

РАЗВИТИЕ ПРЕДСТАВЛЕНИЙ О СТРОЕНИИ АТОМА. МОДЕЛЬ РЕЗЕРФОРДА.

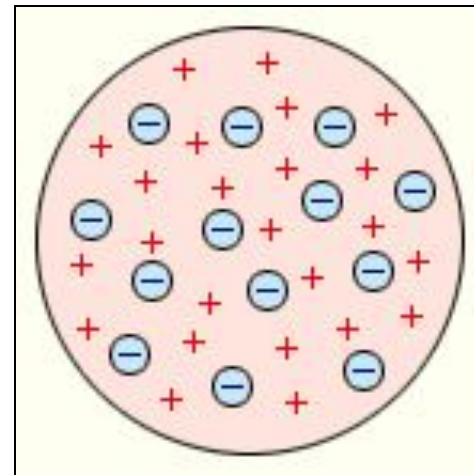
Представление об атомах как неделимых мельчайших частицах вещества (“атомос” - неделимый) возникло еще в античные времена (Демокрит, Эпикур, Лукреций).

К началу XVIII в. атомистическая теория приобретает все большую популярность, так как к этому времени в работах А. Лавуазье, М. В. Ломоносова и Д. Дальтона была доказана реальность существования атомов. Однако в это время вопрос о внутреннем строении атомов даже не возникал, так как атомы по-прежнему считались неделимыми.

Большую роль в развитии атомистической теории сыграл Д. И. Менделеев, разработавший в 1869 г. Периодическую систему элементов, в которой впервые на научной основе был поставлен вопрос о единой природе атомов. Во второй половине XIX в. экспериментально было доказано, что электрон является одной из основных составных частей любого вещества. Эти выводы, а также многочисленные экспериментальные данные привели к тому, что в начале XX в. серьезно встал вопрос о строении атома.

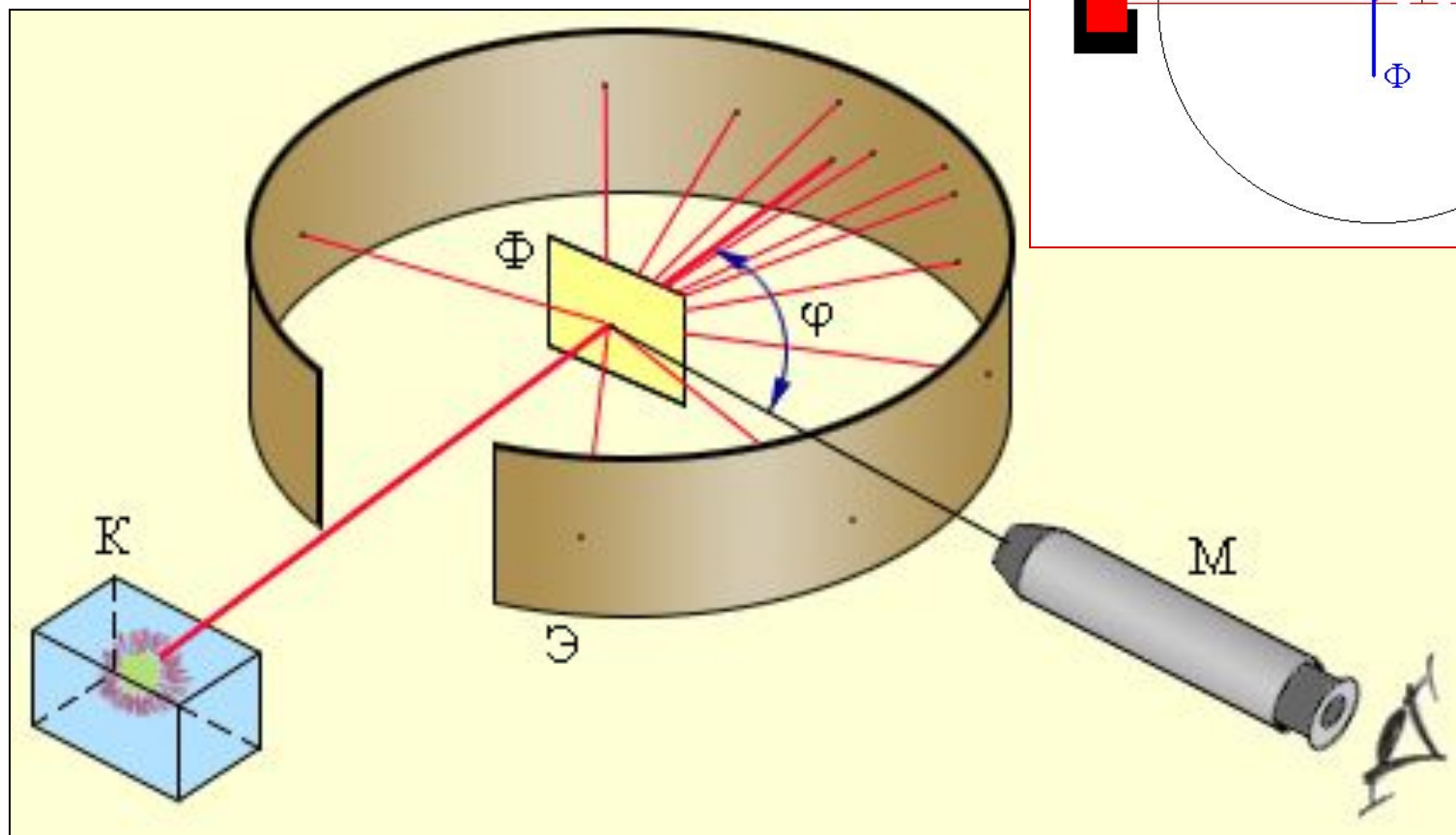
Первая попытка создания на основе накопленных экспериментальных данных модели атома принадлежит Дж. Дж. Томсону (1903). Согласно этой модели, атом представляет собой непрерывно заряженный положительным зарядом шар радиусом порядка 10^{-10} м, внутри

которого около своих положений равновесия колеблются электроны; суммарный отрицательный заряд электронов равен положительному заряду шара, поэтому атом в целом нейтрален.



