



Atom, który zbudował Bohr

Mariusz Sadzikowski

Instytut Fizyki UJ

Uważałem i do dziś uważam za cud, że ten pelen sprzeczności i niepewny fundament okazał się dla człowieka o tak wyjątkowym instynkcie i subtelności jak Bohr wystarczający do odkrycia podstawowych praw linii spektralnych i powłok atomowych, a zarazem ich znaczenia dla chemii. Widzę w tym najwyższy stopień muzykalności w dziedzinie myśli.

A. Einstein [1]

I. Prolog

Nauczanie rządzi się pewnymi regułami. Nie są to jednak prawa ściśle, ale raczej wskazówki, których przestrzeganie pozwala na większą skuteczność działania. Między innymi istnieje ważna zasada, wedle której należy przekazywać taką wiedzę, której uczeń nie będzie się musiał „oduczać” na późniejszym etapie. W szczególności należy unikać tworzenia w świadomości obrazów, które w ostatecznym rozrachunku są po prostu fałszywe. W świetle wymienionej tu zasady pojawia się więc pytanie: czy należy omawiać w szkole model atomu Bohra?

Uważam, że odpowiedź na takie pytanie może być tylko twierdząca. Wszelkie argumenty o anachroniczności modelu oraz fałszywym obrazie, który tworzy, nie opierają się pozytywnym informacjom, które ze sobą niesie. Odrzucenie tego modelu podobne byłoby do wyrzucenia z literatury powieści „Wokół księżyca” Juliusza Verne’a, tylko dlatego, że opisana w niej podróż nie odpowiada standardom NASA dla lotów wahadłowców. To wszystko nie oznacza jednak, że należy przedstawiać model atomu w jego pierwotnej postaci, ani powtarzać jego uproszczonego „wyprowadzenia”. Nie jest ono bowiem ani klasyczne, ani kwantowe. Jest hybrydą o znaczeniu historycznym i w takim kontekście można je rzeczywiście omówić. Przede wszystkim należy się skupić na tym, czego ten uproszczony model może nas prawdziwego nauczyć o świecie mikroskopowym – nawet jeżeli nie będzie to cała prawda. Model Bohra niesie ze sobą ziarna prawdy, inaczej nie można by było na nim zbudować, jak na dobrym fundamencie, pełnej teorii kwantowej. Zadaniem nauczyciela jest wyłowić te ziarna, podkreślając ich znaczenie.

Spójrzmy więc na model Bohra raz jeszcze. Podstawowymi cechami świata mikroskopowego są: cząstkowa struktura materii oraz fakt, że podstawowe prawa są opisane przy pomocy zasad probabilistycznych. Z tej właśnie perspektywy należy patrzeć na atom wodoru.

II. Nowy atom: Sir Ernest Rutherford

Nasza historia będzie miała trzech bohaterów: elektron (odkryty w 1897 roku przez J.J. Thomsona), proton – dodatnio naładowane jądro atomu¹ oraz foton (który wprowadził do fizyki Albert Einstein swoją pracą o efekcie fotoelektrycznym²). Te trzy elementarne składniki materii będą potrzebne do zrozumienia atomu wodoru. Elektron charakteryzuje się masą m oraz ładunkiem elementarnym e . Proton odegra u nas poślednią rolę źródła pola elektrycznego. Foton jest cząstką, której energia jest związana z częstotliwością kołową wzorem $E = \hbar\omega$, gdzie $\hbar = h/2\pi$, zaś h to stała Plancka. Wróćmy jednak do budowy atomu.

W serii znanych doświadczeń nad rozpraszaniem cząstek alfa na cienkiej folii złota, które Rutherford zlecił do przeprowadzenia Ernestowi Marsdenowi, otrzymano zaskakujący wynik: cząstki alfa mogły się rozpraszać na folii nawet pod kątami rzędu 180° . Jak obrazowo ujął to Rutherford:

To było tak, jakbyś wystrzelił piętnastocalowy pocisk do kawałka bibułki, a ten pocisk odbił się od bibułki i uderzył w ciebie.³

Ten wynik doświadczenia wymagał interpretacji. Podał ją Rutherford po prawie dwóch latach rozważań. Atom musiał być zbudowany z dodatnio naładowanego jądra, małych rozmiarów, zaś elektrony musiały krążyć wokół niego, neutralizując ładunek atomu jako całości. Rutherford poparł tę hipotezę obliczając wzór na przekrój czynny rozpraszania naładowanych cząstek na ciężkim jądrze (więcej szczegółów na temat tego zjawiska można znaleźć w [2]).

