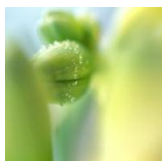
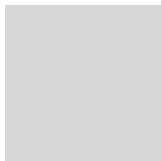
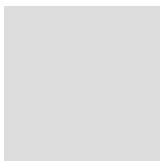




Общая и неорганическая ХИМИЯ



Основные понятия химии



Современное определение химии

система химических наук (органическая, неорганическая, аналитическая, физическая химия и т.д.), главной задачей которых является изучение химических процессов (реакций) образования и разрушения молекул (химическая связь), а также взаимосвязей и переходов между этими процессами и другими формами движениями материи (электромагнитные поля и излучения и т.д.).



Основные понятия химии



Вещество — вид материи, которая обладает массой покоя. Состоит из элементарных частиц: электронов, протонов, нейтронов, мезонов и др. Химия изучает главным образом вещество, организованное в атомы, молекулы, ионы и радикалы.

Вещество — вид материи с определёнными химическими и физическими свойствами. Совокупность атомов, атомных частиц или молекул, находящаяся в определённом агрегатном состоянии.



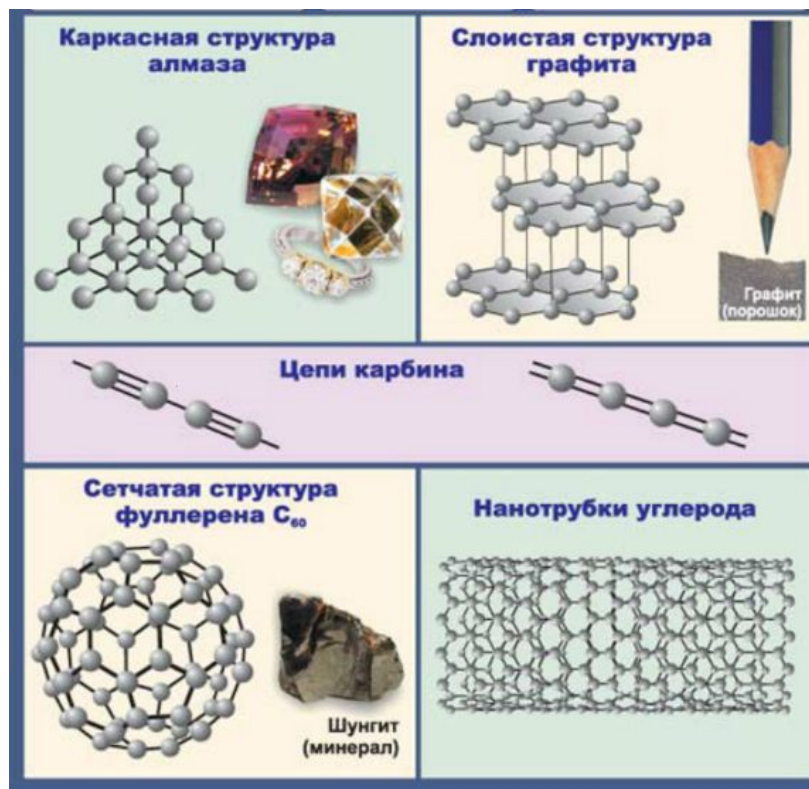
Основные понятия химии



Из веществ состоят физические тела

Медь — вещество, а медная монета — физическое тело.

Углерод даёт четыре типа веществ — карбин, алмаз, графит и фуллерены



Основные понятия химии



Вещества принято подразделять на простые и сложные

Простые вещества образованы атомами одного хим. элемента и потому являются формой его существования в свободном состоянии, например сера, железо, озон, алмаз.



Сложные вещества - вещества, состоящие из атомов разных химических элементов: кислоты, вода и др.



Основные понятия химии



Молекула (molecula, уменьшит. от лат. moles – масса), микрочастица, образованная из двух или большего числа атомов и способная к самостоятельному существованию.

Имеет постоянный состав (качественный и количественный) входящих в нее атомных ядер и фиксированное число электронов и обладает совокупностью свойств, позволяющих отличать одну молекулу от других, в т. ч. от молекул того же состава.

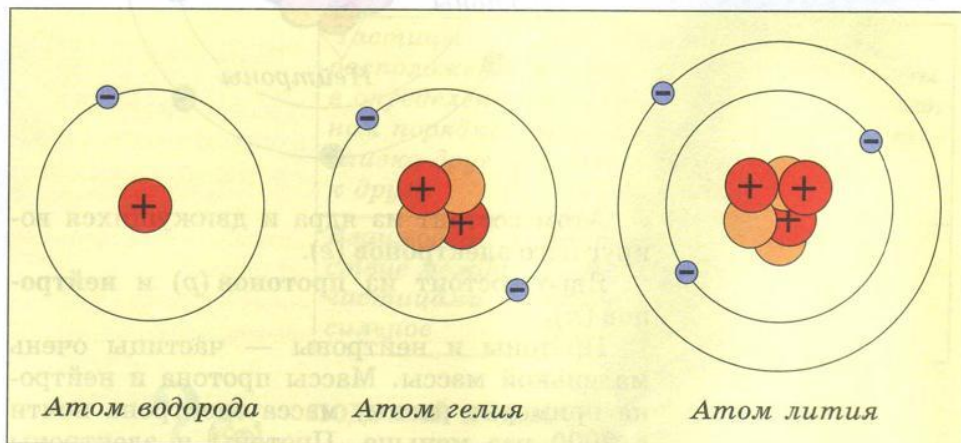


Основные понятия химии

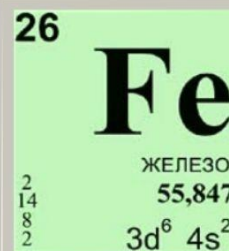


Атом (от греч. atomos – неделимый), наименьшая частица химического элемента, сохраняющая все его химические свойства.. Каждому химическому элементу соответствует совокупность определенных атомов.

Химический элемент - это вид атомов, характеризующийся определенными зарядами ядер и строением электронных оболочек.



I. КАК ХИМИЧЕСКИЙ ЭЛЕМЕНТ



Химический элемент VIII гр.
Периодической системы
Д.И. Менделеева.
Атомный номер 26,
атомная масса 55.847.

Основные понятия химии



ПЕРИОДИЧЕСКАЯ СИСТЕМА ХИМИЧЕСКИХ ЭЛЕМЕНТОВ Д.И.МЕНДЕЛЕЕВА

www.calc.ru

Д.И. Менделеев
1834-1907

Периоды	Ряды	Г Р У П П Ы Э Л Е М Е Н Т О В																Затраченные элементы	
		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	Н водород 1,00794																He гелий 4,002602	2
2	2	Li литий 6,941	Be бериллий 9,00947	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 22,98976928	Mg магний 24,304	Al алюминий 26,9815386	Si кремний 28,08558	P фосфор 30,973762	S сера 32,06	Cl хлор 35,453										Ar аргон 39,948	18
4	4	K калий 39,0983	Ca кальций 40,078	Sc скандий 44,955912	Ti титан 47,88	V ванадий 50,9415	Cr хром 51,9961	Mn марганец 54,938045	Fe железо 55,845	Co кобальт 58,933194	Ni никель 58,69								
5	5	Cu медь 63,546	Zn цинк 65,38	Ga галлий 69,723	Ge германий 72,630	As мышьяк 74,9216	Se селен 78,96	Br бром 79,904										Kr криптон 83,8	36
6	6	Rb рубидий 85,4678	Sr стронций 87,62	Y иттрий 88,90584	Zr цирконий 91,224	Nb ниобий 92,90638	Mo молибден 95,94	Tc технеций 98	Ru рутений 101,07	Rh родий 102,9055	Pd палладий 106,42								
7	7	Ag серебро 107,8682	Cd кадмий 112,411	In индий 114,818	Sn олово 118,710	Sb сурьма 121,757	Te теллур 127,6	I йод 126,90547										Xe ксенон 131,29	54
8	8	Cs цезий 132,90545196	Ba барий 137,327	La лантаноиды	Hf hafний 178,49	Ta тантал 180,94788	W вольфрам 183,84	Re рений 186,207	Os осмий 190,23	Ir иридий 192,222	Pt платина 195,084								
9	9	Au золото 196,966569	Hg ртуть 200,59	Tl таллий 204,3833	Pb свинец 207,2	Bi висмут 208,9804	Po полоний 209	At астат 210										Rn радон 222	86
7	10	Fr франций 223	Ra радий 226	Ac актиноиды	Rf рфений 261	Db дубний 262	Sg сигборгий 266	Bh боргий 264	Hn хазен 277	Mt мелитен 268									
Высшие окислы		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											

СИМВОЛ ЭЛЕМЕНТА

ПОРЯДКОВЫЙ НОМЕР

НАЗВАНИЕ ЭЛЕМЕНТА

ОТНОСИТЕЛЬНАЯ АТОМНАЯ МАССА

РАСПРЕДЕЛЕНИЕ ЭЛЕКТРОНОВ ПО СЛОЯМ

s-элементы

p-элементы

d-элементы

f-элементы

57 La лантан 138,90547	58 Ce церий 140,12	59 Pr празодим 140,90766	60 Nd неодим 144,242	61 Pm прометий 144,9127	62 Sm самарий 150,36	63 Eu европий 151,964	64 Gd гадолиний 157,25	65 Tb тербий 158,92534	66 Dy диспрозий 162,50087	67 Ho гольмий 164,93033	68 Er эрбий 167,259	69 Tm тулий 168,93421	70 Yb ytterбий 173,05468	71 Lu лютеций 174,967
------------------------------	--------------------------	--------------------------------	----------------------------	-------------------------------	----------------------------	-----------------------------	------------------------------	------------------------------	---------------------------------	-------------------------------	---------------------------	-----------------------------	--------------------------------	-----------------------------

89 Ac актиний 227	90 Th торий 232,03806	91 Pa протактиний 231	92 U уран 238,02891	93 Np нептуний 237	94 Pu плутоний 244	95 Am амерций 243	96 Cm куриум 247	97 Bk берклий 247	98 Cf калфорний 251	99 Es ейзенштейний 252	100 Fm фермий 257	101 Md мendelevium 258	102 No nobelium 259	103 Lr lawrencium 262
-------------------------	-----------------------------	-----------------------------	---------------------------	--------------------------	--------------------------	-------------------------	------------------------	-------------------------	---------------------------	------------------------------	-------------------------	------------------------------	---------------------------	-----------------------------

