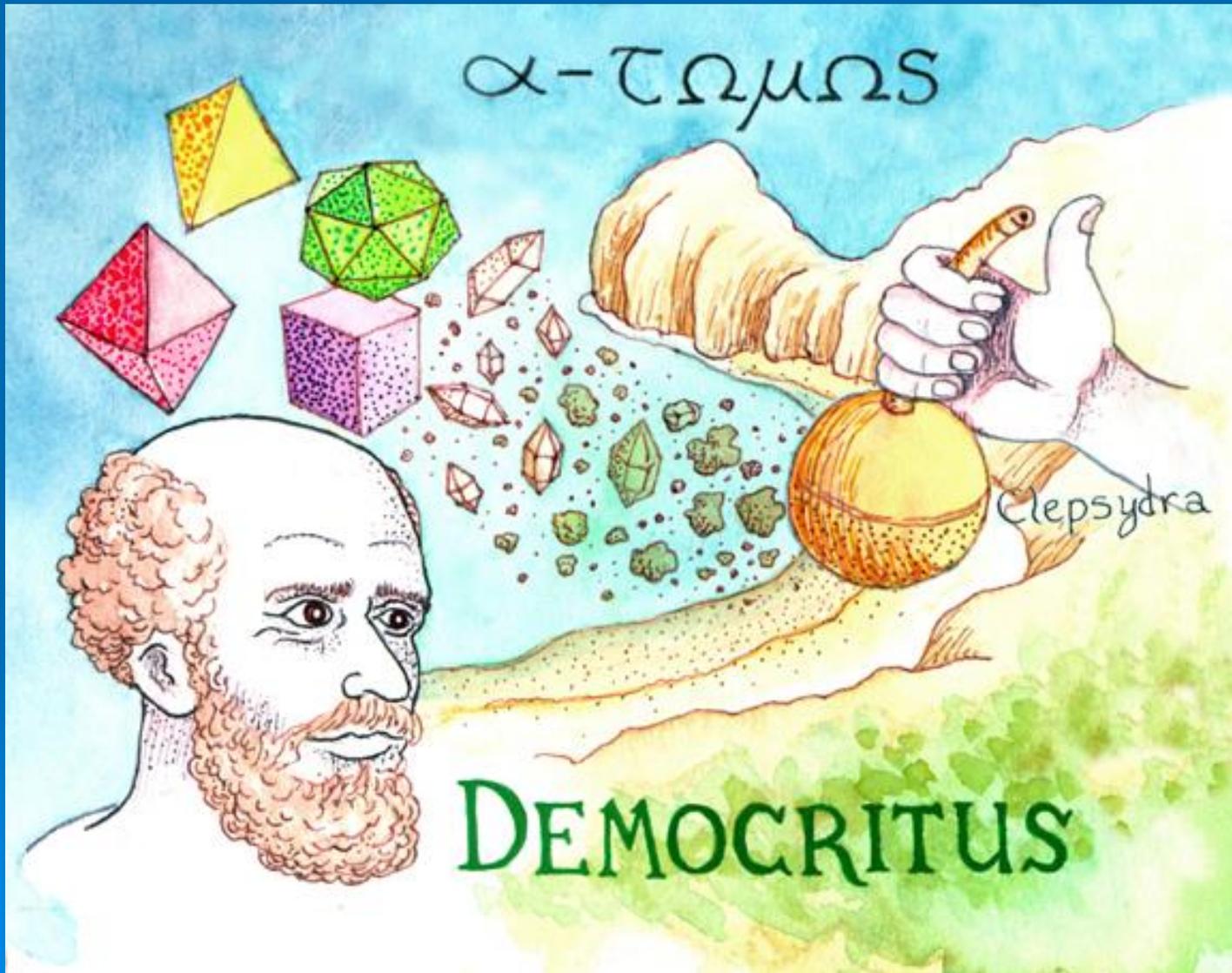


СТРОЕНИЕ

атома

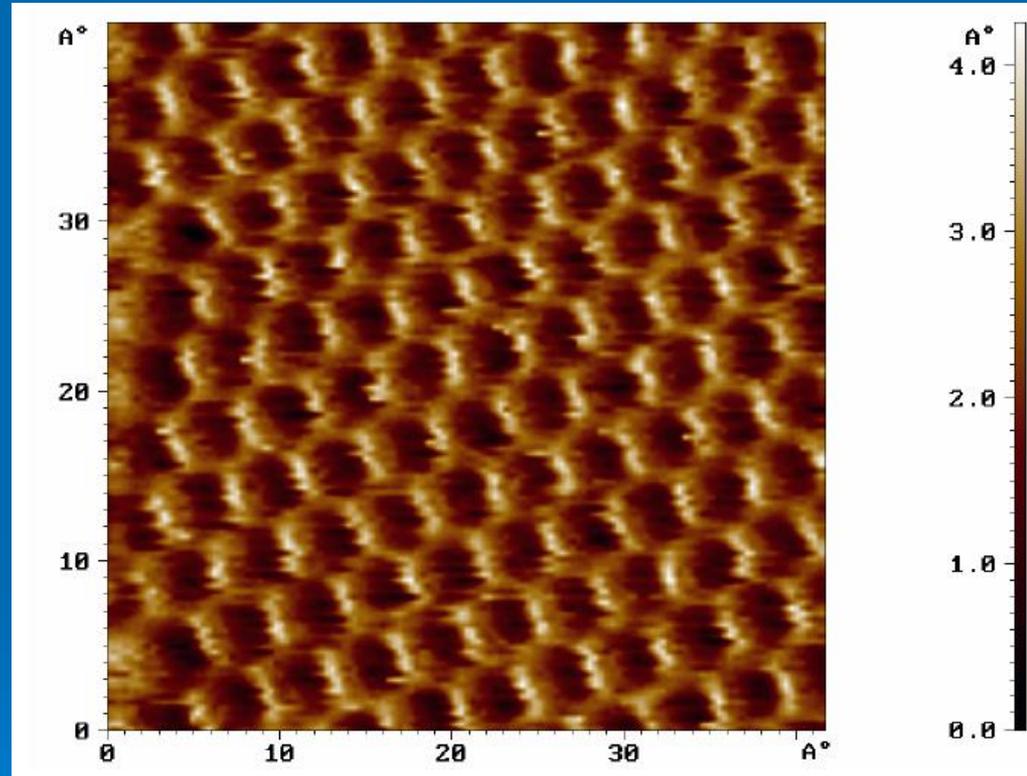
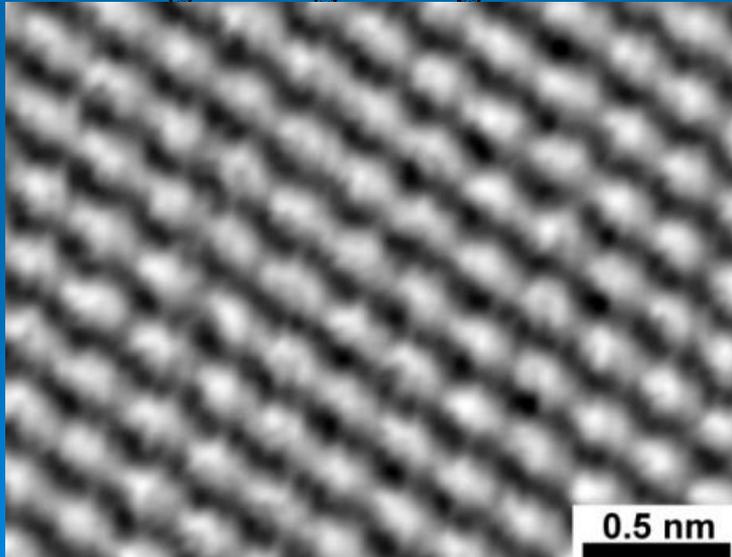
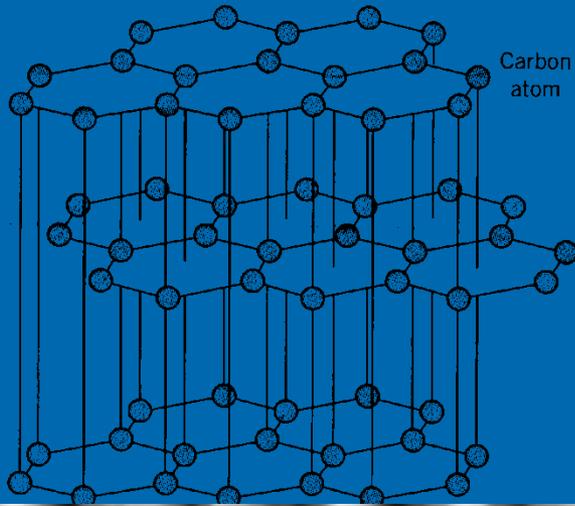


Атомистика Демокрита



В XXI веке атомы можно «увидеть»

СТРУКТУРА ГРАФИТА



Atomic force microscopy

Transmission electron microscopy

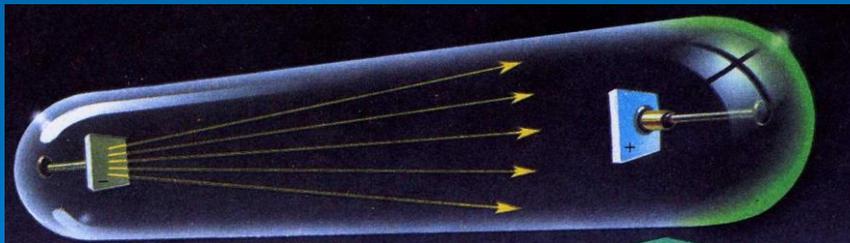