Jego obliczenia teoretyczne świetnie zgadzały się z doświadczeniem. W ten sposób pojawił się planetarny model atomu, w którym rolę gwiazdy odgrywa jądro, zaś planetami są elektrony. Jak wspomina Hans Geiger [3]:

Pewnego razu Rutherford wszedł do mojego pokoju z widocznymi oznakami dobrego humoru i powiedział:

– Wiem już jak wygląda atom!

Choć Rutherford wiedział jak wygląda atom, rozumiał on jednocześnie, że według zasad klasycznej fizyki taki atom był skazany na zagładę. Opisując wyniki swoich eksperymentów wraz z ich interpretacją w artykule opublikowanym w „Philosophical Magazine” napisał [3]:

Zagadnienia trwałości przedstawionego tu atomu nie należy rozpatrywać na tym etapie...

Uratować atom Rutherforda mogły tylko nowe zasady. Nadchodził czas Bohra.

¹ Odkrycie protonu możemy przypisać Rutherfordowi, ale stało się to parę lat później w stosunku do powstania modelu Bohra.

² W czasie, gdy Bohr opisywał atom wodoru, foton był raczej uznawany za fanaberię wielkiego mistrza, niż rzeczywisty obiekt. Dopiero dekadę później, po doświadczeniach Comptona, kwant świetlny znalazł stałe miejsce w opisie światła.

³ A.K. Wróblewski, *Historia Fizyki*, Wydawnictwo Naukowe PWN Warszawa 2006, s. 449.

III. Nowe zasady: Niels Bohr

Punktem wyjścia analizy budowy atomu jest spostrzeżenie Rutherforda, że prawie cała masa atomu skupiona jest w dodatnio naładowanym centrum, zaś elektron porusza się w jego polu elektrycznym. Ponieważ jądro jest o wiele cięższe od elektronu w pierwszym przybliżeniu możemy potraktować je jako nieskończenie ciężkie. Pozostaje więc do rozwiązania problem jednego elektronu poruszającego się w centralnym polu elektrycznym opisanym prawem Coulomba. Tak więc za strukturę wewnętrzną atomu odpowiada pojedynczy elektron. Przemyslenia Bohra, kierowane genialną intuicją, doprowadziły do wniosku, że atom charakteryzuje dyskretne spektrum energetyczne. Możemy to sformułować w postaci pierwszego prawa Bohra.

Pierwsze prawo Bohra

Atom wodoru, w swoim układzie spoczynkowym, może przyjmować dyskretne wartości energii opisane wzorem:

$$E_n = -\frac{R_\infty}{n^2}, \quad n = 1, 2, 3, \dots, \quad (1)$$

zaś $R_\infty \cong 13,6$ eV jest to stała Rydberga⁴. Wielkim sukcesem Bohra było wyrażenie stałej Rydberga przez bardziej podstawowe stałe fizyczne w jednym prostym wzorze:

$$R_\infty = \frac{m_e e^4}{8\epsilon_0 h^3 c}$$

gdzie ϵ_0 to przenikalność dielektryczna próżni.

Zgodność pomiędzy wartością doświadczalną a obliczeniami zrobiła olbrzymie wrażenie na ówczesnych fizykach. Każdy rozumiał, że Bohr musiał uchylić rąbka tajemnicy, choć nikt nie rozumiał, dlaczego ten model działa.

Powróćmy teraz do ważnego zagadnienia trwałości atomów. Według fizyki klasycznej poruszający się ruchem niejednostajnym ładunek wypromieniowuje energię w postaci światła. Czy w takim razie atom Bohra jest trwały? Ten problem został rozwiązany na zasadzie pokornej akceptacji faktu doświadczalnego: przecież wiemy, że atomy są trwałe. Przyjmujemy więc nową zasadę.

Zasada stacjonarności

W stanie podstawowym, elektrony poruszające się w atomie nie promieniują.

