

# Общая и неорганическая

**ХИМИЯ** Раздел: Строение вещества

## Тема: Квантово-механическая модель строения атома

Лектор - Чалова Ольга Борисовна, доцент  
кафедры ОАПХ

а. 1-510, [chalovaob@mail.ru](mailto:chalovaob@mail.ru)

Учебно-методические материалы на сайте

[do.russil.net](http://do.russil.net)

# История создания учения о строении атома

Впервые вопрос из чего состоят все тела был зафиксирован в сочинениях древнегреческих философов.

Они высказали мысль, что существуют мельчайшие неделимые частицы, из которых и состоит всё. **Чтобы подчеркнуть, что частицы эти — предел дробления, они назвали их атомами (по-древнегречески слово „атом“ означает неделимый)**



*Греческий философ Демокрит первым произнёс слово „атом“. Согласно его учению, атомы неделимы, неуничтожимы и находятся в постоянном движении. Они бесконечно разнообразны, имеют впадины и выпуклости, которыми сцепляются, образуя все материальные тела. В природе существуют только атомы и пустота.*

Демокрит родился около 460 или 470 года до новой эры, умер в глубокой старости) и Эпикур (341–270 годы до новой эры).

**Итак, атомному учению почти 2500 лет**

# История развития учения о строении атома в начале 20 века.

**1898** [Мария Склодовская-Кюри](#) и [Пьер Кюри](#) выделяют [радий](#) и [полоний](#) из [урана](#)

**1900** [Эрнест Резерфорд](#) обнаруживает источник [радиоактивности](#) как распадающиеся атомы

**1904** [Хантаро Нагаока](#) предлагает раннюю [ядерную модель](#) атома, в которой электроны вращаются вокруг плотного массивного ядра

**1905** [Альберт Эйнштейн](#) объясняет [броуновское движение](#) способом, который базируется на атомной теории.

**1911** Эрнест Резерфорд, [Ганс Гейгер](#) и [Эрнест Марсден](#) проводят [эксперимент](#) с [золотой фольгой](#) (опыт Резерфорда), который доказывает ядерную модель атома с маленьким плотным положительным ядром, окруженным диффузным [электронным облаком](#).

**1912** [Уильям Генри Брэгг](#) и [Уильям Лоуренс Брэгг](#) предлагают [закон Брэгга](#) и основывают область [рентгеновской кристаллографии](#), важный инструмент для выяснения кристаллической структуры веществ

**1912** [Питер Дебай](#) развивает концепцию [молекулярного диполя](#) для описания асимметричного распределения заряда в некоторых молекулах

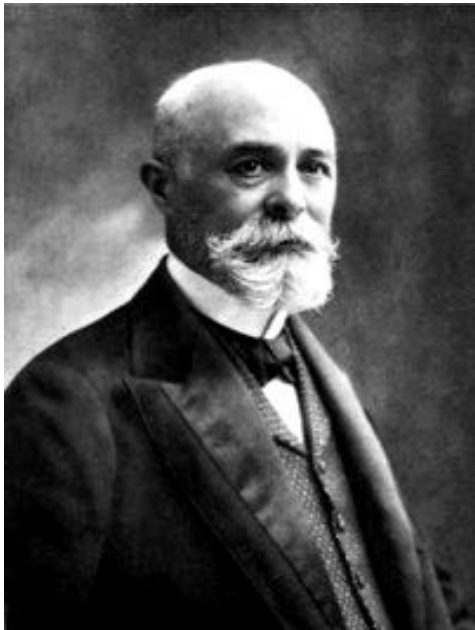
**1924** [Луи де Бройль](#) вводит волновую модель атомной структуры, основанную на идеях [дуальности волна-частица](#).

**1925** [Вольфганг Паули](#) развивает [принцип исключения, согласно](#) которому никакие два электрона вокруг одного ядра не могут иметь одно и то же квантовое состояние, описываемое четырьмя [квантовыми числами](#)

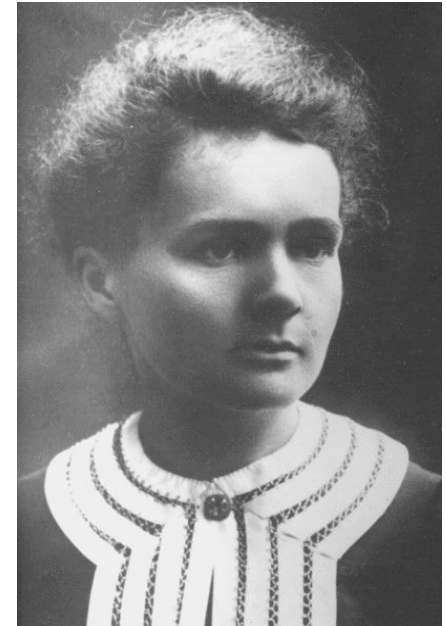
**1927** [Вернер Гейзенберг](#) развивает [принцип неопределенности](#), который, среди прочего, объясняет механику движения электрона вокруг ядра

# Косвенные свидетельства сложности строения атомов ХИМИЧЕСКИХ ЭЛЕМЕНТОВ

- Электролитическая диссоциация
- Электролиз
- Фотоэффект
- Естественная радиоактивность (Беккерель, 1896 г, засвечивание фотопластинки солями урана)
- Ионизация газов, спектры испускания атомов
- Свечение флуоресцирующих веществ, рентгеновское излучение



Анри Беккерель (1852-1908)

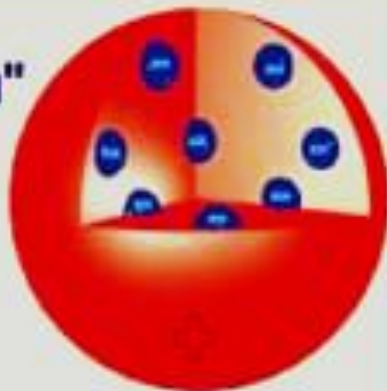


Пьер (1859–1906) и Мария (1867–1934) Кюри 5

# Исторические модели строения

## АТОМА

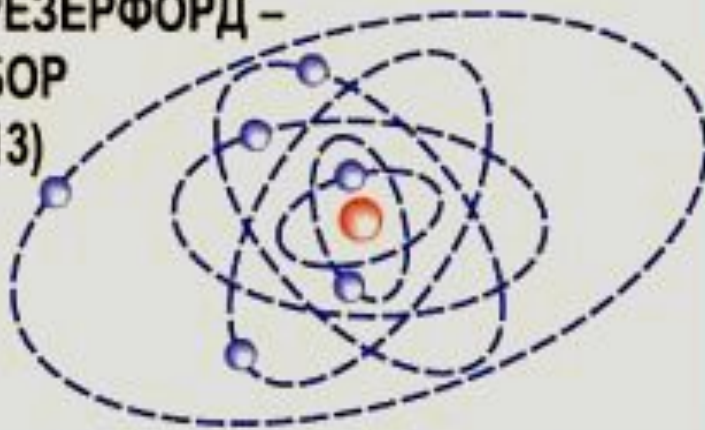
Модель  
"Булка с изюмом"  
Дж. Дж. ТОМСОН  
(1903)



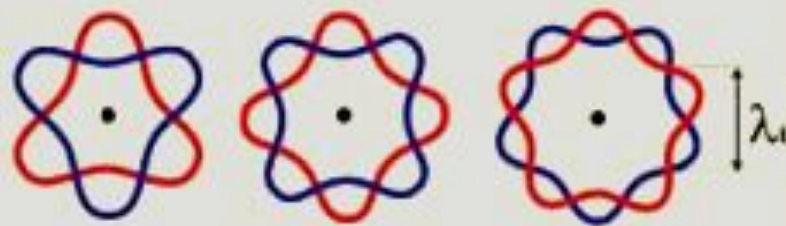
Ядерная модель  
Э. РЕЗЕРФОРД  
(1911)



Планетарная модель  
Э. РЕЗЕРФОРД –  
Н. БОР  
(1913)



Волновая модель  
Л. ДЕ БРОЙЛЬ  
(1924)





Английский физик **Эрнст Резерфорд** открыл  $\alpha$ - и  $\beta$ -излучение короткоживущих изотопов радона и множество других изотопов. Объяснил радиоактивность тория, открыл и объяснил радиоактивное превращение химических элементов, создал теорию радиоактивного распада, обнаружил протон. Доказал, что  $\alpha$ -частица — ядро гелия. Поставив опыт по рассеянию  $\alpha$ -частиц на металлической фольге, сделал вывод о существовании в атоме массивного ядра. Предложил планетарную модель атома. Открыл образование новых химических элементов при распаде тяжелых радиоактивных элементов



Эрнст Резерфорд (1871-1937)

ОПЫТ РЕЗЕРФОРДА

Радиоактивный источник     $\alpha$ -частицы    рассеянные  $\alpha$ -частицы    Люминесцирующий экран    Микроскоп

Золотая фольга

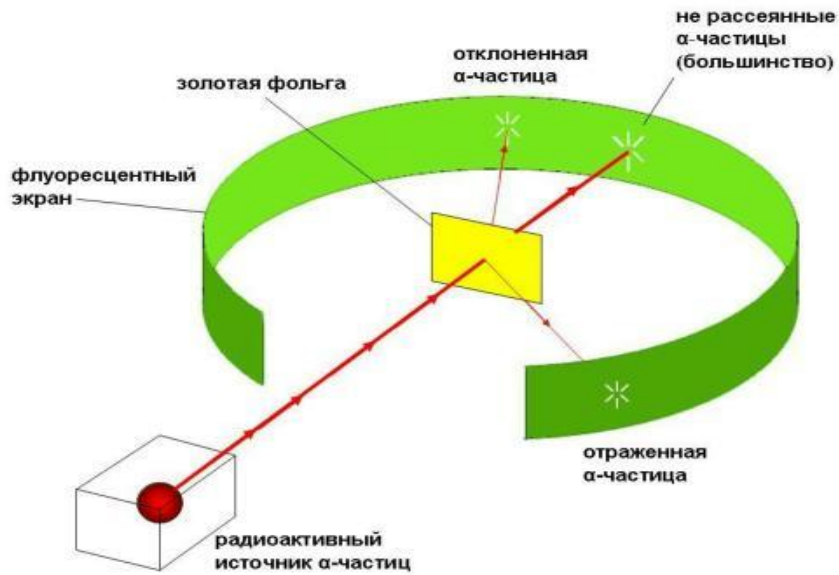
мало частиц     $\alpha$ -частицы    много частиц    ЯДРО

СХЕМА ВЗАИМОДЕЙСТВИЯ  $\alpha$ -ЧАСТИЦ С ЯДРОМ

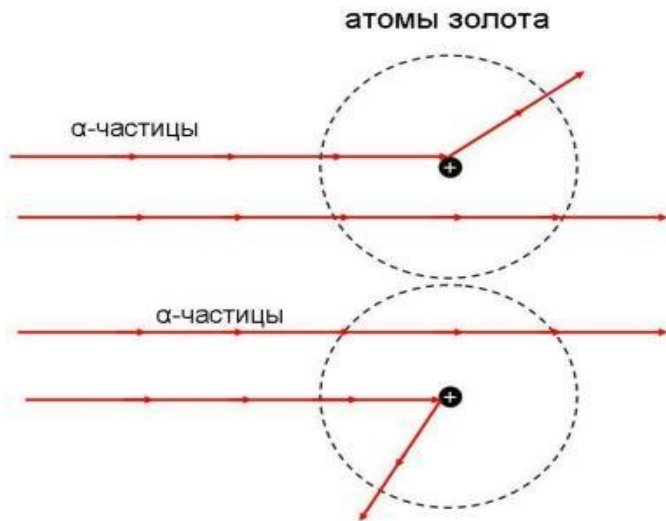
ДОПОЛНИТЕЛЬНЫЕ СВЕДЕНИЯ

Фотографии люминесцирующего экрана при отсутствии золотой фольги в потоке  $\alpha$ -частиц и при ее внесении в поток

Каждая вспышка вызывается ударом  $\alpha$ -частицы об экран

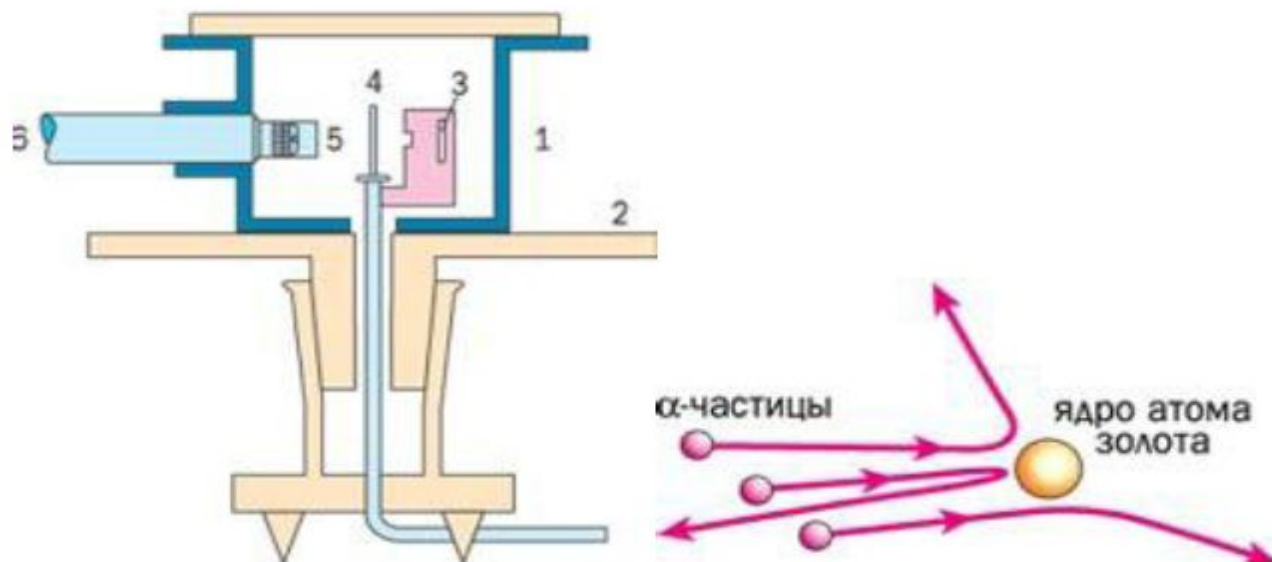


## Эксперимент Резерфорда (1908-1911)



**Опыт Э.Резерфорда.** Поток альфа-частиц проникает сквозь тонкую золотую фольгу толщиной приблизительно 10000 атомов. Пройдя сквозь золото, альфа-частицы вызывают вспышку при ударе об экран. По вспышкам на экране можно видеть отклонения части альфа-частиц от прямолинейной траектории.





*Опыт Резерфорда. В камере 1, укрепленной на поворотном диске 2, находится радиоактивный препарат 3, испускающий альфа-частицы, которые бомбардируют листок металлической фольги 4. Альфа-частицы, летящие со скоростью 10 тысяч километров в секунду, отклоняются атомами металла на различные углы, задаваемые поворотом диска, и попадают на экран 5, вызывая в нём вспышки (сцинтилляции). Число вспышек пересчитывают, наблюдая в микроскоп 6. В течение всей работы было подсчитано более 100 тысяч сцинтилляций и установлено, что на угол  $180^\circ$ , то есть обратно к источнику, отражалась в среднем одна частица из 8 тысяч. Опыт подтвердил, что альфа-частица отталкивается ядром по закону Кулона*

Э. Резерфорд показал, что почти вся масса атома сосредоточена в его ядре — небольшой (даже по сравнению с атомом) области пространства: радиус ядра приблизительно в 100 тысяч раз меньше радиуса атома.

Когда Резерфорд производил свои эксперименты, ещё не был открыт нейтрон. С открытием нейтрона стало понятно, что ядра состоят из протонов и нейтронов, а атом естественно представлять как ядро, окружённое электронами, число которых равно числу протонов в ядре — ведь в целом атом нейтрален.

Протоны и нейтроны, как строительный материал ядра, получили общее название — нуклоны (с латинского *nucleus* —

# Строение атомного ядра.

Советский физик Д. Д. Иваненко и В. Гейзенберг предложили **протонно-нейтронную модель ядра: ядра состоят из элементарных частиц двух сортов: протонов и нейтронов.**

- Число протонов в ядре равняется числу электронов в атомной оболочке, так как атом в целом нейтрален.
- Протон и нейтрон – два зарядовых состояния ядерной частицы, называемых нуклоном.



Дмитрий Дмитриевич  
Иваненко  
(1904-1994)



Вернер Карл  
Гейзенберг  
(1901-1976)

В 1913 г. **Нильс Бор** опубликовал серию статей «О строении атомов и молекул», открывших путь к атомной квантовой механике.

Выдающийся датский физик Нильс Бор построил теорию атома на основе планетарной модели Э. Резерфорда и идеи М. Планка о квантовании энергии, сформулировав два постулата.

**1. Электроны в атоме двигаются по стационарным орбитам вокруг ядра, не излучая энергию** вопреки классическим законам. Однако электрон в атоме не может обладать произвольной энергией, разрешены орбиты только определенных радиусов, находясь на которых электрон обладает определенными энергиями. Эта идея является дальнейшим развитием представления Планка о **квантовании энергии**.

