez mieszane 8.  
    "    jednorodne 8.  
    "    proste 7, 10 11, 13, 63, 85.  
    "    proste a pierwiastek 11.  
    "    "    definicja 7.  
ciągłość 37.  
ciążenie powszechne. 44.  
cieplik 19, 20.  
ciepło atomowe 75.  
ciepło rozpadu radu 64.  
    "    tworzenia się chlorków 37.  
    "    właściwe 74.  
ciężar atomowy 10, 11, 28, 36 41 46  
    73, 74, 82, 83, 85, 93.  
ciężar atomowy emanacji 61.  
    "    "    europu 84.  
    "    "    galu 49.  
    "    "    gazów szlachetnych 56.  
    "    "    itru 47.  
    "    "    lutecium 84.  
    "    "    neonu 89.  
    "    "    ołowiu 68.

ciężar atomowy pierwiastków czy-  
 „ „ stych 92.  
 „ „ radu 60.  
 „ „ renu 100.  
 „ „ uranu 47.  
 ciężar atomowy—ułamkowy charakter  
 wyrażających ten ciężar liczb 85,  
 86, 92.  
 ciężar cząsteczkowy ciała prostego 11  
 „ „ emanacji 61.  
 ciężar właściwy 37, 81.  
 corpa simple 10.  
 cyna 13, 46, 75.  
 cynk 13, 52, 75.  
 cyrkon 24.  
 cyrkona 24.  
 cząsteczka ciała prostego a atom  
 pierwiastka 11.  
 cząsteczki polarne i niepolarne 134.  
 cząstki  $\alpha$  63, 72, 80, 81, 82, 83, 94, 95,  
 97, 100, 103, 104, 106, 137,  
 139, 140.  
 cząstki  $\beta$  63, 72, 83, 100, 103, 105.  
 cząstki H 95, 96, 97, 103, 104.

**D.**

Dezintegracja (rozpad) atomu 62, 64  
 „ „ atomu sztuczna 94, 96,  
 97, 104.  
 „ „ sztuczna azotu 96.  
 diament 11, 37.  
 dydym 45, 54.  
 dysproz 54.  
 dwimangan 99, 100.

**E.**

Ekabor 48.  
 ekacez 99, 100.  
 ekaglin 48.  
 ekajod 99, 100.  
 ekakrzem 48, 50.  
 ekamangan 99, 100.  
 eksperyment. jego rola w nauce 8  
 elektroliza 101.  
 elektrometalurgia 23, 25.  
 elektron 80, 82, 94, 102, 104.

elektronu wymiary 106.  
 elektrony jądra atomowego 105, 139  
 140.  
 elektronowa grupa powierzchniowa 114.  
 elektrony wartościowości 124.  
 elektrony uzupełniające 140.  
 elektron wirujący około własnej osi 131.  
 elementy 5, 7, 10.  
 element (ang.) 10.  
 élément (franc.) 10.  
 elemented body 10.  
 elementarny ładunek dodatni 80, 94, 103,  
 ujemny 80.  
 emanacja radowa 61, 62, 64  
 erb 24, 45, 54.  
 erythronium 25.  
 europ 83, 84.

**F.**

Fergussonit 56.  
 flogiston 8, 17.  
 florentium 100.  
 fluor 11, 22, 26, 54, 97, 118, 132, 135.  
 fluorescencja 58.  
 fluorescencja röntgenowska 125.  
 forma związku 38.  
 fosfor 11, 14, 34, 97.

**G.**

Gadolin 54.  
 gadolinit 49, 54.  
 gal 49.  
 gatunek materji 29.  
 gaz palny 19.  
 gazy proste 15, 16.  
 gazy szlachetne 55, 56, 72, 130.  
 german 50.  
 gęstość azotu 55.  
 glin 24, 37, 46, 52, 54, 97  
 glina 20.  
 glinka 9, 20.  
 grafit 11.  
 granica charakterystyczna pochłania-  
 nia 126.  
 grupa zerowa pierwiastków 72, 73, 78.  
 grupy naturalne 29.  
 „ „ pierwiastków 41,



**H.**

Hafn 84.  
 hel 26, 54, 55, 56, 63, 82, 98, 99, 117, 138.  
 hipotezy Bohra 110.  
 hipoteza van den Broeka 83.  
 „ Kossela 117.  
 „ Prouta 28, 92.  
 holm 54.  
 homologiczne szeregi 29.