Открытия, свидетельствующие о сложном строении атома

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

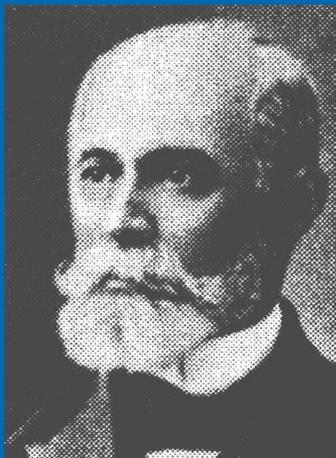
Открытие электрона



- 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 Н)



Открытие радиоактивности

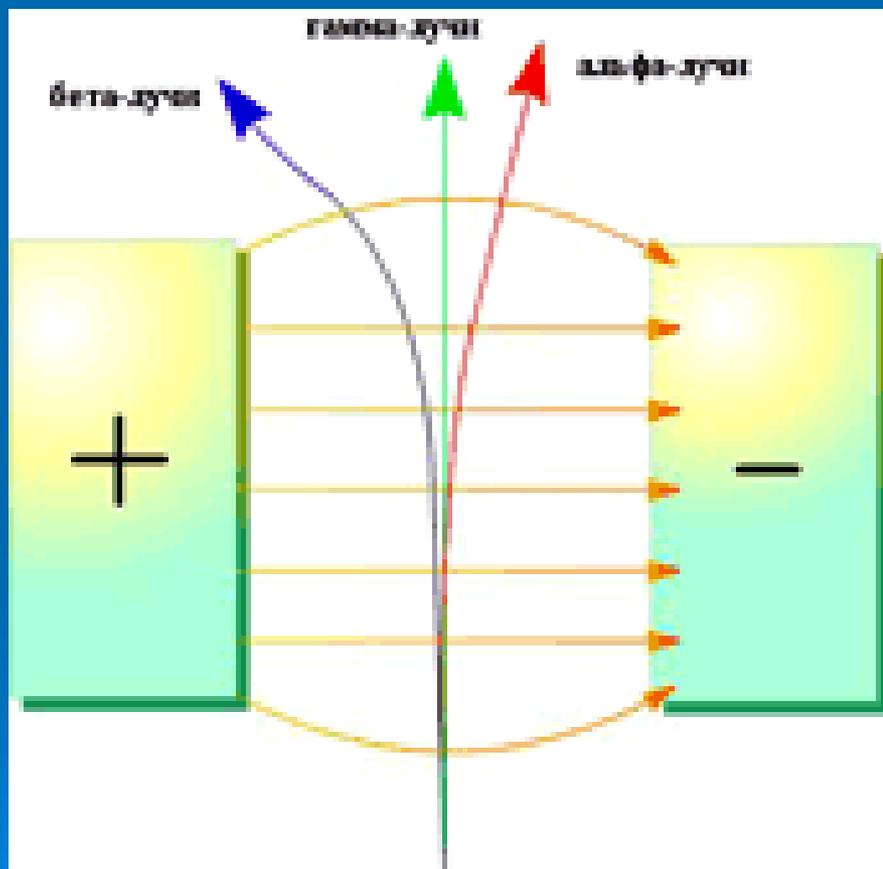


- В 1896 А.Беккерель обнаружил, что соединения урана испускают невидимые лучи, проникающие через препятствия.



