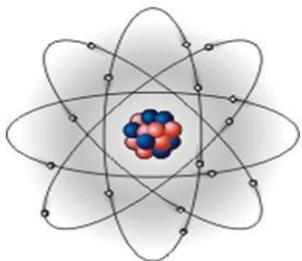
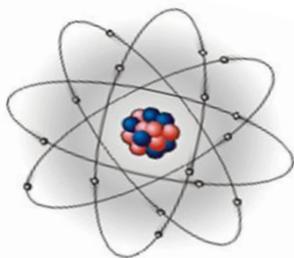
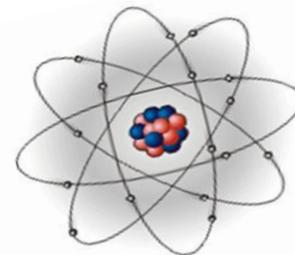
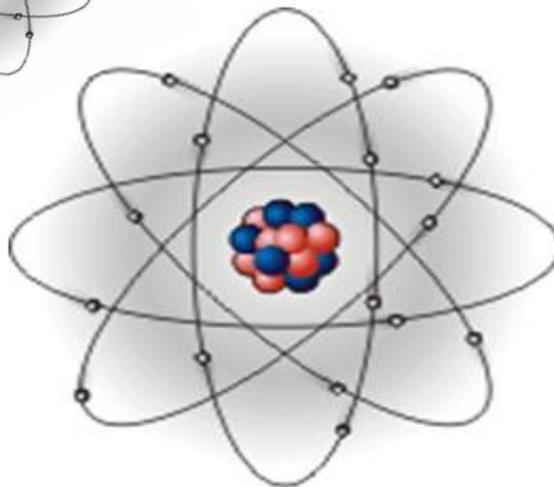
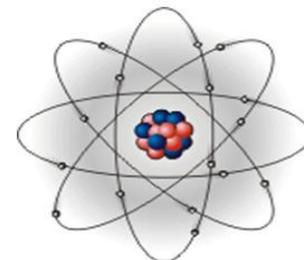
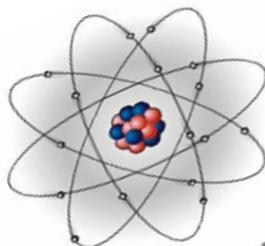
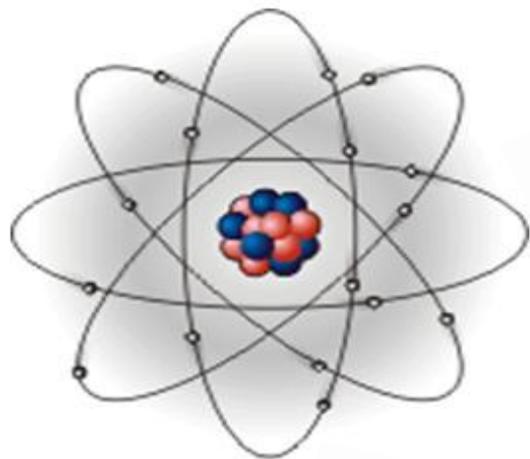
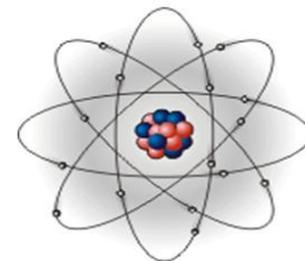


Строение



атома



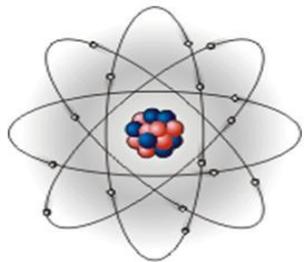
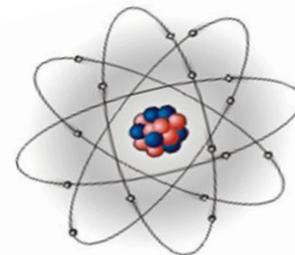
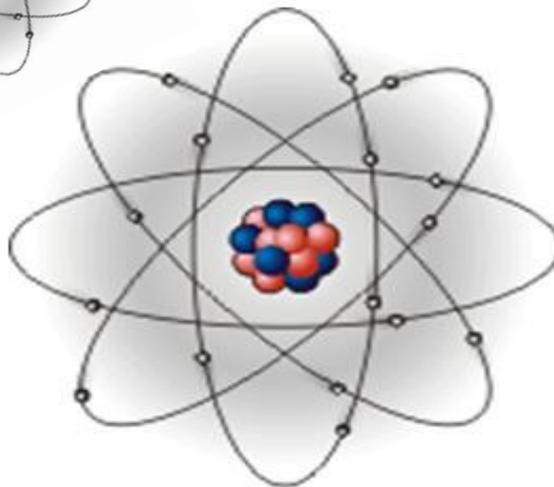
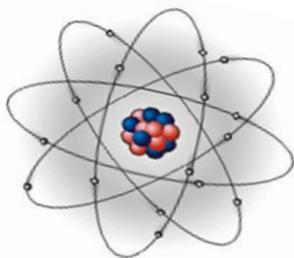
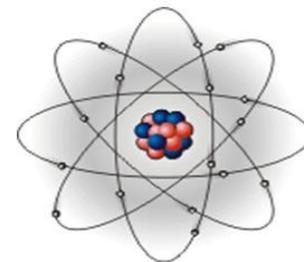
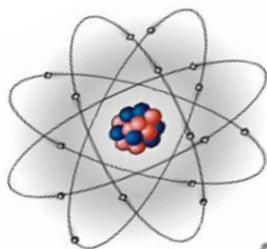
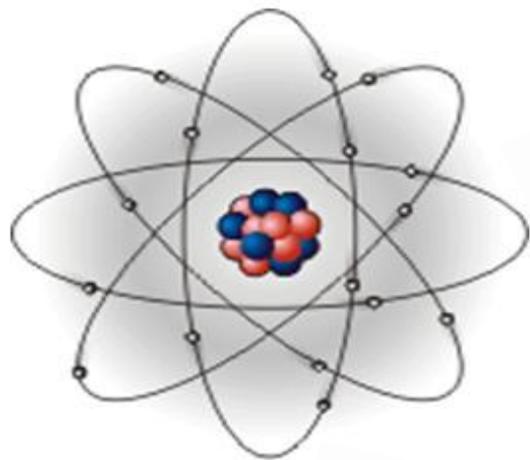
Правила поведения

- Не опаздывать на лекцию
- Поздороваться с лектором
- Отключить мобильные телефоны
- Не шуметь и не разговаривать во время лекции

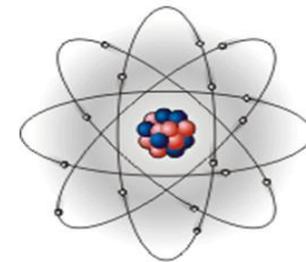
Советы

- Регулярно посещать лекции
- Записывать в тетради лишь самое главное
- Стремиться понять лектора
- Учиться не только по лекциям, использовать также учебники и Internet.

Строение



атома



В 1808 г. английский химик *Дальтон* сформулировал **атомистическую теорию**.

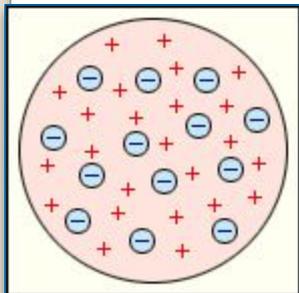
«Все вещества состоят из атомов, мельчайших неделимых частиц, которые не могут быть ни созданы, ни уничтожены».

~1900 г

Фотоэффект - испускание электронов металлами и полупроводниками при их освещении. (Столетов А.Г. 1889г.)

Радиоактивность – самопроизвольный распад атомов, сопровождающийся испусканием различных частиц. (А. Беккерель, 1896 г.)

