



**Министерство образования и науки Российской Федерации
Рубцовский индустриальный институт (филиал)
ФГБОУ ВПО «Алтайский государственный технический
университет им. И.И. Ползунова»**

Н.Н. АВETИСЯН

СТРОЕНИЕ ВЕЩЕСТВА

**Учебное пособие для студентов
направлений ЭиЭ, ЭТМ, КТМ, ТМО и С**

*Рекомендовано Рубцовским индустриальным институтом (филиалом) ФГБОУ
ВПО «Алтайский государственный технический университет
им. И.И. Ползунова» в качестве учебного пособия для студентов, обучающихся
по направлениям подготовки ЭиЭ, ЭТМ, КТМ, ТМО и С*

Рубцовск 2015

УДК 541

Аветисян Н.Н. Строение вещества: Учебное пособие для студентов направлений ЭиЭ, ЭТМ, КТМ, ТМО и С/ Рубцовский индустриальный институт. - Рубцовск, 2015. - 59 с.

В пособии в соответствии с учебной программой изложен теоретический материал, предложены контрольные и тестовые задания с целью его закрепления.

Пособие предназначено для обеспечения самостоятельной работой студентов инженерно-технических направлений всех форм обучения.

Рассмотрено и одобрено
на заседании НМС РИИ
Протокол №4 от 21.05.15 г.

Рецензент: д.х.н., профессор АГУ

В.К. Чеботарев

Содержание

1. Строение атома	4
1.1. История развития представлений о строении атома	4
1.2. Квантово-механическая модель атома	6
1.3. Квантовые числа	9
1.4. Многоэлектронные атомы	12
1.5. Электронно-графические формулы	14
2. Периодический закон, периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева, периодичность свойств элементов	16
3. Химическая связь и строение молекулы	17
3.1. Количественные характеристики химической связи	18
3.2. Ковалентная связь	18
3.3. Донорно-акцепторный механизм образования ковалентной связи	27
3.4. Ионная связь	28
3.5. Металлическая связь	28
3.6. Водородная связь	30
3.7. Межмолекулярное взаимодействие	30
4. Контрольные задания	31
5. Тестовые задания	34
5.1. Строение атома	34
5.2. Периодический закон и ПСХЭ Д.И. Менделеева	41
5.3. Химическая связь и конфигурация молекул	45
Список литературы	51
Приложение	52

1. Строение атома

1.1. История развития представлений о строении атома

Понятие «атом» пришло из далекой античности, но совершенно изменило тот первоначальный смысл, который вкладывали в него древние греки (в переводе с греческого «атом» означает «неделимый»). Этимология названия «неделимый» отражает сущность атома с точностью до наоборот. Атом делим и состоит из элементарных частиц.

Сложность строения атома доказана фундаментальными открытиями, сделанными в конце XIX и начале XX в. В результате изучения природы катодных лучей (Дж. Томсон, 1897 г.), открытия явления фотоэффекта (А.Г. Столетов, 1889 г.), открытия радиоактивности химических элементов (А. Бреккель, М. Склодовская-Кюри, 1896-1899 г.), определения природы α -частиц (эксперименты Э. Резерфорда, 1889-1900 г.) ученые пришли к заключению, что атомы обладают собственной структурой, имеют сложное строение.

Рассмотрим некоторые модели строения атома.

Гипотеза Дж. Томсона о структуре атома – первая попытка объединить имеющиеся научные данные о сложном составе атома в «модель» атома.

В 1904 г. в работе «О структуре атома» Дж. Томсон дал описание своей модели, получившей образное название «сливового пудинга». В этой модели атом уподобен сферической капле пудинга с положительным зарядом. Внутри сферы вкраплены отрицательно заряженные «сливины» - электроны. Электроны совершают колебательные движения, благодаря которым атом излучает электромагнитную энергию. Атом в целом нейтрален.

Модель атома Дж. Томсона не была подтверждена экспериментальными фактами и осталась гипотезой.

Представления о составе атома и движении электронов в нем вошли в модель атома Э. Резерфорда.

Планетарная модель атома Резерфорда (1911 г.), согласно которой атом состоит из положительно заряженного ядра, в котором сосредоточена основная часть массы (99,97%), и электронов, вращающихся вокруг ядра по замкнутым орбитам подобно движению планет вокруг Солнца. Э. Резерфорд - основоположник современного учения об атоме – построил наглядную теоретическую модель атома, которой формально мы пользуемся и сейчас.

Основные положения модели атома по Э. Резерфорду:

- 1) в центре атома находится положительно заряженное ядро, занимающее ничтожную часть пространства внутри атома;
- 2) весь положительный заряд и почти вся масса атома сосредоточены в его ядре (масса электрона равна $1/1823$ а.е.м.);
- 3) вокруг ядра по замкнутым орбитам вращаются электроны. Их число равно заряду ядра.

Недостатки теории Резерфорда:

1) не могла объяснить устойчивости атома. По Резерфорду, электроны должны вращаться вокруг ядра, подобно планетам вокруг Солнца. Но электрон – заряженная частица и, двигаясь с ускорением, должна испускать электромагнитные волны, поэтому орбита вращения электрона должна превращаться в спираль. Приближаясь по спирали к ядру, электрон должен упасть на ядро. Однако атом – устойчивая система;

2) модель Резерфорда приводила к неправильным выводам о характере атомных спектров. Излучение энергии электроном по мере приближения к ядру должно непрерывно изменять свою частоту, следовательно, спектр атома должен быть сплошным. На практике – спектр линейчатый.

Законы классической физики нельзя применять к изучению и описанию свойств микрочастиц.

Квантовые постулаты Бора. В 1913 г. датский физик Нильс Бор предложил новую теорию, объединяющую ядерную модель атома Резерфорда с квантовой теорией света. М. Планк (немецкий физик) в 1900 г. пришел к заключению, что всякое излучение и поглощение энергии происходит не непрерывным потоком, а определенными порциями квантами. Энергия кванта зависит от частоты излучения или длины волны:

$$E = h \cdot \nu, \text{ или } E = \frac{h \cdot c}{\lambda},$$

где h – постоянная Планка ($6,625 \cdot 10^{-34}$ Дж·с);

c – скорость света ($3 \cdot 10^8$ м/с);

λ – длина волны, м;

ν – частота излучения.

Постулаты Бора:

1) электрон может вращаться не по любым, а только по определенным круговым орбитам. Эти орбиты получили название стационарных;

2) двигаясь по стационарным орбитам, электрон не излучает электромагнитной энергии и не поглощает ее. Радиус орбиты r и скорость электрона v связаны квантовым соотношением Бора:

$$mvr = nh/2\pi,$$

где m – масса электрона;

n – номер орбиты, $n=1,2,3$;

h – постоянная Планка,

mvr – момент количества движения;

$n=1$ – основное состояние, $n=2,3$ – возбужденное.

3) излучение происходит при скачкообразном переходе электрона с одной стационарной орбиты на другую. При этом испускается или поглощается квант электромагнитного излучения с энергией, равной разности энергий атома в начальном и конечном состояниях:

$$E = E_n - E_k = h\nu.$$

Это и есть правило частот Бора.

При возбуждении атома, т.е. при переходе электрона на возбужденный уровень, происходит поглощение кванта света.

Теория Бора имела свои недостатки:

- 1) движение электрона рассматривалось как механическое перемещение в пространстве;
- 2) теория Бора не могла объяснить явление мультиплетности (расщепления) спектральных линий в магнитном и электрическом полях;
- 3) она не давала объяснения, где находится электрон в процессе перехода с одной орбиты на другую;
- 4) не давала объяснения различной интенсивности спектральных линий в спектре водорода;
- 5) была неприменима к сложным атомам.

Достоинства теории Бора:

- 1) доказана неприменимость законов классической физики к изучению атома;
- 2) доказала наличие стационарных состояний в атоме, при которых не происходит излучение;
- 3) объяснила дискретность излучения атома;
- 4) рассчитан и объяснен спектр только атома водорода;
- 5) показана сложность строения атома.

Недостатки теории Бора были разрешены с развитием квантовой механики.

1.2. Квантово-механическая модель атома

В основе современной теории строения атома (квантовой механики атома) лежат следующие основные положения:

1. Электрон имеет двойственную (корпускулярно-волновую) природу. Он может вести себя и как частица, и как волна: подобно частице, электрон обладает определенной массой и зарядом, в то же время движущийся электрон проявляет волновые свойства, например, характеризуется способностью к дифракции. Электрон – частица, определяющая наиболее характерные химические свойства атомов и молекул. Двойственная природа электрона может быть подтверждена на опыте. Если электроны, испускаемые источником, например катодом, пропускать через маленькие отверстия в пластинке, поставленной на их пути, то они, попадая на фотопластинку, вызывают ее почернение. После проявления фотопластинки на ней можно увидеть совокупность чередующихся светлых и темных колец, т.е. дифракционную картину.

Дифракционная картина включает в себя как собственно дифракцию – огибание волной препятствия, так и интерференцию, то есть наложение волн друг на друга. Эти явления доказывают наличие у электрона волновых свойств, так как только волны способны огибать препятствия и налагаться друг на друга в местах их встречи. Однако, попадая на фотослой, электрон дает почернение лишь в одном месте, что свидетельствует о наличии у него корпускулярных свойств. Будь он только волной, он более или менее равномерно засвечивал бы всю пластинку.

Вследствие дифракции электрон, пройдя отверстие, может в принципе попасть в любую точку фотопластинки, но с разной вероятностью, то есть можно говорить о вероятности обнаружения электрона в той или иной области фотослоя, а в общем случае – в той или иной области пространства. Поэтому движение электрона в атоме нельзя рассматривать как движение точечного заряда по строго определенной замкнутой траектории.

Длина волны электрона λ и его скорость v связаны отношением де Бройля:

$$\lambda = h/mv,$$

где m – масса электрона.

1-й принцип волновой механики. Электрон обладает корпускулярно-волновой двойственностью (ведет себя и как частица, и как волна). Корпускулярно-волновые характеристики фотона связаны уравнением:

$$E = \frac{hc}{\lambda}; \quad E = h\nu; \quad \nu = \frac{c}{\lambda},$$

где c – скорость света ($3 \cdot 10^8$ м/с);

λ – длина волны;

ν – частота, связанная с волновым движением.

По уравнению Эйнштейна

$$E = mc^2; \quad mc^2 = \frac{hc}{\lambda}; \quad mc\lambda = h; \quad \lambda = h/mc.$$

В 1924 г. французский физик, ученый Луи де Бройль приравнял скорость света $c = v_e$. Он предложил, что корпускулярные волновые свойства присущи не только фотону, но и электрону.

Экспериментально: воздействие электронного пучка с дифракционной решеткой, электрон вел себя как волна, длина которой совпадала с вычисленной по уравнению (в 1927 г. американские физики Девиссон и Джермер, а также Томсон (Англия), Тартаковский (СССР) наблюдали дифракцию электронов на кристалле никеля).

$$\lambda = \frac{h}{m \cdot v_e},$$

где v_e – скорость электрона

2. Принцип неопределенности Гейзенберга (1925-1927) – второй принцип волновой механики: для электрона невозможно одновременно точно измерить координаты и скорость. Чем точнее мы измеряем скорость, тем больше неопределенность в координате, и наоборот

$$\Delta x \cdot \Delta v \cdot m_e > \frac{h}{2\pi}; \quad \Delta x \cdot \Delta v \geq \frac{\hbar}{m_e} \quad (\hbar = \frac{h}{2\pi}),$$

где Δx – неопределенность положения координаты;

Δv – погрешность измерения скорости.

3. Уравнение Шредингера (1925-1926): электрон в атоме не движется по определенным траекториям, а может находиться в любой части околоядерного пространства, в котором плотность вероятности нахождения электрона достаточно велика.

Шредингером на основании волнового уравнения де Бройля была вычислена волновая функция ψ^2 – всегда «+» и выражает плотность вероятности нахождения электрона в соответствующей области пространства. Простран-

ство, которое включает в себя 90% электронного облака, называется орбиталью.

Для характеристики волновых свойств электрона используют квантовые числа.

Орбиталь – это волновая функция, описывающая состояние электрона.

Шредингер (1925) предложил, что состояние электрона в атоме описывается уравнением стоячей электромагнитной волны. Подставив в него λ из уравнения Луи де Бройля, он получил уравнение, связывающее энергию электрона с пространственными координатами и так называемой волновой функцией ψ , которая в этом уравнении соответствует амплитуде трехмерного волнового процесса. Уравнение Шредингера имеет вид:

$$-\frac{\hbar}{8\pi^2m} \frac{\partial^2\psi}{dx^2} + \frac{\partial^2\psi}{dy^2} + \frac{\partial^2\psi}{dz^2} + U\psi = E\psi,$$

где \hbar – постоянная Планка;

m – масса электрона;

U – потенциальная энергия электрона;

E – полная энергия электрона;

x, y, z – координаты.

При решении уравнения Шредингера находят энергию электрона и его волновую функцию ψ . При этом квадрат волновой функции ψ^2 определяет вероятность обнаружения электрона на том или ином расстоянии от ядра атома. Волновая функция ψ характеризует амплитуду волны в зависимости от координат электрона в атоме. В наиболее простом варианте волновая функция зависит от трех пространственных координат и дает возможность определить вероятность нахождения электрона в атомном пространстве, или его орбиталь. Таким образом, атомная орбиталь (АО) – область атомного пространства, в котором вероятность нахождения электрона наибольшая.

Точное решение уравнения получается для атома водорода или водородоподобных ионов, для многоэлектронных систем используются различные приближения. Поверхность, ограничивающая 90-95% вероятности нахождения электрона или электронной плотности, называют граничной.

Атомная орбиталь и плотность электронного облака имеют одинаковую граничную поверхность (форму) и одинаковую пространственную ориентацию. Атомные орбитали электрона, их энергия и направление в пространстве зависят от четырех параметров – квантовых чисел.

4. Ядра атомов состоят из протонов (p) и нейтронов (n), число протонов в ядре равно порядковому номеру элемента (Z) в периодической системе, а сумма протонов и нейтронов соответствует его массовому числу (A), $A=Z+N$.

Ядра всех атомов элементов имеют одинаковый заряд, т.е. содержат одинаковое число протонов, но число нейтронов в ядрах этих атомов может быть различным. Атомы, обладающие одинаковым зарядом ядра, но разным числом нейтронов, называют изотопами. Так, природный хлор состоит из двух изотопов с массовыми числами 35 и 36 (${}_{17}^{35}\text{Cl}$, ${}_{17}^{36}\text{Cl}$). Изобары – атомы, имеющие одинаковое массовое число, но разный заряд ядра (${}_{24}^{56}\text{Cr}$, ${}_{26}^{56}\text{Fe}$).

Последнее положение было сформулировано после того, как в 1920 г. Э. Резерфорд открыл протон, а в 1932 г. Дж. Чедвик – нейтрон.

Таким образом, теорию Бора сменила квантовая теория, которая учитывает волновые свойства электрона и других элементарных частиц, образующих атом (табл.1).

Таблица 1

Свойства элементарных частиц, образующих атом

Частица	Заряд		Масса	
	Кл.	условн.ед.	г	а.е.м.
Электрон	$-1,6 \cdot 10^{-19}$	-1	$9,10 \cdot 10^{-28}$	0,00055
Протон	$1,6 \cdot 10^{-19}$	+1	$1,67 \cdot 10^{-24}$	1,00728
Нейтрон	0	0	$1,67 \cdot 10^{-24}$	1,00866

1.3. Квантовые числа

Согласно квантовой механике, движение электрона в атоме описывается тремя квантовыми числами: главным n , побочным (орбитальным) l , магнитным m_l .

Главное квантовое число (n) характеризует собой запас энергии атомной орбитали и ее размер, определяет число энергетических уровней в атоме и равно номеру периода в периодической системе химических элементов Д.И. Менделеева (ПСХЭ). Главное квантовое число принимает значение любого целого числа: $1, 2, 3, 4, 5, 6, 7, \dots, \infty$ или в буквенном обозначении K, L, M, N, O, P, Q.

Максимальное число электронов на энергетическом уровне можно рассчитать по формуле: $N = 2n^2$.

$$K(1) \quad N = 2 \cdot 1^2 = 2e$$

$$L(2) \quad N = 2 \cdot 2^2 = 8e$$

$$M(3) \quad N = 2 \cdot 3^2 = 18e$$

$$N(4) \quad N = 2 \cdot 4^2 = 32e$$

Орбитальное (побочное) квантовое число (l) – характеризует форму орбитали и определяет число подуровней на энергетическом уровне.

Орбитальное квантовое число (l) определяется по формуле: $l = n - 1$ и принимает цифровые значения: $0, 1, 2, 3, 4, 5$ или буквенное обозначение: s, p, d, f, g, h.

n	l	Значение l			
		s	p	d	f
1	0	0			
2	1	0	1		
3	2	0	1	2	
4	3	0	1	2	3

Например, при значении $n=1$ орбитальное квантовое число принимает одно значение – 0. Электроны, орбитальное квантовое число которых равно нулю,

называются s-электронами, и для них характерны электронные облака, имеющие форму шара (рис.1).

