Andrzej Łukasik

Atom

Ogólna charakterystyka pojęcia

Atom (gr. *atomos* – niepodzielny) – najmniejsza cząstka materii posiadająca wszystkie własności danego pierwiastka chemicznego. Układ złożony z dodatnio naładowanego jądra i otaczającej je chmury ujemnie naładowanych elektronów.

Rozmiary wszystkich atomów są rzędu 10^{-10} m, rozmiary jąder – rzędu 10^{-15}–10^{-14} m. Poglądowo rzecz ujmując, wielkość atomu ma się do wielkości jądra tak jak rozmiary boiska piłkarskiego do rozmiarów główki szpilki – niemal cała objętość atomu jest pustą przestrzenią. Masy atomów zawierają się w granicach 10^{-27}–10^{-25} kg (jednostka masy atomowej *u* [ang. *unit*] jest zdefiniowana jako 1/12 masy atomu węgla ^{12}C i jest w przybliżeniu równa masie atomu wodoru). Niemal cała masa atomu (ponad 99,99%) skoncentrowana jest w jądrze, które zajmuje jedynie jedną stutysięczną objętości atomu. Masa spoczynkowa elektronu wynosi m_e = 9,1093815 x 10^{-31} kg i stanowi 1/1836 masy jądra najlżejszego atomu – wodoru. Ładunek elektronu e = 1,602176487 x 10^{-19} C nazywa się ładunkiem elementarnym i jest jedną z podstawowych stałych fizycznych. Ładunki wszystkich cząstek występujących w stanie swobodnym w przyrodzie są zawsze całkowitą wielokrotnością ładunku elektronu.

W skład jądra atomowego wchodzą dodatnio naładowane protony i elektrycznie obojętne neutrony (zwane razem nukleonami). Pomiędzy elektronami a jądrem działają siły przyciągania elektrycznego, a protony i neutrony związane są w jądrze siłami jądrowymi. W normalnych warunkach liczba protonów w jądrze (liczba atomowa *Z*, zwana również liczbą porządkową) jest równa liczbie elektronów, zatem atomy są elektrycznie obojętne. Jeżeli atom utraci albo przyłączy jeden lub więcej elektronów, staje się dodatnio lub ujemnie naładowanym jonem. Sumę liczb protonów i neutronów w jądrze nazywa się liczbą masową *A*. Atomy tego samego pierwiastka różniące się liczbą masową (a zatem liczbą neutronów w jądrze) nazywamy izotopami. Izotopy mają różne własności fizyczne, lecz nie różnią się własnościami chemicznymi. Tylko pierwiastki o liczbie atomowej $Z < 83$ (bizmut) mają stabilne izotopy, cięższe ulegają rozpadowi promieniotwórczemu. Proces ten polega na przekształcaniu się jąder

jednych pierwiastków promieniotwórczych w inne przy jednoczesnej emisji cząstek alfa (jądra helu), beta (elektrony) i gamma (wysokoenergetyczne promieniowanie elektromagnetyczne). Spośród pierwiastków występujących w przyrodzie najcięższym jest pluton (Z = 94). Pierwiastki o wyższych liczbach atomowych mogą być wytwarzane sztucznie w akceleratorach cząstek elementarnych. Protony i neutrony zbudowane są z jeszcze bardziej elementarnych składników – kwarków, które razem z cząstkami określanymi mianem leptonów (elektrony, miony, taony i odpowiadające im neutrina – elektronowe, mionowe i taonowe) uznawane są obecnie (zgodnie z modelem standardowym fizyki cząstek elementarnych) za ostateczne składniki materii.

Atomy łączą się ze sobą w cząsteczki chemiczne (molekuły), które stanowią najmniejsze cząstki materii posiadające charakterystyczne własności związków chemicznych.

Atomizm w starożytnej filozofii przyrody

Atomistyczną koncepcję materii sformułowali w greckiej filozofii przyrody Leukippos (V w. p.n.e.) i Demokryt z Abdery (ok. 460–360 p.n.e.). Była ona odpowiedzią na paradoksy wynikające z filozofii Parmenidesa z Elei (ok. 540–470 p.n.e.), który twierdził, że istnieje tylko byt, a niebytu nie ma. Uznając próżnię za niebyt, utrzymywał, że byt jest jeden, wieczny, niepodzielny i absolutnie niezmienny, zaś wielość rzeczy i wszelkie zmiany w świecie to jedynie iluzja. Paradoksy Zenona z Elei (ok. 490–430 p.n.e.) przeciwko ruchowi i wielości miały dowodzić, że założenie realności zmiany implikuje sprzeczność, a zatem żadna zmiana nie jest możliwa.

Celem atomistów było pogodzenie tezy o niezmienności bytu z realnością zmian w świecie. Twierdzili w związku z tym, że rzeczywistym bytem są ostateczne, absolutnie niepodzielne i niezmienne *atomy* (gr. *άτομος* – niepodzielny) i *próżnia* (gr. *κενόν*). Istnieje zatem zarówno byt, jak i niebyt. Nieskończona ilość atomów odwiecznie porusza się w nieskończonej próżni – powstawanie rzeczy polega na łączeniu się atomów, ich niszczenie na rozłączaniu się atomów. W trakcie tych procesów atomy nie ulegają jednak żadnym zmianom – wszelka zmiana redukowalna jest do ruchu przestrzennego (*mechanicyzm*). Atomy nie mają żadnych cech jakościowych. Wszystkie są równie nieprzenikliwymi cząstkami materii, różnią się zaś od siebie jedynie cechami geometrycznymi – kształtem i wielkością. W ciałach makroskopowych układy atomów różnią się od

siebie również położeniem i porządkiem w przestrzeni. Arystoteles porównywał atomy do liter alfabetu i pisał, że z różniących się jedynie kształtem i wielkością atomów powstają różne rzeczy w przyrodzie, podobnie jak z takich samych liter powstaje zarówno tragedia jak i komedia. Koncepcja Demokryta miała charakter deterministyczny – ruchem atomów, a zatem wszystkimi procesami w przyrodzie, rządzi mechaniczna konieczność (*ἀνάγκην*).

