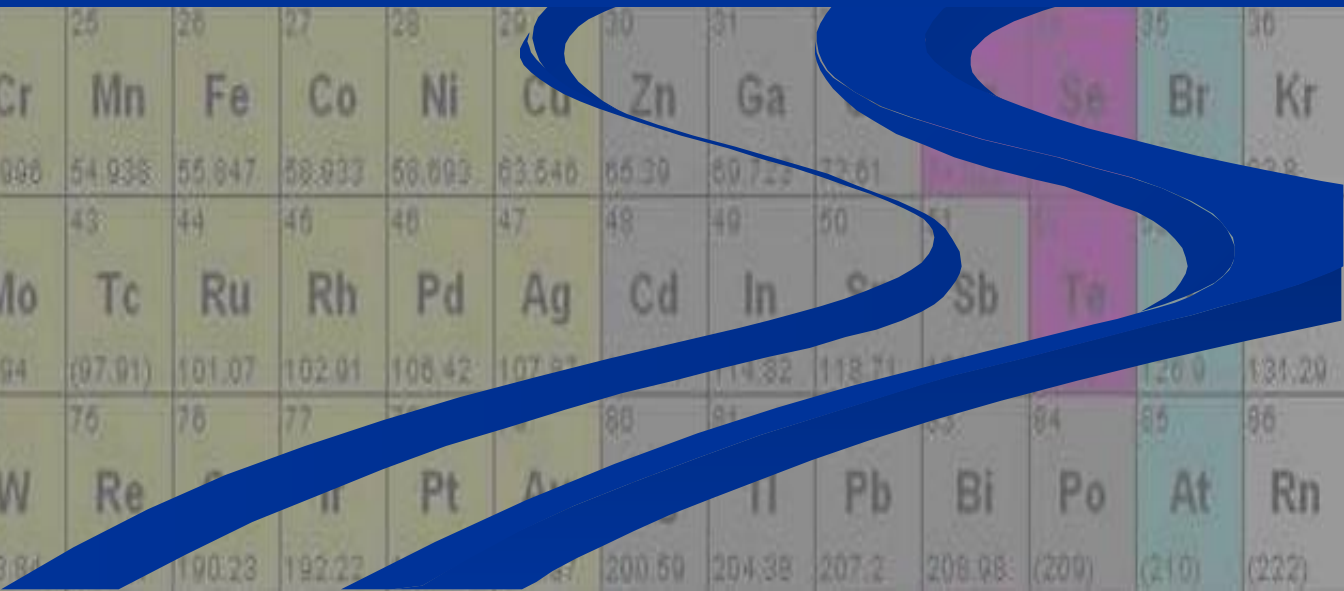
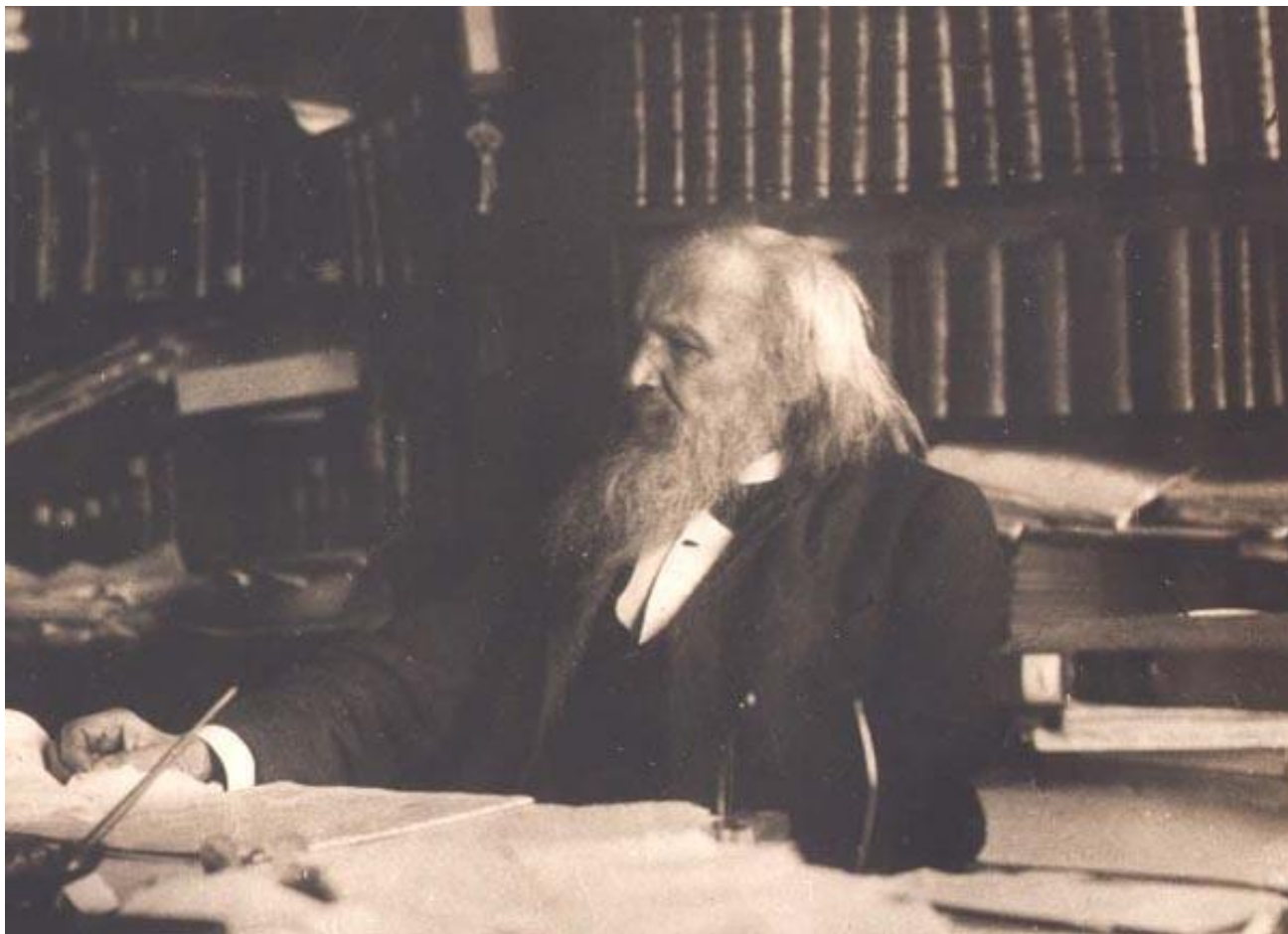


