

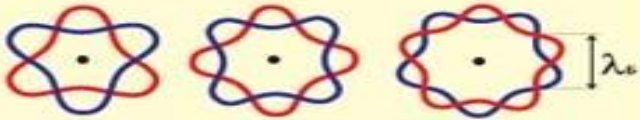
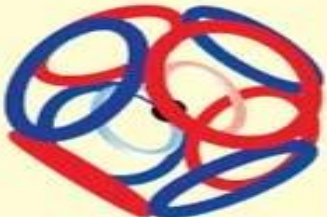
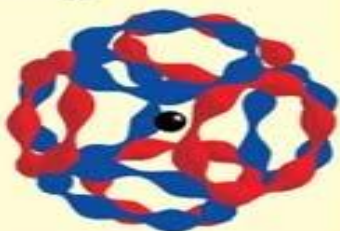
Строение атома и периодический закон Д. И. Менделеева



План лекции

- Планетарная модель атома.
- Квантово-механическая модель атома водорода: двойственная природа электрона; орбиталь, квантовые числа.
- Периодический закон и периодическая система Д.И. Менделеева.
- Периодические свойства элементов:
 - ✓ энергия ионизации,
 - ✓ сродство к электрону,
 - ✓ электроотрицательность,
 - ✓ радиус атомов,
 - ✓ окислительно-восстановительные свойства.

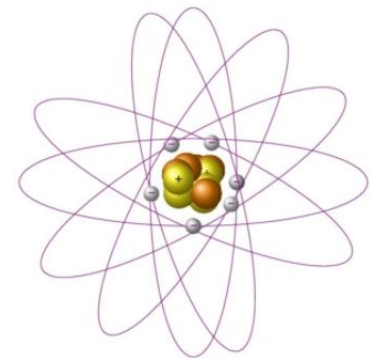
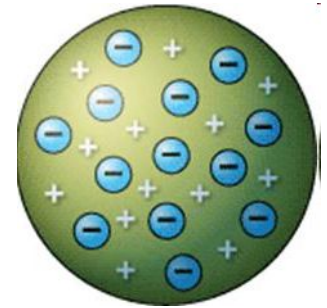
Атом (от др.-греч. ἄτομος — неделимый) — наименьшая, химически неделимая часть химического элемента, являющаяся носителем его свойств.

Модель "Булка с изюмом" Дж. Дж. ТОМСОН (1903) 	Ядерная модель Э. РЕЗЕРФОРД (1911) 
Планетарная модель Э. РЕЗЕРФОРД – Н. БОР (1913) 	Волновая модель Л. ДЕ БРОЙЛЬ (1924) 
Квантово-механическая модель Э. ШРЕДИНГЕР (1926) 	Орбитальная модель Г. УАЙТ (1931) 
Кольцевая модель К. СНЕЛЬСОН (1963) 	Волногранная модель 

Современная модель строения атома

В основе современной теории строения атома лежат работы:

- Дж. Томсона (который в 1897 г. открыл электрон, а в 1904 г. предложил модель строения атома, согласно которой атом – это заряженная сфера с вкрапленными электронами (модель «кекс с изюмом»)).
- Э. Резерфорда (который в 1910 г. открыл ядро и предложил ядерную планетарную модель атома). Однако, планетарная модель строения атома противоречит классической электродинамике, т. к. электрон, вращающийся вокруг ядра, должен непрерывно излучать энергию, в результате чего он за очень короткий промежуток времени (с) упадет на ядро, и атом прекратит свое существование.

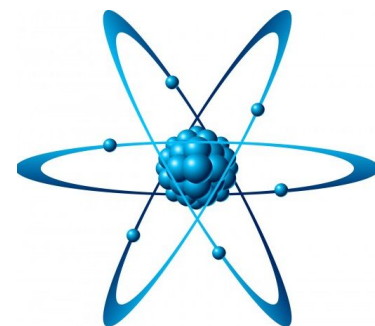


Недостатки модели Резерфорда были устранены Н. Бором, который, дополнив ее новыми постулатами, представил динамическую модель строения атома водорода.

- Н. Бора (который в 1910 г. предложил динамическую модель строения атома водорода), В основу своей теории Н. Бор положил следующие постулаты:

- 1) В изолированном атоме существуют орбиты, двигаясь по которым, электрон не излучает энергию. Такие орбиты называются стационарными характеризуются энергией находящегося на них электрона E_n , где n – номер орбиты.

