

# Твердотельная электроника

Презентации к лекционному курсу

**Основные понятия твердотельной электроники**

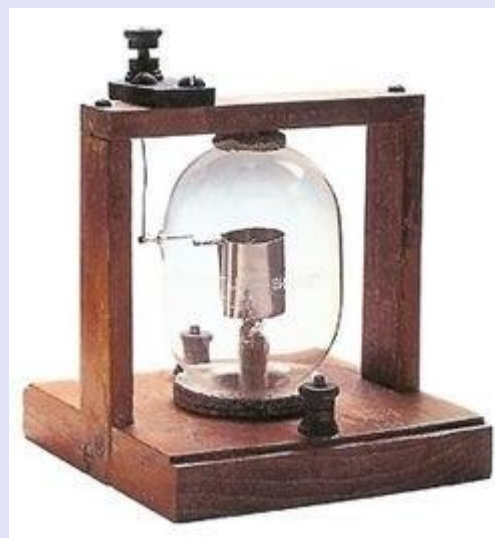
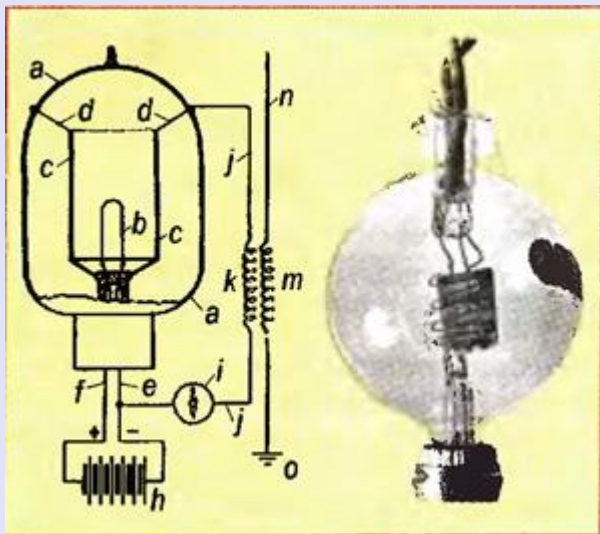
**Целью дисциплины является – изучение физических основ и разновидностей электронных приборов, их принципа действия, основных параметров и характеристик, области применения.**

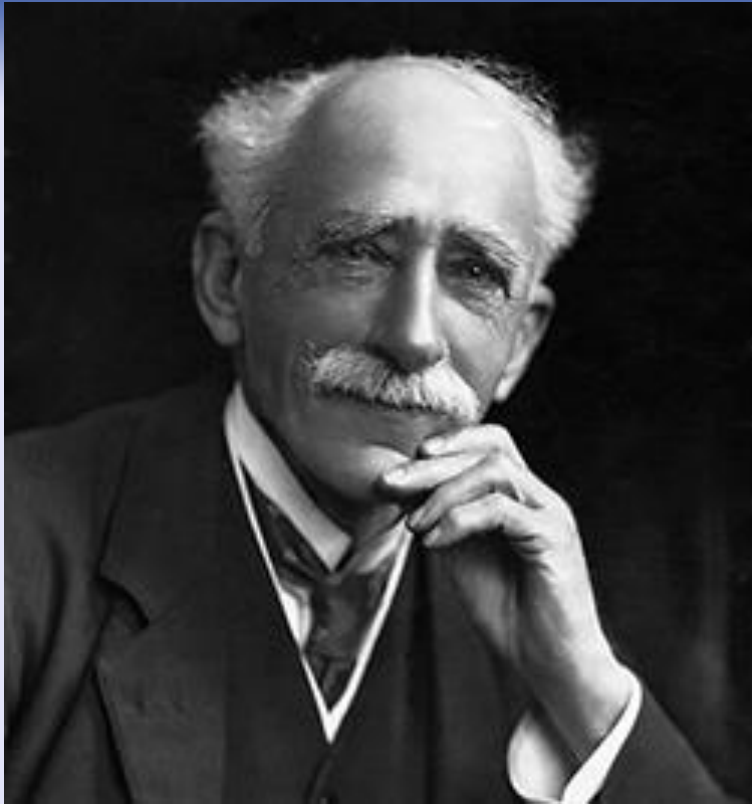
**Компетѐнция** (от [лат.](#) *competere* — соответствовать, подходить) — способность применять знания, умения, успешно действовать на основе практического опыта при решении задач общего рода

В процессе освоения дисциплины формируются следующие **компетенции**:

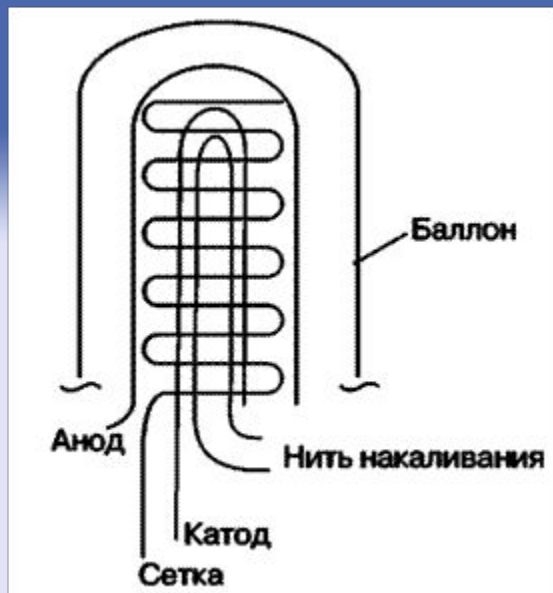
- способность использовать основные приемы обработки и представления экспериментальных данных (ОПК-5);
- способность строить простейшие физические и математические модели приборов, схем, устройств и установок электроники и наноэлектроники различного функционального назначения, а также использовать стандартные программные средства их компьютерного моделирования (ПК-1).

- Первым электронным переключающим прибором был вакуумный диод, запатентованный в 1904 году англичанином Д.А. Флемингом

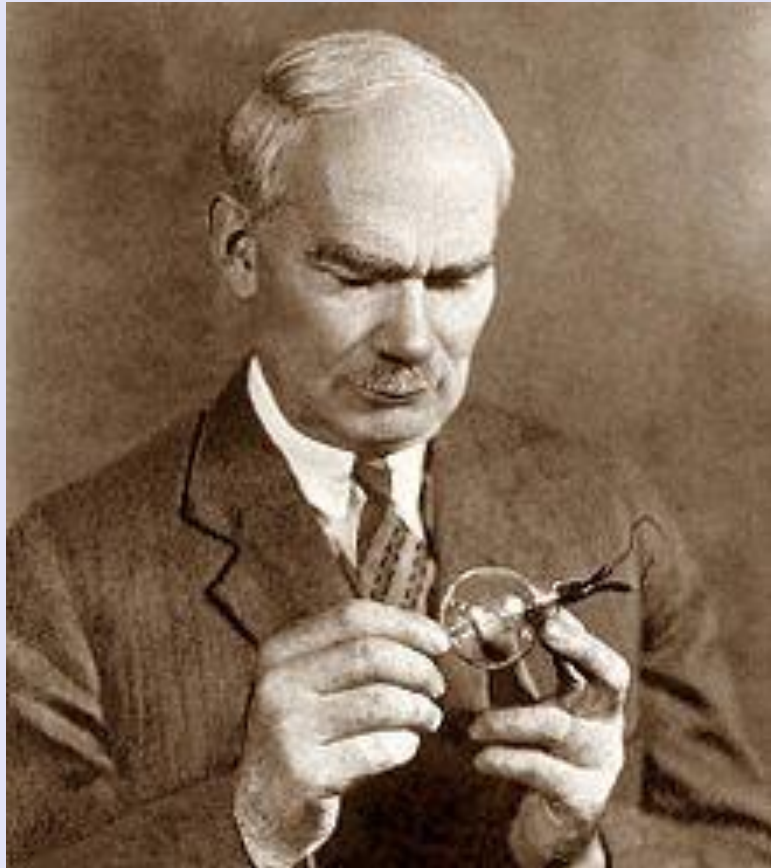




**Джон Амброз (Амброзий) Флеминг** – английский ученый и инженер, сделавший немало для развития электроники и радиотехники, родился **29 ноября 1849 года** в городе Ланкастер в семье священнослужителя. Известен, прежде всего, как изобретатель первой двухэлектродной электронной лампы (лампового [дио́да](#)).



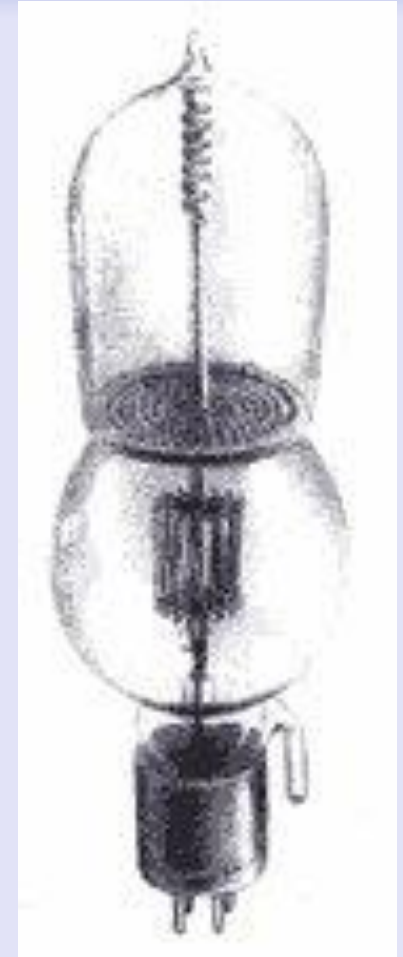
- С тех пор развитие электроники отмечено изобретением и практическим освоением вакуумного триода (1906 год, Л. Де Форест и Р. Либен) и полупроводникового транзистора, а затем интегральных микросхем (ИС) на кремнии, положившим начало микроэлектронике.



