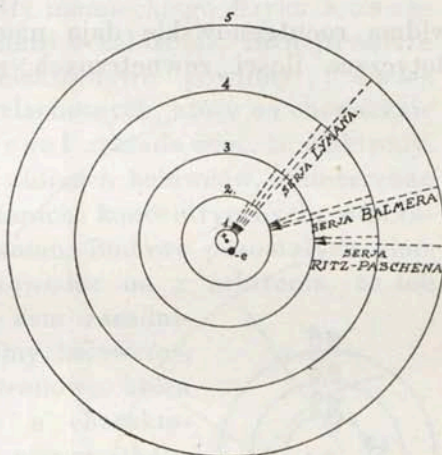


5) serja Pfunda (odkryta w r. 1924):

$$\nu = R \left( \frac{1}{5^2} - \frac{1}{n^2} \right), \text{ gdzie } n = 6, 7, 8 \dots \quad \boxtimes$$

$\boxtimes$  Schemat powstawania seryj widmowych wodoru ilustruje dość dobrze rys. 119. Oznaczono w nim 5 pierwszych torów elektronowych, odpowiadających pierwszym 3 serjom prążków widma wodoru: serja Lymana podaje prążki widma pozafioletowego, serja Balmera — prążki widma widzialnego i serja Ritza i Paschena — prążki, obserwowane w podczerwieni.  $\boxtimes$

$\boxtimes$  D. Powstawanie widm promieni Roentgena. Teoria Bohra pozwoliła również wyjaśnić budowę widm roentgenowskich, które dają się wyrazić zapomocą



Rys. 119.

Model atomu wodoru według Bohra.

321, podobnego do równania seryj widm promieni widzialnych:

$$\nu = C^2 (Z - 1)^2$$

dla prążków serji K, w ogólności zaś

$$\nu = R (Z - 1)^2 \left( \frac{1}{1^2} - \frac{1}{2^2} \right). \quad \boxtimes$$

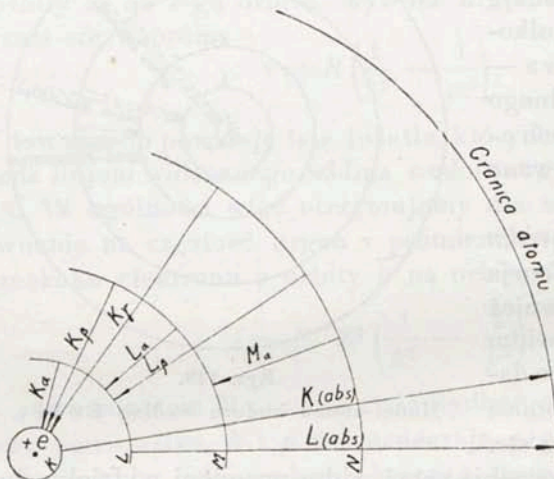
$\boxtimes$  Wiemy już, że struktura tych widm zależy wyłącznie od liczby porządkowej pierwiastka; wskazuje to, że w powstawaniu widm roentgenowskich uczestniczą elektrony powłok zewnętrznych, położonych w pewnem oddaleniu od jądra. Według teorii Kossela widmo Roentgena powstaje wskutek przeskoków elektronów, krążących po torach bardziej zewnętrznych, na tory, położone bliżej jądra atomu. Podczas przeskoku na tor pierwszy otrzymujemy prążki serji K, podczas przeskoku na tor drugi — prążki serji L i t. d. Aby taki przeskok stał się możliwy, jeden z elektronów warstwy najbliższej jądra, t.j. warstwy K musi być usunięty, co zostaje osiągnięte przez bombardowanie atomów elektronami o dostatecznej pręd-

kości w rurce katodowej. W ten sposób otrzymujemy szereg prążków, stanowiących serie  $K$ ,  $L$ ,  $M$  i t. d. przedstawionych schematycznie na rys. 120. Każda z tych seryj odpowiada osobnej warstwie elektronów i daje się wyrazić zapomocą ogólnego równania:

$$\nu = R(Z - 1)^2 \left( \frac{1}{1^2} - \frac{1}{n^2} \right);$$

widma roentgenowskie dają nam zatem ważne wskazówki, dotyczące ilości zewnętrznych warstw elektronów i budowy poszczególnych warstw. ☒

*E. Atomy innych pierwiastków.* W ten sposób model kinetyczny Bohra, zdawałoby się, całkowicie wyjaśnia budowę atomu wodoru. Inne atomy posiadają natomiast budowę bardziej złożoną. Już bowiem budowa atomu helu, składającego się z jądra o podwójnym ładunku dodatnim oraz z dwóch

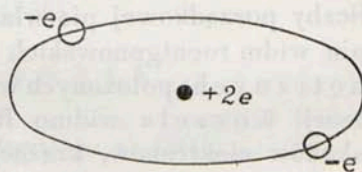


Rys. 120.

Schemat powstawania promieni roentgenowskich wedł. S. Szczeniowskiego i S. Ziemeckiego.

elektronów, krążących około jądra (rys. 121), przedstawia takie trudności mechaniczne i matematyczne, że dotychczas fizykom nie udało się skonstruować modelu kinetycznego, któryby zdawał należycie sprawę z prawidłowości linii widma tego pierwiastka. Cóż dopiero mówić o atomach takich pierwiastków, których jądra zawierają po kilkadziesiąt ładunków elementarnych i których widma wykazują po kilka tysięcy charakterystycznych linii.

Mimo to fizycy oraz fizykochemicy nie ustają w pomysłach, zmierzających do wytłumaczenia sposobu ugrupowania elek-

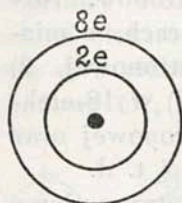


Rys. 121.

Model atomu helu.



tronów w zewnętrznej powłoce, otaczającej jądro atomowe. Chodzi tu przede wszystkim o pogodzenie tych modeli z własnościami chemicznymi atomu, a zwłaszcza z wartościowością



Rys. 122.

