

Министерство науки и высшего образования Российской Федерации
Федеральное государственное бюджетное образовательное учреждение высшего образования
«Нижегородский государственный архитектурно-строительный университет»

Я. А. Васина

МОЛЕКУЛЯРНЫЙ УРОВЕНЬ ОРГАНИЗАЦИИ ВЕЩЕСТВА

Учебно-методическое пособие

для выполнения практических работ по общей химии для студентов ННГАСУ по направлениям подготовки 08.03.01 Строительство; 13.03.01 Теплоэнергетика и теплотехника, направленность (профиль) Промышленная теплоэнергетика, 09.03.02 Информационные системы и технологии, направленность (профиль) Информационные системы и технологии; 20.03.01 Техносферная безопасность, направленность (профиль) Безопасность технологических процессов и производств; 05.03.05 Экология и природопользование, направленность (профиль) Природопользование; 27.03.01. Стандартизация и метрология, направленность (профиль) Стандартизация и сертификация; Специальность 08.05.01 Строительство уникальных зданий и сооружений

Нижегород
2021

Министерство науки и высшего образования Российской Федерации
Федеральное государственное бюджетное образовательное учреждение высшего
образования
«Нижегородский государственный архитектурно-строительный университет»

Я. А. Васина

МОЛЕКУЛЯРНЫЙ УРОВЕНЬ ОРГАНИЗАЦИИ ВЕЩЕСТВА

Учебно-методическое пособие

для выполнения практических работ по общей химии
по направлениям подготовки 08.03.01 Строительство; 13.03.01 Теплоэнергетика и
теплотехника, направленность (профиль) Промышленная теплоэнергетика,
09.03.02 Информационные системы и технологии, направленность (профиль)
Информационные системы и технологии; 20.03.01 Техносферная безопасность,
направленность (профиль) Безопасность технологических процессов и производств;
05.03.05 Экология и природопользование, направленность (профиль) Природопользование;
27.03.01. Стандартизация и метрология, направленность (профиль) Стандартизация и
сертификация; Специальность 08.05.01 Строительство уникальных зданий и сооружений

Нижегород
ННГАСУ
2021

Васина Я. А. Молекулярный уровень организации вещества [Текст]: учебно-метод. пос. / Я. А. Васина; Нижегород. гос. архитектур.-строит. ун-т - Н. Новгород: ННГАСУ, 2021. – 28 с.

Пособие составлено в соответствии со стандартами и учебными программами. Имеет структурно-логическую схему курса химии, в основе которой лежит классификация взаимодействий на трех уровнях организации вещества: атом, молекула, макросистема. Рассмотрены модели молекул, некоторые свойства молекул, показатели этих свойств. Приведены задания для самоконтроля знаний.

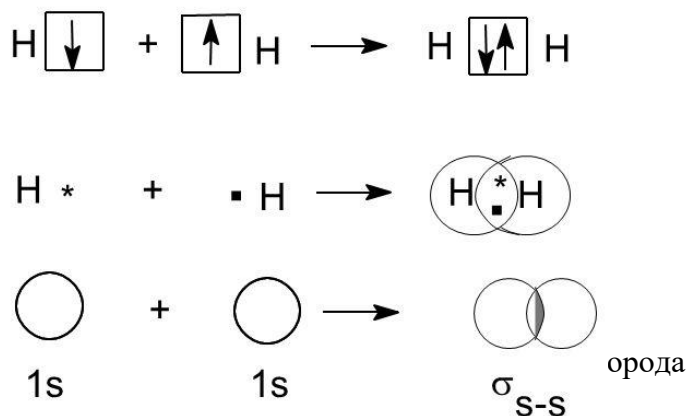
Предназначено студентам ННГАСУ для выполнения практических работ по общей химии по направлениям подготовки 08.03.01 Строительство; 13.03.01 Теплоэнергетика и теплотехника, направленность (профиль) Промышленная теплоэнергетика, 09.03.02 Информационные системы и технологии, направленность (профиль) Информационные системы и технологии; 20.03.01 Техносферная безопасность, направленность (профиль) Безопасность технологических процессов и производств; 05.03.05 Экология и природопользование, направленность (профиль) Природопользование; 27.03.01. Стандартизация и метрология, направленность (профиль) Стандартизация и сертификация; Специальность 08.05.01 Строительство уникальных зданий и сооружений

© Я. А. Васина , 2021
© ННГАСУ, 2021

ОСНОВНЫЕ ТЕРМИНЫ И ОПРЕДЕЛЕНИЯ

Химическая связь – результат действия электромагнитных сил, удерживающих атомы в молекуле: сил притяжения ядра одного атома – электронов другого атома и сил отталкивания между электронами и ядрами различных атомов.

При образовании химической связи происходит снижение энергии молекулы по сравнению с энергией свободных атомов (рис.1,2).



Характер межатомных взаимодействии раскрывается в описании типов химической связи.

Ковалентная связь – связь, образуемая при участии двух электронов, по одному от каждого из взаимодействующих атомов. Пара электронов обобществляется и принадлежит одновременно обоим атомам. Это обменный механизм образования ковалентной связи.

Частный случай ковалентной связи - это ковалентная связь по донорно-акцепторному механизму. Связь, образуемая при участии готовой электронной пары от одного из взаимодействующих атомов (донора) при наличии энергетически выгодной свободной орбитали другого атома (акцептора).

Ионная связь реализуется между атомами, в которых электроны перераспределены таким образом, что возле ядра одного из них сосредоточен избыток электронов (анион), а возле другого – их недостаток (катион). Связь между ионами обеспечивается электростатическими силами притяжения за счет передачи электронов от одного атома к другому.

Метод Валентных Связей (ВС) – это способ описания ковалентной связи и построения моделей молекул. Метод ВС имеет следующие положения:

1. Ковалентная химическая связь образуется за счет перекрывания орбиталей внешнего квантового уровня каждого атома электронами с противоположно направленными спинами. В молекуле эта электронная пара принадлежит обоим атомам.

