

**Д. И. Менделеев,  
сопоставляя свойства  
различных элементов и  
их соединений,  
обнаружил  
систематическую  
повторяемость этих  
свойств при увеличении  
атомной массы элемента  
(1869 г.).**

- **1. Элементы, расположенные по возрастанию их атомного веса, представляют явственную периодичность свойств;**
- **2. Сходные по свойствам элементы имеют или близкие атомные веса (Os, Ir, Pt), или последовательно и однообразно увеличивающиеся (K, Rb, Cs);**
- **3. Сопоставление элементов или их групп по величине атомного веса отвечает их т.н. валентности;**

- **4. Элементы с малыми атомными весами имеют наиболее резко выраженные свойства, поэтому они являются типическими элементами;**
- **5. Величина атомного веса элемента может быть иногда исправлена, если знать аналоги данного элемента;**
- **6. Следует ожидать открытия ещё многих неизвестных элементов, например, сходных с Al или Si, с паем (атомной массой) 65-75.**





# СТАНДАРТНАЯ ПЕРИОДИЧЕСКАЯ ТАБЛИЦА ИЮПАК

*s-элементы*

*p-элементы*

	1																	18	
1	H	2																	He
2	Li	Be																	Ne
3	Na	Mg	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12							Ar
4	K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br		Kr
5	Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I		Xe
6	Cs	Ba	*	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At		Rn
7	Fr	Ra	**	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Ds	Rg								

*f-элементы*

* лантаноиды	La	Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu
** актиноиды	Ac	Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr

**Современная формулировка периодического закона элементов Д. И. Менделеева:**

***Свойства элементов и их одноклассных соединений находятся в периодической зависимости от заряда атомных ядер элементов.***

- Теоретические выводы на основе сравнения электронных конфигураций атомов:

**1. Строение внешней оболочки атома является периодической функцией зарядового числа атома  $Z$ .**

**2. Химические свойства элементов находятся в периодической зависимости от заряда ядра (поскольку химические свойства атома определяются строением внешней оболочки атома).**

**3. Номер периода в системе элементов Д.И. Менделеева равен номеру  $n$  энергетического уровня внешних  $n$  орбиталей, заполняемых в этом периоде.**

- Таким образом, по электронной формуле внешней оболочке атома можно определить, к какому периоду относится элемент, если даже о свойствах этого элемента ничего не известно.**

4. Число элементов в периоде, т. е. его длина, равно удвоенному числу внешних орбиталей, заполняемых в этом периоде.

5. В одну группу периодической системы входят элементы с однотипной электронной конфигурацией внешней оболочки атомов.

# ПЕРИОДИЧЕСКАЯ СИСТЕМА ЭЛЕМЕНТОВ Д.И. МЕНДЕЛЕЕВА

ПЕРИОДЫ	Г Р У П П Ы								Э Л Е М Е Н Т О В									
	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII										
1	<b>H</b> 1 1,008															2 4,003	<b>He</b>	
2	<b>Li</b> 3 6,94	<b>Be</b> 4 9,01	5 10,81	<b>B</b> 6 12,01	<b>C</b> 7 14,01	<b>N</b> 8 16,0	<b>O</b> 9 19,0	<b>F</b> 10 20,18									18 39,95	<b>Ar</b>
3	<b>Na</b> 11 22,99	<b>Mg</b> 12 24,3	13 26,98	<b>Al</b> 14 28,09	<b>Si</b> 15 30,97	<b>P</b> 16 32,06	<b>S</b> 17 35,45	<b>Cl</b> 18 39,95										
4	<b>K</b> 19 39,10	<b>Ca</b> 20 40,1	<b>Sc</b> 21 44,96	<b>Ti</b> 22 47,9	<b>V</b> 23 50,9	<b>Cr</b> 24 52,0	<b>Mn</b> 25 54,94	<b>Fe</b> 26 55,85	<b>Co</b> 27 58,93	<b>Ni</b> 28 58,71								
	29 63,55	<b>Cu</b> 30 65,4	<b>Zn</b> 31 69,7	<b>Ga</b> 32 72,59	<b>Ge</b> 33 74,92	<b>As</b> 34 78,96	<b>Se</b> 35 79,9	<b>Br</b> 36 83,80										
5	<b>Rb</b> 37 85,47	<b>Sr</b> 38 87,6	<b>Y</b> 39 88,9	<b>Zr</b> 40 91,2	<b>Nb</b> 41 92,9	<b>Mo</b> 42 95,94	<b>Tc</b> 43 (99)	<b>Ru</b> 44 101,1	<b>Rh</b> 45 102,9	<b>Pd</b> 46 106,4								
	47 107,9	<b>Ag</b> 48 112,4	<b>Cd</b> 49 114,8	<b>In</b> 50 118,7	<b>Sn</b> 51 121,75	<b>Sb</b> 52 127,6	<b>Te</b> 53 126,9	<b>I</b> 54 131,3										
6	<b>Cs</b> 55 132,9	<b>Ba</b> 56 137,3	* <b>La</b> 57 138,9	<b>Hf</b> 72 178,5	<b>Ta</b> 73 180,9	<b>W</b> 74 183,8	<b>Re</b> 75 186,2	<b>Os</b> 76 190,2	<b>Ir</b> 77 192,2	<b>Pt</b> 78 195,1								
	79 196,9	<b>Au</b> 80 200,6	<b>Hg</b> 81 204,4	<b>Tl</b> 82 207,2	<b>Pb</b> 83 208,9	<b>Bi</b> 84 (210)	<b>Po</b> 85 (210)	<b>At</b> 86 (222)										
7	<b>Fr</b> 87 (223)	<b>Ra</b> 88 (226)	** <b>Ac</b> 89 (227)	<b>Rf</b> 104 (261)	<b>Db</b> 105 (262)	<b>Sg</b> 106 (263)	<b>Bh</b> 107 (264)	<b>Hs</b> 108 (265)	<b>Mt</b> 109 (266)									

\* ЛАНТАНОИДЫ

\*\* АКТИНОИДЫ

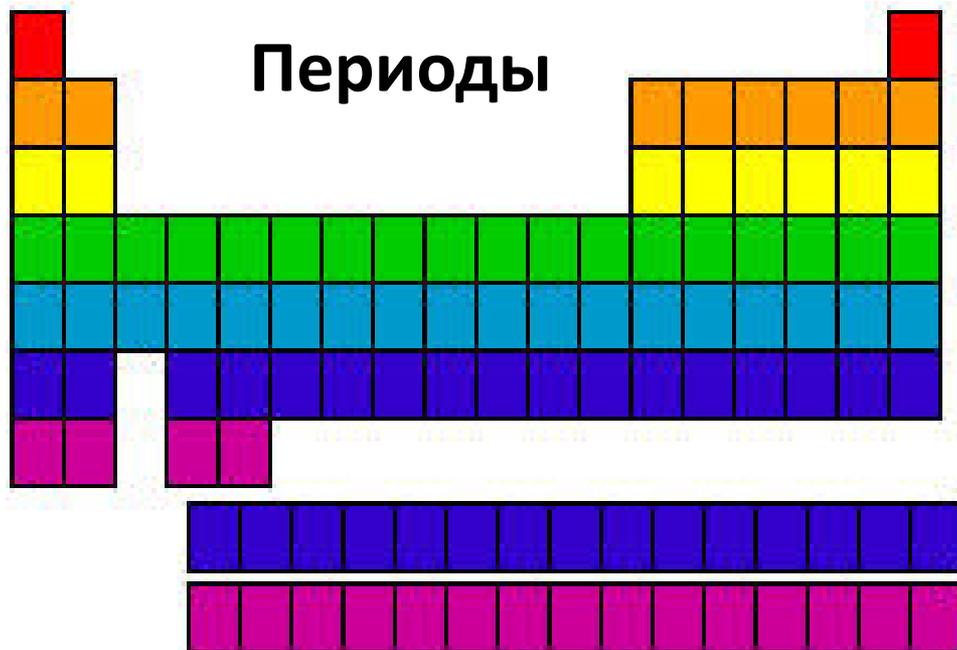
58	59	60	61	62	63	64	65	66	67	68	69	70	71
<b>Ce</b>	<b>Pr</b>	<b>Nd</b>	<b>Pm</b>	<b>Sm</b>	<b>Eu</b>	<b>Gd</b>	<b>Tb</b>	<b>Dy</b>	<b>Ho</b>	<b>Er</b>	<b>Tm</b>	<b>Yb</b>	<b>Lu</b>
90	91	92	93	94	95	96	97	98	99	100	101	102	103
<b>Th</b>	<b>Pa</b>	<b>U</b>	<b>Np</b>	<b>Pu</b>	<b>Am</b>	<b>Cm</b>	<b>Bk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

**Период - горизонтальная  
последовательность элементов, атомы  
которых имеют равное число  
энергетических уровней, частично или  
полностью заполненных электронами**

# Периоды



# Периоды



**1<sup>ый</sup> Период = 1 Подуровень**

**2<sup>ой</sup> Период = 2 Подуровня**

**3<sup>ий</sup> Период = 3 Подуровня**

**4<sup>ый</sup> Период = 4 Подуровня**

## Короткие периоды

- 1 период ( $n=1$ ):  
2 элемента ( $1s^{1-2}$ )
- 2 период ( $n=2$ ):  
8 элементов ( $2s^{1-2}2p^{1-6}$ )
- 3 период ( $n=3$ ):  
8 элементов ( $3s^{1-2}3p^{1-6}3d^0$ )

## Длинные периоды:

- 4 период ( $n=4$ ):  
18 элементов ( $4s^{1-2}3d^{1-10}4p^{1-6}$ )
- 5 период ( $n=5$ ):  
18 элементов ( $5s^24d^{10}5p^6$ )
- 6 период ( $n=6$ ):  
32 элемента ( $6s^24f^{14}5d^{10}6p^6$ )
- 7 период ( $n=7$ ):  
32 элемента ( $7s^25f^{14}6d^{10}7p^6$ ),  
незавершенный

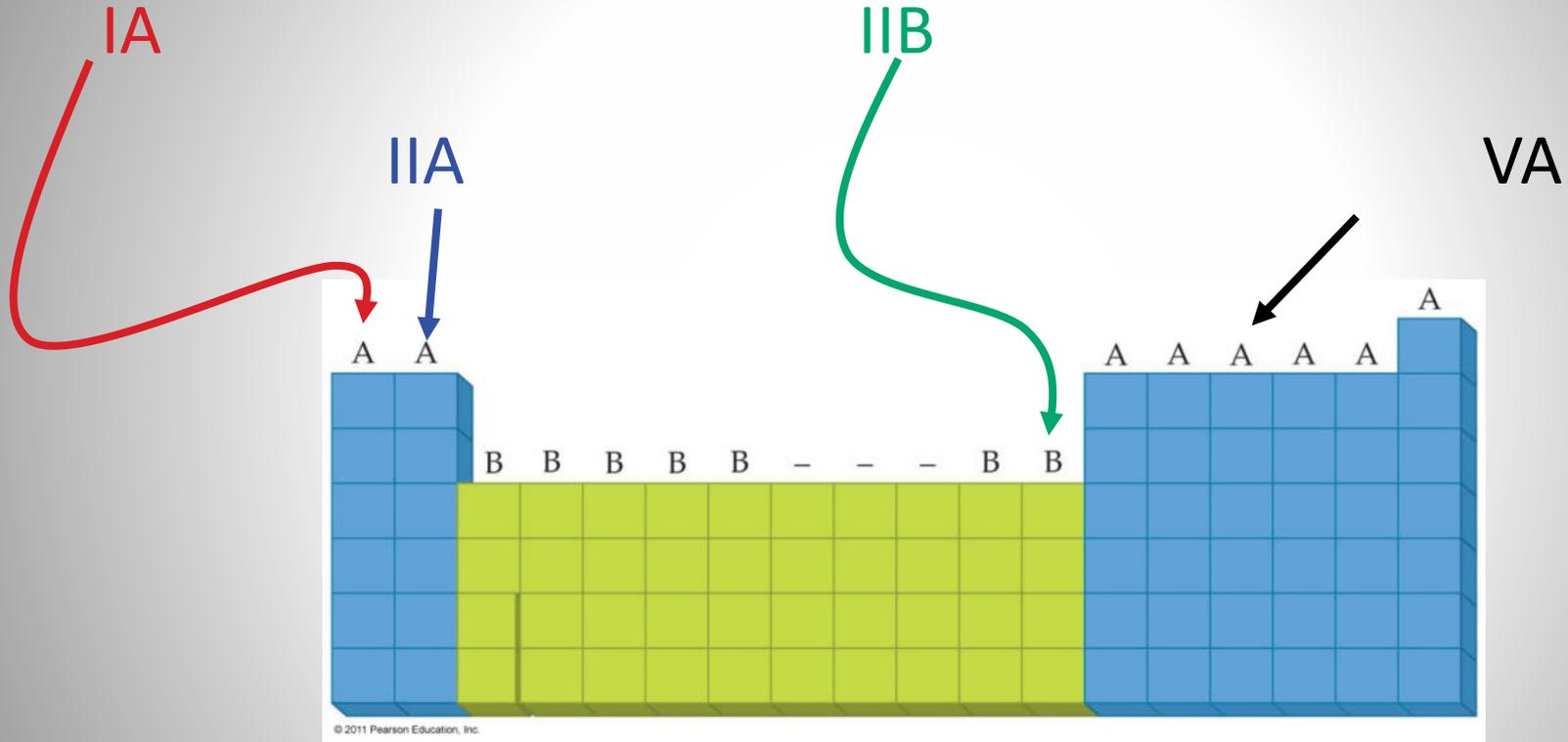
**Группа - вертикальная  
последовательность элементов с  
однотипной электронной  
конфигурацией атомов, равным числом  
внешних электронов, одинаковой тах  
валентностью и похожими  
химическими свойствами.**

