

Строение атома.

Основные понятия.

- **Атом** – электронейтральная микросистема, состоящая из положительно заряженного ядра и отрицательно заряженных электронов (размер атома $\approx 1 \cdot 10^{-8}$ см).

Протон – это стабильная элементарная частица, входящая в состав всех ядер атомов, имеющая массу $= 1,673 \cdot 10^{-27}$ кг и заряд $= +1$.

Нейтрон - это электрически нейтральная элементарная частица, входящая в состав ядра и имеющая массу = $1,675 \cdot 10^{-27}$ кг

Нуклоны – это протоны и нейтроны.

Электрон – это элементарная частица, материальный носитель наименьшей массы ($\approx 0,91 \cdot 10^{-27}$ г) и наименьшего электрического заряда в природе ($= -1$)

A – массовое число атома.

$$A = Z + N$$

Химический элемент – это вид атомов с одинаковым зарядом ядра.

Изотопы – атомы одного и того же химического элемента, имеющие одинаковое число протонов, но различающиеся массовым числом, за счет разного числа нейтронов в

Атомная орбиталь (АО) – область околоядерного пространства, в которой наиболее вероятно (90%) нахождение электрона.

Квантовые числа:

1. Главное (n)
2. Орбитальное (l)
3. Магнитное (m_l)
4. Спиновое (m_s)

Главное квантовое число (n).

Характеризует запас энергии
электрона.

Определяет энергетический уровень
электрона, удаленность уровня от
ядра,

размер электронного облака.

$n = 1, 2, 3 \dots$, соответствует номеру

периода в ПСХЭМ.

Чем больше n , тем электрон дальше от ядра, тем больше запас его энергии, тем слабее связь с ядром, тем легче удалить электрон из атома.

Энергетический уровень (ЭУ) – совокупность электронных состояний, имеющих одинаковое значение n .

ЭУ обозначается 1,2,3... или соответствующими буквами K, L, M, N, O

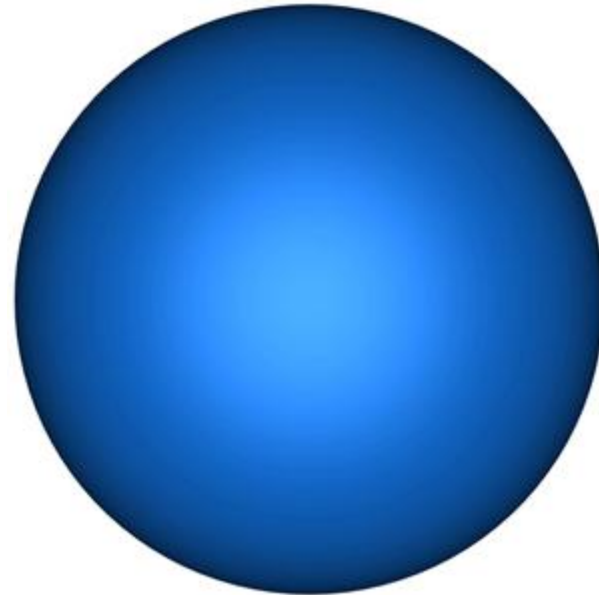
Орбитальное квантовое число (l)

Характеризует геометрическую форму орбитали.

Определяет число подуровней на

значени	0	1	2	3	
е l).
подурове	s	p	d	f	
нь					

При $n=1$, $L=0$ (первый ЭУ, один s -подуровень). Форма орбитали – сферическая.

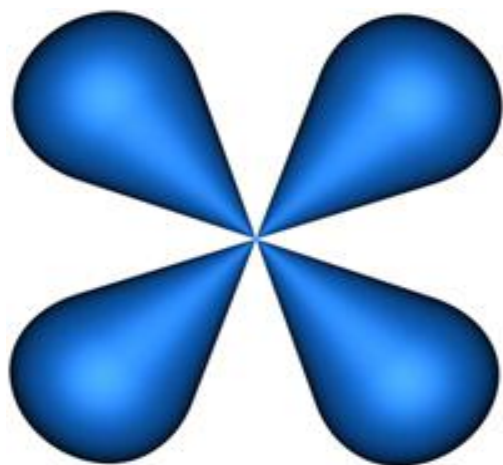


При $n=2$, $L=0, 1$ (второй ЭУ, два подуровня s и p). Форма орбитали – гантель.

