

§ 1. Основные положения квантовой механики.

В конце XIX в. появились экспериментальные доказательства того, что атом не является неделимой частицей вещества, как считалось ранее.

В 1900 г. М. Планком было предположено, что процесс излучения атомами световой энергии происходит не непрерывно, а порциями, квантами, величина которых зависит от частоты испускаемого света: $E = h \nu$

В 1905 г. А. Эйнштейн показал, что масса тела связана с его энергией соотношением $E = mc^2$. Уравнения Планка и Эйнштейна дают возможность получить соотношение между массой фотона и длиной волны света, или частотой световых колебаний:

$$E = h\nu = mc^2 \quad m = \frac{E}{c^2} = p \quad (\text{импульс})$$

В 1924 г. Луи де Бройль предположил, что корпускулярно-волновая природа присуща не только свету, но и любым другим микрочастицам. При этом длина волны, соответствующая данной частице:

$$\lambda = \frac{h}{mc}$$

Объекты микромира обладают свойствами, отличными от свойств физических тел, с которыми постоянно сталкивается человек. В частности, элементарные частицы одновременно обладают признаками *частиц* и *волн*.

В 1927 г. Девиссон и Джермер обнаружили, что при дифракции электронов на никеле возникает дифракционная картина, сходная с дифракцией света на кристаллической решетке. Это явление получило название **дифракции электронов**. Оно считается экспериментальным доказательством существования волн де Бройля или **корпускулярно-волнового дуализма электронов**.

В волновых свойствах электрона заложен один из принципов волновой механики.

Вторым является принцип неопределённости Гейзенберга (1925 г.).

В механике наблюдение волнового процесса – периодического колебания сплошной среды – позволяет определить длину волны и скорость ее распространения. Чем больше область пространства, в котором распространяется волна, тем точнее можно определить эти характеристики. Иначе обстоит дело при переходе к объектам микромира. Гейзенберг показал, что точное определение положения электрона на орбите и его скорость не могут быть зафиксированы. Произведение неопределённостей положения (Δx) и скорости (Δp) никогда не может быть меньше, чем h/m_e :

$$\Delta p \cdot \Delta V \geq \frac{h}{m_e} \quad \text{или} \quad \Delta p \cdot \Delta x \geq \frac{h}{2}$$

Промежуток околоядерного пространства, в котором существует вероятность нахождения электрона, называется **электронным облаком**.

А часть околоядерного пространства, которая охватывает около 90% электронного облака и заключает основную часть его заряда, называется **атомной орбиталью**.

Представление об атоме с определёнными орбитами заменяется в волновой механике представлением о вероятном нахождении электрона в той или иной части атома. Оценка этой

вероятности производится при решении уравнения Шредингера, описывающего движение электрона.

Исходя из представления о наличии у электрона волновых свойств. Шредингер в 1925 г. предположил, что состояние движущегося в атоме электрона должно описываться известным в физике уравнением стоячей электромагнитной волны. Подставив в это уравнение выражение де Бройля ($\lambda = h/mv$), он получил новое уравнение, связывающее энергию электрона с пространственными координатами и так называемой **волновой функцией** (ψ), соответствующей в этом уравнении амплитуде трёхмерного волнового процесса.

$$\frac{\hbar^2}{8\pi^2m} \nabla^2 \psi + (E - U) \psi = 0$$

E – полная энергия. U – потенциальная энергия электрона. ∇^2 – вторая производная волновой функции по осям x , y , z .

Особенно важное значение для характеристики состояния электрона имеет волновая функция ψ . Подобно амплитуде любого волнового процесса, она может принимать как положительные, так и отрицательные значения. Однако величина ψ^2 всегда положительна. И причем чем больше значение ψ^2 в данной области пространства, тем выше вероятность того, что электрон проявит здесь своё действие, т.е. его существование будет обнаружено в каком-либо физическом процессе.

