

# **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 – электронная конфигурация атомов.**

**Периодический закон был сформулирован почти за полстолетия до открытия электрона**

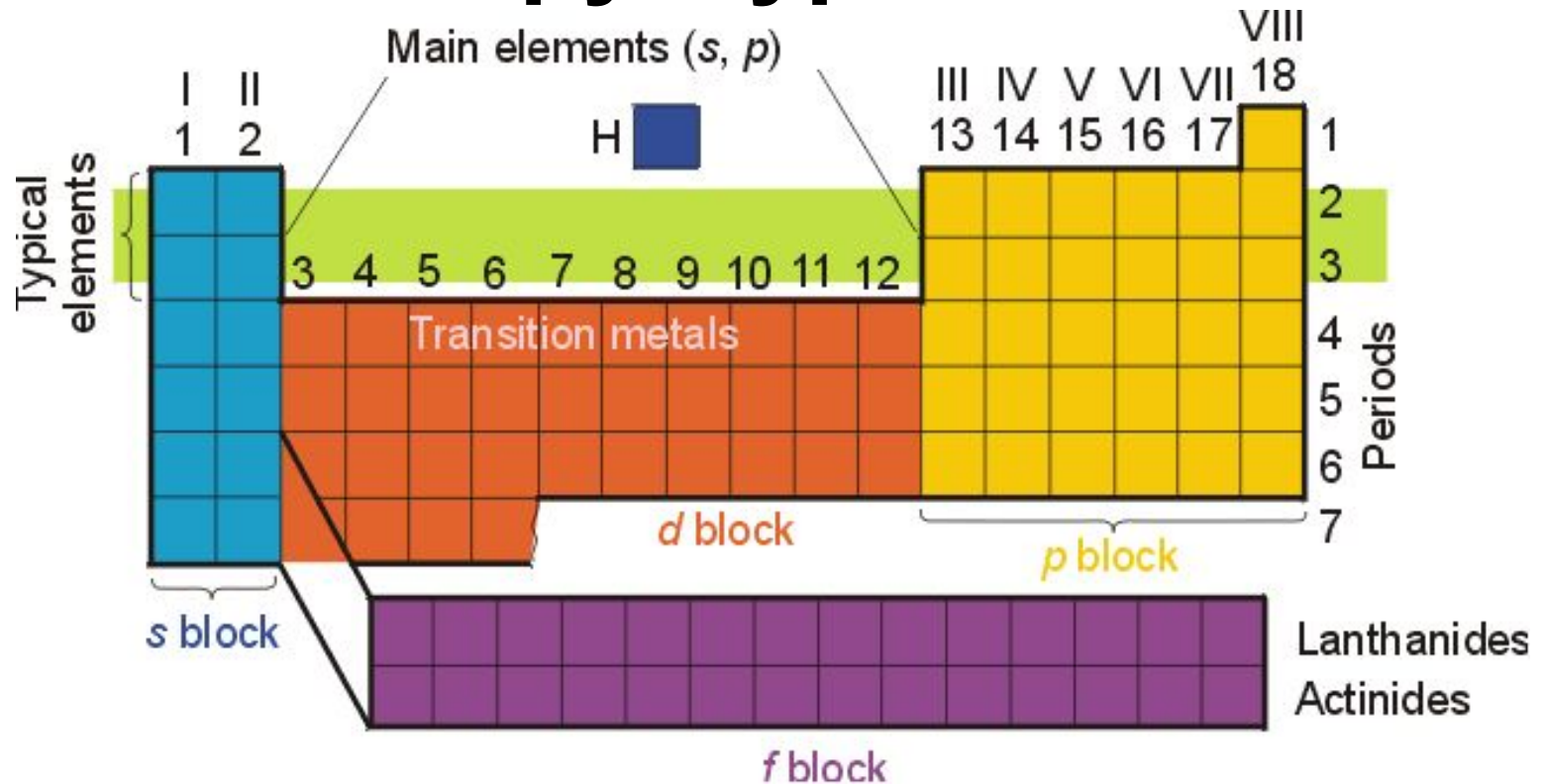
# ОФИЦИАЛЬНАЯ ПС ЭЛЕМЕНТОВ ИЮПАК (2012 г.)