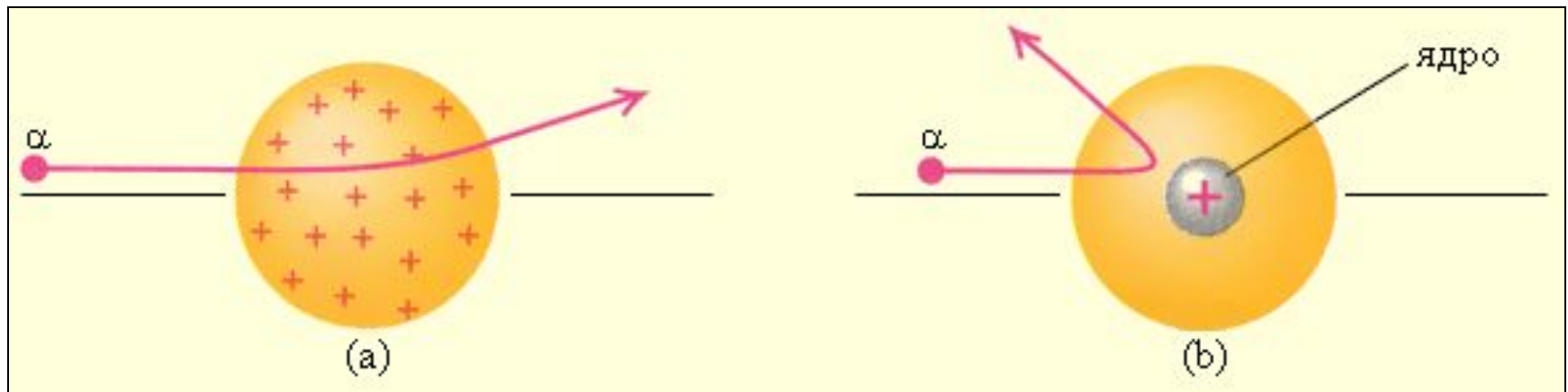
В развитии представлений о строении атома велико значение опытов английского физика Э. Резерфорда (1871—1937) по рассеянию α -частиц в веществе. Альфа-частицы возникают при радиоактивных превращениях; они являются положительно заряженными частицами с зарядом $2e$ и массой, примерно в 7300 раз большей массы электрона.

Схема опыта Резерфорда



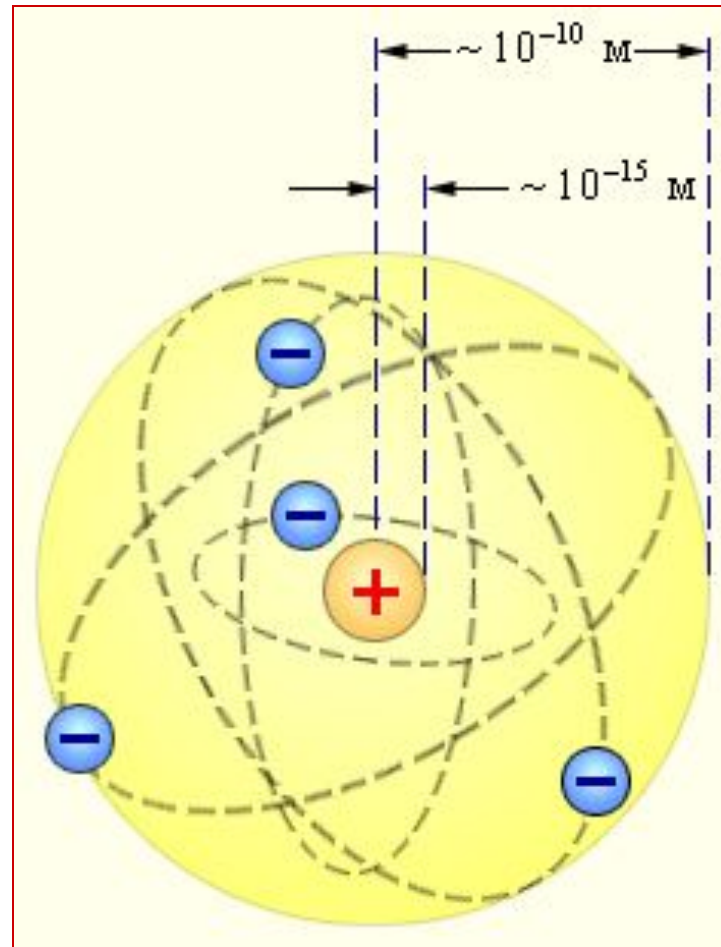
Резерфорд, исследуя прохождение α -частиц в веществе (через золотую фольгу толщиной примерно 1 мкм), показал, что основная их часть испытывает незначительные отклонения, но некоторые α -частицы (примерно одна из 20 000) резко отклоняются от первоначального направления (углы отклонения достигали даже 180°). Так как электроны не могут существенно изменить движение столь тяжелых и быстрых частиц, как α -частицы, то Резерфордом был сделан вывод, что значительное отклонение α -частиц обусловлено их взаимодействием с положительным зарядом большой массы. Однако значительное отклонение испытывают лишь немногие α -частицы; следовательно, лишь некоторые из них проходят вблизи данного положительного заряда. Это означает, что положительный заряд атома сосредоточен в объеме, очень малом по сравнению с объемом атома (идея атомного ядра).