Более точным будет следующее утверждение: **вероятность обнаружения электрона в некотором малом объеме ΔV выражается произведением $\psi^2 \Delta V$** . Таким образом, сама величина ψ^2 выражает плотность вероятности нахождения электрона в соответствующей области пространства.

§ 2. Квантовые числа

Движение электрона в атоме носит вероятностный характер. Околоядерное пространство, в котором с наибольшей вероятностью (0,9 – 0,95) может находиться электрон, **называется атомной орбиталью (АО)**. Атомная орбиталь, как любая геометрическая фигура, характеризуется тремя параметрами (координатами), получившими название квантовых чисел (n , l , m_l).

Квантовые числа принимают не любые, а определенные, дискретные (прерывные) значения. Соседние значения квантовых чисел различаются на единицу. Возможные энергетические состояния электрона в атоме определяются величиной **главного квантового числа n** , которое может принимать положительные целочисленные значения: 1, 2, 3, ... и т.д. Квантовые числа связаны с физическими свойствами электрона, и число n (**главное квантовое число**) характеризует энергетический (квантовый) уровень электрона, показывает номер уровня на котором находится данное электронное облако, его радиус, энергию и число подуровней. Наименьшей энергией электрон обладает при $n = 1$; с увеличением n энергия электрона возрастает.

Состояние электрона, характеризующееся определенным значением главного квантового числа, принято называть **энергетическим уровнем** электрона в атоме: при $n = 1$ электрон находится на первом энергетическом уровне, при $n = 2$ на втором и т.д.

Для энергетических уровней электрона в атоме (т.е. для электронных слоев или оболочек), соответствующих различным значениям n , были приняты следующие буквенные обозначения:

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

Побочное (орбитальное) число — l , которое может принимать значения от 0 до $(n - 1)$, где n — главное квантовое число, характеризует момент количества движения (энергетический подуровень) и определяет форму электронного облака. Различным значениям n отвечает разное число возможных значений l . Так, при $n = 1$ возможно только одно значение орбитального квантового числа $l = 0$, при $n = 2$ орбитальное число l может быть равно 0, 1, при $n = 3$ возможны значения $l = 0, 1, 2$.

Состояния электрона, характеризующиеся различными значениями l , принято называть **энергетическими подуровнями** электрона в атоме. Этим подуровням присвоены следующие буквенные обозначения:

Орбитальное квантовое число l	0	1	2	3
Обозначение энергетического подуровня	s	p	d	f

Число m_l (магнитное, или азимутальное) — магнитный момент. Определяет ориентацию электронного облака в пространстве, которая также не может быть произвольной. Магнитное квантовое число может принимать любые целочисленные значения, как положительные, так и отрицательные, в пределах от $+l$ до $-l$ через нуль. Так, для s-подуровня ($l = 0$) возможно только одно значение $m = 0$; для p-электронов ($l = 1$) возможны $m = 1, 0, -1$; при $l = 2$ (d-подуровень) возможны пять различных значений $m = 2, 1, 0, -1, -2$. (Смотри в Приложении таблицу «Значение квантовых чисел и максимальное число электронов на квантовых уровнях и подуровнях»).

Занимая ту или иную атомную орбиталь, электрон образует электронное облако, которое у электронов одного и того же атома может иметь различную форму и по-разному (кроме s-электронного облака) ориентированы в пространстве (рис.3). Формы электронных облаков аналогичны АО. Их также называют **электронными или атомными орбиталями**.

Спиновое квантовое число (m_s) характеризует веретенообразное вращение электрона вокруг собственной оси — **спин**. Спин электрона характеризует, таким образом, собственный момент движения электрона за счет вращения его относительно собственной оси. Это вращение может происходить по часовой стрелке или против нее относительно орбиты электрона. В зависимости от этого спиновое число m , принимает значения $+\frac{1}{2}$ или $-\frac{1}{2}$. На каждой атомной орбитали может находиться не более двух электронов, при этом их спины должны быть противоположно направлены.

