

## АТОМ

В превод от гръцки думата „атом“ означава неделим“. В продължение на много столетия атомът е считан за граница на делимост на материята. През XIX в. учените успяват да определят относителните атомни маси на химичните елементи, при все че никой от тях не е знаел как е устроен атомът.

С развитието на естествените науки се променя и съдържанието на понятието „атом“. Представата за неговата неделимост е опровергана веднъж завинаги. Той може „да се разглоби“ на „съставните части“ — ядро и електронна обвивка. Постепенно чрез откъсване на електроните един по един може да се получат йони с все по-голям заряд. С помощта на ядрени реакции атомът на един елемент може да се превърне в атом на друг елемент или в атоми на други елементи. Атомът се оказва променлив и делим, но самото понятие се запазва и очевидно ще се запази в науката. Според съвременните представи атомът е най-малката частица на химичния елемент.

На фона на много други материални образувания атомът представлява структура, която в много отношения е уникална. Той е построен от три вида елементарни частици — протони, неутрони и електрони. Като цяло тази система е много устойчива. Протонът и неутронът влизат в състава на атомното ядро, електроните образуват електронната обвивка. Силите, които управляват поведението на ядрото и електроните, са принципно различни. В ядрото действат т.нар. ядрени сили, които се проявяват едва на много малки разстояния от порядъка на  $10^{-12}$  cm. Благодарение на ядрените сили съвкупността от положителните протони и от електронеутралните неутрони образува в ядрото здрава система. Взаимодействието на отрицателните електрони с ядрото и един с друг се подчинява на кулоновите сили на привличане и отблъскване. Броят на протоните в ядрото е равен на броя на електроните в обвивката, поради което атомът е електронеутрален.

Линейните размери на атома средно достигат  $10^{-8}$  cm, а на ядрото  $10^{-12}$  cm. Средният обем на ядрото е  $10^{-36}$

cm

3

, незначителен в сравнение с обема на атома ( $10^{-24}$

-24

см  
3

) По такъв начин атомът представлява доста „прозрачна“ структура.

Днес е създадена строга физична теория за строежа на атомите; учените се научиха да провеждат експерименти с единични атоми на химични елементи. С помощта на специални електронни микроскопи ус-пешно бяха „разгледани“ и дори фотографирани отделни атоми. А между впрочем преди по-малко от сто години атомът бе пълна загадка, а строежът му — само плод на умо-зрителни заключения.

Едва когато бе открит електронът (1897), възникнаха предположения, че именно от електрони се състоят всички атоми. Появиха се няколко модела на „електронния“ строеж на атомите. Но те не даваха отговор на кардиналния въпрос: кой е носителят на положителното електричество в атома. Нали атомът като цяло е електронеутрален.

Снимка на уранови атоми (светлите петна) върху фина подложка от въглерод (при увеличение 7,5 млн. пъти). Микроснимката е получена с помощта на микроскоп с атомна разделителна способност.

Съвременният модел за строежа на атома е предложен през 1911 г. от Ъ. Ръдърфорд. Той получава названието ядрен или планетарен. Според Ръдърфорд в центъра на атома се намира положително зареденото ядро. В него е съсредоточена почти цялата маса на атома. Около ядрото подобно на планети-те около Слънцето обикалят електроните. Учените не успяха веднага да направят определен извод за това, как е построено ядрото. Отначало предполагаха, че то се състои от протони и електрони. Едва след откриването на неутрона (1932) съветският учен Д. Д. Иваненко издигна идеята за протоннеутронния строеж на ядрото.

Науката веднага „се въоръжи“ с модела на Ръдърфорд. Но той има недостатък, който е толкова съществен, че поставя под съмнение неговата правдивост. При въртенето си около ядрото електроните постоянно губят енергия и в крайна сметка трябва да паднат върху ядрото. Така твърдят законите на класическата механика и никой не се опитва да ги оспори. По такъв начин всеки атом рано или късно е обречен на унищожение. Но това противоречи на представата за атомите като за устойчиви материални постройки.

