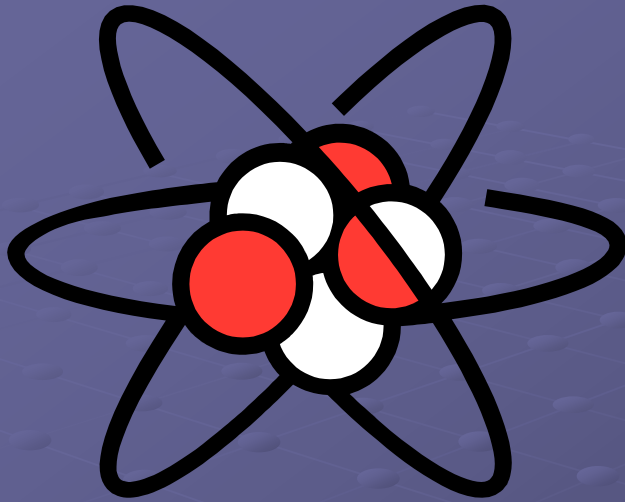


СТРОЕНИЕ АТОМА

Лекция 1



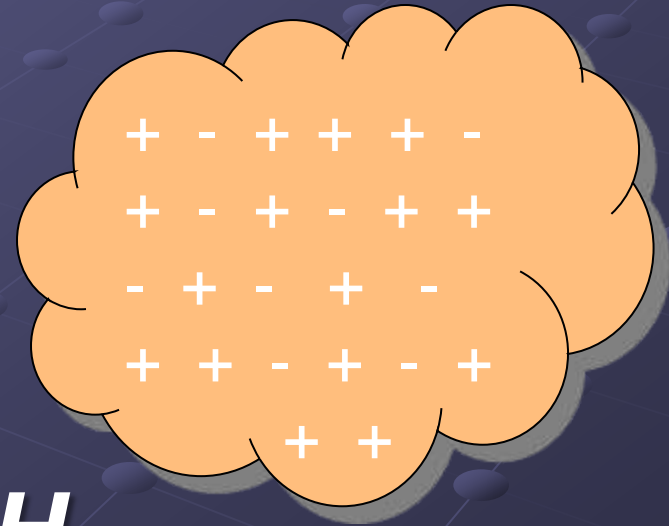
Атом – сложная
устойчивая
микросистема
элементарных
частиц,

состоящая из положительно
заряженного ядра и
электронов, движущихся в
околоядерном пространстве.

МОДЕЛИ СТРОЕНИЯ АТОМА

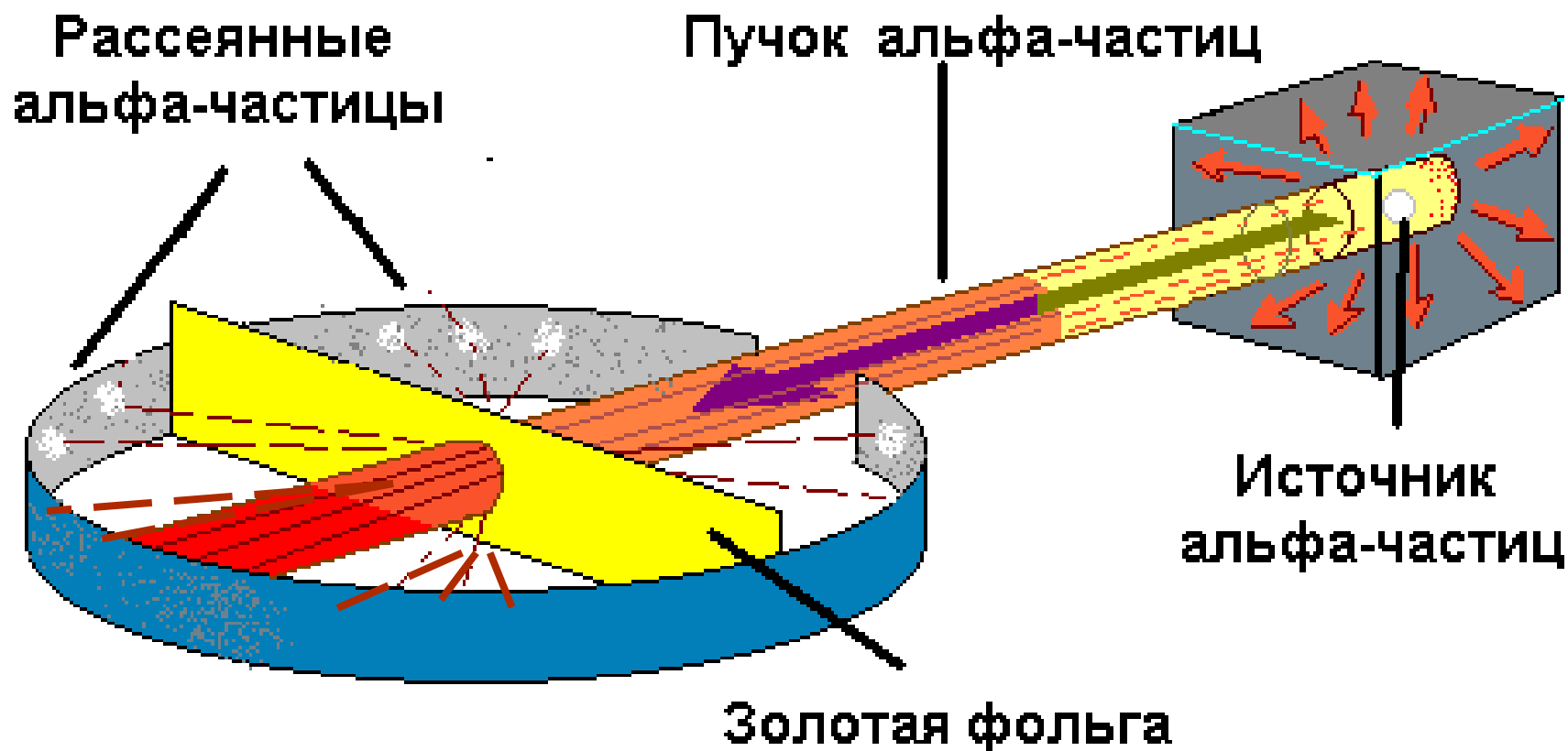


*1904 г. Томсон,
Модель строения
атома «Пудинг с
изюмом»*



Джозеф Джон ТОМСОН
1856 – 1940

ИССЛЕДОВАНИЯ РЕЗЕРФОРДА



МОДЕЛИ СТРОЕНИЯ АТОМА



*1911 г. Резерфорд,
«Планетарная
модель» строения
атома*

*Эрнест РЕЗЕРФОРД
1871–1937*

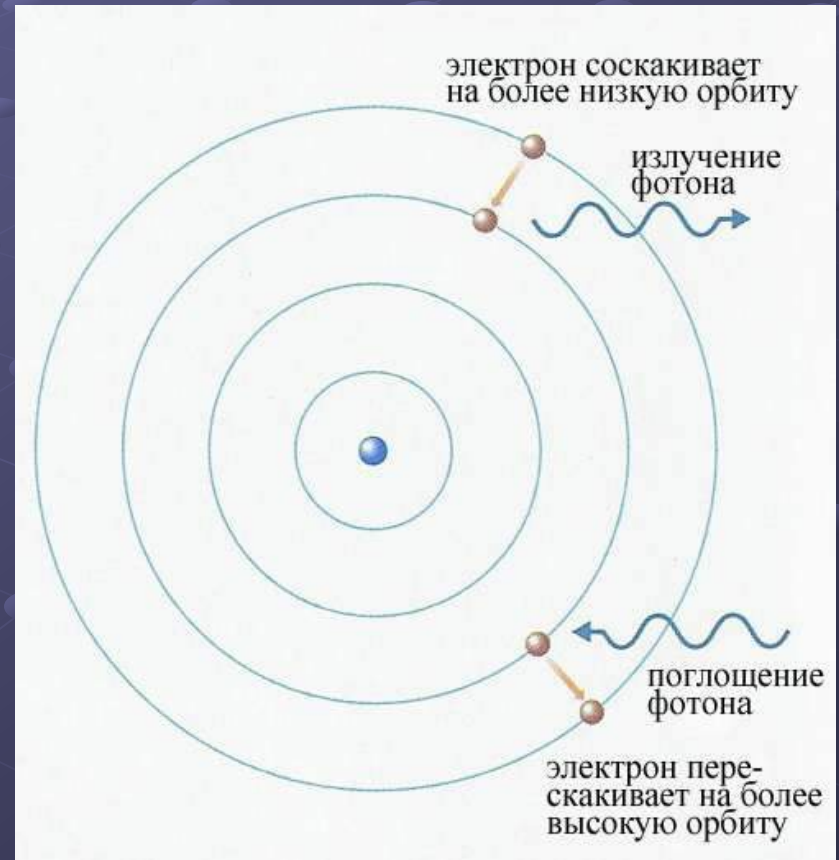


МОДЕЛИ СТРОЕНИЯ АТОМА



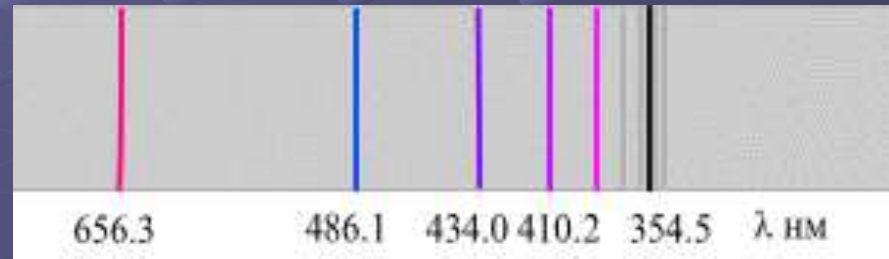
Нильс БОР
1885 – 1962

1913 г. Бор,
Квантовая теория



КВАНТОВАЯ МЕХАНИКА

*Квантовая теория
(М. Планк, 1900).*



*Корпускулярно-волновой дуализм электрона
(Л. де Бройль, 1914).*

*Принцип неопределенности
(В. Гейзенберг, 1925).*

- *Ядро атома состоит из протонов и нейтронов.*
- *Число протонов в ядре равно атомному номеру элемента и числу электронов в атоме.*
- *Атом – электро-нейтральная частица.*

