

Модуль 1

План

- 1. Основные химические понятия и законы.**
- 2. Строение атома.**
- 3. Периодический закон Д.И. Менделеева.**

Основные химические понятия

- Химическое вещество
- Атом. Молекула. Индекс.
- Химический элемент
- Относительная атомная масса
- Молекулярные - Немолекулярные вещества
- Ион
- Простое вещество
- Сложное вещество
- Химическая формула
- Эквивалент

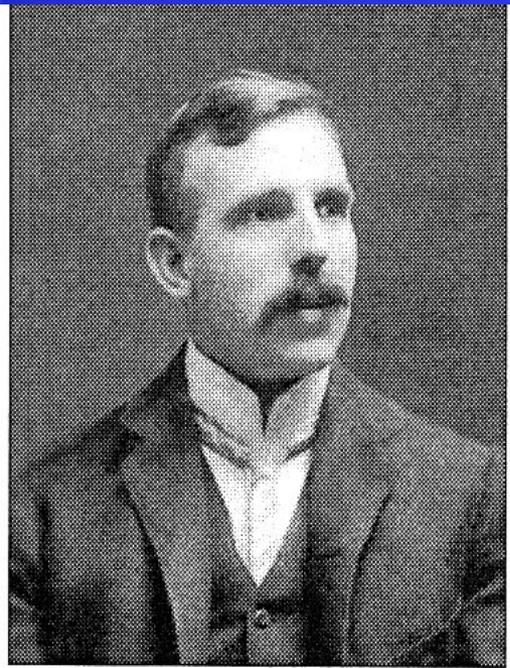
Атомно-молекулярное учение (АМУ)

- Все вещества состоят из молекул.
- Молекулы состоят из атомов.
- Атомы характеризуются определенными размерами и весом.
- Частицы (молекулы, атомы и т.д.) находятся в постоянном тепловом движении. Тепловое состояние тел есть результат движения этих частиц.
- Между молекулами есть промежутки, размеры которых зависят от агрегатного состояния вещества и температуры.
- Атомы одного вида отличаются от атомов другого массой и свойствами.
- При химических явлениях молекулы разрушаются, но при этом образуются новые молекулы.
- Молекулы простых веществ состоят из атомов одного химического элемента, молекулы сложных веществ – из различных атомов.

Основные химические законы

- Закон сохранения массы веществ закон сохранения энергии
- Закон постоянства состава
- Законы стехиометрии:

Закон эквивалентов Рихтера. Закон кратных отношений Дальтона. Газовый закон Авогадро и уравнение Клапейрона-Менделеева. Закон объемных отношений Гей-Люссака. Закон удельных теплоемкостей Дюлонга и Пти.



■ Эрнест Резерфорд (1871–1937)

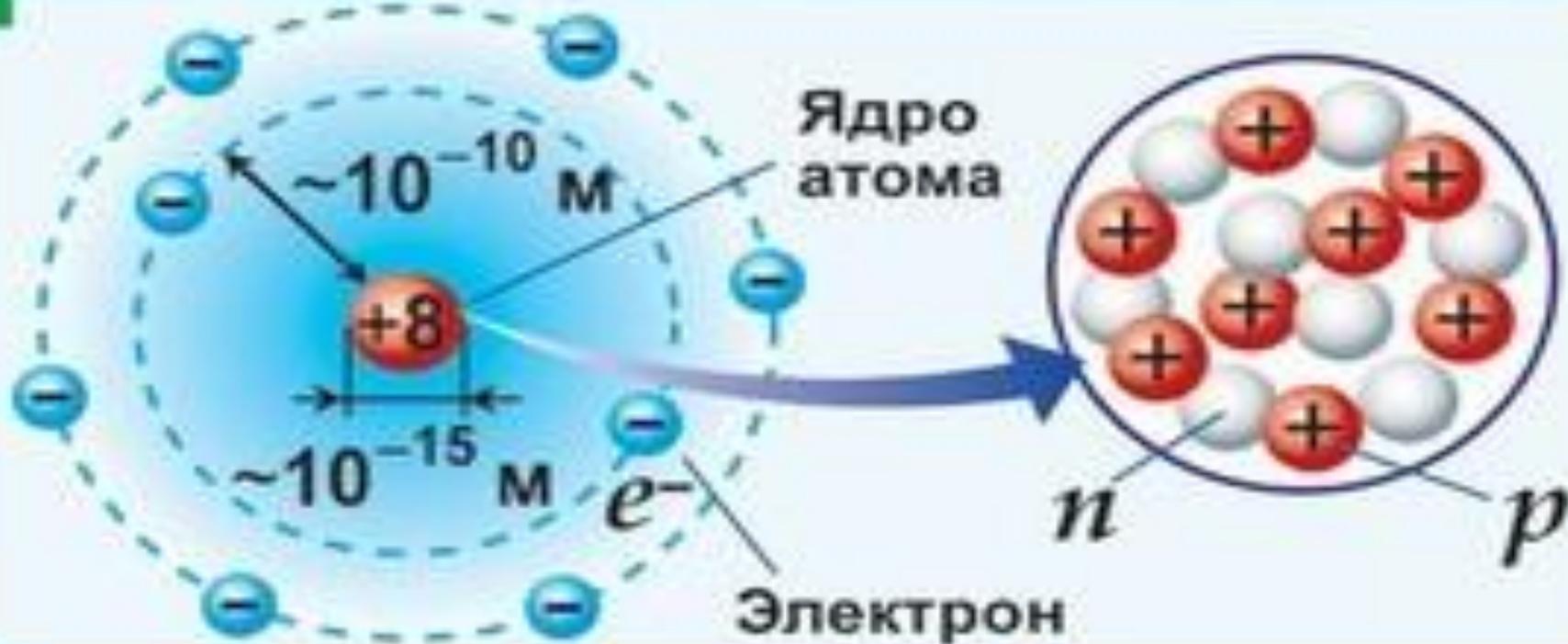
Один из крупнейших ученых в области радиоактивности и строения атома. Открыл три вида лучей, испускаемых радиоактивными веществами; разработал ядерную модель атома; предложил теорию радиоактивного распада.



■ Нильс Хенрик Бор (1885–1962)

Выдающийся датский физик–теоретик; автор теории строения атомного ядра и первоначальной квантовой теории; установил принцип соответствия между классическими и квантовыми представлениями.

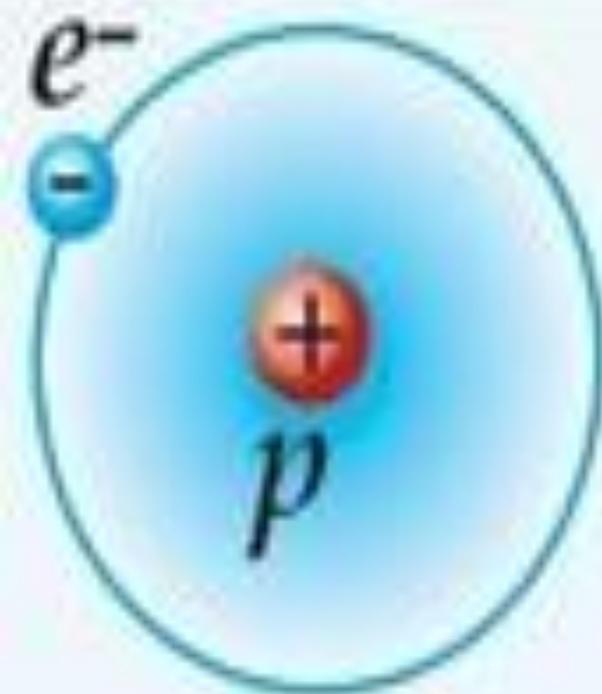
Строение атома



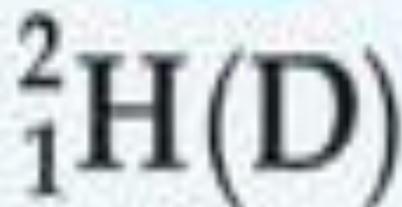
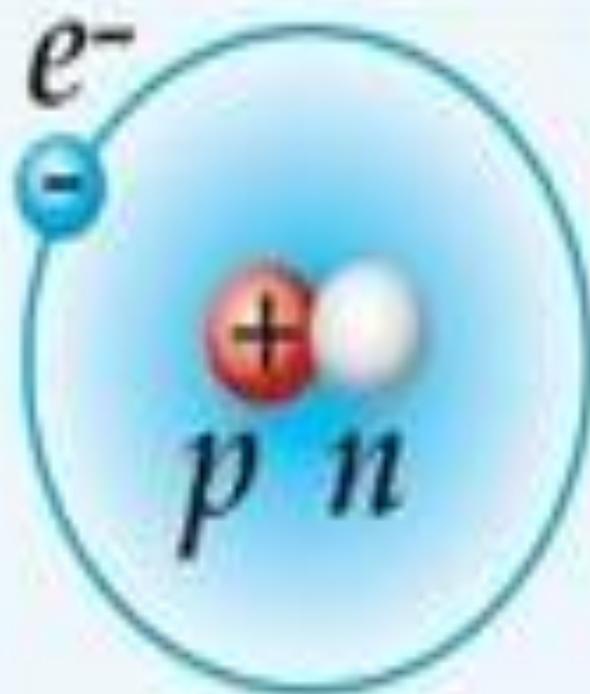
Массовое число A — 16
Порядковый номер (число протонов) Z — 8 O

