Выход из крайне затруднительного положения в теории атома был найден в 1913 г. датским физиком Нильсом Бором на пути дальнейшего развития квантовых представлений о процессах в природе.

Эйнштейн оценивал проделанную Бором работу «как высшую музыкальность в области мысли», всегда его поражавшую. Основываясь на разрозненных опытных фактах, Бор благодаря гениальной интуиции правильно предугадал путь развития теории атома.

Постулаты Бора. Последовательной теории атома Бор, однако, не разработал. Он в виде постулатов сформулировал основные положения новой теории. Причём и законы классической физики не отвергались им безоговорочно. Новые постулаты скорее налагали лишь некоторые ограничения на рассматриваемые классической физикой движения.

Успех теории Бора был тем не менее поразительным, и всем учёным стало ясно, что Бор нашёл правильный путь развития теории. Этот путь привёл впоследствии к созданию стройной теории движения микрочастиц — квантовой механики.

В атоме существуют орбиты, называемые стационарными, двигаясь по которым электрон не излучает энергию.

Излучение и поглощение энергии атомом происходит при переходе электрона с одной стационарной орбиты на другую. Энергия излучённого или поглощённого фотона равна разности энергий стационарных состояний: где — номера стационарных электронных орбит, а Ет и Еп энергии электрона на этих орбитах.

Если электрон переходит с более удалённой от ядра орбиты на более близкую к ядру, то при этом происходит излучение фотона, обратный переход может произойти при поглощении фотона.

Отсюда частоту излучения или поглощения можно выразить так:

Согласно теории Бора энергия электрона в атоме водорода, находящегося на п-й электронной орбите, равна.

Если электрон обращается вокруг ядра по п-й стационарной орбите, то атом находится в стационарном состоянии, которому соответствует энергия, определяемая по формуле (11.4). Переход электрона с одной стационарной

орбиты на другую согласно теории Бора — это переход атома из одного стационарного (разрешённого) состояния в другое, при этом происходит излучение или поглощение энергии.

При поглощении света атом переходит из стационарного состояния с меньшей энергией в стационарное состояние с большей энергией.

Первый постулат противоречит нашим представлениям о движении в классической механике, так как мы знаем, что скорость тел изменяется постепенно и может принимать любые значения. Бор вводит понятие квантования скоростей и орбит электрона. Это понятие явилось абсолютно новым в физике.

Скорости и радиусы орбит могут изменяться не непрерывно, а имеют только определённый дискретный набор значений.

Второй постулат, так же как и первый, противоречит классической физике, и в частности электродинамике Максвелла, так как согласно этому постулату частота излучения света свидетельствует не об особенностях движения электрона (в частности, его ускорения), а лишь об изменении энергии (состояния) атома.

Энергия электрона в атоме, как мы видим из формулы (11.4), так же как скорость и радиус орбиты электрона, принимает дискретный набор значений, т. е. квантуется.

Свои постулаты Бор применил для построения теории простейшей атомной системы — атома водорода Основная задача состояла в нахождении частот электромагнитных волн, излучаемых водородом. Эти частоты можно найти на основе второго постулата и правила определения стационарных значений энергии атома. Это правило (так называемое правило квантования) Бору опять-таки пришлось постулировать.

Модель атома водорода по Бору. Используя законы механики Ньютона и правило квантования, на основе которого определяются возможные стационарные состояния атома, Бор смог вычислить радиусы орбит электрона и энергии стационарных состояний атома. Минимальный радиус орбиты определяет размеры атома. Считается, что атом находится в основном (невозбуждённом) состоянии, если электрон находится на самой близкой к ядру орбите (п = 1), при этом его энергия, как мы видим из формулы (11.4), минимальна и соответствует низшему энергетическому уровню для водорода. На рисунке 11.5 значения энергий стационарных состояний (энергий электрона в атоме водорода) отложены на вертикальной оси.