ПЕРИОДИЧЕСКИЙ ЗАКОН (ПЗ) И ПЕРИОДИЧЕСКАЯ СИСТЕМА (ПС) ХИМИЧЕСКИХ ЭЛЕМЕНТОВ Д.И. МЕНДЕЛЕЕВА



19	20	21	22	23	24	25	26	27	28	29	30	31	32	33	34	35	36
K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
39	40	41	42	43	44	45	46	47	48	49	50	51	52	53	54	55	56
Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
87	88	89	90	91	92	93	94	95	96	97	98	99	100	101	102	103	104
Cs	Ba	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn	
133	137	138.91	178.49	180.95	183.84	186.21	190.23	192.22	197.04	200.59	204.38	207.2	208.98	(209)	(210)	(222)	



**ПС элементов была предложена выдающимся
русским химиком Д.И. Менделеевым
в 1869 году**

ПЕРИОДИЧЕСКИЙ ЗАКОН

Свойства простых веществ и соединений, которые они образуют, находятся в *периодической зависимости* от величины атомного номера элемента.

В основу современной классификации элементов положен главный признак – заряд ядра и электронная конфигурация атомов.

ПЕРИОДИЧЕСКИЙ ЗАКОН


Периодический закон был сформулирован почти за полстолетия до открытия электрона!

Сформулированный закон позволил:

- уточнить атомные массы многих известных Менделееву элементов;
- предсказать существование и свойства неизвестных в то время элементов (экасилиция (германия), экабора (галлия) и экаалюминия (скандия)).

Графическим отображением ПЗ является ПС

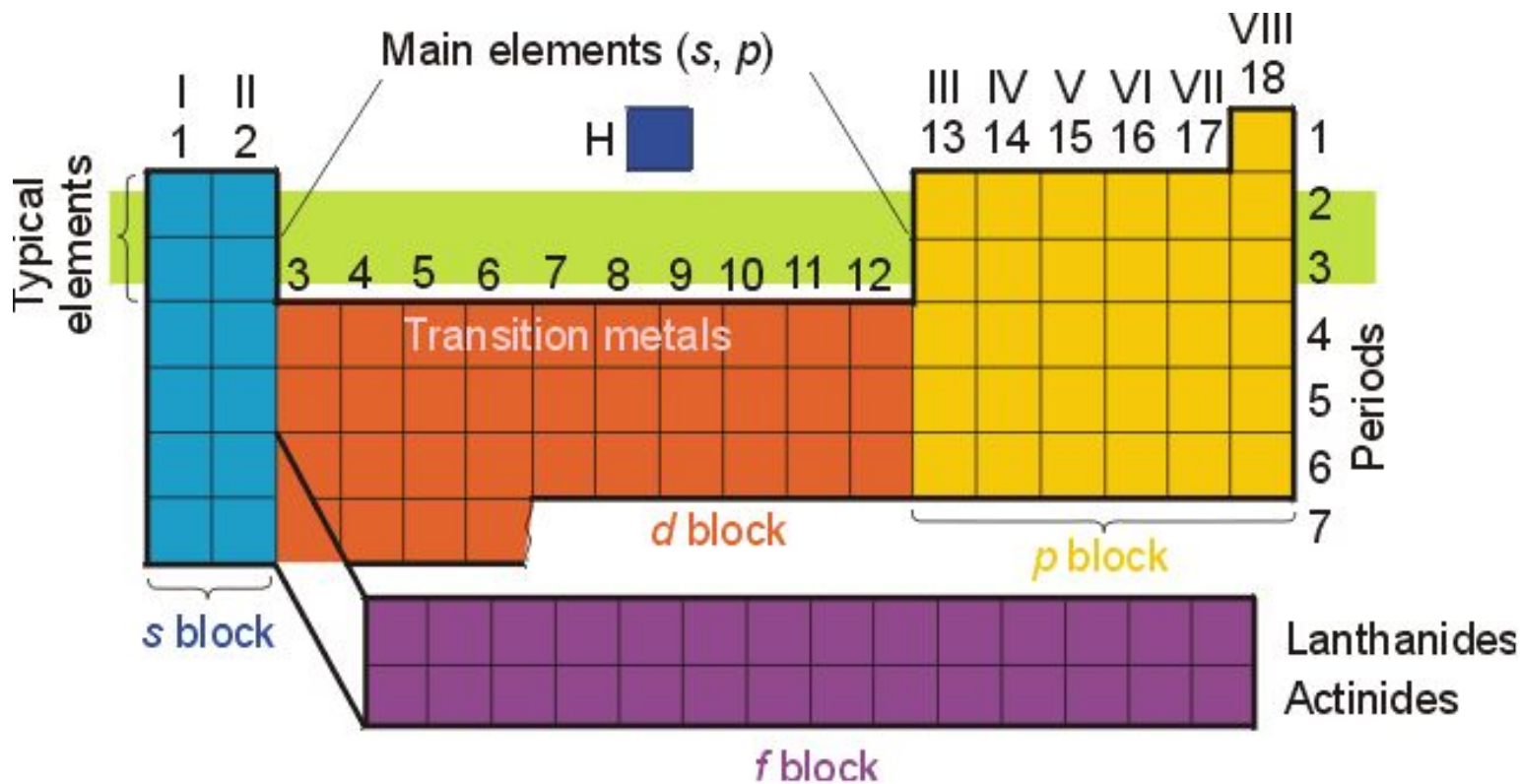
ПС ЭЛЕМЕНТОВ ЧАСТО ИСПОЛЬЗУЕМАЯ В РОССИИ (короткопериодный вариант)