Решение на тази загадка намира известния датски физик Н. Бор. Той предполага, че електроните се движат в атомите не по какви да е орбити, а само по определени, квантувани. При движението си по тях електроните не губят енергия. Едва при прескачането на електрона» от една орбита на друга се променя енергетичното му състояние. При това се излъчва или поглъща квант светлина — фотон. По такъв начин Бор успешно прилага квантовата теория на немския физик М. Планк за атомния модел на Ръдърфорд, поради което правилно е този модел да се нарича модел на Ръдърфорд — Бор.

Въз основа на своята теория Бор построява атомни модели на всички елементи и свързва свойствата на елементите със строежа на техните атоми. В резултат на това е намечена физичната същност на периодичното изменение на свойствата на химичните елементи и е разработена теорията на периодичната система.

Електроните, които се движат около атома, се групират в слоеве. Всеки слой има свой капацитет (вместимост), тъй като може да съдържа строго определен брой електрони: първият, най-близък до ядрото *K*-слой — 2 електрона; вторият (*L*) — 8 електрона; третият (*M*) — 18 електрона; четвъртият (*N*) — 32 електрона и т.н. Лесно е да се пресметне, че броят на електроните в слоевете е равен на  $2n^2$ , където *n* е номерът на слоя.

На свой ред електроните от всеки слой се групират в под слоеве (поднива), като при това броят на възможните поднива е равен на номера на слоя. Поднивата е прието да се означават с латинските букви *s*, *p*, *d*, *f*, *g* и др. Разбира се, броят на електроните в поднивата е ограничен: той е равен съответно на 2,6,10,14,18.

По такъв начин всеки електрон в атома може да бъде охарактеризиран с принадлежността си към един или друг слой или подниво. Тази принадлежност се определя от две величини, които се наричат главно (*n*) и орбитално (*l*) квантово число. Първото може да приема стойностите 1, 2, 3, 4, 5, 6, 7 (т.е. съвпада с номера на слоя), второто — стойностите 0, 1, 2, 3. . . , като

*l* е винаги по-малко от *n*. Между *n* и *l*

съществува простата зависимост: при  $n = 1$

$l$

може да бъде равно само на 0; при  $n = 2$

$l$

= 0 и 1; при  $n = 3$

$l$

= 0, 1 и 2; при  $n = 4$

$l$

= 0, 1, 2 и 3 и т.н. Броят на електроните поднивата се определя по простата формула  $2(2$

$l$

+ 1). Следователно двете квантови числа ( $n$  и

$l$

) характеризират положението на даден електрон в електронната конфигурация на атома. Например, ако  $n = 3$ ,

$l$

= 2, електронът принадлежи на

*M*

-слоя и влиза състава на неговото

*d*

-подниво; такъв електрон се означава със символа 3

*d*

.

Съотношенията между слоевете и поднивата може да се илюстрира със следната проста схема:

Слоеве: Поднива:

$K(n=1)$              $1s(l=0)$

$L(n=2)$              $2s(l=0) 2p(l=1)$

$M(n=3)$     $3s(l=0) 3p(l=1) 3d(l=2)$

$N(n=4)$                      $4s(l=0)$   $4p(l=1)$   $4d(l=2)$

$4f(l=3)$

и т.н.

Но се оказва, че само две квантови числа  $n$  и  $l$  — не са достатъчни за пълна характеристика на състоянието на електрона в атома. Въвеждат се още две квантови числа. Едното от тях се нарича магнитно ( $m$

$l$

).

Свързано е с орбиталния магнитен момент, който възниква в резултат от движението на електрона около ядрото. При дадено

$l$

то може да приема  $(2$

$l$

$+ 1)$  стойности — от —

$l$

до  $+$

$l$

. 1апример за

$l$

$= 2$  наборът от стойности на  $m$

$l$

е следният:  $-2, -1, 0, +1, +2$ . Друго ново квантово число е спиновото (от англ. spin — “въртене”). То характеризира собствения магнитен момент на електрона, който има чисто квантов характер и няма аналог в класическата механика. Спиновото квантово число може да приема само стойностите  $+1/2$  и  $-1/2$ . Другите квантови числа (главно, орбитално, магнитно) определят спецификата на движението на електрона около ядрото.

