

ЛЕКЦИЯ 13

АТОМНАЯ ФИЗИКА

1 Строение атома. Опыты Резерфорда

Первая попытка создания модели атома на основе накопленных экспериментальных данных принадлежит [Дж. Томсону](#) (1903 г.). Он считал, что атом представляет собой электронейтральную систему шарообразной формы радиусом примерно равным 10^{-10} м. Положительный заряд атома равномерно распределен по всему объему шара, а отрицательно заряженные электроны находятся внутри него. Через несколько лет в опытах великого английского физика Э. Резерфорда было доказано, что модель Томсона неверна.

Резерфорд в своих опытах бомбардировал атомы тяжелых элементов (золото, серебро, медь и др.) α -частицами. Электроны, входящие в состав атомов, вследствие малой массы не могут заметно изменить траекторию α -частицы. Рассеяние, то есть изменение направления движения α -частиц, может вызвать только тяжелая положительно заряженная часть атома. Схема опыта Резерфорда по рассеянию α -частиц представлена на рисунке 73: К – свинцовый контейнер с радиоактивным веществом, Э – экран, покрытый сернистым цинком, Ф – золотая фольга, М – микроскоп.

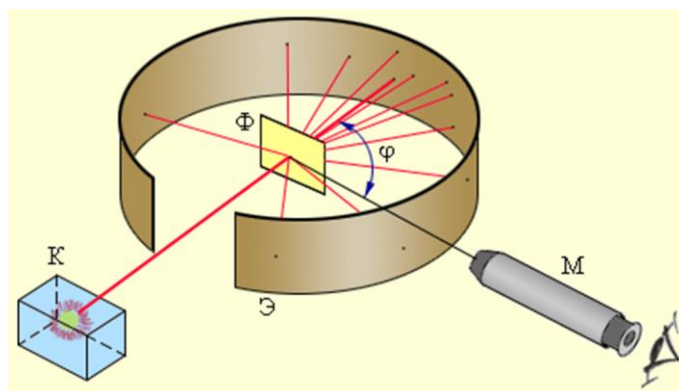


Рисунок 73

От радиоактивного источника, заключенного в свинцовый контейнер, α -частицы направлялись на тонкую металлическую фольгу. Рассеянные частицы попадали на экран, покрытый слоем кристаллов сульфида цинка, способных светиться под ударами быстрых заряженных частиц. Сцинтилляции (вспышки) на экране наблюдались глазом с помощью микроскопа. Наблюдения рассеянных α -частиц в опыте Резерфорда можно было проводить под различными углами φ к первоначальному направлению пучка. Было обнаружено, что большинство α -частиц проходит через тонкий слой металла, практически не испытывая отклонения. Однако небольшая часть частиц

отклоняется на значительные углы, превышающие 30° . Очень редкие α -частицы (приблизительно одна на десять тысяч) испытывали отклонение на углы, близкие к 180° . Этот результат был совершенно неожиданным даже для Резерфорда. Он находился в резком противоречии с моделью атома Томсона, согласно которой положительный заряд распределен по всему объему атома. При таком распределении положительный заряд не может создать сильное электрическое поле, способное отбросить α -частицы назад. Электрическое поле однородного заряженного шара максимально на его поверхности и убывает до нуля по мере приближения к центру шара. Если бы радиус шара, в котором сосредоточен весь положительный заряд атома, уменьшился в n раз, то максимальная сила отталкивания, действующая на α -частицу по [закону Кулона](#), возросла бы в n^2 раз. Следовательно, при достаточно большом значении n α -частицы могли бы испытать рассеяние на большие углы вплоть до 180° . Эти соображения привели Резерфорда к выводу, что атом почти пустой, и весь его положительный заряд сосредоточен в малом объеме. Эту часть атома Резерфорд назвал **атомным**. Так возникла ядерная модель атома.