**2.** В отсутствии лучистой энергии электрон в атоме остается сколько угодно долго на одной из орбит с разрешенным энергетическим состоянием. При наличии лучистой энергии атом может поглощать ее. Когда это происходит, электрон переходит из одного разрешенного состояния в другое. Частота поглощаемой лучистой энергии  $\nu$  точно соответствует разности энергий между двумя разрешенными энергетическими состояниями:  $\Delta E = h \cdot \nu$ . Переходя с удаленной от ядра орбиты на более близкую к ядру, электрон испускает квант света.



**Из них следует три вывода.**

**Во-первых**, электрон в атоме может иметь только дискретные значения энергии.. В любом атоме энергии электронов дискретны.

**Во-вторых**, существует состояние электрона с энергией, меньше которой электрон иметь не может. Это состояние называется основным. Все остальные состояния называют возбуждёнными.

**Третий вывод:** основное состояние электрона в атоме устойчиво

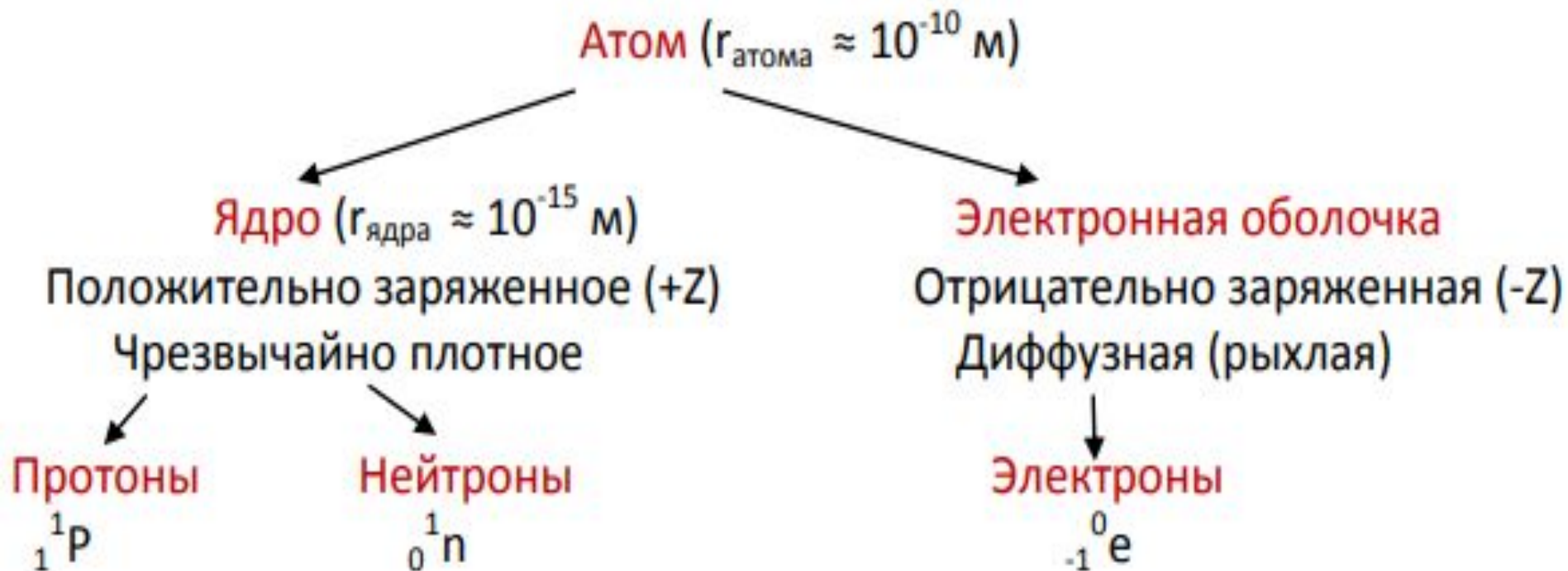


**Нильс Бор**  
(1885-1962)

Теория Бора позволила объяснить экспериментальные факты (спектры атома водорода), чего не могла сделать классическая механика. Создание Бором квантовой модели атома было отмечено Нобелевской премией 1922 года

# Квантово-механическая модель строения атома.

## Составные части атома



## Субатомные элементарные частицы

Частица	Обозначение	Заряд	Масса	
			кг	а.е.м*
Протон	${}^1_1\text{P}$	+1	$1,67 \cdot 10^{-27}$	1,00728
Нейтрон	${}^1_0\text{n}$	0	$1,67 \cdot 10^{-27}$	1,00867
Электрон	${}^0_{-1}\text{e}$	-1	$9,11 \cdot 10^{-31}$	$5,4858 \cdot 10^{-4}$



## Сравнение элементарных частиц:

- -**протоны и нейтроны** почти в 1836 раз тяжелее электронов. Следовательно, масса любого тела почти целиком определяется массой протонов и нейтронов.
- **Нейтрон**, как это следует из его названия, нейтрален — его заряд равен нулю. А **протон** и **электрон** имеют одинаковые по величине, но противоположные по знаку заряды. Электрон заряжен отрицательно, а протон — положительно.
- Среди характеристик частиц нет важной характеристики — их размера. Описывая строение атомов и молекул, электроны, протоны и нейтроны можно считать материальными точками. О размерах протона и нейтрона придётся вспомнить только при описании атомных ядер.

# Понятие о химическом

## элементе

$$m_{\text{атома}} \approx m_{\text{ядра}} + m_{\text{электронов}} \approx m_{\text{ядра}}$$
$$m_{\text{атома}} \approx m_{\text{ядра}} \approx Z \cdot m_p + N \cdot m_n \approx (Z + N) \cdot 1 \text{ [a.e.m.]}$$

$$A = (Z + N)$$

$$m_{\text{атома}} \approx A \text{ [a.e.m.]}, \text{ где}$$

$A$  — массовое число;

$Z$  — число протонов; заряд ядра; порядковый номер элемента в Периодической Системе;

$N$  — число нейтронов.

**Химический элемент** — это совокупность атомов с одинаковыми зарядами ядер:  $Z = \text{const}$ .

Атомы одного химического элемента, различающиеся массовыми числами называют **ИЗОТОПАМИ**:

$Z = \text{const}$ ;  $N$  — переменная.

**Химический элемент** является **смесью изотопов** с постоянным относительным содержанием изотопов. Определяемая экспериментально **средняя атомная масса** элемента является **средневзвешенным атомных масс изотопов** элемента

Вычислим относительную атомную массу хлора по следующим данным:

Изотоп	Относительная масса изотопа	Относительное содержание изотопа
${}_{17}^{35}\text{Cl}$	35	0,7553
${}_{17}^{37}\text{Cl}$	37	0,2447

Решение:

$$A_r = (35 \cdot 0,7553) + (37 \cdot 0,2447) = 35,45$$

В общем случае:

$$A_r(X) = (A_1 \cdot \omega_1 + A_2 \cdot \omega_2 \dots A_n \cdot \omega_n) / 100,$$

где  $A_1, A_2, \dots, A_n$  — массовые числа изотопов;

$\omega_1, \omega_2, \dots, \omega_n$  — содержание изотопов, %.

# Двойственная природа электромагнитного излучения

Известно, что электромагнитное излучение способно обнаруживать как волновые (дифракция, интерференция), так и корпускулярные свойства, подобные свойствам частиц (фотоэффект), и в последнем случае ведет себя как поток частиц-фотонов.

Энергия  $E$  электромагнитного излучения (фотона) связана с его длиной волны  $\lambda$  и частотой  $\nu$  соотношением Планка:

$$E = h\nu = hc/\lambda,$$

где  $c$  — скорость света,  $h$  — постоянная Планка.

В соответствии с уравнением Эйнштейна энергия фотона:

$$E = mc^2$$

Подставляя это значение  $E$  в уравнение Планка получаем соотношение:

$$\lambda = h/mc$$

**Постулат де Бройля** : любая движущаяся частица обладает волновыми свойствами и может быть охарактеризована длиной волны и частотой.

$\lambda$  Де Бройля

$h/(m_{\text{частицы}} \cdot V_{\text{частицы}})$  — длина материальной волны де Бройля;

$m_{\text{частицы}}$  — масса частицы,  $V_{\text{частицы}}$  — скорость движения частицы

# Двойственная корпускулярно-волновая природа микрочастиц (электрона). Постулат де Бройля

Французский ученый *Луи де Бройль* (1892—1987), развивая представления о двойственной корпускулярно-волновой природе света, выдвинул в 1923 году гипотезу об ее универсальности. Он предположил, что не только фотоны, но и электроны и любые другие частицы материи наряду с корпускулярными обладают также волновыми свойствами.

Согласно де Бройлю, с каждым микрообъектом связываются, с одной стороны, корпускулярные характеристики — энергия  $E$  и импульс  $P$ , а с другой стороны — волновые характеристики — частота  $\nu$  и длина волны  $\lambda$ .

Таким образом, для атомного объекта существует возможность проявлять себя, в зависимости от внешних условий

$$\lambda_{\text{де Бройля}} = h / (m_{\text{частицы}} \cdot v_{\text{частицы}}),$$

где  $\lambda_{\text{де Бройля}}$  — длина материальной волны де Бройля,

$m_{\text{частицы}}$  — масса частицы,  $v_{\text{частицы}}$  — скорость движения частицы

# Рассчитаем и сравним длины волн де Бройля для двух частиц: электрона и пули

Какова характерная длина волны электрона, имеющего скорость  $5,97 \cdot 10^6$  м/с? (Масса электрона  $9,11 \cdot 10^{-28}$  г.)

**Решение.** Постоянная Планка  $h$  равна  $6,63 \cdot 10^{-34}$  Дж·с (1 Дж = 1 кг·м<sup>2</sup>/с<sup>2</sup>).

$$\begin{aligned}\lambda &= \frac{h}{mv} = \\ &= \frac{6,63 \cdot 10^{-34} \text{ Дж} \cdot \text{с}}{(9,11 \cdot 10^{-28} \text{ г})(5,97 \cdot 10^6 \text{ м/с})} \times \\ &\quad \times \frac{1 \text{ кг} \cdot \text{м}^2/\text{с}^2}{1 \text{ Дж}} \frac{10^3 \text{ г}}{1 \text{ кг}} = \\ &= 1,22 \cdot 10^{-10} \text{ м} = 0,122 \text{ нм}\end{aligned}$$

Волна де Бройля для электрона сравнима с размерами атомов и соответствует диапазону рентгеновского излучения.

Волновые свойства электронов экспериментально проявляются при дифракции электронов на кристаллах.

Волна де Бройля пули с  $m_{\text{пуля}} = 25$  г,  $v_{\text{пуля}} = 9 \cdot 10^2$  м/с:

$\lambda_{\text{пуля}} = 2,94 \cdot 10^{-35}$  м, что гораздо меньше размеров пули.

Волновые свойства пули не проявляются!



# Принцип неопределенности Гейзенберга

1. **Невозможно** с высокой степенью точности установить координаты местоположения и величину скорости движения микрочастицы для которой присущи **двойственные корпускулярно-волновые свойства**, т.е. для электрона.

$$\Delta X \cdot \Delta V \geq h / (2\pi m_e),$$

где  $\Delta X$  — абсолютная величина погрешности в измерении координаты;

$\Delta V$  — абсолютная величина погрешности в измерении скорости движения частицы.

2. Применительно к электрону в атоме нельзя говорить о стационарном движении электрона по орбитам — **стационарных орбит нет.**

# Уравнение Шредингера

В 1926 году австрийский физик **Э. Шредингер** предложил уравнение, описывающее движение микрочастиц, проявляющих волновые свойства, которое связало энергию, координаты и волновую функцию  $\psi$ , квадрат которой пропорционален вероятности нахождения электрона в некотором объеме пространства, окружающего точку с координатами  $x$ ,  $y$  и  $z$ .

$$\frac{d^2 \psi}{dx^2} + \frac{d^2 \psi}{dy^2} + \frac{d^2 \psi}{dz^2} + \frac{8 \pi^2 m}{h} (E - U) \psi = 0$$

Шредингеру удалось отразить корпускулярные и волновые свойства электрона, основываясь на постулатах Луи-де-Бройля и принципе неопределенности Гейзенберга и точно решить уравнение для простейшего атома водорода.

# Уравнение Шредингера

Решениями уравнения Шредингера являются энергии электрона в атоме ( $E_i$ ) и волновые функции ( $\Psi_i$ ), зависящие от координат:

$$E_i \sim \Psi_i \sim n, l, m_l$$

$\Psi_i^2$  — плотность вероятности нахождения электрона в данном энергетическом состоянии в точке с координатами (x.y.z);

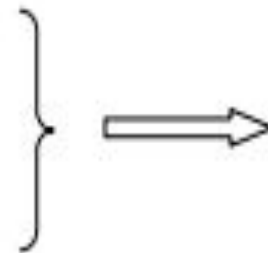
$\Psi_i^2$  — плотность отрицательного заряда электронного облака в точке с координатами (x.y.z);

$\Psi_i^2 \cdot dV$  — вероятность нахождения электрона в объеме dV.

$\Psi_i$  - непрерывная;

- однозначная

- ограниченная  $\int \Psi_i^2 \cdot dV = 1$ .

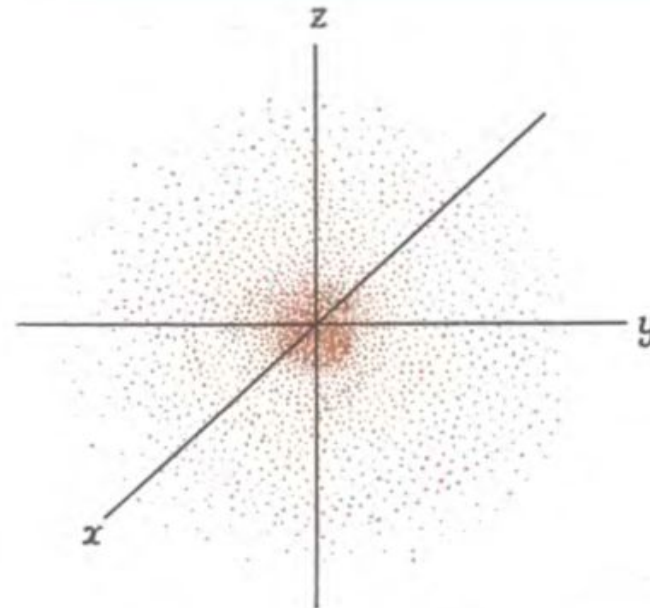
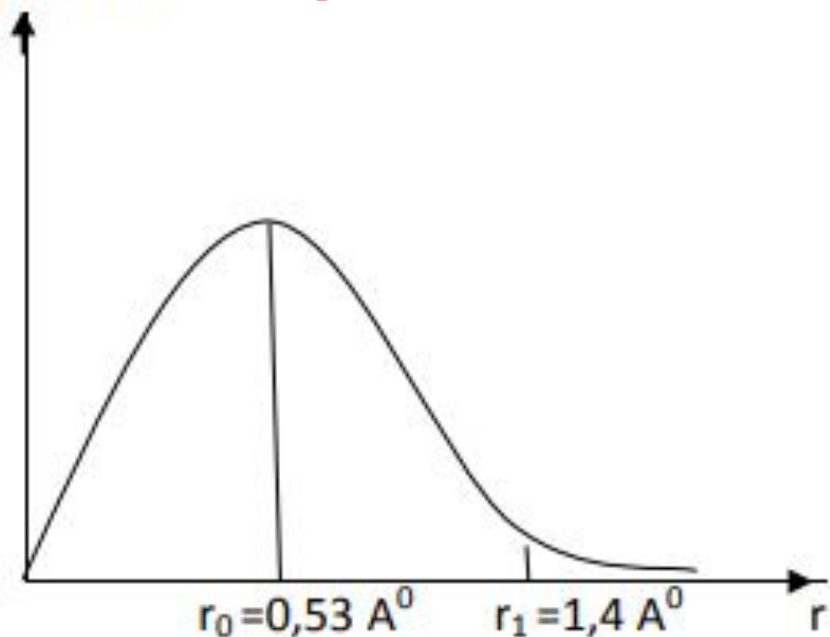