Подобно любой системе атомы стремятся к состоянию с минимальным запасом энергии. Такое состояние достигается при определенном размещении электронов на орбиталях.

Различают основное (нормальное) и возбужденное состояния атома. В *основном состоянии* энергия электронов минимальна, при этом выполняются условия, которые получили названия принципов или правил.

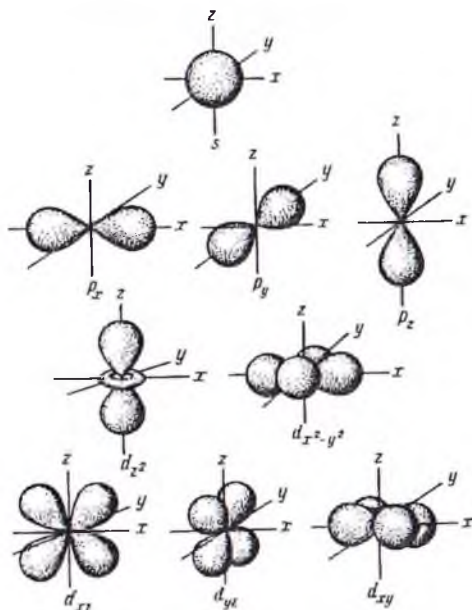


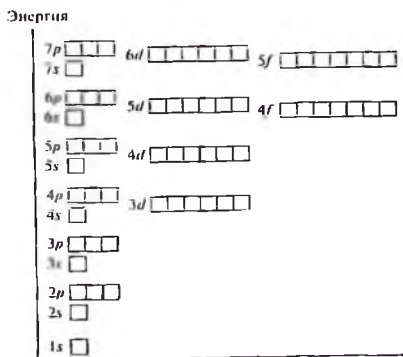
Рис. 2. Формы s-, p- и d- электронных облаков (орбиталей)

§ 3. Принципы заполнения атомных орбиталей электронами.

Число электронов в атоме химического элемента определяется зарядом ядра, который равен порядковому номеру этого элемента в периодической системе Д.И. Менделеева. Распределение электронов в атомах подчиняется трём основным принципам.

1. **Принцип минимума энергии.** Электроны в невозбуждённом атоме распределяются по энергетическим уровням и подуровням так, чтобы их суммарная энергия была минимальна. Энергия электрона в атоме в основном определяется главным и орбитальным квантовыми числами, поэтому сначала заполняются те

подуровни, для которых сумма $(n+l)$ является наименьшей. Если для разных подуровней сумма $(n+l)$ является одинаковой, то в первую очередь заполняются электронами подуровни с меньшим значением числа n (**правило В.М.Кисичковского**). В соответствии с этим в многоэлектронном атоме наблюдается следующая последовательность: $1s < 2s < 2p < 3s < 3p < 4s < 3d < 4p < 5s < 4d < 5p < 6s < 4f \approx 5d < 6p < 7s < 5f \approx 6d < 6p$. Эту последовательность можно представить в краткой форме: $E_{ns} < E_{(n-1)d} \approx E_{(n-2)f} < E_{np}$ или изобразить схематически:



2. Принцип Паули. В атоме не может быть двух электронов с одинаковым набором всех четырёх квантовых чисел.

Электроны в атоме должны отличаться хотя бы одним квантовым числом, поэтому в АО могут находиться не более двух электронов, отличающихся своими спинами ($m_s = \pm 1/2$).

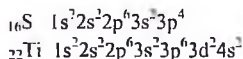
3. Правило Гунда. В невозбуждённых атомах электроны в пределах данного подуровня занимают максимальное число свободных орбиталей, при этом суммарный спин максимален.