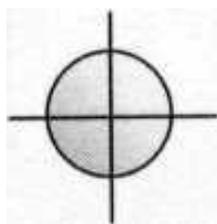


Рис.1. Электронное s-облако ($l=0$)

На первом энергетическом уровне могут находиться только s-электроны, которые образуют один s-подуровень.

При $n=2$, $l=1$ орбитальное квантовое число принимает два значения: 0 и 1. Электроны, орбитальное квантовое число которых равно единице, называются p-электронами, и им соответствует гантелевидная форма электронного облака (форма объемной восьмерки) (рис.2).

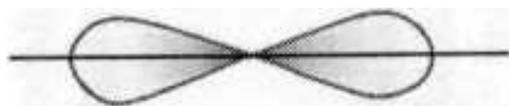


Рис.2. Электронное p-облако ($l=1$)

На втором энергетическом уровне могут находиться s-электроны и p-электроны, которые образуют два подуровня: s и p.

При значении $n=3$, $l=2$ орбитальное квантовое число принимает три значения: 0,1,2. Электроны, орбитальное квантовое число которых равно двум, называются d-электронами, и им соответствует более сложная форма электронных облаков в виде перекрещенных объемных восьмерок (гантелей) (рис.3).

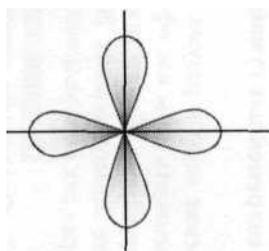


Рис.3. Электронное d-облако ($l=2$)

На третьем энергетическом уровне могут находиться s-, p-, d-электроны, которые образуют три подуровня: s, p и d.

При значении $n=4$, $l=3$ орбитальное квантовое число имеет четыре значения: 0,1,2,3. Электроны, орбитальное квантовое число которых равно трем, называются f-электронами, и им соответствует еще более сложная форма облаков (рис.4).

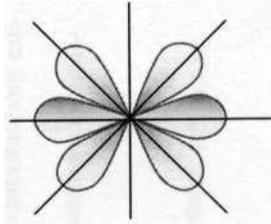


Рис.4. Электронное f-облако ($l=3$)

На четвертом энергетическом уровне могут находиться s,p,d,f-электроны, которые образуют четыре подуровня: s,p,d,f. Больше четырех подуровней не заполняется, так как значение l , равное 0(s), 1(p), 2(d), 3(f), описывает электроны всех известных сейчас элементов.

Максимальное число электронов на подуровне можно рассчитать по формуле:

$$N = 2(2l + 1).$$

Таким образом, максимальное число электронов

на s-подуровне равно: $N = 2, \quad 2 \cdot 0 + 1 = 2e;$

на p-подуровне: $N = 2 \cdot 2 \cdot 1 + 1 = 6e;$

на d-подуровне: $N = 2 \cdot 2 \cdot 2 + 1 = 10e;$

на f-подуровне: $N = 2 \cdot 2 \cdot 3 + 1 = 14e.$

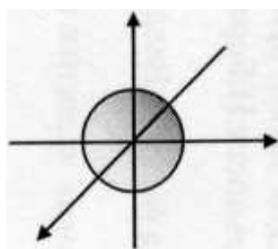
Магнитное квантовое число m_l характеризует различное энергетическое состояние электронов в данном подуровне и определяет число ориентаций орбитали в пространстве относительно магнитного поля Земли или избранного наблюдателем направления.

Электроны, вращаясь вокруг ядра, создают магнитное поле атома, в котором атомные орбитали по-разному располагаются в пространстве.

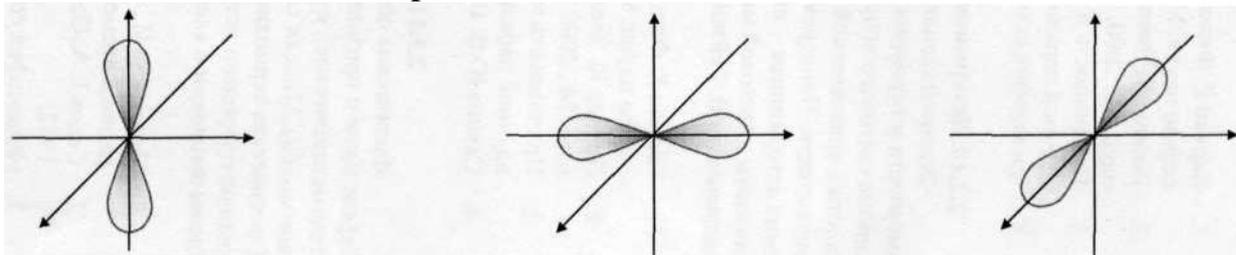
Магнитное квантовое число определяется по формуле: $m_l = (2l + 1)$ и принимает любое целое числовое значение от $+l$ до $-l$, включая 0.

n	L	m_l $m_l = (2l + 1)$	Значение m_l
1	0	1	0
2	1	3	-1;0;1
3	2	5	-2;-1;0;1;2
4	3	7	-3;-2;-1;0;1;2;3

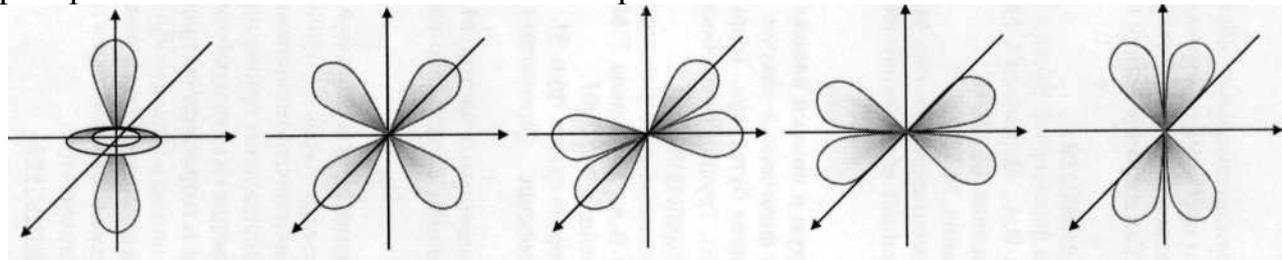
При значении $l=0$ возможно одно значение магнитного квантового числа m_l , равное 0, которое характеризует одно состояние s-электронов в пространстве:



При $l=1$ возможны три значения m_l : -1,0,1, что соответствует трем пространственным положениям p-облаков:



При значении $l=2$ m_l имеет значения: -2,-1,0,1,2, что соответствует пяти пространственным положениям d-электронных облаков:



Значению $l=3$ соответствует семь пространственных положений f-облаков.

Итак, атомная орбиталь задается тремя квантовыми числами (n , l , m_l) и условно обозначается в виде клетки (энергетической ячейки).

Количество атомных орбиталей на s-подуровне равно 1□, на p-подуровне 3□□, на d-подуровне 5□□□□ и на f-подуровне 7□□□□□□.

Спиновое квантовое число. Кроме квантовых чисел n , l , m_l , описывающих движение электрона вблизи ядра атома, электрон обладает и собственной характеристикой, которая называется спином.

Вращение электрона вокруг собственной оси называется спином.

Величину и ориентацию спина характеризует спиновое квантовое число m_s , которое определяет собственный момент движения электрона вокруг своей оси и принимает значение $+\frac{1}{2}$ и $-\frac{1}{2}$.

Положительные и отрицательные значения спина связаны с его направлением. Поскольку спин – величина векторная, то его условно обозначают стрелкой, направленной вверх или вниз ($\uparrow\downarrow$).

Электроны, имеющие одинаковое направление спина, называются параллельными; электроны, имеющие противоположное направление спинов, - антипараллельными.

1.4. Многоэлектронные атомы

Качественное описание строения многоэлектронных атомов производят обычно, используя правила, являющиеся выражением общих закономерностей развития материи.

Принцип Паули (запрет Паули) определяет число электронов на энергетических уровнях и подуровнях.

В 1925 г. был сформулирован принцип Паули: в атоме не может быть двух электронов с одинаковыми значениями всех четырех квантовых чисел – n , l , m_l , m_s .

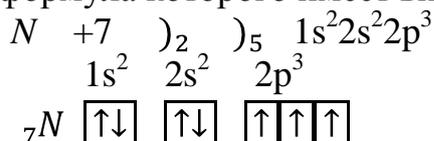
Учитывая то, что каждая атомная орбиталь описывается определенным набором трех квантовых чисел (n , l , m_l), можно сделать вывод, что на одной орбитали может находиться не более двух электронов, которые отличаются друг от друга значениями спинового квантового числа: $m_s = +\frac{1}{2}$ и $-\frac{1}{2}$.

Ограничение: в наружном квантовом слое могут размещаться максимум 8 электронов.

Принцип наименьшей энергии. Заполнение электронами энергетических уровней и подуровней в атомах элементов осуществляется согласно принципу наименьшей энергии – в первую очередь электроны занимают атомные орбитали, имеющие наименьшую энергию. Применительно к атому этот принцип означает, что электроны в атоме заполняют уровни с наименьшими значениями главного квантового числа n , а в пределах уровня сначала заполняются подуровни с наименьшими значениями орбитального квантового числа l .

Правила Гунда (Хунда). Если подуровень занимает не одну, а несколько орбиталей, то электроны атома могут занимать равноценные энергетические орбитали лишь в определенном порядке, следуя правилу Хунда: *в пределах определенного подуровня атом должен иметь максимально возможное число неспаренных электронов, которые располагаются так, чтобы суммарный спин был максимальным.* Согласно этому правилу, в пределах одного подуровня электроны располагаются сначала каждый в отдельной ячейке в виде неспаренных электронов (электроны с некомпенсированными спинами называются неспаренными $\uparrow\uparrow\uparrow$).

Например, рассмотрим электронную конфигурацию атома азота, электронная формула которого имеет вид:



Правила Клечковского. Последовательность заполнения атомных электронных орбиталей в зависимости от значений n и l была исследована советским ученым В.М. Клечковским, который установил, что *энергия электрона возрастает по мере увеличения суммы $(n+l)$.*

В соответствии с этим, им сформулированы следующие **правила**:

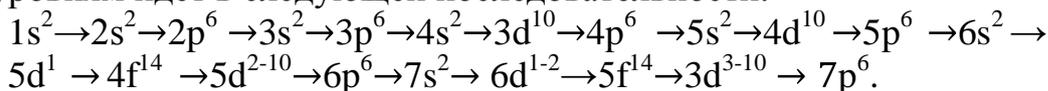
1. При увеличении заряда ядра атома последовательное заполнение орбиталей происходит от орбиталей с меньшим значением суммы $(n+l)$ к орбиталям с большим значением этой суммы.

2. При одинаковых значениях суммы $(n+l)$ в первую очередь происходит заполнение орбиталей с меньшим значением главного квантового числа n .

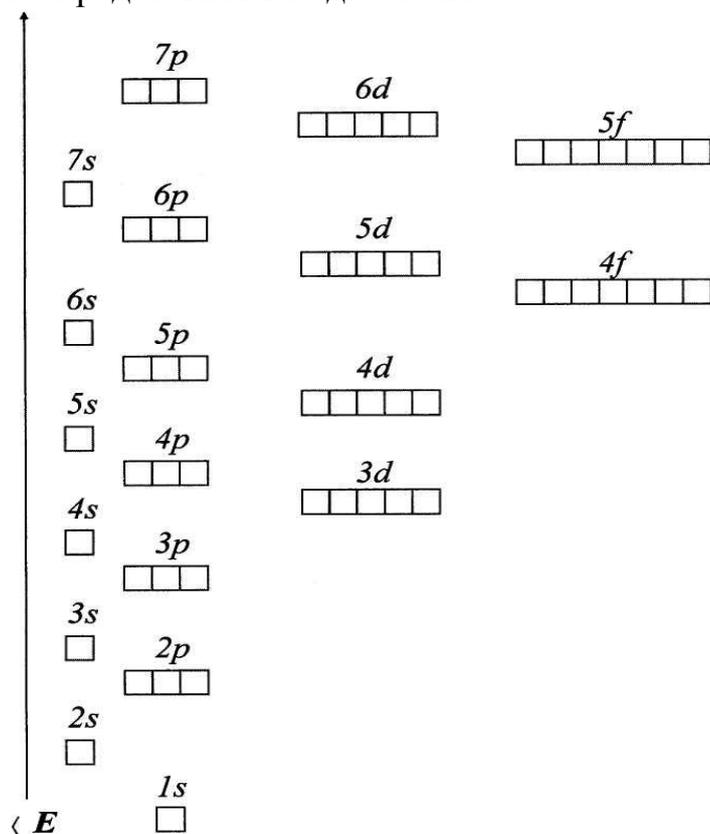
<i>n</i>	1	2	3	4
<i>l</i>	0 s	1 p	2 d	3 f

Например, сначала заполняется подуровень 4s, а потом 3d, т.е. запас энергии подуровня 4s ($n+l=4+0=4$) меньше, чем 3d ($n+l=3+2=5$); на подуровнях 3d, 4p, и 5s сумма значений ($n+l$) одинакова и равна 5 ($3+2$; $4+1$; $5+0$), в этом случае сначала заполняется 3d-подуровень, затем 4p и 5s.

В соответствии с этим принципом распределение электронов по уровням и подуровням идет в следующей последовательности:



Последовательность заполнения электронных энергетических подуровней в атоме можно представить в виде схемы:



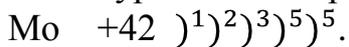
1.5. Электронно-графические формулы

Строение электронной оболочки изображается электронной формулой, которая показывает распределение электронов по энергетическим уровням и подуровням.

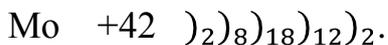
Электронные формулы составляются следующим образом:

1. По положению элемента в ПСХЭ определяют его порядковый номер и период, в котором этот элемент находится. Например, молибден находится в пятом периоде, порядковый номер которого 42.

2. Учитывая, что номер периода соответствует числу энергетических уровней, следует изобразить условно схему, на которой необходимо показать число этих уровней. Например, для Мо эта схема будет выглядеть так:

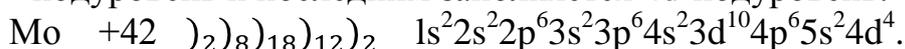


3. Каждый энергетический уровень содержит определенное число орбиталей, на которых располагается известное число электронов, равное заряду ядра атома:

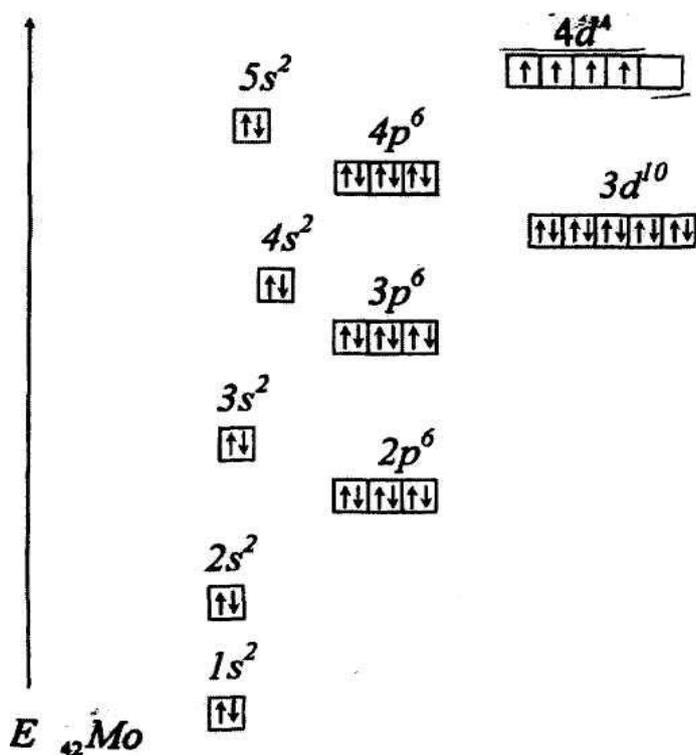


Электроны распределяют по подуровням, с учетом максимально возможного количества электронов на каждом из них.

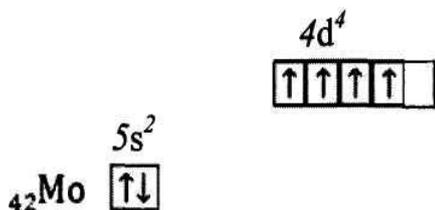
При определении числа электронов на внешнем и предвнешнем уровнях следует основываться на правилах Клечковского. Так, у Мо сначала заполняется 5s - подуровень и последним заполняется 4d-подуровень:



Электронные формулы часто изображают графически. Они показывают распределение электронов не только по уровням и подуровням, но и по орбиталям. Запишем, например, электронно-графическую формулу атома молибдена:



Часто записывают не всю графическую электронную формулу, а лишь ее окончание (т.е. подуровни, на которых расположены валентные электроны), например:



2. Периодический закон, периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева, периодичность свойств элементов

Периодический закон был открыт в 1869 г. Д.И. Менделеевым, современная формулировка закона такова: *свойства химических элементов и их соединений находятся в периодической зависимости от зарядов ядер атомов элементов.*

Графическим изображением периодического закона Д.И. Менделеева является ПСХЭ. Периодическая таблица состоит из горизонтальных и вертикальных рядов.