$n, l, m$

квантовые числа

# Вероятность нахождения электрона на расстоянии

Вероятность  $r$  от ядра в основном состоянии атома H

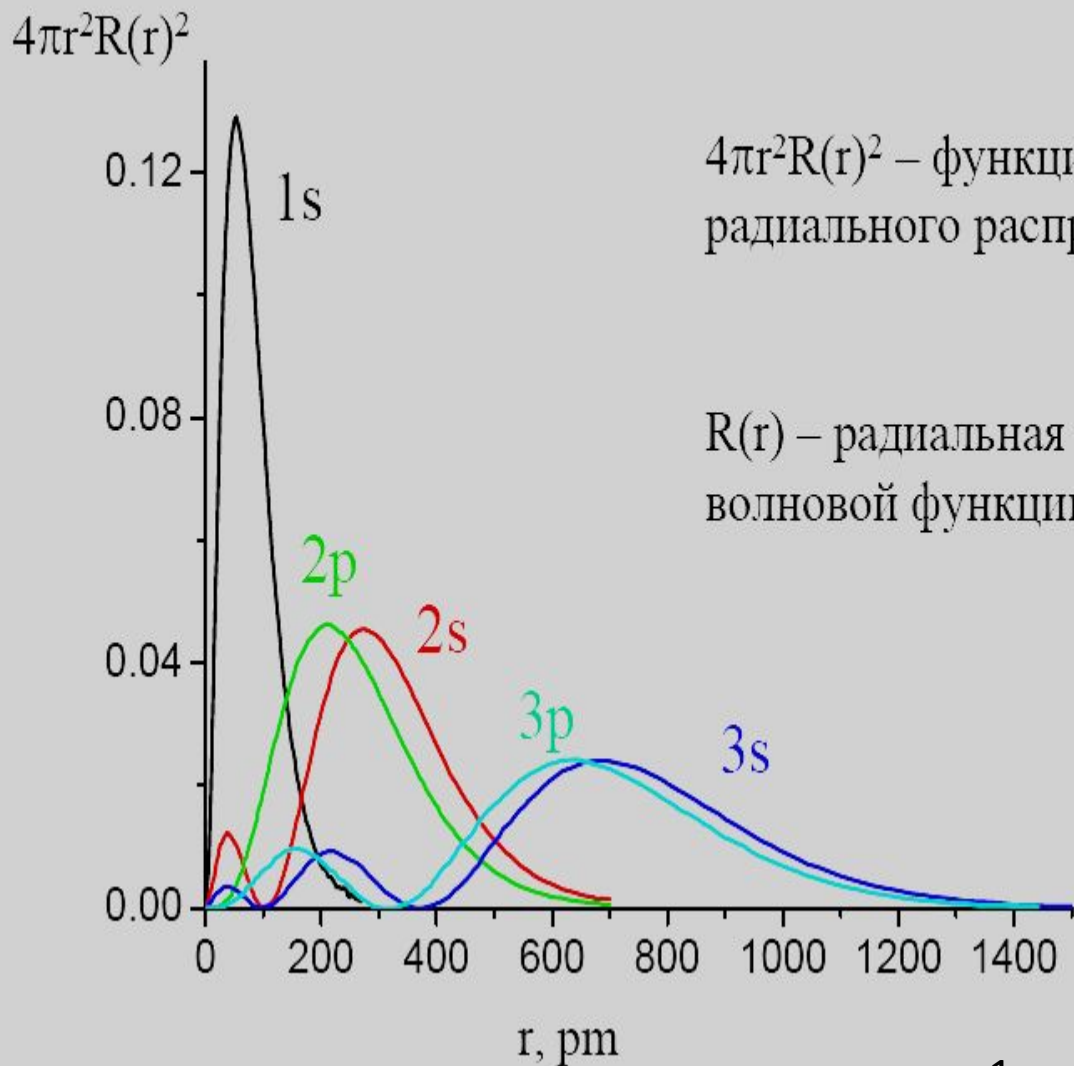


Область пространства вокруг атомного ядра, в которой вероятность нахождения электрона составляет не менее

90 %, называют атомной орбиталью

Атомная орбиталь задается волновой функцией  $\Psi_i$  или набором трех квантовых чисел  $(n, l, m_l)$

# Протяженность орбиталей

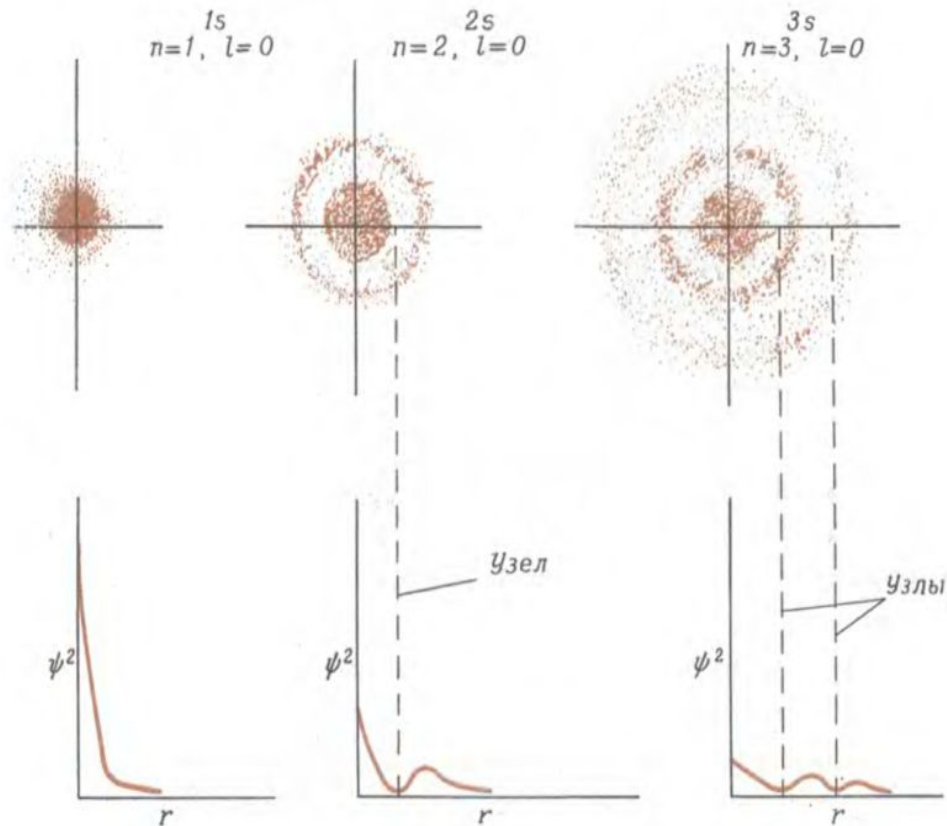


$4\pi r^2 R(r)^2$  – функция  
радиального распределения

$R(r)$  – радиальная часть  
волновой функции

$$1\text{pm} = 1\text{ пм} = 10^{-12}\text{м}$$





**Рис. 5.15.** Распределения электронной плотности для  $1s$ -,  $2s$ - и  $3s$ -орбиталей. В нижней части рисунка показана зависимость электронной плотности, представленной функцией  $\psi^2$ , от расстояния от ядра. Для  $2s$ - и  $3s$ -орбиталей функция электронной плотности принимает нулевые значения на определенных расстояниях от ядра. Окружающие ядро сферические поверхности, на которых функция  $\psi^2$  принимает нулевые значения, называются узлами (узловыми поверхностями).



**Рис. 5.16.** Контурные изображения  $1s$ -,  $2s$ - и  $3s$ -орбиталей. Сферические поверхности соединяют точки, в которых функция  $\psi^2$  принимает постоянное значение. Эти поверхности охватывают пространство, в котором заключено 90% суммарного значения функции  $\psi^2$  для каждой орбитали.



# Квантовые числа, характеризующие состояние электронов в атоме

**Главное** квантовое число ( $n$ ) – характеризует **энергию электрона** в атоме и **размер атомной орбитали (электронного облака)**, принимает значения **целых положительных чисел от 1 до  $\infty$** :

$n = 1, 2, 3 \dots \infty$ . Используются буквенные символы K, L, M, N и т. д.

**Орбитальное** квантовое число ( $l$ ) характеризует **орбитальный момент количества движения электрона** в атоме (и **форму орбитали**), принимает значения **целых положительных чисел от 0 до  $\dots (n-1)$** :

$l = 0, 1, 2 \dots (n-1)$ , всего  $n$  значений для данного  $n$ . Используются буквенные символы  $s, p, d, f, g$ .

**Магнитное** квантовое число ( $m_l$ ) характеризует **расположение орбитали в пространстве**, принимает значения  $-l \dots 0 \dots +l$ , всего  $(2l+1)$  значений для данного  $l$ .

# Главное квантовое число $n$

Принимает положительные целочисленные значения от 1 до  $\infty$

Характеризует энергию электрона в атоме и размеры электронного облака: чем больше  $n$  тем большей энергией обладает электрон, и больше размеры электронного облака.

**Атомные орбитали с одинаковым значением главного квантового числа  $n$  образуют один энергетический уровень (электронный слой)**

$$n = 1, 2, 3, 4, \dots, \infty$$

Энергия уровней в атоме водорода :

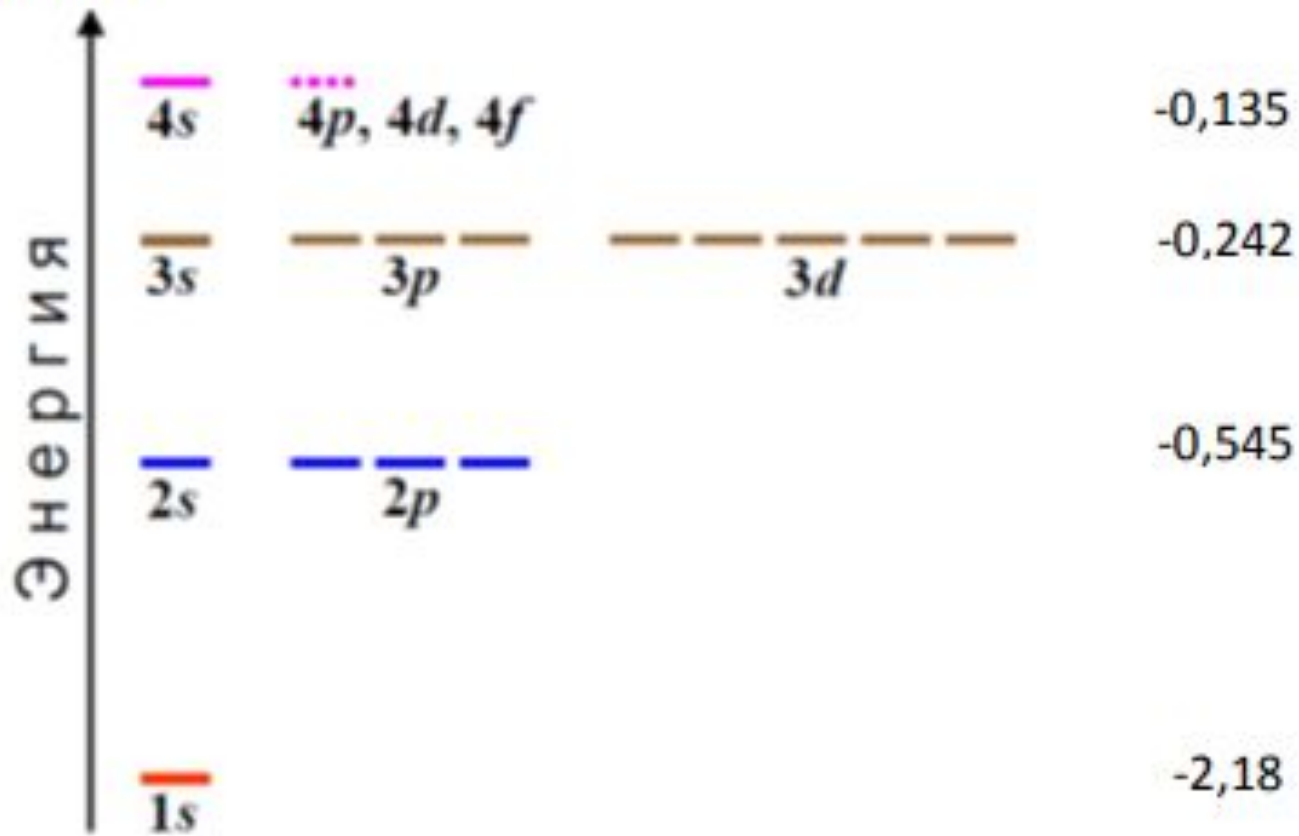
$$E_n = - 2,18 \cdot 10^{-18} / n^2 \text{ [дж/ат]} = - 13,6/n^2 \text{ [эВ/ат]}$$

$E_\infty = 0$ $n$	1	2	3	4	5	6	7
Обозначение энергетического слоя	К	L	M	N	O	P	Q

# Энергетическая диаграмма возможных состояний электрона в атоме водорода

$E \cdot 10^{18}$  [Дж/ат]

$$E_n = - 2,18 \cdot 10^{-18} / n^2 \text{ [Дж/ат]}$$



# Электронные переходы между энергетическими уровнями



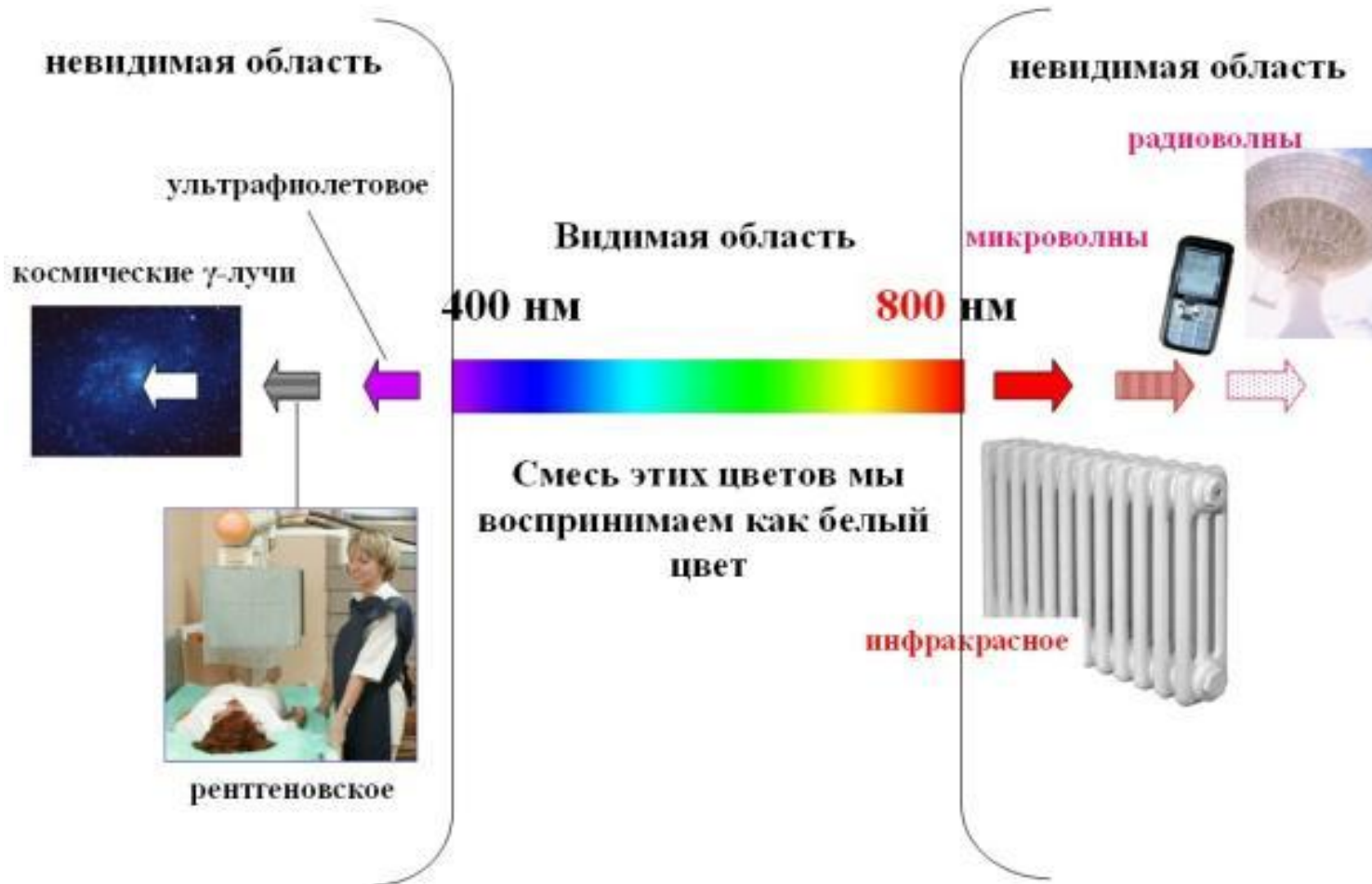
Энергия излучения поглощаемого или испускаемого равна разности энергий тех уровней, между которыми происходит переход. Разность энергий  $\Delta E$  связана с частотой излучения соотношением

$$\Delta E = E_{\text{изл}} = h\nu$$

$$E_{\text{изл}} = E_{\text{кон}} - E_{\text{нач}} = E_2 - E_1$$

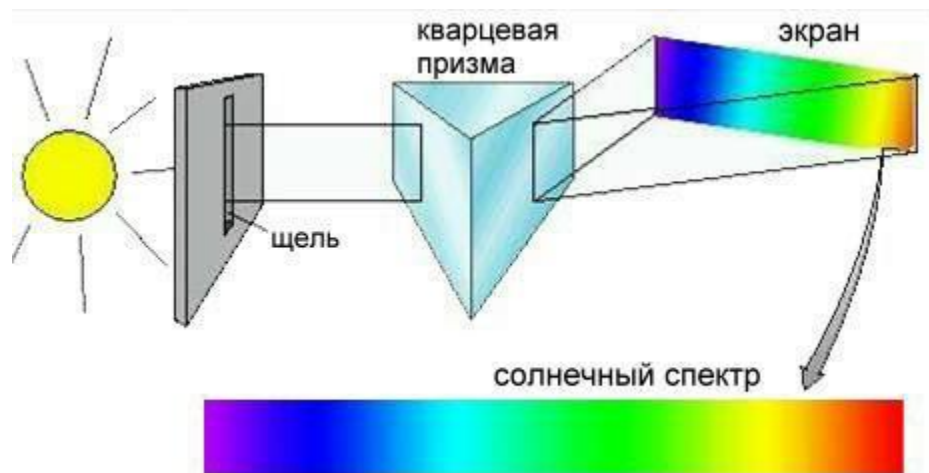
$$h\nu = 2,18 \cdot 10^{-18} \left( -\frac{1}{n_{\text{кон}}^2} + \frac{1}{n_{\text{нач}}^2} \right)$$