Максимальные значения спина наблюдаются, если все орбитали подуровня содержат по одному электрону с однонаправленными спинами: такое распределение позволяет электронам находиться наиболее далеко друг от друга;

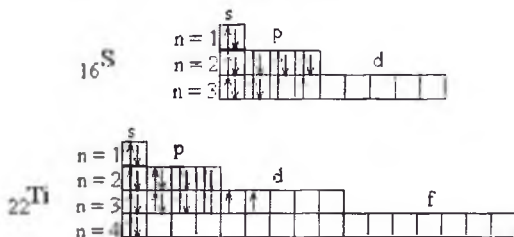
Составление электронных формул атомов.

Электронные формулы отображают распределение электронов в атоме по энергетическим уровням, подуровням (атомным орбиталям). Электронная конфигурация обозначается группами символов $n l^x$, где n – главное квантовое число, l – орбитальное квантовое число (вместо него указывают соответствующее буквенное обозначение – s, p, d, f), x – число электронов в данном подуровне (орбиталях).

Так как число электронов в атоме того или иного элемента равно его порядковому номеру в таблице Д.И. Менделеева, то для элементов № 16 (сера) и № 22 (титан) электронные формулы имеют вид:



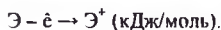
Электронная структура атома может быть изображена также в виде схем размещения электронов в квантовых (энергетических) ячейках, которые являются схематическим изображением атомных орбиталей (АО). Квантовую ячейку обозначают в виде прямоугольника \square , кружка \bigcirc или линейки $_$, а электроны в этих ячейках обозначают стрелками. В каждой квантовой ячейке может быть не более двух электронов с противоположными спинами $\uparrow\downarrow$, \bigcirc или $_$. В данном пособии применяют прямоугольники \square . Орбитали данного подуровня заполняются сначала по одному электрону с одинаковыми спинами, а затем по второму электрону с противоположными спинами (правило Хунда):



§ 4. Основные характеристики атомов элементов.

1. Радиус атома. Размер атома не может быть определен точно, т.к. электронные орбитали атомов не имеют строго ограниченных контуров. Следовательно, речь может идти не об абсолютных размерах атомов, а только о размерах этих частиц в кристаллах и молекулах, т.е. об эффективных радиусах ($r_{\text{эф}}$). Эффективные радиусы атомов периодически изменяются в зависимости от заряда их ядра и числа электронов. В периоде с возрастанием заряда ядра атомные радиусы уменьшаются вследствие увеличения сил взаимодействия между электронами и ядром. В группах атомные радиусы элементов, как правило, возрастают сверху вниз, т.к. увеличивается число электронных слоев в атомах элементов.

2. Энергия ионизации. $E_{\text{и}}$ — это энергия отрыва электрона от атома элемента с образованием катиона:



В периоде наименьшую $E_{\text{и}}$ имеют элементы IА группы (щелочные металлы), т.к. в атомах этих элементов на внешнем энергетическом уровне находится 1 электрон, который значительно удален от ядра. Поэтому характерной особенностью щелочных металлов является склонность к отдаче электронов (металлические свойства). В пределах каждой группы А

энергия ионизации уменьшается сверху вниз, что свидетельствует о большем взаимодействии между ядром и электронами, которое уменьшается по мере увеличения R_d в группах. В группах Б (d-элементы), за исключением ПБ, изменение энергии носит обратный характер: она увеличивается сверху вниз.

3. **Энергия срoдства к электрoну.** $E_{ср}$ – это энергия присоединения электрона к электронейтральному атому элемента с образованием анниона:



Она возрастает у элементов в пределах периода слева направо, достигая максимума у галогенов. У элементов группы А сверху вниз наблюдается уменьшение энергии срoдства вследствие существенного увеличения радиуса. У элементов группы Б наоборот.

4. **Относительная электроотрицательность (ОЭО).** Это величина, характеризующая относительную способность атома элемента притягивать к себе общие электроны в молекуле. За единицу принята ЭО атома лития, у фтора этот показатель равен 4. У элементов в пределах периода с увеличением заряда ядра наблюдается увеличение ЭО. В соответствии с этим элементы становятся всё более слабыми восстановителями и всё более сильными окислителями. Внутри группы ЭО элементов уменьшается сверху вниз.