IUPAC Periodic Table of the Elements

											13	14	15	16	17	18																
1 <b>H</b> hydrogen (1.007; 1.008)																	2 <b>He</b> helium 4.003															
3 <b>Li</b> lithium (6.938; 6.997)	4 <b>Be</b> beryllium 9.012												5 <b>B</b> boron (10.80; 10.83)	6 <b>C</b> carbon (12.00; 12.02)	7 <b>N</b> nitrogen (14.00; 14.01)	8 <b>O</b> oxygen (15.99; 16.00)	9 <b>F</b> fluorine 19.00	10 <b>Ne</b> neon 20.18														
11 <b>Na</b> sodium 22.99	12 <b>Mg</b> magnesium 24.31												13 <b>Al</b> aluminium 26.98	14 <b>Si</b> silicon [28.08; 28.09]	15 <b>P</b> phosphorus 30.97	16 <b>S</b> sulfur [32.05; 32.08]	17 <b>Cl</b> chlorine [35.44; 35.46]	18 <b>Ar</b> argon 39.95														
19 <b>K</b> potassium 39.10	20 <b>Ca</b> calcium 40.08	21 <b>Sc</b> scandium 44.96	22 <b>Ti</b> titanium 47.87	23 <b>V</b> vanadium 50.94	24 <b>Cr</b> chromium 52.00	25 <b>Mn</b> manganese 54.94	26 <b>Fe</b> iron 55.85	27 <b>Co</b> cobalt 58.93	28 <b>Ni</b> nickel 58.69	29 <b>Cu</b> copper 63.55	30 <b>Zn</b> zinc 65.38(2)	31 <b>Ga</b> gallium 69.72	32 <b>Ge</b> germanium 72.63	33 <b>As</b> arsenic 74.92	34 <b>Se</b> selenium 78.96(3)	35 <b>Br</b> bromine 79.90	36 <b>Kr</b> krypton 83.80															
37 <b>Rb</b> rubidium 85.47	38 <b>Sr</b> strontium 87.62	39 <b>Y</b> yttrium 88.91	40 <b>Zr</b> zirconium 91.22	41 <b>Nb</b> niobium 92.91	42 <b>Mo</b> molybdenum 95.96(2)	43 <b>Tc</b> technetium	44 <b>Ru</b> ruthenium 101.1	45 <b>Rh</b> rhodium 102.9	46 <b>Pd</b> palladium 106.4	47 <b>Ag</b> silver 107.9	48 <b>Cd</b> cadmium 112.4	49 <b>In</b> indium 114.8	50 <b>Sn</b> tin 118.7	51 <b>Sb</b> antimony 121.8	52 <b>Te</b> tellurium 127.6	53 <b>I</b> iodine 126.9	54 <b>Xe</b> xenon 131.3															
55 <b>Cs</b> caesium 132.9	56 <b>Ba</b> barium 137.3	57-71 lanthanoids	72 <b>Hf</b> hafnium 178.5	73 <b>Ta</b> tantalum 180.9	74 <b>W</b> tungsten 183.8	75 <b>Re</b> rhenium 186.2	76 <b>Os</b> osmium 190.2	77 <b>Ir</b> iridium 192.2	78 <b>Pt</b> platinum 195.1	79 <b>Au</b> gold 197.0	80 <b>Hg</b> mercury 200.6	81 <b>Tl</b> thallium [204.3; 204.4]	82 <b>Pb</b> lead 207.2	83 <b>Bi</b> bismuth 209.0	84 <b>Po</b> polonium	85 <b>At</b> astatine	86 <b>Rn</b> radon															
87 <b>Fr</b> francium	88 <b>Ra</b> radium	89-103 actinoids	104 <b>Rf</b> rutherfordium	105 <b>Db</b> dubnium	106 <b>Sg</b> seaborgium	107 <b>Bh</b> bohrium	108 <b>Hs</b> hassium	109 <b>Mt</b> meitnerium	110 <b>Ds</b> darmstadtium	111 <b>Rg</b> roentgenium	112 <b>Cn</b> copernicium		114 <b>Fl</b> flerovium		116 <b>Lv</b> livermorium																	
																		57 <b>La</b> lanthanum 138.9	58 <b>Ce</b> cerium 140.1	59 <b>Pr</b> praseodymium 140.9	60 <b>Nd</b> neodymium 144.2	61 <b>Pm</b> promethium	62 <b>Sm</b> samarium 150.4	63 <b>Eu</b> europium 152.0	64 <b>Gd</b> gadolinium 157.3	65 <b>Tb</b> terbium 158.9	66 <b>Dy</b> dysprosium 162.5	67 <b>Ho</b> holmium 164.9	68 <b>Er</b> erbium 167.3	69 <b>Tm</b> thulium 168.9	70 <b>Yb</b> ytterbium 173.1	71 <b>Lu</b> lutetium 175.0
																		89 <b>Ac</b> actinium	90 <b>Th</b> thorium 232.0	91 <b>Pa</b> protactinium 231.0	92 <b>U</b> uranium 238.0	93 <b>Np</b> neptunium	94 <b>Pu</b> plutonium	95 <b>Am</b> americium	96 <b>Cm</b> curium	97 <b>Bk</b> berkelium	98 <b>Cf</b> californium	99 <b>Es</b> einsteinium	100 <b>Fm</b> fermium	101 <b>Md</b> mendelevium	102 <b>No</b> nobelium	103 <b>Lr</b> lawrencium

Key:  
atomic number  
**Symbol**  
name  
standard atomic weight

# Структура ПС



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

Аналогично **актиниды (актиноиды)** – 5f-элементы.