Опираясь на классические представления о движении микрочастиц, Резерфорд предложил *планетарную модель атома*. Согласно этой модели, в центре атома располагается положительно заряженное ядро, в котором сосредоточена почти вся масса атома. Атом в целом нейтрален. Вокруг ядра, подобно планетам, вращаются под действием кулоновских сил со стороны ядра электроны. Находясь в состоянии покоя электроны не могут, так как они упали бы на ядро. Планетарная модель атома, предложенная Резерфордом, несомненно явилась крупным шагом в развитии знаний о строении атома. Она была совершенно необходимой для объяснения опытов по рассеянию α -частиц. Однако она оказалась неспособной объяснить сам факт длительного существования атома, т. е. его устойчивость. По законам классической электродинамики, движущийся с ускорением заряд должен излучать электромагнитные волны, уносящие энергию. За короткое время (порядка 10^{-8} с) все электроны в атоме Резерфорда должны растратить всю свою энергию и упасть на ядро. То, что этого не происходит в устойчивых состояниях атома, показывает, что внутренние процессы в атоме не подчиняются классическим законам.

2. Линейчатый спектр атома водорода

Швейцарский ученый И. Бальмер (1825-1898) подобрал эмпирическую формулу, описывающую спектральные линии атома водорода в видимой области спектра.

$$\frac{1}{\lambda} = R' \left(\frac{1}{2^2} - \frac{1}{n^2} \right), \quad (n = 3, 4, 5, \dots),$$

где $R' = 1,10 \cdot 10^7 \text{ м}^{-1}$ – постоянная Ридберга. Так как $\nu = c/\lambda$, то

$$\nu = R \left(\frac{1}{2^2} - \frac{1}{n^2} \right), \quad (n = 3, 4, 5, \dots),$$

где $R = R'c = 3,29 \cdot 10^{15} \text{ с}^{-1}$ – также постоянная Ридберга. Спектральные линии, отличающиеся различными значениями n , образует группу или серию линий, называемую серией Бальмера. С увеличением n линии серии сближаются. Значения $n = \infty$ определяет границу серии, к которой со стороны больших частот примыкает сплошной спектр. В начале XX века в спектре атома водорода было обнаружено еще несколько серий. В ультрафиолетовой области – серия Лаймана:

$$\nu = R \left(\frac{1}{1^2} - \frac{1}{n^2} \right), \quad \text{где } n = 2, 3, 4, \dots$$

В инфракрасной области:

$$\text{Серия Пашена: } \nu = R \left(\frac{1}{3^2} - \frac{1}{n^2} \right), \quad n = 4, 5, 6, \dots$$

$$\text{Серия Брэкета } \nu = R \left(\frac{1}{4^2} - \frac{1}{n^2} \right), \quad n = 5, 6, 7, \dots$$

$$\text{Серия Пфунда } \nu = R \left(\frac{1}{5^2} - \frac{1}{n^2} \right), \quad n = 6, 7, 8, \dots$$

$$\text{Серия Хэмфри } \nu = R \left(\frac{1}{6^2} - \frac{1}{n^2} \right), \quad n = 7, 8, 9, \dots$$

Все приведенные выше серии могут быть описаны одной формулой

$$\nu = R \left(\frac{1}{m^2} - \frac{1}{n^2} \right), \quad (212)$$

где m имеет в каждой серии постоянное значение, $m = 1, 2, 3, 4, 5, 6$ – определяет серию; n принимает целочисленные значения начиная с $m+1$ (определяет отдельные линии серии).

3 Постулаты Бора. Модель атома по Бору

Следующий шаг в развитии представлений об устройстве атома сделал в 1913 году выдающийся датский физик Н. Бор. Проанализировав всю совокупность опытных фактов, Бор пришел к выводу, что при описании поведения атомных систем следует отказаться от многих представлений классической физики. Он сформулировал постулаты, которым должна удовлетворять новая теория о строении атомов.

Первый постулат: Существуют некоторые стационарные состояния, находясь в которых электрон не излучает и не поглощает энергию.