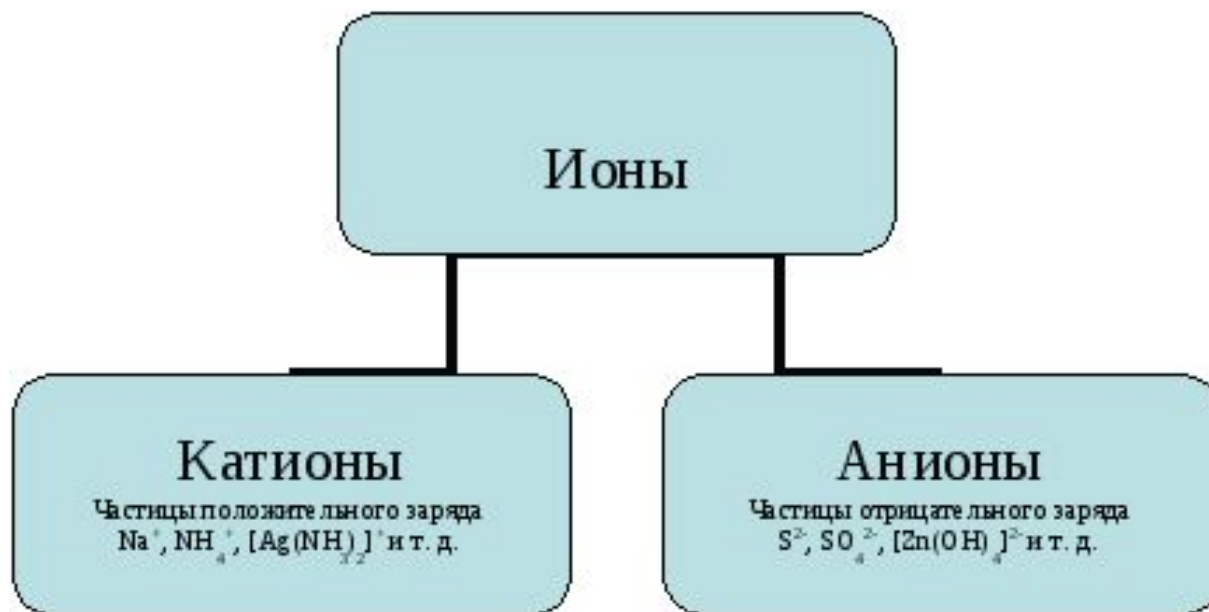
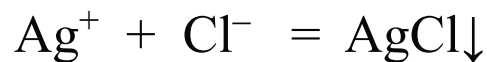
Известно 118 химических элементов из них:

- 94 обнаружены в природе (некоторые — лишь в следовых количествах),
- 24 получены искусственно в результате ядерных реакций.

Основные понятия химии



Ионы (от греч. *ion* – идущий), одноатомные или многоатомные частицы, несущие электрический заряд. Положительные ионы называют катионами (от греч. *kation*, буквально – идущий вниз), отрицательные – анионами (от греч. *anion*, буквально идущий вверх). В свободном состоянии существуют в газовой фазе (в плазме).



Основные понятия химии



Степень окисления - это условный заряд атомов химического элемента в соединении, вычисленный из предположения, что соединения состоят только из ионов.

Степени окисления могут иметь положительное, отрицательное или нулевое значение, причём знак ставится перед числом: -1, -2, +3, в отличие от заряда иона, где знак ставится после числа.

В молекулах алгебраическая сумма степеней окисления элементов с учётом числа их атомов равна 0.

+VII	+	Mn_2O_7 , MnO_4^- , HMnO_4 , KMnO_4
+VI	+	MnO_4^{2-} , K_2MnO_4
+IV	+	MnO_2 , $\text{Mn}(\text{SO}_4)_2$, MnF_4 , $\text{K}_3[\text{MnF}_6]$
+III	+	Mn_2O_3 , $\text{MnO}(\text{OH})$, $\text{Mn}_2(\text{SO}_4)_3$, MnF_3 , $\text{K}_3[\text{MnF}_6]$
+II	+	Mn^{2+} , MnO , $\text{Mn}(\text{OH})_2$, MnSO_4 , MnCl_2
0	+	Mn



Строение атома



Современные представления о строении атома

До конца XIX в. атом считали неделимой частицей, но последовавшие позже открытия (радиоактивность, фотоэффект) поколебали это убеждение.

Сейчас известно, что атом состоит из элементарных частиц, основные из которых – **протон, нейтрон, электрон.**

Частица	Обозначение	Заряд	Относительная атомная масса
Протон	p	+	1
Нейтрон	n	0	1
Электрон	e	—	1/1840

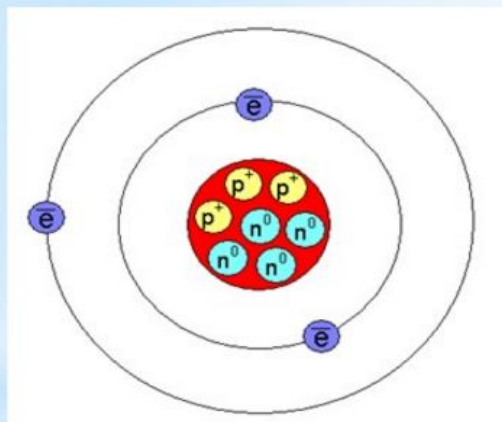


Строение атома

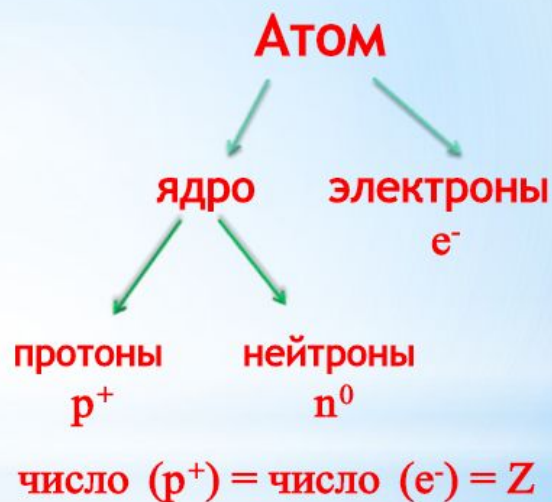


Современные представления о строении атома подчиняются **квантовой модели строения атома**, которая учитывает волновые свойства элементарных частиц.

Современная модель атома



Строение атома лития



Строение атома



Основные положения квантовой модели строения атома

- Электрон имеет двойственную (корпускулярно-волновую) природу, т.е. ведет себя и как частица, и как волна. Как частица, электрон обладает массой и зарядом; как волна, он обладает способностью к дифракции.
- Для электрона невозможно одновременно точно измерить координату и скорость.
- Электрон в атоме не движется по определенным траекториям, а может находиться в любой части околоядерного пространства, однако вероятность его нахождения в разных частях этого пространства неодинакова. Область пространства, где вероятнее всего находится электрон, называется орбиталью.



Строение атома



Атом - это электронейтральная частица, состоящая из положительно заряженного ядра и отрицательно заряженных электронов.

Ядра атомов состоят из элементарных частиц двух видов: **протонов** (p) и **нейтронов** (n).

Сумма протонов и нейтронов в ядре одного атома называется **массовым числом** (A):

$$A = Z + N$$

где A - массовое число, N - число нейтронов, Z - число протонов.

Протоны имеют положительный заряд (+1),

Нейтроны заряда не имеют (0),

Электроны имеют отрицательный заряд (-1).

Заряд ядра Z — число протонов, определяется по порядковому номеру элемента в таблице Д.И.Менделеева.



Строение атома



Массы протона и нейтрона примерно одинаковы, их принимают равными 1.

Масса электрона намного меньше чем масса протона, поэтому в химии ею пренебрегают, считая, что вся масса атома сосредоточена в его ядре.

Число положительно заряженных протонов в ядре равно числу отрицательно заряженных электронов, то атом в целом электронейтральный.

Атомы с одинаковым зарядом ядра составляют **химический элемент**.



Строение атома



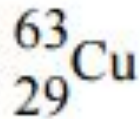
Изотопы - химические элементы с одинаковыми зарядами ядер, но различными массовыми числами за счет разного числа нейтронов в ядре.

Массовое

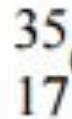
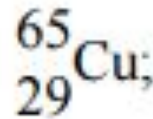
число $\rightarrow A_{\text{Э}}$

Заряд $\rightarrow Z$

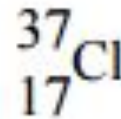
ядра



и



и



Строение атома



Строение электронной оболочки атома

Атом состоит из ядра и электронной оболочки.

Электронная оболочка атома – это совокупность всех электронов в данном атоме.

От строения электронной оболочки атома напрямую зависят химические свойства данного химического элемента.

Согласно квантовой теории каждый электрон в атоме занимает определенную **орбиталь** и образует **электронное облако**, которое является совокупностью различных положений быстро движущегося электрона.

Для характеристики орбиталей и электронов используют **квантовые числа**.

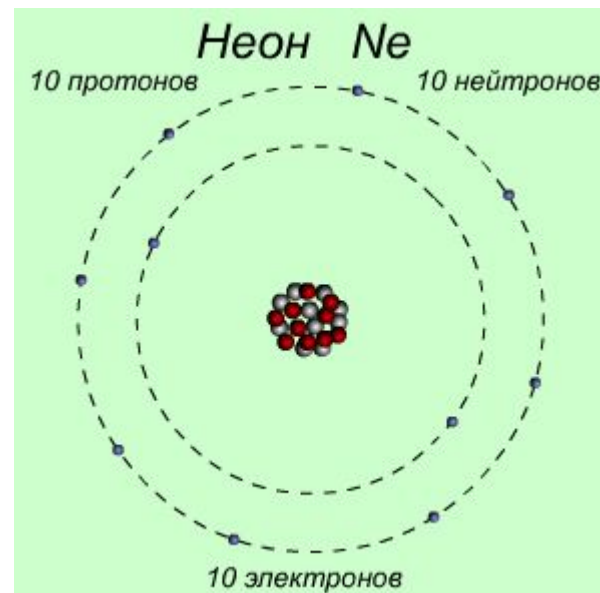


Строение атома



Главное квантовое число n определяет энергетический уровень электрона, удаленность уровня от ядра, размер электронного облака. Принимает целые значения – от 1 до бесконечности ($n = 1, 2, 3, 4, 5, 6 \dots$) и соответствует номеру периода.

