

- 
1. Периодический закон и периодическая система.
 2. Периодичность изменения свойств элементов в периодах и группах.
 3. Закономерность изменения кислотно-основных и окислительно-восстановительных свойств соединений в периодах и группах.

Одним из важнейших событий в химии было открытие периодического закона, открытое в 1869г русским ученым Д.И. Менделеевым.

Периодический закон: «Свойства простых тел, а также формы и свойства соединений элементов находятся в периодической зависимости от зарядов ядер их атомов»

ПЕРИОДИЧЕСКАЯ СИСТЕМА ХИМИЧЕСКИХ ЭЛЕМЕНТОВ Д. И. МЕНДЕЛЕЕВА

ПЕРИОДЫ	Г Р У П П Ы Э Л Е М Е Н Т О В																							
	A	I	В	A	II	В	A	III	В	A	IV	В	A	V	В	A	VI	В	A	VII	В	A	VIII	В
1	(H)																							
2	Li Lithium Литий	Be Beryllium Бериллий	B Borum Бор	C Carboneum Углерод	N Nitrogenium Азот	O Oxygenium Кислород	F Fluorum Фтор	Ne Neon Неон																
3	Na Natrium Натрий	Mg Magnesium Магний	Al Aluminium Алюминий	Si Silicium Кремний	P Phosphorus Фосфор	S Sulfur Сера	Cl Chlorium Хлор	Ar Argon Аргон																
4	K Kalium Калий	Ca Calcium Кальций	Sc Scandium Скандий	Ti Titanium Титан	V Vanadium Ванадий	Cr Chromium Хром	Mn Manganum Марганец	Fe Ferrum Железо	Co Cobaltum Кобальт	Ni Niccolum Никель														
	Cu Cuprum Медь	Zn Zincum Цинк	Ga Gallium Галлий	Ge Germanium Германий	As Arsenicum Мышьяк	Se Selenium Селен	Br Bromum Бром	Kr Krypton Криптон																
5	Rb Rubidium Рубидий	Sr Strontium Стронций	Y Yttrium Иттрий	Zr Zirconium Цирконий	Nb Niobium Ниобий	Mo Molybdaenum Молибден	Tc Technetium Технеций	Ru Ruthenium Рутений	Rh Rhodium Родий	Pd Palladium Палладий														
	Ag Argentum Серебро	Cd Cadmium Кадмий	In Indium Индий	Sn Stannum Олово	Sb Stibium Сурьма	Te Tellurium Теллур	I Iodum Иод	Xe Xenon Ксенон																
6	Cs Cesium Цезий	Ba Barium Барий	La* Lanthanum Лантан	Hf Hafnium Гафний	Ta Tantalum Тантал	W Wolframum Вольфрам	Re Rhenium Рений	Os Osmium Осмий	Ir Iridium Иридий	Pt Platinum Платина														
	Au Aurum Золото	Hg Hydrargyrum Ртуть	Tl Thallium Таллий	Pb Plumbum Свинец	Bi Bismuthum Висмут	Po Polonium Полоний	At Astatium Астат	Rn Radon Радон																
7	Fr Francium Франций	Ra Radium Радий	Ac** Actinium Актиний	Rf Rutherfordium Фезерфордий	Db Dubnium Дубний	Sg Seaborgium Сиборгий	Bh Bohrium Борий	Hs Hassium Хассий	Mt Meitnerium Мейтнерий															
ФОРМУЛЫ ВЫСШИХ ОКСИДОВ	R_2O		RO		R_2O_3		RO_2		R_2O_5		RO_3		R_2O_7		RO_4									
ФОРМУЛЫ ЛЕТУЧИХ ОДНОРОДНЫХ СОЕДИНЕНИЙ					RH_4		RH_3		RH_2		RH													
ЛАНТАНОИДЫ*	Ce Cesium Церий	Pr Praseodymium Празеодим	Nd Neodymium Неодим	Pm Promethium Прометий	Sm Samarium Самарий	Eu Europium Европий	Gd Gadolinium Гадолий	Tb Terbium Тербий	Dy Dysprosium Диспрозий	Ho Holmium Гольмий	Er Erbium Эрбий	Tm Thulium Тулий	Yb Ytterbium Иттербий	Lu Lutetium Лютеций										
АКТИНОИДЫ**	Th Thorium Торий	Pa Protactinium Протактиний	U Uranium Уран	Np Neptunium Нептуний	Pu Plutonium Плутоний	Am Americium Америций	Cm Curium Кюрий	Bk Berkelium Берклий	Cf Californium Калифорний	Es Einsteinium Эйнштейний	Fm Fermium Фермий	Md Mendelevium Менделеев	No Nobelium Нобелий	Lr Lawrencium Лоренций										



Периодическая система химических элементов Д. И. Менделеева – графическое изображение периодического закона.