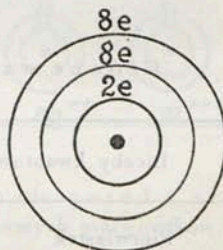
Model atomu  
neonu.

oraz z charakterem elektrododatnim lub elektroujemnym danego pierwiastka. Najbardziej znane są pomysły niemieckiego fizyka Kossela, który wychodzi z założenia, że najtrwalsze konfiguracje elektronowe powinny posiadać atomy gazów szlachetnych, które są chemicznie nieczynne. Kossel zakłada więc, że elektrony, występujące w atomach helowców, umieszczone są w kilku sferach koncentrycznych, otaczających jądro atomu. Budowę pozostałych pierwiastków wyprowadza on z założenia, że ich

atomy powinny posiadać ten sam zasadniczy układ elektronów, co i atomy helowców, oraz zewnętrzną sferę elektronową, która decyduje o wartościowości i o charakterze elektrochemicznym owych pierwiastków.

Pierwiastki z grupy helowców odpowiadają następującym numerom atomowym:  
pierwiastek: He Ne Ar Kr Xe Rn  
liczba porządk.: 2 10 18 36 54 86

Wynikałoby stąd, że w atomach helu mamy do czynienia z bardzo trwałą sferą dwu-

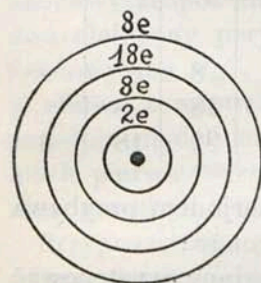


Rys. 123.

Model atomu argonu.

elektronową, która powinna występować i powtarzać się również w atomach wszystkich innych pierwiastków (por. rys. 121).

Atomy neonu zawierają 10 elektronów, z których dwa krążą w sferze wewnętrznej najbliższej jądra atomowego, 8 pozostałych zaś — w dalszej sferze, tworząc zespół trwały pod względem kinetycznym (rysunek 122).



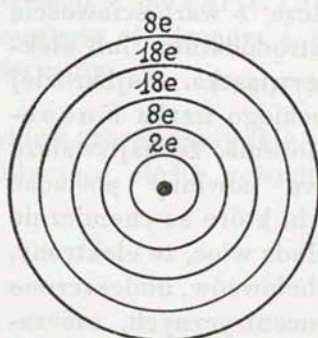
Rys. 124.

Model atomu kryptonu.

W atomach argonu mamy 18 elektronów, rozmieszczonych w trzech sferach: pierwsza z nich jest dwuelektronowa, druga — 8-mioelektronowa i trzecia również 8-mioelektronowa.

Dalej w atomach kryptonu mamy 36 elektronów, rozmiesz-

czonych w 4 sferach: 1) dwuelektronowej, 2) 8-mioelektronowej, 3) 18-toelektronowej oraz 4) 8-mioelektronowej.



Rys. 125.  
Model atomu ksenonu.

Wreszcie w atomach ksenonu mamy zespół 54 elektronów, rozlokowanych w 5-ciu sferach, a mianowicie 1) w dwuelektronowej, 2) w 8-mioelektronowej, 3) w 18-elektronowej, 4) w 18-elektronowej oraz 5) w 8-mioelektronowej i t. d.

⊗ W ten sposób otrzymujemy podział elektronów sfery zewnętrznej atomów na poszczególne warstwy, podany w następującym zestawieniu: ⊗

TABLICA 70.

Główne warstwy elektronów w atomach gazów szlachetnych.

Liczby kwantowe n:		1	2	3	4	5	6	7
Pierwiastek	Z	K	L	M	N	O	P	Q
He	2	2						
Ne	10	2	8					
Ar	18	2	8	8				
Kr	36	2	8	18	8			
X	54	2	8	18	18	8		
Rn	86	2	8	18	32	18	8	
?	118	2	8	18	32	32	18	8

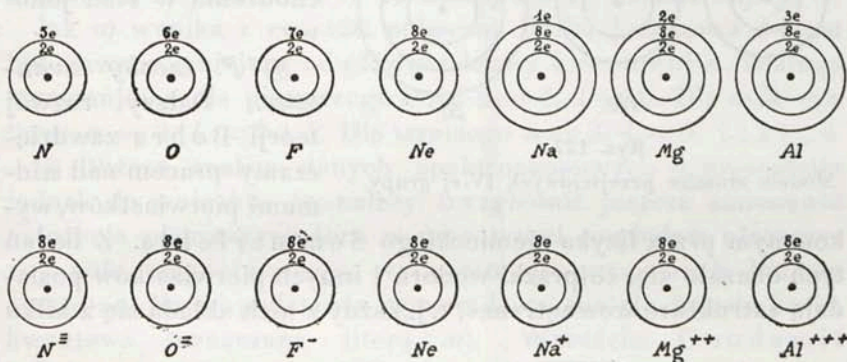
Wynikałoby stąd, że z każdym nowym periodem przybywa nowa zamknięta sfera z 8, 18 lub 32 elektronów.

W atomach pozostałych pierwiastków powinny występować te same trwałe układy w wewnętrznych sferach elektronowych, oprócz nich zaś jeszcze jedna nietrwała sfera elektronów obwodowych. Np. budowę elektronową atomów, znajdujących się przed i za neonem, Kossel wyraża zapomocą modeli, przedstawionych na rys. 126a.

Sfery elektronów obwodowych, jako z natury rzeczy nie-



trwale, okazują dążność do przemiany w układy trwalsze, mianowicie w zespoły 8-mioelektronowe. Dlatego też atomy fluoru pobierają z otoczenia 1 elektron i tworzą jednowartościowy elektroujemny jon  $F'$ , zawierający trwały neonowy układ elektronowy. Podobnie atomy tlenu, pobierając z otoczenia dwa elektrony, tworzą dwuwartościowy elektroujemny jon tlenowy  $O''$ , zawierający również neonowy układ elektronów.



Rys. 126 a i b.