2. Химическая связь образуется в том направлении, где возможность перекрывания наибольшая. Ковалентная связь двухэлектронная, двухцентровая (двухядерная), локализованная между двумя атомами.

3. Ковалентная связь тем прочнее, чем в большей степени перекрываются взаимодействующие электронные облака.

Валентные электроны – электроны, принадлежащие внешней электронной оболочке атома, участвующие в образовании химической связи.

Кратность связи - число обобществленных электронных пар между двумя атомами.

Валентность можно рассматривать, как способность атома образовывать лишь определённое число связей.

Ковалентность (число ковалентных связей) определяется числом одноэлектронных орбиталей или числом неспаренных электронов атома в основном или возбуждённом состоянии. Число использованных для образования связей орбиталей определяет ковалентность элемента в данном соединении.

Ионная валентность (электровалентность) равна числу электронов, присоединяемых или отдаваемых атомами при образовании ими ионов.

Энергия связи ($E_{св}$, кДж/моль) – энергия, которая выделяется при образовании связи. Это мера прочности химической связи. Чем прочнее химическая связь, тем больше энергии нужно затратить для разрыва связи. Экспериментально удобнее находить эту величину по количеству энергии, которая затрачивается на разрыв связи в свободных молекулах. Энергия химической связи оценивается значениями порядка 125 – 1050 кДж/моль. При образовании химической связи энергия всегда выделяется за счет уменьшения потенциальной энергии системы взаимодействующих электронов и ядер (рис.2, см. Приложение).

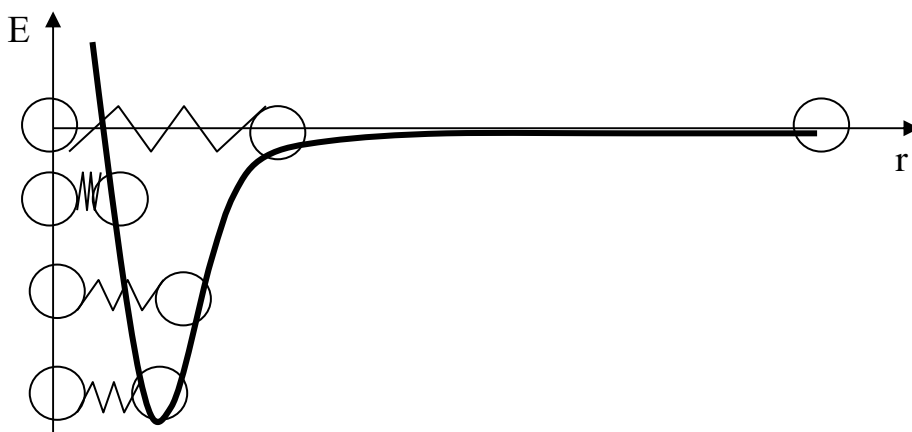


Рис. 2. Изменение энергии системы (E) из двух взаимодействующих атомов в зависимости от расстояния между ними (r)

Длина химической связи – ($l_{св}$, нм. $1\text{ нм} = 10^{-9}\text{ м}$) – среднее расстояние между ядрами атомов в стационарном состоянии. Существует такое расстояние между атомами, которому соответствует равенство сил притяжения и отталкивания ядер и электронов.

С увеличением кратности связи (числа связей) энергия связи возрастает, длина связи уменьшается.

Направленность ковалентной связи – это расположение области перекрывания электронных орбиталей в определенном направлении по отношению к ядру взаимодействующих атомов (рис.3).

Сигма (σ) связь – связь, образованная в результате перекрывания орбиталей вдоль воображаемой линии, соединяющей ядра взаимодействующих атомов. Связь имеет осевую симметрию.

Пи (π) связь – связь образуется после образования σ -связи в результате бокового перекрывания орбиталей выше и ниже воображаемой линии σ -связи в плоскости, перпендикулярной к ней.

Валентные углы (θ , град.) – углы, образуемые между направлениями связей, т.е. воображаемыми линиями, соединяющими ядра атомов в молекуле.

Насыщаемость ковалентной связи – это способность атомов участвовать в образовании ограниченного числа ковалентных связей. Максимальная валентность химического элемента соответствует числу валентных орбиталей данного элемента: одноэлектронных, свободных, двухэлектронных.

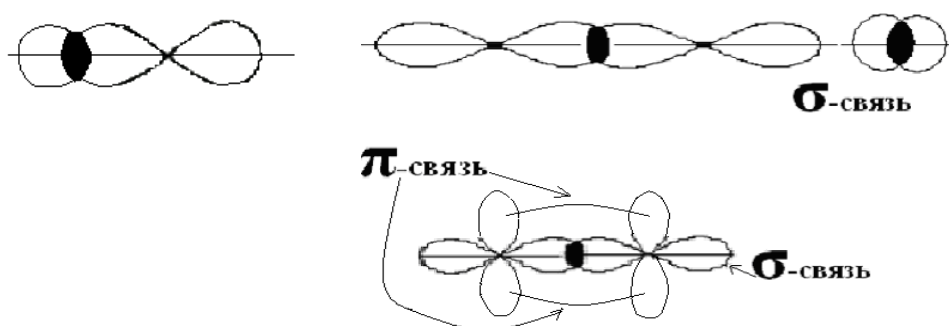


Рис. 3. Направленность ковалентной связи

Полярность связи – мера относительной способности каждого из двух связанных атомов притягивать общую электронную плотность. Межъядерная электронная плотность смещается к атому с большей электроотрицательностью (ЭО). Возникает электрический диполь – система из двух равных по величине, но противоположных по знаку зарядов ($\delta+$ и $\delta-$), расположенных на некотором расстоянии друг от друга. Это расстояние называют длиной диполя, которая соответствует длине связи (l_{cv}).

