

Zaproponowana przez Nielsa Bohra w 1913 roku „sztuczka” wywracająca znaczną część ówczesnej fizyki okazała się czymś więcej niż tylko hipotezą. Historycznie jako pierwsza zaczęła dawać ilościowe wyniki teoretyczne w dziedzinach subatomowych, które doskonale zgadzały się z wynikami eksperymentów. Tym samym stała się pierwszym łącznikiem pomiędzy fizykami doświadczalnikiemami a teoretykami pracującymi nad *prawami przyrody obowiązującymi w mikroświecie*.

ŹRÓDŁO PRAW KWANTOWYCH

Jak Czytelnik zapewne pamięta (MT 09/07), Niels Bohr chcąc wyjaśnić, dlaczego fizyka oparta na klasycznych prawach Newtona i Maxwella nie może dobrze tłumaczyć budowy atomu, odwołał się do rewolucyjnych pomysłów de Broglie’a. Zgodnie z nimi każdemu obiektowi materialnemu towarzyszy pewna hipotetyczna fala (tzw. fala materii), której długość

Tomasz Sowiński

Jak przyroda określa rozmiary atomów?

jest tym większa, im mniejszy jest pęd tego obiektu. I choć fali tej nie możemy bezpośrednio zaobserwować, to w konkretnych eksperymentach możemy zauważyć konsekwencje jej istnienia. Otóż jeśli tylko długość fali materii jest porównywalna z rozmiarami przeszkód, z jakimi oddziałuje nasz obiekt (a z taką sytuacją mamy do czynienia w przypadku cząstek subatomowych), to dynamiką nie rządzą znane nam prawa klasycznej fizyki, ale prawa mechaniki kwantowej. A prawa te, jak już wielokrotnie widzieliśmy, są absolutnie sprzeczne z naszą makroskopową intuicją.

POSTULAT KWANTOWANIA BOHRA

Dokładna analiza problemu elektronu krążącego wokół atomowego jądra przekonała nas, że prawidłowy opis budowy atomu może być oparty tylko na mechanice kwantowej. Wyliczona przez nas długość fali tego elektronu, który pędzi z niebotyczną prędkością wokół jądra, okazała się bowiem tego samego rzędu

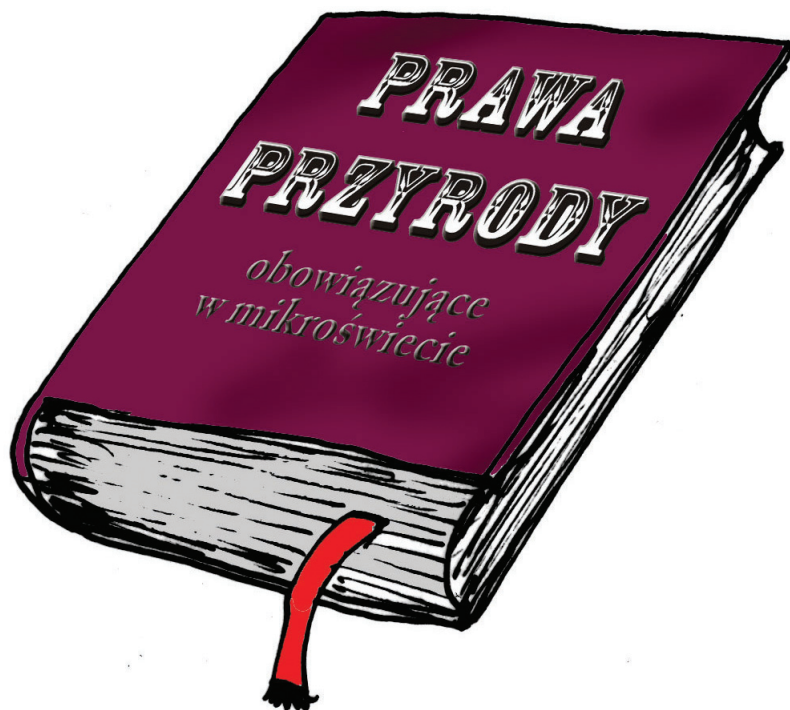


Tomasz Sowiński w 2005 roku skończył z wyróżnieniem studia na Wydziale Fizyki Uniwersytetu Warszawskiego w zakresie fizyki teoretycznej. Obecnie jest asystentem w Centrum Fizyki Teoretycznej PAN. Z zamiłowania zajmuje się popularyzacją nauki.