Kontynuatorami nauki Demokryta byli w starożytności Epikur (341–270 p.n.e.) oraz Titus Lucretius Carus (ok. 95–55 p.n.e.), autor poematu *De rerum natura*. Epikur w kilku punktach zmodyfikował atomizm Demokryta, głównie pod wpływem krytyki Arystotelesa, który twierdził, że ciało, które nie ma części (jak atom) w ogóle nie może się poruszać, chyba, że czas, przestrzeń i ruch miałyby charakter nieciągły. Epikur przyjął, że każdy atom, choć jest fizycznie niepodzielny, składa się z określonej liczby „najmniejszych cząstek" (*minimae partes*), które w atomie można wyodrębnić jedynie myślowo. Twierdził również, że istnieją minimalne odległości przestrzenne oraz minimalne odcinki czasu (a zatem przestrzeń i czas mają charakter nieciągły). Epikur, także w odpowiedzi na krytykę Arystotelesa, że atomiści nie podali przyczyny ruchu atomów, przypisał atomom ciężar, przez który rozumiał pierwotną i absolutną własność atomów, w czym upatrywał jednocześnie przyczyny ich naturalnego ruchu „w dół" w pustej przestrzeni. Twierdził przy tym, że prędkość owego „spadania" nie zależy od ciężaru atomów. Epikur wprowadził również element przypadku (indeterminizmu) do koncepcji ruchu atomów. Utrzymywał, że wiecznie „spadające" atomy w „nieokreślonym czasie i w nieokreślonych miejscach" (jak rzecz ujął Lukrecjusz) odchylają się od torów prostolinijnych. Odchylenia te, zwane parenklizą (gr. *παρέγκλισις* – odchylenie, łac. *clinamen*) umożliwiają zderzenia i łączenie się atomów w układy złożone, a jednocześnie – jak sądził Epikur – obalają przekonanie wcześniejszych atomistów, że wszelkie procesy w przyrodzie, łącznie z postępowaniem ludzkim są jednoznacznie zdeterminowane.

Platon (427–347 p.n.e.) w dialogu *Timajos* przedstawił koncepcję *atomizmu geometrycznego*. Twierdził, że wszystkie ciała powstają z *brył elementarnych*, ich kombinacji i wzajemnych przemian. Oznacza to, że żywioły (ogień, powietrze woda i ziemia) zbudowane są z drobnych cząstek o kształtach wielościanów foremnych (nazywanych dziś *bryłami platońskimi*). Są to: czworościan (ogień), ośmiościan (powietrze), dwudziestościan (woda) i sześcian (ziemia). (Piątym wielościanem foremnym możliwym do skonstruowania w trójwymiarowej przestrzeni euklideso-

wej jest dwunastościan foremny). Każda ściana dwudziestościanu, ośmiościanu i czworościanu jest trójkątem równobocznym złożonym z sześciu trójkątów prostokątnych, złączonych wierzchołkami, których długości boków dają się wyrazić jako x, $\sqrt{3}\,x$, $2x$. Każdy kwadrat stanowiący ścianę sześcianu składa się natomiast z czterech trójkątów prostokątnych równoramiennych o bokach x, $\sqrt{2}\,x$. Trójkąty te nazywał Platon *elementami matematycznymi*. Chociaż są one obiektami dwuwymiarowymi, to jednak pełnią rolę podobną jak atomy Demokryta, ponieważ podczas zderzeń cząstek ognia wody i powietrza rozpadają się one na elementy matematyczne, które następnie łączą się ze sobą również w bryły platońskie. Cząstki elementu ziemi zbudowane są z trójkątów o innych kształtach niż cząstki ognia, powietrza i wody, zatem nie mogą się w nie przekształcać.

Atomizm aż do czasów nowożytnych nie miał zbyt wielu zwolenników. Przewagę zdobyła koncepcja Arystotelesa, głosząca że materia jest ciągła i składa się z czterech żywiołów (ziemi, wody, powietrza i ognia) a próżnia istnieć nie może.

Atomizm w nauce nowożytnej

Renesans atomizmu przypada na okres rewolucji naukowej XVI–XVII w., w rezultacie której powstało matematyczne przyrodoznawstwo. Zwolennikami atomizmu byli m.in. Giordano Bruno (1548–1600), Pierre Gassendi (1592–1655), Mikołaj Kopernik (1473–1543), Galileo Galilei (1564–1642), Robert Boyle (1627–1691) i Isaac Newton (1642–1727).

W 1649 r. opublikowano odnaleziony poemat Lukrecjusza *De rerum natura*, co spowodowało wyrost zainteresowania starożytnym atomizmem, który stał się atrakcyjną kontrpropozycją wobec przestarzałego już wówczas systemu Arystotelesa. Gassendi spopularyzował system Epikura i wprowadził do niego pewne modyfikacje, mające na celu oddzielenie koncepcji atomistycznej od jej materialistycznego tła. Dzięki temu atomizm mógł przestać być uważny za filozofię niezgodną z zasadami religii chrześcijańskiej. Gassendi przyjął, że atomy nie są wieczne, lecz zostały stworzone przez Boga, uznał, że ruch został nadany atomom przez Boga, oraz założył, że ilość atomów jest skończona, przez co atrybuty wieczności i nieskończoności zostały zarezerwowane wyłącznie da Boga.

Boyle twierdził, że materia składa się z drobnych cząstek – korpuskuł, których podstawowymi własnościami są kształt, wielkość i ruch. Przyjmował również istnienie próżni, w której poruszają się korpuskuły. Do

poglądu takiego skłoniły go doświadczalne prace nad gazami – hipoteza atomistyczna miała tu służyć raczej wyjaśnieniu konkretnych zjawisk fizycznych i chemicznych, niż budowaniu ogólnego filozoficznego obrazu świata.

Również Newton w *Opticks* (1704) wyrażał poglądy typowe dla osiemnastowiecznego atomizmu. Sądził, że „na początku Bóg uformował materię w postaci stałych, masywnych, twardych, nieprzenikliwych, ruchomych cząsteczek" i był przekonany, że „żadna zwyczajna siła nie zdoła podzielić tego, co Bóg uczynił całością w pierwszym akcie stworzenia". W *Principiach* (1687) „najmniejsze cząstki wszystkich ciał" charakteryzował jako obiekty rozciągłe, twarde, nieprzenikliwe, podległe ruchowi i obdarzone bezwładnością.

Wprawdzie w filozofii atomizmu dominowało wyobrażenie atomu ukształtowane przez analogię do obiektów makroskopowych, czyli pojmowano atomy jako mikroskopijne nieprzenikliwe ciała stałe, to jednak sformułowano również koncepcje, w których atomy rozumiane były jako obiekty pozbawione rozciągłości przestrzennej.

Gottfried Wilhelm Leibniz (1646-1716) poddał krytyce mechanistyczne wyobrażenie atomu, twierdząc że nie ma racji dostatecznej do przyjęcia, aby atomy o pewnej wielkości były już dalej niepodzielne. Na podstawie sformułowanej przez siebie zasady identyczności nierozróżnialnych utrzymywał natomiast, że nie mogą istnieć materialne atomy, ponieważ wówczas istniałoby wiele indywiduów nie różniących się od siebie żadną wewnętrzną cechą, a w przyrodzie nie istnieją dwa nierozróżnialne indywidua. Według Leibniza ostatecznymi składnikami rzeczy („prawdziwymi atomami natury") są proste substancje o charakterze duchowym – *monady*. Są one substancjami pozbawionymi części, niepodzielnymi, niezniszczalnymi i niepodlegającymi zmianom za sprawą czynników zewnętrznych. Są jednak – w odróżnieniu od materialnych atomów – jakościowo zróżnicowane.

