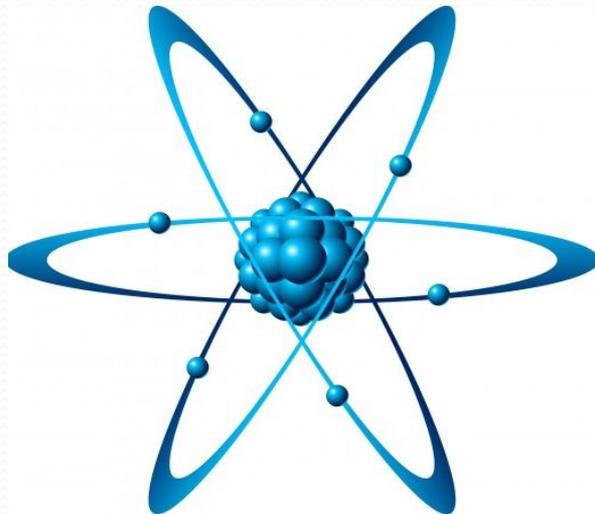


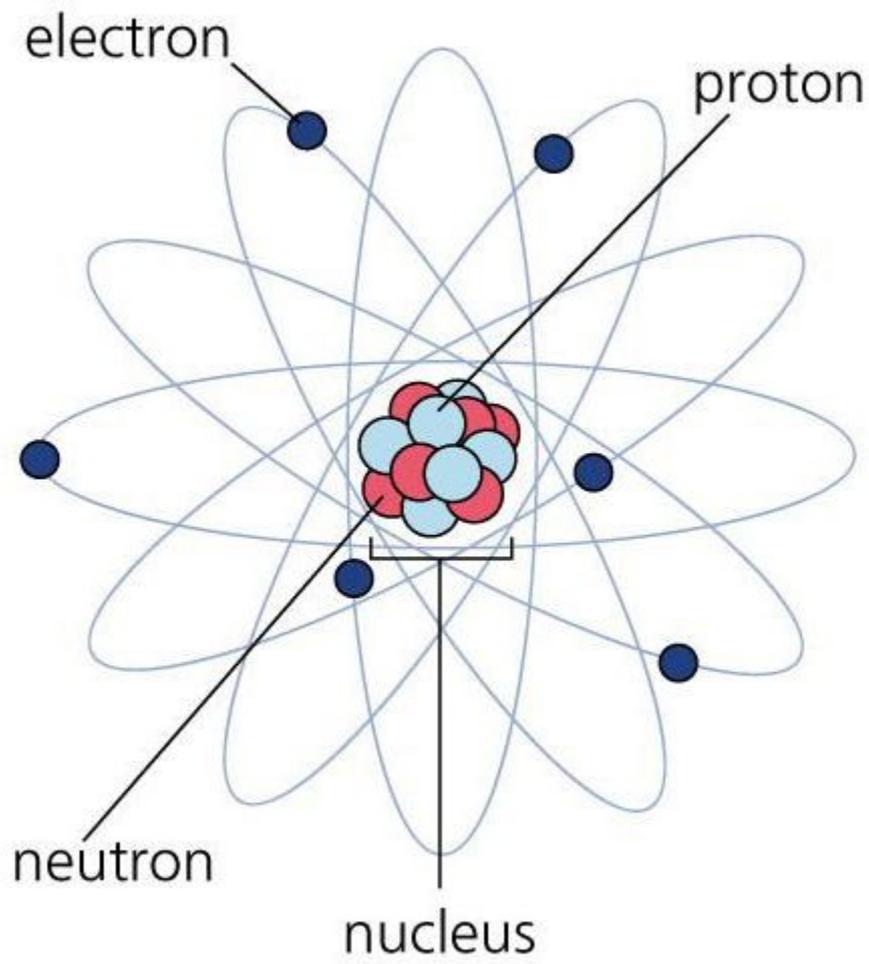
Строение атома и периодический закон



Вспомним, что такое атом?

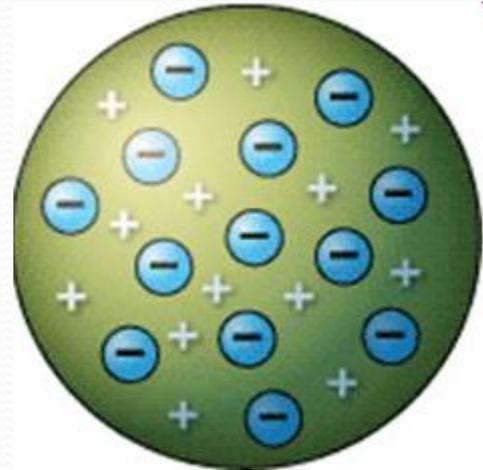
- Атом (от др.-греч. ἄτομος — неделимый) — наименьшая, **химически неделимая** часть химического элемента, являющаяся носителем его **свойств**





Модели атомов

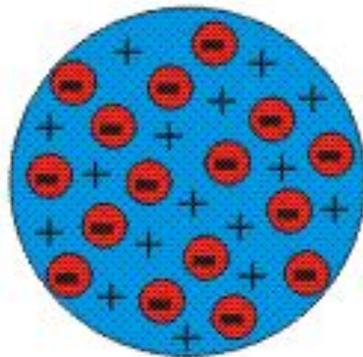
- Модель атома Томсона (модель «Пудинг с изюмом»). Дж. Дж. Томсон предложил рассматривать атом как некоторое положительно заряженное тело с заключёнными внутри него электронами. Была окончательно опровергнута Резерфордом после проведённого им знаменитого опыта по рассеиванию альфа-частиц.



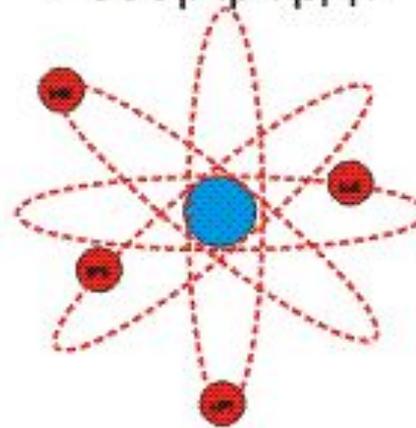
Планетарная модель атома Бора-Резерфорда.

- Описание атома вошло в противоречие с классической электродинамикой. Дело в том, что, согласно классической электродинамике, электрон при движении с центростремительным ускорением должен излучать электромагнитные волны, а, следовательно, терять энергию. Дальнейшее изучение излучения атома привело к созданию квантовой механики, которая позволила объяснить подавляющее большинство наблюдаемых фактов.

Модель атома
Томсона



Модель атома
Резерфорда



Свойства элементарных частиц

<i>Частица</i>	<i>Заряд</i>		<i>Масса</i>	
	<i>Кл</i>	<i>отн.ед.</i>	<i>г</i>	<i>а.е.м.</i>
<i>Электрон e^-</i>	$1,6 \cdot 10^{-19}$	-1	$9,1 \cdot 10^{-28}$	0,00055 (~ 0)
<i>Протон p</i>	$1,6 \cdot 10^{-19}$	+1	$1,67 \cdot 10^{-24}$	1,00728
<i>Нейтрон n</i>	0	0	$1,67 \cdot 10^{-24}$	1,00866

Поскольку атом электронейтрален а заряд электронов равен заряду протонов с противоположным знаком, то в любом ядре *число протонов равно числу электронов.*

$$N({}_p) = N(e^-)$$

A – массовое число.

Z – заряд ядра (порядковый номер элемента).

$N({}_1p)$ – число протонов.

$N({}_0n)$ – число нейтронов.