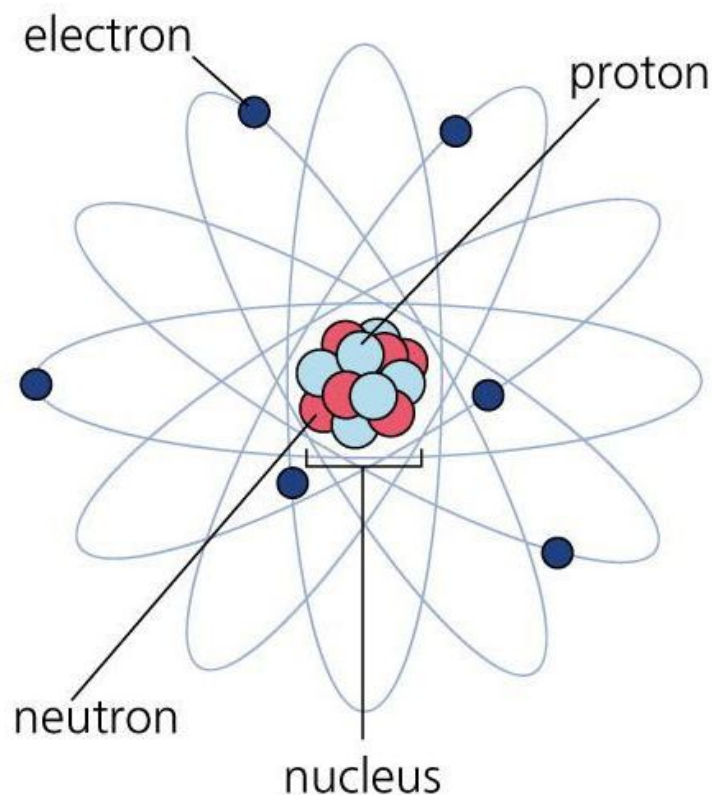
- 2) При переходе электрона с орбиты (энергетический уровень) на орбиту излучается или поглощается квант энергии. При переходе с верхнего уровня на нижний энергия излучается, при переходе с нижнего на верхний — поглощается.



- М. Планка (который в 1900 г. высказал предложение, что вещества поглощают и пропускают энергию дискретными пропорциями, названными им квантами),
- А. Эйнштейна (который в 1905 г предсказал, что любое излучение представляет собой поток квантов энергии, названными им фотонами),
- Луи де Бройля (который в 1924 г. выдвинул предложение, что электрон характеризуется также корпускулярно-волновым дуализмом),
- Вернера Гейзенберга (который в 1927 г. постулировал принцип неопределенности),
- Эрвина Шредингера (который в 1926 г. вывел математическое описание поведения электрона в атоме) и многих других. Работы этих ученых заложили основу квантовой механики, изучающей движение и взаимодействие микрочастиц.

Пространство вокруг ядра, в котором вероятность нахождения электрона достаточно велика, называется *орбиталью*.

Вероятность нахождения электрона внутри данной области пространства составляет не менее 95 %.



• **Современная модель строения атома** базируется на четырех положениях:

1. В центре атома находится положительно заряженное ядро, занимающее ничтожную часть пространства внутри атома (например, радиус атома водорода сост. 0,046 нм, а радиус протона или ядра атома водорода составляет $6,5 \cdot 10^{-7}$ нм).
2. Положительный заряд и почти вся масса атома сосредоточены в ядре атома.
3. Ядра атомов состоят из протонов и нейтронов (общее название **нуклоны**). Число протонов в ядре равно порядковому номеру элемента, а сумма чисел протонов (p) и нейтронов (n) соответствует его массовому числу.
4. Вокруг ядра по орбиталям вращаются электроны. Число электронов в невозбужденном (основном) сост. равно заряду ядра.

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 ${}_1p$</i>	$1,6 \cdot 10^{-19}$	+1	$1,67 \cdot 10^{-24}$	1,00728
<i>Нейтрон ${}_0n$</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.***

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

A – массовое число.

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

Z – заряд ядра (порядковый номер элемента).

$N({}_1p)$ – число протонов.

$N(e^-)$ – число электронов.

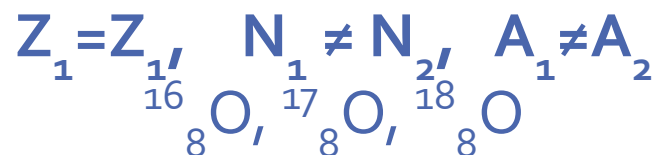
$$Z = N({}_1p) = N(e^-)$$

$N({}_on)$ – число нейтронов.

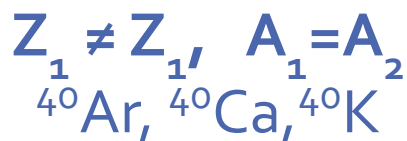
$$N({}_on) = A - Z$$

Нуклиды — это отдельный вид атомов какого-либо химического элемента с ядром, состоящим из строго определённого числа протонов и нейтронов, и которое находится в определённом энергетическом состоянии.

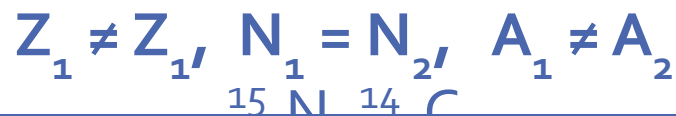
Изотопы — атомы одного и того же химического элемента, отличающиеся числом нейтронов, а, следовательно, и массой.



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.



Квантовые числа

Атом - квантовая система, т.е. система микрочастиц, поведение которых описывается законами квантовой механики при помощи четырех квантовых чисел.