$A = Z + N$
 N — число нейтронов

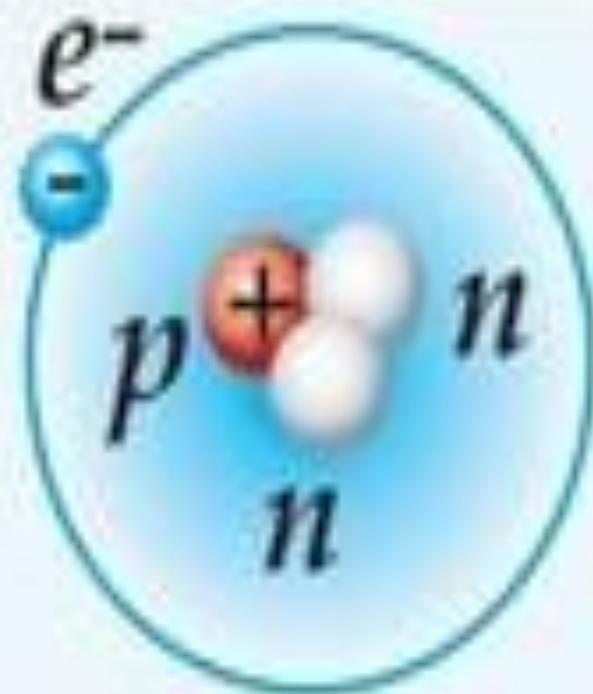
ИЗОТОПЫ



Протий

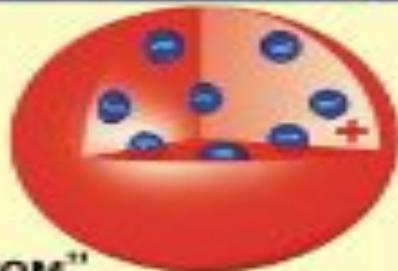


Дейтерий



Тритий

Д. ТОМСОН
1895



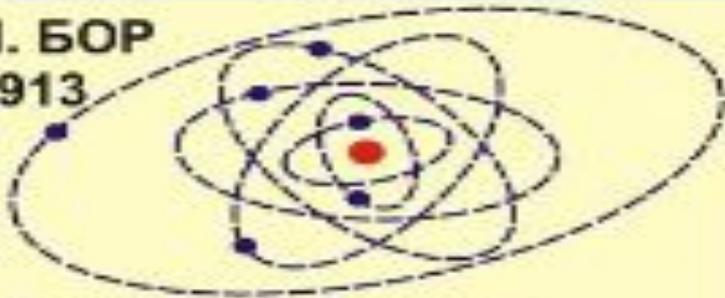
Модель
"Булка с изюмом"

Э. РЕЗЕРФОРД
1911



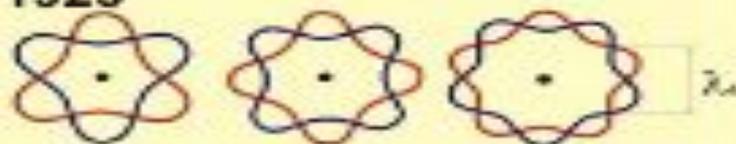
Ядерная модель

Н. БОР
1913



Планетарная модель

Л. ДЕ БРОЙЛЬ
1923



Волновая модель

Э. ШРЕДИНГЕР
1926



Квантово-механическая модель

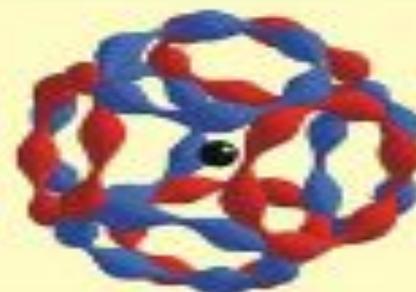


Орбитальная модель

К. СНЕЛЬСОН
1963



Кольцевая модель



Волногранная модель

Постулаты Бора

- *Электрон может вращаться вокруг ядра только по определенным стационарным орбитам и при этом обладает строго определенной энергией, которая соответствует данной орбите.*
- *При движении по орбите, электрон не излучает энергию.*
- *Энергия излучается и поглощается электроном только при скачкообразном переходе с одной стационарной орбиты на другую. При этом поглощается или выделяется энергия, равная разности энергий между этими двумя стационарными орбитами.*

Уравнение (М. Планк, 1900)

- атомы излучают энергию порциями, кратными некоторой минимальной величине - *кванту, фотону* –

h

$h = 6,626 \cdot 10^{-34} (\text{Дж} \cdot \text{с})$ – пост.
Планка

Принцип

корпускулярно-волнового дуализма

При движении электронов

проявляются их волновые свойства

При взаимодействии с веществом –

корпускулярные

волновые и корпускулярные свойства

присущи электронам одновременно

(Л.Де-Бройль)

$$\lambda = \frac{h}{(m\vartheta)}$$

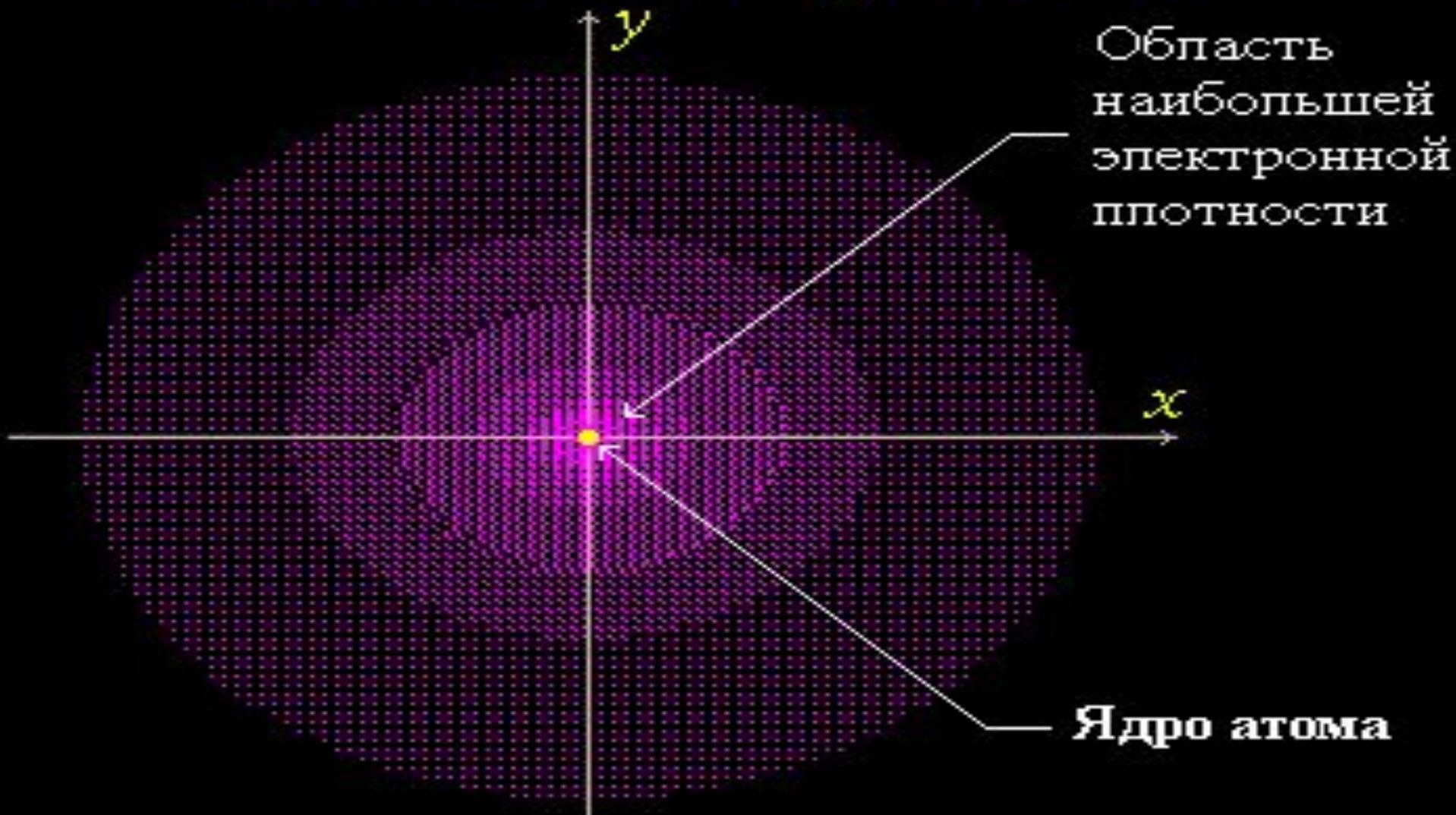
Принцип неопределенности (В. Гейзенберг, 1925)