периоды	группы							VIII						
I	I							VIII						
	ПЕРИОДИЧЕСКАЯ СИСТЕМА ХИМИЧЕСКИХ ЭЛЕМЕНТОВ Д.И. МЕНДЕЛЕЕВА							2						
I	1 H водород 1,0079								2 He гелий 4,0026	 <i>Дмитрий Иванович Менделеев</i> (1837-1889)				
II	3 Li литий 6,941	4 Be бериллий 9,01218	5 B бор 10,811	6 C углерод 12,011	7 N азот 14,0067	8 O кислород 15,9994	9 F фтор 18,9984	10 Ne неон 20,179						
III	11 Na натрий 22,98977	12 Mg магний 24,305	13 Al алюминий 26,98154	14 Si кремний 28,0855	15 P фосфор 30,97376	16 S сера 32,066	17 Cl хлор 35,453	18 Ar аргон 39,948						
IV	19 K калий 39,0983	20 Ca кальций 40,078	21 Sc скандий 44,95591	22 Ti титан 47,88	23 V ванадий 50,9415	24 Cr хром 51,9961	25 Mn марганец 54,9380	26 Fe железо 55,847	27 Co кобальт 58,9332	28 Ni никель 58,69				
	29 Cu медь 63,546	30 Zn цинк 65,39	31 Ga галлий 69,723	32 Ge германий 72,59	33 As мышьяк 74,9216	34 Se селен 78,96	35 Br бром 79,904	36 Kr криптон 83,80						
V	37 Rb рубидий 85,4678	38 Sr стронций 87,62	39 Y иттрий 88,9059	40 Zr цирконий 91,224	41 Nb ниобий 92,9064	42 Mo молибден 95,94	43 Tc технеций 98,9062	44 Ru рутений 101,07	45 Rh родий 102,9055	46 Pd палладий 106,42				
	47 Ag серебро 107,8682	48 Cd кадмий 112,41	49 In индий 114,82	50 Sn олово 118,710	51 Sb сурьма 121,75	52 Te теллур 127,60	53 I иод 126,9045	54 Xe ксенон 131,29						
VI	55 Cs цезий 132,9054	56 Ba барий 137,33	57* La лантан 138,9055	72 Hf гафний 178,49	73 Ta тантал 180,9479	74 W вольфрам 183,85	75 Re рений 186,207	76 Os осмий 190,2	77 Ir иридий 192,22	78 Pt платина 195,08				
	79 Au золото 196,9665	80 Hg ртуть 200,59	81 Tl таллий 204,383	82 Pb свинец 207,2	83 Bi висмут 208,9804	84 Po полоний 208,9824	85 At астат 210,9871	86 Rn радон 222,0176						
VII	87 Fr франций 223,0197	88 Ra радий 226,0254	89** Ac актиний 227,0278	104 Rf резерфордий [261]	105 Db дубний [262]	106 Sg сигборгий [263]	107 Bh борий [264]	108 Hs хассий [265]	109 Mt мейтнерий [268]	110 Ds дармштадтий [271]				
VIII	58 Ce церий 140,12	59 Pr празеодим 140,9077	60 Nd неодим 144,24	61 Pm прометий 144,9128	62 Sm самарий 150,36	63 Eu европий 151,96	64 Gd гадолиний 157,25	65 Tb тербий 158,9254	66 Dy диспрозий 162,50	67 Ho гольмий 164,9304	68 Er эрбий 167,26	69 Tm тулий 168,9342	70 Yb иттербий 173,04	71 Lu лютеций 174,967
	90 Th торий 232,0381	91 Pa протактиний 231,0359	92 U уран 238,0289	93 Np нептуний 237,0482	94 Pu плутоний 244,0642	95 Am амерций 243,0614	96 Cm юрий 247,0703	97 Bk берклий 247,0703	98 Cf калифорний 251,0796	99 Es эйзштаттиний 252,0828	100 Fm фермий 257,0951	101 Md менделеевий 258,0986	102 No нобелий 259,1009	103 Lr лоуренсий 260,1054

ОФИЦИАЛЬНАЯ ПС ЭЛЕМЕНТОВ ИЮПАК (длиннопериодный вариант)

H	1																He	
Li	Be	H										B	C	N	O	F	Ne	
Na	Mg	1.007976										Edit	Al	Si	P	S	Cl	Ar
K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr	
Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe	
Cs	Ba	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn	
Fr	Ra	Ac																
			Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu		
			Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr		

СТРУКТУРА ПС



Лантаниды (лантаноиды) – 4f элементы (*ид* – от греческого *следующий* за; *оид* – от греческого *подобный*).

Аналогично, **актиниды (актиноиды)** – 5f элементы

Галогены – элементы 17 группы

Халькогены - элементы 16 группы

Пниктогены - элементы 15 группы

Закономерности изменения свойств атомов и ионов

**К числу важнейших свойств элементов, определяемых
электронным строением, относятся:**

- радиусы;**
- потенциалы ионизации;**
- сродство к электрону;**
- электроотрицательность.**

**Все эти характеристики закономерно изменяются по
периодам и группам**

Закономерности изменения свойств атомов и ионов

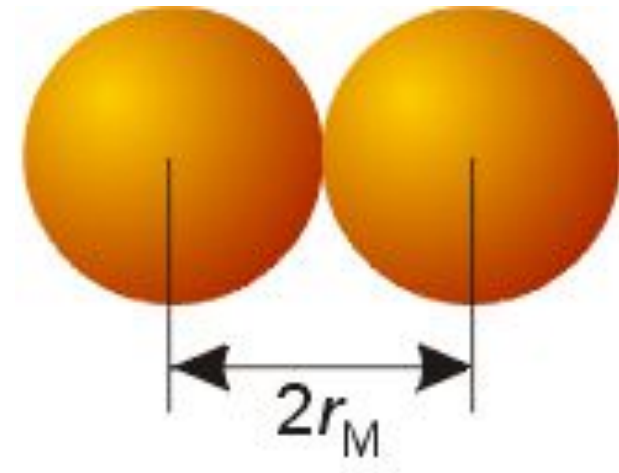
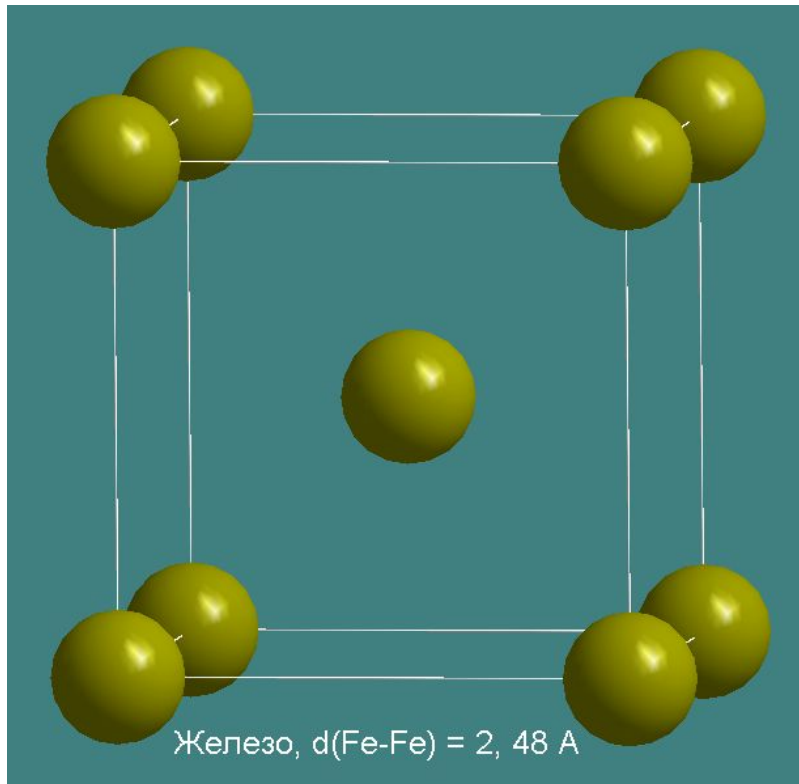
Одна из основных характеристик атомов и ионов
– их размеры.

