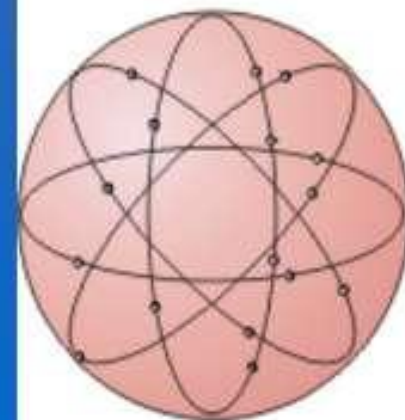
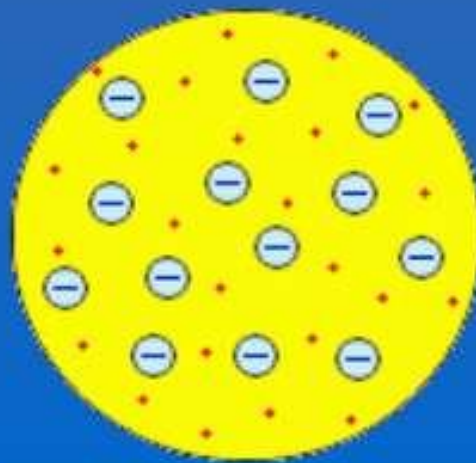
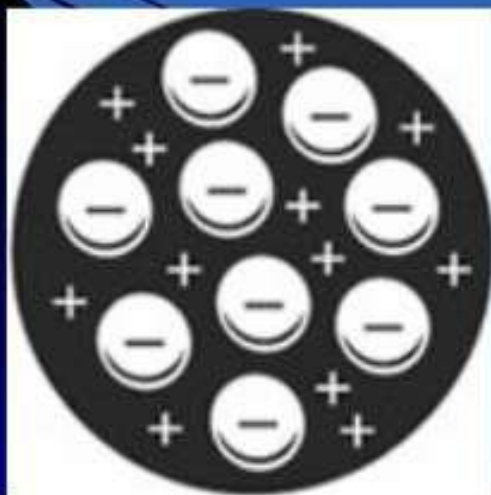


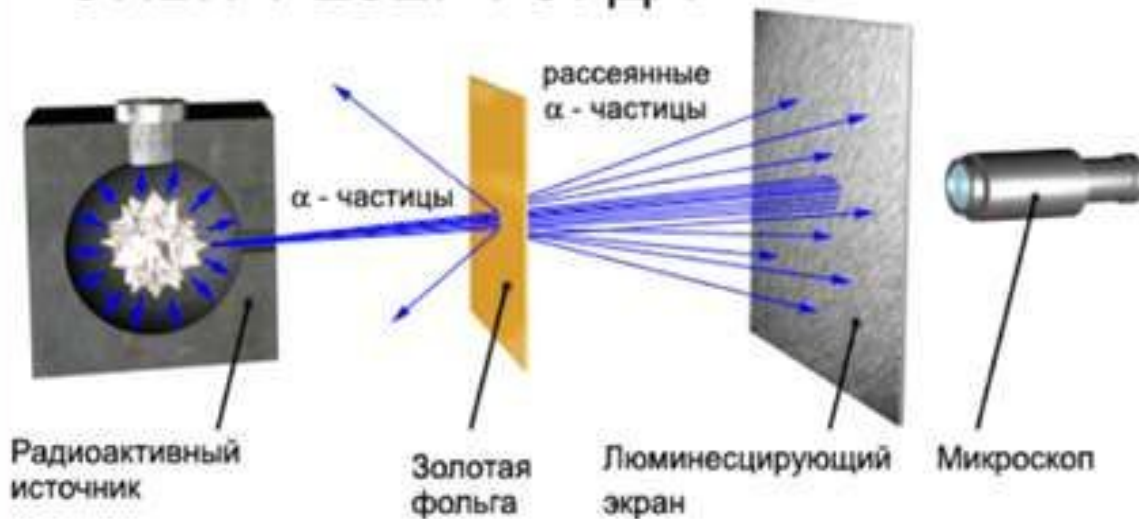
**Строение атома и
Периодический закон
Д. И. Менделеева**

Строение атома по представлениям Томсона

- В 1903 г. Томсон предложил модель атома, в которой положительный заряд считался распределенным в некоторой небольшой области пространства сферической формы, тогда как электроны вкраплены в этот заряд подобно изюму в пироге.
- Каждый электрон может совершать колебательные движения около своего положения равновесия.
- Положительный заряд шара равен по модулю отрицательному заряду электронов.
- Поэтому электрический заряд атома в целом равен нулю.:



ОПЫТ РЕЗЕРФОРДА



Фотографии люминесцирующего экрана при отсутствии золотой фольги в потоке α - частиц и при ее внесении в поток

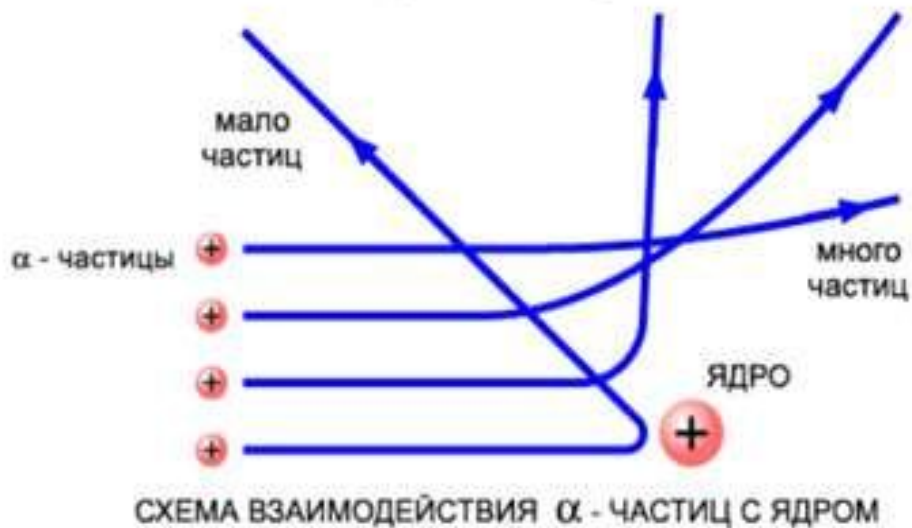
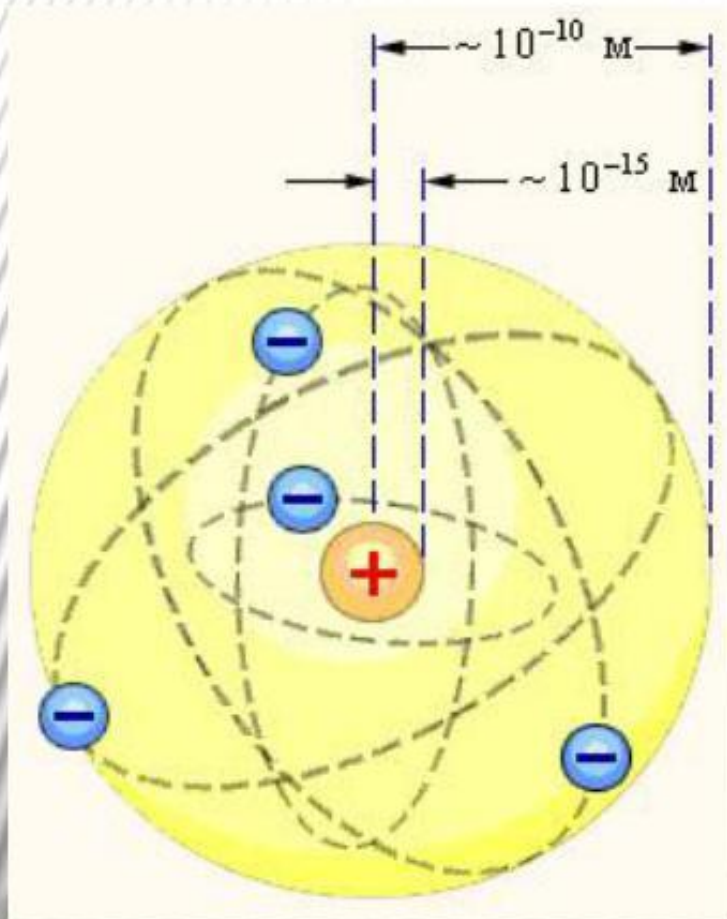


СХЕМА ВЗАИМОДЕЙСТВИЯ α - ЧАСТИЦ С ЯДРОМ

Планетарная модель атома Резерфорда



в центре атома - положительно заряженное ядро :

заряд ядра $q = Z \cdot e$, где Z - порядковый номер элемента в таблице Менделеева, $e = 1.6 \cdot 10^{-19}$ Кл - элементарный заряд;
размер ядра 10^{-13} см;
масса ядра фактически равна массе атома.

электроны движутся вокруг ядра по круговым и эллиптическим орбитам, как планеты вокруг Солнца :

электроны удерживаются на орбите кулоновской силой притяжения к ядру, создающей центростремительное ускорение.
число электронов в атоме равно Z (порядковый номер элемента)
электроны движутся с большой скоростью, образуя **электронную оболочку атома.**

A Z Э

Массовое число $A = N_p + N_n$;

N_p - число протонов в ядре;

N_n - число нейтронов в ядре

Атомная масса

Атомы настолько малы, что их невозможно рассмотреть даже в лучшие оптические микроскопы. Соответственно крайне мала их масса.



$$m(\text{H}) = 1,67 \times 10^{-24} \text{г}$$

$$m(\text{U}) = 3,95 \times 10^{-22} \text{г}$$

$$m(\text{C}) = 1,933 \times 10^{-23} \text{г}$$

Очевидно такими числами для расчета пользоваться неудобно. Поэтому для измерения масс атомов и молекул ввели атомную единицу массы (а.е.м.)

Атомная единица массы составляет 1/12 часть массы атома углерода.

$$1 \text{ а.е.м.} = 1,66 \times 10^{-24} \text{г}$$

$$1 \text{ а.е.м.} = \frac{m(\text{C})}{12} = \frac{1,99 \times 10^{-23}}{12} = 1,66 \times 10^{-24} \text{г.}$$

Элементарная частица	$d, \text{ м}$	Масса, а.е. м.	Масса, кг	Z
e	$1 \cdot 10^{-10}$	0,00005486	$9,11 \cdot 10^{-31}$	-1
p	$1 \cdot 10^{-15} - 1 \cdot 10^{-14}$	1,00782	$1,6726 \cdot 10^{-27}$	1
n	$1 \cdot 10^{-15} - 1 \cdot 10^{-14}$	1,00867	$1,6749 \cdot 10^{-27}$	0

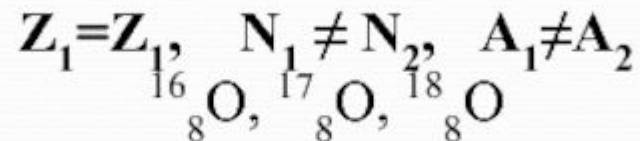
$$\frac{m_n}{m_p} = 1,001378; \quad \frac{m_p}{m_e} = 1836,15; \quad \frac{m_n}{m_e} = 1838,8;$$

Z – формальный заряд ядра, номер элемента в Периодической системе элементов

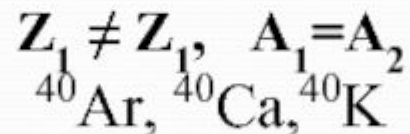
Массовое число $A = N_p + N_n$; N_p - число протонов в ядре (Z); N_n - число нейтронов в ядре

Виды нуклидов

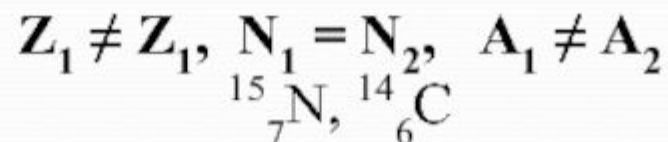
Изотопы – атомы одного и того же химического элемента, отличающиеся числом нейтронов, а, следовательно, и массой.