Движение электрона в атоме не может
быть описано определённой
траекторией

Положение и скорость движения
электрона в атоме можно найти лишь с
определенной долей точности

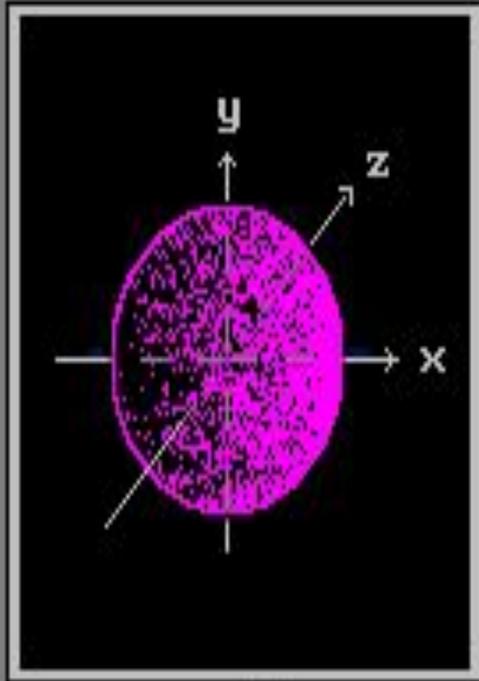
$$\Delta X \cdot \Delta(mv_x) \geq \frac{h}{2\pi}$$

Атомная $1s$ -орбиталь

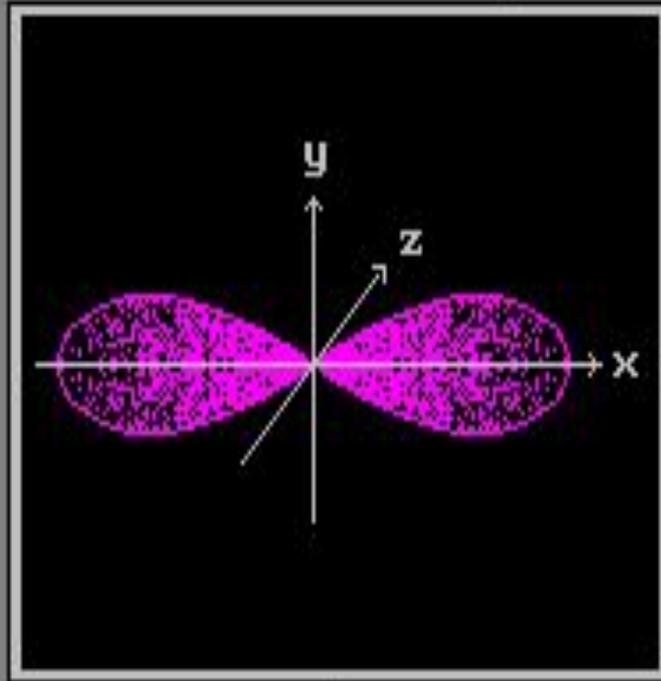


Атомная орбиталь (АО) - область наиболее вероятного пребывания электрона (электронное облако) в электрическом поле ядра атома.