W szczególności dla atomu wodoru, jeden elektron, w stanie o najniższej energii, czyli $n = 1$, nie promieniuje. Problem trwałości atomów był poza zasię-

⁴ Indeks ∞ przypomina, że wartość ta została obliczona przy założeniu, że proton jest nieskończenie ciężki. W rzeczywistości jest on cięższy od elektronu około 1800 razy. Skończoną masę protonu dość łatwo uwzględnić w obliczeniach.

giem teorii Bohra. Na swoje rozwiązanie musiał poczekać do powstania mechaniki kwantowej. Co można powiedzieć więcej o elektronie związanym w atomie, poza tym, że odpowiada za strukturę energetyczną? Każdy ze stanów energetycznych jest związany z różnymi konfiguracjami przestrzennymi elektronu. Czy można powiedzieć, w jaki sposób elektron porusza się wokół jądra atomowego? Nie. Elektron, w zasadzie, może być wszędzie. Można jedynie określić prawdopodobieństwo znalezienia elektronu w zadanym obszarze przestrzeni. W celu opisu tego faktu musimy wprowadzić pojęcie gęstości prawdopodobieństwa. W szczególności dla stanu podstawowego możemy zapytać: jakie jest prawdopodobieństwo P_r znalezienia elektronu w przedziale odległości r i $r + dr$ od centrum potencjału? Prawdopodobieństwo jest proporcjonalne do szerokości przedziału dr i wyraża się wzorem $P_r = \rho(r)dr$, gdzie funkcja promienia $\rho(r)$ jest właśnie gęstością prawdopodobieństwa. Przykładowo, mechanika kwantowa pozwala nam obliczyć, że prawdopodobieństwo znalezienia elektronu między centrum potencjału a połową promienia Bohra $a_0/2$ wynosi około 8 procent. Czym więc są „orbity” Bohra, po których miałyby poruszać się elektron? Promienie orbit to takie odległości elektronu od jądra atomu, w których gęstość prawdopodobieństwa znalezienia elektronu jest maksymalna⁵. W szczególności promień atomu wodoru a_0 , zwany również promieniem Bohra, to odległość, w której gęstość prawdopodobieństwa jest maksymalna dla atomu w stanie podstawowym. Bohrowi udało się odgadnąć poprawny wzór na „rozmiar” atomu. Możemy więc wypowiedzieć w prosty sposób (prawie) ściśle prawo.

Zasada „ruchu orbitalnego”

Prawdopodobieństwo znalezienia elektronu w atomie wodoru, w stanie podstawowym, jest maksymalne w odległości $a_0 = \hbar^2/me^2$.

Wielkim sukcesem Bohra było znalezienie formuły na promień atomu, dzięki czemu udało się „obliczyć” rozmiar atomu $a_0 \cong 0,5 \text{ \AA}$ i powiązać go z podstawowymi stałymi przyrody.

Zmierzamy teraz do momentu, gdy na scenie pojawi się trzeci bohater – foton. Atomy mogą bowiem oddziaływać ze światłem pochłaniając je lub emitując. Jeżeli atom pochłoniął kwant świetlny, wtedy przechodzi ze stanu n do stanu wyższego $m > n$. Atom w stanie wzbudzonym m , po upływie pewnego czasu, przechodzi do stanu niższego n (w ostateczności kończy w stanie podstawowym $n = 1$), wysyłając foton. Mechanika kwantowa pozwala nam obliczać prawdopodobieństwa emisji i absorpcji fotonów w zależności od częstości promieniowania (częstości fali elektromagnetycznej związanej z fotonami). W szczegól-

⁵ Oprócz dyskretnej wartości energii możemy również przypisać elektronowi wartość momentu pędu. Kołowe „orbity” występują jedynie dla elektronów, które nie noszą ze sobą żadnego momentu pędu. To zagadnienie można pominąć, by nie komplikować prostego obrazu. Zwłaszcza, że stan podstawowy atomu Bohra ma fałszywą wartość momentu pędu.

ności potrafimy stwierdzić, kiedy prawdopodobieństwa tych procesów są maksymalne. Naszą wiedzę możemy podsumować w postaci nowego prawa.

