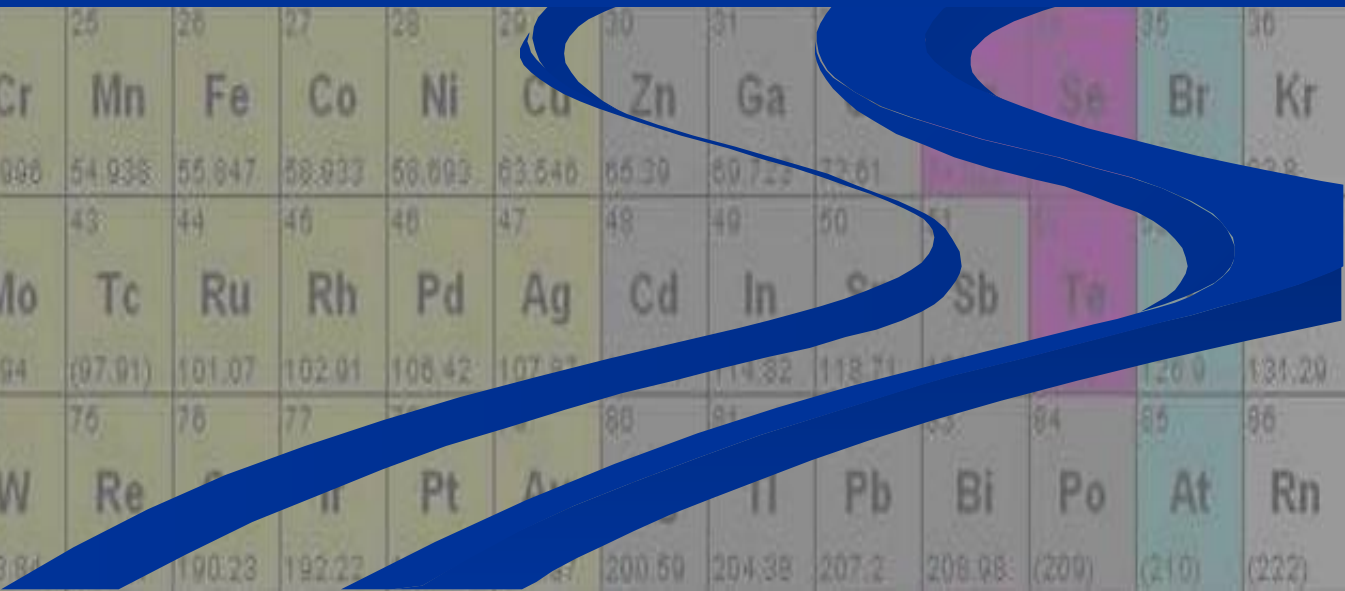