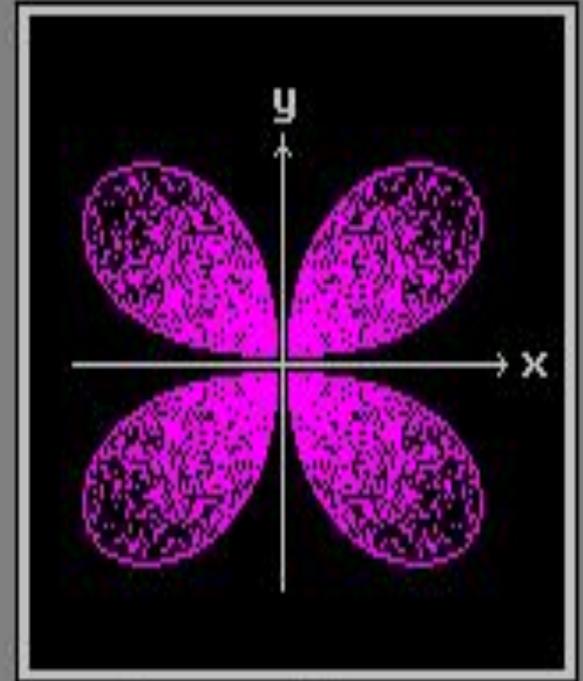
Типы атомных орбиталей



s -орбиталь



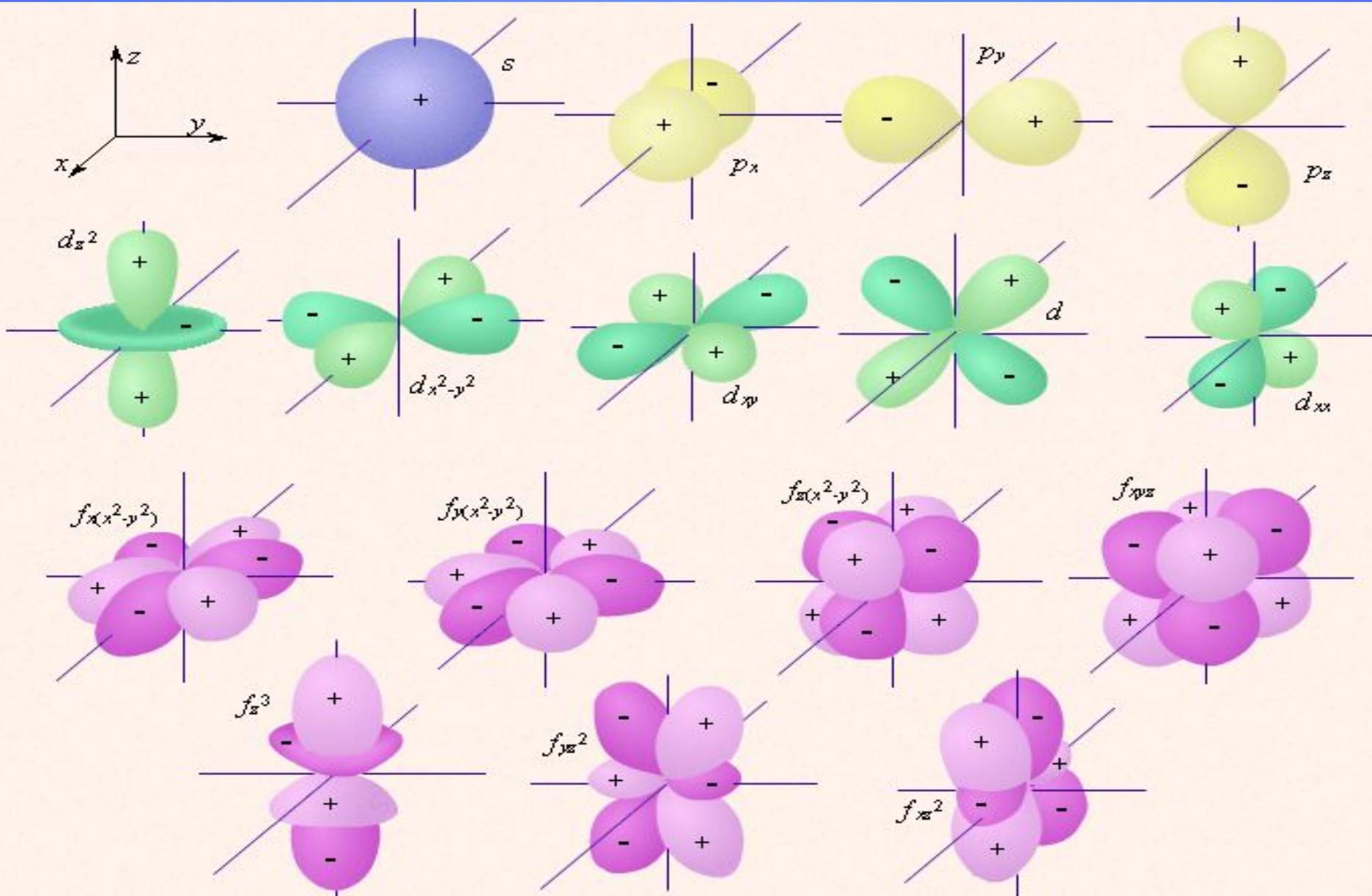
p_x -орбиталь



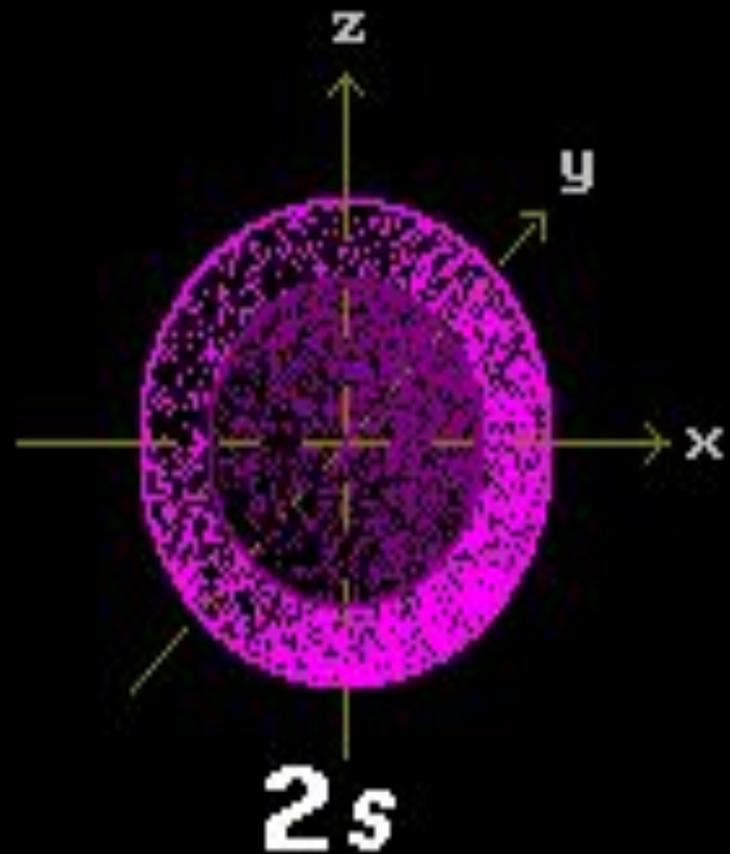
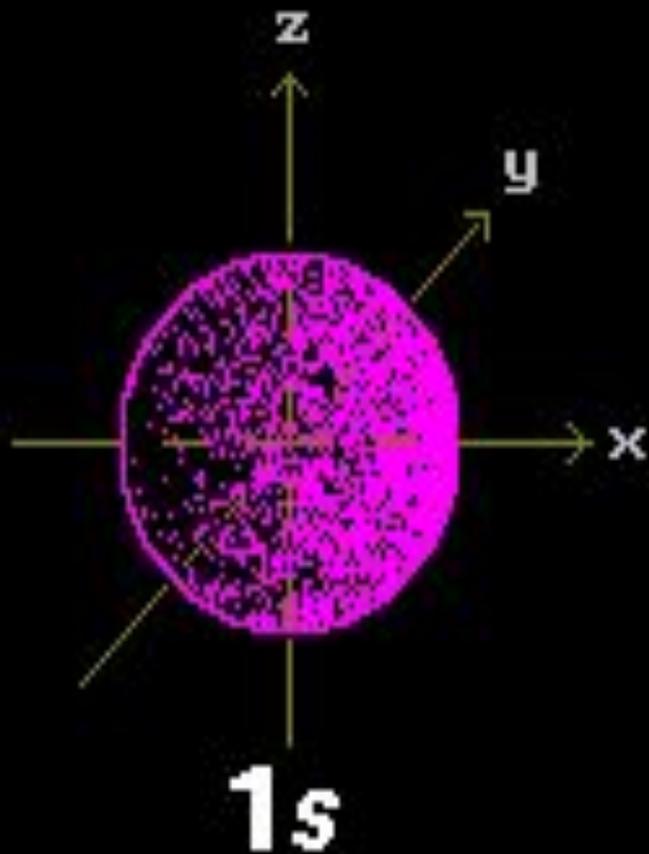
d_{xy} -орбиталь

- Положение элемента в Периодической системе определяет тип орбиталей его атомов (s -, p -, d -, f -АО и т.д.), различающихся энергией, формой, размерами и пространственной направленностью

Форма электронных орбиталей

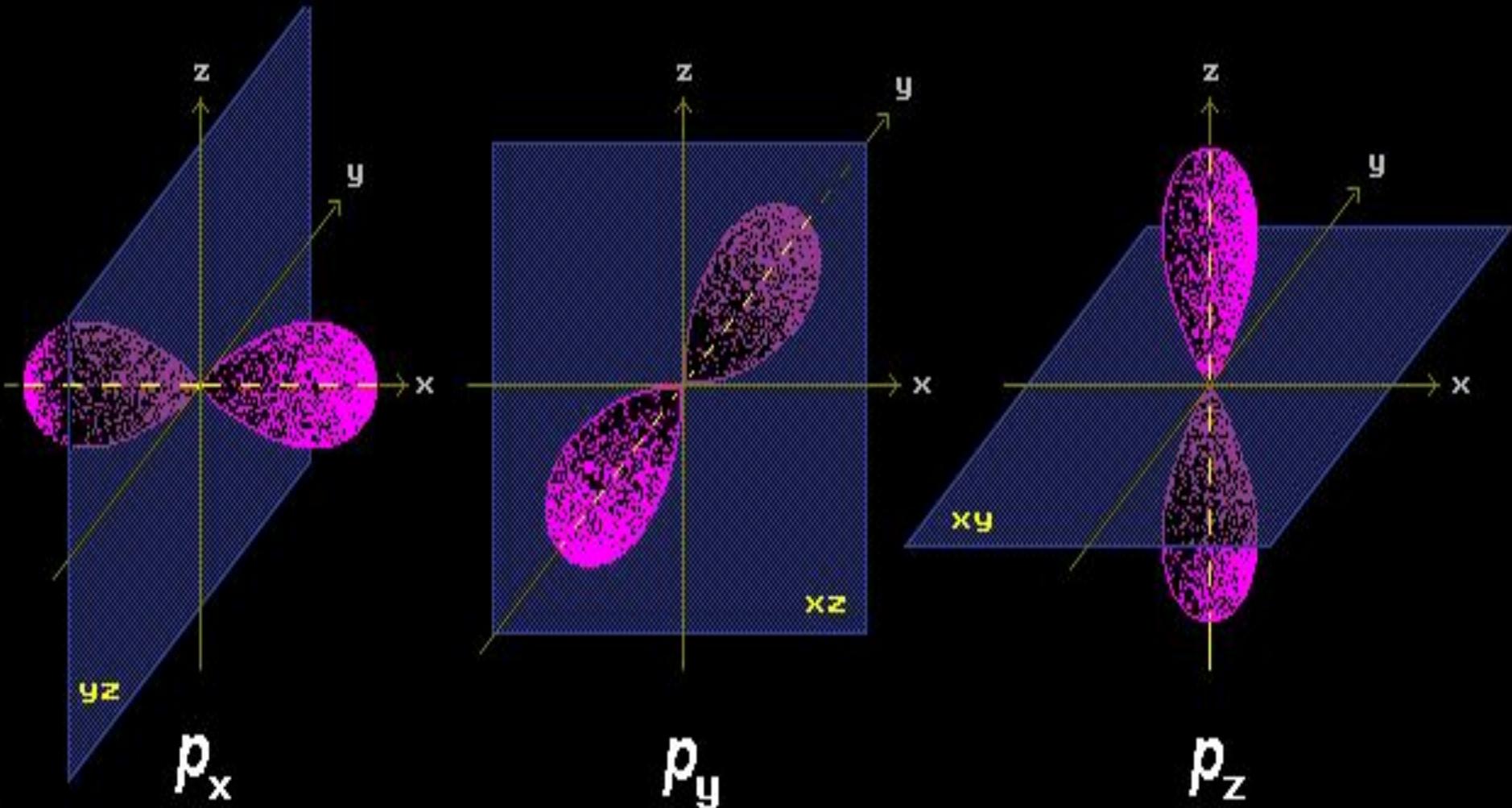


s-ОРБИТАЛИ



- Объем сферы увеличивается с ростом энергетического уровня:
- $1s < 2s < 3s$

p -ОРБИТАЛИ



- p -АО имеют форму объемной восьмерки (гантели), направленной по оси x , y или z .

Квантовые числа

- Главное квантовое число (целое число, обозначающее номер энергетического уровня) – характеризует энергию электрона в атоме (n). В Главное квантовое число принимает целочисленные значения от 1 до бесконечности ($+\infty$). Значения n численно совпадают с номером периода в периодической системе (ПС) Менделеева.
- Орбитальное (побочное) квантовое число – характеризует энергию электронов в пределах каждого подуровня (l) и определяет форму электронного облака. Оно принимает все целочисленные значения от 0 до $(n-1)$.
- Магнитное квантовое число – характеризует ориентацию орбиталей различной формы в околядерном пространстве при помещении атома в электромагнитное поле (m_l). Принимает все целочисленные значения от $-l$ через 0 до $+l$.
- Спиновое квантовое число – характеризует спин электрона (m_s). Спин электрона – направление вращения электрона вокруг своей оси при его движении в околядерном пространстве. Направление вращения электрона может быть двух типов. Приблизительно типы вращения можно охарактеризовать так: по часовой стрелке и против часовой стрелки. Спиновое квантовое число, поэтому может принимать только два возможных значения: $+1/2$, $-1/2$. При этом на одной орбитали максимально могут располагаться только два электрона с противоположными спинами.

