

Кулешов Владимир Николаевич,
KuleshovVLN@mpei.ru

РЗ_1 Лк. 1. Периодическая система элементов, строение атома
Лк. 2. Метод валентных связей. Метод молекулярных орбиталей
:
(задача на экзамене №1)

РЗ_2 Лк. 3. Термодинамика 1. Энтальпия, энтропия. Энергия Гиббса.
Равновесие
:
Лк. 4. Кинетика. Зависимость скорости реакций от концентрации и
температуры
(задача на экзамене 2)

РЗ_3
:
Лк. 5. Растворы 1. Концентрация. Сильные/слабые кислоты и основания.
Лк. 6. Растворы 2. Гидролиз. Малорастворимые соединения.
(задача на экзамене 3)

РЗ_4 +?????

:
Лк. 7. Электрохимия 1. Гальванический элемент.
Лк. 8. Электрохимия (2. Электролиз. -?????)
(задача на экзамене 4)

Лк. 9. Обзорная лекция.

Дата	01.09-05.09	07.09 - 12.09	14.09 - 19.09	21.09 - 26.09	28.09 - 03.10	05.10 - 10.10	12.10 - 17.10	19.10 - 24.10	26.10 - 31.10	02.11 - 07.11	09.11 - 14.11	16.11 - 21.11	23.11 - 28.11	30.11 - 05.12	07.12 - 12.12	14.12 - 19.12	21.12 - 26.12	28.12 - 31.12
неделя	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
ЭР 2020 (1-7) ЭЛ 2020 15	Строение атома и ПСЭ	выполнение работ 4(1), 5(1)	Химическая связь, ВС и МО	КМ 1	Химическая термодинамика	выполнение работ 13 (2,3), 17(2)	Химическое равновесие	КМ 2	Химическая кинетика	обработка результатов.	Растворы электролитов, рН	КМ 3	Гидролиз, ПР	обработка результатов л.р.	ГЭ	КМ 4	Допуск	



ОБЩАЯ

ТЕОРИЯ И ЗАДАЧИ

ХИМИЯ



Н.В. КОРОВИН
Э.И. МИНГУЛИНА
Н.Г. РЫЖОВА

ЛАБОРАТОРНЫЕ РАБОТЫ ПО ХИМИИ



ВЫСШАЯ ШКОЛА

460-370 до н.э. Слово «Атом» происходит от древнегреческого «ἄτομος» и переводится как «неделимый». Школа атомистов, Демокрит.

1743-1744 гг. М.В. Ломоносов, - попытка согласовать разрабатываемое им корпускулярное (атомно-молекулярное) учение с химией

1802 г. Джон Дальтон, «Атомы — химические элементы, которые нельзя создать заново, разделить на более мелкие частицы, уничтожить путем каких-либо химических превращений. Любая химическая реакция просто изменяет порядок группировки атомов». Ввёл понятие «атомный вес», рассчитал атомные веса (массы) нескольких элементов и составил первую таблицу их относительных атомных весов.

1869 год Д.И. Менделеев представил открытый им Периодический закон химических элементов. Окончательно Периодический закон был сформулирован в 1871 году: «Свойства элементов, а потому и свойства образуемых ими простых и сложных тел, стоят в периодической зависимости от их атомного веса».

С середины 1880-х Периодический закон окончательно признан фундаментальным законом природы мировым научным сообществом после открытия предсказанных Д.И. Менделеевым элементов.

В конце XIX века - экспериментально опровергнута «неделимость» атома. А. Беккерель в 1896 г. обнаружил самопроизвольное испускание урановыми рудами ранее неизвестного вида излучения, проникающего через вещества. В 1898 г. то же явление было обнаружено и Пьером Кюри и Марией Склодовской-Кюри, которые доказали, что в процессе распада урана образуются два новых элемента – полоний и радий.

В 1897 г. Дж. Томсон экспериментально доказал, что атомы любого вещества содержат идентичные друг другу отрицательно заряженные частицы, которые он назвал корпускулами, таким образом, был открыт *электрон*. Сам термин «электрон», означающий единичный электрический отрицательный заряд, введен английским физиком Дж. Стонеем в 1894 году.

1900 г. М.Планк. Предложена теория, согласно которой переход электрона из одного энергетического состояния в другое осуществляется испусканием или поглощением энергии в виде отдельных порций – квантов: $E = h\nu$.

В 1905 г. Альберт Эйнштейн предложил рассматривать свет не только как электромагнитную волну с энергией $E = h \cdot \nu$, но и одновременно как поток фотонов, движущихся со скоростью света (c) и обладающих массой m_f . Энергия фотонов может быть вычислена из соотношения $E = m_f \cdot c^2$

1911 г. Э. Резерфорд. Экспериментально установлено существование ядра атома. По теории Резерфорда: в центре атома находится положительно заряженное ядро, занимающее ничтожную часть пространства внутри атома; весь положительный заряд и почти вся масса атома сосредоточены в его ядра; вокруг ядра вращаются электроны. Их число равно положительному заряду ядра. 1911 г. экспериментально установлено существование протона. Впервые возникла *ядерная (планетарная) модель атома*.

1913 г. Н.Бор. Предложена модель, согласующая планетарную модель строения атома и квантовый закон М. Планка. Согласно Н. Бору, атомная система может находиться только в особых стационарных, или квантовых, состояниях, каждому из которых соответствует определенная энергия E .

В 1916-1925 гг. А. Зоммерфельд и ряд других ученых описали многоэлектронные атомы с позиции теории Н. Бора. Необходимость учета взаимодействия многоэлектронных оболочек атомов привела к обоснованию существования эллиптических орбит атомов.

Планетарные модели атома Э. Резерфорда, Н. Бора, А. Зоммерфельда позволили описать качественную картину строения электронных оболочек атомов элементов, количественно рассчитать энергию электрона в атоме водорода, объяснить эффект расщепления спектральных линий атомов в магнитном и электрическом поле. Однако, попытки описать поведение микроскопических объектов, движущихся со скоростями, близкими к скорости света с точки зрения классической механики и электродинамики, привели к неустранимым противоречиям.

Дальнейшее развитие теория строения атома получила благодаря: релятивистской механике, описывающей движение частиц со скоростями, близкими к скорости света и основанной на теории относительности Альберта Эйнштейна; и квантовой механике, описывающей движение микрочастиц, основоположником которой является М. Планк, а авторы математических моделей – Э. Шредингер, В. Гейзенберг, Л. Де Бройль, П. Дирак и М. Борн.

В начале XX века, результаты исследований фотоэффекта, особенностей распределения энергии в оптических спектрах (атомные спектры состоят из отдельных спектральных линий), привели к выводу, что энергия поглощается или испускается не непрерывно, а дискретно, отдельными порциями, квантами. Энергия системы микрочастиц также может принимать только определенные значения, которые являются кратными числами квантов. В 1900 г. немецкий физик Макс Планк предположил, что каждая спектральная линия соответствует определенному уровню энергии и характеризуется определенными значениями частоты электромагнитных колебаний ν и длине волны λ , связанных соотношением: $\lambda = c/\nu$, где c – скорость света в вакууме.

В 1905 г. Альберт Эйнштейн предложил рассматривать свет не только как электромагнитную волну с энергией $E = h \cdot \nu$, но и одновременно как поток фотонов, движущихся со скоростью света (c) и обладающих массой m_f . Энергия фотонов может быть вычислена из соотношения $E = m_f \cdot c^2$. Отличие фотонов от макрочастиц заключается в том, что они не имеют массы покоя и существуют только при движении со скоростью света.

В 1924 году французский физик Луи де Бройль перенес представления о двойственной природе электромагнитного излучения на микрочастицы вещества с массой покоя, не равной нулю, в том числе и на электрон и предложил уравнение, связывающее длину волны λ электрона или другой частицы с массой m и скоростью ν :

$$\lambda = \frac{h}{m\nu}$$

1932 г. Дж. Чедвик. Открытие нейтрона.

Одним из фундаментальных положений квантовой механики является принцип неопределенности, сформулированный немецким физиком Вернером Гейзенбергом в 1927 году. Согласно этому принципу для микрообъектов невозможно с достаточной точностью одновременно определить координату электрона в атоме x и импульс p_x вдоль этой оси в соответствии с уравнением

$$\Delta x \cdot \Delta p_x \geq \frac{h}{2\pi}$$

При достаточно точной фиксации положения частицы x погрешность (неопределенность) Δp_x в определении импульса оказывается несоизмеримо большой относительно значения самого импульса, что приводит фактически к потере информации об импульсе частицы. Также, из принципа неопределенности следует, что чем точнее вычислен импульс или скорость, тем неопределеннее становится координата электрона в атоме. В квантовой механике классическое понятие точной координаты (траектории, орбиты) заменяется понятием статистической вероятности нахождения электрона в области объема ΔV вокруг ядра атома.

