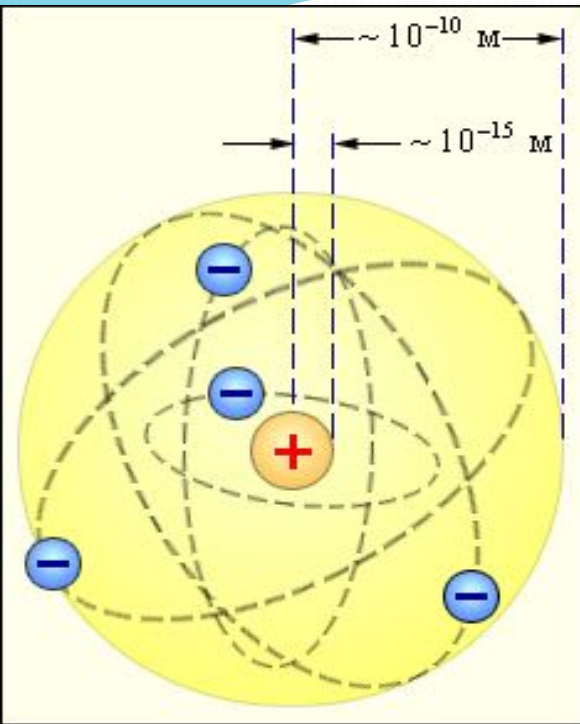


Электронное строение атома и Периодический закон

АТОМ

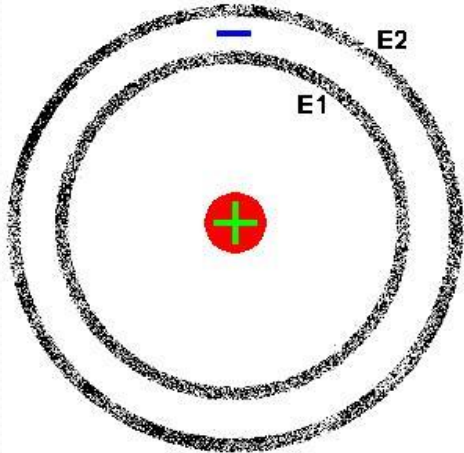


- Атом — наименьшая часть химического элемента, являющаяся носителем его свойств.
- Ядро атома состоит из положительно заряженных протонов и электрически нейтральных нейтронов, а окружающее его облако состоит из отрицательно заряженных электронов.
- Масса атома сосредоточена в ядре.
- ядро занимает примерно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

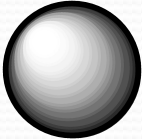

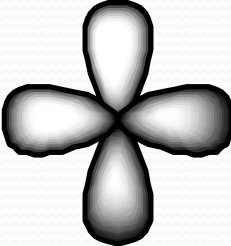
- * удаленность уровня от ядра
- * уровень энергии электрона в атоме
- * количество подуровней на данном уровне.

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 .

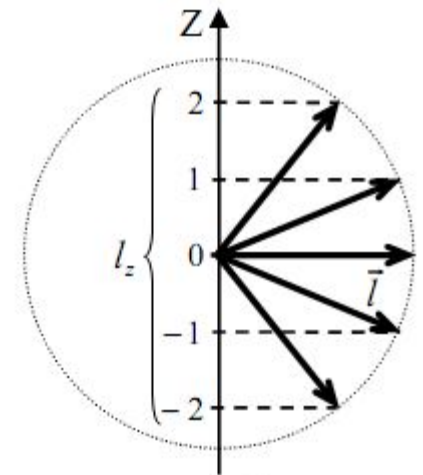
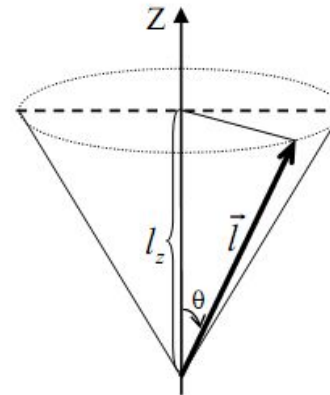
Магнитное квантовое число

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

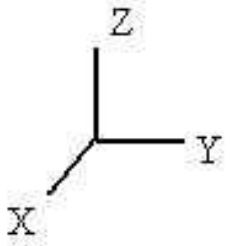




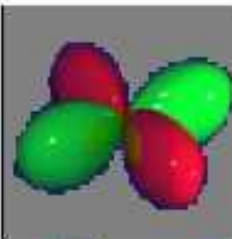

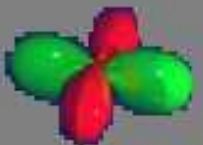
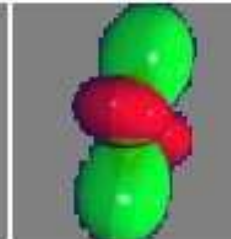
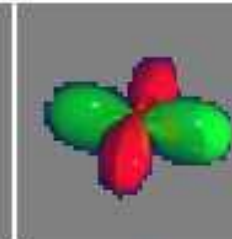