W roku 2005 był nominowany do nagrody w konkursie Popularyzator Nauki organizowanym przez Ministerstwo Nauki i Informatyzacji oraz Polską Agencję Prasową.

co wielkość całego atomu. Tym samym stało się oczywiste, że potrzebne jest nowe prawo przyrody, prawo czysto kwantowe, które będzie determinowało zachowanie się elektronu na orbicie okołojądrowej. Jako pierwszy sformułował je Niels Bohr.

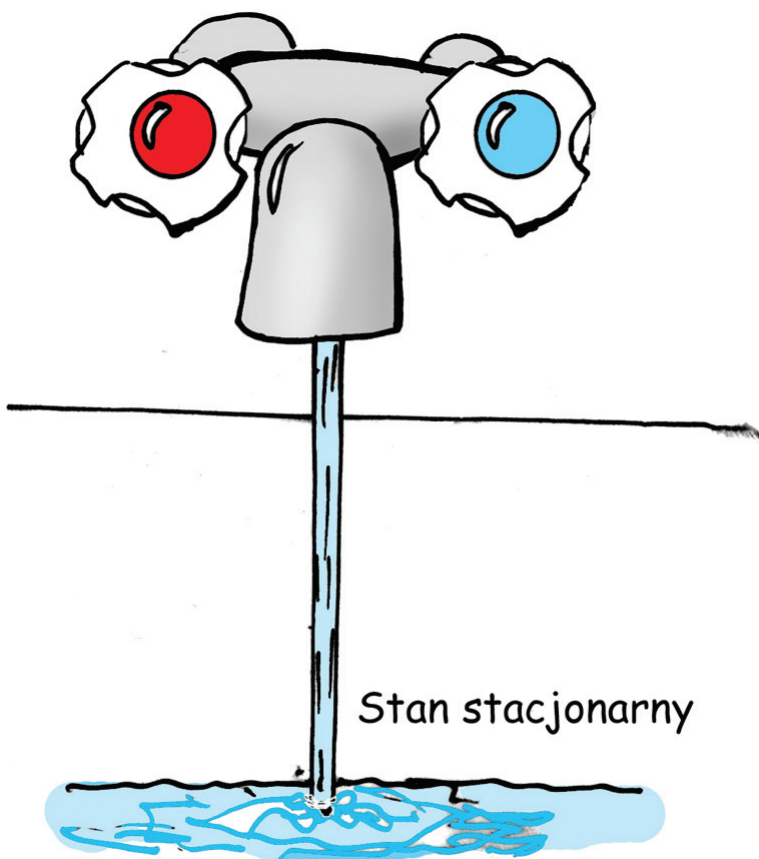
Postulat kwantowania Bohra jest bardzo prosty. Mówi on, że elektron krążący wokół jądra może to ro-



bić tylko na takich orbitach, na których długość fali de Broglie'a mieści się CAŁKOWITĄ liczbę razy. Wszystkie inne orbity są zabronione. Postulat ten oczywiście jest sprzeczny z klasycznymi prawami przyrody. Te bowiem pozwalają krążyć elektronowi po wszystkich orbitach. Postulat ten może spokojnie pretendować do miana prawa kwantowego. Jest tak dlatego, że wykorzystuje on własności fali materii de Broglie'a, która jak wspominaliśmy, jest obiektem czysto kwantowym, determinującym zachowanie się obiektów w mikroświecie. Oczywiście jest przecież, że gdyby de Broglie „nie wymyślił” fal materii, dzięki którym można wytłumaczyć różne kwantowe efekty np. w doświadczeniu Younga, to Niels Bohr nie mógłby wymyślić swojego postulatu.