Ruder Bošković (1711-1787) twierdził natomiast, że elementarnymi składnikami materii są niezmienne, niepodzielne i nierozciągłe przestrzennie punkty materialne (*puncta materiae, prima elementa*). Stanowią one centra oddziaływań – każde dwa punkty oddziałują na siebie siłą, która w zależności od odległości jest przyciągająca lub odpychająca. Wszystkie zjawiska w przyrodzie są rezultatem różnych przestrzennych układów i względnych przemieszczeń identycznych cząstek punktowych, oddziałujących między sobą parami, zgodnie z prostym prawem determinującym ich względne przyspieszenia.

Od czasów Demokryta aż do Daltona atomizm był spekulatywną metafizyką a nie teorią naukową. Filozofowie i uczeni nie dysponowali metodami pozwalającymi na sprawdzenie hipotezy istnienia atomów, a podstawowe cechy, w jakie wyposażano atomy (nieprzenikliwość, kształt, wielkość, ciężar czy masa) nie były cechami dającym się określić empirycznie i przypisywano je atomom jedynie na podstawie analogii z przedmiotami makroskopowymi. Atomizm status teorii naukowej uzyskał dopiero w XIX wieku (najpierw w chemii, później w fizyce), co było związane z radykalną zmianą problemów wyjściowych, jakie koncepcja atomistyczna miała rozwiązać i nie mniej radykalną zmianą metod rozwiązywania problemów – przejściem od czystego namysłu nad ostatecznymi składnikami materii do nauki laboratoryjnej.

Początki naukowej atomistyki

Za twórcę naukowej atomistyki powszechnie uważny jest John Dalton (1766–1844). W latach 1803-1808 przekształcił on atomizm z koncepcji filozoficznej w teorię naukową. Jego praca *New System of Chemical Philosophy* (1808, 1810) była pierwszym zastosowaniem atomizmu w dziedzinie chemii. Badania Daltona, łącznie z pracami Josepha-Louisa Gay-Lussaca (1778-1850) i Amadeo Avogadro (1776-1856) dały początek naukowej atomistyce.

Pod koniec XVIII w. chemicy rozważali zagadnienie, w jaki sposób łączą się pierwiastki w związki chemiczne. Francuski chemik Joseph Louis Proust (1754-1826) sformułował doświadczalne prawo głoszące, że składniki wszystkich związków chemicznych występują zawsze w ściśle określonych stosunkach ilościowych (*prawo stosunków stałych*, zwane również *prawem Prousta*). Dalton odkrył natomiast, że dwa pierwiastki mogą łączyć się ze sobą w różnych proporcjach wagowych, ale wówczas powstają z nich różne związki chemiczne, a stosunki wagowe pierwiastków wyrażają się niewielkim liczbami całkowitymi (*prawo stosunków wielokrotnych*, 1805). Na przykład tlen może reagować z węglem na dwa sposoby, tworząc tlenek węgla CO i dwutlenek węgla CO_2. Stosunek wagowy tlenu w tych związkach wynosi 1:2. Jeżeli przyjąć, jak uczynił to Dalton, że materia zbudowana jest z atomów o określonym *ciężarze atomowym*, wówczas cząsteczka tlenku węgla składa się z jednego atomu tlenu i jednego atomu węgla, zaś cząsteczka dwutlenku węgla – z dwóch atomów tlenu i jednego atomu węgla i stały stosunek wagowy pierwiast-

ków w związku chemicznym okazuje się naturalnym rezultatem atomowej struktury materii.

Założenia teorii Daltona można streścić następująco: materia składa się z niepodzielnych atomów powiązanych ze sobą siłami przyciągania; wszystkie atomy danego pierwiastka mają dokładnie takie same własności; atomy różnych pierwiastków różnią się ciężarem atomowym; atomy są niezniszczalne i zachowują swoją tożsamość w reakcjach chemicznych. W teorii Daltona *atom chemiczny* rozumiany jest jako elementarny składnik substancji chemicznej (niezależnie od tego, czy jest to pierwiastek, czy związek chemiczny).

Dalton przyjmował, że atomy łączą się ze sobą w najprostszy sposób. W reakcji *n* atomów gazu *X* z *n* atomami gazu *Y* powinniśmy zatem otrzymać *n* atomów gazu *XY*. Badania Josepha Louisa Gay-Lussaca (1775-1850) pokazały jednak, że np. w reakcji jednej objętości azotu i jednej objętości tlenu powstają dwie objętości tlenku azotu, co sugerowało, że atomy ulegają podziałowi, a to wydawało się przeczyć teorii Daltona. Wyjaśnienie podał Amadeo Avogadro (1776–1856), formułując w 1811 r. hipotezę (nazywaną dziś *hipotezą Avogadro*), że w ustalonej temperaturze i pod tym samym ciśnieniem jednakowe objętości gazów zawierają jednakową liczbę nie atomów, ale cząsteczek. Okazało się, że niektóre gazy występują w przyrodzie w postaci cząsteczek, które podczas reakcji chemicznej dzielą się na atomy, tworząc następnie cząsteczki związku chemicznego. W ten sposób powstało pojęcie *cząsteczki chemicznej*, obiektu różniącego się od atomu jakościowo – najmniejszej cząstki materii posiadającej charakterystyczne własności związku chemicznego.

Julius Mayer (1830-1875) i Dmitryj Mendelejew (1834-1907) w latach 1868-1871 na podstawie ciężarów atomowych uporządkowali (niezależnie od siebie) chemiczne własności pierwiastków, tworząc układ okresowy pierwiastków, w którym własności chemiczne pierwiastków cyklicznie powtarzają się.

Pierwszą formą atomistyki fizycznej była *kinetyczna teoria gazów*, sformułowana w połowie XIX w. Przyjmowano bardzo prosty model materii, zakładając, że atomy gazów są sztywnymi kulkami, które poruszają się zgodnie z prawami Newtona i zderzają się ze sobą miliony razy na sekundę. James Clerk Maxwell (1831-1879), Rudolf Clausius (1822-1888) i Ludwig Boltzmann (1844-1906) wykazali, że za procesy cieplne nie jest odpowiedzialna żadna substancja (zwana we wcześniejszych teoriach *cieplikiem*), ale że przepływ ciepła jest procesem, który polega na przekazywaniu energii kinetycznej od jednego ciała do drugiego w rezul-

tacie zderzeń między cząsteczkami. Zastosowano prawa mechaniki do wielkiej liczby cząsteczek i wyjaśniono zachowanie cząsteczek gazu statystycznie na podstawie rachunku prawdopodobieństwa. Teoria kinetyczna pozwoliła na redukcję termodynamiki fenomenologicznej do fizyki statystycznej: temperaturę gazu powiązano ze średnią energią kinetyczną ruchu, a ciśnienie wywierane przez gaz na ścianki naczynia okazało się rezultatem zderzeń cząsteczek gazu ze ściankami.