§5. Химическая связь

По современным представлениям химическая связь между атомами имеет электростатическую природу. Под химической связью понимают электрические силы притяжения, удерживающие частицы друг около друга. Частицы, которые принимают участие в образовании химических связей, могут быть атомами, молекулами или ионами.

Существует 2 метода описания связи:

1. МВС – метод валентных связей, предложен американскими учёными Слейтером и Поллингом;
2. ММО – метод молекулярных орбиталей (Малликен).

Основные положения МВС:

1. Связь возникает между двумя атомами при обобществлении двух электронов с разными спинами или один из атомов предоставляет пару электронов с противоположными спинами, а другой – свободную орбиталь.



2. Связь возникает в том направлении, в котором перекрывание электронных облаков максимально.

3. Из двух орбиталей атома наиболее прочную связь образует та орбиталь, которая сильнее перекрывается орбиталью другого атома.

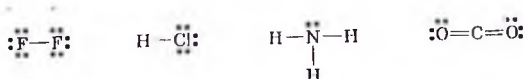
Каждая химическая связь представляется в структурных формулах валентной чертой, например:

$\text{H}—\text{H}$ — связь между двумя атомами водорода

$\text{H}_3\text{N}—\text{H}^+$ — связь между атомом азота молекулы аммиака и катионом водорода

$(\text{K}^+)—(\text{I})$ — связь между катионом калия и иодид-ионом

Химическая связь образуется парой электронов ($\bullet \bullet$), которая в электронных формулах сложных частиц (молекул, сложных ионов) обычно заменяется валентной чертой, в отличие от собственных, неподеленных электронных пар атомов, например:



А связь, образованная за счёт общей пары электронов, получила название *ковалентной*.

Химическая связь называется ковалентной связью, если она образована путем обобществления пары электронов обоими атомами (Г.Н. Льюис, 1916 г.).

Атомы, вступающие в химическую связь, могут отвечать одинаковой или разной электроотрицательности элементов, т. е. способности удерживать около себя электроны. Неметаллы обладают высокой электроотрицательностью, металлы — низкой электроотрицательностью.

В каждом периоде Периодической системы электроотрицательность элементов увеличивается при возрастании порядкового номера (слева направо), в каждой группе Периодической системы электроотрицательность уменьшается при возрастании порядкового номера (сверху вниз).

Элемент фтор F обладает наивысшей, а элемент цезий Cs — самой низкой электроотрицательностью среди элементов 1—6 периодов.

Общая электронная пара между двумя атомами не всегда находится в равном владении обоими атомами. В молекуле F_2 оба атома фтора имеют одинаковую электроотрицательность, следовательно, обладание электронной парой для них одинаково. Такую химическую связь называют *неполярной*, так как у каждого атома фтора электронная плотность одинакова и может быть условно разделена между ними поровну:



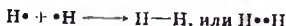
В этом случае говорят, что степень окисления фтора в молекуле F_2 равна нулю (0), поскольку как и у свободного атома фтора, у каждого атома фтора в молекуле F_2 имеется по 7 валентных электронов. Электронная плотность не смещена в сторону какого-либо из двух атомов молекулы.

В молекуле хлороводорода HCl химическая связь уже **полярна**, так как электронная плотность на атоме хлора (элемента с большей электроотрицательностью) значительно выше, чем на атоме водорода:



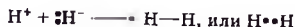
В этом случае говорят, что степень окисления хлора равна (-1) , имея в виду, что у свободного атома хлора 7 валентных электронов, а в молекуле HCl их уже условно 8. Степень окисления водорода равна $(+1)$, и молекула в целом нейтральна.

Ковалентная связь, например $\text{H}-\text{H}$, может быть образована путем обобществления валентных электронов двух нейтральных атомов:



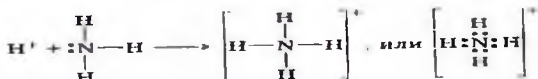
Такой механизм образования связи называется **обменным** или **равноценным**.