STANY STACJONARNE W PRZYRODZIE

Zanim przejdziemy do analizowania wniosków, jakie płyną z postulatu Bohra, wspomnijmy jeszcze o dodatkowej jego zalecie – łatwości interpretacji. Aby zrozumieć, na czym ta łatwość polega, omówmy sobie na marginesie pojęcie tzw. **stanu stacjonarnego**. Otóż za każdym razem, kiedy myślimy o elektronie krążącym po orbicie wokół jądra atomowego, budujemy sobie w myślach obrazek podobny do tego, jaki znamy z opisu naszego Układu Słonecznego. Wyobrażamy sobie, że elektron nieustannie krąży wokół jądra. W każdej chwili jest on oczywiście w innym miejscu orbity, ale jeśli odczekamy dostatecznie długo, to wróci on do swojego pierwotnego miejsca. Choć elektron w atomie wciąż jest w ruchu, to w pewnym sensie wygląda ciągle tak samo. Fizycy taki stan układu, w którym jest pewna cykliczność ruchu lub powtarzalność tej samej sytuacji, nazywają właśnie **stanem stacjonarnym**.

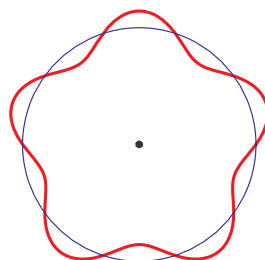


Stan bardzo stacjonarny

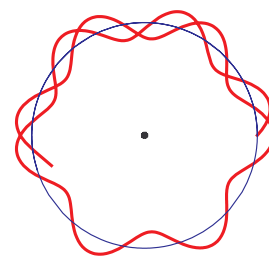


W otaczającym nas świecie mamy do czynienia bardzo często ze stanami stacjonarnymi. W takim stanie jest np. woda płynąca z kranu. Gdy odkręcimy kurek na określoną moc i nie będziemy nim regulować, woda na początku zacznie płynąć coraz szybciej. Być może zacznie nawet pryskać na boki bardzo nieregularnie. Ale po chwili wszystko się ustabilizuje. Od pewnego momentu woda będzie płynąć w sposób *stacjonarny*. Analogicznie jest, gdy kierowca uruchamia silnik samochodu. Wszystko nagle zaczyna się trząść, w silniku pojawiają się różne naprężenia i przeciążenia. Tłoki poruszają się dość chaotycznie. Ale po pewnym czasie, kiedy silnik rozpocznie pracę i się nagrzeje do odpowiedniej temperatury, przejdzie w bardzo regularny cykl – *stan stacjonarny*. Oczywiście będzie tak do momentu, aż kierowca zacznie wciskać pedał gazu.

Podobnie jest z elektronem na orbicie wokół jądra. On znajduje się w stanie stacjonarnym. Ciągłe porusza się tak samo – krąży ze stałą prędkością i w tym samym kierunku. Taki przynajmniej mamy KLASYCZNY obrazek tej sytuacji. A jaki jest opis kwantowy stanu stacjonarnego? Właśnie odpowiedź na to pytanie przynosi postulat Bohra. Otóż zgodnie z nim stan stacjonarny to taki stan, w którym fala materii elektronu nie zmienia się w czasie. Zauważmy bowiem, że jeśli długość fali mieści się całkowitą liczbę razy na orbicie wokół jądra, to w pewien sposób ona do siebie „pasuje”. Po obejści orbity dookoła trafia dokładnie „w fazie” w samą siebie. Jest ona w pewien sposób stacjonarna – nie zmienia się przy obejści orbity wokół jądra. Gdyby natomiast nie był spełniony postulat Bohra, to nie mogłaby ona „w siebie trafić” i za każdym okrążeniem byłaby troszkę inaczej usytuowana. Obie te sytuacje przedstawia poniższy rysunek.