1. Главное квантовое число - n характеризует уровень энергии электрона и удаленность этого уровня от ядра. Целые числа (1, 2, 3, 4 и т. д.), характеризуют стационарные орбитали. Для реально существующих атомов n может иметь значения целых чисел от 1 до 7, соответственно номеру периода, в котором находится элемент. Соответствующие энергетические уровни (электронные слои) обозначаются большими буквами латинского алфавита.

С увеличением n возрастают энергия электрона и размер электронного облака.

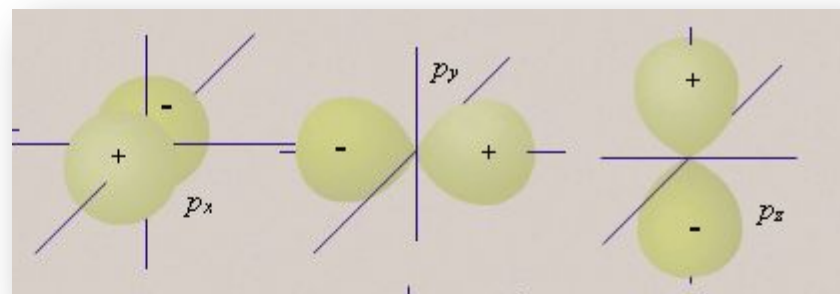
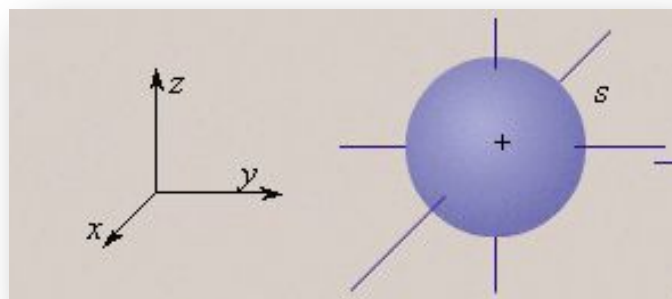
n	1	2	3	4	5	6	7
	K	L	M	N	O	P	Q

2. **Орбитальное (побочное или азимутальное - ℓ) квантовое число** определяет форму атомной орбитали и характеризует энергетические подуровни.

Величина ℓ принимает целочисленные значения от 0 до $(n - 1)$ и может обозначаться буквами.

ℓ	0	1	2	3	4	5
	s	p	d	f	g	h

Каждому значению ℓ соответствует орбиталь особой формы, например s-орбиталь имеет сферическую форму, p-орбиталь – гантель.



На одном энергетическом уровне энергия подуровней возрастает в ряду $E_s < E_p < E_d < E_f < E_g$.

Каждому n соответствует свой набор ℓ .

В первом уровне ($n = 1$) может быть одна s-орбиталь;

во втором ($n = 2$) две s- и p-,

в третьем ($n = 3$) s-, p- и d-,

в четвертом ($n = 4$) s-, p-, d- и f- орбитали и т. д.

$s \quad p \quad d \quad f$
 $n=4 \quad \ell=0, 1, 2, 3$

$s \quad p \quad d$
 $n=3 \quad \ell=0, 1, 2$

$s \quad p$
 $n=2 \quad \ell=0, 1$

s
 $n=1 \quad \ell=0$



3. *Магнитное квантовое число m_l*

m_l – характеризует ориентацию орбиталей в пространстве; принимает значения $-\ell \dots 0 \dots +\ell$.