- **Ли де Фóрест** ([англ.](#) *Lee De Forest*; 26.08.1873 — 30.06.1961 [США](#); 26.08.1873 — 30.06.1961 США) — американский изобретатель, имеющий на своём счету 180 патентов на изобретения. Де Форест изобрёл [триод](#) — электронную лампу, которая принимает на входе относительно слабый электрический сигнал и затем усиливает его. Де Форест является одним из отцов «века электроники», потому что триод помог открыть дорогу широкому

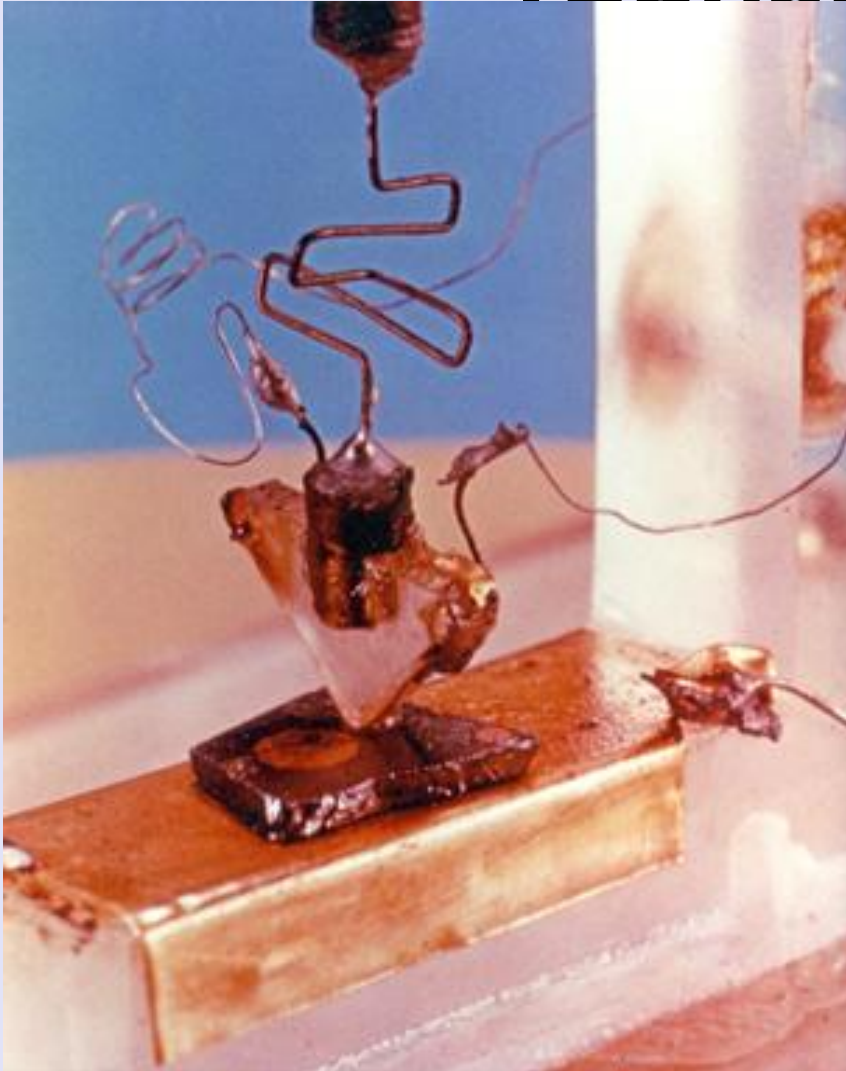


Р. Либен (Robert von Liben)  
(5.09.1878 – 20.02.1913 in Vienna) –  
австрийский физик



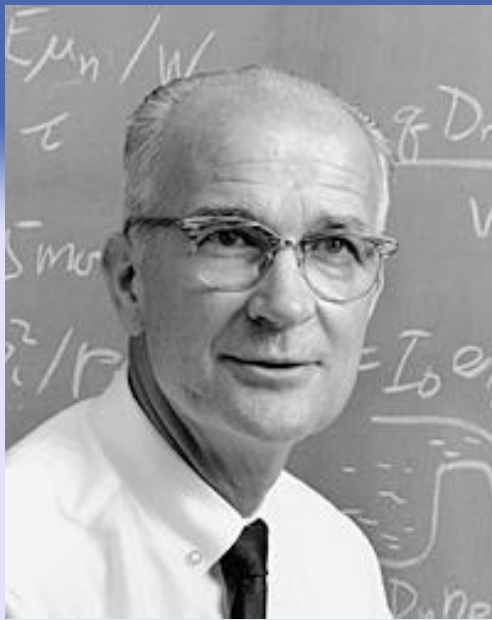


# Создание первого транзистора



1947 год

1956 год. Вручение Бардину, Браттейну и Шокли Нобелевскую премию по физике за создание транзистора



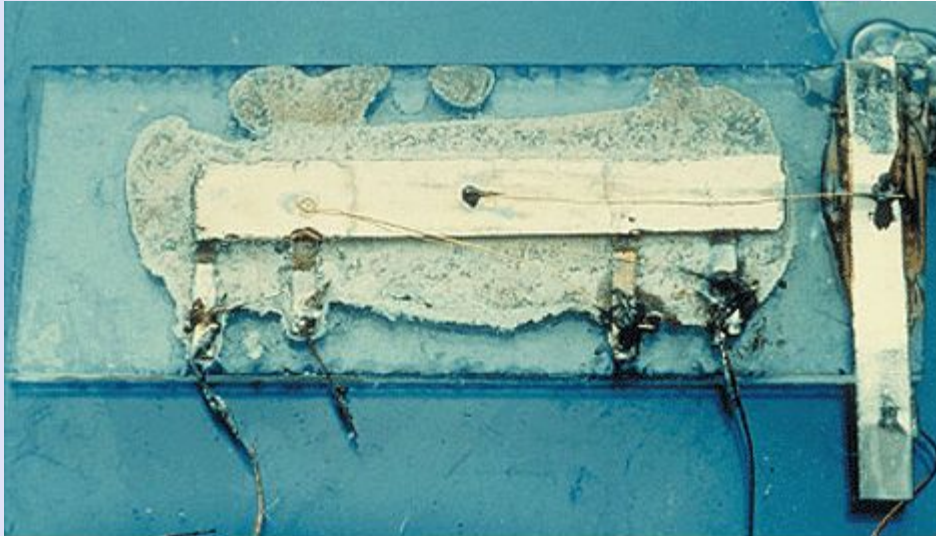
**Уильям Брэдфорд Шокли**  
( William Bradford  
Shockley; 13.02.1910—  
12.08.1989)

**Уолтер Хаузер Браттейн**  
( Walter Houser  
Brattain; 10.12.1902—13.  
10.1987)

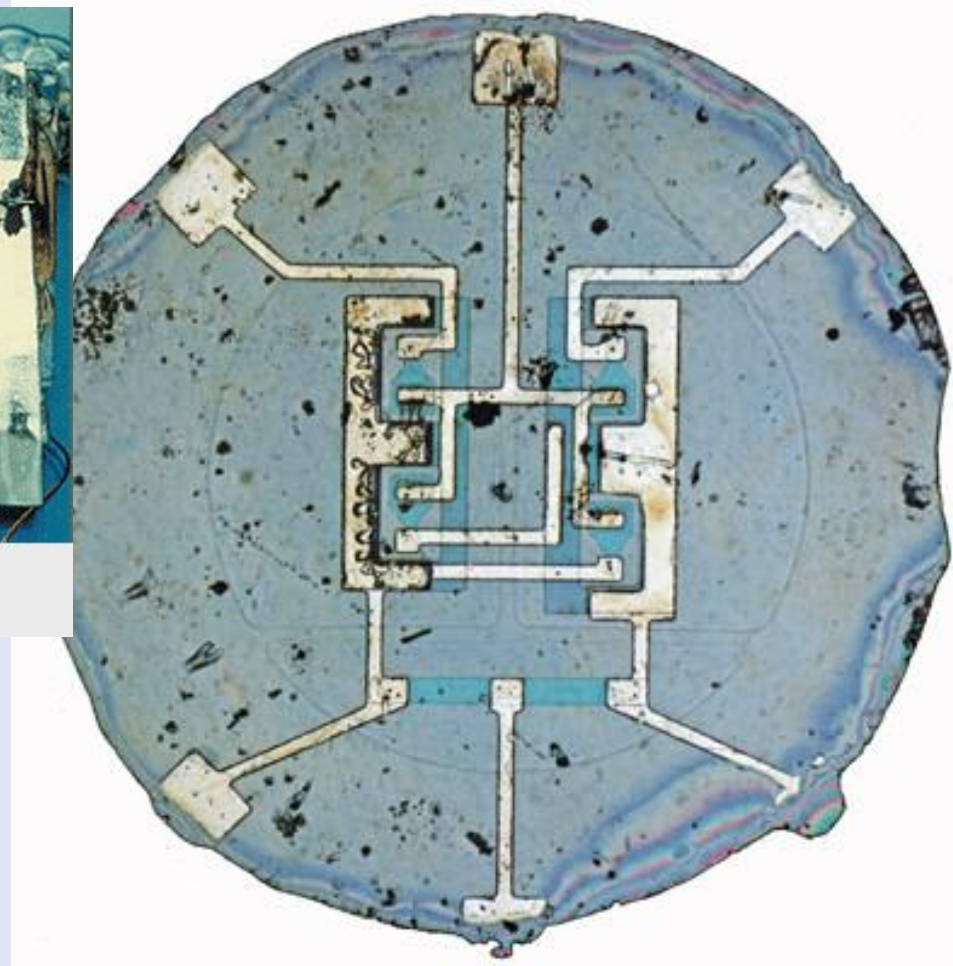
**Джон Бардин**  
( John  
Bardeen, 23.05.1908  
—30.01.1991)

**Лауреаты Нобелевской премии по физике в 1956 г.  
«за исследования полупроводников и открытие  
транзисторного эффекта»**

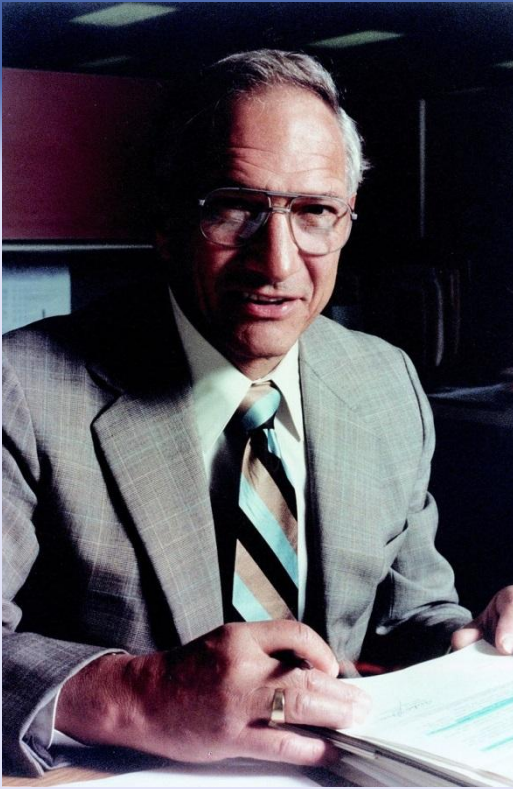
# Создание Первой микросхемы с 5 транзисторами