Отклонение альфа-частиц (а - модель Томсона, в - модель Резерфорда)

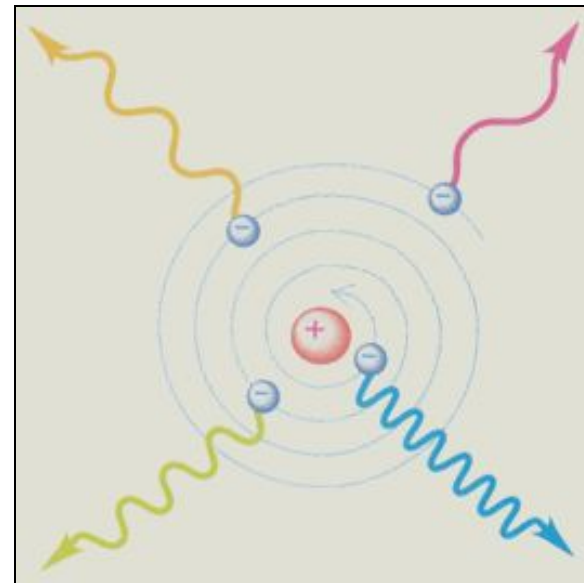


На основании своих исследований Резерфорд в 1911 г. предложил **ядерную (планетарную) модель атома**. Согласно этой модели, вокруг положительного ядра, имеющего заряд Ze (Z - порядковый номер элемента в системе Менделеева, e - элементарный заряд), размер 10^{-15} - 10^{-14} м и массу, практически равную массе атома, в области с линейными размерами порядка 10^{-10} м по замкнутым орбитам движутся электроны. Так как атомы нейтральны, то заряд ядра равен суммарному заряду электронов, т. е. вокруг ядра должно вращаться Z электронов.

**ядерная (планетарная)
модель атома**



В модели Резерфорда радиус орбиты электрона и его энергия могут меняться непрерывно, т. е. может испускаться любая порция энергии. Тогда спектры атомов должны быть сплошными. В действительности же атомы имеют линейчатый спектр. Согласно классической электродинамике, ускоренно движущиеся электроны должны излучать электромагнитные волны и вследствие этого непрерывно терять энергию. В результате электроны будут приближаться к ядру и в конце концов упадут на него. Таким образом, атом Резерфорда оказывается неустойчивой системой, что опять таки противоречит действительности.



Попытки построить модель атома в рамках классической физики не привели к успеху: модель Томсона была опровергнута опытами Резерфорда, ядерная же модель оказалась неустойчивой и противоречила опытным данным. Преодоление возникших трудностей потребовало создания качественно новой - *квантовой* теории атома.

ПОСТУЛАТЫ БОРА.

Первая попытка построения неклассической теории была предпринята Н. Бором в 1913 г.

В теории Бора не содержалось принципиального отказа от описания поведения электрона в атоме при помощи законов классической физики. Такое описание сохранилось. Однако для достижения тех целей, которые поставил перед собой Бор, ему пришлось классическое описание дополнить некоторыми ограничениями накладываемыми на возможные состояния электронов в атоме. Эти ограничения были сформулированы в виде постулатов, физический смысл которых не только не мог быть объяснен в рамках теории, но, более того, противоречил сохраняющемуся в теории классическому описанию движения электрона в атоме.

Тем не менее, такой принципиально непоследовательный путь привел к правильным результатам в некоторых вопросах, в частности, в объяснении спектральных закономерностей атома водорода. Причина этого заключается в том, что в боровской теории были правильно указаны некоторые свойства атомных систем.

Теория Бора применима не только в атому водорода, но и к так называемой водородоподобной системе, состоящей из ядра и одного электрона, вращающегося вокруг ядра.

В основу своей теории Бор положил два постулата.

Первый постулат Бора.

В атоме существуют стационарные состояния, в которых он не излучает энергии. Стационарным состояниям атома соответствуют стационарные орбиты, по которым движутся электроны. Движение электронов по стационарным орбитам не сопровождается излучением электромагнитных волн. В стационарном состоянии атома электрон, двигаясь по круговой орбите, должен иметь дискретные (квантованные) значения момента импульса, удовлетворяющие условию $mvr = n\hbar$, $n = 1, 2, 3, \dots$

Второй постулат Бора.

При переходе электрона с одной стационарной орбиты на другую излучается (поглощается) один фотон с энергией