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

Открытие радиоактивности

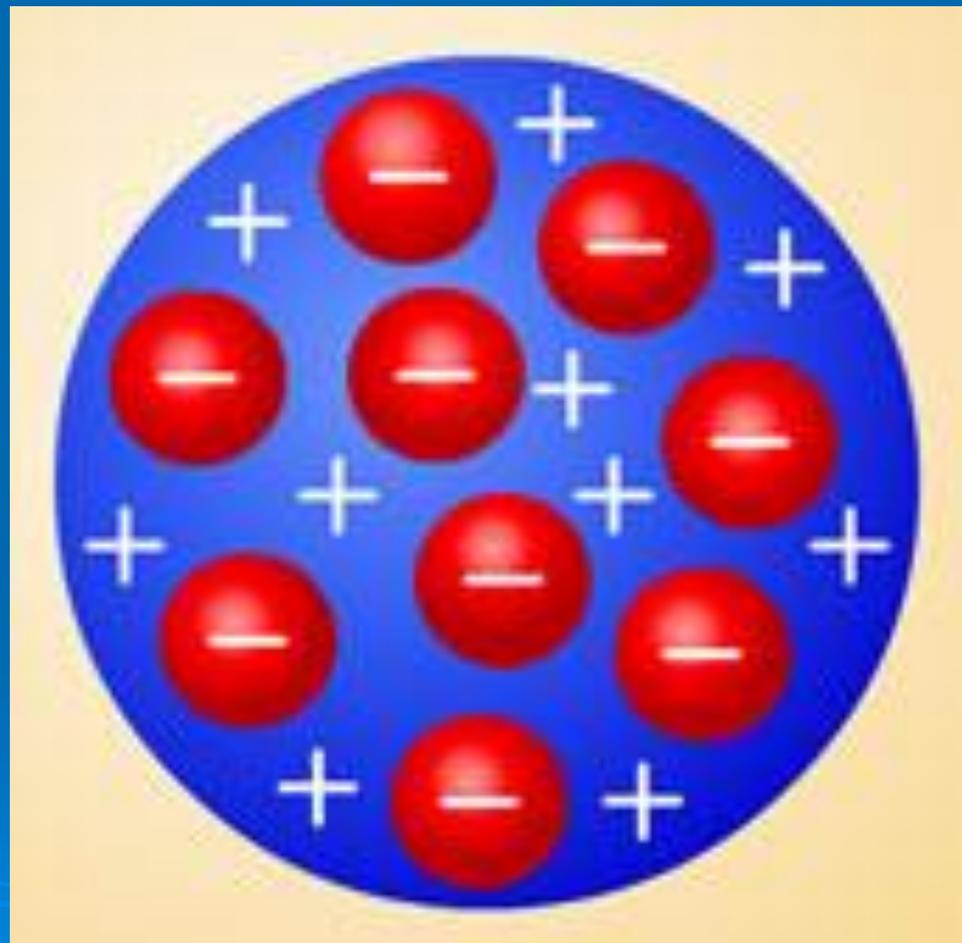


1899 г. Э. Резерфорд
Неоднородность
радиоактивного
излучения.