периоды	ряды	группы элементов										
		I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII			
I	1	H ¹ 1,00795 водород								He ² 4,002602 гелий		
II	2	Li ³ 6,9412 литий	Be ⁴ 9,01218 бериллий	B ⁵ 10,812 бор	C ⁶ 12,0108 углерод	N ⁷ 14,0067 азот	O ⁸ 15,9994 кислород	F ⁹ 18,99840 фтор	Ne ¹⁰ 20,179 неон			
III	3	Na ¹¹ 22,98977 натрий	Mg ¹² 24,305 магний	Al ¹³ 26,98154 алюминий	Si ¹⁴ 28,086 кремний	P ¹⁵ 30,97376 фосфор	S ¹⁶ 32,06 сера	Cl ¹⁷ 35,453 хлор	Ar ¹⁸ 39,948 аргон			
IV	4	K ¹⁹ 39,0983 калий	Ca ²⁰ 40,08 кальций	Sc ²¹ 44,9559 скандий	Ti ²² 47,90 титан	V ²³ 50,9415 ванадий	Cr ²⁴ 51,996 хром	Mn ²⁵ 54,9380 марганец	Fe ²⁶ 55,847 железо	Co ²⁷ 58,9332 кобальт	Ni ²⁸ 58,70 никель	
		Cu ²⁹ 63,546 медь	Zn ³⁰ 65,38 цинк	Ga ³¹ 69,72 галлий	Ge ³² 72,59 германий	As ³³ 74,9216 мышьяк	Se ³⁴ 78,96 селен	Br ³⁵ 79,904 бром	Kr ³⁶ 83,80 криптон			
V	5	Rb ³⁷ 85,4678 рубидий	Sr ³⁸ 87,62 стронций	Y ³⁹ 88,9059 иттрий	Zr ⁴⁰ 91,22 цирконий	Nb ⁴¹ 92,9064 ниобий	Mo ⁴² 95,94 молибден	Tc ⁴³ 98,9062 технеций	Ru ⁴⁴ 101,07 рутений	Rh ⁴⁵ 102,9055 родий	Pd ⁴⁶ 106,4 палладий	
		Ag ⁴⁷ 107,868 серебро	Cd ⁴⁸ 112,41 кадмий	In ⁴⁹ 114,82 индий	Sn ⁵⁰ 118,69 олово	Sb ⁵¹ 121,75 сурьма	Te ⁵² 127,60 теллур	I ⁵³ 126,9045 йод	Xe ⁵⁴ 131,30 ксенон			
VI	6	Cs ⁵⁵ 132,9054 цезий	Ba ⁵⁶ 137,33 барий	La ⁵⁷ 138,9 лантан ×	Hf ⁷² 178,49 гафний	Ta ⁷³ 180,9479 тантал	W ⁷⁴ 183,85 вольфрам	Re ⁷⁵ 186,207 рений	Os ⁷⁶ 190,2 осмий	Ir ⁷⁷ 192,22 иридий	Pt ⁷⁸ 195,09 платина	
		Au ⁷⁹ 196,9665 золото	Hg ⁸⁰ 200,59 ртуть	Tl ⁸¹ 204,37 таллий	Pb ⁸² 207,2 свинец	Bi ⁸³ 208,9 висмут	Po ⁸⁴ 209 полоний	At ⁸⁵ 210 астат	Rn ⁸⁶ 222 радон			
VII	7	Fr ⁸⁷ 223 франций	Ra ⁸⁸ 226,0 радий	Ac ⁸⁹ 227 актиний × ×	Rf ¹⁰⁴ 261 резерфордий	Db ¹⁰⁵ 262 дубний	Sg ¹⁰⁶ 266 сиборгий	Bh ¹⁰⁷ 269 борий	Hs ¹⁰⁸ 269 хассий	Mt ¹⁰⁹ 268 мейтнерий	Ds ¹¹⁰ 271 дармштадтий	
		Rg ¹¹¹ 272 рентгений	112 285		114 289							

La ⁵⁷ 138,9 лантан	Ce ⁵⁸ 140,1 церий	Pr ⁵⁹ 140,9 празеодим	Nd ⁶⁰ 144,2 неодим	Pm ⁶¹ 145 прометий	Sm ⁶² 150,4 самарий	Eu ⁶³ 151,9 европий	Gd ⁶⁴ 157,3 гадолиний	Tb ⁶⁵ 158,9 тербий	Dy ⁶⁶ 162,5 диспрозий	Ho ⁶⁷ 164,9 гольмий	Er ⁶⁸ 167,3 эрбий	Tm ⁶⁹ 168,9 тулий	Yb ⁷⁰ 173,0 иттербий	Lu ⁷¹ 174,9 лютеций
Ac ⁸⁹ 227 актиний	Th ⁹⁰ 232,0 торий	Pa ⁹¹ 231,0 протактиний	U ⁹² 238,0 уран	Np ⁹³ 237 нептуний	Pu ⁹⁴ 244 плутоний	Am ⁹⁵ 243 америций	Cm ⁹⁶ 247 кюриум	Bk ⁹⁷ 247 берклий	Cf ⁹⁸ 251 калифорний	Es ⁹⁹ 252 эйнштейний	Fm ¹⁰⁰ 257 фермий	Md ¹⁰¹ 258 менделевий	No ¹⁰² 259 нобелий	Lr ¹⁰³ 262 лоуренсий

СВОЙСТВА ЭЛЕМЕНТАРНЫХ ЧАСТИЦ

<i>Частица</i>	<i>Положение</i>	<i>Заряд</i>	<i>Масса</i>
<i>Протон (p)</i>	<i>Ядро</i>	<i>+1</i>	<i>1,00728</i>
<i>Нейтрон (n)</i>	<i>Ядро</i>	<i>0</i>	<i>1,00867</i>
<i>Электрон (e)</i>	<i>Оболочка</i>	<i>-1</i>	<i>0,00055</i>

$$A = Z + N$$

A – относительная атомная масса

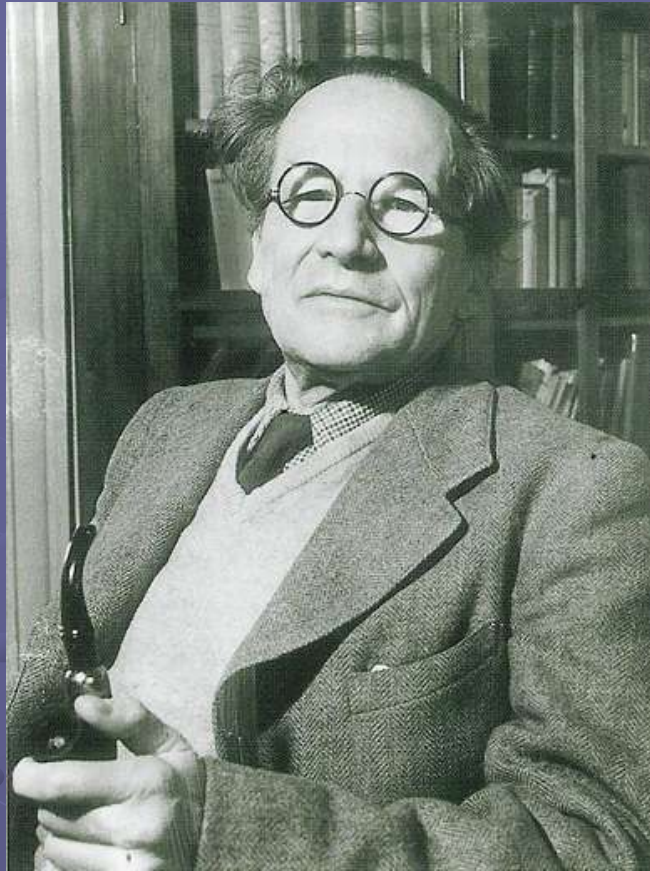
Z – заряд ядра (число протонов, порядковый номер элемента)

N – число нейтронов



$$A_r = \frac{35 \cdot 75,43 + 37 \cdot 24,57}{100} = 35,491$$

УРАВНЕНИЕ ШРЁДИНГЕРА



1887–1961

Эрвин Шрёдингер

1926 г., уравнение
волновой функции
движения электрона

$$-\frac{\hbar^2}{8\pi^2 m} \left(\frac{\partial^2 \psi}{\partial x^2} + \frac{\partial^2 \psi}{\partial y^2} + \frac{\partial^2 \psi}{\partial z^2} \right) + U\psi = E\psi$$

КВАНТОВЫЕ ЧИСЛА

Следствием решения уравнения Шрёдингера являются квантовые числа.