**Галогены** – элементы 17 группы.

**Халькогены** – элементы 16 группы.

**Пниктогены** – элементы 15 группы

# **Закономерности изменения свойств атомов и ионов**

Одна из основных характеристик атомов и ионов – их размеры.

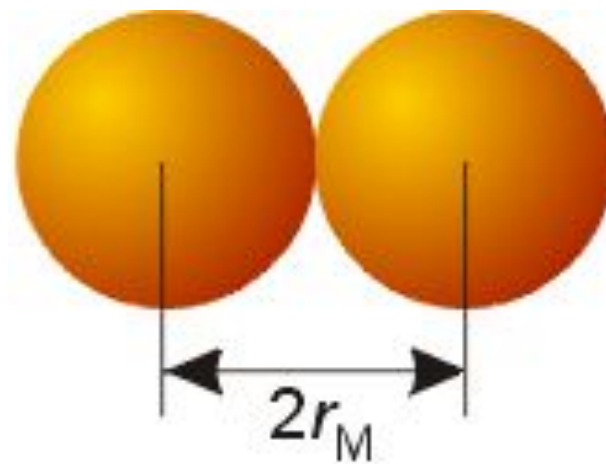
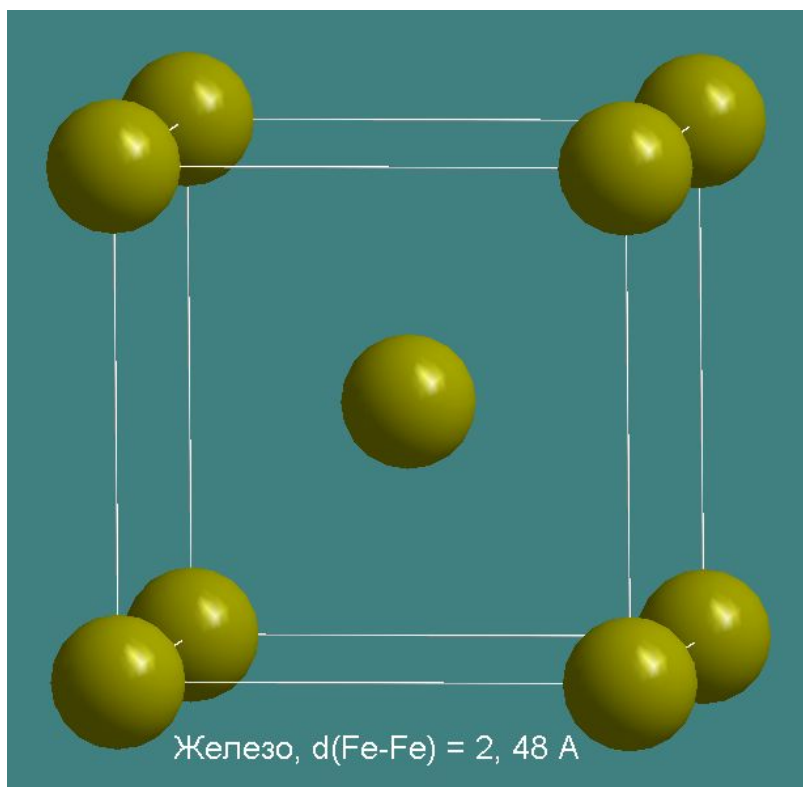
**Строение соединений** – расположение атомов в пространстве (расстояния между атомами, углы).