Электроотрицательность атома (ЭО, кДж/моль) по Полингу – это полусумма энергии ионизации и энергии сродства к электрону атома.

$$ЭО = \frac{1}{2} (E_u + E_{c.e})$$

Относительная электроотрицательность (ЭО) - это отношение электроотрицательности атома данного элемента к электроотрицательности атома лития. Разность электроотрицательностей атомов является качественной характеристикой полярности связи. Значения относительных электроотрицательностей атомов приведены в таблице Полинга (см. Приложение).

Дипольный момент химической связи ($\vec{\mu}_{cv}$) представляет собой произведение величины элементарного электрического заряда q на длину диполя l_{cv} .

$$\vec{\mu}_{св} = q \cdot l_{св}$$

Дипольный момент – векторная величина. Направление его принимают от положительного заряда к отрицательному, в сторону наиболее электроотрицательного атома. Единица измерения - Дебай (D). $1 D = 3,33 \cdot 10^{-30} \text{ Кл} \cdot \text{м}$.

Если общая электронная пара расположена симметрично между атомами (смещения нет), связь называется **неполярной** ($\vec{\mu}_{св} = 0$).

Если общая электронная пара смещена в сторону одного из атомов, то связь называется **полярной** ($\vec{\mu}_{св} \neq 0$).

Правило Полинга: если разность ЭО атомов меньше 0,4, связь можно считать ковалентной неполярной; если она лежит в пределах 0,4 – 1,7, образуется ковалентная полярная связь; если более 1,7, то образуется ионная связь.

Поляризуемость ковалентной связи – способность неполярной связи становиться полярной, а полярной – более полярной под действием внешнего электрического поля.

Степень ионности - количественная оценка степени ковалентной и ионной связи в химической связи между атомами.

$$\beta = \frac{\mu_{эксп}}{\mu_{теор}} \cdot 100\%$$

$\mu_{эксп}$ – дипольный момент молекулы в Кл·м, определённый экспериментальным путем; $\mu_{теор}$ – дипольный момент молекулы в Кл·м, рассчитанный теоретически.

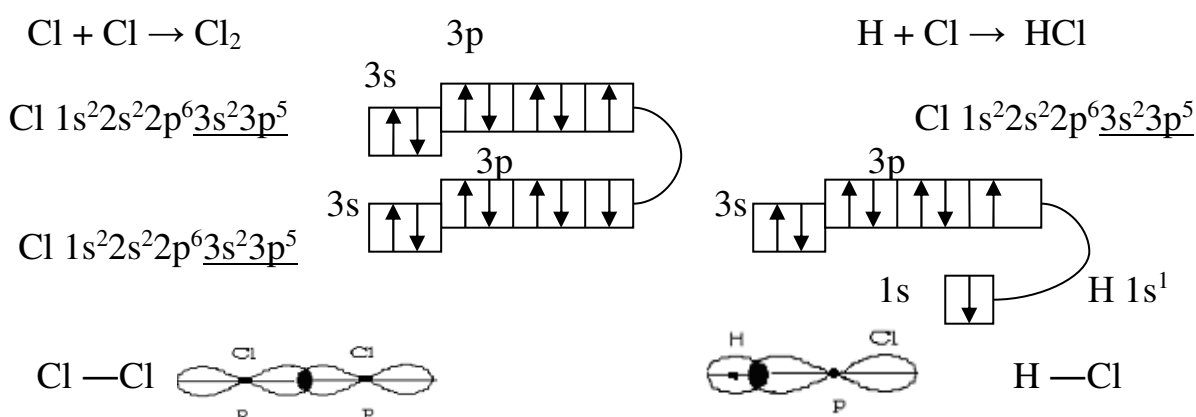
С уменьшением разности ЭО взаимодействующих атомов степень ионности связи в молекуле уменьшается, а степень ковалентности увеличивается.

Примеры выполнения заданий

1. Построить модели молекул хлора, хлористого водорода, используя метод Валентных связей.

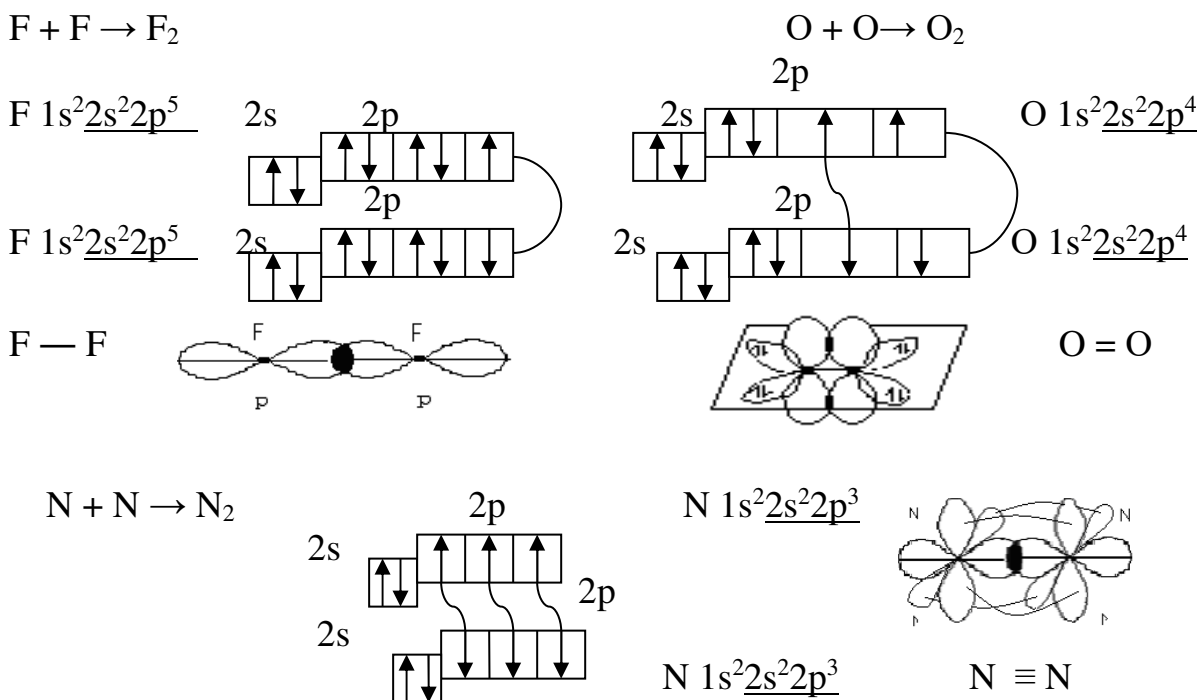
Решение: Модель молекулы – это модель образования химической связи. Алгоритм построения модели молекул по методу ВС.