Stan stacjonarny



Stan niestacjonarny

Postulat kwantowania Bohra definiuje zatem kwantowy stan stacjonarny elektronu znajdującego

się na orbicie w atomie. Każdy inny stan jest zabroniony, bo opisywałby jakieś zmiany zachodzące w atomie. A z doświadczenia wiemy, że atomy (poza pewnym wyjątkiem, o którym jeszcze opowiemy) zawsze znajdują się w stanach stacjonarnych – zawsze mają te same własności.

TEORETYCZNE ROZMIARY ATOMU

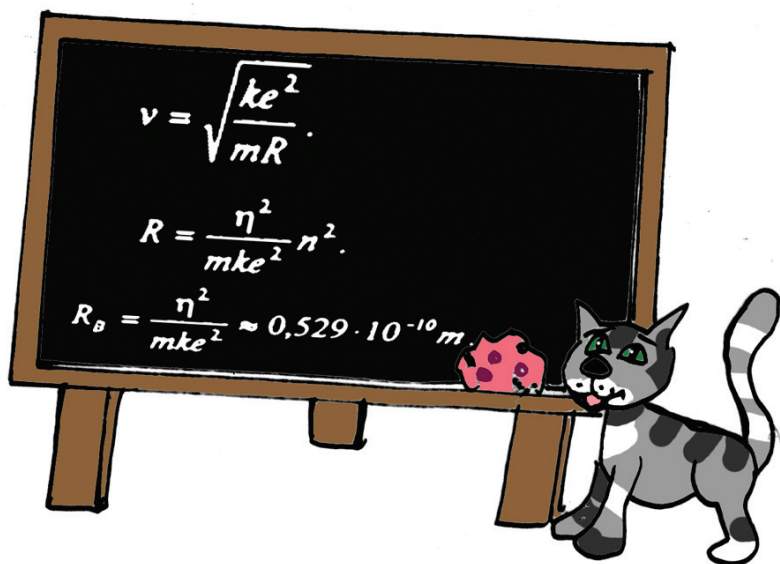
Spróbujmy teraz wyciągnąć z postulatu Bohra jakieś bardziej praktyczne wnioski na temat budowy atomu. Jak pamiętamy (MT 09/07), postulat ten jest całkowicie równoważny innemu warunkowi, jaki musi spełniać *moment pędu* (iloczyn pędu i promienia orbity) elektronu na orbicie. Warunek ten ma postać

$$p \cdot R = n\hbar$$

gdzie \hbar (czytaj: „ha kreślone”) to nowe oznaczenie na wartość stałej Plancka h podzielonej przez 2π , n jest dowolną liczbą naturalną (1, 2, 3...), która numeruje kolejne dozwolone orbity w atomie. Liczbę naturalną n z pewnych powodów, które kiedyś będą jasne, nazywa się często **główną liczbą kwantową**.

Bardzo prostym rachunkiem możemy sprawdzić, jaki jest promień dozwolonych orbit elektronowych w atomie. W tym celu musimy wykorzystać wzór na prędkość elektronu na orbicie o promieniu R , który wyprowadziliśmy poprzednio. Przypomnijmy, że ma on postać

$$v = \sqrt{\frac{ke^2}{mR}}$$



Jak pamiętamy, wzór ten został wyprowadzony przy założeniu, że jądro atomowe jest obdarzone ładunkiem elektrycznym dokładnie o tej samej wartości co elektron, tylko z przeciwnym znakiem. Oznacza to, że wzór dotyczy najprostszego w budowie **atomu wodoru**. Tym samym wszystkie nasze dalsze rozważania będą dotyczyły właśnie tego atomu. Jeśli teraz przypomnimy sobie dodatkowo, że pęd to nic innego jak iloczyn prędkości v i masy m i wstawimy te zależności do warunku kwantowania Bohra, łatwo otrzymamy zależność promienia orbity od głównej liczby kwantowej