Первая интегральная схема, созданная  
12 сентября 1958 года Джеком Килби



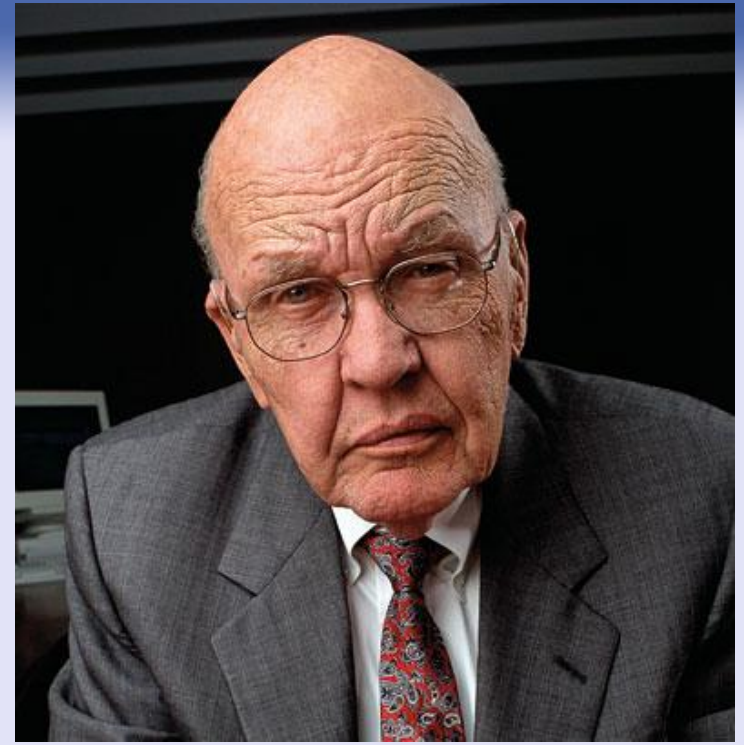
12 сентября 1958 г. в  
компании Texas Instruments



**Роберт Нортон Нойс** ([англ. Robert Norton Noyce](#); 12 .12. [1927](#); 12 .12. 1927 — [3](#); 12 .12. 1927 — [3.06](#); 12 .12. 1927 — 3.06[199](#)

[0](#)) изобретатели [интегральной схемы](#) и интегральной схемы ([1959](#))

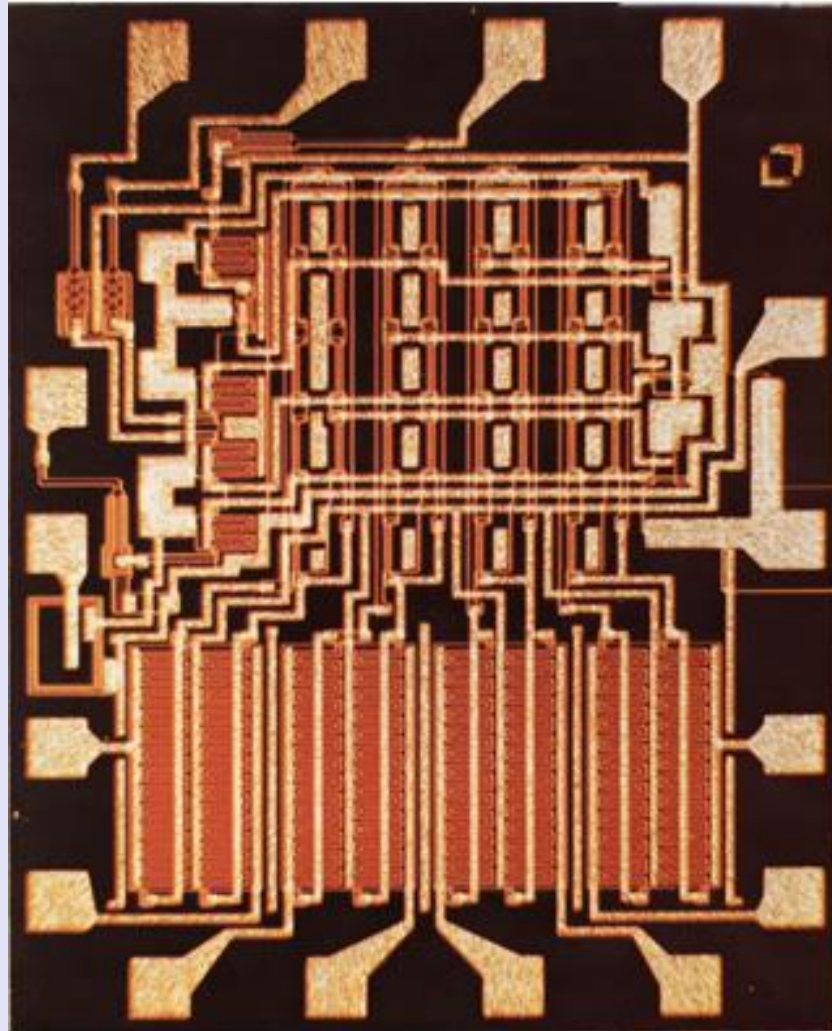
Нобелевскую премию по физике за ее изобретение присудили лишь в 2000 г.



**Джек Сен-Клер Килби**<sup>[1]</sup> ([англ. Jack St. Clair Kilby](#), 8.11.1923 года, — 20.06.2005)

# Создание Первой коммерческой ИС с поликремниевым затвором

- 1968 г.



- Сама возможность существования твердого состояния вещества обусловлена взаимодействием сил притяжения и отталкивания (взаимодействия) между частицами (атомами, ионами или молекулами) при их сближении.

Характер сил взаимодействия в первую очередь определяется строением электронных оболочек взаимодействующих атомов.

## Выделяют несколько видов связи:

- Силы Ван-дер-Ваальса;
- Ковалентная;
- Ионная (полярная);
- Металлическая;
- Водородная

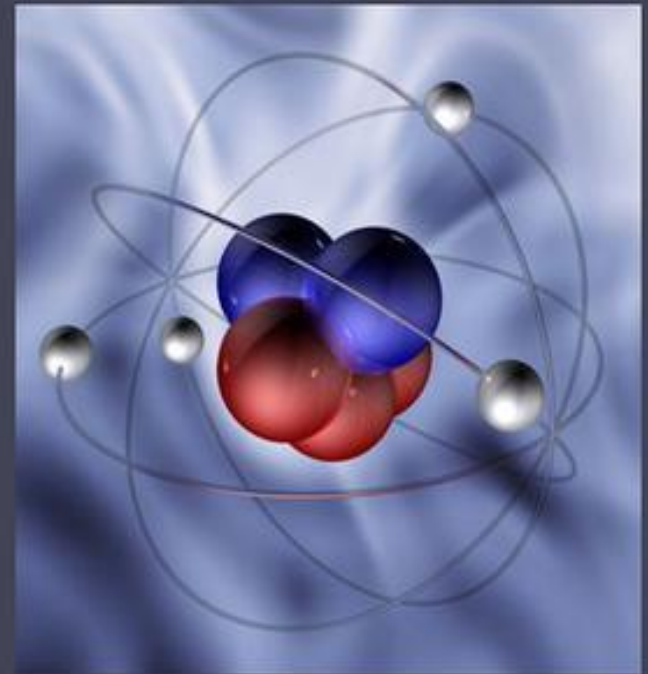
# Кристаллы –

это вещества, в которых составляющие их частицы (атомы, молекулы) расположены строго периодически, образуя геометрически закономерную кристаллическую структуру, при этом выделяют кристаллы изотропные и анизотропные. Анизотропия (от греч. *ánisos* — неравный и *trópos* — направление) – зависимость свойств вещества от направления, аналогично анизотропия – инвариантность свойств по отношению к направлению.



# АТОМ

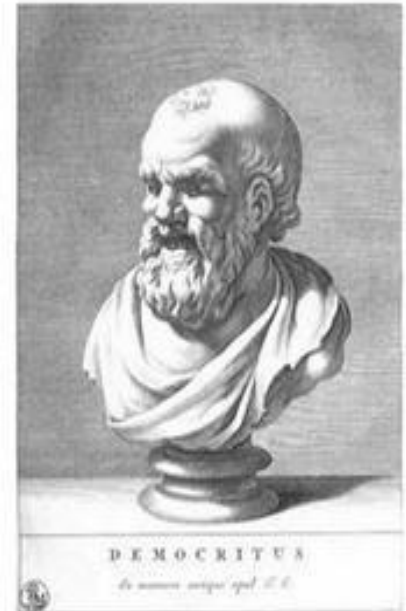
(от греч. ἄτομος atomos - неделимый)



Понятие об атоме как о наименьшей неделимой части материи было впервые сформулировано древнеиндийскими и древнегреческими философами.

По-видимому, первыми начали проповедовать атомистическое учение философ Левкипп с острова Милет в 5 в. до н.э. и его более известный ученик Демокрит из Абдеры

**Кусочки материи.** Демокрит (460-370 до н.э.) полагал, что свойства того или иного вещества определяются формой, массой, и пр. характеристиками образующих его атомов.



У огня атомы остры, поэтому огонь способен обжигать, у твёрдых тел они шероховаты, поэтому накрепко сцепляются друг с другом, у воды — гладки, поэтому она способна течь.

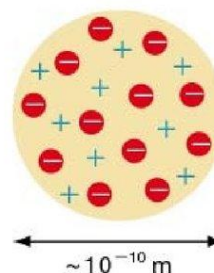
**Модель атома Томсона** (модель «Пудинг с изюмом»). Джозев Джонс Томсон в 1904 г. предложил рассматривать атом как некоторое положительно заряженное тело с заключёнными внутри него электронами, расположенных в одной плоскости и образующих концентрические полосы.



...атомы элементов состоят из нескольких отрицательно заряженных корпускул, заключённых в сферу, имеющую однородно распределённый положительный электрический заряд...

С этой новой моделью Томсон отказался от своей более ранней гипотезы «туманного атома» (nebular atom), представлявшей атом состоящим из нематериальных вихрей.

Thomson's atomic model



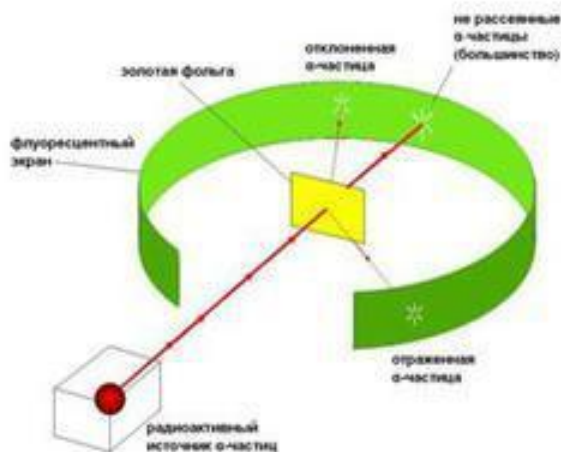
- **Ранняя планетарная модель атома Нагаоки.** В 1904 году японский физик Хантаро Нагаока предложил модель атома, построенную по аналогии с планетой Сатурн. В этой модели вокруг положительного ядра, занимающего основную часть объема, вокруг которого по орбитам вращались электроны, объединённые в кольца.