Горизонтальный ряд элементов, расположенных в порядке возрастания атомных масс, начинающийся щелочным металлом и заканчивающийся инертным газом, называется *периодом*.

Всего периодов - семь: первый, второй и третий периоды состоят из одного ряда элементов и *называются малыми*. Остальные периоды - *большие*. Седьмой период пока является незавершенным. Элементы второго и третьего периодов названы Д.И. Менделеевым *типическими*: в них наиболее наглядно можно проследить за изменением свойств элементов и их соединений.

В шестом периоде вместе с лантаном находятся 15 элементов, которые сходны по свойствам и называются *лантаноидами*. В седьмом - вместе с актинием находятся также 15 элементов, которые называются *актиноидами*. Лантаноиды и актиноиды расположены внизу периодической таблицы Д.И. Менделеева.

Вертикальный ряд элементов, объединенных по признаку валентности, называется группой.

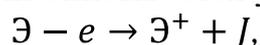
В ПСХЭ находятся восемь групп, которые пронумерованы римскими цифрами. Каждая группа делится на две подгруппы - *главную* и *побочную (А и В)*.

Главные подгруппы включают в себя элементы больших и малых периодов, побочные подгруппы - элементы только больших периодов.

Свойства элементов тесно связаны со строением их атомов. Периодическая повторяемость свойств элементов обусловлена периодическим повторением сходных электронных группировок атомов, т.е. через определенное число элементов снова повторяются *s*-, *p*- и *d*-элементы с одинаковыми конфигурациями электронных подуровней. Например, все атомы элементов I А группы *H, Li, Na, K, Rb, Cs, Fr* имеют на внешнем энергетическом уровне по одному *s*-электрону (s^1), а все атомы VII А группы: *F, Cl, Br, I, At*- имеют одинаковую электронную конфигурацию: ... s^2p^5 и т.д.

Периодичность электронных структур приводит к периодическому изменению ряда химических и физических свойств элементов, в частности: потенциалов ионизации, сродства к электрону, электроотрицательности атомных радиусов (табл. 1 приложения).

Потенциал ионизации (*J*) - *это энергия, которую необходимо затратить для отрыва электрона от атома, находящегося в нормальном состоянии*. Удаление первого электрона с орбитали описывается уравнением:



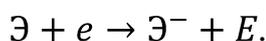
где Э - атом элемента;

Э^+ - однозарядный катион элемента;

e - электрон;

J - потенциал ионизации.

Сродство к электрону (E) — это энергия, которая выделяется в результате присоединения электрона к электронейтральному атому и превращения его в анион:



Количественной мерой металлических (восстановительных) свойств атомов служит энергия ионизации, неметаллических (окислительных) - энергия сродства к электрону.

В целом с ростом порядкового номера элемента в периоде энергия ионизации (I) и сродство к электрону (E) увеличивается слева направо, а в подгруппах сверху вниз уменьшается.

Электроотрицательность - это мера способности атома элемента к приобретению отрицательного заряда при образовании химической связи.

Электроотрицательность равна сумме энергий ионизации и сродства к электрону. Чем больше электроотрицательность, тем в большей степени элемент проявляет неметаллические свойства.

Значения электроотрицательностей приводятся в таблице Л. Полинга (табл. 2 приложения).

Размеры атомов и ионов. Атомы и ионы не имеют строго определенных границ вследствие волновой природы электронов. Поэтому определяют условные радиусы атомов и ионов, связанных друг с другом химической связью в кристаллах (табл. 1 приложения). Радиусы атомов металлов в периодах с ростом порядкового номера элемента уменьшаются, так как при одинаковом числе электронных слоев возрастает заряд ядра, а следовательно, и притяжение им электронов. В группах элементов, как правило, радиусы атомов увеличиваются сверху вниз, так как возрастает число энергетических уровней.

Радиусы ионов отличаются от радиусов атомов, так как они или лишились нескольких электронов, или присоединили последние. Поэтому радиусы положительно заряженных ионов меньше, а радиусы отрицательно заряженных ионов больше радиусов соответствующих атомов. Радиусы ионов также находятся в периодической зависимости от порядкового номера элемента. Например, в пределах одной группы радиусы ионов одинакового заряда возрастают с увеличением номера элемента (заряда ядра).

3. Химическая связь и строение молекул

Причина возникновения химической связи обусловлена тем, что молекулярное состояние вещества устойчивее, чем атомное, и образование молекул сопровождается выигрышем энергии. В образовании химической связи принимают участие валентные электроны: у s - и p -элементов - внешние электроны, у d -элементов - внешние s - и предвнешние $(n-1)$ d -электроны, у f - элементов - $ns(n-1)d$ и $(n-2)f$ - электроны. Число валентных электронов у некоторых атомов

может изменяться в зависимости от того, находится ли атом в нормальном или в возбужденном состоянии.

Химическая связь имеет электрическую природу, но осуществляется по-разному, поэтому различают несколько видов химической связи: *ковалентную, донорно-акцепторную, ионную, водородную и металлическую.*

3.1. Количественные характеристики химической связи

Энергия химической связи (E). При образовании химической связи всегда выделяется энергия. *Количество энергии, выделяющейся при образовании химической связи, называется энергией связи.* Эта величина является важнейшей характеристикой прочности связи и выражается в кДж/моль образующегося вещества (табл. 3 приложения).

Прочность связи, характеризуемая энергией связи и ее длиной, зависит от степени взаимного перекрывания валентных атомных орбиталей. С увеличением размеров атомных орбиталей полнота их взаимного перекрывания уменьшается в группах сверху вниз, в периодах слева направо. Из этого следует, что электронная плотность между ядрами атомов уменьшается и прочность связи падает. Энергии некоторых связей и их длина приведены в табл. 5 приложения.

Возникновение между атомами двойных и тройных связей, называемых кратными, приводит к значительному росту энергии связи между атомами и уменьшению ее длины.

Полярность связи усиливается по мере увеличения различия в электроотрицательностях соединяющихся атомов ($\Delta \text{ЭО}$), и одновременно уменьшается длина связи. Т.е. при увеличении $\Delta \text{ЭО}$ связь становится короче и прочнее. Этот вывод подтверждает **правило Полинга: чем больше разность между электроотрицательностями элементов, тем больше энергия связи между их атомами.**

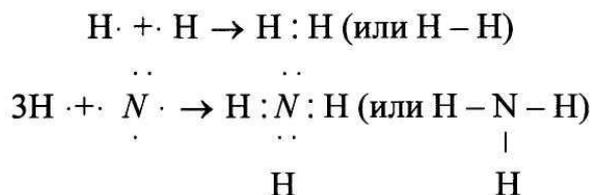
Длина связи (l) выражается в $[\text{нм}]$ и определяется расстоянием между центрами атомов, которые образуют данную связь. Сближение атомов ограничено возрастанием межэлектронного и межъядерного отталкивания. По длине химической связи косвенно можно судить о такой ее важнейшей характеристике, как прочность. Чем ближе располагаются взаимодействующие атомы, тем полнее перекрываются их атомные орбитали. Следовательно, химическая связь тем прочнее, чем меньше ее длина. Длины связей находятся в зависимости от размера атомов, образующих молекулы (см. табл. 3 приложения).

Валентные углы зависят от пространственной структуры образуемой молекулы. Схематически их можно представить как углы между прямыми линиями, соединяющими ядра атомов в молекуле. Например, молекула метана CH_4 имеет тетраэдрическое строение, валентные углы между направлениями любой пары связей одинаковы и составляют $109,5^\circ$ (табл. 4 приложения).

3.2. Ковалентная связь

Химическая связь между атомами, осуществляемая обобществленными электронами, называется ковалентной связью.

Еще до создания волновой механики Дж. Льюис в 1916 г. объяснил возникновение химической связи образованием общей электронной пары между двумя атомами, в которую входит по одному электрону от каждого атома:



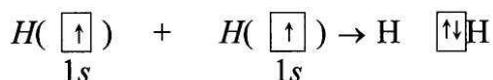
Это явилось основой метода валентных связей (МВС), который получил дальнейшее развитие в работах Д. Слейтера и Ф. Лондона (1927).

Сущность метода валентных связей состоит в том, что химическая связь в молекуле (ее электронное состояние) описывается с помощью электронных состояний взаимодействующих атомов. В основе МВС лежат следующие положения:

1. Ковалентная химическая связь образуется двумя электронами, обладающими противоположно направленными спинами и принадлежащими двум взаимодействующим атомам. Такая общая электронная пара может образоваться как в результате образования двухэлектронной орбитали из неспаренных электронов, принадлежащих разным атомам (*обычный механизм образования*), так и за счет пары электронов одного атома - донора и вакантной (пустой) орбитали второго атома - акцептора (*донорно-акцепторный механизм образования связи*).

2. Ковалентная связь тем прочнее, чем в большей степени перекрываются взаимодействующие электронные облака. Поэтому ковалентная связь образуется в таком направлении, при котором это перекрывание максимально.

Например, атом водорода имеет один электрон на *s*-орбитали. При взаимодействии с другим атомом водорода, имеющим такой же электрон, может образоваться молекула, в которой и первый и второй электроны объединены в общее электронное облако молекулы и находятся там в состоянии с антипараллельными спинами:



Перекрывание орбиталей показывает: образование ковалентной связи - область пространства в молекуле, где вероятность нахождения электронов от двух атомов максимальна. Размеры молекул с ковалентным типом связи меньше, чем суммарный размер частиц. Так, для водорода радиус атома составляет $0,53 \cdot 10^{-10}$ м, а при образовании молекулы водорода расстояние между ядрами атомов (*l*) равно $0,74 \cdot 10^{-10}$ м:

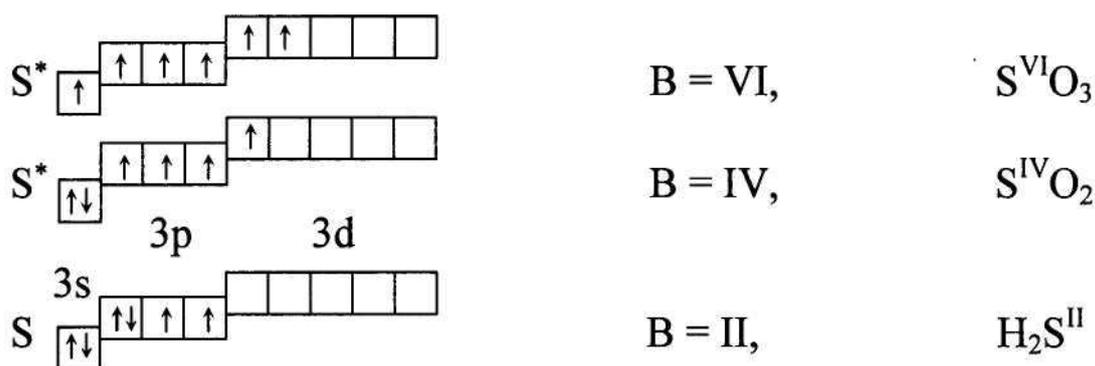


Поэтому говорят, что происходит образование молекулярной орбитали, на которой вероятность нахождения электронов от каждого из образующих молекулу атомов максимальна, таким образом, число неспаренных электронов на внешних энергетических уровнях атома определяет возможное число связей, образующихся при взаимодействии с другими атомами.

Способность атома образовывать химическую связь называется валентностью. При ковалентной связи максимальная валентность определяется числом неспаренных электронов, зависящих от нормального или возбужденного состояния атома.

При образовании химической связи происходит возбуждение атома, что позволяет ему проявлять больше валентные возможности, чем в нормальном состоянии.

В качестве примера рассмотрим проявление переменной валентности у атома серы. Основное состояние атома серы $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$. Расстояния между подуровнями $3s$, $3p$, $3d$ невелики, и энергия для возбужденного атома с переходом электронов из состояния $3s$ и $3p$ в состояние $3d$ может быть получена при химических взаимодействиях. Поэтому сера может проявлять валентности, равные II, IV, VI.



3.2.1. Свойства ковалентной связи. Гибридизация

Ковалентные связи характеризуются направленностью и насыщенностью. **Насыщаемость** проявляется в том, что одна орбиталь атома с неспаренным электроном может принимать участие в образовании только одной ковалентной химической связи. **Например**, строение молекул H_2 , H_2O можно изобразить следующими схемами:



Наиболее прочные химические связи возникают в направлении максимального перекрывания атомных орбиталей. Поскольку атомные орбитали имеют определенную форму, их максимальное перекрывание возможно при определенной пространственной ориентации. Поэтому ковалентная связь ха-

рактируется направленностью. Перекрывание электронных облаков может осуществляться следующими путями:

1. Если электронные облака перекрываются по линии пересечения центров (ядер) облаков, то образующая при этом связь называется σ -связью (рис. 5).

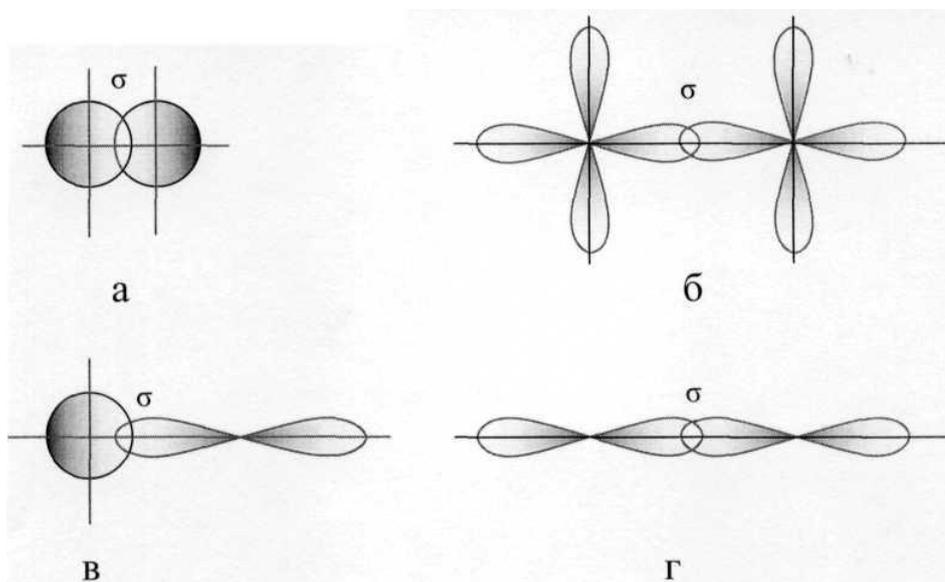


Рис. 5. Схема образования химических (σ -) связей путем перекрывания:
 а) двух s -электронных облаков; б) двух d -электронных облаков;
 в) s и p -электронных облаков; г) двух p -электронных облаков

2. Если электронные облака перекрываются по линии, перпендикулярной линии пересечения центров электронных облаков (ядер), то такая связь называется π -связью (рис. 6).

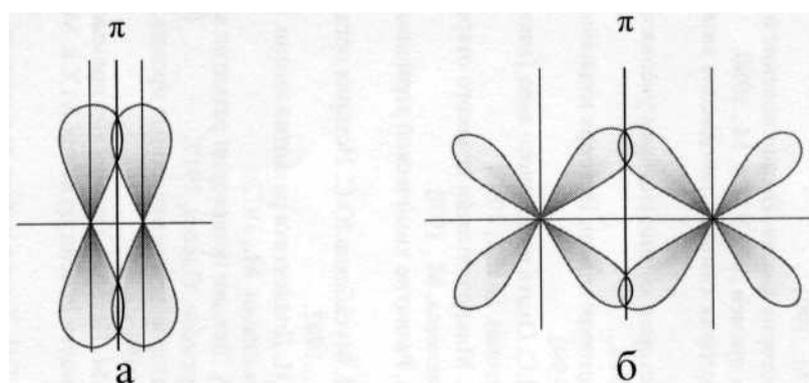


Рис. 6. Схема образования химических (π -) связей путем перекрывания:
 а) двух p -электронных облаков; б) двух d -электронных облаков

π -связи осуществляются более чем одной электронной парой и наблюдаются в соединениях с кратным числом связей. Например, в молекуле N_2 , имеющей тройную связь, одна из связей — σ - , две другие — π -связи (рис. 7).

σ -связь значительно прочнее π -связи, т.к. перекрывание электронных облаков при σ -связи больше, чем при π -связи.