По другому механизму ковалентная связь ($\text{H}-\text{H}$) возникает при обобществлении электронной пары гидрид-иона H^- катионом водорода H^+ :



Катион H^+ называют акцептором, а анион H^- — донором электронной пары. Механизм образования ковалентной связи в этом случае будет **донорно-акцепторным**, или **координационным**.

Аналогично при образовании ковалентной связи между атомом азота молекулы аммиака NH_3 и катионом H^+ атом азота — донор, а катион водорода — акцептор электронной пары. В образующемся катионе аммония NH_4^+ :



все четыре связи $\text{N}-\text{H}$ равноценны (одинаковы), и уже нельзя указать тот атом водорода, который был акцептором при образовании четвертой связи $\text{N}-\text{H}$. Степень окисления азота в молекуле NH_3 и в катионе NH_4^+ одинакова и равна (-3) :



При сопоставлении процессов образования обычной валентной и донорно-акцепторной связей получаются следующие схемы:



донор акцептор

Из этих схем видно, что оба процесса различаются происхождением связующей электронной пары, но сами образующиеся в конечном счете связи однотипны и имеют более или менее четко выраженный ковалентный характер.

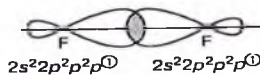
Основываясь на электронных формулах частиц (молекул, ионов) сложных веществ, можно определить валентность каждого атома. С точки зрения строения молекул валентность атома в сложной частице — это число общих электронных пар у этого атома в данной частице (по одной на каждую связь), т. е. число σ - и π -связей, которые этот атом образовал с другими атомами при формировании сложной частицы.

Например, в молекуле HCl валентность атома H и атома Cl равна 1; в молекуле NH_3 валентность атома N равна 3, а в катионе NH_4^+ равна 4 при одинаковой валентности атома H, равной 1.

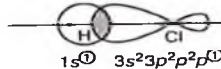
Ковалентная связь между атомами образуется при перекрывании атомных орбиталей; например, $1s$ -орбиталей при образовании связи $\text{H}-\text{H}$, 2 p -орбиталей при образовании связи $\text{F}-\text{F}$, $1s$ -орбитали атома H и одной $3p$ -орбитали атома Cl при образовании связи $\text{H}-\text{Cl}$:



S-S σ -связь



P-P σ -связь



S-P σ -связь

Помимо перекрывания электронных орбиталей по оси, соединяющей ядра атомов, возможно их перекрывание в другой плоскости.

π -связь — возникает в направлении перпендикулярном линии соединяющей центры атомов, ее образуют p_y и p_z электронные орбитали. Гибридные орбитали никогда не участвуют в образовании π -связи.

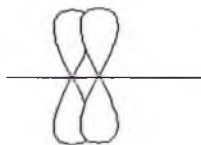
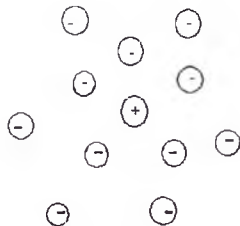


Схема перекрывания облаков при образовании π -связи

Ионная связь.

Ионная связь отличается от ковалентной полярной тем, что она **ненаправлена и ненасыщаемая**.

Ионная связь осуществляется в результате электростатического притяжения противоположно заряженных частиц. Ионная связь не обладает направленностью, т.к. электростатическое поле иона имеет сферическую симметрию.



Центральный ион не компенсируется одним ионом противоположного знака, т.е. его поле действует по всем направлениям, поэтому связь ненасыщаема.

Отсутствие этих свойств обуславливает склонность ионных молекул к ассоциации, т.е. к соединению друг с другом.

Ионная связь возможна между атомами резко отличающимися между собой по электроотрицательности, например между атомами щелочных металлов и галогенов – KCl , NaCl , KBr .