Второй постулат: При переходе атома из одного стационарного состояния в другое испускается или поглощается квант энергии.

$$h\nu_{kn} = E_k - E_n;$$

отсюда

$$\nu_{kn} = \frac{E_k - E_n}{h}; \quad (213)$$

где h – постоянная Планка. При $E_k > E_n$ происходит излучение фотона, при $E_k < E_n$ происходит поглощение фотона.

Различные возможные стационарные состояния атома, образованного из атомного ядра и электрона, определяются по Бору соотношением :

$$mvr = n\hbar \quad (214)$$

где m – масса электрона, v – его скорость, r – радиус круговой орбиты, n – целое число; \hbar – приведенное значение постоянной Планка.

Бесконечно долго атом может находиться лишь в стационарном состоянии с минимальным запасом энергии. Это состояние атома называется основным. Все остальные стационарные состояния атома называются возбужденными.

Атом, поглощая свет, переходит из стационарного состояния с меньшим запасом энергии в стационарное состояние с большим запасом энергии. При этом он поглощает излучение той же частоты, которое излучает переходя из высших энергетических уровней на низшие. Из любого возбужденного состояния атом самопроизвольно может переходить в основное состояние. Этот переход сопровождается излучением фотонов. Время жизни атома в возбужденном состоянии обычно не превышает $10^{-8} - 10^{-7}$ с.

На основании постулатов Бора можно рассчитать радиусы стационарных орбит в атоме водорода: Центробежная сила при движении электрона по орбите является кулоновской силой

$$F_k = \frac{1}{4\pi\epsilon_0} \frac{Ze^2}{r^2} = \frac{mv^2}{r} \quad (215)$$

Из выражения (214) $v = \frac{nh}{2\pi mr}$ или $v = \frac{n\hbar}{mr}$; подставляя в (215), получим:

$$\frac{m n^2 \hbar^2}{4\pi^2 m^2 r^2} = \frac{1}{4\pi\epsilon_0} \cdot \frac{Z e^2}{r}$$

Отсюда,

$$r_n = \frac{\varepsilon_0 n^2 h^2}{\pi m e^2} \quad \text{или} \quad r_n = n^2 \frac{\hbar^2 \cdot 4\pi\varepsilon_0}{mZe^2}$$

Двигаясь по круговой орбите электрон обладает определенным запасом кинетической энергии, а также потенциальной энергии в поле атомного ядра.

$$E_K = \frac{mv^2}{2} = \frac{1}{2} \frac{1}{4\pi\varepsilon_0} \frac{Ze^2}{r} \quad (216)$$

$$E_p = -\frac{1}{4\pi\varepsilon_0} \frac{Ze^2}{r} \quad (217)$$

Обозначим полную энергию электрона на стационарной орбите с номером n через E_n :

$$E_n = -\frac{1}{2} \frac{1}{4\pi\varepsilon_0} \frac{Ze^2}{r}; \quad (218)$$

Т.к. $r_n = \frac{\varepsilon_0 n^2 h^2}{\pi m e^2}$, то подставляя в формулу (218), получим:

$$E_{\text{полн}} = -\frac{1}{2} \cdot \frac{1}{4\pi\varepsilon_0} \frac{Ze^2 \pi m Z e^2}{\varepsilon_0 n^2 h^2} = -\frac{me^4}{8\varepsilon_0^2 h^2} \cdot \frac{Z^2}{n^2} \quad (219)$$

Знак минус означает, что электрон находится в связанном состоянии. Целое число n , определяющее энергетические уровни атома, называется **главным квантовым числом**.