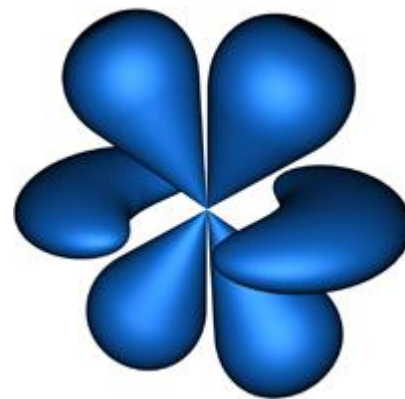
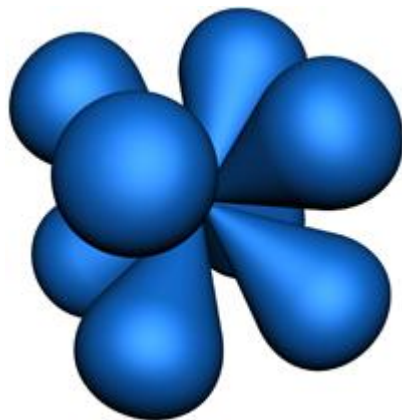
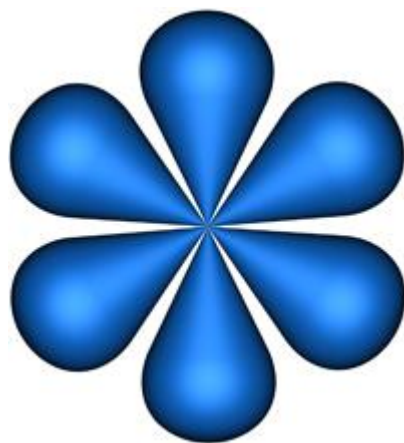
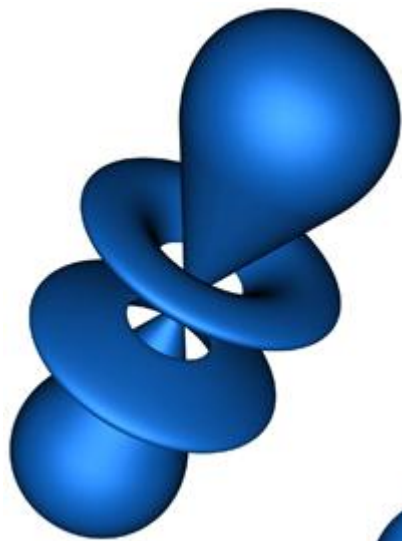


При $n=3$, $L=0,1,2$ (третий ЭУ, три подуровня s , p и d). Форма орбитали сложная.

Возможные форма d -орбиталей:



Возможные форма f-орбиталей:



Номер уровня указывает на число подуровней, которыми он располагает.

Энергетический подуровень

– это совокупность
электронных состояний,
характеризующихся
определенным набором
квантовых чисел n и l .