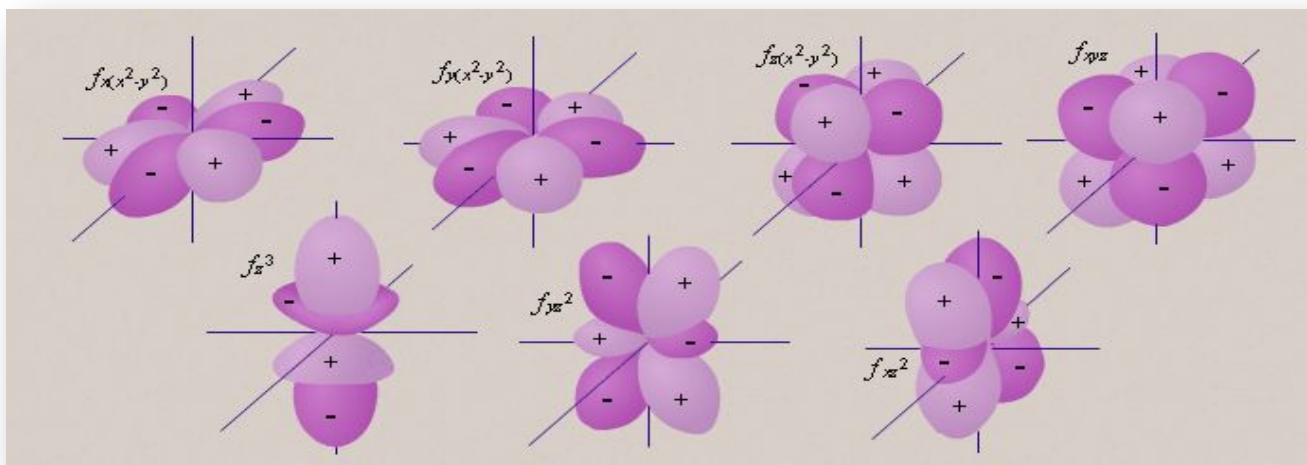
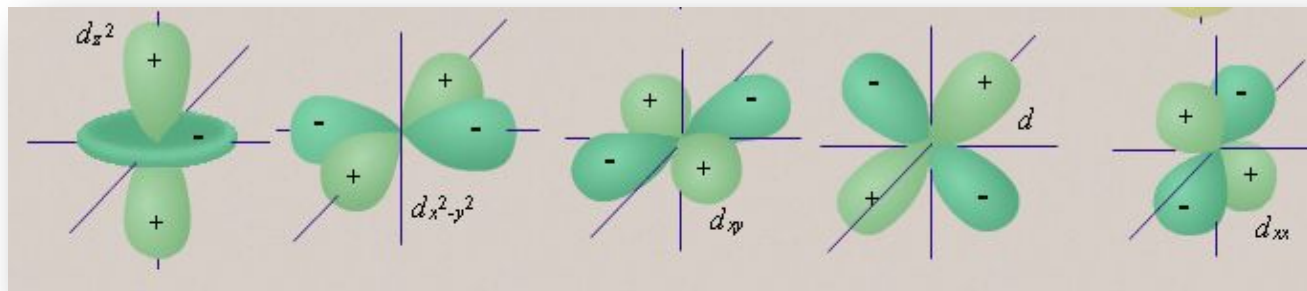
Величина m_l принимает целочисленные значения от $-\ell$ до $+\ell$, включая ноль, и меняется скачкообразно. Это означает, что для каждой формы орбитали существует $(2\ell + 1)$, энергетически равноценных ориентации в пространстве.

Так при $\ell = 0$ $m_l = 0$ – это s-подуровень, имеющий одну орбиталь шарообразной формы;

при $\ell = 1$ $m_l = -1; 0; +1$ – это p-подуровень, имеющий три оболочки гантелеобразной формы;

при $\ell = 2$ $m_l = -2; -1; 0; +1; +2$ – это d подуровень - пять орбиталей;

а при $\ell = 3$ $m_l = -3; -2; -1; 0; +1; +2; +3$ это f-подуровень семь орбиталей.



4. Магнитное спиновое квантовое число (m_s) характеризует механический момент движения электронов и имеет два значения $+1/2$ и $-1/2$, соответствующие противоположным направлениям вращения.

Спин — это собственный момент импульса электрона, не связанный с движением в пространстве. Для всех электронов абсолютное значение спина всегда равно $s = 1/2$.

Электроны с разными спинами обычно обозначаются противоположно направленными стрелками $\uparrow \downarrow$.

Каждая электронная орбиталь в атоме (или **атомная орбиталь** (АО)) характеризуется тремя квантовыми числами: n , l и m_l .

Общее число АО равно n^2 . Условно атомную орбиталь обозначают в виде клеточки.

Состояние электрона в атоме полностью характеризуется четырьмя квантовыми числами n , l , m_l , и m_s .

Электронные конфигурации атомов

Распределение электронов по уровням и подуровням подчиняется определенным закономерностям.

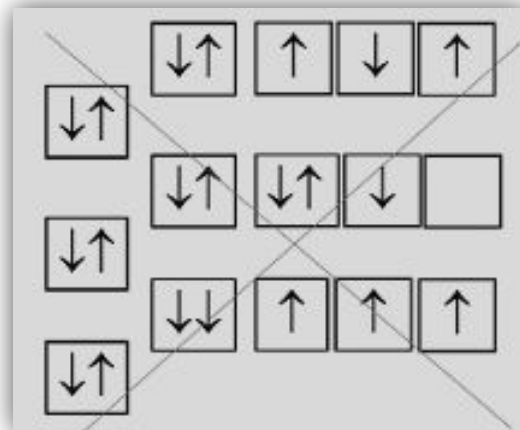
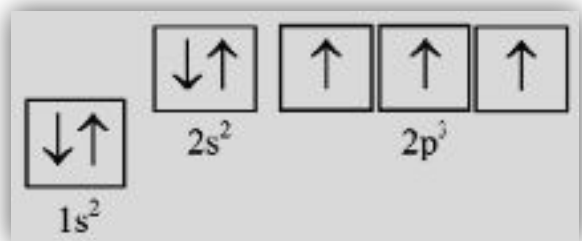
Принцип наименьшей энергии. Если электрон находится в основном (невозбужденном) состоянии, он располагается в атоме так, чтобы его энергия была минимальной. Значит, в уровни будут заполняться по возрастанию главного квантового числа.