Периодическая система и строение атома	Закономерности в периодической системе
<p>1. Порядковый номер элемента = заряду ядра его атома и количеству \bar{e}</p> <p>2. Номер периода = количеству энергетических уровней в атоме элемента.</p> <p>3. Номер группы = максимальной степени окисления (числу валентных \bar{e}).</p> <p>4. В периоде \longrightarrow</p> <p>а) увеличиваются заряды атомных ядер;</p> <p>б) увеличивается число \bar{e} на внешнем уровне;</p> <p>в) число энергетических уровней постоянно,</p> <p style="text-align: center;">↓</p> <p>радиусы атомов уменьшаются (притяжение внешних \bar{e} к ядру усиливается).</p> <p>5. В главной подгруппе \downarrow</p> <p>а) увеличиваются заряды атомных ядер;</p> <p>б) число \bar{e} на внешнем уровне постоянно;</p> <p>в) увеличивается число энергетических уровней,</p> <p style="text-align: center;">↓</p> <p>радиусы атомов увеличиваются (притяжение внешних \bar{e} к ядру ослабевает).</p> <p>6. Периодичность объясняется повторяемостью в заполнении \bar{e} энергетических уровней.</p>	<p>В периоде из-за уменьшения $R_{ат.}$:</p> <p>1. Металлические свойства образуемых элементами простых веществ ослабевают, а неметаллические – усиливаются.</p> <p>2. Характер оксидов и гидроксидов элементов меняется основной \rightarrow амфотерный \rightarrow кислотный.</p> <p>3. В больших периодах свойства меняются медленнее, т. к. идет заполнение \bar{e} одного из предвнешних уровней, что мало влияет на $R_{ат.}$.</p> <p>В главных подгруппах из-за увеличения $R_{ат.}$:</p> <p>1. Металлические свойства образуемых элементами простых веществ усиливаются, а неметаллических – ослабевают.</p> <p>2. Основной характер оксидов и гидроксидов усиливается, кислотный – ослабевает.</p> <p>По диагонали уменьшение $R_{ат.}$ в периоде примерно компенсируется увеличением $R_{ат.}$ в подгруппе:</p> <p>элементы, расположенные на одной диагонали, образуют сходные по свойствам соединения: $Li \rightarrow Mg$; $Be \rightarrow Al$</p> <p>Звездность периодической системы</p> <p>Свойства центрального элемента являются средними из свойств элементов, окружающих его.</p> <div style="text-align: center;"> <pre> Li Be B \ / \Mg/ / \ Na ← Mg → Al K Ca Sc </pre> </div>