Модель атома Томсона

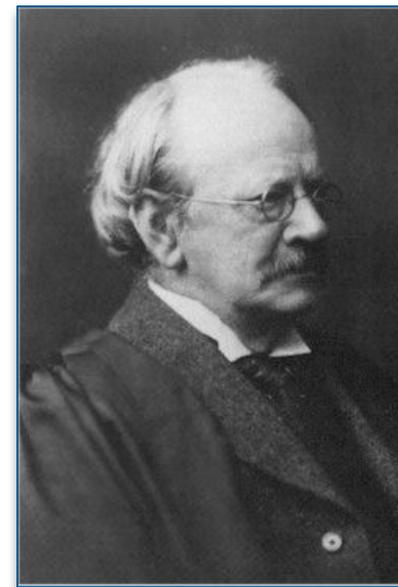


Атом представляет собой непрерывно заряженный положительным зарядом шар радиуса порядка 10^{-10} м, внутри которого около своих положений равновесия колеблются электроны.

Заряд $e = 1,6 \cdot 10^{-19}$ Кл

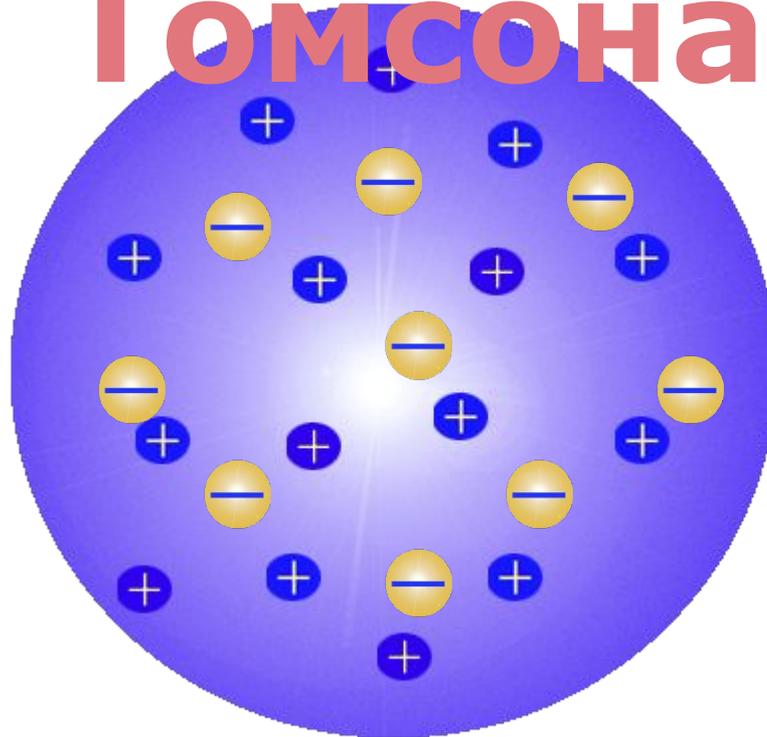
Недостатки модели:

1. не объясняла дискретный характер излучения атома и его устойчивость;
2. не давала возможности понять, а что же определяет размеры атомов;
3. оказалась в полном противоречии с опытами по исследованию распределения положительного заряда в атоме (опыты, проводимые Эрнестом Резерфордом).

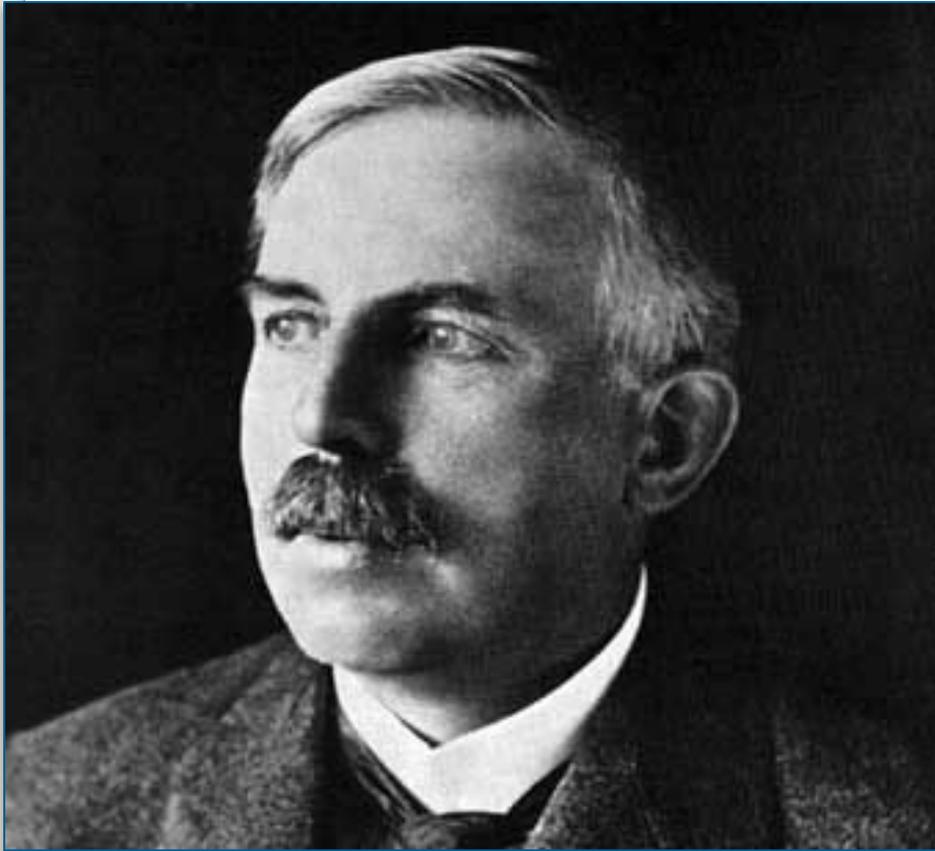


Джозеф Джон Томсон
(1856 – 1940)

Модель атома Томсона



Модель атома Резерфорда



Эрнест Резерфорд
(1871 – 1937)

Экспериментально исследовал распределение положительного заряда.
В 1906 г. зондировал атом с помощью α -частиц.

Опыт Резерфорда

Схема опыта Резерфорда
по рассеянию α - частиц.

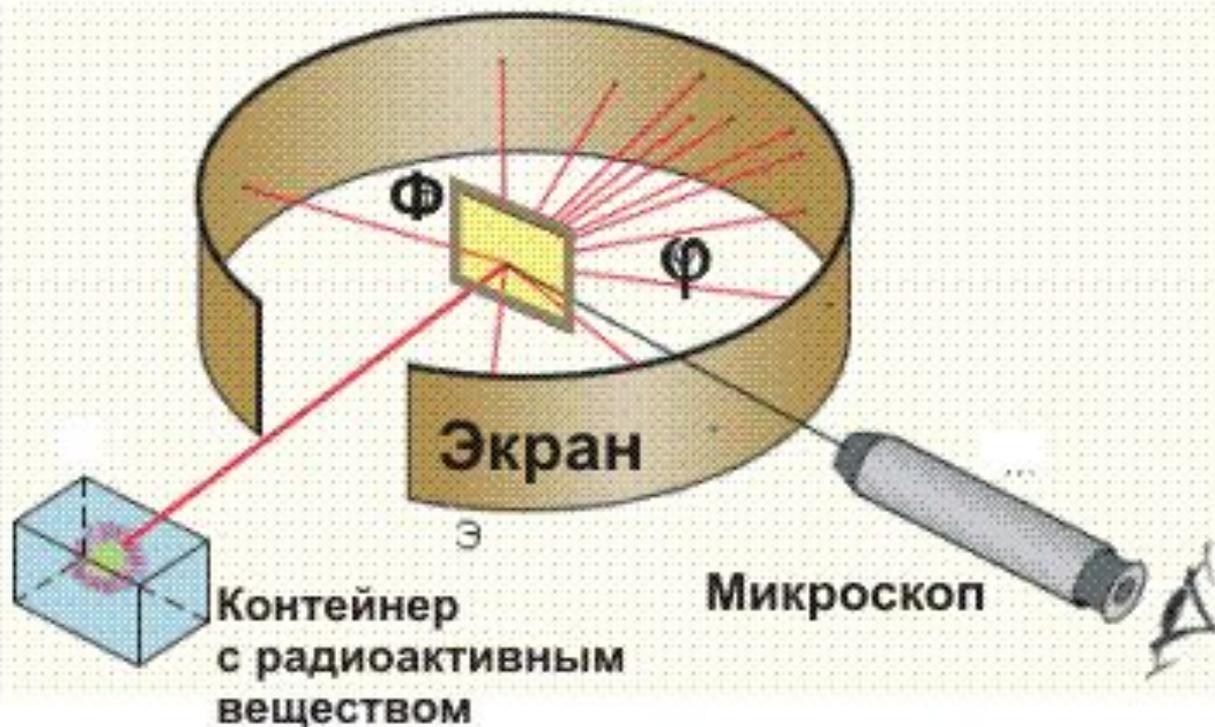
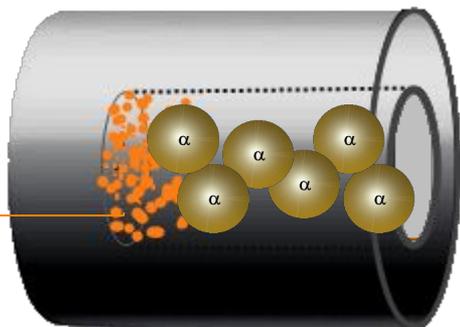


