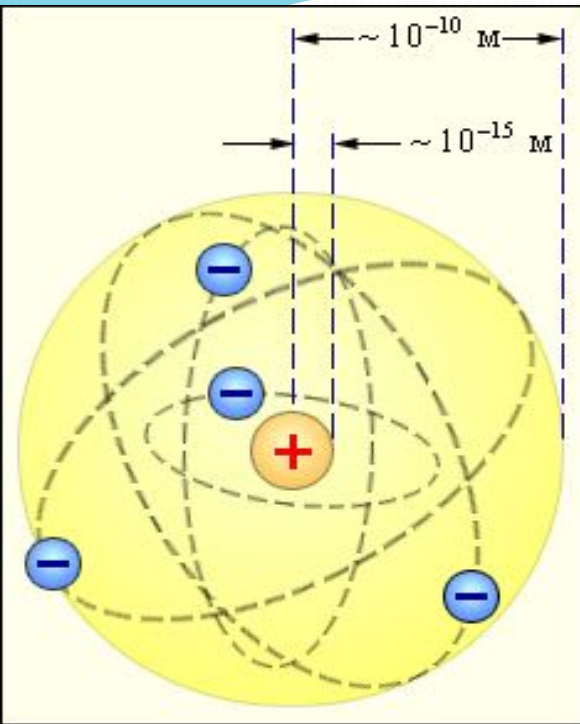


# Электронное строение атома и Периодический закон

# АТОМ

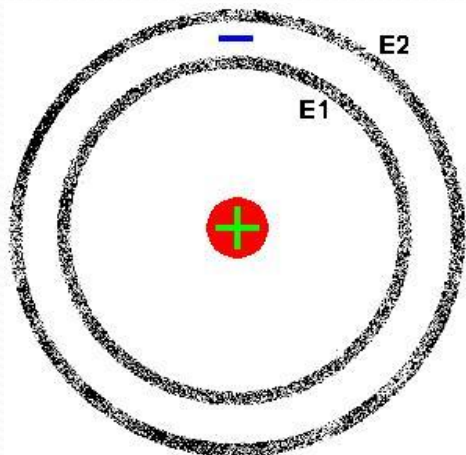


- Атом — наименьшая часть химического элемента, являющаяся носителем его свойств.
- Ядро атома состоит из положительно заряженных протонов и электрически нейтральных нейтронов, а окружающее его облако состоит из отрицательно заряженных электронов.
- Масса атома сосредоточена в ядре.
- ядро занимает примерно  $1/10$  часть объема атома

Число электронов в нейтральном атоме равно числу протонов. Порядковый номер элементов в таблице Д. И. Менделеева ( $Z$ ) равен заряду ядра (т.е. количеству протонов).

# Электронная атомная орбиталь

## АО



Область электронного облака, в котором электрон проводит более 95% времени, называется *электронной орбиталью*.

Чем больше радиус орбитали, тем больше энергия у электрона ( $E2 > E1$ ) и тем слабее он связан с ядром.

Электроны движущиеся на орбиталях близких размеров образуют **энергетические уровни**.

Энергетические уровни, кроме первого, состоят из **подуровней**.

Энергия и активность атома зависит от количества уровней и распределения электронов на подуровнях.

# Квантовые числа

Каждая атомная орбиталь (её энергия, размеры, форма, ориентация в пространстве) описывается безразмерными числами, называемыми квантовыми числами ( $n, l, m, s$ ).

- Главное квантовое число  $n$
- Орбитальное квантовое число  $l$
- Магнитное квантовое число  $m$

Спиновое квантовое число  $s$

# Главное квантовое число

Главное квантовое число может принимать положительные целочисленные значения:

$$n=1, 2, 3, \dots, \infty$$

Главное квантовое число характеризует:

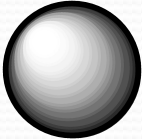

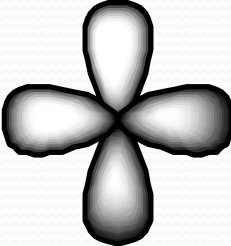
- \* удаленность уровня от ядра
- \* уровень энергии электрона в атоме
- \* количество подуровней на данном уровне.

# Орбитальное квантовое число ( $l$ )

Орбитальное квантовое число, принимает целочисленные значения :

$$l = 0, 1, 2, 3 \dots (n-1)$$

Орбитальное квантовое число определяет момент количества движения электрона, характеризует тип энергетического подуровня и форму атомной орбитали.

$l$	0	1	2	3	4
Буквенное обозначение подуровня	s	p	d	f	g
Форма орбитали				Сложная форма	Сложная форма

Число подуровней, на которые расщепляется энергетический уровень равно номеру уровня. Например,

$n$	$l$	Обозначение подуровня
1	0 (одно значение)	1s
2	0;1 (два)	2s; 2p
3	0;1;2 (три)	3s; 3p; 3d





Т.о., *энергетический подуровень* – это совокупность электронных состояний, характеризующихся определенным набором квантовых чисел  $n$  и  $l$ .

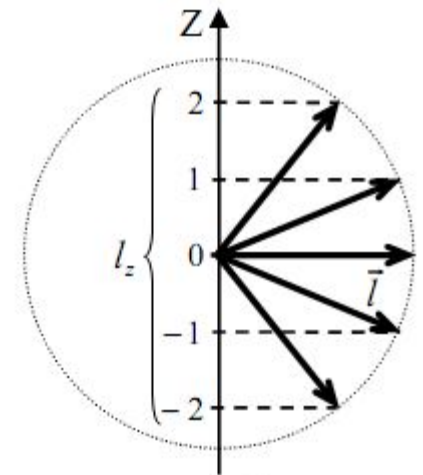
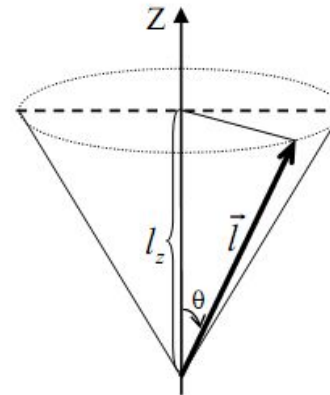
# Магнитное квантовое число

Магнитное квантовое число принимает значения, соответствующие целочисленным проекциям магнитного момента на оси координат:

$$m=0, \pm 1, \pm 2, \dots, \pm l$$

и характеризует пространственную ориентацию атомной орбитали.

s-подуровень – одна орбиталь	$nS$ 
$m:$	0
p-подуровень – 3 орбитали	$nP$ 
$m:$	-1 0 +1
d-подуровень – 5 орбиталей	$n d$ 
$m:$	-2 -1 0 +1 +2
f-подуровень – 7 орбиталей	$n f$ 
$m:$	-3 -2 -1 0 +1 +2 +3





Оно принимает все целочисленные значения от  $-l$  до  $+l$ .

Например, при  $l=0$   $m_l = 0$ ;





при  $l=1$   $m_l = -1; 0; +1$ ;

при  $l=2$   $m_l = -2; -1; 0; +1; +2$ ;

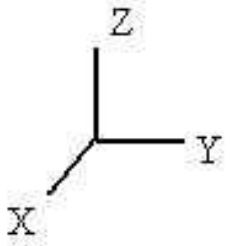




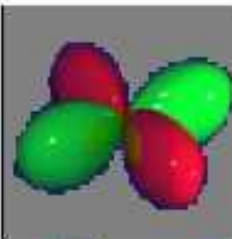

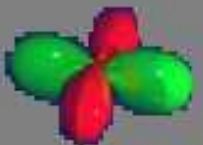
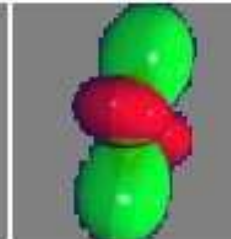
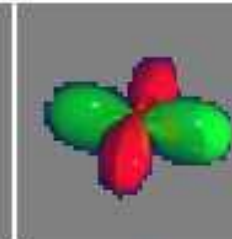




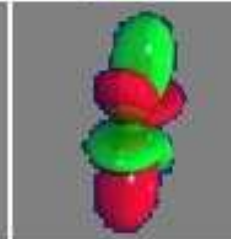
Любому значению  $l$  соответствует  $(2l+1)$  возможных расположений электронного облака данного типа в пространстве.