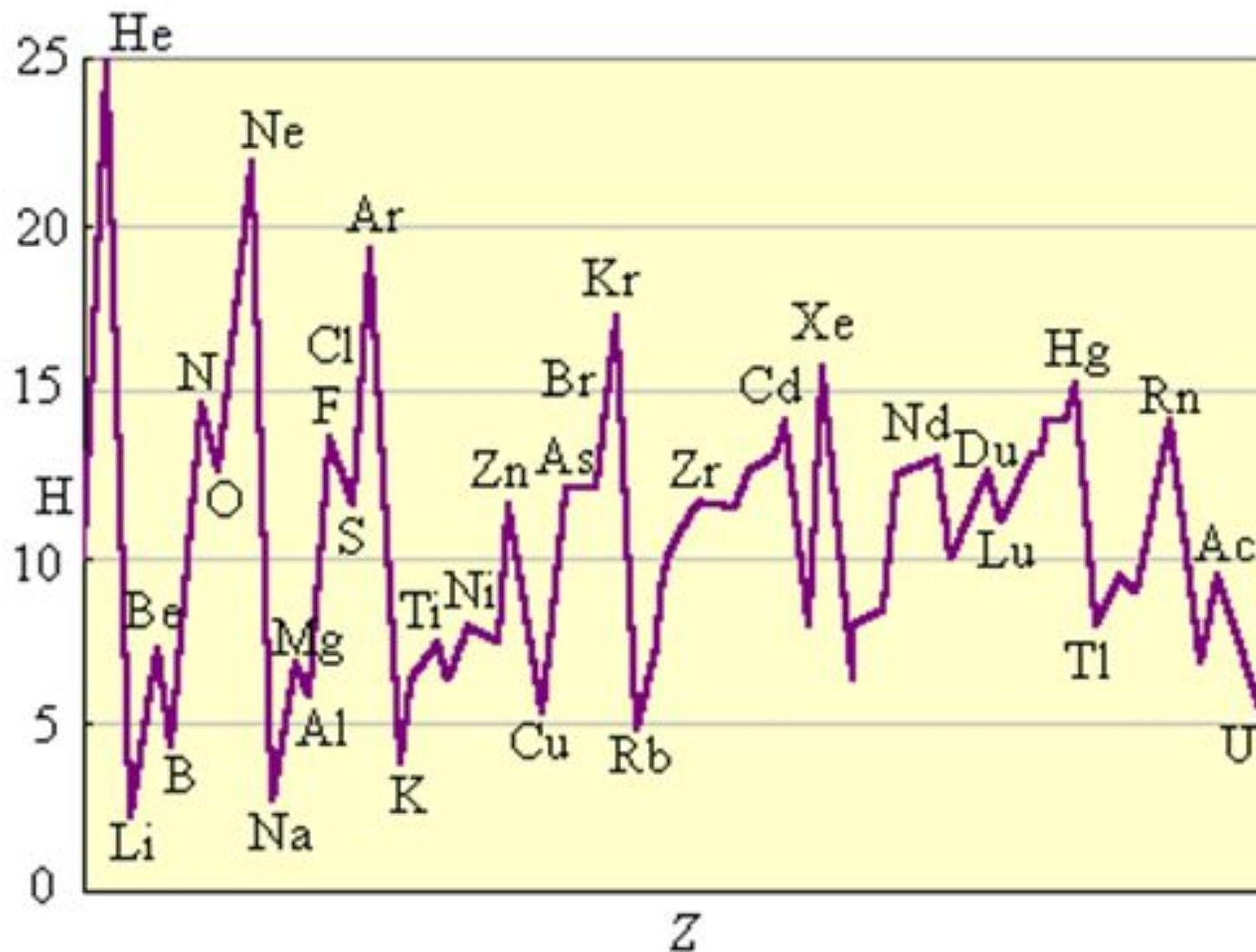
- **Радиус атома.** За радиус свободного атома принимают положение главного максимума плотности внешних электронных оболочек. Это так называемый орбитальный радиус.
- В периодах орбитальные атомные радиусы по мере увеличения заряда ядра Z в общем монотонно уменьшаются из-за роста степени взаимодействия внешних электронов с ядром.
- В подгруппах радиусы в основном увеличиваются из-за возрастания числа электронных оболочек.

