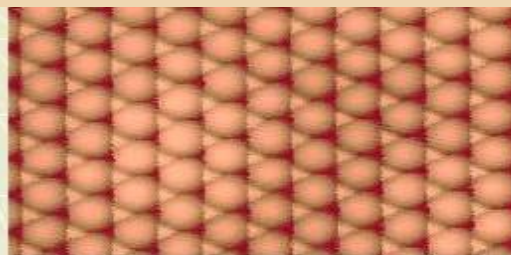


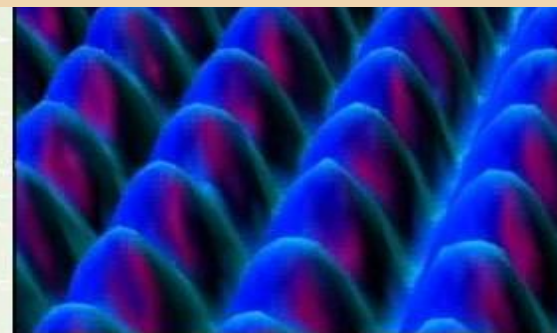
СТРОЕНИЕ АТОМА



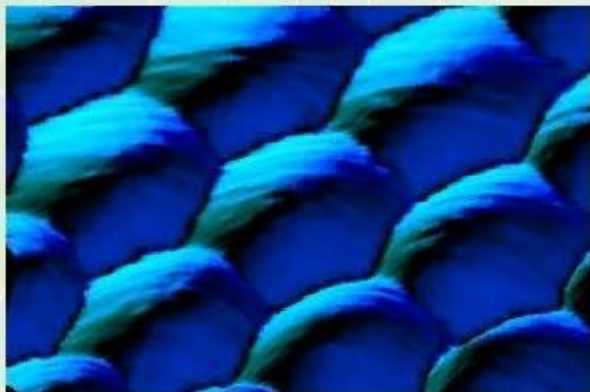
Атомы золота



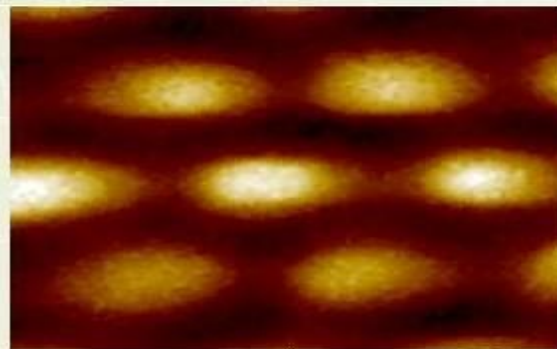
Атомы кобальта



Атомы никеля



Атомы платины



Атомы углерода



Атомы кремния

Заведующий кафедрой общей химии ФГБОУ ВО «ПМУ» Минздрава России, к.х.н.

Пискунова Марина Сергеевна

- 1. Понятие атома**
- 2. История открытий**
- 3. Модели строения атома**
- 4. Квантовые числа**
- 5. Виды орбиталей**
- 6. Правила заполнения орбиталей электронами**
- 7. Строение электронных оболочек атомов**
- 8. Основные характеристики атома**

АТОМ – мельчайшая химически неделимая частица вещества.

Atomos – неделимый.

Конец XIX – начало XX веков

А. Беккерель – радиоактивность урана

П. Кюри и М. Складовская-Кюри – радиоактивность радия и полония

М. Фарадей – «электричество существует в виде отдельных единичных зарядов»

Д. Томсон – открытие электронов

Э. Резерфорд – природа α , β , γ -лучей

Р. Милликен – определение заряда e

Г. Герц – фотоэффект

Э. Резерфорд – открытие протона

Д. Чедвик – открытие нейтрона

Модели строения атома

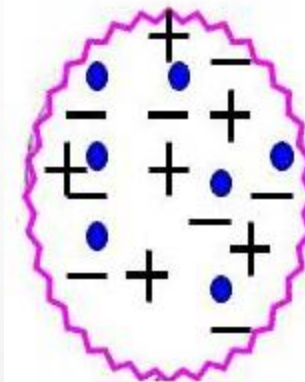
Модель Дж. Томсона (1904)

«Сливовый пудинг»

Атом – сферическая капля с положительным зарядом, в которую вкраплены отрицательно заряженные электроны.

Т.е. электроны распределены хаотично.

Не получила экспериментального подтверждения.



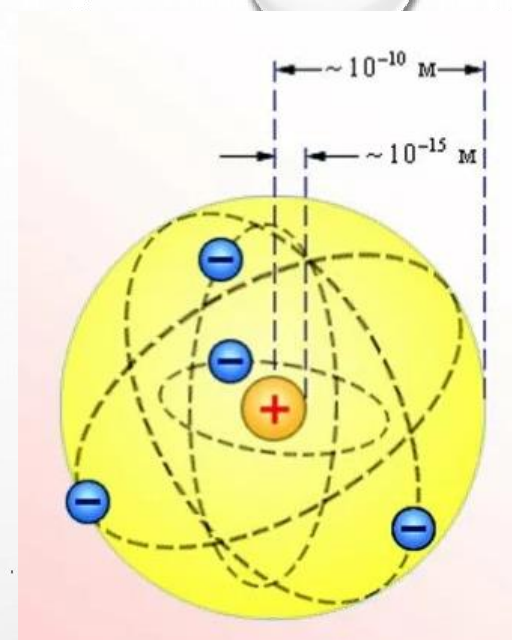
Модели строения атома

Планетарная модель строения атома Резерфорда (1911)

- 1) В центре атома – положительно заряженное ядро.
- 2) Весь положительный заряд и почти вся масса атома находятся в ядре.
- 3) Ядра атомов состоят из положительно заряженных *протонов* и незаряженных *нейтронов* (нуклоны).
- 4) Вокруг по замкнутым орбитам вращаются e^- .