$$R = \frac{\hbar^2}{mke^2} n^2$$

Jak widać z powyższego wzoru, promienie kolejnych orbit rosną z kwadratem głównej liczby kwantowej, tzn. promień orbity dla $n = 2$ jest CZTERY razy większy od orbity z $n = 1$. Zauważmy, że współczynnik

$$\frac{\hbar^2}{mke^2}$$

stojący w wyprowadzonym przez nas wzorze zbudowany jest z różnych wielkości fizycznych, które są uniwersalne! Zarówno stała Plancka \hbar (od teraz będziemy używali tej samej nazwy „stała Plancka” zarówno dla wielkości h , jak i \hbar , a w zależności od kontekstu Czytelnik bez problemu odczyta, o którą z nich nam chodzi), masa elektronu m , ładunek elementarny e czy stała Coulomba k są pewnymi stałymi przyrody i w ogóle nie „wiedzą”, że stoją w jakimś wzorze na promień orbity w atomie. Można je zmierzyć w zupełnie innych doświadczeniach (wielokrotnie o nich mówiliśmy) i wstawić do tego wzoru. Współczynnik ten jest zatem pewną uniwersalną wielkością fizyczną, którą historycznie nazywa się **promieniem Bohra**, i będziemy ją oznaczać R_B . Nazwa wzięła się oczywiście z modelu atomowego zaproponowanego przez Bohra, w którym jak widzimy pojawia się ona w sposób naturalny. Wstawiając z tablic wartości poszczególnych stałych, łatwo sprawdzić, że ta uniwersalna wielkość, jaką jest promień Bohra, ma wartość

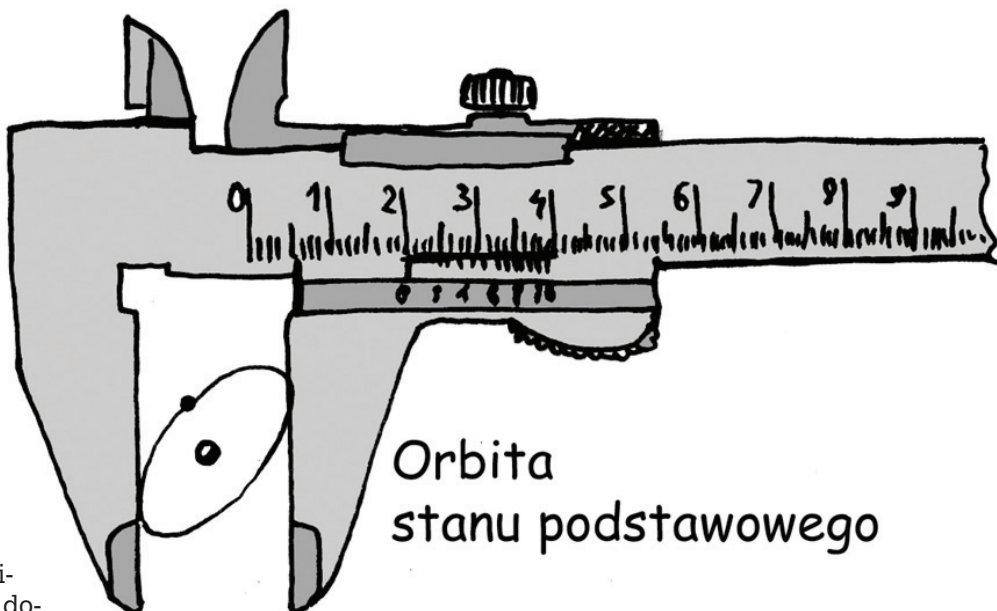
$$R_B = \frac{\hbar^2}{mke^2} \approx 0,529 \cdot 10^{-10} m$$