Изобары – нуклиды разных элементов с одинаковой атомной массой, но с различным числом протонов и нейтронов.



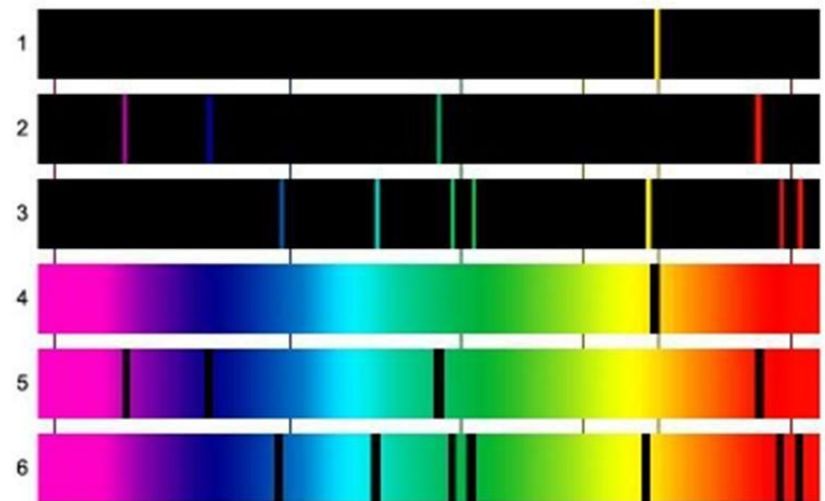
Изотоны – нуклиды разных элементов с одинаковым числом нейтронов, но с различным числом протонов и атомной массой.



Недостатки планетарной модели атома

Эта модель наглядная и полезная для объяснения многих экспериментальных данных (каких?), но!

1. Электрон, двигаясь по строго определенной орбите вокруг ядра с ускорением, должен непрерывно излучать энергию и в конце концов упасть на ядро.
Атомы должны непрерывно исчезать!
2. Нельзя объяснить наличие у атомов и молекул в газообразном состоянии линейчатого спектра излучения. По модели Резерфорда **спектр излучения должен быть непрерывным!**
3. Модель не могла объяснить наличие **переменной валентности** у ряда атомов.



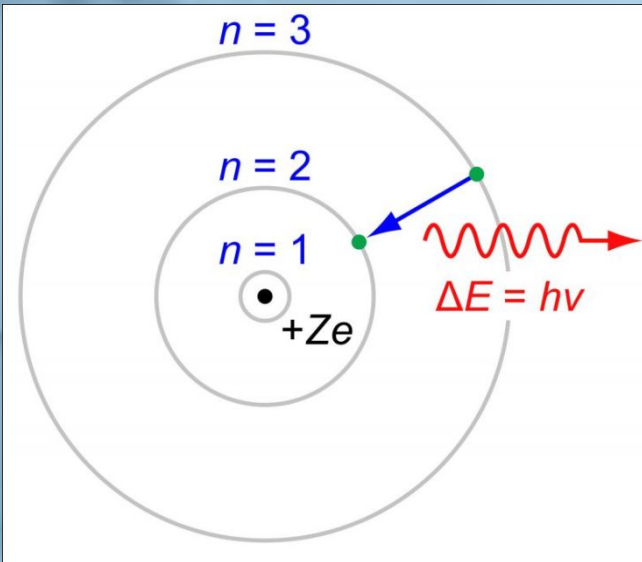
Спектры испускания: 1 - натрия; 2 - водорода; 3 - гелия.
Спектры поглощения: 4 - натрия; 5 - водорода; 6 - гелия.

Излучение и поглощение электромагнитных волн происходит дискретно, т.е. отдельными квантами.

$$E = h\nu$$



E – энергия кванта
электромагнитного излучения
 ν – частота излучения
 h – постоянная Планка



Постулаты Бора

- 1) В атоме существуют орбиты, двигаясь по которым, электрон не излучает. Они называются стационарными.
- 2) Излучение или поглощение энергии происходит в результате перехода электрона с одной стационарной орбиты на другую. Удаленные от ядра орбиты характеризуются большим запасом энергии. При переходе от низших к высшим орбитам атом переходит в возбужденное состояние. Но в этом состоянии он может находиться недолго. Он излучает энергию и возвращается на исходное основное состояние. При этом энергия кванта излучения равна: $h\nu = E_n - E_k$, где n и k – целые числа.



Бор Нильс (1885 – 1962 гг.)

3) Стационарными являются орбиты, для которых выполняется условие

$$mvr = n \frac{h}{2\pi}$$

где m – масса электрона, v – скорость вращения, r – радиус орбиты, h – постоянная Планка, $n = 1, 2, 3, \dots$.

Луи Де Бройль

В 1924 году французский физик Луи де Бройль высказал гипотезу о том, что установленный ранее для фотонов корпускулярно-волновой дуализм присущ всем частицам —

электронам, протонам, атомам и так далее, причём количественные соотношения между волновыми и корпускулярными свойствами частиц те же, что и для фотонов.



Французский физик-теоретик, один из основоположников квантовой механики, лауреат Нобелевской премии по физике за 1929 год.

Волна де Бройля

$$\lambda = \frac{h}{p} = \frac{h}{mv},$$

$$\boxed{p} = mv = \frac{h}{\lambda}$$

m – масса частицы; $m_e = 9,11 \cdot 10^{-31}$ кг

v – скорость частицы

λ - длина волны де Бройля

h – постоянная Планка; $h = 6,63 \cdot 10^{-34}$ Дж·с

Вернер Карл Гейзенберг (*Werner Karl Heisenberg*) 1901 — 1976



- Немецкий физик-теоретик, один из создателей квантовой механики, лауреат Нобелевской премии по физике (1932). Сформулировал соотношение неопределённостей

Принцип неопределенности Гейзенберга



Чем точнее мы знаем координаты частицы, тем менее точно мы можем определить ее импульс и наоборот.

– Вернер Гейзенберг, 1927

Движение e^- в атоме нельзя описать с помощью траекторий!

Можно лишь рассчитать **вероятность** нахождения e^- в любой точке околоядерного пространства в атоме.

Принцип неопределённости Гейзенберга

Невозможно одновременно точно определить импульс и координаты (время и энергию) микрочастицы

$$\Delta p \cdot \Delta x \geq h$$

$$\Delta t \cdot \Delta E \geq h$$

Δp – неопределённость импульса

Δx – неопределённость координат

Δt – неопределённость времени

ΔE – неопределённость энергии

Эрвин Рудольф Йозеф Александр

Шрёдингер (*Erwin Rudolf Josef Alexander Schrödinger*)

1887 — 1961



- Австрийский физик-теоретик, один из создателей квантовой механики. Лауреат Нобелевской премии по физике (1933). сформулировал волновые уравнения (стационарное и зависящее от времени уравнения Шрёдингера), предложил оригинальную трактовку физического смысла волновой функции

Уравнение Шрёдингера

$$\frac{\partial^2 \Psi}{\partial x^2} + \frac{\partial^2 \Psi}{\partial y^2} + \frac{\partial^2 \Psi}{\partial z^2} + \frac{8\pi^2 m}{h^2} (E - U) \Psi = 0$$

или

$$\nabla^2 \Psi + \frac{8\pi^2 m}{h^2} (E - U) \Psi = 0$$

Ψ - волновая функция

E - полная энергия

U - потенциальная энергия

∇ - оператор Лапласа

Уравнение Шрёдингера (1925)

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

- фундаментальное уравнение квантовой механики: уравнение стоячей волны; аналог в классической механике - амплитуда волны в уравнении колебания струны.

Волновая функция электрона Ψ (пси) имеет следующие свойства:

- В любой точке пространства она имеет определенный знак и амплитуду $\Psi(x, y, z)$;
- Квадрат ее модуля пропорционален вероятности нахождения частицы в данном объеме или единице объема (плотности вероятности): $|\Psi(x, y, z)|^2 \cdot \Delta V$

е̅ можно обнаружить с максимальной вероятностью в некотором объеме пространства, но не в точке!

- Электрон в атоме является стоячей волной (его состояние не зависит от времени). Он представляет собой облако определенной формы, в центре которого находится ядро атома. Размеры электронного облака многократно превосходят размеры атома.

Уравнение Шрёдингера

- Уравнение Шрёдингера имеет множество решений в виде комбинаций Ψ_i и E_i
- Каждая волновая функция описывает состояние электрона (его энергию и область пространства вблизи ядра, которую он занимает)

Для решения уравнения Шрёдингера необходимы:

- Выражение для потенциальной энергии взаимодействия \bar{e} с атомным ядром:

$$E_p = \frac{-ze^2}{\sqrt{x^2 + y^2 + z^2}}$$

- Граничное условие, означающее, что функция Ψ обращается в ноль на бесконечном расстоянии от ядра.

$$\Psi \rightarrow 0 \text{ при } r = \sqrt{x^2 + y^2 + z^2} \rightarrow \infty$$

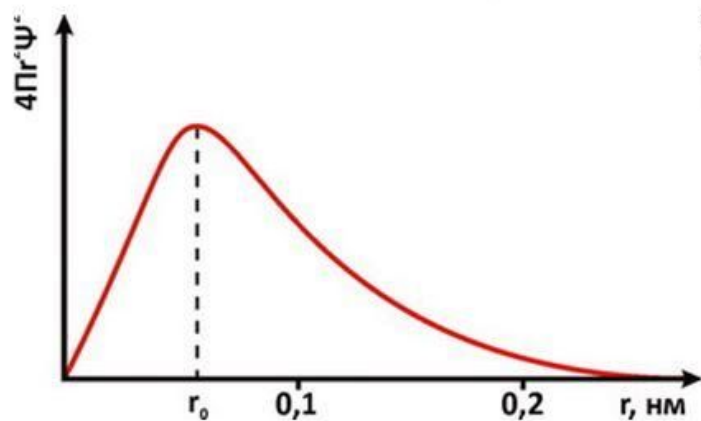
Решений для функции Ψ несколько, каждое соответствует определенной орбитали с конкретными значениями квантовых чисел: n , l , m . (Решения квантуются!)

Уравнение точно решено только для атома водорода.

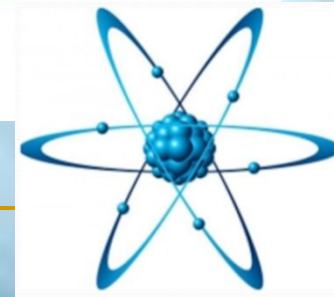
Квантово-механическая модель атома



1. В центре атома – положительно заряженное ядро, состоящее из протонов и нейтронов. Вокруг ядра движутся \bar{e} , образуя пульсирующие **электронные облака** (стоячие волны), которые не имеют четких границ и неравномерны по плотности.
2. Максимальная плотность электронного облака соответствует **электронной орбитали** – месту, где вероятность обнаружить \bar{e} максимальна.