НО! Противоречие классической электродинамике.

Вращаясь, e^- должны были излучать электромагнитные волны, терять энергию и... упасть на ядро.

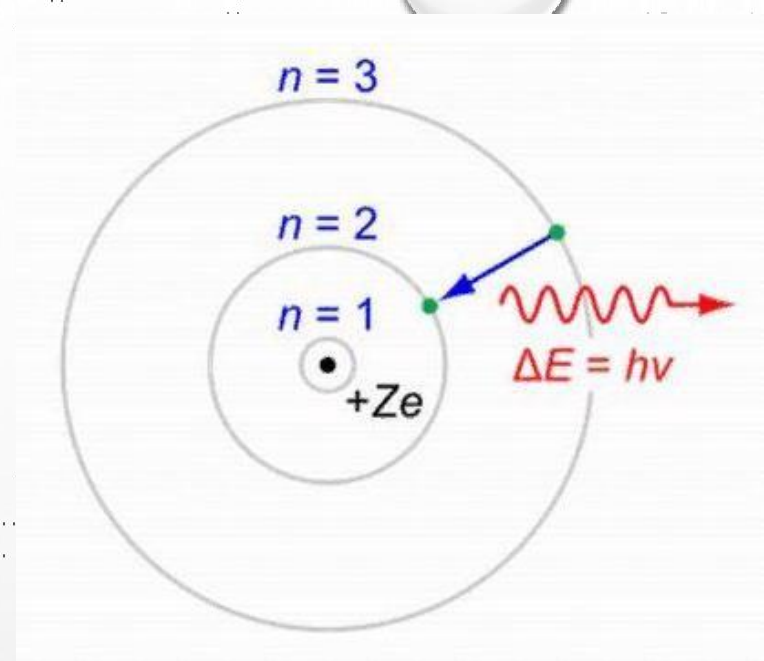


Модели строения атома

Планетарная модель строения атома по Н. Бору (1913)

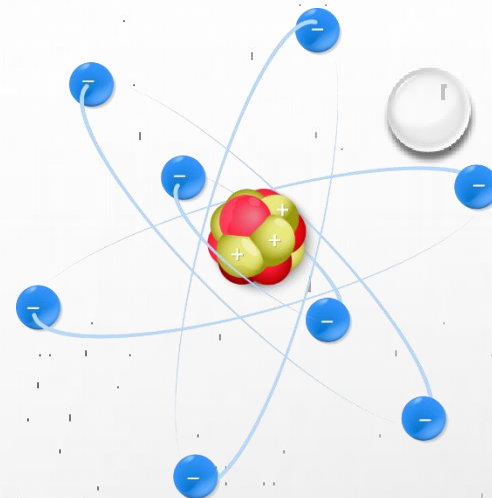
- 1) Электрон может вращаться вокруг ядра только по строго определенным орбитам.
- 2) При движении по орбитали e не излучает и не поглощает энергию.

Излучение или поглощение происходит только при переходе e с одной стационарной орбиты на другую. При этом испускается (или поглощается) квант света.



АТОМ -

электронейтральная частица, состоящая из положительно заряженного ядра и вращающихся вокруг ядра по строго определенным орбитам отрицательно заряженных электронов.



Ядра атомов состоят из положительно заряженных **протонов** и незаряженных **нейтронов** (**нуклоны**).

протон 1_1p

нейтрон 1_0n

– элементарные частицы, обладающие **одинаковой относительной массой**, но различным зарядом.

$$m(p) = m(n)$$

$$m(e) = 1/1836 m(p)$$

Заряд ядра является основной характеристикой атома.

Генри Мозли: *положительный заряд ядра атома равен порядковому номеру элемента в ПСХЭ.*

порядковый номер = заряд ядра = число протонов (Z) = число электронов

$$A = Z + N$$

A – массовое число атома;

Z – число протонов в ядре;

N – число нейтронов в ядре.

Различные виды атомов называют *нуклидами*.

Важнейшие характеристики – *атомный номер* и *массовое число*.



массовое число $A = 23$

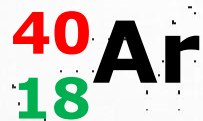
заряд ядра = $+11$

число протонов $Z = 11$

число электронов = 11

число нейтронов $N = 23 - 11 = 12$.

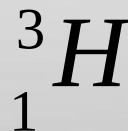
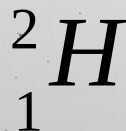
Атомы различных элементов, имеющие одинаковые массовые числа, называются *изобарами*.



Атомы одного и того же элемента, имеющие разные массовые числа, называются *изотопами*.

Ядра таких атомов имеют одинаковое число протонов, но *различное число нейтронов*.

Изотопы известны для всех химических элементов.



В ПСХЭ приведены средние значения относительных атомных масс химических элементов с учетом их изотопного состава.

Поэтому атомные массы химических элементов являются дробными.

$$\omega({}_{17}^{35}\text{Cl}) = 0,754; \quad \omega({}_{17}^{37}\text{Cl}) = 0,246$$

$$A_r(\text{Cl}) = 0,754 \cdot 35 + 0,246 \cdot 37 = 35,453 \quad (35,5)$$

**Современная теория строения атома
опирается на *квантовую механику*.**

Начало XX века

Открытия де Бройля, Гейзенберга, Дирака, Шредингера, и легли в основу квантовой механики.

Это наука о строении и свойствах элементарных частиц, ядер, атомов и молекул, об их превращениях и явлениях их сопровождающих.

