

Строение атома и Периодический закон

Лекция курса «**органическая химия**»

для 10-х ф-м классов СУНЦ

В.В.Загорский,

Е.А.Менделеева,

Н.И.Морозова

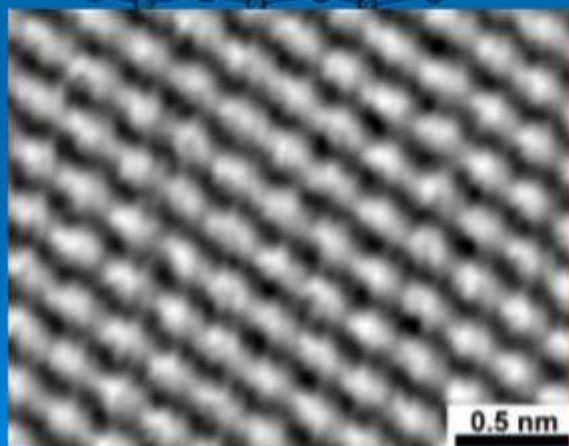
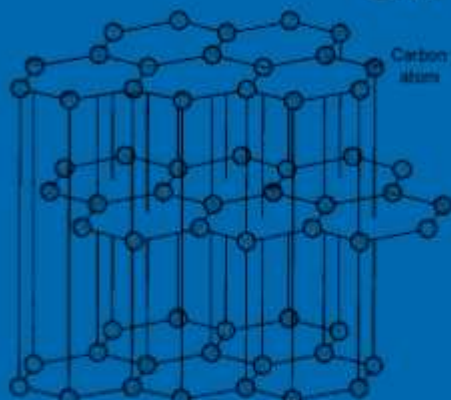
Атом

(от греч. atomos – неделимый),
наименьшая частица химического
элемента, носитель его свойств.

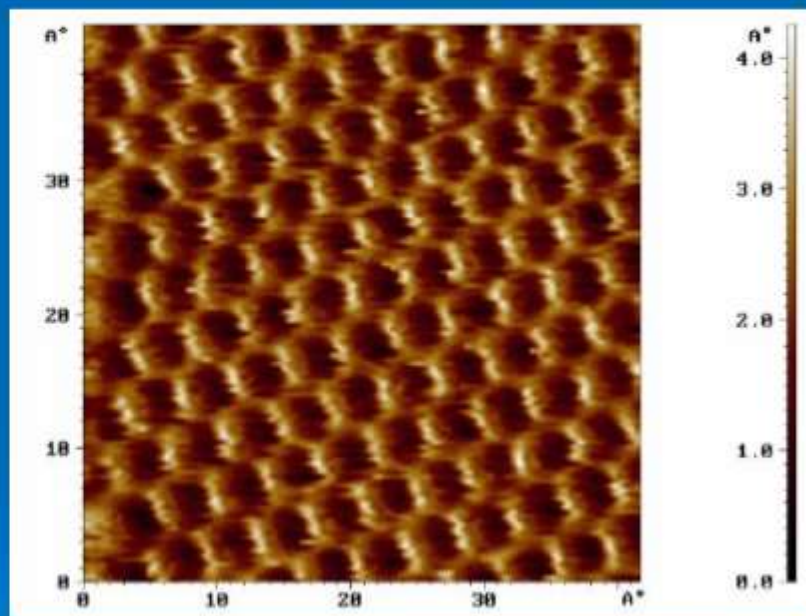
Элементы химические,
совокупности атомов с
определенным зарядом ядра Z .