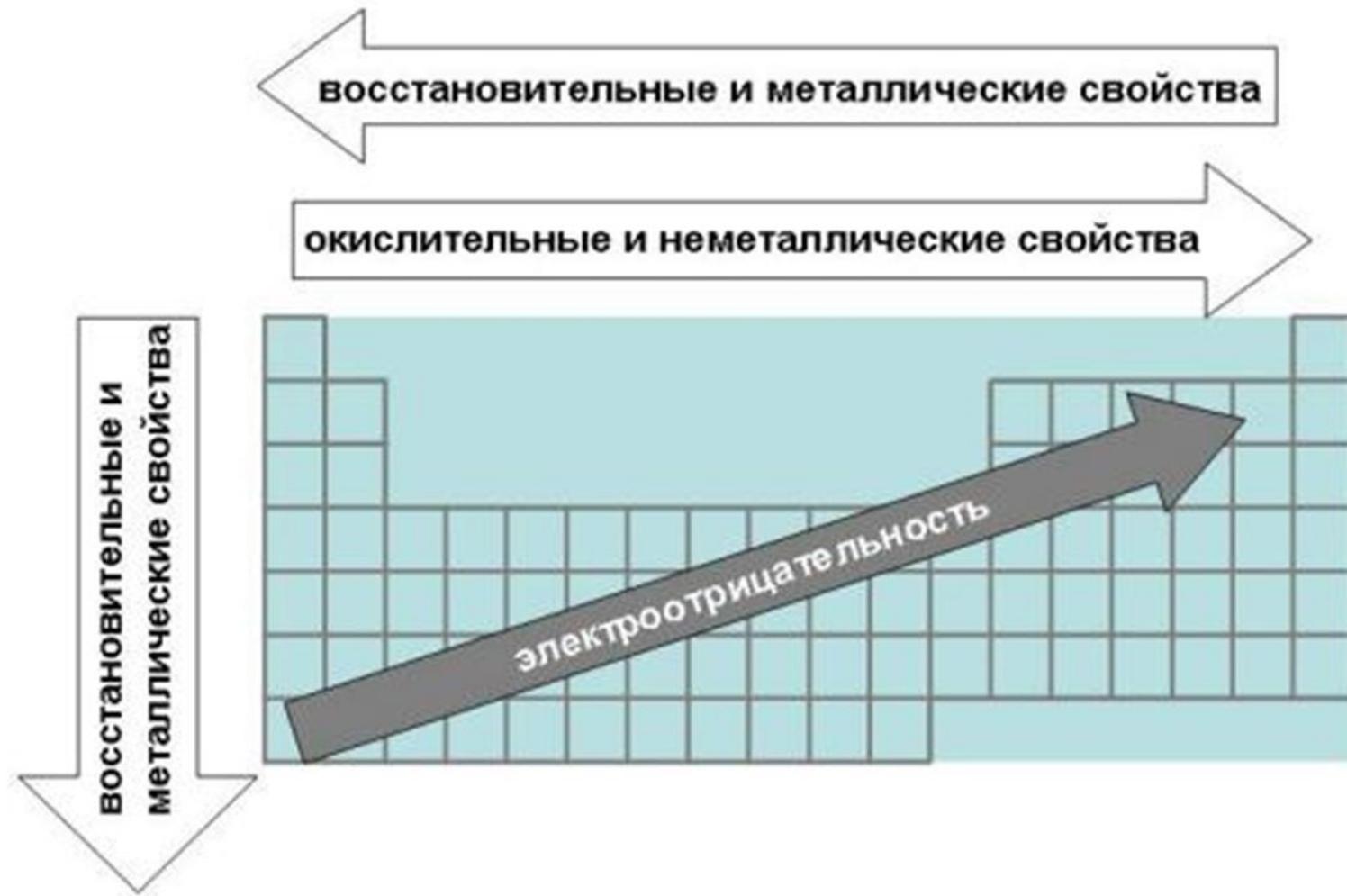
Изменение радиуса в периоде и группе



- *Энергией ионизации* атома I называется количество энергии, необходимое для отрыва электрона от невозбужденного атома или иона. $\text{Э}^+ - \text{e}^- = \text{Э}^+$
- Энергия ионизации является очень важной характеристикой атомов, от нее в значительной степени зависят характер и прочность химической связи. От энергии ионизации зависят также восстановительные свойства атомов, поскольку чем меньше энергия ионизации-, тем легче атом отдает электрон.