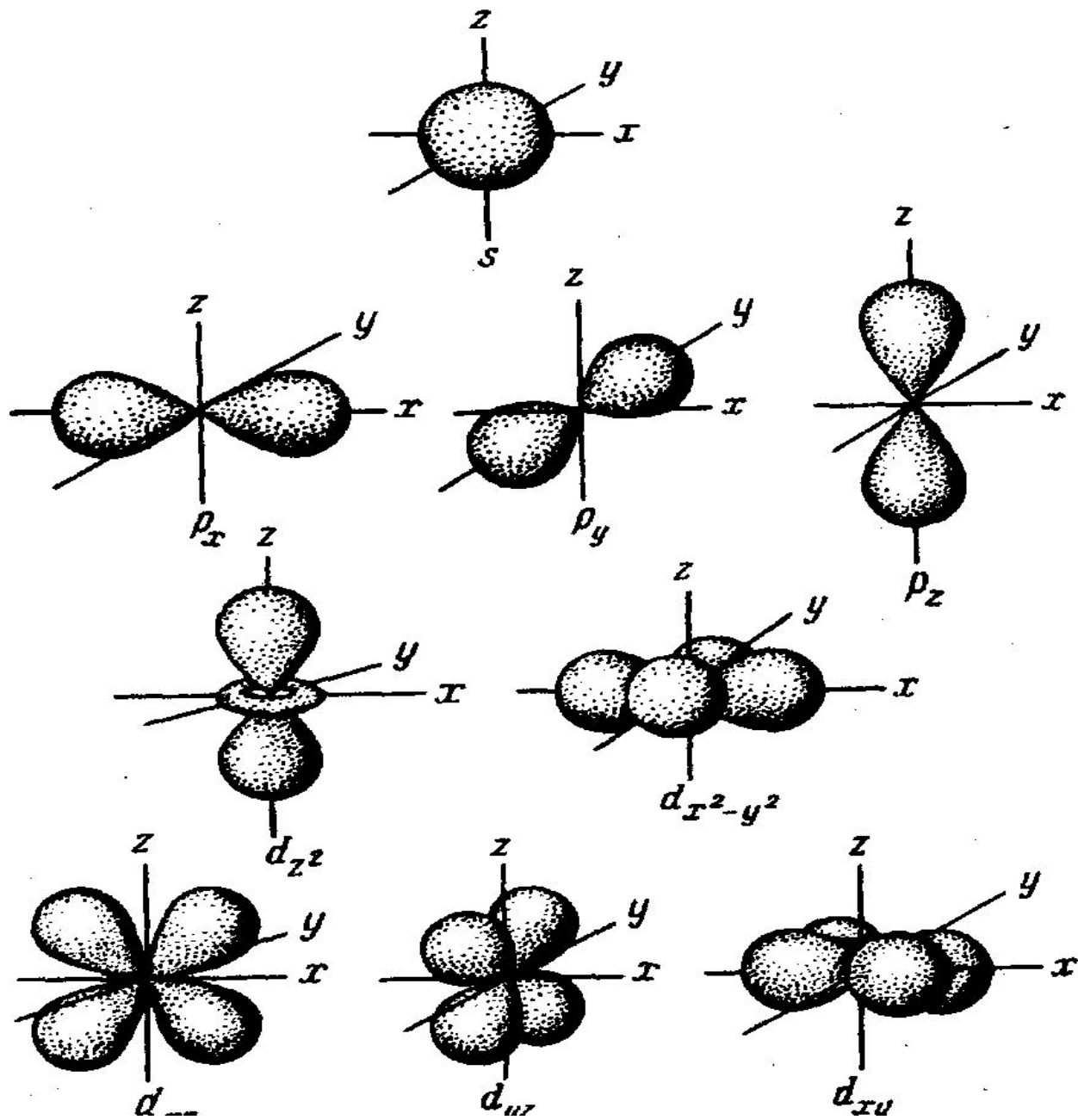
Магнитное квантовое число m_l

Характеризует число способов взаимной ориентации ЭО.

Принимает значения: $m_l = -l, \dots, 0, \dots, +l$

Если $l=0$ (s), то $m_l=0$ (сфера – одна ориентация в пространстве).

Если $l=1$ (p), то $m_l = -1, 0, +1$. (три орбитали гантели, три ориентации p-орбиталей в пространстве).



Общее число орбиталей на энергетическом уровне равно n^2 .

Число орбиталей на подуровне равно $(2l + 1)$.

Спиновое квантовое число m_s .

Характеризует собственный
момент

импульса электрона, связанный с
вращением электрона вокруг
собственной оси при его вращении
вокруг ядра.

Принимает значения $+1/2$ или $-1/2$
(по часовой стрелке, либо против
часовой стрелки)

Принципы заполнения атомных орбиталей.

1. Принцип Паули: в атоме не может быть двух электронов, имеющих одинаковый набор всех

Квантовые числа	n	l	m_l	m_s
Первый электрон	1	0	0	+1/2
Второй электрон	1	0	0	-1/2

Каждая орбиталь может
вместить только 2 электрона ,
имеющих противоположно
направленные спины.

Максимальное число
электронов на подуровнях:

s^2 , p^6 , d^{10} , f^{14}

Максимальное количество электронов на энергетическом уровне определяется по формуле:

$$N = 2n^2,$$

где N – число электронов,
 n – номер энергетического уровня.

2. Принцип наименьшей энергии.