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

$$N_n = 2n^2$$

Конкретная реализация этого принципа отражается с помощью принципа Паули и правил Хунда и Клечковского. Распределение электронов по энергетическим уровням и подуровням изображают в виде электронных и графических электронных формул.

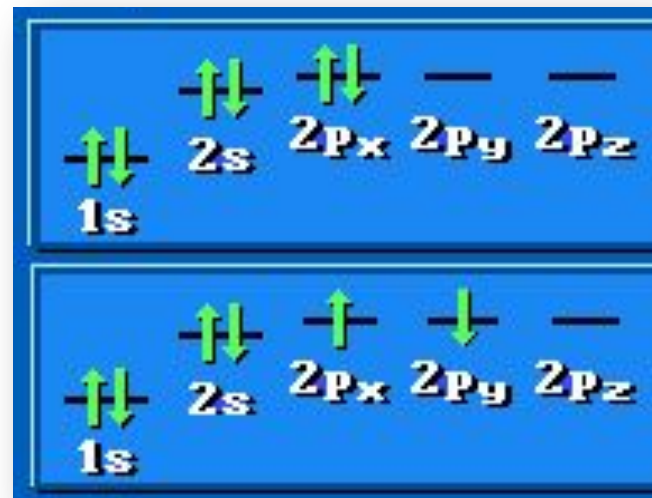
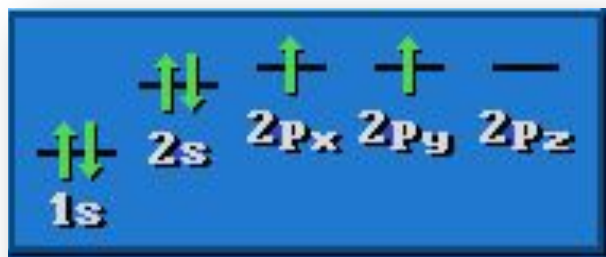
Принцип Паули. В атоме не может быть двух электронов, у которых значения всех квантовых чисел (n , l , m_l , m_s) были бы одинаковы, т. е. на каждой орбитали может находиться не более двух электронов (с противоположными спинами).



Правило Клечковского. В основном состоянии каждый электрон располагается так, чтобы его энергия была минимальной. Чем меньше сумма ($n + l$), тем меньше энергия орбитали. При заданном значении ($n + l$) наименьшую энергию имеет орбиталь с меньшим n . Энергия орбиталей возрастает в ряду:



Правило Хунда. Атом в основном состоянии должен иметь максимально возможное число неспаренных электронов в пределах определенного подуровня.



Запись, отражающая распределение электронов в атоме химического элемента по энергетическим уровням и подуровням, называется **электронной конфигурацией** этого атома. В основном (невозбужденном) состоянии атома все электроны удовлетворяют принципу минимальной энергии. Это значит, что сначала заполняются подуровни, для которых:

- главное квантовое число n минимально;
- внутри уровня сначала заполняется s -подуровень, затем d - и лишь затем p - (f минимально);

В пределах одного подуровня электроны располагаются таким образом, чтобы их суммарный спин был максимален, т. е. содержал наибольшее число неспаренных электронов (правило Хунда).

При заполнении электронных атомных орбиталей выполняется принцип Паули. Его следствием является, что энергетическому уровню с номером n может принадлежать не более чем $2n^2$ электронов, расположенных на n^2 подуровнях.

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.

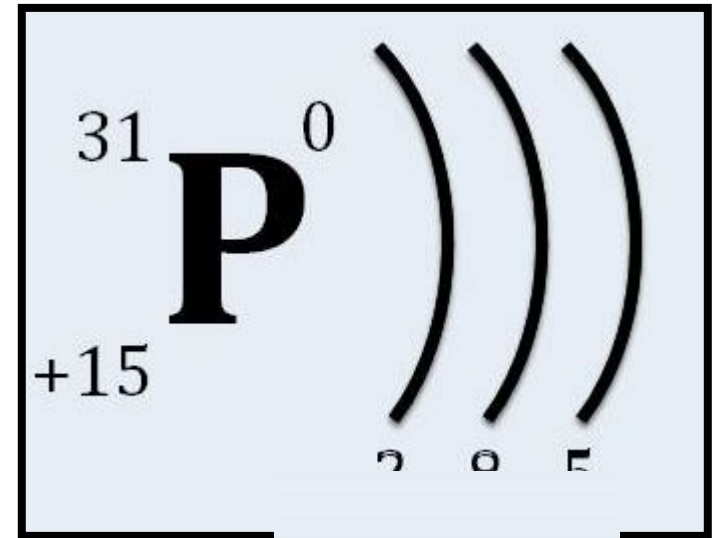
Однако, как только электроны заполнят квантовые ячейки, энергия подуровней станет строго пропорциональна величине n , так что при ионизации электроны будут уходить всегда с внешнего слоя с большим значением n .

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!!!