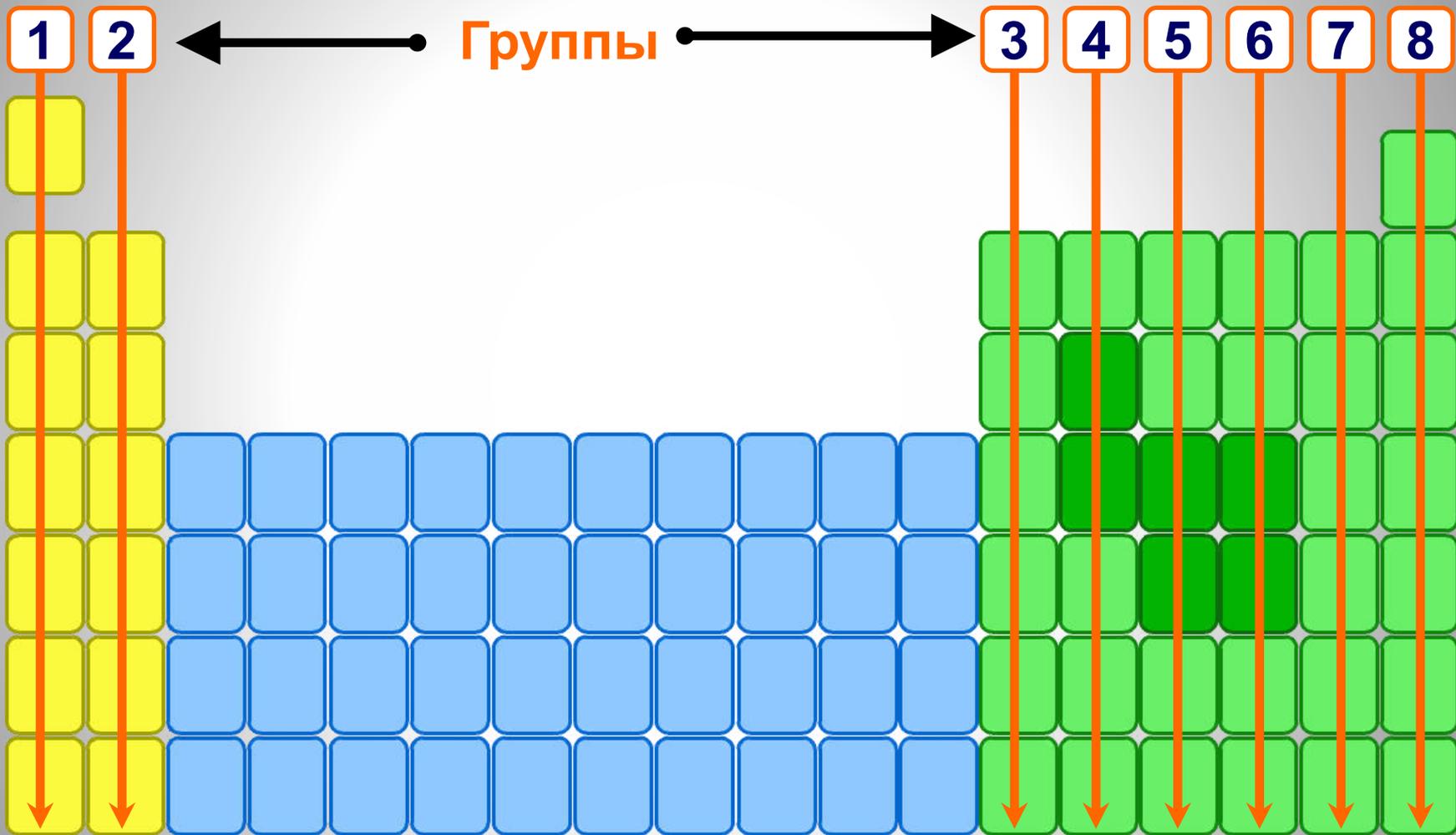
# Расположение электронов 20 первых элементов

	1	2	3	4	5	6	7	8
1	1							2
2	2,1	2,2	2,3	2,4	2,5	2,6	2,7	2,8
3	2,8,1	2,8,2	2,8,3	2,8,4	2,8,5	2,8,6	2,8,7	2,8,8
4	2,8,8,1	2,8,8,2						

- Общие электронные формулы валентного уровня в группах А:
- 1А группа  $ns^1$  - щелочные металлы
- 2А группа  $ns^2$
- 3А группа  $ns^2np^1$
- 4А группа  $ns^2np^2$
- 5А группа  $ns^2np^3$
- 6А группа  $ns^2np^4$
- 7А группа  $ns^2np^5$  - галогены
- 8А группа  $ns^2np^6$  - инертные газы

# Группы

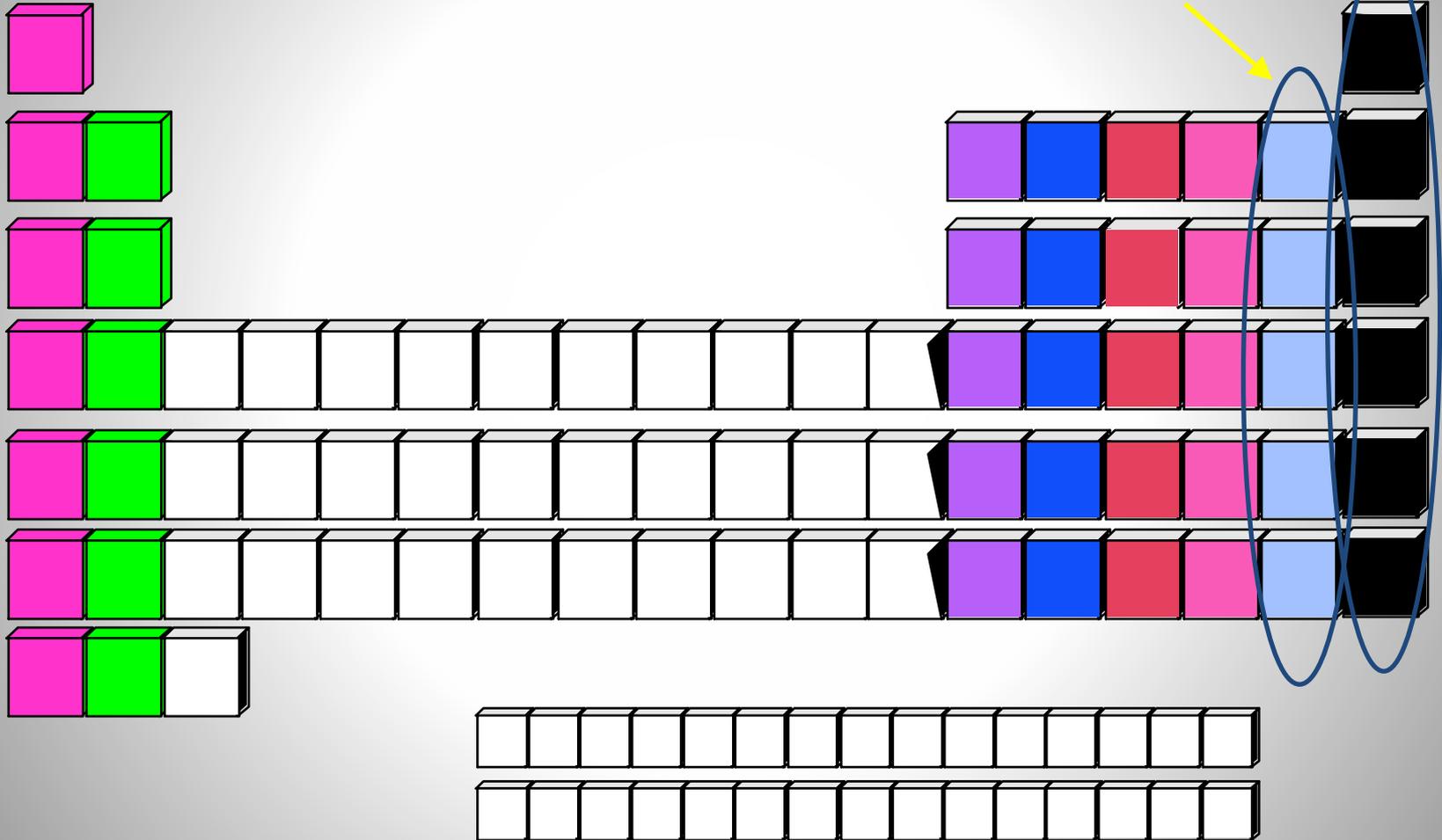






8A группа – инертные газы

Группа 7A – галогены

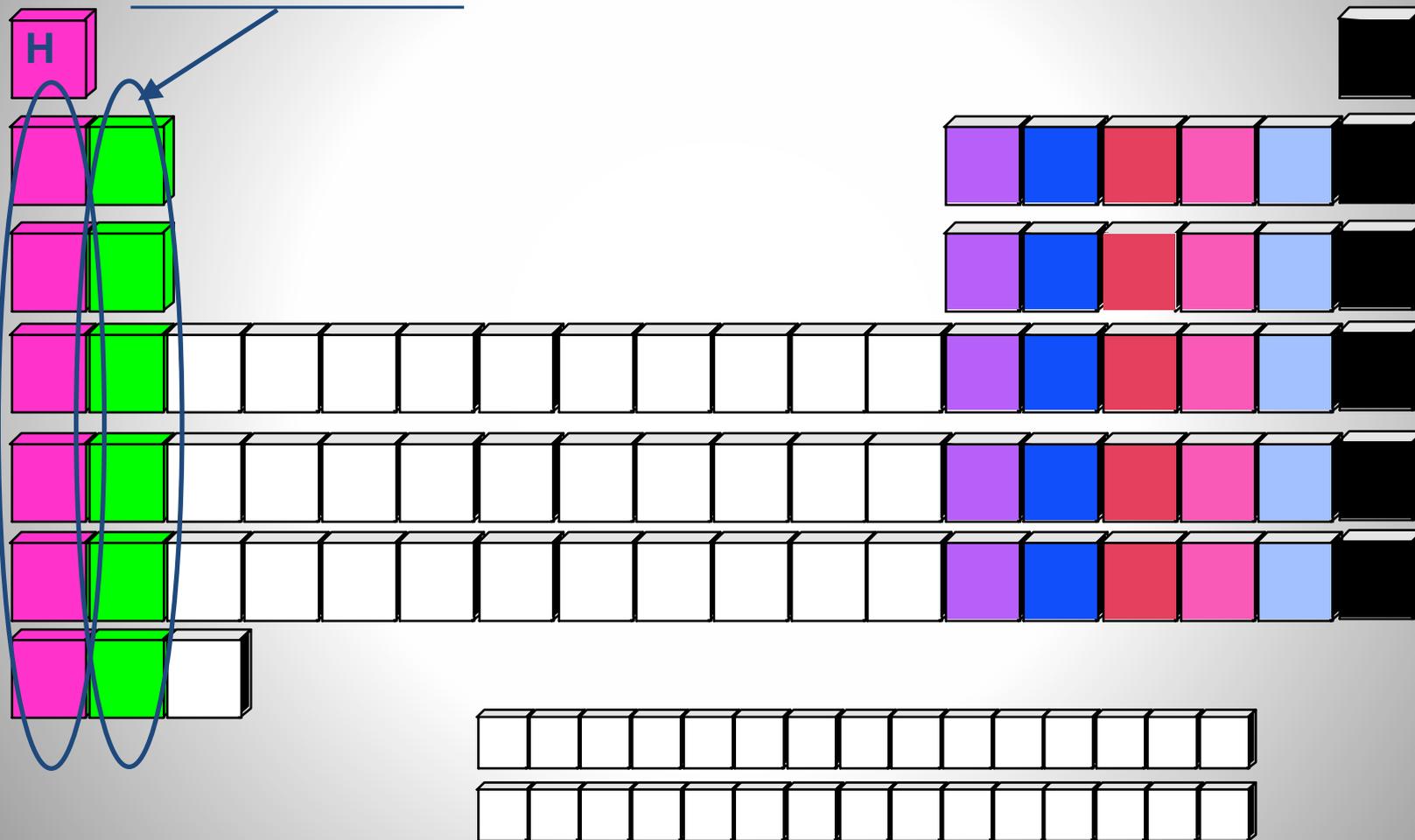


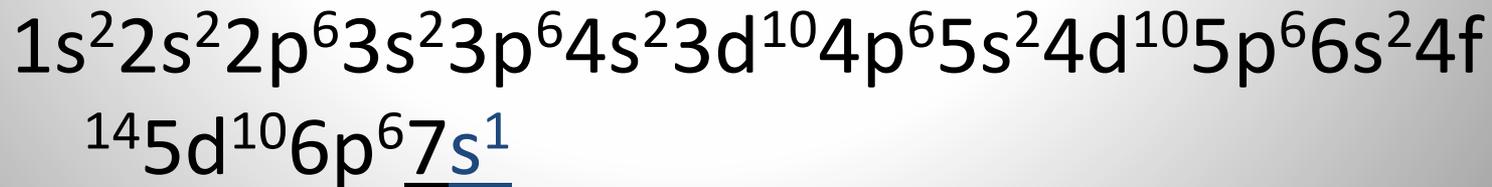
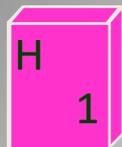
# Группы



1A группа – щелочные металлы (но не H)

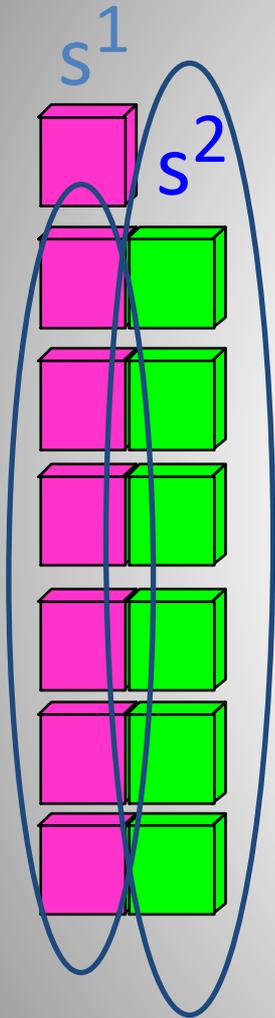
2A группа (Ca, Sr, Ba – щелочноземельные металлы)