Строение соединений – расположение атомов в
пространстве (расстояния между атомами, углы).

Единица измерения расстояний - 1Å

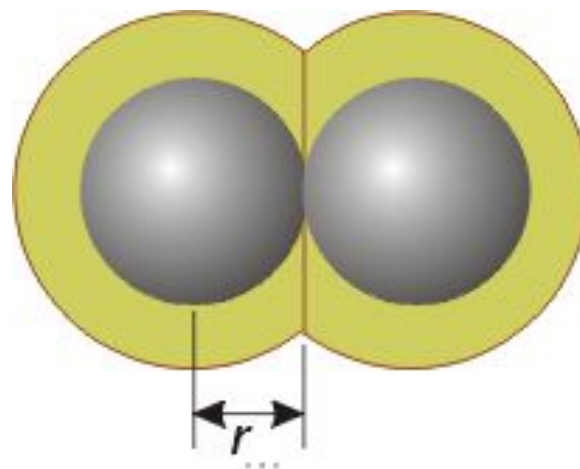
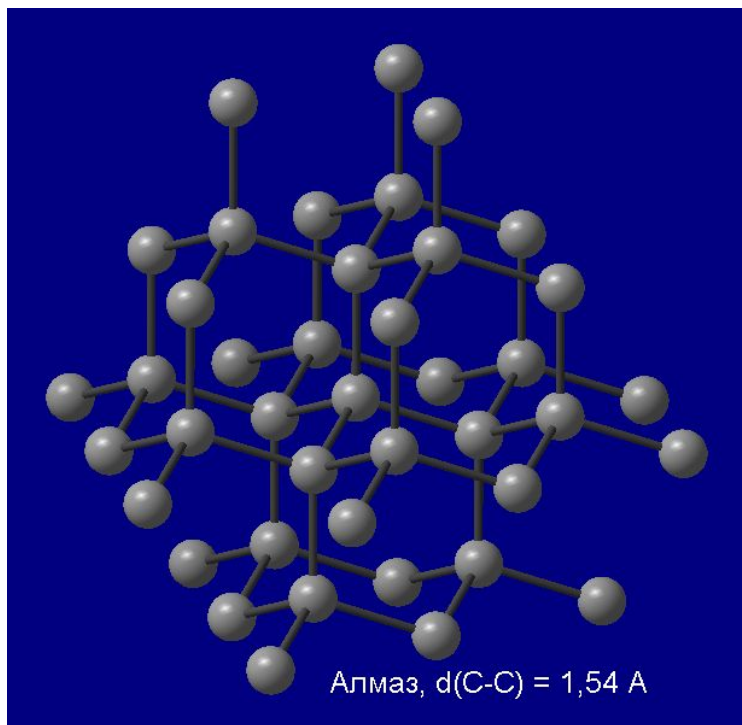
Металлический радиус

Металлический радиус (для металлов) – половина расстояния между ядрами соседних атомов



Ковалентный радиус

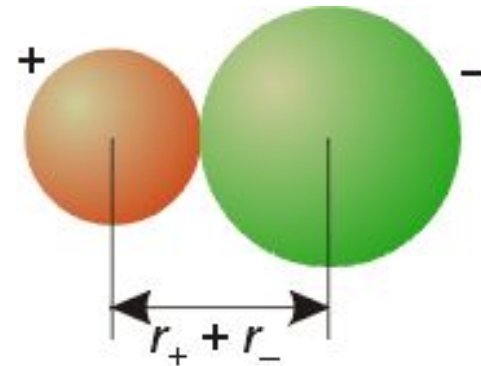
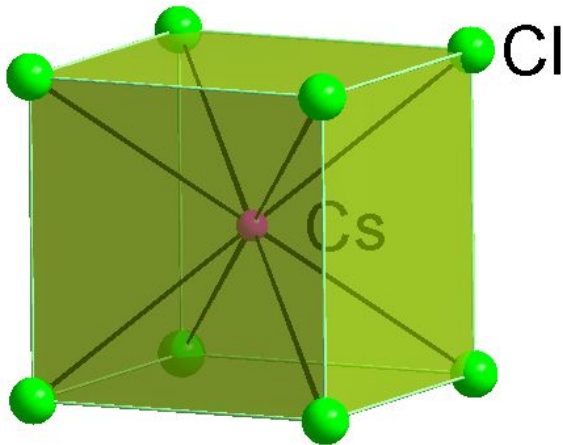
Ковалентный радиус (для неметаллов) –
половина расстояния между ядрами соседних атомов