- Научная общественность не обратила внимание на эту работу Нагаоки.
- Нагаока отказался от неё в 1908 году, но два следствия из нее оказались верными:
  - ядро атома действительно очень массивно;
  - электроны удерживаются на орбите благодаря электростатическим силам (подобно тому, как кольца Сатурна удерживаются гравитационными силами)

# *Движение электронов в атоме*

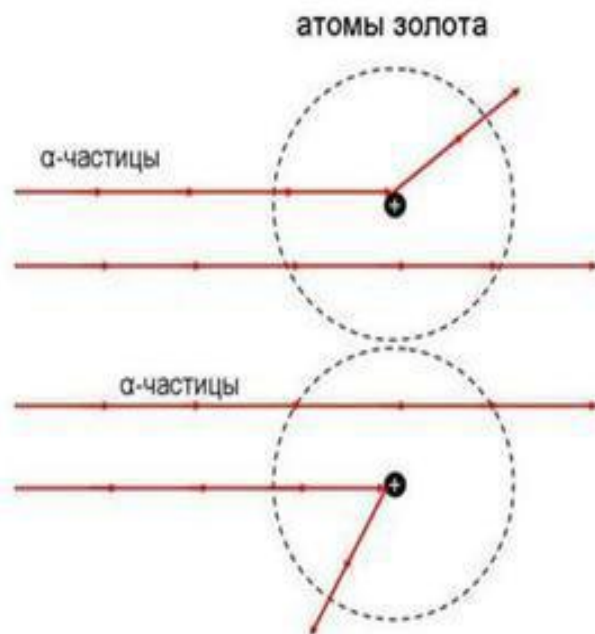
Все окружающие нас тела состоят из элементарных частиц (атомов) или из групп определенным образом объединенных атомов (молекул). Любая молекула состоит из совокупности электронов и атомных ядер, движение и взаимное расположение которых определяют значение внутренней энергии молекулы



В 1910 году английский физик *Эрнст Резерфорд* со своими учениками Гейгером и Марсденом провели эксперимент, который дал результаты, необъяснимые с точки зрения модели Томсона.

В то время уже была открыта радиоактивность. Радиоактивные вещества способны испускать не только лучи высокой энергии, но и частицы высокой энергии, которые способны проникать сквозь многие предметы. Такие частицы называются альфа-частицами.

Поток альфа-частиц (ядра атома гелия), возникающих при распаде натрия, направлялся на тонкую золотую фольгу толщиной приблизительно 10000 атомов, а затем становился видимым на экране со светящимся покрытием из свинцового цинка. Масса альфа-частиц в 8000 раз больше массы электрона. Скорость альфа-частиц около 15000 км/сек



Обнаружилось, что не все альфа-частицы проходят фольгу насквозь по прямой траектории. Некоторая их часть заметно отклонялась в сторону и даже отражалась от тонкого листа золотой фольги.

Это могло означать только одно: атомы золота не сплошные, а состоят из "разреженных" пустот (сквозь которые альфа-частицы проходят беспрепятственно) и очень плотных областей, от которых альфа-частицы отскакивают, как мячик.

Резенфорд понял, что такое отклонение возможно лишь при встрече с положительно заряженной частицей большой массы. Малая вероятность отклонения на большие углы говорила о том, что эта положительная частица имеет малые размеры  $\sim 10^{-14}$  м.



## Эрнест Резерфорд ([англ.](#) *Ernest Rutherford*)

30.08.1871, Спринг Грув -  
19.10.1937, Кембридж) –  
британский физик  
новозеландского  
происхождения.

Известен как «отец» [ядерной  
физики](#)

Известен как  
«отец» ядерной физики,  
создал [планетарную модель  
атома](#)

Известен как  
«отец» ядерной физики,  
создал планетарную модель



## Планетарная модель атома Бора-Резерфорда

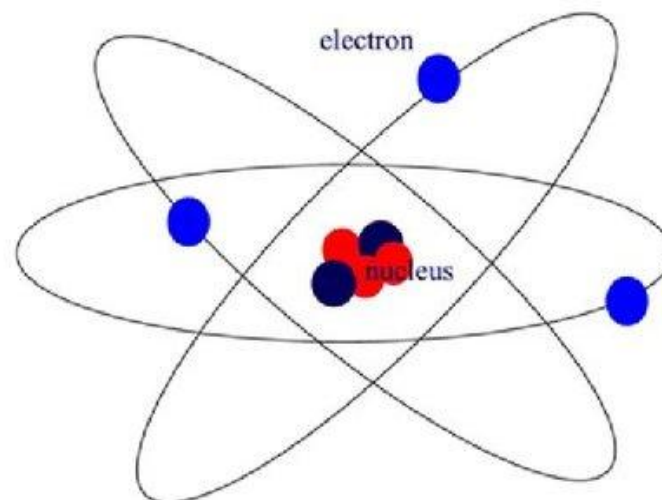
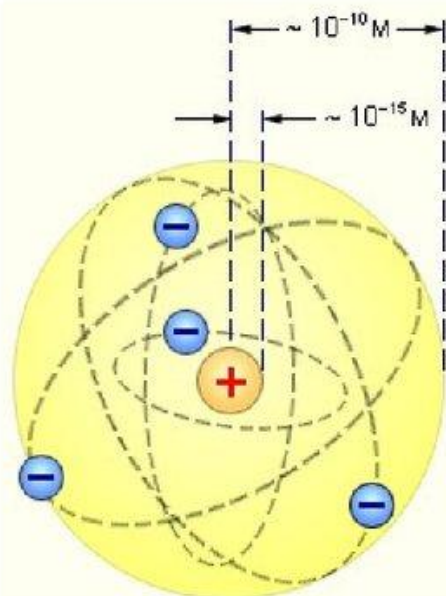
Атом представляет собой подобие планетной системы, в которой электроны движутся по орбитам вокруг расположенного в центре атома тяжёлого положительно заряженного ядра («модель атома Резерфорда»).



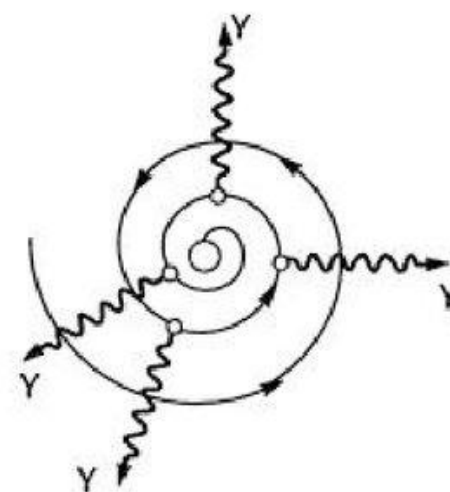
Однако такое описание атома вошло в противоречие с классической электродинамикой.

Согласно классической электродинамике, электрон при движении с центростремительным ускорением должен излучать электромагнитные волны, а, следовательно, терять энергию. Расчёты показывали, что время, за которое электрон в таком атоме упадёт на ядро, совершенно ничтожно ( $10^{-11}$  сек).

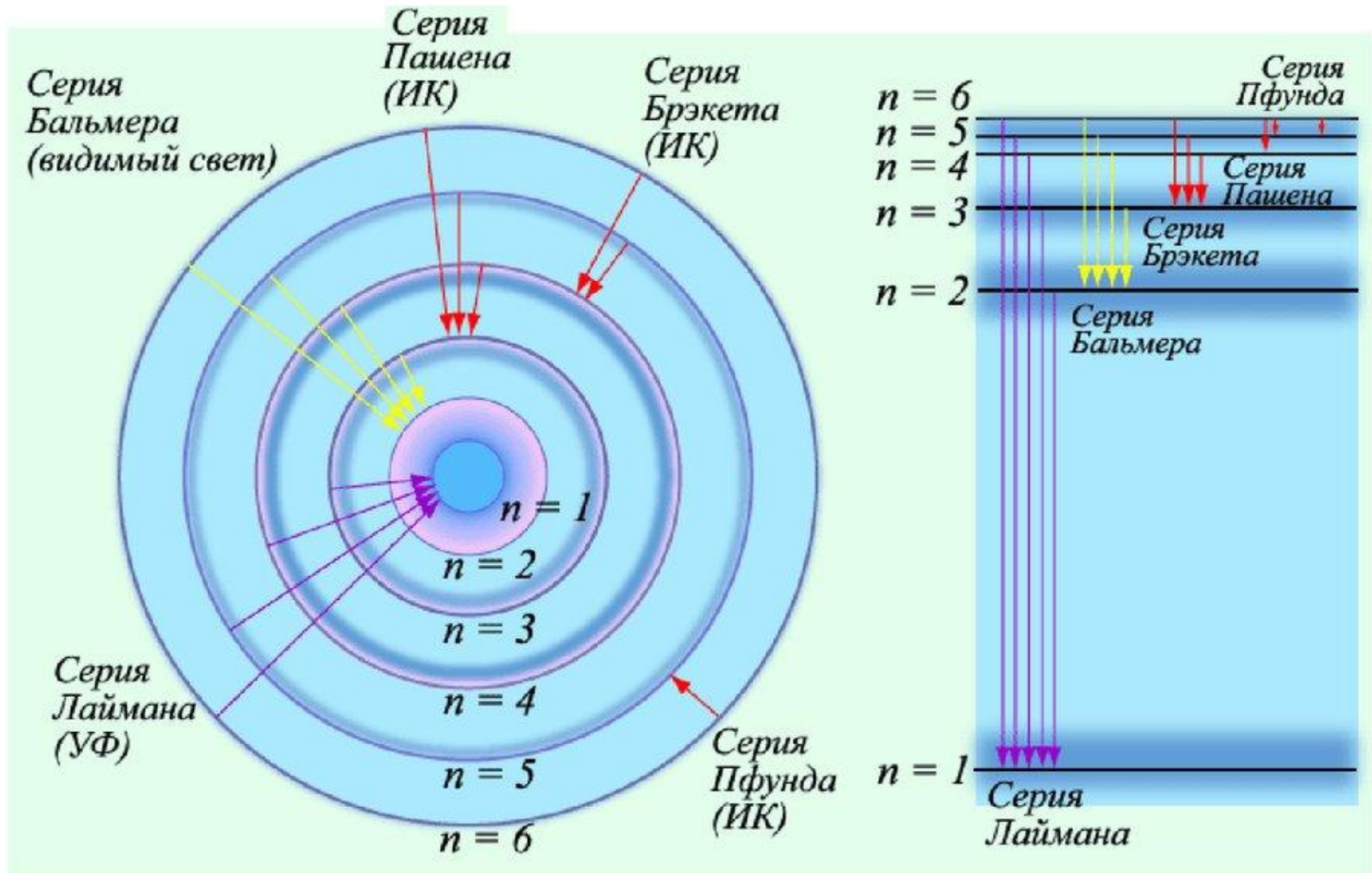
Эрнест Резерфорд (1911 г.) - «планетарная модель»: атом состоит из положительно заряженного массивного ядра размером  $\sim 10^{-15}$  м, вокруг которого по замкнутым орбитам размером  $\sim 10^{-10}$  м вращаются электроны.



Основная трудность модели атома Резерфорда: вращающиеся вокруг ядра электроны, как и любые электрически заряженные частицы, движущиеся с ускорением, должны испускать Электромагнитное излучение и вследствие этого непрерывно терять энергию.