**Единица измерения расстояний** – 1Å

**Методы определения строения** – *рентгеноструктурный анализ (РСА)*, электронография, нейтронография и некоторые другие

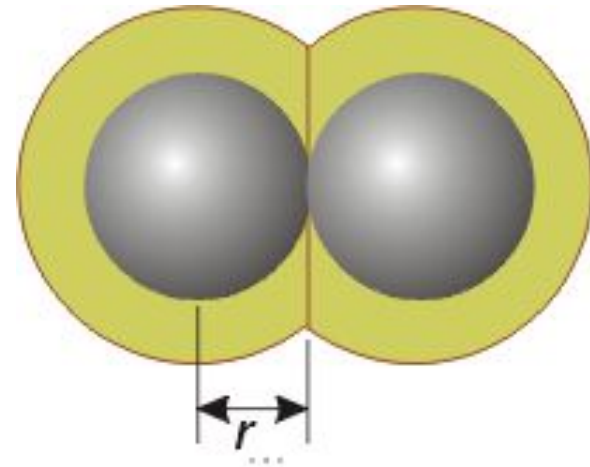
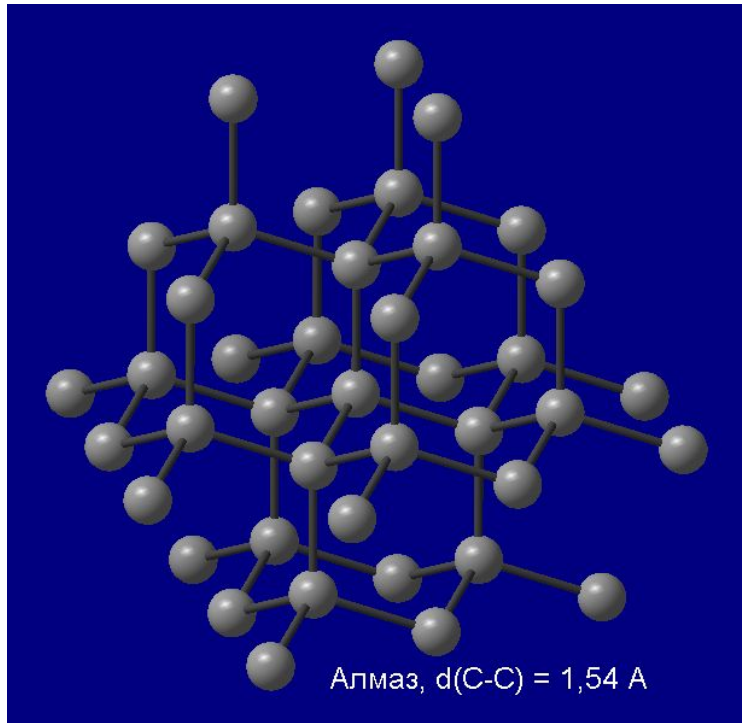
# Металлический радиус

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



# Ковалентный радиус

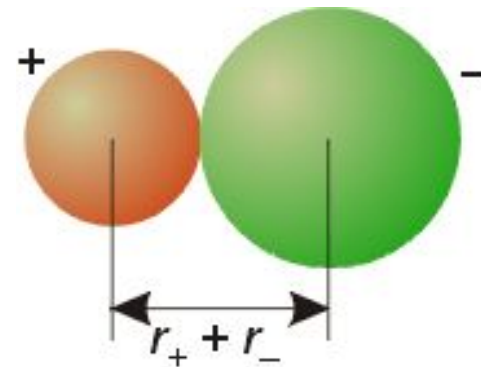
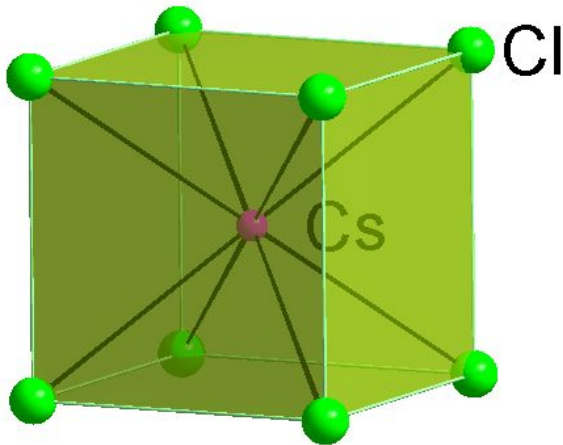
**Ковалентный радиус (для неметаллов) – половина расстояния между ядрами соседних атомов.**