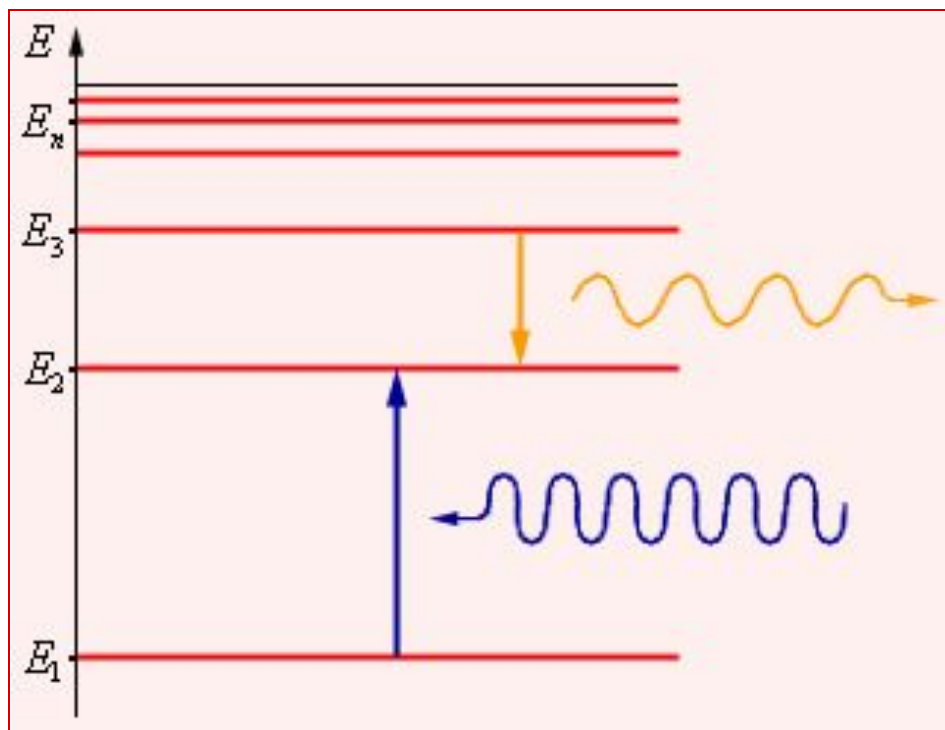
$$h \cdot \nu = E_n - E_m,$$

равной разности энергий соответствующих стационарных состояний.

При переходе $n \rightarrow m$ $E_n > E_m$ происходит излучение фотона.

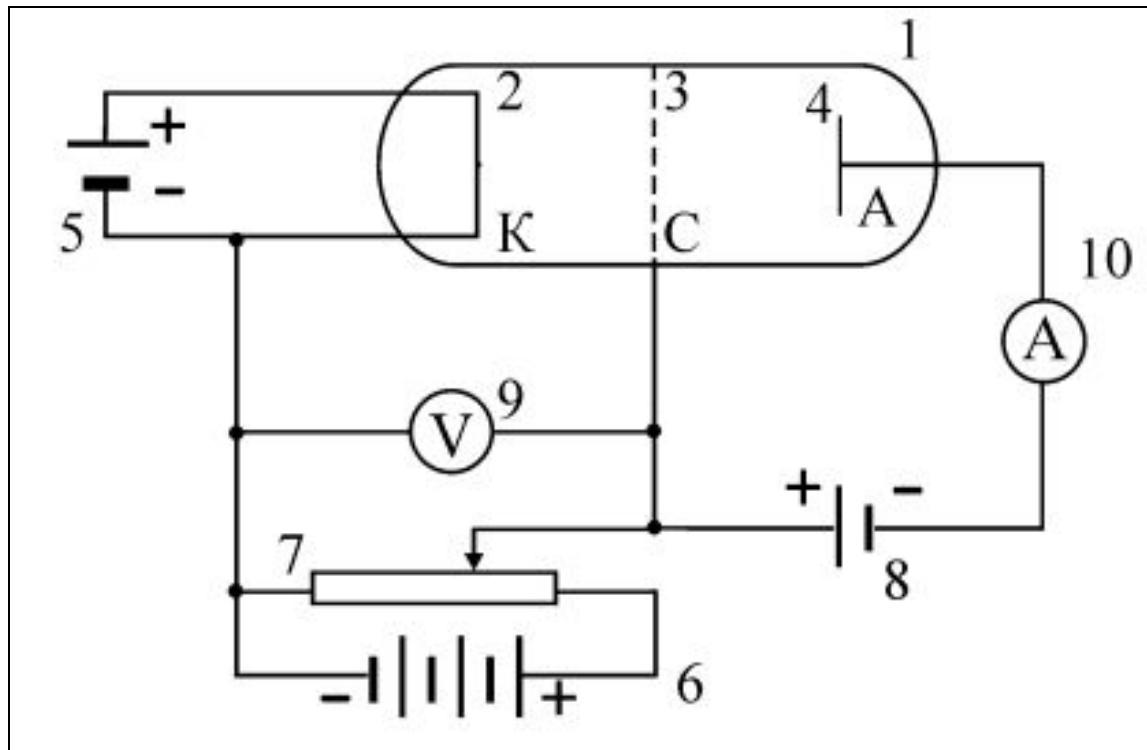
При переходе $m \rightarrow n$ $E_n > E_m$ происходит поглощение фотона.