# Длины волн и названия некоторых видимых и невидимых областей солнечного спектра.

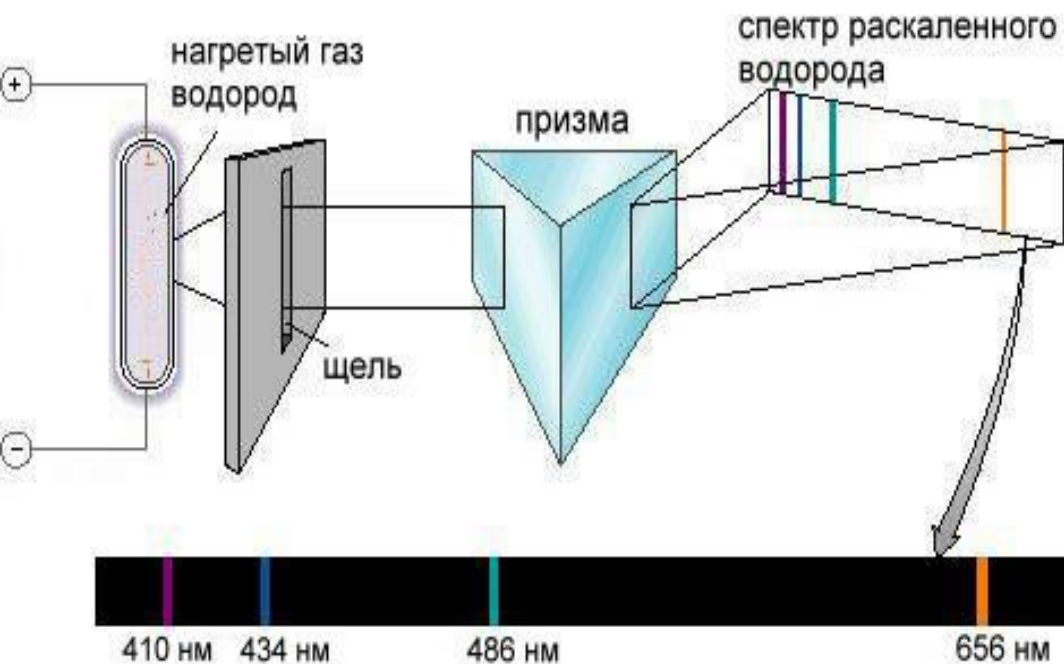




# Спектр солнечного излучения, полученный с помощью простейшего спектрометра

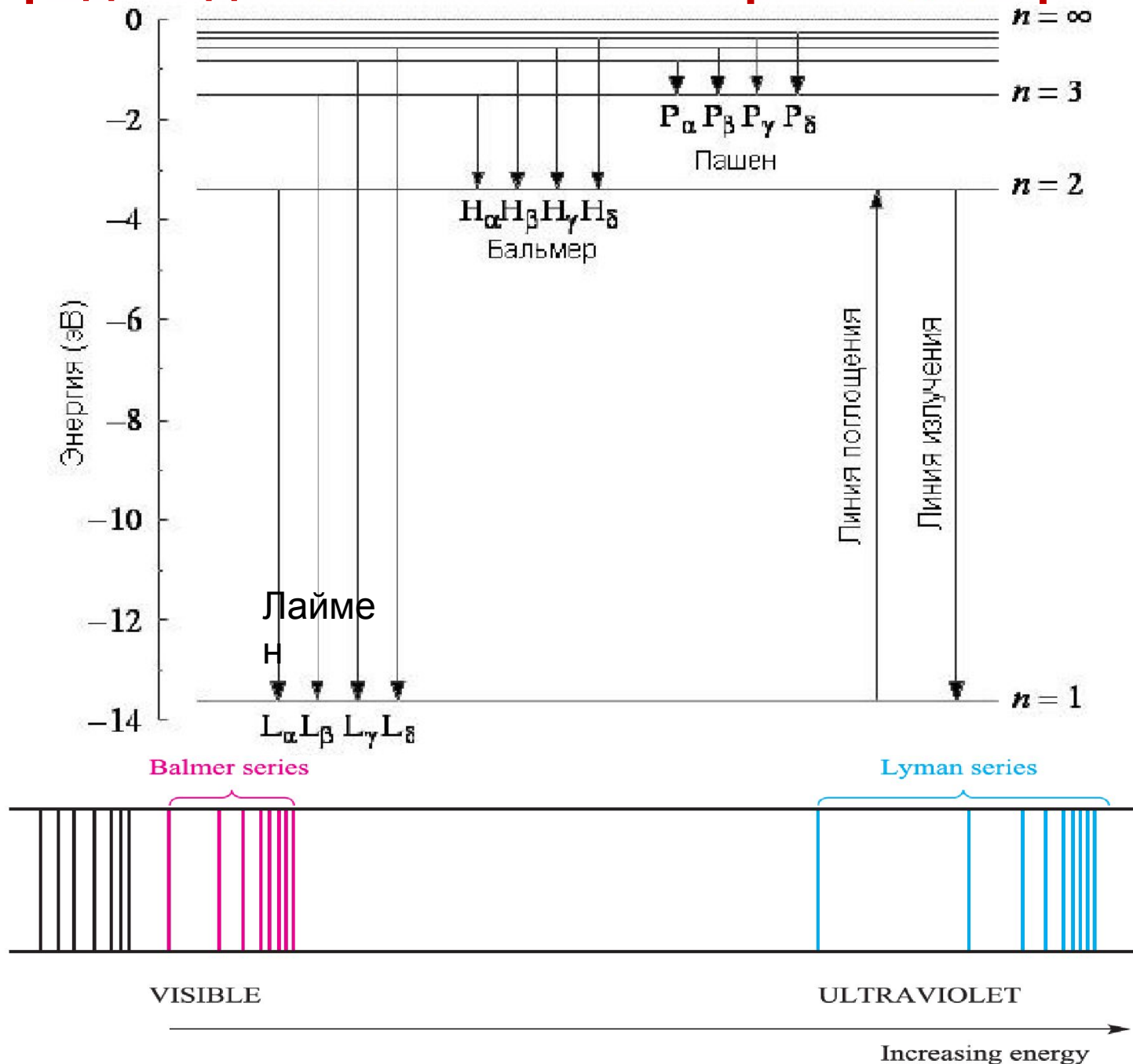


## Спектр испускания раскаленного атомарного водорода.



Водород в водородной лампе разогревается сильным электрическим разрядом. Испускаемый атомами водорода свет, пройдя через призму, дает спектр, состоящий из отдельных линий. На рисунке показана только видимая область спектра. Позже, с совершенствованием спектрометров, были открыты серии линий в ультрафиолетовой и в инфракрасной области.

# Водородоподобные атомы. Спектральные переходы



# Атомный спектр испускания водорода



Атомный спектр испускания водорода представляет собой совокупность линий, среди которых можно различить три группы линий, или серии (рис. 1.13). Одна из серий находится в видимой области спектра и называется *серией Бальмера*. В 1885 г. Бальмер установил, что длины волн этих линий подчиняются уравнению

$$1/\lambda = R_{\infty} (1/2^2 - 1/n^2)$$

Здесь  $\lambda$  – длина волны,  $R_{\infty}$  – так называемая постоянная Ридберга, а  $n$  – целое число.

Серия, находящаяся в инфракрасной области спектра, называется *серией Пашена*. Длины волн линий этой серии подчиняются уравнению

$$1/\lambda = R_{\infty} (1/3^2 - 1/n^2)$$

Серия линий в ультрафиолетовой области спектра называется *серией Лаймана*. Ее линии подчиняются уравнению

$$1/\lambda = R_{\infty} (1/1^2 - 1/n^2)$$

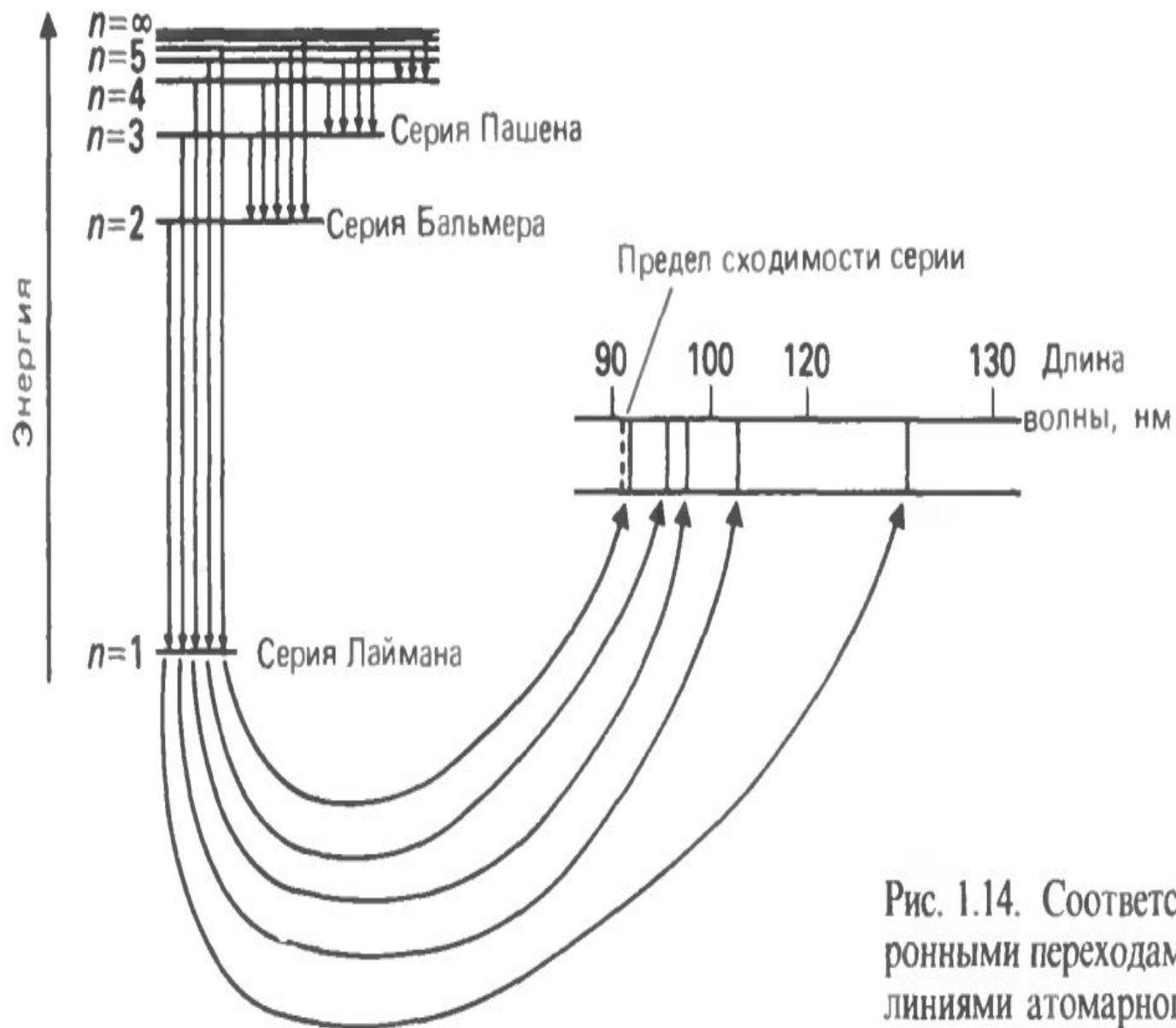


Рис. 1.14. Соответствие между электронными переходами и спектральными линиями атомарного водорода.

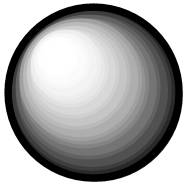
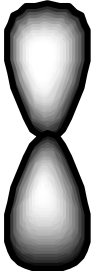
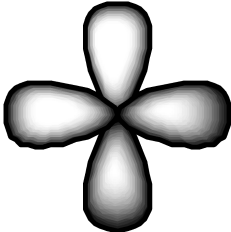
## ***Орбитальное (побочное) квантовое число***

связано с орбитальным моментом импульса электрона при его движении вокруг ядра

Принимает положительные целочисленные значения от **0** до **(n-1)**

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

*l* – определяет форму электронного облака (и энергию подуровня в многоэлектронных атомах)

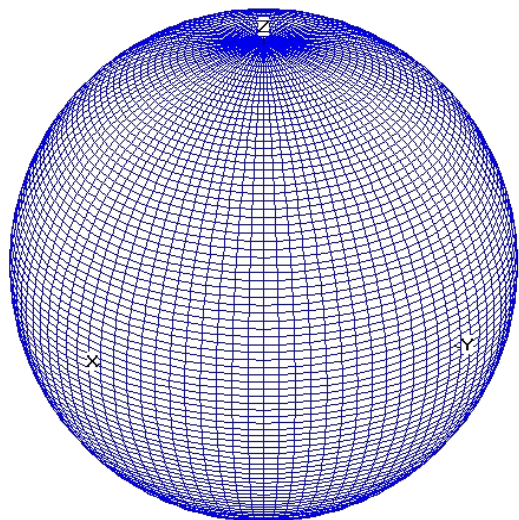
<i>l</i>	<b>0</b>	<b>1</b>	<b>2</b>	<b>3</b>	<b>4</b>
Буквенное обозначение подуровня	<b>s</b>	<b>p</b>	<b>d</b>	<b>f</b>	<b>g</b>
Форма орбитали				СЛОЖН.	СЛОЖН.

# Атомные

$l = 0$	1	2	3	4
$s$	$p$	$d$	$f$	$g$
резкий	главный	диффузный	фундаментальный	-
<i>sharp</i>	<i>principal</i>	<i>diffuse</i>	<i>fundamental</i>	-

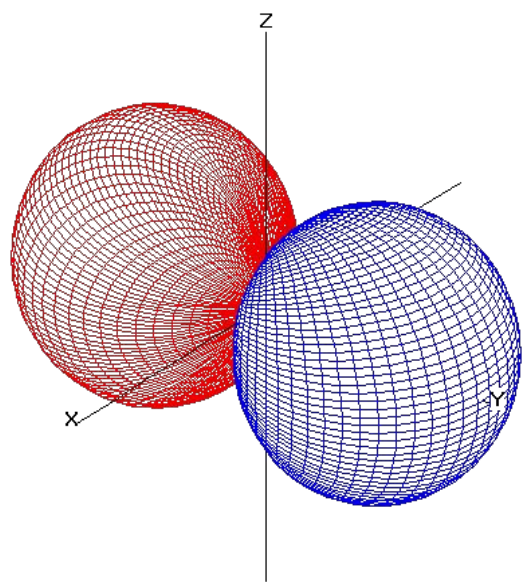
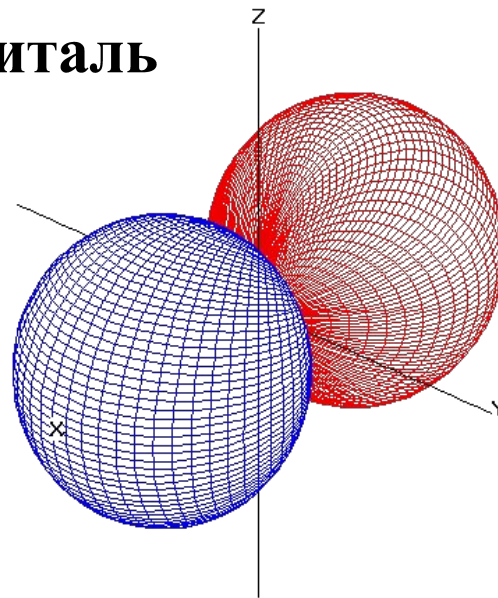
**Энергетический подуровень** – это совокупность электронных состояний, характеризующихся определенным **набором двух квантовых чисел  $n$  и  $l$**