Квантовая механика. Поведение движущихся микрообъектов (в том числе и электронов) – это одновременное проявление, как свойств частиц, так и свойств волн, т.н. двойственная (корпускулярно- волновая) природа.

Точное нахождение частицы (электрона) заменяется понятием статистической вероятности нахождения ее в определенном объеме (околоядерного) пространства. Движение электрона имеет волновой характер и описывается волновой функцией Ψ .

В 1926 г. австрийский ученый Эрвин Шредингер предположил, что, электроны и другие микрочастицы ведут себя подобно волнам на поверхности океана. С течением времени пик волны (соответствующий месту, в котором, скорее всего, будет находиться электрон) смещается в пространстве в соответствии с описывающим эту волну уравнением.

Для описания пространственных характеристик электрона в атоме вводят понятие **волновой функции** Ψ . $|\Psi|^2 dv$ - плотность вероятности нахождения e^- в определенном объеме околоядерного пространства.

$$\frac{\hbar^2}{8\pi^2m} \left(\frac{\partial^2 \Psi}{\partial x^2} + \frac{\partial^2 \Psi}{\partial y^2} + \frac{\partial^2 \Psi}{\partial z^2} \right) \Psi + (E - U)\Psi = 0$$

E –полная энергия частицы с координатами x, y, z ; U –потенциальная энергия частицы (x, y, z); Ψ –волновая функция, описывающая волны вероятности.

Определяемое Ψ распределение вероятности пребывания электрона в околоядерном пространстве называется атомной орбиталью (АО). Величина АО такова, что вероятность нахождения электрона внутри ее составляет не менее 95 %.

Поскольку электрон несет отрицательный заряд, его орбиталь представляет собой определенное распределение заряда, которое получило название электронного облака.

Для характеристики атомной орбитали, в соответствии с уравнением Шредингера введены квантовые числа: главное (n), орбитальное (l) и магнитное (m_l).

Экспериментально установлено, что электрон имеет еще одно фундаментальное свойство, называемое **спином**. В 1926 г. Уленбек и Голдсмит показали, что помимо орбитального движения электрон должен участвовать во вращении вокруг собственной оси, проходящей через центр. Поэтому электрон должен иметь собственный момент импульса, а так как он является заряженной частицей, то и магнитный момент.

Проекция вектора собственного момента импульса электрона в магнитном поле может иметь только два значения: $+\hbar/2$ и $-\hbar/2$ (знаки «плюс» и «минус» соответствуют различным направлениям проекции вектора импульса).

Для характеристики электрона на данной атомной орбитали введено спиновое

Атом - сложная электромагнитная микросистема, являющаяся носителем свойств химического элемента. Каждому химическому элементу соответствует совокупность определенных атомов.

Атом можно представить, как положительно заряженное ядро, окруженное электронным облаком. В ядре сосредоточено более 99,9% массы атома, при этом его размер более чем в 10 тысяч раз меньше размера атома. В состав ядра входят нуклоны – положительно заряженные протоны и нейтральные нейтроны.

Электрón (от др.-греч. ἤλεκτρον — янтарь) — стабильная отрицательно заряженная элементарная частица, носитель наименьшей массы $0,91095 \cdot 10^{-31}$ кг и наименьшего электрического заряда $1,6021 \cdot 10^{-19}$ Кл. Число электронов в атоме равно числу протонов в ядре, то есть атом электрически нейтрален.

Протóн (от др.-греч. πρῶτος — первый, основной) — элементарная частица, имеющая положительный электрический заряд и входящая в состав ядра каждого атома. Масса протона равна $1,6721 \cdot 10^{-27}$ кг, что в 1836 раз больше массы электрона. Электрический заряд равен $1,66 \cdot 10^{-19}$ Кл.

Нейтрон (от лат. neuter — ни тот, ни другой) — тяжёлая элементарная частица, не имеющая электрического заряда, с массой $1,6749 \cdot 10^{-27}$ кг, в 1839 раз больше массы электрона. Нейтрон в свободном состоянии — нестабильная частица, он самостоятельно превращается в протон с испусканием электрона и антинейтрино. Ядра всех атомов имеют нейтроны, за исключением первого изотопа водорода (протия).

Для описания массы и заряда электронов и нуклонов часто используют не абсолютные, а относительные величины

Частица	Символ	Масса в а.е. м.	Относительная масса	Относительный заряд
Протон	${}^1_1\text{p}$	1.0073	1	+1
Нейтрон	${}^1_0\text{n}$	1.0087	1.0014	0
Электрон	e^-	0.00055	0.00054	-1

Атомная единица массы (а.е.м.) – внесистемная единица, применяемая для описания относительных масс молекул, атомов, атомных ядер и элементарных

частиц. За атомную единицу массы принята 1/12 массы свободно покоего изотопа углерода 12.

Атомной массой называется сумма масс всех протонов, нейтронов и электронов, из которых состоит тот или иной атом или молекула. По сравнению с протонами и нейтронами масса электронов очень мала, поэтому ее, как правило, не учитывают в расчетах. Атомную массу (A) рассчитывают как сумму числа протонов (Z) и нейтронов (N): $A = Z + N$.

Атомный вес – это среднее значение атомных масс всех изотопов элемента, встречающихся в природе, с учетом их распространения.

Нуклиды (лат. nucleus – ядро) – общее название атомных ядер, характеризуются определенным числом протонов и нейтронов (величиной положительного заряда и массовым числом).

Изотопы (греч. ἰσοζ – одинаковый + τόπος – место) – ядра атома химического элемента, имеющие одинаковое число протонов, но различающиеся числом нейтронов, а соответственно массовыми числами. Например, нуклидами водорода являются изотопы: протий ${}^1\text{H}$ (Z=1, N=0, а.е.м.=1,008), дейтерий ${}^2\text{H}$ (Z=1, N=1, а.е. м.=2,014), тритий ${}^3\text{H}$ (Z=1, N=2, а.е.м. = 3,016) и еще 4 изотопа, с увеличивающимся числом протонов.

Молекула (уменьшительное от лат. moles – масса) – это наименьшая частица вещества, определяющая его свойства. Состоит из атомов одного или различных химических элементов и существует как единая система атомных ядер и электронов. В случае одноатомных молекул (например, благородных газов) понятия атома и молекулы совпадают. Атомы удерживаются в молекуле с помощью химических связей.

Молекулярная масса – масса молекулы. Молекулярная масса, выраженная в атомных единицах массы, равна относительной молекулярной массе и молярной массе (г/моль), но равна лишь численно, различаясь по размерности.

Ионы (греч. $\iota\upsilon\nu$ – идущий) – электрически заряженные частицы, образовавшиеся из электронейтральных атомов (или групп атомов) в результате присоединения или потери электронов. Положительно заряженные ионы называются катионами (греч. ката – «вниз+ион»), отрицательно заряженные – анионами (греч. $\alpha\nu\alpha$ – «вверх+ион»).

Радикалы (лат. radicalis – коренной) – частицы (атомы или группы атомов) с неспаренными электронами.

Современная формулировка Периодического закона:

Строение и свойства элементов и их соединений находятся в периодической зависимости от заряда ядра атомов, и определяется периодически повторяющимися однотипными электронными конфигурациями их атомов.

Физический смысл периодического закона:

Элементы располагаются в периодической системе в порядке возрастания заряда их ядер.

Вследствие периодически повторяющейся валентной конфигурации атомов элементов происходит периодическое изменение физико-химических свойств этих элементов.

Периодически изменяются: атомные и ионные радиусы, потенциалы ионизации и сродства к электрону, электроотрицательность, валентные, оптические и магнитные свойства элементов и кислотно-основные свойства соединений.