ВИДИМЫЕ атомы

В XXI веке атомы можно «увидеть»
СТРУКТУРА ГРАФИТА



Transmission electron microscopy

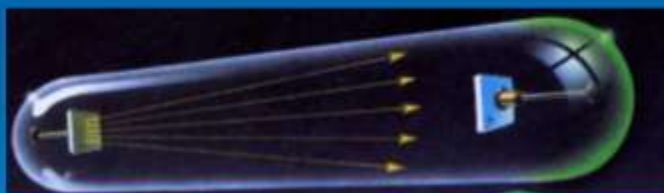


Atomic force microscopy

Открытия, доказывающие сложное строение атома

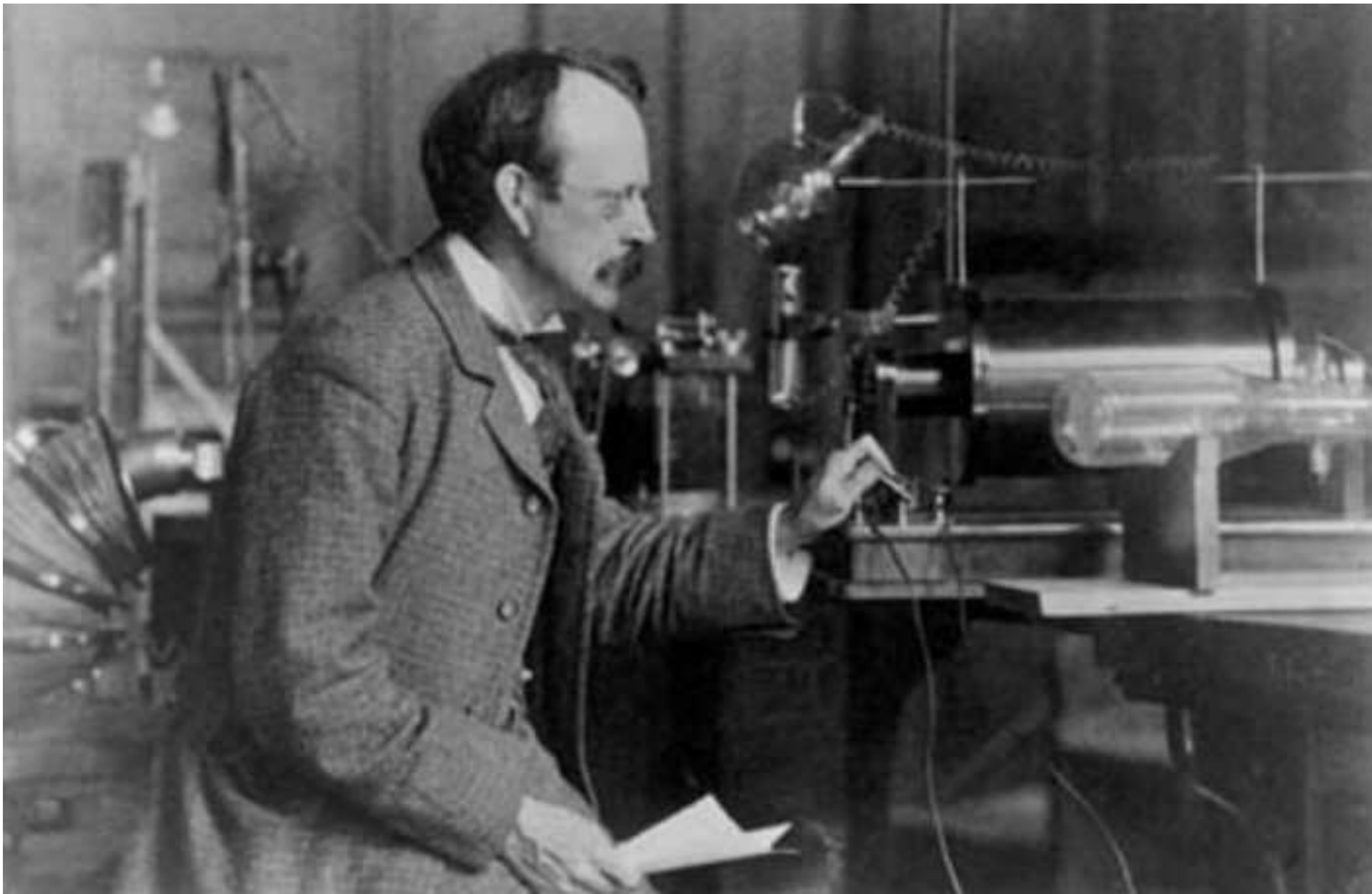
- Открытие электрона (Дж.Томсон, 1897)
- Открытие радиоактивности
- (А.Беккерель, 1896)
- Открытие протонов (Э.Резерфорд, 1919)
- Открытие нейтронов (Дж.Чедвик, 1932)

Открытие электрона

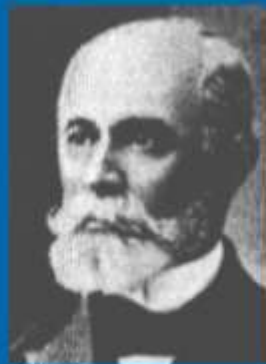


- Дж.Томсон, 1897 г, катодные лучи .
- Определил отношение массы электрона к его заряду.
- Позднее установлен заряд электрона ($-0,162 \cdot 10^{-18}$ Кл) и масса ($1/1887$ массы атома H)

Джозеф Джон Томсон



Открытие радиоактивности

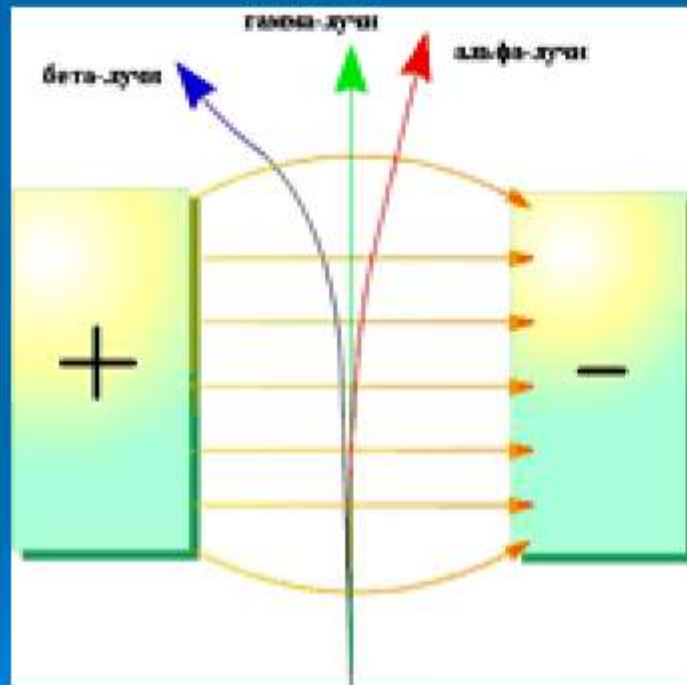


- В 1896 А.Беккерель обнаружил, что соединения урана испускают невидимые лучи, проникающие через препятствия.