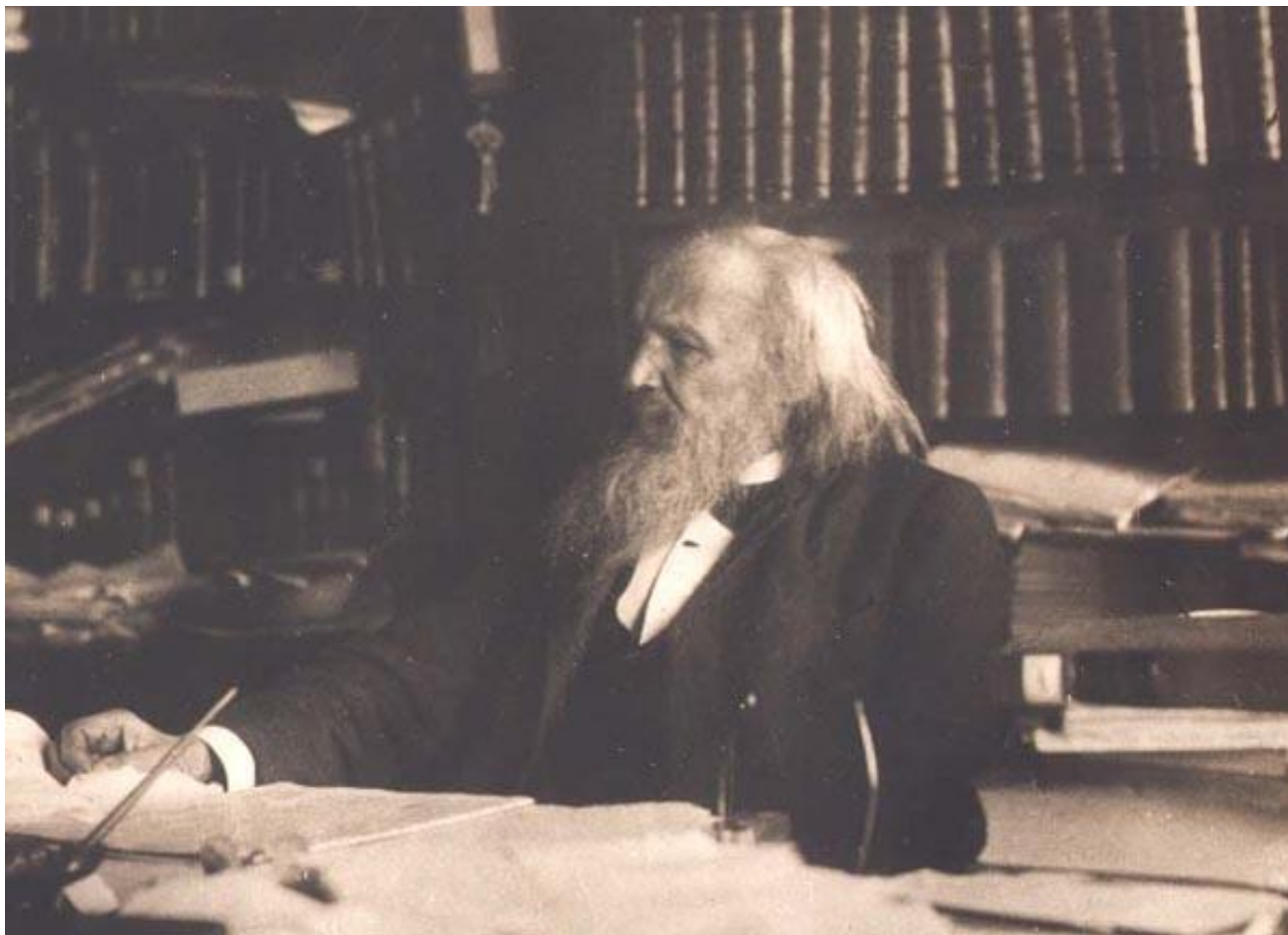