Главное квантовое число(n)

- $n - 1, 2, 3, \dots, \infty$, определяет энергию электрона в атоме
- **Энергетический уровень** - состояние электронов в атоме с тем или иным значением n
- **Основное состояние** атома - \min энергия электронов
- **Возбужденное состояние** – более высокие значения энергии электронов

- Орбитальное квантовое число (l)
- характеризует форму электронного облака
- $l = 0, 1, 2, 3 \dots n-1$
- Подуровень: s, p, d, f, g, h
- Т.е. энергетический уровень (n) содержит совокупность энергетических подуровней, отличающихся по энергиям (в многоэлектронном атоме)

Орбитальное (побочное) квантовое число

Значение главного квантового числа (n)	Значение орбитального квантового числа (l) $l = n-1$	Форма электронных орбиталей
1	0	s-орбиталь (сфера)
2	0 1	s-орбиталь (сфера) p-орбиталь (гантель)
3	0 1 2	s-орбиталь (сфера) p-орбиталь (гантель) d-орбиталь (розетка)
4 и т.д.	0 1 2 3	s-орбиталь (сфера) p-орбиталь (гантель) d-орбиталь (розетка) f-орбиталь (квазиложная розетка)

■ **Магнитное квантовое число (m_l)** характеризует ориентацию электронных облаков в пространстве

■ m_l меняется от $-l$ до $+l$, всего $\Sigma = 2l + 1$ значений

■ Например:

$$l = 0 (s); \quad m_l = 0$$
$$l = 1 (p); \quad m_l = -1; 0; +1$$

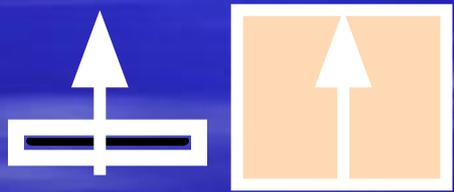
Значение главного квантового числа (n)	Значение орбитального квантового числа (l) $l=n-1$	Значение магнитного квантового числа (m_l) от $-l$ до $+l$
1	0	0
2	0	0
	1	-1, 0, +1
3	0	0
	1	-1, 0, +1
	2	-2, -1, 0, +1, +2
4	0	0
	1	-1, 0, +1
	2	-2, -1, 0, +1, +2
	3	-3, -2, -1, 0, +1, +2, +3

- Спиновое квантовое число (m_s) характеризует собственный магнитный момент электрона, который или совпадает с ориентацией орбитального момента, или направлен в противоположную сторону.
- m_s имеет значения: $+1/2$ или $-1/2$

- Ёмкость энергетических уровней и подуровней определяется количеством электронов, способных разместиться на них. Ниже приводится таблица ёмкостей открытых на данный момент энергетических уровней ($2 \times n^2$)

Номер уровня	Входящие подуровни	Ёмкость уровня
1	s	$2 \times 1^2 = 2$
2	s, p	$2 \times 2^2 = 8$
3	s, p, d	$2 \times 3^2 = 18$
4	s, p, d, f	$2 \times 4^2 = 32$
5	s, p, d, f	$2 \times 5^2 = 50$
6	s, p, d, f	$2 \times 6^2 = 72$
7	s, p, d, f	$2 \times 7^2 = 98$

Атомная орбиталь (АО)

- это состояние электрона в атоме, которое описывается волновой функцией с набором из трех квантовых чисел n, l, m_l
- Условное изображение АО 
- АО обозначают с помощью кв. чисел

Например:

$$1s \quad (n = 1, l = 0, m_l = 0)$$

$$2p \quad (n = 2, l = 1, m_l = -1, 0, +1)$$

Размещение электронов по энергетическим уровням и подуровням подчиняется следующим

положениям:

- **Принцип наименьшей энергии** – каждый электрон в атоме в первую очередь занимает орбиталь с наиболее низкой энергией.
- **Принцип Паули** – в атоме не может быть двух электронов с одинаковым набором четырёх квантовых чисел.

Следствие: на одной атомной орбитали может располагаться максимально два электрона с противоположными (антипараллельными) спинами.

- **Правило Хунда** – заполнение вырожденных орбиталей осуществляется в соответствии с максимальным суммарным спином, (то есть электроны, сначала заполняют свободные орбитали по одному, а затем происходит их спаривание).
- **Вырожденные орбитали** – это орбитали, имеющие одинаковую форму и энергию. Например, три p-орбитали одного энергетического уровня, пять d-орбиталей одного энергетического уровня.

■ **Вольфганг Эрнест Паули**
(1900-1958)

Выдающийся швейцарский физик, один из авторов современной теории строения атома. Изучал спектры излучения атомов; сформулировал гипотезу о нейтрино.



- **Принцип Паули** – в атоме не может быть двух электронов с одинаковым набором четырёх квантовых чисел.

Следствие: на одной атомной орбитали может располагаться максимально два электрона с противоположными (антипараллельными) спинами.

**Разрешенная
конфигурация**

**Неразрешенные
конфигурации**

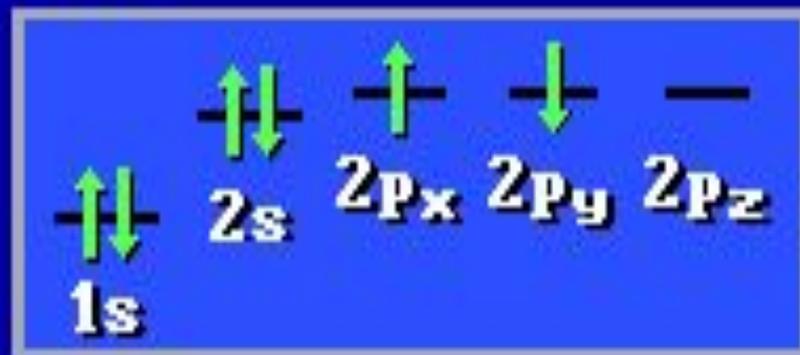
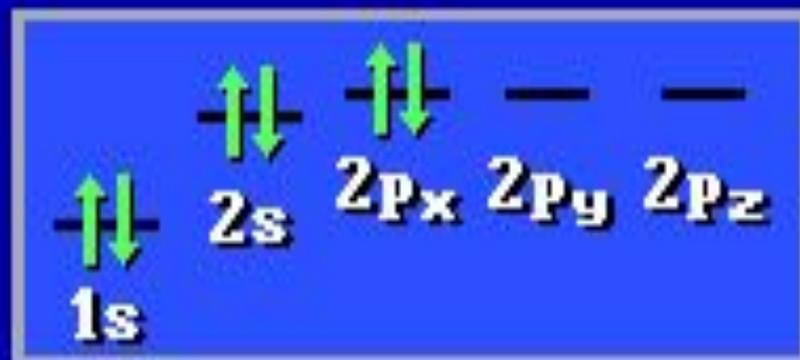
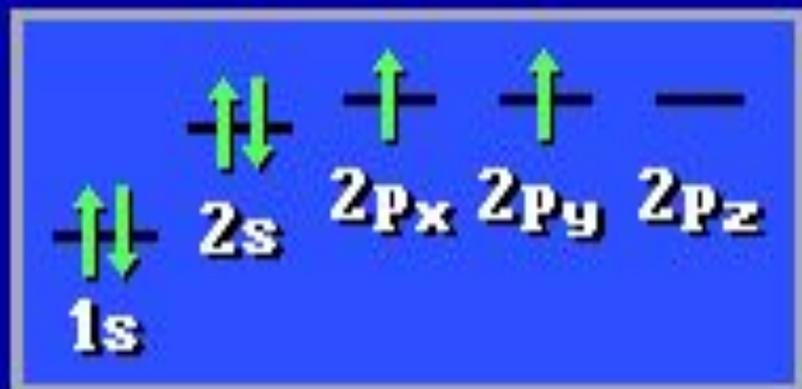
Принцип Паули



▪ **Правило Хунда** – заполнение вырожденных орбиталей осуществляется в соответствии с максимальным суммарным спином, (то есть электроны, сначала заполняют свободные орбитали по одному, а затем происходит их спаривание).

Правило Хунда

(на примере атома углерода)



Правила Клечковского

Правило первое:

электроны заполняют энергетические уровни в направлении увеличения суммы значений главного и орбитального квантовых чисел.

В соответствии с этими правилами очерёдность заполнения энергетических уровней атома электронами следующая (электронная формула):



Правило второе:

- если сумма значений главного и орбитального квантовых чисел одинаково для двух подуровней, то электронами первым заполняется подуровень, для которого значение главного квантового числа меньше.