1) Написать электронные формулы атомов, участвующих в образовании связи, выделить валентные орбитали. 2) Изобразить графические схемы валентных орбиталей. 3) Выделить непарные электроны из общего числа валентных электронов. 4) Построить модели связи как результат перекрывания валентных орбиталей каждого атома, изображая их формы.



2. Установить правильную последовательность увеличения энергии связи в молекулах: F_2 , O_2 , N_2 .

Решение. Используя алгоритм построения моделей молекул по методу ВС, построить модели молекул F_2 , O_2 , N_2 .



Чем прочнее химическая связь, тем больше энергии нужно затратить для разрыва связи. Для молекул: $F - F$, $O = O$, $N \equiv N$ с увеличением числа связей в молекулах энергия связи возрастает.

3. Установить тип связей: ковалентная неполярная, ковалентная полярная, ионная, - в молекулах водорода, хлора, хлористого водорода, хлорида натрия. Определить полярность связей.

Решение. По таблице Полинга находим электроотрицательность атомов водорода – 2,1, хлора – 2,83, натрия – 1,01. По правилу Полинга вычисляем разность электроотрицательностей атомов в молекулах:

водорода $\Delta \text{ЭО} = |2,1 - 2,1| = 0$ - связь ковалентная неполярная;

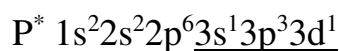
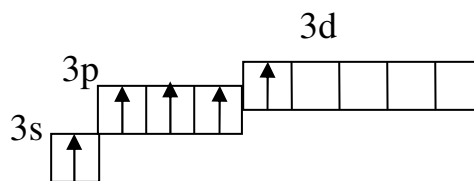
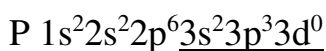
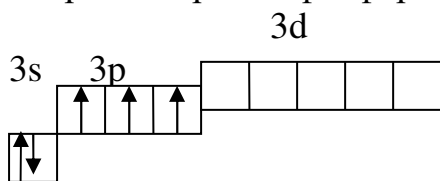
хлора $\Delta \text{ЭО} = |2,83 - 2,83| = 0$ - связь ковалентная неполярная;

хлористого водорода $\Delta \text{ЭО} = |2,1 - 2,83| = 0,73$ - связь ковалентная полярная;

хлорида натрия $\Delta \text{ЭО} = |2,83 - 1,01| = 1,82$ - связь ионная.

4. Объяснить, почему азот образует только один хлорид NCl_3 , а фосфор образует два хлорида PCl_3 и PCl_5 ?

Решение: Азот и фосфор – элементы – аналоги, входят в состав главной подгруппы V группы периодической системы элементов, имеют одинаковую конфигурацию внешнего электронного уровня ns^2np^3 . Но азот находится во 2 периоде, внешней электронный уровень атома азота состоит из s- и p-подуровней. Фосфор находится в 3 периоде, внешней электронный уровень атома азота состоит из s-, p-, d-подуровней. Атом азота имеет 3 неспаренных электрона в нормальном состоянии, значит валентность и ковалентность равна трем. Поэтому возможно образование только трёх ковалентных связей с тремя атомами хлора. Атом фосфора имеет свободный d-подуровень, следовательно, кроме валентности три в нормальном состоянии, при возбуждении атома может проявлять валентность пять. Значит, ковалентность фосфора равна трём и пяти. Поэтому возможно образование трёх и пяти ковалентных связей с атомами хлора в хлоридах фосфора.



5. Рассчитать дипольный момент химической связи в LiF в дебаях, если длина химической связи $1,52 \cdot 10^{-8}$ см и величина элементарного электрического заряда $1,6 \cdot 10^{-19}$ Кл.

Решение: Дипольный момент химической связи представляет собой произведение величины элементарного электрического заряда q на длину диполя $l_{\text{св}}$: $\mu_{\text{св}} = q \cdot l_{\text{св}}$.

Поэтому $\mu_{LiF} = 1,6 \cdot 10^{-19} \text{ Кл} \cdot 1,52 \cdot 10^{-10} \text{ м} = 2,43 \cdot 10^{-29} \text{ Кл} \cdot \text{м}$
 $1 \text{ D} = 3,33 \cdot 10^{-30} \text{ Кл} \cdot \text{м}$. $2,43 \cdot 10^{-29} \text{ Кл} \cdot \text{м} / 3,33 \cdot 10^{-30} \text{ Кл} \cdot \text{м} = 0,073 \text{ D}$

6. Рассчитать степень ионности связи Н-Ф в молекуле фторофтора, если экспериментальное значение дипольного момента $\mu = 6,38 \cdot 10^{-30} \text{ Кл} \cdot \text{м}$; длина диполя $l = 0,917 \cdot 10^{-10} \text{ м}$.