ПЕРИОДИЧЕСКИЙ ЗАКОН (ПЗ) И ПЕРИОДИЧЕСКАЯ СИСТЕМА (ПС) ХИМИЧЕСКИХ ЭЛЕМЕНТОВ Д.И. МЕНДЕЛЕЕВА



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
85	86	87	88	89	90	91	92	93	94	95	96	97	98	99	100	101	102
57	58	59	60	61	62	63	64	65	66	67	68	69	70	71	72	73	74
La	Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu	Hf	Ta	W
138.91	140.12	140.91	140.91	140.91	150.36	151.96	157.25	158.93	158.93	162.57	167.26	168.93	173.05	175.04	180.95	183.84	186.21
89	90	91	92	93	94	95	96	97	98	99	100	101	102	103	104	105	106
Ac	Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Mn	Pb	Bi	Po	At	Rn
227.03	232.04	231.04	238.03	237.05	244.06	243.06	247.07	247.07	251.08	252.08	257.10	261.10	267.12	268.10	272.10	277.10	286.10



**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

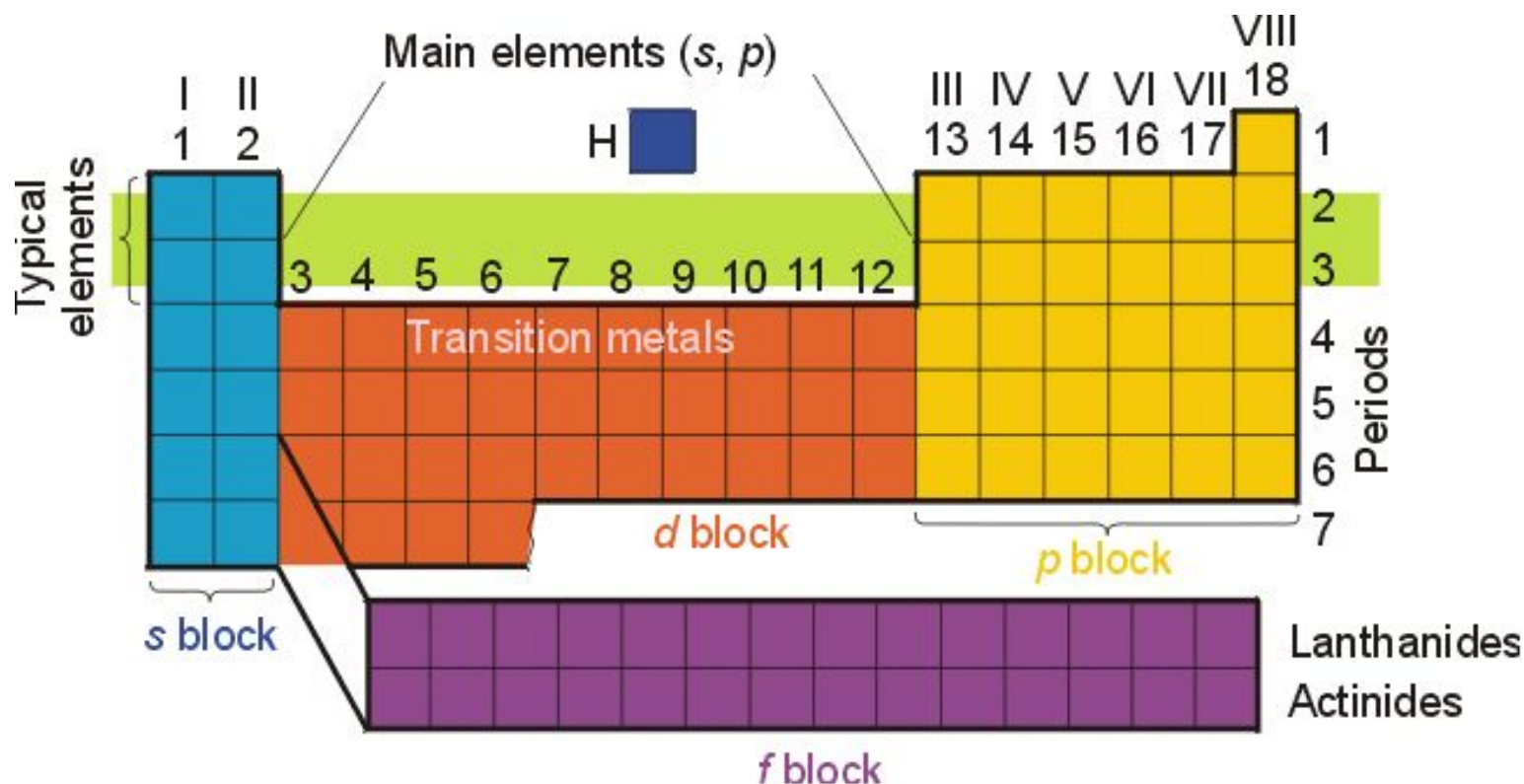
(короткопериодный вариант)

периоды	группы	I										VIII										
		ПЕРИОДИЧЕСКАЯ СИСТЕМА ХИМИЧЕСКИХ ЭЛЕМЕНТОВ Д.И. МЕНДЕЛЕЕВА																				
I	1											2										
II	3											10										
III	11											18										
IV	19											26										
V	37											44										
VI	55											76										
VII	87											108										
актиноиды**	90											100										

ОФИЦИАЛЬНАЯ ПС ЭЛЕМЕНТОВ ИЮПАК (длиннопериодный вариант)

H	11 H 1.007976 Edit																He
Li	Be											B	C	N	O	F	Ne
Na	Mg											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