През 1925 г. швейцарският физик В. Паули формулира правило, което се нарича принцип на Паули: в един атом не може да има два електрона с еднакви стойности на четирите квантови числа. Именно този принцип позволи да се обясни капацитетът на електронните слоеве и поднива: броят на електроните в поднивата е  $N_l = 2(2l + 1)$ , а

броят на електроните в един слой е

По какъв ред става запълването на електронните слоеве и поднива на атомите? Изглежда, най-прост и логичен е следният вариант: с увеличаване заряда на ядро-то  $Z$  последователно се попълват всички електронни слоеве, като се върви според увеличаването на стойностите на главните квантови числа.

С други думи, записаната на „електронен“ език схема на попълването би трябвало да изглежда така:

Защо природата е отдала предпочитание на реалната схема пред идеалната? Еднозначно строго обосновано обяснение засега няма. Наистина повече или по-малко задоволителен отговор е намерен, когато към обяснението на модела на атома се прилагат представите на квантовата механика.

В основата на квантовата механика е идеята, че електронът наред с материални свойства има и вълнови, т.е. той е едновременно и частица, и вълна. Поради това поведението му в атома може да бъде описано с помощта на вълновото уравнение, което е изведено през 1926 г. от австрийския физик Е. Шрьодингер. Математиците го наричат диференциално уравнение от втори порядък в частни производни:

Почти всички величини, влизащи в уравнението, са ви познати. Така например  $m$  е масата на електрона,  $e$  - неговият заряд,  $r$  - разстоянието от ядрото,  $E$  — пълната енергия на електрона, равна на сумата от кинетичната и потенциалната енергия. Накрая  $Z e$  зарядът на ядрото на атома (за водорода е равен на 1). Няма нужда да се обяснява какво е  $\psi$ . Буквите

$x$   
,  
 $y$   
 $z$   
означават координатите на електрона. В уравнението влиза също така и величината  $h$  — константата на Планк.

Що се отнася до величината  $\psi$ , тя представлява т.нар. вълнова функция. Тя не се измерва нито в градове, нито в сантиметри, нито в секунди. Тя е величина, която характеризира вероятността даден електрон да се намира в определен участък от пространството около ядрото. Ако  $\psi = 1$ , електронът се намира на някакво определено място; ако  $\psi = 0$ , следва, че в това място няма електрон. Представата за вероятност за намиране на електрона в даден участък на около ядреното пространство е главното в квантово механичния модел на атома.

Ето защо в такъв модел няма определени електронни орбити, които са така ясно очертани от Бор в неговия модел на атома. Орбитите се заменят с вероятностни представи, които графично се изразяват чрез т.нар. електронни облаци. На по-голяма плътност на облака съответства по-голяма вероятност за намиране на електрона.

Макар квантовомеханичният модел на атома да е сложен, той е основата на съвременните теории на химичната връзка и е тяхна точна физична основа. От друга страна, решението на уравнението на Шрьодингер позволява да се изведе последователността във формиране на електронните конфигурации на атомите с нарастване на  $Z$ . Оказва се, че вълновата функция е свързана с три величини, които могат да приемат само стойности на цели числа. Тези величини са именно главното, орбиталното и магнитното квантово число.

Но всичко това означава, че решението на уравнението на Шрьодингер в крайна сметка позволява теоретично да се изведе реалната схема за формиране на електронните конфигурации на атомите с нарастването на  $Z$ . Разбира се, това съвсем не е така просто. Уравнението на Шрьодингер има точно решение само за атома на водорода — най-простия от атомите. Дори за хелия то вече не може да се реши точно: тук се прибавя и силата на взаимодействието между електроните. А да се отчете това е извънредно сложно в математическо отношение. На помощ идват бързо действащите електронноизчислителни машини, които извършват стотици хиляди операции в секунда. И то при условие, че програмата за изчисления се разработва с опростявания и с приближения.

Предимството на квантовомеханичния модел на атома пред модела на Бор е в това, че той се основава на точни физични закономерности. Но и моделът на Бор не е загубил своето значение, тъй като и досега служи за обясняване основните закономерности на периодичното изменение в свойствата на химичните елементи.