Согласно ей электрон обладает одновременно и свойствами частицы (имеет массу, энергию, импульс) и свойствами волны (его движения можно охарактеризовать длиной волны, амплитудой, частотой).

Модели строения атома

Квантово-механическая модель строения атома

1. Электрон имеет двойственную природу (корпускулярно-волновую).
2. Для микрочастицы можно вычислить лишь вероятность ее нахождения в определенном объеме пространства.

Эту вероятность можно найти через волновую функцию, которая описывает движение e как частицы и волны (Э. Шредингер).

Волновая функция, определяющая область наиболее вероятного нахождения и энергетический уровень e в атоме, называется *атомной орбиталью*.

Решением уравнения Шредингера являются квантовые величины (КВАНТОВЫЕ ЧИСЛА).

Совокупность всех электронов в данном атоме образует его **электронную оболочку.**

Нельзя говорить о траектории движения электрона. Только о его *наиболее вероятном местоположении в атомном пространстве.*

Часть атомного пространства, в котором вероятность нахождения данного электрона наибольшая (90%), называется **орбиталью.**

Каждый электрон в атоме занимает определенную орбиталь и образует **электронное облако**, которое является совокупностью различных положений быстро движущегося электрона.

Все движения электрона в атоме описывается 4-мя квантовыми числами.

ГЛАВНОЕ квантовое число «n»

характеризует энергию электрона, размер орбитали и электронного облака.

$$n = 1, 2, 3, \dots \infty.$$

K, L, M, N, O, P, Q

$$n = 1, 2, 3, 4, 5, 6, 7$$

Энергия и размер орбитали увеличивается

Чем больше значение главного квантового числа, тем больше энергия электрона и тем большие размеры имеет его электронное облако.



Орбитали, которые имеют одинаковое значение n , близки между собой по форме и энергии.

Совокупность орбиталей с одинаковым значением главного квантового числа – энергетический уровень.

На одном энергетическом уровне могут находиться орбитали, которые имеют различные геометрические формы.

ПОБОЧНОЕ (ОРБИТАЛЬНОЕ) квантовое число $\ll l \gg$

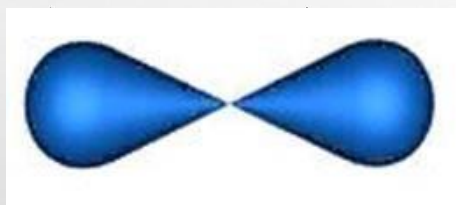
характеризует форму орбиталей и облаков в пространстве.

$$0 \leq l \leq (n-1)$$

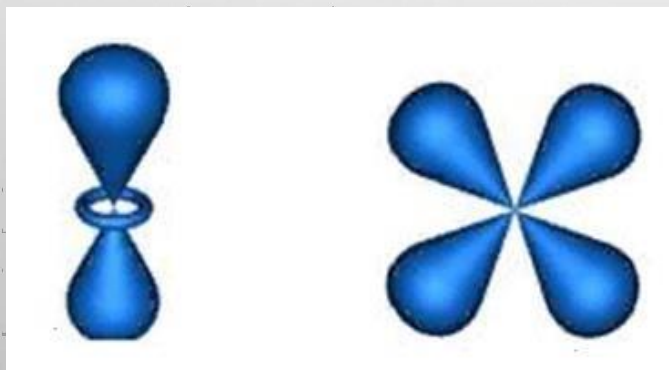
$l = 0$
s-орбиталь



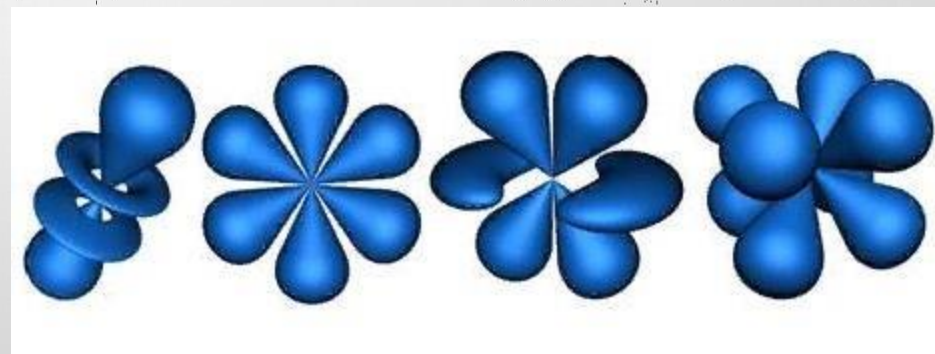
$l = 1$
p-орбиталь



$l = 2$
d-орбиталь



$l = 3$
f-орбиталь



Энергия орбиталей (E), которые находятся на одном энергетическом уровне, но имеют различную форму, неодинакова:

$$E_s < E_p < E_d < E_f .$$

Энергетические уровни делятся на подуровни.

Энергетический подуровень – совокупность орбиталей одного уровня и одинаковых по форме (т.е. с одинаковыми значениями « n » и « l »).

Число подуровней на уровне равно главному квантовому числу « n ».