Периоды	1																	18		
		1																	18	
		IA группа																	VIIIa группа	
	1	H 1 1,008 Водород	2																	He 2 4,003 Гелий
		IIA группа																		
	2	Li 3 6,94 Литий	4																	Ne 10 20,18 Неон
		IIIA группа	IVa группа	VA группа	VIA группа	VIIa группа														
3	Na 11 22,99 Натрий	Mg 12 24,31 Магний	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	Al 13 26,98 Алюминий	Si 14 28,086 Кремний	P 15 30,97 Фосфор	S 16 32,066 Сера	Cl 17 35,45 Хлор	Ar 18 39,95 Аргон		
	IIIB группа	IVB группа	VB группа	VIB группа	VIB группа	VIB группа	VIB ₀ группа	VIB ₁ группа	VIII ₂ группа	IB группа	IIIB группа									
4	K 19 39,10 Калий	Ca 20 40,08 Кальций	Sc 21 44,96 Скандий	Ti 22 47,88 Титан	V 23 50,94 Ванадий	Cr 24 51,996 Хром	Mn 25 54,94 Марганец	Fe 26 55,85 Железо	Co 27 58,93 Кобальт	Ni 28 58,69 Никель	Cu 29 63,55 Медь	Zn 30 65,39 Цинк	Ga 31 69,72 Галлий	Ge 32 72,61 Германий	As 33 74,92 Мышьяк	Se 34 78,96 Селен	Br 35 79,90 Бром	Kr 36 83,80 Криптон		
5	Rb 37 85,47 Рубидий	Sr 38 87,62 Стронций	Y 39 88,91 Иттрий	Zr 40 91,22 Цирконий	Nb 41 92,91 Ниобий	Mo 42 95,94 Молибден	Tc 43 [98] Технеций	Ru 44 101,07 Рутений	Rh 45 102,91 Родий	Pd 46 106,42 Палладий	Ag 47 107,87 Серебро	Cd 48 112,41 Кадмий	In 49 114,82 Индий	Sn 50 118,71 Олово	Sb 51 121,75 Сурьма	Te 52 127,60 Теллур	I 53 126,90 Иод	Xe 54 131,29 Ксенон		
6	Cs 55 132,91 Цезий	Ba 56 137,33 Барий	La * 57 138,91 Лантан	Hf 72 178,49 Гафний	Ta 73 180,95 Тантал	W 74 183,85 Вольфрам	Re 75 186,21 Рений	Os 76 190,2 Осмий	Ir 77 192,22 Иридий	Pt 78 195,08 Платина	Au 79 196,97 Золото	Hg 80 200,59 Ртуть	Tl 81 204,38 Таллий	Pb 82 207,2 Свинец	Bi 83 208,98 Висмут	Po 84 [209] Полоний	At 85 [210] Астат	Rn 86 [222] Радон		
7	Fr 87 [223] Франций	Ra 88 [226] Радий	Ac ** 89 [227] Актиний	Rf 104 [261] Резерфордий	Db 105 [262] Дубний	Sg 106 [266] Сиборгий	Bh 107 [264] Борий	Hs 108 [269] Гассий	Mt 109 [268] Мейтнерий	Ds 110 [271] Дармштадтий	Re 111 [272] Рентгений									

Символ — H
Порядковый (атомный) номер — 1
Название — Водород
Относительная атомная масса — 1,008

s-элементы
p-элементы
d-элементы
f-элементы

* Лантаноиды
** Актиноиды

Ce 58 140,12 Церий	Pr 59 140,91 Прозеодим	Nd 60 144,24 Неодим	Pm 61 [145] Прометий	Sm 62 150,36 Самарий	Eu 63 151,97 Европий	Gd 64 157,25 Гадолиний	Tb 65 158,93 Тербий	Dy 66 162,50 Диспрозий	Ho 67 164,93 Гольмий	Er 68 167,26 Эрбий	Tm 69 168,93 Тулий	Yb 70 173,04 Иттербий	Lu 71 174,97 Лютеций
Th 90 232,04 Торий	Pa 91 [231] Протактиний	U 92 238,03 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 [260] Менделевий	No 102 [259] Нобелий	Lr 103 [262] Лоуренсий

ПЕРИОДЫ	РЯДЫ	ГРУППЫ																			
		I		II		III		IV		V		VI		VII		VIII					
1	1	H 1,0079 1s ¹ Водород										He 4,00260 1s ² Гелий									
2	2	Li 6,941 2s ¹ Литий		Be 9,01218 2s ² Бериллий		B 10,81 2s ² 2p ¹ Бор		C 12,011 2s ² 2p ² Углерод		N 14,0067 2s ² 2p ³ Азот		O 15,9994 2s ² 2p ⁴ Кислород		F 18,9984 2s ² 2p ⁵ Фтор		Ne 20,179 2s ² 2p ⁶ Неон					
3	3	Na 22,98976 3s ¹ Натрий		Mg 24,305 3s ² Магний		Al 26,9815 3s ² 3p ¹ Алюминий		Si 28,0855 3s ² 3p ² Кремний		P 30,9738 3s ² 3p ³ Фосфор		S 32,06 3s ² 3p ⁴ Сера		Cl 35,453 3s ² 3p ⁵ Хлор		Ar 39,948 3s ² 3p ⁶ Аргон					
4	4	K 39,0983 4s ¹ Калий		Ca 40,08 4s ² Кальций		Sc 44,9559 3d ¹ 4s ² Скандий		Ti 47,88 3d ² 4s ² Титан		V 50,9415 3d ³ 4s ² Ванадий		Cr 51,996 3d ⁵ 4s ¹ Хром		Mn 54,938 3d ⁵ 4s ² Марганец		Fe 55,847 3d ⁶ 4s ² Железо		Co 58,9332 3d ⁷ 4s ² Кобальт		Ni 58,69 3d ⁸ 4s ² Никель	
	5	Cu 63,546 3d ¹⁰ 4s ¹ Медь		Zn 65,38 3d ¹⁰ 4s ² Цинк		Ga 69,72 4s ² 4p ¹ Галлий		Ge 72,59 4s ² 4p ² Германий		As 74,9216 4s ² 4p ³ Мышьяк		Se 78,96 4s ² 4p ⁴ Селен		Br 79,904 4s ² 4p ⁵ Бром		Kr 83,80 4s ² 4p ⁶ Криптон					
5	6	Rb 85,4678 5s ¹ Рубидий		Sr 87,62 5s ² Стронций		Y 88,9059 4d ¹ 5s ² Иттрий		Zr 91,22 4d ² 5s ² Цирконий		Nb 92,9064 4d ⁴ 5s ¹ Ниобий		Mo 95,94 4d ⁵ 5s ¹ Молибден		Tc [98] 4d ⁵ 5s ² Технеций		Ru 101,07 4d ⁸ 5s ¹ Рутений		Rh 102,905 4d ⁹ 5s ¹ Родий		Pd 106,42 4d ¹⁰ 5s ⁰ Палладий	
	7	Ag 107,8682 4d ¹⁰ 5s ¹ Серебро		Cd 112,41 4d ¹⁰ 5s ² Кадмий		In 114,82 5s ² 5p ¹ Индий		Sn 118,69 5s ² 5p ² Олово		Sb 121,75 5s ² 5p ³ Сурьма		Te 127,60 5s ² 5p ⁴ Теллур		I 126,904 5s ² 5p ⁵ Йод		Xe 131,29 5s ² 5p ⁶ Ксенон					
6	8	Cs 132,905 6s ¹ Цезий		Ba 137,33 6s ² Барий		La * 5d ¹ 6s ² Лантан		Hf 178,49 5d ² 6s ² Гафний		Ta 180,9479 5d ⁴ 6s ² Тантал		W 183,85 5d ⁴ 6s ² Вольфрам		Re 186,207 5d ⁵ 6s ² Рений		Os 190,2 5d ⁶ 6s ² Осмий		Ir 192,22 5d ⁷ 6s ² Иридий		Pt 195,08 5d ⁹ 6s ¹ Платина	
	9	Au 196,967 5d ¹⁰ 6s ¹ Золото		Hg 200,59 5d ¹⁰ 6s ² Ртуть		Tl 204,383 6s ² 6p ¹ Таллий		Pb 207,2 6s ² 6p ² Свинец		Bi 208,980 6s ² 6p ³ Висмут		Po [209] 6s ² 6p ⁴ Полоний		At [210] 6s ² 6p ⁵ Астат		Rn [222] 6s ² 6p ⁶ Радон					
7	10	Fr [223] 7s ¹ Франций		Ra 226,025 7s ² Радий		Ac ** 6d ¹ 7s ² Актиний		Rf [261] 6d ⁴ 7s ² Резерфордий		Db [262] 6d ⁵ 7s ² Дубний		Sg [263] 6d ⁶ 7s ² Синьборгий		Bh [264] 6d ⁷ 7s ² Борий		Hs [265] 6d ⁸ 7s ² Гассий		Mt [271] 6d ⁹ 7s ² Мейтнерий		110 [271] 6d ¹⁰ 7s ¹	
	11	111 [272] 6d ¹⁰ 7s ¹		112 [277] 6d ¹⁰ 7s ²		113 7s ² 7p ¹		114 [289] 7s ² 7p ²		115 7s ² 7p ³		116 7s ² 7p ⁴		117 7s ² 7p ⁵		118 [293] 7s ² 7p ⁶					