Из периодической системы для любого элемента по номеру периода можно определить число энергетических уровней атома и какой энергетический уровень является внешним.



Строение атома



Орбитали, имеющие одинаковые значения n , близки между собой по энергии и по размерам, они образуют один **энергетический уровень**.

Энергетический уровень — это совокупность орбиталей, имеющих одинаковое значение главного квантового числа.

Энергетические уровни обозначают либо цифрами, либо большими буквами латинского алфавита

1 – K,	4 – N,
2 – L,	5 – O,
3 – M,	6 – P,
7 – Q).	

С увеличением порядкового номера энергия орбиталей увеличивается.

Электронный слой — это совокупность электронов, находящихся на одном энергетическом уровне



Строение атома



На одном энергетическом уровне могут находиться электронные облака, имеющие различные геометрические формы.

Орбитальное квантовое число характеризует геометрическую форму орбитали.

Принимает значение целых чисел от 0 до $(n - 1)$. Независимо от номера энергетического уровня, каждому значению орбитального квантового числа соответствует орбиталь особой формы.

Набор орбиталей с одинаковыми значениями n называется **энергетическим уровнем**, с одинаковыми n и l - **подуровнем**



Строение атома



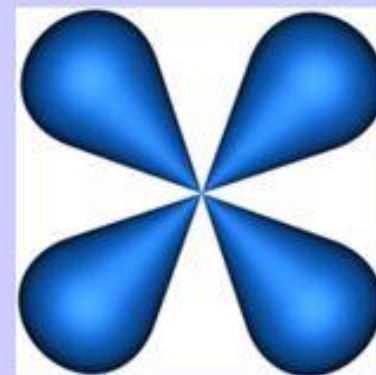
Формы атомных орбиталей



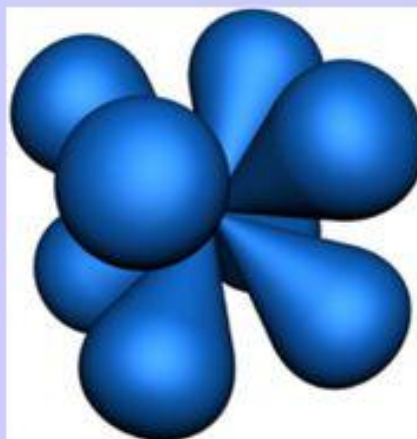
s -
орбиталь



p -
орбиталь



d -
орбиталь



f -
орбиталь



Строение атома



Орбитали, для которых $l = 0$, имеют форму сферы и называются **s-орбиталями**.

Они содержатся на всех энергетических уровнях, причем на К-уровне есть только s-орбиталь.

Орбитали, для которых $l = 1$, имеют форму вытянутой восьмерки и называются **p-орбиталями**.

Они содержатся на всех энергетических уровнях, кроме первого (К).

Орбитали, для которых $l = 2$, называются **d-орбиталями**. Их заполнение электронами начинается с третьего энергетического уровня.

Заполнение **f-орбиталей**, для которых $l = 3$, начинается с четвертого энергетического уровня.



Строение атома



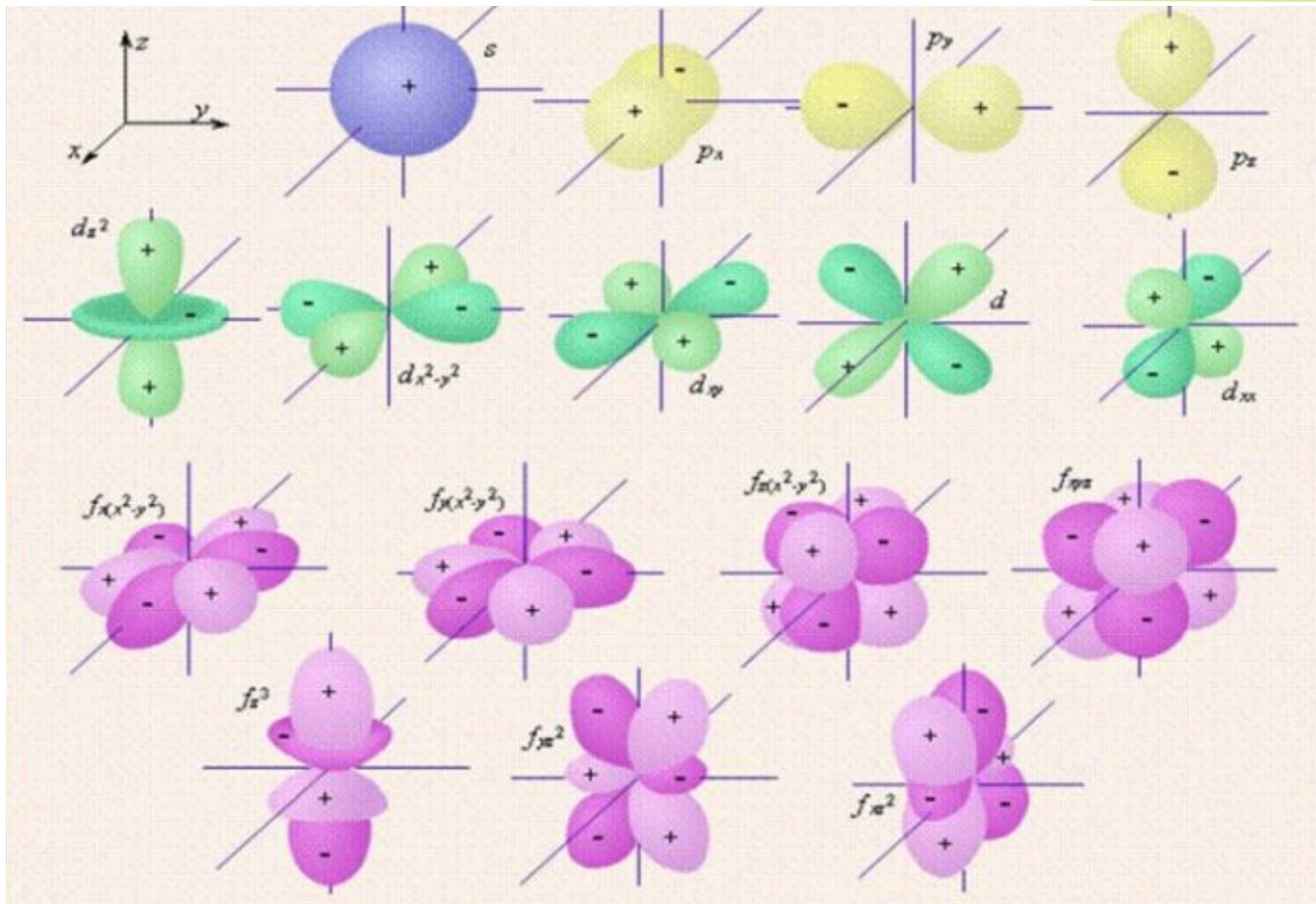
Энергия орбиталей, находящихся на одном энергетическом уровне, но имеющих разную форму, неодинакова: $E_s < E_p < E_d < E_f$, поэтому на одном уровне выделяют разные энергетические подуровни.

Энергетический подуровень – это совокупность орбиталей, которые находятся на одном энергетическом уровне и имеют одинаковую форму.

Орбитали одного подуровня имеют одинаковые значения главного и побочного квантовых чисел, но отличаются направлением (ориентацией) в пространстве.



Строение атома



Строение атома



Магнитное квантовое число m_l характеризует ориентацию орбиталей (электронных облаков) в пространстве и принимает значения целых чисел от $-l$ через 0 до $+l$.

Число значений m_l определяет число орбиталей на подуровне, например:

s-подуровень: $l = 0$, $m_l = 0$ – одна орбиталь;

p-подуровень: $l = 1$, $m_l = -1, 0, +1$ – три орбитали;

d-подуровень: $l = 2$, $m_l = -2, -1, 0, +1, +2$ – пять орбиталей.

Таким образом, число орбиталей на подуровне равно $2l + 1$.

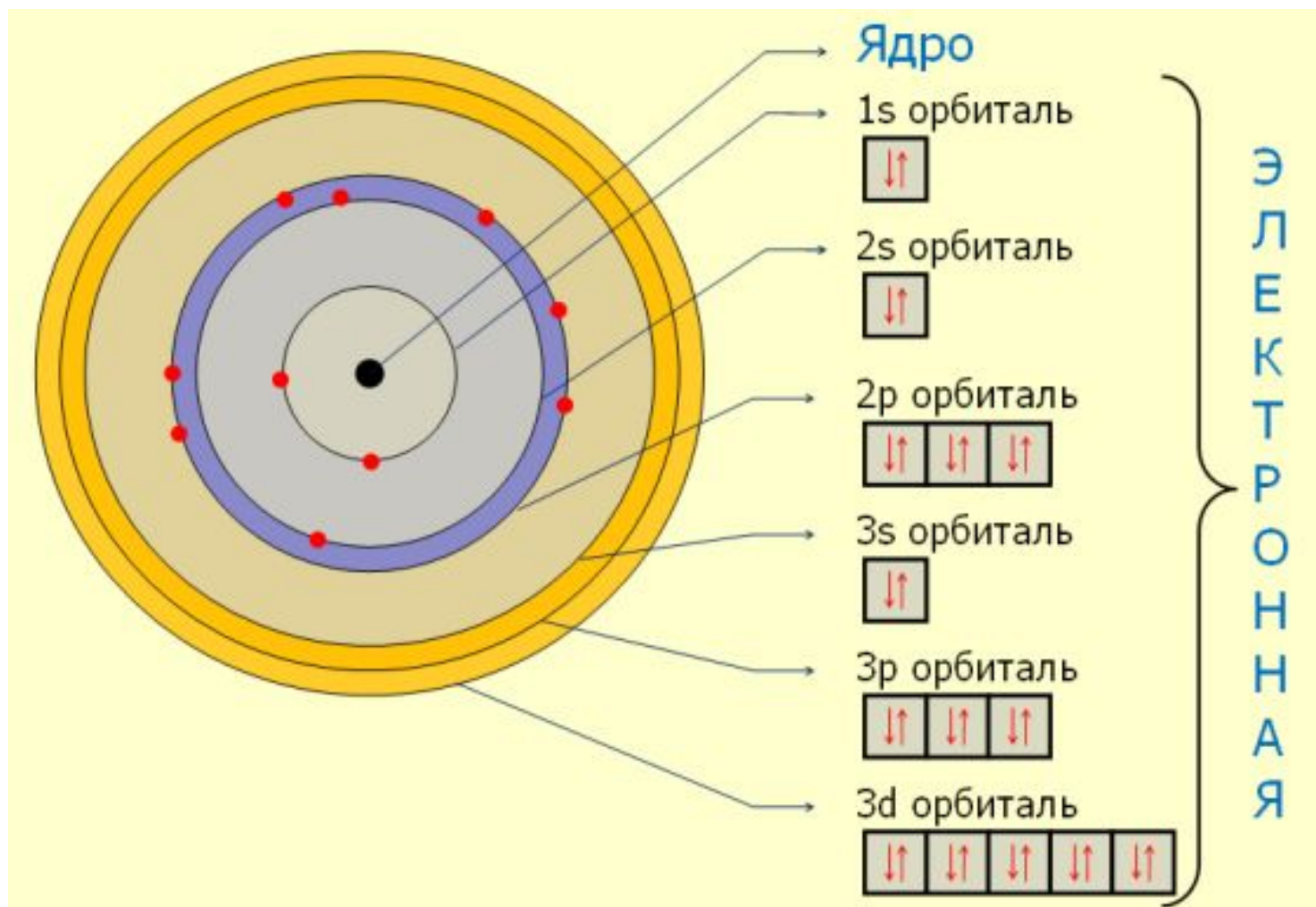
Общее число орбиталей на одном энергетическом уровне – n^2 .