уровень	n	l	орбиталь	
K	1	0	s	1s
L	2	0, 1	s, p	2s, 2p
M	3	0, 1, 2	s, p, d	3s, 3p, 3d

МАГНИТНОЕ квантовое число « m_l »

характеризует ориентацию орбитали в пространстве и число орбиталей на подуровне.

$$m_l = -l, 0, +l$$

l	орбиталь	m_l
0	s	0 ☐
1	p	-1, 0, +1 ☐ ☐ ☐
2	d	-2, -1, 0, +1, +2 ☐ ☐ ☐ ☐ ☐

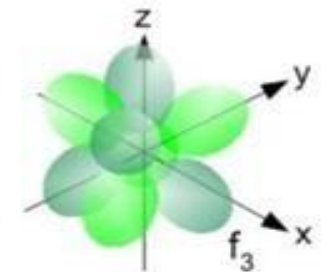
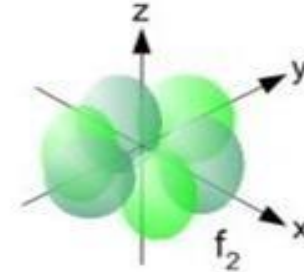
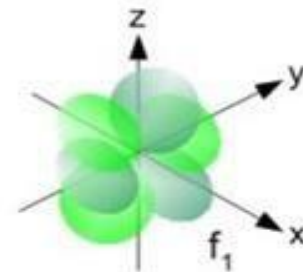
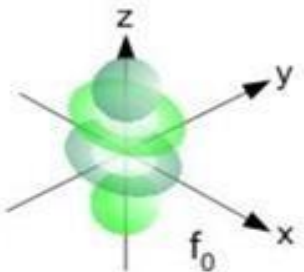
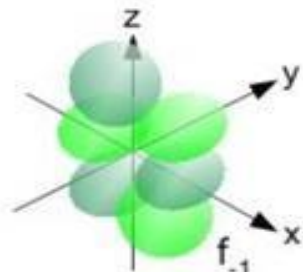
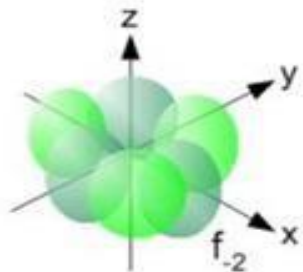
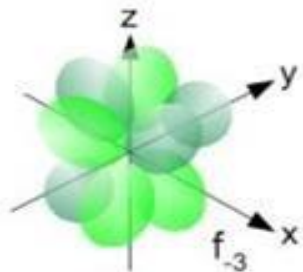
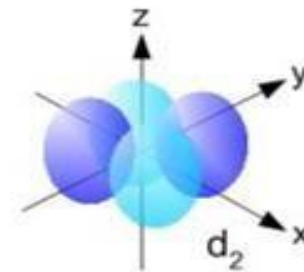
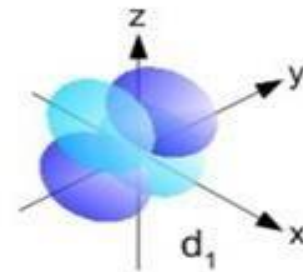
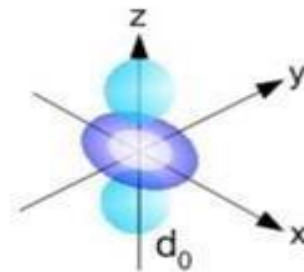
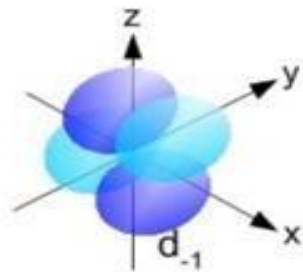
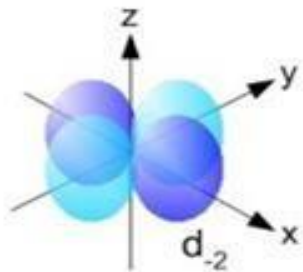
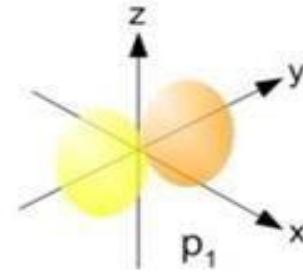
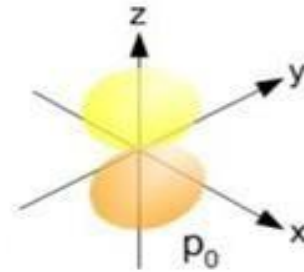
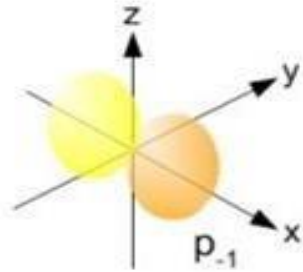
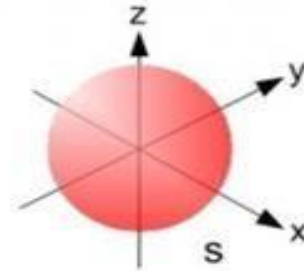
Общее число орбиталей на подуровне: $N = 2l + 1$.

Общее число орбиталей на энергетическом уровне: $N = n^2$.

Каждая орбиталь и электрон, который находится на этой орбитали, характеризуется тремя квантовыми числами: n, l, m_l .