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

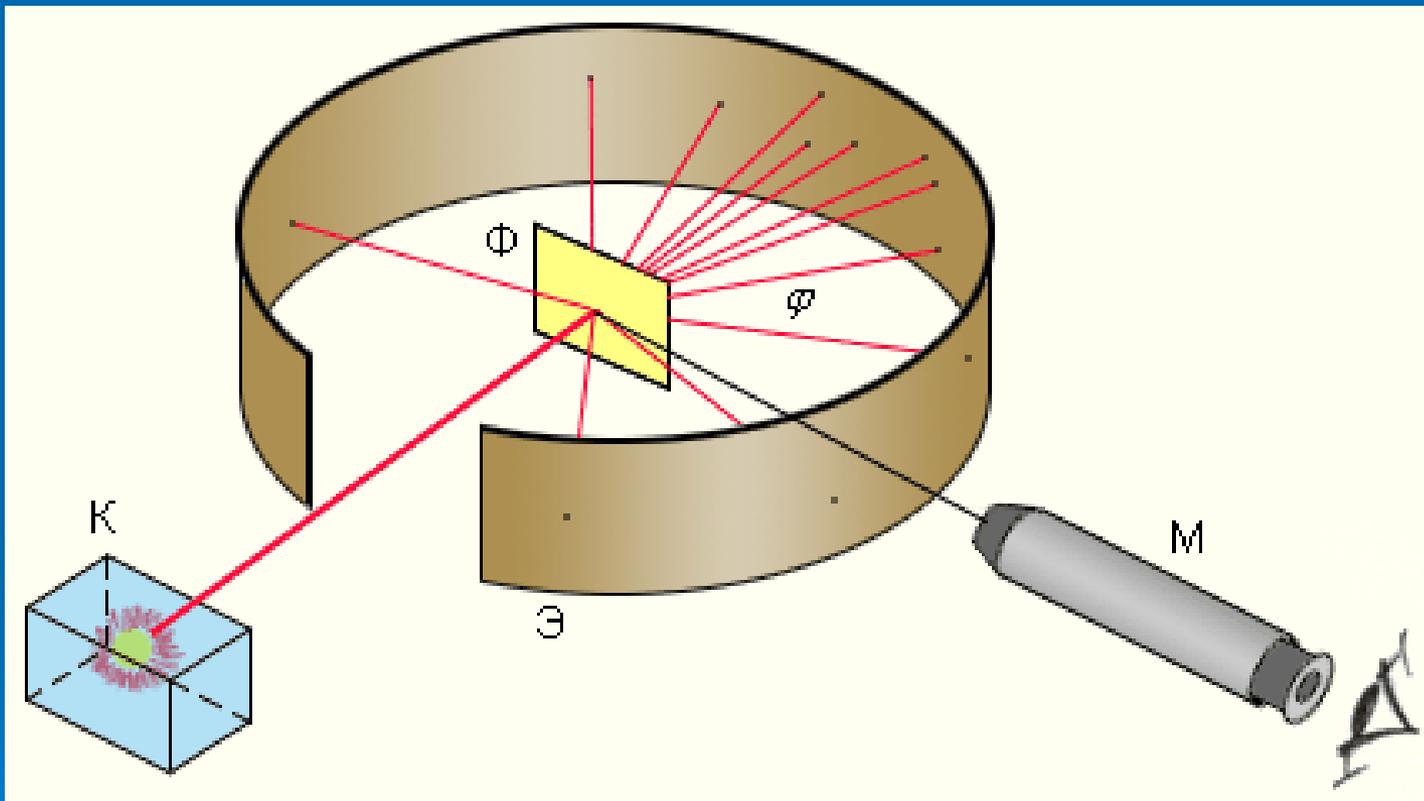
Модели строения атома

Модель
Томсона

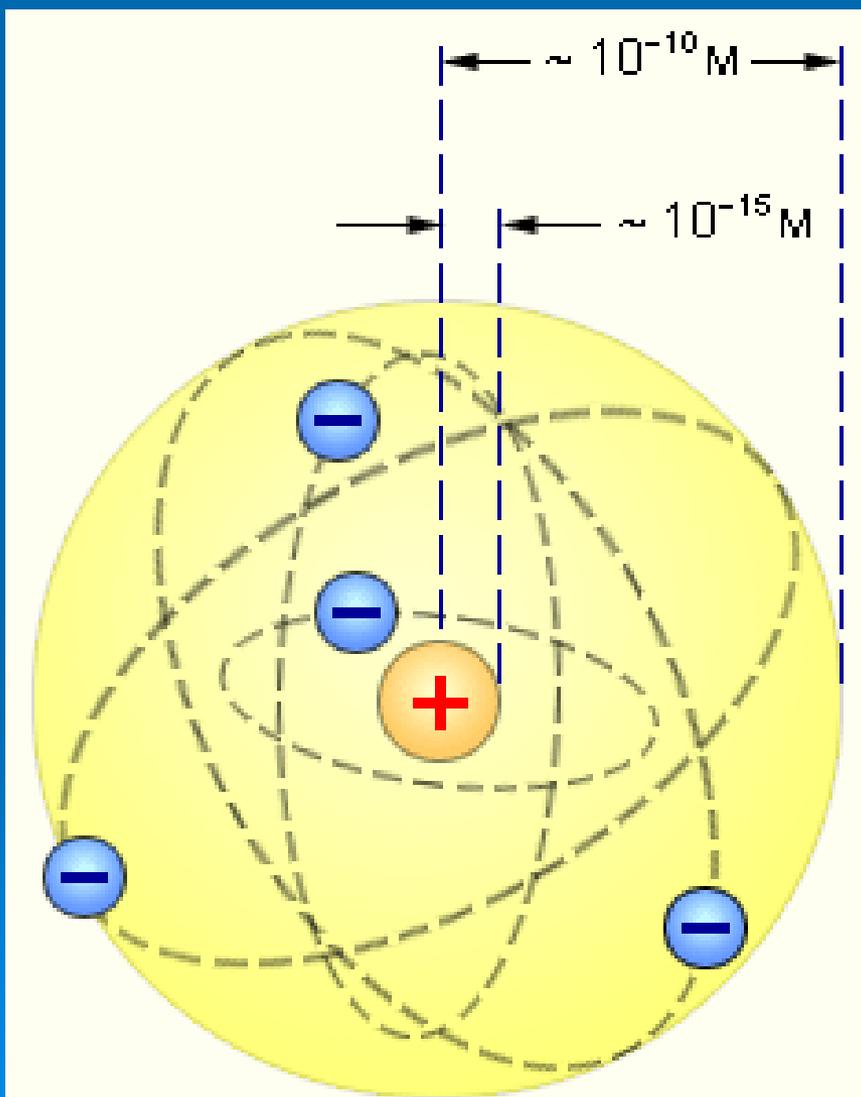


Модели строения атома

Опыт Резерфорда



Модель атома Резерфорда