Рисунок с сайта www.college.ru

Схема опыта Резерфорда



Скорость α - частиц - $1/30$ скорости света в вакууме



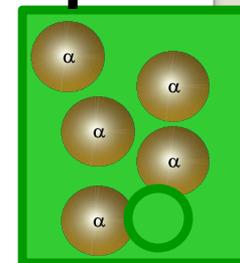
Радиоактивное
вещество



Фольга



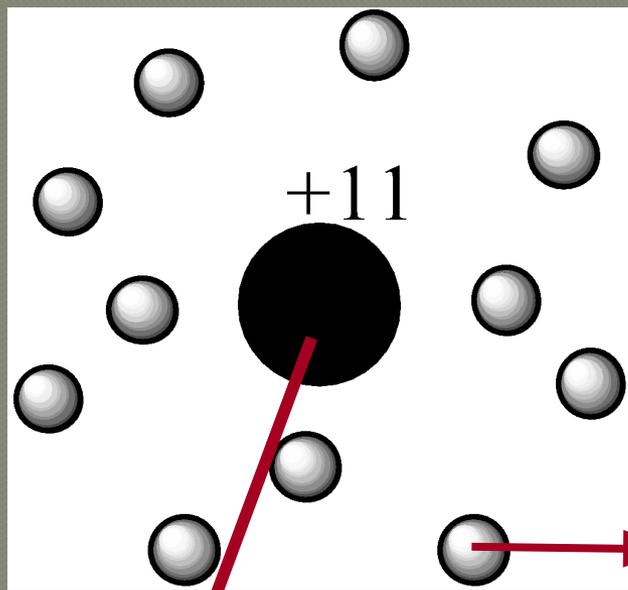
На
экране



Дале
е

Как устроен атом?

1911 г. Э. Резерфорд



Подобную модель называют ядерной или планетарной.

Электрон (в 1867 раз легче ядра, $v = 10^8$ м/с)

Ядро ($1,67 \cdot 10^{-27}$ кг)

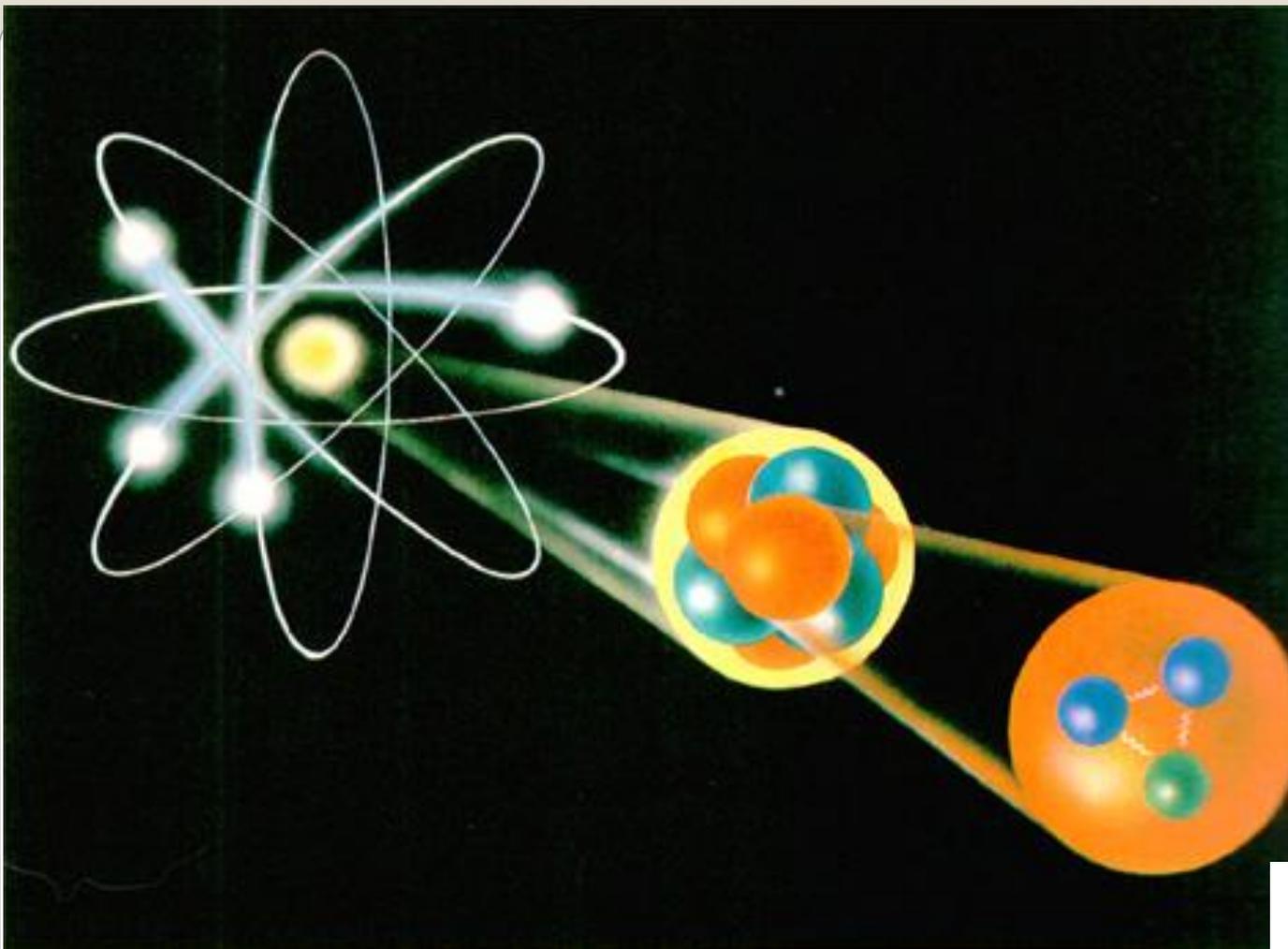
- Атом состоит из очень маленького тяжёлого ядра, имеющего положительный заряд $+Z$, вокруг которого движутся Z электронов. Заряд Z соответствовал атомному номеру элемента (порядковому номеру в периодической системе).
- Масса атома (и ядра) составляет $10^{-24} - 10^{-22}$ г.
- Масса электрона равна $9,1 \cdot 10^{-28}$ г. (в 1848 раз меньше массы атома водорода).
- Размер атома – 10^{-8} см = 0.1 нм.
- Размер ядра – $10^{-13} - 10^{-12}$ см (на 4-5- порядков меньше).