подуровень	$1s^2$	$2s^2$	$2p^6$	$3s^2$	$3p^6$	$4s^2$	$3d^{10}$	$4p^6$	$5s^2$
n	1	2	2	3	3	4	3	4	5
l	0	0	1	0	1	0	2	1	0
$\Sigma n+1$	1	2	3	3	4	4	5	5	5

Заполнение орбиталей двух энергетических уровней

Основной энергетический уровень n	Максимальное число электронов $2n^2$	Символы орбиталей	
1	2	1s	
2	8	2s	$2p_x, 2p_y, 2p_z$

Электронная конфигурация элементов-органогенов

Элемент	Атомный номер	Заполнение орбиталей					Электронная конфигурация
		1s	2s	2p	3s	3p	
H	1	1					$1s^1$
C	6	2	2	2			$1s^2 2s^2 2p^2$
N	7	2	2	3			$1s^2 2s^2 2p^3$
O	8	2	2	4			$1s^2 2s^2 2p^4$
P	15	2	2	6	2	3	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$
S	16	2	2	6	2	4	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$

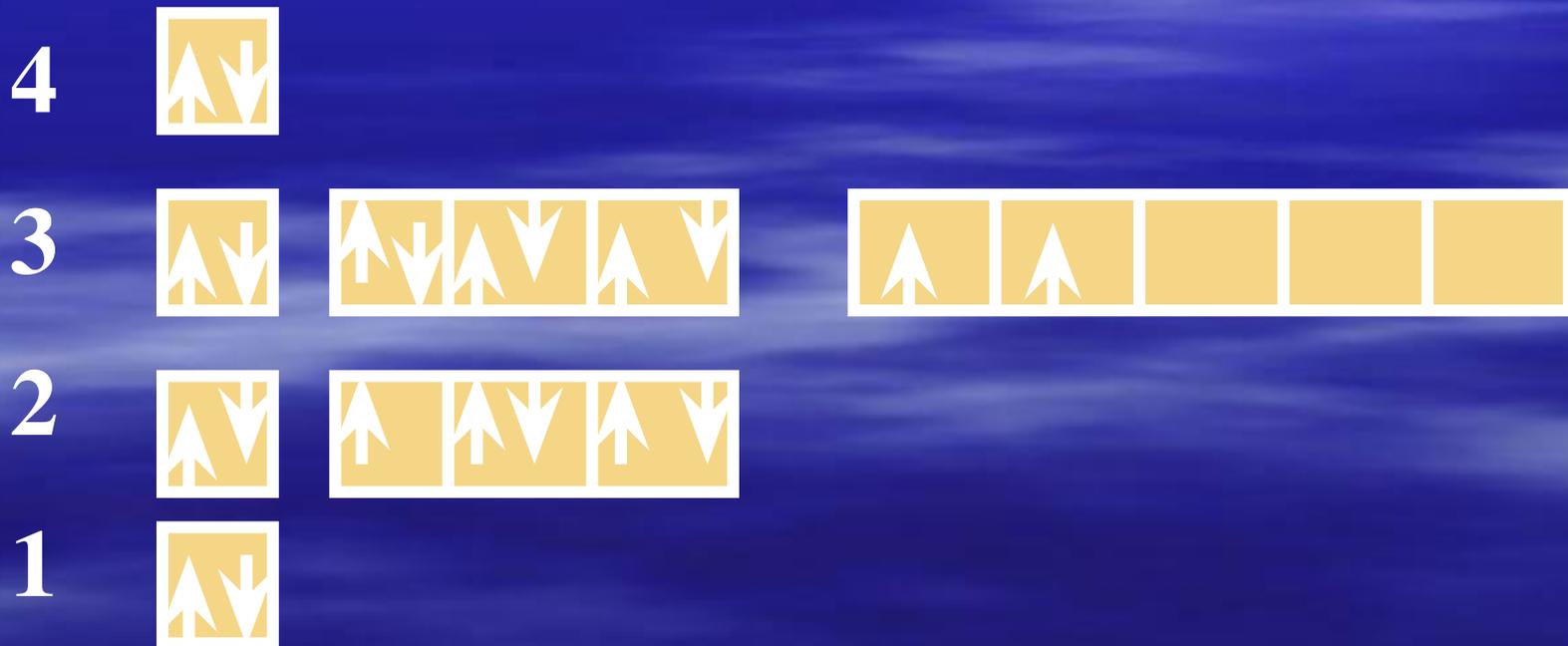
(Выделены валентные электроны)

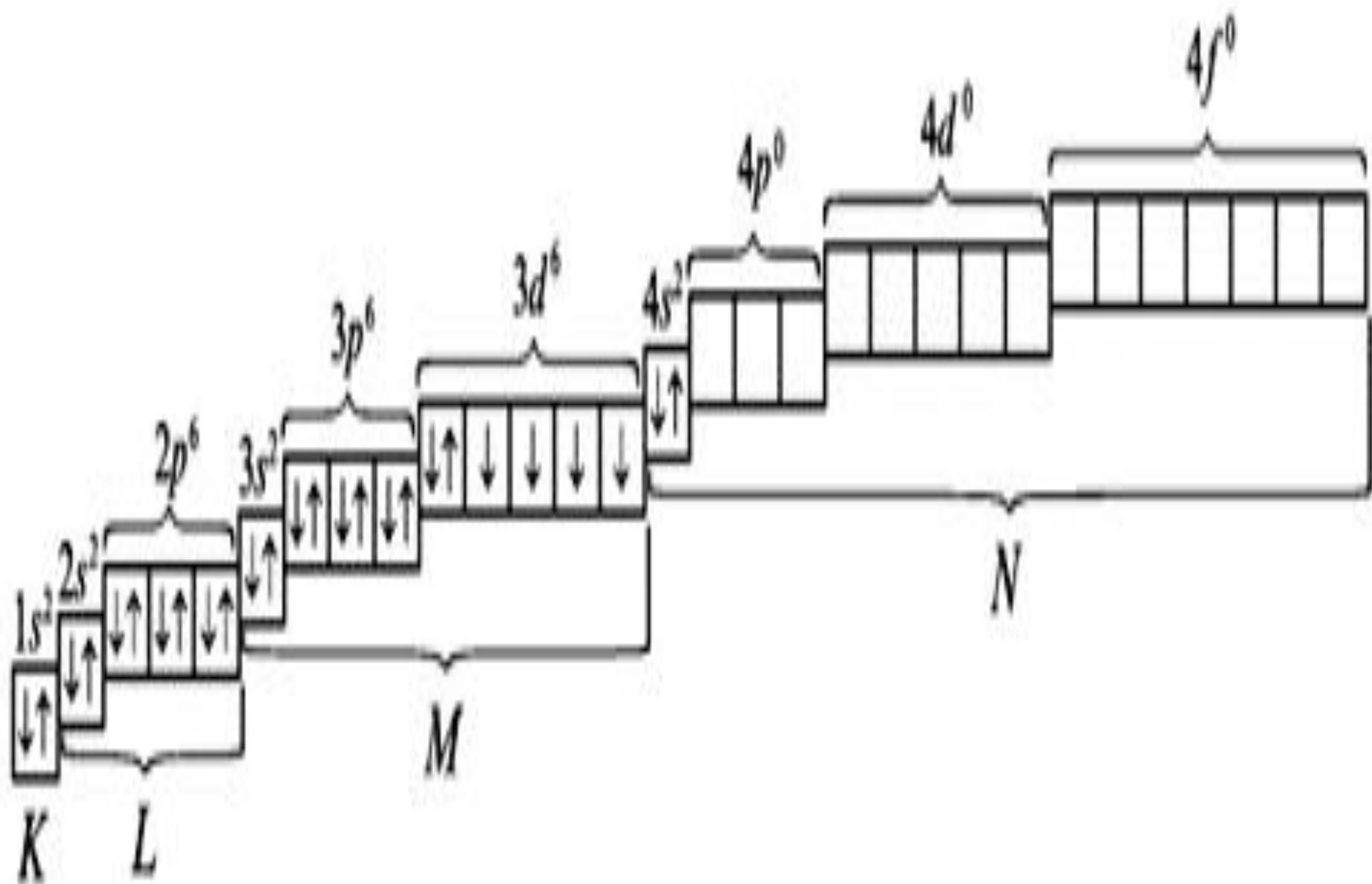
Полная электронная формула



Краткая формула **Ti** - 4s² 3d²

Электронно-графическая формула





Электронные конфигурации атомов

	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII
1	H 1  $1s^1$							He 2  $1s^2$
2	Li 3  $1s^2 2s^1$	Be 4  $1s^2 2s^2$	B 5  $1s^2 2s^2 2p^1$	C 6  $1s^2 2s^2 2p^2$	N 7  $1s^2 2s^2 2p^3$	O 8  $1s^2 2s^2 2p^4$	F 9  $1s^2 2s^2 2p^5$	Ne 10  $1s^2 2s^2 2p^6$
3	Na 11  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$	Mg 12  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$	Al 13  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$	Si 14  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2$	P 15  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$	S 16  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$	Cl 17  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$	Ar 18  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$

Периодический закон Д.И. Менделеева

- *Свойства простых тел, а также формы и свойства соединений элементов, находятся в периодической зависимости от атомных весов этих элементов.*

Современная формулировка периодического закона выглядит следующим образом:

- *Свойства химических элементов и образуемых ими простых и сложных веществ находятся в периодической зависимости от величины заряда ядра их атомных ядер.*

Физический смысл периодического закона:

Периодические изменения свойств химических элементов обусловлены повторением по определенной закономерности электронной конфигурации валентных электронов, т.е. строения внешнего и предвнешнего энергетических уровней их атомов с увеличением заряда ядра.