Основному состоянию атома соответствует минимальная суммарная энергия электронов.

Правило Клечковского.

Увеличение энергии и соответственно
заполнение орбиталей происходит в
порядке возрастания суммы
квантовых
чисел $(n+l)$, а при одинаковых
значении
 $(n+l)$ в порядке возрастания числа n .

*Соответственно правилу
Клечковского энергия возрастает в
ряду:*

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

3. Правило Гунда (Хунда).

При заполнении
электронами орбиталей
каждого данного подуровня
число неспаренных
электронов на нем должно
быть максимальным.

**Электронные
конфигурации
элементов I-IV
периодов.**

№ эл-та	Хим. знак	Название элемента	Электронная формула
1	H	водород	$1s^1$
2	He	гелий	$1s^2$
II период			
3	Li	литий	$1s^22s^1$
4	Be	бериллий	$1s^22s^2$
5	B	бор	$1s^22s^22p^1$
6	C	углерод	$1s^22s^22p^2$
7	N	азот	$1s^22s^22p^3$
8	O	кислород	$1s^22s^22p^4$
9	F	фтор	$1s^22s^22p^5$
10	Ne	неон	$1s^22s^22p^6$

№ эл-та	Хим. знак	Название элемента	Электронная формула
III период			
11	Na	Натрий	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$
12	Mg	Магний	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$
13	Al	Алюминий	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$
14	Si	Кремний	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2$
15	P	Фосфор	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$
16	S	Сера	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$
17	Cl	Хлор	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$
18	Ar	Аргон	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$

№ эл-та	Хим. знак	Название элемента	Электронная формула
------------	--------------	----------------------	------------------------

IV период

19	K	Калий	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$
20	Ca	Кальций	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$
21	Sc	Скандий	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^1$
22	Ti	Титан	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^2$
23	V	Ванадий	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^3$
24	Cr	Хром	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1 3d^5$
25	Mn	Марганец	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^5$
26	Fe	Железо	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^6$
27	Co	Кобальт	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^7$
28	Ni	Никель	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^8$
29	Cu	Медь	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1 3d^{10}$

№ эл-та	Хим. знак	Название элемента	Электронная формула
IV период			
31	Ga	Галлий	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^1$
32	Ge	Германий	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^2$
33	As	Мышьяк	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^3$
34	Se	Селен	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^4$
35	Br	Бром	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^5$
36	Kr	Криптон	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6$

«Провал» или «проскок»
электрона.

большая устойчивость у
подуровней, заполненных
наполовину или полностью
электронами. Конфигурации
 d^5 и d^{10} устойчивее чем d^4 и
 d^9 .

Элементы с «аномальными» электронными конфигурациями:

Молибден

Рутений

Родий

Палладий

Серебро

Лантан

Платина

Золото

Актиний

В зависимости от
заполняемого в последнюю
очередь энергетического
подуровня, элементы
делятся на семейства:

s - элементы

p - элементы

d - элементы

f - элементы

Электронные аналоги – элементы с одинаковым строением внешнего энергетического уровня (например, элементы I группы, гл. подгруппы). Они имеют сходные химические свойства, но различную химическую активность.

Нормальное и возбужденное состояния атома

При сообщении энергии атом переходит в возбужденное состояние, характеризующееся перестройкой электронной конфигурации: один из электронов с более низкого по энергии подуровня переходит на другой, энергия которого выше.

Периодический закон и
периодическая система
химических элементов Д.И.
Менделеева в свете учения
о строении атома.

Свойства химических элементов, а также формы и свойства образуемых ими соединений, находятся в периодической зависимости от величины заряда ядер их атомов.

У элементов периодически повторяются электронные конфигурации атомов и поэтому периодически повторяются химические свойства, которые определяются электронной конфигурацией атомов.

Периодически изменяются:
атомные радиусы, энергии
ионизации и сродства к
электрону,
электроотрицательности.

Радиус атома (орбитальный радиус) – теоретически рассчитанное расстояние от центра ядра атома до максимума электронной плотности внешнего квантового слоя.

Энергия ионизации – это энергия , которую надо затратить для отрыва электрона, наиболее слабо связанного с ядром невозбужденного атома .

Сродство к электрону – это величина энергии, выделяемая (или поглощаемая) при присоединении атомом электрона.