Общее число электронов на одном энергетическом уровне – $2n^2$.

Графически любая орбиталь изображается в виде клетки (квантовой ячейки).



Строение атома



Строение атома



Каждая орбиталь и электрон, находящийся на этой орбитали, характеризуются тремя квантовыми числами: главным, побочным и магнитным.

Электрон характеризуется еще одним квантовым числом – **спином**.

Спиновое квантовое число m_s , спин (от англ. spin – кружение, вращение) – характеризует вращение электрона вокруг своей оси и принимает только два значения: $+1/2$ и $-1/2$.

Электрон со спином $+1/2$ условно изображают так: $\uparrow$; со спином $-1/2$: $\downarrow$.



Строение атома



Порядок заполнения электронами энергетических уровней

Запись распределения электронов в атомах по электронным уровням и подуровням называется электронной конфигурацией элемента, которая может быть записана как в основном, так и возбужденном состоянии атома.

Для определения конкретной электронной конфигурации элемента в основном состоянии существуют следующие три правила:

Правило 1. Принцип наименьшей энергии (правило Клечковского).

Электроны в основном состоянии заполняют орбитали в последовательности повышения орбитальных энергетических уровней.

Низшие, по энергии, орбитали всегда заполняются первыми.

Этот порядок определяется значением суммы главного и побочного квантовых чисел ($n + l$):

$$1s < 2s < 2p < 3s < 3p < 4s < 3d < 4p < 5s < 4d < 5p < 6s < 5d \approx 4f < 6p < 7s.$$

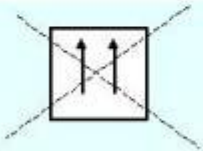
Строение атома



Правило 2. Принцип запрета Паули.

В атоме не может быть двух электронов с одинаковым набором всех четырех квантовых чисел.

На любой орбитали может находиться не более двух электронов, причем с противоположно направленными спинами.

	Максимальная емкость:	
S $+1/2 \div -1/2$	уровней	подуровней
	$2n^2$	s - 2 e
		p - 6 e
		d - 10 e
		f - 14 e



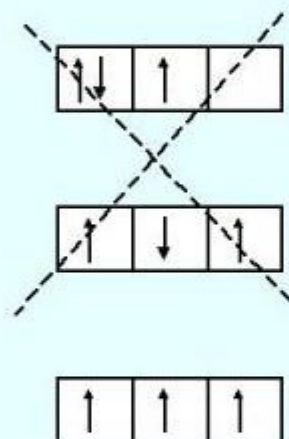
Строение атома



Правило 3. Правило Хунда.

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

При данном значении **l** (т.е. в пределах одного подуровня) электроны располагаются таким образом, чтобы суммарный спин был максимальным



Суммарный спин
электронов

$$1/2$$

$$1/2$$

$$3/2$$



Периоды	Ряды	Г Р У П П Ы Э Л Е М Е Н Т О В																Энергетический уровень	
		I		II		III		IV		V		VI		VII		VIII			
		а	б	а	б	а	б	а	б	а	б	а	б	б		а			
1	1	Н ВОДОРОД 1,008																He Гелий 4,003	К
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	К
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	М
4	4	K КАЛИЙ 39,102	Ca КАЛЬЦИЙ 40,08	Sc СКАНДИЙ 44,956	Ti ТИТАН 47,867	V ВАНАДИЙ 50,941	Cr ХРОМ 51,996	Mn МАРГАНЕЦ 54,938	Fe ЖЕЛЕЗО 55,849	Co КОБАЛЬТ 58,933	Ni НИКЕЛЬ 58,71								М
	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	М
5	6	Rb РУБИДИЙ 85,468	Sr СТРОНЦИЙ 87,62	Y ИТТРИЙ 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								М
	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	М
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 190,2	Ir ИРИДИЙ 192,22	Pt ПЛАТИНА 195,09							М
	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]	М
7	10	Fr ФРАНЦИЙ [223]	Ra РАДИЙ [226]	89-103 АКТИНОИДЫ		Rf РЕЗЕРФОРДИЙ [261]	Db ДУБНИЙ [262]	Sg СИБОРГИЙ [263]	Bh БОРИЙ [262]	Hs ХАННИЙ [265]	Mt МЕНТЕНГИЙ [268]								М
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							

ЛАНТАНОИДЫ

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 ЛЮТЕЦИЙ 174,97
----------------------------	--------------------------	-------------------------------	---------------------------	----------------------------	---------------------------	----------------------------	------------------------------	----------------------------	-----------------------------	----------------------------	--------------------------	---------------------------	-----------------------------	----------------------------

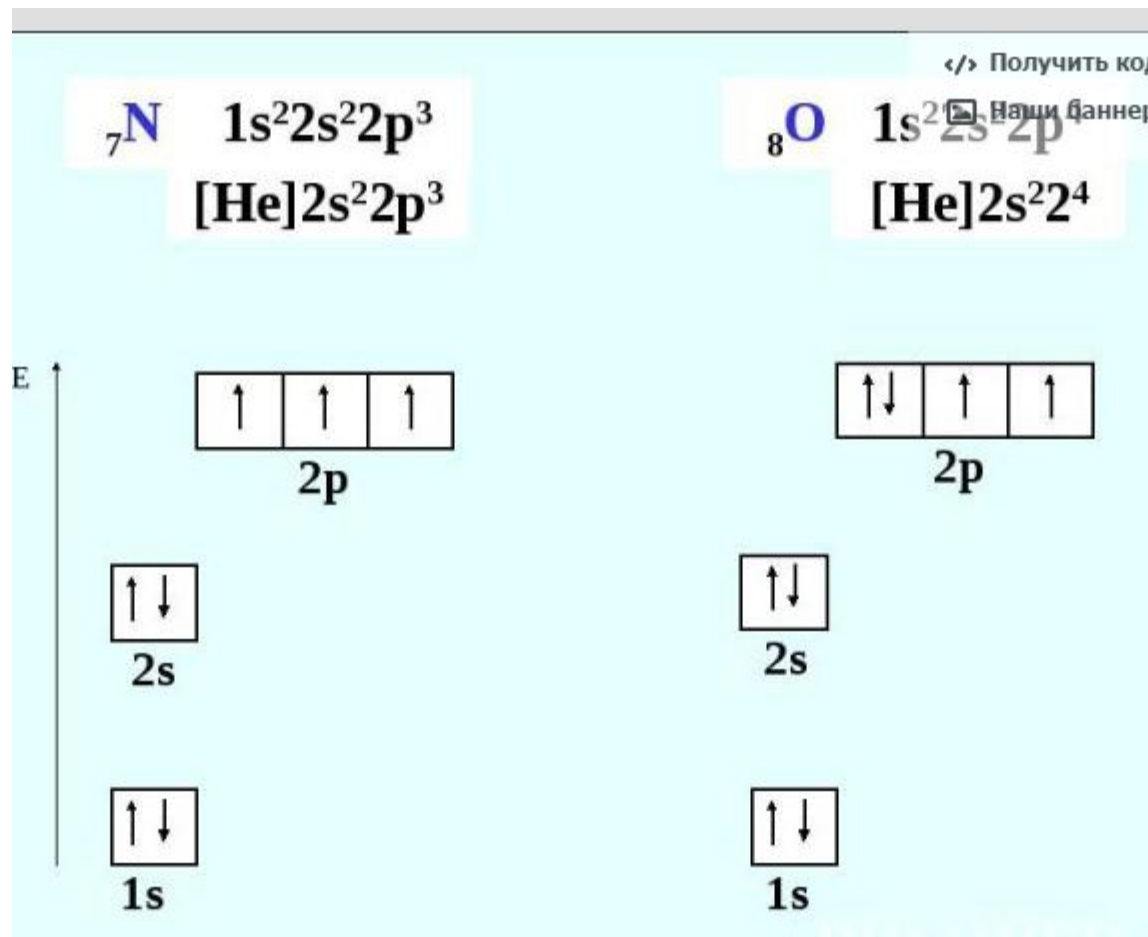
АКТИНОИДЫ

89 Ac	90 Th	91 Pa	92 U	93 Np	94 Pu	95 Am	96 Cm	97 Bk	98 Cf	99 Es	100 Fm	101 Md	102 No	103 Lr
-------	-------	-------	------	-------	-------	-------	-------	-------	-------	-------	--------	--------	--------	--------