Изменение энергии ионизации элементов в периодах



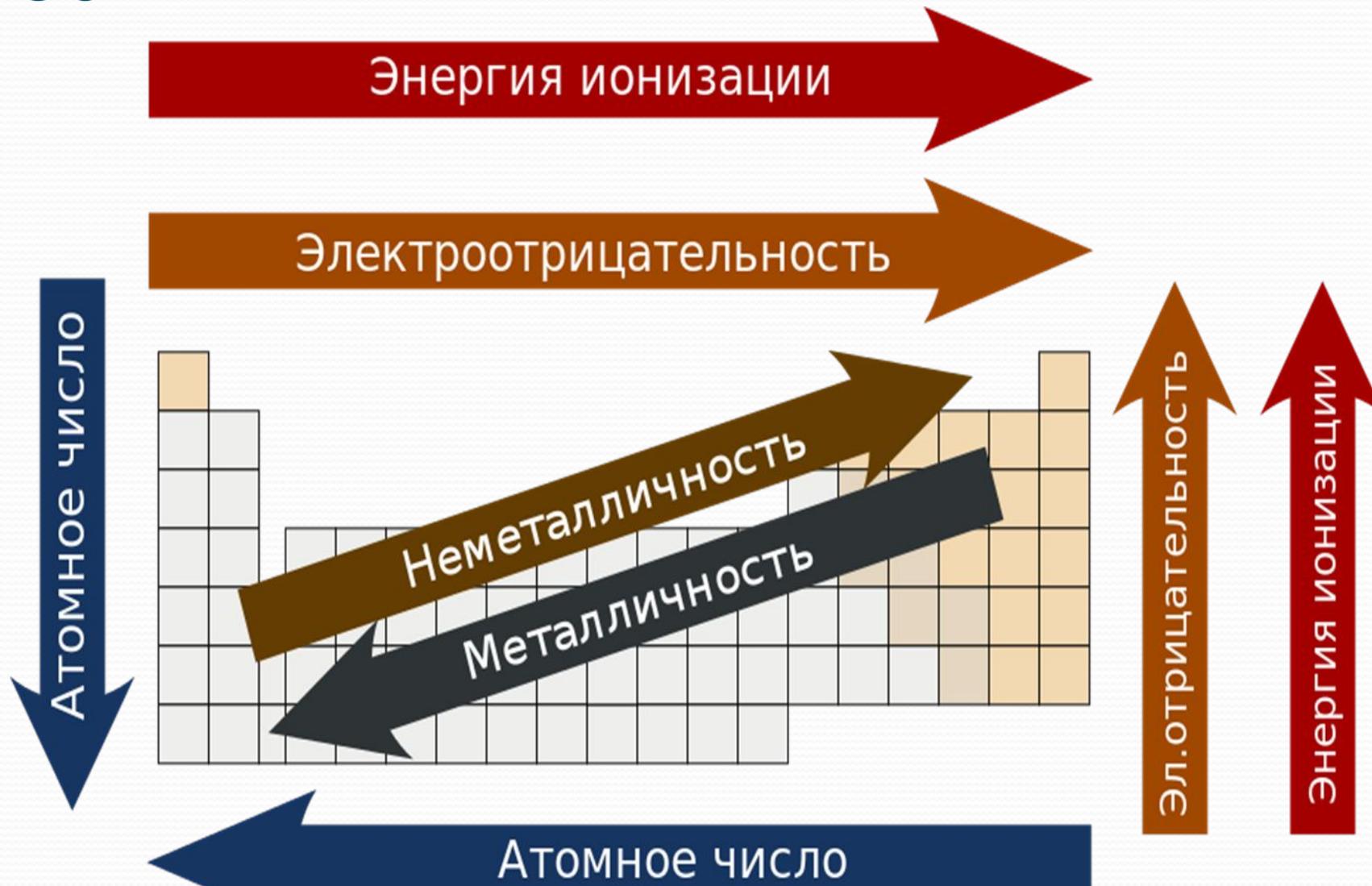


Сродство к электрону

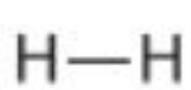
- Это энергия, выделяющаяся или поглощающаяся при захвате электрона атомом или энергия, необходимая для присоединения электрона к атому:

$$\text{Э} + e = \text{Э}^- \quad , \quad \mathbf{F} \text{ [кДж/моль]}$$

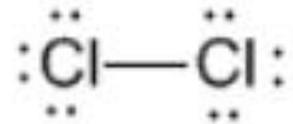
Тенденции изменения важнейших физических характеристик атомов элементов в группе и периоде



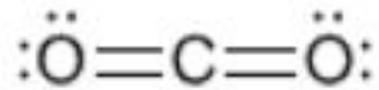
- Валентность атома – это его способность образовывать определенное число химических связей с другими атомами.



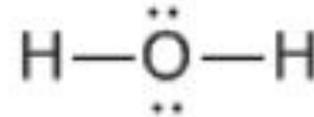
водород



хлор



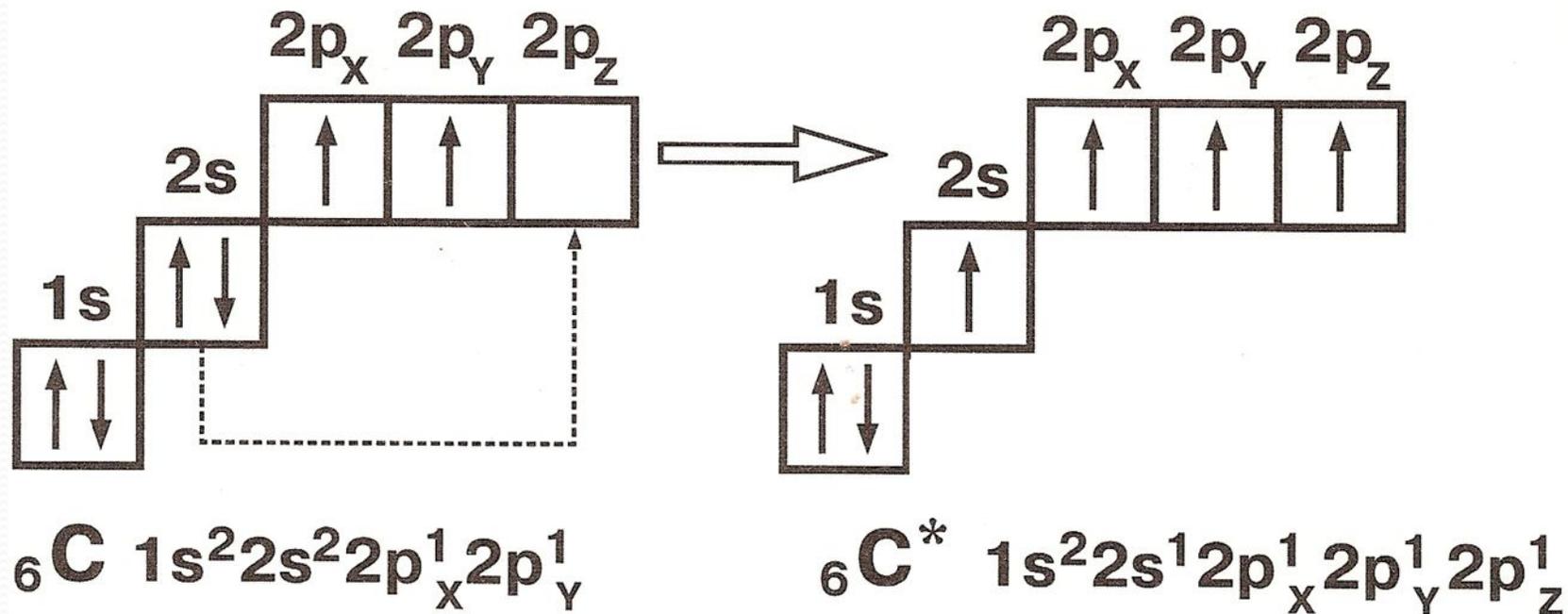
углекислый газ



вода

- Электроны, которые принимают участие в образовании химических связей называются валентными.