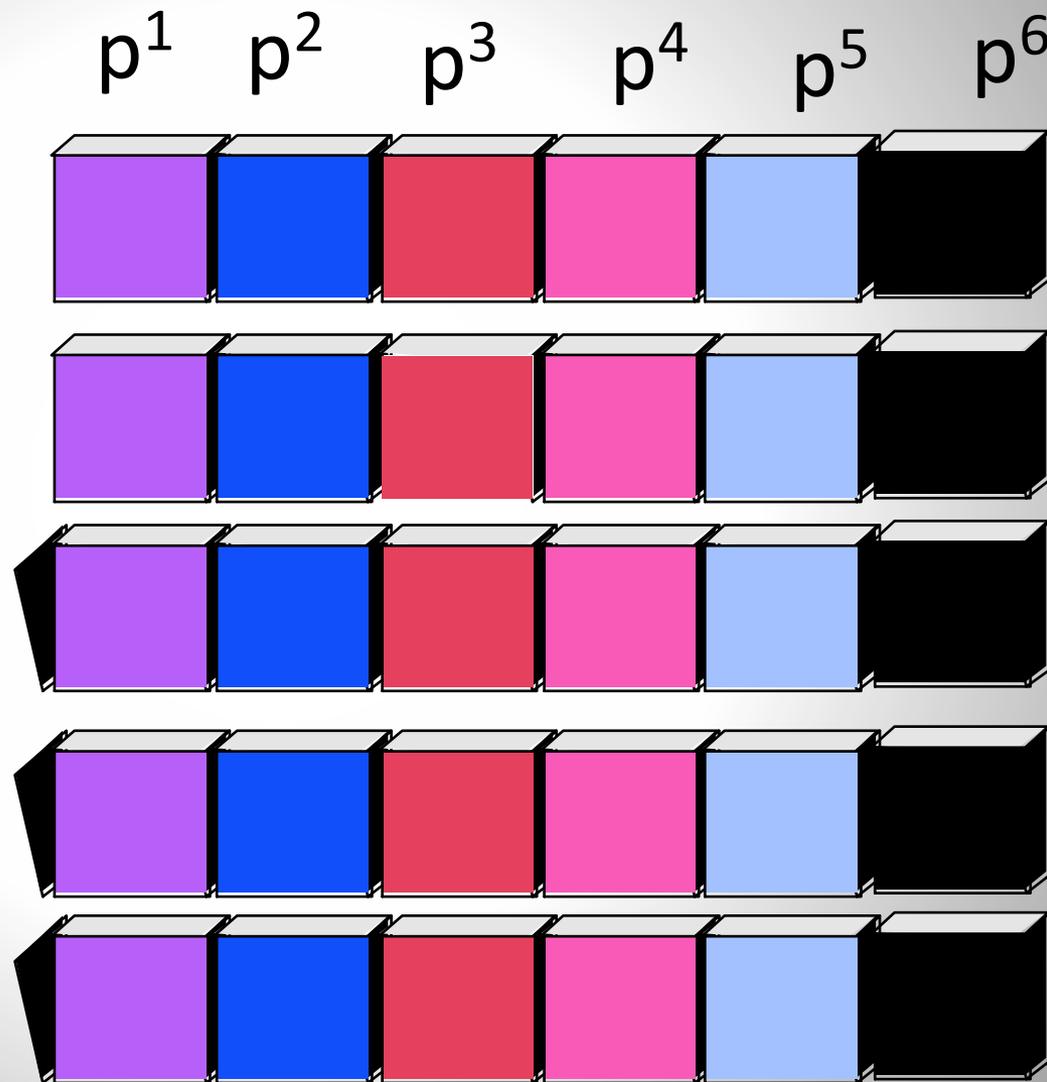
Электронная  
конфигурация  
щелочных металлов

# Элементы s-блока





# P-блок



# F-блок

f<sup>1</sup> f<sup>2</sup> f<sup>3</sup> f<sup>4</sup> f<sup>5</sup> f<sup>6</sup> f<sup>7</sup> f<sup>8</sup> f<sup>9</sup> f<sup>10</sup> f<sup>11</sup> f<sup>12</sup> f<sup>13</sup> f<sup>14</sup>

La	Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb
Ac	Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No

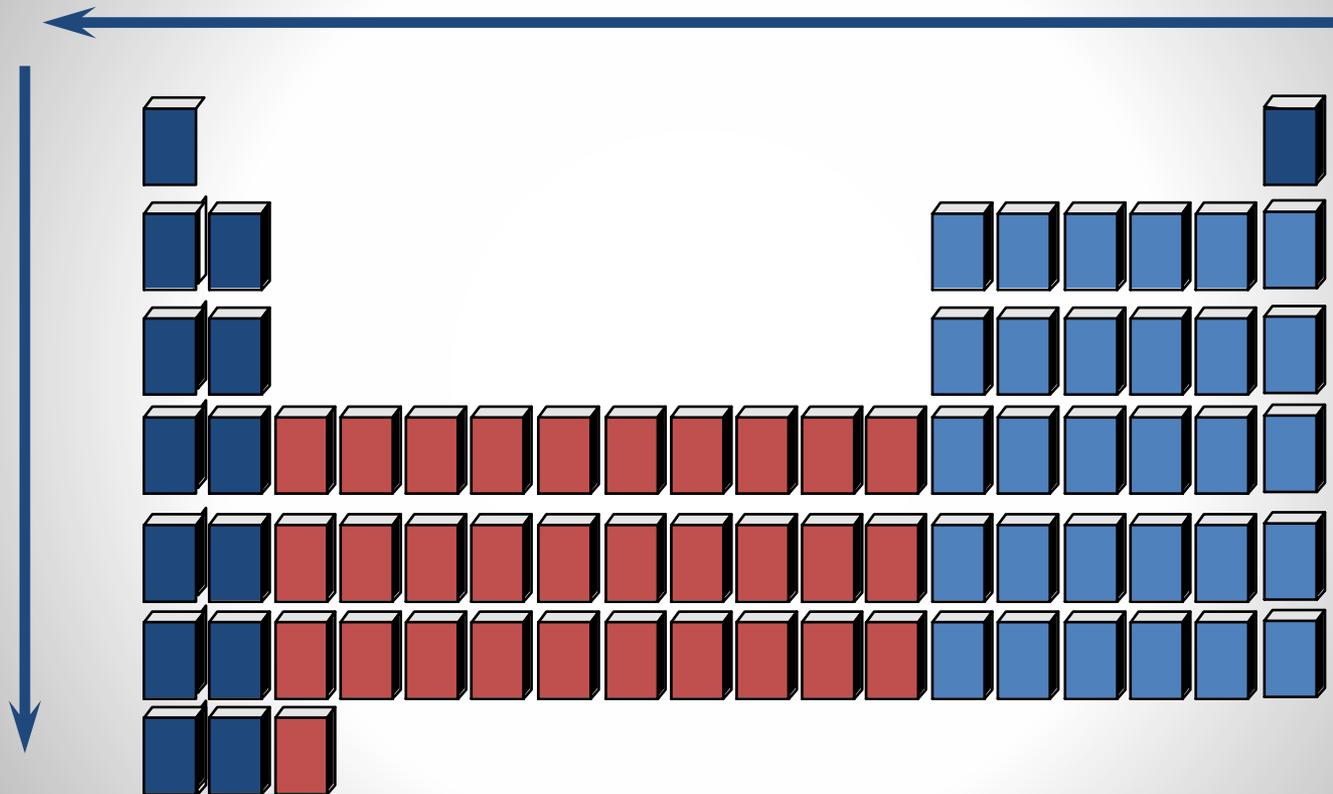
## ***Периодичность характеристик элементов:***

- **атомные и ионные радиусы**
- **энергия ионизации**
- **сродство к электрону**
- **электроотрицательность**
- **валентность элементов**

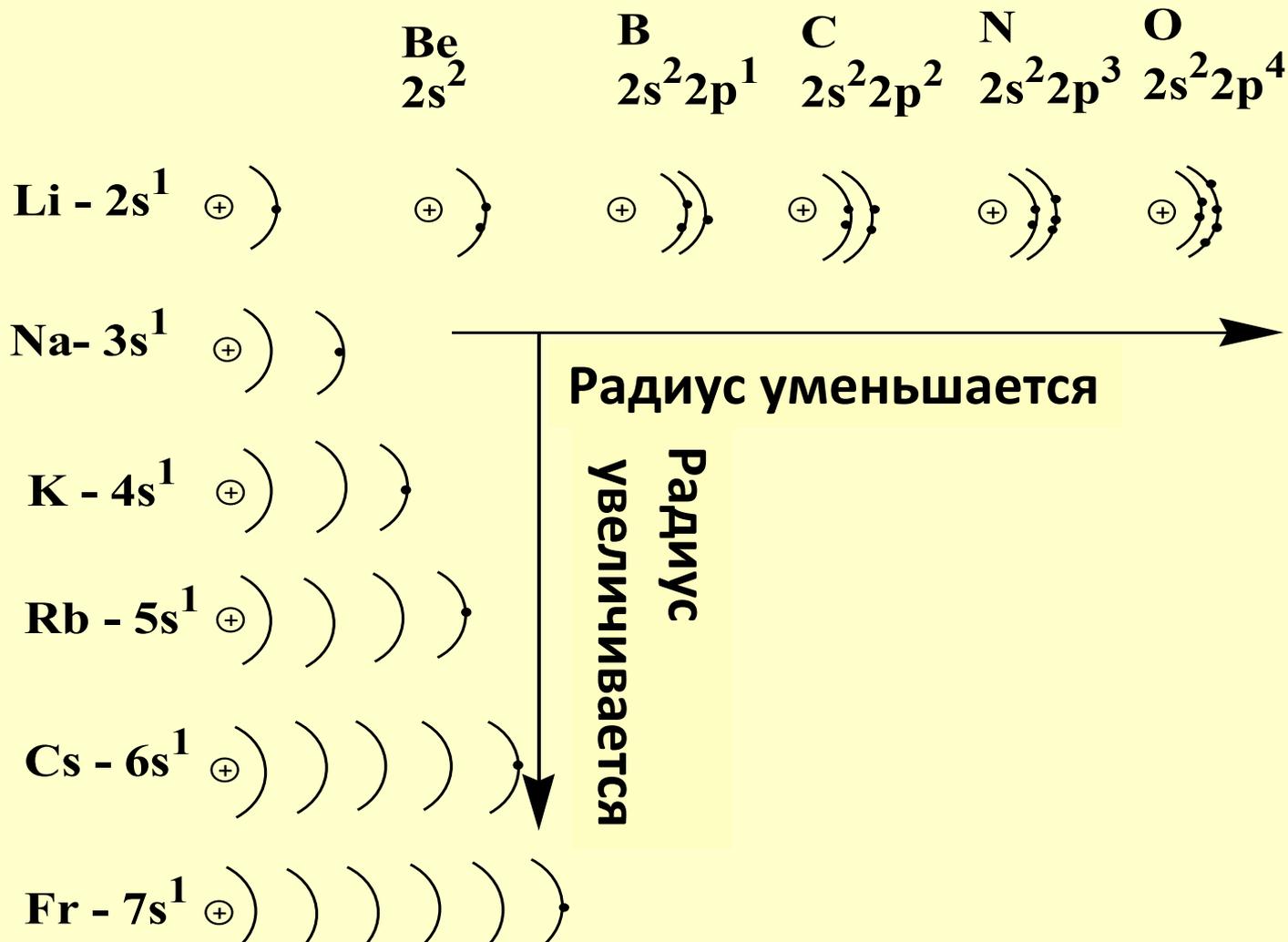
**1. Орбитальный радиус атома (иона) – это расстояние от ядра до максимума электронной плотности наиболее удаленной орбитали этого атома, нм.**

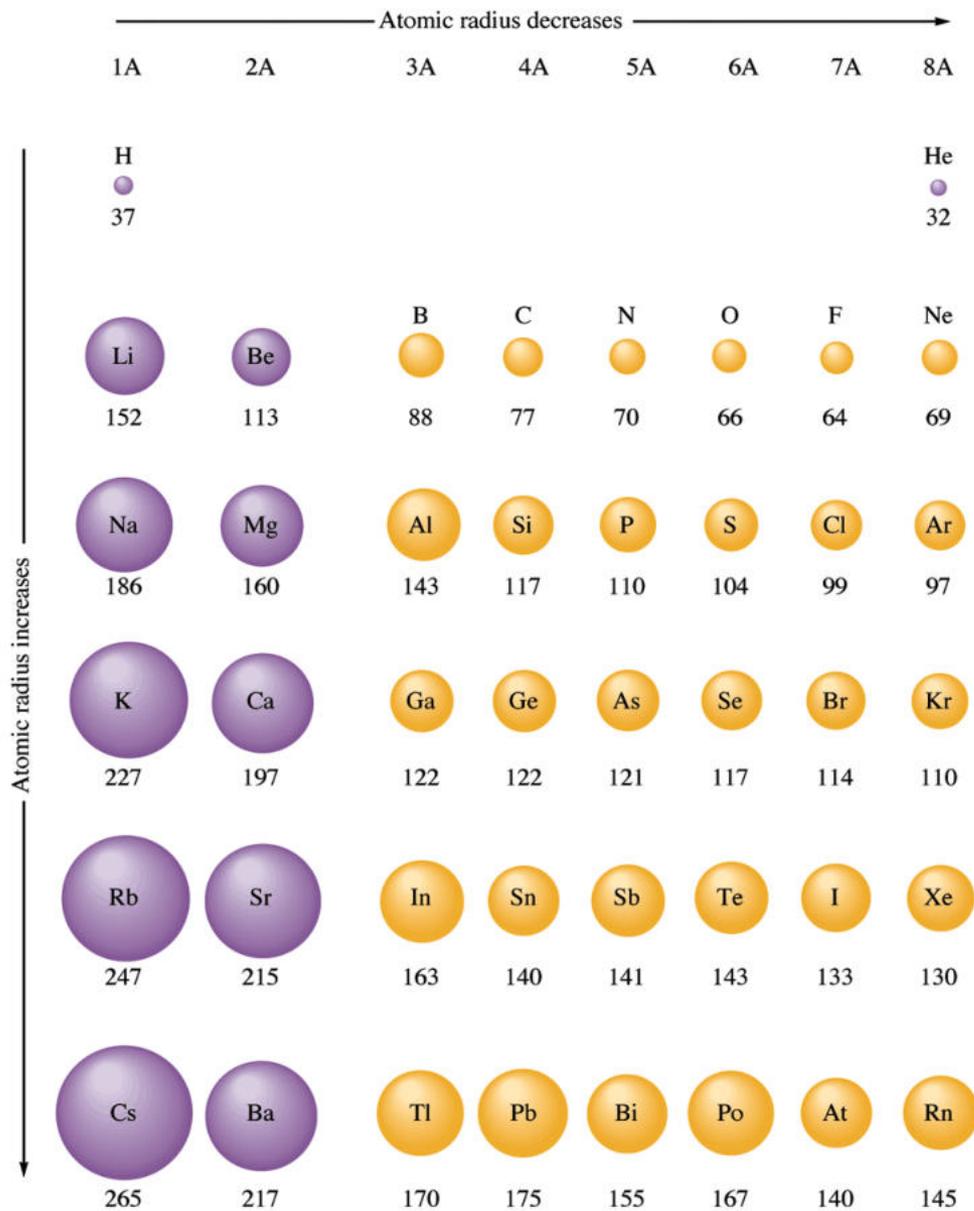
- В периодах слева направо радиус атома уменьшается.**
- В группах сверху вниз радиус атома растет.**