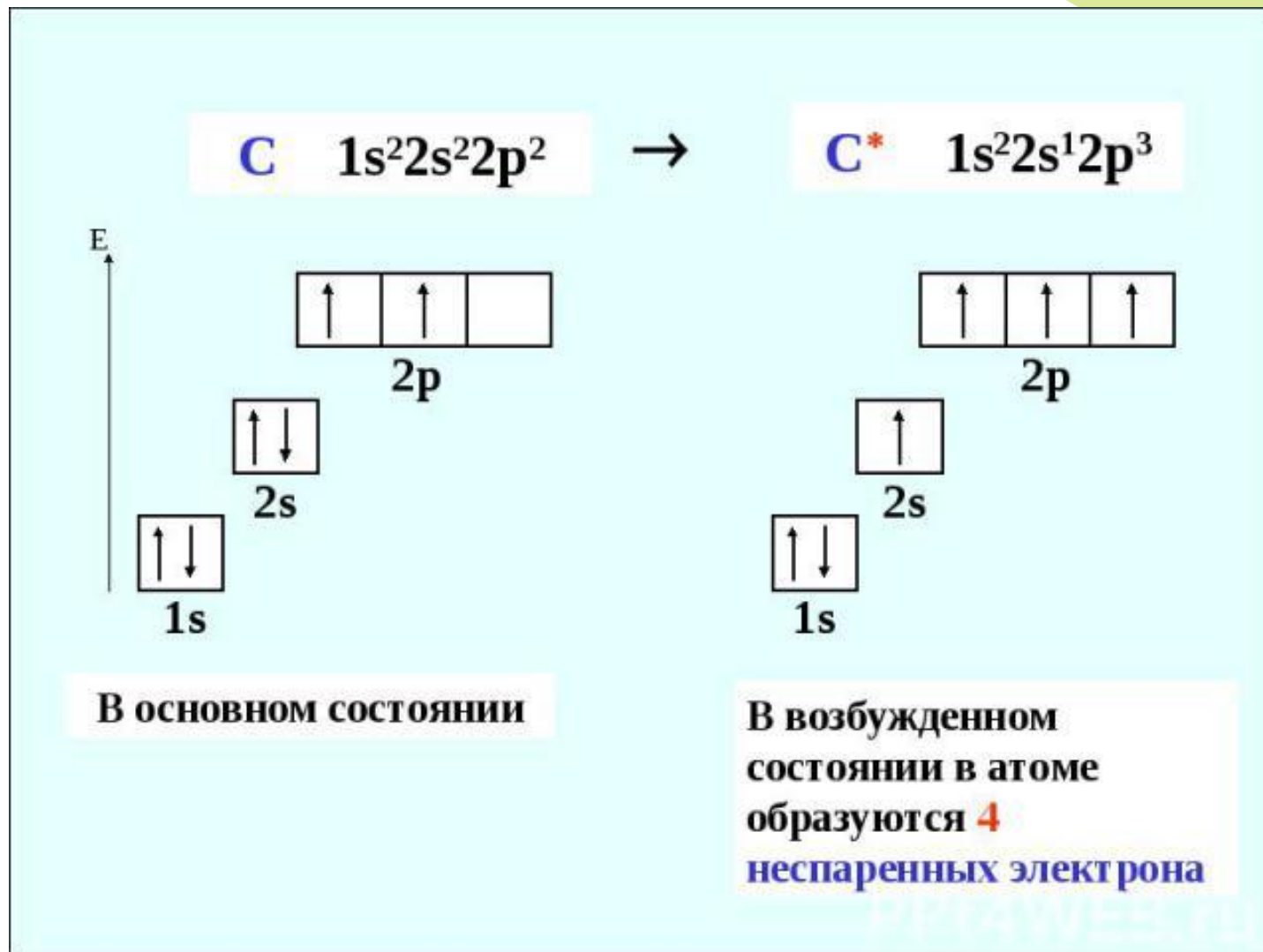
неметаллы

металлы

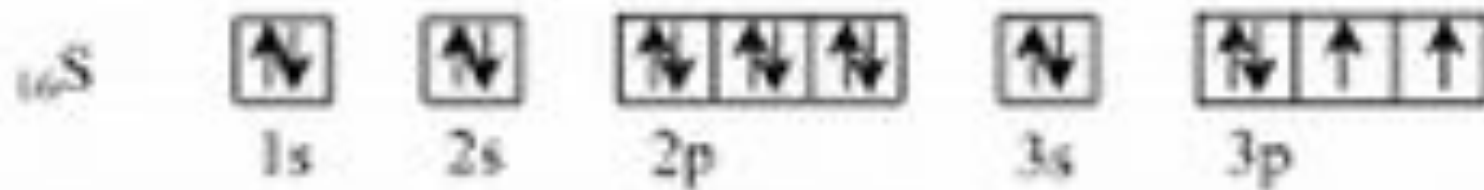
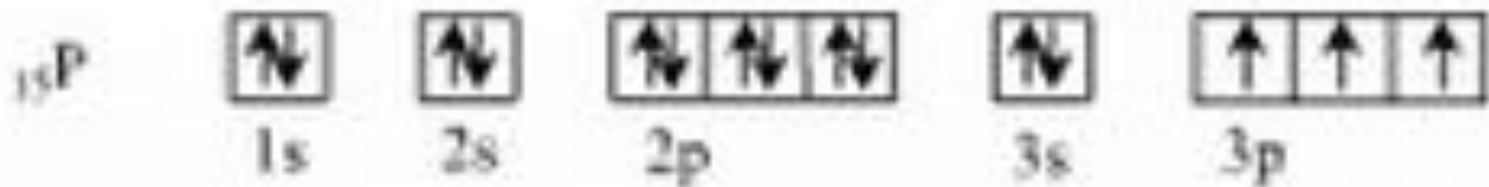
Строение атома



Строение атома



Периодическая таблица



Периодическая таблица



Свойства химических элементов (т.е. свойства и форма образуемых ими соединений) находятся в периодической зависимости от заряда ядра их атомов.

Была вскрыта причина периодичности: свойства химических элементов изменяются с возрастанием порядкового номера (заряда ядер) периодически потому, что периодически изменяется число электронов в наружном слое атома.

Повторяемость сходных электронных структур приводит к повторяемости свойств элементов.

Периодическая система элементов – графическое (табличное) выражение периодического закона.



Периодическая таблица



В периодической системе любой формы для каждого элемента указывается его символ, порядковый номер (заряд ядра), название элемента, относительная атомная масса.

Атомная масса, относительная	186.207
Атомный номер. Обозначение	75Re
Распределение электронов	[Xe] 4f ¹⁴ 5d ⁵ 6s ²
Температура плавления (°C)	3180
Температура кипения (°C)	5627
Электроотрицательность (по Полингу/по Аллреду и Рохову)	1.9/1.46
Название	Rhenium
Латинское название	Рений <i>Rhenium</i>



Периодическая таблица



Периодические изменения свойств химических элементов обусловлены правильным повторением электронной конфигурации внешнего энергетического уровня (валентных электронов) их атомов с увеличением заряда ядра.

Графическим изображением периодического закона является периодическая таблица. Она содержит 7 периодов и 8 групп

Периоды	Ряды	Г Р У П П Ы Э Л Е М Е Н Т О В																Высшие окислы											
		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	1																He											
2	2	Li	3	Be	4	B	5	C	6	N	7	O	8	F	9			Ne											
3	3	Na	11	Mg	12	Al	13	Si	14	P	15	S	16	Cl	17			Ar											
4	4	K	19	Ca	20	21	Sc	22	Ti	23	V	24	Cr	25	Mn	26	27	28											
5	5	Rb	37	Sr	38	39	Y	40	Zr	41	Nb	42	Mo	43	Tc	44	45	46											
6	6	Cs	55	Ba	56	57-71		72	Hf	73	Ta	74	W	75	Re	76	77	78											
7	7	Fr	87	Ra	88	89-103		104	Rf	105	Db	106	Sg	107	Bh	108	109	110											
Высшие окислы		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	58	Ce	59	Pr	60	Nd	61	Pm	62	Sm	63	Eu	64	Gd	65	Tb	66	Dy	67	Ho	68	Er	69	Tm	70	Yb	71	Lu
А К Т И Н О И Д Ы																													
89	Ac	90	Th	91	Pa	92	U	93	Np	94	Pu	95	Am	96	Cm	97	Bk	98	Cf	99	Es	100	Fm	101	Md	102	No	103	Lr

Периодическая таблица



Период - горизонтальные ряды элементов с одинаковым максимальным значением главного квантового числа валентных электронов.

Ряды элементов, расположенные в порядке возрастания их порядковых номеров, начинающиеся щелочными металлами и заканчивающиеся инертными газами, называются периодами.

Периоды слева пронумерованы арабскими цифрами.

Всего 7 периодов (1,2,3 – малые, 4,5,6 – большие, 7 – незаконченный).

Номер периода равен максимальному значению главного квантового числа и обозначает число энергетических уровней в атоме элемента



Периодическая таблица



Каждый период содержит определённое число элементов.

Периоды могут состоять

из 2 (первый),

из 8 (второй и третий),

из 18 (четвертый и пятый)

из 32 (шестой) элементов,

в зависимости от количества электронов на внешнем энергетическом уровне.

Последний, седьмой период незавершен.

В периоде возрастает высшая валентность элементов в оксидах и убывает валентность элементов в водородных соединениях (у неметаллов).

Все периоды (кроме первого) начинаются щелочным металлом (s-элементом), а заканчиваются благородным газом ($ns^2 np^6$).

Свойства элементов в периоде изменяются от основных через амфотерные к кислотным.



Периодическая таблица



Группы - вертикальные столбцы элементов с одинаковым числом валентных электронов, равным номеру группы.

Номер группы равен максимальному числу электронов на внешнем слое.

Номер группы элементов обозначают римскими цифрами и показывает высшую валентность элементов этой группы в соединениях с кислородом.

Различают главные и побочные подгруппы. Внизу под каждой группой подписаны общая формула высших оксидов элементов (относится ко всем элементам данной группы) и общая формула летучих водородных соединений (сдвинута влево, так как водородные соединения образуют только неметаллы).



Периодическая таблица



Главные подгруппы (А) состоят из элементов малых и больших периодов, валентные электроны которых расположены на внешних ns - и np - подуровнях.

Побочные подгруппы (Б) состоят из элементов только больших периодов. Их валентные электроны находятся на внешнем ns - подуровне и внутреннем $(n - 1) d$ - подуровне (или $(n - 2) f$ - подуровне).