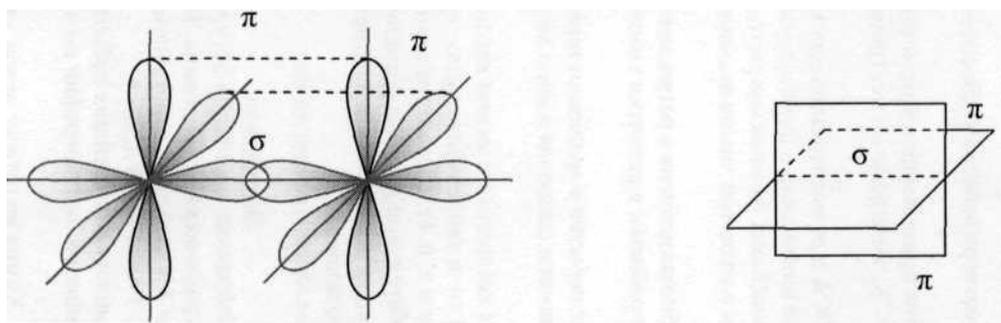


Рис. 7. Схема расположения σ - и π - связей в молекуле атомов N_2

3. При перекрывании электронных облаков в четырех областях пространства образуются δ - связи. δ - связи имеют ту же симметрию, что и d - орбитали, т.е. две узловые плоскости, и возникают при перекрывании d - орбиталей соседних атомов в четырех областях пространства, обозначенных на рис. 8 черными точками. Их появление можно ожидать между взаимодействующими атомами d - элементов, начиная с четвертого периода.

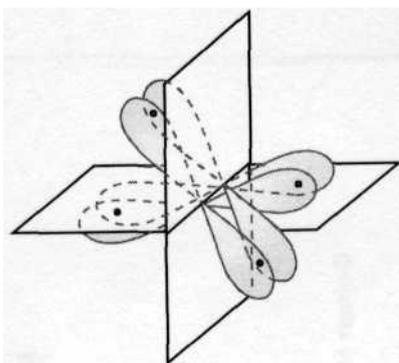


Рис. 8. Схема образования δ - связи

Направленность ковалентных связей в пространстве придает многоатомным частицам (радикалам, молекулам, ионам) определенную форму - *конфигурацию*. От нее зависит внутренняя структура вещества, а следовательно, и его свойства.

Гибридизация атомных орбиталей. В образовании связи часто участвуют электроны разных энергетических состояний. В этом случае происходит так называемая гибридизация (смещение, выравнивание) электронных облаков и образуются новые гибридные облака уже одинаковой формы. В гибридизации могут участвовать s - и p - орбитали только внешнего уровня и d -орбитали - внешнего или предвнешнего уровня. Например, при sp - **гибридизации** происходит смещение одного s - и одного p - электронных облаков, что приводит к возникновению двух гибридных облаков, расположенных под углом 180° относительно друг друга в форме линейного строения. Образованные с их участием связи также располагаются под углом 180° (рис. 9).

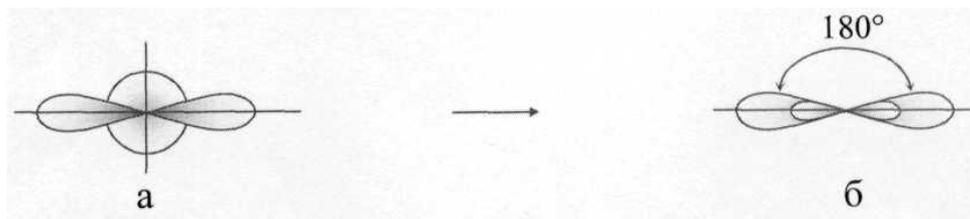


Рис. 9. Схема расположения облаков при sp - гибридизации:
 а) $(s + p)$ — орбитали; б) две sp - орбитали

sp - гибридизация характерна для молекул, образованных элементами II группы: $BeCl_2$, BeF_2 , $HgCl_2$ и других: CO_2 , C_2H_2 .

sd - гибридизация может возникнуть при образовании атомами Sr^* и Ba^* двух ковалентных связей за счет одного s - и одного d - электронов. При этом гибридные орбитали направлены под углом 90° .

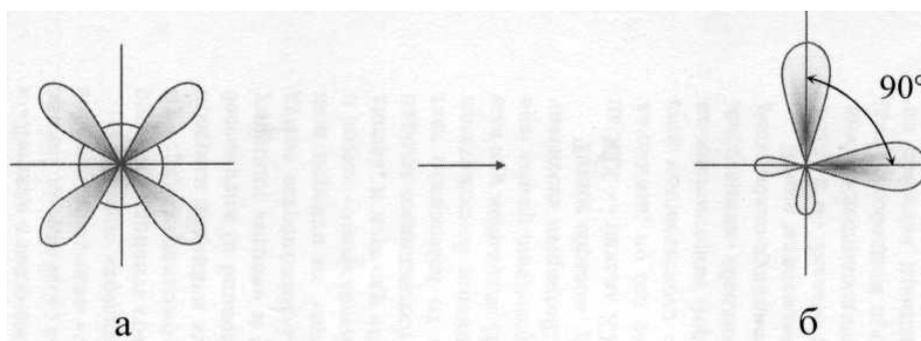


Рис. 10. Схема расположения облаков при sd -гибридизации:
 а) $(s + d)$ - орбитали; б) две sd - орбитали

При sp^2 - гибридизации в образовании связей участвуют три не-спаренных электрона (один s и два p), которые в результате гибридизации образуют три эквивалентные sp^2 - орбитали, расположенные под углом 120° относительно друг друга в форме плоского равностороннего треугольника (рис. 11).

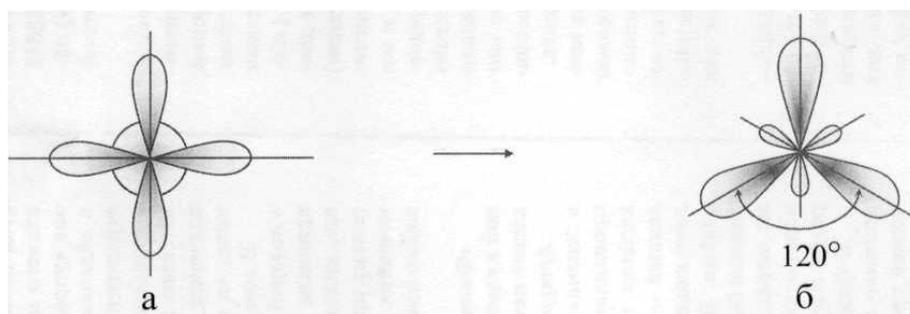


Рис. 11. Схема расположения облаков при sp^2 - гибридизации:
 а) $(s + p + p)$ - орбитали; б) три sp^2 - орбитали

sp^2 - гибридизация встречается у элементов III группы периодической системы, например, в молекулах BF_3 , BH_3 , $AlCl_3$ и других ионах и молекулах: CO_3^{2-} , C_2H_4 .

sd^2 - гибридизация. Данный тип гибридизации приводит к образованию трех гибридных орбиталей, расположенных в одной плоскости и направленных под углом 120° (например, у Sc^*).

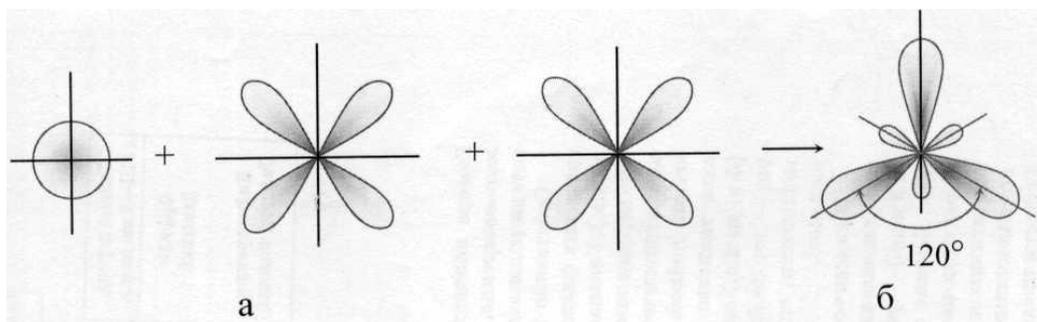


Рис. 12. Схема расположения облаков при sd^2 - гибридизации:
а) $(s + d + d)$ - орбитали; б) три sd^2 - орбитали

При sp^3 - гибридизации в образовании связи участвуют четыре неспаренных электрона (один s и три p , которые в результате гибридизации образуют четыре эквивалентные sp^3 - орбитали, вытянутые в направлениях тетраэдра, т.е. ориентированные под углами $109,5^\circ$ относительно друг друга (рис. 13).

Тетраэдрические молекулы образуют соединения углерода, кремния, германия, олова: CH_4 , $SiCl_4$, GeI_4 , $SnCl_4$.



Рис. 13. Схема расположения облаков при sp^3 - гибридизации:
а) $(s + p + p + p)$ - орбитали; б) четыре sp^3 - орбитали

Направленность связей в молекулах NH_3 и H_2O также может быть рассмотрена с точки зрения гибридизации электронных орбиталей, рис. 14.

Молекула NH_3 образуется за счет перекрывания трех sp^3 - орбиталей атома азота с s - орбиталями атома водорода (рис. 14,б). Четыре гибридные орбитали направлены к вершинам тетраэдра. Угол между направлением орбиталей близок к тетраэдрическому ($107,5^\circ$). Конфигурацию молекулы H_2O также можно представить, исходя из sp^3 - гибридизации атома кислорода. В этом случае полностью заполнены две sp^3 - орбитали. Вследствие sp^3 - гибридизации угол ме-

жду валентными связями в молекуле H_2O также близок к тетраэдрическому - $104,5^\circ$ (рис.14,а).

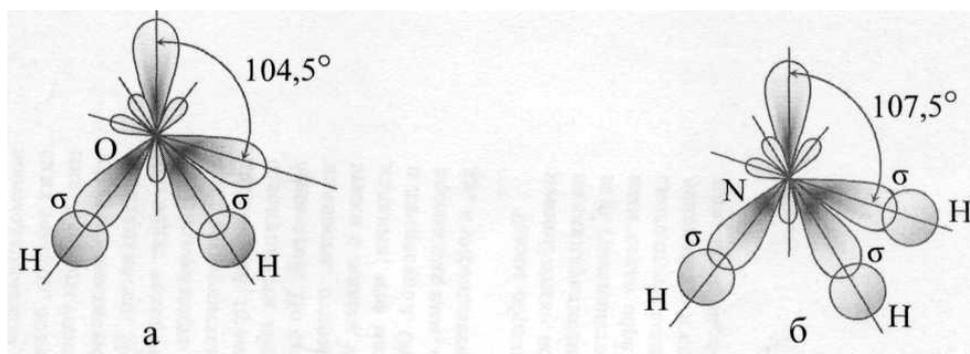


Рис. 14. Схема образования молекулы аммиака (а) и воды (б)

sd^3 -, spd^2 - гибридизация. Этот тип гибридизации объясняет образование тетраэдрических частиц ($TiCl_4$, MnO_4^- , CrO_4^{2-}) с углами между связями по $109,5^\circ$, образованных с участием либо одного s - и трех d - электронов, либо одного s -, одного p - и двух d - электронов.

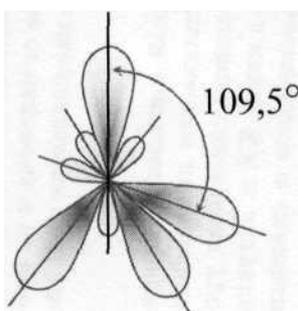


Рис. 15. Схема пространственного строения sd^3 -, spd^2 - гибридизации

dsp^2 - гибридизация. Участие в гибридизации s -, p - и d - орбиталей, расположенных в одной плоскости, делает возможным осуществление системы орбиталей, имеющей плоскую конфигурацию. Комбинация из четырех АО приводит к образованию четырех гибридных АО, направленных под прямыми углами относительно друг к другу.



Рис. 16. Схема расположения облаков при dsp^2 - гибридизации:
а) $(d + s + p + p)$ - орбитали; б) четыре dsp^2 - орбитали

Четыре эквивалентные связи, направленные в одной плоскости к вершинам квадрата, образуют никель в ионе $[\text{Ni}(\text{CN})_4]^{2-}$, золото в ионе $[\text{AuCl}_4]^-$, платина в ионе $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_4]^+$.

sp^3d^2 - гибридизация. Наиболее часто частицы неорганических соединений имеют форму октаэдра. Она возникает, когда к одной s - и трем p - орбиталям «примешиваются» d - орбитали. В результате получаются шесть гибридных sp^3d^2 - орбиталей, направленных от ядра атома к вершинам восьмигранника (октаэдра) под углом 90° относительно друг друга.

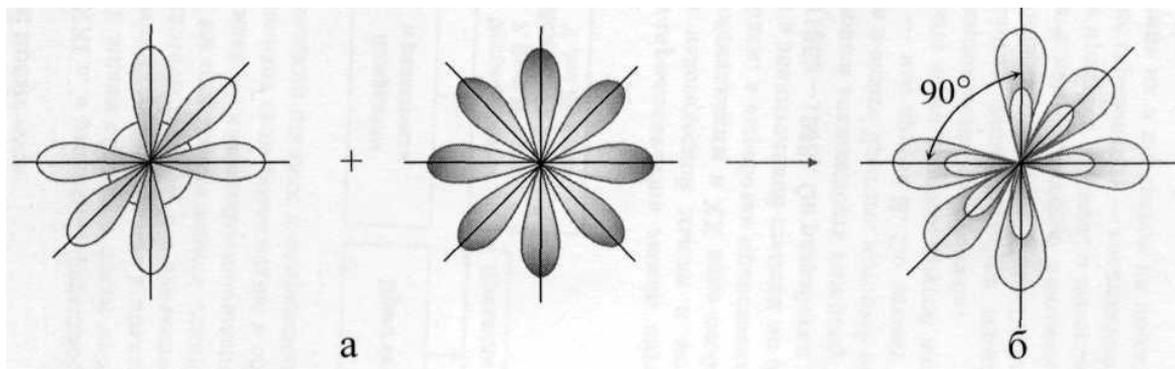


Рис. 17. Схема расположения облаков при sp^3d^2 -гибридизации:
 а) $(s + p + p + p + d^2)$ -орбитали; б) шесть sp^3d^2 -орбитали

Так, у d -элементов четвертого периода (Cr, Mn, Fe, Co, Ti), например, в ионах $[\text{Cr}(\text{OH}_2)_6]^{3+}$ или $[\text{Fe}(\text{CN}_6)]^{3-}$ октаэдрические орбитали из $3d$ -, $4s$ - и $4p$ - орбиталей. Кроме того, октаэдрические орбитали могут возникнуть из одной s -, трех p - и двух d - орбиталей одного уровня, как, например, у алюминия Al в ионе $[\text{Al}(\text{OH}_2)_6]^{3+}$, серы S в SF_6 . (Различные формы молекул и ионов, образованных чистыми и гибридными орбиталями, приведены в табл. 4 приложения.)

3.2.2. Полярность связей и молекул

В молекулах положительные заряды ядер скомпенсированы отрицательными зарядами электронов. Однако положительные и отрицательные заряды могут быть пространственно разделены. Предположим, что молекула состоит из атомов разных элементов (HC1, CO и т.д.). В этом случае электроны смещены к атому с большей электроотрицательностью и центры тяжести положительных и отрицательных зарядов не совпадают, образуется *электрический диполь* - система из двух равных по величине и противоположных по знаку зарядов q , находящихся на расстоянии l , называемом *длиной диполя*. Длина диполя - векторная величина. Ее направление условно принято от отрицательного заряда к положительному. Такие молекулы называют *полярными молекулами* или *диполями*.

Полярность молекулы тем больше, чем больше абсолютная величина заряда и длина диполя. Мерой полярности служит произведение $q \cdot l$, называемое *электрическим моментом диполя* μ : $\mu = q \cdot l$.

Единицей измерения μ служит Дебай (Д). $1 \text{ Д} = 3,3 \cdot 10^{-30}$ (Кл·м).

В молекулах, состоящих из двух одинаковых атомов, $\mu = 0$. Их называют *неполярными*. Если такая частица попадает в электрическое поле, то в ней под действием поля произойдет *поляризация* - смещение центров тяжести положительных и отрицательных зарядов. В частице возникает электрический момент диполя, называемый *наведенным диполем*.

Дипольный момент двухатомной молекулы АВ можно отождествить с дипольным моментом связи А-В в ней. Если общая электронная пара смещена к одному из атомов, то электрический момент диполя связи не равен нулю. Связь в этом случае называется *полярной ковалентной связью*. Если электронная пара симметрично расположена относительно атомов, то связь называется *неполярной*.

В многоатомной молекуле определенный электрический момент диполя можно приписать каждой связи. Тогда электрический момент диполя молекулы может быть представлен как векторная сумма электрических моментов диполя отдельных связей. Существование или отсутствие момента диполя у молекулы связано с ее симметрией. Молекулы, имеющие симметричное строение, неполярны ($\mu = 0$). К ним относятся двухатомные молекулы с одинаковыми атомами (H_2 , Cl_2 и др.), молекула бензола, молекулы с полярными связями BP_3 , AlP_3 , CO_2 , $BeCl_2$ и др.

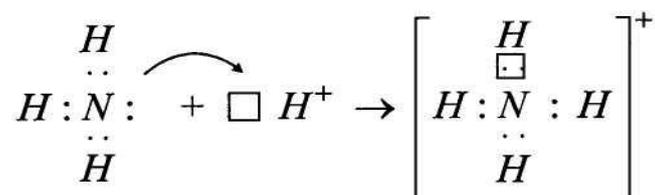
Электрический момент диполя молекулы является важным молекулярным параметром. Знание величины μ может указать на геометрическую структуру молекулы. Так, например, полярность молекулы воды указывает на ее угловую структуру, а отсутствие момента диполя у CO_2 - на ее линейность (табл. 5 приложения).