Решение: если предположить, что на расстоянии $l = 0,917 \cdot 10^{-10} \text{ м}$ в молекуле фтороводорода произошло полное разделение зарядов, т.е. $q = 1,6 \cdot 10^{-19} \text{ Кл}$; то дипольный момент химической связи

$$\mu_{\text{теор}} = \mu_{\text{св}} = q \cdot l_{\text{св}} = 0,917 \cdot 10^{-10} \text{ м} \cdot 1,6 \cdot 10^{-19} \text{ Кл} = 14,69 \cdot 10^{-30} \text{ Кл} \cdot \text{м}$$

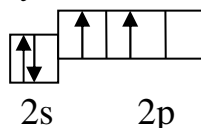
Сравнив рассчитанную величину с величиной экспериментальной, находим степень ионности по формуле $\beta = \frac{\mu_{\text{эксп}}}{\mu_{\text{теор}}} \cdot 100\%$.

$$\beta = (6,38 \cdot 10^{-30} \text{ Кл} \cdot \text{м} / 14,69 \cdot 10^{-30} \text{ Кл} \cdot \text{м}) \cdot 100\% = 43,4\%$$

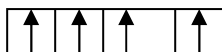
Расчет показывает, что в молекуле HF связь является смешанной: 43,4% в ней приходится на долю ионной связи, а 56,7% - на долю ковалентной связи. Связь ковалентная полярная

7. Построить модель молекулы метана CH₄.

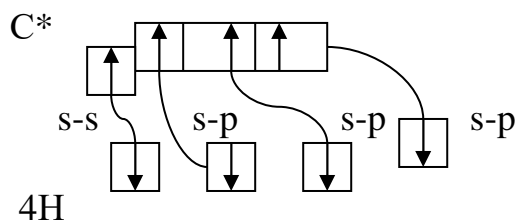
Решение: Электронная формула атома углерода C $1s^2 2s^2 2p^2$. Графическая схема валентных орбиталей



При образовании метана углерод проявляет валентность, равную четырем, находясь в возбужденном состоянии C* $1s^2 2s^1 2p^3$. Графическая схема валентных орбиталей



Возбужденный атом углерода образует четыре ковалентные связи с непарными электронами четырёх атомов водорода $1s^1$ в метане CH₄.



Связи, образуемые $2s^1 2p^3$ валентными электронами углерода, должны быть различны по энергии и по форме. Однако, согласно экспериментальным исследованиям ($l_{\text{св}}$, $E_{\text{св}}$, $\theta = 109^{\circ}28'$), все четыре ковалентных связи углерода в метане равноценны и симметрично направлены в пространстве. Для объяснения была принята концепция гибридизации.

Типы гибридизации атомных орбиталей

Концепцию гибридизации атомных орбиталей используют для объяснения строения молекул, если свойства молекул ($l_{св}$, $E_{св}$, θ) полученные экспериментальным путём отличны от теоретических значений.

Гибридизация – это смешение атомных орбиталей разного типа, принадлежащих одному и тому же атому, в результате чего образуется набор одинаковых по форме, одинаковой усреднённой энергии гибридных орбиталей, определённым образом ориентированных в пространстве относительно ядра как центра.

sp^3 - гибридизация

В каждом атоме одна s -орбиталь и три p -орбитали атома углерода превращаются в четыре одинаковые "гибридные" орбитали. Углы между гибридными орбиталями равны $109^{\circ}28'$, гибридные sp^3 -орбитали вытянуты в направлении к вершинам тетраэдра.

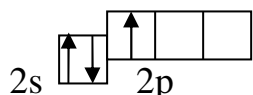
sp^2 - Гибридизация

В каждом атоме одна s -орбиталь и две p -орбитали превращаются в три одинаковые "гибридные" орбитали, расположенные в одной плоскости под углами 120° друг к другу. Три гибридные sp^2 -орбитали участвуют в образовании трёх σ -связей.

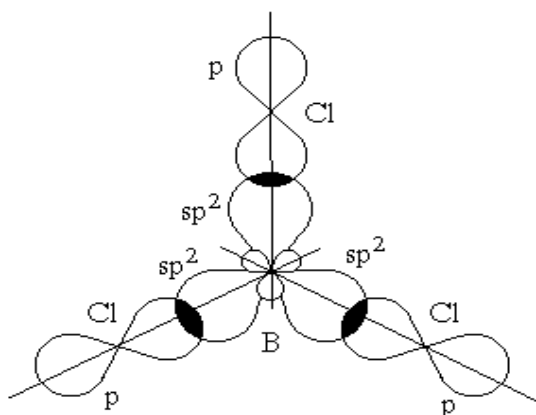
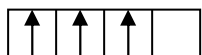
Пример модели молекулы с sp^2 - гибридизацией – молекула хлорида бора.

$B + 3Cl \rightarrow BCl_3$ – молекула неполярная.

Электронная формула атома В $1s^2\underline{2s^2}2p^1$. Графическая схема валентных орбиталей:



При образовании молекулы бор находится в возбуждённом состоянии. Электронная формула атома $B^* 1s^2\underline{2s^1}2p^2$. Графическая схема валентных орбиталей:



Молекула хлорида бора

Одна s -орбиталь и две p -орбитали превращаются в три одинаковые "гибридные" орбитали, расположенные в одной плоскости под углами 120° друг к другу. Три гибридные орбитали бора образуют ковалентные связи с непарными электронами трёх атомов хлора.

sp - Гибридизация

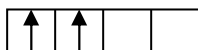
В каждом атоме углерода одна s -орбиталь и одна p -орбиталь превращаются в две одинаковые "гибридные" орбитали, расположенные под углом 180° друг к другу, образуя линейную форму. Две гибридные sp -орбитали участвуют в образовании двух σ -связей.

Пример модели молекулы с sp -гибридизацией – молекула хлорида бериллия.