- Валентные возможности атома определяются:
 - числом неспаренных электронов
 - числом пустых орбиталей
 - наличием неподеленных электронных пар
- *Основное* и *возбужденное* состояние атома углерода:



Валентность у неметаллов:

У неметаллов проявляются в основном две валентности: высшая, равная номеру группы, и низшая, равная разности между числом 8 и номером группы, в которой находится данный элемент. Например, сера S имеет высшую валентность 6 и низшую 2 ($8-6=2$), фосфор P – валентности 5 и 3 ($8-5=3$)

- 1) При соединений неметаллов с металлами неметаллы проявляют низшую валентность. Например, NaCl (при соединении хлора с натрием хлор проявляет низшую валентность 1)
- 2) При соединений неметаллов с водородом, также проявляют низшую валентность
- 3) При соединении неметалла с неметаллом, то высшую валентность проявит тот, кто стоит ближе к диагонали (границе), т.е. тот химический элемент , который стоит в таблице Менделеева ниже и левее. Например, при соединении серы и кислородом сера проявляет высшую валентность 6, а кислород – низшую 2. И кислород, и сера стоят в одном ряду, но сера стоит ниже кислорода, то есть ближе к диагонали. Или, например, при соединении кремния и углерода. Оба элемента стоят в одном ряду, но кремний находится ниже углерода, значит у него высшая валентность 4, а углерода низшая валентность, тоже 4 ($8-4=4$)

- **Степень окисления** – это условный заряд, который получает атом в результате полной отдачи (принятия) электронов, исходя из условия, что все связи в соединении ионные.
- Степень окисления может быть ***равна*** валентности, если в соединении нет ковалентных неполярных связей.

Z ↑ R ↓ ЭО ↑ вал. е ↑ ВСО ↑ ок.св ↑ ВОС.св ↓ Me ↓ неMe ↑



Z ↑
R ↑
Эн. ур. ↑
ЭО ↓
ок. св ↓
вос. св ↑
Me ↑
неMe ↓



Himege.ru

Периоды	Ряды	ГРУППЫ ЭЛЕМЕНТОВ																			
		I		II		III		IV		V		VI		VII		VIII		a			
		a	b	a	b	a	b	a	b	a	b	a	b	b							
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		21 Sc СКАНДИЙ 44,956		22 Ti ТИТАН 47,887		23 V ВАНАДИЙ 50,942		24 Cr ХРОМ 51,996		25 Mn МАРГАНЕЦ 54,938		26 Fe ЖЕЛЕЗО 55,845		27 Co КОБАЛЬТ 58,933		28 Ni НИКЕЛЬ 58,7	
	5	29 Cu МЕДЬ 63,546		30 Zn ЦИНК 65,37		31 Ga ГАЛЛИЙ 69,72		32 Ge ГЕРМАНИЙ 72,59		33 As МЫШЬЯК 74,922		34 Se СЕЛЕН 78,96		35 Br БРОМ 79,904						Kr КРИПТОН 83,8	36
5	6	Rb РУБИДИЙ 85,468		Sr СТРОНЦИЙ 87,62		39 Y ИТРИЙ 88,906		40 Zr ЦИРКОНИЙ 91,224		41 Nb НИОБИЙ 92,906		42 Mo МОЛИБДЕН 95,94		43 Tc ТЕХНЕЦИЙ 98		44 Ru РУТЕНИЙ 101,07		45 Rh РОДИЙ 102,906		46 Pd ПАЛЛАДИЙ 106,4	
	7	47 Ag СЕРЕБРО 107,868		48 Cd КАДМИЙ 112,41		49 In ИНДИЙ 114,82		50 Sn ОЛОВО 118,69		51 Sb СУРЬМА 121,75		52 Te ТЕЛЛУР 127,6		53 I ИОД 126,905						Xe КСЕНОН 131,3	54
6	8	Cs ЦЕЗИЙ 132,905		Ba БАРИЙ 137,34		57-71 ЛАНТАНОИДЫ		72 Hf ГАФНИЙ 178,49		73 Ta ТАНТАЛ 180,948		74 W ВОЛЬФРАМ 183,85		75 Re РЕНИЙ 186,207		76 Os ОСМИЙ 190,2		77 Ir ИРИДИЙ 192,22		78 Pt ПЛАТИНА 195,09	
	9	79 Au ЗОЛОТО 196,967		80 Hg РУТУТЬ 200,59		81 Tl ТАЛЛИЙ 204,37		82 Pb СВИНЕЦ 207,19		83 Bi ВИСМУТ 208,98		84 Po ПОЛОНИЙ [210]		85 At АСТАТ [210]						Rn РАДОН [222]	86
7	10	Fr ФРАНЦИЙ [223]		Ra РАДИЙ [226]		89-103 АКТИНОИДЫ		104 Rf РЕЗЕРФОРДИЙ [261]		105 Db ДУБИЙ [262]		106 Sg СИБОРГИЙ [263]		107 Bh БОРИЙ [262]		108 Hn ХАННИЙ [265]		109 Mt МЕЙТНЕРИЙ [268]		110	