Радиальное распределение вероятности пребывания \bar{e} для основного энергетического состояния атома водорода



Модель атома водорода

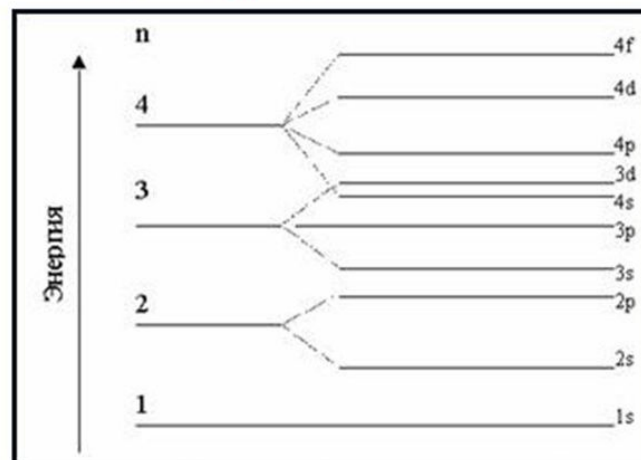
- Точное решение уравнения Шрёдингера для атома водорода даёт множество волновых функций Ψ_i – атомных орбиталей (АО).
- Каждой орбитали соответствует определённый набор квантовых чисел – n , l , m_l .

Представленная модель сняла противоречия модели Бора:

- Дает строго определенное число уровней, на которых может находиться \bar{e} в атоме;
- Определяет однозначно энергию каждого уровня и указывает на отсутствие потери энергии \bar{e} при его движении на данном уровне (орбитали);
- \bar{e} может находиться только на определенном уровне, в момент перехода с одного уровня на другой \bar{e} оказывается в маловероятном (неустойчивом) состоянии.

Электроны, находящиеся в пределах одного энергетического уровня, с близкими значениями энергии и одинаковыми формами электронных орбиталей образуют **энергетические подуровни**.

Схема разделения уровней на подуровни



Переходы электронов с одного уровня на другой сопровождаются выделением квантов энергии, которые могут проявиться в виде линий спектров.

Квантовые числа

- n – главное квантовое число; оно определяет размеры электронного облака и энергию электрона

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

- l – орбитальное квантовое число; оно определяет форму электронного облака, а также энергию

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

- m_l – магнитное квантовое число; оно характеризует ориентацию электронного облака в пространстве

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

- *Квантовые числа – распределение электронов в атоме.*

Это своеобразный паспорт каждого электрона в атоме.

Характеристика квантовых чисел

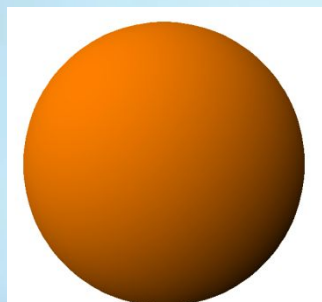
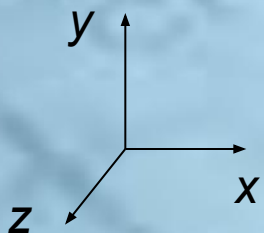
Квантовое число	Принимаемые значения	Характеризуемое свойство	Примечания
Главное (n)	1, 2, 3, ..., ∞	Энергия (E) уровня. Среднее расстояние (r) от ядра	$n = \infty$ — отсутствие взаимодействия с ядром, $E = 0$
Орбитальное (l)	0, 1, ..., $(n-1)$ всего n значений для данного n	Орбитальный момент количества движения — форма орбитали	Обычно используют буквенные символы l : 0 (s), 1 (p), 2 (f), 3 (g)
Магнитное (m_l)	-1, ..., 0, ..., 1 Всего $2l + 1$ значений для данного l	Ориентация момента количества движения — расположение орбитали в пространстве	При помещении в магнитное поле орбитали с различными m_l имеют разную энергию
Спиновое (m_s)	$\pm 1/2$ Не зависит от свойства орбитали	Ориентация собственного магнитного момента	Обозначают \uparrow или \downarrow

Орбитальное квантовое число и форма электронного облака

l	0	1	2	3
АО	s	p	d	f

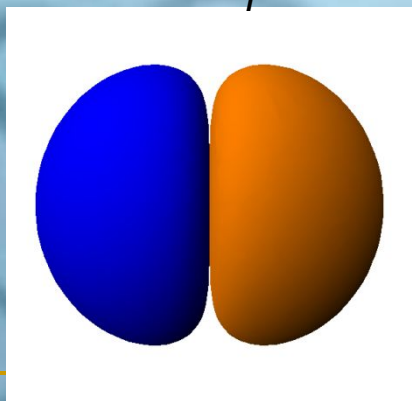
s -АО и p -АО

s -АО: $l = 0, m_l = 0$



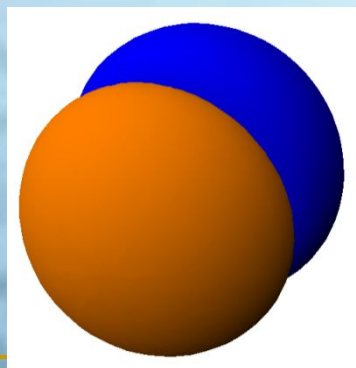
p -АО

$l = 1, m_l = -1$



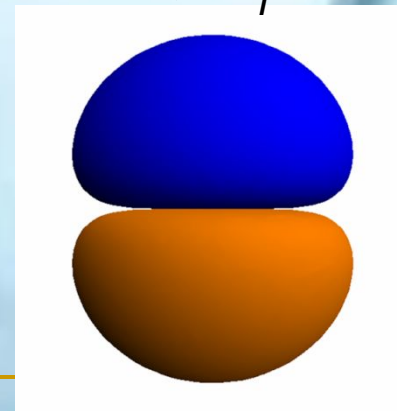
p_x

$l = 1, m_l = 1$



p_z

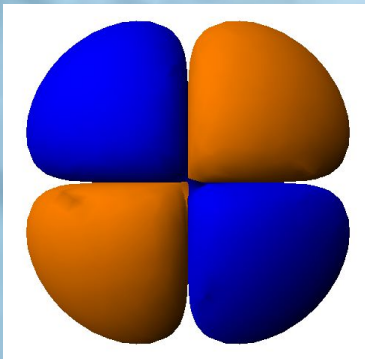
$l = 1, m_l = 0$



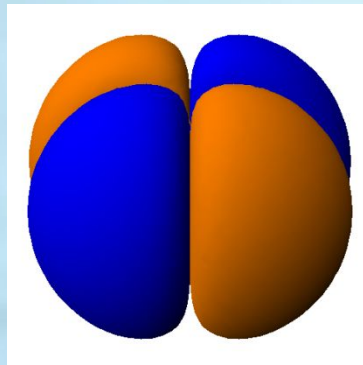
p_y

d -AO ($l = 2$)

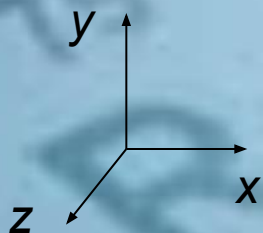
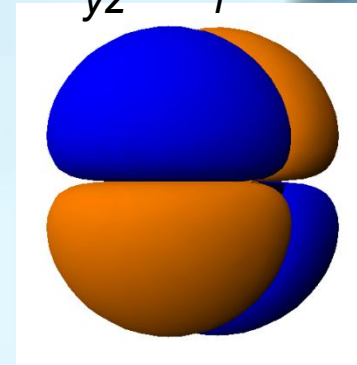
$d_{xy}, m_l = 2$



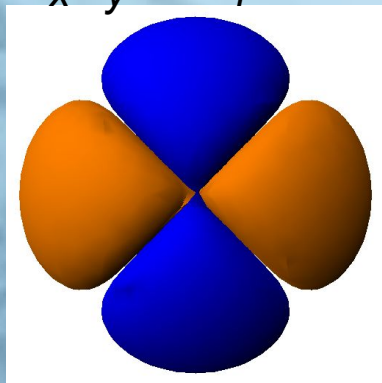
$d_{xz}, m_l = -1$



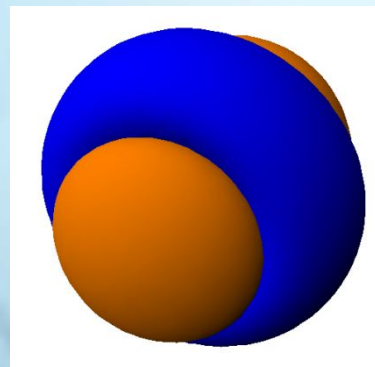
$d_{yz}, m_l = 1$



$d_{x^2-y^2}, m_l = -2$

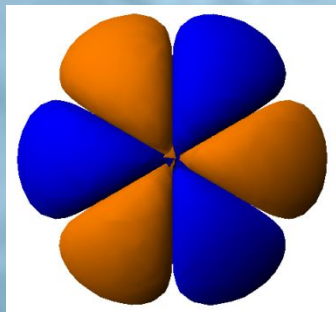


$d_{z^2}, m_l = 0$

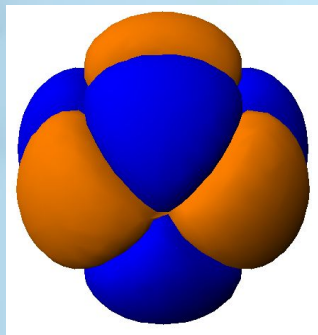


f -AO ($l = 3$)

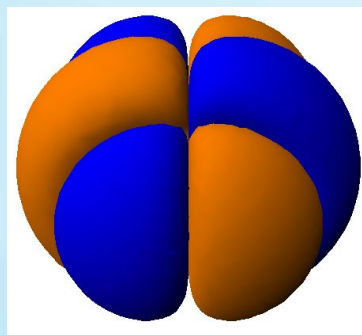
$$m_l = -3$$



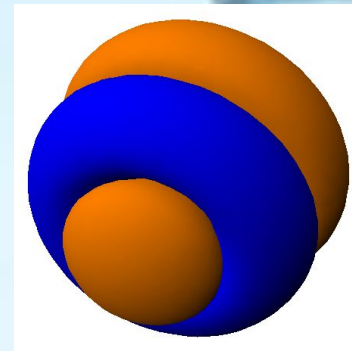
$$m_l = -2$$



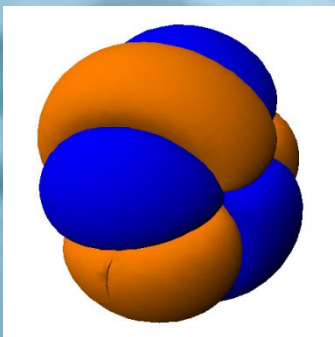
$$m_l = -1$$



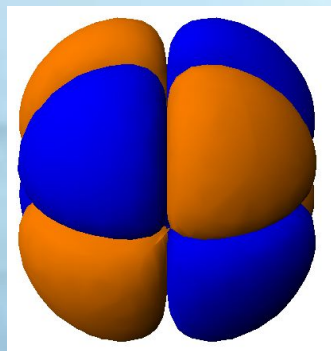
$$m_l = 0$$



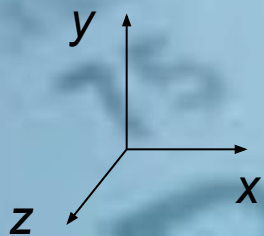
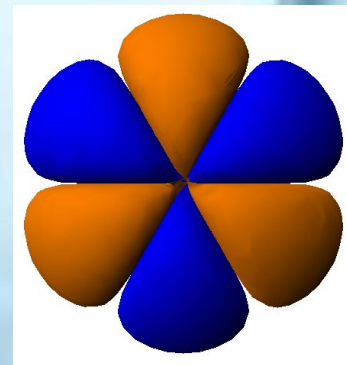
$$m_l = 1$$