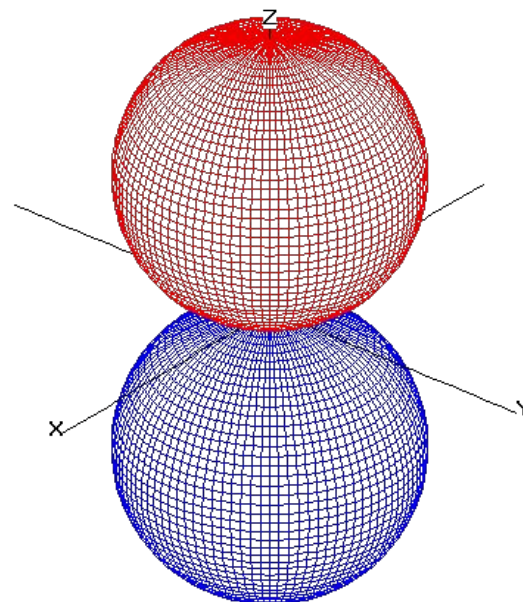


**s – орбиталь**

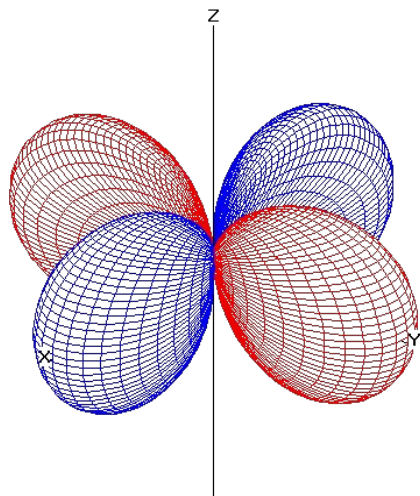
**$p_x$  – орбиталь**



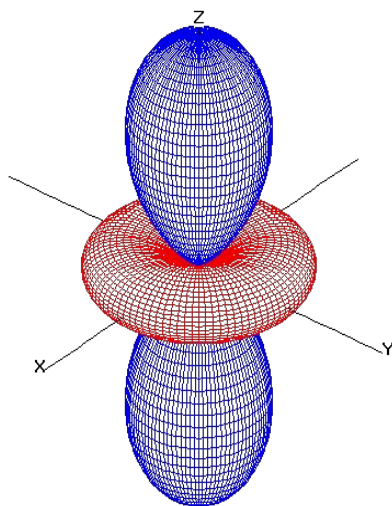
**$p_y$  – орбиталь**



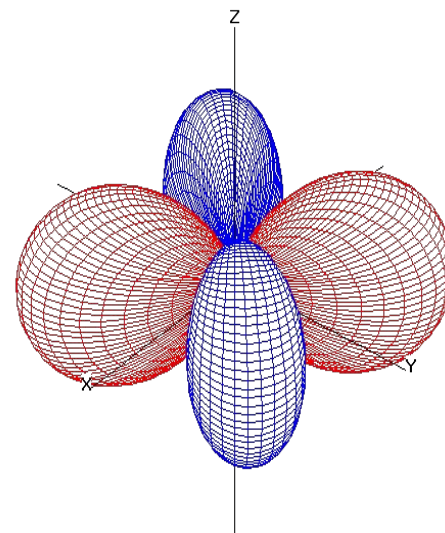
**$p_z$  – орбиталь**



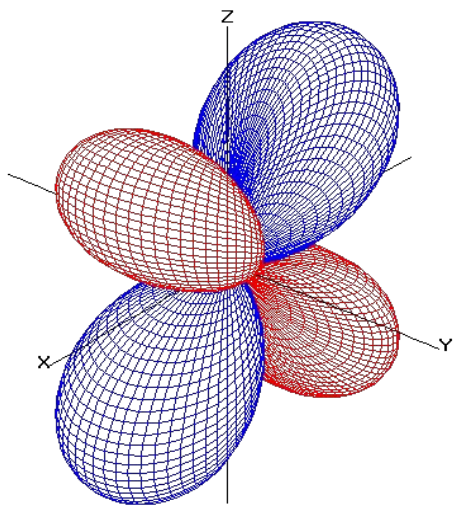
$d_{x^2-y^2}$  – орбиталь



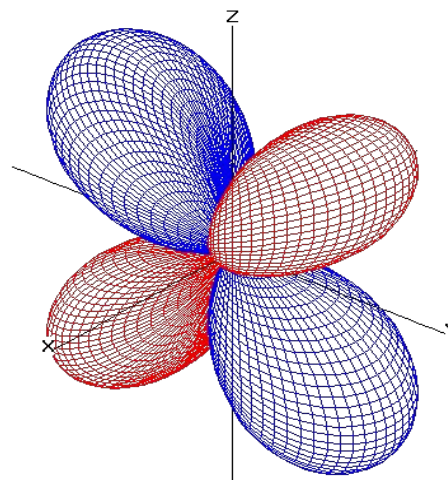
$d_{z^2}$  – орбиталь



$d_{xy}$  – орбиталь

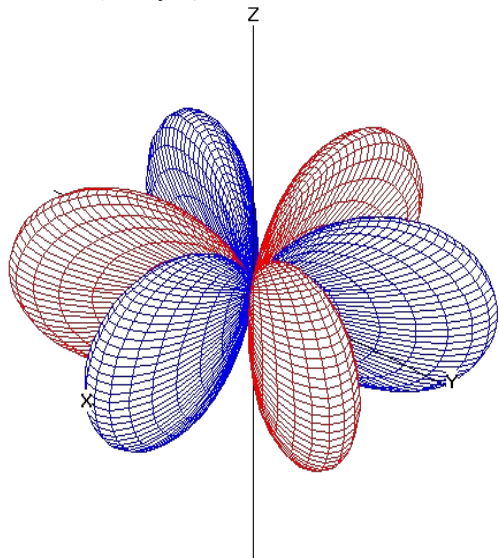


$d_{xz}$  – орбиталь

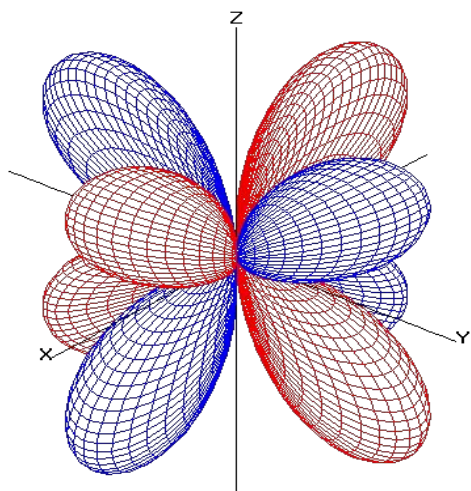
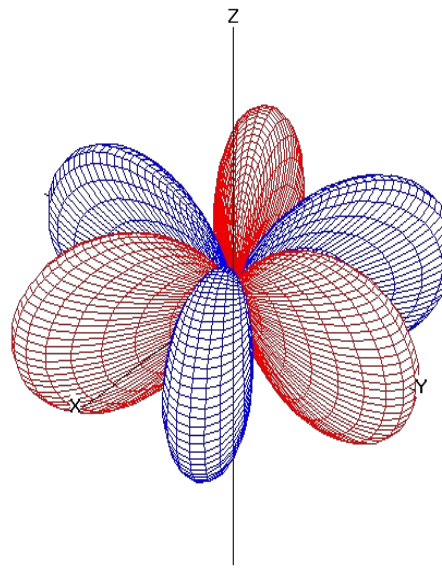


$d_{yz}$  – орбиталь

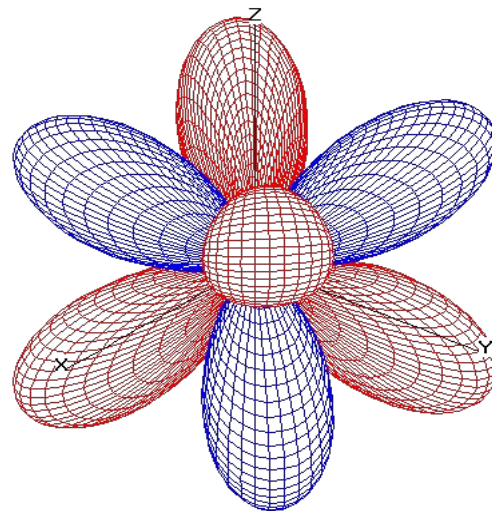
$f_{x(x^2-y^2)}$  – орбиталь



$f_{y(x^2-y^2)}$  – орбиталь



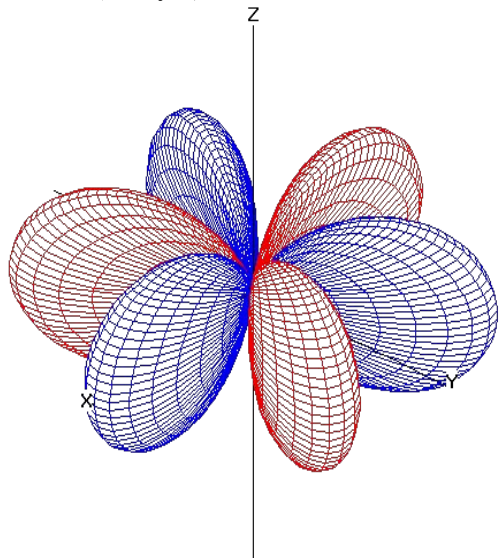
$f_{z(x^2-y^2)}$  – орбиталь



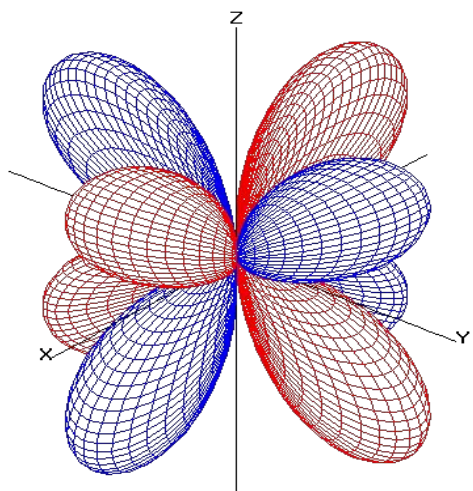
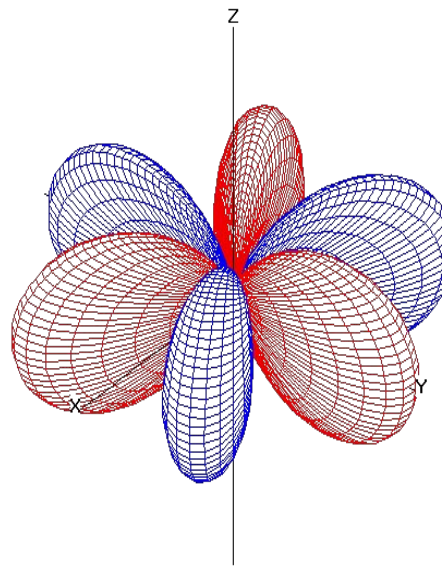
$f_{xyz}$  – орбиталь



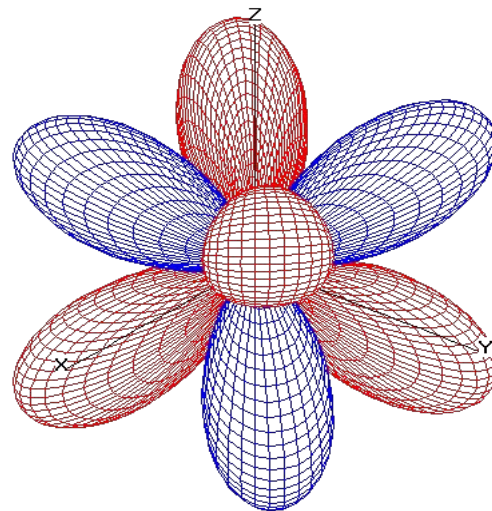
$f_{x(x^2-y^2)}$  – орбиталь



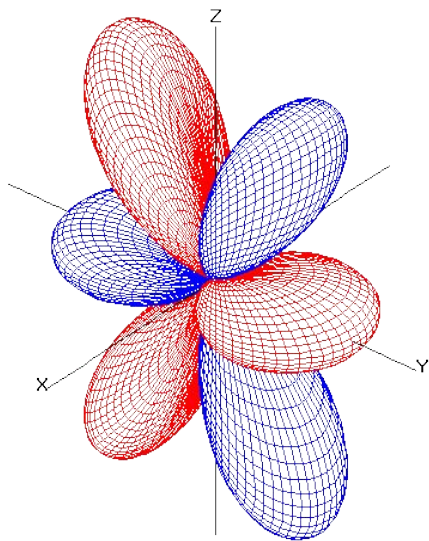
$f_{y(x^2-y^2)}$  – орбиталь



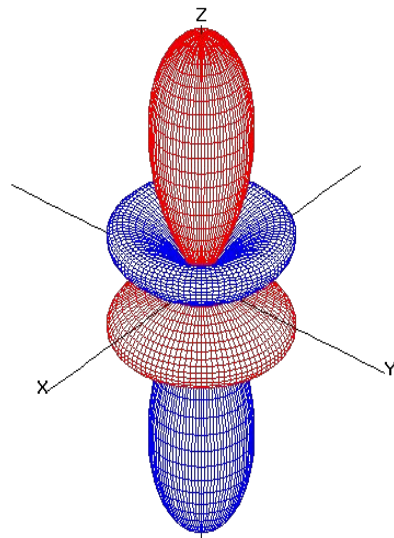
$f_{z(x^2-y^2)}$  – орбиталь



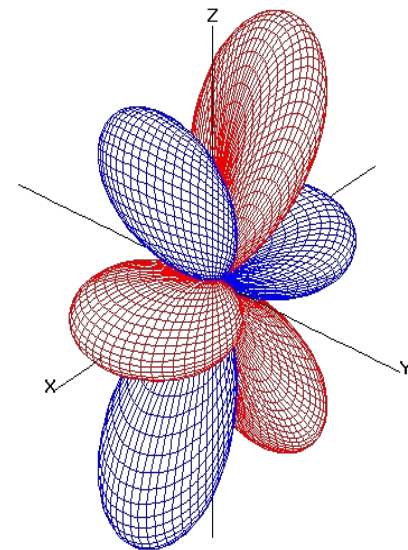
$f_{xyz}$  – орбиталь



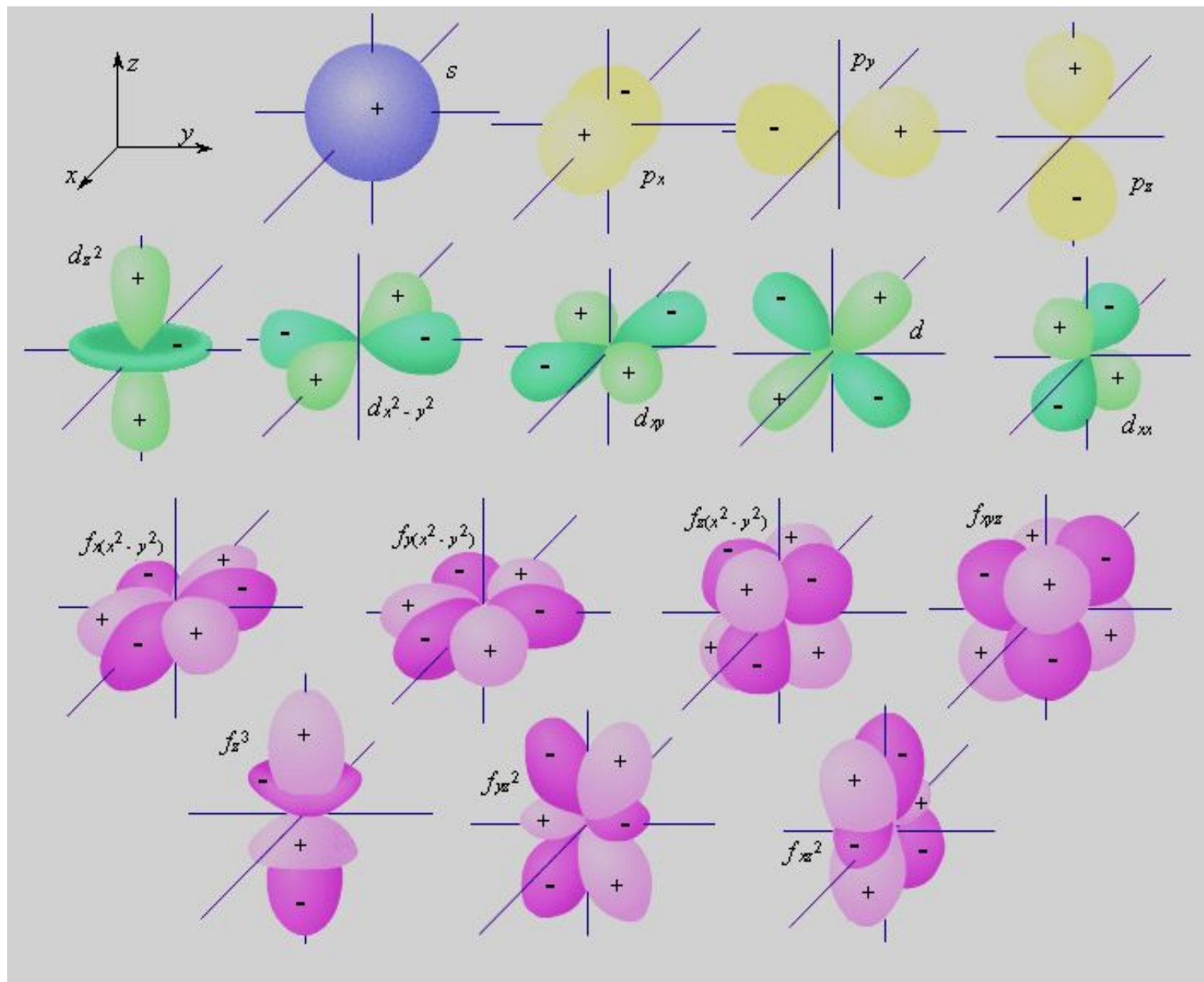
$f_{yz^2}$  – орбиталь



$f_{z^3}$  – орбиталь



$f_{xz^2}$  – орбиталь



**Формы s, p, d, f -орбиталей**



Атомные орбитали с одинаковыми значениями двух квантовых чисел ( $n$  и  $l$ ) образуют один энергетический подуровень

Главное квантовое число (уровень)	Орбитальное квантовое число	Обозначение подуровня	Число подуровней на уровне
$n=1$	$l=0$	1s	1
$n=2$	$l=0$	2s	2
	$l=1$	2p	
$n=3$	$l=0$	3s	3
	$l=1$	3p	
	$l=2$	3d	
$n=4$	$l=0$	4s	4
	$l=1$	4p	
	$l=2$	4d	
	$l=3$	4f	
.....			