Все орбитали, принадлежащие одному подуровню данного энергетического уровня, имеют **одинаковую энергию** в отсутствии магнитного поля (**вырожденные**).

<b>Значение <math>n</math></b>	1	2		3			4				5				
<b>Значение <math>l</math></b>	0	0	1	0	1	2	0	1	2	3	0	1	2	3	4
<b>Буквенное обозначение <math>l</math></b>	<i>s</i>	<i>s</i>	<i>p</i>	<i>s</i>	<i>p</i>	<i>d</i>	<i>s</i>	<i>p</i>	<i>d</i>	<i>f</i>	<i>s</i>	<i>p</i>	<i>d</i>	<i>f</i>	<i>g</i>
<b>Число подуровней</b>	1	2		3			4				5				

Значения	Значения	Число АО	Графическое изображение АО
$l$	$m$	$(2l+1)$	АО
0 (s-подуровень)	0	1	
1 (p-подуровень)	-1, 0, +1	3	
2 (d-подуровень)	-2, -1, 0, +1, +2	5	
3 (f-подуровень)	-3, -2, -1, 0, +1, +2, +3	7	

# Формы s-, p-, d- и f-орбиталей

	$m_l = 3$	$m_l = 2$	$m_l = 1$	$m_l = 0$	$m_l = 1$	$m_l = 2$	$m_l = 3$
$l=0$							
$l=1$							
$l=2$							
$l=3$							

# Спиновое число ( $s$ )

Спиновое число -«СПИН» - определяется собственным моментом вращения электрона в двух противоположных направлениях.

$$S = \pm 1/2$$

обозначение	Графическое обозначение	Направление вращения
+1/2	↑	по часовой стрелке 
-1/2	↓	против часовой стрелки 

# Общая таблица по квантовым числам

n	l	тип подуровня	m	кол-во энергетических ячеек	s	кол-во электронов на подуровне	Кол-во электронов на уровне
1	0	1s	0	1	$\pm 1/2$	2	2
2	0	2s	0	1	$\pm 1/2$	2	8
	1	2p	-1 0 1	3	$\pm 1/2 * 3$	6	
3	0	3s	0	1	$\pm 1/2$	2	18
	1	3p	-1 0 1	3	$\pm 1/2 * 3$	6	
	2	3d	-2 -1 0 1 2	5	$\pm 1/2 * 5$	10	
4	0	4s	0	1	$\pm 1/2$	2	32
	1	4p	-1 0 1	3	$\pm 1/2 * 3$	6	
	2	4d	-2 -1 0 1 2	5	$\pm 1/2 * 5$	10	
	3	4f	-3 -2 -1 0 1 2 3	7	$\pm 1/2 * 7$	14	

# При составлении электронных конфигураций многоэлектронных атомов учитывают:

1. Принцип минимума энергии
2. Правило Клечковского
3. Запрет Паули
4. Правило Хунда

# Последовательность заполнения электронных подуровней

- 1. Принцип минимума энергии
- Наиболее устойчивое состояние электрона в атоме соответствует наименьшему возможному значению его энергии.
- В результате возрастание энергии по энергетическим подуровням происходит примерно в следующем порядке:
  - $ns < (n-1)d \leq (n-2)f \leq (n-3)g < np$

## 2. Правило Клечковского

Заполнение электронных оболочек в атомах элемента происходит в порядке возрастания суммы  $(n+l)$ . При равенстве этой суммы вначале заполняется подуровень с меньшим значением  $n$ .



# Применим правило Клечковского

...3s	3p	3d	4s	4p...
(3+0)	(3+1)	(3+2)	(4+0)	(4+1)
3	4	5	4	5

Последовательность заполнения этих подуровней :

...3s    3p    4s    **3d**    4p...



Увеличение E

$1s < 2s < 2p < 3s < 3p < 3d \approx 4s < 4p <$

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

### ● 3. Запрет Паули

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

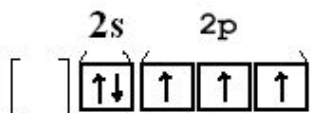
Из принципа Паули вытекает следствие: **максимально возможное число электронов на каждом энергетическом уровне равно удвоенному значению квадрата главного квантового числа:**

$$x=2n^2$$

### 4. Правило Хунда

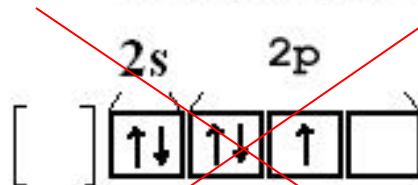
Минимальной энергией обладает конфигурация с **максимальным суммарным спином.**

правильно



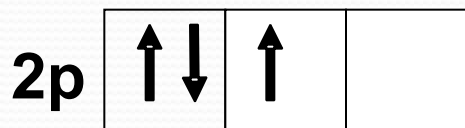
а

неправильно

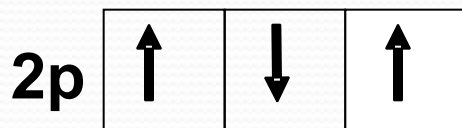


б

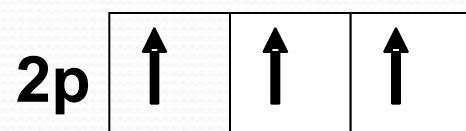
При наличии однотипных орбиталей их заполнение происходит в соответствии с правилом Хунда: в пределах энергетического подуровня электроны располагаются так, чтобы их суммарный спин был максимальным. Например,



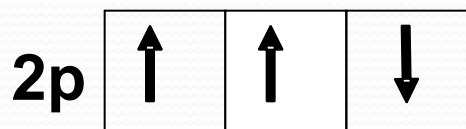
$$\frac{1}{2} + \underset{\text{и}}{\overset{\text{ж}}{3}} - \frac{1}{2} \underset{\text{ш}}{\overset{\text{ц}}{4}} + \frac{1}{2} = \frac{1}{2}$$



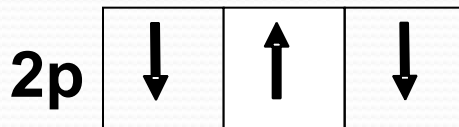
$$\frac{1}{2} + \underset{\text{и}}{\overset{\text{ж}}{3}} - \frac{1}{2} \underset{\text{ш}}{\overset{\text{ц}}{4}} + \frac{1}{2} = \frac{1}{2}$$



$$\frac{1}{2} + \frac{1}{2} + \frac{1}{2} = \frac{3}{2}$$



$$\frac{1}{2} + \frac{1}{2} + \underset{\text{и}}{\overset{\text{ж}}{3}} - \frac{1}{2} \underset{\text{ш}}{\overset{\text{ц}}{4}} = \frac{1}{2}$$