# Орбитальный атомный радиус



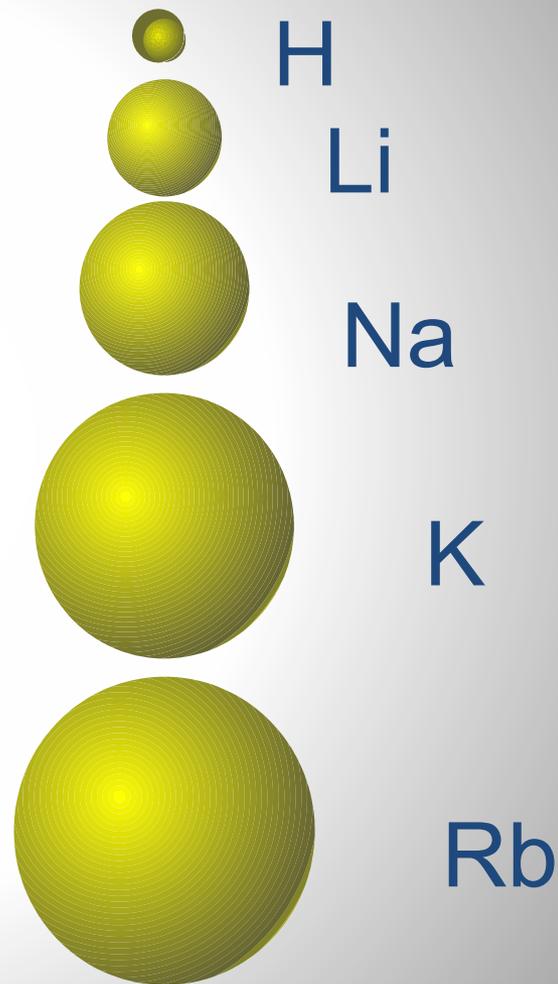
# Орбитальный радиус атома



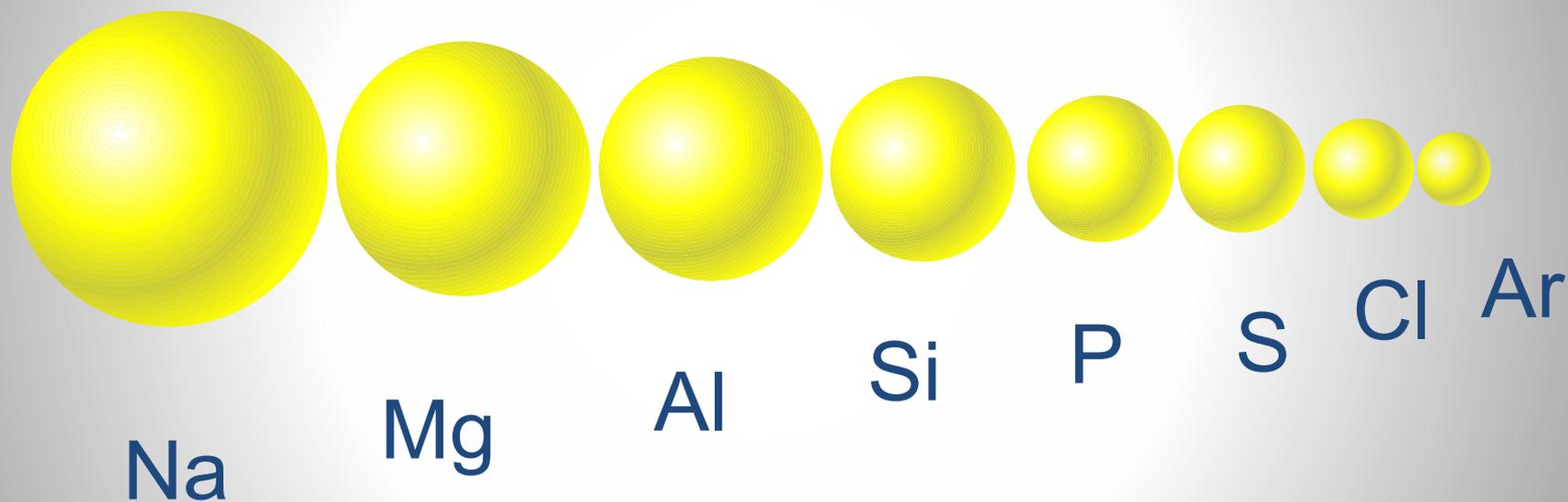


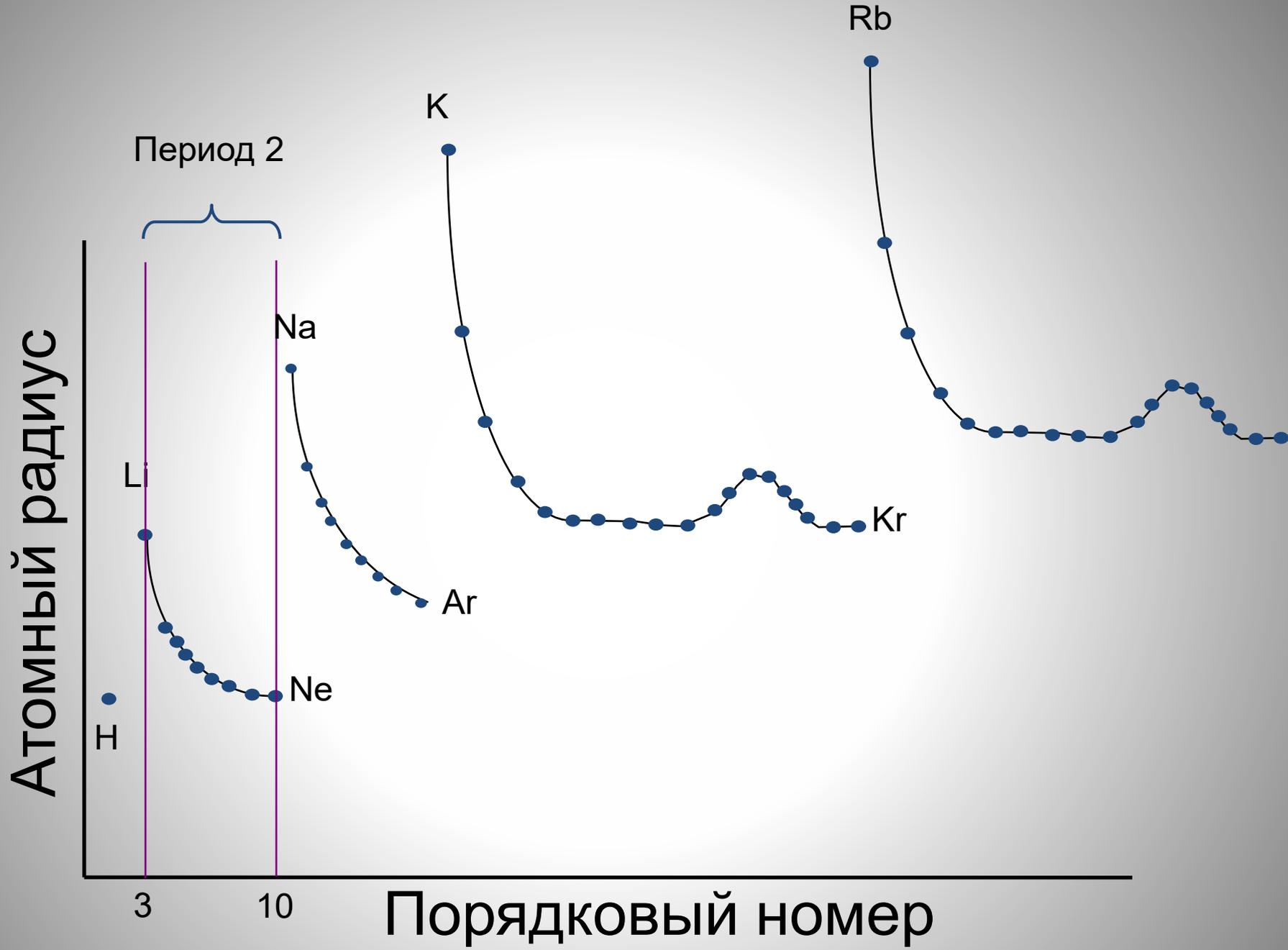
# Орбитальный радиус атома

# Орбитальный атомный радиус



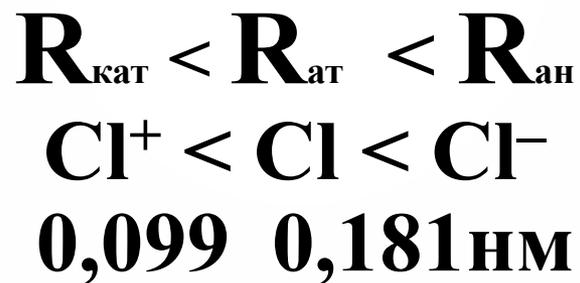
# Орбитальный атомный радиус



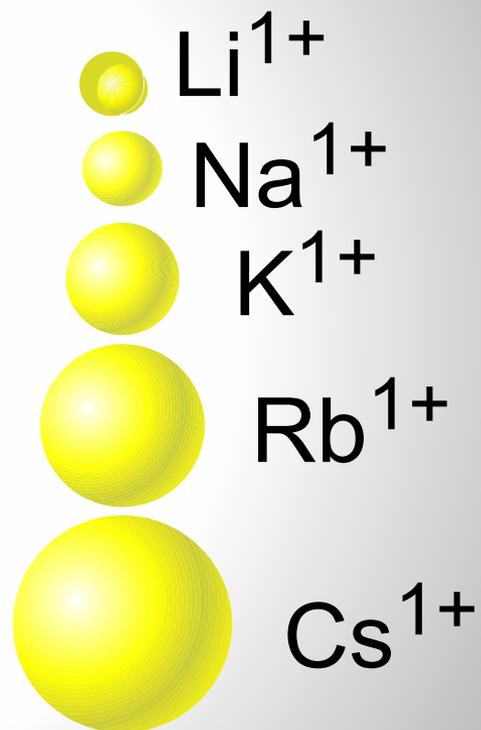


Превращение атома в катион – приводит к резкому уменьшению орбитального радиуса.

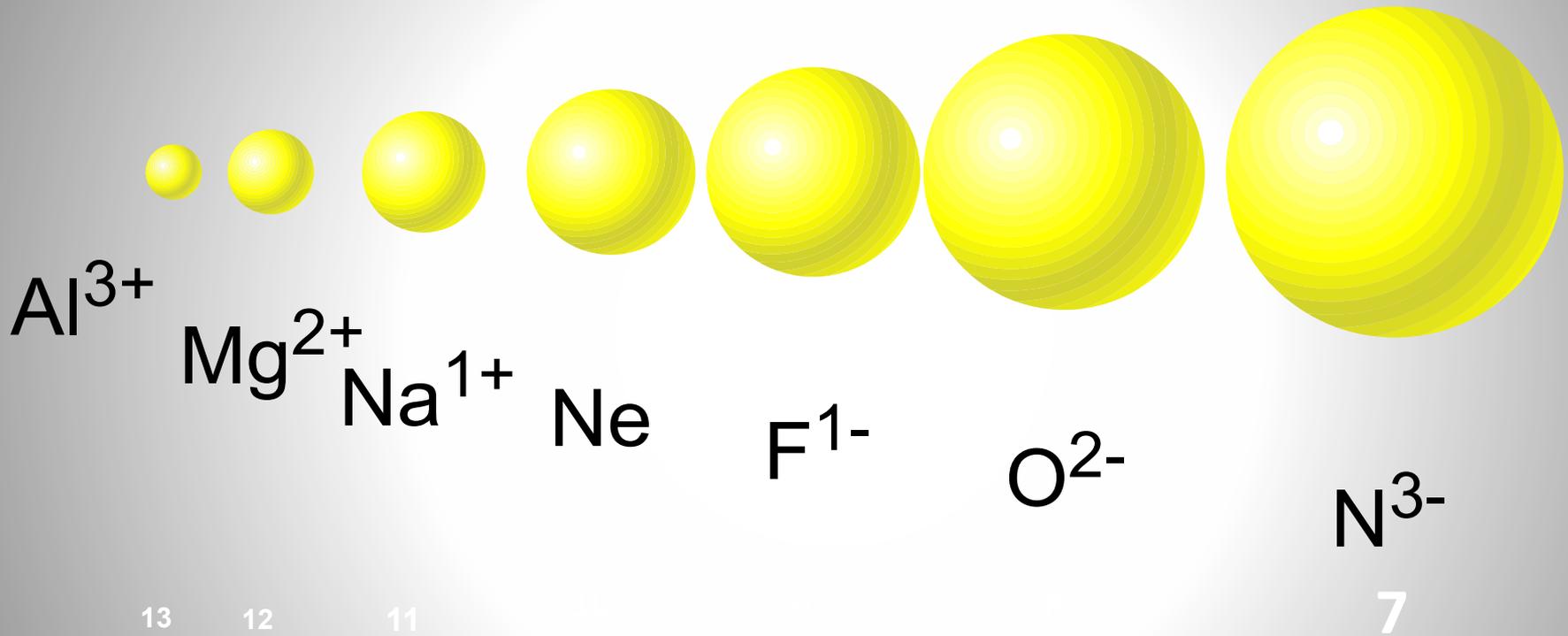
Превращение атома в анион почти не изменяет орбитального радиуса.



