

Электрон в атоме

Хотя структурными формулами в том виде, как их изображал А. М. Бутлеров, мы пользуемся до сих пор, представления о том, что же такое химическая связь, почему атомы держатся друг за друга, у ученых XIX века еще не было. До 1897 года, когда опыты по изучению электрического поля привели к открытию электрона, считалось, что атом неделим. Первооткрывателем электрона – отрицательно заряженной частицы, входящей в состав атома, – считается английский физик Джозеф Томсон. Этот ученый предложил первую модель строения атома, похожую на булку с изюмом: маленькие электроны расположены внутри большого, рыхлого ядра. Позднее был определен заряд электрона. Он равен $-1,602 \cdot 10^{-19}$ Кл.

Но уже через несколько лет Эрнест Резерфорд экспериментально доказал, что эта модель неверна.

Резерфорд проводил опыты по исследованию проникающего излучения, которое постоянно испускают кристаллы некоторых веществ. Мария Склодовская-Кюри назвала это явление **радиоактивностью** и доказала, что это свойство не вещества, а элемента. Так, радиоактивность атома урана не зависит от того, в составе какого химического соединения он находится. Радиоактивное излучение имеет сложную природу. По тому, как лучи отклонялись в магнитном поле, их назвали альфа- (положительный заряд), бета- (отрицательный заряд, позднее было доказано, что это – поток электронов) и гамма- (незаряженное) излучения. Резерфорд пропускал поток альфа-частиц через очень тонкую (400 нм, 1000 слоев атомов) золотую фольгу. Если бы была справедлива модель Томсона, поток бы проходил через золотую пленку, почти не меняя направления. Однако некоторые частицы (примерно одна из 8 000) отклонялись на большие углы или даже поворачивали обратно, как бы наталкиваясь на препятствия. Резерфорд говорил, что «это почти так же невероятно, как если бы вы выстрелили 15-дюймовым снарядом в листок бумаги, а снаряд вернулся и попал в вас».

Чтобы объяснить свой опыт, Резерфорд предложил модель атома, похожую на Солнечную систему: вокруг маленького тяжелого положительно заряженного ядра летают легкие отрицательно заряженные электроны. Диаметр ядра составляет всего 10^{-10} диаметра атома. Если представить себе, что линейные размеры участка фольги увеличатся в миллиард раз, то толщина стопки атомов будет 60 см, но при этом почти вся масса будет сосредоточена в ядрах атомов, сумма диаметров которых всего 0,025 мм. Масса электрона составляет всего

$\frac{1}{1837}$ от массы атома водорода.

Но оказалось, что модель Резерфорда не могла объяснить некоторых фактов. Так, известно, что вращающаяся заряженная частица должна испускать энергию и, в конце концов, упасть на ядро. Но атом частица стабильная и постоянно энергию не испускает.

Кроме того, модель атома Резерфорда не давала объяснения некоторым спектральным данным.

Известно, что солнечный свет, пропущенный через призму, превращается в радугу – набор плавно переходящих друг в друга цветов. Это явление впервые открыл И. Ньютон. Он назвал подобную радугу *spectrum* – видение (лат.). Подобную радугу можно получить с помощью призмы и от лампы накаливания.

Человеческий глаз воспринимает излучения разной частоты как разные цвета. Частота излучения прямо пропорциональна его энергии. Частота и, соответственно, энергия излучения увеличиваются при переходе от красного света к фиолетовому. Невидимое глазом излучение с частотой меньшей, чем красное, называют инфракрасным излучением, а излучение с частотой большей, чем фиолетовое, – ультрафиолетовым. Радуга – спектр, полученная от дневного света и от лампы накаливания, содержит и ультрафиолетовое и инфракрасное излучения.