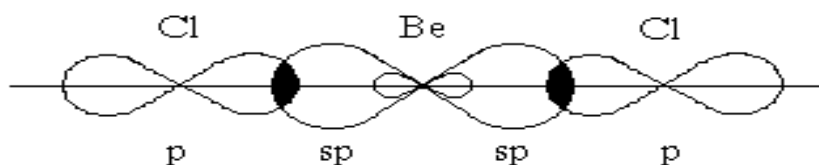
$\text{Be} + 2\text{Cl} \rightarrow \text{BeCl}_2$ – молекула неполярная. Электронная формула атома Be $1s^2 2s^2 2p^0$.

Графическая схема валентных орбиталей: $2s$  $2p$

При образовании молекулы бериллий находится в возбуждённом состоянии. Электронная формула атома $\text{Be}^* 1s^2 2s^1 2p^1$. Графическая схема валентных орбиталей



Одна s -орбиталь и одна p -орбиталь возбуждённого атома бериллия превращаются в две одинаковые "гибридные" орбитали, расположенные под углом 180° друг к другу, образуя линейную форму. Две гибридные орбитали бериллия образуют ковалентные связи с непарными электронами двух атомов хлора.



Молекула хлорида бериллия

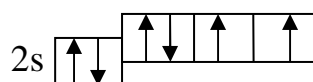
Примеры выполнения заданий

1. Используя алгоритм построения моделей молекул по методу ВС, построить модели молекул воды H_2O ($\theta = 104,5^\circ$), аммиака NH_3 ($\theta = 107^\circ$), катиона аммония NH_4^+ ($\theta = 105^\circ$).

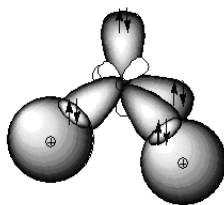
Решение: Разные по составу молекулы воды H_2O , аммиака NH_3 , катиона аммония NH_4^+ имеют одинаковое пространственное расположение связей. Этот факт подтверждает гибридизацию валентных орбиталей атомов кислорода в воде, азота в аммиаке и в катионе аммония.

1) Молекула воды: $\text{H} + 2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{O}$

Электронная формула атома кислорода $\text{O } 1s^2 2s^2 2p^4$. Графическая схема валентных орбиталей



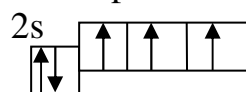
В атоме кислорода электроны второго уровня претерпевают sp^3 -гибридизацию. Гибридные образуют две ковалентные σ -связи с двумя неспаренными электронами двух атомов водорода. Гибридные sp^3 -орбитали вытянуты в направлении к вершинам тетраэдра. Углы между гибридными орбиталями должны быть равны $109^\circ 28'$. Но две орбитали молекулы воды, неиспользованные для образования связей, отталкивают в направлении от себя две орбитали связи О-Н, уменьшая угол. Поэтому молекула воды имеет угловое строение с валентным углом $104,5^\circ$, являясь полярной молекулой ($\mu_{\text{мол}} = 6,13 \cdot 10^{-30}$ Кл·м). Ряд важнейших свойств жидкой воды как растворителя обусловлен высокой полярностью её молекул.



Молекула воды

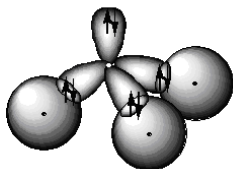
2) Молекула аммиака: $\text{N} + 3\text{H} \rightarrow \text{NH}_3$

Электронная формула атома азота $1s^2 2s^2 2p^3$. Графическая схема валентных орбиталей



В атоме азота электроны второго уровня претерпевают sp^3 -гибридизацию. Гибридные орбитали с одним электроном образуют три ковалентные σ -связи с тремя неспаренными электронами трёх атомов водорода.

Гибридные sp^3 -орбитали вытянуты в направлении к вершинам тетраэдра. Углы между гибридными орбиталями должны быть равны $109^{\circ}28'$. Но одна орбиталь, которая не имеет область перекрывания, отталкивает в направлении от себя три остальные орбитали связи N-H, уменьшая валентный угол до $107,3^{\circ}$. Молекула аммиака имеет пирамидальное строение, являясь полярной молекулой.

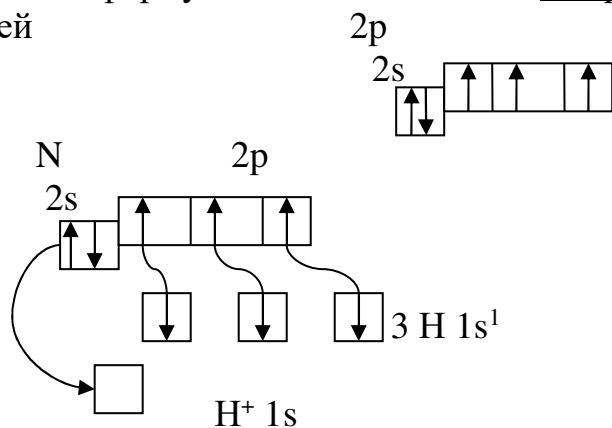


Молекула аммиака

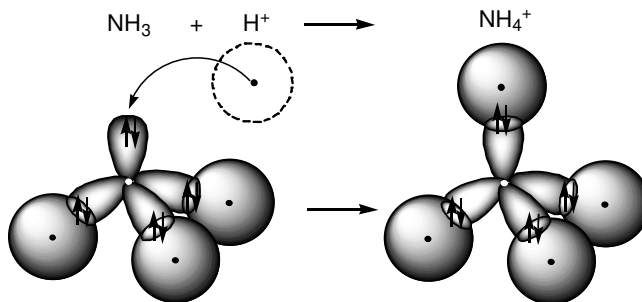
Молекулы воды и аммиака, имея гибридные орбитали, неиспользованные для образования связей, являются донорами электронной плотности при образовании комплексных соединений с d-элементами металлами.