# Орбитальный ионный радиус



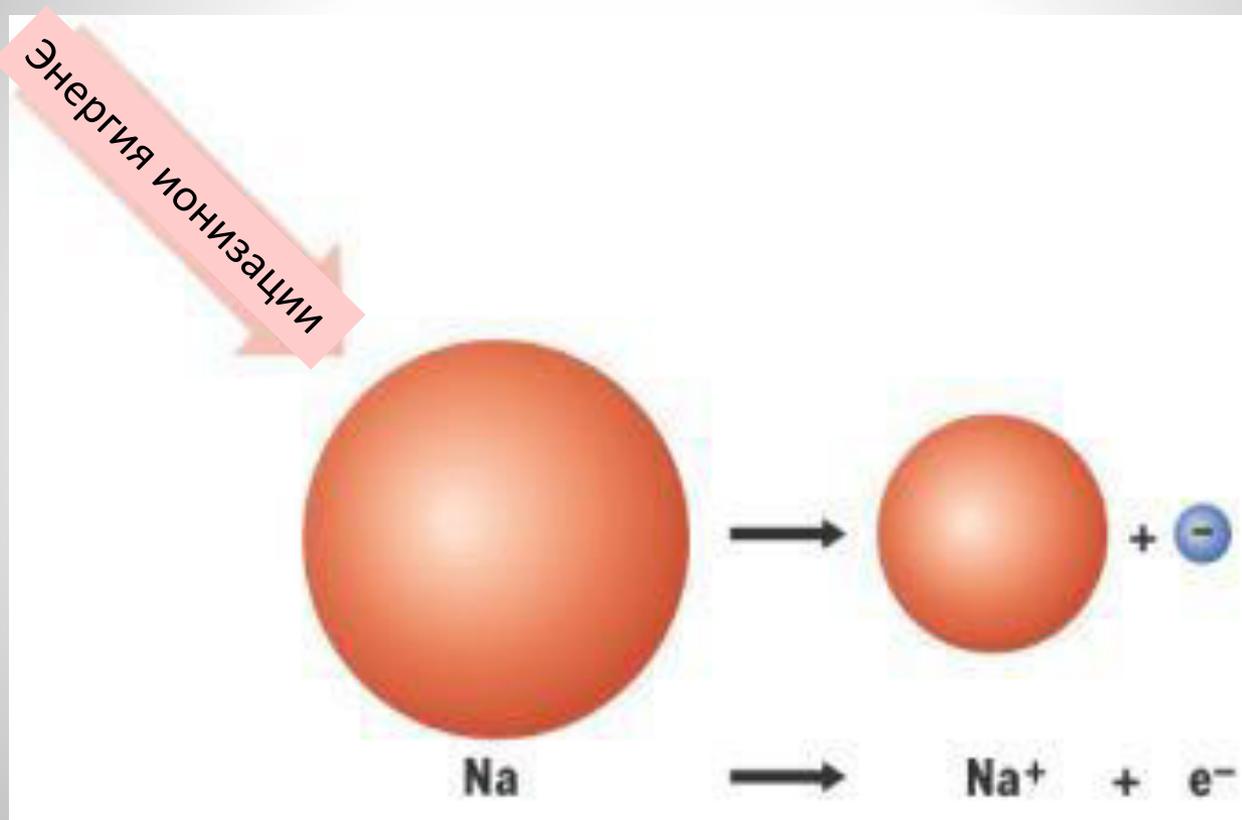
# Орбитальный ионный радиус



**2. Энергия ионизации – это энергия, необходимая для отрыва электрона от атома и превращение атома в положительно заряженный ион**

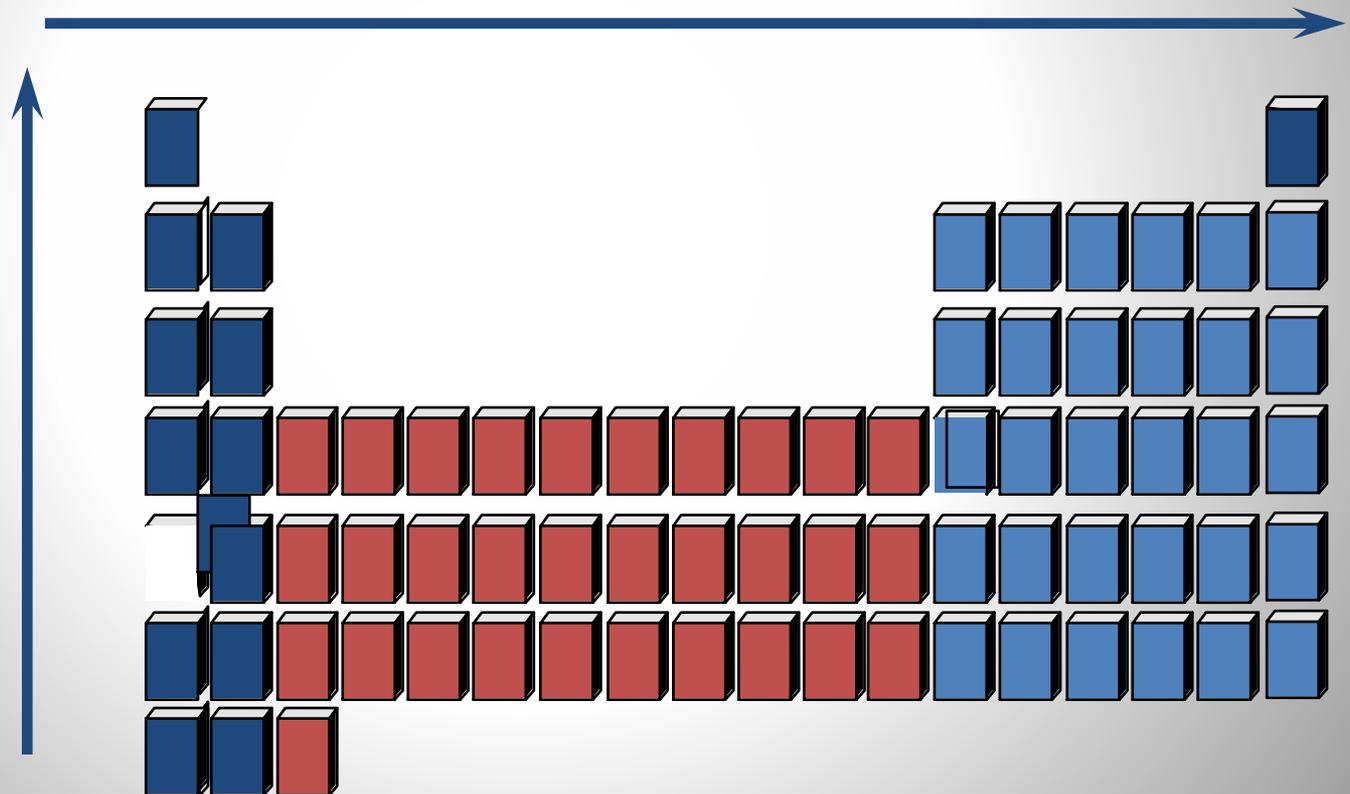


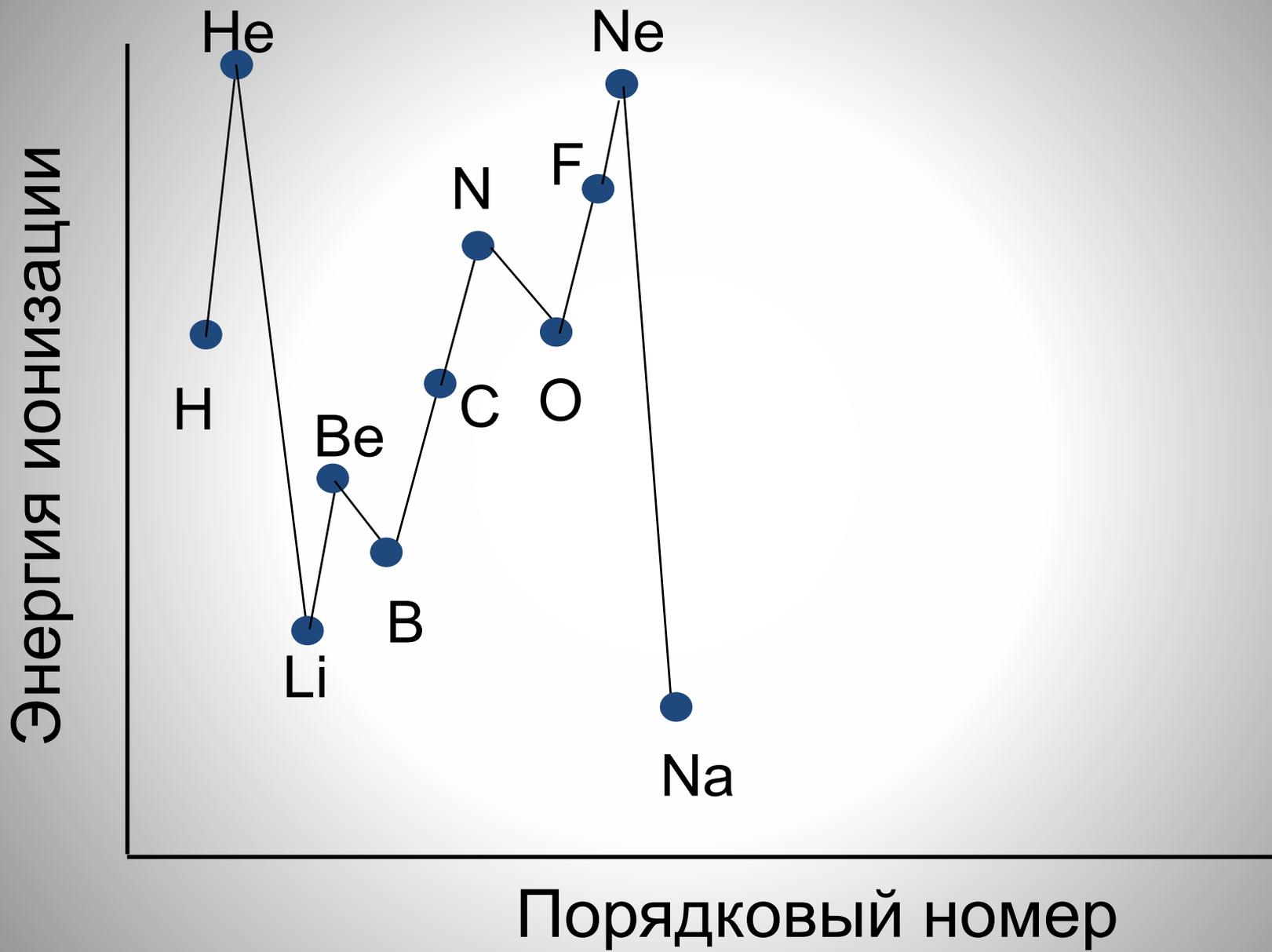
# Энергия ионизации

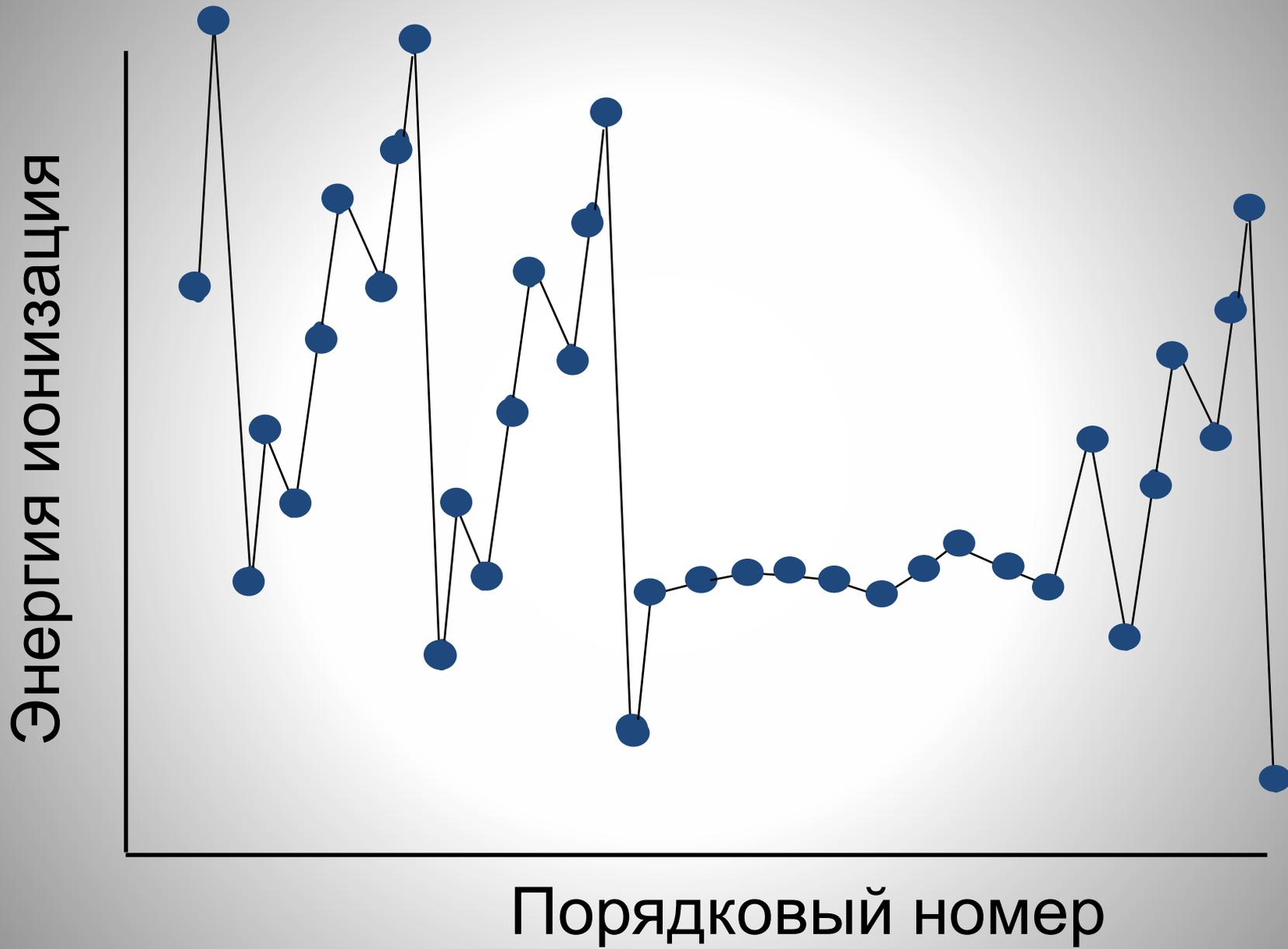


Энергия отрыва каждого последующего электрона больше, чем предыдущего.