**Схема поглощения и
излучения атомом
энергии.**



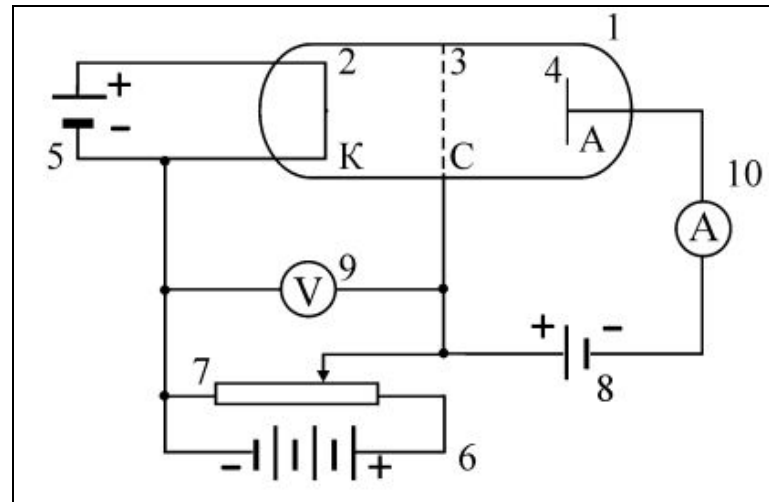
ОПЫТ ФРАНКА И ГЕРЦА

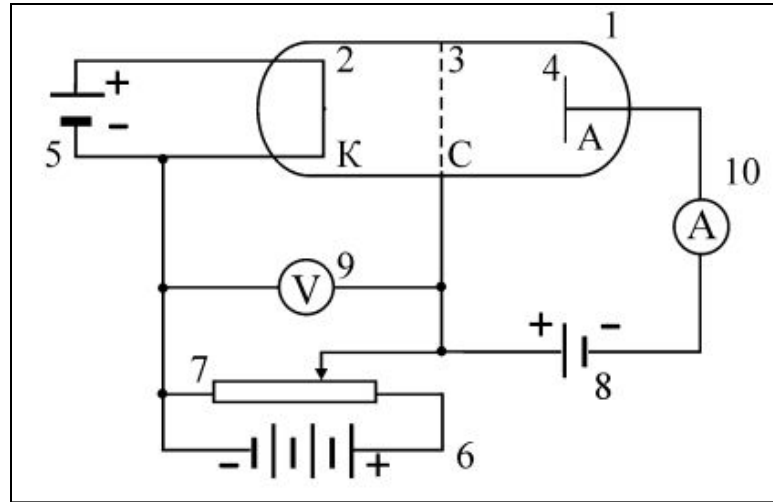
Одним из опытов, подтверждающих существование дискретных уровней энергии атомов, является эксперимент, известный под названием опыта Франка и Герца (1914г.).



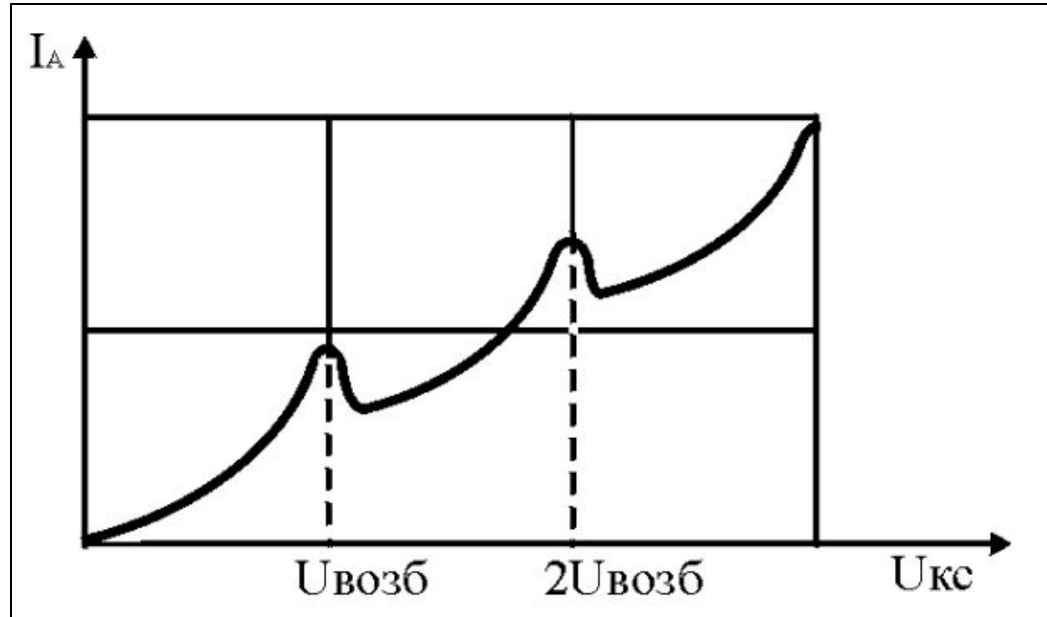
В герметичную трубку 1 помещалось небольшое количество ртути. Воздух из трубки предварительно откачивался. Внутри трубки имелось три металлических электрода:

катод 2, сетка 3, анод 4. Катод нагревался с помощью источника ЭДС 5 и вследствие термоэлектронной эмиссии испускал электроны. Вылетающие из катода электроны ускорялись электрическим полем, созданным между катодом и сеткой с помощью источника ЭДС 6. Разность потенциалов между катодом и сеткой можно было изменять с помощью потенциометра 7 и измерять вольтметром 9.