- В 1898 г. Пьер Кюри и Мария Склодовская-Кюри открыли полоний и радий. Способность атомов некоторых элементов испускать излучение назвали радиоактивностью.

Открытие радиоактивности

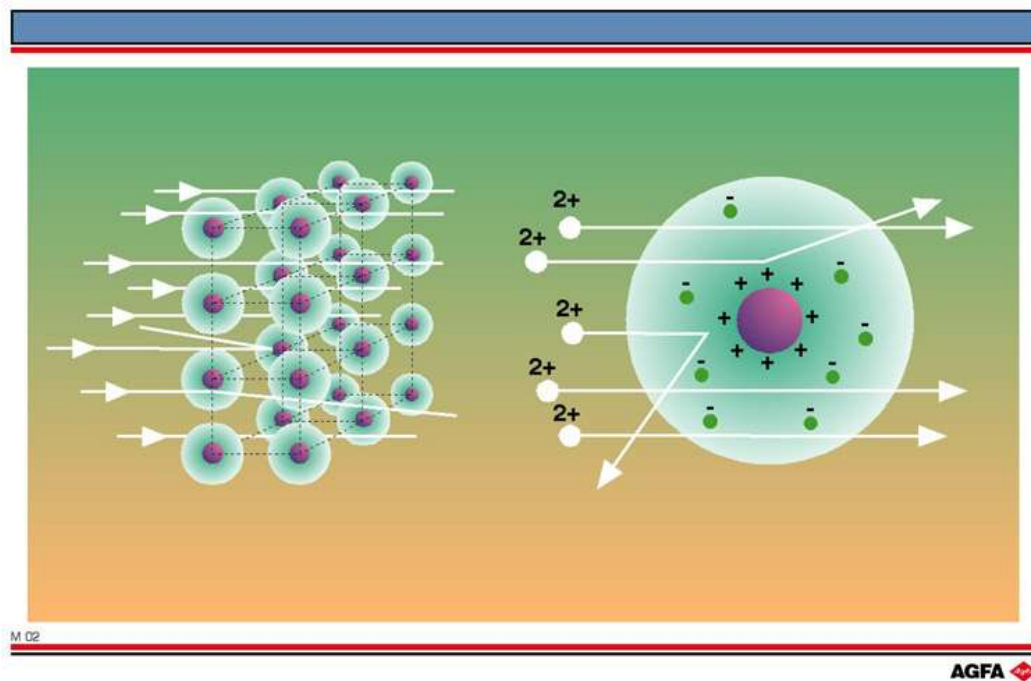
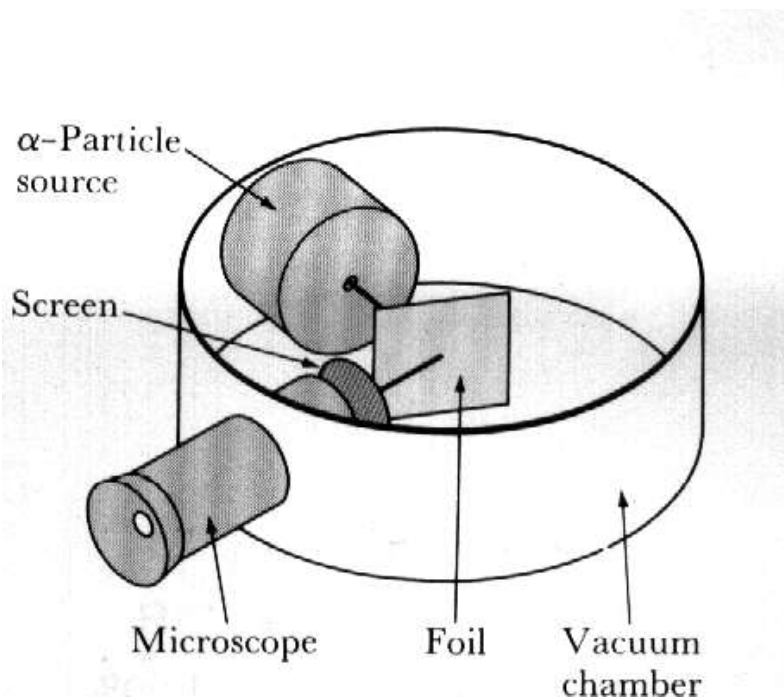


1899 г. Э.Резерфорд
Неоднородность
радиоактивного
излучения.

- Под действием
магнитного поля
излучение делится
на три пучка –
 α -, β -, и γ -лучи.