Недостатки модели атома Резерфорда

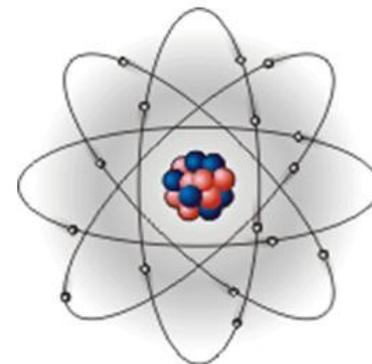
- 1. Эта модель не согласуется с наблюдаемой стабильностью атомов.** По законам классической электродинамики вращающийся вокруг ядра электрон должен **непрерывно** излучать электромагнитные волны, а поэтому терять свою энергию. В результате электроны будут приближаться к ядру и в конце концов упадут на него.
- 2. Эта модель не объясняет наблюдаемые на опыте оптические спектры атомов.** Оптические спектры атомов не непрерывны, как это следует из теории Резерфорда, а состоят из узких спектральных линий, т.е. атомы излучают и поглощают электромагнитные волны лишь определенных частот, характерных для данного химического элемента.



К явлениям атомных масштабов законы классической физики неприемлемы.



Планетарная модель атома



Корпускулярно-волновой дуализм излучения

- В результате разложения излучения на составляющие его волны получается спектр излучения. **Спектр испускаемого телом излучения называется *спектром испускания или эмиссионным***. Спектр поглощённого телом излучения называется ***спектром поглощения или абсорбционным***.
- **Эмиссионный спектр** раскалённых твёрдых и жидких тел содержит все длины волн, это **сплошной спектр**. **Эмиссионный спектр молекул полосатый**. Он состоит из полос, каждая из которых содержит все длины волн данного диапазона. А **спектр атомов линейчатый**, т.е. состоит из отдельных линий (длин волн).

Корпускулярно-волновой дуализм излучения

- В 1900 г. Планк (Германия) выдвинул гипотезу:
- **Энергия должна излучаться и поглощаться только дискретными порциями – квантами.**
- Переход системы из высшего по энергии состояния ($E_{\text{В}}$) в низшее ($E_{\text{Н}}$) сопровождается излучением кванта энергии:

$$\Delta E = E_{\text{В}} - E_{\text{Н}} = h \cdot \nu$$

$h = 6.6 \cdot 10^{-34}$ Дж·с - постоянная Планка.

- В 1905 г. в Германии Эйнштейн предложил применить квантование к любому излучению.
- **Электромагнитное излучение состоит из частиц – фотонов.** Фотоны распространяются в пространстве со скоростью света.
- Энергия фотона (квант энергии), определяется ур-ем:
$$E = h \cdot \nu$$
- ✓ Т.о. энергия излучения квантована.

- Квантовая теория Эйнштейна позволила объяснить явление фотоэффекта и его законы.
- **Максимальная энергия фотоэлектронов (E_{\max}), вылетающих из металла при облучении его светом частоты ν , не зависит от интенсивности света и линейно зависит от ν .**
- Когда фотон падает на поверхность металла, часть его энергии тратится на удаление электрона из металла (работа выхода W), а часть – на сообщение этому электрону кинетической энергии.
 - $h \cdot \nu = W + E_{\max}$
- При недостаточной энергии фотона фотоэлектроны не будут появляться.
- Т.о., фотонная – **корпускулярная** («корпускула» - частица (лат.)) – теория, в отличие от волновой теории излучения, смогла объяснить законы фотоэффекта.
- **Электромагнитное излучение обладает свойствами, как волны, так и частицы, т.е. излучению присущ корпускулярно-волновой дуализм.**

Соотношение массы и энергии

- Ввёл А. Эйнштейн в 1905 г. на основе созданной им теории относительности.
- **Полная энергия тела пропорциональна его массе: $E = mc^2$**
- Соотношение Эйнштейна объединяет закон сохранения массы и закон сохранения энергии.

- Если фотон обладает энергией $E = h \cdot \nu$, то и массой тоже $m = E/c^2$.
- Выразив ν через λ ($\nu = c/\lambda$), получим выражение, связывающее длину волны излучения с массой фотона:

$$\lambda = h/mc.$$

- В результате химической реакции энергия выделяется или поглощается. Следовательно, и масса веществ должна уменьшаться или увеличиваться. Значит, закон сохранения массы при химических реакциях не соблюдается?
- Сравним энергию, которой обладает 1 грамм вещества, с тепловым эффектом реакции.

$$E = mc^2 = 10^{-3} \cdot (3 \cdot 10^8)^2 = 9 \cdot 10^{13} \text{ Дж} = 9 \cdot 10^{10} \text{ кДж.}$$

- Тепловой эффект реакции обычно не превышает 1000 кДж/моль. Если в реакции участвует вещество с молярной массой 100 г/моль, то тепловой эффект – 10 кДж на 1 грамм.
- Тогда тепловые эффекты реакций соответствуют изменению массы **$\Delta m = 10/9 \cdot 10^{10} \approx 10^{-10}$ г на 1 грамм вещества (или 10^{-8} %).** Это о-о-о-о-очень мало!!!!!!!
- Поэтому **закон сохранения массы** при химических реакциях **соблюдается** приближённо, но **с большой точностью**.

Обладает ли фотон массой?

Модель атома водорода по Бору

АТОМНАЯ ФИЗИКА

Постулаты Бора



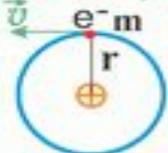
Классическая траектория
электрона в атоме

Первый постулат Бора



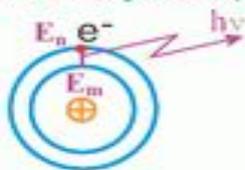
Атом может находиться не во всех состояниях, допустимых классической механикой, а только в некоторых избранных - стационарных состояниях, характеризуемых дискретными значениями энергии E_1, E_2, E_3, \dots . В этих состояниях атом не излучает.

Второй постулат Бора (правило квантования орбит)



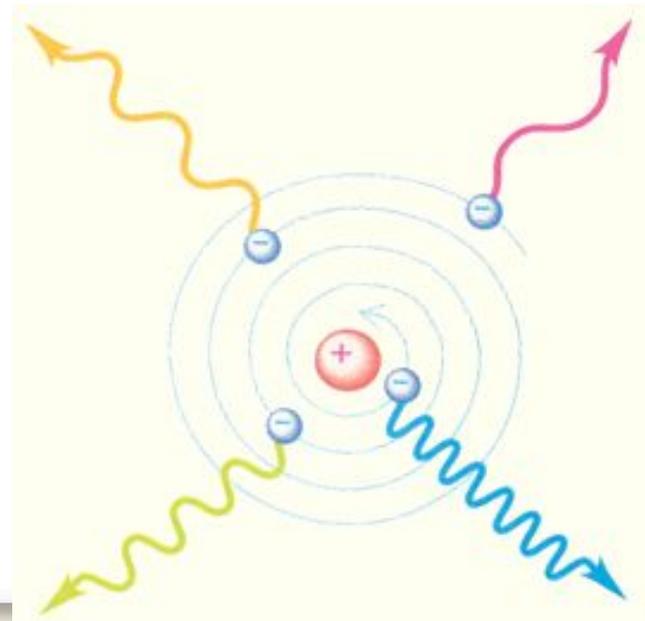
$$mvr = n\hbar \quad (n = 1, 2, 3, \dots)$$

Третий постулат Бора (правило частот)



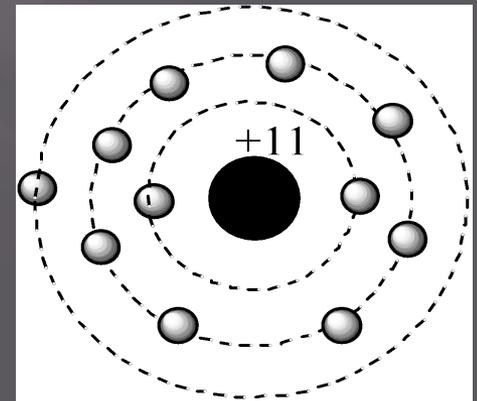
$$E_n - E_m = \hbar\omega$$

$$E_n - E_m = h\nu$$



В 1913 г Нильс Бор (Дания) предположил, что :

1. электрон движется не по любым, а лишь по строго определённым («разрешённым», «стационарным») орбитам, при этом не излучая и не поглощая энергии.
2. Момент количества движения электрона квантован, т.е. может принимать только некоторые конкретные значения.
3. Излучение происходит при перескоке с одной стационарной орбиты на другую порциями - квантами.