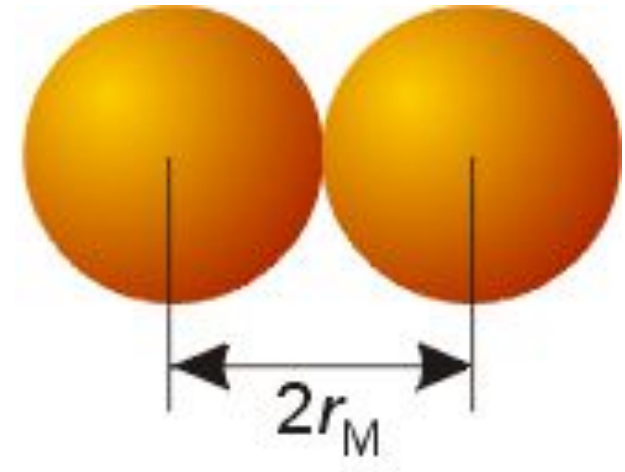
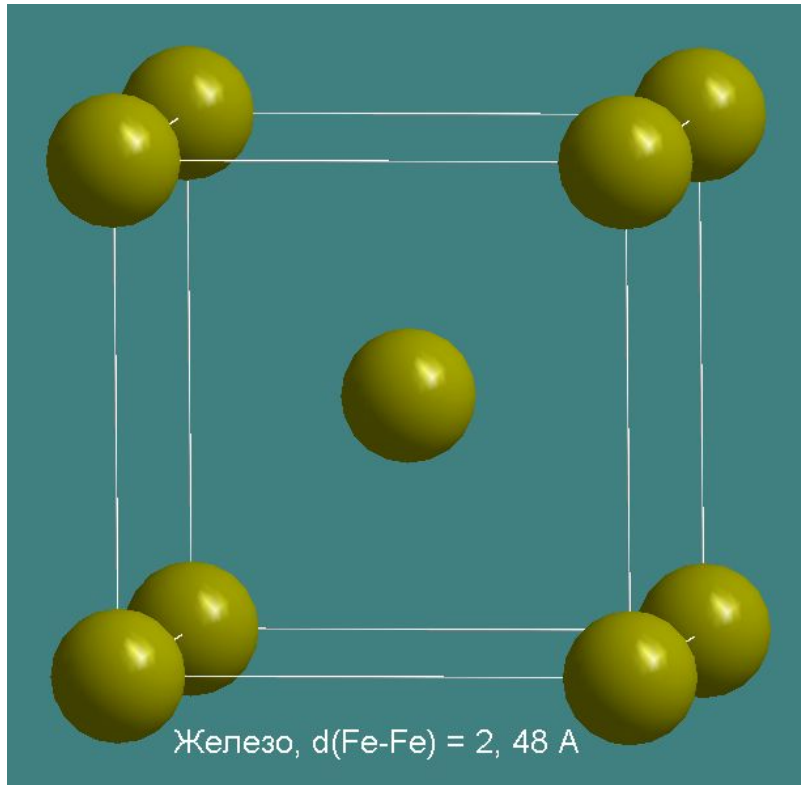
**Одна из основных характеристик атомов и ионов
– их размеры.**

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

Единица измерения расстояний - 1Å

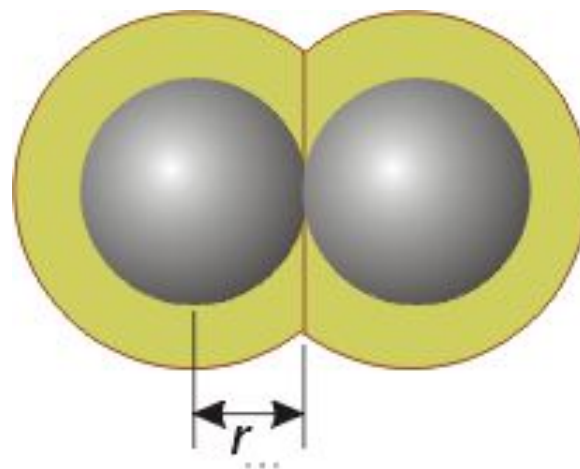
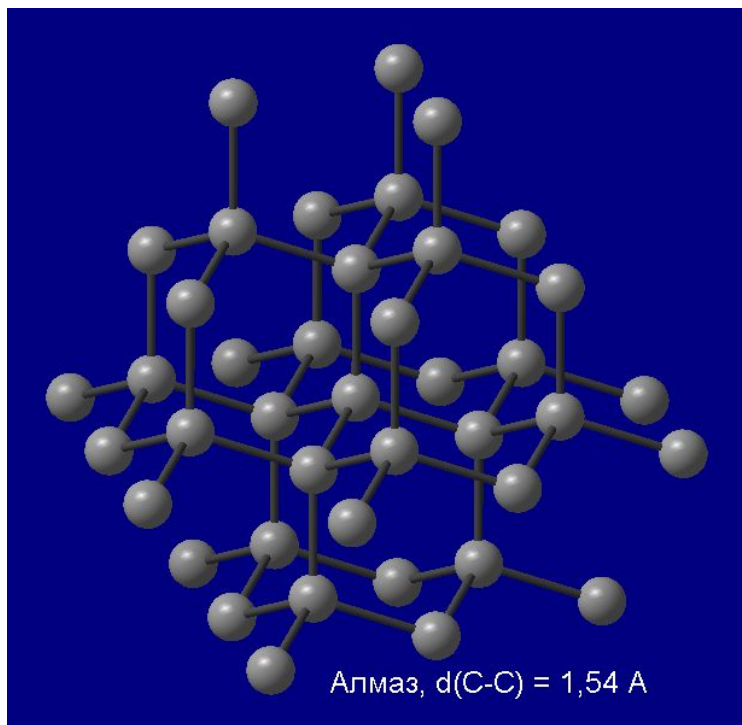
Металлический радиус