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

# *Магнитное квантовое число $m_l$*

связано с проекцией орбитального момента импульса электрона на направление оси Z магнитного поля

Энергетические состояния электрона при разных  $m_l$  на одном подуровне в отсутствие магнитного поля не отличаются, т.е. атомные орбитали энергетически

**вырождены**. Определяет число различных возможных **ориентаций атомных орбиталей (электронных облаков) в пространстве**

Магнитное квантовое число  $m_l$  принимает отрицательные и положительные целочисленные значения от  $-l$  до  $+l$

Например, при  $l=0$   $m_l = 0$ ;

при  $l=1$   $m_l = -1; 0; +1$ ;

при  $l=2$   $m_l = -2; -1; 0; +1; +2$ ;

Любому значению  $l$  соответствует  $(2l+1)$  возможных расположений электронного облака данного типа в пространстве, именно  $(2l+1)$  возможных ориентаций

Следовательно, число значений  $m_l$  это число орбиталей с данным значением  $l$

$ns$  - состоянию соответствует одна атомная орбиталь (одно значение  $m_l$ ):  $n; l=0; m_l=0$  (1 атомная орбиталь)

$np$  - состоянию – три атомные орбитали (три значения  $m_l$ ):  
 $n; l=1; m_l = -1; 0; 1$  (3 атомные орбитали)

$nd$  - состоянию – пять атомных орбиталей (пять значений  $m_l$ )  
 $n; l=2; m_l = -2; -1; 0; 1; 2$  (5 атомных орбиталей)

$nf$  - состоянию – семь атомных орбиталей (семь значений  $m_l$ )  
 $n; l=3; m_l = -3; -2; -1; 0; 1; 2; 3$  (7 атомных орбиталей)

Число орбиталей на подуровне равно  $(2l+1)$ ,

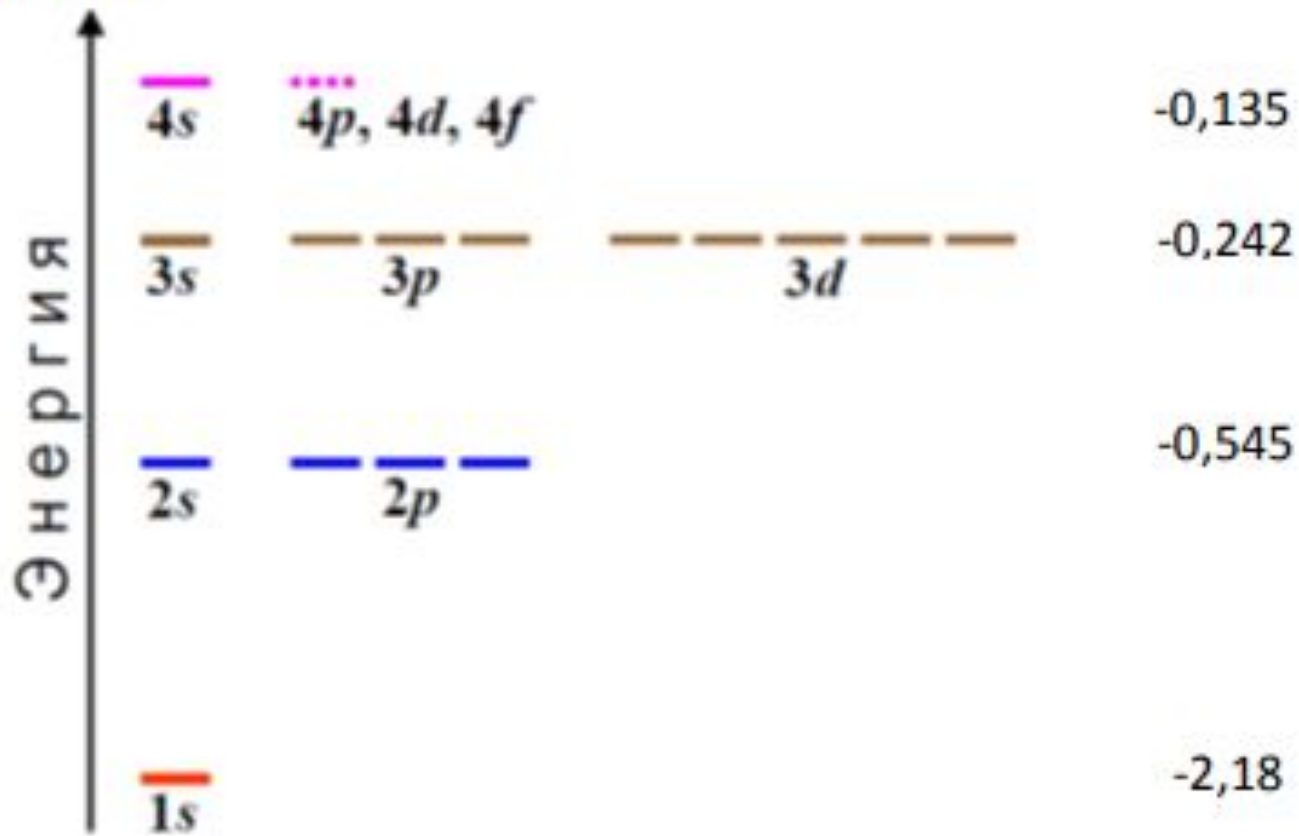
а общее число орбиталей на энергетическом уровне равно  $n^2$

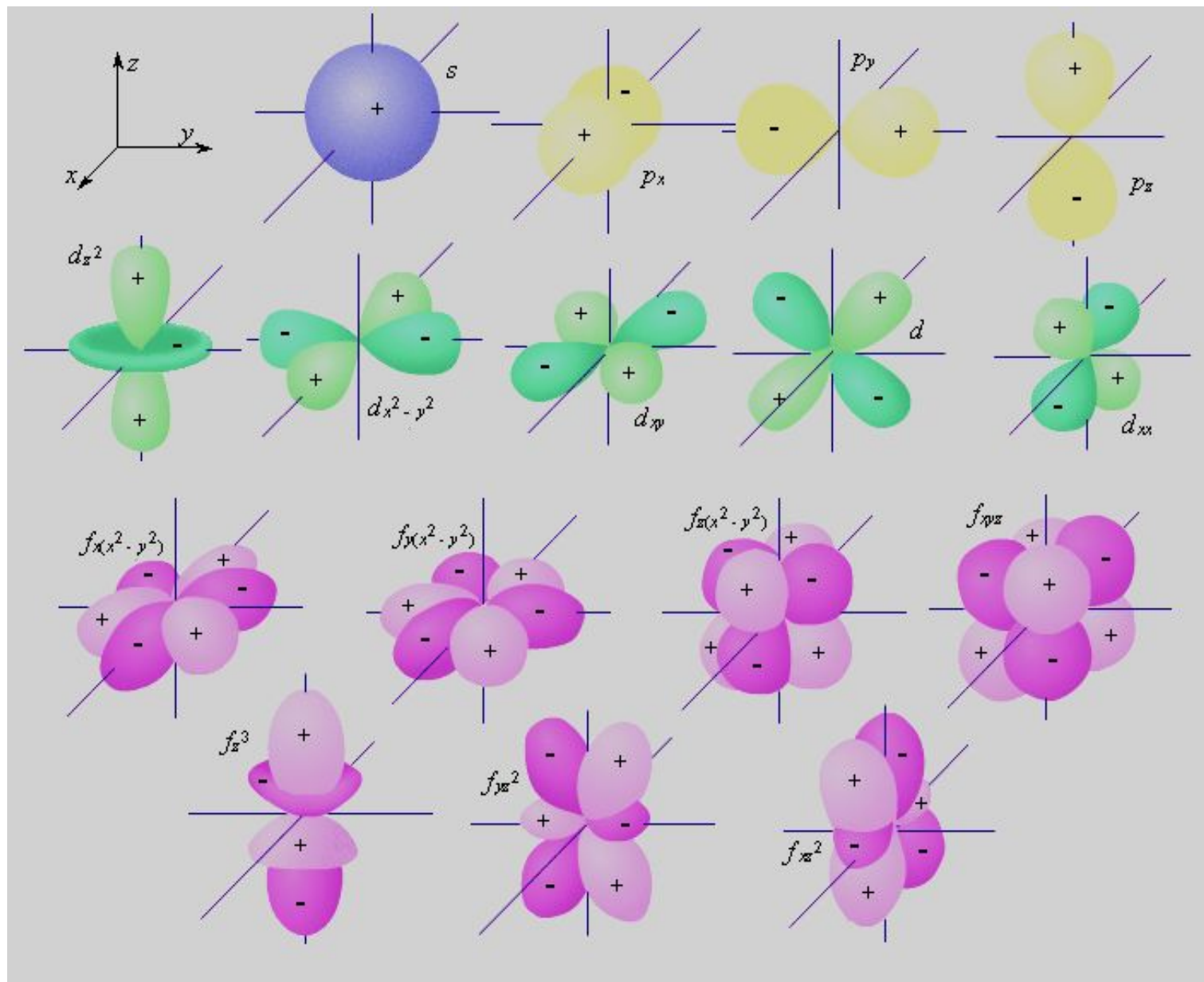
Все орбитали, принадлежащие одному подуровню данного энергетического уровня, имеют **одинаковую энергию** в отсутствии магнитного поля (**энергетически вырожденные**)

# Энергетическая диаграмма возможных состояний электрона в атоме водорода

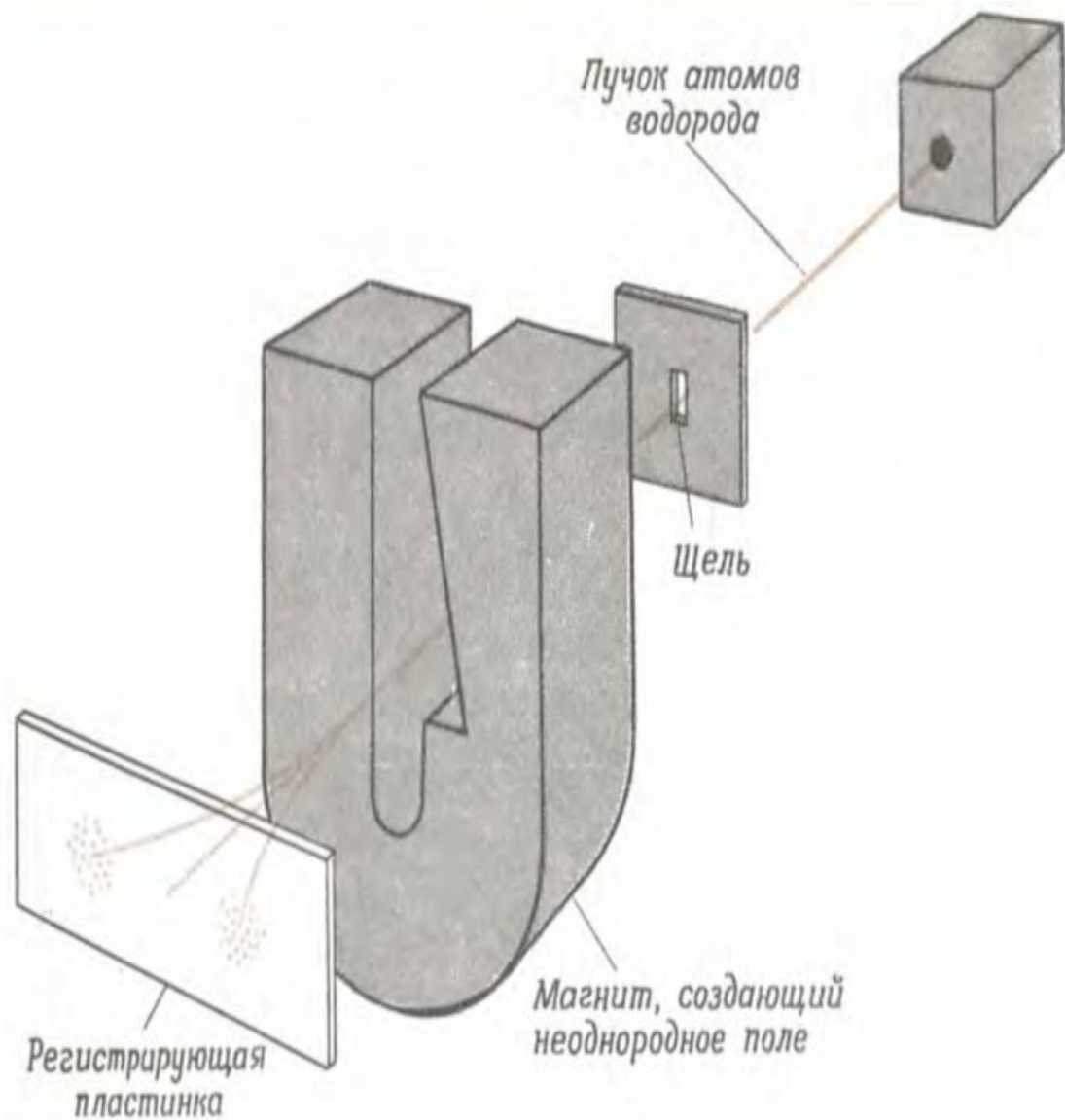
$E \cdot 10^{18}$  [Дж/ат]

$$E_n = - 2,18 \cdot 10^{-18} / n^2 \text{ [Дж/ат]}$$





**Формы s, p, d, f-орбиталей**



**Рис. 6.3.** Схема эксперимента Штерна–Герлаха. Пучок атомов водорода пропускают сквозь неоднородное магнитное поле. Атомы со спиновым квантовым числом  $m_s = +1/2$  отклоняются в одну сторону, а атомы со спиновым квантовым числом  $m_s = -1/2$  в противоположную сторону.

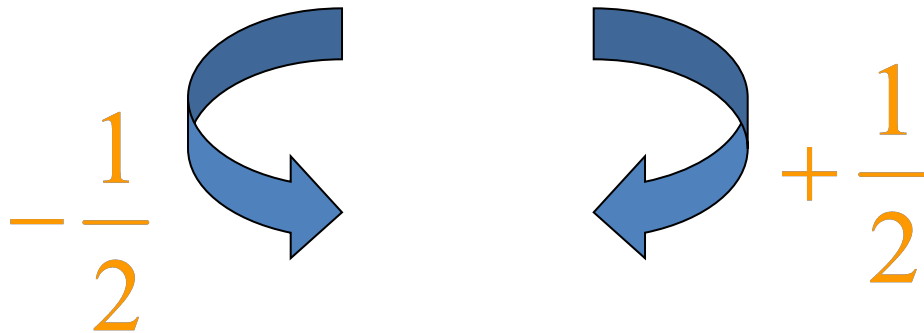


# Спиновое квантовое число $m_s$

## или $S$

характеризует собственный магнитный момент электрона, связанный с вращением его вокруг своей оси - по часовой стрелке или против часовой стрелки. Спиновое квантовое число может принимать только два значения и в квантовой механике они приняты равными:

$$\underline{m_s} = +1/2 \text{ и } \underline{m_s} = -1/2$$

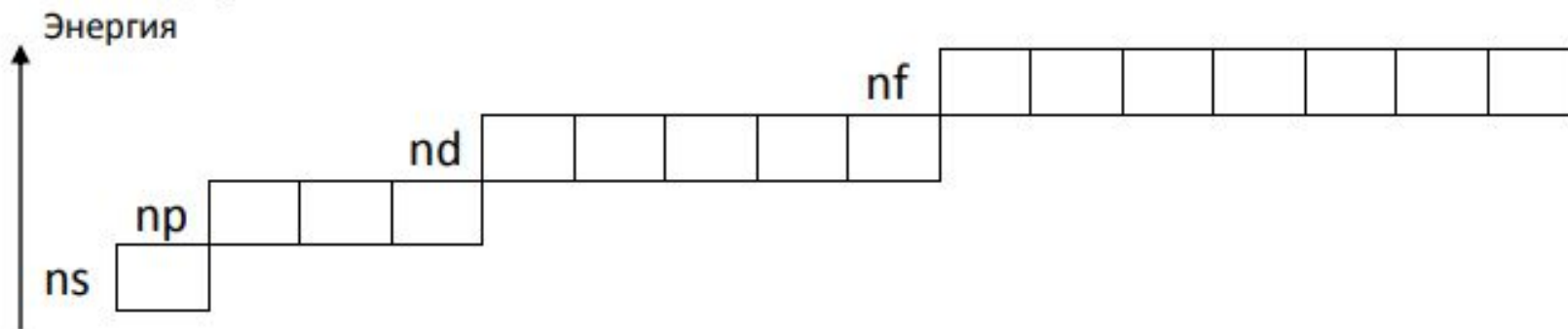


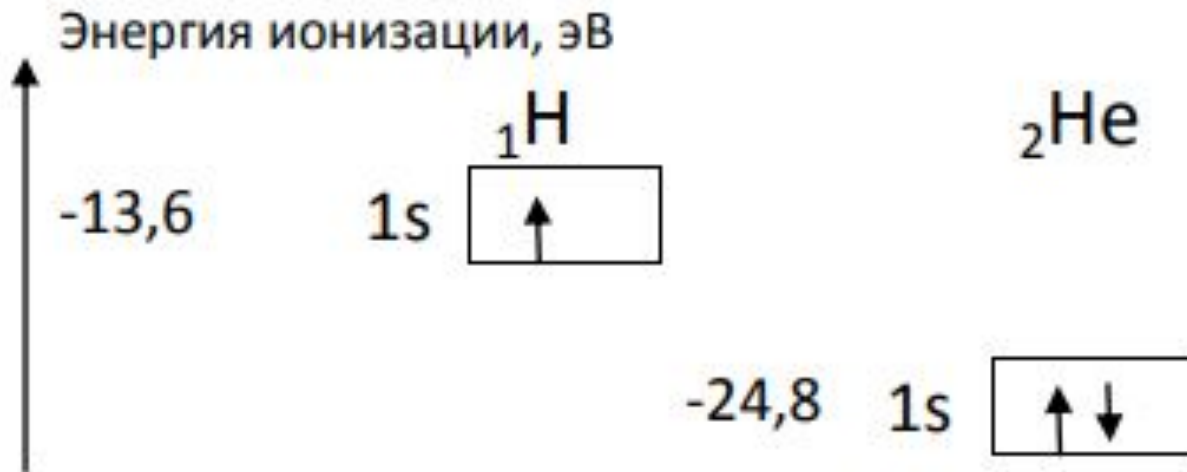
# Состояние электронов в многоэлектронных атомах

## Особенности:

1. Заряд ядра увеличивается, электронные оболочки сильнее притягиваются к ядру, уплотняются.
2. Электроны в многоэлектронном атоме движутся не только в поле ядра большего заряда, но и в поле других электронов, между которыми возникает отталкивание.