С помощью квантовых чисел можно описать электронное строение любого атома, а также определить положение любого из электронов в атоме.

КВАНТОВЫЕ ЧИСЛА

n - главное квантовое число

- определяет энергию электрона в атоме;
- принимает значения $1, 2, 3, \dots, \infty$;
- соответствует номеру периода .

Совокупность электронов в атоме с одинаковым значением n – **энергетический уровень.**

Обозначают уровни: K, L, M, N...

КВАНТОВЫЕ ЧИСЛА

Орбитальное квантовое число (ℓ)

- определяет энергию электрона
- определяет геометрическую форму орбитали
- принимает значения от 0 до $(n - 1)$

Значение ℓ	0	1	2	3	4	5
-----------------	---	---	---	---	---	---

Обозначение ℓ	s	p	d	f	g	h
--------------------	---	---	---	---	---	---

Совокупность электронов в атоме с одинаковым значением ℓ – **энергетический подуровень.**

при $n = 1$ $\ell = 0$

при $n = 2$ $\ell = 0, 1$

при $n = 3$ $\ell = 0, 1, 2$

Т.о., каждый уровень, кроме первого, расщеплён на подуровни.

ЭНЕРГИЯ ЭЛЕКТРОНОВ

уровни

подуровни

1

1s

2

2s, 2p

3

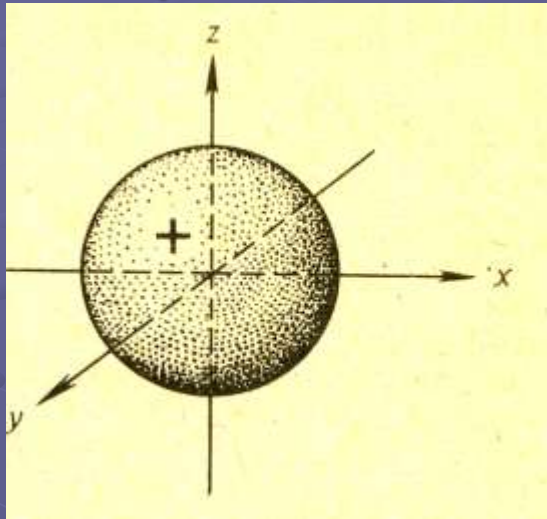
3s, 3p, 3d

4

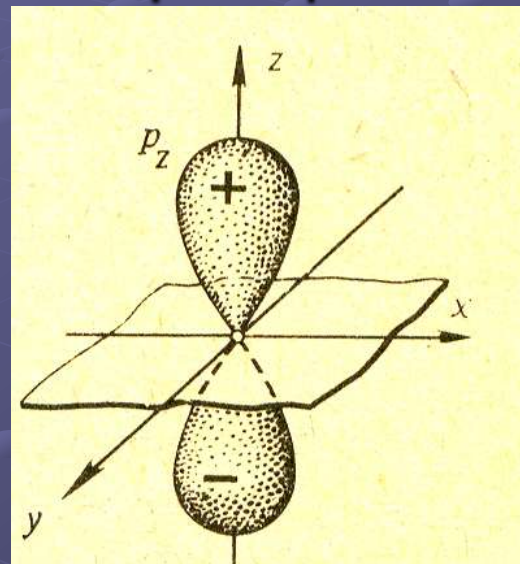
4s, 4p, 4d, 4f

В зависимости от значения ℓ различается форма АО.

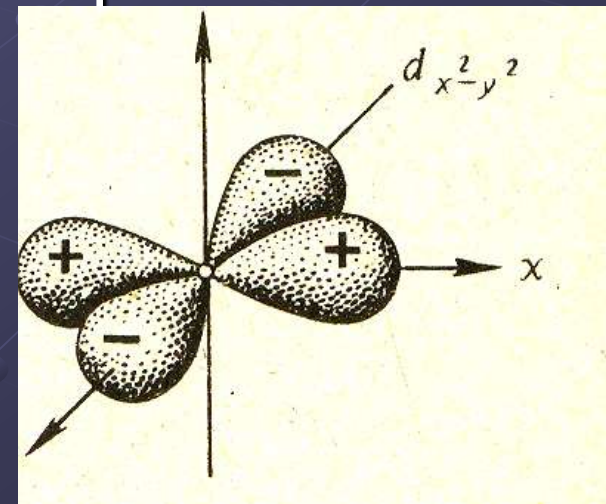
Форма s-АО:



Форма p-АО:



Форма d-АО:

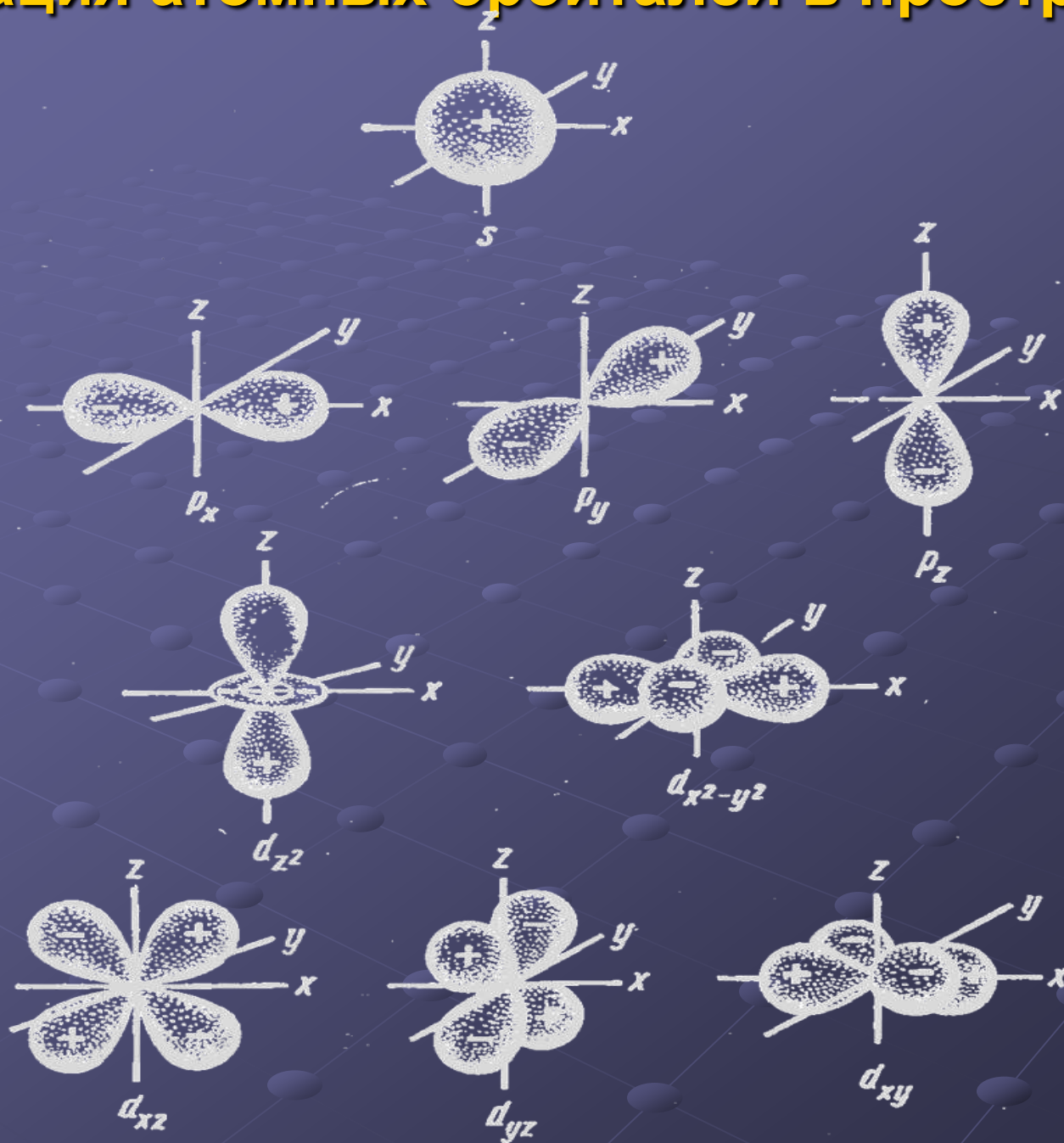


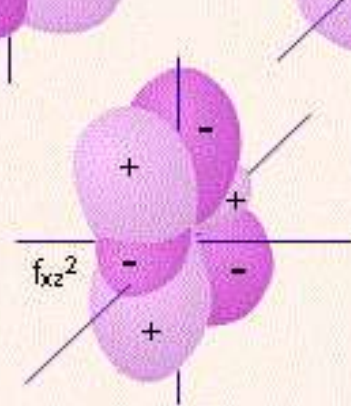
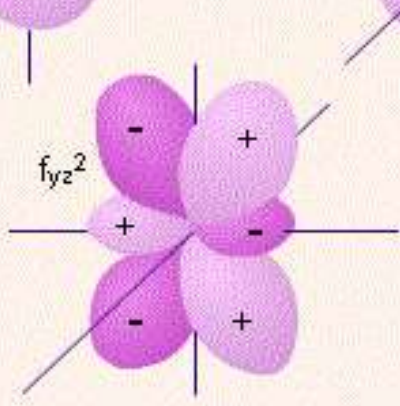
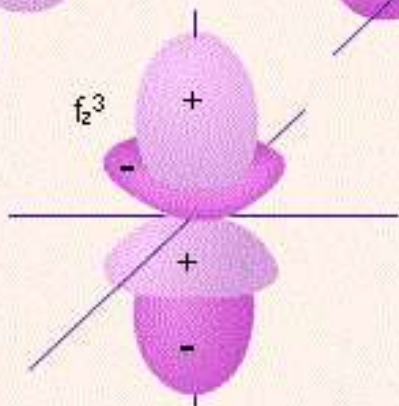
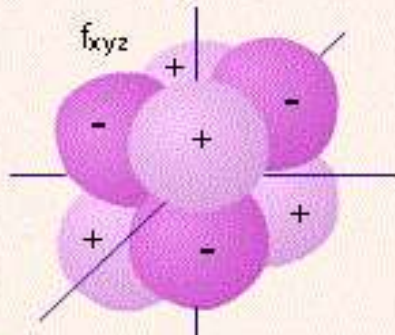
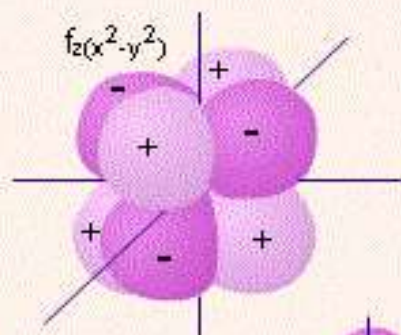
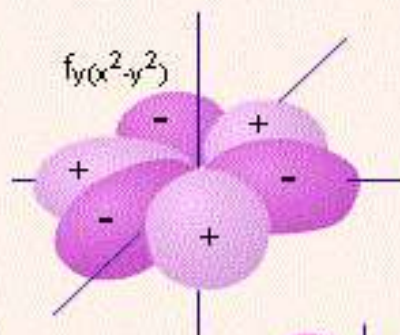
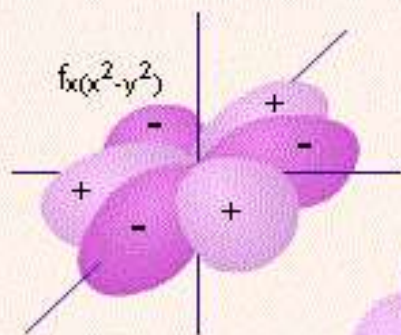
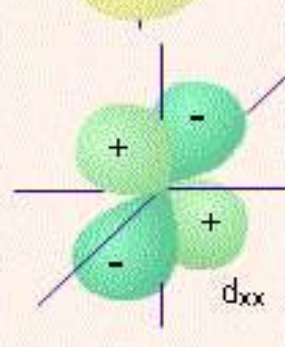
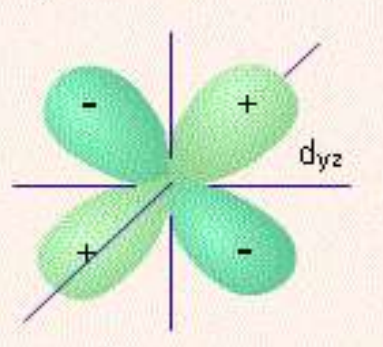
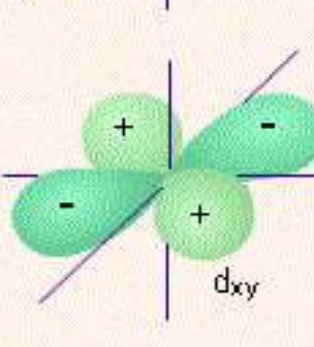
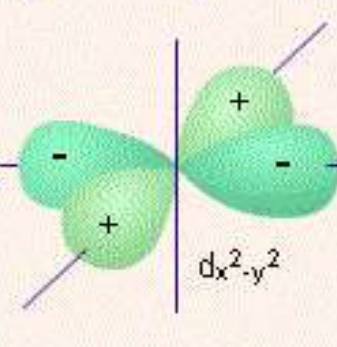
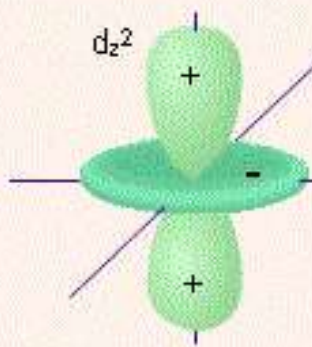
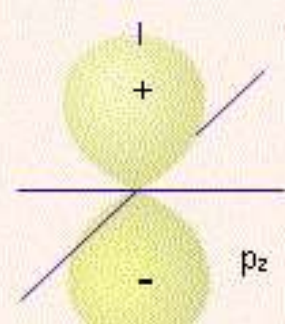
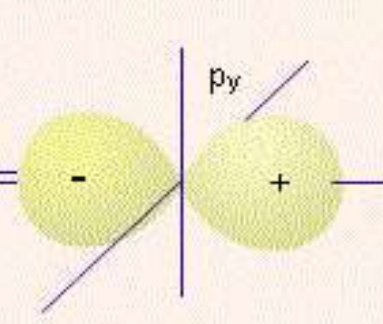
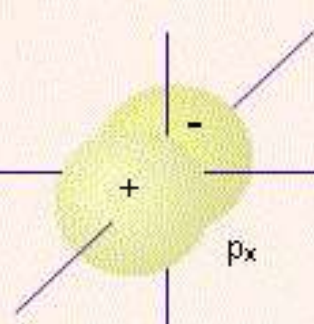
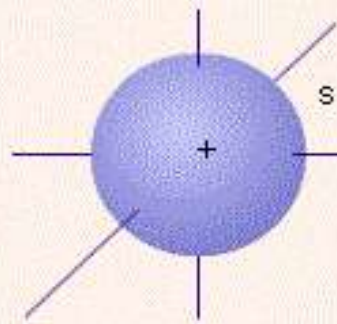
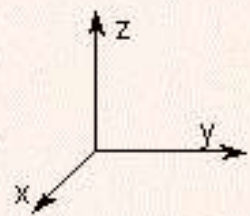
Магнитное квантовое число (m_ℓ)

- характеризует пространственную ориентацию атомных орбиталей
- значения от $+\ell$ через 0 до $-\ell$
- указывает на число АО на энергетическом подуровне
- на одном подуровне может находиться $(2\ell + 1)$ АО
- все АО одного подуровня имеют одинаковую энергию

Значения ℓ		Значения m_ℓ	Число АО
0	s	0	1
1	p	+1, 0, -1	3
2	d	+2, +1, 0, -1, -2	5
3	f	+3, +2, +1, 0, -1, -2, -3	7

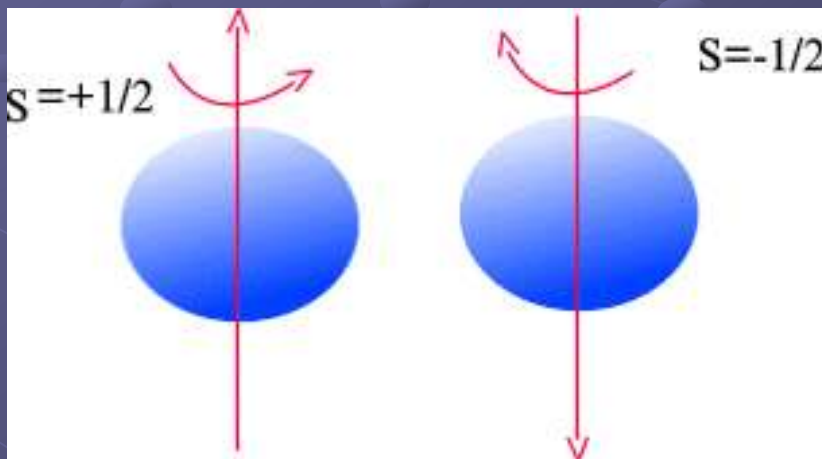
Ориентация атомных орбиталей в пространстве





Спиновое квантовое число (m_s)