# Объяснение закономерностей в спектре атома водорода



Н.Бор был удостоен Нобелевской премии в 1922 г. за объяснение спектра водорода.

Для объяснения стабильности атомов **Нильсу Бору** в 1913 г. пришлось ввести постулаты, которые сводились к тому, что электрон в атоме, находясь в некоторых специальных энергетических состояниях, не излучает энергию («модель атома Бора-Резерфорда»).



Согласно постулатам Бора, электрон может вращаться вокруг ядра лишь по некоторым "стационарным" орбитам, находясь на которых, он не излучает энергию. Ближайшая к ядру орбита соответствует наиболее устойчивому состоянию атома. При сообщении атому кванта энергии электрон переходит на более удалённую орбиту. Обратный переход из "возбуждённого" в "нормальное" состояние сопровождается испусканием кванта излучения.

# Постулаты Бора



**Нильс Хёнрик Давид Бор**  
(дат. *Niels Henrik David Bohr*;  
7.10; 7.10. 1885;  
7.10. 1885 – 18.11;  
7.10. 1885 – 18.11. 1962;  
7.10. 1885 – 18.11. 1962,  
Копенгаген) – датский;  
7.10. 1885 – 18.11. 1962,  
Копенгаген) – датский физик-  
теоретик.  
Лауреат Нобелевской премии  
по физике Лауреат  
Нобелевской премии по

1. Из бесконечного множества электронных орбит, допускаемых классической механикой, осуществляются только те из них, для которых момент импульса электрона относительно центра его орбиты равен целому кратному постоянной Планка

$$m_e v r = n \hbar.$$

Число  $n$  называется главным квантовым числом. Указанные орбиты соответствуют так называемым стационарным состояниям атома, находясь в которых атом не излучает электромагнитных волн.

2. Испускание (или поглощение) энергии происходит не непрерывно, как это принимается в обычной электродинамике, а только при переходе системы из одного «стационарного» состояния в другое. Такое излучение (или поглощение) при переходе системы из одного стационарного состояния в другое, монохроматично. Соотношение между его частотой  $\omega$  и общим количеством излученной энергии  $\Delta E$  дается равенством

$$\Delta E = E_n - E_m = \hbar \omega.$$

Здесь  $E_m$  и  $E_n$  – энергии атома в двух стационарных состояниях.

Каждый атом или молекула может находиться в *том или другом* энергетическом состоянии. Иначе говоря, их *внутренняя энергия квантована*. Целью теории Бора было объяснить дискретные уровни энергии в атоме, иными словами, произвести **квантование** движения в атоме.

Для описания электронной системы, будь то атом, молекула или кристалл необходимо знать все её возможные квантовые состояния, характеризуемые *энергетическим спектром* системы (кристалла, атома). Если электронная система находится в равновесии и не подвергается никаким внешним воздействием, то находящиеся в ней электроны должны занимать состояния с минимальной энергией.

Для атома водорода расчёты спектров на основе модели Бора дали хорошее согласие с экспериментом, но для других элементов получалось существенное расхождение с опытными данными.



В 1916 г. немецкий физик **Арнольд Иоганн Вильгельм Зоммерфельд** уточнил модель Бора. Зоммерфельд высказал предположение, что кроме круговых, электрон может двигаться и по эллиптическим орбитам. Зоммерфельд дополнил модель побочным (орбитальным) квантовым числом (определяющим форму эллипсов) и зависимостью массы электрона от скорости.



Взаимодействие частиц в квантовой механике характеризуют потенциальной энергией, формула которой заимствуется из классической механики. Например, потенциальная энергия заряженной частицы (например, электрона с зарядом минус  $q$ ) в электрическом поле другой заряженной частицы (например, ядра атома водорода с зарядом плюс  $q$ ) выражается

формулой

$$E_n = U(\vec{r}) = -q \cdot \varphi = -\frac{q^2}{4\pi\epsilon_0 r}$$

# Квантование энергии атома

Запишем условие вращения электрона массы  $m_0$  по круговой орбите радиуса  $r$  под действием кулоновской силы со стороны ядра и формулу Бора квантования момента импульса электрона:

$$\begin{cases} \frac{m_0 v^2}{r} = \frac{1}{4\pi\epsilon_0} \cdot \frac{q^2}{r^2} \\ m_0 v r = n \hbar \end{cases}$$

Решая эту систему уравнений, находим для радиусов стационарных орбит электрона в атоме водорода следующее выражение

$$r_n = \frac{4\pi \cdot n^2 \cdot \varepsilon_0 \cdot \hbar^2}{m_0 \cdot q^2}$$

Вводя в качестве универсальной константы теории боровский радиус

$$a = \frac{4\pi \cdot \varepsilon_0 \cdot \hbar^2}{m_0 \cdot q^2} = 0,529 \cdot 10^{-10} \text{ м}$$

как радиус первой стационарной орбиты электрона в атоме водорода, запишем формулу в виде

$$r_n = a \cdot n^2$$

Для скорости электрона на  $n$ -ой стационарной орбите получаем значение

$$v_n = \frac{1}{4\pi\epsilon_0} \cdot \frac{q^2}{\hbar n}$$

Полная энергия электрона, движущегося по  $n$ -ой стационарной орбите, складывается из его кинетической энергии

$$E_k = \frac{m_0 v^2}{2} = \frac{m_0}{32\pi^2 \epsilon_0^2} \cdot \frac{q^2}{\hbar^2 n^2}$$

и потенциальной энергии кулоновского взаимодействия электрона с ядром

$$U = -\frac{q^2}{4\pi\epsilon_0 r_n^2} = -\frac{m_0}{16\pi^2 \epsilon_0^2} \cdot \frac{q^2}{\hbar^2 n^2}$$

$$E = E_k + U = -\frac{m_0 q^2}{32\pi^2 \epsilon_0^2 \hbar^2} \cdot \frac{1}{n^2} = -\frac{13,6}{n^2} \text{ эВ}$$

Полная энергия электрона в атоме оказалась **отрицательной**, так как отрицательна потенциальная электростатическая энергия взаимодействия электрона с ядром. С ростом номера орбиты полная энергия электрона в атоме возрастает. При этом номер орбиты является *квантовым числом* в такой теории.

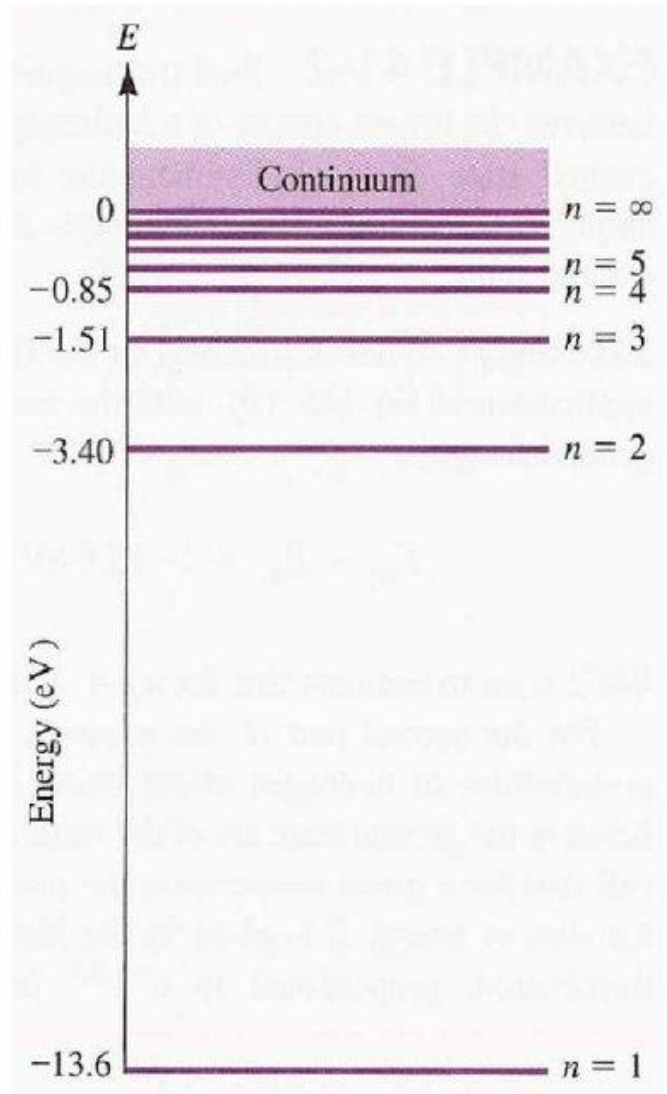
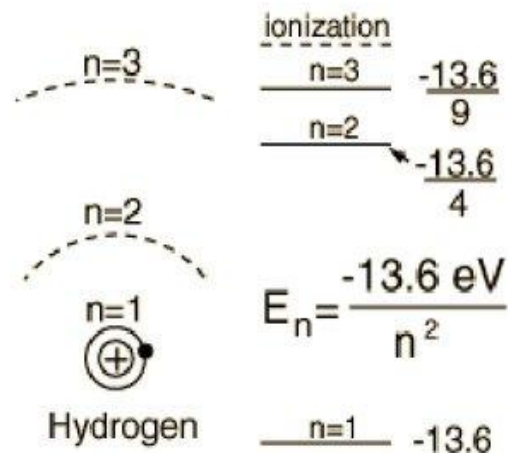
Для описания атома используют **квантовые числа** – энергетические параметры, определяющие состояние электрона и тип атомной орбитали, на которой он находится

***квантовые числа***

## Квантовые числа

**Квантовые числа** – целые или дробные числа, определяющие возможные значения физических величин, характеризующих квантовые системы (атом, ядро, молекулу и др.), а также отдельные элементарные частицы (электрон, фотон, протон, ...).

**Главное квантовое число**  $n$  ( $n=1,2,3, \dots$ ) определяет номер орбиты электрона в атоме, номер энергетического уровня атома и номер электронной оболочки.



**Главное квантовое число  $n$**  может принимать любые целые положительные значения от 1 до  $\infty$ . Оно определяет величину энергии

$$E_n = -\frac{Z^2 \cdot q^4 \cdot m_0}{8 \cdot \varepsilon_0^2 \cdot h^2 \cdot n^2} = -13,6 \cdot \frac{1}{n^2} \text{ эВ} \quad (1)$$

$$r_n = \frac{n^2 \cdot \varepsilon_0 \cdot h^2}{\pi \cdot m_0 \cdot Z \cdot q^2}$$

Здесь  $Z$  – порядковый номер элемента в таблице Д.И. Менделеева.