**Металлический радиус и ковалентный радиус называют атомными радиусами**

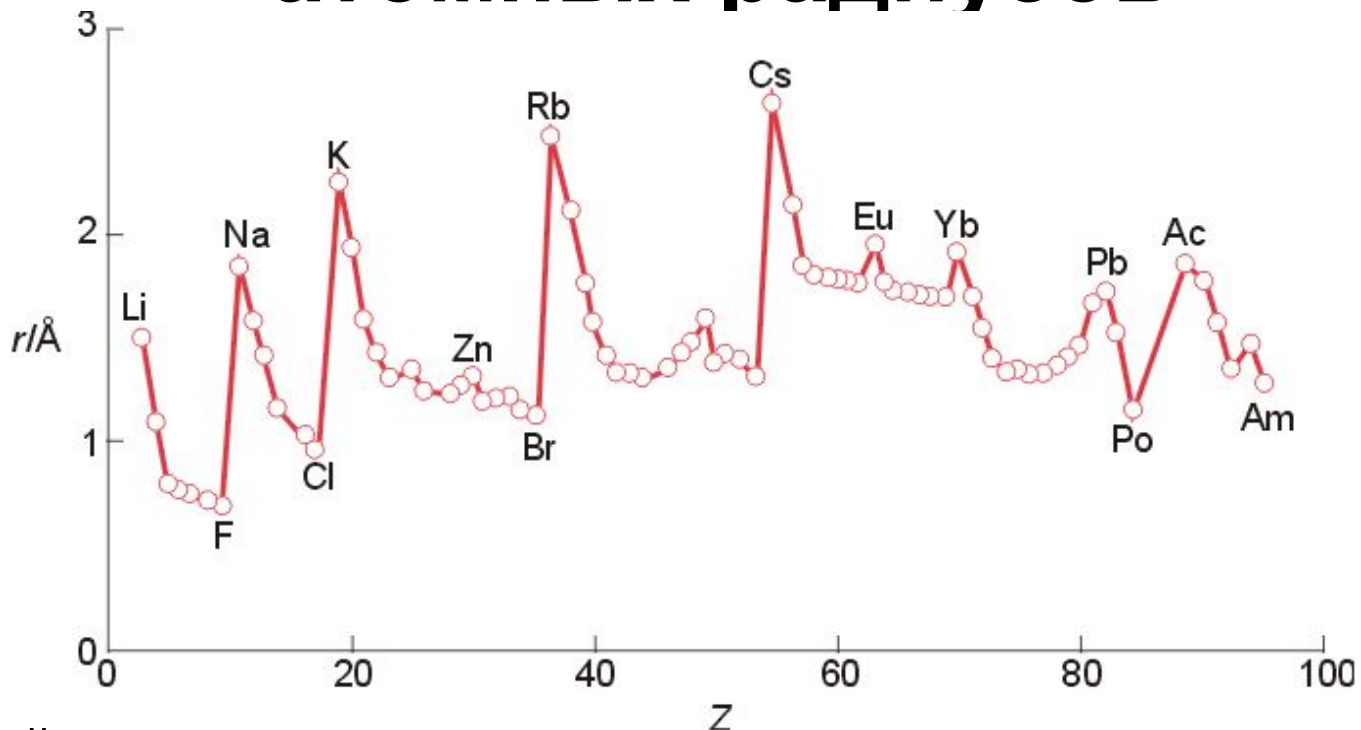
# Ионный радиус

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





# Закономерности изменения атомных радиусов



Атомный радиус уменьшается в  $Z$  периоде при увеличении атомного номера:

$\text{Li}(1s^2 2s^1) \rightarrow \text{F}(1s^2 2s^2 2p^5)$  – валентные электроны занимают орбитали одной оболочки, но увеличивается заряд ядра.

Атомный радиус увеличивается в группе при увеличении атомного номера:

$\text{Li}([\text{He}]2s^1) \rightarrow \text{Cs}([\text{Xe}]5s^1)$  – валентные электроны занимают орбитали с большим главным квантовым числом



# Закономерности изменения ионных радиусов

<b>Li<sup>+</sup></b> 0.59(4) 0.76(6)	<b>Be<sup>2+</sup></b> 0.27(4)	<b>B<sup>3+</sup></b> 0.12(4)			<b>N<sup>3-</sup></b> 1.71	<b>O<sup>2-</sup></b> 1.35(2) 1.38(4) 1.40(6) 1.42(8)	<b>F<sup>-</sup></b> 1.28(2) 1.31(4) 1.33(6)
<b>Na<sup>+</sup></b> 0.99(4) 1.02(6) 1.16(8)	<b>Mg<sup>2+</sup></b> 0.49(4) 0.72(6) 0.89(8)	<b>Al<sup>3+</sup></b> 0.39(4) 0.53(6)			<b>P<sup>3-</sup></b> 2.12	<b>S<sup>2-</sup></b> 1.84(6)	<b>Cl<sup>-</sup></b> 1.67(6)
<b>K<sup>+</sup></b> 1.38(6) 1.51(8) 1.59(10) 1.60(12)	<b>Ca<sup>2+</sup></b> 1.00(6) 1.12(8) 1.28(10) 1.35(12)	<b>Ga<sup>3+</sup></b> 0.62(6)			<b>As<sup>3-</sup></b> 2.22	<b>Se<sup>2-</sup></b> 1.98(6)	<b>Br<sup>-</sup></b> 1.96(6)
<b>Rb<sup>+</sup></b> 1.49(6) 1.60(8) 1.73(12)	<b>Sr<sup>2+</sup></b> 1.16(6) 1.25(8) 1.44(12)	<b>In<sup>3+</sup></b> 0.79(6) 0.92(8)	<b>Sn<sup>2+</sup></b> 1.22(8)	<b>Sn<sup>4+</sup></b> 0.69(6)		<b>Te<sup>2-</sup></b> 2.21(6)	<b>I<sup>-</sup></b> 2.06(6)
<b>Cs<sup>+</sup></b> 1.67(6) 1.74(8) 1.88(12)	<b>Ba<sup>2+</sup></b> 1.49(6) 1.56(8) 1.75(12)	<b>Tl<sup>3+</sup></b> 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:  **$\text{Li}^+$  ([He]  $\rightarrow$   $\text{Cs}^+$  ([Xe])**.