*Лантаниды (лантаноиды)

58 Ce 140,12 4f ¹ 5d ¹ 6s ² Церий	59 Pr 140,908 4f ³ 6s ² Празеодим	60 Nd 144,24 4f ⁴ 6s ² Неодим	61 Pm [145] 4f ⁵ 6s ² Прометий	62 Sm 150,36 4f ⁶ 6s ² Самарий	63 Eu 151,96 4f ⁷ 6s ² Европий	64 Gd 157,25 4f ⁷ 5d ¹ 6s ² Гадолиний	65 Tb 158,925 4f ⁹ 6s ² Тербий	66 Dy 162,50 4f ¹⁰ 6s ² Диспрозий	67 Ho 164,930 4f ¹¹ 6s ² Гольмий	68 Er 167,26 4f ¹² 6s ² Эрбий	69 Tm 168,934 4f ¹³ 6s ² Тулий	70 Yb 173,04 4f ¹⁴ 6s ² Иттербий	71 Lu 174,967 4f ¹⁴ 5d ¹ 6s ² Лютеций
--	---	---	--	--	--	--	--	---	--	---	--	--	--

**Актиниды (актиноиды)

90 Th 232,038 6d ² 7s ² Торий	91 Pa 231,036 5f ² 6d ¹ 7s ² Платиний	92 U 238,029 5f ³ 6d ¹ 7s ² Уран	93 Np 237,048 5f ⁴ 6d ¹ 7s ² Нептуний	94 Pu 244 5f ⁶ 7s ² Плутоний	95 Am [243] 5f ⁷ 7s ² Америций	96 Cm [247] 5f ⁷ 6d ¹ 7s ² Кюрий	97 Bk [247] 5f ⁹ 6d ¹ 7s ² Беркелий	98 Cf [251] 5f ¹⁰ 7s ² Калифорний	99 Es [252] 5f ¹¹ 7s ² Эйнштейний	100 Fm [257] 5f ¹² 7s ² Фермий	101 Md [260] 5f ¹³ 7s ² Менделеев	102 No [259] 5f ¹⁴ 7s ² Нобелий	103 Lr [262] 4f ¹⁴ 5d ¹ 7s ² Лоуренс
---	--	---	--	--	--	---	--	---	---	--	---	---	---

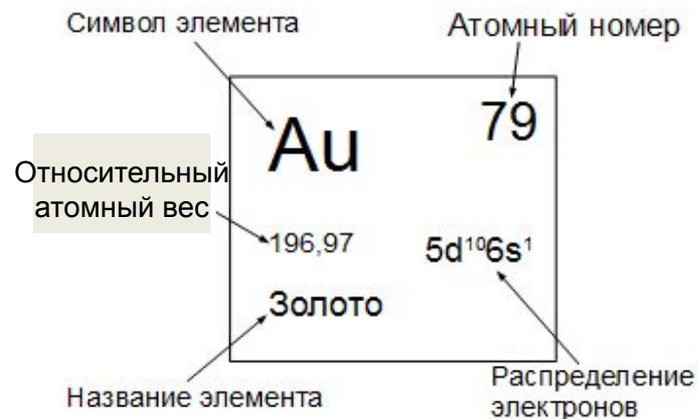
Период – последовательный горизонтальный ряд элементов, размещенных **в порядке возрастания заряда ядра атомов**. Период начинается ns^1 элементов, заканчивается ns^2np^6 элементом. Малые периоды содержат 2 и 8 элементов. Большие – 18 и 32 элемента.

Группа (последовательный вертикальный ряд) – совокупность элементов, атомы которых имеют **одинаковое число электронов на внешнем уровне и незавершенном предвнешнем (внешнем) подуровне**, т.е. могут проявлять одинаковую валентность. Для большинства элементов номер группы показывает максимальную валентность.

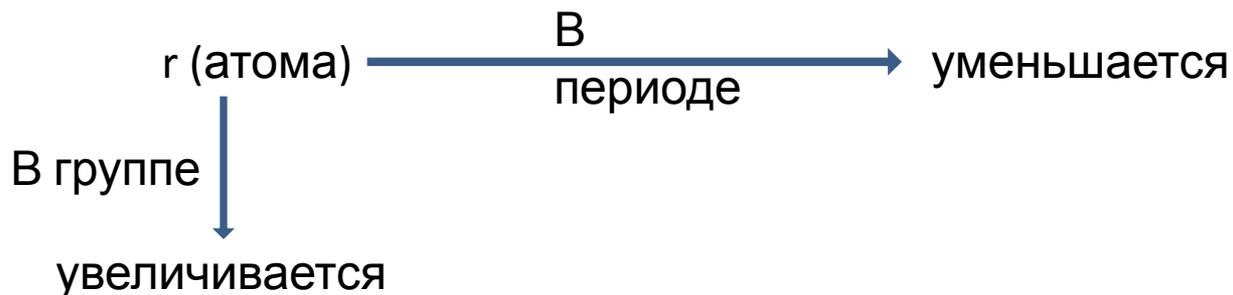
Группы делятся на главные и побочные подгруппы. К главным подгруппам относятся s и p элементы, к побочным подгруппам – d и f элементы.

В информация об элементе:

- символ элемента,
- название элемента,
- порядковый номер элемента, совпадающий с зарядом ядра и числом электронов,
- относительная атомная масса,
- распределение электронов по уровням,
- конфигурация валентных электронов.



За радиус атома принимают теоретически рассчитанное расстояние от ядра до наиболее удаленного максимума электронной плотности.



Радиусы атомов в главных (А) - группах с возрастанием порядкового номера элемента закономерно увеличивается (сверху вниз в группе), что связано с ростом числа электронных слоев

Радиусы атомов в побочных (В) группах возрастают в меньшей степени, чем в главных, и осуществляется в основном при переходе от первого элемента данной В - группы ко второму.

Чем больше r (атома), тем легче атом отдает электроны. Поэтому одни элементы (щелочные и щелочноземельные металлы) проявляют тенденцию отдавать электроны, другие (прежде всего галогены), типичные неметаллы – тенденцию присоединять электроны. Чаще всего металлы являются восстановителями, неметаллы - окислителями

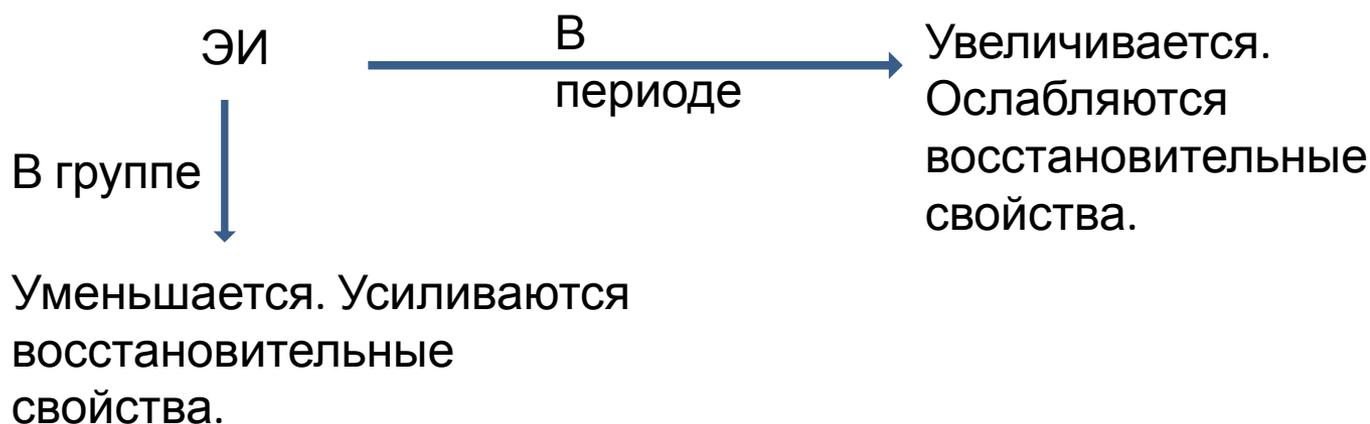
Восстановительные свойства в периоде слева направо ослабляются, а окислительные - увеличиваются.

Минимальная энергия, необходимая для отрыва наиболее слабо связанного электрона от невозбужденного атома, называется **энергией ионизации (ЭИ)**.

Например, $\text{Na} - e \rightarrow \text{Na}^+$, ЭИ = - 490

кДж

ЭИ количественно характеризует энергию связи электрона в атоме. Энергия ионизации является мерой восстановительных свойств. Чем меньше ЭИ, тем больше восстановительная способность элемента, тем он более выраженный металл.