Эксперимент Резерфорда (1908-1911)

Э.Резерфорд (1871-1937), Ганс Вильгельм Гейгер (1882-1945)
и Эрнест Марсден (1889-1970)



M 02

AGFA

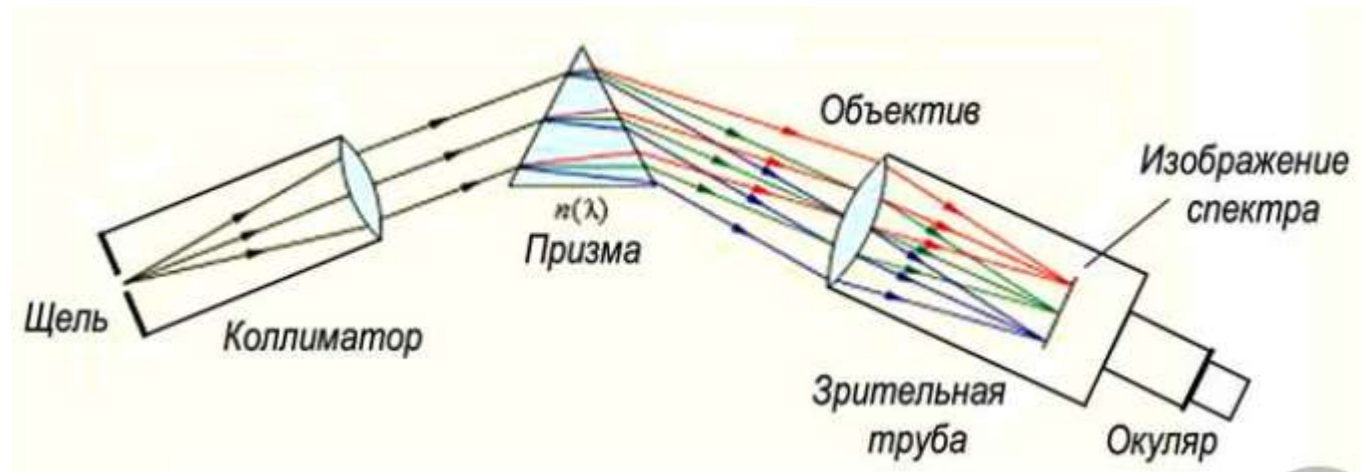
Atkins P.W. General chemistry, Oxford, Sci. Amer. Books, 1989

CD: IUPAC DIDAC project - 2003 Agfa-Gevaert N.V.
<http://www.iupac.org/didac/index.html>



Эрнест Резерфорд

наблюдение спектра излучения водорода



Формула Бальмера, 1885 г.

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



Видимые линии излучения водорода в серии Бальмера.

Квантовая модель атома Бора

Нильс Бор, 1913 г.



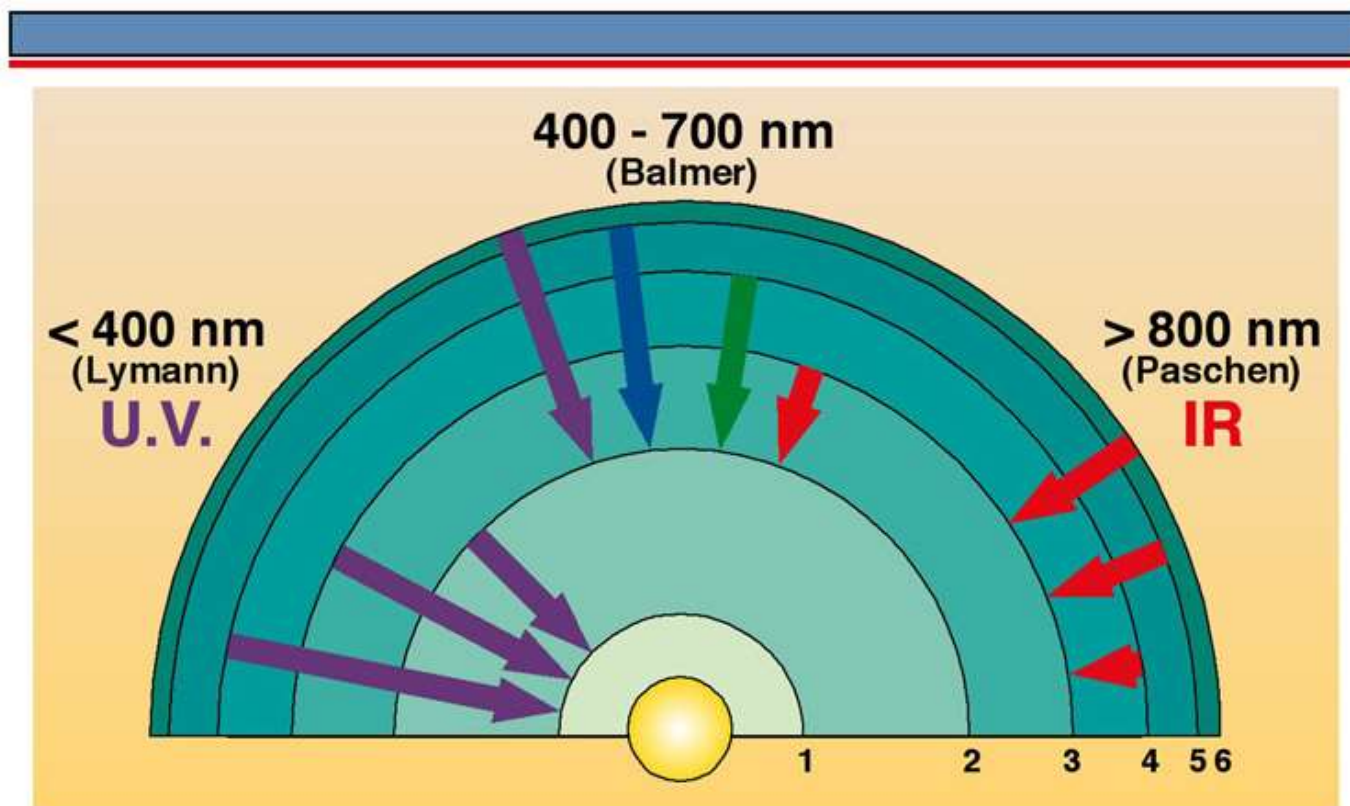
Постулаты Бора:

- 1. Электроны могут двигаться вокруг ядра по замкнутым орбитам, не излучая при этом энергию.
- 2. Орбиты могут иметь не любые, а строго определенные дискретные значения энергии. Чем больше радиус орбиты, тем больше значение энергии находящегося на ней электрона.
- 3. Электрон может перескакивать с одной орбиты на другую. При этом он излучает или поглощает определенную порцию (квант) энергии.

Спектр атома водорода по Бору



H



M 09

AGFA

Создатели квантовой механики



Вернер Карл Гейзенберг (1901-1976)

В 1925 г. разработал матричную механику – первый вариант квантовой механики.



Эрвин Шредингер (1887-1961)

В 1926 г. опубликовал новый подход динамического описания микрочастиц (уравнение Шредингера).

Уравнение Шредингера для атома водорода

$$-\frac{\hbar^2}{2m_e} \nabla^2 \psi - \frac{1}{4\pi\epsilon_0} \cdot \frac{e^2}{r} \psi = E\psi.$$

Оператор Лапласа в
сферических координатах

$$\nabla^2 = \frac{1}{r^2} \frac{\partial}{\partial r} \left(r^2 \frac{\partial f}{\partial r} \right) + \frac{1}{r^2 \sin \theta} \frac{\partial}{\partial \theta} \left(\sin \theta \frac{\partial f}{\partial \theta} \right) + \frac{1}{r^2 \sin^2 \theta} \frac{\partial^2 f}{\partial \phi^2}$$

Волновая функция

$$\psi = R(r)Y_{lm}(\theta, \varphi) = R(r)\Theta(\theta)\Phi(\varphi)$$

Y –сферические функции

$$\Phi(\varphi) = \frac{1}{\sqrt{2\pi}} e^{\pm im_l \varphi}$$

P – функции Лежандра

L – присоединенные
полиномы Лягерра

$$\Theta(\theta) = \text{const} \cdot P_l^{|m|}(\cos \theta)$$

$$R(r) = \text{const} \cdot \left(\frac{2Zr}{na_0} \right)^l L_{n+l}^{2l+1}(2Zr/na_0) e^{-\frac{Zr}{na_0}}$$



- Из решения уравнения Шредингера следует, что энергия электрона может принимать не любые, а строго определенные значения. Набор значений энергии определяется четырьмя целочисленными коэффициентами – квантовыми числами.

Главное квантовое число n

определяет энергию электронов на данной орбитали:

$$E_n = - (2\pi^2 m e^4 Z^2) / (n^2 h^2) = - 13,6 \text{ эВ} * Z^2 / n^2$$

Z – заряд ядра.

Допустимые значения: $n = 1, 2, 3, 4, 5, \dots$

K L M N O ...

5-й

Орбитальное квантовое число l

определяет значение орбитального момента
количества движения электрона на данной орбитали:

$$[l(l + 1)]^{1/2} h / 2\pi$$

Допустимые значения: $0, 1, 2, 3, \dots, n-1$

s p d f

Квантовые числа

Орбитальное магнитное квантовое число m_l

определяет значение составляющей проекции
момента количества движения электрона
на выделенное направление в пространстве: $m_l (\hbar/2\pi)$

Допустимые значения m_l

для данного l : $-l, \dots -2, -1, 0, +1, +2, \dots +l$

Спиновое квантовое число m_s

принимает для электрона только два значения: $+1/2$ и $-1/2$

О смысле спина

Спин является некоторым внутренним свойством, наподобие массы или заряда, требующим особого, пока ещё не известного обоснования.

Другими словами. Спин (от англ. spin — вертеться, вращение) — собственный момент импульса элементарных частиц, имеющий «квантовую природу» и не связанный с движением частицы как целого. В отличие от орбитального углового момента, который порождается движением частицы в пространстве, спин не связан с любым движением в пространстве. Спин — это якобы внутренняя, исключительно квантовая характеристика, которую нельзя объяснить в рамках механики. <http://maxpark.com/community/4057/content/2001530>

Для многоэлектронных атомов



-В атоме не может быть двух электронов с одинаковым набором четырёх квантовых чисел (принцип Паули).

Паули

-В атоме каждый электрон занимает подуровень так, чтобы его энергия была минимальна.

-В пределах одного подуровня суммарный спин электронов должен быть максимален (правило Хунда).



Хунд

Многоэлектронные атомы

- **Принцип наименьшей энергии:** В атоме каждый e занимает тот подуровень, на котором его энергия минимальна.
- **Принцип Паули:** В одном атоме не может быть двух e с одинаковым набором значений всех 4 квантовых чисел.
- **Правило Хунда:** В пределах одного подуровня e располагаются по орбиталям так, чтобы их суммарный спин был максимальным.