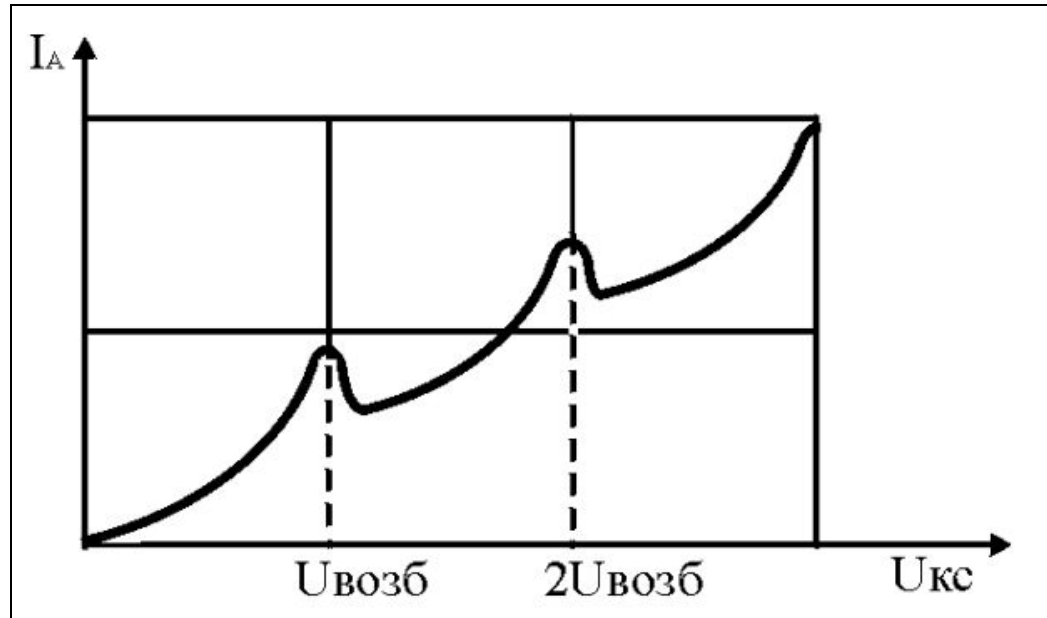




Между сеткой и анодом с помощью источника ЭДС 8 создавалось слабое электрическое поле, оказывающее тормозящее действие на электроны, пролетевшие через сетку. В процессе опыта с помощью амперметра 10 снималась зависимость силы тока анода от разности потенциалов между катодом и сеткой.



Результаты опыта: Плавное возрастание силы тока с увеличением $U_{кc}$ сменяется при определенных значениях резкими падениями, после которых опять наблюдается плавный рост.



Такой ход зависимости объясняется тем, что атомы ртути могут получать энергию при столкновении с электронами только определенными порциями (квантами). Причем наименьшая порция энергии, которую может поглотить атом, находящийся в основном энергетическом состоянии, равна разности между энергией первого возбужденного состояния атома E_2 и энергией основного состояния E_1 : $\Delta E = E_2 - E_1$.

Пока разность потенциалов $U_{\text{кс}}$ (между катодом и сеткой) мала, кинетическая энергия электрона при его ускорении в промежутке катод-сетка недостаточна, чтобы перевести атом при столкновении в возбужденное состояние. Взаимодействие электрона с атомом носит характер упругого удара. По мере увеличения $U_{\text{кс}}$ кинетическая энергия электрона растет и при определенном значении напряжения характер взаимодействия атома с электроном меняется. Атом ртути поглощает энергию электрона и переходит в возбужденное состояние. Электрон, потеряв при ударе почти всю кинетическую энергию, тормозится. Это происходит около сетки, т.к. именно здесь кинетическая энергия электрона достигает наибольшего значения. Практически остановившийся электрон уже не имеет достаточной энергии, чтобы, попав в тормозящее поле, долететь до анода. Следовательно, сила тока падает. Разность потенциалов $U_{\text{кс}}$, которая необходима для того, чтобы кинетическая энергия электрона достигла величины ΔE , называется **потенциалом возбуждения** (для ртути $U_{\text{возб.}} = 4,86 \text{ В}$).

При дальнейшем увеличении $U_{\text{кс}}$ сила тока опять возрастает: электроны, испытавшие неупругие соударения, успевают набрать энергию, достаточную для преодоления задерживающего поля.

Следующее падение силы тока анода происходит, когда часть электронов неупруго сталкиваются с атомами ртути два раза на пути к сетке. Таким образом, на графике имеется несколько максимумов и минимумов, отстоящих друг от друга на равные расстояния.

В возбужденном состоянии атомы обычно находятся очень короткое время, после этого атом возвращается в основное энергетическое состояние, испуская излишек энергии в виде кванта света. Причем

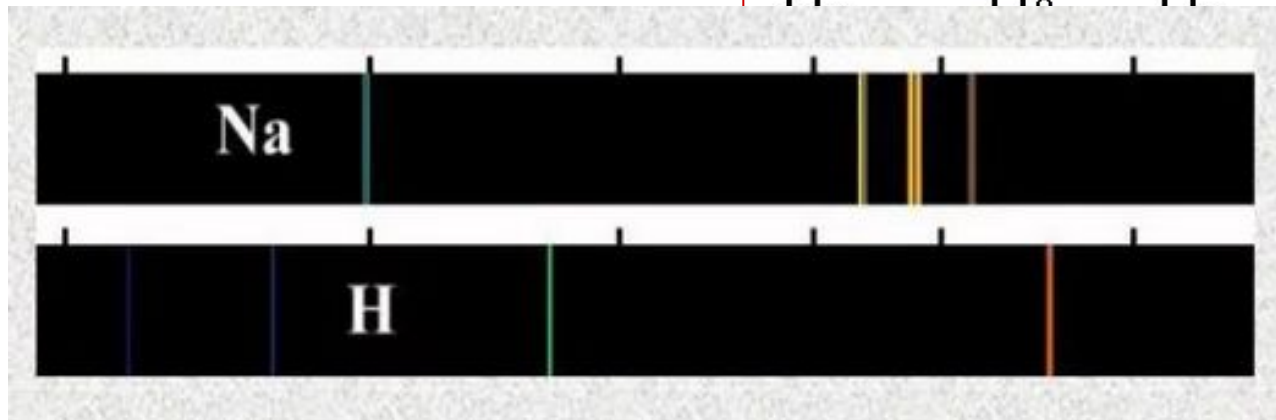
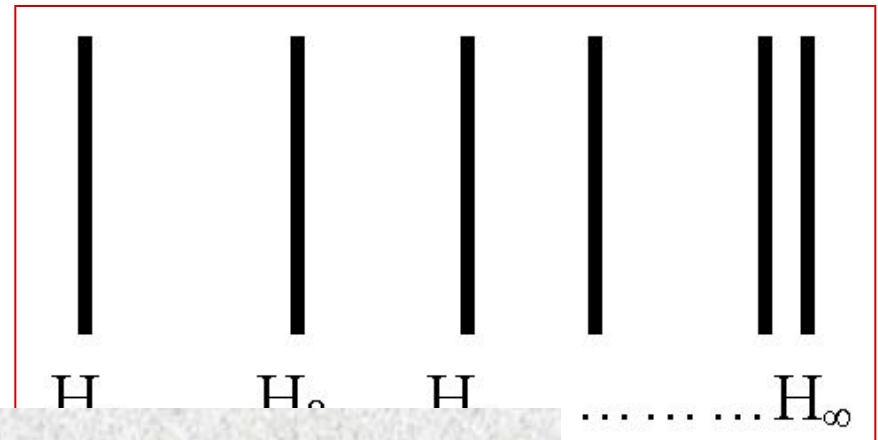
$$\hbar\omega = \Delta E = eU_{\text{возб}}$$