$N(e^-)$ – число электронов.

$$A = N({}_1p) + N({}_0n)$$

$$Z = N({}_1p) = N(e^-)$$

$$N({}_0n) = A - Z$$

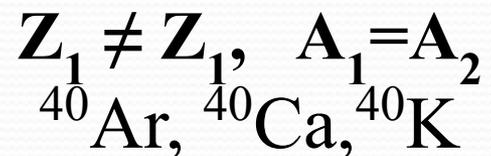
A
 Z Э

Виды нуклидов

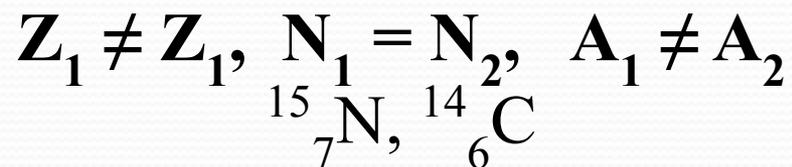
Изотопы – атомы одного и того же химического элемента, отличающиеся числом нейтронов, а, следовательно, и массой.



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

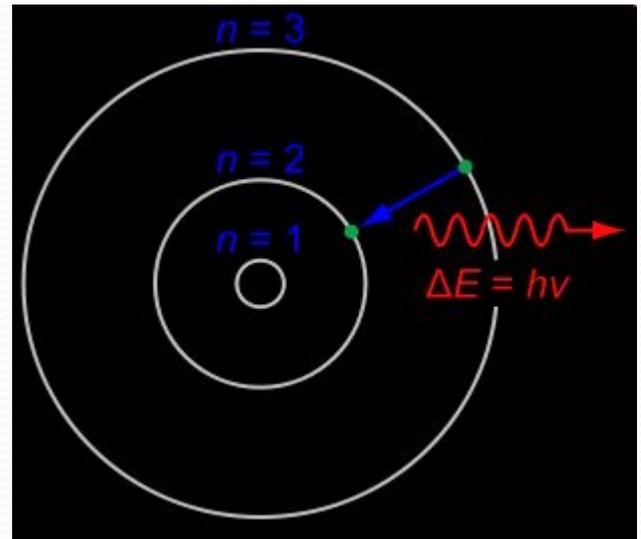


Изотоны – нуклиды разных элементов с одинаковым числом нейтронов, но с различным числом протонов и атомной массой.



Постулаты Бора

- Атом может находиться только в особенных стационарных, или квантовых, состояниях, каждому из которых отвечает определенная энергия. В стационарном состоянии атом не излучает электромагнитных волн.
- При переходе электрона с орбиты (энергетический уровень) на орбиту излучается или поглощается квант энергии. При переходе с верхнего уровня на нижний энергия излучается, при переходе с нижнего на верхний — поглощается.



Квантовые числа

- *Квантовые числа* – распределение электронов в атоме.

Это своеобразный паспорт каждого электрона в атоме.

1. Главное квантовое число

n

- – показывает общий запас энергии электрона, а значит его удаленность от ядра: чем выше энергия электрона, тем дальше он расположен от ядра; n принимает целое значение $n=[1;7]$ и соответствует номеру уровня, на котором находится электрон.

2. побочное (орбитальное) квантовое число l

- – отражает разное энергетическое состояние электрона в пределах уровня и соответствует подуровню (s -, p -, d -, f -), принимает значение от 0 до $n-1$. Например, при $n=3$, $l=0, 1, 2$.

3. магнитное квантовое число m

- m – характеризует ориентацию орбиталей в пространстве; принимает значения $-l...0...+l$. Например, если $l=2$, m принимает значения $-2;-1;0;+1;+2$.

4. СПИНОВОЕ КВАНТОВОЕ

ЧИСЛО s

- – собственный момент импульса электрона, не связанный с движением в пространстве. Это свойство электрона, не имеющее аналога в макром мире. Для всех электронов спиновое квантовое число

$$s = \frac{1}{2};$$

5. магнитное спиновое число m_s

- – проекция спина на ось Oz . Всегда равно

$$m_s = \pm \frac{1}{2}$$

Квантовые числа электронов

1. Главное квантовое число n определяет общую энергию электрона на данной орбитали, а, значит, его удаленность от ядра: чем выше энергия электрона, тем дальше он расположен от ядра; n принимает целые значения от 1 до 7 ($n=[1;7]$) и соответствует номеру уровня, на котором находится электрон.

2. Побочное (орбитальное) квантовое число l . Определяет форму (симметрию) атомной орбитали и характеризует различный запас энергии электрона в пределах данного энергетического уровня или его подуровень.

Может принимать целочисленные значения от 0 до $n-1$

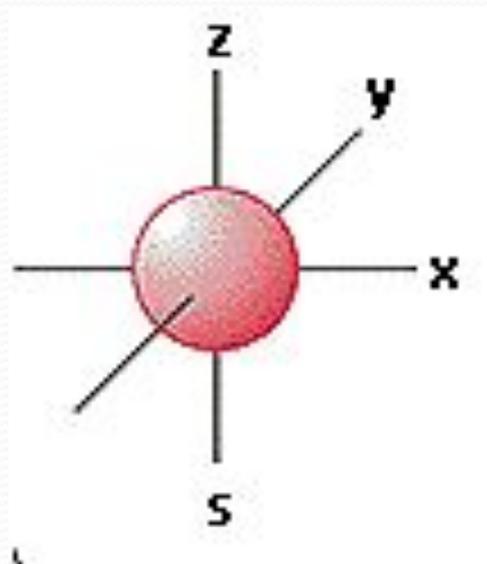
$$(l = 0, 1, \dots, n - 1)$$

Значение l 0 1 2 3 4

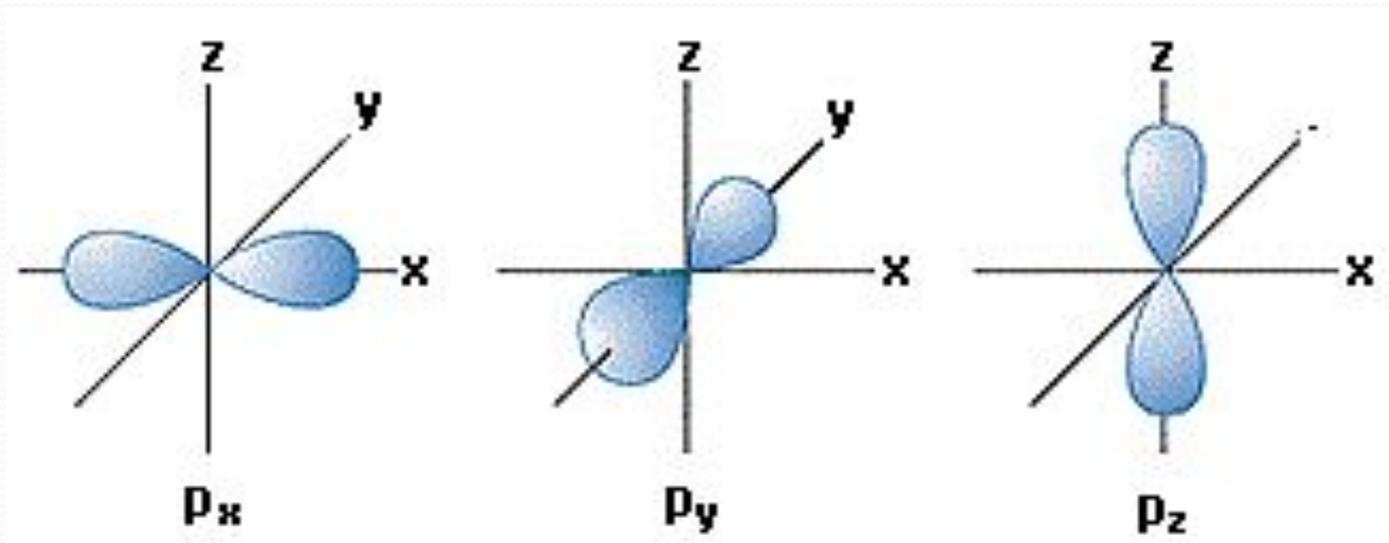
Буквенное обозначение *s* *p* *d* *f* *g*

Пространство вокруг ядра, в котором вероятность нахождения электрона достаточно велика, называют орбиталью или электронным облаком.