§ 6. Гибридизация атомных орбиталей

Молекула образуется лишь в том случае, когда общая энергия молекулы меньше, чем энергия отдельных атомов. Поэтому процесс образования химической связи является энергетически выгодным.

Учитывая, что в образовании химических σ -связей у одного и того же атома участвуют орбитали отличающиеся по форме и энергии (s -, p -, d -электроны) можно было бы предположить, что энергия связей, образованных разными электронами, будет различной. На практике это не так. Например, в образовании связей атома углерода участвуют один s - и три p -электрона, но все связи атома углерода с атомами водорода в молекуле CH_4 равноценны и по длине, и по энергии.

Учёные Слейтер и Поллинг предложили концепцию о гибридизации атомных орбиталей. Согласно ей, в образовании ковалентной связи участвуют не «чистые», а так называемые «гибридные», усреднённые по форме и размерам, а, следовательно, и по энергии, орбитали. Число таких гибридных орбиталей равно числу исходных орбиталей.

Гибридные орбитали вследствие особой симметрии в образовании π -связей участия не принимают. Типы гибридизации и пространственное расположение гибридных орбиталей показаны на рис. 24

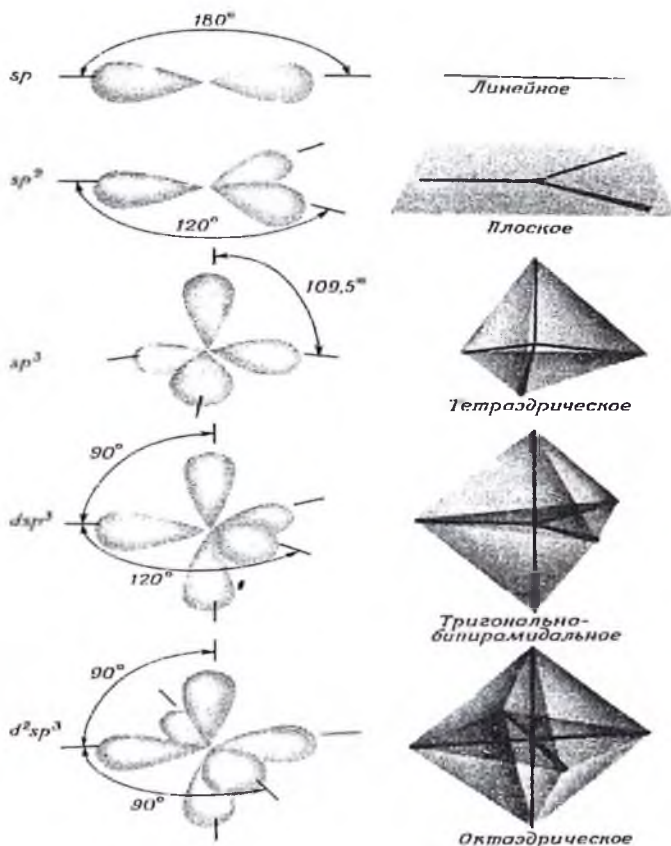


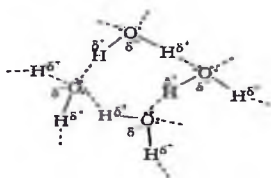
Рис. 24. Пространственное расположение гибридных орбиталей различных типов.

§ 7. Водородная связь.

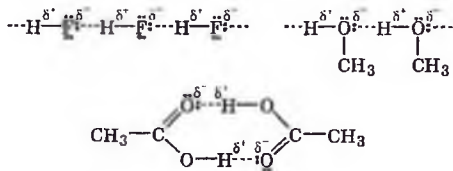
Специфической разновидностью межмолекулярных взаимодействий является водородная связь. Уже из названия этой связи ясно, что в ее образовании принимает участие входящий в состав молекулы атом водорода. Данная связь возникает в тех случаях, когда атом водорода связан ковалентной связью с сильно электроотрицательным атомом, что создает частичный положительный заряд на атоме водорода. Поэтому водородная связь характерна для соединений, содержащих сильнополярные ковалентные связи: $\text{H}-\text{F}$; $\text{O}-\text{H}$; $\text{N}-\text{H}$.