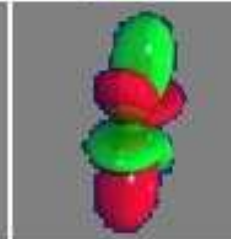
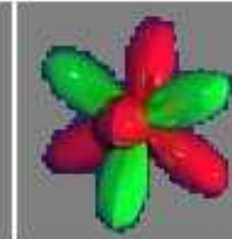
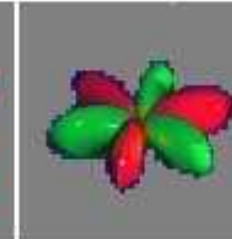
Любому значению l соответствует $(2l+1)$ возможных расположений электронного облака данного типа в пространстве.

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

Значение n	1	2		3			4				5				
Значение l	0	0	1	0	1	2	0	1	2	3	0	1	2	3	4
Буквенное обозначение l	<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>
Число подуровней	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.

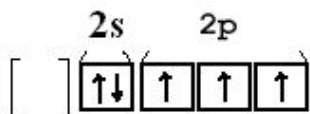
Из принципа Паули вытекает следствие: **максимально возможное число электронов на каждом энергетическом уровне равно удвоенному значению квадрата главного квантового числа:**

$$x=2n^2$$

4. Правило Хунда

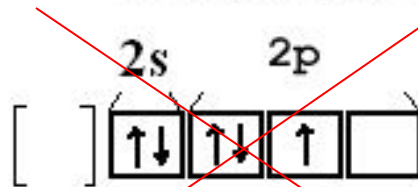
Минимальной энергией обладает конфигурация с **максимальным суммарным спином.**

правильно



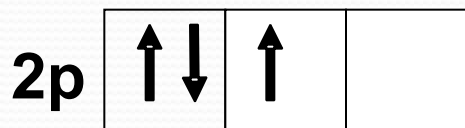
а

неправильно

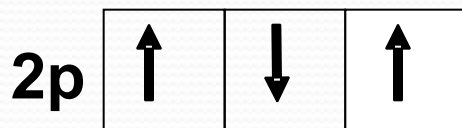


б

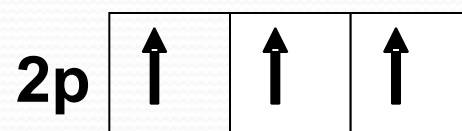
При наличии однотипных орбиталей их заполнение происходит в соответствии с правилом Хунда: в пределах энергетического подуровня электроны располагаются так, чтобы их суммарный спин был максимальным. Например,



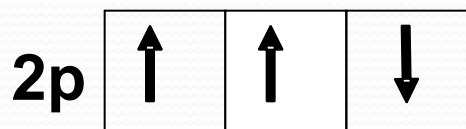
$$\frac{1}{2} + \underset{\text{и}}{\overset{\text{ж}}{3}} - \frac{1}{2} \underset{\text{ш}}{\overset{\text{ц}}{4}} + \frac{1}{2} = \frac{1}{2}$$



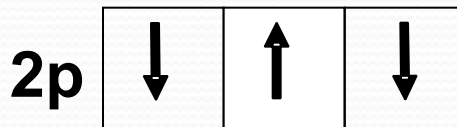
$$\frac{1}{2} + \underset{\text{и}}{\overset{\text{ж}}{3}} - \frac{1}{2} \underset{\text{ш}}{\overset{\text{ц}}{4}} + \frac{1}{2} = \frac{1}{2}$$



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



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

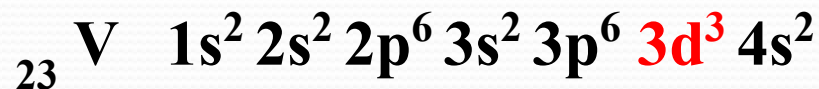
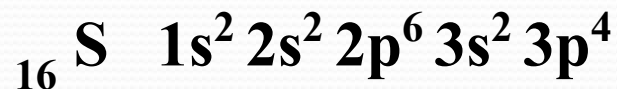


$$\underset{\text{и}}{\overset{\text{ж}}{3}} - \frac{1}{2} \underset{\text{ш}}{\overset{\text{ц}}{4}} + \frac{1}{2} + \underset{\text{и}}{\overset{\text{ж}}{3}} - \frac{1}{2} \underset{\text{ш}}{\overset{\text{ц}}{4}} = -\frac{1}{2}$$

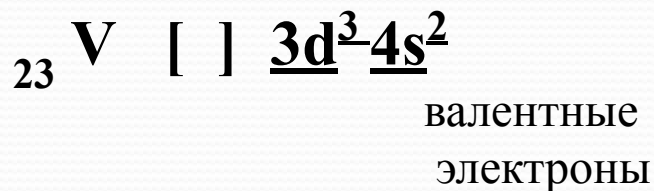
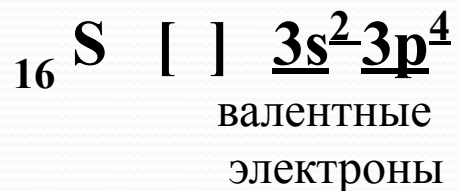
↑
max
суммарный
спин

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.