При переходе из состояния n в состояние m испускается квант энергии

$$h\nu = \frac{me^4 Z^2}{8\varepsilon_0^2 h^2} \left(\frac{1}{n^2} - \frac{1}{m^2} \right);$$

$$\nu = \frac{me^4 Z^2}{8\varepsilon_0^2 h^3} \left(\frac{1}{n^2} - \frac{1}{m^2} \right)$$

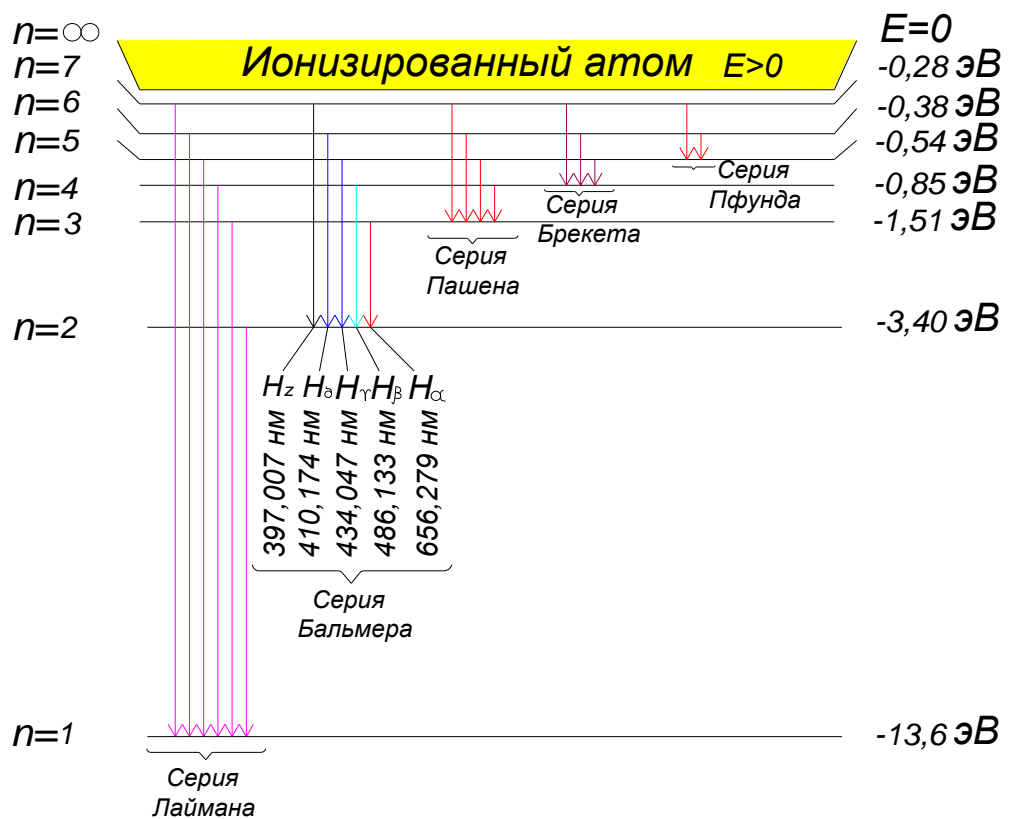


Рисунок 74

При $Z = 1$
$$\nu = - \frac{m e^4}{8 \varepsilon_0^2 h^3} \left(\frac{1}{n^2} - \frac{1}{m^2} \right) = R \left(\frac{1}{m^2} - \frac{1}{n^2} \right);$$

$$\frac{m e^4}{8 \varepsilon_0^2 h^3} = R = 3,29 \cdot 10^{15} \text{ с}^{-1} - \text{постоянная Ридберга.}$$

Для наглядного представления возможных энергетических состояний атомов используются энергетические диаграммы (рисунок 74). На них каждое стационарное состояние атома отмечается горизонтальной линией, называемой энергетическим уровнем. Самый низкий уровень на диаграмме с $n = 1$ соответствует основному состоянию. Уровни с $n > 1$ располагаются выше и называются возбужденными. Атом водорода обладает минимальной энергией

($E_1 = -13,5$ эВ) при $n = 1$ и максимальной энергией ($E_\infty = 0$) при $n = \infty$. Значение $E_\infty = 0$ соответствует энергии ионизации атома (отрыву от него электрона). Переходы атома из одного состояния в другое изображаются вертикальными линиями между соответствующими уровнями на энергетической диаграмме, направление перехода указывается стрелкой.

С помощью этих диаграмм легко объяснить происхождение линейчатых спектров.