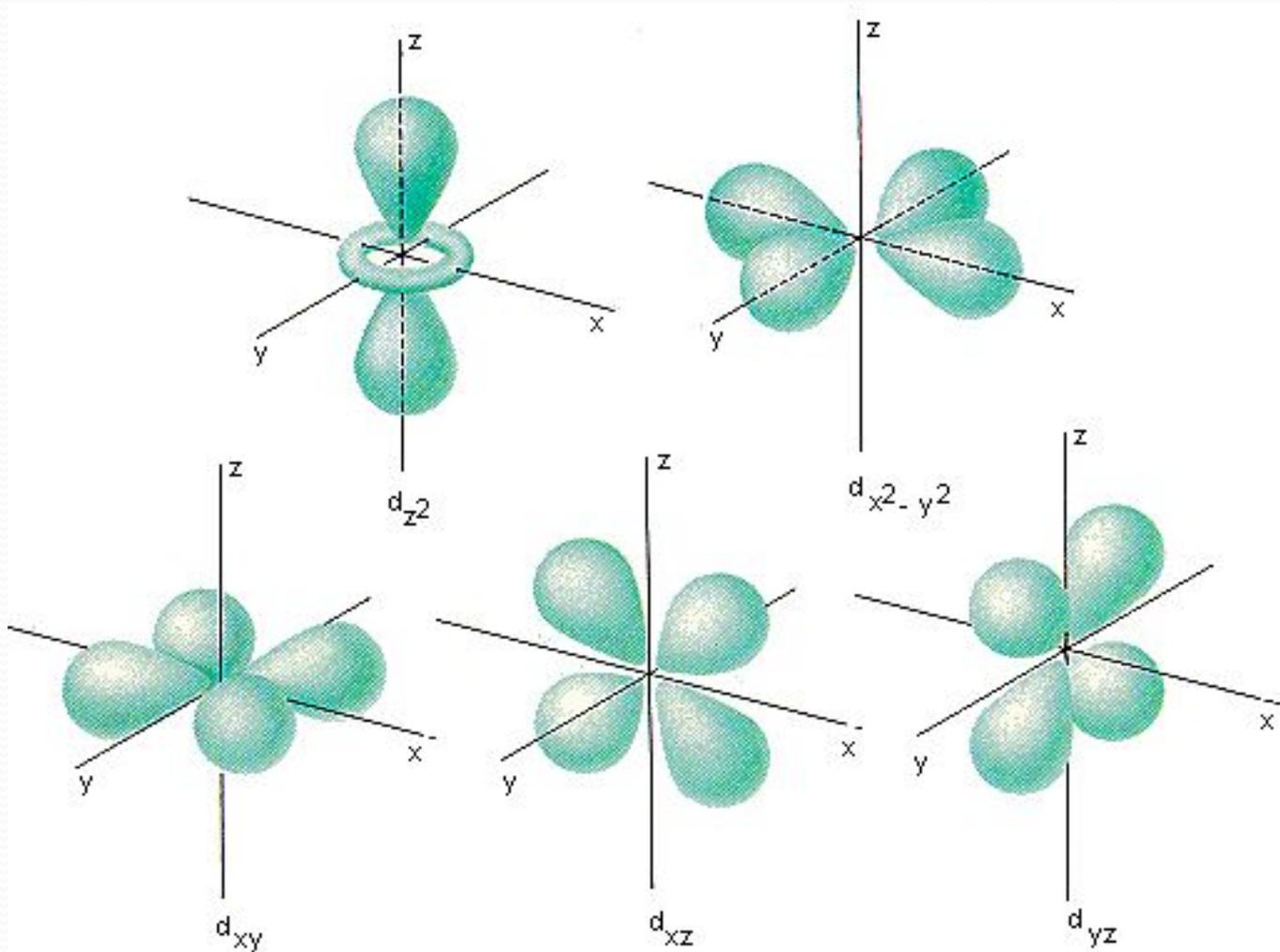
- Если $l = 0$ (s-орбиталь), то электронное облако имеет форму *сферы* (сферическую симметрию) и не обладает направленностью в пространстве (изотропно).



- При $l=1$ (p -орбиталь) электронное облако имеет форму гантели, т.е. форму тела вращения, полученного из «восьмерки», оно уже не обладает сферической симметрией, а, значит, электронная плотность неодинакова по направлениям (анизотропна).



- Формы электронных облаков d -, f - и g -электронов намного сложнее.



3. Магнитное орбитальное квантовое число m_l

Определяет ориентацию электронного облака в пространстве.

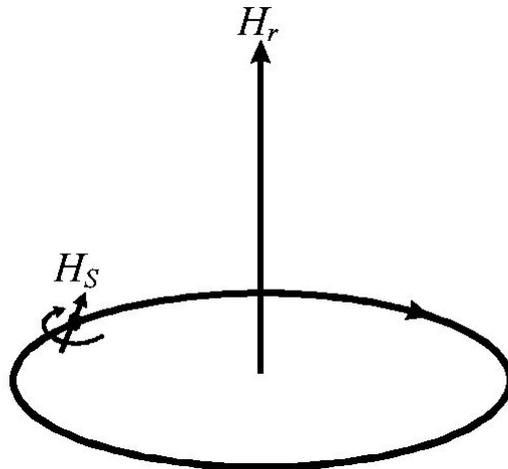
$$m_l \in [-l; l], \text{ включая } 0$$

Общее число возможных значений m_l равно $(2l+1)$ и показывает, сколькими способами можно расположить орбитали данного подуровня в пространстве, т.е. общее число орбиталей на подуровне l .

n	1	2		3			...
l	0	0	1	0	1	2	...
m_l	0	0	-1, 0, +1	0	-1, 0, +1	-2, -1, 0, +1, +2	...
Число орбиталей на подуровне	1	1	3	1	3	5	...

4. Спиновое квантовое число s .

Спин – это чисто квантовое свойство электрона, не имеющее классических аналогов. Строго говоря, спин – это собственный момент импульса электрона, не связанный с движением в пространстве. Для всех электронов абсолютное значение спина всегда равно $s = 1/2$.



5. **Магнитное спиновое число m_s** . Проекция спина на некоторую ось z .

Может иметь лишь два значения: $m_s = +1/2$ или $m_s = -1/2$.

Электронные конфигурации атомов

Распределение электронов по уровням и подуровням подчиняется определенным закономерностям.

1. Принцип наименьшей энергии. Если электрон находится в основном (невозбужденном) состоянии, он располагается в атоме так, чтобы его энергия была минимальной. Значит, в уровни будут заполняться по возрастанию главного квантового числа.