*характеризует, условно,
собственный момент движения
электрона*



*принимает
значения:
+1/2 и -1/2*

ПРИНЦИПЫ ЗАПОЛНЕНИЯ ЭЛЕКТРОНАМИ АТОМНЫХ ОРБИТАЛЕЙ

Принцип наименьшей энергии

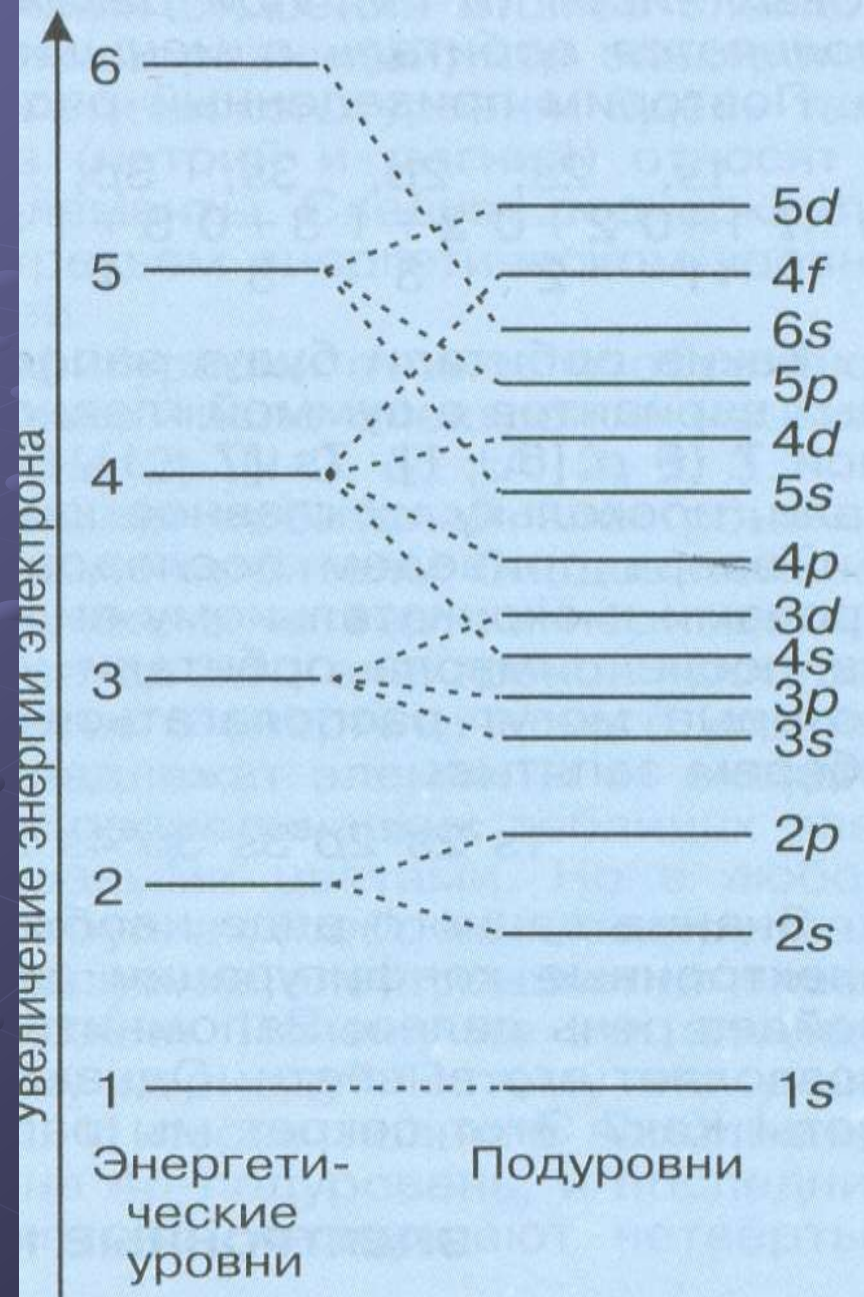
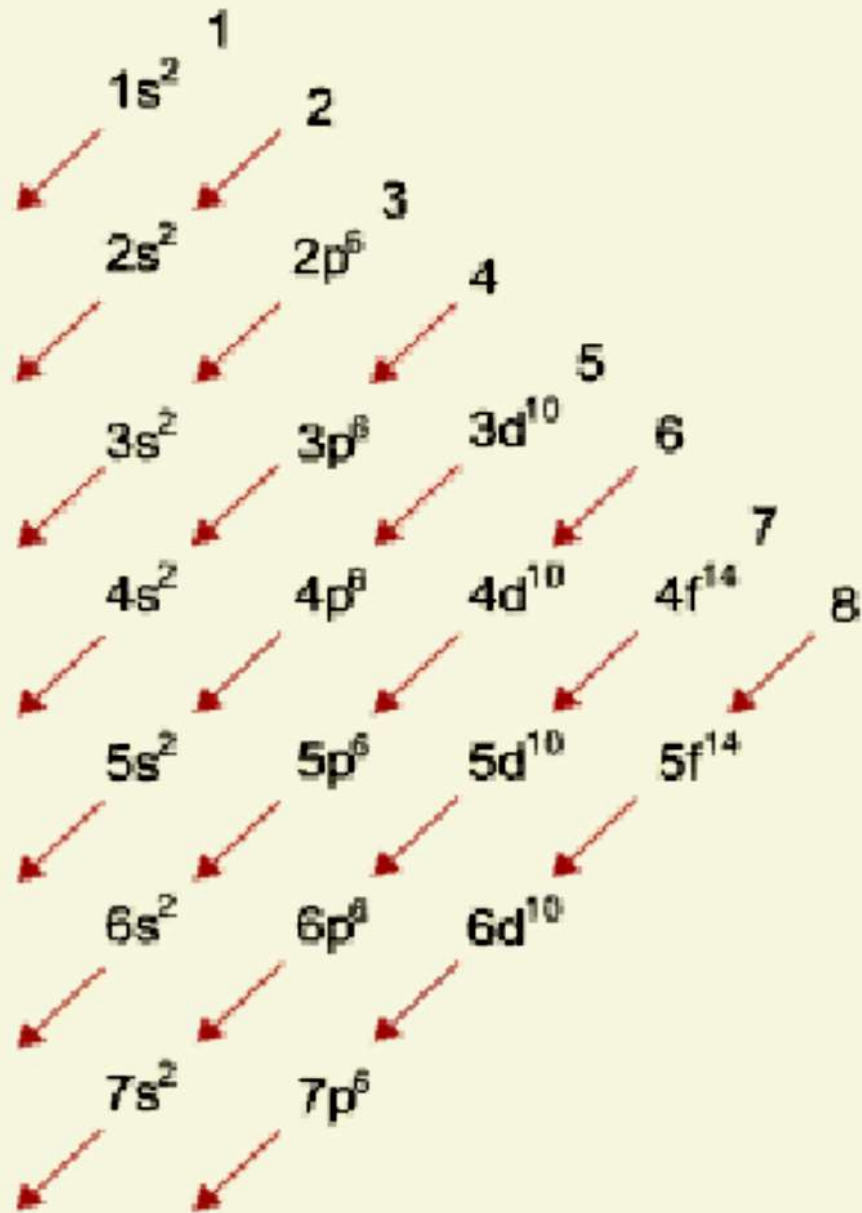
Электрон в атоме в первую очередь стремится занять энергетический уровень и подуровень с наименьшей энергией.

Правила Клечковского

1 правило. Электрон в атоме в первую очередь занимает подуровень с наименьшим значением $(n + \ell)$.

2 правило. При равенстве суммы $(n + \ell)$ двух подуровней, электрон занимает подуровень с наименьшим значением n .

ПРАВИЛА КЛЕЧКОВОГО



ПРИНЦИПЫ ЗАПОЛНЕНИЯ ЭЛЕКТРОНАМИ АТОМНЫХ ОРБИТАЛЕЙ

Принцип Паули

В атоме не может быть даже двух электронов с одинаковым набором четырёх квантовых чисел.

Следствие: на одной атомной орбитали может располагаться не более двух электронов с антипараллельными спинами.

Максимальная ёмкость:

атомной орбитали – 2 электрона
подуровня – $2(2l + 1)$ электронов
уровня – $2n^2$ электронов

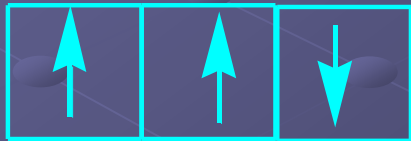
ПРИНЦИПЫ ЗАПОЛНЕНИЯ ЭЛЕКТРОНАМИ АТОМНЫХ ОРБИТАЛЕЙ

Правило Гунда

При прочих равных условиях суммарный спин системы должен быть максимальным.



$$\Sigma m_s = +1/2 + 1/2 + 1/2 = 3/2$$



$$\Sigma m_s = +1/2 + 1/2 - 1/2 = 1/2$$



$$\Sigma m_s = +1/2 - 1/2 + 1/2 = 1/2$$

ЭЛЕКТРОННЫЕ ФОРМУЛЫ

● **Полная электронная формула** отражает порядок заполнения электронами атомных орбиталей, уровней и подуровней.

Например: ${}_{32}\text{Ge } 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^2$.