- Радиусы стационарных орбит:

$$r = \frac{\hbar^2}{me^2} \cdot n^2$$

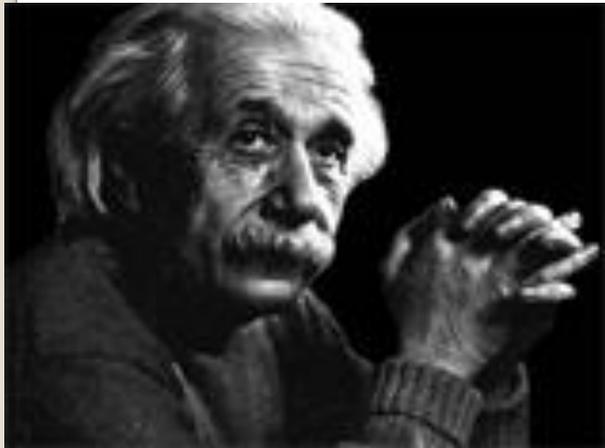
- Где $\hbar = h/2\pi$.
- Радиус первой боровской орбиты равен 0,0529 нм.
- Полная энергия электрона на одной из боровских орбит равна:

$$E = -\frac{me^4}{2\hbar^2} \cdot \frac{1}{n^2} = -\frac{const}{n^2}$$

Трудности теории Бора

ВОЛНА или ЧАСТИЦА

Корпускулярные и волновые свойства частиц следует рассматривать не как взаимоисключающие, а как взаимодополняющие друг друга



«Наука вынуждает нас создавать новые теории. Их задача – разрушить стену противоречий, которые часто преграждают дорогу научному прогрессу. Все существенные идеи в науке родились в драматическом конфликте между реальностью и нашими попытками ее понять».

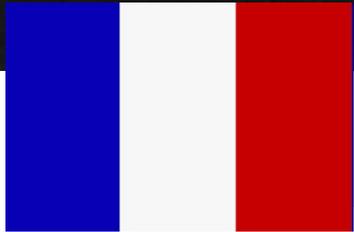
Корпускулярно-волновой дуализм частиц

1924 год



Франция
Луи де Бройль
(Луи Виктор Пьер Реймон,
7-й герцог Брольи)
(1892-1987)

Лауреат нобелевской премии
(1929)



Электрон обладает двойственными корпускулярно-волновыми свойствами (как свет), то есть проявляет одновременно свойства частицы и волны.

- Волновые свойства частицы массой **m**, движущейся со скоростью **v**, описываются аналогичным для фотонов уравнением:

$$\lambda = h/mv$$

- Эту длину волны называют **длиной волны де Бройля**.

1927 год

США

Клинтон Дж. Дэвиссон
(1881-1958)



Лауреат нобелевской премии по физике
(1937)

Лестер Г. Джермер
(1896-1971)

Англия

Джозеф Паджет Томсон
(1892-1975)



П.С. Тартаковский (СССР)

Экспериментально доказали
утверждение Луи де Бройля



- В качестве дифракционной решётки использовались кристаллы металлов – фольга. Пучок электронов, проходя через фольгу, давал типичную дифракционную картину: вместо одного пятна получались кольца различной интенсивности. Такая же картина наблюдается при дифракции рентгеновских лучей.

Принцип неопределённости Гейзенберга



1927 год

Германия

Вернер Карл Гейзенберг
(1901-1976)



Лауреат
нобелевской премии по физике
(1932).

Принцип неопределенности:
Невозможно в один и тот же момент времени
точно определить местонахождение
электрона в пространстве и его скорость
(импульс).

Принцип неопределённости Гейзенберга:

$$\Delta x \cdot \Delta p_x \geq \hbar,$$

где Δx – неопределённость в координате x частицы в данный момент; Δp_x – неопределённость проекции импульса на ось x в тот же момент.

- Чем точнее определено положение частицы, тем менее точно известен её импульс, и наоборот.
- $p = mv$, $\Delta p = m \cdot \Delta v$, следовательно

$$\Delta x \cdot \Delta v_x \geq \hbar/m,$$

Δv_x – неопределённость проекции скорости на ось x .

- Принцип неопределённости указывает, что можно рассматривать лишь вероятность того, что частица находится в данном месте. Описание поведения частиц в квантовой механике носит **вероятностный характер**.

Применимы ли законы квантовой механики для макротел?

- Для макротел длина волны де Бройля и соотношение неопределённостей практически равны нулю.
- Например, пуля массой 10 г. летит со скоростью 1 км/с. Ей соответствует $\lambda = 6,6 \cdot 10^{-33}$ см, а $\Delta x \cdot \Delta v_x \geq 10^{-26}$ см²/с.

Волновая функция. Уравнение Шредингера.

- Рассмотрим волновую функцию для одной частицы – электрона. Электрон имеет массу m , он движется в силовом поле (например, в поле положительного заряда ядра атома водорода), потенциальная энергия электрона V .
- Цель: определить вероятность нахождения электрона в определённой области пространства.
- Эта вероятность характеризуется функцией $\psi(x, y, z)$, которая называется волновой функцией.
- Функцию $\psi(x, y, z)$ находят, решая волновое уравнение Шрёдингера.



1926 год

Австрия

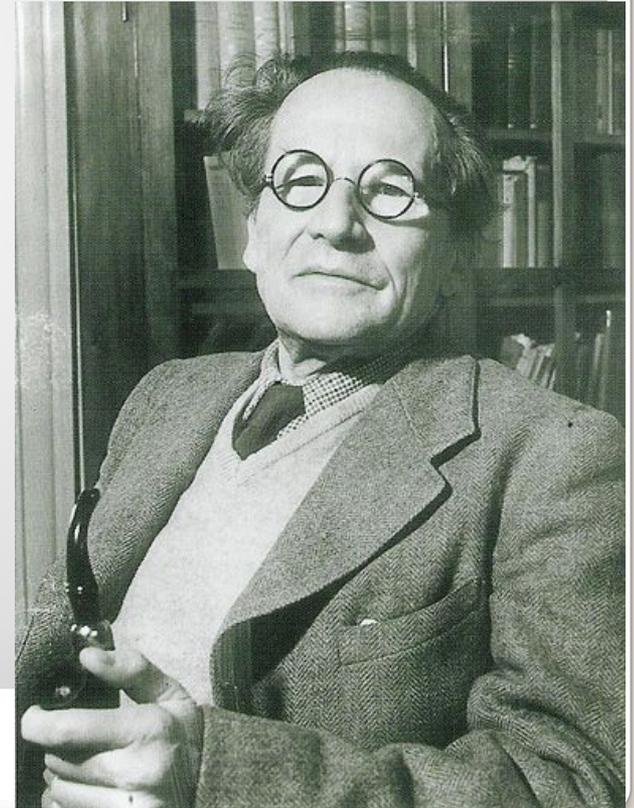
Эрвин Шредингер
(1887-1961)



Лауреат
нобелевской премии
по физике
(1933)

Уравнение Шредингера

$$\frac{\partial^2 \psi}{\partial x^2} + \frac{\partial^2 \psi}{\partial y^2} + \frac{\partial^2 \psi}{\partial z^2} + \frac{8\pi^2 m}{\hbar^2} (E - E_n) \psi = 0$$



Физический смысл волновой функции

- ***Волновые свойства электрона означают, что в каждый момент времени электрон может находиться в каждой точке, но с различной вероятностью.***
- **Волновая функция атомной системы – это функция состояния системы, квадрат которой равен плотности вероятности нахождения электронов в каждой точке пространства.**

Уравнение Шредингера

$$\frac{\partial^2 \psi}{\partial x^2} + \frac{\partial^2 \psi}{\partial y^2} + \frac{\partial^2 \psi}{\partial z^2} + \frac{8\pi^2 m}{\hbar^2} (E - E_n) \psi = 0$$