3.3. Донорно-акцепторный механизм образования ковалентной связи

Механизм возникновения ковалентных связей путем обобществления неспаренных электронов двух атомов получил название *обменного механизма*.

Образование ковалентной связи может происходить также при взаимодействии одного атома или иона с заполненной атомной орбиталью и другим атомом или ионом, имеющим вакантную (свободную) атомную орбиталь. Такой механизм образования ковалентной связи называется *донорно-акцепторным*. Связь, осуществляемая за счет неподеленной пары электронов одного из атомов (донора) и свободной орбитали другого атома (акцептора), называется *донорно-акцепторной (ДАС)*.

Рассмотрим ДАС на примере образования иона аммония. У иона H^+ имеется свободная орбиталь, которая может принимать неподеленную пару электронов атома азота, находящегося в молекуле NH_3 , при этом образуя связь в ионе NH_4^+ :



Азот в молекуле аммиака является донором, ион водорода - акцептором, а образующаяся связь - донорно-акцепторной (ДАС). Донорно-акцепторная связь является разновидностью ковалентной связи и лежит в основе образования комплексных соединений.

3.4. Ионная связь

Предельным случаем ковалентной полярной связи является ионная связь. Если электроотрицательности атомов различаются очень сильно (например, атомов щелочных металлов и галогенов), то при их сближении валентные электроны одного атома полностью переходят на второй атом. В результате этого перехода оба атома становятся ионами и принимают электронную структуру ближайшего благородного газа. Например, при взаимодействии атомов натрия и хлора они превращаются в ионы Na^+ и Cl^- , между которыми возникает электростатическое притяжение. Ионная связь может быть описана в рамках методов ВС и МО, однако обычно ее рассматривают с помощью классических законов электростатики.

Молекулы, в которых существует в чистом виде ионная связь, встречаются в парообразном состоянии вещества. Ионные кристаллы состоят из бесконечных рядов чередующихся положительных и отрицательных ионов, связанных электростатическими силами. При растворении ионных кристаллов или их плавлении в раствор или расплав переходят положительные и отрицательные ионы.

Следует отметить, что ионные связи обладают большой прочностью, поэтому для разрушения ионных кристаллов необходимо затратить большую энергию. Этим объясняется тот факт, что ионные соединения имеют высокие температуры плавления.

В отличие от ковалентной связи ионная не обладает свойствами насыщенности и направленности. Причина этого состоит в том, что электрическое поле, создаваемое ионами, имеет сферическую симметрию и действует одинаково на все ионы. Поэтому количество ионов, окружающих данный ион, и их пространственное расположение определяются только величинами зарядов ионов и их размерами.

Рассматривая ионную связь, необходимо иметь в виду, что при электростатическом взаимодействии между ионами происходит их деформация, называемая *поляризацией*. Чем больше поляризация ионов, тем меньше степень ионности связи, т.е. тем больше ковалентный характер связи между ними. В кристаллах поляризация оказывается невысокой, т.к. ионы симметрично окружены ионами противоположного знака и ион подвергается одинаковому воздействию во всех направлениях.

3.5. Металлическая связь

Металлическая связь - разновидность ненаправленной ковалентной связи. Она существует между атомами с небольшим числом валентных электронов,

слабо удерживаемых ядром, и большим числом свободных орбиталей. Металлическая связь осуществляется в кристаллах металлов и их сплавах, а также интерметаллических соединениях.

Существованием металлической связи объясняются общие свойства металлов. Как известно, металлы - это твердые, блестящие вещества, хорошо проводящие электричество и тепло, многие из них имеют высокие температуры плавления и кипения, а также способны к вытягиванию в проволоку и прокатыванию в листы.

Природа металлической связи также электростатическая. Обобществленные электроны могут находиться около двух или более положительных ядер одновременно. Атомы металла легко отдают свои валентные электроны в общее пользование, превращаясь в положительно заряженные ионы. Свободные электроны благодаря наличию большого числа свободных орбиталей могут перемещаться в кристалле, взаимодействуя с ядрами других атомов.

Таким образом, твердый металл представляет собой каркас из положительно заряженных ионов, находящихся в узлах решетки кристалла, окруженных свободно перемещающимися электронами. Т.е. свободно перемещающиеся электроны как бы цементируют положительно заряженные ионы, образуя металлическую связь.

Металлическая связь существенно отличается от ковалентной связи. В случае металлической связи электроны равномерно распределены между положительными ионами, а в случае ковалентной связи - сосредотачиваются (локализуются) в определенных областях пространства. Металлическая связь в 3-4 раза менее прочная (следствие делокализации), чем одинарная ковалентная связь.

Энергия металлической связи возрастает с ростом числа валентных электронов и заряда ядра, что отражается на температурах плавления и кипения. Так, алюминий и металлы побочных подгрупп имеют более высокие температуры плавления и кипения, чем щелочные и щелочноземельные металлы.

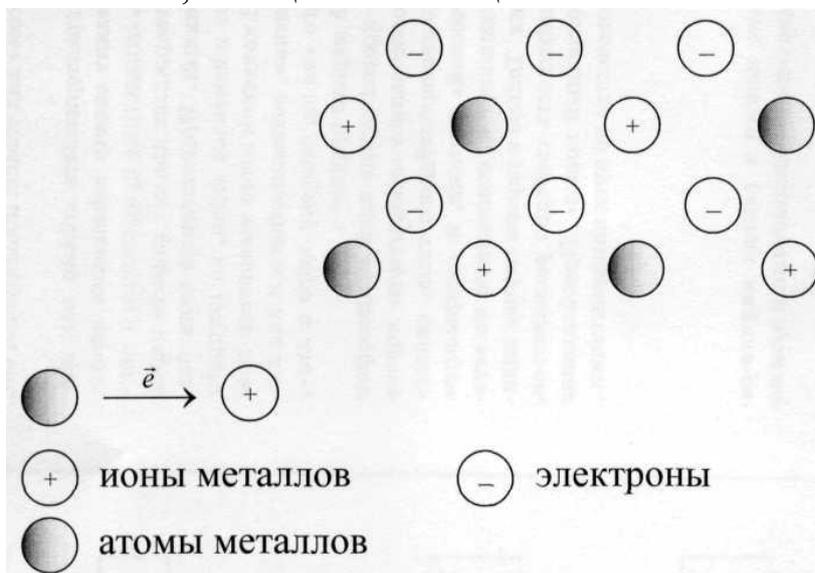


Рис. 18. Схема образования металлической связи

3.6. Водородная связь

В образовании водородной связи обязательно принимает участие атом водорода. Это взаимодействие является как бы промежуточным по величине энергии между валентной химической связью и ван-дер-ваальсовыми связями. Схематически водородную связь изображают тремя точками. Например, в молекуле HF водородную связь можно изобразить следующим образом:



Когда атом водорода связан с атомом более электроотрицательного элемента, электронная пара смещается к ядру электроотрицательного атома, а ядро атома водорода (протон) превращается в частицу с уникальными свойствами: 1) протон имеет положительный заряд; 2) не имеет электронов и поэтому испытывает только притяжение (в отличие от других катионов) к электронам других атомов; 3) обладает ничтожно малым размером (в тысячи раз меньше остальных ионов), что также благоприятствует притяжению электронов.

Водородная связь тем сильнее, чем выше электроотрицательность атома-партнера и чем меньше его размеры. Поэтому водородная связь наиболее характерна для соединений фтора, кислорода и в меньшей степени для соединений азота, серы и хлора. Соответственно меняется и энергия водородной связи, а именно: энергия связи $H \dots P$ равна 40 кДж/моль, связи $H \dots O$ - 20 кДж/моль, а связи $H \dots N$ - 8 кДж/моль.

Водородная связь играет важную роль при взаимодействии растворов. Благодаря водородным связям молекулы объединяются в димеры и полимеры, т.е. происходит их ассоциация. Это заметно влияет на многие свойства растворов: на температуру кипения и плавления, на растворимость и растворяющую способность, на плотность и вязкость вещества.

3.7. Межмолекулярное взаимодействие

Хотя молекулы в целом нейтральны, между ними проявляется *межмолекулярное взаимодействие*. Как и силы связи между атомами, межмолекулярные силы имеют электрическую природу. Они обусловлены полярностью и поляризуемостью молекул. Различают три типа межмолекулярного взаимодействия.

К первому типу относятся *ориентационное* взаимодействие двух полярных молекул (к полярным относят и ионные молекулы, так как они отличаются только степенью полярности). При сближении полярные молекулы ориентируются относительно друг друга противоположно заряженными концами диполей (рис. 19,а). Чем более полярны молекулы, тем прочнее связь. С повышением температуры ориентационное взаимодействие ослабляется, так как тепловое движение молекул нарушает ориентацию.

Второй тип - *индукционное* взаимодействие между полярной и неполярной молекулами: первая деформирует электронное облако второй. В результате у неполярной молекулы возникает временный электрический момент диполя, а затем обе молекулы взаимодействуют как диполи (рис. 19,б). В отличие от ори-

ентационного, индукционное взаимодействие не зависит от температуры, но зависит от напряженности электрического поля полярной молекулы.

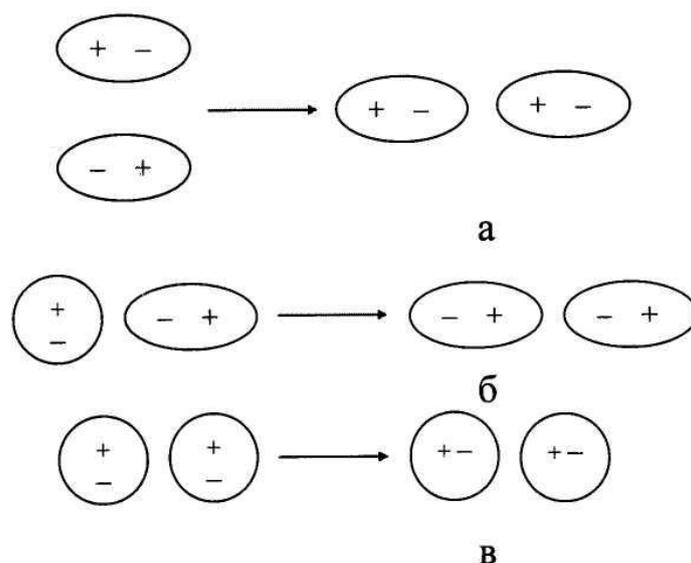


Рис. 19. Взаимодействие молекул:
а) ориентационное; б) индукционное; в) дисперсионное

Третий тип - *дисперсионное* взаимодействие между двумя неполярными молекулами. Вследствие движения электронов внутри молекулы, в одной из них происходит небольшая мгновенная деформация электронного облака, создающая асимметрию в распределении зарядов. Возникает диполь, который существует очень короткое время. Между возникшим диполем и соседней молекулой возникает взаимодействие, создающее в ней мгновенный наведенный (индуцированный) диполь. Между возникшими диполями также происходит взаимодействие, которое называют дисперсионным (рис. 19,в). На дисперсионном воздействии основан процесс сжижения благородных и двухатомных элементарных газов.

Все три типа межмолекулярного взаимодействия - ориентационное, индукционное и дисперсионное - часто называют *ван-дер-ваальсовыми силами*. Так они названы в честь голландского физика Ван-дер-Ваальса, который впервые принял их во внимание для объяснения свойств реальных газов (уравнение Ван-дер-Ваальса).

4. Контрольные задания

1-20

Выберите исходные данные в таблице и приведите обоснованные ответы на вопросы.

1) Один из изотопов элемента имеет массовое число A . Каков заряд ядра его атома? Сколько электронов находится на всех электронных оболочках атома? Сколько протонов и нейтронов содержит ядро атома этого нуклида?

2) Напишите электронную формулу невозбужденного атома этого элемента, приведите графическую схему распределения электронов по квантовым ячейкам.

3) К какому электронному семейству относится элемент?

4) Чему равен суммарный спин электронов в невозбужденном состоянии атома элемента?

5) Сколько имеется в атоме элемента электронов с орбитальным квантовым числом l ?

Номер задачи	Элемент	A	l	Номер задачи	Элемент	A	l
1	${}_{+16}\text{S}$	32	1	11	${}_{+17}\text{Cl}$	35	0
2	${}_{+35}\text{Br}$	79	1	12	${}_{+23}\text{V}$	51	2
3	${}_{+27}\text{Co}$	59	2	13	${}_{+28}\text{Ni}$	58	0
4	${}_{+48}\text{Cd}$	112	2	14	${}_{+20}\text{Ca}$	40	1
5	${}_{+30}\text{Zn}$	65	2	15	${}_{+21}\text{Sc}$	45	2
6	${}_{+32}\text{Ge}$	73	2	16	${}_{+26}\text{Fe}$	56	1
7	${}_{+40}\text{Zr}$	91	2	17	${}_{+33}\text{As}$	75	0
8	${}_{+34}\text{Se}$	79	1	18	${}_{+43}\text{Tc}$	96	2
9	${}_{+22}\text{Ti}$	48	0	19	${}_{+14}\text{Si}$	28	1
10	${}_{+13}\text{Al}$	27	1	20	${}_{+15}\text{P}$	31	0

21-50

Выберите исходные данные в таблице и приведите обоснованные ответы на вопросы.

1) Напишите электронную формулу невозбужденного атома элемента с зарядом ядра Z , приведите графическую схему распределения электронов по квантовым ячейкам.

2) Укажите валентные электроны его атома. Для каждого из них приведите значения всех квантовых чисел.

3) Сколько в атоме данного элемента электронов с совокупностью главного и орбитального квантовых чисел n и l ?

Номер задачи	Z	n	l	Номер задачи	Z	n	l
21	51	4	2	36	13	2	1
22	39	3	1	37	33	3	2
23	22	3	1	38	23	3	2
24	41	4	2	39	38	5	0
25	50	5	1	40	21	3	2
26	20	4	0	41	22	4	0
27	23	3	2	42	17	3	0
28	18	3	1	43	27	3	2
29	28	3	2	44	35	4	1

30	34	4	0	45	37	5	0
31	31	4	1	46	40	4	2
32	42	4	1	47	43	5	0
33	48	4	2	48	49	5	1
34	52	5	1	49	53	5	0
35	47	4	2	50	79	6	0

51-75

Составьте электронную формулу элемента под номером Z. Определите валентность и степень окисления в нормальном и возможных возбужденных состояниях. Составьте формулы оксидов и гидроксидов. Назовите соответствующие соединения. Определите их кислотно-основной характер.

Номер задачи	Z	Номер задачи	Z
51	21	64	31
52	32	65	22
53	39	66	50
54	40	67	49
55	48	68	47
56	51	69	33
57	23	70	24
58	25	71	34
59	35	72	43
60	17	73	16
61	15	74	14
62	53	75	74
63	42		

76-100

Объясните по методу валентных связей (ВС) строение молекулы. Сколько σ - (сигма) и π (пи) связей в этой молекуле? Если имеет место гибридизация, то каков ее тип? Какой валентный угол между направлениями связей в этой молекуле? Полярна ли каждая из связей? Полярна ли молекула в целом?

Какие межмолекулярные (вандерваальсовы) силы взаимодействия проявляются в жидкой фазе этих веществ?

Номер задачи	Формула молекулы	Номер задачи	Формула молекулы
76	AsBr ₃	89	PH ₃
77	H ₂ Se	90	MgF ₂
78	BeH ₂	91	SiCl ₄
79	AlCl ₃	92	CF ₄
80	SF ₂	93	C ₂ H ₄
81	C ₂ H ₂	94	H ₂ S

3) для электрона невозможно одновременно измерить координату и скорость;

4) ядра атомов состоят из протонов и нейтронов;

5) электрон может находиться в любой части околоядерного пространства, но вероятность его нахождения в разных частях этого пространства неодинакова.

7. Атомной орбиталью называется:

1) область атомного пространства, в котором наименее вероятно нахождение электрона;

2) область атомного пространства в котором наиболее вероятно нахождение электрона;

3) траектория движения электрона в атоме;

4) орбита, по которой электрон вращается вокруг ядра.

8. Принцип неопределенности Гейзенберга:

1) в атоме не может быть двух электронов, у которых все четыре квантовых числа были бы одинаковыми;

2) невозможно с абсолютной точностью одновременно определить положение и скорость электрона;

3) в атоме каждый электрон располагается так, чтобы его энергия была минимальной;

4) электроны в пределах определенного подуровня располагаются таким образом, чтобы суммарный спин был максимальный.

9. Правило Клечковского:

1) невозможно с абсолютной точностью одновременно определить положение и скорость электрона;

2) в атоме не может быть двух электронов, у которых все четыре квантовых числа были бы одинаковыми;

3) при заданном значении l (т.е. в пределах определенного подуровня) электроны располагаются таким образом, чтобы суммарный спин был максимальным;

4) электрон занимает в основном состоянии уровень не с минимальным значением n , а с наименьшим значением суммы $(n + l)$.