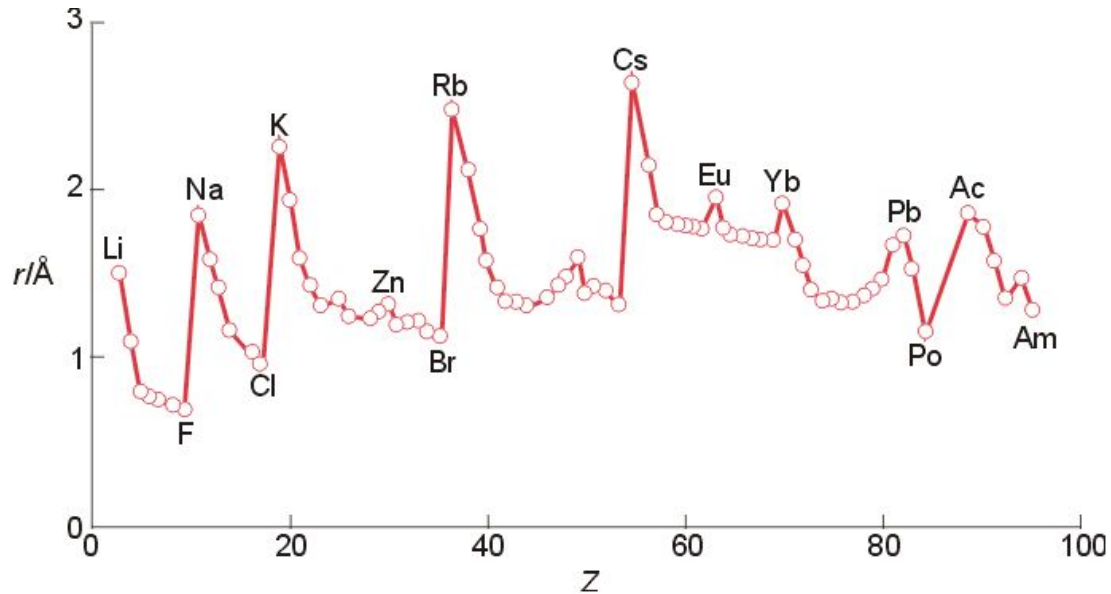
Металлический радиус и ковалентный радиус называют
атомными радиусами

Ионный радиус

Ионный радиус (для ионных соединений) – пример CsCl: из данных РСА определяют карту электронной плотности и там где минимум электронной плотности на прямой Cs-Cl, проводят границу между Cs^+ и Cl^-



Закономерности изменения атомных радиусов



Атомный радиус уменьшается в периоде при увеличении атомного номера (Z):
 $\text{Li}(1s^2 2s^1) \rightarrow \text{F}(1s^2 2s^2 2p^5)$ – валентные электроны занимают орбитали одной оболочки, но увеличивается заряд ядра.

Атомный радиус увеличивается в группе при увеличении атомного номера (Z):
 $\text{Li}([\text{He}]2s^1) \rightarrow \text{Cs}([\text{Xe}]5s^1)$ – валентные электроны занимают орбитали с большим главным квантовым числом.

Изменение атомных радиусов в группах меньше, чем в периодах. В группах изменение немонотонно (одна из причин – «лантанидное сжатие»)

Закономерности изменения ионных радиусов

Li⁺ 0.59(4) 0.76(6)	Be²⁺ 0.27(4)	B³⁺ 0.12(4)			N³⁻ 1.71	O²⁻ 1.35(2) 1.38(4) 1.40(6) 1.42(8)	F⁻ 1.28(2) 1.31(4) 1.33(6)
Na⁺ 0.99(4) 1.02(6) 1.16(8)	Mg²⁺ 0.49(4) 0.72(6) 0.89(8)	Al³⁺ 0.39(4) 0.53(6)			P³⁻ 2.12	S²⁻ 1.84(6)	Cl⁻ 1.67(6)
K⁺ 1.38(6) 1.51(8) 1.59(10) 1.60(12)	Ca²⁺ 1.00(6) 1.12(8) 1.28(10) 1.35(12)	Ga³⁺ 0.62(6)			As³⁻ 2.22	Se²⁻ 1.98(6)	Br⁻ 1.96(6)
Rb⁺ 1.49(6) 1.60(8) 1.73(12)	Sr²⁺ 1.16(6) 1.25(8) 1.44(12)	In³⁺ 0.79(6) 0.92(8)	Sn²⁺ 1.22(8)	Sn⁴⁺ 0.69(6)		Te²⁻ 2.21(6)	I⁻ 2.06(6)
Cs⁺ 1.67(6) 1.74(8) 1.88(12)	Ba²⁺ 1.49(6) 1.56(8) 1.75(12)	Tl³⁺ 0.88(6)					

В таблице ионные радиусы приведены в Å, в скобках указано КЧ

Закономерности изменения ионных радиусов

Ионный радиус зависит от координационного окружения (КЧ) – чем больше КЧ, тем больше радиус.

В пределах периода размеры анионов больше размеров катионов (упрощенно: катионы – маленькие, анионы – большие).

Ионный радиус увеличивается в группе при увеличении атомного номера: Li^+ ([He] → Cs^+ ([Xe]).

Изоэлектронные катионы – Na^+ , Mg^{2+} , Al^{3+} имеют одинаковую электронную конфигурацию [Ne], но отличаются зарядом, ионный радиус сильно уменьшается.

Изоэлектронные анионы – P^{3-} , S^{2-} , Cl^- имеют одинаковую электронную конфигурацию [Ar], но отличаются зарядом, ионный радиус уменьшается