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



Ковалентный радиус

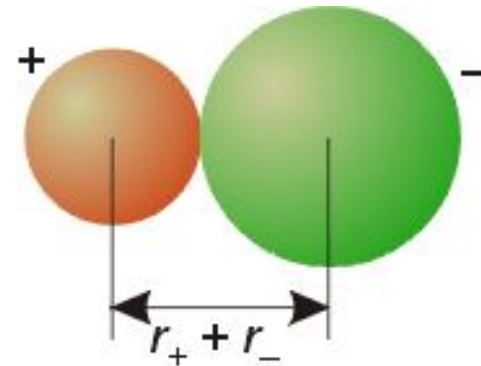
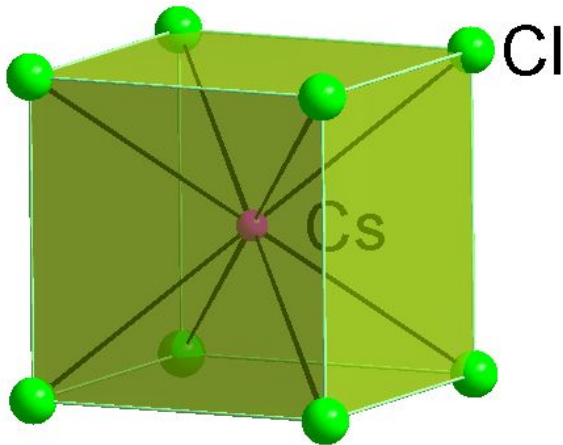
Ковалентный радиус (для неметаллов) –
половина расстояния между ядрами соседних атомов



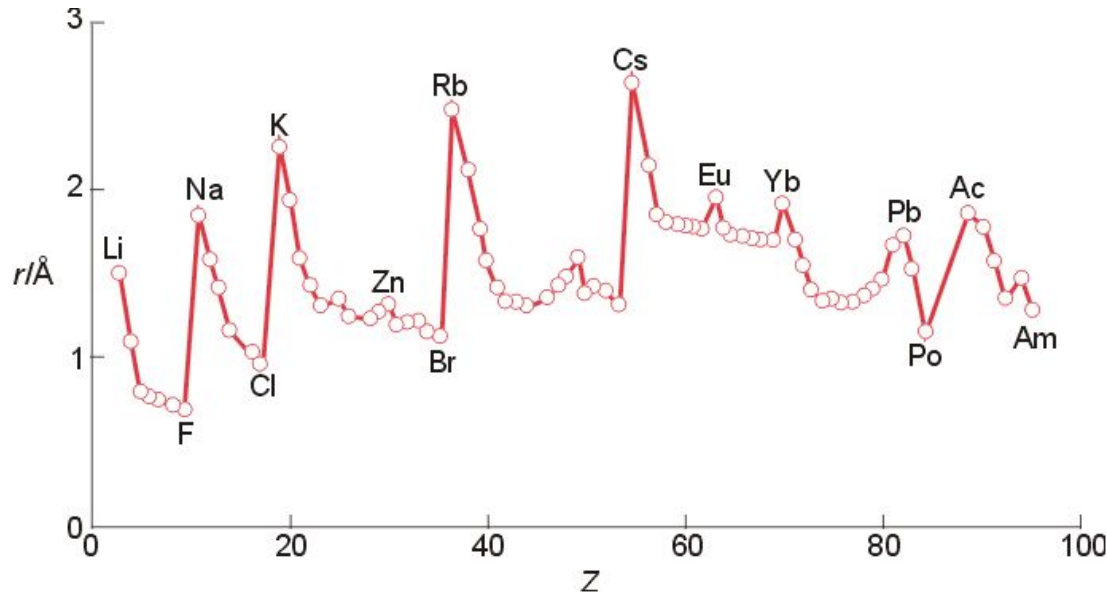
Металлический радиус и ковалентный радиус называют
атомными радиусами

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] $\rightarrow$ 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) –