Квантовая модель атома Бора

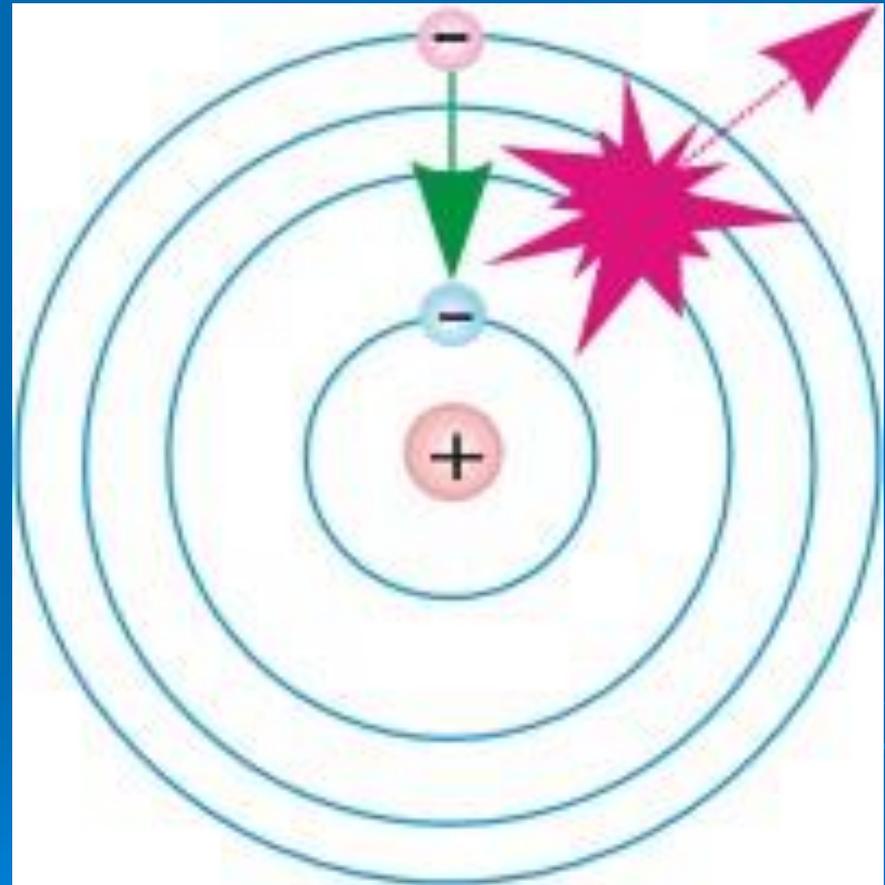
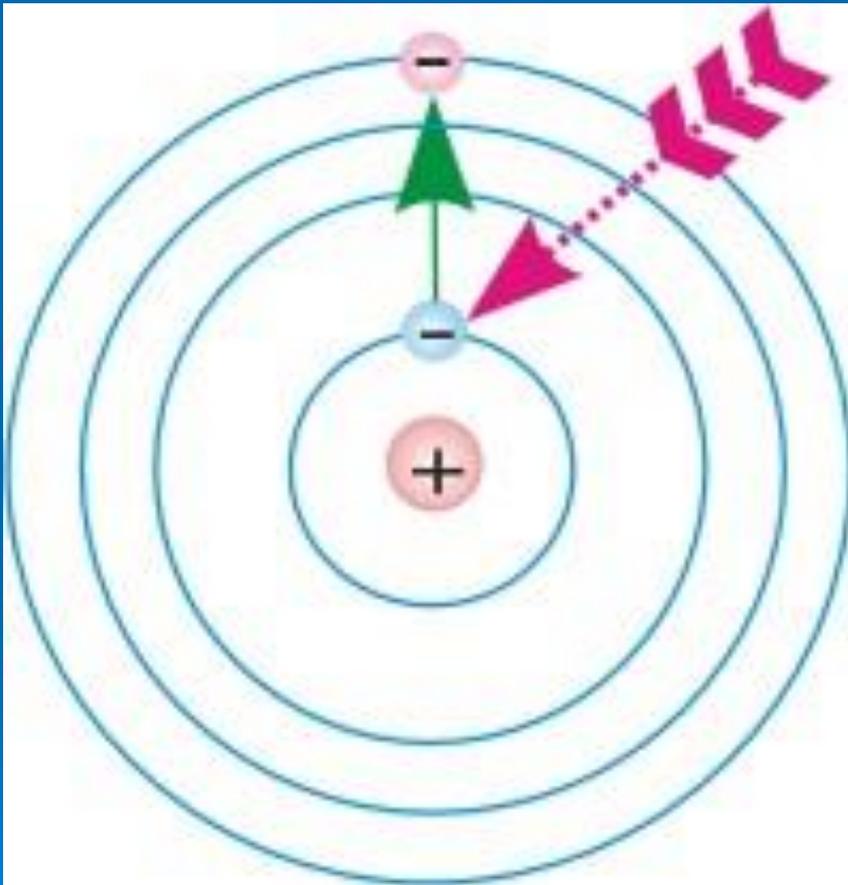
Нильс Бор, 1913 г.



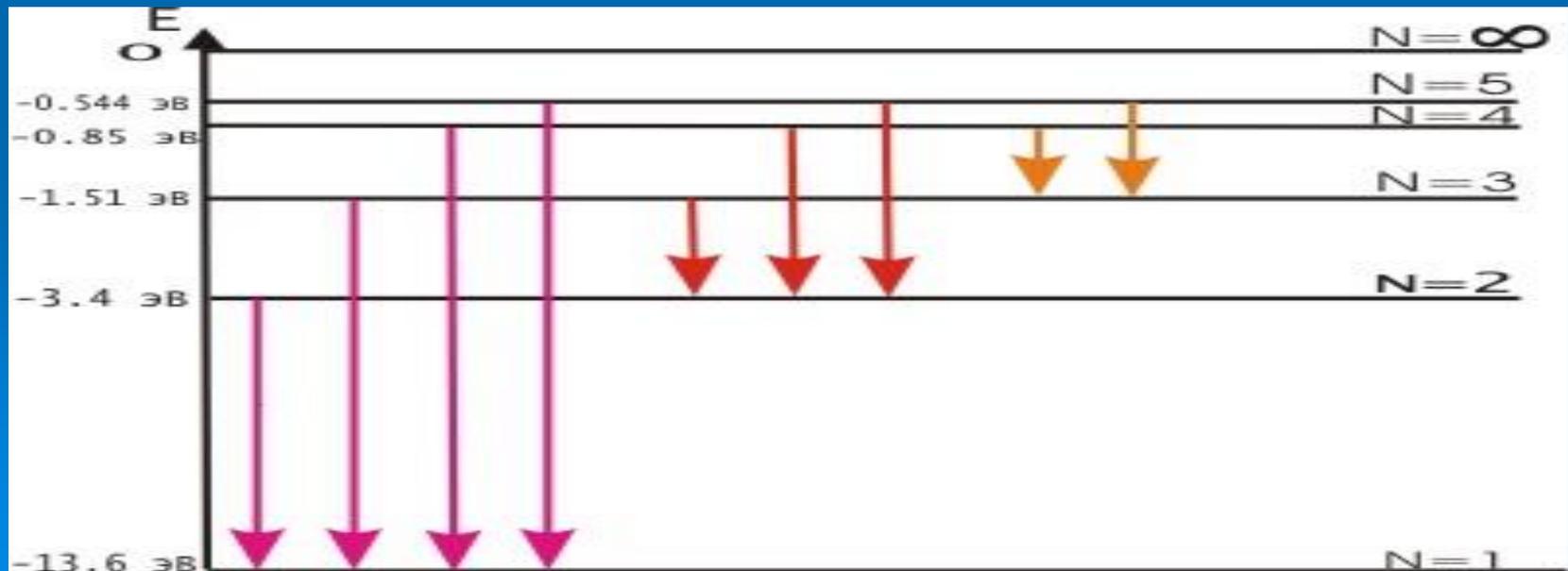
Постулаты Бора:

- 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.