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

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

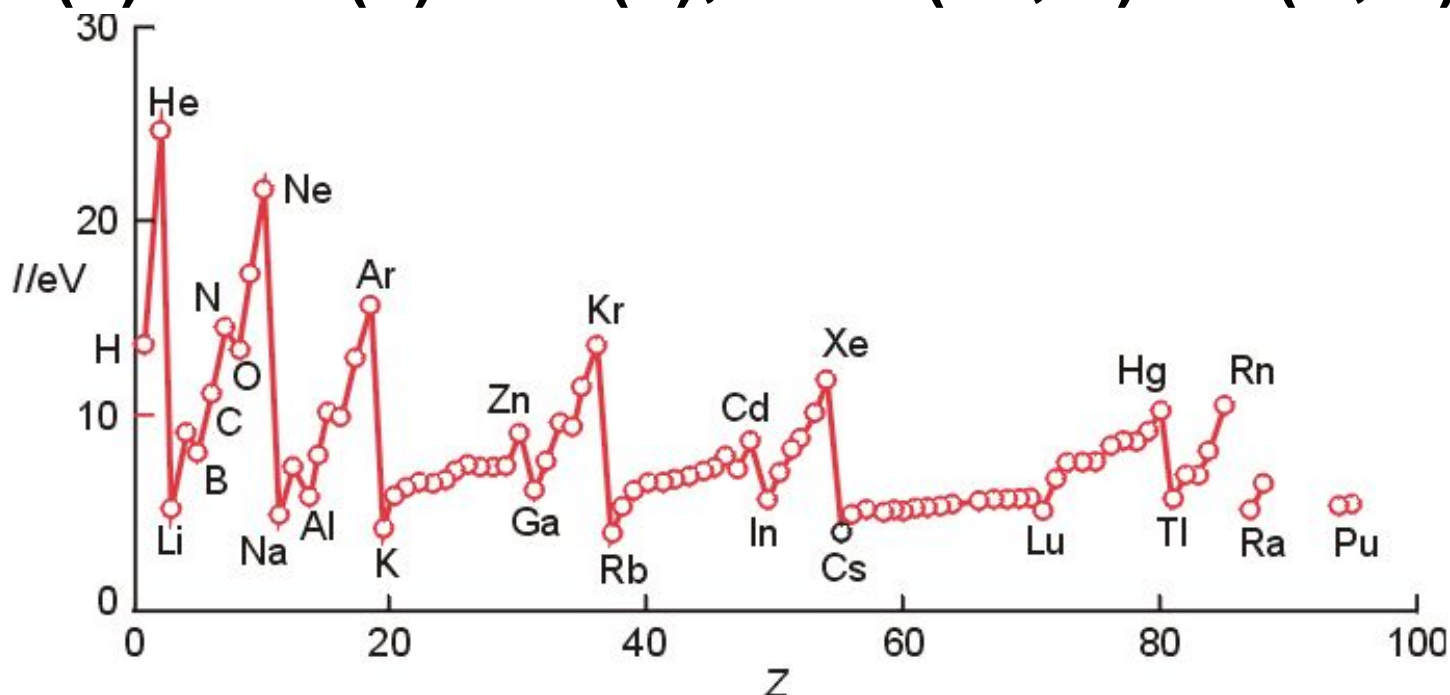
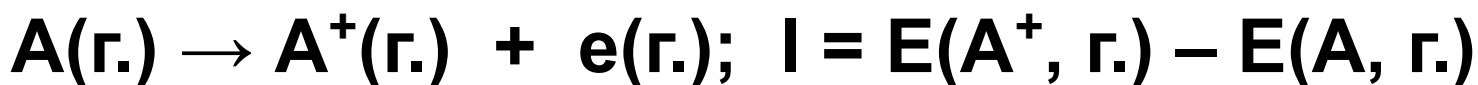
# **Закономерности изменения ионных радиусов для переходных металлов**

**В периоде  $Ti^{2+}$  (1,00 Å)  $\rightarrow$   $Ni^{2+}$  (0,83 Å) – 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, так как увеличивается заряд ядра.