Водородная связь возникает между атомом водорода одной молекулы, несущим частичный положительный заряд - $H^{\delta+}$, и электроотрицательным атомом другой молекулы, несущим частичный отрицательный заряд и содержащим неподеленную электронную пару - $:Y^{\delta-}$. Водородная связь схематично изображается пунктиром: $X^{\delta-} \cdots H^{\delta+} \cdots :Y^{\delta-}$.

Рассмотрим образование водородной связи на конкретном примере. В молекуле воды связи O-H сильно полярны, при этом на атомах водорода имеется частичный положительный заряд $\delta+$, а на атоме кислорода - отрицательный заряд $\delta-$, кроме того, у него есть две неподеленные электронные пары. Это способствует образованию молекулой воды четырех водородных связей с соседними молекулами воды. При этом каждая молекула воды в двух водородных связях выступает донором двух своих атомов водорода, несущих частичный положительный заряд, а в двух других - донором двух неподеленных электронных пар своего атома кислорода. В результате молекулы воды образуют межмолекулярные ассоциаты, обладающие трехмерной сетчатой структурой.



За счет водородной связи происходит межмолекулярная ассоциация фтороводорода, аммиака, спиртов, карбоновых кислот:

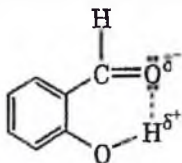


Наличие межмолекулярных водородных связей отражается на физических свойствах веществ (температуры плавления и кипения, вязкость, плотность, растворимость). Именно водородными связями объясняются аномалии в свойствах воды: высокие температуры плавления и кипения, большая плотность и вязкость, способность образовывать кристаллогидраты.

Энергия водородной связи (10-40 кДж/моль) меньше, чем ковалентной, ионной или металлической, но больше, чем энергия вандерваальсовых взаимодействий. В соответствии с электроотрицательностью элементов наиболее сильные водородные связи образуются с участием атома фтора, более слабые - с участием атома кислорода, еще более слабые - с участием атома азота. Длина водородной связи $\cdots X \cdots Y \cdots$, определяемая как

расстояние между атомами X и Y, составляет 220-350 нм.

Водородные связи могут возникать не только между различными молекулами, но и внутри молекулы, если в этой молекуле имеются протодонорные (—XH) и протонакцепторные (:Y—) группы. Например, в молекуле салицилового альдегида имеется внутримолекулярная водородная связь между атомом водорода гидроксильной группы и атомом кислорода карбонильной группы.



Соединения с внутримолекулярной водородной связью, как правило, имеют пониженные температуры плавления и кипения и меньшую вязкость в жид-

ком состоянии, так как их молекулы меньше ассоциированы с соседними молекулами.

Молекулы белков, нуклеиновых кислот и полисахаридов содержат много протодонорных (=N-H , -O-H) и протонакцепторных (=C=O , ≡N) групп, склонных к образованию множества водородных мостиков между отдельными участками одной молекулы или между разными молекулами. В результате макромолекулы этих биополимеров приобретают определенную

пространственную структуру, обеспечивающую их биологические функции. Разрыв водородных связей приводит к существенному изменению пространственной структуры макромолекул и их биохимических свойств.

Относительно низкая энергия водородной связи (в некоторых случаях сравнимая с энергией теплового движения) позволяет ей легко разрушаться и восстанавливаться при обычных условиях, что обуславливает ту огромную роль, которую играет эта связь в биологических системах. За счет водородных связей поддерживается вторичная и третичные структуры сложных биополимеров (белков, нуклеиновых кислот). Почти все биохимические процессы на тех или иных стадиях сопровождаются образованием или разрушением водородных связей.