● **Краткая электронная формула** позволяет сократить написание полной электронной формулы:

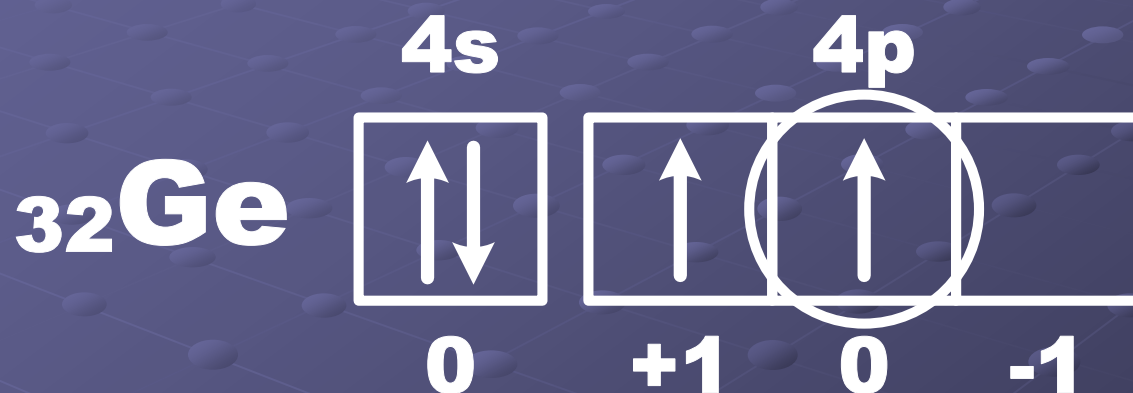
${}_{32}\text{Ge } [\text{Ar}] 4s^2 3d^{10} 4p^2$.

● **Электронная формула валентных электронов** записывается только для электронов, которые могут принимать участие в образовании химических связей:

${}_{32}\text{Ge } \dots 4s^2 4p^2$

ЭЛЕКТРОНОГРАФИЧЕСКАЯ ФОРМУЛА

показывает расположение электронов на атомных орбиталях:



Характеристика электронов 4
квантовыми числами:

$$n = 4$$

$$\ell = 1$$

$$m_{\ell} = 0$$

$$m_s = +1/2$$

ВАЛЕНТНЫЕ ЭЛЕКТРОНЫ

Семейство элементов	Валентные электроны
s – элементы	ns
p – элементы	ns np
d – элементы	ns (n-1)d

Например:

s-элемент Ba ... $6s^2$

p-элемент As ... $4s^24p^3$

d-элемент Nb ... $5s^24d^3$

Явление «провала» электронов

Атом стремится перейти в состояние с устойчивой электронной конфигурацией.

Повышенной устойчивостью обладают полностью или наполовину заполненные электронами подуровни: p^3 и p^6 , d^5 и d^{10} , f^7 и f^{14} .

Элемент	Каноническая формула	Реальная формула
Cr	$[\text{Ar}]4s^23d^4$	$[\text{Ar}]4s^13d^5$
Pd	$[\text{Kr}]5s^24d^8$	$[\text{Kr}]5s^04d^{10}$
Cu	$[\text{Ar}]4s^23d^9$	$[\text{Ar}]4s^13d^{10}$

ПЕРИОДИЧЕСКИЙ ЗАКОН ПЕРИОДИЧЕСКОЕ ИЗМЕНЕНИЕ СВОЙСТВ ХИМИЧЕСКИХ ЭЛЕМЕНТОВ

ОПЫТЪ СИСТЕМЫ ЭЛЕМЕНТОВЪ.

ОСНОВАННОЙ НА ИХЪ АТОМНОМЪ ВѢСѢ И ХИМИЧЕСКОМЪ СХОДСТВѢ.

			Ti = 50	Zr = 90	? = 180.
			V = 51	Nb = 94	Ta = 182.
			Cr = 52	Mo = 96	W = 186.
			Mn = 55	Rh = 104,4	Pt = 197,4
			Fe = 56	Ru = 104,4	Ir = 198.
			Ni = Co = 59	Pt = 106,6	Os = 199.
			Cu = 63,4	Ag = 108	Hg = 200.
H = 1	Be = 9,4	Mg = 24	Zn = 65,2	Cd = 112	
	B = 11	Al = 27,4	? = 68	Ur = 116	Au = 197?
	C = 12	Si = 28	? = 70	Sn = 118	
	N = 14	P = 31	As = 75	Sb = 122	Bi = 210?
	O = 16	S = 32	Se = 79,4	Te = 128?	
	F = 19	Cl = 35,5	Br = 80	I = 127	
Li = 7	Na = 23	K = 39	Rb = 85,4	Cs = 133	Tl = 204.
		Ca = 40	Sr = 87,6	Ba = 137	Pb = 207.
		? = 45	Ce = 92		
		?Er = 56	La = 94		
		?Yt = 60	Di = 95		
		?In = 75,6	Th = 118?		

Д. Менделѣевъ.

Периодический закон и Периодическая система Д.И. Менделеева

Периодический закон открыт Д.И. Менделеевым в 1869 г.

Первоначальная формулировка

Свойства элементов, а также образуемых ими простых и сложных веществ, находятся в периодической зависимости от атомных масс элементов.

Периодический закон и Периодическая система Д.И. Менделеева

Достижения систематики Д.И. Менделеева

1. Впервые элементы расположены в виде периодов (рядов) и групп.
2. Предложено заново определить атомные массы некоторых элементов (Cr, In, Pt, Au).
3. Предсказано открытие новых элементов и описаны их свойства:
Экаалюминий – галлий, открыт в 1875 г.
Экабор – скандий, открыт в 1879 г.
Экасилиций – германий, открыт в 1886 г.

Периодический закон и Периодическая система Д.И. Менделеева

Несоответствие атомных масс некоторых элементов порядку их следования в ПС

$$A({}_{18}\text{Ar}) = 40 \text{ а.е.м.}$$

$$A({}_{19}\text{K}) = 39 \text{ а.е.м.}$$

$$A({}_{27}\text{Co}) = 58,9 \text{ а.е.м.}$$

$$A({}_{28}\text{Ni}) = 58,7 \text{ а.е.м.}$$

Современная формулировка закона свойства элементов, а также образуемых ими простых и сложных веществ, находятся в периодической зависимости от заряда ядер их атомов.

Короткопериодная периодическая система

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

* ЛАНТАНОИДЫ

58	59	60	61	62	63	64	65	66	67	68	69	70	71
Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu

** АКТИНОИДЫ

90	91	92	93	94	95	96	97	98	99	100	101	102	103
Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr

Полудлиннопериодная периодическая система

H ¹																	He ²
Li ³	Be ⁴											B ⁵	C ⁶	N ⁷	O ⁸	F ⁹	Ne ¹⁰
Na ¹¹	Mg ¹²											Al ¹³	Si ¹⁴	P ¹⁵	S ¹⁶	Cl ¹⁷	Ar ¹⁸
K ¹⁹	Ca ²⁰	Sc ²¹	Ti ²²	V ²³	Cr ²⁴	Mn ²⁵	Fe ²⁶	Co ²⁷	Ni ²⁸	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	Uun ¹¹⁰								

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
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

Периодический закон и Периодическая система Д.И. Менделеева

Период – это горизонтальная последовательность химических элементов, атомы которых имеют равное число энергетических уровней, частично или полностью заполненных электронами.

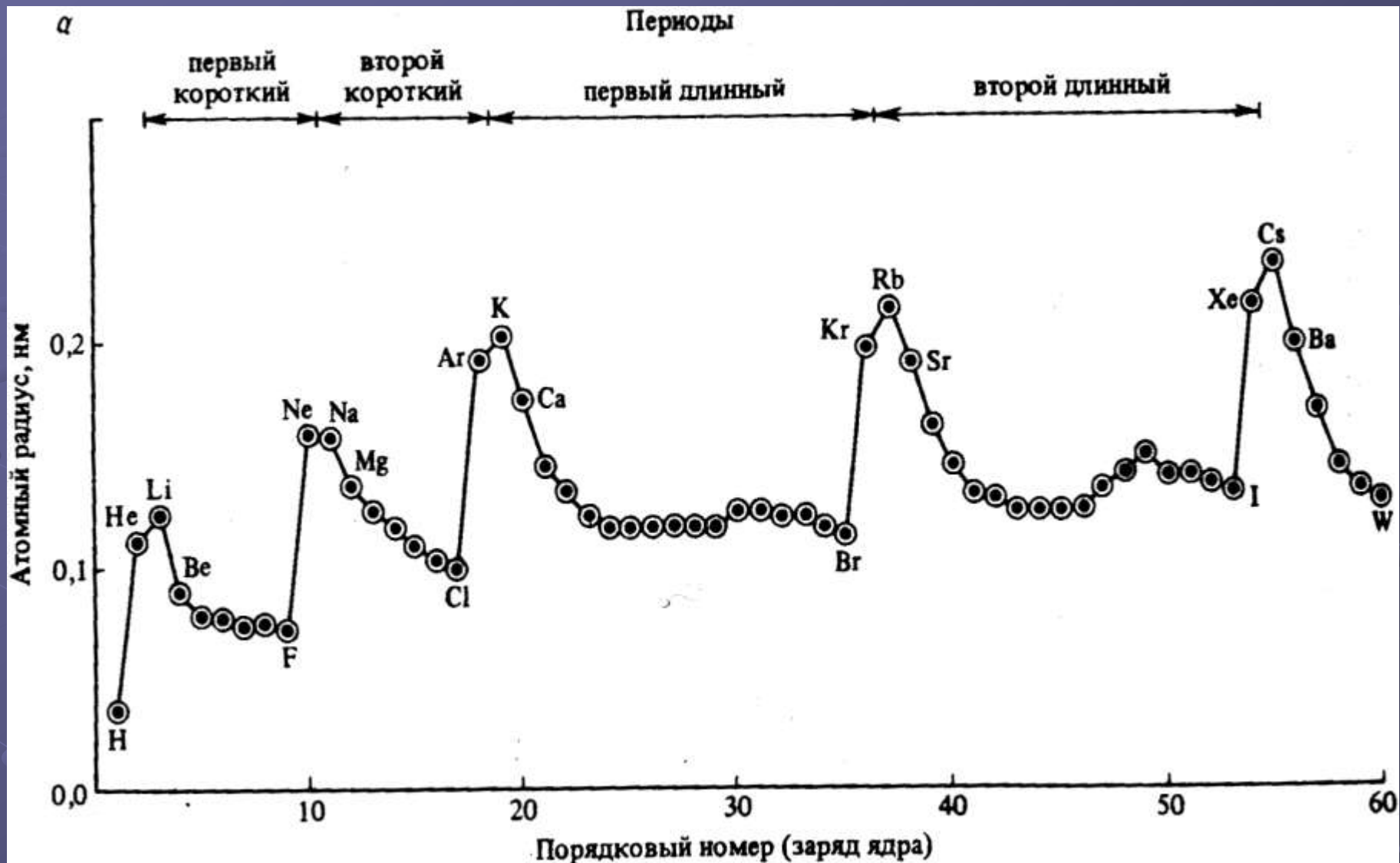
Группа – это вертикальная последовательность элементов, обладающих однотипной электронной структурой атомов, равным числом внешних электронов, одинаковой максимальной валентностью и сходными химическими свойствами.