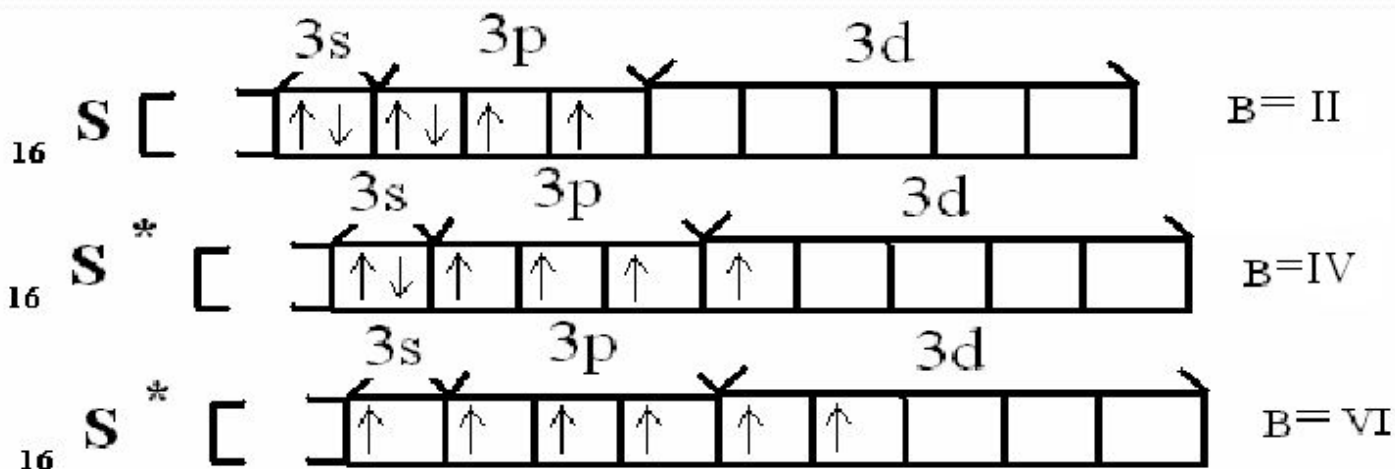


3. электронная формула в виде энергетических ячеек.

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

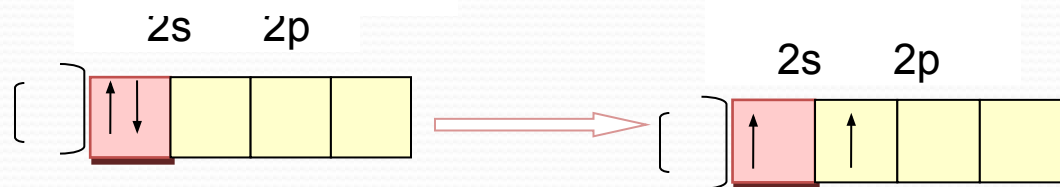
Нормальным (невозбужденным) состоянием атома называется структура, соответствующая квантово-химическим законам формирования атомных орбиталей.

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).

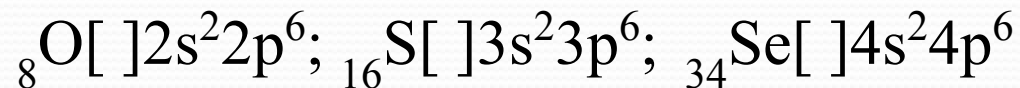
Периоды начинаются с s-элемента и заканчиваются p-элементом (у первого периода – s-элементом). Малые периоды содержат 2 и 8 элементов, большие периоды – 18 и 32 элемента, седьмой период остается незавершенным.

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

РАСПРЕДЕЛЕНИЕ ЭЛЕКТРОНОВ ПО СЛОЯМ

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

ЛАНТАНОИДЫ

57 La ЛАНТАН	58 Ce ЦЕРИЙ	59 Pr ПРАЗЕДИМ	60 Nd НЕОДИМ	61 Pm ПРОМЕТИЙ	62 Sm САМАРИЙ	63 Eu ЕВРОПИЙ	64 Gd ГАДОЛИНИЙ	65 Tb ТЕРБИЙ	66 Dy ДИСПРОЗИЙ	67 Ho ГОЛЬМИЙ	68 Er ЕРБИЙ	69 Tm ТУЛЬМИЙ	70 Yb ИТТЕРБИЙ	71 Lu ЛОЦЕЦИЙ
------------------------	-----------------------	--------------------------	------------------------	--------------------------	-------------------------	-------------------------	---------------------------	------------------------	---------------------------	-------------------------	-----------------------	-------------------------	--------------------------	-------------------------