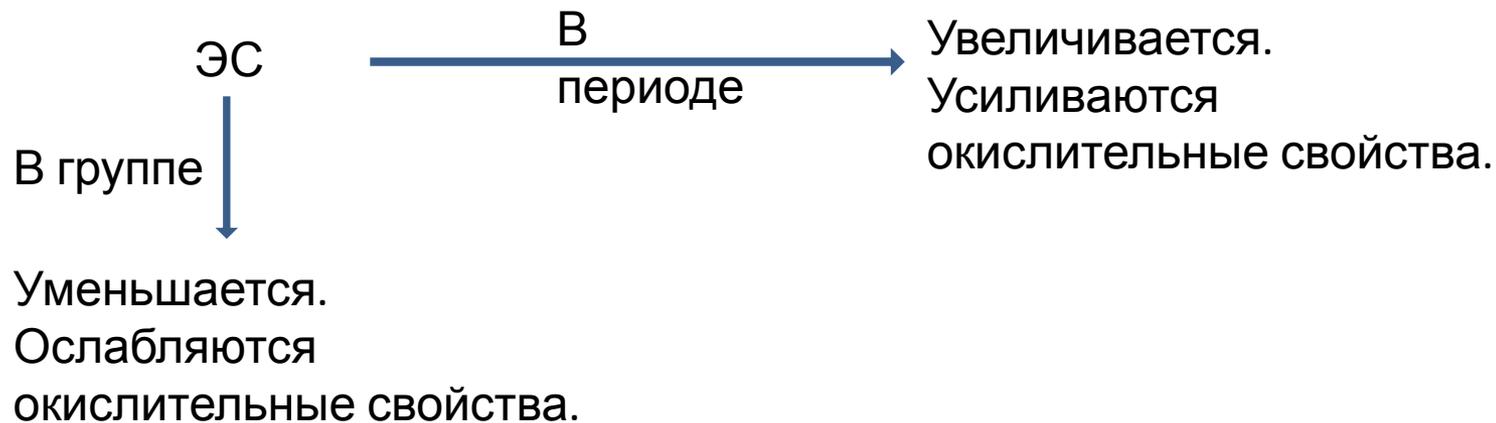
В побочных (В)-группах (кроме III В группы) восстановительные свойства усиливаются снизу вверх.

Энергия, которая выделяется при присоединении электрона к атому, называется **энергией сродства к электрону (ЭС)**

Например, $\text{Cl} + e \rightarrow \text{Cl}^-$, ЭС = + 362

кДж

ЭС характеризует количественно окислительные свойства атомов.



Сродство к электрону для металлов не характерно.

Электроотрицательность (ЭО) – условная величина, характеризующая способность атома в молекуле притягивать к себе электроны.

$$\text{ЭО} = (\text{ЭИ} + \text{ЭС})/2$$

ЭО характеризует количественно окислительные свойства атомов.



ЭО лития принимается за 1. Наибольшей ЭО обладают самые маленькие атомы с 7 внешними электронами – атомы галогенов.

Наименьшая ЭО у самых больших атомов с одним внешним электроном – атомом щелочных металлов больших периодов.

Самая большая ЭО у элементов, расположенных в верхнем правом углу таблицы, p- элементов VII A группы $\text{ЭО}(\text{F}) = 4$; самая маленькая ЭО у элементов, расположенных в нижнем левом углу таблицы, s- элементов I A группы, $\text{ЭО}(\text{Fr}) = 0.7$

Электроотрицательность элементов по Полингу

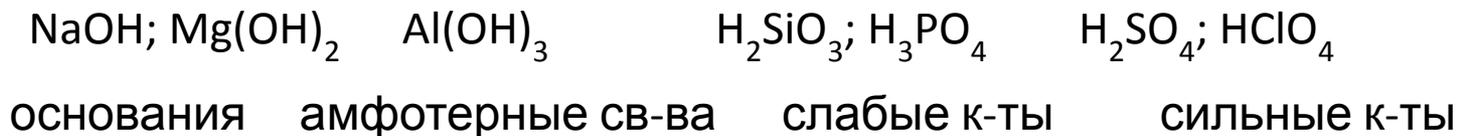
H 2,1																
Li 1,0	Be 1,5											B 2,0	C 2,5	N 3,0	O 3,5	F 4,0
Na 0,9	Mg 1,2											Al 1,5	Si 1,8	P 2,1	S 2,5	Cl 3,0
K 0,8	Ca 1,0	Sc 1,3	Ti 1,5	V 1,6	Cr 1,6	Mn 1,5	Fe 1,8	Co 1,9	Ni 1,9	Cu 1,9	Zn 1,6	Ga 1,6	Ge 1,8	As 2,0	Se 2,1	Br 2,8
Rb 0,8	Sr 1,0	Y 1,2	Zr 1,4	Nb 1,6	Mo 1,8	Tc 1,9	Ru 2,2	Rh 2,2	Pd 2,2	Ag 1,9	Cd 1,7	In 1,7	Sn 1,8	Sb 1,9	Te 2,0	I 2,5
Cs 0,7	Ba 0,9	La-Lu 1,0-1,2	Hf 1,3	Ta 1,5	W 1,7	Re 1,9	Os 2,2	Ir 2,2	Pt 2,2	Au 2,4	Hg 2,4	Tl 1,9	Pb 1,9	Bi 1,9	Po 2,0	At 2,2

Кисотно-основные свойства зависят от того, какая из связей в цепочке Э-О-Н оказывается менее прочной. Если Э-О, то при диссоциации соединение проявляет основные свойства ($\text{Э-О-Н} \rightarrow \text{Э}^+ + \text{ОН}^-$), если О-Н – кислотные ($\text{Э-О-Н} \rightarrow \text{ЭО}^- + \text{Н}^+$). Прочность связей в первую очередь определяется степенью окисления и ионным радиусом элемента. Увеличение степени окисления и уменьшение ионного радиуса вызывают смещение электронной плотности в цепочке $\text{Э} \leftarrow \text{O} \leftarrow \text{H}$, что приводит к ослаблению связи О-Н и усилению связи Э-О,

то есть усилению кислотных.

Изменение кислотно-основных свойств особенно четко проявляется у элементов 3-го периода.

Это видно из ряда их гидроксидов, химический характер которых меняется от основного к кислотному:



Эта периодическая закономерность в целом сохраняется и для больших периодов, но для них характер изменения свойств повторяется дважды: От I А - группы к VII В -группе и от I В - группы к VII А- группе

Для характеристики поведения электрона в атоме в соответствии с уравнением Шредингера введены квантовые числа.

Для описания АО необходимо 3 квантовых числа: главное (n), орбитальное (l), магнитное (m_l).

Для описания электрона необходимо 4 квантовых числа: главное (n), орбитальное (l), магнитное (m_l) и спиновое (m_s).

Главное квантовое число n – определяет наиболее вероятное расстояние электрона от ядра и энергию электронной орбитали. Набор АО с одним значением n называют **энергетическим уровнем**. Главное квантовое число принимает целочисленные значения от 1 до ∞ , и также обозначается буквами:

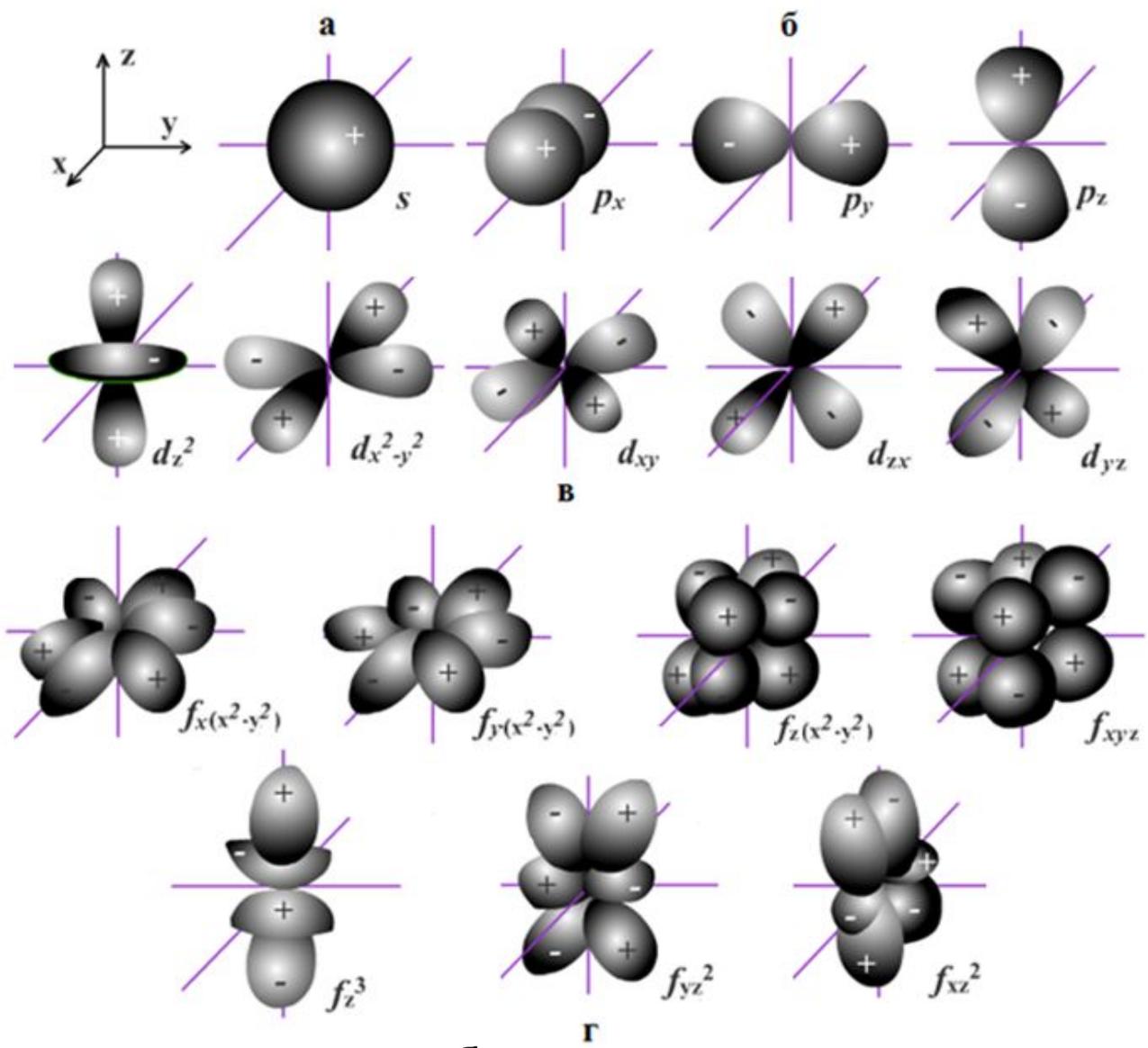
Буквенное обозначение энергетического уровня	K	L	M	N	O	P	Q
Главное квантовое число (n)	1	2	3	4	5	6	7

Орбитальное квантовое число l - определяет форму атомной орбитали, энергетический подуровень атома, орбитальный момент количества движения электрона. Электронные оболочки расщеплены на подоболочки, поэтому орбитальное квантовое число также характеризует энергетические подуровни в электронной оболочке атома. Орбитальные квантовые числа принимают значение от 0 до $(n-1)$. Подоболочки обозначают буквами:

Подуровень	s	p	d	f
Орбитальное квантовое число (l)	0	1	2	3

Магнитное квантовое число m_l - характеризует пространственную ориентацию электронных облаков. Оно принимает любое целое значение от $-l$ до $+l$, включая 0. Например, для $l=1$ магнитные квантовые числа имеют значения -1 ; 0 ; 1 . Таким образом, в данной подоболочке (p-подуровне) существует 3 орбитали. Соответственно в подоболочке s ($l=0$) имеется одна орбиталь. Любому значению l соответствует $(2l+1)$ возможных вероятных расположений электронного облака данного типа в пространстве.

Энергетический уровень, n	Подуровень		m_l	Число АО $N=n^2$
	Буквенное обозначение l	Численное значение l		
$n=1$	s	0	0	1
$n=2$	s	0	0	1
	p	1	$-1,0,+1$	3
				$\Sigma=4$
$n=3$	s	0	0	1
	p	1	$-1,0,+1$	3
	d	2	$-2,-1,0,+1,+2$	5
				$\Sigma=9$
$n=4$	s	0	0	1
	p	1	$-1,0,+1$	3
	d	2	$-2,-1,0,+1,+2$	5
	f	3	$-3,-2,-1,0,+1,+2,+3$	7
				$\Sigma=16$



Формы электронных облаков вероятности различных атомных орбиталей

Спиновое квантовое число m_s - характеризует вращение электрона вокруг собственной оси (спин), проекция вектора собственного момента импульса электрона в магнитном поле. Так как спин - величина векторная, то его условно обозначают стрелкой, направленной вверх \uparrow или вниз: \downarrow . Электроны с одинаковым направлением спина называются параллельными, при противоположных значениях - антипараллельными. Два электрона с одинаковыми значениями n, l, m_l , но с противоположно направленными спинами $\downarrow\uparrow$ называются спаренными, а с параллельными - неспаренными. Численно принимают значения m_s за $+1/2$ или $-1/2$.

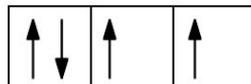
Например, при составлении схем электроны обозначают:

s электроны ns^1

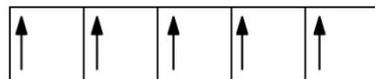


p электроны

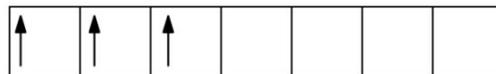
np^4



d электроны $(n-1)d^5$



f электроны $(n-2)f^3$



Электрон, который последним заполняет орбитали атома элемента называют **формирующим**. В периодической системе элементов различают 4 группы элементов, в зависимости от формирующего элемента: s, p, d и f элементы.

Элементы-аналоги – элементы, имеющие одинаковое строение внешних электронных оболочек и расположенные в одной подгруппе.

Например

IV группа:

Главная подгруппа, элементы-аналоги:

C $2s^2 2p^2$, Si $3s^2 3p^2$, Ge $4s^2 4p^2$, Sn $5s^2 5p^2$, Pb $6s^2 6p^2$

IV группа:

Побочная подгруппа, элементы-аналоги:

Ti $3d^2 4s^2$, Zr $4d^2 5s^2$, Hf $5d^2 6s^2$

Примеры:

s- элементы Li 1s $\uparrow\downarrow$ 2s \uparrow Be 1s $\uparrow\downarrow$ 2s $\uparrow\downarrow$

Примеры:

p- элементы S 3s $\uparrow\downarrow$ 3p $\uparrow\downarrow$ \uparrow \uparrow

Примеры:

d- элементы V 3d \uparrow \uparrow \uparrow \square \square 4s $\uparrow\downarrow$