Закономерности изменения радиусов атомов

По группам (главным подгруппам) сверху вниз радиусы атомов увеличиваются, так как возрастает число заполненных электронами энергетических уровней.

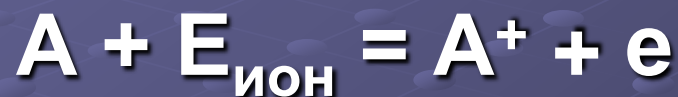
В периоде слева направо радиусы атомов уменьшаются: при увеличении заряда ядра увеличиваются силы притяжения электронов. Этот эффект называется «сжатие».

Закономерности изменения радиусов атомов



Энергия ионизации

Энергия ионизации – это энергия, которую нужно затратить для отрыва e от атома.



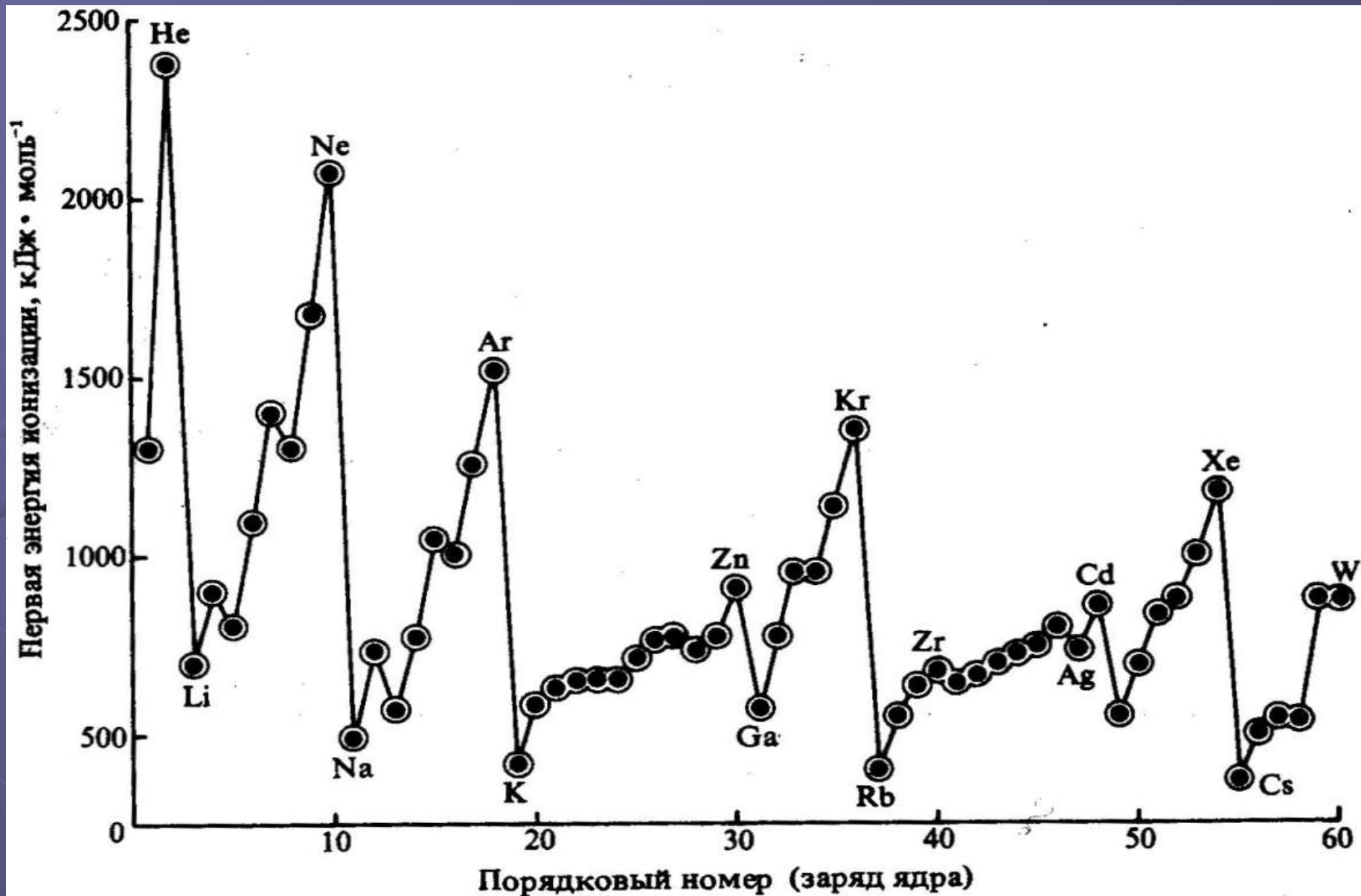
Обозначается $E_{\text{ион}}$

Измеряется в кДж/моль или в эВ

$1 \text{ эВ} = 96,49 \text{ кДж/моль}$

Энергия ионизации тем меньше, чем больше радиус атома.

Энергия ионизации



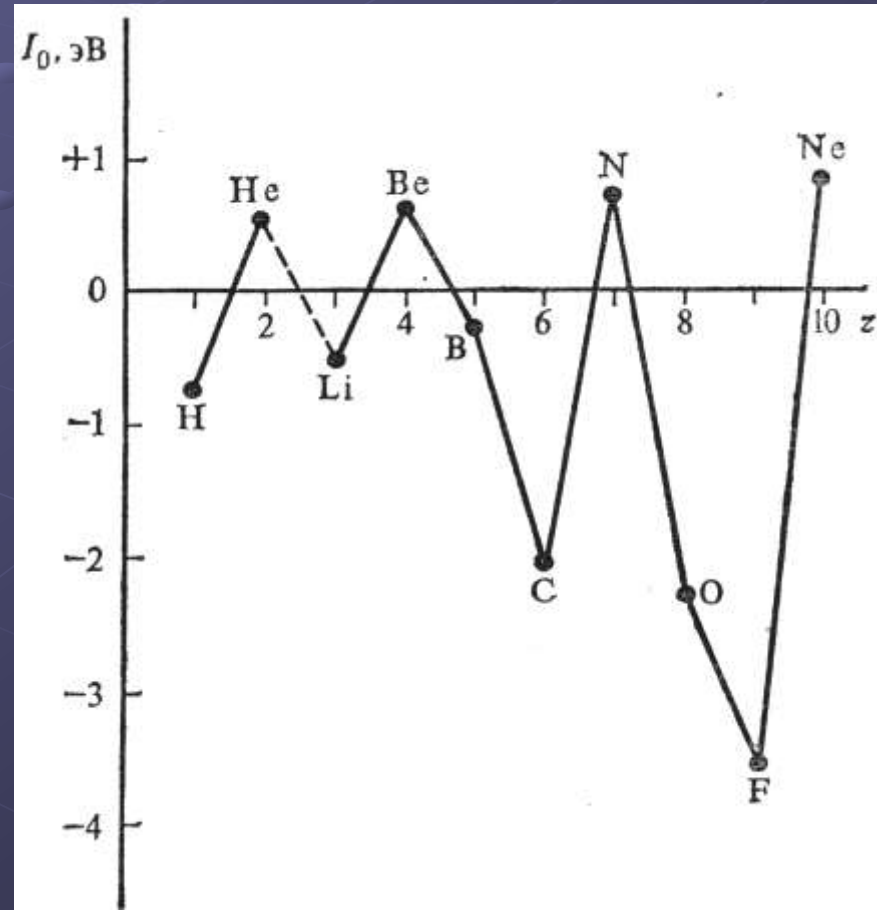
Энергия сродства к электрону

энергия, которая выделяется при присоединении электрона к нейтральному атому.