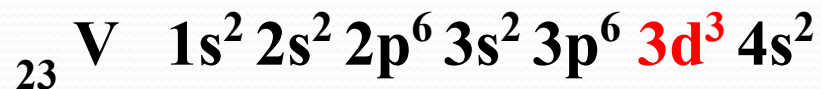
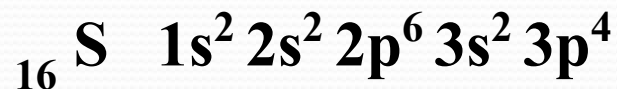


$$\underset{\text{и}}{\overset{\text{ж}}{3}} - \frac{1}{2} \underset{\text{ш}}{\overset{\text{ц}}{4}} + \frac{1}{2} + \underset{\text{и}}{\overset{\text{ж}}{3}} - \frac{1}{2} \underset{\text{ш}}{\overset{\text{ц}}{4}} = -\frac{1}{2}$$

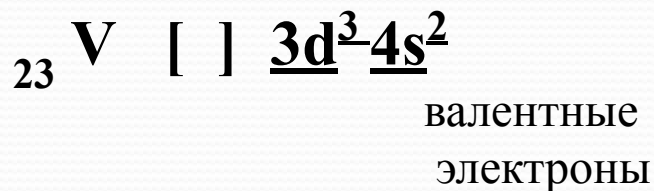
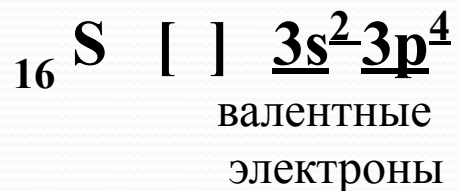
↑  
**max**  
суммарный  
спин

# Составление электронных формул

- 1. полная электронная формула показывает распределение электронов атома по его уровням и подуровням.
- Независимо от последовательности формирования подуровня в электронной формуле он записывается на своем энергетическом уровне.*



- 2. сокращенная электронная формула показывает распределение валентных электронов на формирующихся атомных орбиталях.

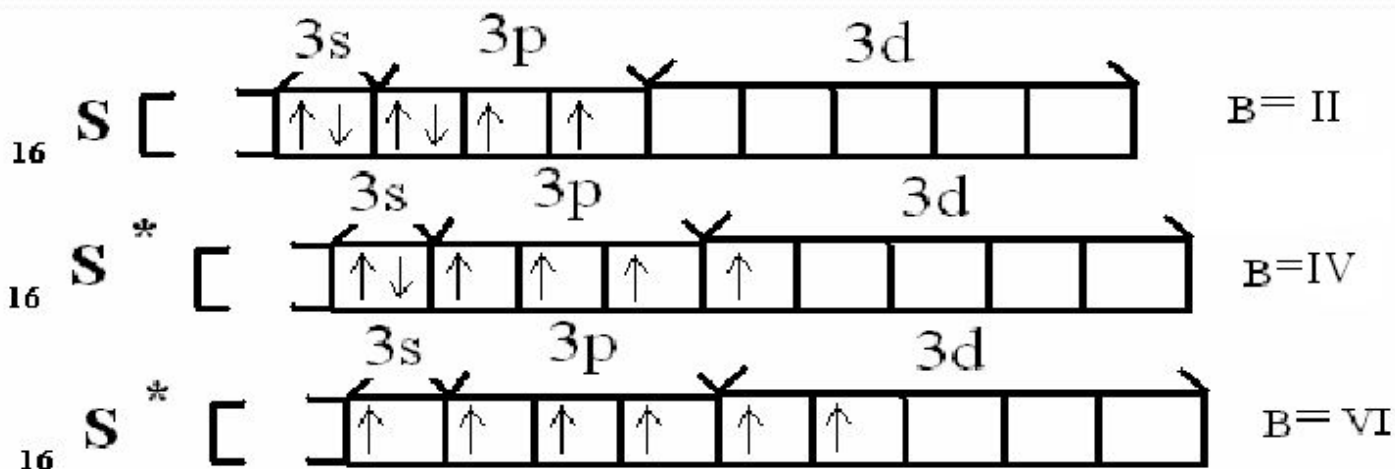


### 3. электронная формула в виде энергетических ячеек.

- Составляется только для сокращенной электронной формулы.
- Показывает распределение валентных электронов и позволяет прогнозировать возможные валентности атома.

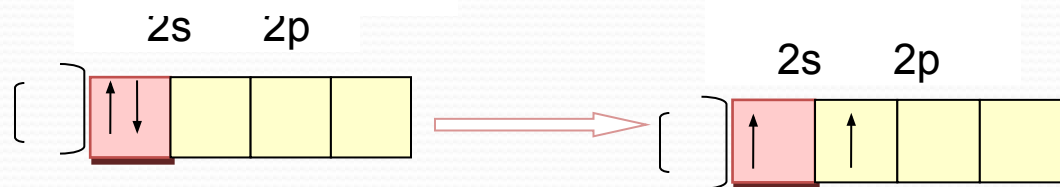
Нормальным (невозбужденным) состоянием атома называется структура, соответствующая квантово-химическим законам формирования атомных орбиталей.

Возбужденным состоянием атома называется структура, в которой электроны переходят на энергетические подуровни с более высокой энергией в пределах внешнего уровня.



Валентность ( **способность атома к образованию химических связей** ) определяется числом неспаренных электронов на внешних оболочках атома

**Be**  $1s^2 2s^2$



**B**  $1s^2 2s^2 2p^1$



**Mn**  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^5 4s^2$



# Периодический закон

1. **Свойства элементов и их соединений находятся в периодической зависимости от заряда ядра (порядковый номер).**
2. Периодический закон был открыт Д. И. Менделеевым в марте 1869 года при сопоставлении свойств всех известных в то время элементов и величин их атомных масс (весов).
3. Периодические изменения свойств химических элементов обусловлены повторением электронной конфигурации внешнего энергетического уровня (валентных электронов) их атомов с увеличением заряда ядра.
4. Графическим изображением периодического закона является периодическая таблица. Она содержит 7 периодов и 8 групп.



# Период таблицы Д.И.Менделеева

*Периодом* называется последовательный ряд элементов, размещенных в порядке возрастания заряда ядра атомов, электронная конфигурация которых изменяется от  $ns^1$  до  $ns^2np^6$  (или до  $ns^2$  у первого периода).

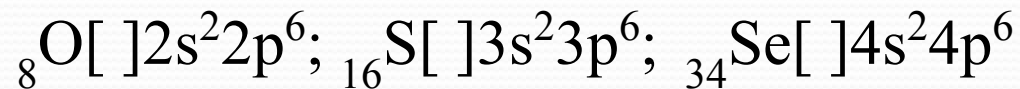
**Периоды начинаются с s-элемента и заканчиваются p-элементом (у первого периода – s-элементом). Малые периоды содержат 2 и 8 элементов, большие периоды – 18 и 32 элемента, седьмой период остается незавершенным.**

# Группы и подгруппы таблицы Д.И. Менделеева

Элементы каждой группы обладают однотипной электронной конфигурацией.

Группы делятся на *главные (основные)* и *побочные подгруппы*.

Элементы, расположенные в одной подгруппе Периодической системы, являются **электронными аналогами**.



Они имеют одинаковое строение внешних электронных оболочек атомов при различных значениях  $n$  и поэтому проявляют сходные химические свойства.