Число электронов на n -ом уровне (N_n) рассчитывается по формуле:

$$N_n = 2n^2$$

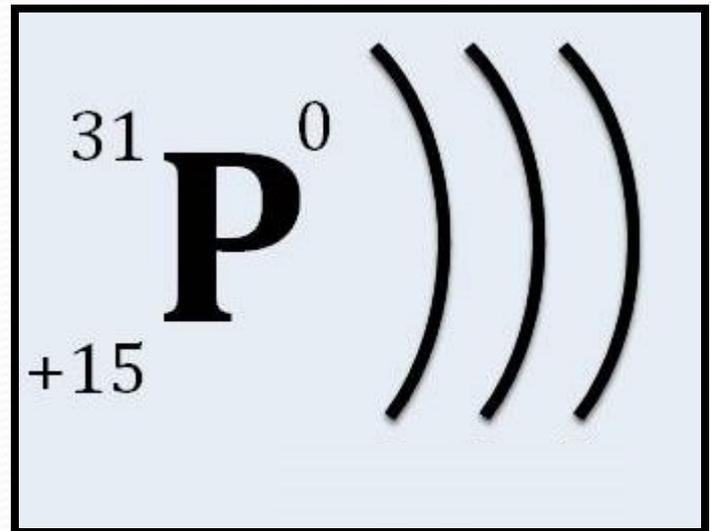
2. Правило Клечковского. Энергия электрона определяется главным квантовым числом n и побочным квантовым числом l , поэтому электрон занимает в основном состоянии уровень не с минимально возможным значением n , а с наименьшим значением суммы $(n + l)$.

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: $3d^5 4s^0$.

Строение электронной оболочки атома.

- Энергетический уровень

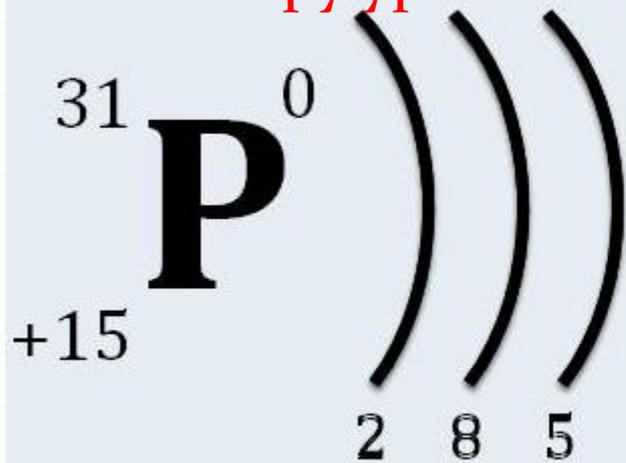
Число энергетических уровней в атоме равно номеру периода, в котором находится элемент!!!



Строение электронной оболочки атома.

- Энергетический подуровень

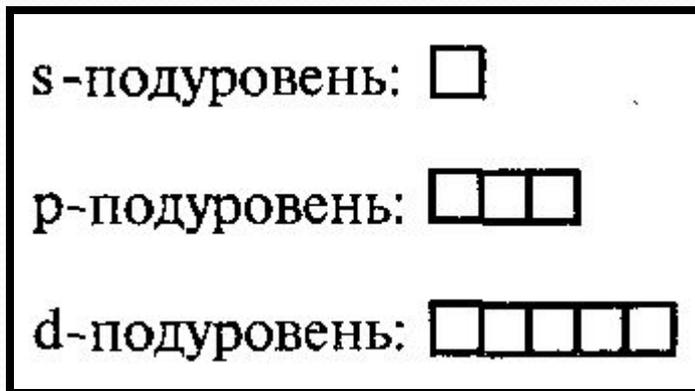
Число подуровней на каждом энергетическом уровне равно номеру уровня!!!



2	<u>Первый уровень</u>	
	1s – подуровень	
8	<u>Второй уровень</u>	
	2s – подуровень 2p – подуровень	
5	<u>Третий уровень</u>	
	3s – подуровень 3p – подуровень	
	3d – подуровень	

Строение электронной оболочки атома.

- Число орбиталей на подуровнях:

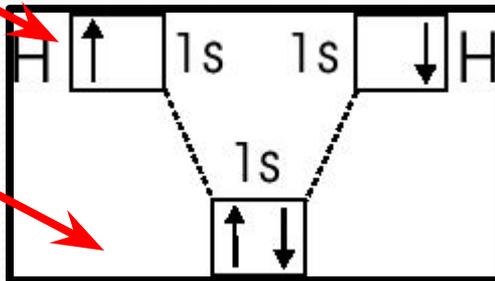


Строение электронной оболочки атома.

- Два электрона, которые находятся на одной орбитали называются спаренными.

Неспаренные электроны

Спаренные электроны



Строение электронной оболочки атома.

Энергетический уровень	Энергетический подуровень	Обозначение подуровней	Число орбиталей на подуровне	Число электронов на подуровне
1	1	1s	1	2
2	2	2s 2p	1 3	2 6
3	3	3s 3p 3d	1 3 5	2 6 10

Заполнение орбиталей электронами

- Порядок заполнения электронами атомных орбиталей определяет принцип наименьшей энергии.

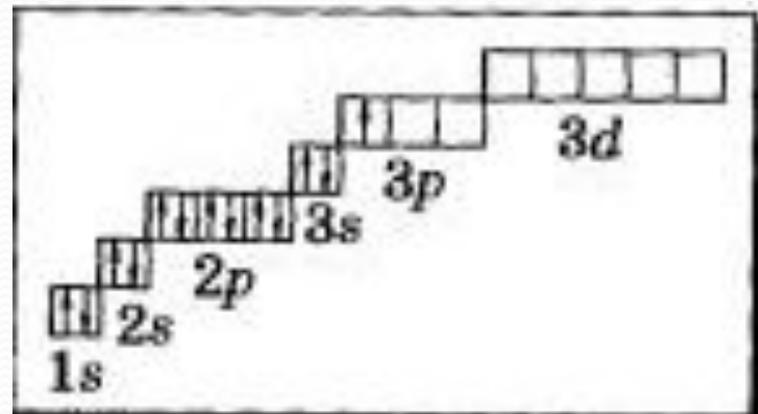
Основное (устойчивое) состояние атома — это такое состояние, которое характеризуется минимальной энергией. Поэтому электроны заполняют орбитали в порядке увеличения их энергии.

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!



Заполнение орбиталей электронами

- Правило Гунда

На одном подуровне электроны располагаются так, чтобы абсолютное значение суммы спиновых квантовых чисел (суммарного спина) было максимальным. Это соответствует устойчивому состоянию атома.

1) $\uparrow\downarrow\uparrow$ 2) $\uparrow\uparrow\uparrow$ 3) $\uparrow\downarrow\uparrow\square$ 4) $\uparrow\downarrow\downarrow\square$ 5) $\downarrow\downarrow\downarrow?$

Электронные конфигурации атомов.

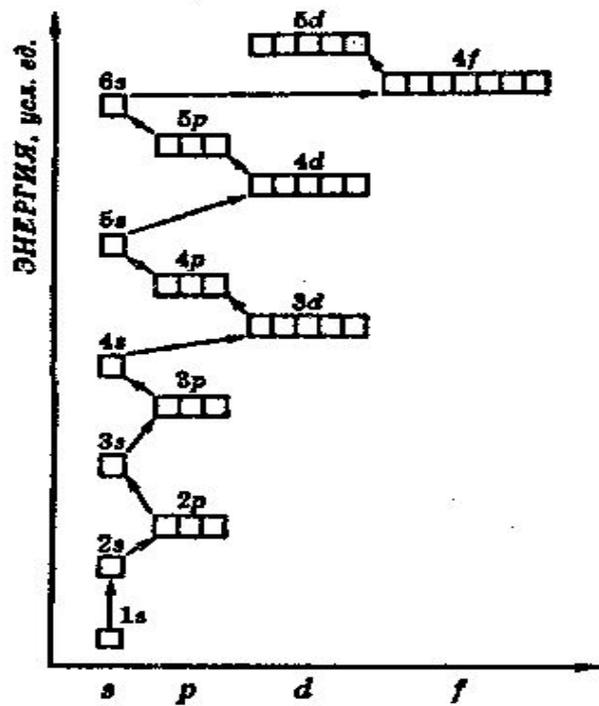
Чтобы правильно изображать электронные конфигурации атомов, нужно знать:

- Число электронов в атоме (равно порядковому номеру).
- Максимальное число электронов на уровнях и подуровнях.
- Порядок заполнения подуровней и орбиталей.