**I.**

Ilościowy rozbiór mieszaniny i związku 20.  
 illinium 100.  
 ind 26, 46.  
 iryd 21.  
 iterb 47, 54.  
 itr 23.  
 izomorfizm 34, 35.  
 izotopja pierwiastków zwyczajnych 90, 92, 97, 98.  
 izotopy 68, 72, 73.  
 „ ich wyodrębnienie 93.  
 „ chloru 93.  
 „ ołowiu 68.  
 „ rtęci 93.

**J.**

Jądro atomowe 105, 106, 116, 117, 118.  
 jądra atomowego ładunek 82, 83, 94.  
 „ „ skład 137, 138.  
 „ „ wymiary 106.  
 jądro atomowe helu 97.  
 „ „ wodoru 95.  
 „ „ złota 106.  
 jod 24, 51, 76.  
 jon (pierwiastek) 68.  
 jon pierwiastkowy 103.  
 jon wodoru 95, 103.  
 jony uwodnione 104.

**K.**

Kadm 24.  
 katjon 104.  
 kleweit 56.

kobalt 15, 50, 76, 92, 120.  
 kohlenstoff (niem.) 11.  
 kolumny pierwiastków w obrębie grup 41, 57.  
 krypton 55.  
 krzem 24, 75, 139.  
 krzemionka 9, 20.  
 ksenon 55.  
 kwanty 109.  
 kwasoród 19.

**L.**

Lantan 24, 45, 47, 54, 60, 61.  
 liczba atomowa pierwiastka 73, 75, 79, 83, 93, 94, 113, 115.  
 liczba Avogadry 101.  
 liczba kolejna pierwiastka 72, 75, 76, 83.  
 liczba ogólna pierwiastków 78, 82.  
 liczby proporcjonalności 30.  
 linje widma 26.  
 „ „ charakterystycznego X 113, 114.  
 lit 24, 117, 132.  
 lotność 37.  
 lutecium 84.

**M.**

Magnez 24, 52, 135.  
 magnezja 9, 20.  
 mangan 15, 52, 120.  
 mangan 19.  
 masa atomowa 85, 94, 97.  
 „ „ helu 98.  
 „ „ wodoru 98.  
 „ elektronu 102, 129.  
 masy pochodzenie elektromagnetyczne 103.  
 menachanit 23.  
 menachin 23.  
 metale 8, 15.  
 metale, ich domniemane składniki 6.  
 metale alkaliczne 11, 37, 103, 130.  
 „ ciężkie 13.  
 „ nieszlachetne 13.  
 „ półszlachetne 13.  
 „ szlachetne 13.  
 „ ziem alkalicznych 63, 130.

- metale ziem rzadkich 46, 54, 61, 73, 78, 84, 85, 122, 126.
- metaloorganiczne związki 37, 43.
- metoda analityczna termiczna 23.
- „ „ wykrywania pierwiastków 60.
- „ 2 wyodrębniania ich 23.
- „ analizy spektralnej 25.
- „ Astona 89, 93.
- „ atomolizy 55.
- „ cząstkowej dyfuzji 21.
- „ cząstkowego krystalizowania 21, 54, 60.
- „ „ skraplania 21.
- „ dekantowania 21.
- „ destylowania 21.
- „ elektrolityczna 23.
- „ elektrolizy z zastosowaniem elektrody kroplowej rtęciowej 100.
- „ elektromagnetyczna badania promieni korpuskularnych 62, 86.
- „ elektroskopowa mierzenia promieniotwórczości 59.
- „ elektryczna pomiaru promieniotwórczości 66.
- „ filtrowania 21.
- „ frakcjonowania 21.
- „ krzywych parabolicznych 47.
- „ odparowywania 21.
- „ przeprowadzania w stan lotny 21.
- „ radiologiczna wykrywania pierwiastków 60.
- „ reakcji wymiany 17, 21, 23.
- „ redukcji węglem 14.
- „ rozpoznawania substancji po barwie ich żarzących się par 25.
- „ rugowania ze związków 13, 16, 17.
- „ rugowania wodorem 25.
- „ rugowania z pomocą potasu i sodu 24 25.
- „ skraplania 21.
- metoda spektroanalityczna badania char. promieni X 84, 100.
- „ spektrografji mas, patrz metoda Astona.
- „ strącania osadu 21.
- „ sublimowania 21.
- „ termicznego rozkładu 17.
- „ Thomsona 102.
- „ wymrażania 21.
- „ wyodrębniania pierwiastków promieniotwórczych 67.
- „ wyodrębniania z mieszaniny 17.
- „ wytapiania metali (ogniowa) 13.
- mezotor I 72.
- „ II 72.
- miedź 6 13, 52, 120.
- mimetyzyt 35.
- model atomowy Bohra 111.
- „ „ Bohra - Sommerfelda 129, 130, 136.
- „ „ Kossela 113, 129.
- „ „ Langmuira 135 136.
- „ „ Rutherforda 105, 106, 107.
- „ „ Thomsona 105.
- „ „ Sommerfelda 128.
- „ cząsteczki wodoru 133.
- „ jądra atomowego 139.
- „ strukturalny (statyczny) atomu i cząsteczki 133 134, 135, 136, 137.
- molibden 15.
- multipty 131.
- N.**
- Nadmolibdeniany 53.
- nadsiarczany 53.
- nadwolframiany 53.
- nalot (osad) czynny 62.
- naturalna klasyfikacja pierwiastków 11, 34, 51.
- nazwa pierwiastka hipotetycznego 47.
- neodym 54.
- neoiterb 84.
- neon 55, 89, 118 129, 130, 135.
- neon<sub>22</sub> 89.
- niemetale 13, 15.
- nierozerwalność substancji i jej własności 8.