где:

x, y, z – координаты,

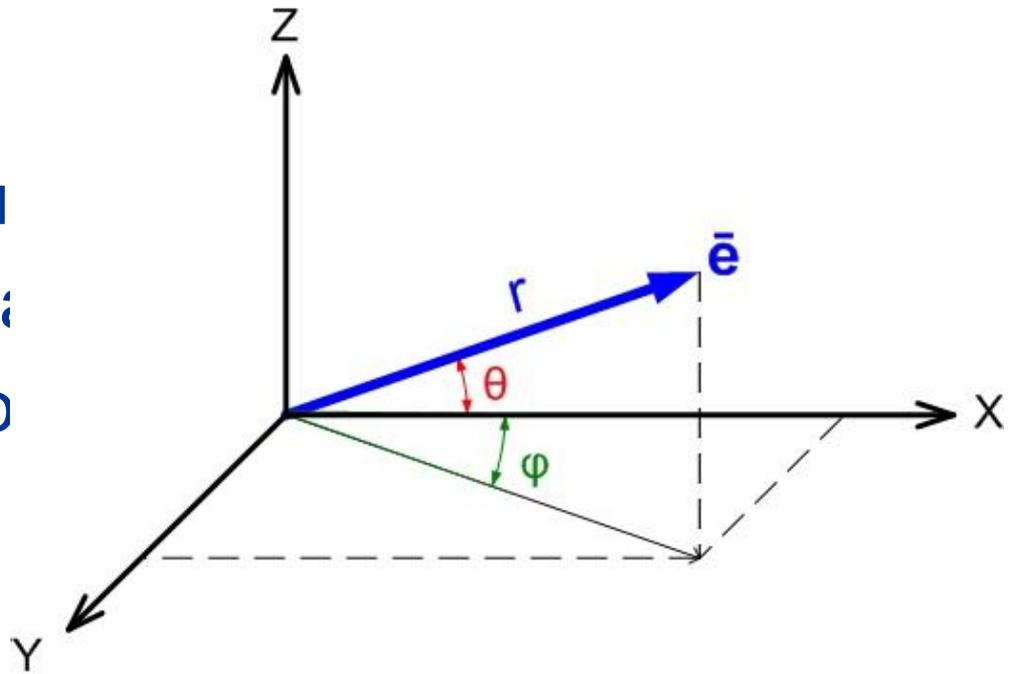
\hbar – постоянная Планка;

m – масса частицы, E и E_n – полная и потенциальная энергия частицы

Решить уравнение Шредингера – значит:

- найти вид волновой функции ψ ;
- определить величину полной энергии микрочастицы;
- найти квадрат волновой функции (т. е., распределение электронной плотности).

Функция Ψ зависит от пространственных координат электрона (радиуса и двух углов) и определяется



набором квантовых чисел: n, l, m_l

Квантовые числа

- Решение волнового уравнения содержит три квантовых числа – n, l, m_l .
- **Главное квантовое число n** может принимать все целочисленные значения от **1 до ∞**
- При данном значении главного квантового числа n **орбитальное (побочное) квантовое число l** может принимать любое из значений от **0 до $(n - 1)$** .
- При данном значении орбитального квантового числа l **магнитное квантовое число m_l** может принимать любые значения от **$-l$ до $+l$** : $m_l = -l, -l+1, \dots, -1, 0, +1, \dots, +l$

- **Главное квантовое число n** определяет размер электронного облака (энергию электрона).
- **Орбитальное (побочное) квантовое число l** определяет вид электронного облака – форму атомной орбитали.
- **Магнитное квантовое число m_l** определяет направление движения электрона в атоме (или направление атомной орбитали в атомном пространстве).

Главное квантовое число

n

Принимает целочисленные значения от 1 до ∞ .

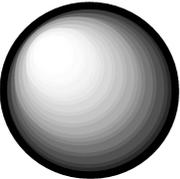
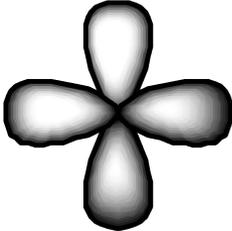
Чем $\uparrow n$, тем \uparrow энергией обладает электрон, и тем слабее он связан с ядром.....

...можно говорить о существовании в атоме *энергетических уровней* (электронных слоев или оболочек), отвечающих определенным значениям *главного квантового числа* - n .

n	1	2	3	4	5	6	7
Обозначение энергетического слоя	K	L	M	N	O	P	Q

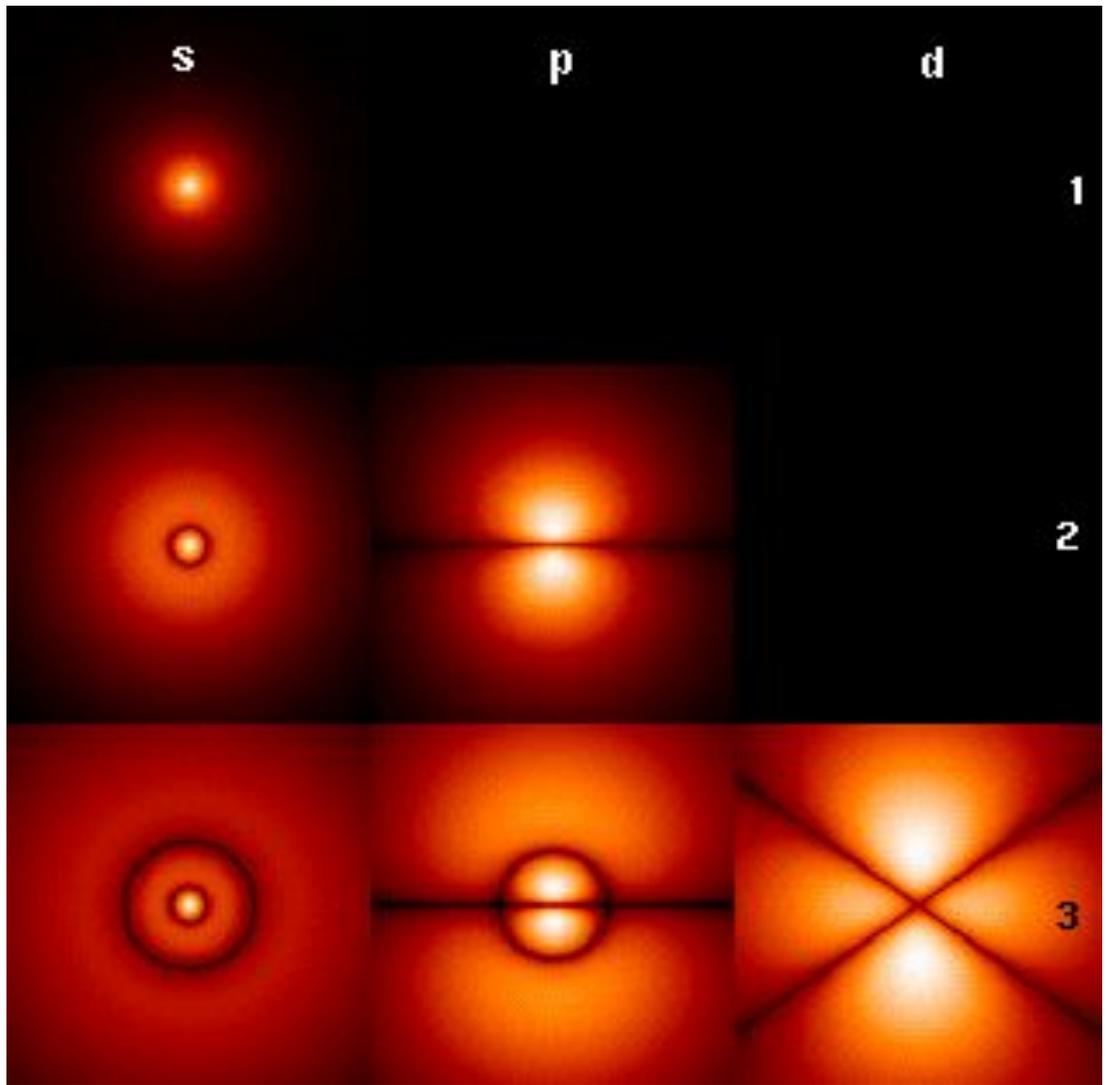
Орбитальное (побочное) квантовое число l

Принимает целочисленные знач. от 0 до $(n-1)$

l	0	1	2	3	4
Буквенное обозначение подуровня	s	p	d	f	g
Форма орбитали				СЛОЖН.	СЛОЖН.