Вывод.

Опыты Франка и Герца показали, что электроны при столкновении с атомами ртути передают атомам только определенные порции энергии, причем 4,86 эВ - наименьший квант энергии, которая может быть поглощена атомом ртути в основном энергетическом состоянии. Следовательно, идея Бора о существовании в атомах стационарных состояний блестяще выдержала экспериментальную проверку.

ЗАКОНОМЕРНОСТИ В АТОМНЫХ СПЕКТРАХ

Изолированные атомы в виде разреженного газа испускают спектр, состоящий из отдельных спектральных линий, который называется линейчатым.



Линии в спектрах расположены не беспорядочно, а объединяются в группы, или **серии линий**. Это отчетливо обнаруживается в спектре атома водорода.

В 1885 г. Бальмер установил, что длины волн излучения в видимой и близкой к ультрафиолетовой области в спектре атома водорода могут быть точно представлены формулой:

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

$$R' = 1,097 \cdot 10^7 \text{ м}^{-1} \quad - \quad \text{постоянная Ридберга}$$

Дальнейшие исследования спектра водорода позволили открыть несколько различных серий:

Серия Лаймана $\frac{1}{\lambda} = R' \left(\frac{1}{1^2} - \frac{1}{n^2} \right)$, $n = 2, 3, 4, \dots$ УФ область

Серия Пашена $\frac{1}{\lambda} = R' \left(\frac{1}{3^2} - \frac{1}{n^2} \right)$, $n = 4, 5, 6, \dots$ ИК область

Серия Брэкета $\frac{1}{\lambda} = R' \left(\frac{1}{4^2} - \frac{1}{n^2} \right)$, $n = 5, 6, 7, \dots$ ИК область

Длины волн всех серий спектра водорода можно представить **обобщенной формулой Бальмера:**