# ПЕРИОДИЧЕСКАЯ СИСТЕМА ХИМИЧЕСКИХ ЭЛЕМЕНТОВ Д.И.МЕНДЕЛЕЕВ

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	а	б	а	б		
1	1	<b>H</b> 1.008 ВОДОРОД																<b>He</b> 4.003 ГЕЛИЙ	к
2	2	<b>Li</b> 6.941 ЛИТИЙ	<b>Be</b> 9.0122 БЕРИЛЛИЙ	<b>B</b> 10.811 БОР	<b>C</b> 12.011 УГЛЕРОД	<b>N</b> 14.007 АЗОТ	<b>O</b> 15.999 КИСЛОРОД	<b>F</b> 18.998 ФТОР										<b>Ne</b> 20.178 НЕОН	л
3	3	<b>Na</b> 22.99 НАУРИЙ	<b>Mg</b> 24.312 МАГНИЙ	<b>Al</b> 26.982 АЛЮМИНИЙ	<b>Si</b> 28.086 КРЕМНИЙ	<b>P</b> 30.974 ФОСФОР	<b>S</b> 32.064 СЕРА	<b>Cl</b> 35.453 ХЛОР										<b>Ar</b> 39.948 АРГОН	м
4	4	<b>K</b> 39.092 КАЛИЙ	<b>Ca</b> 40.08 КАЛЬЦИЙ	<b>Sc</b> 44.956 СКАНДИЙ	<b>Ti</b> 47.88 ТИТАН	<b>V</b> 50.941 ВАНАДИЙ	<b>Cr</b> 51.996 ХРОМ	<b>Mn</b> 54.938 МАРГАНЕЦ	<b>Fe</b> 55.845 ЖЕЛЕЗО	<b>Co</b> 58.933 КОБАЛЬТ	<b>Ni</b> 58.7 НИКЕЛЬ								н
	5	<b>Cu</b> 63.546 МЕДЬ	<b>Zn</b> 65.37 ЦИНК	<b>Ga</b> 69.72 ГАЛЛИЙ	<b>Ge</b> 72.59 ГЕРМАНИЙ	<b>As</b> 74.922 Мышьяк	<b>Se</b> 78.96 СЕЛЕН	<b>Br</b> 79.904 БРОМ											<b>Kr</b> 83.8 КРИПТОН
5	6	<b>Rb</b> 85.468 РУБИДИЙ	<b>Sr</b> 87.62 СТРОНЦИЙ	<b>Y</b> 88.906 ИТРИЙ	<b>Zr</b> 91.22 ЦИРКОНИЙ	<b>Nb</b> 92.906 НИОБИЙ	<b>Mo</b> 95.94 МОЛИБДЕН	<b>Tc</b> 98 ТЕХНЕЦИЙ	<b>Ru</b> 101.07 РУТЕНИЙ	<b>Rh</b> 102.905 РОДИЙ	<b>Pd</b> 106.4 ПАЛЛАДИЙ								п
	7	<b>Ag</b> 107.868 СЕРЕБРО	<b>Cd</b> 112.41 КАДМИЙ	<b>In</b> 114.82 ИНДИЙ	<b>Sn</b> 118.69 ОЛОВО	<b>Sb</b> 121.75 СУРЬМА	<b>Te</b> 127.6 ТЕЛЛУР	<b>I</b> 126.905 ИОД											<b>Xe</b> 131.3 КСЕНОН
6	8	<b>Cs</b> 132.905 ЦЕЗИЙ	<b>Ba</b> 137.34 БАРИЙ	<b>57-71</b> ЛАНТАНОИДЫ	<b>Hf</b> 178.49 ГАФНИЙ	<b>Ta</b> 180.948 ТАНТАЛ	<b>W</b> 183.85 ВОЛЬФРАМ	<b>Re</b> 186.207 РЕЙНИЙ	<b>Os</b> 190.2 ОСМИЙ	<b>Ir</b> 192.22 ИРИДИЙ	<b>Pt</b> 195.09 ПЛАТИНА								с
	9	<b>Au</b> 196.967 ЗОЛОТО	<b>Hg</b> 200.59 РУТУТЬ	<b>Tl</b> 204.37 ТАЛЛИЙ	<b>Pb</b> 207.19 СВИНЕЦ	<b>Bi</b> 208.98 ВЕНСМУТ	<b>Po</b> 210 ПОЛОНИЙ	<b>At</b> 210 АСТАТ											<b>Rn</b> 222 РАДОН
7	10	<b>Fr</b> [223] ФРАНЦИЙ	<b>Ra</b> [226] РАДИЙ	<b>89-103</b> АКТИНОИДЫ	<b>Rf</b> [261] РЕЗЕРФОРДИЙ	<b>Db</b> [262] ДУБИНИЙ	<b>Sg</b> [263] СИБОРГИЙ	<b>Bh</b> [264] БОРНИЙ	<b>Hn</b> [265] ХАННИЙ	<b>Mt</b> [266] МЕЙТЕНЕРНИЙ	<b>110</b>								у
ВЫСШИЕ ОКСИДЫ		$R_2O$	$RO$	$R_2O_3$	$RO_2$	$R_2O_5$	$RO_3$	$R_2O_7$	$RO_4$										
ЛЕТУЧИЕ ВОДОРОДНЫЕ СОЕДИНЕНИЯ					$RH_4$	$RH_3$	$H_2R$	$HR$											



Д.И. Менделеев  
1834–1907



НАЗВАНИЕ ЭЛЕМЕНТА → РУБИДИЙ 85.468

ОТНОСИТЕЛЬНАЯ АТОМНАЯ МАССА

РАСПРЕДЕЛЕНИЕ ЭЛЕКТРОНОВ ПО СЛОЯМ

- s-элемент
- p-элемент
- d-элемент
- f-элемент

## Л А Н Т А Н О И Д Ы

57 <b>La</b> ЛАНТАН 138.905	58 <b>Ce</b> ЦЕРИЙ 140.12	59 <b>Pr</b> ПРАЗЕДИМ 140.908	60 <b>Nd</b> НЕОДИМ 144.24	61 <b>Pm</b> ПРОМЕТИЙ [145]	62 <b>Sm</b> САМАРИЙ 150.4	63 <b>Eu</b> ЕВРОПИЙ 151.96	64 <b>Gd</b> ГАДОЛИНИЙ 157.25	65 <b>Tb</b> ТЕРБИЙ 158.928	66 <b>Dy</b> ДИСПРОЗИЙ 162.5	67 <b>Ho</b> ГОЛЬМИЙ 164.93	68 <b>Er</b> ЭРБИЙ 167.26	69 <b>Tm</b> ТУЛЬМИЙ 168.934	70 <b>Yb</b> ИТТЕРБИЙ 173.04	71 <b>Lu</b> ЛОЦЕЦИЙ 174.967
-----------------------------------	---------------------------------	-------------------------------------	----------------------------------	-----------------------------------	----------------------------------	-----------------------------------	-------------------------------------	-----------------------------------	------------------------------------	-----------------------------------	---------------------------------	------------------------------------	------------------------------------	------------------------------------

## А К Т И Н О И Д Ы

89 <b>Ac</b> АКТИНИЙ [227]	90 <b>Th</b> ТОРИЙ 232.038	91 <b>Pa</b> ПРОТАКТИЙ [231]	92 <b>U</b> УРАН 238.029	93 <b>Np</b> НЕПУТЧИЙ [237]	94 <b>Pu</b> ПУТОНИЙ [244]	95 <b>Am</b> АМЕРИЦИЙ [243]	96 <b>Cm</b> КУРИЙ [247]	97 <b>Bk</b> БЕРКЛИЙ [247]	98 <b>Cf</b> КАЛЬФОРНИЙ [251]	99 <b>Es</b> ЭЙНШТЕЙНОВИЙ [252]	100 <b>Fm</b> ФЕРМИЙ [257]	101 <b>Md</b> МЕНДЕЛЕВИЙ [288]	102 <b>No</b> НОБЕЛИЙ [289]	103 <b>Lr</b> ЛОТЦЕНСКИЙ [260]
----------------------------------	----------------------------------	------------------------------------	--------------------------------	-----------------------------------	----------------------------------	-----------------------------------	--------------------------------	----------------------------------	-------------------------------------	---------------------------------------	----------------------------------	--------------------------------------	-----------------------------------	--------------------------------------