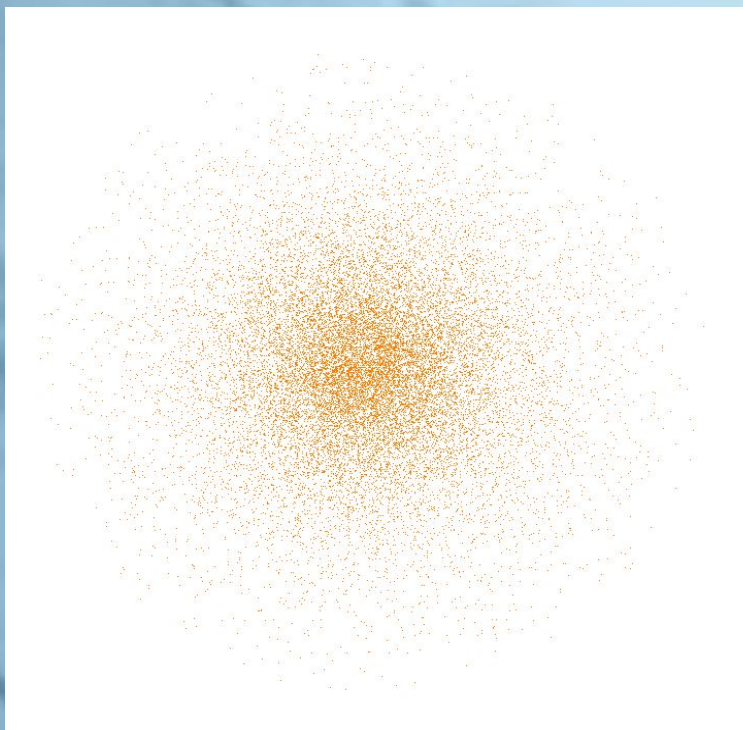
$$m_l = 2$$



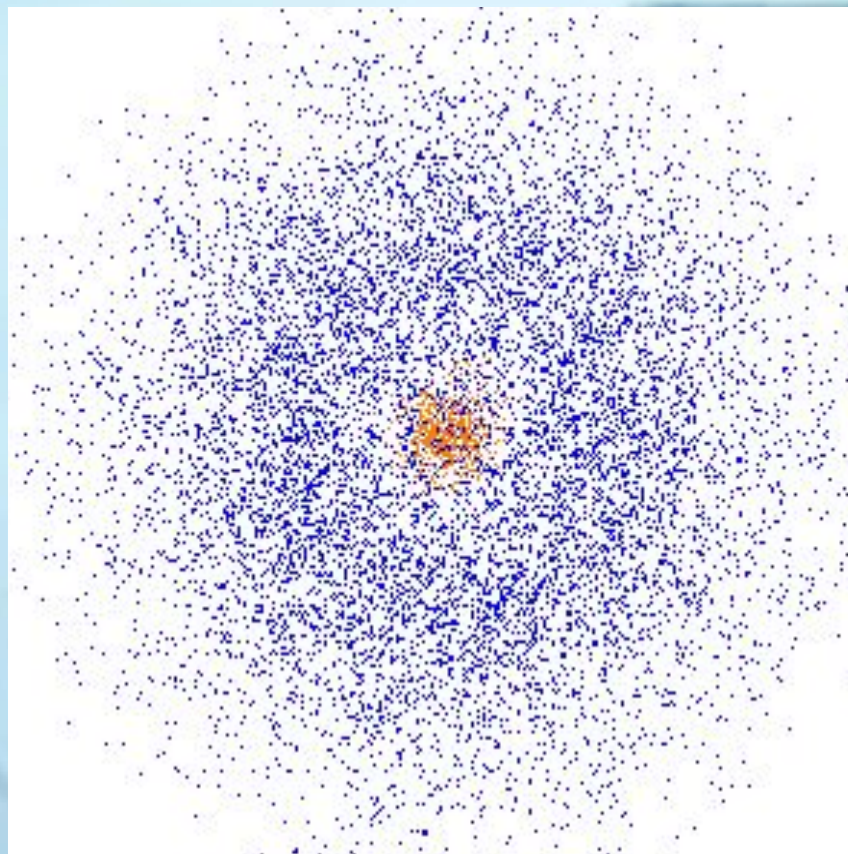
$$m_l = 3$$



1s



2s



Многоэлектронные атомы

- Многоэлектронные атомы имеют 2 и более электронов
- Уравнение Шрёдингера решается приближённо
- Электроны занимают различные АО и образуют электронные слои в зависимости от главного квантового числа

n	1	2	3	4	5	6	7
Слой	<i>K</i>	<i>L</i>	<i>M</i>	<i>N</i>	<i>O</i>	<i>P</i>	<i>Q</i>

Многоэлектронные атомы

- Каждый электронный слой состоит из электронных оболочек

Слой	<i>K</i> ($n = 1$)	<i>L</i> ($n = 2$)	<i>M</i> ($n = 3$)	<i>N</i> ($n = 4$)	<i>O</i> ($n = 5$)	<i>P</i> ($n = 6$)	<i>Q</i> ($n = 7$)
Обо- лоч- ки	<i>s</i>	<i>s, p</i>	<i>s, p,</i> <i>d</i>	<i>s, p,</i> <i>d, f</i>	<i>s, p,</i> <i>d, f,</i> <i>g</i>	<i>s, p,</i> <i>d, f,</i> <i>g, h</i>	<i>s, p,</i> <i>d, f,</i> <i>g, h,</i> <i>i</i>

Многоэлектронные атомы

- Каждая электронная оболочка состоит из квантовых ячеек – орбиталей, в зависимости от числа магнитных квантовых чисел m_l .

Обо- лочка	<i>s</i>	<i>p</i>	<i>d</i>	<i>f</i>
Число АО	1	3	5	7

n	l	m _l	Орбиталь	Число орбиталей
1	0	0	1s	1
2	0	0	2s	4
	1	-1, 0, 1	2p _x , 2p _y , 2p _z	
3	0	0	3s	9
	1	-1, 0, 1	3p _x , 3p _y , 3p _z	
	2	-2, -1, 0, 1, 2	3d _{xy} , 3d _{xz} , 3d _{yz} , 3d _{xx} , 3d _{xx-yy}	
4	0	0	4s	16
	1	-1, 0, 1	4p _x , 4p _y , 4p _z	
	2	-2, -1, 0, 1, 2	4d _{xy} , 4d _{xz} , 4d _{yz} , 4d _{x²} , 4d _{x²-y²}	
	3	-3, -2, -1, 0, 1, 2, 3	4f _{x³} , 4f _{y³} , 4f _{z³} , 4f _{x(y²-z²)} , 4f _{y(x²-z²)} , 4f _{z(x²-y²)} , 4f _{xyz}	

Состояние электрона в многоэлектронном атоме

- Чем больше n , тем больше энергия электрона (больше размер электронного облака, меньше прочность связи его с ядром)
- Чем больше l (при одинаковых n), тем больше энергия электрона
- Электрон, кроме электрического заряда, обладает магнитными свойствами, которые характеризуются спиновым квантовым числом m_s , введённым Дираком
- Спиновое квантовое число может принимать только 2 значения: $+1/2$ и $-1/2$
- Электроны с одинаковыми m_s (с параллельными спинами) отталкиваются, а с противоположными m_s (антипараллельными спинами) – притягиваются

Заполнение атомных орбиталей электронами в многоэлектронном атоме

- Принцип наименьшей энергии
- Принцип Паули
- Правило Хунда

Принцип наименьшей энергии

- Атом стремится к минимуму энергии. Электроны заполняют АО с увеличением энергии (с увеличением значений $n + l$), начиная с $n = 1$
- При одинаковых значениях $n + l$ первыми заполняются АО с меньшим n (правило Клечковского)

Клечковский Всеволод Маврикиевич (1900 – 1972)



- Ввёл представление о $(n + l)$ -областях электронных состояний в атомах и сформулировал $(n + l)$ -правило формирования электронных конфигураций атомов по мере роста заряда ядра



Правила заполнения энергетических уровней

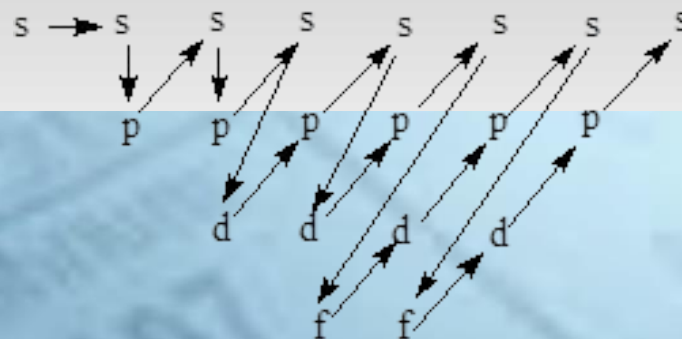
Правило Клечковского (1961 г.)

Меньшей энергии электрона отвечает состояние, которое характеризуется меньшей суммой главного и орбитального **квантовых чисел**.

При равенстве сумм $(n + l)$ электрон заполняет орбиталь с меньшим значением n .

Например, на подуровнях 3d, 4p, 5s сумма значений n и l равна 5.

В этом случае происходит сначала заполнение подуровней с меньшими значениями n , т.е. 3d - 4p - 5s и т.д.



Например, энергия электрона на подуровне $4s$ меньше, чем на подуровне $3d$, так как в первом случае $n+l=4+0=4$, а во втором $n+l=3+2=5$, поэтому сначала заполняется $4s$, а потом $3d$ подуровень. На подуровне $5s$ ($n+l=5+0=5$) энергия меньше, чем на $4d$ ($n+l=4+2=6$), поэтому сначала заполняется $5s$, а потом $4d$ подуровень; на ($n+l=5+1=6$) энергия меньше, чем на ($n+l=4+3=7$), значит, заполнение подуровней происходит в порядке $5p$, $4f$ и т. д. Однако, как только электроны заполнят квантовые ячейки, энергия подуровней станет строго пропорциональна величине n , так что при ионизации электроны будут уходить всегда с внешнего слоя с большим значением n . Согласно сказанному, конфигурация внешнего слоя атома Fe имеет вид $3d^6 4s^2$, а конфигурация внешнего слоя иона Fe^{3+} выглядит так: $3d^5 4s^0$.

Вольфганг Эрнст Паули (*Wolfgang Ernst Pauli*), 1900-1958



- С именем Паули связано такое фундаментальное понятие квантовой механики, как спин элементарной частицы; он сформулировал «принцип запрета» — принцип Паули, за что был удостоен Нобелевской премии по физике за 1945 год.

Принцип Паули (принцип запрета)

- В атоме не может быть двух электронов с одинаковым набором четырёх квантовых чисел n , l , m_l , m_s . Это означает, что любая орбиталь может быть занята не более чем двумя электронами, отличающимися спиновым квантовым числом.
- Орбиталь может :
 - быть вакантной (без электронов)
 - содержать один (неспаренный) электрон
 - содержать два электрона (неподелённую пару электронов)

1s, 2s, 2p, 3s, 3p, 4s, 3d, 4p, 5s, 4d, 5p, 6s, 4f, 5d, 6p, 7s, 5f, 6d, 7p, 8s,...