$$\frac{1}{\lambda} = R' \left(\frac{1}{m^2} - \frac{1}{n^2} \right)$$

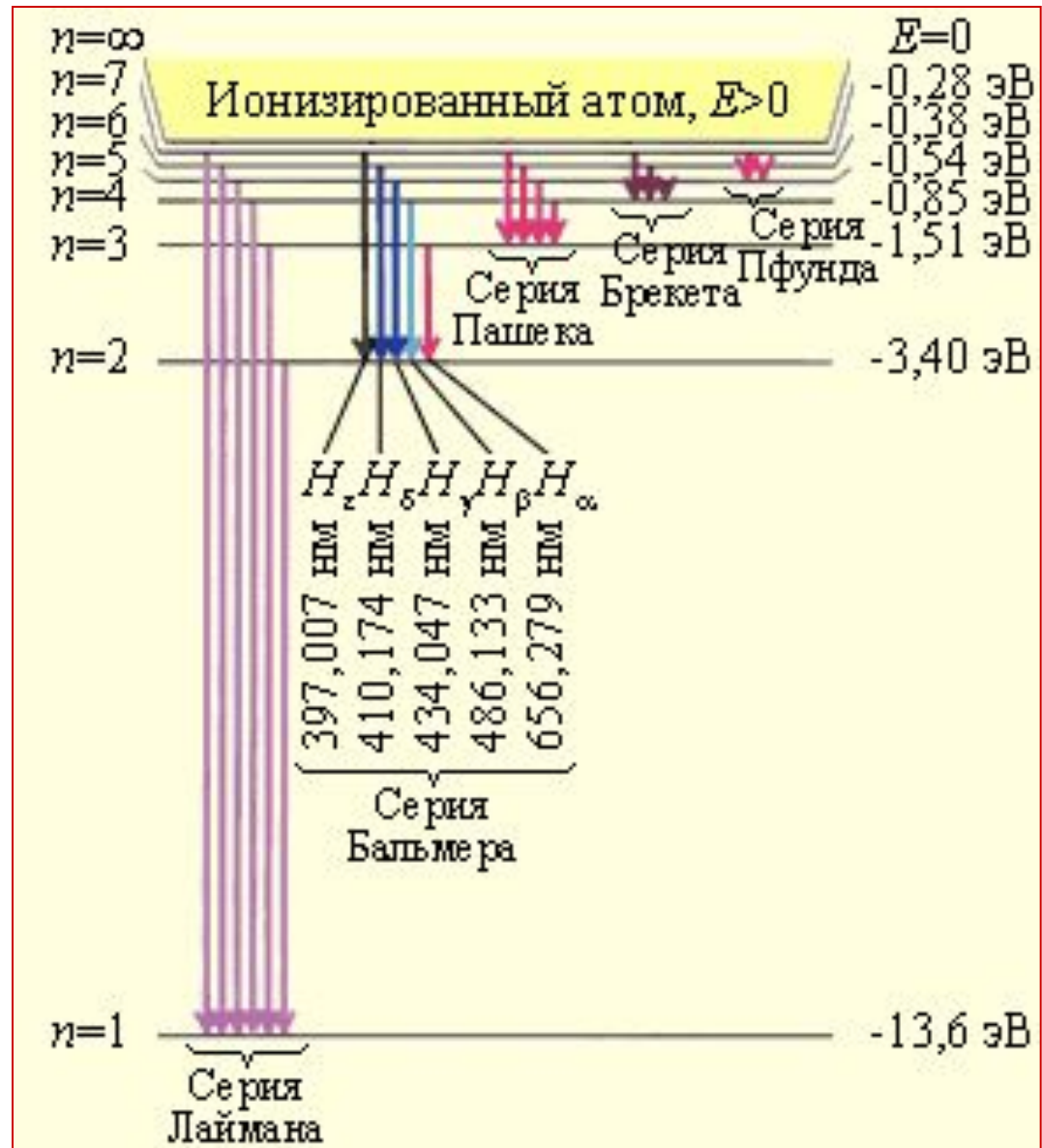
где $m = 1, 2, 3, \dots$,

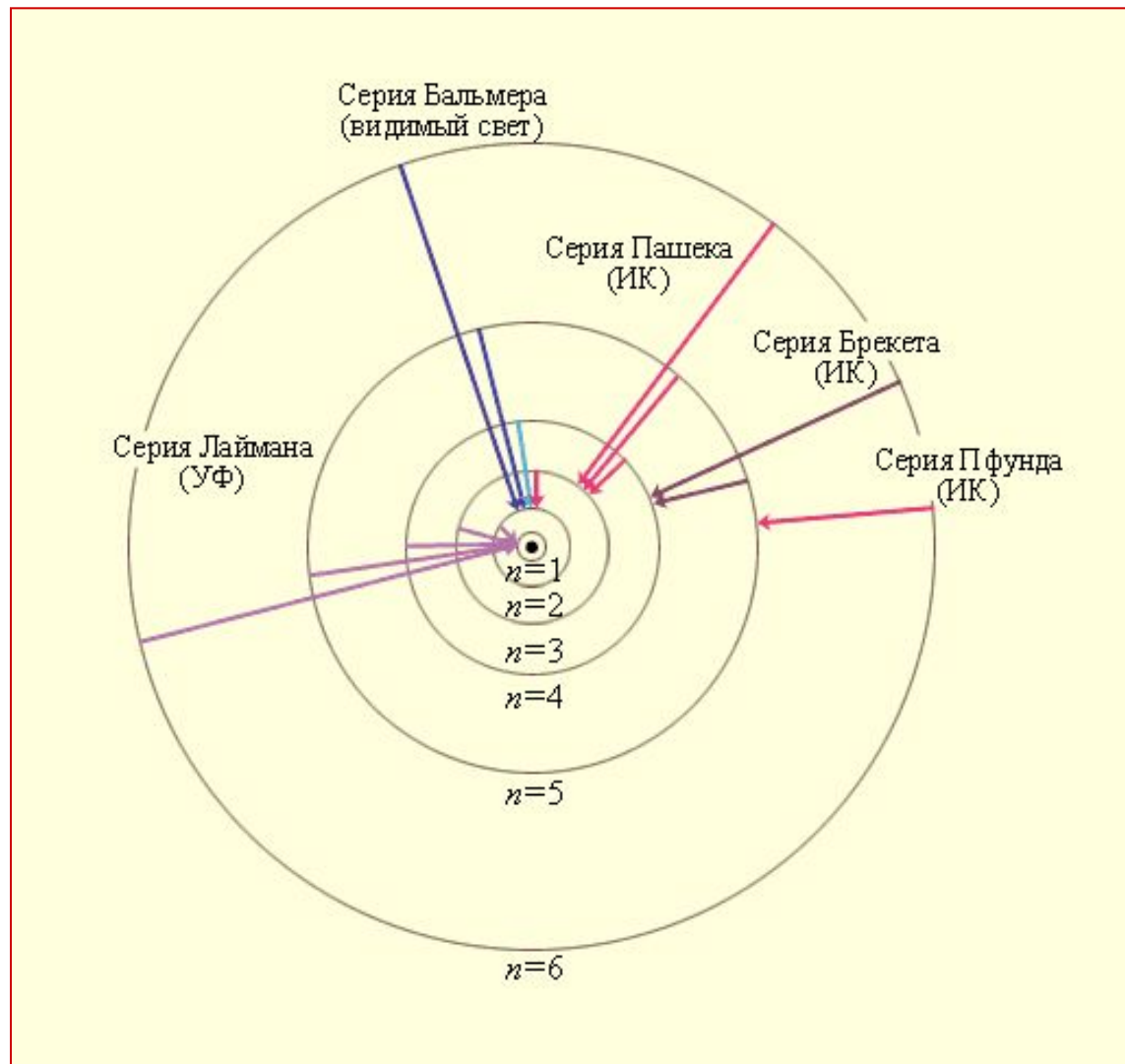
а $n = m + 1, m + 2, m + 3, \dots$ и т.д.

При возрастании n длина волны линий в каждой

серии стремится к предельному значению $\frac{m^2}{R'}$,
которое называется границей серии.

Диаграмма энергетических уровней атома водорода.





Стационарные орбиты атома водорода и образование спектральных серий