10. Принцип наименьшей энергии:

1) невозможно с абсолютной точностью одновременно определить положение и скорость электрона;

2) в атоме не может быть двух электронов, у которых все четыре квантовых числа были бы одинаковыми;

3) при заданном значении l (т.е. в пределах определенного подуровня) электроны располагаются таким образом, чтобы суммарный спин был максимальным;

4) в атоме каждый электрон располагается так, чтобы его энергия была минимальной.

11. Правило Гунда:

1) невозможно с абсолютной точностью одновременно определить положение и скорость электрона;

2) в атоме не может быть двух электронов, у которых все четыре квантовых числа были бы одинаковыми;

3) при заданном значении l (т.е. в пределах определенного подуровня) электроны располагаются таким образом, чтобы суммарный спин был максимальным;

4) электрон занимает в основном состоянии уровень не с минимальным значением n , а с наименьшим значением суммы $(n + l)$.

12. Принцип Паули:

1) невозможно с абсолютной точностью одновременно определить положение и скорость электрона;

2) в атоме не может быть двух электронов, у которых все четыре квантовых числа были бы одинаковыми;

3) при заданном значении l (т.е. в пределах определенного подуровня) электроны располагаются таким образом, чтобы суммарный спин был максимальным;

4) электрон занимает в основном состоянии уровень не с минимальным значением n , а с наименьшим значением суммы $(n + l)$.

13. Из двух подуровней, для которых суммы $(n + l)$ равны, сначала, как правило, заполняется подуровень

1) с меньшим значением l ; 2) с меньшим значением n ;

3) с большим значением l ; 4) с большим значением n .

14. В одной квантовой ячейке не может находиться:

1) больше двух электронов; 2) один электрон;

3) два электрона с антипараллельными спинами;

4) два электрона с параллельными спинами.

15. Максимальное число электронов на энергетическом уровне рассчитывается по формуле:

1) n^2 ; 2) $2n^2$;

3) $2n$; 4) $2n+2$.

16. Состояние электрона в атоме полностью описывается ...

1) главным квантовым числом; 2) спиновым квантовым числом;

3) тремя квантовыми числами; 4) только всеми четырьмя кв. числами.

17. Магнитное квантовое число характеризует:

1) общую энергию электрона на энергетическом уровне;

2) форму атомной орбитали;

3) ориентацию атомной орбитали в пространстве;

4) вращение электрона вокруг своей оси.

18. Побочное квантовое число характеризует:

1) общую энергию электрона на энергетическом уровне;

2) форму атомной орбитали;

3) ориентацию атомной орбитали в пространстве;

4) вращение электрона вокруг своей оси.

19. Спиновое квантовое число характеризует:

1) общую энергию электрона на энергетическом уровне;

2) форму атомной орбитали;

- 3) ориентацию атомной орбитали в пространстве;
4) вращение электрона вокруг своей оси.
20. Главное квантовое число характеризует:
1) энергию электрона на энергетическом уровне;
2) форму атомной орбитали;
3) ориентацию атомной орбитали в пространстве;
4) вращение электрона вокруг своей оси.
21. p-подуровень состоит из ...
1) одной атомной орбитали АО; 2) двух АО;
3) трех АО; 4) пяти АО.
22. d-подуровень состоит из ...
1) двух АО; 2) пяти АО;
3) семи АО; 4) одной АО.
23. f-подуровень состоит из ...
1) двух АО; 2) пяти АО;
3) семи АО; 4) одной АО.
24. s-подуровень состоит из ...
1) одной АО; 2) трех АО;
3) пяти АО; 4) семи АО.
25. Энергетические подуровни электронной оболочки атома характеризуются:
1) главным квантовым числом; 3) побочным квантовым числом;
3) магнитным квантовым числом; 4) спиновым квантовым числом.
26. Спаренными электронами называются:
1) любые два электрона в атоме, имеющие антипараллельные спины;
2) два электрона, находящиеся на одной атомной орбитали в атоме;
3) два электрона, находящихся на одном энергетическом подуровне и имеющих параллельные спины.
27. Максимально заполненный d - подуровень содержит:
1) 6 электронов; 2) 8 электронов;
3) 10 электронов; 4) 18 электронов.
28. Максимально заполненный f - подуровень содержит:
1) 6 электронов; 2) 18 электронов;
3) 10 электронов; 4) 14 электронов.
29. Максимально заполненный p - подуровень содержит:
1) 2 электрона; 2) 14 электронов;
3) 6 электронов; 4) 18 электронов.
30. Как обозначается подуровень, для которого $n = 4$ и $l = 0$?
1) 4f; 2) 4p;
2) 4d; 3) 4s.
31. Изотоп полностью характеризуется
1) массовым числом; 2) массовым числом и порядковым номером;
3) порядковым номером.
32. Число протонов в ядре равно:
1) порядковому номеру элемента; 2) массовому числу элемента;
3) заряду ядра; 4) числу нейтронов;

5) числу электронов в атоме (в основном состоянии).

33. Изотопы обладают:

- 1) разными массовыми числами; 2) одинаковыми массовыми числами;
3) одинаковыми зарядами ядер; 4) разными зарядами ядер.

34. Заряд ядра атома численно равен:

- 1) количеству нейтронов; 2) порядковому номеру элемента;
3) количеству электронов; 4) количеству протонов.

35. Массовое число (A), число протонов (p) и число нейтронов (n) в ядре связаны между собой:

- 1) $p = A - n$; 2) $n = A - p$;
3) $A = p + n$; 4) $p = n - A$.

36. В состав ядра входят частицы:

- 1) электроны; 2) протоны;
3) нейтроны; 4) позитроны.

37. Изотопами называются:

- 1) разновидности простых веществ, отличающихся по строению и свойствам, но имеющие одинаковые атомы;
2) разновидности атомов одного элемента, обладающие одинаковыми зарядами ядер, но разными массовыми числами;
3) разновидности соединений одного и того же элементного состава, но обладающие разными свойствами.

38. В ядре атома резерфордия ${}_{104}^{260}\text{Rf}$ содержится:

- 1) 104 нейтрона и 156 протонов; 2) 260 нейтронов и 104 протона;
2) 104 протона и 156 нейтронов; 4) 260 протонов и 104 нейтрона.

39. Массовое число атома равно:

- 1) числу протонов в атоме; 2) числу нейтронов в атоме;
3) числу нуклонов в атоме; 4) числу электронов в атоме.

40. Число нейтронов в атоме фосфора с массовым числом 31:

- 1) 14; 2) 15;
3) 16; 4) 18.

41. Атомы изотопов одного элемента отличаются:

- 1) числом протонов; 2) числом нейтронов;
3) числом электронов; 4) зарядом ядра.

42. Массовое число азота, который содержит 8 нейтронов:

- 1) 14; 2) 15;
3) 16; 4) 18.

43. До завершения внешнего энергетического уровня недостает трех электронов у атома:

- 1) водорода; 2) азота;
3) кальция; 4) брома.

44. Атом элемента, который содержит 37 нуклонов, а число нейтронов в нем равно 20:

- 1) рубидий; 2) лантан;
3) кальций; 4) хлор.

45. Атом элемента, у которого на третьем энергетическом уровне в невозбужденном состоянии содержится равное число спаренных и неспаренных электронов:

- 1) сера; 2) магний;
3) кремний; 4) аргон.

46. Какое максимальное число электронов могут занимать s-орбитали данного энергетического уровня?

- 1) 7; 2) 12; 3) 2; 4) 6; 5) 10.

47. Какие элементы относятся к f-семейству?

- 1) ${}_{51}\text{Sb}$; ${}_{83}\text{Bi}$; 2) ${}_{75}\text{Re}$; ${}_{76}\text{Os}$;
3) ${}_{63}\text{Eu}$; ${}_{94}\text{Pu}$; 4) ${}_{87}\text{Fr}$; ${}_{88}\text{Ra}$;
5) ${}_{37}\text{Rb}$; ${}_{38}\text{Sr}$.

48. Какая из электронных формул отражает строение невозбужденного атома ${}_{52}\text{Te}$?

- 1) $6s^2 5p^4$; 2) $5s^1 5p^4$;
3) $5s^2 5p^4$; 4) $6s^2 4d^{10} 5p^4$;
5) $5s^2 4d^{10} 5p^4$.

49. Какие значения принимает магнитное квантовое число при орбитальном $l=0$?

- 1) $\pm 1/2$; 2) 0;
3) 0; ± 1 ; ± 2 ; 4) 0; ± 1 ; ± 2 ; ± 3 ;
5) 0; ± 1 .

50. Какому атому соответствует электронная формула $[\text{Xe}]4f^{14}5d^26s^2$?

- 1) ${}_{71}\text{Lu}$; 2) ${}_{103}\text{Lr}$;
3) ${}_{72}\text{Hf}$; 4) ${}_{57}\text{La}$;
5) ${}_{58}\text{Ce}$.

51. С помощью какой формулы можно рассчитать максимальное количество электронов, находящихся на соответствующем подуровне?

- 1) $(2l+1)$; 2) $2n^2$;
3) $2(2l+1)$; 4) $l+2n$;
5) $l+n$.

52. Какая из формул отражает электронное строение лантана?

- 1) $6s^1 5p^2$; 2) $6s^2 4d^{10} 5s^1$;
3) $7s^2 6p^6 5s^2$; 4) $5d^1 6s^2$;
5) $6s^2$.

53. Что означает порядковый номер элемента?

- 1) количество электронов в атоме (в основном состоянии);
2) количество нейтронов;
3) количество протонов в ядре;
4) суммарное количество электронов и нейтронов;
5) массу атома.

54. Что показывает номер группы?

- 1) количество электронных слоев;
2) количество предвнешних электронов;

- 3) количество валентных электронов;
- 4) орбитальное квантовое число;
- 5) спин электрона.

55. Какие из перечисленных ниже характеристик атомов элементов периодически изменяются?

- 1) заряд ядра;
- 2) относительная атомная масса;
- 3) число энергетических уровней в атоме;
- 4) число электронов на внешнем энергетическом уровне;
- 5) число электронов на предвнешнем энергетическом уровне;

56. Электронную конфигурацию благородного газа имеет:

- 1) Te^{2+} ;
- 2) Fe^{2+} ;
- 3) Ga^{+} ;
- 4) Cr^{3+} ;
- 5) Mn^{4+} .

57. Укажите формулу для расчета максимального числа электронов на энергетическом уровне:

- 1) $2ml+1$;
- 2) $2(2l+1)$;
- 3) $2n^2$;
- 4) $(n+1)$;
- 5) $ml=-l; 0; \pm 1$.

58. Какая из конфигураций валентных электронов соответствует электронейтральным атомам никеля?

- 1) $3d^5 4s^2$;
- 2) $3d^7 4s^2$;
- 3) $3d^8 4s^2$;
- 4) $3d^6 4s^2$;
- 5) $3d^{10} 4s^2$.

59. К какому семейству относится элемент с порядковым номером 94?

- 1) s ;
- 2) d ;
- 3) p ;
- 4) f ;
- 5) h .

60. Какой из элементов имеет на предвнешнем энергетическом уровне 18 электронов, а на внешнем один электрон?

- 1) Hg ;
- 2) Cr ;
- 3) Cu ;
- 4) I ;
- 5) La .

61. У какого из перечисленных элементов в возбужденном состоянии в образовании валентных связей участвует наименьшее число электронов?

- 1) I ;
- 2) C ;
- 3) S ;
- 4) P ;
- 5) Cl .

62. Если электрон имеет главное квантовое число $n=4$, то орбитальное квантовое число может принимать значения, обозначаемые буквами как состояния:

- 1) $1, 2, 3, 4 - s p d f$;
- 2) $0, 1, 2, 3, 4 - s p d f g$;
- 3) $0, 1 - s p$;
- 4) $0, 1, 2, 3 - s p d f$;
- 5) $3 - f$.

63. Величина главного квантового числа определяет степень удаления от ядра точек с максимальной электронной плотностью, то есть:

- 1) энергию ионизации атома;
- 2) размер электронного облака;
- 3) форму электронного облака;
- 4) спин электрона;
- 5) ориентацию облака в пространстве.

64. Изoeлектронными (т.е. содержащими одинаковое число электронов) будут среди Mn^{2+} , Fe^{2+} , Co^{3+} , Ni^{2+} следующие:

- 1) Fe^{2+} и Co^{3+} ;
- 2) Mn^{2+} и Fe^{2+} ;
- 3) Co^{3+} и Ni^{2+} ;
- 4) Mn^{2+} и Ni^{2+} ;
- 5) Co^{3+} ; Fe^{2+} ; Mn^{2+} .

65. Наименьшее число неспаренных электронов на f-подуровне имеет в основном состоянии атом элемента-лантаноида:

- 1) ${}_{62}Sm$;
- 2) ${}_{63}Eu$;
- 3) ${}_{64}Gd$;
- 4) ${}_{65}Tb$;
- 5) ${}_{69}Tm$.

5.2. Периодический закон и периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева

1. Электронное семейство, высшая валентность и характер высшего гидроксида у хрома:

- 1) s, 3, основной;
- 2) p, 2, кислотный;
- 3) d, 6, кислотный;
- 4) f, 3, амфотерный.

2. Электронное семейство, высшая валентность и характер высшего гидроксида у кальция:

- 1) s, 2, основной;
- 2) p, 3, кислотный;
- 3) d, 6, кислотный;
- 4) f, 2, основной.

3. Электронное семейство, высшая валентность и характер высшего гидроксида у цинка:

- 1) s, 2, основной;
- 2) p, 2, кислотный;
- 3) d, 2, амфотерный;
- 4) f, 4, основной.

4. Электронное семейство, высшая валентность и характер высшего гидроксида у меди:

- 1) d, 2, основной;
- 2) s, 1, основной;
- 3) p, 2, амфотерный;
- 4) f, 1, основной.

5. Электронное семейство, высшая валентность и характер высшего гидроксида у рубидия:

- 1) p, 1, основной;
- 2) d, 3, амфотерный;
- 3) s, 1, основной;
- 4) s, 3, основной.

6. Электронное семейство, высшая валентность и характер высшего гидроксида у алюминия:

- 1) p, 3, амфотерный;
- 2) s, 1, основной;
- 3) p, 1, амфотерный;
- 4) d, 3, кислотный.

7. Электронное семейство, высшая валентность и характер высшего гидроксида у мышьяка:

- 1) *p*, 4, кислотный; 2) *s*, 5, амфотерный;
3) *p*, 5, кислотный; 4) *d*, 5, основной.

8. Электронное семейство, высшая валентность и характер высшего гидроксида у марганца:

- 1) *d*, 7, кислотный; 2) *p*, 5, кислотный;
3) *s*, 7, основной; 4) *d*, 4, амфотерный.

9. Электронное семейство, высшая валентность и характер высшего гидроксида у железа:

- 1) *d*, 2, основной; 2) *d*, 6, кислотный;
3) *d*, 3, амфотерный; 4) *p*, 2, основной.

10. Электронное семейство, высшая валентность и характер высшего гидроксида у селена:

- 1) *p*, 6, кислотный; 2) *p*, 2, основной;
3) *d*, 4, амфотерный; 4) *f*, 2, основной.

11. Электронное семейство, высшая валентность и характер высшего гидроксида у германия:

- 1) *p*, 2, основной; 2) *p*, 4, амфотерный;
3) *p*, 4, кислотный; 4) *s*, 2, основной.

12. Электронное семейство, высшая валентность и характер высшего гидроксида у скандия:

- 1) *d*, 3, основной; 2) *s*, 1, основной;
3) *d*, 3, амфотерный; 4) *d*, 1, основной.

13. Электронное семейство, высшая валентность и характер высшего гидроксида у ртути:

- 1) *p*, 2, основной; 2) *s*, 1, основной;
3) *d*, 2, основной; 4) *p*, 1, основной.

14. Электронное семейство, высшая валентность и характер высшего гидроксида у серебра:

- 1) *d*, 1, основной; 2) *s*, 1, основной;
3) *p*, 3, кислотный; 4) *p*, 1, основной.

15. Электронное семейство, высшая валентность и характер высшего гидроксида у олова:

- 1) *s*, 2, основной; 2) *p*, 2, амфотерный;
3) *p*, 4, кислотный; 4) *d*, 4, кислотный.

16. В главных подгруппах ПСХЭ сверху вниз:

- 1) заряд ядра нейтральных атомов возрастает;
2) число электронов на внешнем энергетическом уровне нейтральных атомов не изменяется;
3) окислительные свойства нейтральных атомов возрастают;
4) восстановительные свойства нейтральных атомов возрастают;
5) радиус нейтральных атомов возрастает.