В атомной физике энергия электрона в определённом стационарном состоянии называется энергетическим уровнем.

При переходе электрона с одной орбиты на другую мы говорим, что он перешёл с одного энергетического уровня на другой. На рисунке 11.5 показаны возможные энергетические уровни для электрона в атоме водорода и возможные переходы электрона с одного энергетического уровня на другой. Заметим, что энергия электрона в атоме имеет отрицательное значение.

Если электрон принадлежит атому, то он имеет отрицательную энергию, которая, в свою очередь, имеет дискретный набор значений.

Свободные электроны имеют положительную энергию, и её значения могут быть любыми, энергия свободных электронов не квантуется.

Второй постулат Бора позволяет вычислить по известным значениям энергий стационарных состояний частоты излучений атома водорода.

Согласно модели Бора найдём формулу для определения частот излучения атома водорода. Согласно формуле hv = Ет - Еп с учётом формулы. Тогда частоту излучения определим по формуле, совпадающей с формулой Бальмера Ридберга, если учесть, что постоянная Ридберга.

Вычисления показывают хорошее совпадение постоянной Ридберга, определённой по написанной формуле и найденной из эксперимента.

Теория Бора приводит к количественному согласию с экспериментом для значений этих частот.

Переходы в первое возбуждённое состояние (на второй энергетический уровень), как мы знаем, с верхних уровней образуют серию Бальмера.

На рисунке 11.5 переходы электрона с одного энергетического уровня на другой изображены стрелками. Красная, зелёная и две синие линии в видимой части спектра водорода (см. рис. V, 3 на цветной вклейке) соответствуют переходам

Для вырывания электрона из атома необходимо сообщить энергию, равную энергии первого энергетического уровня.

Энергия ионизации — это минимальная энергия, которую надо сообщить атому, чтобы электрон из основного состояния перешёл в свободное с энергией Е = 0.

Трудности теории Бора. Наибольший успех теория Бора имела в применении к атому водорода, для которого оказалось возможным построить количественную теорию спектра.

Однако разработать количественную теорию для следующего за водородом атома гелия на основе боровских представлений не удалось. Относительно атома гелия и более сложных атомов теория Бора позволяла делать лишь качественные (хотя и очень важные) заключения.

Это и неудивительно. Ведь теория Бора является половинчатой, внутренне противоречивой. С одной стороны, при разработке теории атома водорода использовались привычные законы механики Ньютона и давно известный закон Кулона, а с другой — вводились квантовые постулаты, никак не связанные с механикой Ньютона и электродинамикой Максвелла. Введение в физику квантовых представлений требовало радикального изменения взглядов на законы природы и механики, и электродинамики. Новые физические теории: квантовая механика и квантовая электродинамика — были созданы в начале XX в.

Постулаты Бора оказались совершенно правильными. Но рассматривались не как постулаты, а как следствия основных принципов этих теорий. Правило же квантования Бора, как выяснилось, применимо далеко не всегда.

Представление об определённых орбитах, по которым движется электрон в атоме Бора, оказалось весьма условным. На самом деле движение электрона в атоме имеет очень мало общего с движением планет по орбитам. Если бы атом водорода в его основном состоянии, когда энергия электрона минимальна, можно было сфотографировать с большой выдержкой, то мы увидели бы облако с переменной плотностью. Большую часть времени электрон находится на определённом расстоянии от ядра. Это расстояние можно принять за грубое подобие радиуса орбиты. Фотография атома совсем не походила бы на привычный рисунок Солнечной системы, а скорее напоминала бы расплывчатое пятно, полученное при фотографировании бабочки, порхающей около фонаря.

В настоящее время с помощью квантовой механики можно ответить практически на любой вопрос, относящийся к строению и свойствам электронных оболочек атомов. Но количественная теория оказывается весьма сложной и требует знания определённых разделов высшей математики. С качественным описанием электронных оболочек атомов вы познакомились в курсе химии.