Закономерности изменения ионных радиусов для переходных металлов

В периоде: Ti^{2+} (1,00 Å) \rightarrow Ni^{2+} (0,83 Å) –

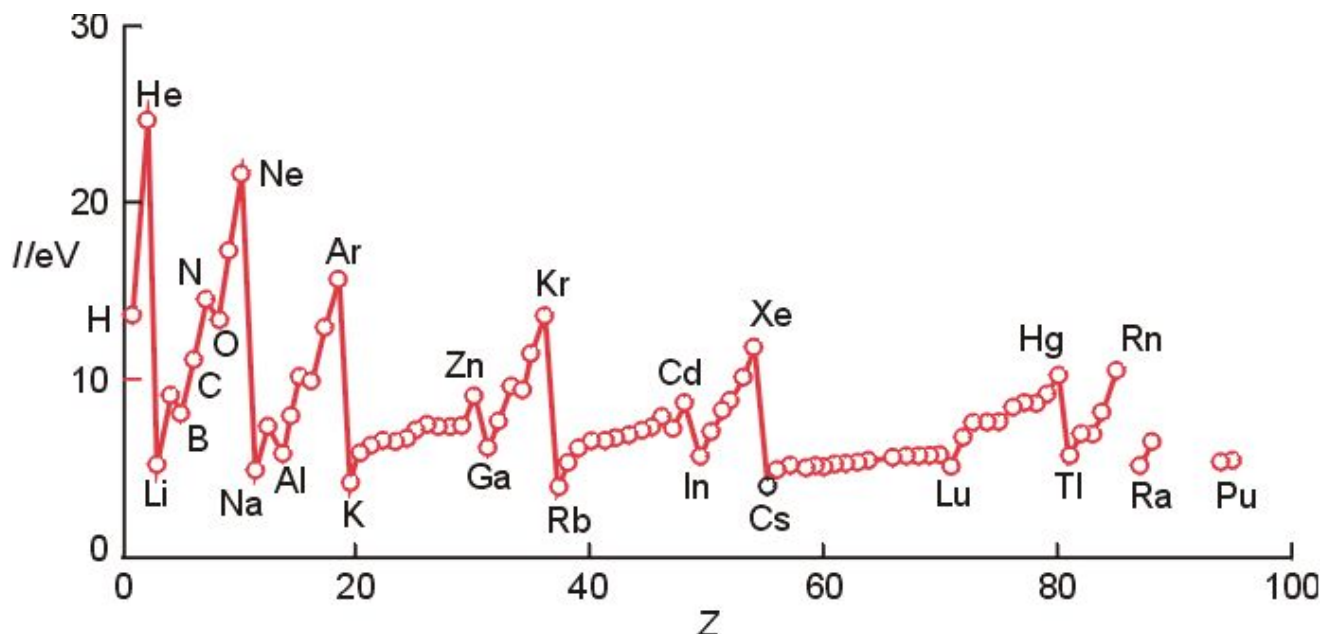
22	23	24	25	26	27	28
Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni
титан	ванадий	хром	марганец	железо	кобальт	никель
47,88	50,9415	51,9961	54,9380	55,847	58,9332	58,69

уменьшение радиуса катиона, но различия небольшие.

Зависимость от заряда: Fe^{2+} (0,75 Å) \rightarrow Fe^{3+} (0,69 Å). Больше положительный заряд, меньше ионный радиус.

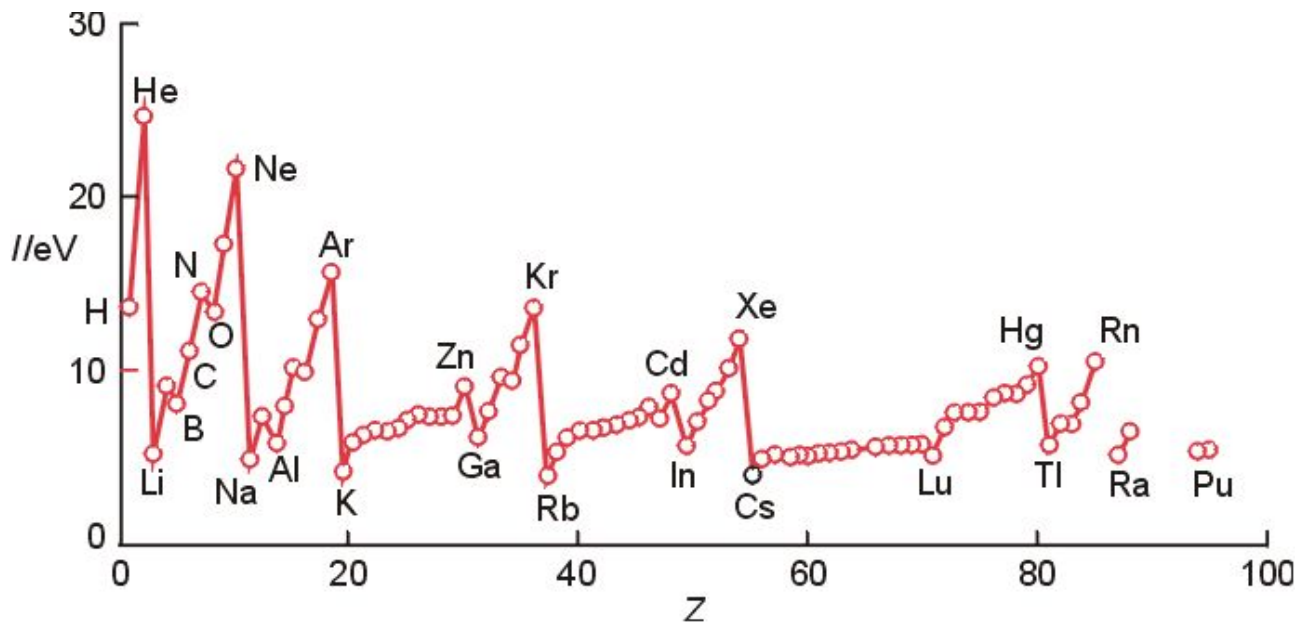
Энергия ионизации

Энергия ионизации атома (или иона) (I , эВ) – минимальная энергия для удаления электрона от атома (или иона), находящегося в газообразном состоянии:



Максимальное значение I имеют инертные газы, минимальные – щелочные металлы.