Na rys. 126 a pokazane są modele atomów, znajdujących się przed i za neonem. Na rys. 126 b pokazane są modele jonów tych samych pierwiastków.

W odmienny sposób zachowują się atomy pierwiastków elektrododatnich. Np. atomy sodu tracą z łatwością elektron obwodowy i zamieniają się na elektrododatni jon  $Na'$ , zawierający neonowy zespół elektronów. Podobnie atomy magnezu, tracąc dwa elektrony peryferyczne, tworzą elektrododatni dwuwartościowy jon  $Mg''$ , czyli znowu neonowy zespół elektronów w sferze zewnętrznej. W ten sposób z przytoczonych poprzednio modeli układów elektronowych, występujących w atomach pierwiastków, poprzedzających neon i następujących po nim, powstają modele ich jonów, pokazane na rys. 126 b.

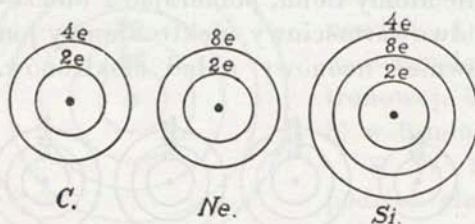
Przypuszczenia powyższe znajdują uzasadnienie w fakcie, że widma roentgenowskie, wysyłane przez atomy oraz przez jony tego samego pierwiastka, zupełnie nie różnią się od siebie. Wynika stąd, że podczas przejścia atomu w stan jonu układ wewnętrznych sfer elektronów nie ulega zmianie, zmienia się tylko liczba elektronów obwodowych.

Co się tyczy pierwiastków przejściowych 4-ej grupy układu perjodycznego, np. węgla, krzemu i innych, to zawierają one

w zewnętrznej powłoce atomu zespoły 4-elektronowe, względnie dosyć trwałe, jak to wynika z rys. 127.

Zespoły te nie wykazują wyraźnej dążności ani do tracenia, ani też do pobierania elektronów z otaczającego środowiska,

wobec czego atomy węgla i krzemu wykazują małą tendencję do przechodzenia w stan jonowy.

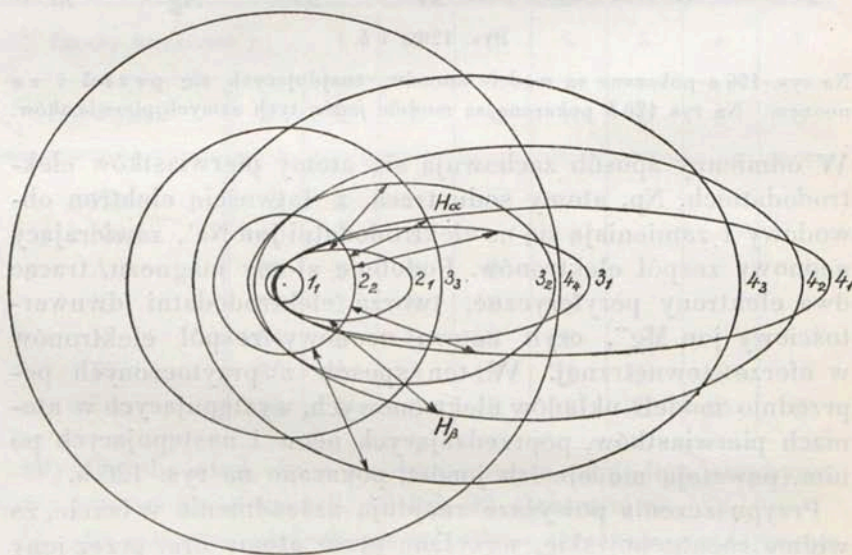


Rys. 127.

Modele atomów przejściowych IV-ej grupy.

⊗ *F. Liczby kwantowe.* Dalszy rozwój teorii Bohra zawdzięczamy pracom nad widmami pierwiastków, wy-

konanym przez fizyka niemieckiego Sommerfelda. Z badań tych okazało się, że prążki wodoru i innych pierwiastków posiadają »strukturę wewnętrzną«, t. j. każdy z nich składa się z kilku



Rys. 128.

Model atomu wodoru z kolistymi i eliptycznymi torami.

prążków, bardzo do siebie zbliżonych. W celu wyjaśnienia i matematycznego ujęcia tego zjawiska Sommerfeld założył, że elektrony mogą wirować naokoło jądra nie tylko po to-



rach kołowych, ale również po torach eliptycznych, jak wskazuje rys. 128, na którym wykreślono kołowe i eliptyczne tory elektronu w modelu atomu wodoru. Przez to założenie wzór Bohra, podany na str. 364, został skomplikowany: mianowicie oprócz »głównej liczby kwantowej«  $n$ , która oznacza porządkowy numer toru kołowego, po którym krąży elektron, należy wprowadzić »poboczną liczbę kwantową«, oznaczaną zwykle literą  $l$ , od której zależy kształt *elipsy*. ☒

Jak to wynika z rys. 128, poboczna liczba kwantowa  $l$  musi być zawsze mniejsza od głównej liczby kwantowej  $n$ . Dlatego otrzymujemy dla pierwszego toru:  $n = 1$ ,  $l = 0$ . Dla drugiego toru:  $n = 2$ ,  $l = 0$  i  $1$ . Dla trzeciego  $n = 3$ ,  $l = 0, 1$  i  $2$  i t. d.