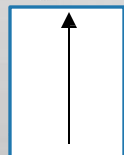
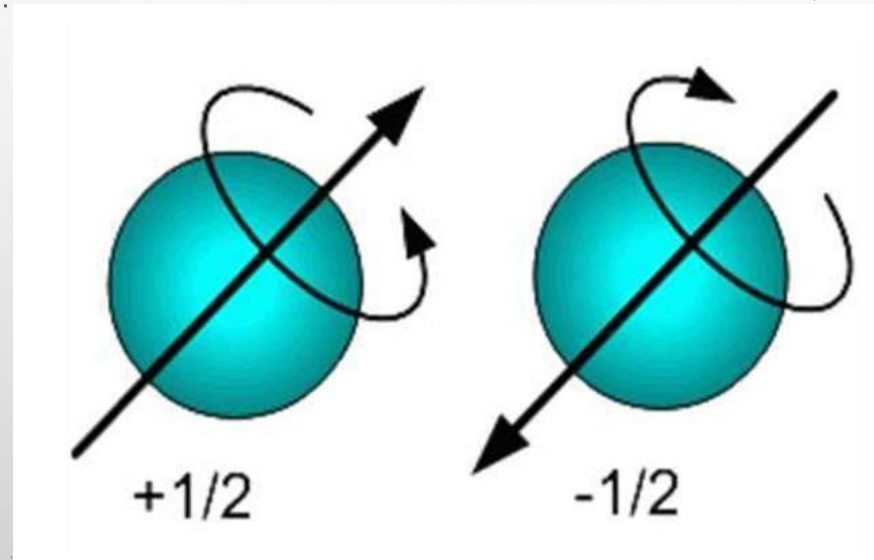
Формы орбиталей



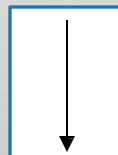
Для электрона есть еще одно квантовое число –

СПИНОВОЕ или **СПИН** (s , m_s).

Оно характеризует вращение электрона вокруг своей оси.

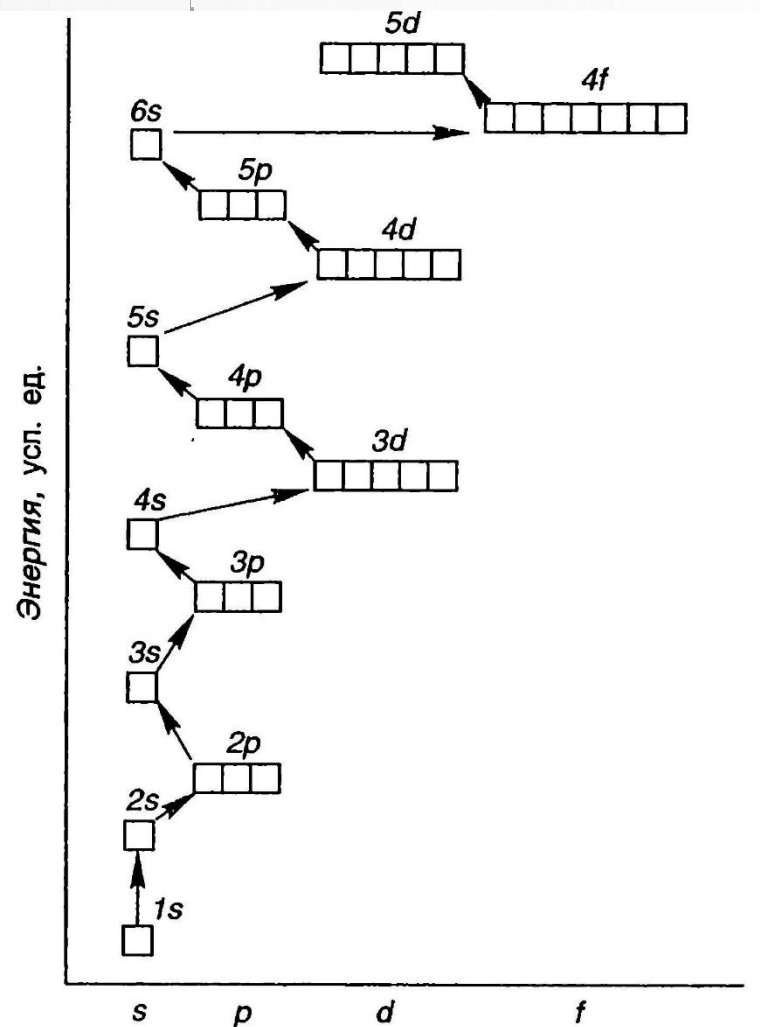


или



ПРАВИЛА ЗАПОЛНЕНИЯ ЭЛЕКТРОНАМИ ЭЛЕКТРОННЫХ ОБОЛОЧЕК АТОМОВ

Принцип наименьшей энергии



Если атом находится в своем основном (невозбужденном) состоянии, его электроны занимают как можно более низкие по энергии орбитали.

Суммарная энергия всех электронов атома должна быть минимальна.

Основное (устойчивое) состояние атома – состояние с минимальной энергией.

Любое другое состояние атома называется **возбужденным**.

Максимальное число электронов на энергетическом уровне: $N = 2n^2$.

Уровень	Подуровень	Максимальное число $\bar{e}$ на подуровне	Максимальное число $\bar{e}$ на уровне
К (первый)	s	2	2
L (второй)	s	2	8
	p	6	
M (третий)	s	2	18
	p	6	
	d	10	
N (четвертый)	s	2	32
	p	6	
	d	10	
	f	14	

Принцип наименьшей энергии

Энергия подуровня определяется суммой $(n + l)$.

Чем меньше сумма – тем меньше энергия подуровня.

Сначала заполняются орбитали с меньшей суммой $(n + l)$.

$$4s \quad n = 4, l = 0. \quad n + l = 4$$

$$4 < 5;$$

$$3d \quad n = 3, l = 2. \quad n + l = 5$$

$$E(4s) < E(3d)$$

Если суммы $(n + l)$ одинаковы для разных подуровней, то их энергия тем меньше, чем меньше значение главного квантового числа.

$$4p \quad n = 4, l = 1. \quad n + l = 5$$

$$3d \quad n = 3, l = 2. \quad n + l = 5$$

$$E(3d) < E(4p)$$

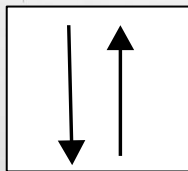
Электроны заполняют орбитали в порядке увеличения их энергии:

1s, 2s, 2p, 3s, 3p, 4s, 3d, 4p, 5s, 4d, 5p, 6s, 4f, 5d, 6p...