3) Катион аммония: $\text{NH}_3 + \text{H}^+ \rightarrow \text{NH}_4^+$

Электронная формула атома азота N $1s^2 2s^2 2p^3$. Графическая схема валентных орбиталей



В молекуле аммиака одна из четырёх гибридных орбиталей азота остаётся неиспользованной на образование связей. При взаимодействии с протоном водорода H^+ аммиак отдаёт эту орбиталь на образовании связи по донорно-акцепторному механизму. Азот является донором электронной плотности, а вакантная $1s$ орбиталь атома водорода – акцептор электронов (электронной пары).



Катион аммония

СВОЙСТВА МОЛЕКУЛ

Свойство – это качество, постоянно присущее объекту. Это качество проявляется не само по себе, а в отношении данного объекта с другим. Например, для того, чтобы атом проявлял свойство отдавать электроны, необходим партнер, способный принимать электроны. Такая картина повторяется при описании любых свойств. Поэтому свойство иногда называют «свернутым отношением», подразумевая, что результат отношения объектов приписываем одному из них в качестве свойства, «забывая» о другом объекте.

Свойства молекул определяются природой связей, геометрической формой молекул, валентным углом между связями, длиной связи. От этих характеристик зависит число связей в молекуле, её дипольный момент, а также способность вступать во взаимоотношения с другими молекулами.

Прочность молекул – энергия диссоциации (разрыва) химической связи в молекуле.

Дипольный момент молекул – это векторная сумма дипольных моментов всех химических связей в молекуле.

$$\mu_{\text{мол}} = \sum \mu_{\text{св}}$$

$\mu_{\text{мол}}$ – дипольный момент молекулы, Кл·м; $\mu_{\text{св}}$ – дипольный момент химической связи, Кл·м.

Если дипольный момент молекулы равен нулю, молекула в целом является неполярной, хотя химическая связь в молекуле может быть полярной (таблица 1). Например, молекула CO_2 ($\theta=180^\circ$) имеет линейную форму. Равные по величине дипольные моменты каждой химической связи, противоположны по направлению. В целом дипольный момент молекулы равен нулю.

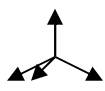
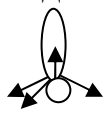
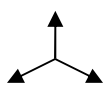
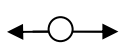
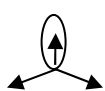

Молекула имеет геометрическую форму плоского треугольника BF_3 ($\theta=120^\circ$). Векторная сумма дипольных моментов химических связей равна нулю.

Молекула имеет геометрическую форму тетраэдра. Для молекулы состава CH_4 ($\theta=109^\circ$) векторная сумма дипольных моментов химических связей равна нулю.

Если дипольный момент молекулы не равен нулю, молекула является полярной (таблица 1). Молекула имеет угловую геометрическую форму. Для молекулы состава SO_2 ($\theta \approx 120^\circ$) и H_2O ($\theta \approx 105^\circ$) векторная сумма дипольных моментов химических связей отличается от нуля.

Молекула имеет геометрическую форму пирамиды. Для молекулы состава NH_3 ($\theta \approx 107^\circ$) векторная сумма дипольных моментов химических связей отлична от нуля.

Таблица 1. Свойства и примеры молекул

Тип молекулы	Тип гибридизации	Число связей	Валентный угол	Пространственная конфигурация молекулы	Примеры молекул, полярность молекул
AB ₄	sp ³	4	109°28'	тетраэдрическая 	CH ₄ , SiH ₄ неполярные
AB ₃	sp ³	3	~ 107°	Пирамидальная 	NH ₃ полярная
AB ₃	sp ²	3	120°	Треугольная 	BF ₃ , AlCl ₃ , SO ₃ неполярные
AB ₂	sp	2	180°	Линейная 	CO ₂ , C ₂ H ₂ , H ₂ Be неполярные
AB ₂	sp ²	2	~ 120°	Угловая 	SO ₂ полярная
AB ₂	sp ³	2	~ 105°	Угловая 	H ₂ O полярная

Задачи для самоконтроля знаний

1. Постройте молекулы Li_2 , Be_2 , B_2 , используя метод Валентных связей.
2. Укажите тип химической связи в молекулах фтора и фтороводорода. Приведите схему перекрывания электронных облаков.
3. Объясните характер связей в молекулах O_2 , HCl , CCl_4 , NaCl .
4. Объясните характер связей в молекулах CO_2 , CH_4 , CO , HCl . Изобразите модели молекул.
5. Объясните значительное отличие в энергиях связей в молекулах: O_2 , Cl_2 , N_2 .

Молекула	O ₂	Cl ₂	N ₂
Энергия связи, кДж/моль	242,6	494	945,3

6. Пользуясь таблицей Полинга, вычислите разность относительных электроотрицательностей для связей K-Cl, Ca-Cl, Fe-Cl, Ge-Cl. Расположите связи в ряд по возрастанию полярности связи.
7. Вычислите разность относительных электроотрицательностей атомов для связей H-O и H-Г (Г – это хлор, бром, фтор) в соединениях HГ. Какая из связей наиболее полярная?
8. Объясните, почему существует пентафторид фосфора PF_5 , но не существует пентафторид азота NF_5 .
9. Ниже приведены валентные углы в трёхатомных молекулах:

Молекула	H ₂ O	H ₂ S	H ₂ Se	H ₂ Te
Валентный угол θ	104,5	92,2	91	88,5

Докажите, что sp^3 -гибридизация характерна в данных соединениях только для атома кислорода.