17. В главных подгруппах ПСХЭ сверху вниз:

- 1) окислительные свойства нейтральных атомов убывают;
2) восстановительные свойства нейтральных атомов убывают;
3) низшая степень окисления нейтральных атомов не меняется;

- 4) окислительные свойства нейтральных атомов возрастают.
18. В главных подгруппах ПСХЭ сверху вниз:
- 1) металлические свойства простых веществ усиливаются;
 - 2) основные свойства соединений элементов усиливаются;
 - 3) кислотные свойства соединений элементов усиливаются;
 - 4) неметаллические свойства простых вещества ослабевают.
19. В главных подгруппах ПСХЭ сверху вниз:
- 1) число электронных уровней в невозбужденном атоме увеличивается;
 - 2) число электронов на внешнем энергетическом уровне нейтрального атома возрастает;
 - 3) притяжение внешнего электрона к ядру нейтрального атома увеличивается;
 - 4) прочность связи электронов внешнего уровня с ядром нейтрального атома уменьшается.
20. В главных подгруппах ПСХЭ сверху вниз:
- 1) высшая положительная степень окисления нейтральных атомов не изменяется;
 - 2) способность нейтрального атома присоединять электрон не изменяется;
 - 3) притяжение внешнего электрона к ядру нейтрального атома уменьшается;
 - 4) число электронных уровней в невозбужденном атоме не изменяется.
21. В малых периодах ПСХЭ слева направо:
- 1) число энергетических уровней нейтральных атомов не изменяется;
 - 2) кислотные свойства соединений элементов ослабляются;
 - 3) радиус нейтрального атома уменьшается;
 - 4) неметаллические свойства простых веществ усиливаются.
22. В малых периодах ПСХЭ слева направо:
- 1) число энергетических уровней нейтральных атомов не изменяется;
 - 2) восстановительные свойства нейтральных атомов убывают;
 - 3) окислительные свойства нейтральных атомов убывают;
 - 4) заряд ядра нейтрального атома остается постоянным.
23. В малых периодах ПСХЭ слева направо:
- 1) основные свойства соединений элементов ослабевают;
 - 2) радиус нейтрального атома увеличивается;
 - 3) кислотные свойства соединений элементов усиливаются;
 - 4) основные свойства соединений элементов усиливаются.
24. В малых периодах ПСХЭ слева направо:
- 1) заряд ядра нейтрального атома увеличивается;
 - 2) энергия ионизации увеличивается;
 - 3) энергия сродства к электрону уменьшается;
 - 4) радиус нейтрального атома увеличивается.
25. В малых периодах ПСХЭ слева направо:
- 1) энергия сродства к электрону возрастает;
 - 2) энергия ионизации уменьшается;

- 3) *радиус нейтрального атома уменьшается;*
4) *число энергетических уровней нейтральных атомов уменьшается.*
26. В малых периодах ПСХЭ справа налево:
1) *окислительные свойства нейтральных атомов убывают;*
2) *восстановительные свойства нейтральных атомов возрастают;*
3) *окислительные свойства нейтральных атомов возрастают;*
4) *заряд ядра нейтрального атома остается постоянным.*
27. В главных подгруппах ПСХЭ снизу вверх:
1) *окислительные свойства нейтральных атомов возрастают;*
2) *кислотные свойства соединений элементов усиливаются;*
3) *основные свойства соединений элементов усиливаются;*
4) *восстановительные свойства нейтральных атомов возрастают.*
28. В главных подгруппах ПСХЭ снизу вверх:
1) *энергия ионизации уменьшается;*
2) *энергия сродства к электрону возрастает;*
3) *электроотрицательность возрастает;*
4) *радиус нейтрального атома увеличивается.*
29. В главных подгруппах ПСХЭ снизу вверх:
1) *заряд ядра нейтрального атома уменьшается;*
2) *энергия ионизации уменьшается;*
3) *радиус нейтрального атома увеличивается;*
4) *энергия сродства к электрону уменьшается.*
30. В малых периодах ПСХЭ слева направо:
1) *число электронов на внешнем энергетическом уровне нейтрального атома возрастает;*
2) *металлические свойства простых веществ усиливаются;*
3) *основные свойства соединений элементов ослабевают;*
4) *радиус нейтрального атома увеличивается.*
31. Внутри периода увеличение порядкового номера элемента обычно сопровождается:
1) *уменьшением атомного радиуса и возрастанием электроотрицательности;*
2) *возрастанием атомного радиуса и уменьшением электроотрицательности;*
3) *уменьшением атомного радиуса и уменьшением электроотрицательности;*
4) *возрастанием атомного радиуса и возрастанием электроотрицательности;*
5) *остается практически неизменным значение электроотрицательности, радиус увеличивается.*
32. Какая частица имеет большее число протонов, чем электронов?
1) *атом натрия;*
2) *атом серы;*
3) *сульфид-ион;*
4) *ион натрия;*

5) атом водорода.

33. Энергия, которая указана в уравнении $\text{Cl}^0(\text{г}) \rightarrow \text{Cl}^+(\text{г}) + e - 1254 \text{ кДж}$, является для атома хлора:

- 1) энергией ионизации;
- 2) энергией химической связи;
- 3) электроотрицательностью;
- 4) сродством к электрону;
- 5) тепловым эффектом реакции.

34. В ряду щелочных металлов (от Li до Cs) цезий является наименее электроотрицательным. Это объясняется тем, что он имеет:

- 1) наибольшее число нейтронов в ядре;
- 2) большее число валентных электронов по сравнению с другими элементами;
- 3) большую атомную массу;
- 4) валентные электроны, в большей степени удаленные от ядра;
- 5) больший заряд ядра.

35. Как изменяются значения первых потенциалов ионизации в ряду элементов лития, бериллия, бора, углерода, азота, кислорода, фтора и неона:

- 1) увеличиваются;
- 2) уменьшаются;
- 3) изменяются нерегулярно, но имеют тенденцию к возрастанию;
- 4) не изменяются;
- 5) периодически уменьшаются и увеличиваются.

5.3. Химическая связь и конфигурация молекул

1. Полярность ковалентной связи количественно оценивается величиной:

- 1) электроотрицательности;
- 2) дипольного момента;
- 3) сродства к электрону;
- 4) первого потенциала ионизации.

2. Дипольный момент химической связи ...

- 1) всегда равен дипольному моменту молекулы;
- 2) не всегда равен дипольному моменту молекулы;
- 3) не равен нулю в молекуле оксида углерода (IV), хотя в целом молекула CO_2 неполярна;
- 4) равен нулю в молекуле оксида углерода (IV), поэтому молекула CO_2 неполярна.

3. Дипольный момент химической связи ...

- 1) является векторной величиной;
- 2) является безразмерной величиной;
- 3) направлен по оси диполя от отрицательного заряда к положительному;
- 4) направлен по оси диполя от положительного заряда к отрицательному.

4. Химическая связь между двумя атомами, осуществляемая за счет образования электронных пар, в одинаковой мере принадлежащих обоим атомам, называется...

- 1) ионной;
- 2) ковалентной неполярной;
- 3) ковалентной полярной;
- 4) металлической.

5. Химическая связь между двумя атомами, осуществляемая за счет образования электронных пар, в разной мере принадлежащих обоим атомам, называется ...

- 1) ионной;
- 2) металлической;
- 3) ковалентной полярной;
- 4) ковалентной неполярной.

6. Полярные молекулы:

- 1) оксид водорода;
- 2) оксид углерода (II);
- 3) оксид углерода (IV);
- 4) тетрахлорметан.

7. Молекула оксида углерода (IV) ...

- 1) имеет полярные связи;
- 2) в целом неполярна;
- 3) полярна, так как связи между углеродом и кислородом в ней полярны;
- 4) неполярна, так как имеет линейное строение и дипольные моменты связей углерод-кислород компенсируют друг друга.

8. Относительная электроотрицательность:

- 1) способность атома притягивать к себе валентные электроны других атомов в молекуле;
- 2) имеет размерность;
- 3) безразмерная величина;
- 4) не может быть измерена в единицах каких-либо физических величин.

9. Основные свойства ионной связи:

- 1) направленность;
- 2) ненаправленность;
- 3) насыщаемость;
- 4) ненасыщаемость.

10. Связи «кислород-водород» в молекуле оксида водорода:

- 1) неполярны;
- 2) полярны;
- 3) имеет дипольный момент, равный нулю;
- 4) имеют избыток отрицательного заряда на атоме кислорода.

11. Химическая связь обусловлена:

- 1) электростатическими силами;
- 2) ядерными силами;
- 3) гравитационными силами;
- 4) электрохимическими взаимодействиями.

12. Природа химической связи:

- 1) только ионная;
- 2) электрическая;
- 3) ковалентная;
- 4) электромагнитная.

13. Химическая связь между частицами образуется тогда, когда ...

- 1) их сближение приводит к повышению суммарной энергии;
- 2) их сближение приводит к понижению суммарной энергии.

14. Два принципиальных механизма образования ковалентной связи:

- 1) дипольный;
- 2) обменный;
- 3) полярный;
- 4) донорно-акцепторный.

15. Неполярные молекулы:

- 1) оксид водорода;
- 2) оксид углерода (II);
- 3) тетрахлорметан;
- 4) оксид углерода (IV).

16. Обменный механизм образования ковалентной связи между двумя атомами реализуется при ...

1) обобществлении электронов одного и вакантной орбитали другого атома;

2) обобществлении неспаренных электронов, в одинаковой мере принадлежащих обоим атомам;

3) перекрывании двух одноэлектронных атомных орбиталей.

17. Донорно-акцепторный механизм образования ковалентной связи между двумя атомами реализуется при ...

1) обобществлении электронов одного и вакантной орбитали другого атома;

2) обобществлении неспаренных электронов, в одинаковой мере принадлежащих обоим атомам;

3) перекрывании двух одноэлектронных атомных орбиталей.

18. Молекулы и ионы, ковалентная связь в которых образована только по обменному механизму:

1) водород; 2) соляная кислота;

3) ион аммония; 4) ион гидроксония.

19. Молекулы и ионы, ковалентная связь в которых образована и по обменному механизму, и по донорно-акцепторному механизму:

1) оксид углерода (IV); 2) кислород;

3) ион аммония; 4) ион гидроксония.

20. Тройная связь в молекуле ацетиленов образована:

1) тремя π -связями; 2) одной π -связью и двумя σ -связями;

3) одной σ -связью и двумя π -связями;

4) тремя σ -связями.

21. В образовании бензольного кольца в молекуле бензола участвует:

1) 3 электрона; 2) 6 электронов;

3) 12 электронов; 4) 9 электронов.

22. Ковалентная связь, в отличие от ионной, характеризуется:

1) ненаправленностью; 2) направленностью;

3) насыщенностью; 4) ненасыщенностью.

23. Ковалентная полярная связь реализуется в молекулах:

1) воды; 2) углекислого газа;

3) хлора; 4) кислорода.

24. Ковалентная полярная химическая связь осуществляется в соединениях:

1) хлороводород; 2) кислород;

3) оксид углерода (IV); 4) бром.

25. Ковалентная неполярная связь реализуется в молекулах:

1) хлороводород; 2) оксид меди;

3) кислород; 4) водород.

26. Соединение, в котором осуществляется ионная химическая связь:

1) хлороводород; 2) бром;

3) оксид железа (II); 4) оксид углерода (IV).

27. Атом, представляющий электронную пару для образования химической связи, называется:

1) донором;

2) акцептором.

28. Атом, представляющий вакантную орбиталь для образования химической связи, называется:
- 1) донором;
 - 2) акцептором.
29. Химическая связь в молекулах аммиака и хлорида кальция соответственно:
- 1) ионная и ковалентная полярная;
 - 2) ковалентная полярная и металлическая;
 - 3) ковалентная полярная и ионная;
 - 4) ковалентная неполярная и ионная.
30. Ионный тип связи между двумя атомами образуется в том случае, если разность электроотрицательностей этих атомов:
- 1) больше 1,7 по шкале Полинга;
 - 2) меньше 1,7 по шкале Полинга.
31. Химическая связь в молекулах хлористого калия и фтороводорода соответственно:
- 1) ионная и ковалентная полярная;
 - 2) ковалентная полярная и металлическая;
 - 3) ковалентная полярная и ионная;
 - 4) ковалентная неполярная и ионная.
32. Химическая связь в хлороводороде и железе соответственно?
- 1) ионная и ковалентная полярная;
 - 2) ковалентная полярная и металлическая;
 - 3) ковалентная полярная и ионная;
 - 4) ковалентная неполярная и ионная.
33. Образование водородной связи происходит по ...
- 1) обменному механизму;
 - 2) донорно-акцепторному механизму.
34. Межмолекулярная водородная связь реализуется в соединениях:
- 1) вода;
 - 2) сероводород;
 - 3) аммиак;
 - 4) хлороводород.
35. Силы Ван-дер-Ваальса реализуются в полярных соединениях по ...
- 1) дисперсному механизму;
 - 2) индукционному механизму;
 - 3) ориентационному механизму;
 - 4) донорно-акцепторному механизму.
36. Силы Ван-дер-Ваальса реализуются в неполярных соединениях по..
- 1) дисперсному механизму;
 - 2) индукционному механизму;
 - 3) ориентационному механизму;
 - 4) донорно-акцепторному механизму.
37. Из перечисленных соединений химическая связь более всего приближается к ионной:
- 1) вода;
 - 2) хлороводород;
 - 3) фтороводород;
 - 4) кислород.
38. Молекула фосфина (PH_3) имеет форму:
- 1) плоский треугольник;
 - 2) куб;
 - 3) квадрат;
 - 4) треугольная пирамида.
39. Линейными являются молекулы:
- 1) сероводорода и оксид серы (IV);
 - 2) селеноводорода и оксида углерода (IV);
 - 3) ацетилена и хлорида бериллия;

- 4) *фторида бора и хлорида цинка.*
40. Валентный угол в молекуле арсина (AsH_3):
1) 120° ; 2) 105° ;
3) 109° ; 4) 91° .
41. Валентный угол в молекуле хлорида цинка, у которого проявляется sp-гибридизация:
1) 45° ; 2) 90° ;
3) 120° ; 4) 180° .
42. Металлическая связь в отличие от ковалентной характеризуется:
1) *направленностью*; 2) *ненаправленностью*;
3) *большой прочностью*; 4) *меньшей прочностью*.
43. Металлическая связь характерна для металлов ...
1) *в твердом состоянии*; 2) *в парообразном*;
3) *в жидком*; 4) *во всех трех агрегатных состояниях*.
44. Валентность атома определяется ...
1) *способностью атома образовывать различное число химических связей*;
2) *числом неспаренных электронов атома в основном или возбужденном состоянии*;
3) *условным зарядом атома в молекуле вычисленном в предположении, что все связи имеют ионный характер*.
45. Химическая связь в молекулах кислорода и фтористого натрия соответственно:
1) *ионная и ковалентная полярная*;
2) *ковалентная полярная и металлическая*;
3) *ковалентная полярная и ионная*;
4) *ковалентная неполярная и ионная*.
46. Наиболее прочной является молекула:
1) *водорода*; 2) *хлороводорода*;
3) *хлора*; 4) *азота*.
47. Водородная связь так же, как и ковалентная, характеризуется:
1) *ненаправленностью*; 2) *направленностью*;
3) *ненасыщаемостью*; 4) *насыщаемостью*.
48. Угол связи в молекуле ацетилен (C_2H_2):
1) 90° ; 2) 104° ;
3) 120° ; 4) 180° .
49. Наибольший дипольный момент в молекуле:
1) *хлороводорода*; 2) *бромоводорода*;
3) *фтороводорода*; 4) *иодоводорода*.
50. Тип связи, которая может возникнуть между химическими элементами с порядковыми номерами 1 и 33:
1) *ковалентная неполярная*; 2) *ионная*;
3) *донорно-акцепторный механизм*; 4) *ковалентная полярная*.
51. Тип связи, которая может возникнуть между химическими элементами с порядковыми номерами 55 и 9:
1) *ковалентная полярная*; 2) *ковалентная неполярная*;

- 3) ионная; 4) металлическая.
52. Геометрическая конфигурация хлорида бора:
1) пирамида; 2) тетраэдр;
3) плоский треугольник; 4) куб.
53. Полярность связей в ряду молекул фосфин-сероводород-хлороводород:
1) не изменяется; 2) увеличивается 3) изменяется.
54. Полярность связей в ряду молекул вода-сероводород-селеноводород-теллуrowодород:
1) увеличивается; 2) уменьшается; 3) не изменяется.
55. Вещество, между молекулами которого существует водородная связь, это ...
1) этан; 2) фтороводород;
3) вода; 4) фторид натрия.
56. В соединениях хлористого натрия и алмаза соответственно тип кристаллической решетки:
1) молекулярная, ионная; 2) атомная, молекулярная;
3) ионная, атомная; 4) металлическая, ионная.
57. Молекулы типа AB_3 имеют конфигурацию:
1) либо угловую, либо тетраэдр; 2) либо линейную, либо угловую;
3) либо пирамида, либо плоский треугольник;
4) либо куб, либо квадрат.
58. Молекулы типа AB_2 имеют конфигурацию:
1) либо угловую, либо тетраэдр; 2) либо линейную, либо угловую;
3) либо пирамида, либо плоский треугольник;
4) либо куб, либо квадрат.
59. Химическая связь более всего приближается к ковалентной:
1) во фториде натрия NaF ; 2) во фториде магния MgF_2 ;
3) во фториде углерода CF_4 ; 4) во фториде бора BF_3 .
60. Аномально высокая температура кипения воды по сравнению с аналогами по подгруппе кислорода объясняется тем, что ...
1) атом кислорода имеет меньший радиус по сравнению с аналогами, поэтому связь между кислородом и водородом более прочная;
2) между молекулами воды образуется водородная связь
3) в молекулах сероводорода, селеноводорода и теллуrowодорода водород менее прочно, чем в воде, связан с соответствующими атомами.
61. В каком соединении химическая связь образована по ионному типу?
1) KF ; 2) NH_3 ; 3) $BaCl_2$;
4) SF_6 ; 5) XeF_2 .
62. Для какой молекулы характерна sp^2 -гибридизация?
1) $BeCl_2$; 2) CH_4 ; 3) BCl_3 ;
4) CO_2 ; 5) C_2H_6 .
63. Какова пространственная структура молекулы SO_2 ?
1) линейная; 2) угловая; 3) тетраэдрическая;
4) пирамидальная; 5) бипирамидальная.
64. В каком соединении присутствует π -связь?
1) CO_2 ; 2) CH_3OH ; 3) C_3H_8 ;