АКТИНОИДЫ

89 Ac АКТИНИЙ	90 Th ТОРИЙ	91 Pa ПРОТАКТИЙ	92 U УРАН	93 Np НЕПУТЧИЙ	94 Pu ПУТОНИЙ	95 Am АМЕРИЦИЙ	96 Cm КУРИЙ	97 Bk БЕРКЛИЙ	98 Cf КАЛЬФОРНИЙ	99 Es ЭЙНШТЕЙН	100 Fm ФЕРМИЙ	101 Md МЕНДЕЛЕВИЙ	102 No НОБЕЛИЙ	103 Lr ЛОТЦЕНСКИЙ
-------------------------	-----------------------	---------------------------	---------------------	--------------------------	-------------------------	--------------------------	-----------------------	-------------------------	----------------------------	--------------------------	-------------------------	-----------------------------	--------------------------	-----------------------------

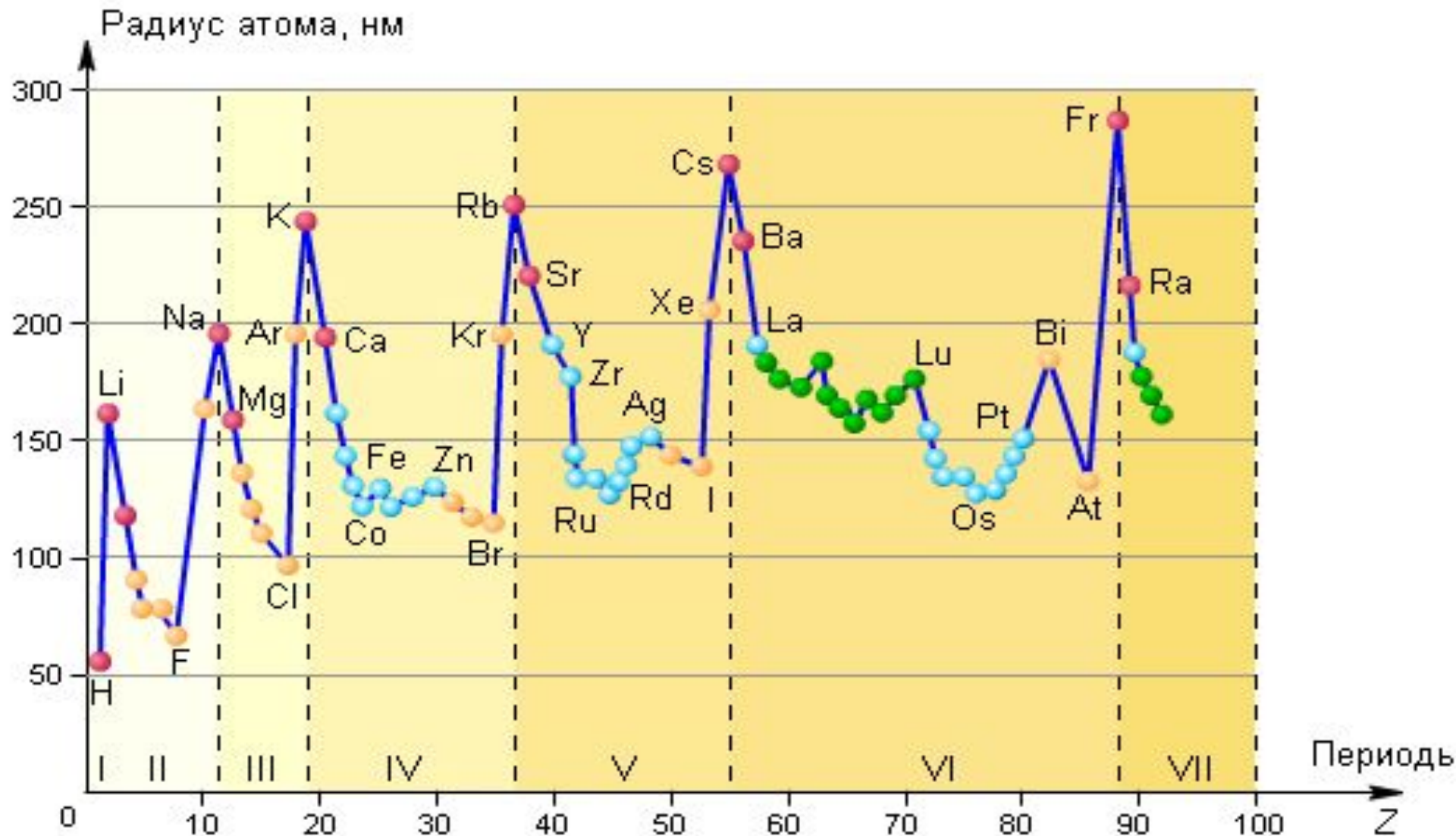
Атомный радиус

- **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.