Энергия подуровней одного уровня в многоэлектронном атоме различна и определяется двумя квантовыми числами:  $n$  и  $l$ .





С ростом заряда ядра электроны сильнее притягиваются к ядру, и энергии атомных орбиталей понижаются.

Энергия 1s-орбитали у He (заряд ядра +2), гораздо меньше, чем энергия 1s-орбитали у атома H (заряд ядра +1).

Следовательно, энергия необходимая для отрыва электрона от атома — энергия ионизации — увеличивается, у He больше, чем у H.

# Энергия электронов в многоэлектронных атомах

Для многоэлектронных атомов энергия на энергетическом уровне  $n$  может быть рассчитана по формулам:

$$E_n = -2,18 \cdot 10^{-18} \frac{Z_{\text{эфф}}^2}{n_{\text{эфф}}^2} \text{ [Дж/ат]}$$

$$\text{Или } E_n = -13,6 \frac{Z_{\text{эфф}}^2}{n_{\text{эфф}}^2} \text{ [эВ/ат]}$$

где  $Z_{\text{эф}}$  — эффективный заряд ядра, воздействующий на рассматриваемый электрон, с учетом экранирования внутренними электронами;

$n_{\text{эф}}$  — эффективное квантовое число, принимает значения:

$n$	1	2	3	4	5	6
$n_{\text{эф}}$	1	2	3	3,7	4,0	4,2

# Эффективный заряд ядра

Вместо истинного заряда ядра вводится эффективный заряд  $Z_{\text{эфф.}}$ .

$$Z_{\text{эфф.}} = Z - \sigma$$

← Постоянная экранирования

	Li	Be	B	C	N	O	F	Ne
$Z$	3	4	5	6	7	8	9	10
1s	2.69	3.68	4.68	5.67	6.66	7.66	8.65	9.64
2s	1.28	1.91	2.58	3.22	3.85	4.49	5.13	5.76
2p			2.42	3.14	3.83	4.45	5.10	5.76

В таблице приведены эффективные заряды ядер ( $Z_{\text{эфф.}}$ ), которые воздействуют на электроны соответствующих подуровней.



# Правила расчета постоянной

Приближения **экранирования ( $\sigma$ )** для расчета эффективного заряда ядра. Дж. Слэйтер предложил следующий метод расчета для количественной оценки константы экранирования:

1. Электроны, находящиеся на внешних (по отношению к электронам, отрываемым при ионизации) орбиталях, не вносят никакого вклада в волновую функцию.

2. Электроны, заселяющие внутренние орбитали, подразделяют на следующие группы, причем каждая из групп вносит неодинаковый вклад:  $1s$ ,  $2s2p$ ,  $3s3p$ ,  $3d$ ,  $4s4p$ ,  $4d$ ,  $4f$ ,  $5s5p$ .

3. Для каждой группы вклад пропорционален числу электронов. Вклады каждой группы являются аддитивными.

4. Каждому из электронов, входящих в одну группу с удаляемым электроном, придается вклад 0,35 (за исключением группы  $1s$ , для которой вклад равен 0,30).

5. Электроны любой группы, расположенные на нижележащих оболочках, дают вклад 1,00, за исключением случая, когда отрываются электроны группы  $nsnp$ , тогда каждый электрон группы с  $n - 1$  дает вклад 0,85.

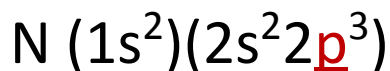
Предложенный Слэйтером метод является аппроксимацией, которая, базируясь на предпосылках 1—3, смогла объяснить различные экспериментально наблюдаемые факты, причем коэффициенты, приведенные в п. 4 и 5, были подобраны эмпи-

# Расчет эффективного

## заряда

**Пример 1:** для валентного 2p электрона в атоме N

Электронная конфигурация атома:

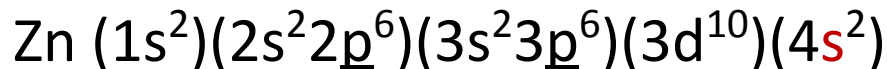


$$\sigma = (2 \cdot 0,85 + 4 \cdot 0,35) = 3,1;$$

$$Z_{\text{эфф}} = Z - \sigma = 7 - 3,1 = 3,9$$

**Пример 2:** для валентного 4s электрона в атоме Zn

Электронная конфигурация атома:

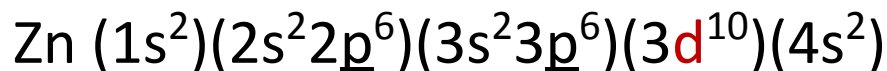


$$\sigma = (10 \cdot 1,0 + 18 \cdot 0,85 + 1 \cdot 0,35) = 25,65;$$

$$Z_{\text{эфф}} = Z - \sigma = 30 - 25,65 = 4,35$$

**Пример 3:** для валентного 3d электрона в атоме Zn

Электронная конфигурация атома:



$$\sigma = (18 \cdot 1,0 + 9 \cdot 0,35) = 21,15;$$

$$Z_{\text{эфф}} = Z - \sigma = 30 - 21,15 = 8,85$$

# Правила заполнения атомных орбиталей электронами

1. Принцип наименьшей энергии: первой  
заполняется атомная орбиталь, имеющая  
наименьшую энергию.

Правила Клечковского (применимы только для определения  
последовательности заполнения атомных орбиталей)

1-е правило. Заселение электронами АО идет по мере увеличения  
суммы главного и орбитального квантовых чисел  $(n+l)$

$$(n_1+l_1) < (n_2+l_2)$$
$$E_1 < E_2$$

2-е правило. При одинаковых значениях этой суммы  $(n_1+l_1) = (n_2+l_2)$   
раньше заполняется орбиталь с меньшим значением  $n$

$$(n_1+l_1) = (n_2+l_2)$$
$$(n_1) < (n_2)$$
$$E_1 < E_2$$

**Заполнение электронами энергетических уровней и подуровней идет в следующем порядке:**

Например:...	3s	3p	3d	4s	4p...	
	(n+ l)	(3+0)	(3+1)	(3+2)	(4+0)	(4+1)
Сумма (n+ l)	3	4	5	4	5	

**Применяем второе правило**

**Клеточковского**

**Получаем следующую последовательность заполнения электронами атомных орбиталей:**

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



Увеличение E

# Последовательность заполнения электронами уровней и подуровней

1s   2s2p   3s3p   4s3d4p   5s4d5p

$(n+l)$	1	2	3	3	4	4	5	5	5	6	6
Период	1	2		3		4			5		

6s5d<sup>1</sup>4f5d6p   7s6d<sup>1</sup>5f6d7p...

$(n+l)$	6	7	7	7	7	7	8	8	8	8
Период	6					7				



# «Проскок» электрона

Экспериментально установлено, что у *d-орбиталей* особо устойчивыми конфигурациями являются  $d^5$  и  $d^{10}$ , а у *f-орбиталей*  $f^7$  и  $f^{14}$ .

Поэтому в **основном** состоянии атома наблюдается **проскок электрона** с ns-подуровня на (n-1)d-подуровень.

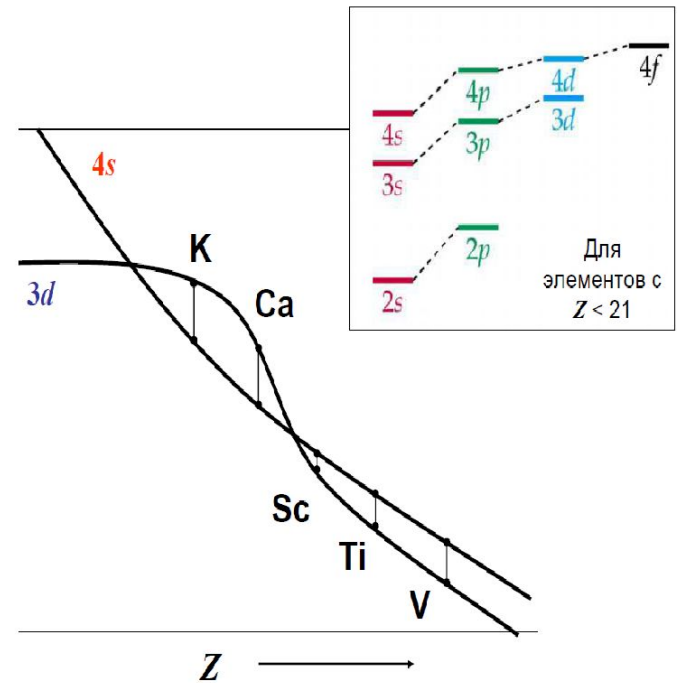
## d-Элементы с проскоком электрона

	Cr					Cu
Nb	Mo		Ru	Rh	Pd (2e!)	Ag
					Pt	Au

$Cr^* : \dots 3d^4 4s^2$  – неверно, возбужденное состояние

$Cr : \dots 3d^5 4s^1$  – верно, основное состояние

Проскок электронов наблюдается для элементов семейств лантаноидов и актиноидов с порядковыми номерами:



Расположение энергетических уровней многоэлектронных атомов в зависимости от атомного номера элемента. На выделенном фрагменте в увеличенном виде показан участок вблизи  $Z=20$ , где появляются  $d$  – электроны

## 2. Принцип запрета Паули:

*в атоме не может быть двух электронов, у которых все четыре квантовых числа были бы одинаковыми*

### Выводы:

1. На одной АО могут находиться максимум 2 электрона, отличающихся друг от друга спинами :

**АО:**  $n, l, m, +1/2$

$n, l, m, -1/2$

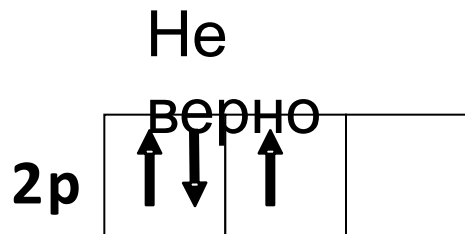
Атомная орбиталь      max      2 электрона

2. Максимально число электронов для данного энергетического подуровня  $l$  будет определяться по формуле  $2(2l + 1)$  электронов

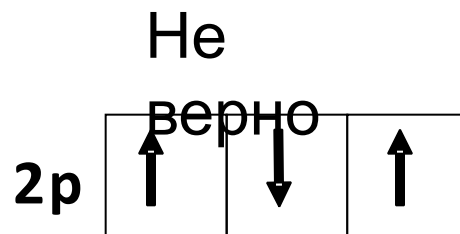
Обозначение подуровня	Число атомных орбиталей на подуровне	Максимальное число электронов на подуровне
s-подуровень	1	2
p-подуровень	3	6
d-подуровень	5	10
f-подуровень	7	14

3. Максимально число электронов на данном энергетическом уровне  $n$  будет определяться по формуле  $N=2n^2$

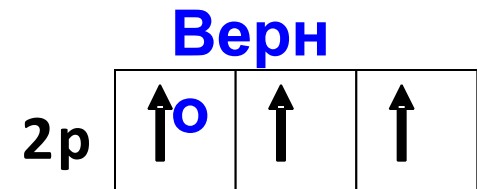
**3. Правило Гунда:** энергетически вырожденные атомные орбитали одного подуровня заполняются последовательно по одному электрону с параллельными спинами так, чтобы **суммарный спин был максимальным.**



$$\frac{1}{2} + \frac{\cancel{ж}}{3} - \frac{1}{2} \frac{\cancel{ц}}{\cancel{ч}} + \frac{1}{2} = \frac{1}{2}$$



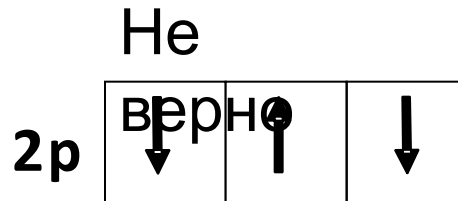
$$\frac{1}{2} + \frac{\cancel{ж}}{3} - \frac{1}{2} \frac{\cancel{ц}}{\cancel{ч}} + \frac{1}{2} = \frac{1}{2}$$



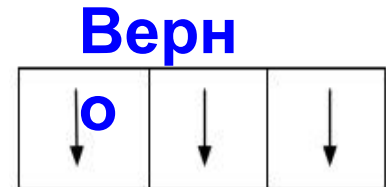
$$+ \frac{1}{2} + \frac{1}{2} + \frac{1}{2} = \frac{3}{2}$$



$$\frac{1}{2} + \frac{1}{2} + \frac{\cancel{ж}}{3} - \frac{1}{2} \frac{\cancel{ц}}{\cancel{ч}} = \frac{1}{2}$$



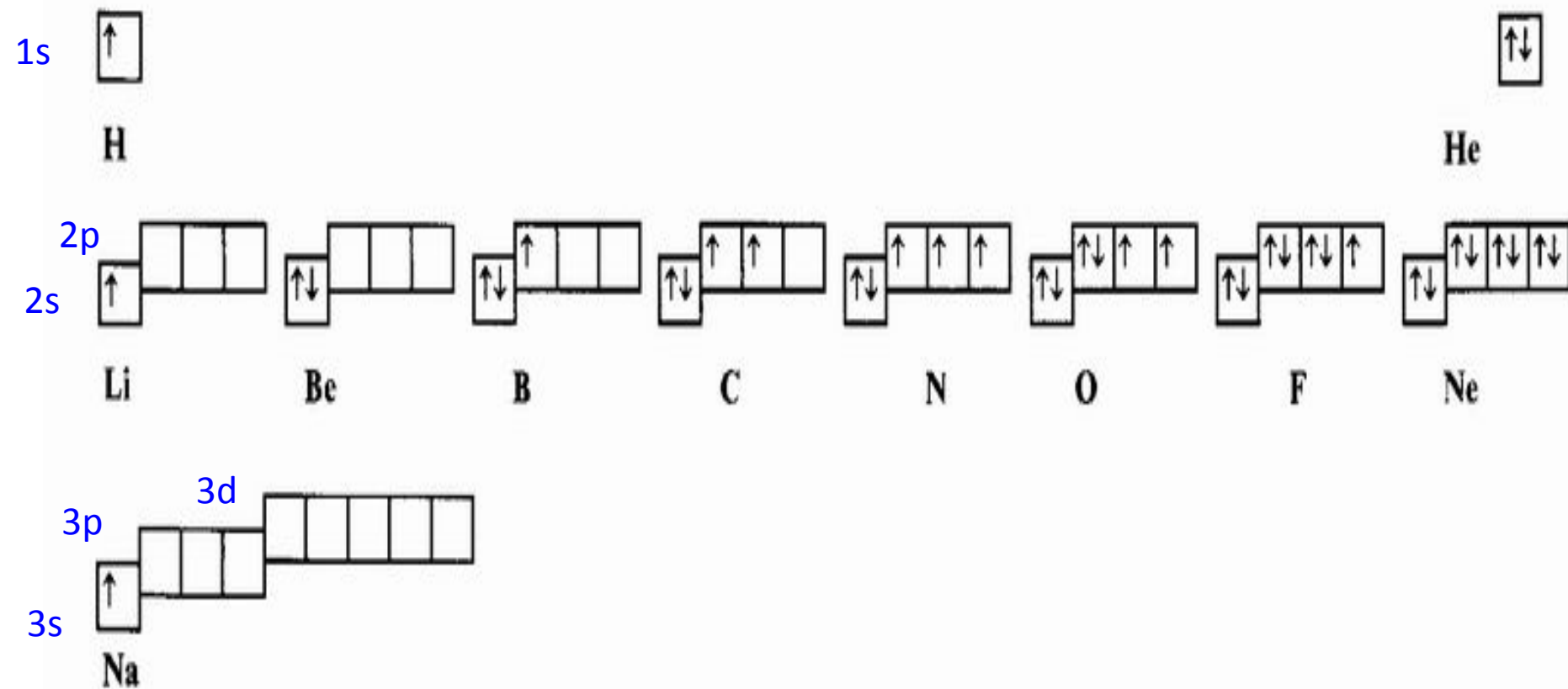
$$\frac{\cancel{ж}}{3} - \frac{1}{2} \frac{\cancel{ц}}{\cancel{ч}} + \frac{1}{2} + \frac{\cancel{ж}}{3} - \frac{1}{2} \frac{\cancel{ц}}{\cancel{ч}} = -\frac{1}{2}$$