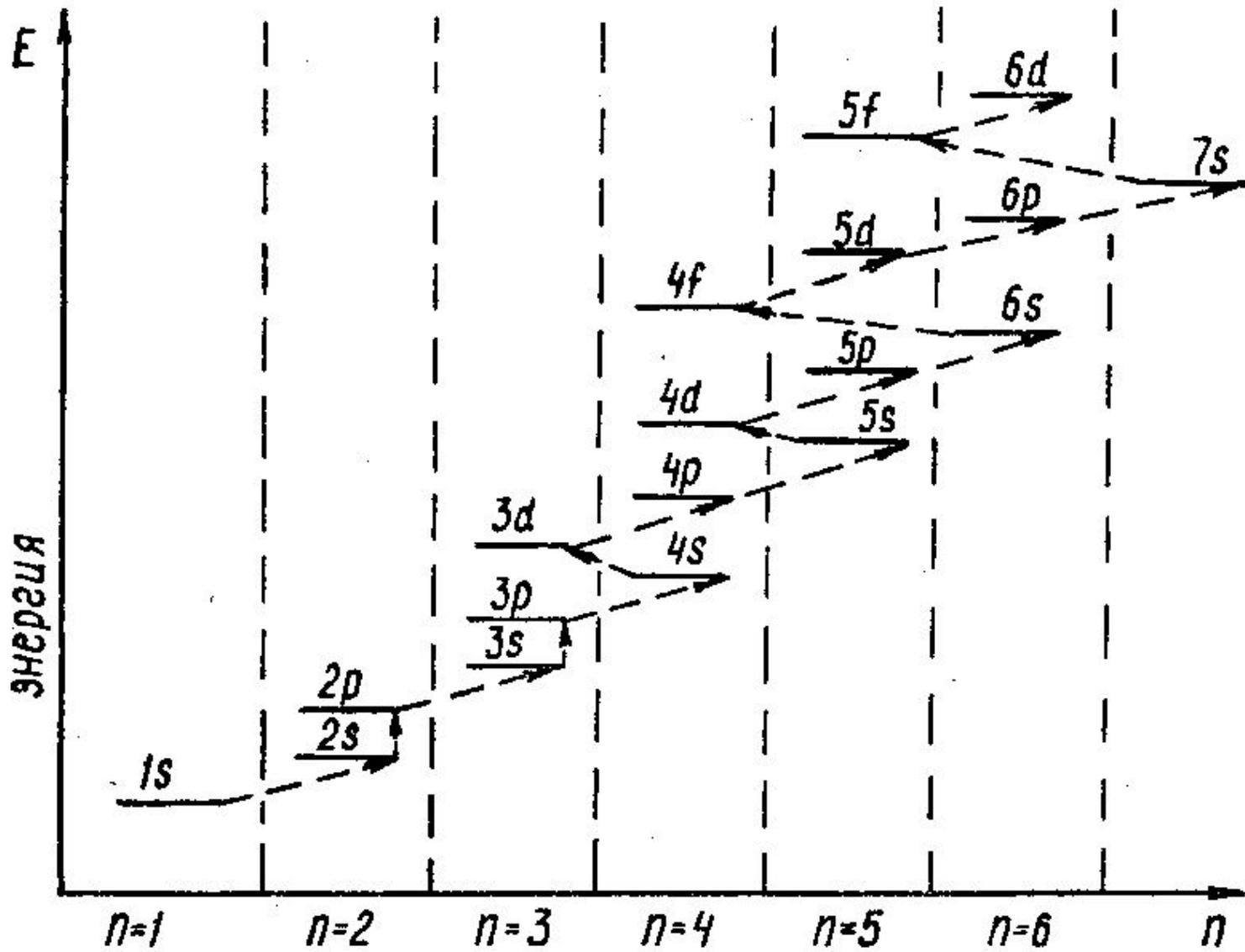
В том случае, когда для двух подуровней суммы значений n и l равны, сначала идет заполнение подуровня с меньшим значением n . Например, на подуровнях $3d$, $4p$, $5s$ сумма значений n и l равна 5. В этом случае происходит сначала заполнение подуровней с меньшими значениями n , то есть $3d$, $4p$, $5s$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

Заполнение подуровней

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



Заполнение орбиталей электронами



Семейства элементов

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

s-, p-, d-, f-элементы

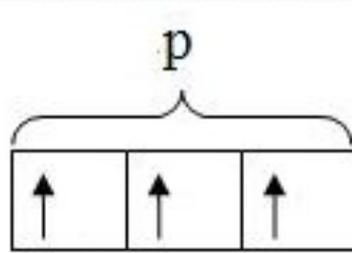
s-элементы – последним заполняется s-подуровень

p-элементы – последним заполняется p-подуровень

d-элементы – последним заполняется d-подуровень

f-элементы – последним заполняется f-подуровень

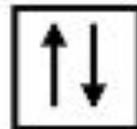
3. Правило Гунда (Хунда). При данном значении l (т. е. в пределах определенного подуровня) электроны располагаются таким образом, чтобы суммарный спин был максимальным.



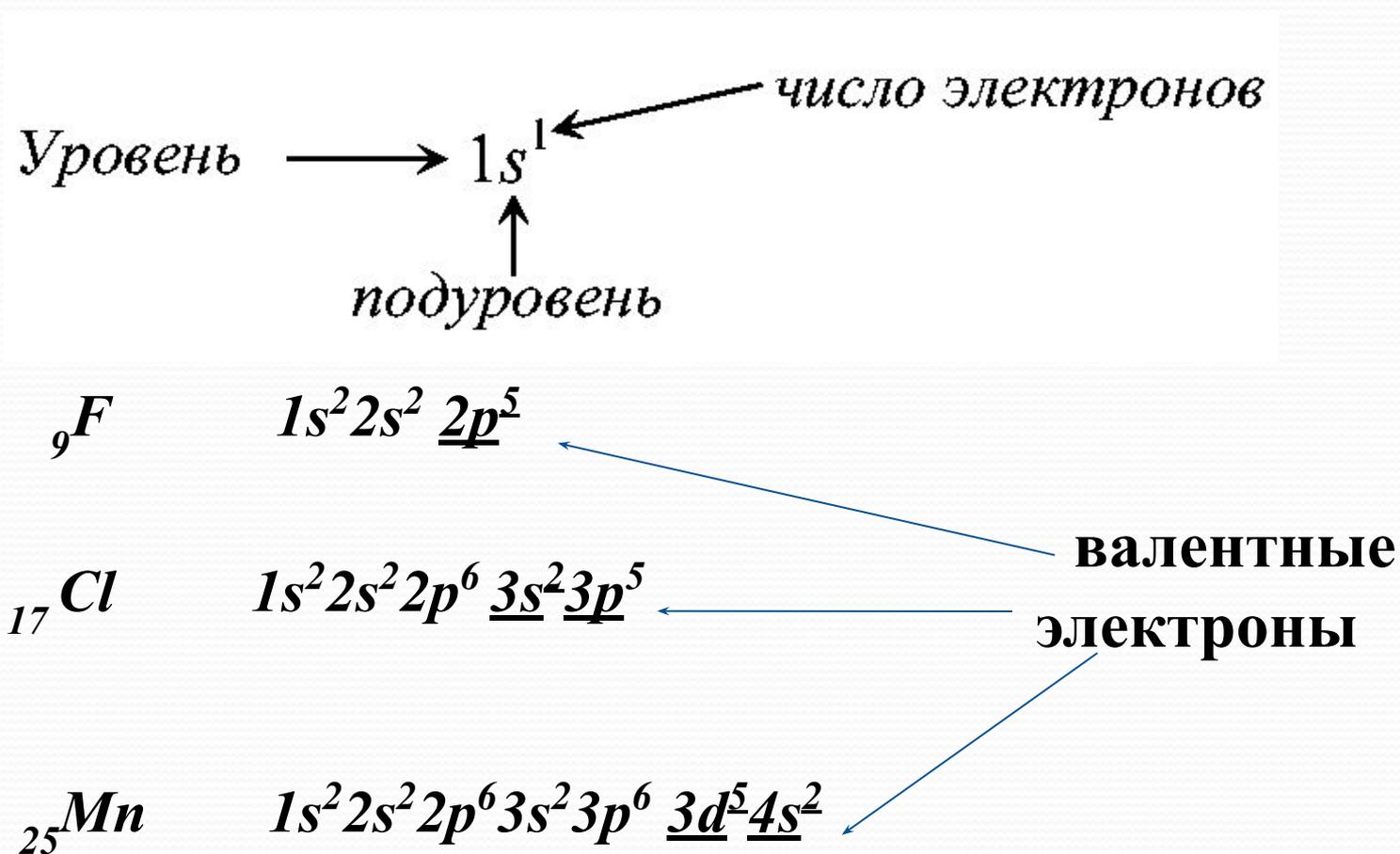
4. Принцип Паули. В атоме не может быть двух электронов, у которых все четыре квантовых числа были бы одинаковы.