Электронные конфигурации атомов - *это запись распределения электронов в атоме по уровням и подуровням*

- ✓ Обычно электронная конфигурация приводится для основного состояния атома.
- ✓ При записи электронной конфигурации указывают:
 - **цифрами** главное квантовое число (n);
 - **буквами** - подуровни (s , p , d или f);
 - **степень** буквенных обозначений подуровней – **число электронов** в данном подуровне.

Электронные конфигурации:

атома водорода — $1s^1$ атома лития — $1s^2 2s^1$
атома бора — $1s^2 2s^2 2p^1$ атома магния — $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$
атома титана — $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^2 4s^2$.

Число электронов в электронных оболочках атома

- Максимальное число электронов в электронной оболочке N_l определяется орбитальным квантовым числом l :

$$N_l = 2(2l + 1)$$

l	0 (s)	1 (p)	2 (d)	3 (f)
N_l	2	6	10	14

Число электронов в электронных слоях атома

- Максимальное число электронов в электронном слое N_n определяется главным квантовым числом n :

$$N_n = 2n^2$$

n	1 (K)	2 (L)	3 (M)	4 (N)	5 (O)	6 (P)	7 (Q)
N_n	2	8	18	32	50	72	98

Фридрих Хунд (*Friedrich Hund*)

1896 — 1997



- Немецкий физик. Основные труды по квантовой механике, спектроскопии, магнетизму и истории физики. В 1925 году он установил эмпирические правила в атомной физике, позволяющие описать состояния электронных конфигураций атомов, которые теперь носят его имя: правила Хунда. В химии первое из этих правил особенно важно и часто упоминается просто как правило Хунда.

Правило Хунда

- Модуль суммарного значения спинового квантового числа электронов данной электронной оболочки должен быть максимальным
- **Правило Хунда** определяет порядок заполнения орбиталей с $l > 0$

По правилу Хунда



$$S = (+1/2) + (-1/2) + (+1/2) = +1/2$$



$$S = (+1/2) + (+1/2) + (+1/2) = +1 1/2$$

Способы изображения электронного строения атомов



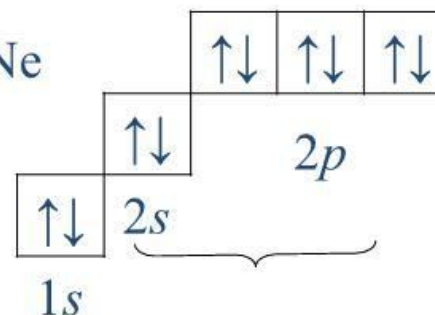
- **Электронная схема:**



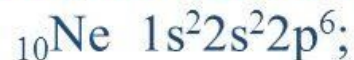
Показывает расположение электронов по уровням.

- **Электронно-графическая схема:** ${}_{10}\text{Ne}$

Показывает распределение электронов по уровням, подуровням, орбиталям и спины электронов.



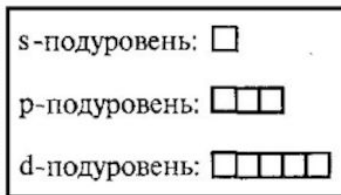
- **Электронная формула:**



Показывает распределение электронов по уровням и подуровням.

Строение электронной оболочки атома.

- Число орбиталей на подуровнях:



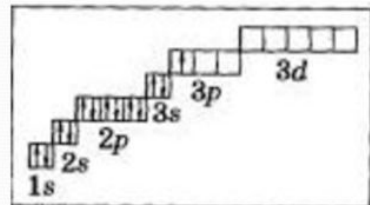
Заполнение орбиталей электронами


- Порядок заполнения электронами атомных орбиталей определяет принцип наименьшей энергии.

Основное (устойчивое) состояние атома — это такое состояние, которое характеризуется минимальной энергией. Поэтому электроны заполняют орбитали в порядке увеличения их энергии.

Заполнение орбиталей электронами

- Орбитали одного подуровня имеют одинаковую энергию.

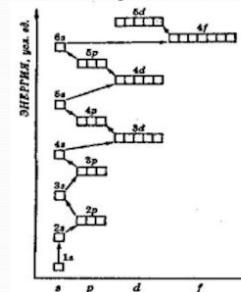


- Принцип  наименьшей энергии определяет порядок заполнения энергетических подуровней — электроны заполняют подуровни в порядке увеличения их энергии!

В том случае, когда для двух подуровней суммы значений n и l равны, сначала идет заполнение подуровня с меньшим значением n . Например, на подуровнях $3d$, $4p$, $5s$ сумма значений n и l равна 5. В этом случае происходит сначала заполнение подуровней с меньшими значениями n , то есть $3d$, $4p$, $5s$ и т. д.

Заполнение подуровней

$$1s < 2s < 2p < 3s < 3p < 4s < 3d < 4p < 5s < 4d < 5p < 6s < 5d > 4f < 6p$$



ПС ЭЛЕМЕНТОВ ЧАСТО ИСПОЛЬЗУЕМАЯ В РОССИИ (короткопериодный вариант)

ПЕРИОДИЧЕСКАЯ СИСТЕМА ХИМИЧЕСКИХ ЭЛЕМЕНТОВ Д.И.МЕНДЕЛЕЕВА

www.calc.ru



Д.И. Менделеев
1834-1907

Периоды	Ряды	ГРУППЫ ЭЛЕМЕНТОВ								I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII	
		1	2	3	4	5	6	7	8									
1	1	1																2
2	2	3	4	5	6	7	8	9										10
3	3	11	12	13	14	15	16	17										18
4	4	19	20	21	22	23	24	25	26	27	28							
	5	29	30	31	32	33	34	35										36
5	6	37	38	39	40	41	42	43	44	45	46							
	7	47	48	49	50	51	52	53										54
6	8	55	56	57-71	72	73	74	75	76	77	78							
	9	79	80	81	82	83	84	85										86
7	10	87	88	89-103	104	105	106	107	108	109	110							
Высшие оксиды		R_2O	RO	R_2O_3	RO_2	R_2O_5	RO_3	R_2O_7	RO_4									
Летучие водородные соединения					RH_4	RH_3	H_2R	HR										
ЛАНТАНОИДЫ																		
57	58	59	60	61	62	63	64	65	66	67	68	69	70	71				
La	Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu				
Лантан	Церий	Прометий	Неодим	Прометий	Самарий	Европий	Гадолиний	Тербий	Диспрозий	Гольмий	Эрбий	Тербий	Иттербий	Лютеций				
АКТИНОИДЫ																		
89	90	91	92	93	94	95	96	97	98	99	100	101	102	103				
Ac	Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr				
Актиний	Торий	Протактиний	Уран	Нептуний	Плутоний	Америций	Кюрий	Берклий	Калифорний	Эйнштейний	Фермий	Менделеев	Нобелий	Лоренций				

СИМВОЛ ЭЛЕМЕНТА

ПОРЯДКОВЫЙ НОМЕР

Rb 37

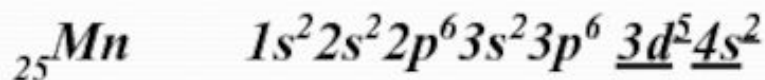
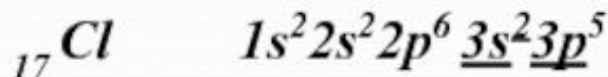
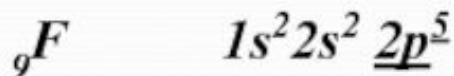
НАЗВАНИЕ ЭЛЕМЕНТА

ОТНОСИТЕЛЬНАЯ АТОМНАЯ МАССА

РАСПРЕДЕЛЕНИЕ ЭЛЕКТРОНОВ ПО СЛОЯМ

- s-элементы
- p-элементы
- d-элементы
- f-элементы

Составление электронной конфигурации атома



валентные
электроны

Валентные электроны – электроны внешнего и предвнешнего энергетических подуровней.

Периодический закон Д.И. Менделеева

1869 г., Д.И. Менделеев

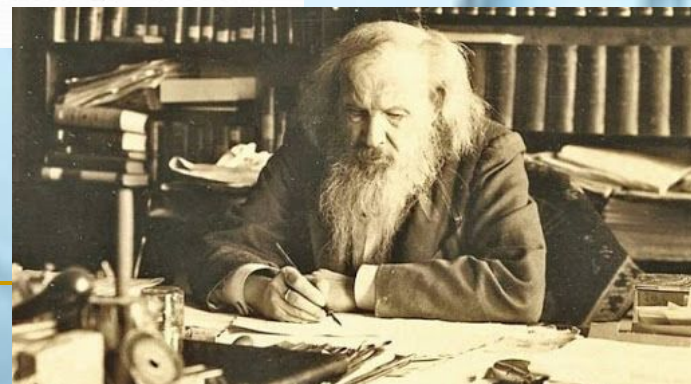
Свойства химических элементов, а также формы и свойства их соединений находятся в периодической зависимости от их атомного веса.

Периодичность – это повторяемость свойств химических и некоторых физических свойств у простых веществ и их соединений.

Современная формулировка периодического закона

Свойства химических элементов, а также формы и свойства их соединений находятся в периодической зависимости от заряда ядра их атомов.

Физический смысл периодического закона: *свойства химических элементов периодически повторяются, потому что происходит периодическое изменение электронных конфигураций атомов.*



Длиннопериодная ПСХЭ

Периоды

Группы

Group \ Period	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
1	H Hydrogen 1.00794	<div style="display: flex; justify-content: space-around;"> <div style="border: 1px solid black; padding: 5px;"> <p>Other nonmetals</p> <p>Noble gases</p> <p>Alkali metals</p> <p>Alkaline earth metals</p> <p>Metalloids</p> </div> <div style="border: 1px solid black; padding: 5px;"> <p>Halogens</p> <p>Post-transition metals</p> <p>Transition metals</p> <p>Lanthanoids</p> <p>Actinoids</p> </div> </div>															He Helium 4.002602	
2	Li Lithium 6.941																Be Beryllium 9.012182	Lv Livermorium (292)
3	Na Sodium 22.98976928	Mg Magnesium 24.304	Al Aluminum 26.9815386	Si Silicon 28.0855	P Phosphorus 30.973762	S Sulfur 32.06	Cl Chlorine 35.453	Ar Argon 39.948										
4	K Potassium 39.0983	Ca Calcium 40.078	Sc Scandium 44.955912	Ti Titanium 47.867	V Vanadium 50.9415	Cr Chromium 51.9961	Mn Manganese 54.938045	Fe Iron 55.845	Co Cobalt 58.933195	Ni Nickel 58.6934	Cu Copper 63.546	Zn Zinc 65.38	Ga Gallium 69.723	Ge Germanium 72.64	As Arsenic 74.9216	Se Selenium 78.96	Br Bromine 79.904	Kr Krypton 83.796
5	Rb Rubidium 85.4678	Sr Strontium 87.62	Y Yttrium 88.90584	Zr Zirconium 91.224	Nb Niobium 92.90638	Mo Molybdenum 95.94	Tc Technetium (97.9062)	Ru Ruthenium 101.07	Rh Rhodium 102.90550	Pd Palladium 106.42	Ag Silver 107.8682	Cd Cadmium 112.411	In Indium 114.818	Sn Tin 118.710	Sb Antimony 121.757	Te Tellurium 127.6	I Iodine 126.90509	Xe Xenon 131.29
6	Cs Cesium 132.90545196	Ba Barium 137.327	Lanthanoids	Hf Hafnium 178.49	Ta Tantalum 180.94788	W Tungsten 183.84	Re Rhenium 186.207	Os Osmium 190.23	Ir Iridium 192.222	Pt Platinum 195.084	Au Gold 196.966569	Hg Mercury 200.59	Tl Thallium 204.3832	Pb Lead 207.2	Bi Bismuth 208.98040	Po Polonium (209.9824)	At Astatine (209.9871)	Rn Radon (222.0175)
7	Fr Francium (223)	Ra Radium (226)	Actinoids	Rf Rutherfordium (261)	Db Dubnium (262)	Sg Seaborgium (266)	Bh Bohrium (264)	Hs Hassium (277)	Mt Meitnerium (268)	Ds Darmstadtium (271)	Rg Roentgenium (272)	Cn Copernicium (285)	Uut Ununtrium (284)	Fl Flerovium (289)	Uup Ununpentium (288)	Lv Livermorium (293)	Uus Ununseptium (294)	Uuo Ununoctium (294)

For elements with no stable isotopes, the mass number of the isotope with the longest half-life is in parenthesis.