Атом Бора



Спектр атома водорода



Квантовая механика



Э.Шредингер

$$\hat{H}\psi = E\psi$$

Уравнение, объединившее свойства электрона как частицы и как волны.

Решение уравнения Шредингера позволяет найти ψ -функцию, описывающую вероятность нахождения электрона в данной точке пространства и его энергию.

- 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.

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 $-1/2$.

Главное квантовое число n

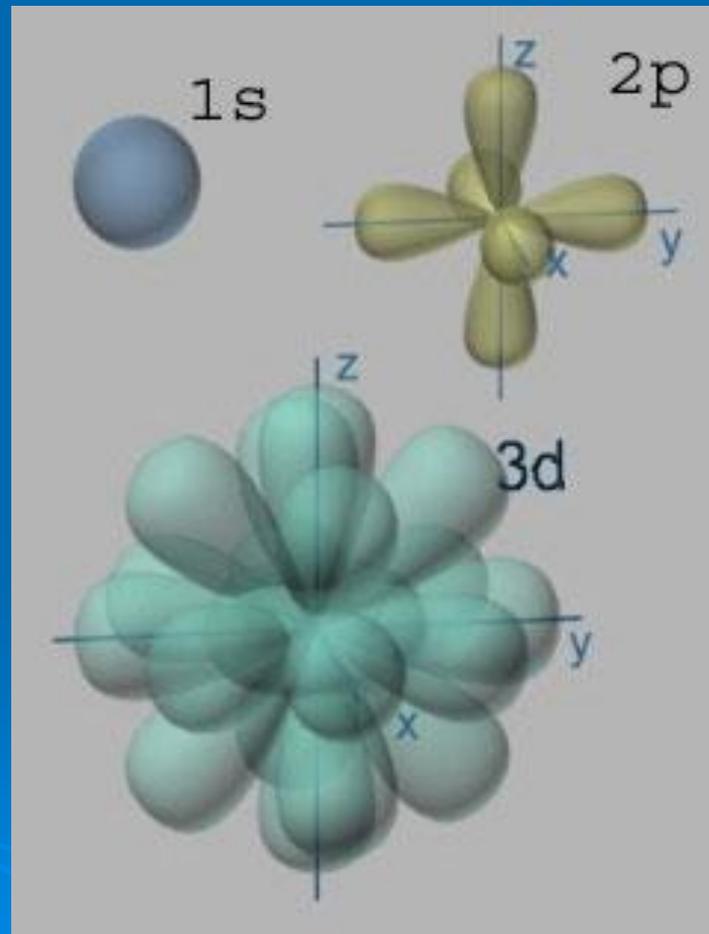
- Электроны с одинаковым значением главного квантового числа n образуют энергетический уровень.
- $n = 1, 2, 3, \dots$
- Число заполненных энергетических уровней в атоме элемента равно номеру периода этого элемента в Периодической системе.

Орбитальное (побочное) квантовое число

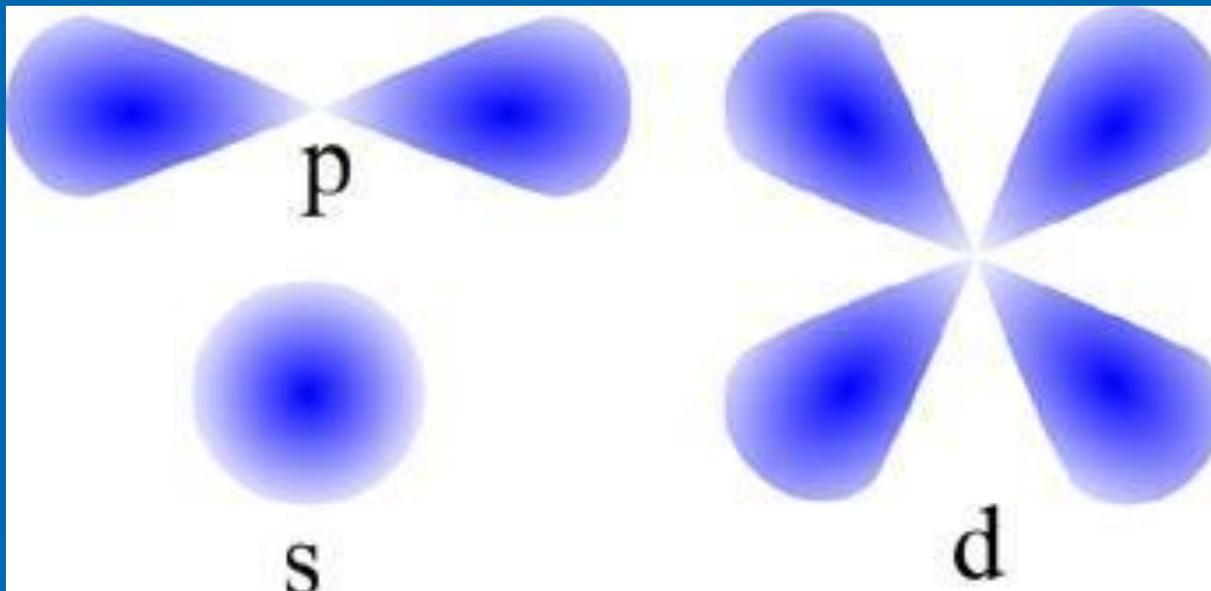
- l – определяет форму атомной орбитали.
- Зависит от n
- $l = 0, 1, 2, 3, \dots, n-1$
- Электроны, имеющие общее значение n и l образуют энергетический подуровень
- Подуровни с определенным значением l имеют собственные буквенные обозначения