Периоды	1	1 IA группа																	18 VIIIA группа
	1	H 1 1,008 Водород	2 IIA группа	Символ — H 1 — Порядковый (атомный) номер Название — Водород — Относительная атомная масса										13 IIIA группа	14 IVA группа	15 VA группа	16 VIA группа	17 VIIA группа	He 2 4,003 Гелий
	2	Li 3 6,94 Литий	Be 4 9,01 Бериллий											B 5 10,81 Бор	C 6 12,01 Углерод	N 7 14,007 Азот	O 8 15,999 Кислород	F 9 18,998 Фтор	Ne 10 20,18 Неон
	3	Na 11 22,99 Натрий	Mg 12 24,31 Магний	3 IIIB группа	4 IVB группа	5 VB группа	6 VIB группа	7 VIIB группа	8 VIIIB ₁ группа	9 VIIIB ₂ группа	10 VIIIB ₃ группа	11 IB группа	12 IIB группа	Al 13 26,98 Алюминий	Si 14 28,086 Кремний	P 15 30,97 Фосфор	S 16 32,066 Сера	Cl 17 35,45 Хлор	Ar 18 39,95 Аргон
	4	K 19 39,10 Калий	Ca 20 40,08 Кальций	Sc 21 44,96 Скандий	Ti 22 47,88 Титан	V 23 50,94 Ванадий	Cr 24 51,996 Хром	Mn 25 54,94 Марганец	Fe 26 55,85 Железо	Co 27 58,93 Кобальт	Ni 28 58,69 Никель	Cu 29 63,55 Медь	Zn 30 65,39 Цинк	Ga 31 69,72 Галлий	Ge 32 72,61 Германий	As 33 74,92 Мышьяк	Se 34 78,96 Селен	Br 35 79,90 Бром	Kr 36 83,80 Криптон
	5	Rb 37 85,47 Рубидий	Sr 38 87,62 Стронций	Y 39 88,91 Иттрий	Zr 40 91,22 Цирконий	Nb 41 92,91 Нобий	Mo 42 95,94 Молибден	Tc 43 [98] Технеций	Ru 44 101,07 Рутений	Rh 45 102,91 Родий	Pd 46 106,42 Палладий	Ag 47 107,87 Серебро	Cd 48 112,41 Кадмий	In 49 114,82 Индий	Sn 50 118,71 Олово	Sb 51 121,75 Сурьма	Te 52 127,60 Теллур	I 53 126,90 Йод	Xe 54 131,29 Ксенон
	6	Cs 55 132,91 Цезий	Ba 56 137,33 Барий	La * 57 138,91 Лантан	Hf 72 178,49 Гафний	Ta 73 180,95 Тантал	W 74 183,85 Вольфрам	Re 75 186,21 Рений	Os 76 190,2 Осий	Ir 77 192,22 Иридий	Pt 78 195,08 Платина	Au 79 196,97 Золото	Hg 80 200,59 Ртуть	Tl 81 204,38 Таллий	Pb 82 207,2 Свинец	Bi 83 208,98 Висмут	Po 84 [209] Полоний	At 85 [210] Астат	Rn 86 [222] Радон
7	Fr 87 [223] Франций	Ra 88 [226] Радий	Ac ** 89 [227] Актиний	Rf 104 [261] Резерфордий	Db 105 [262] Дубний	Sg 106 [266] Сибборгий	Bh 107 [264] Борий	Hs 108 [269] Гассий	Mt 109 [268] Мейтнерий	Ds 110 [271] Дармштадтий	Re 111 [272] Рентгений	s-элементы p-элементы d-элементы f-элементы							
* Лантаноиды			Ce 58 140,12 Церий	Pr 59 140,91 Празеодим	Nd 60 144,24 Неодим	Pm 61 [145] Прометий	Sm 62 150,36 Самарий	Eu 63 151,97 Европий	Gd 64 157,25 Гадолиний	Tb 65 158,93 Тербий	Dy 66 162,50 Диспрозий	Ho 67 164,93 Гольмий	Er 68 167,26 Эрбий	Tm 69 168,93 Тулий	Yb 70 173,04 Иттербий	Lu 71 174,97 Лютеций			
** Actinonides			Th 90 232,04 Торий	Pa 91 [231] Протактиний	U 92 238,03 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 [260] Менделеев	No 102 [259] Нобелий	Lr 103 [262] Лоуренсий			

Блоки таблицы включают элементы, у которых формируется один тип орбиталей (подуровень):

s- блок (s- элементы) - элементы IA и IIA групп с общими валентными электронными формулами ns^1 и ns^2

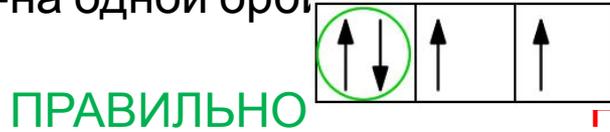
p- блок (p- элементы) - элементы IIIA по VIIIA групп с общими валентными электронными формулами от ns^2np^1 до ns^2np^6 .

d- блок (d- элементы) - элементы IIIA по VIIIA групп с общими валентными электронными формулами от $(n-1)d^1ns^2$ до $(n-1)d^{10}ns^2$.

f- блок (f- элементы) – лантаноиды, с общими валентными электронными формулами от $4f^15d^16s^2$ до $4f^{14}5d^16s^2$, и актиноиды $6d^27s^2$ (провал электрона) и от $5f^26d^17s^2$ до $5f^{14}6d^17s^2$.

Принцип Паули. В атоме не может быть двух электронов с одинаковыми значениями всех четырех квантовых чисел. Из принципа Паули вытекают следствия:

- на одной орбитали не может быть двух электронов с одинаковыми спинами

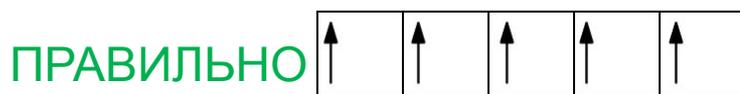


- максимальное число электронов на энергетическом подуровне: $2(2l+1)$

- максимально возможное число электронов на каждом энергетическом

уровне равно удвоенному значению квадрата главного квантового числа: $n = 2n^2$

Правило Гунда. Правило Гунда применяется при заполнении электронами энергетических подуровней. В данном подуровне электроны стремятся занять энергетические состояния таким образом, чтобы их суммарный спин был максимальным, суммарный спин спаренных электронов равен нулю. Так, если в трех p — ячейках надо разместить три электрона, то каждый из них будет располагаться в отдельной ячейке с параллельным спином.



$$\Sigma s_{\text{spin}} = +\frac{1}{2} + \frac{1}{2} + \frac{1}{2} + \frac{1}{2} + \frac{1}{2} = 2\frac{1}{2}$$

$$\Sigma s_{\text{spin}} = +\frac{1}{2} - \frac{1}{2} + \frac{1}{2} - \frac{1}{2} + \frac{1}{2} = \frac{1}{2}$$

Принцип наименьшей энергии. Электроны в атоме занимают наиболее низкое энергетическое состояние, отвечающее наиболее устойчивому его состоянию. Согласно приближенному решению Уравнения Шредингера:
 $1s < 2s < 2p < 3s < 3p < 4s < 3d < 4p < 5s < 4d < 5p < 6s < 5d \approx 4f < 6p < 7s$

Правило Клечковского. Электроны размещаются последовательно на орбиталях, характеризующихся возрастанием суммы главного и орбитального квантовых чисел ($n+l$); при одинаковых значениях этой суммы раньше заполняется орбиталь с меньшим значением главного квантового числа n .

	1s	2s	2p	3s	3p	4s	3d	4p
$n+l$	1+0=1	2+0=2	2+1=3	3+0=3	3+1=4	4+0=4	3+2=5	4+1=5
Порядок заполнения	1	2	3	4	5	6	7	8

Алгоритм составления электронной конфигурации атома:

1. По координатам или порядковому номеру устанавливают положение элемента в таблице Д.И. Менделеева (в данном случае приведены координаты в короткопериодном варианте):

№ 3 или 2 II A – литий Li; № 13 или 3 III A – алюминий Al; № 23 или 4 V Б – ванадий V;

№ 33 или 4 V A – мышьяк As; № 93 или 7 III Б – нептуний Np.

2. Определяют, к какому семейству (s-, p-, d или f-) элементов относится рассматриваемый атом, и записывают валентные электроны: Литий – s-элемент, $2s^1$; Алюминий – p-элемент, $3s^23p^1$; Ванадий – d-элемент, $3d^34s^2$; Мышьяк – p-элемент, $4s^24p^3$; Нептуний – f-элемент, $5f^46d^17s^2$.

3. Для составления *полной* электронной конфигурации, описывают все заполненные внутренние электронные уровни, начиная с первого и отмечают валентные электроны, которые отмечают подчеркиванием:

Li... $1s^2$ $2s^1$;

Al... $1s^22s^22p^6$ $3s^23p^1$;

V... $1s^22s^22p^63s^23p^6$ $3d^34s^2$ или V... $1s^22s^22p^63s^23p^6$ $4s^23d^3$

As... $1s^22s^22p^63s^23p^63d^{10}$ $4s^24p^3$, для p-элементов, имеющих полностью заполненный предвнешний d-подуровень, последний необходимо писать до внешнего s-подуровня. В этом случае d-подуровень не является валентным.

Np... $1s^22s^22p^63s^23p^63d^{10}4s^24p^64d^{10}4f^{14}5s^25p^65d^{10}6s^26p^6$ $5f^46d^17s^2$

При составлении *краткой* электронной конфигурации невалентные электроны заменяют символом благородного газа (полный октет электронов ns^2np^6), которым заканчивается предыдущий период:

Li...[He] 2s¹;

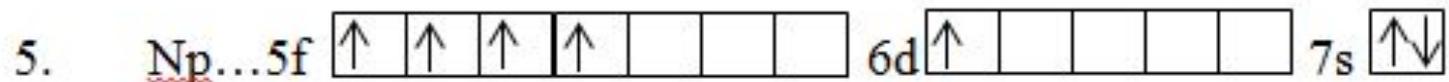
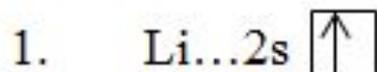
Al...[Ar] 3s²3p¹;

V...[Ar] 3d³4s²;

As...[Ar, **3d**¹⁰] 4s²4p³, для p- элементов, имеющих полностью заполненный предвнешний d- подуровень, последний необходимо указывать в квадратных скобках после символа благородного газа, которым завершился предыдущий период. Если указать d- подуровень после скобок, это будет означать, что d- электроны – валентны, что неправильно определяет p- элемент. Если d подуровень не указать вообще, это тоже неправильно, поскольку он не входит в электронную оболочку благородного газа, завершающего предыдущий период.