Drugie prawo Bohra

Prawdopodobieństwo emisji i absorpcji kwantów świetlnych przez atom jest maksymalne, gdy częstotści fotonów spełniają warunek

$$\omega_{mn} = \frac{E_m - E_n}{\hbar}, \quad (2)$$

przy czym $E_m > E_n$.

Bezpośrednią konsekwencją warunków (1), (2) jest wyprowadzenie wzoru na częstotści linii widmowych atomu wodoru:

$$\omega_{mn} = -\frac{R_\infty}{\hbar} \left(\frac{1}{m^2} - \frac{1}{n^2} \right).$$

Trzy dekady wcześniej ten sam wzór odgadł na gruncie empirycznym nauczyciel ze szkoły dla dziewcząt w Bazylei, Johann Jacob Balmer⁶.

Na podstawie tego wzoru możemy omówić serie linii spektralnych występujących w widmie promieniowania wodoru.

W mojej opinii wszystkie powyższe prawa czy zasady należy podać bez „wyprowadzeń”, jedynie opatrzone odpowiednimi komentarzami, jak należy je rozumieć. Na zakończenie można pozwolić sobie na uzasadnienie ich odpowiednimi „wyprowadzeniami”, wskazując jednocześnie na ich pomocniczą rolę w argumentacji. Należy przy tym wyraźnie podkreślić, że podane przekształcenia niczego nie dowodzą.

IV. Epilog

Żadnej z podanych powyżej zasad nie musimy się „oduczać” na późniejszym etapie, co najwyżej trzeba je uzupełnić lub uczynić bardziej precyzyjnymi. Przy omawianiu atomu Bohra należy podkreślać cząstkową budowę materii oraz probabilistyczny charakter reguł podstawowych. Cząsteczkowa budowa materii jest w jasny sposób widoczna. Losowość w prawach podstawowych ujawnia się szczególnie w drugim prawie Bohra oraz zasadzie „ruchu orbitalnego”.

Omawiając atom Bohra można wywieść jeszcze jedną lekcję ogólną. Postęp w naukach podstawowych (przyrodniczych) rzadko osiąga się wychodząc od aksjomatów, a następnie wyprowadzając kolejne wnioski. Raczej podąża się w nieznaną, nie widząc ostatecznego celu. Jasno podkreślił to Werner Heisenberg porównując poszukiwania w nauce do wyprawy Krzysztofa Kolumba i dodając [4]:

⁶ Balmer podał wzór, w którym $n = 2$, zaś $m \geq 3$.

Podobnie w nauce można zdobyć naprawdę nowy ład chyba tylko wtedy, gdy w decydującym momencie jest się gotowym do porzucenia podstaw, na których opiera się dotychczasowa nauka, i jakby do skoku w pustkę.

Taki właśnie charakter miał model Bohra atomu wodoru, z czego jego autor zdawał sobie bardzo dobrze sprawę. Heisenberg wspominając swoją rozmowę z Bohrem, która miała miejsce w Getyndze latem 1922 roku, wkłada w usta Bohra następujące zdanie [4]:

Obrazy te (atomów) są przecież wywnioskowane z doświadczeń lub, jeśli pan woli, odgadnięte, a nie uzyskane z jakichś rachunków teoretycznych. Mam nadzieję, że obrazy te opisują strukturę atomów tak dobrze, ale również tylko tak dobrze, jak jest to możliwe za pomocą poglądowego języka fizyki klasycznej.

W tym kontekście cytuję Alberta Einsteina, którym rozpocząłem artykuł, w niezwykle celny sposób ujmuje istotę rzeczy.

Literatura

- [1] A. Einstein, *Zapiski autobiograficzne*, Wydawnictwo Znak, Kraków 1996.
- [2] A. Dyrek, M. Sadzikowski, *Poszukiwania podstawowych składników materii i ich oddziaływań*, *Foton* 39/1995.
- [3] D. Danin, *Rewolucja kwantowa*, Wiedza Powszechna, Warszawa 1990.
- [4] W. Heisenberg, *Część i całość*, Państwowy Instytut Wydawniczy, 1987.



Bohr dyskutuje z Heisenbergiem i Paulim

Dr hab. Mariusz Sadzikowski jest pracownikiem Zakładu Teorii Cząstek w IF UJ, w latach 1992–1997 był członkiem Redakcji *Fotonu*.