Орбиталь

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



Форма орбиталей определяется квантовым числом l



- $l = 0$ - s-орбиталь
- $l = 1$ - p-орбиталь
- $l = 2$ - d-орбиталь
- $l = 3$ - f-орбитали

Магнитное квантовое число m

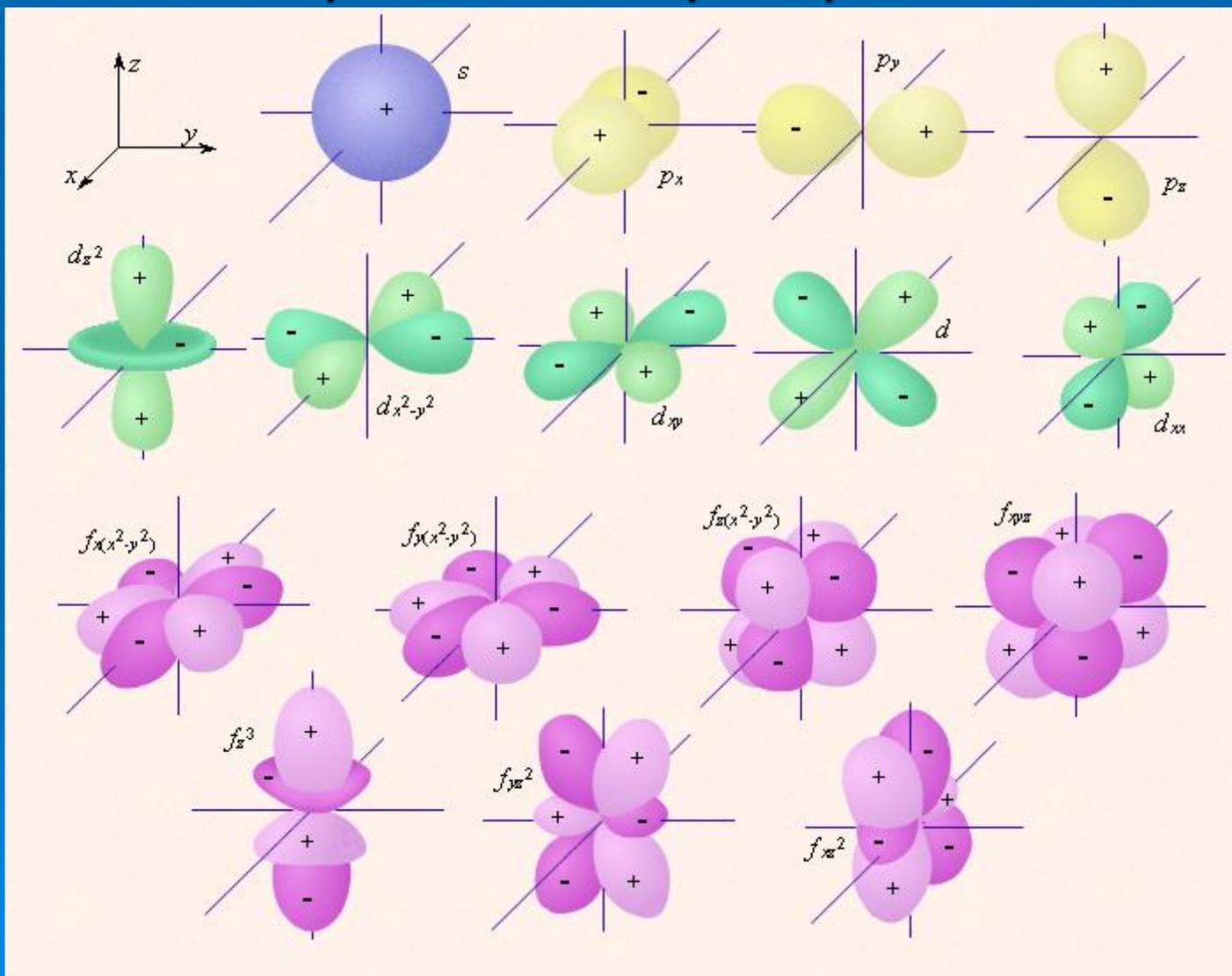
Определяет ориентацию орбитали в пространстве относительно внешнего магнитного или электрического поля.

m зависит от l и от n

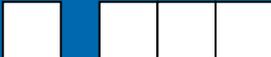
$$m = +l \dots 0 \dots -l$$

Значения l, m, n характеризуют данную орбиталь

Квантовое число m определяет ориентацию орбитали в пространстве



Энергетические уровни

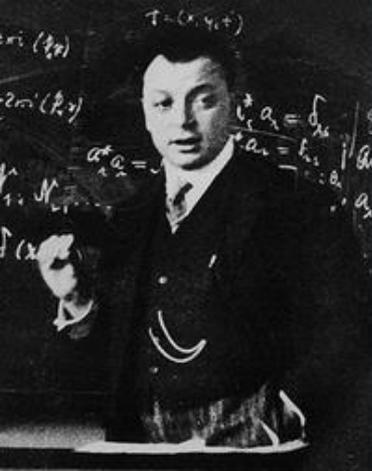
$n = 1$ $l = 0$ $m = 0$	$1s$ 
$n = 2$ $l = 0, 1$ $m = -1, 0, 1$	$2s$ $2p$ 
$n = 3$ $l = 0, 1, 2$ $m = -2, -1, 0, 1, 2$	$3s$ $3p$ $3d$ 

Спиновое квантовое число

- **Магнитный момент электрона.**
- $s = +1/2$ и $-1/2$
- Обозначение:

пустая орбиталь	орбитали с неспаренными электронами	орбиталь с электронной парой
□	↓ или ↑	↑↓