Кислотно-основные свойства химических соединений, их изменение в группе и периоде

Кислотно – основные свойства гидроксидов зависят от того, какая из двух связей в цепочке Э – О – Н является менее прочной.

Если менее прочна связь Э–О, то гидроксид проявляет **основные** свойства, если О–Н – **кислотные**.

Чем менее прочны эти связи, тем больше сила соответствующего основания или кислоты. Прочность связей Э–О и О–Н в гидроксиде зависит от распределения электронной плотности в цепочке Э–О– Н.

На последнюю наиболее сильно влияют степень окисления элемента и ионный радиус. Увеличение степени окисления элемента и уменьшение его ионного радиуса, вызывают смещение электронной плотности к атому

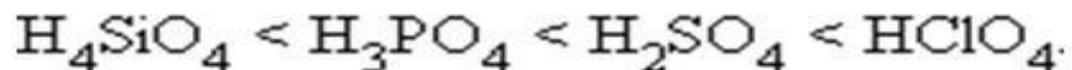
элемента в цепочке Э ← О ← Н. Это приводит к ослаблению связи О–Н и усилению связи Э–О.

Поэтому основные свойства гидроксида ослабевают, а кислотные – усиливаются.

Изменение характера оксидов и гидроксидов

В периоде с увеличением заряда ядра (слева направо) основные свойства гидроксидов постепенно ослабевают, кислотные усиливаются.

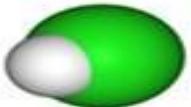
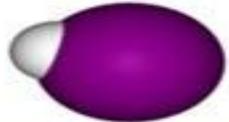
+1 Na ₂ O	+2 MgO	+3 Al ₂ O ₃	+4 SiO ₂	+5 P ₂ O ₅	+6 SO ₃	+7 Cl ₂ O ₇	—
NaOH Щ., СИЛ. О	Mg(OH) ₂ СЛ. Н. О	Al(OH) ₃ АМФ. Г.	H ₂ SiO ₃ СЛ. Н. К.	H ₃ PO ₄ К. СР. С.	H ₂ SO ₄ СИЛ. К.	HClO ₄ СИЛ. К.	—



В пределах одной группы с увеличением заряда ядра (сверху вниз) основные свойства гидроксидов элементов усиливаются, кислотные ослабевают.



Изменение кислотных свойств водородных соединений

	Соединение	Формула	Модель	Водный раствор	Соли
Полярность связи ↓ прочность связи ↓ сила кислоты ↑	Фтороводород	HF		Плавиковая кислота	Фториды
	Хлороводород	HCl		Соляная кислота	Хлориды
	Бромоводород	HBr		Бромоводородная кислота	Бромиды
	Иодоводород	HI		Йодоводородная кислота	Йодиды

В группах сверху вниз (в ряду HF-HCl-HBr-HI) отрицательно заряженные анионы все слабее притягивают положительно заряженные ионы водорода (т.к. радиус неметаллов увеличивается и => увеличивается длина связи) => облегчается процесс отщепления ионов водорода и **кислотные свойства водородных соединений увеличиваются.**

Изменение характера оксидов

Линия разделяющая металлы и неметаллы

	1	2	13	14	15	16	17
2	Li_2O	BeO	B_2O_3	CO_2	N_2O_3 N_2O_5		
3	Na_2O	MgO	Al_2O_3	SiO_2	P_2O_3 P_2O_5	SO_2 SO_3	Cl_2O_7
4	K_2O	CaO	Ga_2O_3	GeO_2	As_2O_3 As_2O_5	SeO_2 SeO_3	Br_2O
5	Rb_2O	SrO	In_2O_3	SnO_2	Sb_2O_5	TeO_3	I_2O_5
6	Cs_2O	BaO	Tl_2O_3	PbO_2	Bi_2O_5	Po	At