Каждая орбиталь вмещает только два электрона с противоположными (антипараллельными) спинами.



Составление электронной конфигурации атома



Валентные электроны – электроны внешнего и предвнешнего энергетических подуровней.

«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

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.*

Периодическая система химических элементов (ПСХЭ)

Система элементов Менделеева

основанная на взаимности свойств элементов,

Д. Менделеев.

Менделеев

1869

и 1871

			Li=70	Be=90	?=100
			V=51	Nb=94	Ta=182
			Cr=52	Mo=96	W=186
			Mn=55	Ru=104	Rh=113
			Fe=56	Pd=107	Pt=195
			K=39	Ni=106	Cu=112
H=1	?=8	?=32	Ca=40	Sr=88	Ba=137
	Li=7	Na=23	K=39	Rb=85	Cs=133
	Be=9	Mg=24	Zn=65	Cd=112	Hg=200
	Li=7	Na=23	?=68	Ag=108	Au=197
	Ca=40	Si=28	P=31	As=75	Sb=125
	Na=23	S=32	Fe=56	Co=59	Ni=58
	Cr=52	Cl=35	Mn=55	Pb=207	Bi=208
	Ca=40	F=19	K=39	Ru=107	Hg=200
	Li=7	Br=80	Cu=63	Sn=118	Pb=207
	?=15	I=127	As=75	Te=128	Bi=208
	?=16	At=210	Te=128	Po=209	
	?=17				
	?=18				

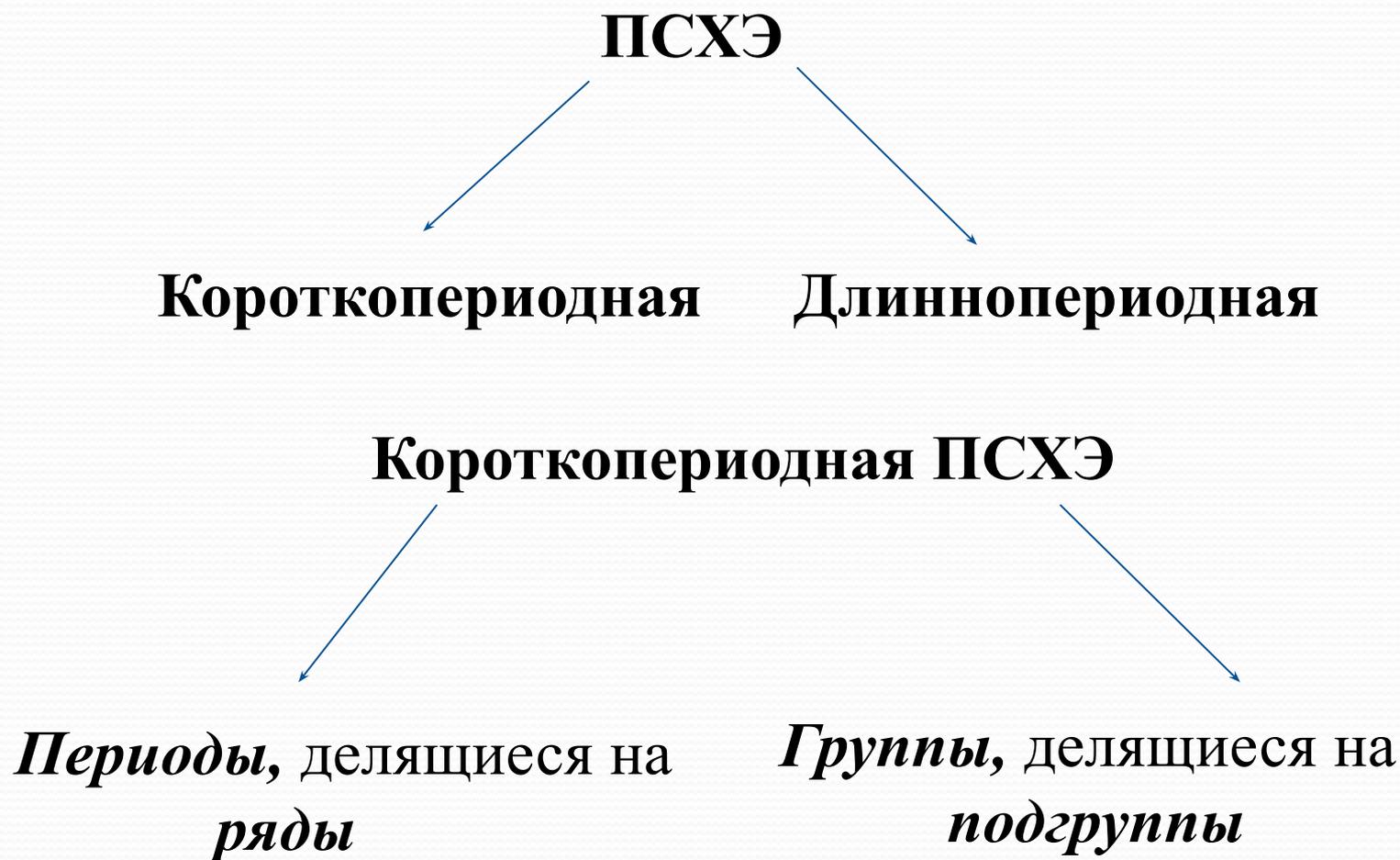
Essai d'une *systeme* des elements
d'après leurs poids atomiques et
fonctions chimiques de *M. Mendeleeff*

X *premier et deuxième tableaux de Mendeleeff*

18 $\frac{II}{17}$ 69.

Менделеев

Периодическая система химических элементов (ПСХЭ) является графическим отражением периодического закона.