nikiel 13, 15, 50, 51, 76, 92, 120.  
niob (w Ameryce zwany columbium) 25.  
niton 61.

**O.**

Objętość atomowa 35, 36, 37, 115.  
odkrycie a wyodrębnienie pierwiastka 22.  
okresowość własności 33.  
okres średni życia 72.  
okresy duże 41.  
    "    małe 41.  
okresy pierwiastków a powierzchniowa warstwa elektronowa 118, 119, 120, 121, 122, 123, 124.  
oktawy (reguła oktawa) 30, 31.  
oktet 134, 135, 136.  
ołów 13, 46, 52, 68.  
ortowodór 132.  
osm 21.  
ozon 11.

**P.**

Pallad 21, 120.  
parawodór 132.  
pierścienie elektronowe 113, 116—124.  
pierwiastek definicja 12.  
pierwiastek kwasorodny 17.  
pierwiastek 43 99, 100.  
    "    61 99, 100.  
    "    72 84.  
    "    75 99, 100.  
    "    85 99, 100.  
    "    87 99, 100.  
    "    93 100.  
pierwiastki brakujące 99.  
    "    czyste 90, 98.  
    "    końcowe szeregów promieniotwórczych 67, 68.  
    "    macierzyste 67.  
    "    mieszane 90.  
    "    naczelnę grup 41, 52.  
    "    promieniotwórcze 59.  
    "    przewidziane 47.  
    "    typowe 41.  
zdolne do dezintegracji 97, 98,

pierwiastki znane w starożytności 14.  
    "    "    za czasów Boyle'a 14.  
    "    "    w roku 1789 16.  
    "    "    "    "    1869 26, 27.  
    "    "    "    "    1898 56.  
piromorfit 35.  
platyna 15.  
platynowce 21, 37, 45, 57, 73, 78.  
plejady pierwiastków 67, 68.  
polon (rad F) 60, 61.  
położenie miedziowców w układzie 52.  
    "    wodoru "    "    52  
potas 24, 51, 76, 92, 119.  
potencjał jonizacji 113, 124, 130.  
powietrze pozbawione flogistonu 19.  
    "    życiowe 19.  
półokres trwania 60.  
prapierwiastek 85.  
powinowactwo chemiczne 134, 135, 136.  
poziomy elektronowe 118, 119, 120, 121, 122, 123.  
poziomy energetyczne 120, 130.  
prawo Dulonga i Petit'a 49, 73, 75.  
    "    kombinacji linii widma 114.  
    "    Kulomba 82, 106.  
    "    Moseleya 76, 77, 78, 79, 125.  
    "    niezniszczalności materji 9.  
    "    okresowe 33, 37, 51.  
    "    przesunięć (pierw. prom.) 69, 72, 73, 83.  
    "    rozpadu subst. promieniotwórczej 65.  
    "    spadku promieniotwórczości 65.  
    "    zachowania masy 9.  
prazeodym 54.  
principe (franc.) 10.  
principles (ang.) 7, 10.  
principia 6.  
promienie  $\alpha$  patrz cząstki  $\alpha$   
    "     $\beta$  "    cząstki  $\beta$   
    "     $\gamma$  63, 66, 139.  
    "    kanalikowe 86, 87.  
    "    katodowe 75, 86, 87, 102, 112, 113.  
promienie X (Röntgena) 58, 125, 132, 139.

promienie X charakterystyczne 75  
82 84, 114, 130.  
" " wtórne 75.  
promieniotwórczość 58, 59.  
" indukowana (wzbu-  
dzona) 62.  
" naleciała 62.  
" jako własność ato-  
mu 59, 62.  
" toru 59.  
" uranu 58.  
protoaktyn 61, 124.  
proton 81, 94, 96, 99, 138, 139, 140.  
przenikliwość promieni  $\gamma$  66, 70, 71.  
przerzuty elektronów 119.  
przesunięcie linii widma 129.