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

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  $\text{O}^+$  имеет три электрона на 2p-уровне (p-уровень заполнен ровно на половину – это выгодно энергетически)

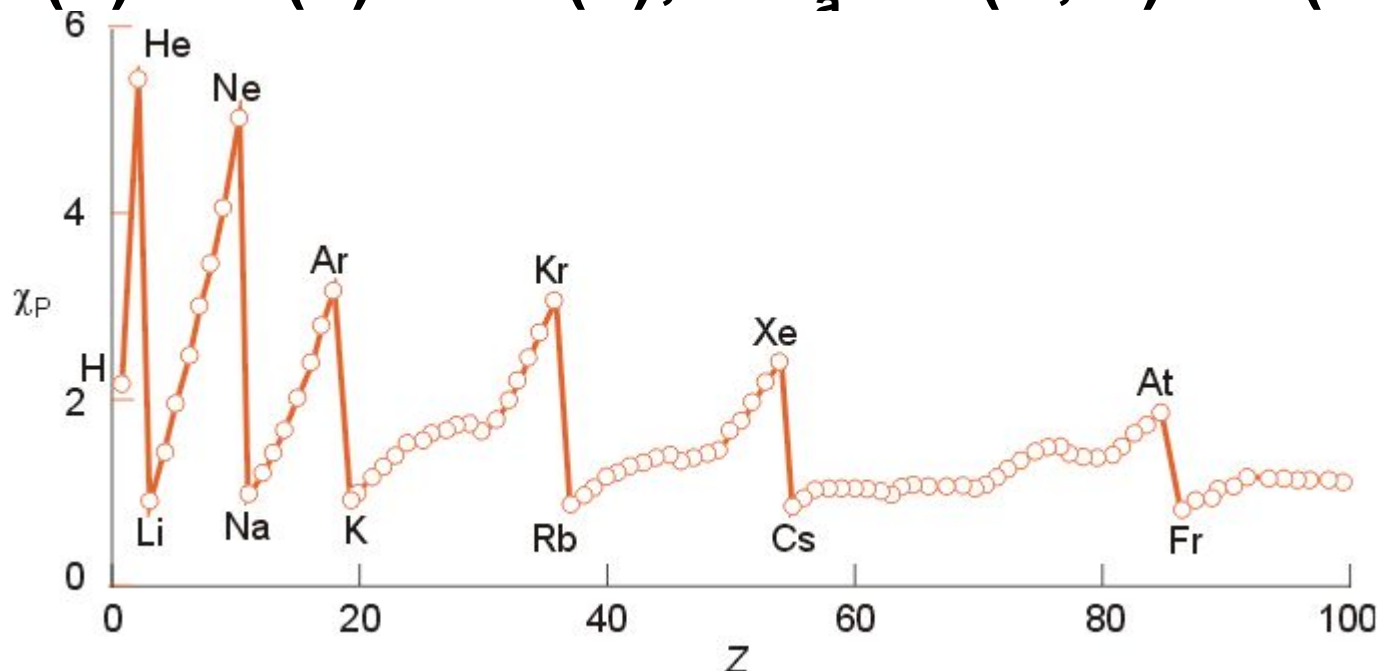
# Электроотрицательность

**Электроотрицательность ( $\chi$ )** – способность элемента притягивать электроны, когда элемент входит в состав химических соединений.