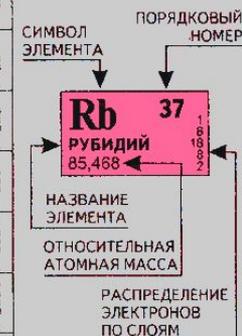
ПЕРИОДИЧЕСКАЯ СИСТЕМА ХИМИЧЕСКИХ ЭЛЕМЕНТОВ Д.И.МЕНДЕЛЕЕВА

www.calc.ru

Периоды	Ряды	Г Р У П П Ы Э Л Е М Е Н Т О В																Энергетические уровни	
		I		II		III		IV		V		VI		VII		VIII			
		а	б	а	б	а	б	а	б	а	б	а	б	а	б	а	б		
1	1	H ВОДОРОД 1,008																He ГЕЛИЙ 4,003	2
2	2	Li ЛИТИЙ 6,941	Be БЕРИЛЛИЙ 9,0122	B БОР 10,811	C УГЛЕРОД 12,011	N АЗОТ 14,007	O КИСЛОРОД 15,999	F ФТОР 18,998										Ne НЕОН 20,179	10
3	3	Na НАТРИЙ 22,99	Mg МАГНИЙ 24,312	Al АЛЮМИНИЙ 26,982	Si КРЕМНИЙ 28,086	P ФОСФОР 30,974	S СЕРА 32,064	Cl ХЛОР 35,453										Ar АРГОН 39,948	18
4	4	K КАЛИЙ 39,102	Ca КАЛЬЦИЙ 40,08	Sc СКАНДИЙ 44,956	Ti ТИТАН 47,88	V ВАНАДИЙ 50,941	Cr ХРОМ 51,996	Mn МАРГАНЕЦ 54,938	Fe ЖЕЛЕЗО 55,845	Co КОБАЛЬТ 58,933	Ni НИКЕЛЬ 58,7								
	5	Cu МЕДЬ 63,546	Zn ЦИНК 65,37	Ga ГАЛЛИЙ 69,72	Ge ГЕРМАНИЙ 72,59	As МЫШЬЯК 74,922	Se СЕЛЕН 78,96	Br БРОМ 79,904											Kr КРИПТОН 83,8
5	6	Rb РУБИДИЙ 85,468	Sr СТРОНЦИЙ 87,62	Y ИТРИЙ 88,906	Zr ЦИРКОНИЙ 91,22	Nb НИОБИЙ 92,906	Mo МОЛИБДЕН 95,94	Tc ТЕХНЕЦИЙ [99]	Ru РУТЕНИЙ 101,07	Rh РОДИЙ 102,906	Pd ПАЛЛАДИЙ 106,4								
	7	Ag СЕРЕБРО 107,868	Cd КАДМИЙ 112,41	In ИНДИЙ 114,82	Sn ОЛОВО 118,69	Sb СУРЬМА 121,75	Te ТЕЛЛУР 127,6	I ИОД 126,905											Xe КСЕНОН 131,3
6	8	Cs ЦЕЗИЙ 132,905	Ba БАРИЙ 137,34	57-71 ЛАНТАНОИДЫ		Hf ГАФИЙ 178,49	Ta ТАНТАЛ 180,948	W ВОЛЬФРАМ 183,85	Re РЕНИЙ 186,207	Os ОСМИЙ 193,2	Ir ИРИДИЙ 192,22	Pt ПЛАТИНА 195,09							
	9	Au ЗОЛОТО 196,967	Hg РУТУТЬ 200,59	Tl ТАЛЛИЙ 204,37	Pb СВИНЕЦ 207,19	Bi ВИСМУТ 208,98	Po ПОЛОНИЙ [210]	At АСТАТ [210]											Rn РАДОН [222]
7	10	Fr ФРАНЦИЙ [223]	Ra РАДИЙ [226]	89-103 АКТИНОИДЫ		Rf РЕЗЕРФОРДИЙ [261]	Db ДУБИЙ [262]	Sg СИБОГИЙ [263]	Bh БОРИЙ [262]	Hn ХАНИЙ [265]	Mt МЕЙТНЕРИЙ [268]	110							
ВЫСШИЕ ОКСИДЫ		R ₂ O	RO	R ₂ O ₃	RO ₂	R ₂ O ₅	RO ₃	R ₂ O ₇											RO ₄
ЛЕТУЧИЕ ВОДОРОДНЫЕ СОЕДИНЕНИЯ						RH ₄	RH ₃	H ₂ R	HR										



Д.И. Менделеев
1834–1907



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

Л А Н Т А Н О И Д Ы

57 La ЛАНТАН 138,906	58 Ce ЦЕРИЙ 140,12	59 Pr ПРАЗЕОДИМ 140,908	60 Nd НЕОДИМ 144,24	61 Pm ПРОМЕТИЙ [145]	62 Sm САМАРИЙ 150,4	63 Eu ЕВРОПИЙ 151,96	64 Gd ГАДОЛИНИЙ 157,25	65 Tb ТЕРБИЙ 158,926	66 Dy ДИСПРОЗИЙ 162,5	67 Ho ГОЛЬМИЙ 164,93	68 Er ЭРБИЙ 167,26	69 Tm ТУЛИЙ 168,934	70 Yb ИТТЕРБИЙ 173,04	71 Lu ЛУТЕЦИЙ 174,97
-----------------------------------	---------------------------------	--------------------------------------	----------------------------------	-----------------------------------	----------------------------------	-----------------------------------	-------------------------------------	-----------------------------------	------------------------------------	-----------------------------------	---------------------------------	----------------------------------	------------------------------------	-----------------------------------

А К Т И Н О И Д Ы

89 Ac АКТИНИЙ [227]	90 Th ТОРИЙ 232,038	91 Pa ПРОТАКТИНИЙ [231]	92 U УРАН 238,029	93 Np НЕПТУНИЙ [237]	94 Pu ПЛУТОНИЙ [244]	95 Am АМЕРИЦИЙ [243]	96 Cm КЮРИЙ [247]	97 Bk БЕРКЛИЙ [247]	98 Cf КАЛИФОРНИЙ [251]	99 Es ЭНШТЕЙНИЙ [254]	100 Fm ФЕРМИЙ [257]	101 Md МЕНДЕЛЕВИЙ [258]	102 No НОБЕЛИЙ [259]	103 Lr ЛОУРЕНСИЙ [260]
----------------------------------	----------------------------------	--------------------------------------	--------------------------------	-----------------------------------	-----------------------------------	-----------------------------------	--------------------------------	----------------------------------	-------------------------------------	------------------------------------	----------------------------------	--------------------------------------	-----------------------------------	-------------------------------------

Основной недостаток короткопериодной ПСХЭ – резкое отличие свойств элементов, находящихся в разных подгруппах одной группы.

Длиннопериодная ПСХЭ

Периоды

Группы

Group	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18	
Period	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18	
1	H Hydrogen 1.00794																He Helium 4.002602		
2	Li Lithium 6.941	Be Beryllium 9.012182	Lv Livermorium (292)										B Boron 10.811	C Carbon 12.0107	N Nitrogen 14.0067	O Oxygen 15.9994	F Fluorine 18.9984032	Ne Neon 20.1797	
3	Na Sodium 22.98976928	Mg Magnesium 24.3050	Lv Livermorium (292)										Al Aluminum 26.9815386	Si Silicon 28.0855	P Phosphorus 30.973762	S Sulfur 32.065	Cl Chlorine 35.453	Ar Argon 39.948	
4	K Potassium 39.0983	Ca Calcium 40.078	Sc Scandium 44.955912	Ti Titanium 47.887	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 74.92160	Se Selenium 78.96	Br Bromine 79.904	Kr Krypton 83.798	
5	Rb Rubidium 85.4678	Sr Strontium 87.62	Y Yttrium 88.90585	Zr Zirconium 91.224	Nb Niobium 92.90638	Mo Molybdenum 95.96	Tc Technetium (97.9072)	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 121.760	Te Tellurium 127.60	I Iodine 126.90447	Xe Xenon 131.293	
6	Cs Cesium 132.9054519	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 192.227	Pt Platinum 195.084	Au Gold 196.966569	Hg Mercury 200.59	Tl Thallium 204.3833	Pb Lead 207.2	Bi Bismuth 208.98040	Po Polonium (209.9824)	At Astatine (209.9871)	Rn Radon (222.0176)
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 (292)	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 parentheses.