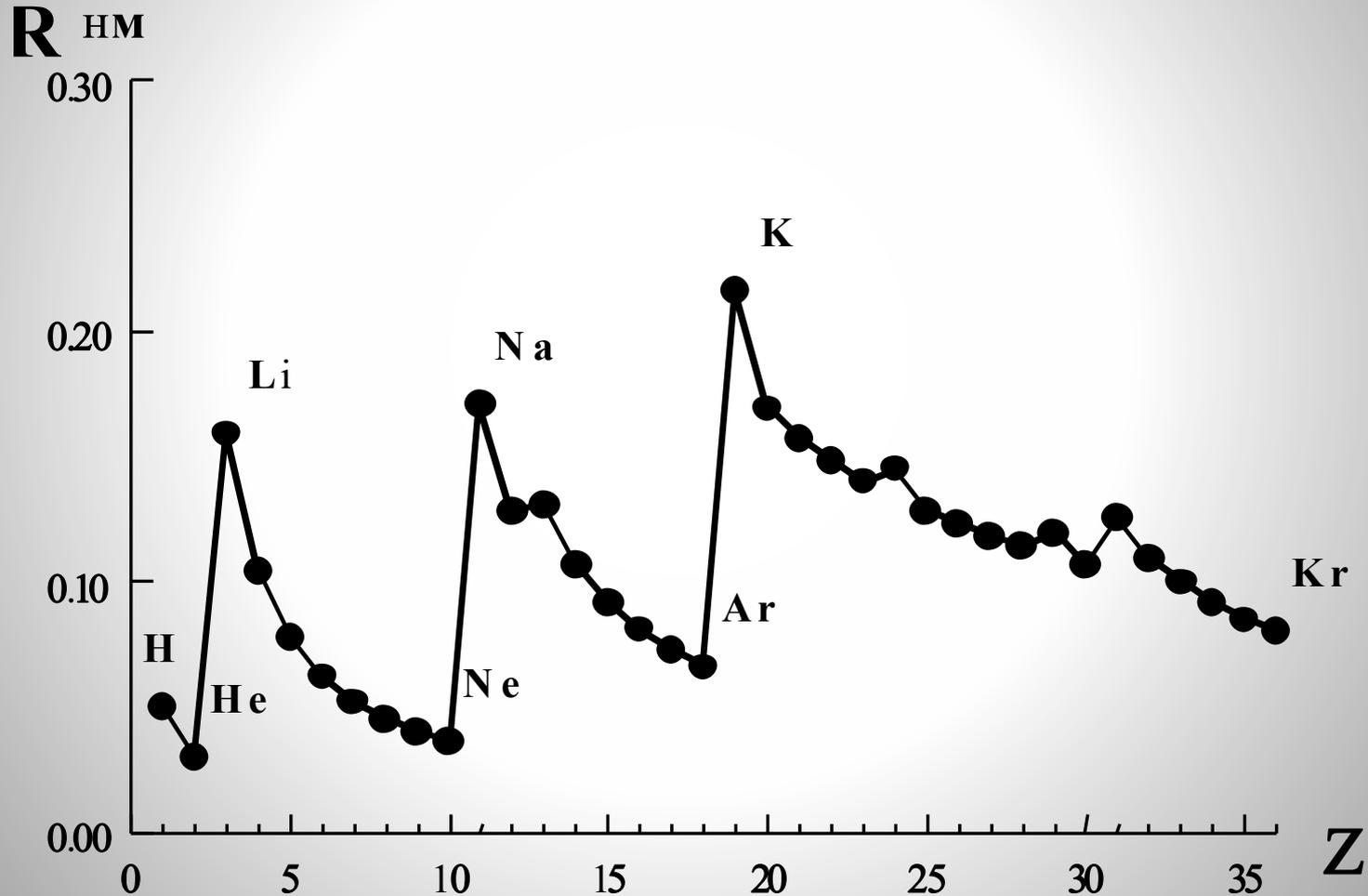
С ростом радиуса энергия ионизации снижается.







# Периодическая зависимость орбитального радиуса атома от порядкового номера элемента.



## Энергия ионизации

<b>Элемент</b>	<b><math>J_1</math></b>
<b>Li</b>	<b>5,39</b>
<b>Be</b>	<b>9,32</b>
<b>B</b>	<b>8,30</b>
<b>C</b>	<b>11,26</b>
<b>N</b>	<b>14,53</b>

**3. Сродство к электрону - это энергия, выделяющаяся или поглощающаяся при захвате электрона атомом или энергия, необходимая для присоединения электрона к атому:**

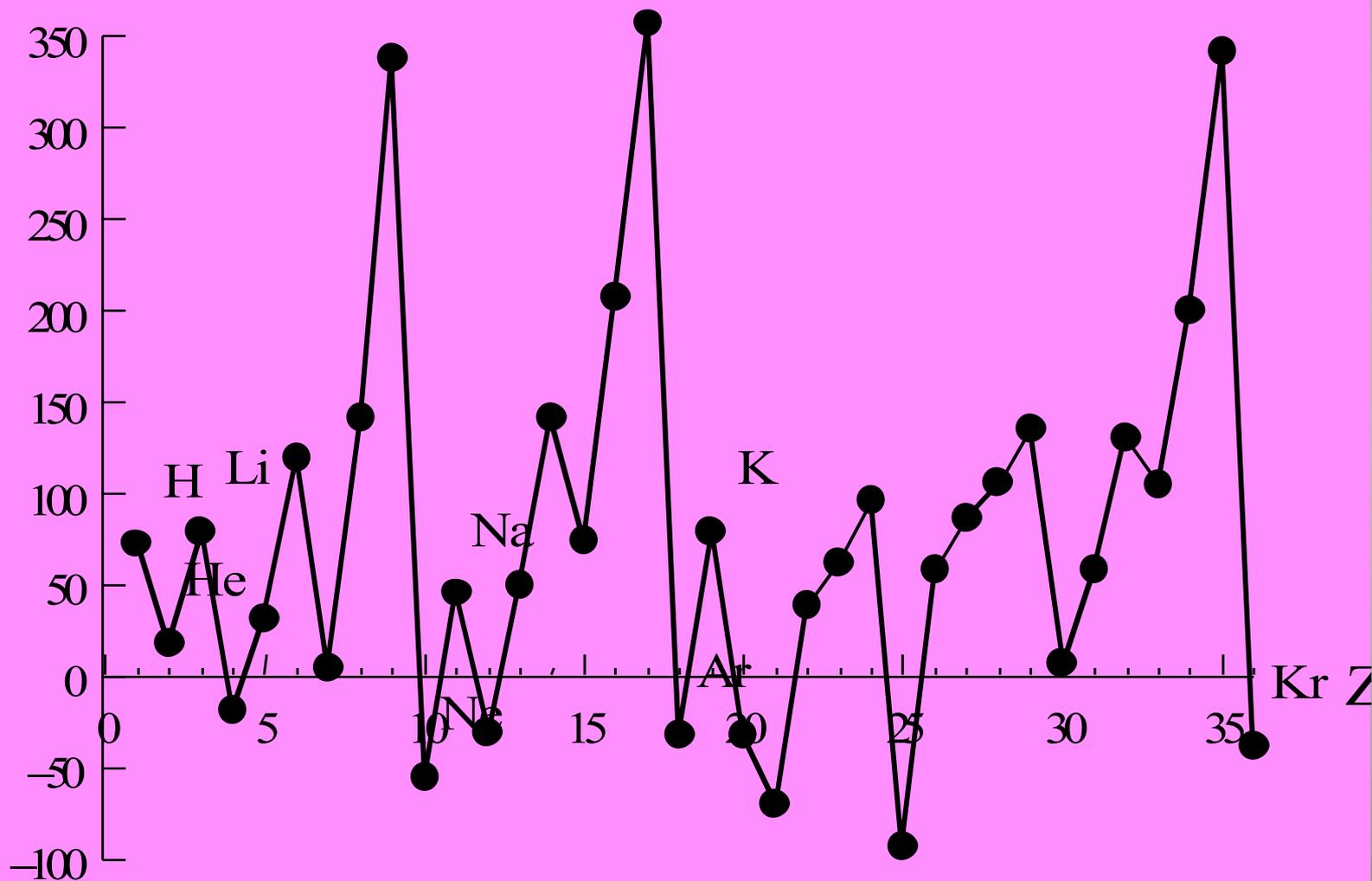
$$\text{Э} + e = \text{Э}^-, F \text{ [кДж/моль]}$$

**С ростом радиуса необходим более высокий уровень энергии для присоединения электрона.**

**В группах сродство к электрону снижается, а в периодах - растет.**

# Периодичность изменения F

F, (кДж/моль)



**4. Электроотрицательность - свойство атома притягивать электроны от других атомов, с которыми он образует химическую связь в соединениях;  
Э.О. [отн. усл. ед.]. Э.О. =  $\frac{1}{2} (E_{\text{ион}} + F)$**

**Электроотрицательность определяли Полинг, Малликен и др. ученые**

- Максимальную электроотрицательность имеет атом фтора.**

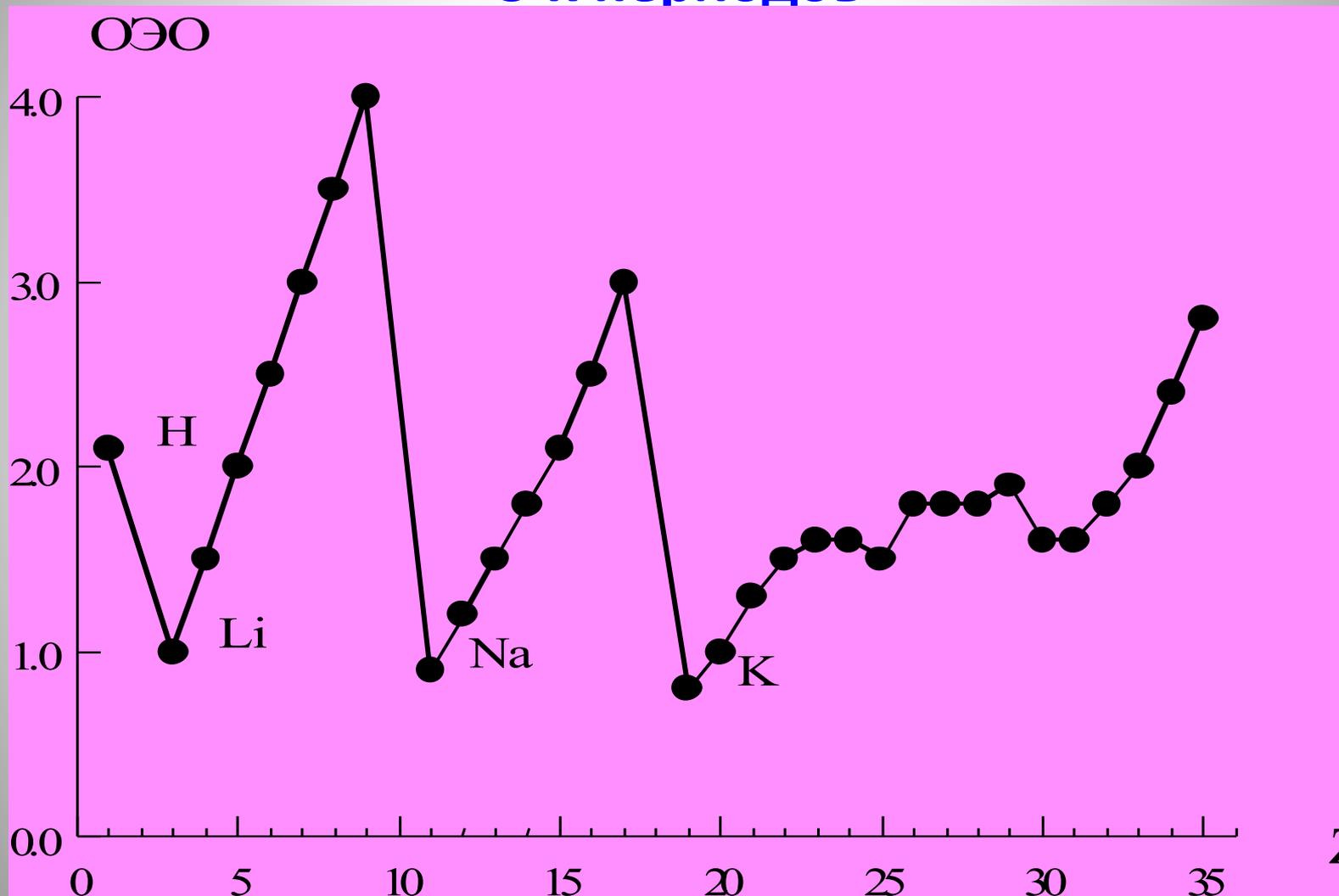
## Относительные электроотрицательности ( $\chi_r$ ) элементов главных подгрупп