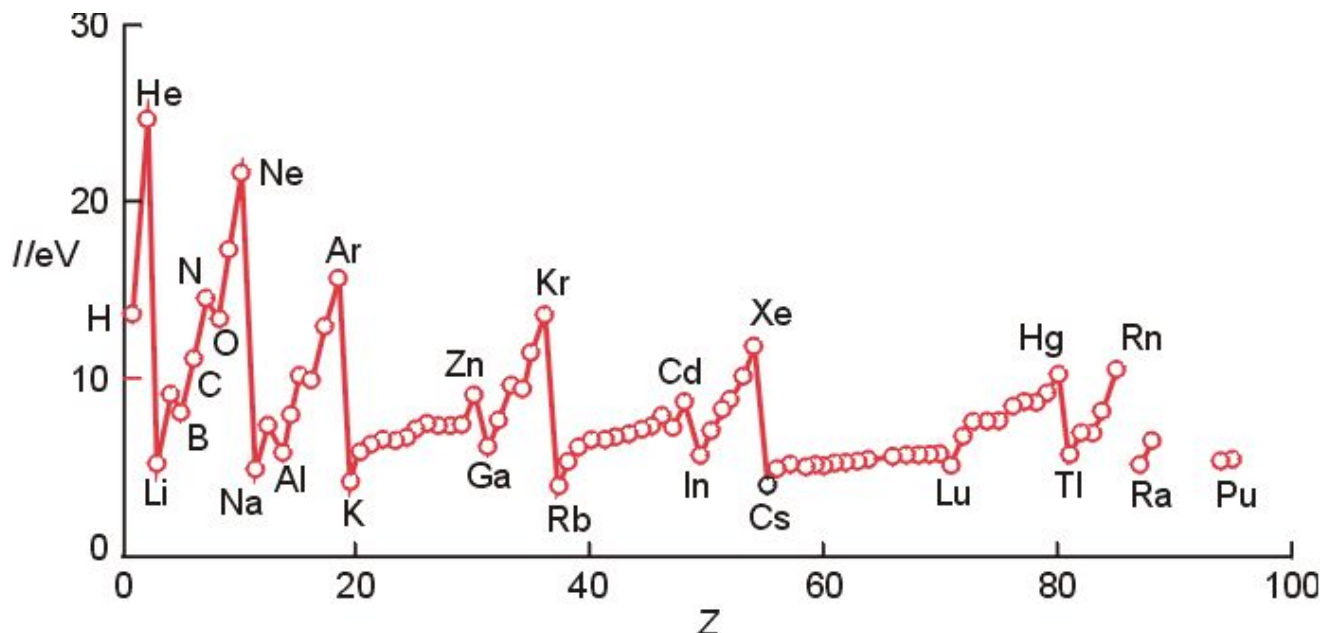
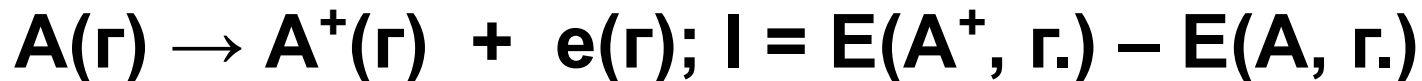
22	23	24	25	26	27	28
Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni
титан	ванадий	хром	марганец	железо	кобальт	никель
47,88	50,9415	51,9961	54,9380	55,847	58,9332	58,69

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.