☒ Bliższa analiza danych spektroskopowych doprowadziła jednak do wniosku, że należy uwzględnić jeszcze zmienność położenia płaszczyzny toru w przestrzeni względem płaszczyzny pola magnetycznego, wytworzonego przez ruch kołowy elektronu. Na tej podstawie wprowadzona została trzecia liczba kwantowa (oznaczana literą  $m$ ). Wreszcie Goudsmit i Uhlenbeck wprowadzili do teorii modelu atomu jeszcze jedno nader ważne przypuszczenie, zakładając, że elektrony posiadają oprócz ruchu obrotowego około jądra, podobnie jak ziemia i planety, jeszcze ruch wirowy około własnej osi. W ten sposób wprowadzona została czwarta liczba kwantowa, oznaczająca moment ilości ruchu wirowego, czyli t. zw. kręt (albo z angielskiego »spin«) elektronu. Ze względu na ładunek elektryczny elektronu ruch jego w polu elektrycznym wywołuje powstawanie pola magnetycznego: innemi słowy, każdy elektron zachowuje się podobnie, jak mały magnesik, posiadający skutek ruchu w polu elektrycznym pewien zasób energii magnetycznej. Czwarta liczba kwantowa, oznaczająca »kręt« elektronu, może przybierać tylko dwie wartości, zależnie od tego, czy kierunek ruchu wirowego »krętu« jest zgodny z kierunkiem jego obrotu około jądra,—czy też przeciwny. Przyjęto oznaczać te liczby kwantowe krętu przez  $+\frac{1}{2}$  i przez  $-\frac{1}{2}$ . ☒

☒ *G. Ortowodór i parawodór*. Atom wodoru zawiera tylko jeden elektron. Może więc istnieć tylko w jednej odmianie, bez względu na kierunek krętu elektronu. W atomie helu natomiast należy przewidywać możliwość występowania dwóch



różnych modyfikacji, zależnie od tego, czy oba elektrony obracać się będą w jednakowym kierunku, czy też w kierunkach przeciwnych. W pierwszym wypadku mówimy, że układ jest antysemetryczny, odpowiednią odmianę zaś nazywamy »ortohellem«. W drugim wypadku natomiast nazywamy układ symetrycznym, a odpowiadającą temu układowi odmianę helu zwiemy »parahelem« [X]

[X] Analogicznie do krętu elektronowego przyjmujemy powstawanie krętu jądrowego wskutek ruchu obrotowego jądra około swojej osi. Jeżeli zamiast jednego atomu o dwóch elektronach poddamy badaniu cząsteczkę, złożoną z dwóch atomów, posiadających po jednym elektronie, czyli *cząsteczkę wodoru*, wówczas, stosownie do hipotezy krętu jądrowego, należy przypuścić możliwość istnienia dwóch odmian wodoru: *ortowodoru*, w którego cząsteczce oba protony posiadają jednakowy kierunek obrotu, — i *parawodoru*, w cząsteczce którego oba protony obracają się w przeciwnych kierunkach. Już pomiary ciepła właściwego wodoru w niskich temperaturach, wykonane przez Euckena w r. 1912, wykazały odchylenia od danych teoretycznych, wyprowadzonych z założenia, że mamy do czynienia tylko z jedną odmianą wodoru. Natomiast okazują się one zgodne z teorią, jeżeli przyjąć założenie, że wodór »naturalny« jest mieszaniną ortowodoru z parawodorem w stosunku 3:1 (jak to udowodnił w r. 1927 D e n n i s o n). Teoria pozwoliła dalej przewidzieć, że skład wodoru »naturalnego« powinien zależeć od temperatury, mianowicie powinien przesunąć się w miarę obniżenia temperatury na korzyść parawodoru. W istocie Bonhoefferowi i Harteckowi udało się otrzymać 99,7%-wy *parawodór* przez pochłanianie wodoru przez węgiel w temperaturze ciekłego wodoru i następne wypompowanie go z węgla. Otrzymany w ten sposób parawodór okazuje się dość trwałym i może być dokładnie zbadany ze względu na swe własności fizyczne. Badanie to wykazało, że parawodór wrze w temperaturze nieco niższej od »zwykłego« wodoru, że posiada inne ciepło właściwe, ciepło parowania i t. p. własności fizyczne. Bardzo charakterystyczne różnice występują wreszcie w widmach obu odmian wodoru. [X]

[X] Należy uznać też za prawdopodobne istnienie dwu odmian innych gazów dwucząsteczkowych, jak np.  $N_2$ ,  $F_2$ ,  $Cl_2$ ,  $J_2$  i innych. Wskazują na to widma tych pierwiastków, składa-



✱

TABLICA 71.

Własności fizyczne wodoru »naturalnego«  
i »parawodoru«.

	Wodór naturalny	Parawodór
Temperatura wrzenia ( $p=760$ mm)	20,39° K	20,26° K
Temperatura zamarzania (w punkcie potrójnym) . . . . .	13,95° K	13,0° K
Prężności pary w punkcie potrójnym . . . . .	53,9 mm	53,0 mm
Prężności pary w 20,39° K . . .	760 mm	787 mm ✱

jące się z prążków silniejszych i słabszych. Dotąd jednak nie udało się jeszcze oddzielić dwóch odmian jakiegokolwiek innego z wymienionych tu pierwiastków. ✱

✱ *H. Zasada Pauli'ego.* Zastosowanie wyników spektroskopji do rozwiązania zasadniczego zagadnienia o rozmieszczeniu pojedynczych elektronów w atomach różnych pierwiastków wymaga wprowadzenia pewnej ogólnej zasady, która poraz pierwszy została wygłoszona przez Pauli'ego w r. 1925. Zasada ta głosi, że wewnątrz danego atomu dwa elektrony nigdy nie mogą posiadać jednakowych czterech liczb kwantowych. Oznacza to, że jeżeli jeden elektron zajmuje w sferze zewnętrznej atomu pewne miejsce, nacechowane oznaczeniem liczbami kwantowymi:  $n_a$ ,  $l_a$ ,  $m_a$ ,  $s_a$ , — wówczas miejsce to uważane być musi za »zajęte«, a więc nie może ono być obsadzone przez jakikolwiek inny elektron. ✱

✱ Zasada ta okazała się nadzwyczaj płodna, ponieważ na tej podstawie udało się utworzyć prosty i przejrzysty obraz, ilustrujący powstanie całego układu perjodycznego. ✱

✱ *I. Modele wewnętrznej budowy atomów<sup>1)</sup>.* Aby wyjaśnić tworzenie się warstw elektronowych we wnętrzu atomów, wyobraźmy sobie jądro atomu uranu, pozbawione zupełnie elektronów, i przyłączajmy doń kolejno pojedyncze elektrony, dopóki nie przyłączymy wszystkich 92 elektronów, jakie powinien zawierać normalny atom tego pierwiastka. Stąd budowy

<sup>1)</sup> Podług dzieła S. Szczeniowskiego i Ziemeckiego, *Promieniowanie i Materja*. Warszawa 1932.