В побочных подгруппах свойства элементов изменяются слабо, так как их составляют только металлы. Элементы главных подгрупп имеют подобное электронное строение и, вследствие этого, схожие физические и химические свойства (IA, VIIA). В зависимости от того, какой подуровень (s -, p -, d - или f -) заполняется валентными электронами, элементы периодической системы подразделяются на: s - элементы (элементы главной подгруппы I и II групп), p - элементы (элементы главных подгрупп III - VII групп), d - элементы (элементы побочных подгрупп), f - элементы (лантаноиды, актиноиды).



Периодическая таблица



В малых периодах от щелочного металла к инертному газу:

- заряд ядер атомов увеличивается;
- число энергетических уровней не изменяется;
- число электронов на внешнем уровне увеличивается от 1 до 8;
- радиус атомов уменьшается;
- прочность связи электронов внешнего слоя с ядром увеличивается;
- энергия ионизации увеличивается;
- сродство к электрону увеличивается;
- ЭО увеличивается;
- металличность элементов уменьшается;
- неметалличность элементов увеличивается.

Все d-элементы данного периода похожи по своим свойствам – все они являются металлами, имеют мало различающиеся радиусы атомов и значения ЭО, поскольку содержат одинаковое число электронов на внешнем уровне (например, в 4-м периоде – кроме Cr и Cu).



Периодическая таблица



В главных подгруппах сверху вниз:

- число энергетических уровней в атоме увеличивается;
- число электронов на внешнем уровне одинаково;
- радиус атомов увеличивается;
- прочность связи электронов внешнего уровня с ядром уменьшается;
- энергия ионизации уменьшается;
- сродство к электрону уменьшается;
- ЭО уменьшается;
- металличность элементов увеличивается;
- неметалличность элементов уменьшается.



Периодическая таблица



Основные классы неорганических соединений

Химический элемент существует в следующих формах:

- Одиночные атомы (обычно при высоких температурах);
- Простые вещества (состоят из атомов одного и того же элемента);
- Сложные вещества (состоят из атомов разных элементов)

Простые вещества делятся на металлы (цинк), полуметаллы (кремний), неметаллы (азот).

Сложные вещества обычно делят на четыре важнейших класса:

- оксиды,
- основания (гидроксиды),
- кислоты,
- соли



Периодическая таблица



ОКСИДЫ

Оксиды - это сложные вещества, состоящие из двух элементов, один из которых кислород.

Несолеобразующие CO , N_2O , NO

Солеобразующие **Основные**

-это оксиды металлов, в которых последние проявляют небольшую степень окисления +1, +2 Na_2O ; MgO ; CuO

Амфотерные

(обычно для металлов со степенью окисления +3, +4). В качестве гидратов им соответствуют амфотерные гидроксиды

ZnO ; Al_2O_3 ; Cr_2O_3 ; SnO_2

Кислотные

-это оксиды неметаллов и металлов со степенью окисления от +5 до +7

SO_2 ; SO_3 ; P_2O_5 ; Mn_2O_7 ; CrO_3

Основным оксидам соответствуют основания,
кислотным — кислоты,
амфотерным — и те и другие

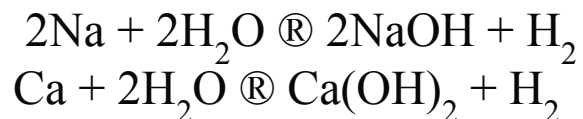


Периодическая таблица



Получение

1. Реакции активных металлов (щелочных и щелочноземельных металлов) с водой:



2. Взаимодействие оксидов активных металлов с водой:



3. Электролиз водных растворов солей



Периодическая таблица



Химические свойства

Основные оксиды	Кислотные оксиды
1. Взаимодействие с водой	
Образуется основание: $\text{Na}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{NaOH}$ $\text{CaO} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Ca(OH)}_2$	Образуется кислота: $\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4$ $\text{P}_2\text{O}_5 + 3\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{H}_3\text{PO}_4$
2. Взаимодействие с кислотой или основанием:	
При реакции с кислотой образуется соль и вода $\text{MgO} + \text{H}_2\text{SO}_4 \xrightarrow{t^\circ} \text{MgSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$ $\text{CuO} + 2\text{HCl} \xrightarrow{t^\circ} \text{CuCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$	При реакции с основанием образуется соль и вода $\text{CO}_2 + \text{Ba(OH)}_2 \rightarrow \text{BaCO}_3 + \text{H}_2\text{O}$ $\text{SO}_2 + 2\text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O}$
Амфотерные оксиды взаимодействуют	
с кислотами как основные: $\text{ZnO} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{ZnSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$	с основаниями как кислотные: $\text{ZnO} + 2\text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{ZnO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ $(\text{ZnO} + 2\text{NaOH} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Na}_2[\text{Zn(OH)}_4])$
3. Взаимодействие основных и кислотных оксидов между собой приводит к солям.	
$\text{Na}_2\text{O} + \text{CO}_2 \rightarrow \text{Na}_2\text{CO}_3$	
4. Восстановление до простых веществ:	
$3\text{CuO} + 2\text{NH}_3 \rightarrow 3\text{Cu} + \text{N}_2 + 3\text{H}_2\text{O}$ $\text{P}_2\text{O}_5 + 5\text{C} \rightarrow 2\text{P} + 5\text{CO}$	



Периодическая таблица



ОСНОВАНИЯ

Основания - сложные вещества, в которых атомы металлов соединены с одной или несколькими гидроксильными группами (с точки зрения теории электролитической диссоциации, основания - сложные вещества, при диссоциации которых в водном растворе образуются катионы металла (или NH_4^+) и гидроксид - анионы OH^-).

Классификация.

Растворимые в воде (щёлочи)

Нерастворимые.

Амфотерные основания проявляют также свойства слабых кислот.

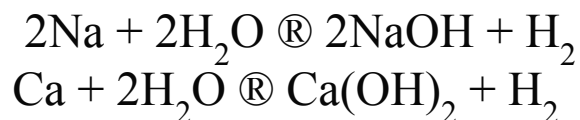


Периодическая таблица



Получение

1. Реакции активных металлов (щелочных и щелочноземельных металлов) с водой:



2. Взаимодействие оксидов активных металлов с водой:



3. Электролиз водных растворов солей



Периодическая таблица



Химические свойства

Щёлочи	Нерастворимые основания
1. Действие на индикаторы.	
лакмус - синий метилоранж - жёлтый фенолфталеин - малиновый	—
2. Взаимодействие с кислотными оксидами.	
$2\text{KOH} + \text{CO}_2 \rightarrow \text{K}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O}$ $\text{KOH} + \text{CO}_2 \rightarrow \text{KHCO}_3$	—
3. Взаимодействие с кислотами (реакция нейтрализации)	
$\text{NaOH} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{NaNO}_3 + \text{H}_2\text{O}$	$\text{Cu(OH)}_2 + 2\text{HCl} \rightarrow \text{CuCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$
4. Обменная реакция с солями	
$\text{Ba(OH)}_2 + \text{K}_2\text{SO}_4 \rightarrow 2\text{KOH} + \text{BaSO}_4 \downarrow$ $3\text{KOH} + \text{Fe(NO}_3)_3 \rightarrow \text{Fe(OH)}_3 \downarrow + 3\text{KNO}_3$	—
5. Термический распад.	
—	$\text{Cu(OH)}_2 \xrightarrow{t^\circ} \text{CuO} + \text{H}_2\text{O}$

Периодическая таблица



КИСЛОТЫ

Кислоты - сложные вещества, состоящие из атомов водорода и кислотного остатка. (С точки зрения теории электролитической диссоциации: кислоты - электролиты, которые при диссоциации в качестве катионов образуют только H^+).

Классификация

1. По составу: бескислородные и кислородсодержащие.
2. По числу атомов водорода, способных замещаться на металл: одно-, двух-, трёхосновные...



Периодическая таблица



Бескислородные:

HCl - хлороводородная (соляная)	одноосновная	хлорид
HBr - бромоводородная	одноосновная	бромид
HI - йодоводородная	одноосновная	йодид
HF - фтороводородная (плавиковая)	одноосновная	фторид
H_2S - сероводородная	двухосновная	сульфид

Кислородсодержащие:

HNO_3 – азотная	одноосновная	нитрат
H_2SO_3 - сернистая	двухосновная	сульфит
H_2SO_4 – серная	двухосновная	сульфат
H_2CO_3 - угольная	двухосновная	карбонат
H_2SiO_3 - кремниевая	двухосновная	силикат
H_3PO_4 - ортофосфорная	трёхосновная	ортофосфат

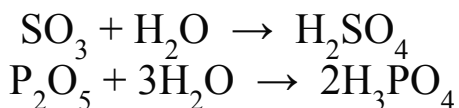


Периодическая таблица

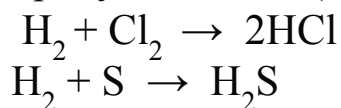


Получение

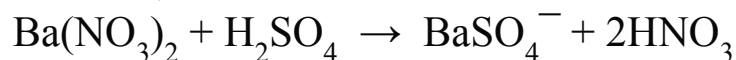
1. Взаимодействие кислотного оксида с водой (для кислородсодержащих кислот):



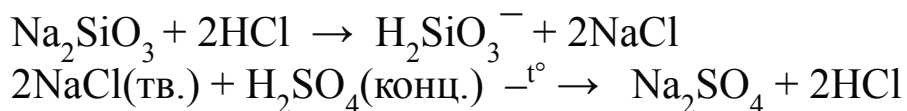
2. Взаимодействие водорода с неметаллом и последующим растворением полученного продукта в воде (для бескислородных кислот):



3. Реакциями обмена соли с кислотой



в том числе, вытеснение слабых, летучих или малорастворимых кислот из солей более сильными кислотами:



Периодическая таблица



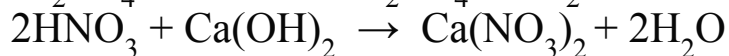
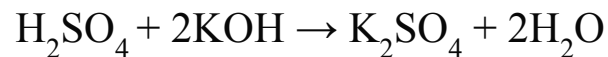
Химические свойства

1. Действие на индикаторы.