Boltzmann wykazał również, że II zasadę termodynamiki (zasadę wzrostu entropii $dS/dT \geq 0$) można zinterpretować statystycznie. Wprawdzie równania Newtona opisujące ruch cząsteczek gazu, są niezmiennicze względem inwersji w czasie (nie wyróżniają żadnego kierunku w czasie), to jednak w układach złożonych z bardzo dużej liczby cząsteczek procesy, w których entropia maleje są niesłychanie mało prawdopodobne. Dlatego kinetyczna teoria materii nie jest sprzeczna z II zasadą termodynamiki, zgodnie z którą w układzie izolowanym tylko takie procesy są możliwe, w których entropia rośnie (lub pozostaje stała).

W 1827 r. Robert Brown (1733-1858) odkrył, że drobne cząsteczki zawieszone w cieczy, wykazują chaotyczne drgania, które można obserwować przez mikroskop. Teorię *ruchów Browna* na podstawie hipotezy atomistycznej sformułowali niezależnie od siebie w 1905 r. Albert Einstein (1882-1955) i w 1906 r. Marian Smoluchowski (1872-1917), przyjmując, że chaotyczny ruch cząsteczek Browna spowodowany jest zderzeniami z cząsteczkami cieczy. Teoria ta miała decydujące znaczenie dla uznania atomizmu, ponieważ zjawiska fluktuacyjne stanowią bardzo mocny dowód atomowej budowy materii.

W ramach kinetycznej teorii gazów oszacowano również po raz pierwszy poprawnie wielkość atomów. W 1865 r. Joseph Loschmidt (1821-1895), przyjmując kulisty kształt atomów, określił ich rząd wielkości na 10^{-10} m. W XIX w. dokonano kolejnych odkryć wzbogacających wiedzę na temat atomów, podważających jednocześnie tradycyjne przekonania dotyczących ich niezmienności.

W 1802 r. William H. Wollaston (1766-1828) zaobserwował w widmie słonecznym ciemne linie. W 1859 r. Gustaw Kirchhoff (1800-1877) i Robert Bunsen (1824-1887) podali wyjaśnienie tego zjawiska jako rezultatu absorpcji światła o ściśle określonych długościach fal przez pierwiastki chemiczne. Stwierdzono, że każdy pierwiastek ma niepowtarzalne widmo oraz że pierwiastki emitują promieniowanie o dokładnie takich samych częstościach, jakie absorbują. Johann J. Balmer (1825-1898) podał empiryczny wzór opisujący linie widmowe wodoru.

W 1895 r. Wilhelm Konrad Röntgen (1845-1923) odkrył niezwykle przenikliwe promieniowanie, nazwane promieniami X. Antoine Bequerell (1852-1908) odkrył w 1896 r. zjawisko promieniotwórczości uranu, a Pierre Curie (1859-1906) i Maria Skłodowska-Curie (1867-1934) stwierdzili radioaktywność toru i odkryli promieniotwórcze pierwiastki polon i rad (1898). Dalsze badania doprowadziły do zidentyfikowania w promieniowaniu pierwiastków radioaktywnych trzech składowych, które nazwano alfa i beta (Ernest Rutherford, 1899) oraz gamma (Paul Willard, 1900). Wiadomo współcześnie, że promienie alfa to jądra helu. W rezultacie rozpadu alfa pierwiastek promieniotwórczy przemienia się w pierwiastek zawierający w jądrze o dwa protony i dwa neutrony mniej. Promienie beta to elektrony. W rozpadzie beta neutron w jądrze przekształca się w proton emitując elektron (i antyneutrino elektronowe), a zatem pierwiastek promieniotwórczy przekształca się w inny pierwiastek (również promieniotwórczy) zawierający o w jądrze jeden proton więcej. Natomiast promienie gamma to wysokoenergetyczne promieniowanie elektromagnetyczne emitowane z jąder atomów pierwiastków promieniotwórczych. Szeregi rozpadów atomów pierwiastków promieniotwórczych na inne nazywa się *szeregami promieniotwórczymi*. Kończą się one stabilnym pierwiastkiem niepromieniotwórczym.

Modele atomów w fizyce klasycznej

Badania Josepha Johna Thomsona (1856-1940) nad promieniami katodowymi doprowadziły do odkrycia, że składają się one z ujemnie naładowanych elektrycznie cząstek – *elektronów* (1897), które stanowią składniki wszystkich atomów. Ponieważ w normalnych warunkach atomy są elektrycznie obojętne, powstał problem, w jaki sposób w atomie rozmieszczony jest dodatni ładunek elektryczny, neutralizujący ładunek elektronów. Na początku XX w. zaproponowano kilka modeli atomów.

W 1901 r. Jean Baptiste Perrin (1870-1942) sformułował hipotezę, że atomy przypominają miniaturowe układy planetarne z masywnym ładunkiem dodatnim w centrum i poruszającymi się wokół niego elektronami.

W 1902 r. William Thomson (Lord Kelvin, 1828-1907) wysunął przypuszczenie, że atom składa się z chmury ładunku dodatniego i tkwiących w niej ujemnie naładowanych elektronów. Koncepcję tę rozwinął i opracował matematycznie J. J. Thomson, formułując model nazwany *modelem ciasta z rodzynkami* (ang. *plum pudding model*): wewnątrz kulistej, dodatnio naładowanej kropli materii o rozmiarach ok. 10^{-10} m, elektrony

tworzą zamknięte, wirujące pierścienie. Dodatni ładunek owej kuli jest równy ujemnemu ładunkowi wszystkich elektronów. Thomson przypuszczał, że liczba elektronów w kolejnych pierścieniach ma związek z periodycznością pierwiastków chemicznych odkrytą przez Mendelejewa.

W 1903 r. Phillip Lenard (1862-1947) podał model atomu, w którym ładunki elektryczne dodatnie i ujemne powiązane były w pary (zwane „dynamidami") o rozmiarach ok. 10 000 razy mniejszych niż rozmiary atomu. W modelu tym większą część atomu stanowiła pusta przestrzeń, co miało wyjaśniać rezultaty doświadczeń Lenarda, w których stwierdził, że promienie katodowe przenikają przez cienkie folie metalowe.

W 1904 r. Hantaro Nagaoka (1865-1960) przestawił „saturnopodobny" model atomu złożonego z wielkiej liczby cząstek o jednakowych masach i ujemnych ładunkach elektrycznych, rozmieszczonych równomiernie na okręgu i odpychających się siłą odwrotnie proporcjonalną do kwadratu odległości między nimi. Cząstki te miały wykonywać obrót z jednakową prędkością wokół centralnej dużej masy o dodatnim ładunku elektrycznym, która przyciąga je siłą odwrotnie proporcjonalną do kwadratu odległości.

W 1910 r. Arthur Hass (1994-1941) zaproponował model atomu, w którym elektrony poruszały się po orbicie kołowej o promieniu r wewnątrz kuli naładowanej jednorodnie dodatnim ładunkiem elektrycznym. Interesujące, że w opisie tego modelu po raz pierwszy pojawiła się stała Plancka h.