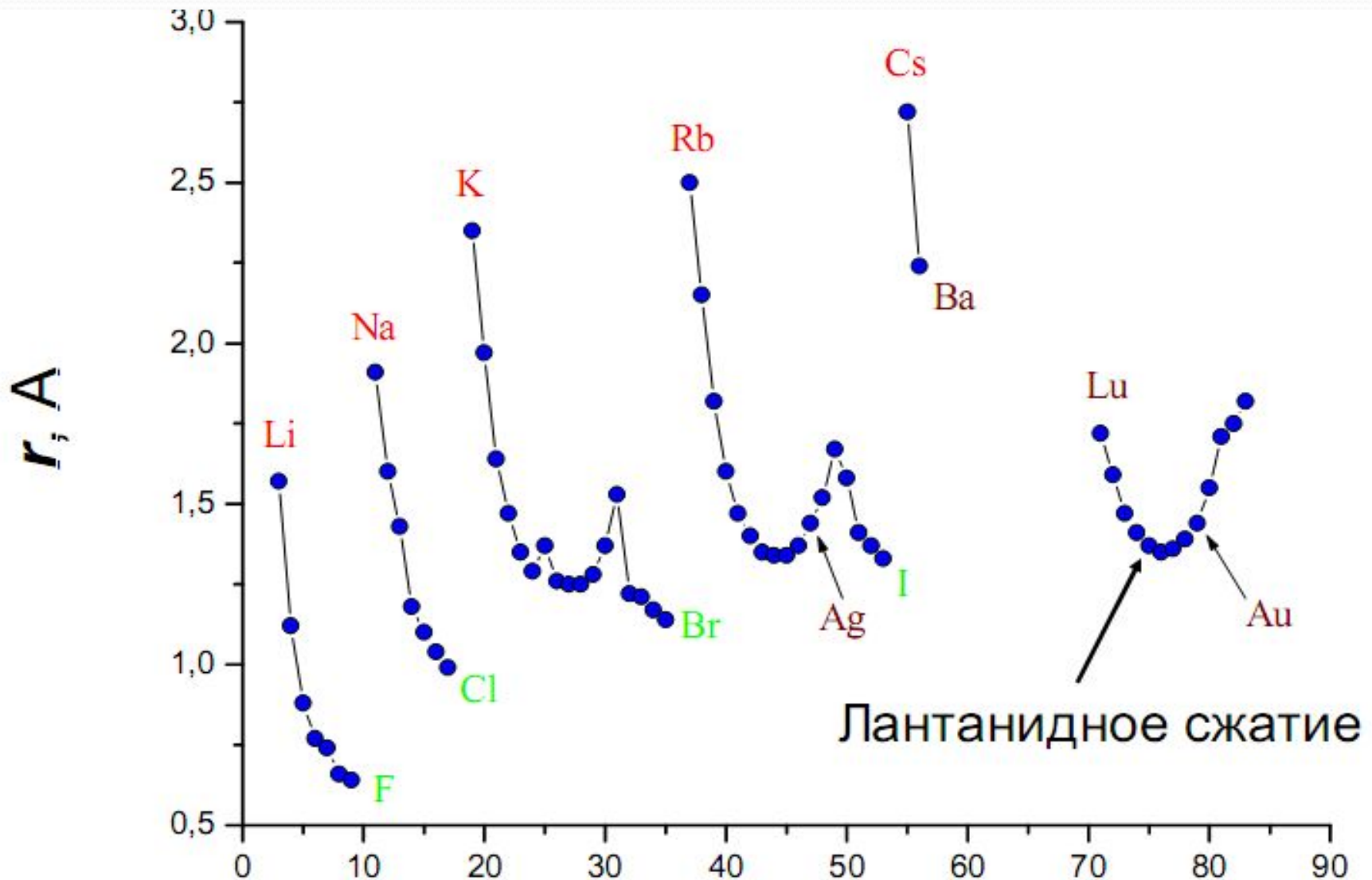


при ЭТОМ в главных
подгруппах такое
увеличение происходит в
большей степени, чем в
побочных подгруппах .

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:

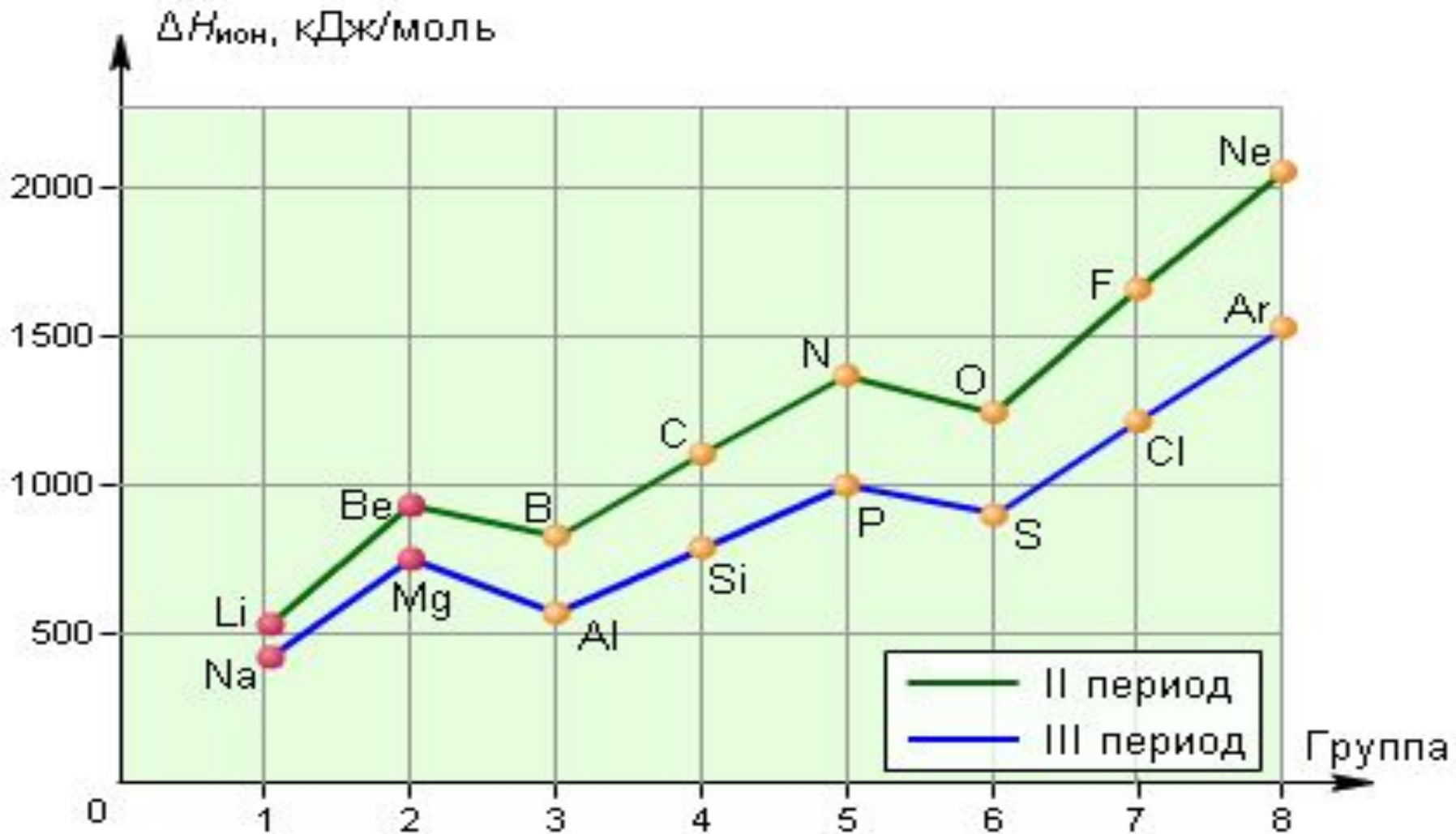
$$E_1 < E_2 < E_3 < \dots < E_n$$

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