La Lanthanum 138.9048	Ce Cerium 140.12	Pr Praseodymium 140.90766	Nd Neodymium 144.242	Pm Promethium (145)	Sm Samarium 150.36	Eu Europium 151.964	Gd Gadolinium 157.25	Tb Terbium 158.92535	Dy Dysprosium 162.5	Ho Holmium 164.93032	Er Erbium 167.255	Tm Thulium 168.93048	Yb Ytterbium 173.054	Lu Lutetium 174.964
Ac Actinium (227)	Th Thorium 232.0376	Pa Protactinium 231.03689	U Uranium 238.02891	Np Neptunium (237)	Pu Plutonium (244)	Am Americium (243)	Cm Curium (247)	Bk Berkelium (247)	Cf Californium (251)	Es Einsteinium (252)	Fm Fermium (257)	Md Mendelevium (258)	No Nobelium (259)	Lr Lawrencium (262)

Группы

Группа – вертикальный ряд элементов в ПСХЭ.

Группа состоит из двух подгрупп – главной (обозначается **A**) и побочной (обозначается **B**)

Физический смысл номера группы: номер группы указывает на число электронов, находящихся на внешнем и предвнешнем энергетических подуровнях.

Для длиннопериодной системы: если № группы ≥ 13 , то число валентных электронов равно № группы минус 10

Для короткопериодной системы: для элементов 1, 2 и 8 групп побочных подгрупп число валентных электронов нужно считать по таблице.

Вертикальная периодичность заключается в повторяемости свойств простых веществ и соединений в группах.

Диагональная периодичность – повторяемость свойств простых веществ и соединений по диагоналям ПСХЭ.

Периоды

Период – горизонтальный ряд химических элементов, расположенных в порядке возрастания их порядкового номера, начиная со щелочного металла и заканчивая инертным газом.

Периоды делятся на малые и большие.

- ***Малые периоды*** – состоят из одного ряда и включают до 8 элементов (I, II, III периоды).
- ***Большие периоды*** – состоят из двух рядов и включают 18 и более элементов (IV, V, VI, VII периоды).

Физический смысл номера периода: номер периода указывает на число энергетических уровней атома и равен главному квантовому числу.

Горизонтальная периодичность заключается в появлении максимальных и минимальных значений свойств простых веществ и соединений в пределах каждого периода.

Семейства элементов

Элементы делятся на семейства, в зависимости от того, какой подуровень у них заполняется последним.

s-, p-, d-, f-элементы

s-элементы – последним заполняется s-подуровень

p-элементы – последним заполняется p-подуровень

d-элементы – последним заполняется d-подуровень

f-элементы – последним заполняется f-подуровень

эл-та	химический знак	Название элемента	Электронная формула
1	H	водород	$1s^1$
2	He	гелий	$1s^2$
II период			
3	Li	литий	$1s^2 2s^1$
4	Be	бериллий	$1s^2 2s^2$
5	B	бор	$1s^2 2s^2 2p^1$
6	C	углерод	$1s^2 2s^2 2p^2$
7	N	азот	$1s^2 2s^2 2p^3$
8	O	кислород	$1s^2 2s^2 2p^4$
9	F	фтор	$1s^2 2s^2 2p^5$
10	Ne	неон	$1s^2 2s^2 2p^6$
III период			
11	Na	натрий	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$
12	Mg	магний	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$
13	Al	алюминий	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$
14	Si	кремний	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2$
15	P	фосфор	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$
16	S	сера	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$
17	Cl	хлор	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$
18	Ar	аргон	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$

IV период			
19	K	калий	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$
20	Ca	кальций	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$
21	Sc	скандий	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^1$
22	Ti	титан	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^2$
23	V	ванадий	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^3$
24	Cr	хром	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1 3d^5$
25	Mn	марганец	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^5$
26	Fe	железо	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^6$
27	Co	кобальт	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^7$
28	Ni	никель	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^8$
29	Cu	медь	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1 3d^{10}$
30	Zn	цинк	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10}$
31	Ga	галлий	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^1$
32	Ge	германий	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^2$
33	As	мышьяк	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^3$
34	Se	селен	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^4$
35	Br	бром	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^5$
36	Kr	криптон	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6$

V период

37	Rb	рубидий	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^1$
38	Sr	стронций	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2$
39	Y	иттрий	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^1$
40	Zr	цирконий	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^2$
41	Nb	ниобий	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^1 4d^4$
42	Mo	молибден	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^1 4d^5$
43	Tc	технеций	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^5$
44	Ru	рутений	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^1 4d^7$
45	Rh	родий	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^1 4d^8$
46	Pd	палладий	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^0 4d^{10}$
47	Ag	серебро	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^1 4d^{10}$
48	Cd	кадмий	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10}$
49	In	индий	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^1$
50	Sn	олово	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^2$
51	Sb	сурьма	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^3$
52	Te	теллур	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^4$
53	I	йод	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^5$
54	Xe	ксенон	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6$

VI период			
55	Cs	цезий	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^1$
56	Ba	барий	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^2$
57	La	лантан	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^2 5d^1$
58	Ce	церий	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^2 4f^2$
59	Pr	празеодим	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^2 4f^3$
60	Nd	неодим	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^2 4f^4$
61	Pm	прометий	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^2 4f^5$
62	Sm	самарий	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^2 4f^6$
63	Eu	европий	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^2 4f^7$
64	Gd	гадолиний	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^2 4f^7 5d^1$
65	Tb	тербий	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^2 4f^9$
66	Dy	диспрозий	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^2 4f^{10}$
67	Ho	гольмий	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^2 4f^{11}$
68	Er	эрбий	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^2 4f^{12}$
68	Tm	тулий	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^2 4f^{13}$
70	Yb	иттербий	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^2 4f^{14}$
71	Lu	лютеций	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^2 4f^{14} 5d^1$
72	Hf	гафний	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^2 4f^{14} 5d^2$
73	Ta	тантал	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^2 4f^{14} 5d^3$
74	W	вольфрам	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^2 4f^{14} 5d^4$
75	Re	рений	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^2 4f^{14} 5d^5$
76	Os	осмий	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^2 4f^{14} 5d^6$
77	Ir	иридий	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^2 4f^{14} 5d^7$
78	Pt	платина	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^2 4f^{14} 5d^9$
79	Au	золото	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^2 4f^{14} 5d^{10}$
80	Hg	ртуть	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^2 4f^{14} 5d^{10}$
81	Tl	таллий	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^2 4f^{14} 5d^{10} 6p^1$
82	Pb	свинец	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^2 4f^{14} 5d^{10} 6p^2$
83	Bi	висмут	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^2 4f^{14} 5d^{10} 6p^3$
84	Po	полоний	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^2 4f^{14} 5d^{10} 6p^4$
85	At	астат	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^2 4f^{14} 5d^{10} 6p^5$
86	Rn	радон	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^2 4f^{14} 5d^{10} 6p^6$

ЗАПОЛНЕНИЕ ЭЛЕКТРОНАМИ 6-ГО 7-ГО ЭНЕРГЕТИЧЕСКОГО УРОВНЯ

- Первые 2e поступают на внешний s – подуровень



Следующий 1e у La и Ac на предыдущий d – подуровень



Затем последующие 14e на **третий** снаружи энергетический уровень на 4f и 5f подуровни соответственно у лантаноидов и актиноидов



- Затем снова начнет застраиваться второй снаружи энергетический уровень d-подуровень для элементов побочных подгрупп



После полного заполнения 10-ю электронами d- подуровня заполняется внешний 3p - уровень

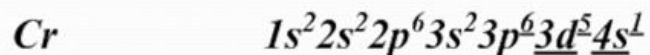


87	Fr	франций	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^2 4f^{14} 5d^{10} 6p^7 s^1$
88	Ra	радий	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^2 4f^{14} 5d^{10} 6p^7 s^2$
89	Ac	актиний	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^2 4f^{14} 5d^{10} 6p^7 s^2 6d^1$
90	Th	торий	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^2 4f^{14} 5d^{10} 6p^7 s^2 6d^2 5f^0$
91	Pa	протактиний	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^2 4f^{14} 5d^{10} 6p^7 s^2 5f^1 6d^1$
92	U	уран	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^2 4f^{14} 5d^{10} 6p^7 s^2 5f^3 6d^1$
93	Np	нептуний	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^2 4f^{14} 5d^{10} 6p^7 s^2 5f^4 6d^1$
94	Pu	плутоний	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^2 4f^{14} 5d^{10} 6p^7 s^2 5f^6 6d^1$
95	Am	америчий	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^2 4f^{14} 5d^{10} 6p^7 s^2 5f^7$
96	Cm	кюрий	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^2 4f^{14} 5d^{10} 6p^7 s^2 5f^8 6d^1$
97	Bk	берклий	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^2 4f^{14} 5d^{10} 6p^7 s^2 5f^9 6d^1$
98	Cf	калифорний	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^2 4f^{14} 5d^{10} 6p^7 s^2 5f^{10}$
99	Es	эйнштейний	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^2 4f^{14} 5d^{10} 6p^7 s^2 5f^{11}$
100	Fm	фермий	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^2 4f^{14} 5d^{10} 6p^7 s^2 5f^{12}$
101	Md	менделеевий	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^2 4f^{14} 5d^{10} 6p^7 s^2 5f^{13}$
102	No	нобелий	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^2 4f^{14} 5d^{10} 6p^7 s^2 5f^{14}$
103	Lr	лоуренсий	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^2 4f^{14} 5d^{10} 6p^7 s^2 5f^{14} 6d^1$
104	Rf	резерфордий	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^2 4f^{14} 5d^{10} 6p^7 s^2 5f^{14} 6d^2$
105	Db	дубний	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^2 4f^{14} 5d^{10} 6p^7 s^2 5f^{14} 6d^3$
106	Sg	сиборгий	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^2 4f^{14} 5d^{10} 6p^7 s^2 5f^{14} 6d^4$
107	Bh	борий	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^2 4f^{14} 5d^{10} 6p^7 s^2 5f^{14} 6d^5$
108	Hs	хассий	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^2 4f^{14} 5d^{10} 6p^7 s^2 5f^{14} 6d^6$
109	Mt	мейтнерий	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^2 4f^{14} 5d^{10} 6p^7 s^2 5f^{14} 6d^7$
110	Ds	дармштадтий	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^2 4f^{14} 5d^{10} 6p^7 s^2 5f^{14} 6d^8$
111	Rg	рентгений	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^2 4f^{14} 5d^{10} 6p^7 s^2 5f^{14} 6d^9$
112	Cn	коперниций	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^2 4f^{14} 5d^{10} 6p^7 s^2 5f^{14} 6d^{10}$
113	Nh	нихоний	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^2 4f^{14} 5d^{10} 6p^7 s^2 5f^{14} 6d^{10} 7p^1$
114	Fl	флеровий	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^2 4f^{14} 5d^{10} 6p^7 s^2 5f^{14} 6d^{10} 7p^2$
115	Mc	московский	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^2 4f^{14} 5d^{10} 6p^7 s^2 5f^{14} 6d^{10} 7p^3$



«Проскок» электрона

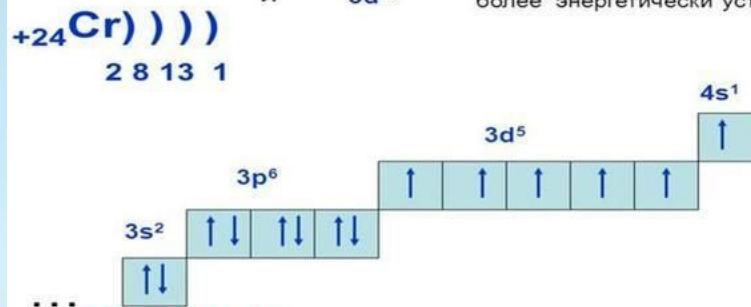
Внешние оболочки с конфигурациями d^4 и d^9 нестабильны и стремятся перейти в устойчивые заполненные d^5 - и d^{10} -конфигурации.