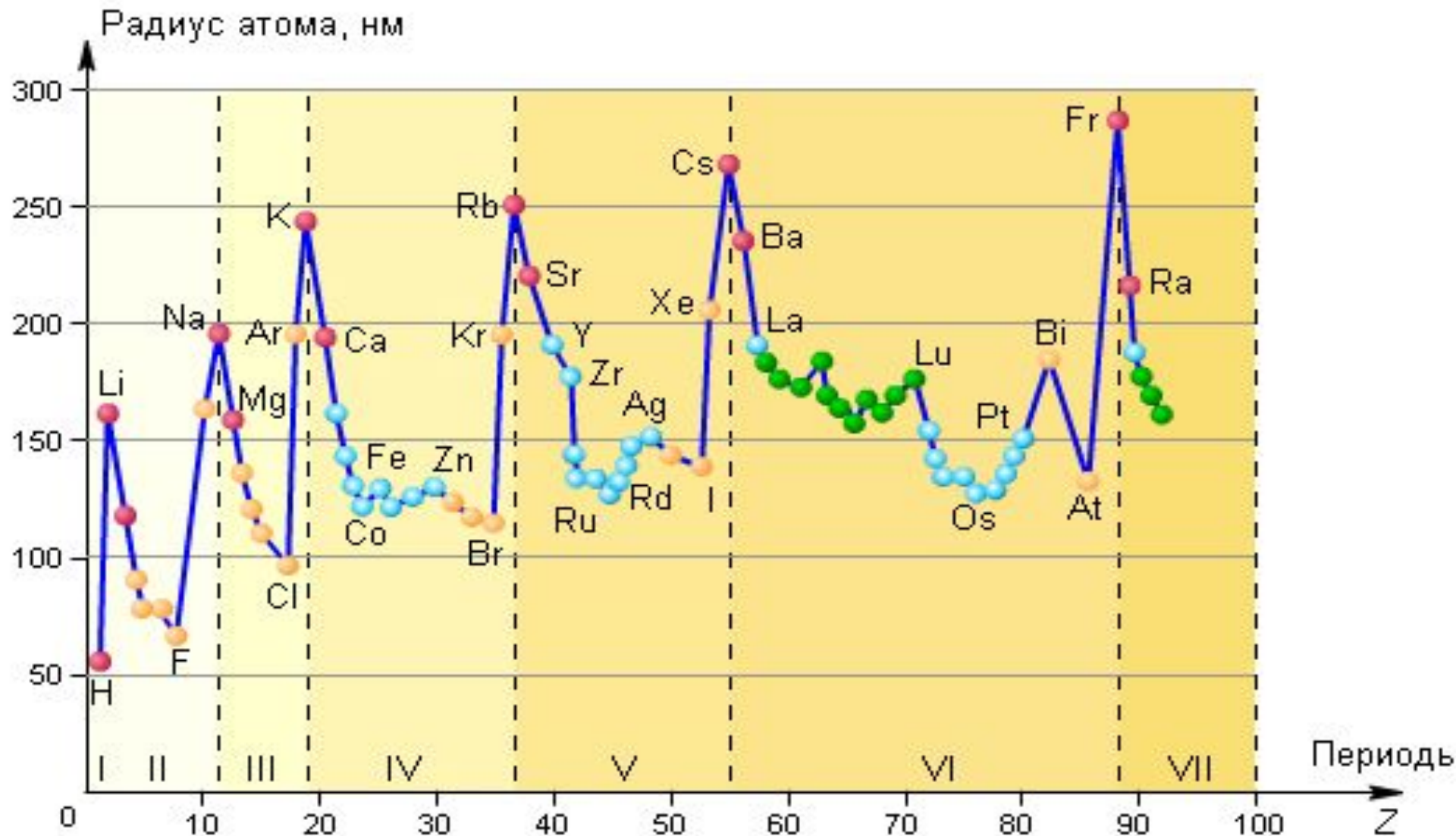
# Атомный радиус

- **Орбитальный атомный радиус**- это условная величина, которая равна расстоянию между ядром и самой дальней из стабильных орбиталей в в электронной оболочке этого атома.
- **В периоде с увеличением порядкового номера атомный радиус** уменьшается за счёт более сильного взаимодействия между ядром и внешними электронами .
- **В группе с увеличением порядкового номера атомный радиус** растёт, так как увеличивается число уровней.

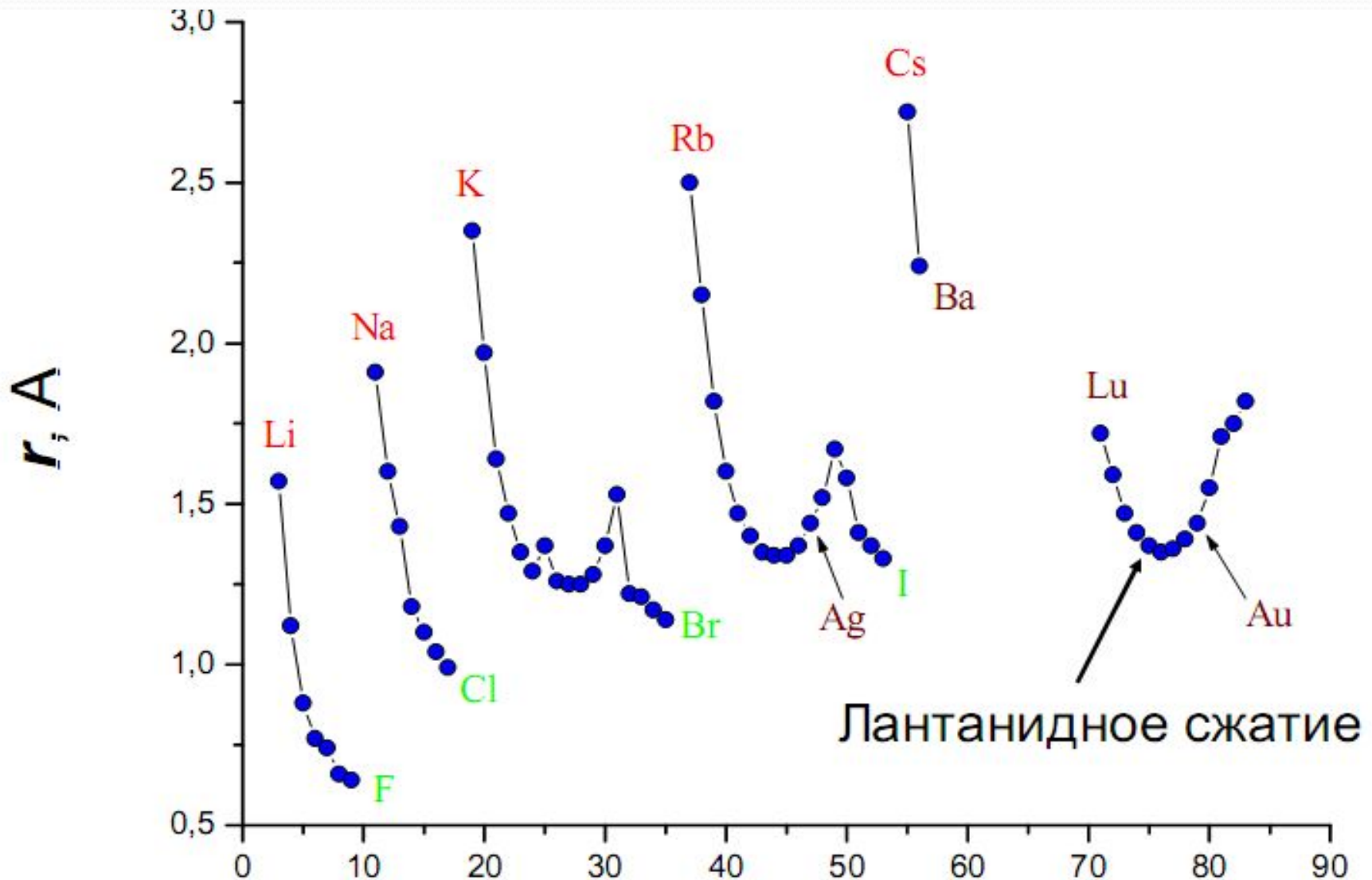


при ЭТОМ в главных  
подгруппах такое  
увеличение происходит в  
большей степени, чем в  
побочных подгруппах .