ПРАВИЛА ЗАПОЛНЕНИЯ ЭЛЕКТРОНАМИ ЭЛЕКТРОННЫХ ОБОЛОЧЕК АТОМОВ

Принцип запрета Паули

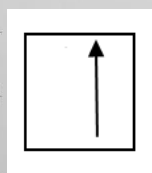
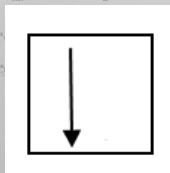
В атоме не может быть двух электронов с одинаковым набором всех 4-х квантовых чисел.



Поэтому на одной орбитали не может быть больше двух электронов.

Эти электроны отличаются только *спиновым* квантовым числом.

Спаренные электроны или **неподеленная электронная пара** или **электроны с антипараллельными спинами** – электроны, находящиеся на одной орбитали.

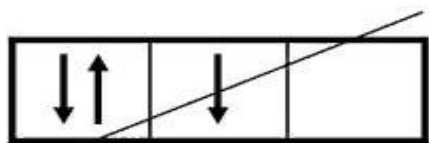


неспаренные электроны

ПРАВИЛА ЗАПОЛНЕНИЯ ЭЛЕКТРОНАМИ ЭЛЕКТРОННЫХ ОБОЛОЧЕК АТОМОВ

Правило Хунда (Гунда)

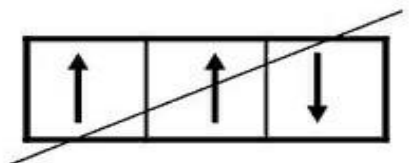
На одном подуровне электроны располагаются так, чтобы абсолютное значение суммы спиновых квантовых чисел было максимальным.



$$\Sigma|s| = | -\frac{1}{2} + \frac{1}{2} - \frac{1}{2} | = \frac{1}{2}$$



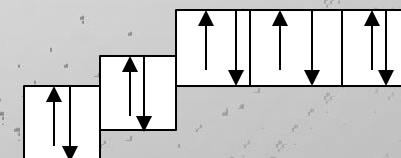
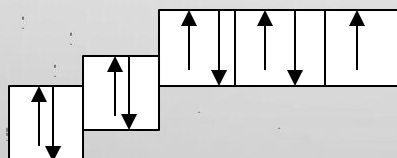
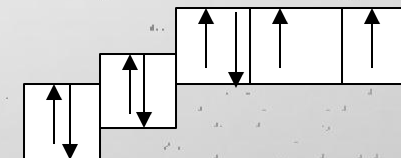
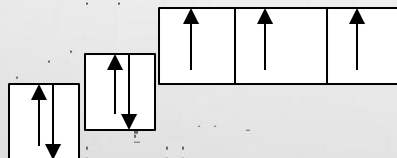
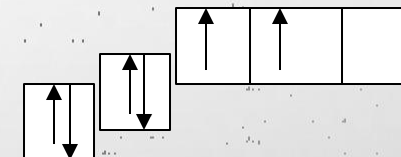
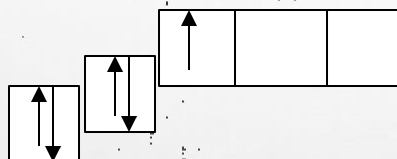
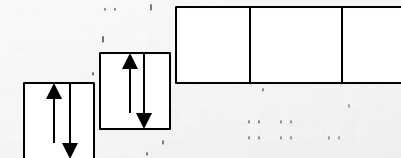
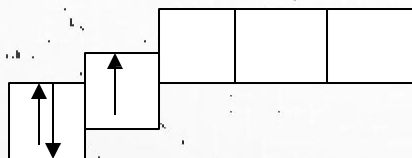
$$\Sigma|s| = | \frac{1}{2} + \frac{1}{2} + \frac{1}{2} | = 1 \frac{1}{2}$$



$$\Sigma|s| = | \frac{1}{2} + \frac{1}{2} - \frac{1}{2} | = \frac{1}{2}$$

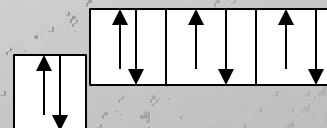
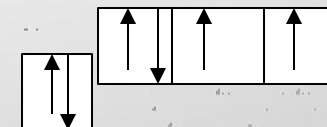
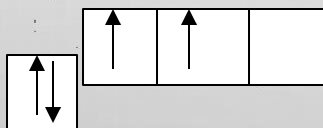
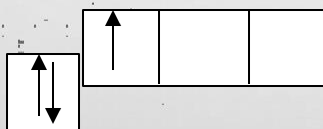
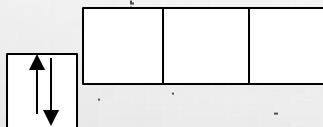
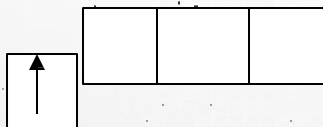
Это соответствует
устойчивому
состоянию атома.

Электроны заполняют орбитали подуровня сначала поодиночке с одинаковой ориентацией спина.



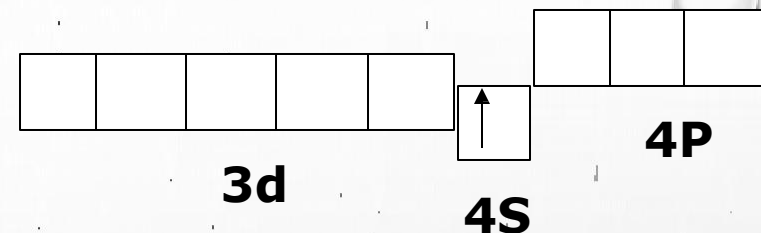
Теория строения атомов показала, что ПСХЭ является классификацией химических элементов по электронным структурам их атомов.