IA																				VIII B									
H 1 1,007825 1s¹ Водород	IIA																		He 2 4,002602 1s¹ Гелий										
Li 3 6,941 2s² Литий	Be 4 9,012182 2s² Бериллий											B 5 10,811 2s²2p¹ Бор	C 6 12,011 2s²2p² Углерод	N 7 14,0067 2s²2p³ Азот	O 8 15,9994 2s²2p⁴ Кислород	F 9 18,9984 2s²2p⁵ Фтор	Ne 10 20,1797 2s²2p⁶ Неон												
Na 11 22,98977 3s¹ Натрий	Mg 12 24,305 3s² Магний											Al 13 26,98154 3s²3p¹ Алюминий	Si 14 28,0855 3s²3p² Кремний	P 15 30,97376 3s²3p³ Фосфор	S 16 32,066 3s²3p⁴ Сера	Cl 17 35,4527 3s²3p⁵ Хлор	Ar 18 39,948 3s²3p⁶ Аргон												
III A			IV A			V A			VI A			VII A			VIII A			IB			IIB								
K 19 39,0983 4s¹ Калий	Ca 20 40,078 4s² Кальций	Sc 21 44,95591 3d¹4s² Скандий	Ti 22 47,867 3d²4s² Титан	V 23 50,9415 3d³4s² Ванадий	Cr 24 51,9961 3d⁵4s¹ Хром	Mn 25 54,93805 3d⁵4s² Марганец	Fe 26 55,847 3d⁶4s² Железо	Co 27 58,9332 3d⁷4s² Кобальт	Ni 28 58,71 3d⁸4s² Никель	Cu 29 63,546 3d¹⁰4s¹ Медь	Zn 30 65,37 3d¹⁰4s² Цинк	Ga 31 69,723 4s²4p¹ Галлий	Ge 32 72,61 4s²4p² Германий	As 33 74,9216 4s²4p³ Мышьяк	Se 34 78,96 4s²4p⁴ Селен	Br 35 79,904 4s²4p⁵ Бром	Kr 36 83,80 4s²4p⁶ Криптон												
Rb 37 85,4678 5s¹ Рубидий	Sr 38 87,62 5s² Стронций	Y 39 88,90585 4d¹5s² Иттрий	Zr 40 91,224 4d²5s² Цирконий	Nb 41 92,90638 4d⁴5s¹ Ниобий	Mo 42 95,94 4d⁵5s¹ Молибден	Tc 43 99,94 4d⁵5s² Технеций	Ru 44 101,07 4d⁷5s¹ Рутений	Rh 45 102,9055 4d⁸5s¹ Родий	Pd 46 106,42 4d¹⁰5s¹ Палладий	Ag 47 107,8682 4d¹⁰5s¹ Серебро	Cd 48 112,411 4d¹⁰5s² Кадмий	In 49 114,82 5s²5p¹ Индий	Sn 50 118,710 5s²5p² Олово	Sb 51 121,75 5s²5p³ Сурьма	Te 52 127,60 5s²5p⁴ Теллур	I 53 126,9044 5s²5p⁵ Иод	Xe 54 131,29 5s²5p⁶ Ксенон												
Cs 55 132,0055 6s¹ Цезий	Ba 56 137,327 6s² Барий	La 57 138,9055 5d¹6s² Лантан	Hf 72 178,49 4f¹⁴5d²6s² Гафний	Ta 73 180,9479 4f¹⁴5d³6s² Тантал	W 74 183,85 4f¹⁴5d⁴6s² Вольфрам	Re 75 186,207 4f¹⁴5d⁵6s² Рений	Os 76 190,2 4f¹⁴5d⁶6s² Осмий	Ir 77 192,217 4f¹⁴5d⁷6s² Иридий	Pt 78 195,08 5d⁹6s¹ Платина	Au 79 196,9667 5d¹⁰6s¹ Золото	Hg 80 200,59 5d¹⁰6s² Ртуть	Tl 81 204,383 6s²6p¹ Талий	Pb 82 207,2 6s²6p² Свинец	Bi 83 208,9804 6s²6p³ Висмут	Po 84 [210] 6s²6p⁴ Полоний	At 85 [210] 6s²6p⁵ Астат	Rn 86 [222] 6s²6p⁶ Радон												
Fr 87 [223] 7s¹ Франций	Ra 88 [226] 7s² Радий	Ac 89 [227] 6d¹7s² Актиний	Rf 104 [261] 5f¹⁴6d²7s² Резерфордий	Db 105 [262] 5f¹⁴6d³7s² Дубний	Sg 106 [263] 5f¹⁴6d⁴7s² Сибурговий	Bh 107 [262] 5f¹⁴6d⁵7s² Борий	Hs 108 [265] 5f¹⁴6d⁶7s² Хассий	Mt 109 [266] 5f¹⁴6d⁷7s² Мейтнерий	Ds 110 [271] 5f¹⁴6d⁸7s² Darmstadtium	Rg 111 [272] 5f¹⁴6d⁹7s² Roentgenium	Uub 112 [285] 5f¹⁴6d¹⁰7s² Ununbium	Uut 113 [284] 5f¹⁴6d¹⁰7s²7p¹ Ununtrium	Uuq 114 [289] 5f¹⁴6d¹⁰7s²7p² Ununquadium	Uup 115 [288] 5f¹⁴6d¹⁰7s²7p³ Ununpentium	Uuh 116 [292] 5f¹⁴6d¹⁰7s²7p⁴ Ununhexium	Uus 117 [?] 5f¹⁴6d¹⁰7s²7p⁵ Ununseptium	Uuo 118 [?] 5f¹⁴6d¹⁰7s²7p⁶ Ununoctium												

лат. Cuprum

Cu 29

Порядковый номер

63,546

Атомная масса

Электронное состояние

$3d^{10}4s^1$

Название

Медь

ЛАНТАНОИДЫ

Ce 58 140,115 4f¹5d¹6s² Церий	Pr 59 140,9077 4f³5d⁰6s² Празеодим	Nd 60 144,24 4f⁴5d⁰6s² Неодим	Pm 61 [145] 4f⁵5d⁰6s² Прометий	Sm 62 150,36 4f⁶5d⁰6s² Самарий	Eu 63 151,965 4f⁷5d⁰6s² Европий	Gd 64 157,25 4f⁷5d¹6s² Гадолиний	Tb 65 158,924 4f⁹5d⁰6s² Тербий	Dy 66 162,50 4f¹⁰5d⁰6s² Диспрозий	Ho 67 164,9303 4f¹¹5d⁰6s² Гольмий	Er 68 167,26 4f¹²5d⁰6s² Эрбий	Tm 69 168,9342 4f¹³5d⁰6s² Тулий	Yb 70 173,04 4f¹⁴5d⁰6s² Иттербий	Lu 71 174,967 4f¹⁴5d¹6s² Лютеций
---	--	---	--	--	---	--	--	---	---	---	---	--	--

АКТИНОИДЫ

Th 90 232,0381 5f⁰6d²7s² Торий	Pa 91 [231] 5f²6d¹7s² Протактиний	U 92 238,0289 5f³6d¹7s² Уран	Np 93 [237] 5f⁴6d¹7s² Нептуний	Pu 94 [244] 5f⁶6d¹7s² Плутоний	Am 95 [243] 5f⁷6d¹7s² Америций	Cm 96 [247] 5f⁷6d²7s² Кюрий	Bk 97 [247] 5f⁹6d¹7s² Берклий	Cf 98 [247] 5f¹⁰6d¹7s² Калифорний	Es 99 [252] 5f¹¹6d¹7s² Эйнштейний	Fm 100 [257] 5f¹²6d¹7s² Фермий	Md 101 [258] 5f¹³6d¹7s² Менделевий	No 102 [259] 5f¹⁴6d¹7s² Нобелий	Lr 103 [260] 5f¹⁴6d¹7s² Лоуренсий
--	---	--	--	--	--	---	---	---	---	--	--	---	---