# Зависимость радиуса атомов от заряда ядра



# Атомные радиусы



# Энергия ионизации

- **Энергия ионизации** — это энергия, необходимая для отрыва наиболее слабо связанного электрона от атома.

Энергия ионизации выражается в джоулях или электронвольтах, эВ ( $1 \text{ эВ} = 1,6 \cdot 10^{-19} \text{ Дж}$ ).

- При отрыве электрона от атома образуется соответствующий **катион**.

Для данного атома или иона энергия, необходимая для отрыва и удаления первого электрона, называется **первой энергией** ионизации  $E_1$ , второго — второй энергией ионизации  $E_2$  и т. д.

Энергия ионизации увеличивается в следующем порядке:

$$E_1 < E_2 < E_3 < \dots < E_n$$

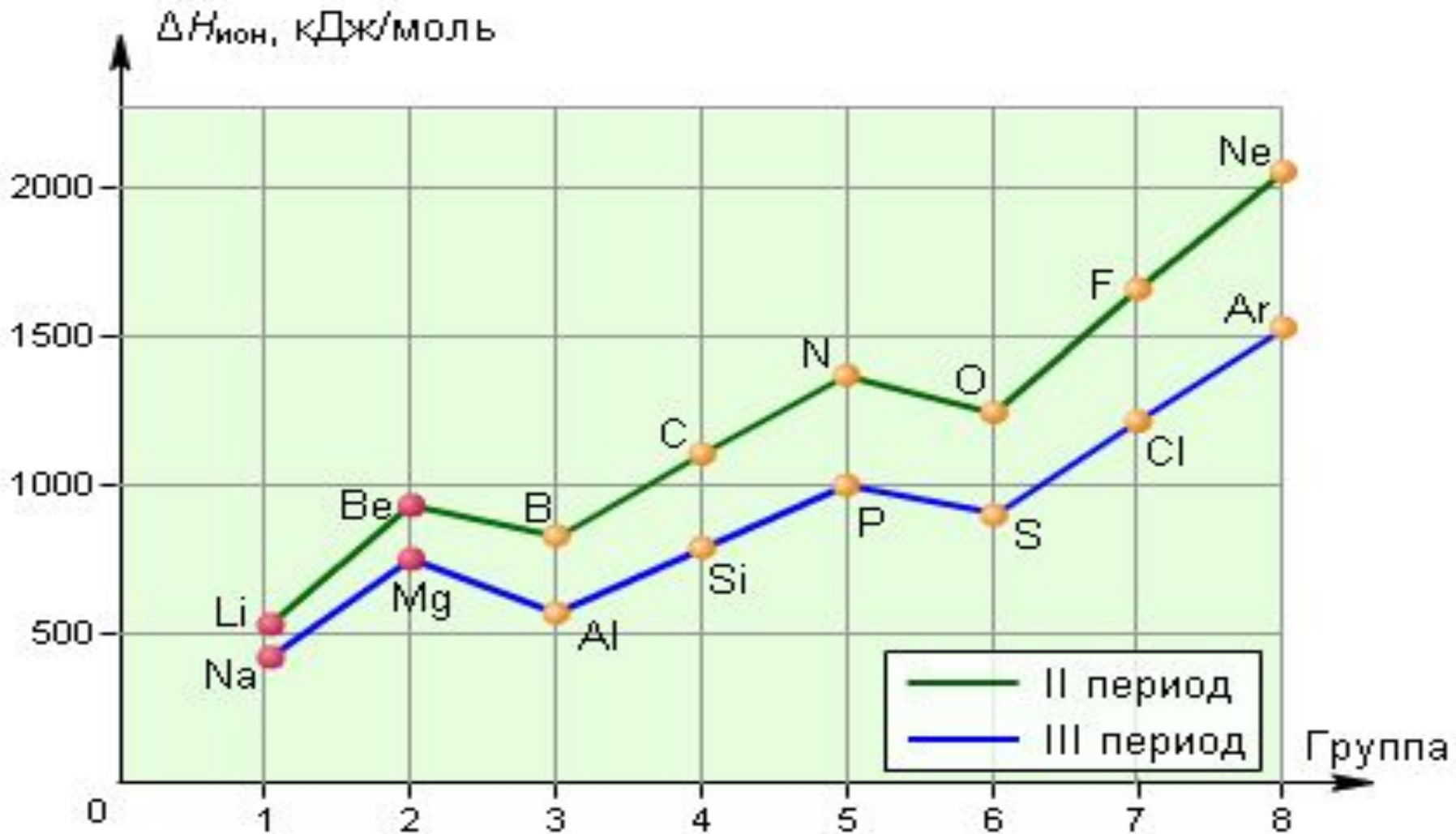
**Энергия ионизации для элементов одного периода возрастает слева направо с возрастанием заряда ядра.**

- В подгруппе она уменьшается сверху вниз вследствие увеличения расстояния электрона от ядра.

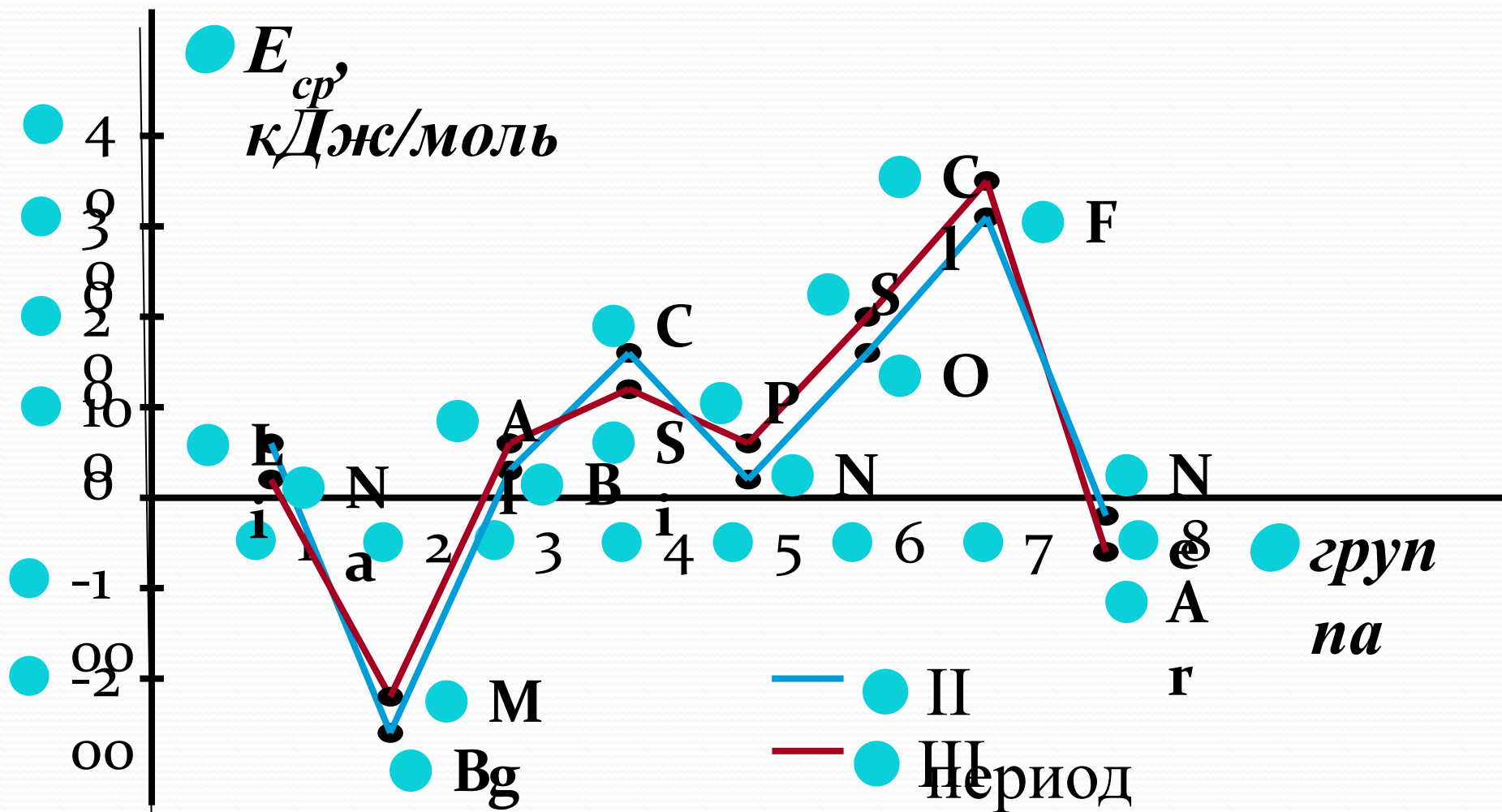
- Энергия, которая выделяется при присоединении к атому одного электрона, называется **энергией сродства к электрону**