- В обозначении АО задаётся значение главного квантового числа и буквенное обозначение орбитального квантового числа:
- Например, для 4f-орбитали главное квантовое число
 $n = 4,$
орбитальное квантовое число
 $l = 3.$

- Все АО с одинаковым значением главного квантового числа объединяются под названием «уровень».
- В каждом n – уровне имеется одна s – орбиталь,
- с $n = 2$ - три p – орбитали,
- с $n = 3$ - пять d –орбиталей,
- с $n = 4$ – семь f –орбиталей и т.д.
- В каждом n –уровне: n^2 – орбиталей, а электронов - $2n^2$.



Назад



Число подуровней, на которые расщепляется энергетический уровень равно номеру уровня. Например,

n	l	Обозначение подуровня
1	0 (одно значение)	1s
2	0;1 (два)	2s; 2p
3	0;1;2 (три)	3s; 3p; 3d

Т.о., *энергетический подуровень* – это совокупность электронных состояний, характеризующихся определенным набором квантовых чисел n и l .

Магнитное квантовое число m_l

Принимает все целочисленные значения от $-l$ до $+l$.

Например, при $l=0$ $m_l = 0$;

при $l=1$ $m_l = -1; 0; +1$;

при $l=2$ $m_l = -2; -1; 0; +1; +2$;

Число значений m_l указывает на число орбиталей с данным значением l .

s -состоянию соответствует одна орбиталь,

p -состоянию – три,

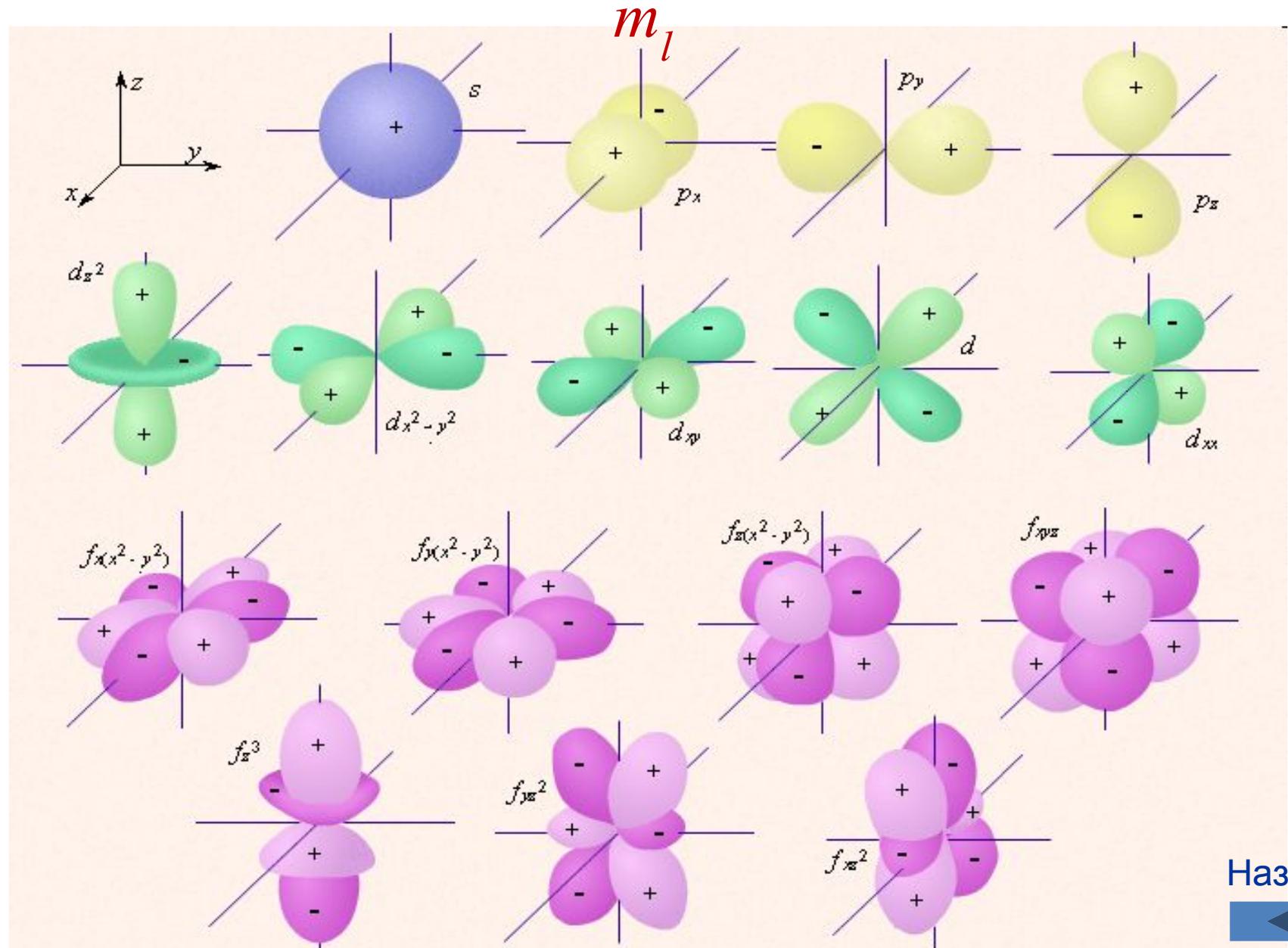
d -состоянию – пять,

f -состоянию – семь и т.д.

Число орбиталей на подуровне равно $(2l+1)$,
а общее число орбиталей на энергетическом
уровне равно n^2 .

Все орбитали, принадлежащие одному подуровню
данного энергетического уровня, имеют одинаковую
энергию в отсутствии магнитного поля
(вырожденные).

Магнитное квантовое число



Назад



Состояние электрона в атоме,
характеризующееся определенными
значениями чисел n, l, m_l называется
атомной орбиталью.

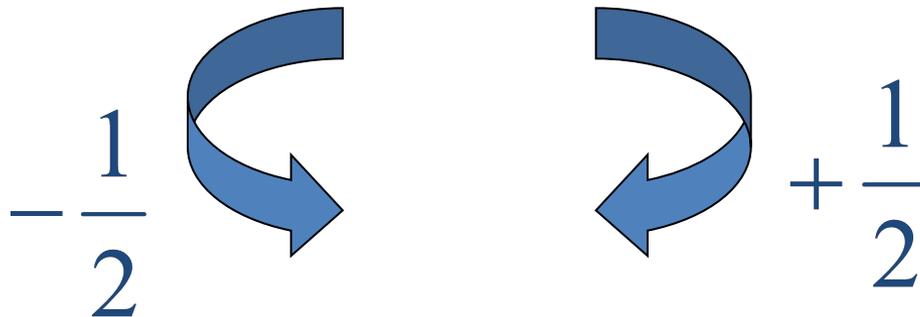
Спиновое квантовое число

m

характеризует собственный магнитный момент электрона **s** , связанный с вращением его вокруг своей оси - по часовой стрелке и против часовой стрелки.