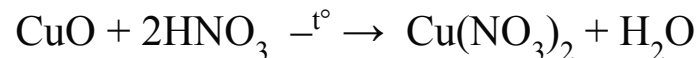
лакмус - красный

метилоранж - розовый

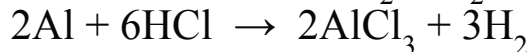
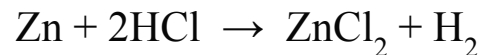
2. Взаимодействие с основаниями (реакция нейтрализации):



3. Взаимодействие с основными оксидами:

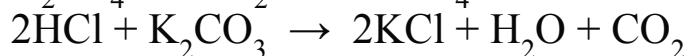
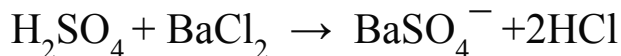


4. Взаимодействие с металлами:



(металлы, стоящие в ряду напряжений до водорода, кислоты-неокислители).

5. Взаимодействие с солями (реакции обмена), при которых выделяется газ или образуется осадок:



Периодическая таблица



СОЛИ

Соли - сложные вещества, которые состоят из атомов металла и кислотных остатков.

Классификация

Средние

Кислые

Основные

Двойные

Смешанные

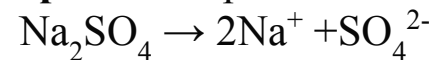
Комплексные



Периодическая таблица



Средние. При диссоциации дают только катионы металла (или NH_4^+)

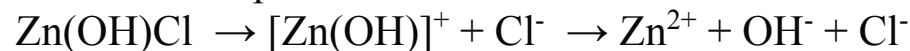


Кислые. При диссоциации дают катионы металла (NH_4^+), ионы водорода и анионы кислотного остатка.



Продукты неполного замещения атомов водорода многоосновной кислоты на атомы металла.

Основные. При диссоциации дают катионы металла, анионы гидроксила и кислотного остатка.

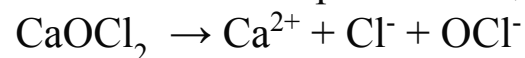


Продукты неполного замещения групп OH соответствующего основания на кислотные остатки.

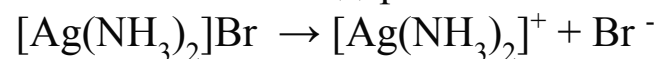
Двойные. При диссоциации дают два катиона и один анион.



Смешанные. Образованы одним катионом и двумя анионами:



Комплексные. Содержат сложные катионы или анионы.



Периодическая таблица

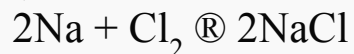


Средние соли

Получение

Большинство способов получения солей основано на взаимодействии веществ с противоположными свойствами:

1) металла с неметаллом:



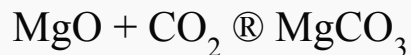
2) металла с кислотой:



3) металла с раствором соли менее активного металла



4) основного оксида с кислотным оксидом:

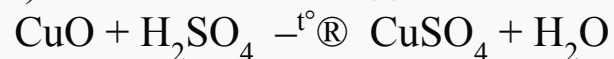


Периодическая таблица

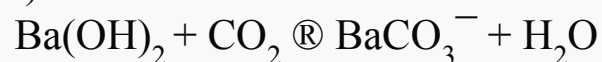


Средние соли

5) основного оксида с кислотой



6) основания с кислотным оксидом



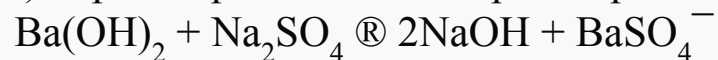
7) основания с кислотой:



8) соли с кислотой:



9) раствора основания с раствором соли:



10) растворов двух солей

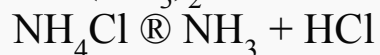


Периодическая таблица



Химические свойства

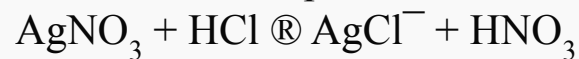
1. Термическое разложение.



2. Гидролиз.



3. Обменные реакции с кислотами, основаниями и другими солями.



4. Окислительно-восстановительные реакции, обусловленные свойствами катиона или аниона.



Периодическая таблица



Кислые соли

Получение

1. Взаимодействие кислоты с недостатком основания.
 $\text{KOH} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{KHSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
2. Взаимодействие основания с избытком кислотного оксида
 $\text{Ca(OH)}_2 + 2\text{CO}_2 \rightarrow \text{Ca(HCO}_3)_2$
3. Взаимодействие средней соли с кислотой
 $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 + 4\text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow 3\text{Ca(H}_2\text{PO}_4)_2$

Химические свойства.

1. Термическое разложение с образованием средней соли
 $\text{Ca(HCO}_3)_2 \rightarrow \text{CaCO}_3 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
2. Взаимодействие со щёлочью. Получение средней соли.
 $\text{Ba(HCO}_3)_2 + \text{Ba(OH)}_2 \rightarrow 2\text{BaCO}_3 + 2\text{H}_2\text{O}$



Периодическая таблица



Основные соли

Получение

1. Гидролиз солей, образованных слабым основанием и сильной кислотой



2. Добавление (по каплям) небольших количеств щелочей к растворам средних солей металлов

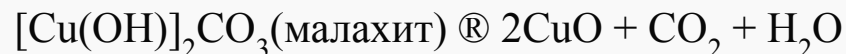


3. Взаимодействие солей слабых кислот со средними солями



Химические свойства.

1. Термическое разложение.



2. Взаимодействие с кислотой: образование средней соли.



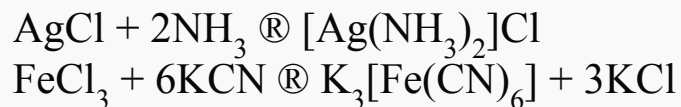
Периодическая таблица



Комплексные соли

Получение

1. Реакции солей с лигандами:



Химические свойства.

1. Разрушение комплексов за счёт образования малорастворимых соединений:



2. Обмен лигандами между внешней и внутренней сферами.

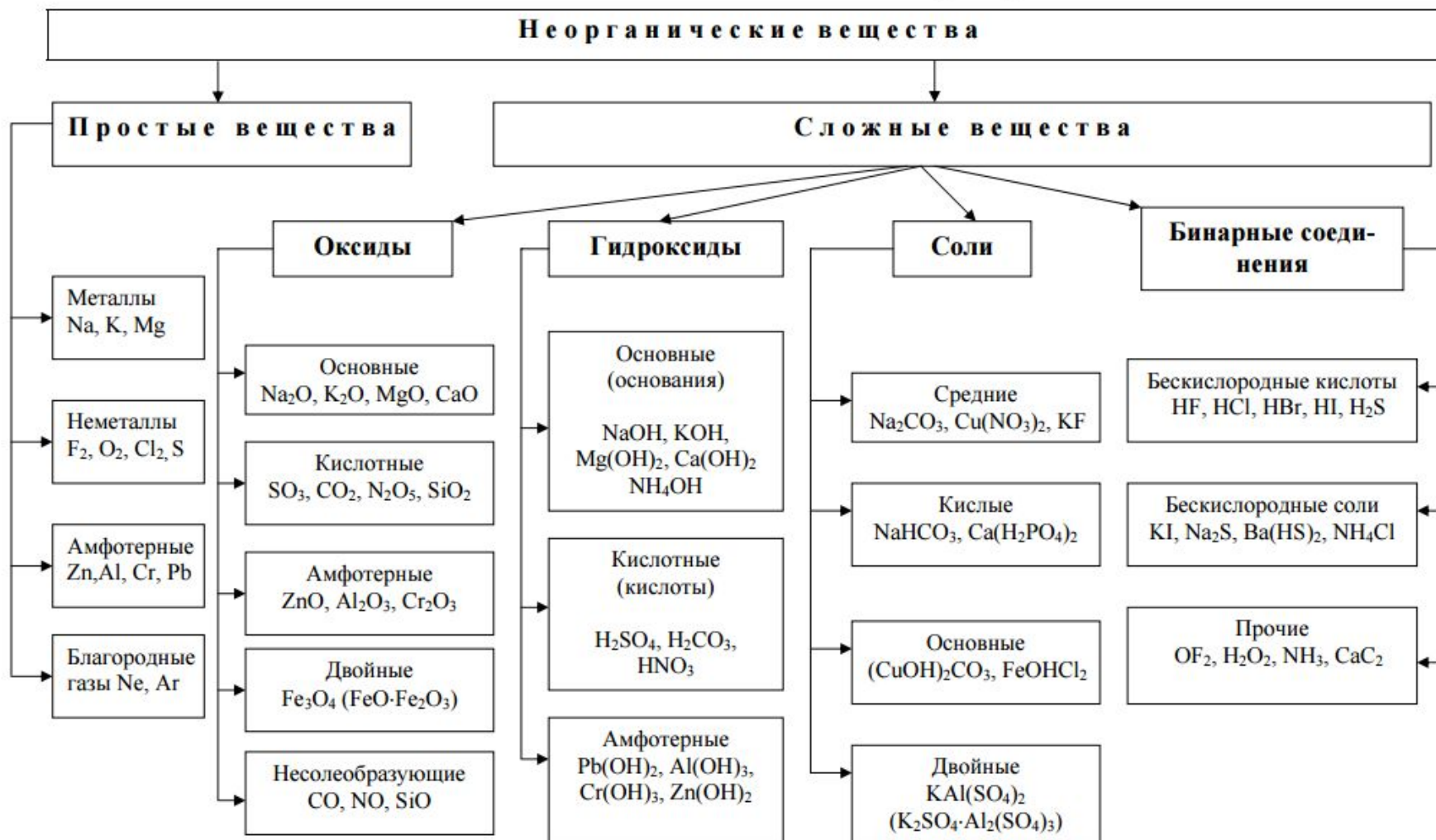


Периодическая таблица

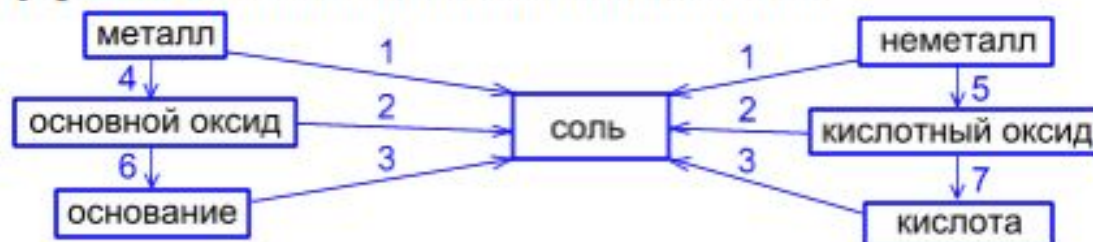


Сводная таблица классов веществ с примерами

Неорганические вещества

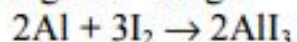
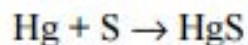