W 1911 r. John William Nicholson (1881-1955) zaproponował zaś model, zgodnie z którym atomy składają się z małych kulistych ładunków ujemnych, tworzących pierścień wirujący wokół jeszcze mniejszego kulistego ładunku dodatniego, które stanowi jądro atomu. Nicholson sądził, że istnieją cztery „atomy pierwotne", zawierające od 2 o 5 elektronów, a wszystkie atomy pierwiastków chemicznych są z nich zbudowane. Doszedł również do wniosku, że we wszystkich „atomach pierwotnych" wartość momentu pędu jest wielokrotnością $h/2\pi$, gdzie h jest stałą Plancka.

Przełomowe znaczenie dla poznania struktury atomu miały badania nad rozpraszaniem cząstek alfa (jądra helu) na cienkich foliach metalowych prowadzone przez Ernesta Rutherforda (1871-1937), Hansa Geigera (1882-1945) i Ernesta Marsdena (1889-1940). Eksperymenty polegały na bombardowaniu złotej folii o grubości 4×10^{-7} m (ok. 400 warstw atomów) cząstkami alfa i analizie odchyleń ich trajektorii, co pozwalało na zbadanie rozkładu ładunków elektrycznych wewnątrz atomu. Rezultaty eksperymentu były zdumiewające – niemal wszystkie cząstki alfa przeni-

kały przez folię tak, jakby była pustą przestrzenią, ale zdarzały się również cząstki rozproszone do tyłu (mniej więcej jedna na 20 000).

W 1911 r. Rutherford sformułował *planetarny model atomu*: cały ładunek dodatni i niemal cała masa (ok. 99,99 %) skoncentrowane są w stanowiącym centrum atomu mikroskopijnym *jądrze atomowym* o rozmiarach ok. 1/100 000 rozmiarów atomu (ok. 10^{-14}–10^{-15} m). Wokół dodatnio naładowanego jądra, podobnie jak planety wokół Słońca, po kołowych orbitach krążą elektrony.

Planetarny model atomu pozwalał zrozumieć rezultaty eksperymentów rozproszeniowych, nie wyjaśniał jednak trwałości atomów. Jeżeli bowiem elektron o ładunku e porusza się wokół jądra o ładunku Ze po orbicie o promieniu r pod wpływem siły przyciągania kulombowskiego ($F \sim Ze^2/r^2$), to powinien emitować promieniowanie elektromagnetyczne, a więc tracić energię i spaść na jądro w ciągu ułamka sekundy (ok. 10^{-8} s). Ponadto przy zmianie promienia orbity widmo promieniowania atomów powinno być ciągłe, co nie zgadzało się z obserwacjami dyskretnych linii widmowych, specyficznymi dla każdego pierwiastka. Model Rutherforda nie wyjaśniał również, dlaczego rozmiary wszystkich atomów są podobne (rzędu 10^{-10} m). Ostatecznie okazało się, że na podstawie fizyki klasycznej nie można sformułować poprawnej teorii budowy atomów.

Atom w mechanice kwantowej

W pierwszych dekadach XX w. fizycy sformułowali podstawy współczesnej teorii atomów i cząstek elementarnych – *mechaniki kwantowej*. Od teorii klasycznych odróżniają ją w zdecydowany sposób dwa aspekty: kwantowy charakter zjawisk i dualizm korpuskularno-falowy.

Koncepcję *kwantów energii* wprowadził w 1900 r. Max Planck (1858-1947) formułując teorię promieniowania ciała doskonale czarnego. Założył on, że podczas oddziaływania z materią energia promieniowania elektromagnetycznego jest emitowana i absorbowana nie w sposób ciągły (jak zakładano w klasycznej elektrodynamice Maxwella), ale określonymi porcjami – *kwantami*. Energia kwantu E wiąże się z jego częstością v wzorem $E = hv$, gdzie h jest fundamentalną stałą, zwaną współcześnie *stałą Plancka* ($h = 6{,}62419 \times 10^{-34}$ J s, jest to elementarny *kwant działania*). Hipoteza Plancka była radykalnym zerwaniem z fizyką klasyczną.

Einstein podając w 1905 r. teorię zjawiska fotoelektrycznego przyjął, że samo promieniowanie elektromagnetyczne jest zbiorem cząstek, na-

zwanych później *fotonami*, których energia wiąże się z częstością ν i długością fali λ wzorem $E = h\nu = hc/\lambda$, a pęd wyraża się wzorem $p = h/\lambda$.

W 1913 r. Niels Bohr (1885-1962) przedstawił *model atomu wodoru* oparty na planetarnym modelu Rutherforda, uzupełniony *warunkami kwantowymi,* zwanymi *postulatami Bohra*. Model ten był podstawowym elementem tzw. *starszej teorii kwantów*, z której rozwinęła się mechanika kwantowa. Bohr założył, że elektron może krążyć wokół jądra wyłącznie po pewnych wyróżnionych orbitach kołowych, zwanych *stanami stacjonarnymi,* na których wartość momentu pędu elektronu jest całkowitą wielokrotnością stałej Plancka podzielonej przez 2π ($mvr = nh/2\pi$, gdzie n = 1, 2, 3… nazywana jest *główną liczbą kwantową* i określa numer orbity). Orbity elektronów i energia na danej orbicie są skwantowane – mogą przybierać tylko ściśle określone wartości. Na orbicie stacjonarnej elektron nie promieniuje energii. Podczas przeskoku elektronu z jednej orbity stacjonarnej na drugą następuje emisja lub absorpcja kwantu energii o wartości równej wartości bezwzględnej różnicy energii stanu początkowego i końcowego ($|E_n - E_m| = h\nu$). Każdemu przeskokowi elektronu między orbitami odpowiada zatem ściśle określona linia spektralna w widmie promieniowania elektromagnetycznego danego pierwiastka.

Założenie skwantowania poziomów energetycznych i braku promieniowania elektronu na orbicie stacjonarnej były sprzeczne z prawami elektrodynamiki klasycznej, ale pozwalały wyjaśnić stabilność atomów i widmo promieniowania wodoru. Model Bohra pozwolił także wyjaśnić budowę układu okresowego pierwiastków: atom wodoru składa się z jądra o jednostkowym ładunku dodatnim (Z = 1) i jednego elektronu. Atom helu (Z = 2) zawiera dwa elektrony. Według Bohra na pierwszej orbicie mogą znajdować się najwyżej dwa elektrony, dlatego następny pierwiastek lit (Z = 3) ma dwa elektrony na pierwszej orbicie i jeden na drugiej, co wyjaśnia podobieństwo własności chemicznych z wodorem, ponieważ za własności chemiczne pierwiastków odpowiedzialne są elektrony z zewnętrznych, czyli walencyjnych orbit. Według Bohra na drugiej orbicie może się znajdować co najwyżej osiem elektronów, zatem jedenasty elektron musi znaleźć się na trzeciej orbicie. Podobne własności chemiczne, jak wodór i lit ma więc sód (Z = 11). Okresowość własności chemicznych pierwiastków wynika więc z konfiguracji elektronów na orbitach. Ponieważ orbita zawierająca dwa lub osiem elektronów jest „zapełniona”, to takie pierwiastki, jak hel (2 elektrony), neon (10 elektronów) czy argon (18 elektronów) tworzą gazy szlachetne, które nie reagują z innymi pierwiastkami. Atomy wykazują bowiem tendencję do tego, by mieć zapeł-

nione orbity, dlatego na przykład wodór, który ma tylko jeden elektron, występuje w postaci cząsteczkowej H_2.