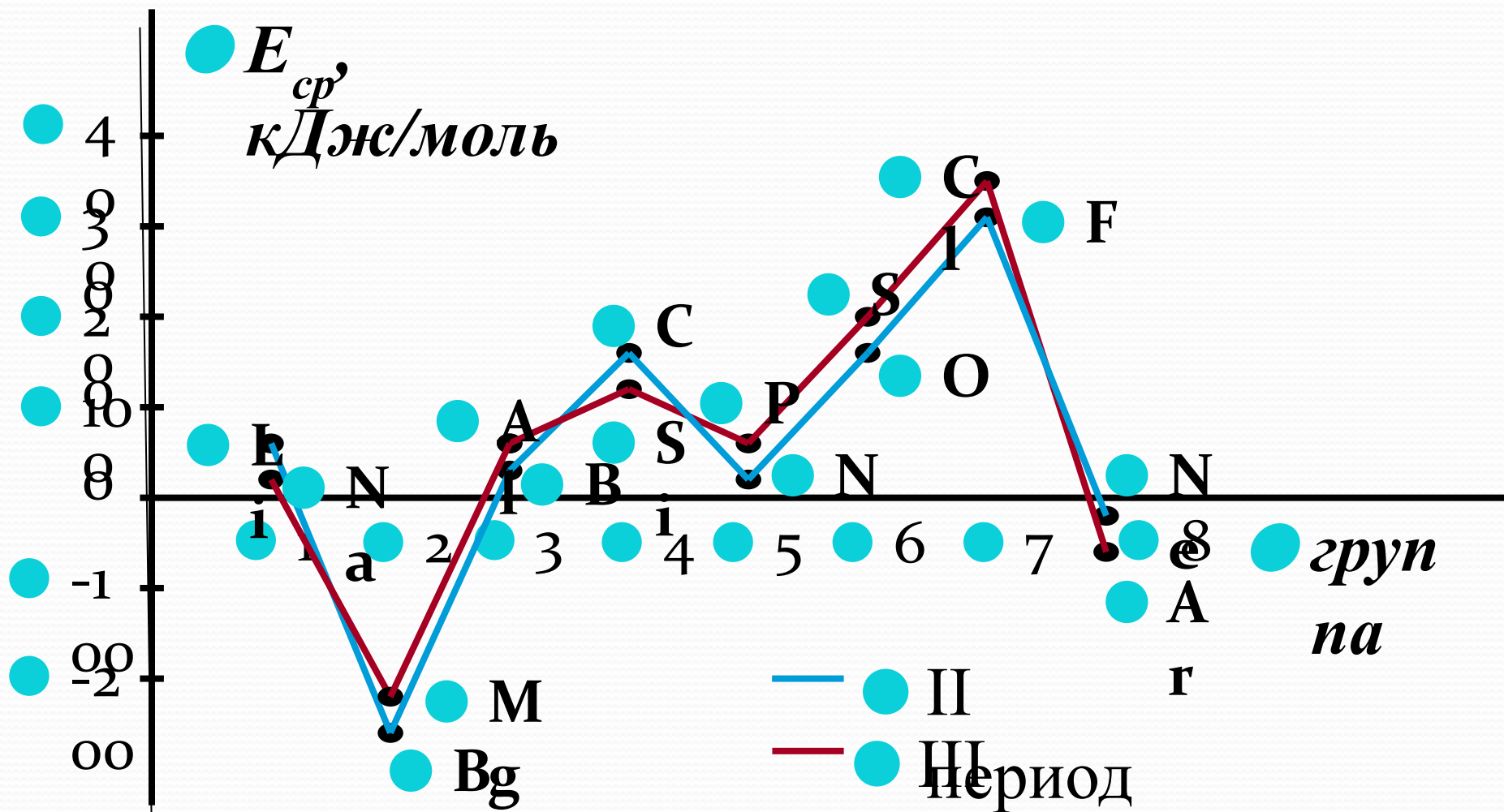
- В подгруппе она уменьшается сверху вниз вследствие увеличения расстояния электрона от ядра.