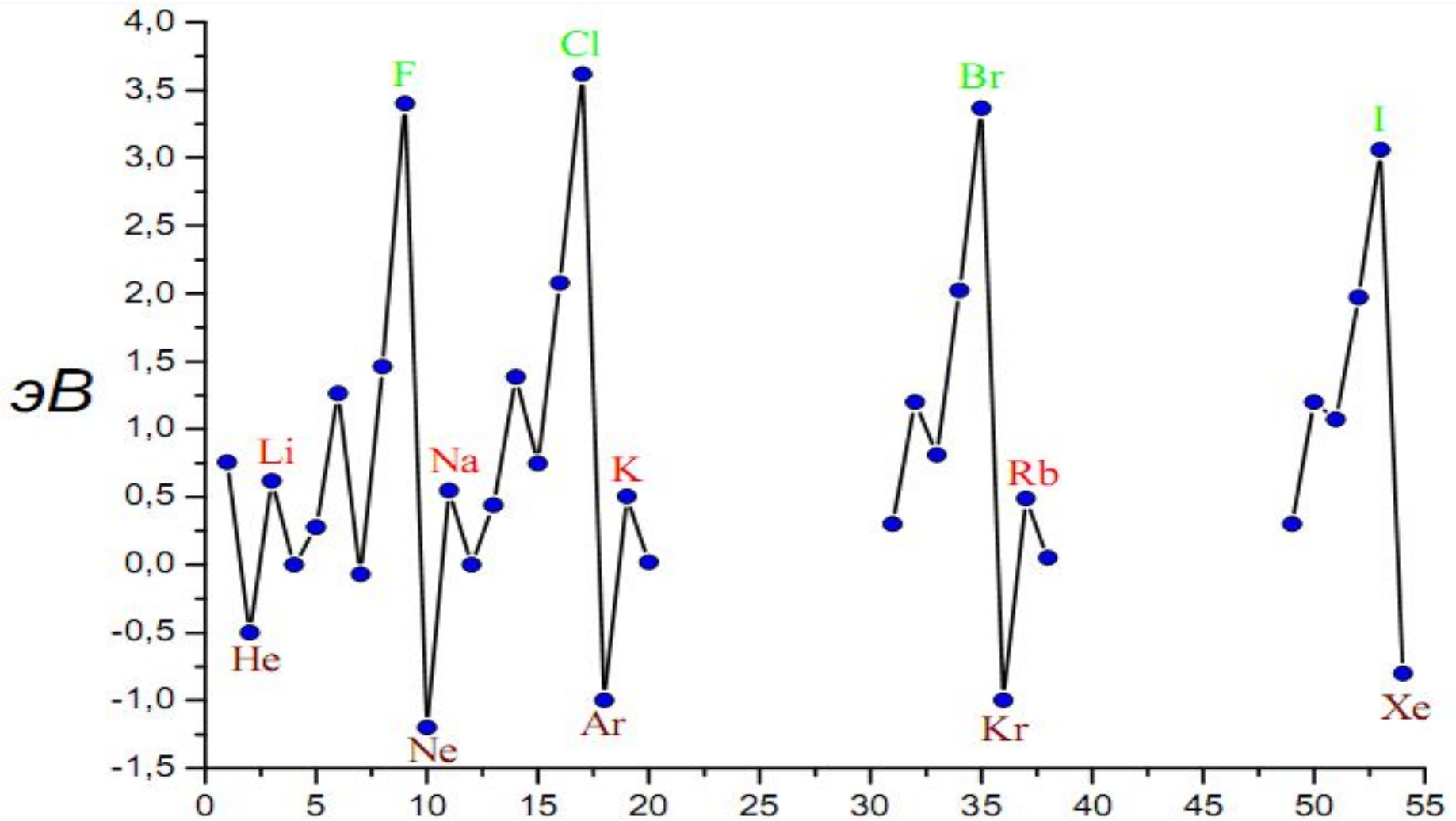
# Первая энергия ионизации



# Сродство к электрону атомов элементов 2-го и 3-го периодов



# Сродство к электрону



# Электроотрицательность

- Электроотрицательность - способность атома в соединении притягивать к себе электронные пары.
- По Малликену:  $\chi_O = 1/2(I_{\text{ион.}} + E_{\text{ср.}})$ ,  
где  $I_{\text{ион}}$  и  $E_{\text{ср}}$  – энергия ионизации и сродства к электрону.
- На практике пользуются относительной электроотрицательностью.
- С увеличением номера элемента электроотрицательность в периоде растёт, а в группе — уменьшается.

$\chi_O < 2$	Металлические свойства
$\chi_O \approx 2$	Переходные свойства
$\chi_O > 2$	Неметаллические свойства