Większość reakcji chemicznych można wyjaśnić mechanizmem wymiany elektronów między atomami różnych pierwiastków. Na przykład cząsteczka chlorku sodu NaCl powstaje w ten sposób, że atom sodu oddaje elektron walencyjny atomowi chloru i w ten sposób uzyskuje zamkniętą powłokę. Przez przyjęcie jednego elektronu zapełnia się także powłoka chloru. Atom sodu staje się dodatnio naładowanym *jonem*, natomiast atom chloru – jonem naładowanym ujemnie. Jony tworzą cząsteczkę dzięki przyciąganiu elektrycznemu (*wiązanie jonowe*). W przypadku *wiązania kowalencyjnego* (np. cząsteczka H_2) jeden elektron przynależy równocześnie do dwóch atomów (tworzy się tzw. *wspólna para elektronowa*). W *wiązaniu metalicznym* elektrony walencyjne tworzą tzw. gaz elektronowy i przynależą do wszystkich atomów sieci krystalicznej danego metalu.

Arnold Sommerfeld (1868-1951) zmodyfikował model Bohra, zakładając eliptyczny kształt orbit (jądro znajduje się w jednym z ognisk elipsy) i uwzględniając relatywistyczny wzrost masy elektronu podczas jego ruchu po orbicie (zgodnie ze szczególną teorią względności masa cząstki zależy o jej prędkości: $m = m_0 / \sqrt{1 - v^2 / c^2}$, gdzie m_0 jest masą spoczynkową). Teoria ta wymagała *azymutalnej liczby kwantowej l*, określającej orbitalny moment pędu.

W 1924 r. Louis Victor de Broglie (1892–1987) sformułował hipotezę *fal materii*, według której podobnie jak fale elektromagnetyczne mają aspekt korpuskularny w postaci fotonów, tak z każdą cząstką materii o pędzie $p = mv$ związana jest fala o długości $\lambda = h/p$. W 1927 r. Clinton Joseph Davisson (1881–1958) i Lester Germer (1896–1971) przeprowadzili eksperymenty, w których zaobserwowano dyfrakcję wiązki elektronów, potwierdzając hipotezę de Broglie'a.

Specyficzną cechą obiektów mikroświata jest *dualizm korpuskularno-falowy*. Polega on na tym, że fale elektromagnetyczne w pewnych zjawiskach (np. zjawisko fotoelektryczne, efekt Comptona) przejawiają własności typowe dla cząstek, natomiast cząstki materii przejawiają własności falowe, czyli ulegają dyfrakcji i interferencji – zjawiskom właściwym dla fal. To niezwykłe zachowanie mikroobiektów zostało potwierdzone nie tylko dla cząstek elementarnych, ale także dla atomów a nawet dla fulerenów – dużych cząsteczek składających się z 60 lub 70 atomów węgla (1990 r.). Aspekt korpuskularny polega na tym, że cząstki materii ma-

ją ładunek i masę skupioną w bardzo niewielkim (praktycznie punktowym) obszarze przestrzeni i rejestrowane są zawsze jako niepodzielne jednostki. Również oddziaływanie promieniowania z materią polega na oddziaływaniu pojedynczego fotonu z pojedynczym elektronem (lub inną cząstką mającą ładunek elektryczny). Jednak ani cząstki materii ani fotony nie mogą być traktowane jako klasyczne korpuskuły, ponieważ nie poruszają się po ściśle określonych trajektoriach. Jeżeli na przykład przepuścimy strumień elektronów (lub fotonów) przez przesłonę z dwiema szczelinami i będziemy na ekranie rejestrować miejsca trafień tych cząstek (*eksperyment z dwiema szczelinami*), to okazuje się, że za każdym razem elektron (lub foton) trafia w ściśle określony punkt ekranu (a więc zachowuje się jak cząstka), lecz rozkład prawdopodobieństwa znalezienia elektronu lub fotonu na ekranie jest taki, jak dla fal (otrzymujemy charakterystyczne prążki interferencyjne). Oznacza to, że chociaż elektrony lub fotony rejestrowane są zawsze jako niepodzielne obiekty, to jednak gdy pojedynczy elektron albo foton ma do wyboru dwie drogi (odpowiadające tu przejściu przez szczelinę 1 i przez szczelinę 2) nie jest tak, że porusza się on albo jedną drogą albo drugą (jak klasyczna korpuskuła), ponieważ wówczas nie zachodziłaby interferencja, która jest obserwowana.

W 1927 r. Werner Heisenberg (1901-1976) odkrył, że w mikroświecie istnieją pewne pary wielkości fizycznych (zwane sprzężonymi), których z przyczyn zasadniczych nie można jednocześnie zmierzyć z dowolną dokładnością. Dla pędu i położenia *zasada nieoznaczoności Heisenberga* sprowadza się do twierdzenia, że iloczyn nieoznaczoności składowej pędu cząstki elementarnej i odpowiadającej jej składowej położenia jest nie mniejszy niż wielkość rzędu stałej Plancka:

$$\Delta p \cdot \Delta q \geq \frac{\hbar}{2},$$

gdzie Δq jest nieoznaczonością składowej położenia cząstki elementarnej, Δp – nieoznaczonością odpowiadającej jej składowej pędu (nieoznaczoność Δq i Δp zdefiniowana jest jako pierwiastek ze średniego kwadratu odchylenia od wartości średniej, gdzie wartość średnia rozumiana jest jako wartość oczekiwana operatora reprezentującego daną wielkość fizyczną). Z zasady nieoznaczoności (przy standardowej interpretacji mechaniki kwantowej) wynika, że elektronowi nie przysługują jednocześnie ściśle określony pęd i położenie. Oznacza to, że z modelu atomu należy odrzucić pojęcie orbity elektronu.