# Правило Гунда

Распределение электронов на внешнем уровне

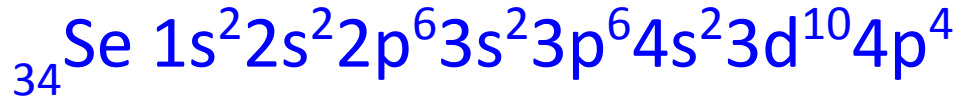
для элементов 1 и 2 периодов



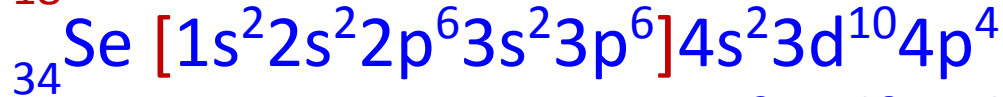
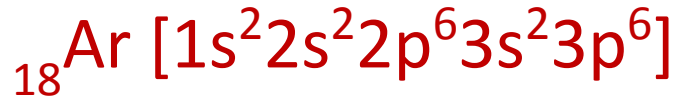
# Электронные конфигурации атомов

Распределение электронов по атомным орбиталям называется электронной конфигурацией атома

1. Полная электронная формула:

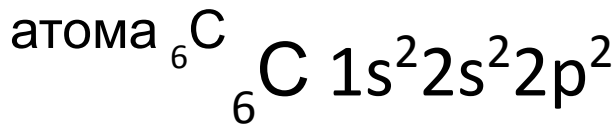


2. Краткая электронная формула составляется, учитывая, что конфигурация внутренних электронов совпадает с конфигурацией благородного газа, завершающего предыдущий период

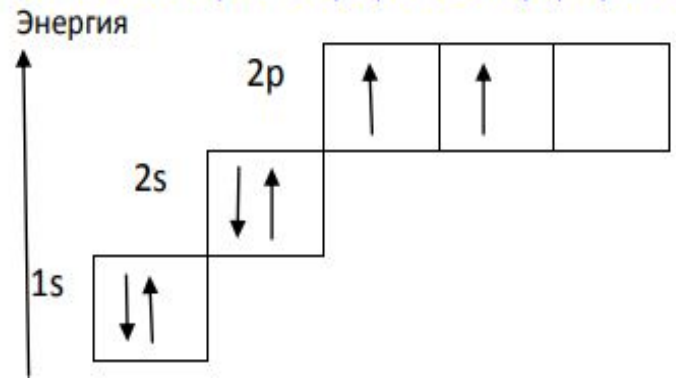


3. Электронно-графическая форма

Полная электронная формула



Полная электронно-графическая формула атома  ${}_{6}\text{C}$

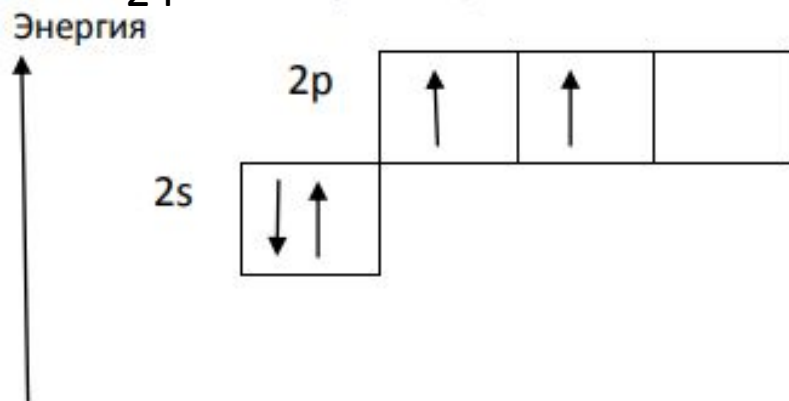
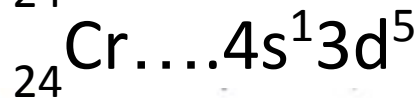
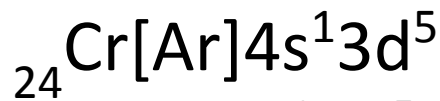




**Валентные электроны** — электроны внешнего уровня и того предвнешнего подуровня, который заполняется у данного атома.



валентные электроны  ${}_{34}\text{Se}$   
 $\dots 4s^24p^4$   
 валентные электроны



Электронно-графическая формула  
 валентных электронов  ${}_6\text{C}$

**Валентные атомные орбитали** — орбитали внешнего уровня, как занятые так и свободные, и орбитали предвнешнего подуровня, который заполняется у данного атома, как занятые так и

# Типы элементов

## s-элементы:

Элементы **1 и 2** групп (главные подгруппы I-II групп), имеющие в качестве валентных электронов только s – электроны  
например: Li (литий) –  $2s^1$ , Ca (кальций) –  $4s^2$ ,

## p – элементы:

Элементы **13-18** групп (главные подгруппы III-VIII групп), имеющие в качестве валентных электронов только s и p электроны  
например: N (азот) –  $2s^22p^3$ ; S (сера) –  $3s^23p^4$ .

## d-элементы:

Элементы **3-12** групп (побочные подгруппы), имеющие в качестве валентных электронов s и d электроны  
например: Sc (скандий) –  $4s^23d^1$ .

## f-элементы:

Элементы – **лантаноиды и актиноиды**, имеющие в качестве валентных электронов s, d и f электроны  
например: U (уран) –  $5f^37s^26d^1$ ; Pu (плутоний) –  $5f^67s^2$

# Электронные конфигурации

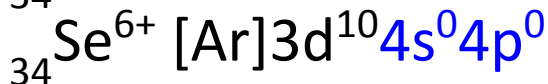
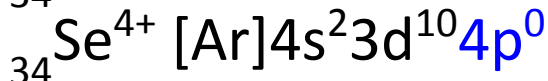
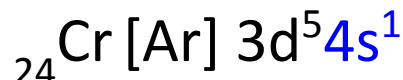
Положительно заряженные ионы (катионы) образуются при отрыве электронов от атома

**ИОНОВ**

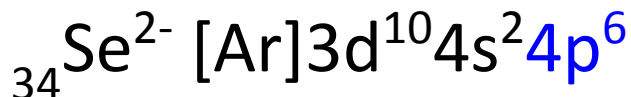


Легче всего отрываются электроны внешнего подуровня внешнего уровня (правила Клечковского не

соблюдаются)

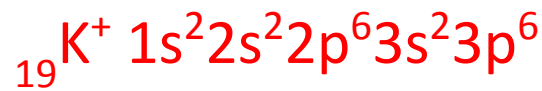
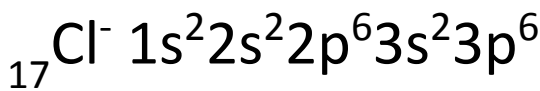


Отрицательно заряженные ионы (анионы) образуются в результате присоединения электронов к атому (по правилам Клечковского)



**Изоэлектронные частицы** имеют одинаковое число электронов и совпадающие (по формуле) электронные

конфигурации



# Электронные конфигурации атомов в основном состоянии элементов 1-5 периодов

Элемент		Электронная конфигурация	Элемент		Электронная конфигурация	Элемент		Электронная конфигурация
№	символ		№	симв		№	симв	
1	H	$1s^1$	19	K	$[\text{Ar}]4s^1$	37	Rb	$[\text{Kr}]5s^1$
2	He	$1s^2 = [\text{He}]$	20	Ca	$[\text{Ar}]4s^2$	38	Sr	$[\text{Kr}]5s^2$
3	Li	$[\text{He}]2s^1$	21	Sc	$[\text{Ar}]4s^2 3d^1$	39	Y	$[\text{Kr}]5s^2 4d^1$
4	Be	$[\text{He}]2s^2$	22	Ti	$[\text{Ar}]4s^2 3d^2$	40	Zr	$[\text{Kr}]5s^2 4d^2$
5	B	$[\text{He}]2s^2 2p^1$	23	V	$[\text{Ar}]4s^2 3d^3$	41	Nb	$[\text{Kr}]5s^1 4d^4$
6	C	$[\text{He}]2s^2 2p^2$	24	Cr	$[\text{Ar}]4s^1 3d^5$	42	Mo	$[\text{Kr}]5s^1 4d^5$
7	N	$[\text{He}]2s^2 2p^3$	25	Mn	$[\text{Ar}]4s^2 3d^5$	43	Tc	$[\text{Kr}]5s^2 4d^5$
8	O	$[\text{He}]2s^2 2p^4$	26	Fe	$[\text{Ar}]4s^2 3d^6$	44	Ru	$[\text{Kr}]5s^1 4d^7$
9	F	$[\text{He}]2s^2 2p^5$	27	Co	$[\text{Ar}]4s^2 3d^7$	45	Rh	$[\text{Kr}]5s^1 4d^8$
10	Ne	$[\text{He}]2s^2 2p^6$	28	Ni	$[\text{Ar}]4s^2 3d^8$	46	Pd	$[\text{Kr}]5s^0 4d^{10}$
11	Na	$[\text{Ne}]3s^1$	29	Cu	$[\text{Ar}]4s^1 3d^{10}$	47	Ag	$[\text{Kr}]5s^1 4d^{10}$
12	Mg	$[\text{Ne}]3s^2$	30	Zn	$[\text{Ar}]4s^2 3d^{10}$	48	Cd	$[\text{Kr}]5s^2 4d^{10}$
13	Al	$[\text{Ne}]3s^2 3p^1$	31	Ga	$[\text{Ar}]4s^2 3d^{10} 4p^1$	49	In	$[\text{Kr}]5s^2 4d^{10} 5p^1$
14	Si	$[\text{Ne}]3s^2 3p^2$	32	Ge	$[\text{Ar}]4s^2 3d^{10} 4p^2$	50	Sn	$[\text{Kr}]5s^2 4d^{10} 5p^2$
15	P	$[\text{Ne}]3s^2 3p^3$	33	As	$[\text{Ar}]4s^2 3d^{10} 4p^3$	51	Sb	$[\text{Kr}]5s^2 4d^{10} 5p^3$
16	S	$[\text{Ne}]3s^2 3p^4$	34	Se	$[\text{Ar}]4s^2 3d^{10} 4p^4$	52	Te	$[\text{Kr}]5s^2 4d^{10} 5p^4$
17	Cl	$[\text{Ne}]3s^2 3p^5$	35	Br	$[\text{Ar}]4s^2 3d^{10} 4p^5$	53	I	$[\text{Kr}]5s^2 4d^{10} 5p^5$
18	Ar	$[\text{Ne}]3s^2 3p^6$	36	Kr	$[\text{Ar}]4s^2 3d^{10} 4p^6$	54	Xe	$[\text{Kr}]5s^2 4d^{10} 5p^6$



# Электронные конфигурации атомов в основном состоянии элементов 6 и 7 периодов

Элемент		Электронная конфигурация	Элемент		Электронная конфигурация	Элемент		Электронная конфигурация
№	симв		№	симв		№	симв	
55	Cs	[Xe]6s <sup>1</sup>	71	Lu	[Xe]4f <sup>14</sup> 6s <sup>2</sup> 5d <sup>1</sup>	87	Fr	[Rn]7s <sup>1</sup>
56	Ba	[Xe]6s <sup>2</sup>	72	Hf	[Xe]4f <sup>14</sup> 6s <sup>2</sup> 5d <sup>2</sup>	88	Ra	[Rn]7s <sup>2</sup>
57	La	[Xe]6s <sup>2</sup> 5d <sup>1</sup>	73	Ta	[Xe]4f <sup>14</sup> 6s <sup>2</sup> 5d <sup>3</sup>	89	Ac	[Rn]7s <sup>2</sup> 6d <sup>1</sup>
58	Ce	[Xe]4f <sup>1</sup> 6s <sup>2</sup> 5d <sup>1</sup>	74	W	[Xe]4f <sup>14</sup> 6s <sup>2</sup> 5d <sup>4</sup>	90	Th	[Rn]7s <sup>2</sup> 6d <sup>2</sup>
59	Pr	[Xe]4f <sup>3</sup> 6s <sup>2</sup>	75	Re	[Xe]4f <sup>14</sup> 6s <sup>2</sup> 5d <sup>5</sup>	91	Pa	[Rn]5f <sup>2</sup> 7s <sup>2</sup> 6d <sup>1</sup>
60	Nd	[Xe]4f <sup>4</sup> 6s <sup>2</sup>	76	Os	[Xe]4f <sup>14</sup> 6s <sup>2</sup> 5d <sup>6</sup>	92	U	[Rn]5f <sup>3</sup> 7s <sup>2</sup> 6d <sup>1</sup>
61	Pm	[Xe]4f <sup>5</sup> 6s <sup>2</sup>	77	Ir	[Xe]4f <sup>14</sup> 6s <sup>2</sup> 5d <sup>7</sup>	93	Np	[Rn]5f <sup>4</sup> 7s <sup>2</sup> 6d <sup>1</sup>
62	Sm	[Xe]4f <sup>6</sup> 6s <sup>2</sup>	78	Pt	[Xe]4f <sup>14</sup> 6s <sup>1</sup> 5d <sup>9</sup>	94	Pu	[Rn]5f <sup>6</sup> 7s <sup>2</sup>
63	Eu	[Xe]4f <sup>7</sup> 6s <sup>2</sup>	79	Au	[Xe]4f <sup>14</sup> 6s <sup>1</sup> 5d <sup>10</sup>	95	Am	[Rn]5f <sup>7</sup> 7s <sup>2</sup>
64	Gd	[Xe]4f <sup>7</sup> 6s <sup>2</sup> 5d <sup>1</sup>	80	Hg	[Xe]4f <sup>14</sup> 6s <sup>2</sup> 5d <sup>10</sup>	96	Cm	[Rn]5f <sup>7</sup> 7s <sup>2</sup> 6d <sup>1</sup>
65	Tb	[Xe]4f <sup>9</sup> 6s <sup>2</sup>	81	Tl	[Xe]4f <sup>14</sup> 6s <sup>2</sup> 5d <sup>10</sup> 6p <sup>1</sup>	97	Bk	[Rn]5f <sup>9</sup> 7s <sup>2</sup>
66	Dy	[Xe]4f <sup>10</sup> 6s <sup>2</sup>	82	Pb	[Xe]4f <sup>14</sup> 6s <sup>2</sup> 5d <sup>10</sup> 6p <sup>2</sup>	98	Cf	[Rn]5f <sup>10</sup> 7s <sup>2</sup>
67	Ho	[Xe]4f <sup>11</sup> 6s <sup>2</sup>	83	Bi	[Xe]4f <sup>14</sup> 6s <sup>2</sup> 5d <sup>10</sup> 6p <sup>3</sup>	99	Es	[Rn]5f <sup>11</sup> 7s <sup>2</sup>
68	Er	[Xe]4f <sup>12</sup> 6s <sup>2</sup>	84	Po	[Xe]4f <sup>14</sup> 6s <sup>2</sup> 5d <sup>10</sup> 6p <sup>4</sup>	100	Fm	[Rn]5f <sup>12</sup> 7s <sup>2</sup>
69	Tm	[Xe]4f <sup>13</sup> 6s <sup>2</sup>	85	At	[Xe]4f <sup>14</sup> 6s <sup>2</sup> 5d <sup>10</sup> 6p <sup>5</sup>	101	Md	[Rn]5f <sup>13</sup> 7s <sup>2</sup>
70	Yb	[Xe]4f <sup>14</sup> 6s <sup>2</sup>	86	Rn	[Xe]4f <sup>14</sup> 6s <sup>2</sup> 5d <sup>10</sup> 6p <sup>6</sup>	102	No	[Rn]5f <sup>14</sup> 7s <sup>2</sup>

\*желтым цветом выделены элементы с «проскоком электронов»

Современная Периодическая система, в которой элементы расположены в порядке увеличения зарядов ядер. В вертикальных столбцах – группах – расположены элементы с одинаковым числом валентных электронов. По рекомендации ИЮПАК группы обозначены номерами от 1 до 18. Горизонтальные строки называют периодами.