TABLICA 72.

Rozmieszczenie elektronów w atomach pierwiastków układu okresowego.

Liczby kwant.	Oznacze- nie pod- warstw	K		L <sub>I</sub>		L <sub>II</sub>		M <sub>I</sub>		M <sub>II</sub>		M <sub>III</sub>		N <sub>I</sub>		N <sub>II</sub>		N <sub>III</sub>		N <sub>IV</sub>		O <sub>I</sub>		O <sub>II</sub>		O <sub>III</sub>		P <sub>I</sub>		P <sub>II</sub>		P <sub>III</sub>		Q	
		1		2		3		4		5		6		7		8		9		10		11		12		13		14		15		16		17	
1.	H	1																																	
2.	He	2																																	
3.	Li	2	1																																
4.	Be	2	2																																
5.	B	2	2	1																															
6.	C	2	2	2																															
7.	N	2	2	3																															
8.	O	2	2	4																															
9.	F	2	2	5																															
10.	Ne	2	2	6																															
11.	Na	2	2	6	1																														
12.	Mg	2	2	6	2																														
13.	Al	2	2	6	2	1																													
14.	Si	2	2	6	2	2																													
15.	P	2	2	6	2	3																													
16.	S	2	2	6	2	4																													
17.	Cl	2	2	6	2	5																													
18.	Ar	2	2	6	2	6																													
19.	K	2	2	6	2	6							1																						
20.	Ca	2	2	6	2	6							2																						
21.	Sc	2	2	6	2	6	1						2																						
22.	Ti	2	2	6	2	6	2						2																						
23.	V	2	2	6	2	6	3						2																						
24.	Cr	2	2	6	2	6	5						1																						
25.	Mn	2	2	6	2	6	5						2																						
26.	Fe	2	2	6	2	6	6						2																						
27.	Co	2	2	6	2	6	7						2																						
28.	Ni	2	2	6	2	6	8						2																						
29.	Cu	2	2	6	2	6	10						1																						
30.	Zn	2	2	6	2	6	10						2																						
31.	Ga	2	2	6	2	6	10						2	1																					
32.	Ge	2	2	6	2	6	10						2	2																					
33.	As	2	2	6	2	6	10						2	3																					
34.	Se	2	2	6	2	6	10						2	4																					
35.	Br	2	2	6	2	6	10						2	5																					
36.	Kr	2	2	6	2	6	10						2	6																					
37.	Rb	2	2	6	2	6	10						2	6							1														
38.	Sr	2	2	6	2	6	10						2	6							2														
39.	Y	2	2	6	2	6	10						2	6	1						2														
40.	Zr	2	2	6	2	6	10						2	6	2						2														
41.	Nb	2	2	6	2	6	10						2	6	4						1														
42.	Mo	2	2	6	2	6	10						2	6	5						1														
43.	Ma	2	2	6	2	6	10						2	6	5						2														

2

8

18



pierwiastki rzadkie

Oznacze- nie pod- warstw	K	L <sub>I</sub>	L <sub>II</sub>	M <sub>I</sub>	M <sub>II</sub>	M <sub>III</sub>	N <sub>I</sub>	N <sub>II</sub>	N <sub>III</sub>	N <sub>IV</sub>	O <sub>I</sub>	O <sub>II</sub>	O <sub>III</sub>	P <sub>I</sub>	P <sub>II</sub>	P <sub>III</sub>	Q
Liczby kwant { n l	1 2	2 0	1 1	3 0	1 1	2 2	4 0	1 1	2 2	3 3	5 0	1 1	2 2	6 0	1 1	2 2	7 0
44. Ru	2	2	6	2	6	10	2	6	7		1						
45. Rh	2	2	6	2	6	10	2	6	8		1						
46. Pd	2	2	6	2	6	10	2	6	10								
47. Ag	2	2	6	2	6	10	2	6	10		1						
48. Cd	2	2	6	2	6	10	2	6	10		2						
49. In	2	2	6	2	6	10	2	6	10		2	1					
50. Sn	2	2	6	2	6	10	2	6	10		2	2					
51. Sb	2	2	6	2	6	10	2	6	10		2	3					
52. Te	2	2	6	2	6	10	2	6	10		2	4					
53. J	2	2	6	2	6	10	2	6	10		2	5					
54. X	2	2	6	2	6	10	2	6	10		2	6					
55. Cs	2	2	6	2	6	10	2	6	10		2	6		1			
56. Ba	2	2	6	2	6	10	2	6	10		2	6		2			
57. La	2	2	6	2	6	10	2	6	10		2	6	1	2			
58. Ce	2	2	6	2	6	10	2	6	10	1	2	6	1	2			
59. Pr	2	2	6	2	6	10	2	6	10	2	2	6	1	2			
60. Nd	2	2	6	2	6	10	2	6	10	3	2	6	1	2			
61. Il	2	2	6	2	6	10	2	6	10	4	2	6	1	2			
62. Sm	2	2	6	2	6	10	2	6	10	5	2	6	1	2			
63. Eu	2	2	6	2	6	10	2	6	10	6	2	6	1	2			
64. Gd	2	2	6	2	6	10	2	6	10	7	2	6	1	2			
65. Tb	2	2	6	2	6	10	2	6	10	8	2	6	1	2			
66. Ds	2	2	6	2	6	10	2	6	10	9	2	6	1	2			
67. Ho	2	2	6	2	6	10	2	6	10	10	2	6	1	2			
68. Er	2	2	6	2	6	10	2	6	10	11	2	6	1	2			
69. Tu	2	2	6	2	6	10	2	6	10	12	2	6	1	2			
70. Yb	2	2	6	2	6	10	2	6	10	13	2	6	1	2			
71. Lu	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	1	2			
72. Hf	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	2	2			
73. Ta	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	3	2			
74. W	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	4	2			
75. Re	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	5	2			
76. Os	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	6	2			
77. Ir	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	7	2			
78. Pt	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	8	2			
79. Au	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10	1			
80. Hg	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10	2			
81. Tl	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10	2	1		
82. Pb	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10	2	2		
83. Bi	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10	2	3		
84. Po	2	2	6	2	0	10	2	6	10	14	2	6	10	2	4		
85. ?	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10	2	5		
86. Em	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10	2	6		
87. ?	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10	2	6		1
88. Ra	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10	2	6		2
89. Ac	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10	2	6	1	2
90. Th	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10	2	6	2	2
91. Pa	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10	2	6	3	2
92. U	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10	2	6	4	2
2		8		18		32		18		12		2					