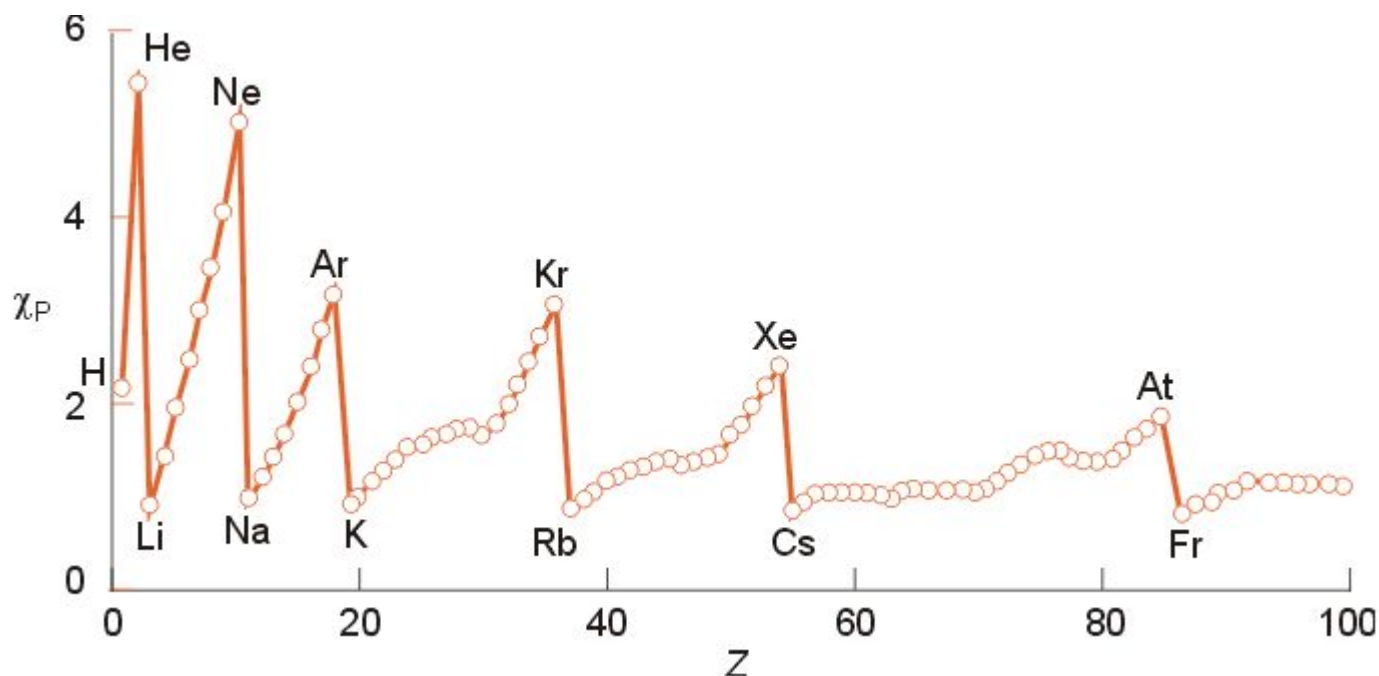
Определение электроотрицательности по Малликену:

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

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 $\text{Э}^{2+}$	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  $\text{ОН}^-$**

# Закономерности изменения кисотно-основных свойств гидроксидов элементов

Гидроксид	Ионный радиус $\text{Э}^{n+}$	Свойства
NaOH	0,99 Å	Сильное основание
Mg(OH) <sub>2</sub>	0,49 Å	Основание средней силы
Al(OH) <sub>3</sub>	0,39 Å	Амфотерный
Si(OH) <sub>4</sub>		Слабая кислота

Уменьшение основных свойств коррелирует

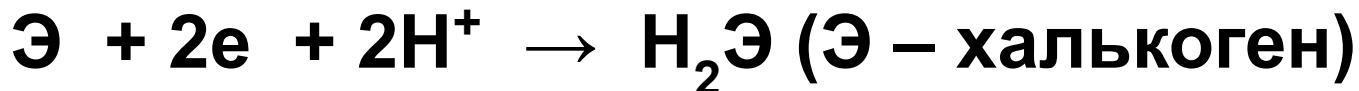
с увеличением заряда катиона и уменьшением радиуса катиона

# Кислотные свойства бескислородных кислот

Соединение	Кислотные свойства ( $K_1$ в воде)	Радиус аниона $\text{Э}^{n-}$ , Å	Заряд аниона
$\text{NH}_3$	Основание	1,71	-3
$\text{H}_2\text{O}$	$10^{-16}$	1,38	-2
HF	$10^{-3}$	1,31	-1
$\text{H}_2\text{O}$	$10^{-16}$	1,38	-2
$\text{H}_2\text{S}$	$10^{-7}$	1,84	-2
$\text{H}_2\text{Se}$	$10^{-4}$	1,98	-2
$\text{H}_2\text{Te}$	$10^{-3}$	2,21	-2

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

# 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:  $\text{CO}_2$ ,  $\text{SiO}_2$ ,  $\text{GeO}_2$  – практически не являются окислителями;  
 $\text{PbO}_2$  – сильный окислитель.**

- Переходные металлы:

**5 группа:  $\text{V(V)}$  – окислитель,  $\text{Nb(V)}$  и  $\text{Ta(V)}$  не являются окислителями;**

**6 группа:  $\text{Cr(VI)}$  – окислитель,  $\text{Mo(VI)}$  и  $\text{W(VI)}$  не являются окислителями;**

**7 группа:  $\text{Mn(VII)}$  – окислитель,  $\text{Tc(VII)}$  и  $\text{Re(VII)}$  не являются окислителями**

# Диагональная периодичность

<b><math>\text{Be}(\text{OH})_2</math> – амфотерный</b>	<b><math>\text{B}(\text{OH})_3</math> – слабая кислота</b>	
<b><math>\text{Mg}(\text{OH})_2</math> – слабое основание</b>	<b><math>\text{Al}(\text{OH})_3</math> – амфотерный</b>	<b><math>\text{Si}(\text{OH})_4</math> – слабая кислота</b>