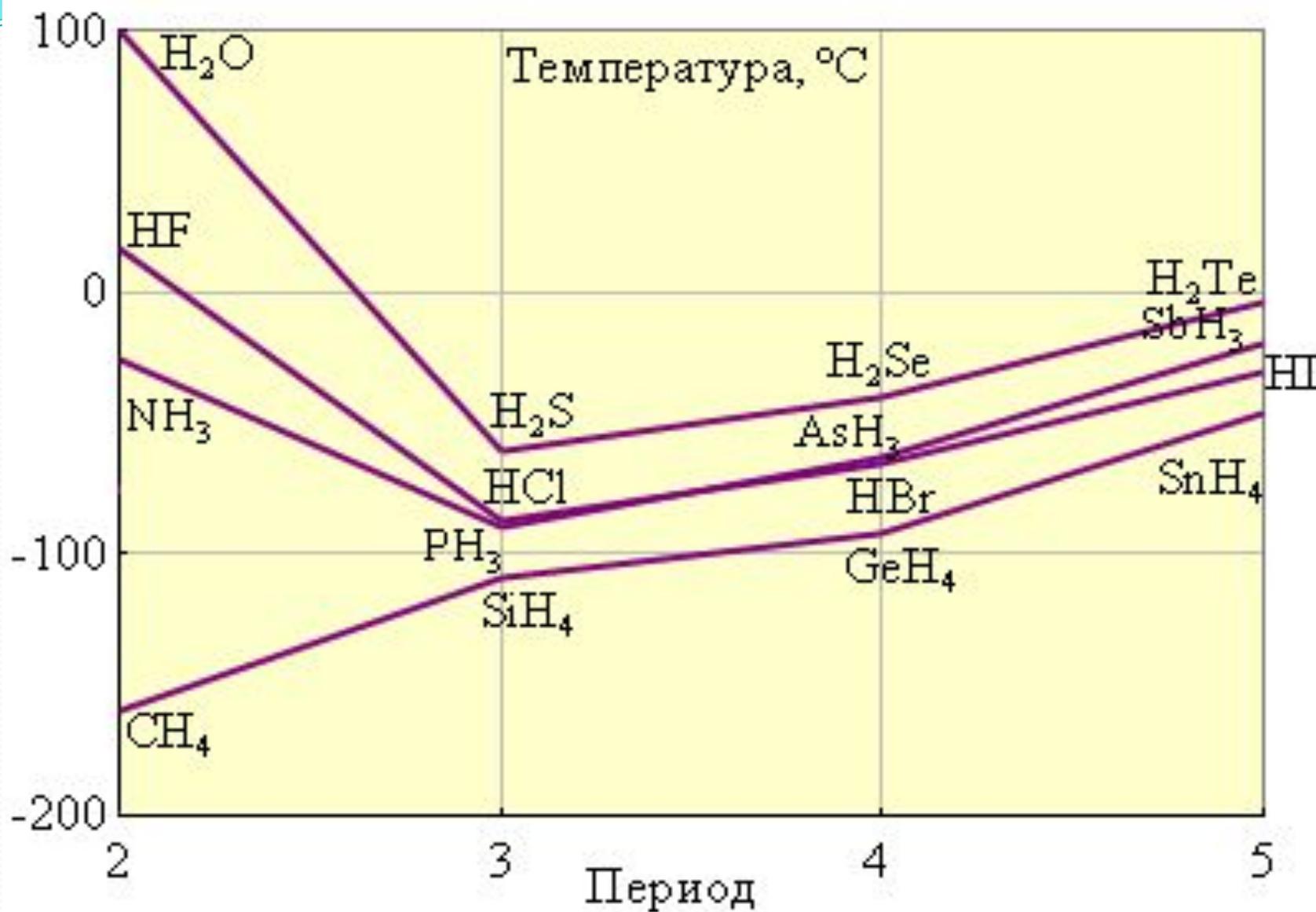
■ Основные оксиды

■ Амфотерные оксиды

■ Кислотные оксиды



Температуры кипения гидридов некоторых элементов



- Обычно с увеличением молекулярной массы температуры кипения и плавления соединений увеличиваются. Ожидаемый ход кривой наблюдается только для водородных соединений IVA группы (CH₄, SiH₄, GeH₄, SnH₄), в трех других рассмотренных группах обнаруживаются аномально высокие точки кипения для NH₃, H₂O, HF.
- Это объясняется образованием из молекул этих веществ ассоциатов —H—F...H—F... за счет водородной связи *).
- Интересно отметить, что наиболее прочной является водородная связь между молекулами HF, т. к. фтор — наиболее электроотрицательный элемент, однако, как видно из рис., самая высокая температура кипения у воды. Объясняется это тем, что каждая молекула воды может образовать две водородные связи, тогда как молекула фтористого водорода — только одну.