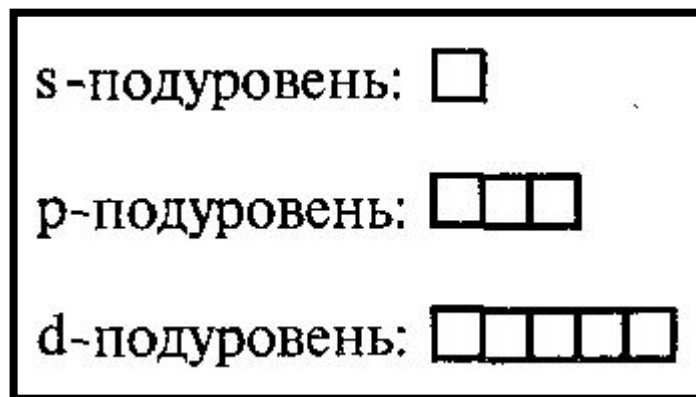


- Энергетический подуровень

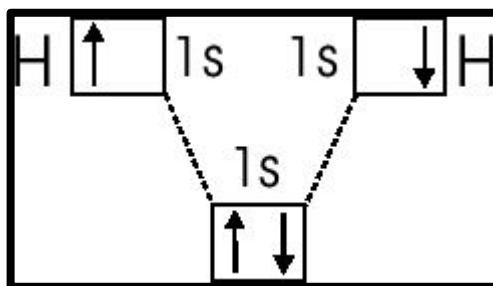
Число подуровней на каждом энергетическом уровне равно номеру уровня!!!



- Число орбиталей на подуровнях:

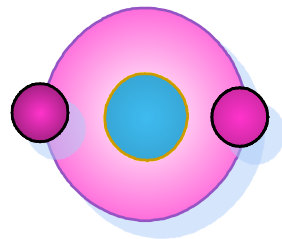


- Два электрона, находящиеся на одной орбитали, называются спаренными

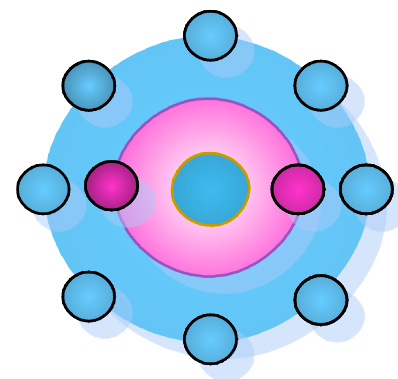


Максимальное количество электронов на энергетических уровнях

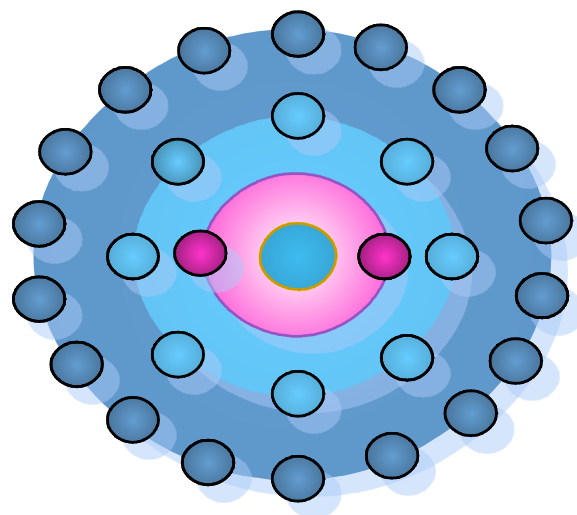
1 уровень: $2\bar{e}$



2 уровень: $8\bar{e}$



3 уровень: $18\bar{e}$

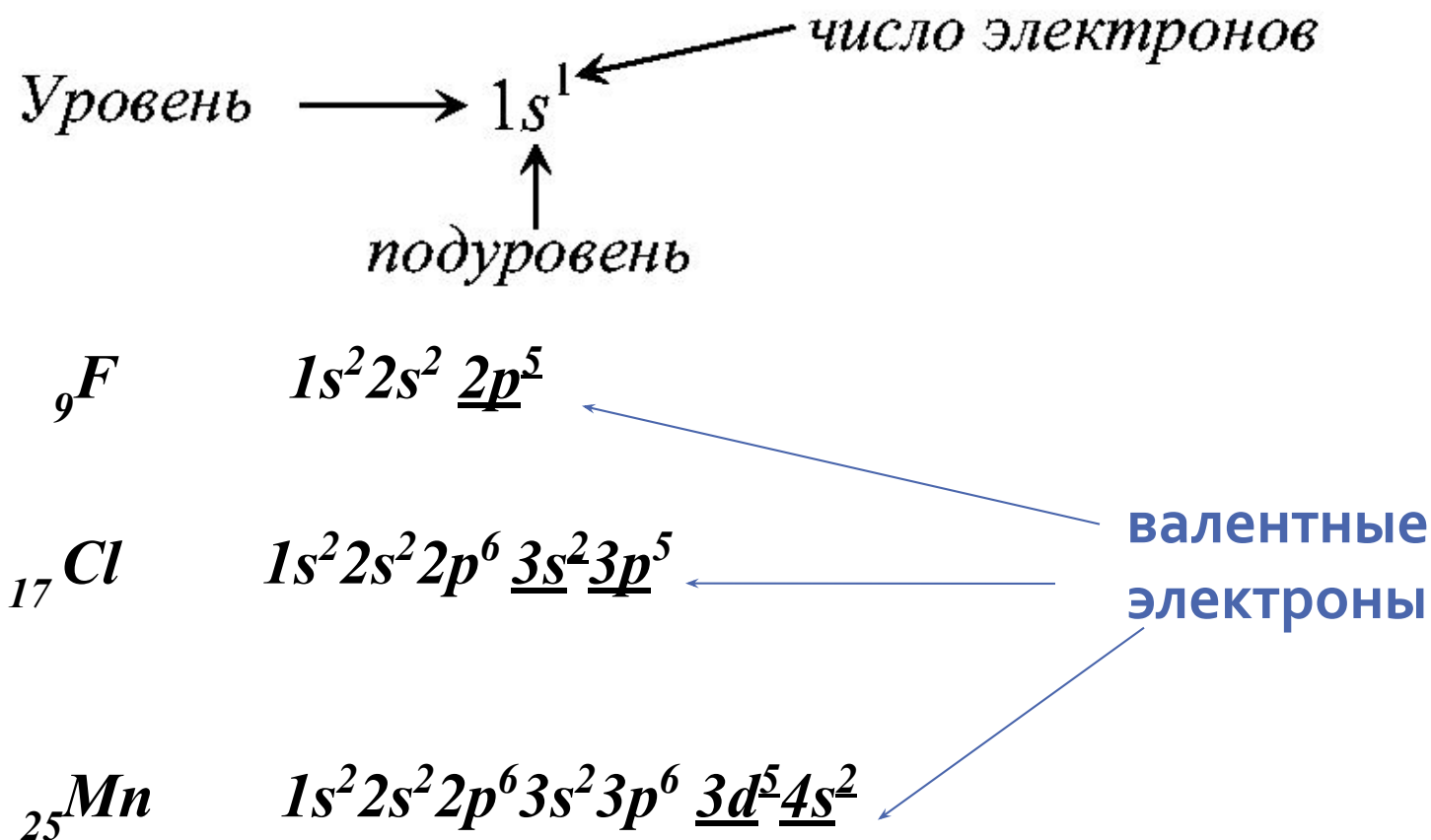


Электронные конфигурации атомов

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.

Составление электронной конфигурации атома



Валентные электроны — электроны внешнего и предвнешнего энергетических подуровней, участвующие в образовании химических связей.

«Проскок» электрона

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

Cr



«Проскок» электрона имеет место у

Cr, Cu, Ag, Tl, Mo, Nb, Tc, Ru, Rh, Pt, и Au

У *Pd* наблюдается проскок 2-х электронов

Периодический закон Д.И. Менделеева

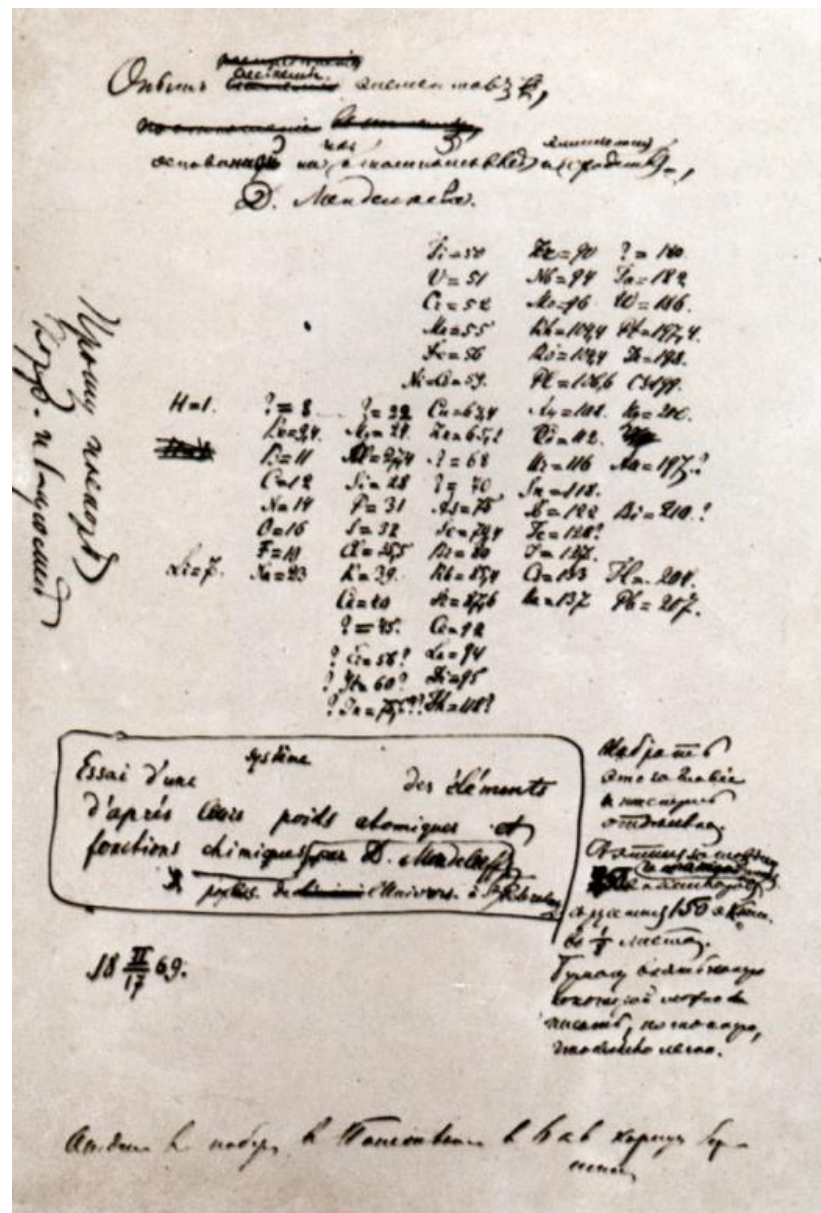
Свойства химических элементов, а также формы и свойства их соединений находятся в периодической зависимости от их атомного веса.