«Проскок» электрона имеет место у *Cr, Cu, Ag, Tl, Mo, Nb, Tc, Ru, Rh, Pt, и Au*

В атоме Cr происходит «провал» электрона. Конфигурация $3d^5$

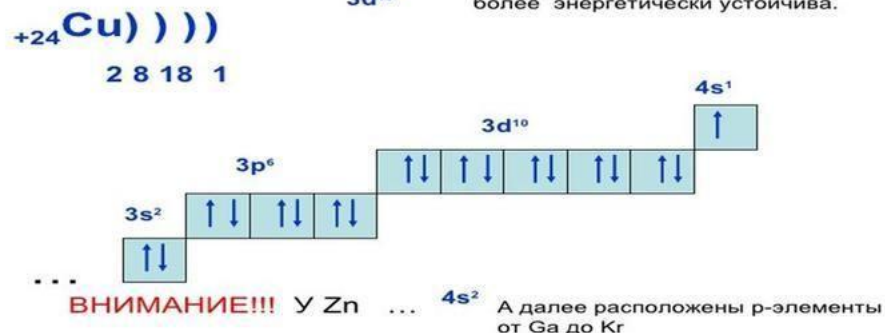
и $3d^{10}$ более энергетически устойчива.



Казалось бы, что у меди должно получиться: **Cu ... 3d⁹4s²**

В атоме Cu также происходит «провал» электрона. Конфигурация

$3d^{10}$ более энергетически устойчива.

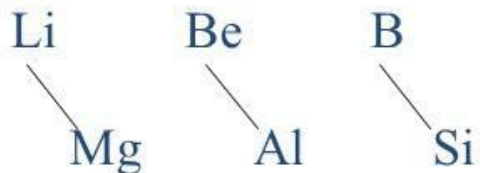


Виды периодичности



Закономерности изменения свойств элементов относятся к

- **горизонтальной периодичности** – закономерному изменению свойств элементов и веществ, ими образуемых, по периоду;
- **вертикальной периодичности** – закономерному изменению свойств элементов и веществ, ими образуемых, по группам.
- **диагональная периодичность** – повторяемость сходства химических свойств простых веществ и соединений элементов, которые расположены по диагонали в периодической системе. Эффект уравнивания нарастания неметаллических свойств в периодах слева направо и увеличения металлических свойств в группах сверху вниз.



Бор больше похож на кремний, чем на алюминий, бериллий больше на алюминий, чем на магний.

Радиус атома

- **Атомный радиус** - это радиус нейтрального атома.

Электронное облако не имеет точных размеров, поэтому нельзя строго определить размер атома.

Эффективный радиус атома – оценивают, исходя из межъядерных расстояний в молекулах, кристаллах и т.д.

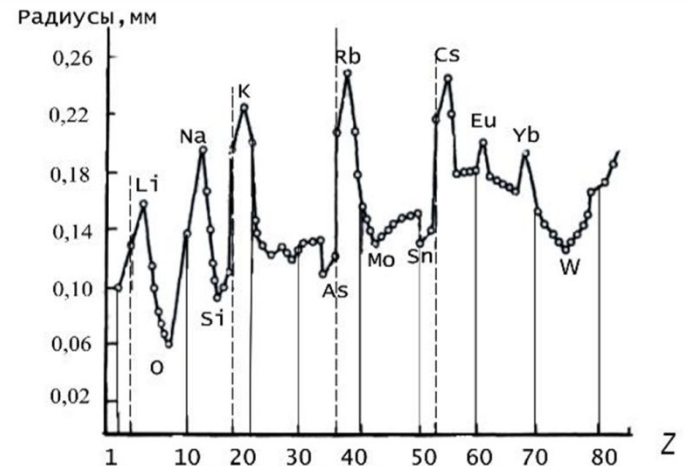
Орбитальный радиус атома – теоретический расчет положения главного максимума электронной плотности внешнего электронного облака по отношению к ядру.

- **Ионные радиусы** – это радиусы ионов (заряженных частиц).

Радиусы отрицательных ионов – **анионов** (электроны присоединились к атому) больше радиусов нейтральных атомов.

Радиусы положительных ионов – **катионов** (электроны отданы атомом) меньше радиусов нейтральных атомов.

Зависимость радиусов атомов от зарядов их ядер Z



Энергия ионизации атома

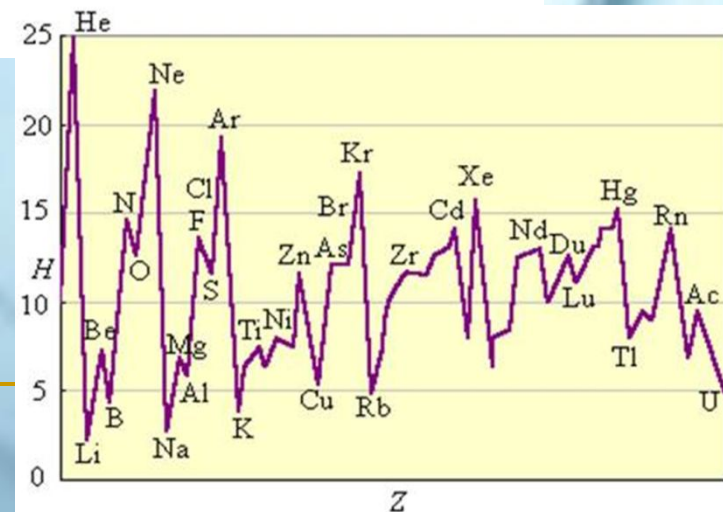
- **Энергия ионизации атома I** (потенциал ионизации) – количество энергии, которое необходимо для отрыва 1 моль электронов от 1 моль атомов элемента. При этом атомы превращаются в положительно заряженные ионы:



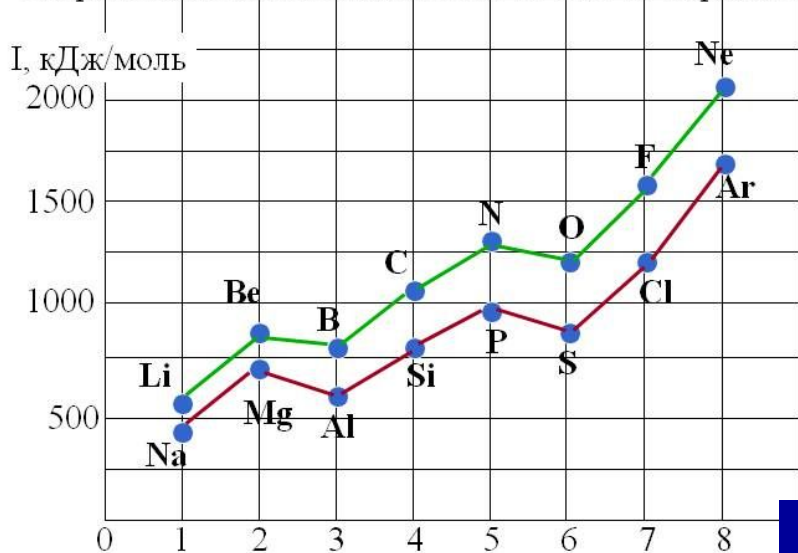
Ед-цы изм.: [кДж/моль] или в [эВ], $1 \text{ эВ} = 1,6 \cdot 10^{-19} \text{ Дж}$

Чем меньше энергия ионизации, тем сильнее выражены металлические (восстановительные) свойства атомов элемента.

Состояние атома с полностью или наполовину заполненным подуровнем наиболее устойчиво. Этим объясняются аномальные энергии ионизации для атомов В, О, Al по сравнению с Be, N и Mg соответственно.



Энергии ионизации элементов II-го и III-го периодов



Анализ изменения ПИ позволяет сделать некоторые выводы:

1. В периодах ПИ ↑, что вызвано сжатием электронной оболочки вследствие увеличения эфф. заряда ядра.
2. Неравномерность в изменении ПИ
 ...ПИ (B $2s^2 2p^1$) < ПИ (Be $2s^2$) и
 ПИ (O $2s^2 2p^4$) < ПИ (N $2s^2 2p^3$)
3. Атомы щелочных Me (ns^1) имеют самые низкие ПИ
4. Атомы благородных газов ($ns^2 np^6$) имеют max ПИ

Энергия сродства к электрону

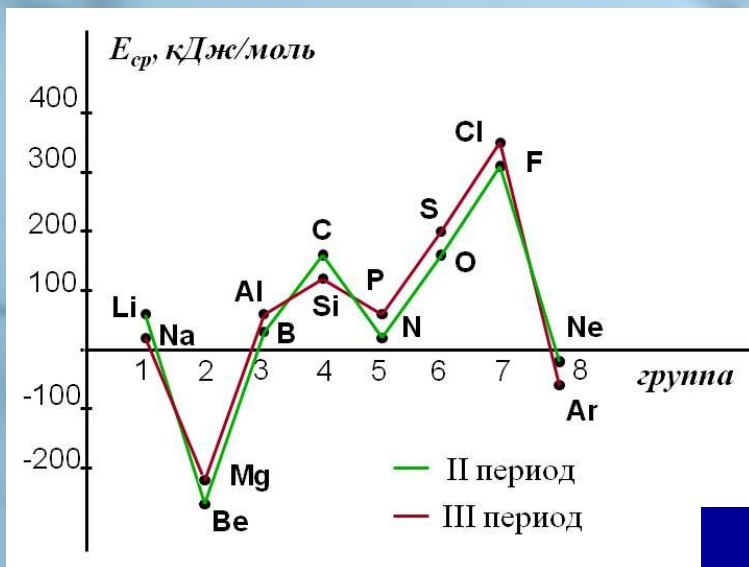
- **Энергия сродства к электрону** E_c – количество энергии, которое выделяется при присоединении 1 моль электронов к 1 моль атомов элемента. При этом атомы превращаются в отрицательно заряженные ионы, что характерно для неметаллов:



Чем больше энергия сродства к электрону, тем сильнее выражены неметаллические (окислительные) свойства атомов элемента.

Практическое использование I и E_c ограничено тем, что они относятся к изолированным атомам.