W mechanice kwantowej opis atomu (a także cząsteczki czy kryształu) polega na rozwiązaniu *równania Schrödingera* (sformułowanego w 1926 r. przez jednego z twórców mechaniki kwantowej, Erwina Schrödingera [1907-1961]). W najprostszym przypadku dla atomu wodoru stacjonarne (czyli takie w którym energia nie zależy od czasu) równanie Schrödingera ma następującą postać:

$$\hat{H}\,\Psi = E\Psi$$

gdzie $\hat{H} = -\frac{\hbar^2}{2m}\nabla^2 + V -$ hamiltonian układu (operator odpowiadający całkowitej energii cząstki), $\nabla^2 = \frac{\partial^2}{\partial x^2} + \frac{\partial^2}{\partial y^2} + \frac{\partial^2}{\partial z^2} -$ operator różniczkowy Laplace'a (laplasjan), $\hbar = h/2\pi$ – zredukowana stała Plancka, m – masa elektronu, $V = e^2/(4\pi\varepsilon_0 r) -$ potencjał pola sił kulombowskich działających między dodatnio naładowanym jądrem a ujemnie naładowanym elektronem, ε_0 – przenikalność dielektryczna próżni, r – odległość elektronu od jądra, E – energia elektronu, $i = \sqrt{-1}$.

Rozwiązanie tego równania, zwanego *równaniem własnym*, umożliwia wyznaczenie funkcji falowych i odpowiadających tym funkcjom wartości energii stanów stacjonarnych. W sposób ścisły (analityczny) równanie Schrödingera można rozwiązać jedynie dla atomów jednoelektronowych, w pozostałych przypadkach używa się przybliżonych rozwiązań numerycznych). *Funkcja falowa* Ψ, będąca rozwiązaniem równania Schrödingera pozwala na obliczenie *prawdopodobieństwa znalezienia elektronu w danym obszarze wokół jądra*. Zgodnie z interpretacją fizycznego znaczenia funkcji falowej sformułowaną w 1926 r. przez Maxa Borna (1882-1960) prawdopodobieństwo to jest proporcjonalne do kwadratu amplitudy funkcji falowej $|\Psi|^2$. Przestrzenną reprezentację funkcji falowej elektronu w atomie nazywamy *orbitalem*. Zastępuje on w kwantowomechanicznym modelu atomu pojęcie orbity, ponieważ z powodu kwantowej nieoznaczoności i dualizmu korpuskularno-falowego elektron nie istnieje w jakimś określonym miejscu, lecz (z różnym prawdopodobieństwem) znajduje się w obszarze całego orbitalu. Na przykład w atomie wodoru elektron może znajdować się zarówno bardzo blisko jądra, jak i w dużej odległości od niego, ale największe prawdopodobieństwo znalezienia elektronu przypada na powłokę sferyczną o środku w jądrze i promieniu odpowiadającym pierwszej orbicie stacjonarnej w modelu Bohra. Jest to

tzw. orbital *s*, odpowiadający stanowi elektronu o najniższej energii. Znajomość orbitali pozwala wyliczyć większość fizycznych i chemicznych własności atomów oraz cząsteczek.

W 1925 r. Georg E. Uhlenbeck (1900–1988) i Samuel A. Goudsmit (1902–1978) odkryli wewnętrzny moment pędu cząstek elementarnych – *spin* (*s*). Jest to własność pod pewnymi względami przypominająca klasyczny moment pędu, ale jednocześnie typowo kwantowa – jej wartość zawsze stanowi wielokrotność podstawowej jednostki spinu wynoszącej ½ $\hbar$. Cząstki, które mają *spin całkowity* (s = 1, 2,… w jednostkach $\hbar$) nazywa się *bozonami*. Należą do nich foton i inne cząstki przenoszące oddziaływania. Cząstki posiadające *spin połówkowy* (s = 1/2, 3/2,… w jednostkach $\hbar$) to *fermiony* – cząstki materii, takie jak elektrony, protony i neutrony. Fermiony podlegają *zasadzie wykluczania* (*zakazowi*) *Pauliego* (sformułowanej w 1925 r. przez Wolfganga Pauliego [1900–1958]): żadne dwa fermiony nie mogą znajdować się w tym samym stanie kwantowym. Zasada ta ma istotne znaczenie dla zrozumienia budowy atomów: jeżeli na przykład w atomie helu dwa elektrony znajdują się na jednym orbitalu, to muszą mieć przeciwnie skierowane spiny.

Specyficzny charakter cząstek kwantowych polega na tym, że *cząstki identyczne* (czyli nieróżniące się żadnymi wewnętrznymi cechami, takie jak np. elektrony) są *nierozróżnialne*. Jeżeli na jednym orbitalu znajdują się dwa elektrony, to wiadomo, że muszą mieć przeciwnie skierowane spiny. Nie istnieje jednak eksperymentalna metoda pozwalająca na stwierdzenie, który elektron na skierowany spin w danym kierunku, a który w przeciwnym.

Stan elektronu w atomie charakteryzują cztery liczby kwantowe: główna liczba kwantowa n, która określa energię elektronu i numer *powłoki elektronowej*, orbitalna liczba kwantowa l, określająca orbitalny moment pędu elektronu (dla danej powłoki n wyróżnia się *podpowłoki*, odpowiadające różnym wartościom l), magnetyczna liczba kwantowa m_l, określająca rzut momentu orbitalnego elektronu na dowolny kierunek (zwany zwyczajowo z), i spinowa liczba kwantowa m_s, określająca orientację spinu (fizycy używają umownych terminów „spin w górę” i „spin w dół”). Liczby kwantowe mogą przyjmować następujące wartości: n = 1, 2,…, l = 0, 1, 2,…, n – 1, m_l = 0, ± 1, ± 2,…, ± l i m_s = ± 1/2. W stanie określonym przez główną liczbę kwantową s może znaleźć się co najwyżej n^2 elektronów, dla określonych n i l maksymalna liczba elektronów wynosi $2(2l + 1)$, natomiast w stanie określonym przez trzy liczby kwan-

towe *n*, *l* i *m* mogą znajdować się co najwyżej 2 elektrony różniące się orientacją spinów. Dla atomu w stanie podstawowym konfigurację elektronów opisuje się podając numer powłoki, symbol orbitala i liczbę elektronów na danym orbitalu. Na przykład dla tlenu (O) konfiguracja elektronów może być przedstawiona następująco: $1s^2 2s^2 2p^4$ (dwa elektrony na powłoce 1 na orbitalu *s*, dwa elektrony na powłoce 2 na orbitalu *s* i cztery elektrony na powłoce 2 na orbitalu *p*).

Dalsze badania doprowadziły do odkrycia składników jąder atomowych: są nimi posiadające elementarny ładunek dodatni *protony* (Rutherford i James Chadwick [1891–1974]) i elektrycznie obojętne *neutrony* (Chadwick, 1932 r.). Wprowadzono pojęcia *liczby atomowej* (*porządkowej*) *Z*, będącej liczbą protonów w jądrze atomu danego pierwiastka, równą liczbie związanych z nim elektronów i określającą własności chemiczne danego pierwiastka oraz *liczby masowej A* – sumę liczb protonów i neutronów w jądrze. Każdy atom danego pierwiastka chemicznego przedstawiamy w postaci symbolu ${}^{A}_{Z}X$, gdzie *X* jest symbolem chemicznym pierwiastka.