Обозначается $E_{\text{ср}}$, кДж/моль или эВ

Для присоединения e к атомам He, Be, N, Ne необходимо энергию затратить.

Присоединение электрона к атомам F, O, C, Li, H сопровождается выделением энергии.



Электроотрицательность

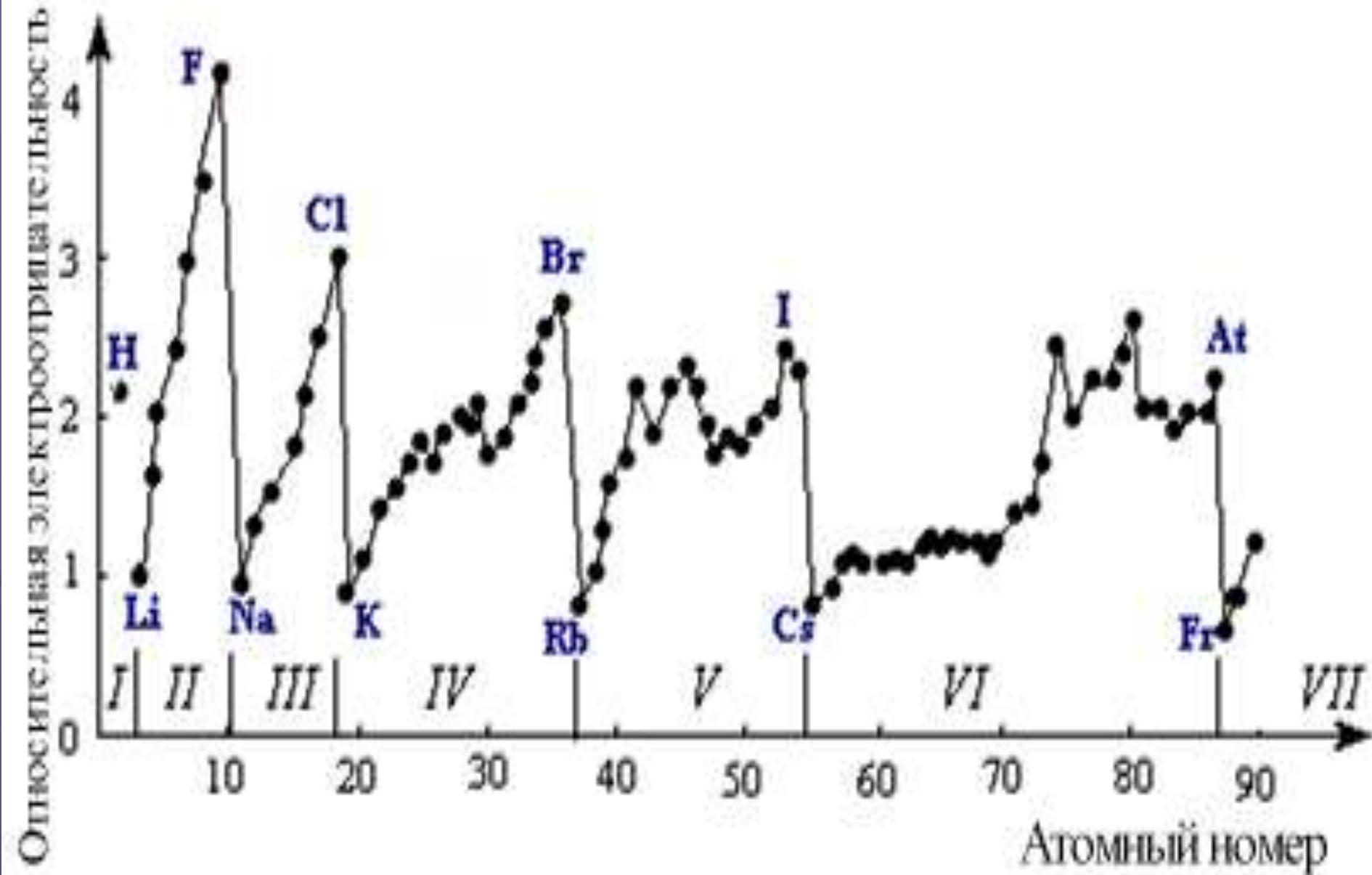
Характеризует способность атома притягивать электрон.

Рассчитывается как полусумма энергии ионизации и энергии сродства к электрону.

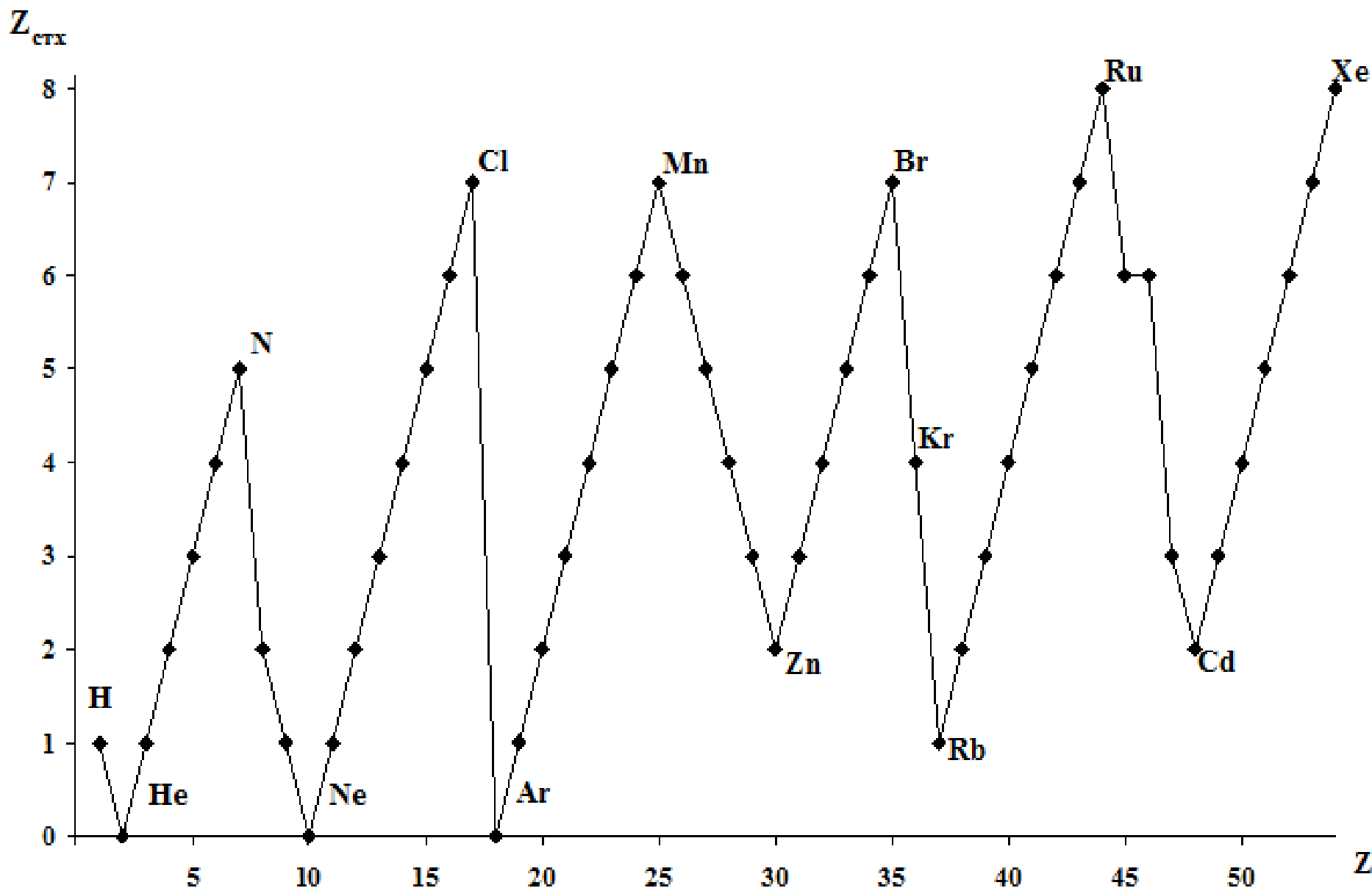
$$\chi = \frac{1}{2} (E_{\text{ион}} + E_{\text{ср}})$$

Фтор характеризуется самым большим значением ЭО, а щелочные металлы - самыми низкими значениями.

Электроотрицательность



Стехиометрическая валентность



Периодические свойства соединений

- **основно-кислотные свойства оксидов и гидроксидов;**
- **окислительная способность простых веществ и однотипных соединений;**
- **у однотипных солей в периодах уменьшается термическая устойчивость и возрастает их склонность к гидролизу, а в группах наблюдается обратное.**