**R.**

Rad 60 61, 63, 72, 99, 124.  
rad A 66  
rad B 66.  
rad C 66, 81, 95.  
rad C' 95.  
radical fluorique 16, 22.  
" muriatique 16, 22.  
radjologia 57.  
radjotor 68, 72.  
radon 61, 63, 66 72.  
ren 100.  
rod 21, 120.  
rodnik borowy 19.  
" fluorowy 19.  
" solnikowy 19.  
rodniki węglowodorowe 138.  
rodzaj (genus) materji 29.  
rodziny pierwiastków 29.  
rozkład linii widma 126, 127, 129.  
rozpad osadu promieniotwórczego  
65, 66.  
rozpad atomu patrz dezintegracja  
rozpraszanie cząstek  $\alpha$  80, 81, 105.  
równowaga promieniotwórcza 66.  
rtęć 6, 10, 13, 46, 52.  
rubid 26.  
rurka Piñeckerowska 111, 112.  
ruten 21, 120.  
rutyl 23.

**S.**

Scyntyłacje 79, 80, 95, 96.  
selen 24, 44.  
serja Balmera 107, 111.  
" Lymana 111.  
" Paschena-Ritza 107, 111.  
serje widma charakterystycznego X  
75, 76, 113, 126.  
sfera atomu zewnętrzna (elektronowa)  
105, 106, 116, 117, 118, 119, 120,  
121, 122, 123, 124.  
siarczek miedziawy 35.  
" srebrowy 35.  
siarka 6, 8, 13.  
siatka krystaliczna 132.  
" przestrzenna jądra atomowego  
140.  
skand 50, 119.  
sód 24, 75, 97, 118, 129, 132, 135.  
sól 6.  
spółczynnik rozszerzalności 37.  
srebro 6, 13, 2.  
stała Faradaya 101.  
" (powszechna) Plancka 103,  
110.  
" promieniotwórcza 65.  
stała rozpadu promieniotwórczego 64.  
" Rydberga 107.  
stałe (własności) fizyczne 22.  
" (liczby) promieniotwórcze 66.  
stosunek ładunku do masy cząstek 63,  
87, 88, 95, 96, 102, 103.  
stront 23, 24, 29.  
struktura subtelna linii widma 126, 129.  
substancje proste 7.  
szeregi pionowe 41.  
" poziome 41.  
" pierwiastków promieniotwór-  
czych 67, 68.  
szybkość cząstek 87, 88.  
" "  $\beta$  66, 70, 71.  
" reakcji 64.  
śruba telluryczna 29, 30, 31.

**T.**

Tal 26, 52,  
tantal 23, 45.  
tantalowy kwas 61.

tellur 15, 20 51, 60, 76, 92.  
 temperatura topnienia 37.  
 teoria atomowa (Daltonowska) 10.  
 . dualistyczna Berzeliusa 132, 133.  
 . Einsteina 99, 129.  
 .. elektronowa metali 131.  
 .. kwantowa Bohra 110, 126.  
 .. .. klasyczna 132.  
 .. .. nowa 131.  
 .. protonowa budowy materji 97.  
 .. rozpadu atomowego 62.  
 .. tlenowa palenia 20.  
 terb 24, 54.  
 tlen 9, 10, 11, 16, 17 117, 135, 139.  
 tlenek indu 46.  
 .. itru 47.  
 .. rtęci 10, 17.  
 tlenki 39, 40, 41, 42.  
 .. baru 53.  
 .. miedzi 53.  
 .. typowe 53.  
 .. uranu 46.  
 .. żelaza 47.  
 tor 24, 59, 67, 72, 124.  
 tor X 72.  
 toron 68.  
 toryt 68.  
 transmutacja metali 6.  
 triady 28, 29, 45, 73.  
 trimangan 100.  
 tul 54.  
 tunsten (wolfram) 15, 19.  
 typ chemiczny 29, 37, 38 39 40 41.  
 tytan 23, 119, 120, 139.  
 twardość 37.

**U.**

Uglerod (ros.) 11.  
 uran 22, 46, 58, 59 67 99, 124.  
 uraninit 56.  
 uirata masy (packing effect 99.)