4 квантовых числа и правило Хунда

Квантовые числа

энергетические параметры, определяющие состояние электрона и тип атомной орбитали, на которой он находится.

Главное квантовое число n -

общая энергия электрона (номер энергетического уровня) $n = 1, 2, 3, \dots$

Орбитальное (побочное) квантовое число l -
форма атомной орбитали.

$$l = 0, 1, 2, 3, \dots, n-1$$

Магнитное квантовое число m -

ориентация орбитали в пространстве относительно внешнего магнитного или электрического поля.

$$m = +l \dots 0 \dots -l$$

Спиновое квантовое число s - два возможных значения $+1/2$ и $-1/2$.



KINOPOISK.RU



KINOPOISK.RU



До квантовых чисел - Первоэлементы древних

Знаки стихий



ОГОНЬ



ВОДА



ВОЗДУХ



ЗЕМЛЯ

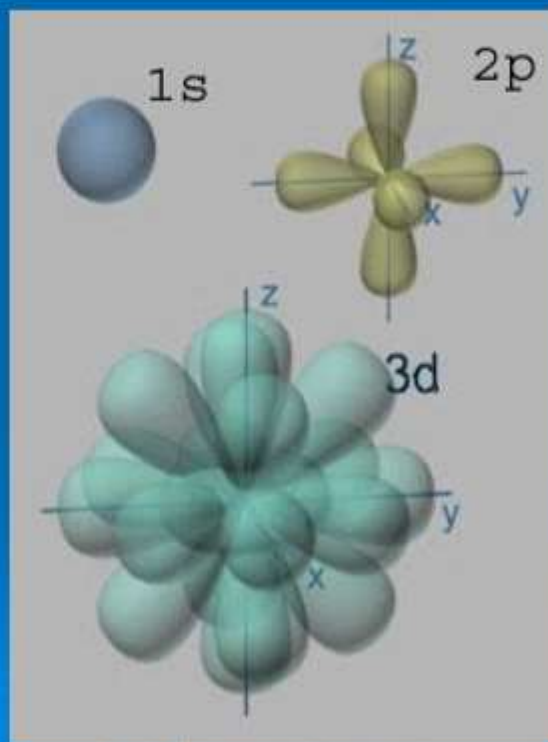


**ЭФИР
ИЛИ
КВИНТЭССЕНЦИЯ**

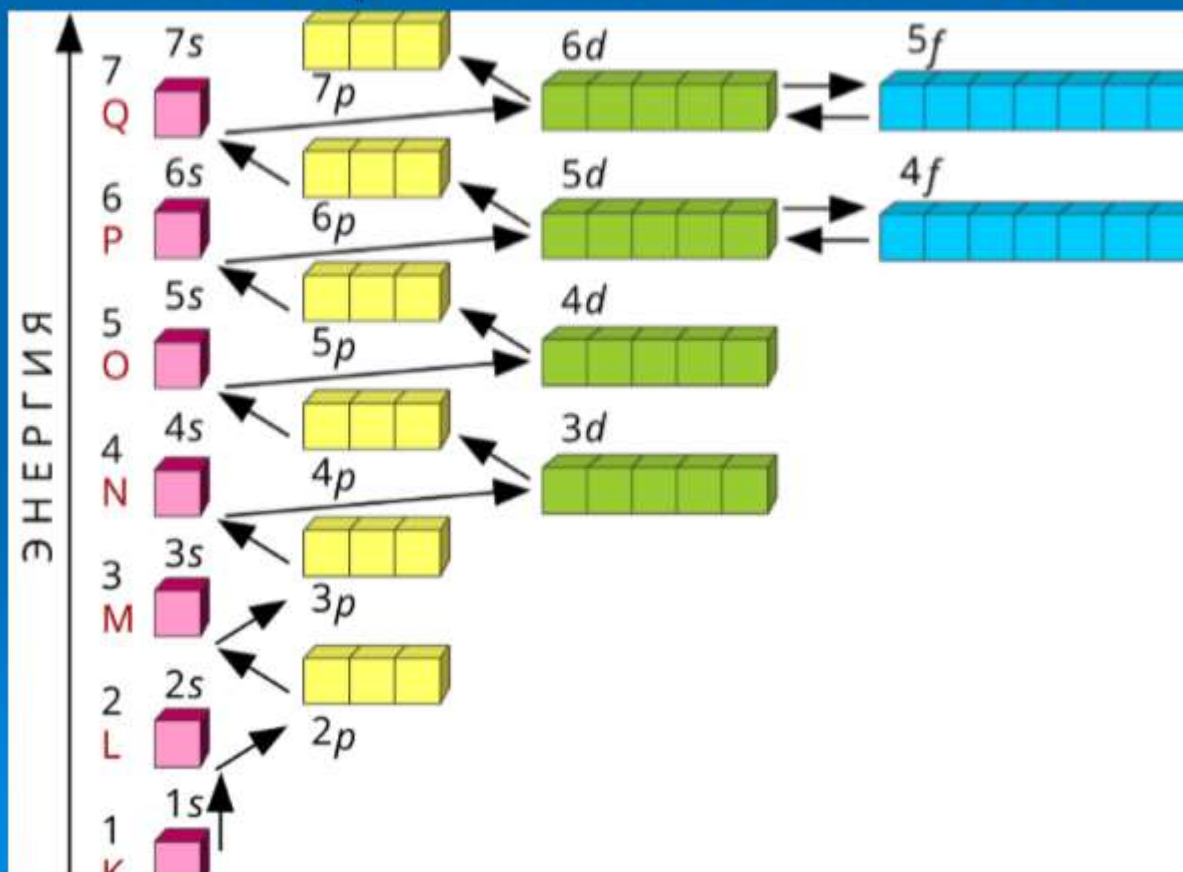
Орбиталь – простейшее определение

Орбиталь

область пространства, где данный электрон может находиться с достаточно высокой вероятностью.