Размеры атомной орбитали с увеличением атомного номера  $z$  уменьшаются приблизительно в  $z$  раз, а с увеличением главного квантового числа  $n$  возрастают приблизительно как  $n^2$ . Поэтому *внутренние электронные оболочки атомов (с меньшими значениями квантового числа  $n$ ) имеют значительно меньшие размеры и "скрыты" глубоко внутри внешних.*

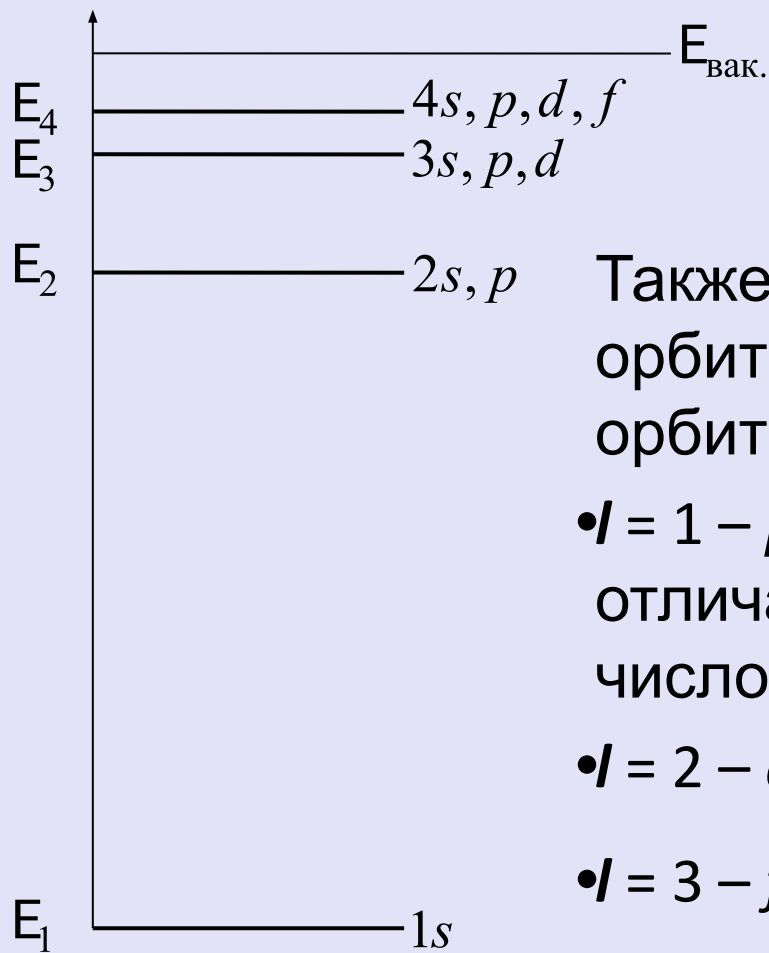
Для внешних (валентных) электронов атома его ядро и внутренние атомные электронные оболочки образуют "квази-ядро", внутренний остов, суммарный положительный электрический заряд которого меньше, чем заряд ядра. Например, у атомов второго периода периодической системы элементов остовом атома является ядро, экранированное внутренней электронной оболочкой, т.е. катион с положительным электрическим зарядом  $(z-2)$ .

С увеличением  $n$  расстояние **между** энергетическими уровнями и энергия связи электронов с ядрами уменьшается, значение энергетического зазора между уровнями падает.

Согласно (1), энергия электрона, находящегося в связанном состоянии (например, энергия электрона атома любого вещества), может принимать лишь некоторые дискретные значения, а все остальные значения невозможны или, как принято говорить, **запрещены**.

## Орбитальное квантовое число $l$

определяет форму орбитали. Значение орбитального числа  $l=(n-1)=0,1,2,3\dots(n-1)$ .



Также вводят буквенные обозначения: орбитали с  $l = 0$  называются  $s$ -орбиталями,

- $l = 1$  –  $p$ -орбиталями (3 типа, отличающихся магнитным квантовым числом  $m$ ),
- $l = 2$  –  $d$ -орбиталями (5 типов),
- $l = 3$  –  $f$ -орбиталями (7 типов)

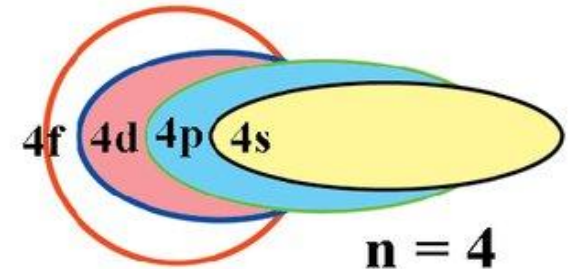
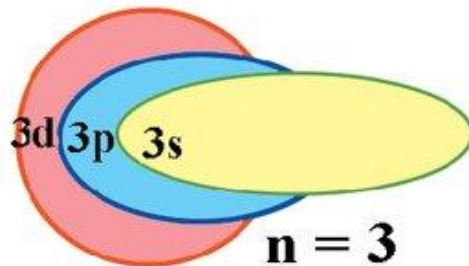
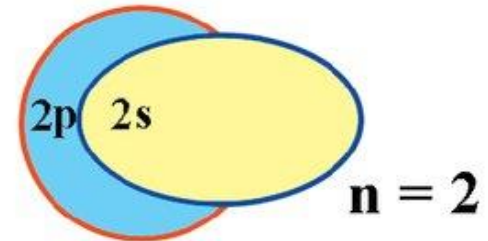
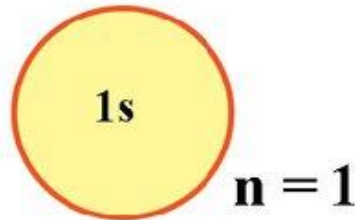
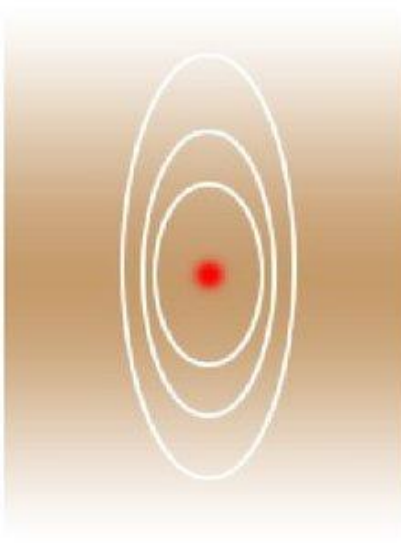
## Квантовые числа

**Орбитальное квантовое число  $l$ .** При заданном значении главного квантового числа принимает  $n$  значений:  $l = 0, 1, 2, \dots, n-1$ .

В теории Бора-Зоммерфельда орбитальное квантовое число характеризует форму орбиты.

Максимальное значение орбитального квантового числа ( $l=n-1$ ) соответствует круговой орбите, минимальное значение соответствует эллиптической орбите с максимальным эксцентриситетом.

Часто вместо цифрового значения для обозначения значения орбитального квантового числа используют соответствующую букву:  $l=0$  (s);  $l=1$  (p),  $l=2$  (d),  $l=3$  (f),  $l=4$  (g),  $l=5$  (h),  $l=6$  (i), ...



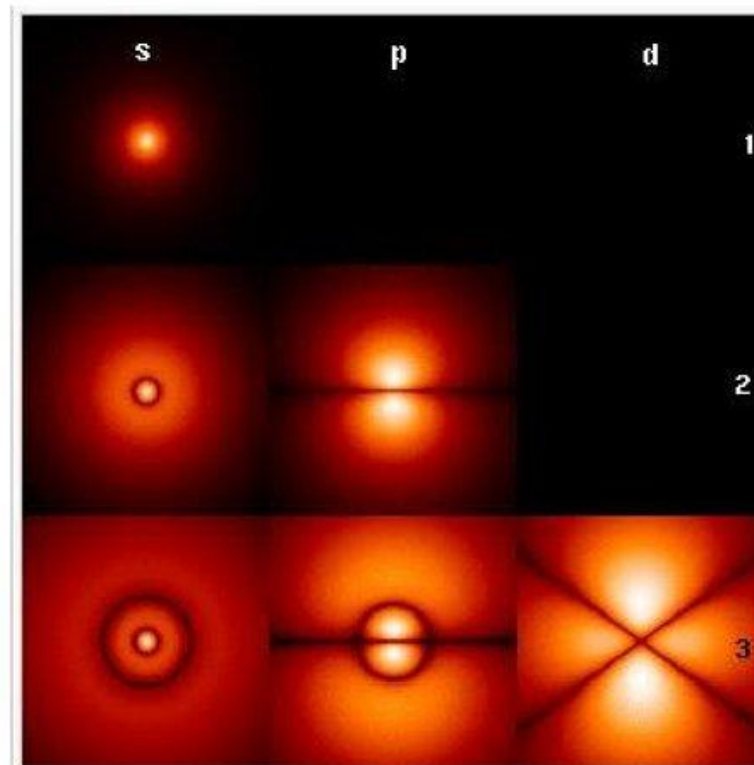
## Квантовые числа

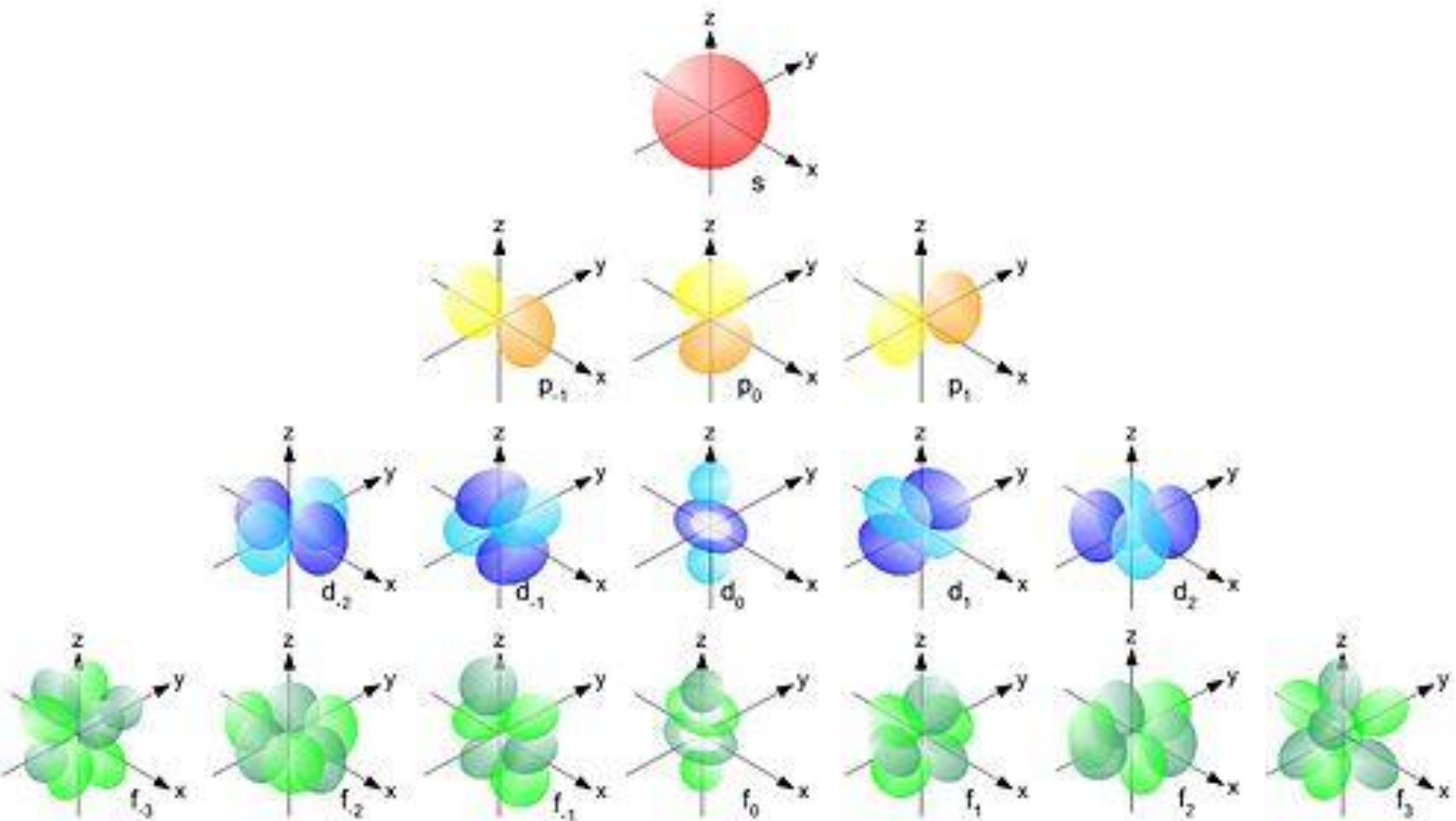
В теории Шредингера состояние электрона в атоме описывают волновой функцией, определяющей плотность вероятности нахождения электрона в данной точке пространства в данный момент времени. Вместо электронных орбит вводят понятие орбитали.