Спиновое квантовое число может принимать, следовательно, только два значения :

$$m_s = +1/2 \text{ и } m_s = -1/2.$$



Квантовые числа

Квантовые числа		Физический смысл	Значения
Главное квантовое число	n	<p>Определяет энергию электрона;</p> <p>Степень его удаления от ядра;</p> <p>Размер электронного облака.</p>	<p>Целочисленные значения, совпадающие с номером периода (им соответствуют латинские буквы: K, L, M, N и т.д.)</p>
Орбитальное (побочное) квантовое число	l	<p>Определяет форму электронной орбитали</p>	<p>Целочисленные значения: $[0, n-1]$ (им соответствуют латинские буквы: s, p, d, f и далее по алфавиту)</p>
Магнитное квантовое число	m_l	<p>Характеризует положение электронной орбитали в пространстве</p>	<p>Целочисленные значения от $-l$ до $+l$, всего $(2l+1)$ значений</p>
Спиновое квантовое число	m_s	<p>Характеризует магнитный момент, возникающий при вращении электрона вокруг собственной оси – спин</p>	<p>$-1/2$ и $+1/2$</p>

Принципы заполнения атомных орбиталей электронами

- **1. Принцип наименьшей энергии: сначала заполняются орбитали с наименьшей энергией.**



1940

Вольфганг Эрнст Паули

(1900 – 1958)

Австрия



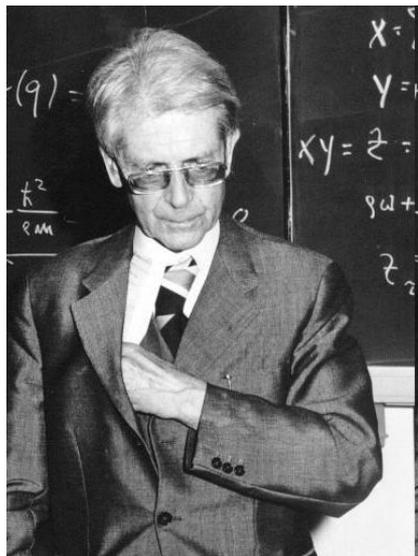
Лауреат нобелевской премии

(1945)

Принцип Паули:

В атоме не может быть двух электронов, у которых все четыре квантовых числа были бы одинаковы.

На одной орбитали могут находиться не более двух электронов, отличающихся друг от друга спинами.



Фридрих Хунд
(1896 – 1997)
Германия



Правило Хунда:

При данном значении l (т. е. в пределах определенного подуровня) электроны располагаются таким образом, чтобы суммарный спин был максимальным.

Правило Гунда (Хунда)

На атомных орбиталях электроны стремятся располагаться так, чтобы сохранилось наибольшее число электронов с параллельным спином.

Последовательность заполнения орбиталей электронами

- Первой заполняется $1s$ – орбиталь. На ней может располагаться 2 электрона, поэтому заполнение происходит в атомах двух элементов.
- Затем заполняются орбитали второго уровня – $2s$ и $2p$. На $2s$ -подуровне - 2 электрона, на $2p$ -подуровне – 6, что соответствует 8 элементам.
- Далее заполняется 3 уровень ($n = 3$), но не полностью – только $3s$ и $3p$ подуровни.

У калия ($z = 19$) $4s$ -орбиталь оказывается ниже, чем $3d$. Поэтому начинает заполняться новый слой - $4s$ – орбиталь, только затем - $3d$ (10 электронов), потом - $4p$ – орбитали. Ёмкость $4s$, $4p$ и $3d$ - орбиталей равна 18 электронам. Т.е., эти орбитали заполняются в атомах 18 элементов.

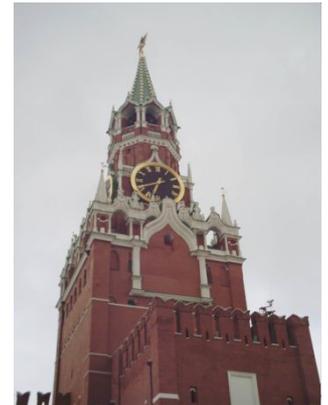
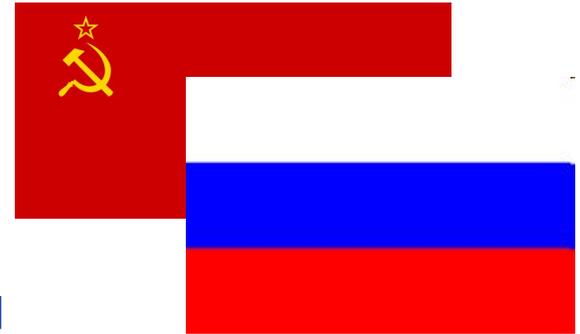
Схема заполнения атомных орбиталей

- $1s < 2s < 2p < 3s < 3p < 4s < 3d < 4p < 5s < 4d < 5p < 6s < 4f < 5d < 6p < 7s < 5f < 6d < 7p$
- Эта последовательность заполнения АО в атомах элементов подчиняется **правилу Клечковского (1951 г.)**.

1951



Ключковский
Всеволод Маврикиевич
(1900 -1972)
Россия



Правило Ключковского:

Электрон занимает в основном состоянии уровень не с минимально возможным значением n , а с наименьшим значением суммы $n + l$.

Правило

Клечковского:

1. Сначала заполняются орбитали с меньшим значением суммы главного и орбитального квантовых чисел ($n + l$).
2. При одинаковых значениях этой суммы раньше заполняется орбиталь с меньшим значением n .

Может быть заполнение электронами энергетических уровней и подуровней идет в следующем порядке ?:

...3s	3p	3d	4s	4p...
(3+0)	(3+1)	(3+2)	(4+0)	(4+1)
3	4	5	4	5

применяем второе правило К.

...3s 3p 4s 3d 4p...



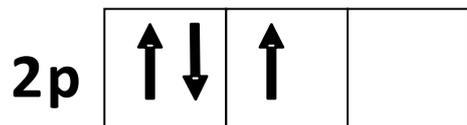
Увеличение E

Примеры:

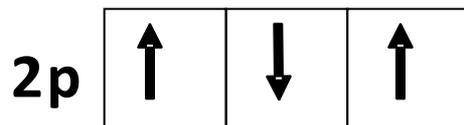
- Для $2s$ орбитали $(n + l) = 2 + 0 = 2$, а для $2p$ - $(n + l) = 2 + 1 = 3$. Т.о., $2s$ - орбиталь заполняется раньше $2p$ – орбиталей.
- Для $4f$ - орбиталей $(n + l) = 4 + 3 = 7$, и для $5d$ $(n + l) = 5 + 2 = 7$.

Здесь вступает в силу вторая часть правила Клечковского. Сначала заполняются $4f$ – орбитали, т.к. они имеют меньшее значение главного квантового числа.

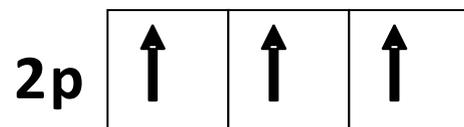
При наличии однотипных орбиталей их заполнение происходит в соответствии с правилом Хунда: в пределах энергетического подуровня электроны располагаются так, чтобы их суммарный спин был максимальным. Например,



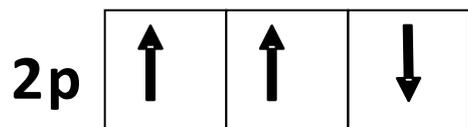
$$\frac{1}{2} + \underset{\text{и}}{\overset{\text{ж}}{3}} - \frac{1}{2} \underset{\text{ш}}{\overset{\text{ц}}{4}} + \frac{1}{2} = \frac{1}{2}$$



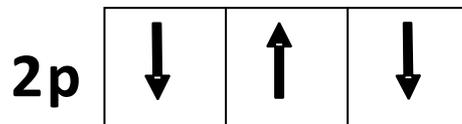
$$\frac{1}{2} + \underset{\text{и}}{\overset{\text{ж}}{3}} - \frac{1}{2} \underset{\text{ш}}{\overset{\text{ц}}{4}} + \frac{1}{2} = \frac{1}{2}$$



$$\frac{1}{2} + \frac{1}{2} + \frac{1}{2} = \frac{3}{2}$$



$$\frac{1}{2} + \frac{1}{2} + \underset{\text{и}}{\overset{\text{ж}}{3}} - \frac{1}{2} \underset{\text{ш}}{\overset{\text{ц}}{4}} = \frac{1}{2}$$



$$\underset{\text{и}}{\overset{\text{ж}}{3}} - \frac{1}{2} \underset{\text{ш}}{\overset{\text{ц}}{4}} + \frac{1}{2} + \underset{\text{и}}{\overset{\text{ж}}{3}} - \frac{1}{2} \underset{\text{ш}}{\overset{\text{ц}}{4}} = -\frac{1}{2}$$



max

суммарный спин