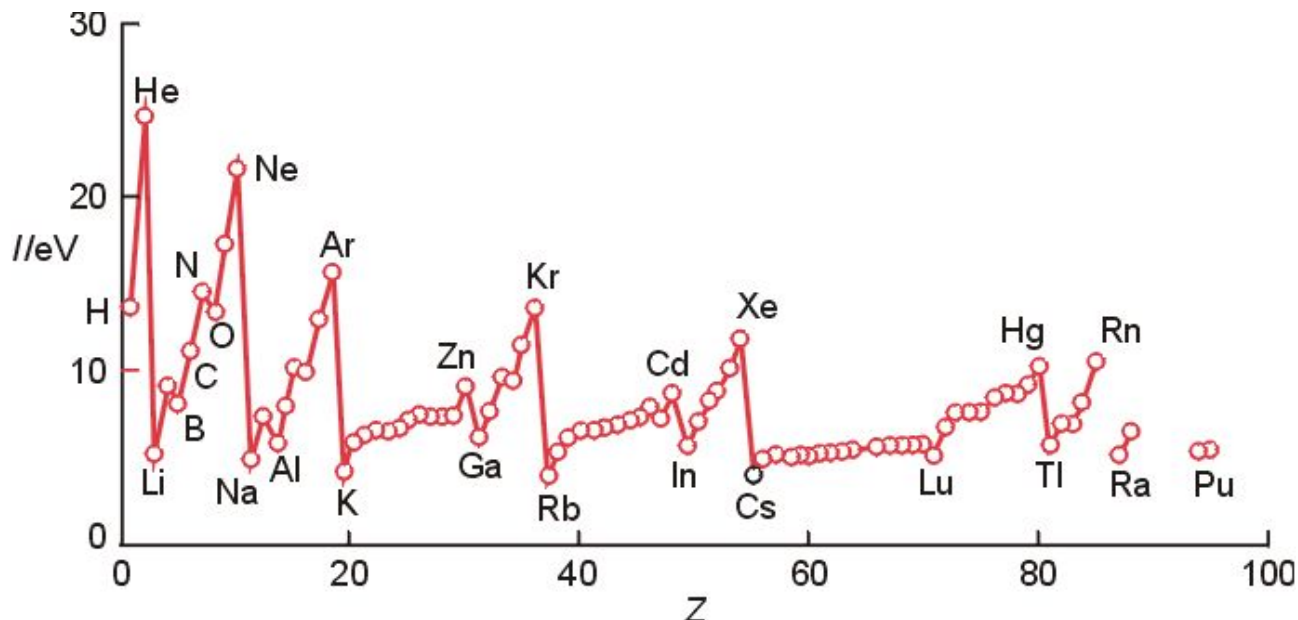
Энергия ионизации

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.**

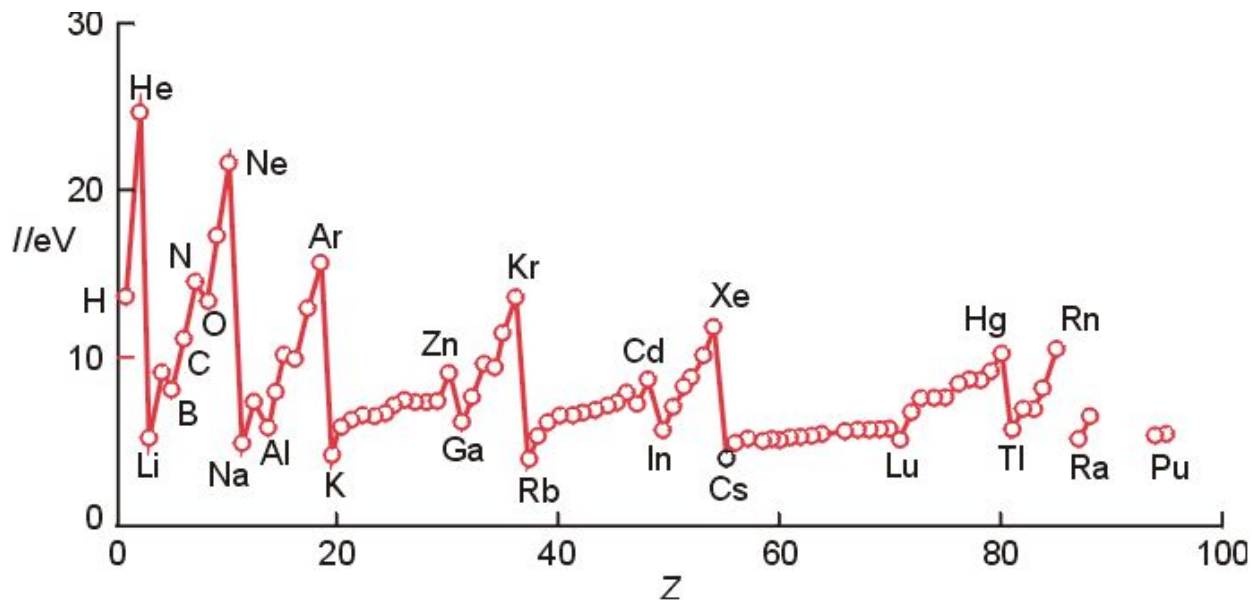
Энергия ионизации



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 2р орбитали, р орбитали более диффузные, по сравнению с s орбиталями.