atomu uranu wskażą nam wówczas kolejno budowę wszystkich atomów, poprzedzających uran w układzie okresowym pierwiastków. ☒

☒ Pierwszy elektron, dołączony do jądra uranowego zajmie pierwszy najbliższy jądra tor, którego stan charakteryzują liczby kwantowe:  $\left(1, 0, 0, +\frac{1}{2}\right)$  i  $\left(1, 0, 0, -\frac{1}{2}\right)$ . Skoro jedno z tych dwóch miejsc zostało zajęte, wówczas drugi elektron musi, w myśl zasady Pauli'ego, zająć drugie miejsce. Stany tych dwóch elektronów różnią się od siebie tylko znakiem czwartej liczby kwantowej, czyli kierunkiem krętu elektronu względem jego toru. W ten sposób otrzymujemy budowę wodoru i helu. ☒

☒ Zauważyć należy, że przez umieszczenie dwóch elektronów w najbliższym torze atomu wszystkie »wolne miejsca« zostały zajęte. Trzeci więc elektron, dołączony do jądra uranowego, musi umieścić się w drugiej najbliższej warstwie  $L$ , której główna liczba kwantowa równa się 2. Otrzymujemy w ten sposób budowę atomu litu. Ponieważ w warstwie  $L$  główna liczba kwantowa musi równać się 2, przeto otrzymamy następujące możliwości obsadzenia »wolnych miejsc« elektronami:

$$\begin{aligned} &\left(2, 0, 0, +\frac{1}{2}\right); \left(2, 0, 0, -\frac{1}{2}\right); \left(2, 1, 0, +\frac{1}{2}\right); \left(2, 1, 0, -\frac{1}{2}\right), \\ &\left(2, 1, 1, +\frac{1}{2}\right); \left(2, 1, 1, -\frac{1}{2}\right); \left(2, 1, -1, +\frac{1}{2}\right); \left(2, 1, -1, -\frac{1}{2}\right). \end{aligned}$$

W sumie posiadamy w II-ej warstwie 8 miejsc do obsadzenia. Skoro więc wprowadzimy do sfery zewnętrznej jądra uranowego oprócz wspomnianych wyżej 2 elektronów, stanowiących warstwę  $K$ , jeszcze 8 elektronów, otrzymamy atom neonu, którego najbardziej zewnętrzną powłoką, zawierającą 8 elektronów, stanowi bardzo trwałą konfigurację. Ta trwałość przejawia się w chemicznej obojętności neonu. ☒

☒ W atomie o 11 elektronach otrzymamy już 2 warstwy zamknięte: warstwę  $K$  o 2 elektronach i warstwę  $L$  o 8 elektronach. Nazewnątrz pozostaje 1 elektron; zachowanie się chemiczne tego atomu będzie podobne do atomu litu. W ten sposób powstaje nowa warstwa  $M$ . Jedenasty elektron zajmuje



tor, oznaczony przez  $\left(2, 0, 0, +\frac{1}{2}\right)$ . Przeprowadzając analogiczne rozważania, możemy wyznaczyć tory, zajmowane przez przyłączanie kolejno dalszych elektronów do warstwy  $M$ . ☒

☒ Nie wdając się tu w szczegóły, zauważymy tylko, że, w myśl zasady Pauli'ego, przy danych wartościach  $n$ ,  $l$  i  $m$  istnieć mogą tylko 2 elektrony o różnych wartościach krętu  $\left(+\frac{1}{2} \text{ lub } -\frac{1}{2}\right)$ . Przy danej wartości  $l$  liczba  $m$  może przybrać różne wartości w granicach od  $-l$  do  $+l$  oraz wartość 0, czyli w sumie  $2l+1$  różnych wartości. Ogólna liczba elektronów, krążących po wspólnym torze o danej liczbie kwantowej pobocznej  $l$ , wynosi więc razem:  $2(2l+1)$ . Jeżeli dalej uwzględnimy, że  $l$  może przybierać wartości od 0 do  $n-1$ , to możemy obliczyć ilość elektronów, krążących po wszystkich torach o tej samej głównej liczbie kwantowej  $n$ , podług następującego wzoru:

$$\sum_{l=0}^{l=n-1} 2(2l+1) = 2 \sum_{l=0}^{l=n-1} (2l+1) = 2n^2.$$

Z powyższego wzoru wynika, że wartości  $n=1$  odpowiada  $2 \cdot 1^2 = 2$  elektrony. Wartości  $n=2$  odpowiada  $2 \cdot 2^2 = 8$  elektronów. Wartości  $n=3$  odpowiada  $2 \cdot 3^2 = 18$  elektronów, a wartości  $n=4$  odpowiada  $2 \cdot 4^2 = 32$  elektronów. Stąd wynika bezpośrednio reguła empiryczna Rydberga, przytoczona przez nas na str. 325. ☒

☒ *J. Rozbudowa układu okresowego.* Na podstawie powyższych danych przy jednoczesnym uwzględnieniu widm roentgenowskich (por. str. 323) wyprowadzona została następująca tablica rozmieszczenia elektronów wszystkich pierwiastków układu okresowego w poszczególnych warstwach i podwarstwach (por. tabl. 72, str. 376). ☒