Np... [Rn] 5f⁴6d¹7s².

Схематическая запись рассмотренных элементов выглядит следующим образом



Экспериментально установлено, что для ряда d и f –элементов, в частности с d^5 и d^{10} конфигурации очень выгодны энергетически, наблюдается т.н. «провал» электрона с подуровня ns в (n-1)d (Cu, Ag, Au, Pt, Pd, Rh, Ru, Cr, Mo, Nb).
 Причем у Pd [Kr] $4d^{10}5s^0$.

Алгоритм описания квантовых чисел

Li...[He] 2s¹. 2-й период – главное квантовое число $n=2$. Литий – s- элемент, то есть $l=0$. Если $l=0$, значит $m_l=0$.

Атомная орбиталь: $n=2, l=0, m_l=0$.

Формирующий электрон: $n=2, l=0, m_l=0; m_s=\pm 1/2$ (одно из значений).

Al...[Ar] 3s²3p¹. 3-й период – главное квантовое число $n=3$. Алюминий – p- элемент, то есть $l=1$. Если $l=1$, значит $m_l=-1;0;+1$.

Атомная орбиталь: $n=3, l=1, m_l=-1;0;+1$.

Формирующий электрон: $n=3, l=1, m_l=-1;0;+1$ (одно из значений); $m_s=\pm 1/2$ (одно из значений).

V...[Ar] 3d³4s². !Формирующий электрон d- элементов находится на предвнешнем электронном уровне! Несмотря на то, что ванадий находится в четвертом периоде, *формирующий электрон* находится на 3d подуровне!

3-й период – главное квантовое число $n=3$. Ванадий – d- элемент, то есть $l=2$.

Если $l=2$, значит $m_l=-2;-1;0;+1;+2$.

Атомная орбиталь: $n=3, l=2, m_l=-2;-1;0;+1;+2$.

Формирующий электрон: $n=3, l=2, m_l=-2;-1;0;+1;+2$ (одно из значений); $m_s=\pm 1/2$ (одно из значений).

As...[Ar, 3d¹⁰] 4s²4p³. 4-й период – главное квантовое число n=4. Мышьяк – p-элемент, то есть l=1. Если l=1, значит m_l=-1;0;+1.

Атомная орбиталь: n=4, l=1, m_l=-1;0;+1.

Формирующий электрон: n=4, l=1, m_l=-1;0;+1 (одно из значений); m_s=±1/2 (одно из значений).

Np... [Rn] 5f⁴6d¹7s². !Формирующий электрон f- элементов находится на предпредвнешнем электронном уровне! Несмотря на то, что нептуний находится в седьмом периоде, *формирующий электрон* находится на 5f подуровне!

5-й период – главное квантовое число n=5. Нептуний – f- элемент, то есть l=3.

Если l=3, значит m_l=-3;-2-1;0;+1;+2;+3.

Атомная орбиталь: n=5, l=3, m_l=-3;-2-1;0;+1;+2;+3.

Формирующий электрон: n=5, l=3, m_l=-3;-2-1;0;+1;+2;+3 (одно из значений); m_s=±1/2 (одно из значений).

При сообщении атому энергии (в результате столкновения с другим атомом, поглощения кванта света, электронного удара) один или несколько электронов могут перейти на подуровни с более высокой энергией, в т.н. «**возбужденное состояние**». Обозначаемое символом атома со звездочкой:

Пример:

В $1s^2 2s^2 2p^1$ или $[\text{He}] 2s^2 2p^1$ - основное состояние

$V^* 1s^2 2s^1 2p^2$ или $[\text{He}] 2s^1 2p^2$ - возбужденное состояние.

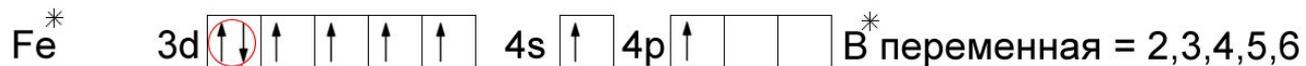
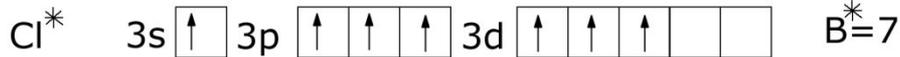
Валентность - способность атома присоединять или замещать определенное число других атомов с образованием химических связей. Валентность по обменному механизму равна числу внешних неспаренных электронов в атоме. Различают: - валентность в основном (V), - в возбужденном (V^*) состоянии атома.

Mg $3s^2$ Mg* $3s^1 3p^1$

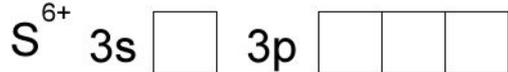
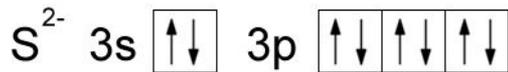
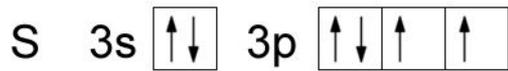
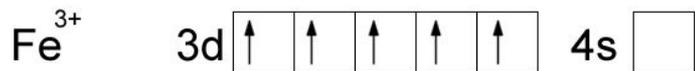
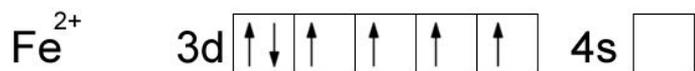
O $2s^2 2p^4$ F $2s^2 2p^5$ возбужденного состояния нет

Cl $3s^2 3p^5$ – аналог фтора – валентности: $V=1$, $V^*= 3, 5, 7$ - вследствие наличия свободных d-орбиталей на третьем энергетическом уровне.

Кобальт Co ... $3d^7 4s^2$ $V = 0$ – нет внешних неспаренных электронов в основном состоянии. Для большинства d-элементов валентность в основном состоянии $V= 0$, т.к. на внешнем уровне нет неспаренных электронов. При переходе в возбужденное состояние s-электроны распариваются, валентность возрастает. При этом, кроме внешних валентными становятся неспаренные d-электроны предвнешнего подуровня.



распариться не может, т.к. на 3-м энергетическом уровне нет вакантных орбиталей



Валентная конфигурация или сокращенная электронная формула
-содержит только валентные электроны (наиболее активные, которые могут участвовать в образовании химических связей). Это – все внешние электроны и электроны формирующихся подуровней.

Примеры:

Литий Li ... $2s^1$. квантовые числа для формирующего электрона $2s$:
 $n = 2, l = 0, m_l = 0, m_s = +1/2$ или $-1/2$; валентность: $V = 1$.

Азот N ... $2s^2 2p^3$ квантовые числа для формирующего электрона $2p$:
 $n = 2, l = 1, m_l = -1, 0, +1$ (одно из), $m_s = +1/2$ или $-1/2$;
валентность: $V = 3$

Хлор Cl ... $3s^2 3p^5$ квантовые числа для формирующего электрона $3p$:
 $n = 3, l = 1, m_l = -1, 0, +1$ (одно из), $m_s = +1/2$ или $-1/2$;
валентность: $V = 1, V^* = 3, 5, 7$.

Марганец Mn ... $3d^5 4s^2$

квантовые числа для формирующего электрона 3d:

$n = 3, l = 2, m_l = -2, -1, 0, +1, +2$ (одно из),

$m_s = +1/2$ или $-1/2$;

валентность: $V = 0, V^* = 2, 3, 4, 5, 6, 7$.

Серебро Ag ... $4d^{10} 5s^1$

квантовые числа для формирующего электрона 4d:

$n = 4, l = 2, m_l = -2, -1, 0, +1, +2$ (одно из),

$m_s = +1/2$ или $-1/2$;

валентность: $V = 1$.

Уран U ... $5f^3 6d^1 7s^2$

квантовые числа для формирующего электрона 5f :

$n = 5, l = 3, m_l = -3, -2, -1, 0, +1, +2, +3$ (одно из),

$m_s = +1/2$ или $-1/2$;

валентность: $V = 0, V^* = 1, 2, 3$.

Полная электронная конфигурация урана:

$U^{92} : 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 4f^{14} 5s^2 5p^6 5d^{10} 5f^3 6s^2 6p^6 6d^1 7s^2$

Задачи.

1. Написать краткую электронную конфигурацию и квантовые числа формирующего электрона:

Na

P

Mn

2. Написать краткую электронную конфигурацию основного и возможных возбужденных состояний атома Cl.

3. Написать краткую электронную конфигурацию иона Mn^{7+} .