Для многоэлектронных атомов



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

Паули

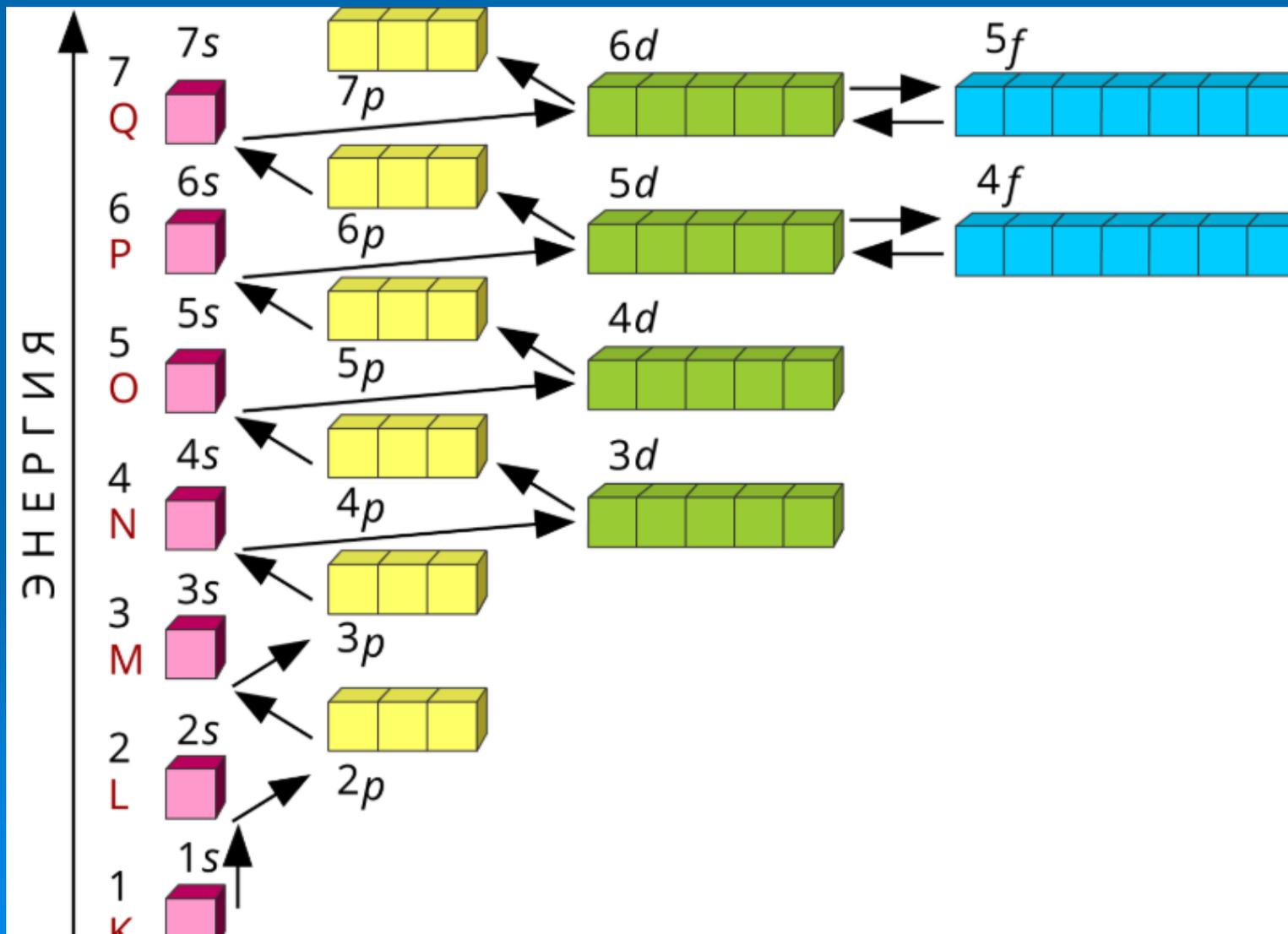
-В атоме каждый электрон занимает подуровень так, чтобы его энергия была минимальна.

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



Хунд

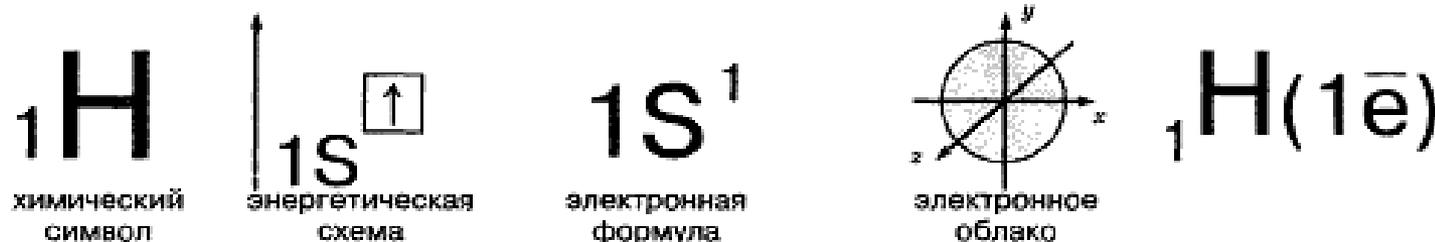
Порядок заполнения электронных оболочек



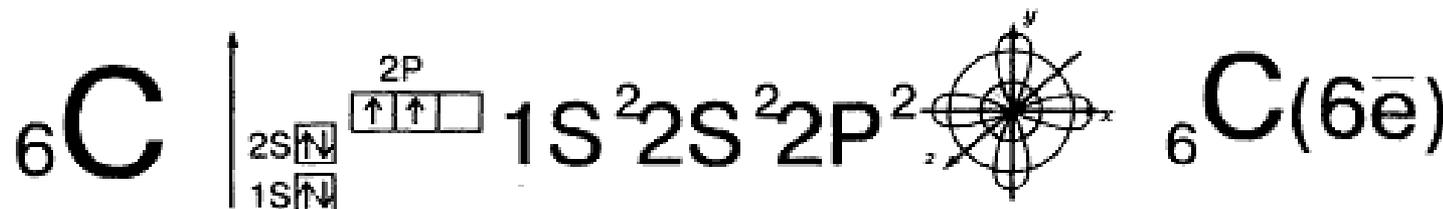
ЭЛЕКТРОННАЯ ФОРМУЛА

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.