Если атомы находятся в неизолированном состоянии, то для характеристики металлических и неметаллических свойств используют **электроотрицательность**.



Анализ изменения СЭ позволяет сделать некоторые выводы:

1. Min (отрицательное) СЭ наблюдается у атомов, имеющих завершённые ns^2 и ns^2np^6 подуровни.
2. Незначительно СЭ у атомов с конфигурацией np^3 (устойчивый наполовину заполненный подуровень)
3. Max СЭ обладают атомы 7(A) группы – ns^2np^5

Электроотрицательность

- **Электроотрицательность элемента (ЭО)** – это способность атома в молекуле притягивать к себе электроны других атомов, с которыми он непосредственно связан. (1932 г, Полинг)
- Для благородных газов ЭО отсутствует, т.к. внешний уровень в их атомах завершен и устойчив.

Существует более 20 способов расчета ЭО.

- Р. Малликен, 1935 г: $ЭО = 1/2 (I + E_c)$
- Л. Полинг использовал относительную электроотрицательность (**ОЭО**):

$$АЭО_F = I_F + E_{cF} = 17,42 + 3,62 = 21,04 \text{ эВ};$$

$$АЭО_{Li} = I_{Li} + E_{cLi} = 5,39 + 0,22 = 5,61 \text{ эВ}; \quad ОЭО_{Li} = 1$$

$$ОЭО_F = АЭО_F / АЭО_{Li} = 21,04 / 5,61 \approx 4$$

Чем больше ОЭО элемента, тем сильнее выражены неметаллические (окислительные) свойства его атомов

ОЭО элементов по Л.Полингу

Период	Группа							
	Ia	IIa	IIIa	IVa	Va	VIa	VIIa	VIIIa
1	(H)						H 2,1	He
2	Li 1,0	Be 1,6	B 2,1	C 2,6	N 3,0	O 3,4	F 4,0	Ne
3	Na 0,9	Mg 1,3	Al 1,6	Si 1,9	P 2,2	S 2,6	Cl 3,0	Ar
4	K 0,8	Ca 1,0	Ga 1,8	Ge 2,0	As 2,2	Se 2,4	Br 2,8	Kr
5	Rb 0,8	Sr 1,0	In 1,8	Sn 2,0	Sb 2,1	Te 2,1	I 2,5	Xe

↓
уменьшение

→
увеличение

Характеристики химических элементов закономерно
изменяются в периодах

(горизонтальная периодичность)

- **увеличивается** заряд ядра,
- **увеличивается** число внешних электронов,
- **уменьшается** радиус атомов,
- **увеличивается** прочность связи электронов с ядром (энергия ионизации),
- **увеличивается** электроотрицательность,
- **усиливаются** окислительные свойства простых веществ («Неметалличность»),
- **ослабевают** восстановительные свойства простых веществ ("Металличность"),
- **ослабевают** основной характер гидроксидов и соответствующих оксидов,
- **возрастает** кислотный характер гидроксидов и соответствующих оксидов.

Характеристики химических элементов закономерно изменяются в группах(вертикальная периодичность).

- **увеличивается** заряд ядра,
- **увеличивается** радиус атомов ,
- **уменьшается** прочность связи электронов с ядром (энергия ионизации),
- **уменьшается** электроотрицательность
- **ослабевают** окислительные свойства простых веществ ("неметалличность"; **только в А-группах**),
- **усиливаются** восстановительные свойства простых веществ ("металличность"; **только в А-группах**),
- **возрастает** основной характер гидроксидов и соответствующих оксидов (**только в А-группах**),
- **ослабевают** кислотный характер гидроксидов и соответствующих оксидов (**только в А-группах**),
- **снижается** устойчивость водородных соединений (повышается их восстановительная активность; **только в А-группах**).

Диагональная периодичность

Диагональная периодичность:

химические свойства элементов 2 периода (от Li до F) несколько отличаются от свойств их более тяжелых аналогов, но приближаются к свойствам более тяжелых элементов последующих периодов.

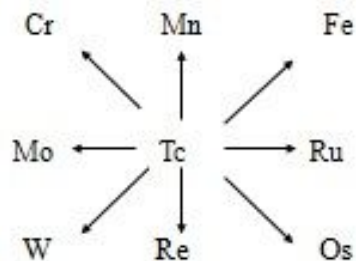
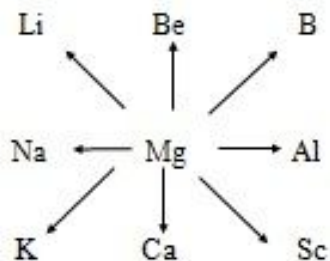
	водород 1,0079	II	III	IV	V	VI	VII	гелий 4,0026
II	3 Li литий 6,941	4 Be бериллий 9,01218	5 B бор 10,811	6 C углерод 12,011	7 N азот 14,0067	8 O кислород 15,9994	9 F фтор 18,9984	10 Ne неон 20,179
III	11 Na натрий 22,98977	12 Mg магний 24,305	13 Al алюминий 26,98154	14 Si кремний 28,0855	15 P фосфор 30,97376	16 S сера 32,066	17 Cl хлор 35,453	18 Ar аргон 39,948

$\text{Be}(\text{OH})_2$ – амфотерный	$\text{B}(\text{OH})_3$ – слабая кислота	
$\text{Mg}(\text{OH})_2$ – слабое основание	$\text{Al}(\text{OH})_3$ – амфотерный	" $\text{Si}(\text{OH})_4$ " – слабая кислота

"ЗВЕЗДНАЯ ПЕРИОДИЧНОСТЬ" ХИМИЧЕСКИХ ЭЛЕМЕНТОВ

Под "звездной периодичностью" подразумевают изменение свойств элементов с учетом горизонтальной, вертикальной и диагональной периодичности.

"Звездная периодичность" наблюдается как у элементов главных, так и побочных подгрупп.



Свойства центрального элемента являются средними из свойств элементов, окружающих его.

◆ Пример: свойства германия напоминают свойства его соседей – галлия, кремния, мышьяка и олова.

◆ На основании таких "геохимических звезд" можно предсказать присутствие элемента в минералах и рудах.

Период	IIБ	IIIA	IVA	VA
3			Si ↑	
4	Zn	Ca←	Ge→ ↓	As
5			Sn	

Валентность

Понятие валентность можно определить как *свойство* атомов и как *величину*.

Как свойство атома валентность – это способность атомов химических элементов образовывать строго определенное число связей.

Как величина валентность атома равна числу неспаренных электронов атома в основном или возбужденном состоянии, участвующих в образовании общих электронных пар с электронами других атомов.

Число связей, образованных атомом в данном соединении, может быть больше, чем его валентность

Правила определения валентности элементов

I. Элементы с постоянной валентностью.

1. Элементы I, II, III групп длиннопериодной (I-A и II-A, III-A групп короткопериодной) ПСХЭ. Их валентность определяется номером группы, в которой они располагаются.

$$w = \text{№ группы}$$

2. Водород всегда проявляет валентность I

$$w(\text{H}) = \text{I}$$

3. Фтор в соединениях всегда проявляет валентность I.

$$w(\text{F}) = \text{I}$$

4. Цинк всегда проявляет валентность II.

$$w(\text{Zn}) = \text{II}$$

5. Валентность кислорода всегда равна II (кроме перекиси водорода H_2O_2 и некоторых других веществ).

$$w(\text{O}) = \text{II}$$

II. Элементы с переменной валентностью.

Все остальные элементы, не вошедшие в пункт I, способны проявлять различную валентность. Но наивысшую (максимальную) валентность большинства элементов можно определить с помощью таблицы Менделеева:

1. Для короткопериодной системы: максимальная валентность элемента совпадает с номером его группы.

$$w_{\text{max}} = \text{№ группы}$$

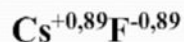
• Исключения: фтор, азот, кислород, элементы 1, 2, 8 групп побочных подгрупп, благородные газы.

$w_{\text{max}}(\text{F, O, N, эл-тов 1,2,8-Б-групп, благородных газов}) \neq \text{№ группы}$

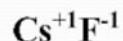
Степень окисления

Степень окисления – условный заряд атома в молекуле, вычисленный в предположении, что все связи имеют ионный характер.

Разделение зарядов в самом полярном соединении – фториде цезия – осуществляется только на 89 %.



В предположении, что разделение зарядов происходит на 100 %, степень окисления определяется целыми значениями:



Правила определения степени окисления элементов

1. Сумма, степеней окисления атомов в любой частице равна ее электрическому заряду. Следовательно, степень окисления элемента в его простом веществе равна нулю.

$$\text{СТ.ОК (элемента в простом веществе)} = 0$$

2. Связь между одинаковыми атомами не дает вклада в степень окисления.

3. Степень окисления элементов (I-A и II-A, III-A групп короткопериодной) ПСХЭ постоянная и равна +w.

$$\text{СТ.ОК (элементов I, II, III групп)} = +w$$

4. Цинк всегда проявляет степень окисления +2

$$\text{СТОК(Zn)} = +2$$

5. Степень окисления водорода равна (+1) в соединениях с неметаллами и (-1) в соединениях с металлами (КН, СаН₂).

$$\text{СТОК(H)} = +1, -1$$

6. Степень окисления кислорода в соединениях обычно равна минус 2 (кроме фторида кислорода $O^{+2}F_2$ и перекиси водорода $H_2O^{-1}_2$ и некоторых других веществ).

$$СТ.ОК(O) = -2$$

7. В соединениях фтор всегда проявляет степень окисления минус 1.

$$СТ.ОК(F) = -1$$

Все остальные элементы, способны проявлять различную степень окисления. Для ее определения существуют следующие правила:

8. Металлы никогда не проявляют отрицательную степень окисления.

$$СТ.ОК(\text{любого металла}) \geq 0$$

Исключения: висмут, теллур

9. Максимальная положительная степень окисления элемента равна максимальной валентности.

$$СТ.ОК_{max} = +w_{max}$$

10. Минимальная степень окисления (максимальная отрицательная СТ.ОК) элемента равна максимальной положительной степени окисления минус восемь.

$$СТ.ОК_{min} (\text{почти всех элементов}) = СТ.ОК_{max} - 8$$

Минимальную степень окисления проявляют элементы, записывающиеся справа в бинарных соединениях.

Основное и возбужденное состояния атомов

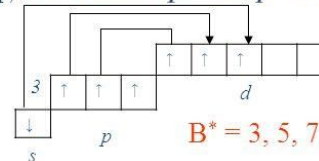
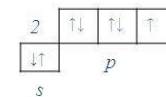
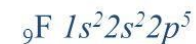
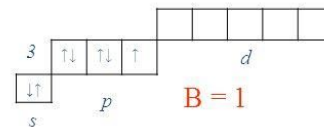


- Квантовое состояние атома с наименьшей энергией называется **основным** (нормальным).
- Квантовые состояния атома с более высокими энергиями называются **возбужденными**. Атом в возбужденном состоянии обозначают соответствующим символом элемента со звездочкой **Э***.

Возбужденные состояния атома возникают при переходе электронов с уровней (подуровней) с меньшей энергией на уровни (подуровни) с большей энергией.

Расход энергии на перевод атома в возбужденное состояние компенсируется энергией, выделяющейся при образовании химических связей неспаренными электронами.

Валентность атома химического элемента определяется, в первую очередь, **числом неспаренных электронов**, принимающих участие в образовании химической связи.



Возбужденного состояния **НЕТ**, нельзя распарить электроны, т.к. нет свободных орбиталей.