Некоторые газы при пропускании через них электрического тока светятся яркими цветами – это явление сейчас используется для рекламных вывесок. Если излучение от газоразрядной лампы пропустить через призму, то спектр не будет непрерывным набором плавно переходящих друг друга цветов, как у дневного света. Он будет выглядеть как несколько разноцветных узких полосок. То есть, спектр газа, в отличие от спектра дневного света, содержит излучения не всевозможных, а строго определенных частот. Такой спектр назвали **линейчатым**. Атомы каждого элемента дают определенный спектр, присущий только данному элементу. На этом свойстве атомов основан метод анализа веществ – спектральный анализ. Модель атома Резерфорда не позволяла объяснить существование линейных спектров.

Чтобы преодолеть противоречия модели строения атома, Нильс Бор предположил, что законы микромира отличаются от законов макромира. Для описания поведения электрона в атоме Бор объединил ядерную модель атома с квантовой теорией света, разработанной Максом Планком. Планк доказал, что лучистая энергия поглощается и испускается телами не непрерывно, а дискретно, то есть отдельными порциями – квантами. Энергия каждой такой порции связана с частотой излучения соотношением, которое называется уравнением Планка: $E = hv$, где h – константа, которую называют постоянной Планка.

$$h = 6,626 \cdot 10^{-34} \text{ Дж}\cdot\text{с.}$$

Чтобы описать строение атома, Бор ввел постулаты – утверждения, которые принимают без доказательств, как аксиомы в геометрии. Согласно постулатам Бора для электрона в атоме разрешены лишь определенные энергетические состояния – орбиты. Двигаясь по стационарным орбитам, электрон не излучает энергии. Электрон может поглотить квант света и перейти при этом на более удаленную от ядра орбиту. Энергия атома при этом увеличится – он перейдет в так называемое **возбужденное состояние**. Переход электрона на более ближнюю орбиту сопровождается испусканием кванта (порции) излучения. Видно, что атом при этом может испускать излучение не любой частоты, а только такой, которая соответствует энергиям перехода электрона между орбитами.

Модель Бора не только объяснила природу атомных спектров, но также впервые позволила их рассчитывать. Вычисленная частота линий в простейших спектрах достаточно точно совпадала с экспериментальными данными. Однако теория Бора не объясняла полностью всех спектральных данных. Кроме того, необходимо было создать теорию, пригодную для непротиворечивого описания объектов как микро-, так и макромира.

Эта задача была решена в 20-х годах 20-го века после создания Вернером Гейзенбергом и Эрвином Шредингером новой области физики – квантовой механики. Квантовая механика исходит из предположения, что электрон, а также любой объект, обладающий очень маленькой массой и очень большой скоростью, одновременно является и волной и частицей. Шредингер вывел уравнение, объединившее свойства электрона как частицы и как волны. Решение уравнения Шредингера позволяет найти так называемую волновую функцию ψ . Через ψ –функцию описывается вероятность нахождения электрона в данной точке пространства и его энергия. Область пространства, где данный электрон может находиться с достаточно высокой вероятностью, называется орбиталью. Положение электрона точно определить невозможно, он как бы “размазан” по определенной области пространства, поэтому часто употребляют термин “электронное облако”.

Из решения уравнения Шредингера следует, что энергия электрона может принимать строго определенные значения. То есть, постулаты Бора вытекают из решения этого уравнения. Набор значений энергии определяется четырьмя целочисленными коэффициентами – так называемыми **квантовыми числами**. Важно понять, что квантовые числа невозможно описать никакими механическими и геометрическими аналогиями, поскольку квантовая механика не описывается законами классической физики.

Главное квантовое число n в основном определяет энергию электрона на данной орбитали. Оно определяет размеры электронного облака. Допустимые значения $n = 1, 2, 3, 4, 5, \dots$.

Побочное (или орбитальное) квантовое число l может принимать значения $l = 0, 1, 2, \dots, n-1$. Оно определяет форму электронного облака. Но что такое форма электронного облака? Ведь существует вероятность того, что электрон может оказаться в любой точке пространства. Но если провести поверхность так, чтобы внутри нее вероятность нахождения электрона была достаточно велика (скажем, 90%), то можно определить форму и размеры такой поверхности.