W 1928 r. Paul A. M. Dirac (1902-1984) sformułował relatywistyczne równanie dla elektronu (odpowiednik równania Schrödingera, uwzględniający szczególną teorię względności Einsteina). Z równania Diraca wynikało, że powinna istnieć cząstka o takiej samej masie jak masa elektronu, ale o dodatnim ładunku elementarnym. Okazało się, było to teoretyczne odkrycie *pozytonu* – pierwszej cząstki *antymaterii*. Eksperymentalnie pozyton został odkryty w 1932 r. przez Carla Davida Andersona (1905–1991) i Patricka Blacketta (1897–1974). Obecnie przyjmuje się, że do każdej cząstki zwykłej materii istnieje *antycząstka*. Cząstka *antymaterii* ma wszystkie własności takie same jak dana cząstka, ale przeciwny znak ładunku elektrycznego. W rezultacie zderzenia cząstki i antycząstki następuje *anihilacja* – cząstki te przestają istnieć, przekształcając się w promieniowanie elektromagnetyczne (zgodnie ze wzorem Einsteina $E = mc^2$ ich masa całkowicie przekształca się w energię promieniowania).

W 1939 r. Otto Hahn (1901-1945) i Lese Maitner (1879-1968) w rezultacie bombardowania uranu powolnymi neutronami dokonali pierwszego rozszczepienia jądra atomowego. Rozpadające się jądro uranu emituje neutrony, które mogą powodować dalsze rozszczepienia, wywołując reakcję łańcuchową, w której wyzwala się olbrzymia energia. (Masa jądra atomowego jest mniejsza niż suma mas tworzących je protonów i neutronów – efekt ten nosi nazwę *defektu masy*. Zgodnie z einsteinowską równoważnością masy i energii część masy nukleonów przekształca się w

energię wiązania, która wyzwala się w procesie rozszczepienia). Pierwszym zastosowaniem energii atomowej były bomby zrzucone na Hiroszimę i Nagasaki (1945), obecnie wykorzystywana jest dla celów pokojowych w energetyce jądrowej. Drugim typem reakcji jądrowej jest fuzja lżejszych pierwiastków w cięższe. Najlepiej znanym przykładem jest fuzja wodoru w hel, zachodząca w gwiazdach.

W 1964 r. Murray Gell-Man (ur. 1929) (i niezależnie od niego George Zweig, ur. 1937) wprowadził hipotezę, że protony i neutrony (oraz wszystkie cząstki uczestniczące w silnych oddziaływaniach jądrowych, czyli *hadrony*) zbudowane są z jeszcze bardziej elementarnych składników – *kwarków*. Współcześnie przyjmuje się istnienie sześciu rodzajów kwarków, różniących się cechą określaną umownie jako *zapach* (*flavor*): *górny – u* (*up*), *dolny – d* (*down*), *dziwny – s* (*strange*), *powabny – c* (*charm*), *denny – b* (*bottom*) i *szczytowy – t* (*top*). Wszystkie kwarki są fermionami, a ich ładunki elektryczne przyjmują ułamkowe wartości ładunku elementarnego ($Q_u = +2/3e$, $Q_d = -1/3e$, $Q_s = +2/3e$, $Q_c = -1/3e$, $Q_t = +2/3e$, $Q_b = -1/3e$). Kwarki posiadają również cechę, zwaną metaforycznie *kolorem*. *Ładunek kolorowy* przypomina pod pewnymi względami ładunek elektryczny, ale występuje w trzech odmianach, określany jako *czerwony* (*r*), *zielony* (*g*) i *niebieski* (*b*). Teorią opisującą oddziaływania kwarków jest *chromodynamika kwantowa* (*QCD*). Podobnie jak w elektrodynamice kwantowej (*QED*) oddziaływanie między cząstkami naładowanymi elektrycznie opisuje się nie w kategoriach siły, ale jako wymianę kwantów pola elektromagnetycznego – fotonów, tak *oddziaływanie kolorowe* rozumiane jest jako wymiana cząstek, zwanych *gluonami* (ang. *glue* – klej, teoria przewiduje 8 rodzajów gluonów). Trzy różne ładunki kolorowe przyciągają się – dwa kwarki *u* i jeden kwark *d* (każdy w innym kolorze) tworzą proton, dwa kwarki *d* i jeden kwark *u* tworzą neutron. Aparat matematyczny *QCD* pozwala jedynie na konstrukcję „białych" hadronów, co znaczy, że hadrony są złożone z trzech kwarków, każdy w różnym kolorze, albo z pary kwark-antykwark. Specyficzny charakter oddziaływań kolorowych polega na tym, że kwarki wewnątrz hadronu poruszają się niemal jak cząstki swobodne (*asymptotyczna swoboda kwarków*), natomiast siły przyciągania między kwarkami gwałtownie rosną z odległością tak, że kwarki nie występują jako cząstki swobodne (*uwięzienie kwarków*).

Być może wszystkie cząstki, uznawane dziś za *cząstki fundamentalne*, składają się z jeszcze bardziej elementarnych składników – jednowymiarowych obiektów zwanych *strunami* (*teoria strun*).

Literatura

http://www.britannica.com/EBchecked/topic/41549/atom;
http://plato.stanford.edu/search/searcher.py?query=atomism
A. K. Wróblewski, *Historia fizyki od czasów najdawniejszych do współczesnych*, Wydawnictwo Naukowe PWN, Warszawa 2006; J. Gribbin, *Encyklopedia Fizyki kwantowej*, tłum. P. Lewiński, Amber 1998; A. Łukasik, *Atom. Od greckiej filozofii przyrody do nauki współczesnej*, Wydawnictwo UMCS, Lublin 2000; A. Łukasik, *Filozofia atomizmu. Atomistyczny model świata w filozofii przyrody, fizyce klasycznej i współczesnej a problem elementarności*, Wydawnictwo UMCS, Lublin 2006; A. Łukasik, *Ewolucja pojęcia atomu*, „Otwarte Referarium Filozoficzne" 2009, nr 2, s. 15-36: http://minds.pl/orf/ORF-02-015-2009.pdf; A. Łukasik, *Atomizm dawniej i dziś. O niewspółmierności ontologicznej klasycznego i kwantowomechanicznego pojęcia elementarnych składników materii*, „Studia Philosophiae Christianae" 2009, nr 1, s. 133-162; Weisberg, Michael, Needham, Paul and Hendry, Robin, "Philosophy of Chemistry", *The Stanford Encyclopedia of Philosophy* (Summer 2011 Edition), Edward N. Zalta (ed.), forthcoming URL = <http://plato.stanford.edu/archives/sum2011/entries/chemistry/>;
Chalmers, Alan, "Atomism from the 17th to the 20th Century", *The Stanford Encyclopedia of Philosophy (Winter 2010 Edition)*, Edward N. Zalta (ed.),
URL=<http://plato.stanford.edu/archives/win2010/entries/atomism-modern/>, D. Halliday, R. Resnick, J. Walker, Podstawy fizyki, t. 5., Wydawnictwo Naukowe PWN, Warszawa 2009.