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) –
это графическое
отражение периодического
закона. Различают
короткопериодную и
длиннопериодную.



ПЕРИОДИЧЕСКАЯ СИСТЕМА ХИМИЧЕСКИХ ЭЛЕМЕНТОВ Д.И.МЕНДЕЛЕЕВА

www.calc.ru



Д.И. Менделеев
1834–1907

СИМВОЛ ЭЛЕМЕНТА ПОРЯДКОВЫЙ НОМЕР

Rb 37
РУБИДИЙ
85,468

НАЗВАНИЕ ЭЛЕМЕНТА

ОТНОСИТЕЛЬНАЯ АТОМНАЯ МАССА

РАСПРЕДЕЛЕНИЕ ЭЛЕКТРОНОВ ПО СЛОЯМ

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

Периоды	Ряды	Г Р У П П Ы Э Л Е М Е Н Т О В																Электронная конфигурация
		I		II		III		IV		V		VI		VII		VIII		
		a	б	a	б	a	б	a	б	a	б	a	б	a	б	б	а	
1	1	H ВОДОРОД 1,008																He ГЕЛИЙ 4,003
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	
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	
4	4	K КАЛИЙ 39,102	Ca КАЛЬЦИЙ 40,08	Sc СКАНДИЙ 44,956	Ti ТИТАН 47,88	V ВАНАДИЙ 50,942	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 [98]	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 РТУТЬ 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										

Л А Н Т А Н О И Д Ы

57 La ЛАНТАН 138,906	58 Ce ЦЕРИЙ 140,12	59 Pr ПРАЗЕДИЙ 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 ТЕБЕРИЙ 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 ПУТОНИЙ [244]	95 Am АМЕРИЦИЙ [243]	96 Cm КУРИЙ [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

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																Ne Neon 20.1797
3	Na Sodium 22.98976928	Mg Magnesium 24.3050																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 74.92160	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 Caesium 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 192.217	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 (288)	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)

Other nonmetals

Noble gases

Alkali metals

Alkaline earth metals

Metalloids

Halogens

Post-transition metals

Transition metals

Lanthanoids

Actinoids

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

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
Ac Actinium (227)	Th Thorium 232.03806	Pa Protactinium 231.03588	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)

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.

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.

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.

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.

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

Группа	IA	IIA	IIIB	IVB	VB	VIB	VII B	VIIIB	VIIIB	VIIIB	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 – это способность атомов химических элементов образовывать строго определенное число связей в соединении.

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

Элементы проявляют или постоянную (H, F, Zn, IA, IIA, IIIA групп), или переменную валентность.

Наивысшую (максимальную) валентность большинства элементов можно определять по таблице Менделеева: она совпадает с номером группы. Исключения: F, O, N, IB, IIB, VIIIA, VIIIB групп.

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

Характеристики химических элементов закономерно изменяются в группах и периодах.

В периодах (с увеличением порядкового номера)

- 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),
- ослабевает основной характер гидроксидов и соответствующих оксидов,
- возрастает кислотный характер гидроксидов и соответствующих оксидов.

В группах (с увеличением порядкового номера):

- увеличивается заряд ядра;
- увеличивается радиус атомов.

Только в А-группах:

- уменьшается прочность связи электронов с ядром (энергия ионизации);
- уменьшается электроотрицательность;
- ослабевают окислительные свойства простых веществ (неметалличность);
- усиливаются восстановительные свойства простых веществ (металличность);
- возрастает основной характер гидроксидов и соответствующих оксидов;
- ослабевают кислотный характер гидроксидов и соответствующих оксидов;
- снижается устойчивость водородных соединений (повышается их восстановительная активность).

Спасибо за внимание!