W tym miejscu warto się chwilę zatrzymać, bo jesteśmy w dość kluczowym momencie naszej analizy. Po pierwsze, zauważmy, że nazwa „promień Bohra” zaczyna już teraz mieć pewien sens. Okazuje się bowiem, że wielkość R_B ma wymiar długości, tzn. że „mierzy się ją” w metrach dokładnie tak samo jak inne długości. Po drugie, i co istotniejsze, zauważmy, że wielkość ta jest czysto kwantową wielkością. Jest tak dlatego, że aby wyliczyć jej wartość, niezbędna była znajomość stałej Plancka \hbar , która jak pamiętamy, była fundamentalną wielkością przy opisie pewnych niewytłumaczalnych w sposób klasyczny doświadczeń (widmo promieniowania ciał, zjawisko fotoelektryczne itd.). Promień Bohra jest zatem pewną charakterystyczną długością świata kwantowego i jak widać, wyprowadziliśmy ją w sposób czysto teoretyczny bez odwoływania się do żadnego doświadczenia. Będzie to za chwilę miało kluczowe znaczenie. Tymczasem wypiszmy teraz promienie kilku kolejnych DOZWOLONÝCH orbit dla atomu wodoru.

Główna liczba kwantowa n	Promień orbity [10^{-10} m]
1	0,529
2	2,116
3	4,761
4	8,464

Jak widzimy, najmniejszy promień orbity, jaki jest dopuszczalny przez model atomu Bohra, otrzymujemy dla $n = 1$ i jest on równy dokładnie promieniowi Bohra R_B . Widzimy zatem, że orbita z $n = 1$ jest

w pewien sposób wyróżniona. Tę orbitę zwykle się nazywa orbitą **stanu podstawowego** atomu. Jak się bowiem niedługo okaże, to właśnie na tej orbicie elektron przebywa w atomie najczęściej. Zauważmy, że wyliczony przez nas teoretycznie promień pierwszej orbity atomu doskonale zgadza się z wnioskami, jakie płyną z doświadczeń Rutherforda. Jak pamiętamy (MT 07/07), Rutherford na podstawie ek sperymentów swojego studenta doszedł do wniosku, że jedyną możliwością, jaka nie byłaby sprzeczna z doświadczeniami, jest przyjęcie, że atom składa się z bardzo małego i ciężkiego jądra i krążących wokół niego elektronów w odległości rzędu 10^{-10} m. Gdyby było inaczej, wyniki doświadczeń prowadziłyby po prostu do sprzeczności. Teraz, na podstawie modelu atomu opartego o postulat kwantowania Bohra, wyprowadziliśmy wzór na promień dozwolonych orbit elektronowych i najmniejsza z nich jest właśnie tego rzędu, jaki zasugerował Rutherford w swoich rozważaniach. Jest to niewątpliwie duży sukces teorii Bohra.