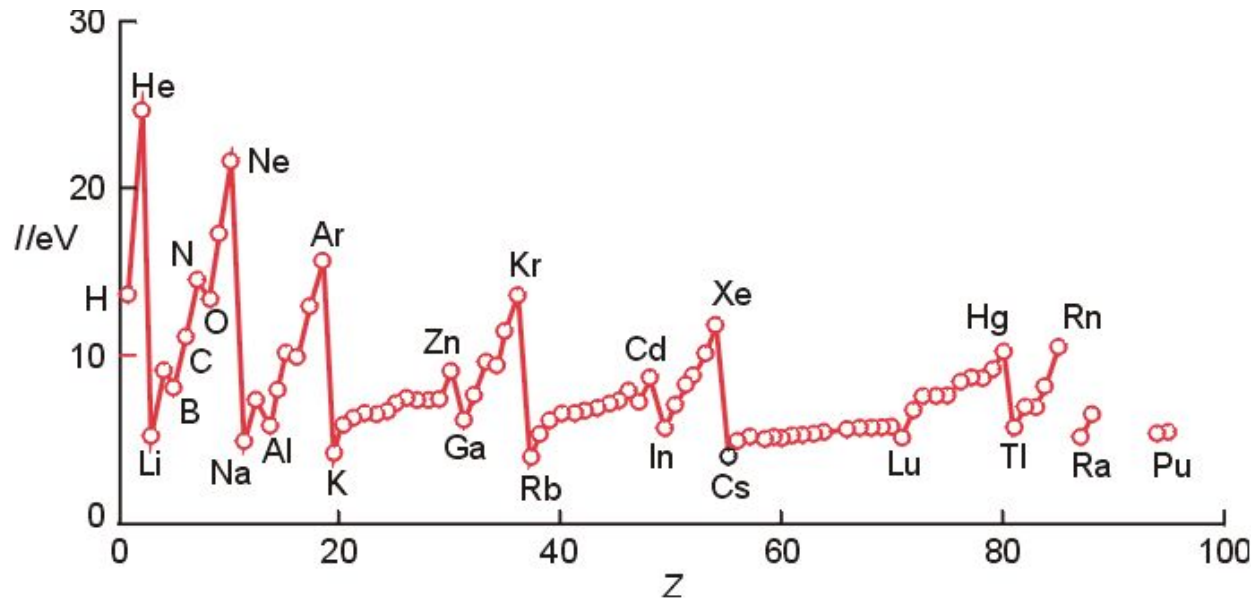
Энергия ионизации



Горизонтальная периодичность – в пределах одного периода значения I увеличиваются, т.к. увеличивается заряд ядра.

Вертикальная периодичность – в пределах одной группы значения I уменьшаются (не сильно): например, Li ($[\text{He}]2s^1$) \rightarrow Cs ($[\text{Xe}]6s^1$)

Энергия ионизации



Примеры отклонений в плавном изменении значений I:

Be – 9,32 эВ, B – 8,30 эВ. Различия в электронном строении – у B один электрон находится на 2p орбитали, p орбитали более диффузные, по сравнению с s орбиталями.

N – 14,53 эВ, O – 13,62 эВ. Катион O⁺ имеет три электрона на 2p уровне (p уровень заполнен ровно на половину - это выгодно энергетически).

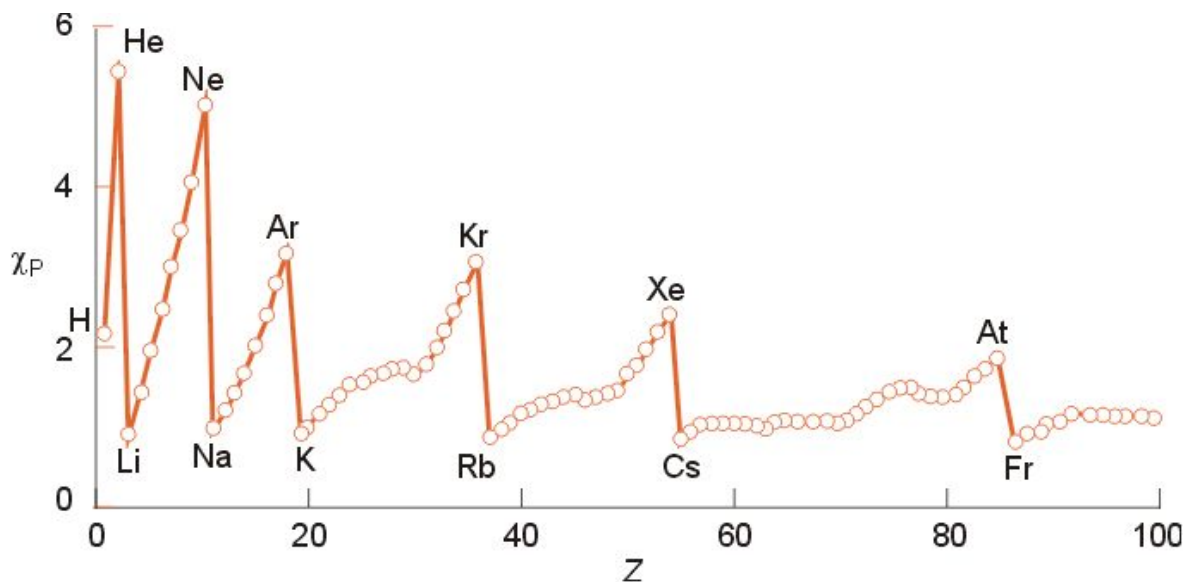
Электроотрицательность

Электроотрицательность (χ) – способность элемента притягивать электроны, когда элемент входит в состав химических соединений.

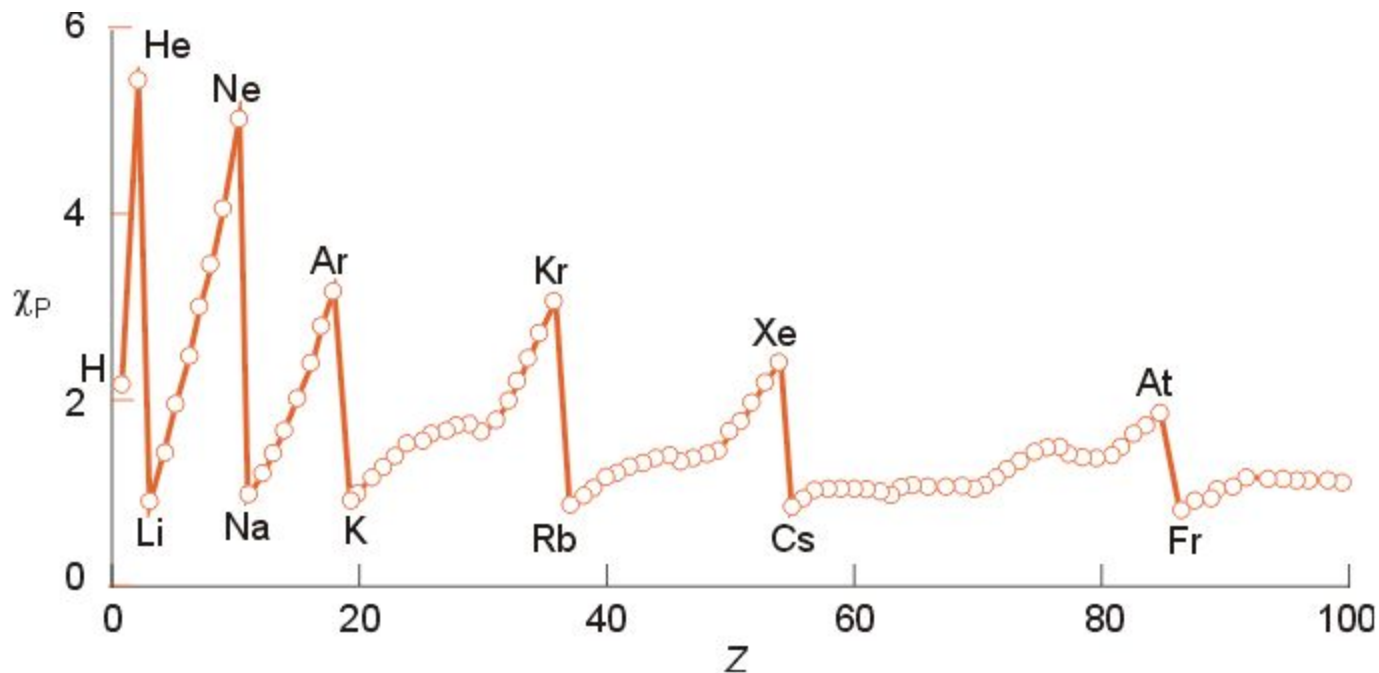
Определение электроотрицательности по Малликену:

$$\chi_M = \frac{1}{2}(I + E_a)$$

Сродство к электрону (E_a , эВ):



Электроотрицательность



Электроотрицательность увеличивается в периоде при увеличении атомного номера элемента.

Электроотрицательность уменьшается в группе при увеличении атомного номера элемента.

Закономерности изменения кислотно-основных свойств гидроксидов элементов

Основные свойства: $\text{ЭОН} \rightarrow \text{Э}^+ + \text{ОН}^-$

Кислотные свойства: $\text{ЭОН} \rightarrow \text{ЭО}^- + \text{H}^+$

Гидроксид	Ионный радиус Э^{2+}	Свойства
$\text{Be}(\text{OH})_2$	0,27 Å	Амфотерный
$\text{Mg}(\text{OH})_2$	0,49 Å	Основание средней силы
$\text{Ca}(\text{OH})_2$	1,00 Å	Сильное основание
$\text{Sr}(\text{OH})_2$	1,16 Å	Сильное основание
$\text{Ba}(\text{OH})_2$	1,49 Å	Сильное основание

Изменение по группе:

увеличение ионного радиуса приводит к ослаблению связи с ОН^-

Закономерности изменения кислотно-основных свойств гидроксидов элементов

Гидроксид	Ионный радиус Э^{n+}	Свойства
NaOH	0,99 Å	Сильное основание
$\text{Mg}(\text{OH})_2$	0,49 Å	Основание средней силы
$\text{Al}(\text{OH})_3$	0,39 Å	Амфотерный
" $\text{Si}(\text{OH})_4$ "		Слабая кислота

Уменьшение основных свойств коррелирует с увеличением заряда катиона и уменьшением радиуса катиона

Кислотные свойства бескислородных кислот HЭ

Соединение	Кислотные свойства (K_1 в воде)	Радиус аниона Э^{n-} , Å	Заряд аниона
NH_3	Основание	1,71	-3
H_2O	10^{-16}	1,38	-2
HF	10^{-3}	1,31	-1
H_2O	10^{-16}	1,38	-2
H_2S	10^{-7}	1,84	-2
H_2Se	10^{-4}	1,98	-2
H_2Te	10^{-3}	2,21	-2

Два фактора (изменение радиуса аниона и изменение заряда аниона) действуют в противоположных направлениях.

Главным является изменение заряда аниона.

Эмпирическая корреляция между строением и силой кислоты (правила Полинга)

Можно предсказать относительную силу кислот:

для кислородсодержащих кислот:

сила кислоты $\text{Э}(\text{ОН})_n \text{O}_m$ тем выше, чем больше m

- $\text{pK}_a \sim 8 - 5m$;
- для многоосновных кислот: при отщеплении каждого последующего H^+ pK_a увеличивается на ~ 5 .

$\text{HClO} \equiv \text{Cl}(\text{OH})$ ($m=0$) – очень слабая кислота ($\text{pK}_a \sim 10^{-8}$);

$\text{HClO}_2 \equiv \text{Cl}(\text{OH})\text{O}$ ($m=1$) – кислота средней силы ($\text{pK}_a \sim 10^{-2}$);

$\text{HClO}_3 \equiv \text{Cl}(\text{OH})\text{O}_2$ ($m=2$) – сильная кислота;

$\text{HClO}_4 \equiv \text{Cl}(\text{OH})\text{O}_3$ ($m=3$) – очень сильная кислота.

H_3PO_4 : $\text{pK}_{a1} \sim 10^{-2}$; $\text{pK}_{a2} \sim 10^{-6}$; $\text{pK}_{a3} \sim 10^{-12}$.

Некоторые закономерности изменения окислительно-восстановительных свойств

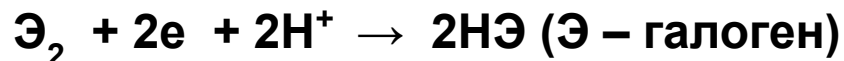


Элемент	$E_0, \text{В}$
O	1,23
S	0,14
Se	-0,40
Te	-0,72

Окислительные свойства уменьшаются в ряду $\text{O}_2, \text{S}, \text{Se}, \text{Te}$

Восстановительные свойства увеличиваются в ряду $\text{H}_2\text{O}, \text{H}_2\text{S}, \text{H}_2\text{Se}, \text{H}_2\text{Te}$

Аналогичные закономерности для галогенов.



Окислительно-восстановительные свойства соединений элементов в высших степенях окисления

- Главные элементы – s и p:

14 группа: CO_2 , SiO_2 , GeO_2 – практически не являются окислителями;
 PbO_2 – сильный окислитель.

- Переходные металлы:

5 группа: V(V) – окислитель,
 Nb(V) и Ta(V) – не являются окислителями.

6 группа: Cr(VI) - окислитель,
 Mo(VI) и W(VI) – не являются окислителями.

7 группа: Mn(VII) - окислитель,
 Tc(VII) и Re(VII) – не являются окислителями.

Диагональная периодичность

Диагональная периодичность:

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

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

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