Порядок заполнения электронных оболочек



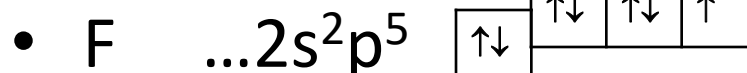
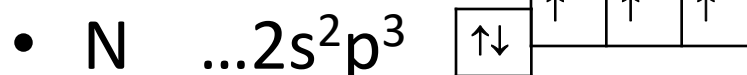
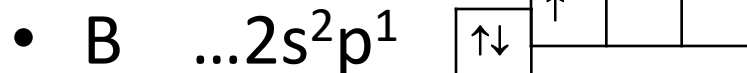
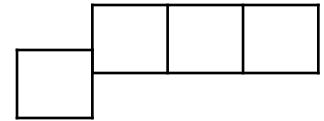
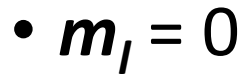
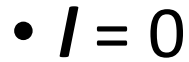
Правило Клечковского

- 1. Заполнение подуровней происходит в порядке увеличения суммы значений $n + l$.
- 2. В случае одинаковых значений этой суммы для нескольких подуровней заполняется сначала тот подуровень, для которого n имеет наименьшее значение.

1s 2s 2p 3s 3p 4s 3d 4p 5s 4d 5p 6s 4f 5d 6p



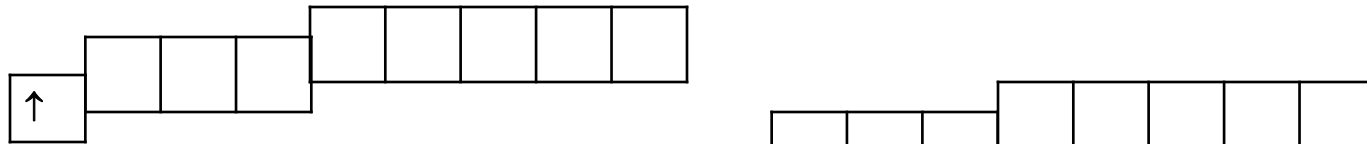
Заполнение электронных оболочек



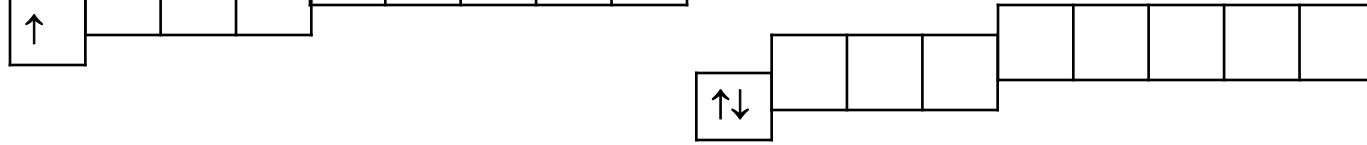
Заполнение электронных оболочек

- $n = 3$
- $l = 0$ $l = 1$ $l = 2$
- $m_l = 0$ $m_l = -1, 0, 1$ $m_l = -2, -1, 0, 1, 2$