☒ W tablicy 72 znajdujemy: nazwy poszczególnych warstw i podwarstw, główną i poboczną liczbę kwantową:  $n$  i  $l$ , wreszcie liczby elektronów w poszczególnych warstwach i podwarstwach dla wszystkich 92 pierwiastków. Przyjrzyjmy się nieco bliżej budowie atomów poszczególnych pierwiastków. ☒

☒ Pierwsza grupa zawiera tylko 2 pierwiastki: H i He z jednym i z dwoma elektronami, umieszczonemi w pierwszej powłoce elektronowej, w warstwie  $K$ . ☒

⊗ Trzeci elektron litu nie znajduje już wolnego miejsca w warstwie  $K$ : zajmuje on miejsce w pierwszej podwarstwie drugiej powłoki, w podwarstwie  $L_1$ . Czwarty elektron berylu zajmuje w tej samej podwarstwie drugie miejsce, przez co podwarstwa  $L_1$  zostaje zamknięta. Wskutek tego następny elektron, wchodzący w skład atomu boru, umieszcza się w drugiej podwarstwie  $L_2$ , która zostaje zamknięta przez wprowadzenie 6 elektronów w atomie neonu. ⊗

⊗ Sód rozpoczyna trzecią powłokę elektronową przez zajęcie pierwszego miejsca w podwarstwie  $M_1$ . Drugie miejsce tej samej podwarstwy zostaje zajęte przez 12-ty elektron w atomie magnezu, wobec czego podwarstwa  $M_1$  zostaje zamknięta (podobnie jak podwarstwa  $L_1$  po wprowadzeniu do niej 2 elektronów berylu). Od wprowadzenia 13-go elektronu w atomie glinu rozpoczyna się budowa podwarstwy  $M_2$ , która zostaje zamknięta w atomie argonu po wprowadzeniu do niej 6 elektronów (podobnie jak w grupie poprzedniej). ⊗

⊗ W atomie potasu rozpoczyna się budowa czwartej powłoki:  $N$ . Potas zajmuje 1, a wapń 2 miejsca w pierwszej podwarstwie powłoki  $N_1$ , zamykając ją jednocześnie. Na tym pierwiastku kończy się jednak normalny plan budowy atomów, podług którego każdy nowy elektron zajmuje miejsce w warstwach coraz dalej położonych od środka atomu. Już bowiem 21-szy elektron, występujący w skandzie, umieszcza się nie w czwartej, lecz wewnątrz trzeciej powłoki elektronowej, rozpoczynając budowę podwarstwy  $M_{III}$ . Budowa ta postępuje naprzód w atomach Ti i V i wykracza znów poza obręb reguły w atomie chromu: w tym przypadku bowiem nie tylko nowowystępujący elektron 24-ty zajmuje miejsce w warstwie  $M_{III}$ , ale nawet jeden z poprzednich elektronów zostaje wciągnięty do tej warstwy z powłoki  $N$ , dzięki czemu liczba elektronów tej powłoki ulega zmniejszeniu z 2 do 1. Luka ta zostaje jednak wypełniona już w następnym atomie manganu, poczem przyłączanie elektronów do podwarstwy  $M_{III}$  odbywa się znów prawidłowo... aż do miedzi: w tym przypadku jeden elektron przesuwają się znów z warstwy  $N_I$  do warstwy  $M_{III}$ . Ta ostatnia osiąga jednocześnie całkowitą obsadę 10 elektronów, poczem zostaje również zamknięta. W cynku zostaje wypełniona luka w warstwie  $N_I$ , powstała przez przesunięcie się jednego elektronu w atomie miedzi, w atomie galu zaś rozpoczyna się



budowa nowej podwarstwy  $N_{III}$ , która kończy się w kryptonie 6-ma elektronami (podobnie do warstw  $L_{II}$  i  $M_{II}$ ). ☒

☒ Budowa piątego okresu, zaczynającego się od rubidu i kończącego się na ksenonie, odbywa się w ten sam sposób, co budowa okresu czwartego. Pierwsze dwa elektrony (Rb i Sr) zajmują miejsca w nowej powłoce  $O_I$ . Następne zaś przyłączają się do poprzedniej powłoki, tworząc nową warstwę:  $N_{III}$ . Przesunięcia elektronów z powłoki zewnętrznej  $O$  do powłoki wewnętrznej  $N$  dają się zauważyć w atomach Nb, Ru i Pd,—tak dalece, że w tym ostatnim przypadku powłoka  $O$  zostaje przerwana, podczas gdy jednocześnie liczba elektronów w warstwie  $N_{III}$  osiąga 10, przez co warstwa ta zostaje zamknięta. Poczynając od indu, zaczyna się budowa nowej warstwy:  $O_{II}$ , która zostaje zamknięta w atomie ksenonu 6-oma elektronami. ☒

☒ Następny szósty okres jest najliczniejszy ze wszystkich, wchodzi więc bowiem grupa »rzadkich pierwiastków«, zawierająca 14 różnych indywiduów o podobnych właściwościach i o podobnej budowie atomów. Uderzające jest, że pierwsze nowe elektrony, wstępujące w skład cezu i baru, nie przyłączają się ani do warstwy  $N_{IV}$  ani do warstwy  $O_{III}$  (które pozostają na razie puste), lecz rozpoczynają budowę powłoki  $P$ . Dopiero w lantanie zajęte zostaje jedno miejsce warstwy  $O_{III}$ , a w cerze pierwsze miejsce w warstwie  $N_{IV}$ . Dalsze zaś wolne miejsca tej warstwy zostają stopniowo wypełniane przez elektrony rzadkich pierwiastków: od ceru do lutecu włącznie. Nieznaczne różnice w chemicznym zachowaniu się tych pierwiastków przypisać możemy temu, że nowe elektrony przenikają w nich dość głęboko do wnętrza atomu, podczas gdy zewnętrzna powłoka pozostaje bez zmiany. ☒