группы — ПЕРИОДИЧЕСКАЯ СИСТЕМА ХИМИЧЕСКИХ ЭЛЕМЕНТОВ
Д.И. МЕНДЕЛЕЕВА

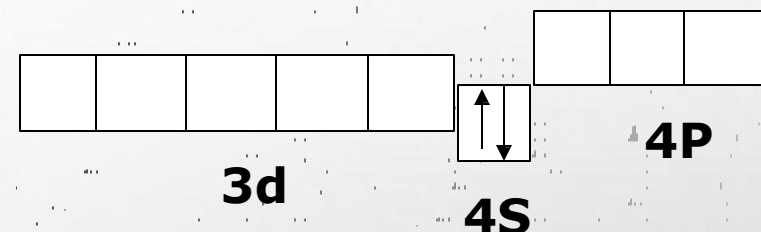


d-подуровень 3-го энергетического уровня заполняется только у элементов 4-го периода.

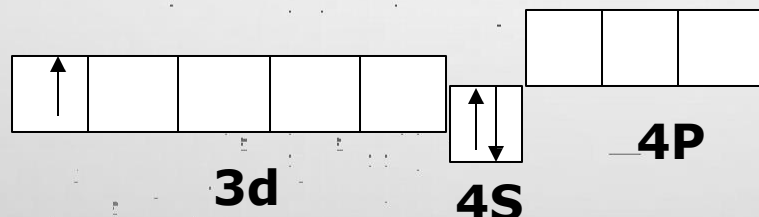
$_{19}\text{K } 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$ или $[\text{Ar}]4s^1$



$_{20}\text{Ca } 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$ или $[\text{Ar}]4s^2$



$_{21}\text{Sc } 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^1$ или $[\text{Ar}]4s^2 3d^1$



Все элементы разделяются на
 4 электронных семейства: s, p, d, f.

группы — ПЕРИОДИЧЕСКАЯ СИСТЕМА ХИМИЧЕСКИХ ЭЛЕМЕНТОВ Д.И. МЕНДЕЛЕЕВА

периоды	IA	IIA	переходные металлы										IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA	VIIIA
1	H	He																
2	Li	Be	B	C	N	O	F	Ne										
3	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar										
4	K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
5	Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
6	Cs	Ba	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
7	Fr	Ra	Ac	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Ds	Rg							
8	Лантаноиды																	
9	Актинοиды																	

ОСНОВНЫЕ ХАРАКТЕРИСТИКИ АТОМА

Важнейшими характеристиками атома являются **радиус атома и иона, потенциал ионизации, сродство к электрону, электроотрицательность, степень окисления.**

*С точки зрения квантовой механики атом не имеет строго определенных границ, поэтому **установить его абсолютные размеры невозможно.***

В химической практике наиболее широко используют так называемые **эффективные** (т.е. проявляющие себя в действии) **радиусы атомов**, рассчитанные из экспериментальных данных **по межъядерным расстояниям в молекулах и кристаллах.**

От размера атома или образованного им иона зависит легкость, с которой этот атом или ион теряет или приобретает электроны.

Потенциал ионизации (I) — энергия, которую необходимо затратить для отрыва электрона с внешнего энергетического уровня нейтрального атома и удаления на бесконечное расстояние



или



Чем меньше потенциал ионизации, тем легче удаляется электрон, тем сильнее восстановительные свойства атома.

Чем больше радиус атома, меньше потенциал ионизации, тем легче оторвать электрон, тем больше металлические (восстановительные) свойства.

Сродство к электрону (E) – энергия, которая выделяется при присоединении электрона на внешний энергетический уровень нейтрального атома.

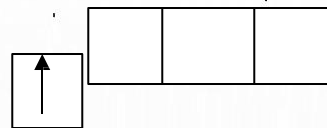


Чем больше сродство к электрону, тем легче присоединить электрон, тем выше окислительные свойства атома.

Сродство к электрону увеличивается с уменьшением радиуса атома, тем легче присоединить электрон, тем больше неметаллические (окислительные) свойства.

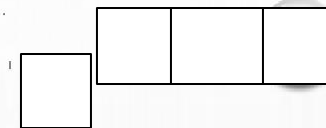
$_{11}\text{Na}$

$[\text{Ne}] 3s^1$

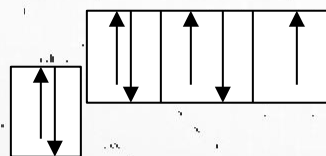


$_{11}\text{Na}^+$

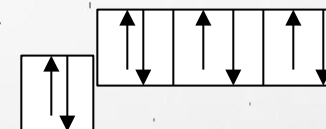
$[\text{Ne}] 3s^0$



$_{17}\text{Cl}$ $[\text{Ne}] 3s^2 3p^5$



$_{17}\text{Cl}^-$ $[\text{Ne}] 3s^2 3p^6$



$[\text{Ar}]$

Радиусы положительных ионов (катионов) всегда меньше атомных радиусов соответствующих элементов.