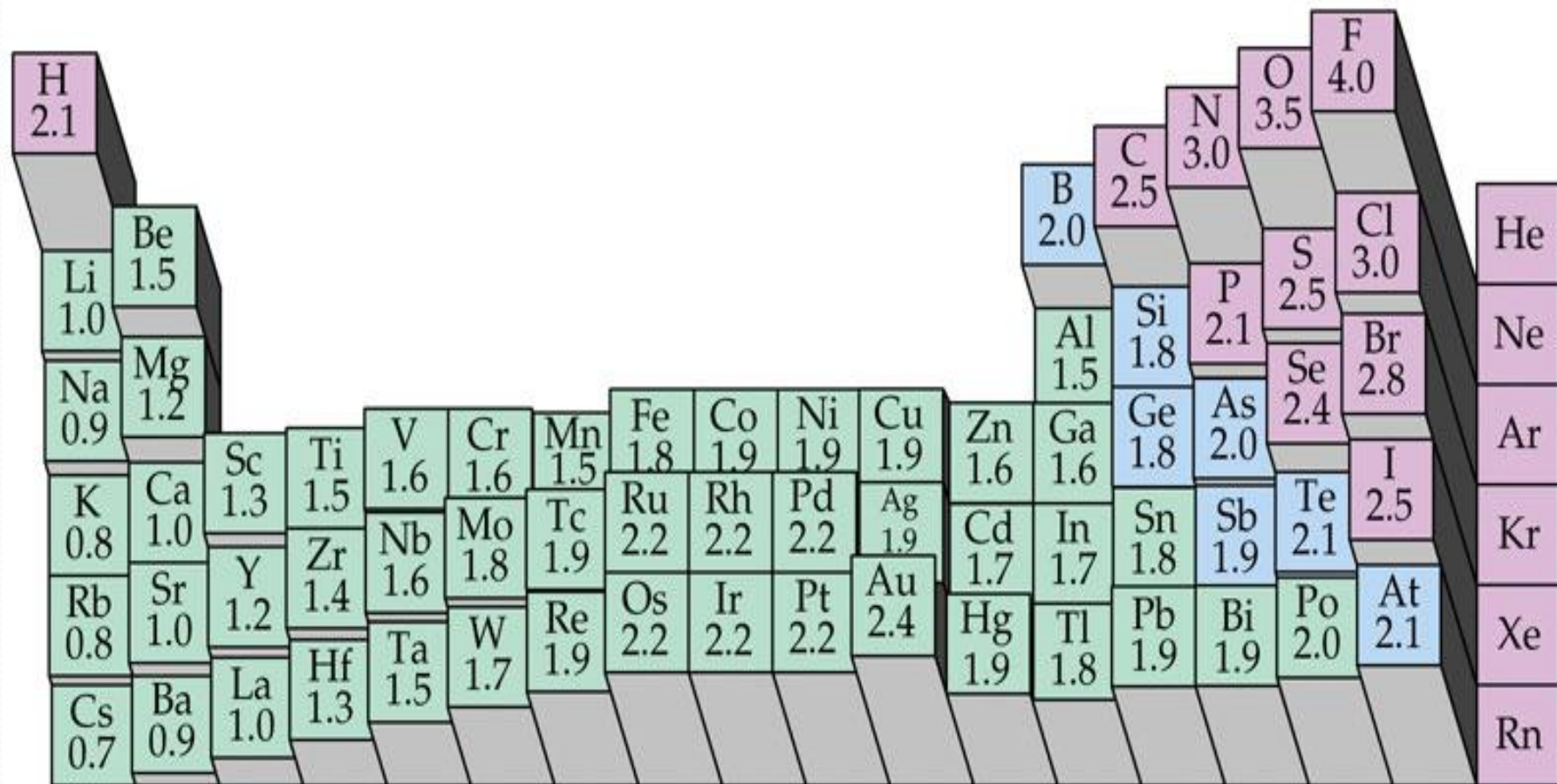
# ОЭО элементов по Л.Полингу

Группа								
Период	Ia	IIa	IIIa	IVa	Va	VIa	VIIa	VIIIa
1	(H)						H 2,1	He
2	Li 1,0	Be 1,6	B 2,1	C 2,6	N 3,0	O 3,4	F 4,0	Ne
3	Na 0,9	Mg 1,3	Al 1,6	Si 1,9	P 2,2	S 2,6	Cl 3,0	Ar
4	K 0,8	Ca 1,0	Ga 1,8	Ge 2,0	As 2,2	Se 2,4	Br 2,8	Kr
5	Rb 0,8	Sr 1,0	In 1,8	Sn 2,0	Sb 2,1	Te 2,1	I 2,5	Xe

уменьшение

увеличение

# Электроотрицательности атомов





Неметаллы

Усиление металлических свойств

	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII		
I	H <sup>1</sup>								He <sup>2</sup>	
II	Li <sup>3</sup>	Be <sup>4</sup>	B <sup>5</sup>	C <sup>6</sup>	N <sup>7</sup>	O <sup>8</sup>	F <sup>9</sup>		Ne <sup>10</sup>	
III	Na <sup>11</sup>	Mg <sup>12</sup>	Al <sup>13</sup>	Si <sup>14</sup>	P <sup>15</sup>	S <sup>16</sup>	Cl <sup>17</sup>		Ar <sup>18</sup>	
IV	K <sup>19</sup>	Ca <sup>20</sup>	Sc <sup>21</sup>	Ti <sup>22</sup>	V <sup>23</sup>	Cr <sup>24</sup>	Mn <sup>25</sup>	Fe <sup>26</sup>	Co <sup>27</sup>	Ni <sup>28</sup>
V										
VI										
VII										
	Cu <sup>29</sup>	Zn <sup>30</sup>	Ga <sup>31</sup>	Ge <sup>32</sup>	As <sup>33</sup>	Se <sup>34</sup>	Br <sup>35</sup>			Kr <sup>36</sup>
	Rb <sup>37</sup>	Sr <sup>38</sup>	Y <sup>39</sup>	Zr <sup>40</sup>	Nb <sup>41</sup>	Mo <sup>42</sup>	Tc <sup>43</sup>	Ru <sup>44</sup>	Rh <sup>45</sup>	Pd <sup>46</sup>
	Ag <sup>47</sup>	Cd <sup>48</sup>	In <sup>49</sup>	Sn <sup>50</sup>	Sb <sup>51</sup>	Te <sup>52</sup>	I <sup>53</sup>			Xe <sup>54</sup>
	Cs <sup>55</sup>	Ba <sup>56</sup>	La <sup>57</sup>	Hf <sup>72</sup>	Ta <sup>73</sup>	W <sup>74</sup>	Re <sup>75</sup>	Os <sup>76</sup>	Ir <sup>77</sup>	Pt <sup>78</sup>
	Au <sup>79</sup>	Hg <sup>80</sup>	Tl <sup>81</sup>	Pb <sup>82</sup>	Bi <sup>83</sup>	Po <sup>84</sup>	At <sup>85</sup>			Rn <sup>86</sup>
	Fr <sup>87</sup>	Ra <sup>88</sup>	Ac <sup>89</sup>	Rf <sup>104</sup>	Db <sup>105</sup>	Sg <sup>106</sup>	Bh <sup>107</sup>	Hs <sup>108</sup>	Mt <sup>109</sup>	Ds <sup>110</sup>
	Rg <sup>111</sup>	Uub <sup>112</sup>	Uut <sup>113</sup>							

La <sup>57</sup>	Ce <sup>58</sup>	Pr <sup>59</sup>	Nd <sup>60</sup>	Pm <sup>61</sup>	Sm <sup>62</sup>	Eu <sup>63</sup>	Gd <sup>64</sup>	Tb <sup>65</sup>	Dy <sup>66</sup>	Ho <sup>67</sup>	Er <sup>68</sup>	Tm <sup>69</sup>	Yb <sup>70</sup>	Lu <sup>71</sup>
Ac <sup>89</sup>	Th <sup>90</sup>	Pa <sup>91</sup>	U <sup>92</sup>	Np <sup>93</sup>	Pu <sup>94</sup>	Am <sup>95</sup>	Cm <sup>96</sup>	Bk <sup>97</sup>	Cf <sup>98</sup>	Es <sup>99</sup>	Fm <sup>100</sup>	Md <sup>101</sup>	No <sup>102</sup>	Lr <sup>103</sup>

Усиление неметаллических свойств

Металлы

# Значение периодического закона

- Периодический закон обобщил большое число природных закономерностей;
- Периодический закон и периодическая система элементов Д. И. Менделеева служат научной базой прогнозирования в химии;
- Периодический закон сыграл решающую роль в выяснении сложной структуры атома;
- Периодический закон помогает решению задач синтеза веществ с заданными свойствами; разработке новых материалов, в частности полупроводниковых; подбору специфических катализаторов для различных химических процессов и т. д.