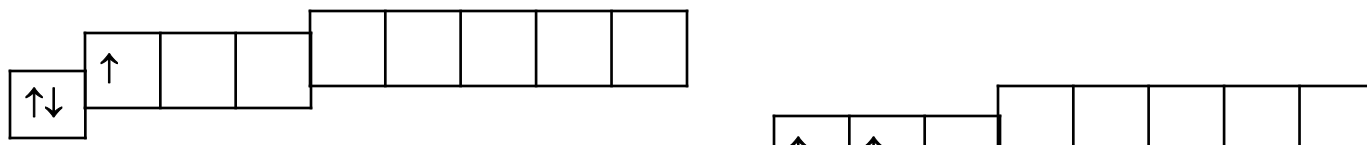
• Na ...3s¹



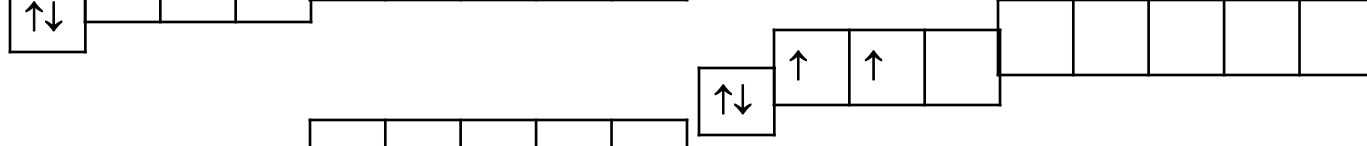
• Mg ...3s²



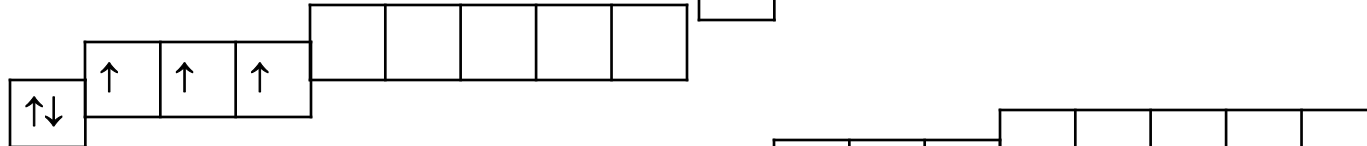
• Al ...3s²p¹



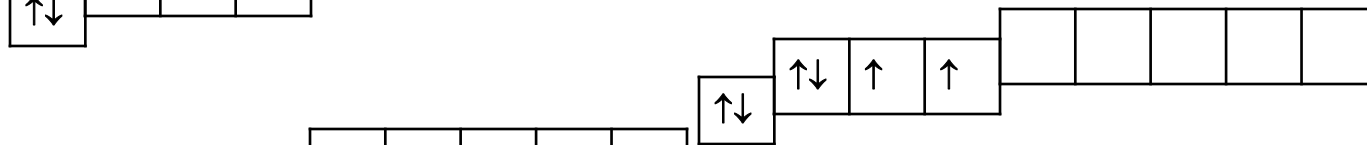
• Si ...3s²p²



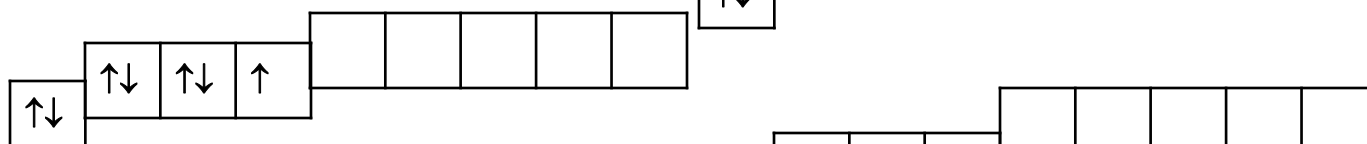
• P ...3s²p³



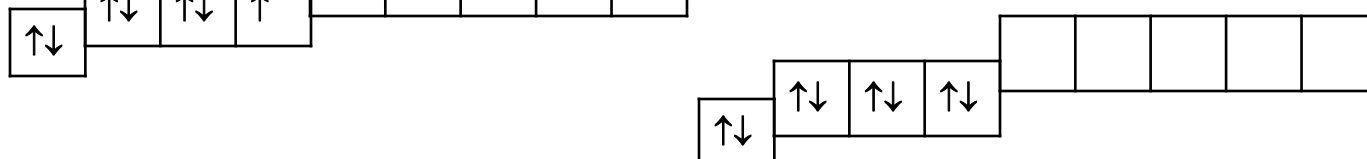
• S ...3s²p⁴



• Cl ...3s²p⁵



• Ar ...3s²p⁶



Устойчивость подуровней

Наиболее устойчивые подуровни:

- полностью заполненные
- пустые
- наполовину заполненные

f



- Cr $\dots 3d^4 4s^2 \rightarrow \dots 3d^5 4s^1$



- Cu $\dots 3d^9 4s^2 \rightarrow \dots 3d^{10} 4s^1$



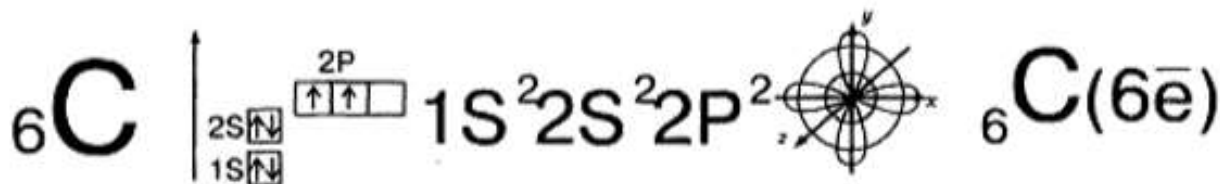
ЭЛЕКТРОННАЯ ФОРМУЛА

Электронная формула определяет распределение электронов на орбиталях в атоме.

Правило составления: Сначала записывают цифру, соответствующую номеру уровня, затем букву, обозначающую подуровень. У каждой буквы справа сверху записывают цифру, соответствующую числу электронов на данном подуровне.



Модель электронной оболочки атома водорода.



Модель электронной оболочки атома углерода.

Решаем задачи

- 1. Запишите электронную конфигурацию атома натрия
- $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$ или $[\text{Ne}] 3s^1$
- Запишите электронную конфигурацию иона натрия Na^+
- $1s^2 2s^2 2p^6$ или $[\text{Ne}]$

Решаем задачи

- Запишите электронную конфигурацию
- фторид-иона F^-
- $1s^2 2s^2 2p^6$ или $[\text{Ne}]$

Что читать

- Стивен Вайнберг открытие субатомных частиц



Что читать

- Фритьоф Капра Дао физики