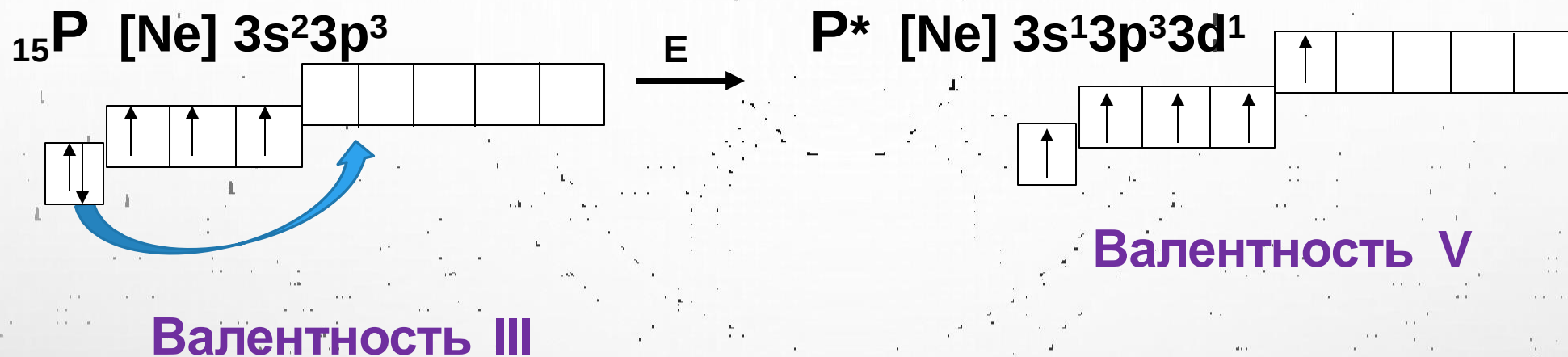
Радиусы отрицательных ионов (анионов) больше атомных радиусов соответствующих элементов.

Электроотрицательность (ЭО) – условная величина, характеризующая способность атома в химическом соединении притягивать к себе электроны других атомов.

Увеличение электроотрицательности

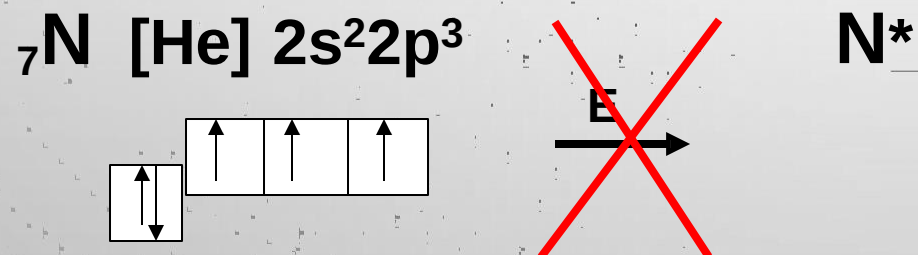
1 H Hydrogen 1.00794																	2 He Helium 4.003				
3 Li Lithium 6.941	4 Be Beryllium 9.012182															5 B Boron 10.811	6 C Carbon 12.0107	7 N Nitrogen 14.00674	8 O Oxygen 15.9994	9 F Fluorine 18.99840323	10 Ne Neon 20.1797
11 Na Sodium 22.989770	12 Mg Magnesium 24.3050															13 Al Aluminum 26.981538	14 Si Silicon 28.0855	15 P Phosphorus 30.973761	16 S Sulfur 32.066	17 Cl Chlorine 35.4527	18 Ar Argon 39.948
19 K Potassium 39.0983	20 Ca Calcium 40.078	21 Sc Scandium 44.955910	22 Ti Titanium 47.867	23 V Vanadium 50.9415	24 Cr Chromium 51.9961	25 Mn Manganese 54.938049	26 Fe Iron 55.845	27 Co Cobalt 58.933200	28 Ni Nickel 58.6934	29 Cu Copper 63.546	30 Zn Zinc 65.39	31 Ga Gallium 69.723	32 Ge Germanium 72.61	33 As Arsenic 74.92160	34 Se Selenium 78.96	35 Br Bromine 79.904	36 Kr Krypton 83.80				
37 Rb Rubidium 85.4678	38 Sr Strontium 87.62	39 Y Yttrium 88.90585	40 Zr Zirconium 91.224	41 Nb Niobium 92.90638	42 Mo Molybdenum 95.94	43 Tc Technetium (98)	44 Ru Ruthenium 101.07	45 Rh Rhodium 102.90550	46 Pd Palladium 106.42	47 Ag Silver 107.8682	48 Cd Cadmium 112.411	49 In Indium 114.818	50 Sn Tin 118.710	51 Sb Antimony 121.760	52 Te Tellurium 127.60	53 I Iodine 126.90447	54 Xe Xenon 131.29				
55 Cs Cesium 132.90545	56 Ba Barium 137.327	57 La Lanthanum 138.9055	72 Hf Hafnium 178.49	73 Ta Tantalum 180.9479	74 W Tungsten 183.84	75 Re Rhenium 186.207	76 Os Osmium 190.23	77 Ir Iridium 192.217	78 Pt Platinum 195.078	79 Au Gold 196.96655	80 Hg Mercury 200.59	81 Tl Thallium 204.3833	82 Pb Lead 207.2	83 Bi Bismuth 208.98038	84 Po Polonium (209)	85 At Astatine (210)	86 Rn Radon (222)				
87 Fr Francium (223)	88 Ra Radium (226)	89 Ac Actinium (227)	104 Rf Rutherfordium (261)	105 Db Dubnium (262)	106 Sg Seaborgium (263)	107 Bh Bohrium (262)	108 Hs Hassium (265)	109 Mt Meitnerium (266)	110 (269)	111 (272)	112 (277)	113	114								

Возбужденное состояние атома



Максимальная валентность равна номеру группы.

НО!



Валентность N равна III,
максимум IV.



Спасибо
за внимание!