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

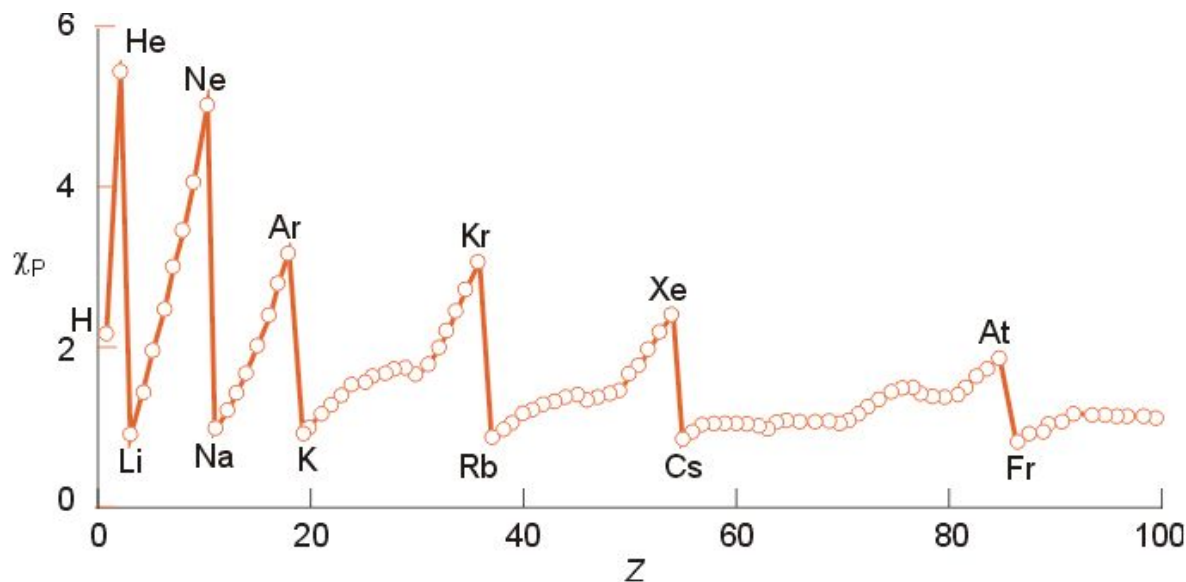
Электроотрицательность

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

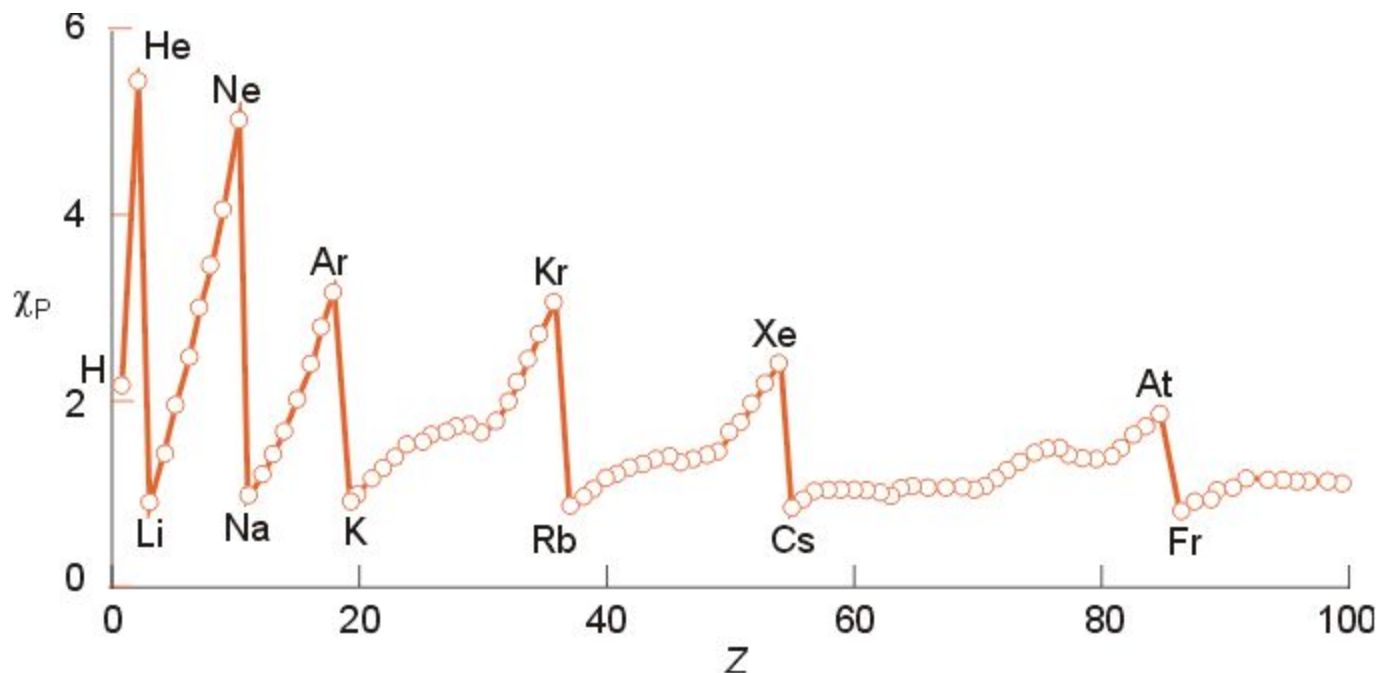
Определение электроотрицательности по Малликену:

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

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
Mg(OH) ₂	0,49 Å	Основание средней силы
Al(OH) ₃	0,39 Å	Амфотерный
"Si(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

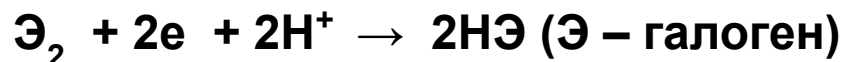


Элемент	$E_0, \text{В}$
O	1,23
S	0,14
Se	-0,40
Te	-0,72

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