ПРИЛОЖЕНИЕ

П 1

СТРОЕНИЕ ВЕЩЕСТВА

(значения атомных и ионных радиусов, ε , энергии ионизации,
сродство к электрону)

Элемент (атом)	$r_{\text{ат.}}, \text{нм}$	$r_{\text{ион.}}, \text{нм}$	$E, \text{эВ}$	$I, \text{эВ}$	$A, \text{эВ}$
<i>H</i>	0,046	0,000	2,10	13,60	0,75
<i>He</i>	0,090	...	5,50	24,59	0
<i>Li</i>	0,155	0,068	0,97	5,39	0,59
<i>Be</i>	0,113	0,034	1,47	9,32	0,38
<i>B</i>	0,091	0,020	2,01	8,30	0,30
<i>C</i>	0,077	0,020	2,50	11,26	1,27
<i>N</i>	0,071	0,148	3,07	14,53	0,21
<i>O</i>	...	0,126	3,50	13,62	1,47
<i>F</i>	...	0,119	4,10	17,42	3,49
<i>Ne</i>	0,160	...	4,84	21,56	0
<i>Na</i>	0,189	0,098	0,93	5,14	0,34
<i>Mg</i>	0,160	0,074	1,23	7,65	0
<i>Al</i>	0,143	0,057	1,47	5,99	0,46
<i>Si</i>	0,132	0,257	2,25	8,15	1,38
<i>P</i>	0,120	0,186	2,32	10,49	0,80
<i>S</i>	...	0,170	2,60	10,36	2,08
<i>Cl</i>	...	0,167	2,83	12,97	3,61
<i>Ar</i>	0,195	...	3,20	15,76	0
<i>K</i>	0,236	0,133	0,91	4,34	0,47
<i>Ca</i>	0,197	0,104	1,04	6,11	0
<i>Sc</i>	0,164	0,083	1,20	6,54	0
<i>Ti</i>	0,145	0,081	1,32	6,82	0,39
<i>V</i>	0,131	0,072	1,41	6,74	0,64
<i>Cr</i>	0,127	0,064	1,56	6,77	0,98
<i>Mn</i>	0,130	0,091	1,60	7,44	0
<i>Fe</i>	0,126	0,080	1,64	7,87	0,58
<i>Co</i>	0,125	0,078	1,70	7,86	0,94
<i>Ni</i>	0,124	0,074	1,75	7,64	1,28
<i>Cu</i>	0,128	0,091	1,75	7,73	1,23
<i>Zn</i>	0,139	0,083	1,66	9,39	0,09
<i>Ca</i>	0,139	0,062	1,82	6,00	0,39
<i>Ce</i>	0,139	0,065	2,02	7,90	1,74
<i>As</i>	0,130	0,208	2,11	9,78	1,07
<i>Se</i>	0,160	0,193	2,48	9,75	2,02
<i>Br</i>	...	0,182	2,74	11,81	3,37
<i>Kr</i>	0,212	...	2,94	14,00	0
<i>Rb</i>	0,248	0,149	0,89	4,18	0,42

Элемент (атом)	$r_{ат.}, \text{нм}$	$r_{ион.}, \text{нм}$	$E, \text{эВ}$	$I, \text{эВ}$	$A, \text{эВ}$
<i>Sr</i>	0,215	0,120	0,99	5,69	0
<i>Y</i>	0,181	0,097	1,11	6,22	0
<i>Zr</i>	0,159	0,086	1,22	6,84	0,45
<i>Nb</i>	0,144	0,082	1,23	6,88	1,13
<i>Mo</i>	0,136	0,079	1,30	7,10	1,18
<i>Tc</i>	0,135	0,079	1,36	7,28	0,73
<i>Ru</i>	0,136	0,062	1,42	7,37	1,14
<i>Rh</i>	0,130	0,065	1,45	7,46	1,24
<i>Pd</i>	0,137	0,064	1,35	8,34	1,02
<i>Ag</i>	0,144	0,113	1,42	7,58	1,30
<i>Cd</i>	0,156	0,099	1,46	8,99	0
<i>In</i>	0,162	0,094	1,49	5,79	0,72
<i>Sn</i>	0,166	0,092	1,72	7,34	1,25
<i>Sb</i>	0,161	0,090	1,82	8,64	1,05
<i>Te</i>	0,170	0,089	2,02	9,01	1,96
<i>I</i>	0,268	0,022	2,21	3,08	10,45
<i>Xe</i>	0,220	0,062	2,40	12,13	0
<i>Cs</i>	0,268	0,165	0,86	3,89	0,39
<i>Ba</i>	0,221	0,138	0,97	5,21	0
<i>La</i>	0,187	0,104	1,08	5,58	0,55
<i>Hf</i>	0,159	0,085	1,23	7,50	0
<i>Ta</i>	0,144	0,082	1,33	7,89	0,62
<i>W</i>	0,137	0,080	1,40	7,98	0,50
<i>Re</i>	0,137	0,077	1,46	7,88	0,15
<i>Os</i>	0,134	0,077	1,52	8,50	1,44
<i>Ir</i>	0,136	0,082	1,55	9,10	1,97
<i>Pt</i>	0,139	0,094	1,44	8,90	2,13
<i>Au</i>	0,144	0,151	1,42	9,23	2,31
<i>Hg</i>	0,160	0,112	1,44	10,44	0
<i>Tl</i>	0,176	0,164	1,44	6,11	0,50
<i>Pb</i>	0,175	0,126	1,55	7,42	1,14
<i>Bi</i>	0,182	0,120	1,67	12,25	0,95
<i>Po</i>	0,167	0,108	1,76	8,43	1,87
<i>At</i>	1,90	9,20	2,79
<i>Rn</i>	2,06	10,75	0
<i>Fr</i>	0,280	0,144	0,86	3,98	...
<i>Ra</i>	0,235	0,162	0,97	5,28	...

$r_{ат.}$ - радиус атома; $r_{ион.}$ - радиус иона; E - электроотрицательность;
 I - энергия ионизации; A - сродство к электрону

Система электроотрицательности элементов

	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII		
1	H 2,2						(H)			He
2	Li 1,0	Be 1,6		B 2,0	C 2,6	N 3,0	O 3,5	F 4,0		Ne
3	Na 0,9	Mg 1,2		Al 1,6	Si 1,9	P 2,2	S 2,6	Cl 3,1		Ar
4	K 0,8	Ca 1,0	Sc 1,3	Ti 1,5 _{II} 1,6 _{IV}	V 1,6 _{III} 1,7 _{IV} 1,9 _V	Cr 1,6 _{II} 1,7 _{III} 2,2 _{VI}	Mn 1,6 _{II} 1,7 _{III} 1,9 _{IV} 2,3 _{VII}	Fe 1,8 _{II} 1,9 _{III}	Co 1,9 2,0	Ni 1,9 2,0
	Cu 1,8 _I 2,0 _{II}	Zn 1,6		Ga 1,7	Ge 2,0	As 2,1	Se 2,5	Br 2,9		Kr
5	Rb 0,8	Sr 1,0	Y 1,2	Zr 1,4 _{II} 1,5 _{IV}	Nb 1,6 _{III} 1,8 _V	Mo 1,8 _{IV} 2,1 _{VI}	Tc 1,9 _V 2,2 _{VII}	Ru 2,0 _{II} 2,1 _{IV} 2,2 _{VI}	Rh 2,0 2,1 2,2	Pd 2,1 2,2 2,3
	Ag 1,9	Cd 1,7		In 1,8	Sn 1,8 _{II} 2,0 _{IV}	Sb 1,9 _{III} 2,2 _V	Te 2,3	I 2,6		Xe
6	Cs 0,7	Ba 0,9	La – Lu*	Hf 1,3 _{II} 1,5 _{IV}	Ta 1,5 _{III} 1,7 _V	W 1,8 _{IV} 2,1 _{VI}	Re 1,9 _V 2,2 _{VII}	Os 2,0 _{II} 2,1 _{IV} 2,3 _{VI}	Ir 2,1 2,2 2,3	Pt 2,1 2,2 2,4
	Au 2,0 _I 2,3 _{III}	Hg 1,8		Tl 1,4 _I 1,9 _{III}	Pb 1,9 _{II} 2,1 _{IV}	Bi 2,0 _{III} 2,2 _V	Po 2,2	At 2,3		Rn
7	Fr 0,7	Ra 0,9	Ac – Lr**		Db	Jl	Rf	Bh	Hs	Mt

*ЛАНТАНОИДЫ

La 1,2	Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu
-----------	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----

**АКТИНОИДЫ

Ac 1,1	Th 1,3 _{IV}	Pa 1,3 _I	U 1,4 _I	Np 1,4 _{IV} 1,6 _V	Pu 1,6 _V 1,8 _{VI}	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr
		v 1,5	v 1,6	v 1,8										
				v 1,8										
					VI									

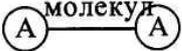
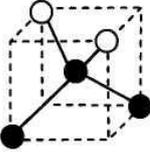
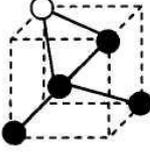
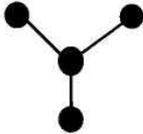
Длина и энергия химических связей
в молекулах и молекулярных ионах при 298,15 К

Молекула (ион)	Длина связи, нм	Энергия связи, кДж/моль	Молекула (ион)	Длина связи, нм	Энергия связи, кДж/моль
H ₂	0,074	436,0	HCl	0,127	431,6
H ₂ ⁺	0,108	259,4	HCl ⁺	-	457,3
H ₂ ⁻	-	17,2	HBr	0,141	366,5
Li ₂	0,267	109,6	HBr ⁺	-	387,8
Na ₂	0,308	76,5	HI	0,161	298,3
K ₂	0,392	53,1	HI ⁺	-	304,2
Rb ₂	0,41	41,4	CO	0,128	1074,8
Cs ₂	0,43	47,3	CO ⁺	-	810,0
Be ₂	-	71,4	NO	0,115	641,0
Mg ₂	0,389	33,5	NO ⁺	-	1063,6
Ca ₂	0,428	26,9	LiH	0,160	238,1
B ₂	0,159	264,8	NaH	0,189	200,8
Al ₂	0,247	192,5	KH	0,224	183,3
C ₂	0,124	603,3	LiF	0,156	578,6
Si ₂	0,225	314,6	LiCl	0,202	474,5
N ₂	0,110	945,4	LiBr	0,217	422,6
N ₂ ⁺	0,112	846,8	LiI	0,239	354,0
O ₂	0,121	498,4	NaF	0,193	481,2
O ₂ ⁺	0,112	645,8	NaCl	0,236	412,1
O ₂ ⁻	0,134	394±2	NaBr	0,250	370,3
F ₂	0,141	159,0	NaI	0,271	299,6
F ₂ ⁺	0,133	318,4	KF	0,217	496,2
Cl ₂	0,199	242,3	KCl	0,267	425,9
Cl ₂ ⁺	0,189	410,0	KBr	0,282	382,8

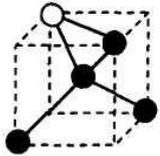
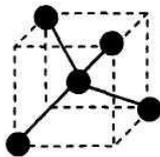
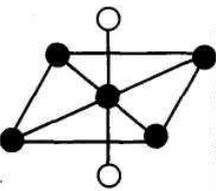
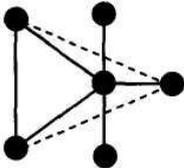
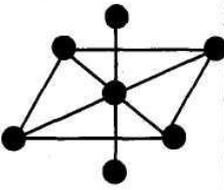
Продолжение табл. П 3

Br ₂	0,228	192,9	KI	0,305	326,3
Br ₂ ⁺	0,267	318,4	BeO	0,133	449,4
I ₂	0,267	151,0	MgO	0,175	425,6
I ₂ ⁺	-	270,3	CaO	0,182	485,3
He ₂ ⁺	0,108	301,2	SrO	-	472,4
HF	0,092	566,1	BaO	0,194	577,4
HF ⁺	-	443,1	ClF	0,163	250,2

Пространственные структуры некоторых молекул и ионов

Тип молекулы или ионов	Валентные орбитали атома А	Примеры молекул и ионов	Конфигурация молекул	Угол между связями, град.	Пространственная конфигурация некоторых молекул
AA	s – чистые	H_2, Li_2, Na_2	линейная	нет	
	p – чистые	$F_2, Cl_2, Br_2, I_2, ClF$	линейная	нет	
AB	sp – чистые	HCl, HBr, HI, NaF, LiF	линейная	нет	
AB ₂	p ² – чистые	H_2Se, H_2S, H_2Te	угловая	91,92 89,5	
	sp – гибридные	$MgCl_2, CaBr_2, CO_2, C_2H_2, BeH_2, BeF_2, MgF_2, CaF_2, CdF_2, HgF_2, ZnF_2$ (Г - галоген)	линейная	180	
AB ₃	sp ³ – гибридные	H_2O, F_2O	угловая	104,5 102	
	p ³ – чистые	PH_3, AsH_3, SbH_3	тригонально-пирамидальная	93,3 91,8 91,3	
sp ² – гибридные		$B(CH_3)_3, H_3BO_3, SO_3, NO_3^-, CO_3^{2-}, COCl_2, C_2H_4, BF_3, GaF_3, InF_3, TlF_3$ (Г = Cl, Br, I)	плоская тригональная	120	

Продолжение таблицы П 4

Тип молекулы или ионов	Валентные орбитали атома А	Примеры молекул и ионов	Конфигурация молекул	Угол между связями, град.	Пространственная конфигурация некоторых молекул
AB ₄	sp ³ – гибридные	<i>NH₃, H₃O⁺, PF₃, H₃O⁺, AsCl₃</i>	пирамидальная	107,3	
		<i>CH₄, CCl₄, CF₄, SiF₄, NH₄⁺, BF₄⁻, PO₄³⁻, SO₄²⁻, POCl₃</i>	тетраэдрическая	119,5	
AB ₅	sp ² d dsp ² – гибридные	<i>[Ni(CN)₄]²⁻, XeF₄, [AuCl₄]⁻, [PtCl₄]²⁻</i>	квадратная плоская	90	
		<i>PCl₅, PF₅</i>	тригональная	90	
AB ₆	sp ³ d ² – гибридные z - галоген	<i>SF₆, PF₆⁻, SiF₆⁻, Cr(CO)₆, CH₆, C₇H₈, SiF₆, C₇H₈, TiCl₄</i>	октаэдр	90	

Дипольные моменты (μ) соединений
(в дебаях, $1\text{Д} = 3,33 \cdot 10^{-30}$ Кл · м)

H₂	0	NO₂	0,29	PCl₃	1,12
N₂	0	CO	0.12	AsH₃	0,15
O₂	0	CO₂	0	LiH	5,88
Cl₂	0	CH₄	0	LiClO₄	7,8
BrCl	0,57	CoCl₂	1,18	LiBr	6,2
BrF	1,29	C₆H₆	0	LiF	6,6
ClF	0,65	C₆H₅Cl	1,67	NaCl	10,0
HF	1,82	CH₃Cl	1,86	NaI	8,5
HCl	1,07	CH₂Cl₂	1,57	KF	8,6
HBr	0,79	CHCl₃	1,15	KCl	8,0
HI	0,38	CH₃CN	3,51	KI	9,24
H₂O	1,84	CH₃OH	1,69	BeF₂	0
H₂O₂	2,25	C₂H₅OH	1,70	BeCl₂	0
H₂S	0,93	SO₂	1,63	Al₂Cl₆	0
H₂Se	0,30	SO₃	0	Al₂Br₆	0
HCN	2,93	SF₆	0	SbCl₃	3,93
NH₃	1,48	F₂O	0,30	SnCl₄	0
N₂O	0,12	PBr	0,60	TiCl₄	0
NO	0,16	PH₃	0,58		

Аветисян Надежда Николаевна

СТРОЕНИЕ ВЕЩЕСТВА

Учебное пособие для студентов
направлений ЭиЭ, ЭТМ, КТМ, ТМОиС

Редактор Е.Ф. Изотова

Подписано к печати 11.06.15. Формат 60х84/ 16.
Усл. печ. л. 3,69. Тираж 200 экз. Заказ 151448. Рег. №79.

Отпечатано в ИТО Рубцовского индустриального института
658207, Рубцовск, ул. Тракторная, 2/б.