Если $l = 0$, орбиталь называется s -орбиталью, $l = 1$ – p -орбиталью, $l = 2$ – d -орбиталью, а $l = 3$ – f -орбиталью. Формы s - и p -орбиталей приведены на рис. 2.

Магнитное квантовое число m определяет ориентацию электронного облака в пространстве. Оно может принимать любые целочисленные значения в пределах $-l \dots +l$. То есть некоторому значению l соответствует $(2l + 1)$ возможных расположений электронного облака в пространстве. Так, для s -электронов ($l = 0$) возможно только одно значение m , при $l = 1$ (p -электроны) m принимает 3 возможных значения, при $l = 2$ – 5 значений и т. д.

Спиновое квантовое число s принимает значения $+\frac{1}{2}$ и $-\frac{1}{2}$.

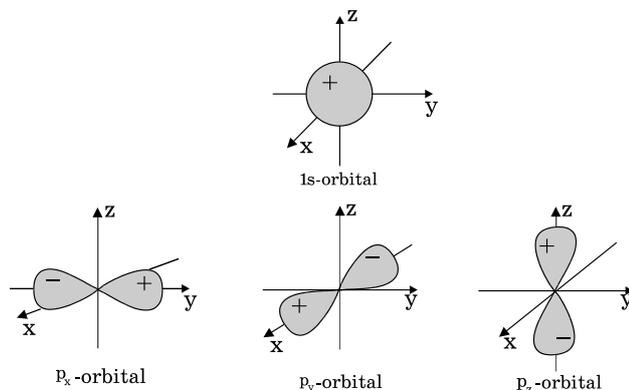


Рис. 2. Форма и пространственное расположение электронных облаков s - и p -электронов

Четыре квантовых числа полностью определяют положение электрона в атоме.

Строго говоря, описанный набор квантовых чисел описывает состояние электрона в атоме водорода. Точное решение уравнения Шредингера для многоэлектронных атомов получить достаточно сложно. Однако в большинстве случаев для описания состояния электронов в сложных атомах и молекулах применяют приближенное решение, согласно которому состояние каждого электрона в атоме определяется набором четырех квантовых чисел n, l, m, s . При заполнении электронных слоев выполняются следующие правила:

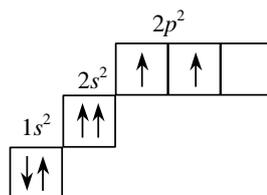
В атоме не может быть двух электронов, у которых все четыре квантовых числа одинаковы (принцип Паули).

Наиболее устойчивое состояние электрона в атоме соответствует минимальному значению его энергии. То есть, в невозбужденном состоянии электроны атома будут занимать орбитали, соответствующие как можно меньшим значениям энергии.

В пределах одного подуровня наиболее выгодно распределение электронов, соответствующее максимальному значению спина (правило Хунда).

Пользуясь этими правилами можно описать состояние электронов в атомах различных элементов. Например, атом углерода содержит 6 электронов. Минимальной энергии соответствуют значения $n = 1, l = 0$ и $m = 0$. На этом уровне могут располагаться два электрона ($1s$ -электроны). На первом уровне больше электронов быть не может, поэтому следующие электроны заполняют уровень $n = 2$. Число l при этом может принимать значения $l = 0$ ($m = 0$) – это $2s$ -орбиталь, на которой располагаются еще 2 электрона, и $l = 1$ ($m = -1, 0, +1$) – это три $2p$ -орбитали. Два электрона атома углерода расположатся на разных p -орбиталях, так, чтобы

суммарное значение спинового числа было максимально. Схематически это обозначается так:



Орбитали условно обозначаются клеточками, электроны – стрелками, расположенными в них. На одной орбитали может располагаться не больше двух электронов. Разные значения спинов обозначают стрелками, направленными в разные стороны.

Анализируя электронное строение элемента можно предсказать многие его свойства.