**Атомная орбиталь** - область наиболее вероятного местонахождения электрона в атоме.

Орбитальное квантовое число характеризует **форму орбитали**.

s-орбиталь имеет форму **шара**,  
p-орбиталь имеет форму **тора** и т.д.





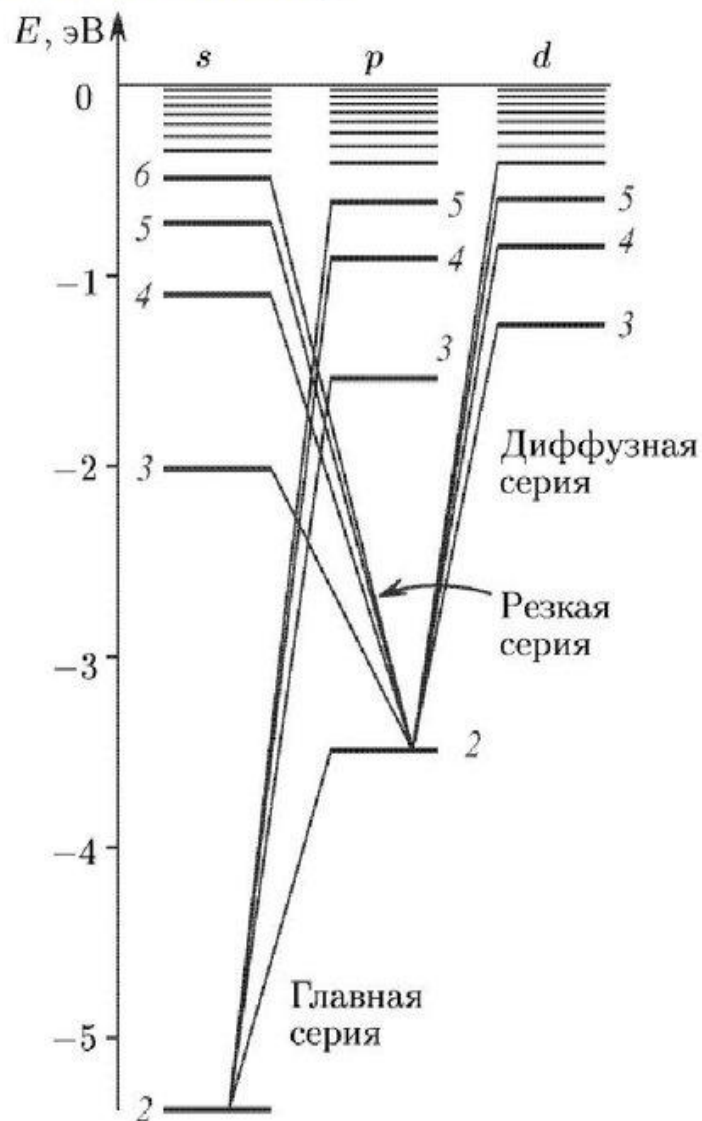
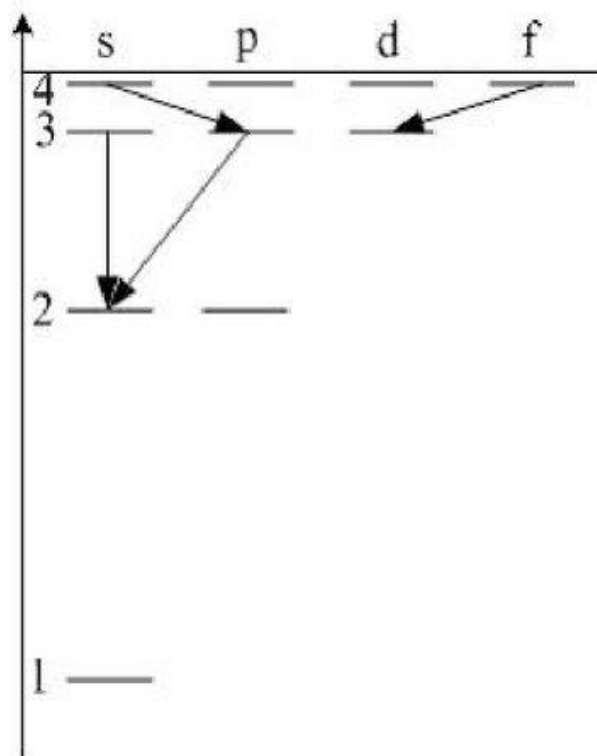
**Изображения атомных орбиталей: 1 ряд – s-орбитали;  
 2 ряд– p-орбитали; 3 ряд– d -орбитали; 4 ряд– f -  
 орбитали**

Каждому уровню энергии соответствует стоячая электронная волна, электрон колеблется вокруг и возле атомов и образует как бы **облако электронной плотности**.

Плотность этого облака показывает вероятность обнаружения электрона в той или иной области пространства или долю времени, которую электрон проводит в той или иной области.

**Правило отбора:** разрешенными являются только такие переходы электрона с одного энергетического уровня на другой, при которых орбитальное квантовое число изменяется на единицу:

$$\Delta l = \pm 1 .$$





# Магнитное квантовое число

характеризует величину магнитного поля, создаваемого при вращении электрона вокруг ядра. Поэтому значение магнитного квантового числа  $m$  связано со значением орбитального квантового числа и изменяется от  $-l$  до  $+l$ , а всего число может принимать  $(2l+1)$  значение, включая нулевое.

- Например, для  $l = 2$ :  $m = -2, -1, 0, 1, 2$ .

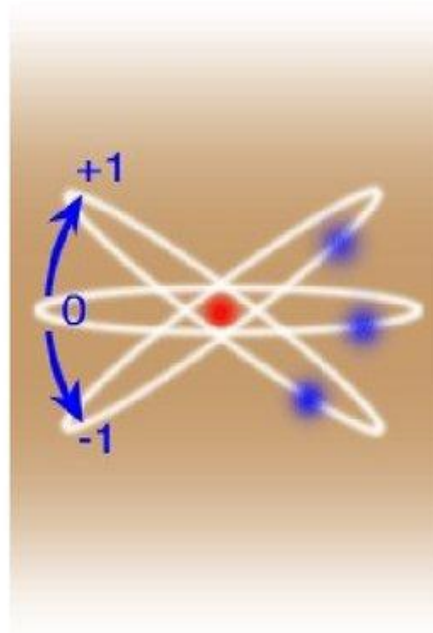
## Квантовые числа

Магнитное квантовое число  $m_l$  .

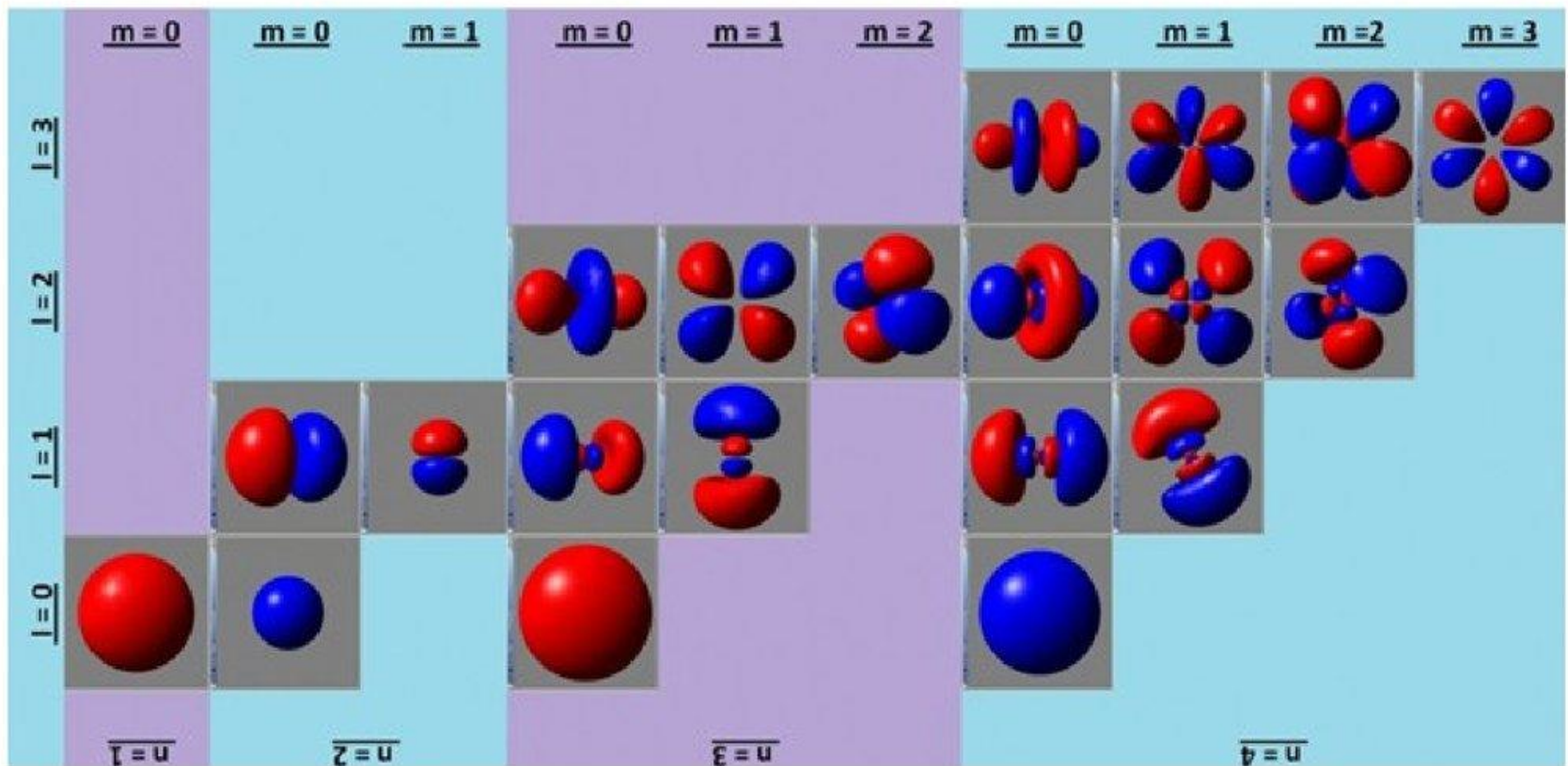
При заданном значении орбитального квантового числа принимает  $(2l+1)$  значения:

$$m_l = -l, (-l+1), \dots, 0, 1, 2, \dots, +l$$

В теории Бора-Зоммерфельда магнитное квантовое число характеризует пространственную ориентацию плоскости орбит.