Периодическая таблица

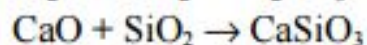
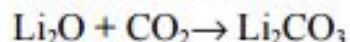


Примеры

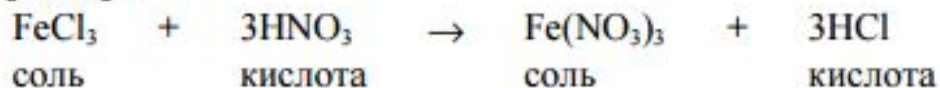
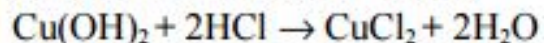
металл + неметалл → соль



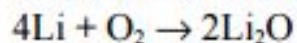
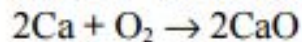
основной оксид + кислотный оксид → соль



основание + кислота → соль



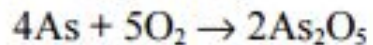
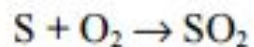
металл → основной оксид



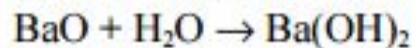
неметалл → кислотный оксид



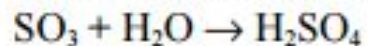
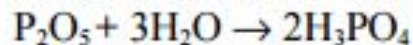
Периодическая таблица



основной оксид $\rightarrow$ основание



кислотный оксид $\rightarrow$ кислота



Гидролиз солей



Гидролиз солей - это химическое взаимодействие ионов соли с ионами воды, приводящее к образованию слабого электролита.

Гидролизу подвергаются:

- Соль образована слабой кислотой и сильным основанием (K_2S);
- Соль образована слабым основанием и сильной кислотой ($CuCl_2$).
- Соль образована слабым основанием и слабой кислотой (CH_3COONH_4).



Гидролиз солей



Гидролиз солей - это химическое взаимодействие ионов соли с ионами воды, приводящее к образованию слабого электролита.

Гидролизу подвергаются:

- Соль образована слабой кислотой и сильным основанием (K_2S);
- Соль образована слабым основанием и сильной кислотой ($CuCl_2$).
- Соль образована слабым основанием и слабой кислотой (CH_3COONH_4).



Гидролиз солей



Соль, образованная сильным основанием и сильной кислотой гидролизу в растворе не подвергаются;

- ☐ не образуется слабодиссоциированных соединений;
- ☐ катионы сильных оснований и анионы сильных кислот не могут связывать ионы воды;
- ☐ реакция растворов этих солей остается практически нейтральной, $\text{pH} = 7$;
- ☐ примеры таких солей: NaCl , BaSO_4 , KNO_3 и другие.

Соль, образованная сильным основанием и слабой кислотой

- ☐ протекает всегда по аниону;
- ☐ заряд аниона определяет число теоретических ступеней гидролиза;
- ☐ реакция среды их водных растворов - щелочная ($\text{pH} > 7$);
- ☐ примеры таких солей: NaNO_2 , Li_2SO_3 , K_2CO_3



Гидролиз солей



Пример гидролиза Na_2CO_3

- Карбонат натрия Na_2CO_3 – соль слабой многоосновной кислоты (H_2CO_3) и сильного основания (NaOH);
- Среда раствора будет щелочной (так как соль образована сильным основанием);
- Соль образована двухосновной кислотой, реакция гидролиза будет двухступенчатой;
- **Реакция гидролиза в молекулярном виде:**
 - 1 степень: $\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NaHCO}_3 + \text{NaOH}$
 - 2 степень: $\text{NaHCO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_2\text{CO}_3 + \text{NaOH}$
 - суммарный вид: $\text{Na}_2\text{CO}_3 + 2 \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_2\text{CO}_3 + 2 \text{NaOH}$
- **Реакция гидролиза в ионном виде:**
 - 1 степень: $2\text{Na}^+ + \text{CO}_3^{2-} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{Na}^+ + \text{HCO}_3^- + \text{Na}^+ + \text{OH}^-$
 - 2 степень: $\text{Na}^+ + \text{HCO}_3^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2 + \text{Na}^+ + \text{OH}^-$
 - суммарный вид: $2\text{Na}^+ + \text{CO}_3^{2-} + 2 \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2 + 2 \text{Na}^+ + 2 \text{OH}^-$
- **Реакция гидролиза в сокращенном ионном виде:**



щелочная среда



Гидролиз солей



Соль, образованная слабым основанием и сильной кислотой

- ☐ протекает всегда по катиону;
- ☐ количество катионов определяет число теоретических ступеней гидролиза;
- ☐ реакция среды их водных растворов - кислотная ($\text{pH} < 7$);
- ☐ примеры таких солей: NH_4NO_3 , $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$,



Гидролиз солей



Пример гидролиза ZnSO_4

Сульфат цинка ZnSO_4 – соль сильной многоосновной кислоты (H_2SO_4) и слабого основания ($\text{Zn}(\text{OH})_2$);

Среда раствора будет кислой (так как соль образована **сильной** кислотой);

Соль образована двухосновной кислотой, реакция гидролиза будет двухступенчатой;

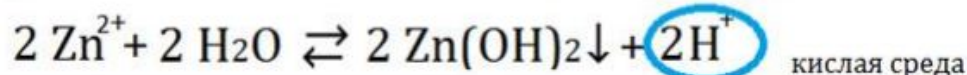
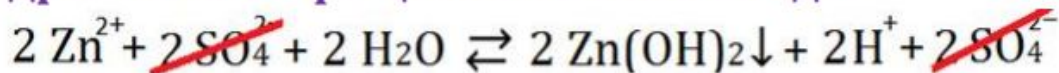
Реакция гидролиза в молекулярном виде:

- 1 ступень: $2 \text{ZnSO}_4 + 2 \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons (\text{ZnOH})_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4$
- 2 ступень: $(\text{ZnOH})_2\text{SO}_4 + 2 \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons 2 \text{Zn}(\text{OH})_2 + \text{H}_2\text{SO}_4$
- суммарный вид: $\text{ZnSO}_4 + 2 \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{Zn}(\text{OH})_2 + \text{H}_2\text{SO}_4$

Реакция гидролиза в ионном виде:

- 1 ступень: $2 \text{Zn}^{2+} + 2 \text{SO}_4^{2-} + 2 \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons 2 \text{ZnOH}^- + \text{SO}_4^{2-} + 2 \text{H}^+ + 2 \text{SO}_4^{2-}$
- 2 ступень: $2 \text{ZnOH}^- + \text{SO}_4^{2-} + 2 \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons 2 \text{Zn}(\text{OH})_2 \downarrow + 2 \text{H}^+ + 2 \text{SO}_4^{2-}$
- суммарный вид: $2 \text{Zn}^{2+} + 2 \text{SO}_4^{2-} + 2 \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons 2 \text{Zn}(\text{OH})_2 \downarrow + 2 \text{H}^+ + 2 \text{SO}_4^{2-}$

Реакция гидролиза в сокращенном ионном виде:



Гидролиз солей



Соль, образованная слабым основанием и слабой кислотой

- ☐ Реакция одновременно идет и по катиону и по аниону;
- ☐ Равновесие смещено в сторону продуктов;
- ☐ Гидролиз протекает практически полностью, так как оба продукта реакции уходят из зоны реакции в виде осадка или газа;
- ☐ Реакция растворов этих солей может быть нейтральной, слабокислой или слабощелочной;
- ☐ Примеры таких солей: $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$, $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$

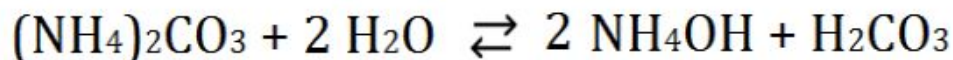


Гидролиз солей

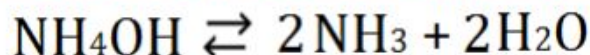


Пример гидролиза $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$

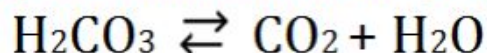
- Карбонат аммония $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$ – соль слабой многоосновной кислоты (H_2CO_4) и слабого основания (NH_4OH) ;
- Среда раствора будет слабокислой или слабощелочной, близкой к нейтральной;
- Реакция гидролиза в молекулярном виде:



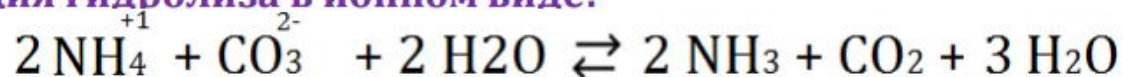
Гидроксид аммония слабое неустойчивое основание, которое распадется:



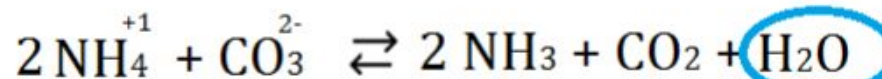
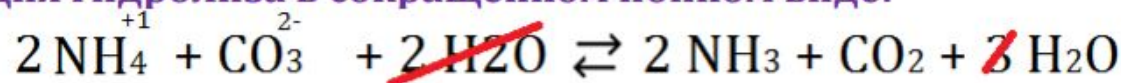
Угольная кислота слабая неустойчивая кислота, которая распадется:



- Реакция гидролиза в ионном виде:



- Реакция гидролиза в сокращенном ионном виде:



среда нейтральная



Гидролиз солей



Соли

Гидролизу не подвергаются
 $\text{pH} = 7$

Сильные основания:

NaOH
 KOH
 $\text{Sr}(\text{OH})_2$
 $\text{Ba}(\text{OH})_2$

Сильные кислоты:

HCl ,
 HBr
 HI
 HNO_3 ,
 H_2SO_4

Гидролиз по аниону
 $\text{pH} > 7$

Гидролиз по катиону
 $\text{pH} < 7$

Слабые основания:

NH_4OH
 $\text{Al}(\text{OH})_3$
 $\text{Zn}(\text{OH})_2$

(все нерастворимые)

Слабые кислоты:

HF ,
 H_2S ,
 H_2CO_3 ,
 H_2SiO_3
 CH_3COOH

Гидролиз по катиону и аниону
 $\text{pH} \sim 7$, среда слабокислая или слабощелочная



Коррозия металлов