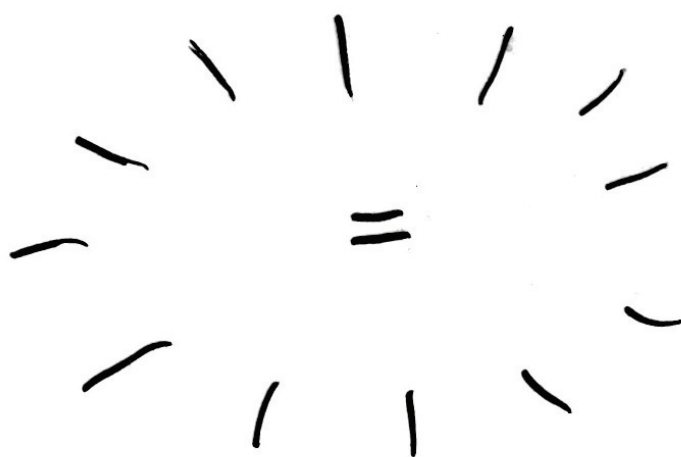
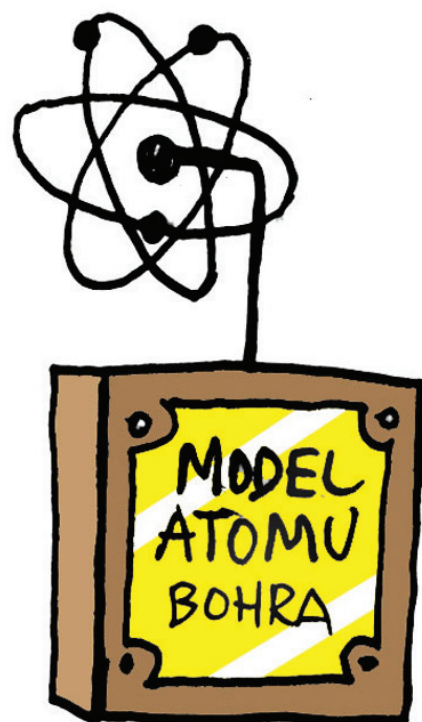
równanie – postulat kwantowania Bohra. To właśnie dzięki niemu zostaje w jednoznaczny sposób wyróżniona pewna orbita – orbita stanu podstawowego, która determinuje rozmiary atomu i tym samym daje nam możliwość **TEORETYCZNEGO** wyznaczenia wielkości atomu. Zauważmy, że gdybyśmy nie mieli postulatu Bohra, to zabrakłoby nam po prostu jednego wzoru w naszej analizie. Właśnie tego wzoru, bez którego nie mogły sobie poradzić modele oparte o prawa klasycznej fizyki.

ZNALEZIENIE BRAKUJĄCEGO RÓWNIANIA

Jeśli Czytelnik dobrze pamięta artykuł z poprzedniego miesiąca, zapewne czuje, że przedstawione powyżej wywody mają dużo głębsze znaczenie niż tylko wyliczenie jakichś liczb. Mówiliśmy wtedy, że nie istnieją żadne **KLASYCZNE** prawa, na podstawie których można byłoby wyznaczyć teoretyczne rozmia-

W KOŃCU DOBRY MODEL

Model atomu Bohra oparty o postulat kwantowania stał się szybko podstawą fizyki subatomowej. Jest to bowiem **pierwszy** historycznie model atomu, który pozwolił wyznaczyć jego rozmiary. Od tej pory wiemy, dlaczego atomy są tak małe i tylko tak małe. To przyroda, determinując podstawowe stałe takie jak stała Plancka, ładunek elementarny czy masa elektronu, zdecydowała automatycznie, jak duże mają być atomy. Bohrowi udało się prostym, ale bardzo nieintuicyjnym zabiegiem ten związek wyluskać. Tym samym teoria Bohra zaczęła zyskiwać miano czegoś ważniejszego niż tylko hipotezy.



Brakujące równanie!

ry atomów. Jeśli klasyczna teoria dopuszczałaby istnienie atomów o pewnej wielkości, to musiałyby dopuścić na równych prawach zarówno atomy znacznie mniejsze, jak i znacznie większe (np. o wielkości Układu Słonecznego). Jak jednak wiemy z doświadczenia, przyroda wybrała w jakiś dziwny sposób tylko pewne z nich. Teraz już wiemy, dlaczego tak jest! Istnieje pewne dodatkowe prawo przyrody, dodatkowe

Teoretyczne określenie rozmiarów atomu, choć niewątpliwie bardzo ważne, nie było ostatnim słowem Bohra w poszukiwaniu praw subatomowych. Postulat kwantowania Bohra determinuje dużo więcej i bardziej znaczących własności atomowych, niż się nam wydaje na pierwszy rzut oka. O następnej z nich opowiemy sobie już za miesiąc! Zapraszam! •