**W.**

Wanad 25, 35, 120.  
 wanadynit 35.  
 wapno 9, 19, 20.

wapń 24 29, 119 139, 140.  
 wartościowość 40, 46, 104, 119, 120 124.  
 węgiel 11, 13, 37 75 117.  
 węglany 34.  
 węglík 11, 19.  
 wiązanie atomowe w cząsteczce nie-  
 elektrolitu 132.  
 widmo 26, 55, 56, 63, 107, 112.  
 .. berylu 112.  
 .. charakterystycznych promieni X  
 75 i nast. 112, 126.  
 .. ciała czarnego 107, 109.  
 .. ciągłe 107.  
 .. helu 112, 129.  
 .. . (atomu normalnego) 131.  
 .. jonu  $H_2^+$  131.  
 .. litu 112.  
 .. nieciągłe, linjowe 107, 109.  
 .. pasmowe pierwiastków 131.  
 .. wodoru 107 111, 126.

własności 5, 8.  
 wodór 15, 16, 52 85, 98, 99 116, 128.  
 wodorki 40.  
 wodorotlenki 40.  
 wolfram 15.  
 wolne miejsca w układzie pierwiastków  
 32, 45, 46, 59, 61, 67, 82, 84, 99.  
 wyodrębnienie ciała czystego z mie-  
 szaniny 21.  
 .. ciała prostego ze zwią-  
 zku 20.

**Z.**

Zależność periodyczna (okresowa) 41.  
 .. Rydberga 115, 133.  
 zarzuty przeciwko klasyfikacji Men-  
 delejewa 51, 52, 53.  
 zasada ałunu 20.  
 zasada izomorfizmu 34, 35.  
 .. korelacji 44.  
 .. niezniszczalności materji 20.  
 .. równoważności 44.  
 .. soli z Epsom 20.  
 .. względności 99, 102, 106.  
 .. zamienności 44.  
 zasięg cząstek  $\alpha$  66, 70, 71, 95  
 .. . H 96, 97.

ziemia słunu 20.  
" ciężka 20.  
" krzemionkowa 20.  
" wapna 20.

ziemie 8.

zjawisko Starka 126.

" Zeemana 128.

" " anormalne 131.

złoto 6, 13, 52, 75.

związek chemiczny 8.

**Ż.**

Żelazo 13, 52, 120, 140.

żelazowce 37, 45, 57, 73, 76.

żywieły 5.

---

Uniwersytet Medyczny w Lublinie  
nr inw.: G - 28202



BG 1588-R

Wydawnictwa Polskiego Tow

## C Z A S O P I S M A

ROCZNIKI CHEMJI. Lata 1921—1931, po 9 zeszytów rocznie.  
Prenumerata roczna zł. 22.50, cena zeszytu zł. 2.50. Dla  
członków Polskiego Tow. Chemicznego nabywających  
stare komplety — ustępstwa.  
PRZEMYSŁ CHEMICZNY — dwutygodnik. Prenumerata roczna  
zł. 36, — półroczna zł. 20.

## WYDAWNICTWA KSIĄŻKOWE

- JAN ZAWIDZKI †. Kinetyka Chemiczna, wyd.  
Komitetu Uczczenia Pamięci Prof. J. Zawidz-  
kiego. Warszawa, 1931, str. VIII + 254 . . . . . Zł. 10.—
- ANTONI KORCZYŃSKI †. Preparatyka orga-  
niczna. Metody utleniania i dehydrogena-  
cji w chemji organicznej. Poznań, 1930,  
str. XXIV + 173 . . . . . „ 4.—
- ADOLF LEPAPE. Nieciągłość i jedność materji.  
Obecny stan nauki o atomach i ich budowie.  
Warszawa, 1922 str. 98 . . . . . „ 1.50
- LUDWIK SZPERL. Początki i rozwój analizy  
chemicznej. Warszawa, 1931, str. 14. . . . . „ —.50
- JAN ZAWIDZKI. Instrukcja dla piszących referaty  
z prac chemicznych. Warszawa, 1923, str. 8 . . . . . „ —.30
- \* \* \* Unia Międz. Chemji Czystej i Stosowanej.  
I. Symbole fizyczno-chemiczne, II. Skróty bi-  
bliograficzne. Warszawa, 1922, str. 20 . . . . . „ —.50
- STEFAN OTOLSKI. Związki inozyto-fosforowe  
(w druku).

Wydawnictwa P.T.Ch. nabywać można w Sekretarjacie,  
Warszawa, Politechnika, Polna 3,  
Polskie Towarzystwo Chemiczne w godz. od 10-ej do 17-ej.  
(Tel. 8-39-40).