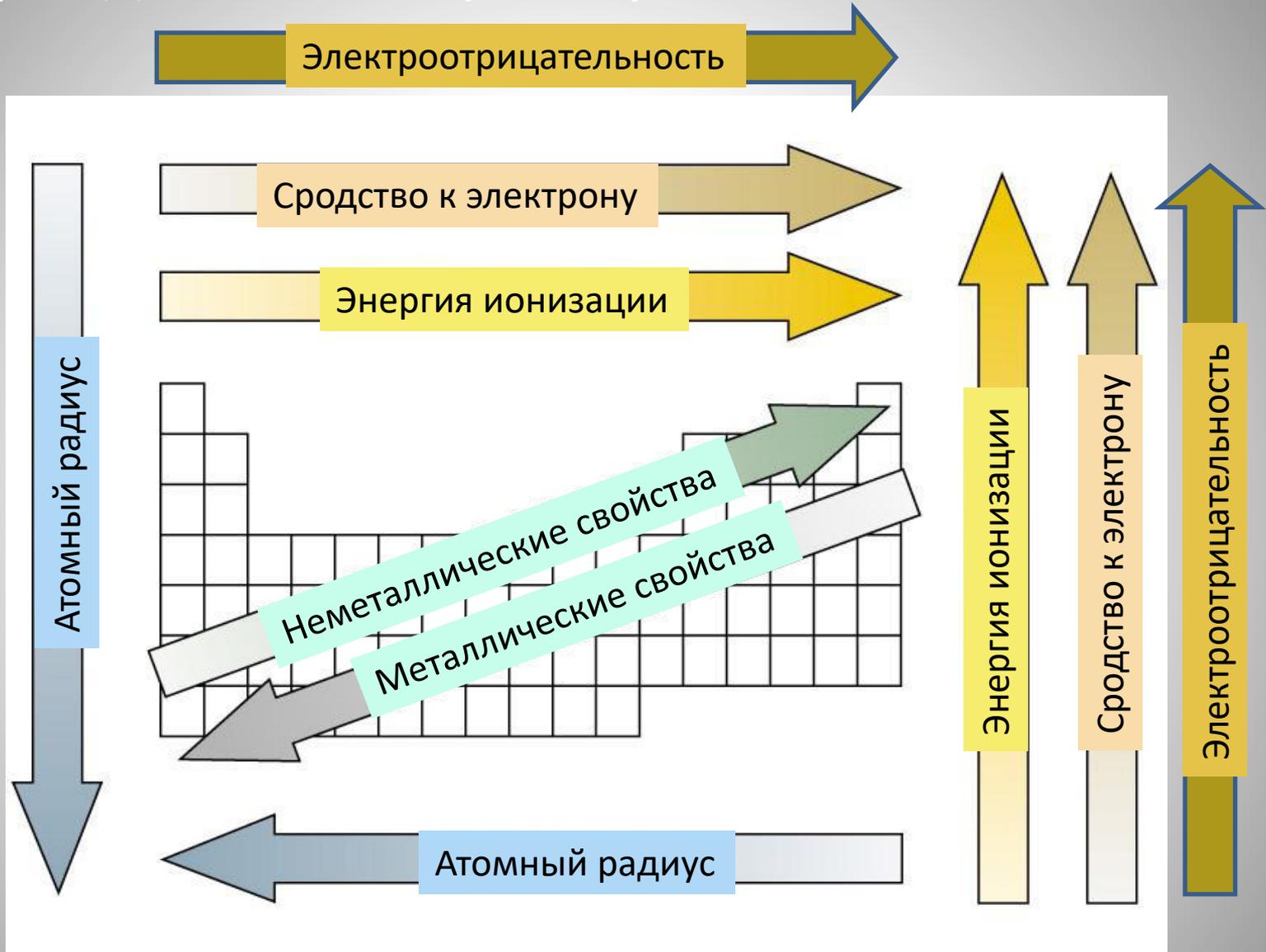
Лайнус Карл Полинг  
1901 – 1994

H 2,2								He —
Li 1,0	Be 1,6		B 2,0	C 2,5	N 3,0	O 3,5	F 4,0	Ne —
Na 0,9	Mg 1,3		Al 1,6	Si 1,9	P 2,2	S 2,6	Cl 3,2	Ar —
K 0,8	Ca 1,0		Ga 1,8	Ge 2,0	As 2,2	Se 2,6	Br 3,0	Kr —
Rb 0,8	Sr 1,0		In 1,8	Sn 2,0	Sb 2,1	Te 2,1	I 2,7	Xe —
Cs 0,7	Ba 0,9		Tl 1,8	Pb 1,8	Bi 1,9	Po 2,0	At 2,2	Rn —

# Электроотрицательность элементов первых 3-х периодов



# Периодичность характеристик элементов





# Активность неметаллов



ИНАКТИВНЫЕ

# Периодические свойства простых веществ и сложных соединений элементов

- **Кислотно-основные свойства** оксидов и гидроксидов:

В периодах основные свойства соединений уменьшаются, но увеличиваются кислотные свойства.

	I	II	III	IV	V	VI	VII
Водородн. соед.	--	--	--	$\text{ЭН}_4$	$\text{ЭН}_3$	$\text{Н}_2\text{Э}$	$\text{НЭ}$
Высшие оксиды	$\text{Э}_2\text{O}$	$\text{ЭO}$	$\text{Э}_2\text{O}_3$	$\text{ЭO}_2$	$\text{Э}_2\text{O}_5$	$\text{ЭO}_3$	$\text{Э}_2\text{O}_7$
Характер соединения	Основной		Основной, Амфотерный	Кислотный			
Высшие гидроксиды	$\text{ЭOH}$	$\text{Э(OH)}_2$	$\text{Э(OH)}_3$	$\text{H}_2\text{ЭO}_3$	$\text{H}_3\text{ЭO}_4$	$\text{H}_2\text{ЭO}_4$	$\text{HЭO}_4$
	Основание,		$\text{H}_3\text{ЭO}_3$	Кислоты			
	Амфот. гидроксид		Амфот. гидроксид				
	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl
	$\text{Na}_2\text{O}$	$\text{MgO}$	$\text{Al}_2\text{O}_3$	$\text{SiO}_2$	$\text{P}_2\text{O}_5$	$\text{SO}_3$	$\text{Cl}_2\text{O}_7$
			$\text{Al(OH)}_3$	$\text{H}_2\text{SiO}_3$	$\text{H}_3\text{PO}_4$	$\text{H}_2\text{SO}_4$	$\text{HClO}_4$

**Кислотные свойства кислот,  
образованных элементами одного  
периода:**

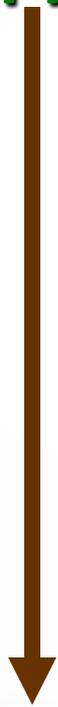


**усиливаются**

**В группах основные свойства соединений  
увеличиваются, а кислотные уменьшаются.**

**Кислотные свойства  
кислородсодержащих кислот,  
образованных элементами одной  
подгруппы:**

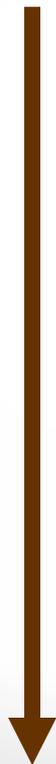
- $\text{H}_2\text{SO}_4$
- $\text{H}_2\text{SeO}_3$
- $\text{H}_6\text{TeO}_6$



**ослабевают**

**Кислотные свойства бескислородных кислот, образованных элементами одной подгруппы:**

- HF
- HCl
- HBr
- HI



**усиливаются**

Кислотно-основные свойства для одного элемента зависят от степени его окисления:

$\text{MnO}$	$\text{Mn}_2\text{O}_3$	$\text{MnO}_2$	$\text{MnO}_3$	$\text{Mn}_2\text{O}_7$
осн.	слабо осн.	амфот.	кисл.	кисл.

С увеличением степени окисления элемента растут кислотные свойства оксидов и гидроксидов, но ослабляются основные свойства.

**Окислительная способность простых веществ и однотипных соединений:  
в периодах увеличивается;  
в группах уменьшается.**

**Термическая устойчивость однотипных солей:  
в периодах уменьшается и возрастает их склонность к гидролизу;  
в группах увеличивается.**

# Свойства элементов

***s*-элементы**

**Металлы,  
сильные  
вос-ли**

***d*-элементы**

**Металлы,  
слаб. вос-ли**

***p*-элементы**

**ЭО и  
окислительная  
способность**



- Периодическими являются многие другие свойства соединений: энергия химической связи, энтальпия, энергия Гиббса и др.
- *Место химического элемента в ПС определяет его свойства и свойства его многих соединений.*

## Теория. Периодическая система и закон Д.И. Менделеева

### Открытие Д.И. Менделеевым периодического закона

1. По мере накопления сведений о свойствах химических элементов возникла настоятельная необходимость их классификации. Ко времени открытия Д. И. Менделеевым периодического закона было известно уже более 60 элементов.

2. Многие химики пытались разрабатывать систематику элементов. Этим занимались А. Э. Б. Шанкуртуа во Франции, Л. Ю. Мейер и И. В. Деберейнер в Германии, Дж. А. К. Ньюлендс в Англии и др.

3. Так, Ньюлендс, размещая элементы в порядке возрастания их атомных масс, заметил, что химические свойства восьмого элемента подобны свойствам первого. Этой закономерности он дал название *закон октав*. Деберейнер составлял триады из сходных по химическим свойствам элементов и указывал, что в триадах атомная масса среднего элемента приблизительно равна среднему арифметическому атомных масс двух крайних элементов. Шанкуртуа разместил элементы в порядке возрастания их атомных масс по винтовой линии, описанной вокруг цилиндра. Сходные элементы при этом располагались друг под другом. Мейер, разместив элементы в порядке увеличения их атомных масс, получил шесть групп подобных элементов. Однако никто из названных исследователей не сумел за этими отдельными аналогиями увидеть один из основных законов химии.

4. Задача была решена в 1869 г. великим русским учёным Дмитрием Ивановичем Менделеевым. Открытый им **периодический закон** и созданная на его основе **периодическая система элементов** стали фундаментом современной химии.

Изучая свойства химических элементов, Д. И. Менделеев пришёл к выводу, что многие свойства определяются атомной массой элементов. Поэтому в основу систематики элементов он положил атомную массу как "точное, измеримое и никакому сомнению не подлежащее" свойство. По мнению Менделеева, "масса вещества есть именно свойство его, от которого должны находиться в зависимости все остальные свойства. Поэтому ближе или естественнее всего искать зависимость между свойствами и сходствами элементов, с одной стороны, и атомными весами их, с другой стороны".

Менделеев разместил все известные в то время элементы в порядке возрастания их атомных весов (масс) и обнаружил, что в полученном ряду наблюдается постепенное изменение свойств элементов. Например, в ряду от Li к F по мере увеличения атомной массы наблюдалось закономерное изменение химических свойств элементов и их соединений. Литий является типичным металлом, у следующего за ним элемента — бериллия — металлические свойства выражены уже значительно слабее. По величине атомной массы за бериллием идёт бор — элемент с неметаллическими

свойствами. В ряду элементов от углерода до фтора происходит усиление неметаллических свойств, и фтор уже выступает как типичный неметалл. Следующий за фтором элемент — натрий — резко отличается по свойствам от фтора, но проявляет большое сходство с литием. При переходе от натрия к хлору вновь наблюдается постепенное ослабление металлических и нарастание неметаллических свойств. Таким образом, через какое-то количество элементов, т.е. через определенный период их свойства повторяются. Периодически повторяются не только химические свойства элементов, но и формулы их соединений. Например, литий образует с кислородом соединение состава  $\text{Li}_2\text{O}$ ; аналогичную формулу имеет соединение натрия с кислородом —  $\text{Na}_2\text{O}$ . Д. И. Менделеев сформулировал открытый им закон так:

***свойства простых тел, а также формулы и свойства соединений элементов находятся в периодической зависимости от величин атомных весов элементов.***

Первый вариант периодической системы элементов Менделеев опубликовал в 1869 г. Все элементы он разместил в порядке увеличения их атомных масс, однако с таким расчётом, чтобы подобные по свойствам элементы оказались друг над другом. Сходные элементы, вошедшие в один вертикальный ряд, Менделеев объединил в группы. Последовательность элементов, в пределах которой закономерно изменяются свойства элементов от типичного металла до типичного неметалла, была названа периодом.

При составлении периодической системы Менделеев, беря за основу атомные массы элементов, не оставлял без внимания и их химические свойства. Так, в некоторых случаях в таблице нарушен принцип расположения элементов по возрастанию их атомных масс. Например, теллур, атомная масса которого больше атомной массы иода, стоит перед иодом. В противном случае иод находился бы в одной группе с серой, а не с хлором, с которым он проявляет большое сходство. Так же поступил учёный с парой элементов калий — аргон. Атомная масса калия меньше атомной массы аргона, однако в таблице калий был помещён после аргона и оказался в одной группе с другими щелочными металлами.

При составлении периодической системы Д. И. Менделееву пришлось преодолеть немало трудностей, связанных с тем, что одни элементы в то время ещё не были открыты, свойства других были мало изучены, атомные массы третьих были определены неправильно. Учёный глубоко верил в правильность открытого им закона, был твёрдо убеждён в том, что периодический закон отражает объективную реальность. На основании периодической системы он исправил атомные массы ряда элементов, предсказал существование в природе нескольких ещё не открытых элементов и даже описал свойства этих элементов и их соединений.

Эти элементы были открыты в течение последующих пятнадцати лет: в 1875 г. П. Э. Лекок де Буабодран открыл элемент номер 31, назвав его галлием; в 1879 г. Л. Ф. Нильсон открыл элемент номер 21 и назвал его

скандием; в 1886 году К. А. Винклер открыл элемент 32, который был назван германием.