В теории Шредингера магнитное квантовое число характеризует пространственную ориентацию орбиталей.



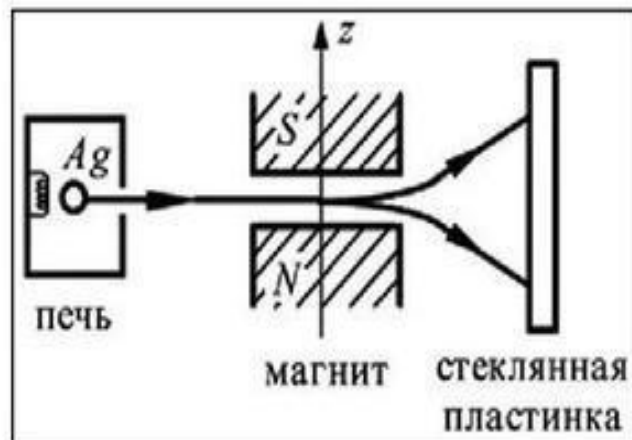
В первой половине 1920-х гг. в модель атома были добавлены ещё два квантовых числа. Немецкий физик *Альфред Ланде* ввёл для описания движения электрона в атоме магнитное квантовое число, а молодые физики Джордж Юджин Уленбек и Сэмюэл Абрахам Гаудсмит в 1925 г. ввели в атомную физику представление о спине электрона.



В 1922 году Отто Штерн и Вальтер Герлах проделали эксперимент, в котором оказалось, что атомы серебра имеют свой момент импульса. Причём проекция этого момента импульса на ось  $Z$  оказалась равной либо некоторой положительной величине, либо некоторой отрицательной величине, но не нулю.

Это невозможно объяснить орбитальным моментом импульса электронов в атоме серебра. Потому что орбитальные моменты обязательно давали бы, в том числе, и нулевую проекцию. А здесь строго плюс и минус, и в нуле ничего.

Впоследствии, в 1927 г. это было интерпретировано как доказательство существования спина у электронов. В опыте Штерна и Герлаха (1922) путем испарения в вакуумной печи атомов серебра или другого металла с помощью тонких щелей формируется узкий атомный пучок (рис)



Этот пучок пропускается через неоднородное магнитное поле с существенным градиентом магнитной индукции.

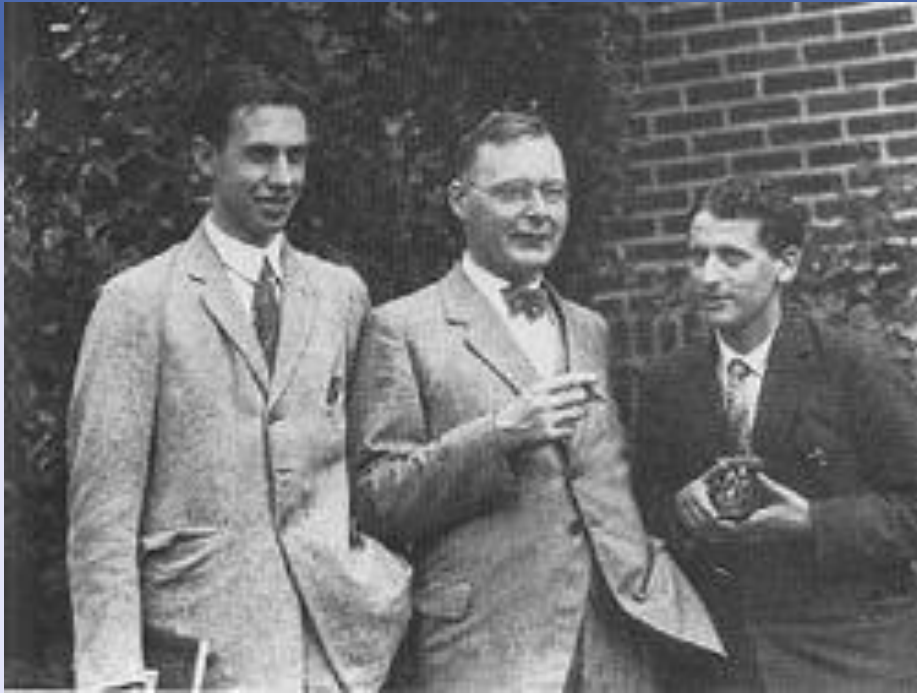
Индукция магнитного поля  $\mathbf{B}$  в опыте велика и направлена вдоль оси  $Z$ .

С позиций классической физики, пролетевшие через магнит атомы серебра должны были образовать сплошную широкую зеркальную полосу на стеклянной пластинке. Однако атомный пучок атомов серебра расщепился на два пучка, которые напылили на стеклянной пластинке две узкие зеркальные полосы, сдвинутые симметрично вверх и вниз, но не было полосы по самому центру пластинки.

Измерение этих сдвигов позволило определить магнитный момент невозбужденного атома серебра. Его проекция на направление магнитного поля оказалась равной  $+\mu_B$  или  $-\mu_B$ . То есть магнитный момент невозбужденного атома серебра оказался строго **не** равным нулю.

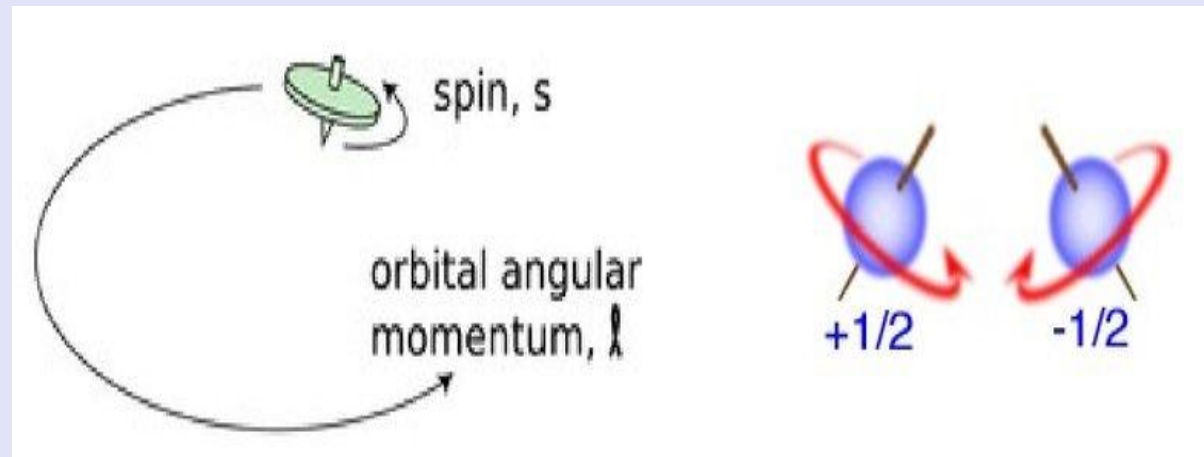
$$\mu_B = q\hbar/2m_0 \text{ – магнетон Бора (единица элементарного [магнитного момента](#))}$$

в 1925 г. Ральф Крониг (ассистент известного физика Альфреда Ланде) высказал предположение о спине как результате собственного вращения электрона. Название связано с английским словом **spin**, которое переводится как "кружение", "верчение".



В 1925 г. голландец Ральф Кронинг и независимо Джордж Уленбек и Самюэль Гаудсмит предположили, что электрон вращается вокруг собственной оси.

**Слева направо:  
Джордж Уленбек,  
Хендрик Крамерс и  
Сэмюэл Гаудсмит**



Осенью 1925 г. Дж. Уленбек и С. Гаудсмит постулировали, что электрон является носителем "собственных" механического и магнитного моментов, не связанных с движением электрона в пространстве.

То есть обладает спином  $S = \frac{1}{2} \hbar$  в единицах постоянной Дирака  $\hbar$ , и спиновым магнитным моментом, равным магнетону Бора. Это предположение и было принято научным сообществом, поскольку удовлетворительно объясняло известные факты.

Какова же таки физическая природа наличия у электрона спина, если она не объяснима с механической точки зрения? Ответа на этот вопрос нет. Спин вносится в виде некой дополнительной гипотезы, необходимой для согласования эксперимента и теории.



# Спиновое квантовое

число  $s$



Электрон помимо координат и импульса характеризуется вектором **спина**  $\uparrow$

Внутренний момент импульса, связанный с вращением, назвали *спином* (от англ. spin – вращение), а момент, связанный с вращением вокруг ядра – орбитальным моментом.

Спин, подобно заряду, – внутренняя характеристика электрона, в классической теории аналогичного понятия быть не может.

Спин – это одно из проявлений *принципа тождественности частиц*, который применительно к электронам звучит так: ***все электроны Вселенной неразличимы.***

**Электроны, как и фотоны,  
можно изучать лишь в совокупности.**

# Число орбиталей на энергетических подуровнях

	$n$	$l$	$m$	$s$
1s	1	0	0	$\frac{1}{2}, -\frac{1}{2}$
2s	2	0	0	$\frac{1}{2}, -\frac{1}{2}$
2p	2	1	1, 0, -1	$\frac{1}{2}, -\frac{1}{2}$
3s	3	0	0	$\frac{1}{2}, -\frac{1}{2}$
3p	3	1	1, 0, -1	$\frac{1}{2}, -\frac{1}{2}$
3d	3	2	2, 1, 0, -1, -2	$\frac{1}{2}, -\frac{1}{2}$
4s	4	0	0	$\frac{1}{2}, -\frac{1}{2}$
4p	4	1	1, 0, -1	$\frac{1}{2}, -\frac{1}{2}$
4d	4	2	2, 1, 0, -1, -2	$\frac{1}{2}, -\frac{1}{2}$
4f	4	3	3, 2, 1, 0, -1, -2, -3	$\frac{1}{2}, -\frac{1}{2}$