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

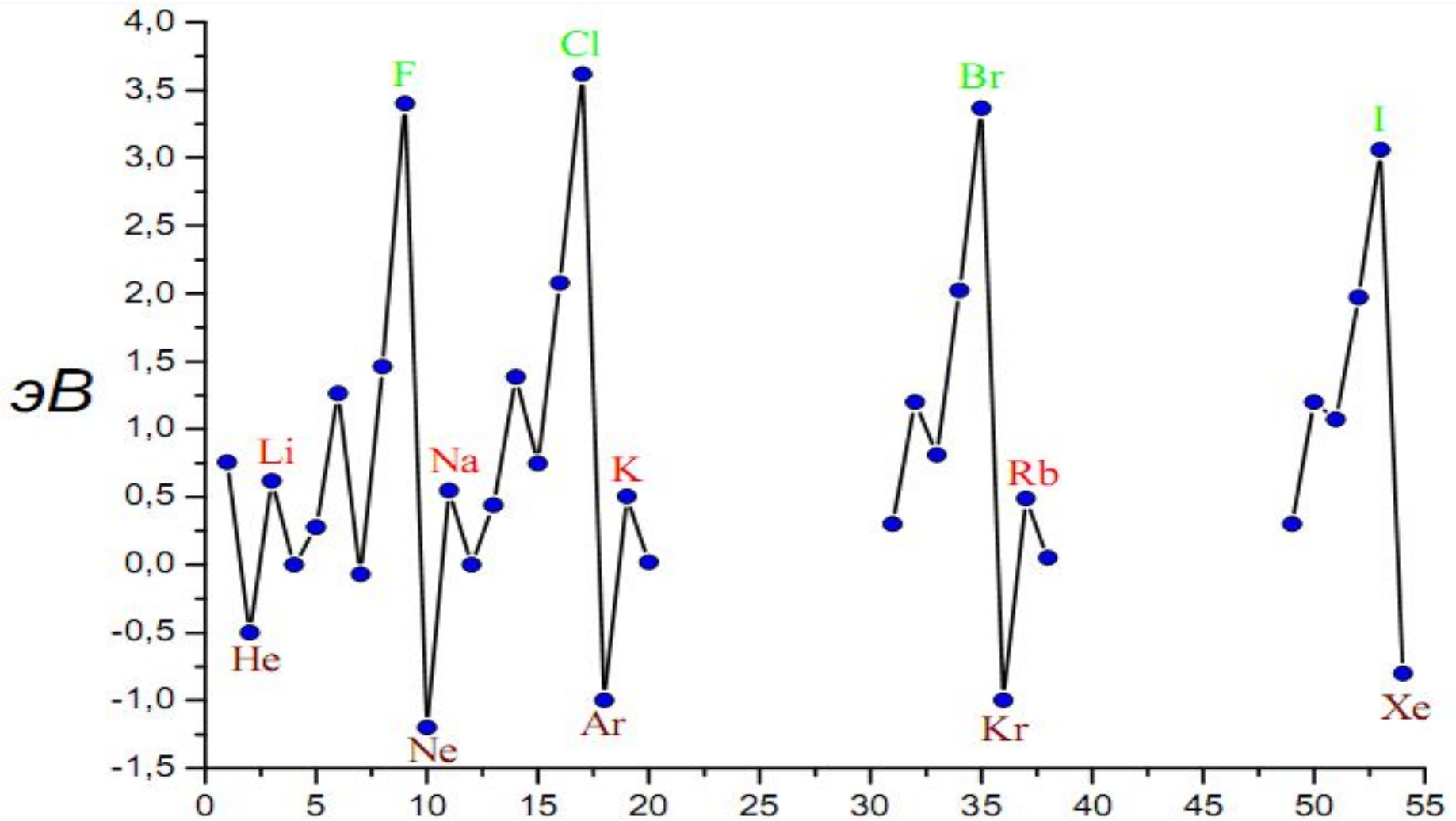
Первая энергия ионизации



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

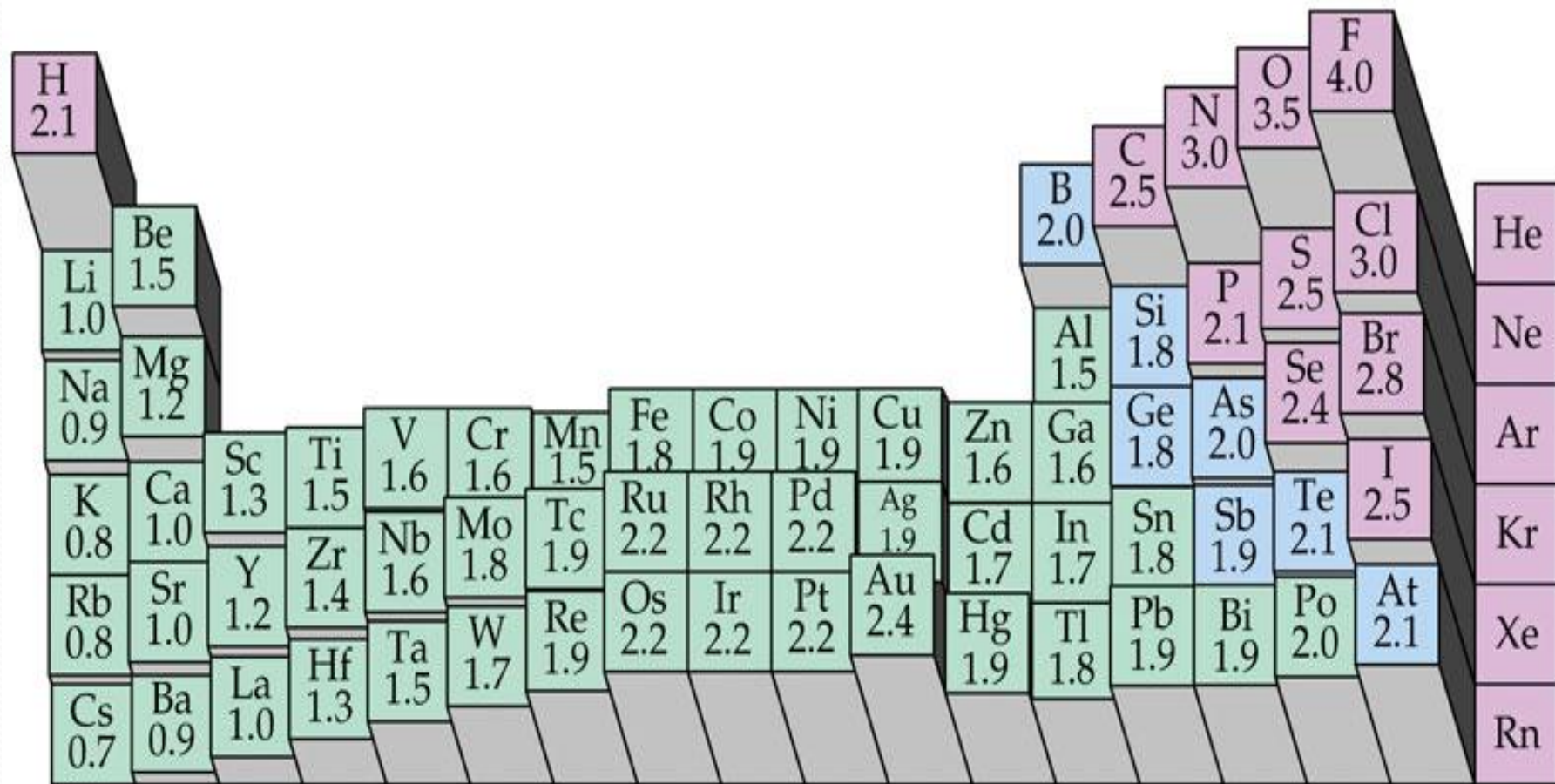
ОЭО элементов по Л.Полингу

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

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

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.