Менделеев предсказал физические и химические свойства этих трёх элементов на основании свойств окружающих их в таблице элементов. Например, атомную массу и плотность элемента номер 21 он рассчитал как среднее арифметическое атомных масс и плотностей бора, иттрия, кальция и титана.

Ниже в качестве примера приведены свойства элемента с порядковым номером 32 — германия, которые были предсказаны Менделеевым и впоследствии экспериментально подтверждены Винклером.

<i>Свойства элемента № 32,</i>	<i>Свойства германия, установленные</i>
атомная масса — 72;	атомная масса — 72,6;
серый тугоплавкий металл;	серый тугоплавкий металл;
плотность — 5,5 г/см <sup>3</sup> ;	плотность — 5,35 г/см <sup>3</sup> ;
должен получаться восстановлением	получается восстановлением оксида
оксида водородом;	водородом;
формула оксида — ЭО <sub>2</sub> ;	формула оксида — GeO <sub>2</sub> ;
плотность оксида — 4,7 г/см <sup>3</sup> ;	плотность оксида — 4,7 г/см <sup>3</sup> ;
хлорид ЭСl <sub>4</sub> — жидкость;	хлорид GeCl <sub>4</sub> — жидкость;
плотность ЭСl <sub>4</sub> — 1,9 г/см <sup>3</sup> ;	плотность GeCl <sub>4</sub> — 1,887 г/см <sup>3</sup> ;
температура кипения ЭСl <sub>4</sub> — 90 °С.	температура кипения GeCl <sub>4</sub> — 90 °С.

Открытие предвиденных Менделеевым элементов и блестящее совпадение предсказанных им свойств с установленными опытным путём привело к всеобщему признанию периодического закона.

Следует отметить, что Менделеев сомневался в возможности резкого перехода от таких активных неметаллов, какими являются галогены, к щелочным металлам. Он полагал, что этот переход должен быть более плавным. Вскоре это научное предвидение оправдалось: были открыты инертные газы. В периодической системе не было свободных мест для этих элементов, и они были выделены в самостоятельную группу. С целью подчеркнуть большую химическую инертность этих элементов группа была названа нулевой.

В настоящее время известно много вариантов периодической системы элементов, однако наиболее удобной остаётся таблица, предложенная Д. И. Менделеевым. В первоначальный вариант таблицы позже были внесены некоторые дополнения. Часть из них была сделана самим учёным.

К настоящему времени получен ряд соединений тяжёлых благородных газов, в которых степень окисления составляет +6 и +8 (XeF<sub>6</sub>, XeO<sub>3</sub>, XeO<sub>4</sub> и др.). В связи с этим инертные газы включены в восьмую группу периодической системы, в которой они составляют главную подгруппу.

### 2.2.2. Периодическая система элементов Д. И. Менделеева

Современная периодическая система элементов имеет семь периодов, из которых I, II и III называются *малыми периодами*, а IV, V, VI и VII — *большими периодами*. I, II и III периоды содержат по одному ряду элементов, IV, V и VI — по два ряда, VII период незаконченный. Все периоды, за исключением I, содержащего лишь два элемента, начинаются щелочным металлом и заканчиваются благородным газом.

В больших периодах изменение свойств при переходе от активного металла к благородному газу происходит более плавно, чем в малых периодах. Большие периоды состоят из *чётных* и *нечётных* рядов. В этих периодах наблюдается двойная периодичность: помимо характерного для всех периодов изменения свойств от щелочного металла до благородного газа наблюдается также изменение свойств в пределах чётного ряда и отдельно — в пределах нечётного ряда. Например, в чётном ряду IV периода валентность изменяется от 1 у калия до 7 у марганца; после триады железо – кобальт – никель происходит такое же изменение валентности в нечётном ряду: от 1 у меди до 7 у брома. Подобная двойная периодичность наблюдается и в других больших периодах.

У элементов чётных рядов преобладают металлические свойства, и их ослабление справа налево замедленно. В нечётных рядах происходит заметное ослабление металлических свойств и усиление неметаллических.

Особое положение в периодической системе занимают элемент номер 57 — лантан — и следующие за ним 14 элементов, объединённых под названием лантаноиды. Эти элементы по химическим свойствам похожи на лантан и очень сходны между собой. Поэтому в периодической системе лантану и лантаноидам отведена одна клетка. Аналогичным образом в одну клетку VII периода помещены элемент номер 89 — актиний — и следующие за ним 14 элементов — так называемые актиноиды. Элементы II и III периодов Менделеев назвал *типическими*. Подгруппы, содержащие типические элементы, называются *главными*. Элементы чётных рядов (для I и II групп — нечётных) составляют *побочные подгруппы*.

Элементы главных подгрупп по химическим свойствам значительно отличаются от элементов побочных подгрупп. Особенно наглядно это различие в VII и VIII группах периодической системы элементов. Например, главную подгруппу в VIII группе составляют благородные газы He, Ne, Ar, Kr, Xe, Rn, а побочная подгруппа представлена триадами элементов: Fe, Co, Ni — в IV периоде, Ru, Rh, Pd — в V периоде, Os, Ir, Pt — в VI периоде. В отличие от благородных газов названные элементы имеют ярко выраженные металлические свойства.

Номер группы, как правило, показывает высшую валентность элемента по кислороду. Ряд исключений существует для элементов подгруппы меди, VII и VIII групп. Так, медь, серебро и золото образуют соединения, в которых валентность этих элементов достигает 3. Элемент VII группы — фтор — имеет только валентность 1, а высшая валентность других элементов по кислороду равна 7. В VIII группе валентность 8 проявляют только осмий, рутений и ксенон.

Элементы главных подгрупп характеризуются также валентностью по водороду. Летучие водородные соединения образуют элементы IV, V, VI и VII групп. Валентность по водороду при переходе от элементов IV группы к элементам VII группы уменьшается от 4 до 1. Напротив, валентность этих элементов по кислороду в том же направлении возрастает от 4 до 7.

### 1. Характеристика свойств химических элементов.

1.1. Составить *схемы электронных конфигураций* атомов химических элементов. Подчеркнуть валентные электроны.

1.2. Нарисовать *схему распределения валентных электронов по орбиталям* в основном и возбужденном состоянии.

1.2.1. Определить *валентные возможности* атомов химических элементов;

1.2.2. Определить возможные *степени окисления*;

1.3. Проанализировать ход изменения параметров:

а) *размеры атомов*;

б) *энергия ионизации*;

в) *сродство к электрону*;

г) *электроотрицательность*;

д) установить *внутреннюю периодичность* по периодам и *вторичную периодичность* по группам.

1.4. установить *распространенность химических элементов* в природе.

## СВОЙСТВА АТОМОВ

### Радиус атома

● Атомный радиус – радиус нейтрального атома

● Ионные радиусы – радиусы заряженных ионов

● Радиусы **анионов** - отрицательных ионов – **больше** радиусов **нейтральных** атомов

● Радиусы **катионов** положительных ионов **меньше**) радиусов нейтральных атомов

### Радиус атома

● *по периоду уменьшается* слева направо, т.к. рост заряда ядра

● *По группе увеличивается* сверху вниз, т.к. рост энергетических уровней

● **Радиус атома** и **сумма электронов на последнем энергетическом уровне являются основными характеристиками атома, так как они определяют все остальные свойства атомов**

- **Металличность** определяется легкостью *отдачи* электронов
- **Неметалличность** определяется легкостью *присоединения* электронов
- **I – энергия ионизации** -это минимальная энергия, необходимая для *отрыва* электрона от невозбужденного атома;
- **Сродство к электрону E** – энергия, которая *выделяется или поглощается* на присоединение одного электрона к нейтральному атому, с превращением его в отрицательный ион
- Электроотрицательность - полусумма энергии ионизации и сродства к электрону

$$\text{ЭО} = \frac{E + I}{2}$$

- Абсолютная электроотрицательность
- Относительная электроотрицательность (за единицу принята электроотрицательность лития)
- Самая большая электроотрицательность фтора

#### Окислительно-восстановительные свойства

- **Окислители** в большей степени хорошо *присоединяют* электроны (неметаллы)
- **Восстановители** в большей степени хорошо *отдают* электроны (металлы)

## **Изменение свойств элементов по периодам и группам**

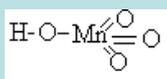
	Характер изменения при движении в таблице	
	по периодам слева направо →	по группам сверху вниз ↓
Заряд ядра	<b>увеличивается</b>	<b>увеличивается</b>
Число электронных слоёв	<i>не изменяется</i>	<b>увеличивается</b>
Число электронов на внешнем энергетическом уровне	В малых периодах и нечётных рядах больших периодов <b>увеличивается</b> от 1 до 8 в четных рядах больших периодов равно 2 <sup>2</sup>	<i>не изменяется</i>
Радиус атома	<b>уменьшается</b>	<b>увеличивается</b>
Энергия ионизации	<b>увеличивается</b>	<b>уменьшается</b>
Сродство к электрону	<b>увеличивается</b>	<b>уменьшается</b>
Электроотрицательность ЭО	<b>увеличивается</b>	<b>уменьшается</b>
Металличность элемента	<b>ослабевае</b>	<b>усиливается</b>
Неметалличность	<b>усиливается</b>	<b>ослабевае</b>
Окислительная способность	<b>усиливается</b>	<b>ослабевае</b>
Восстановительная способность	<b>ослабевае</b>	<b>усиливается</b>

### Характеристика элемента по положению в ПСМ - Марганец

- Порядковый номер: 25.
- Следовательно, заряд ядра +25, протонов: 25, нейтронов: 55-25= 30
- Период 4. Следовательно 4 энергетических уровня
- Электронная конфигурация: 1 s<sup>2</sup> 2 s<sup>2</sup> p<sup>6</sup> 3 s<sup>2</sup> p<sup>6</sup> 4 s<sup>2</sup> 3 d<sup>5</sup>



- Металл
- Валентность 7



- Высшая степень окисления Mn<sup>+7</sup> -окислитель
- Оксид -Mn<sub>2</sub>O<sub>7</sub>
- Гидроксид -HMnO<sub>4</sub>

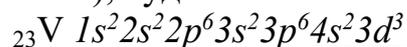
## Периодический закон

### Примеры решения типовых заданий

**Пример 1.** Составьте электронную формулу атома ванадия, подчеркните валентные электроны. Распределите электроны этого атома по квантовым ячейкам. К какому электронному семейству относится этот элемент?

*Решение.* Порядковый номер элемента в периодической системе совпадает с величиной заряда ядра, т.е. индекс внизу слева символа элемента указывает на количество протонов в ядре, следовательно, в ядре ванадия имеется 23 протона. Число нейтронов равняется разности между массовым числом (индекс вверху слева символа) и порядковым номером элемента, следовательно, в ядре  $^{51}_{23}\text{V}$  находится 28 нейтронов ( $51 - 23 = 28$ ).

Электронные формулы отображают распределение электронов в атоме по энергетическим уровням и подуровням. При этом следует учитывать, что электрон занимает тот энергетический подуровень, на котором он будет обладать наименьшей энергией. Так как число электронов в атоме элемента равно заряду ядра, т.е. его порядковому номеру в таблице Д.И. Менделеева, то для элемента № 23 – ванадия электронная формула, согласно шкале энергий (правило Клечковского), будет:



Электронографические схемы отражают распределение электронов атомов по квантовым (энергетическим) ячейкам. В каждой квантовой ячейке может быть не более двух электронов с противоположными спинами (принцип Паули). Орбитали данного подуровня заполняются сначала по одному электрону с одинаковыми спинами, а затем по второму электрону с противоположными спинами (правило Хунда).

	<i>s</i>													
$n = 1$	↑↓													
	<i>p</i>													
$n = 2$	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓										
	<i>d</i>													
$n = 3$	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑	↑	↑							
$n = 4$	↑↓													

Последний, 23-й электрон атома ванадия занимает *d*-орбиталь, следовательно, относится к *d*-электронному семейству.

**Пример 2.** Определить квантовые числа электрона  $2p^4$ , учитывая, что заполнение орбиталей начинается с электронов, обладающих спином  $+1/2$ .

*Решение.* Электрон  $2p^4$  находится на втором энергетическом уровне, поэтому главное квантовое число равно  $n = 2$ . На этом уровне есть атомные орбитали со значениями  $l = 0$  и  $1$ , что соответствует *s*- и *p*-орбитальям. Данный электрон занимает *p*-орбиталь, следовательно, орбитальное квантовое число  $l = 1$ . Магнитные числа таких орбиталей имеют значения  $-1$ ,  $0$  и  $1$ . Четвертый электрон займет орбиталь со значением  $m_l = -1$ , а спин

такого электрона будет:  $-1/2$ .

↑↓	↑	↑
-1	0	+1

**Пример 3.** Исходя из положения калия, рубидия, брома, селена и азота в периодической системе составьте формулы следующих соединений: бромида калия, селенида рубидия, нитрида кальция.

*Решение.* Перечисленные вещества представляют собой соединения типичных металлов (K, Rb, Ca) с типичными неметаллами (Br, Se, N), в которых последние проявляют низшую степень окисления. K и Rb – элементы I главной подгруппы, следовательно, в соединениях они проявляют степень окисления +1. Ca – элемент II главной подгруппы проявляет степень окисления +2.

Низшая степень окисления определяется тем условным зарядом, который приобретает атом, присоединяя такое количество электронов, которое необходимо для образования устойчивой восьмиэлектронной оболочки. Br, Se, N находятся соответственно в VII, VI и V главных подгруппах и имеют структуру внешнего энергетического уровня  $4s^24p^5$ ;  $4s^24p^4$ ;  $2s^22p^3$ . Следовательно, низшие степени окисления у этих элементов будут равны: -1 (Br), -2 (Se), -3 (N).

Исходя из того положения, что молекулы электронейтральны (т.е. сумма положительных и отрицательных зарядов равна нулю) составляем соответствующие формулы: бромид калия KBr; селенид рубидия  $Rb_2Se$ ; нитрид кальция  $Ca_3N_2$ .