☒ W atomie Lu warstwa  $N_{IV}$  osiąga liczbę 14-tu elektronów i zostaje zamknięta, poczem dalsze elektrony wstępują do warstwy  $O_{III}$ : od hafnu do złota (które zawiera w warstwie  $O_{III}$  10 elektronów, t. j. liczbę, wystarczającą do zamknięcia tej warstwy). Poczynając od rtęci, wszystkie warstwy atomu są już całkowicie wypełnione elektronami, od talu zaś rozpoczyna się rozbudowa drugiej warstwy zewnętrznej powłoki:  $P_{II}$ . W atomie emanacji liczba elektronów tej warstwy osiąga 6-ciu, poczem warstwa ta zostaje zamknięta, a wraz z nią długi piąty okres układu okresowego. ☒

⊗ Ostatni okres zaczyna się znów od budowy zewnętrznej powłoki  $Q$ , która w atomie radu zawiera 2 elektrony. W aktynie 89-ty elektron przyłącza się do powłoki  $P$ , tworząc warstwę  $P_{III}$ , która w najcięższym ze znanych pierwiastków, w uranie dochodzi do liczby 4 elektronów. Na tem zamyka się układ znanych pierwiastków. Zauważyć należy w końcu, że liczba elektronów każdej powłoki równa się liczbie członów pojedynczych okresów, jak to wskazują liczby sumaryczne, podane w końcu naszej tablicy. ⊗

⊗ *K. Wartościowość pierwiastków i ich jonów.* Jeżeli atom pierwiastka traci jeden lub kilka elektronów, powstaje jego k a t j o n. Jeżeli natomiast atom p o b i e r a jeden lub kilka elektronów, wówczas powstaje a n j o n. Odszczepienie elektronów może odbywać się tylko w atomach tych pierwiastków, które zawierają jeden lub kilka elektronów w »niezapełnionej« powłoce zewnętrznej. Jeżeli powłoka ta zawiera jeden tylko elektron, powstaje katjon jednowartościowy, jeżeli zaś zawiera kilka elektronów, powstać mogą katjony wielowartościowe. Jeżeli wreszcie kilka elektronów są związane jednakowo mocno, wówczas powstawać mogą różne katjony o różnej wartościowości. ⊗

⊗ W rzeczywistości przeglądając tablicę 72, możemy się przekonać, że te atomy, których elektrony wykazują znaczne różnice poziomów energetycznych, jak atomy potasowców, wapniowców i glinowców, tworzą tylko katjony o jednym stopniu wartościowości. Śród tych pierwiastków natomiast, w których znajdują się elektrony różnych powłok, związane z jednakową siłą (np. elektrony powłok  $M$  i  $N$  w pierwiastkach Sc do Cu, lub elektrony powłok  $P$  i  $O$  w pierwiastkach od La do Au) zauważyć się daje zawsze zdolność tworzenia kilku katjonów o różnej wartościowości. ⊗

⊗ W ogólności wśród wszystkich pierwiastków stwierdzić się daje dążność do wytwarzania warstw »zamkniętych«, t. j. takich, które posiadają najtrwalszą budowę. O ile powłoka zewnętrzna posiada niewiele elektronów, wynik ten zostaje osiągnięty najłatwiej przez odszczepienie »elektronów obwodowych«. Jeżeli natomiast ilość tych »elektronów obwodowych« jest dość znaczna, wówczas ten sam wynik zostaje osiągnięty przez przyłączenie brakujących elektronów i wytworzenie jonu ujemnego, czyli anjonu. W tych nielicznych przypadkach



wreszcie, kiedy powłoka zewnętrzna atomu jest już zamknięta (np. w atomach gazów szlachetnych), nie odbywa się ani odszczepienie ani przyłączenie elektronów: atom jest chemicznie zupełnie obojętny. ☒

☒ We wszystkich więc pierwiastkach o ich zachowaniu się chemicznym i elektrochemicznym decydują wyłącznie »elektrony obwodowe«. ☒

## 6. NOWE KIERUNKI TEORJI BUDOWY ATOMU.

☒ *A. Sprzeczności teorii Bohra.* Teoria Bohra opiera się, jak widzieliśmy, na bardzo głębokiej analogji pomiędzy budową atomu i budową układu planetarnego. Analogja ta jest w istocie porywająca, pozwala nam ona bowiem objaśnić wielostronne zachowanie się pierwiastków, przedewszystkiem zaś zjawiska widmowe i zjawiska rozpadu pierwiastków. Głębsza analiza teorii Bohra spotyka się jednak z pewnemi zasadniczymi sprzecznościami, które prowadzą nas do wniosku, że układ atomu i układ planetarny nie są jednakowe, lecz że drugi jest raczej tylko makroskopowym modelem tych trudnych do przeniknięcia zjawisk, które odbywają się w »ultramikronowym« świecie atomów. ☒

☒ Najpoważniejsza sprzeczność teorii Bohra tkwi w założeniu, że elektron, obracając się naokoło jądra ze znaczną szybkością, nie promieniuje. Elektrodynamika uczy bowiem, że ciało, naładowane elektrycznością, przesuując się w polu elektrycznym, musi wysyłać fale elektromagnetyczne, tracąc jednocześnie energję kinetyczną. Gdyby tak było w rzeczywistości, szybkość elektronu musiałaby ulegać stopniowemu zmniejszeniu się i wreszcie spadłaby do zera, poczem elektron połączyłby się z jądrem. ☒

☒ Dalej przypuszczenie, że elektron pobiera energję zzewnątrz nie w sposób ciągły, lecz w pojedynczych kwantach, również nie wiąże się z zasadniczymi pojęciami mechaniki klasycznej. W szczególności zaś niełatwo uzmysłwić sobie owe »przeskoki« elektronów z jednego toru na drugi. ☒

☒ Zjawiska kwantowe w dziedzinie promieniowania najłatwiej dają się ująć na podstawie »korpuskularnej« teorii światła, stworzonej przez Newtona. Z punktu widzenia tej teorii możemy »kwant światła« uważać za cząstkę materjalną,