		Периодическая система химических элементов Д. И. Менделеева						VII		VIII					
								(H)	2	He					
1	1	H 1 1,00794 водород								4,002602 гелий		 Периодический закон открыт Д.И. Менделеевым в 1869 г.			
2	2	Li 3 6,941 литий	Be 4 9,01218 бериллий	5 B 10,811 бор	6 C 12,011 углерод	7 N 14,0067 азот	8 O 15,9994 кислород	9 F 18,998403 фтор	10 Ne 20,179 неон						
3	3	Na 11 22,98977 натрий	Mg 12 24,305 магний	13 Al 26,98154 алюминий	14 Si 28,0855 кремний	15 P 30,97376 фосфор	16 S 32,066 сера	17 Cl 35,453 хлор	18 Ar 39,948 аргон						
4	4	K 19 39,0983 калий	Ca 20 40,078 кальций	Sc 21 44,95591 скандий	Ti 22 47,88 титан	V 23 50,9415 ванадий	Cr 24 51,9961 хром	Mn 25 54,9380 марганец	Fe 26 55,847 железо	Co 27 58,9332 кобальт	Ni 28 58,69 никель				
	5	29 Cu 63,546 медь	30 Zn 65,39 цинк	31 Ga 69,723 галлий	32 Ge 72,59 германий	33 As 74,9216 мышьяк	34 Se 78,96 селен	35 Br 79,904 бром	36 Kr 83,80 криптон						
5	6	Rb 37 85,4678 рубидий	Sr 38 87,62 стронций	Y 39 88,9059 иттрий	Zr 40 91,224 цирконий	Nb 41 92,9064 ниобий	Mo 42 95,94 молибден	Tc 43 [98] технеций	Ru 44 101,07 рутений	Rh 45 102,9055 родий	Pd 46 106,42 палладий				
	7	47 Ag 107,8682 серебро	48 Cd 112,41 кадмий	49 In 114,82 индий	50 Sn 118,710 олово	51 Sb 121,75 сурьма	52 Te 127,60 теллур	53 I 126,9045 йод	54 Xe 131,29 ксенон						
6	8	Cs 55 132,9054 цезий	Ba 56 137,33 барий	La* 57 138,9055 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 78 195,08 платина				
	9	79 Au 196,9665 золото	80 Hg 200,59 ртуть	81 Tl 204,383 таллий	82 Pb 207,2 свинец	83 Bi 208,9804 висмут	84 Po [209] полоний	85 At [210] астат	86 Rn [222] радон						
7	10	Fr 87 [223] франций	Ra 88 [226] радий	Ac** 89 [227] актиний	Rf 104 [261] резерфордий	Db 105 [262] дубний	Sg 106 [263] сиборгий	Bh 107 [262] борий	Hs 108 [265] гасий	Mt 109 [266] майтнерий	Ds 110 [271] дармштадтий				
	11	111 Rg [272] рентгений	112 Uub [285] унубий	113 (Uut) [] унунтрий	114 Uuq [287] унунквадий	115 (Uup) [] унунпентий	116 Uuh [292] унунгексий	117 (Uus) [] унунсептий	118 Uuo [293] унуноктий						

* Лантаноиды

Ce 58 140,12 церий	Pr 59 140,9077 празеодим	Nd 60 144,24 неодим	Pm 61 [145] прометий	Sm 62 150,36 самарий	Eu 63 151,96 европий	Gd 64 157,25 гадолиний	Tb 65 158,9254 тербий	Dy 66 162,50 диспрозий	Ho 67 164,9304 гольмий	Er 68 167,26 эрбий	Tm 69 168,9342 тулий	Yb 70 173,04 иттербий	Lu 71 174,967 лютеций
--------------------------	--------------------------------	---------------------------	----------------------------	----------------------------	----------------------------	------------------------------	-----------------------------	------------------------------	------------------------------	--------------------------	----------------------------	-----------------------------	-----------------------------

** Актиноиды

Th 90 232,0381 торий	Pa 91 [231] протактиний	U 92 238,0289 уран	Np 93 [237] нептуний	Pu 94 [244] плутоний	Am 95 [243] америций	Cm 96 [247] кюрий	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 [260] лоуренсий
----------------------------	-------------------------------	--------------------------	----------------------------	----------------------------	----------------------------	-------------------------	---------------------------	------------------------------	------------------------------	---------------------------	-------------------------------	----------------------------	------------------------------

Целое число в скобках – массовое число наиболее устойчивого изотопа

Короткие периоды

- 1 период ($n=1$): $(2n^2)$
2 элемента ($1s^2$)
- 2 период ($n=2$): $(2n^2)$
8 элементов ($2s^2 2p^6$)
- 3 период ($n=3$): $(2n^2 - 2^*5)$
8 элементов ($3s^2 3p^6$)

Длинные периоды

- 4 период ($n=4$): $(2n^2 - 2 \cdot 7)$
18 элементов ($4s^2 3d^{10} 4p^6$)
- 5 период ($n=5$): $(2n^2 - 2(7 + 9))$
18 элементов ($5s^2 4d^{10} 5p^6$)
- 6 период ($n=6$): $(2n^2 - 2(9 + 11))$
32 элемента ($6s^2 4f^{14} 5d^{10} 6p^6$)
- 7 период ($n=7$): $(2n^2 - 2(9 + 11 + 13))$
32 элемента ($7s^2 5f^{14} 6d^{10} 7p^6$),
незавершенный

Физический смысл цифровых обозначений в периодической системе

цифровое обозначение	физический смысл	дополнительные сведения
порядковый номер элемента (Z)	заряд ядра = числу протонов $Z = n({}_1^1p)$	1) число протонов = числу электронов в атоме: $n(e) = n(p)$ 2) число нейтронов рассчитывается по формуле: $n({}_0^1n) = A_{\text{r}} - n({}_1^1p)$
относительная атомная масса (A_{r})	$A_{\text{r}} = \sum [n({}_1^1p) + n({}_0^1n)]$	
номер периода	число энергетических уровней	1) число орбиталей на энергетическом уровне; 2) ёмкость энергетического уровня
номер группы	число электронов на внешнем энергетическом уровне у атомов элементов главных подгрупп, или их сумма на внешнем и заполняющемся предвнешнем энергетическом уровне, для элементов побочных подгрупп	1) определяет высшую валентность в оксиде (исключение: благородные газы, азот, кислород, фтор); 2) валентность неметалла в летучем водородном соединении $(8-n)$, где n – номер группы

Периодичность свойств элементов

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

Атомные и ионные радиусы химических элементов

- Орбитальный радиус атома (иона) – это расстояние от ядра до максимума электронной плотности наиболее удаленной орбитали этого атома

Энергия и потенциал ионизации атомов

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



- Ионизационный потенциал – это разность потенциалов, при которой происходит ионизация

$$J \text{ [эВ/атом]}; \quad E_{\text{ион}} = 96,5 \cdot J$$

Сродство к электрону

- это энергия, выделяющаяся или поглощающаяся при захвате электрона атомом или энергия, необходимая для присоединения электрона к атому:



Электроотрицательность

- - свойство атома притягивать электроны от других атомов, с которыми он образует химическую связь в соединениях

Валентность

- Валентность определяется электронами внешнего уровня, поэтому высшая валентность элементов главных подгрупп равна номеру группы

Период

- **Период** – это горизонтальный ряд химических элементов, атомы которых отличаются числом электронов на внешнем или предвнешнем электронном слое и у которых происходит заполнение одинакового числа электронных слоёв.
- **Возрастает значение энергии ионизации;**
- **Увеличивается значение энергии сродства к электрону;**
- **Возрастает валентность в высших оксидах от I до VIII;**
- **Валентность в водородных соединениях возрастает от I до IV, а затем убывает до I;**
- **Характер кислородсодержащих соединений изменяется от основного через амфотерный к кислотному;**
- **Агрегатное состояние водородных соединений и оксидов изменяется от твёрдых к газообразным.**

Группа

- **Группа** – это вертикальный ряд элементов с одинаковой степенью окисления в высших оксидах. Каждая группа делится на **главную и побочную**. Главная включает s- и p-элементы, побочная – d и f-элементы.

Изменения свойств по группе:

- С увеличением порядкового номера элемента металлические свойства усиливаются;
- Уменьшается сродство к электрону.
- Энергия ионизации уменьшается.
- Увеличивается атомный радиус.
- Элементы в группе обладают сходными свойствами, но проявляют их с разной силой.

Значение периодического закона

- Исходя из расположения химических элементов в периодической системе, периодичность их свойств объясняется электронной структурой их атомов.
- На основе периодического закона продолжается открытие радиоактивных изотопов.
- В периодической системе находят подтверждение диалектические законы. **Закон единства и борьбы противоположностей** (двойственность природы – амфотерность, строение атома – положительно заряженное ядро и отрицательно заряженные электроны). **Закон перехода количественных изменений в качественные** (при изменении величины заряда ядра элемента изменяются и его свойства). **Закон отрицания отрицания** (при переходе от периода к периоду свойства элементов повторяются, но на другой ступени).

ЛИТЕРАТУРА

- Глинка Н.Л. Общая химия: Учебное пособие для вузов/Под ред. А.И. Ермакова. – М.: Интеграл-Пресс, 2008. – 728 с..
- Коровин Н.В. Общая химия: Учеб. для технических направ. и спец. вузов/Н.В. Коровин. – М.: Высш. шк., 2007. – 557 с.

- 1. Какое из утверждений справедливо для понятия «атом»?:
- а) наименьшая частица вещества, существующая самостоятельно;
- б) электронейтральная частица;
- в) носитель химических свойств вещества;
- г) наименьшая частица, которая разрушается в химических реакциях

■ **Перечислите частицы, которые входят в состав ядра атома:**

- ***а) протоны, электроны;***
- ***б) нейтроны, электроны;***
- ***в) протоны, электроны, нейтроны;***
- ***г) протоны, нейтроны***

- **Порядковый номер элемента соответствует в атоме:**
- ***а) сумме числа протонов и числа нейтронов;***
- ***б) сумме числа протонов и числа электронов;***
- ***в) разности округленной атомной массы и числа электронов;***
- ***г) разности округленной атомной массы и числа нейтронов.***

■ Энергия сродства к электрону атомов с ростом атомного номера в периодах:

- а) не изменяется;
- б) нет зависимости;
- в) увеличивается;
- г) уменьшается.

Энергия ионизации атома с ростом порядкового номера в группах:

- *а) увеличивается;*
- *б) уменьшается;*
- *в) не изменяется;*
- *г) нет зависимости.*