57	58	59	60	61	62	63	64	65	66	67	68	69	70	71
La Lanthanum 138.90547	Ce Cerium 140.116	Pr Praseodymium 140.90765	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 167.259	Tm Thulium 168.93421	Yb Ytterbium 173.054	Lu Lutetium 174.9668
89	90	91	92	93	94	95	96	97	98	99	100	101	102	103
Ac Actinium (227)	Th Thorium 232.03806	Pa Protactinium 231.03688	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)

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.

Группы

Группа – вертикальный ряд элементов в ПСХЭ.

Группа состоит из двух подгрупп – главной (обозначается А) и побочной (обозначается В)

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.

Свойства атомов

Металличность – способность атомов отдавать электроны.

Способность к отдаче электронов количественно определяется *потенциалом ионизации*.

Потенциал ионизации (I) – энергия, необходимая для отрыва наиболее слабо связанного с ядром электрона от атома.

$$[I] = \text{эВ}$$

Неметалличность – способность атомов присоединять электроны.

Способность к принятию электронов количественно определяется *сродством к электрону*.

Сродство к электрону – энергия, которая выделяется при присоединении электрона к атому, молекуле или радикалу.

$$[A_{cp}] = \text{эВ}$$

Электроотрицательность (ЭО) – способность атомов перетягивать на себя электронную плотность (валентные электроны и электронные пары).

$$X = \frac{I + A_{cp}}{2}$$

$$X(Li) = 5,61$$

$$X(F) = 21,04$$

Упрощение – относим все значения к электроотрицательности лития

$$\text{ЭО} = \frac{X_i}{X_{Li}}$$

Получаем

$$\text{ЭО}(Li) = 1$$

$$\text{ЭО}(F) = 4$$

Группа	IA	IIA	IIIB	IVB	VB	VIB	VII B	VIII B	VIII B	VIII B	IB	IIB	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA	VIIIA
Период																		
1	H 2.0																	He 4.5
2	Li 0.98	Be 1.57											B 2.04	C 2.55	N 3.2	O 3.44	F 3.98	Ne 4.4
3	Na 0.93	Mg 1.31											Al 1.61	Si 1.6	P 2.0	S 2.58	Cl 3.0	Ar 4.3
4	K 0.82	Ca 1.00	Sc 1.36	Ti 1.54	V 1.63	Cr 1.66	Mn 1.55	Fe 1.83	Co 1.88	Ni 1.91	Cu 1.90	Zn 1.65	Ga 1.81	Ge 2.01	As 2.18	Se 2.55	Br 2.96	Kr 3.00
5	Rb 0.82	Sr 0.95	Y 1.22	Zr 1.33	Nb 1.6	Mo 2.16	Tc 1.9	Ru 2.2	Rh 2.28	Pd 2.20	Ag 1.93	Cd 1.69	In 1.78	Sn 1.96	Sb 2.21	Te 2.1	I 2.66	Xe 2.60
6	Cs 0.79	Ba 0.89	*	Hf 1.3	Ta 1.5	W 2.36	Re 1.9	Os 2.2	Ir 2.20	Pt 2.28	Au 2.64	Hg 2.2	Tl 1.62	Pb 2.33	Bi 2.02	Po 2.3	At 2.2	Rn 2.2
7	Fr 0.8	Ra 0.9	**	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Ds	Rg	Cn	Uut	Uuq	Uup	Uuh	Uus	Uuo
Лантаноиды	*	La 1.1	Ce 1.12	Pr 1.13	Nd 1.14	Pm 1.13	Sm 1.17	Eu 1.2	Gd 1.2	Tb 1.1	Dy 1.22	Ho 1.23	Er 1.24	Tm 1.25	Yb 1.1	Lu 1.27		
Актиноиды	**	Ac 1.1	Th 1.3	Pa 1.5	U 1.38	Np 1.36	Pu 1.28	Am 1.13	Cm 1.28	Bk 1.3	Cf 1.3	Es 1.3	Fm 1.3	Md 1.3	No 1.3	Lr 1.291		



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

$$w(H) = I$$

3. Фтор в соединениях всегда проявляет валентность I.

$$w(F) = I$$

4. Цинк всегда проявляет валентность II.

$$w(Zn) = II$$

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

$$w(O) = II$$

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.

$$w_{max} = \text{№ группы}$$

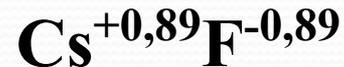
- Исключения: фтор, азот, кислород, элементы 1, 2, 8 групп побочных подгрупп, благородные газы.

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

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.

$$CT.OK_{max} = +w_{max}$$

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

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

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

Периодическое изменение свойств атомов и их соединений по периодам и группам

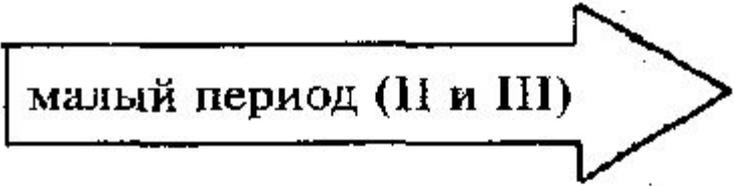
По группе сверху вниз:

- Радиус атома увеличивается.
- Прочность связи электронов с ядром уменьшается.
- Потенциал ионизации уменьшается.
- Сродство к электрону уменьшается.
- ЭО уменьшается.
- Металличность увеличивается.
- Неметалличность уменьшается.
- Восстановительные свойства увеличиваются.
- Окислительные свойства уменьшаются.

По периоду слева направо:

- Радиус атома уменьшается.
- Прочность связи электронов с ядром увеличивается.
- Сродство к электрону увеличивается
- Потенциал ионизации увеличивается.
- ЭО увеличивается.
- Металличность уменьшается.
- Неметалличность увеличивается
- Восстановительные свойства уменьшаются.
- Окислительные свойства увеличиваются.

Периодическая система химических элементов



малый период (II и III)

- Заряд ядер атомов увеличивается.
- Число электронных слоев атомов не изменяется.
- Число электронов на внешнем слое атомов увеличивается от 1 до 8.
- Радиус атомов уменьшается.
- Прочность связи электронов внешнего слоя с ядром увеличивается.
- Энергия ионизации увеличивается.
- Сродство к электрону увеличивается.
- Электроотрицательность увеличивается.
- Металличность элементов уменьшается.
- Неметалличность элементов увеличивается.

Периодическая система химических элементов

Г
Л
А
В
Н
А
Я

П
О
Д
Г
Р
У
П
А

- Число электронных слоев атомов увеличивается.
- Число электронов на внешнем слое атомов одинаково.
- Радиус атомов увеличивается.
- Прочность связи электронов внешнего слоя с ядром уменьшается.
- Энергия ионизации уменьшается.
- Сродство к электрону уменьшается.
- Электроотрицательность уменьшается.
- Металличность элементов увеличивается.
- Неметалличность элементов уменьшается.