10. Приведите модели молекул PH_3 , NH_3 , AsH_3 , если валентные углы связей в них соответственно равны: $93,3^\circ$; $107,3^\circ$; $91,8^\circ$.
11. Приведите модели молекул AlCl_3 , CCl_4 , PCl_3 , если валентные углы связей в них соответственно равны: 120° ; $109^\circ 28'$; 91° .
12. Приведите модели молекул CH_4 , SiO_2 , если валентные углы связей в них соответственно равны: $109^\circ 28'$; 109° .
13. Чему равна ковалентность серы в молекулах SO_2 , SO_3 ?
14. Как изменяется прочность связи в ряду: $\text{HF} - \text{HCl} - \text{HBr} - \text{HI}$? Укажите причины этих изменений.
15. Дипольный момент молекулы CS_2 равен нулю, валентный угол $\theta = 180^\circ$. Каким типом гибридизации АО углерода описывается образование этой молекулы?
16. Дипольные моменты молекул BF_3 ($\theta = 120^\circ$) и NF_3 ($\theta = 107^\circ$) равны соответственно 0D и 2D. Какими типами гибридизации атомных орбиталей бора и азота описывается образование этих молекул?

17. Изобразите пространственное расположение связей в молекулах аммиака ($\theta=107,3^\circ$) и хлорида алюминия ($\theta=120^\circ$).

18. Дипольный момент химической связи Н-С в молекуле HCN равен 2,9D. Вычислите длину диполя.

19. Длина диполя в молекуле фтороводорода равна $4 \cdot 10^{-11}$ м. Вычислите дипольный момент химической связи в кулон-метрах и в дебаях.

20. Длина диполя молекул хлороводорода и иодоводорода равны соответственно $2,23 \cdot 10^{-9}$ см и $8,68 \cdot 10^{-10}$ см. Определите, в какой молекуле связь менее полярна, подтвердив свой выбор расчётом.

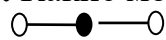
21. Рассчитайте степень ионности связи молекулы LiF, если $\mu_{\text{опытн}} = 6,5\text{D}$ и $\mu_{\text{расч}} = 7,5\text{D}$.

22. Рассчитайте степень ионности связи молекулы HF, если $\mu_{\text{опытн}} = 1,8\text{D}$ и $\mu_{\text{расч}} = 4,6\text{D}$.

23. Рассчитайте степень ионности связи (%) в каждой из молекул по следующим данным:

Молекула	μ , опытн. (D)	μ , расчит. (D)
LiF	6,4	7,4
HF	1,82	4,4

24. Какие молекулы, приведенные ниже, могут быть представлены схемой:



1) CO₂

2) SO₂

3) CS₂

4) NO₂

$\mu = 0$

$\mu = 1,61$

$\mu = 0$

$\mu = 0,32$

25. В молекулах оксидов серы (IV) и (VI) атом серы находится в состоянии sp^2 -гибридизации. Докажите, полярны ли эти молекулы? Какова их пространственная структура?

26. Опишите пространственное строение неполярной молекулы BeCl₂ ($\theta=180^\circ$). Какие АО бериллия участвуют в образовании связей Be-Cl?

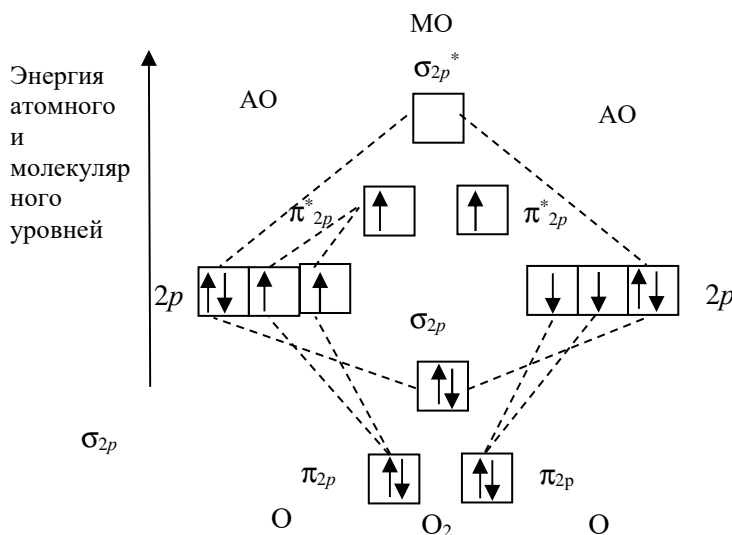
27. Ниже приведены значения валентных углов связей, энергий связей, длины связей в молекулах этана, этилена, ацетилен:

углеводород	θ°	$E_{\text{св}}$, кДж/моль	$l_{\text{св}}$, нм
C ₂ H ₆	109,5	327	0,154
C ₂ H ₄	120	586	0,134
C ₂ H ₂	180	808	0,120

Постройте модели этих молекул. Используя данные таблицы, обоснуйте изменения $E_{\text{св}}$ и $l_{\text{св}}$.

МЕТОД МОЛЕКУЛЯРНЫХ ОРБИТАЛЕЙ

Метод валентных связей (метод ВС) и концепция гибридизации не объясняют некоторые экспериментальные факты и свойства молекул. Например, модель молекулы O_2 , построенная по методу ВС, не объясняет наличие магнитных свойств у O_2 , хотя по методу ВС у молекулы O_2 нет неспаренных электронов, она должна быть диамагнитна.



Метод молекулярных орбиталей (метод МО) позволяет выявить и объяснить диамагнетизм и парамагнетизм.

Диамагнетизм – свойство вещества выталкиваться магнитным полем, т. е. не взаимодействовать с ним, молекулы такого вещества не содержат непарных электронов.

Парамагнетизм – свойство вещества взаимодействовать с внешним магнитным полем вследствие того, что молекулы этого вещества содержат один или несколько непарных электронов.

Молекулярная орбиталь (МО) - состояние электрона в молекуле, разрешенное правилами квантования и характеризующееся определенным набором квантовых чисел.

В процессе образования химической связи имеет место взаимодействие двух или нескольких атомных орбиталей (АО), при котором АО могут или усилить друг друга или, наоборот, компенсировать друг друга, в зависимости от того, складываются или вычитаются соответствующие волновые функции в области перекрытия (аналогия с явлением интерференции волн). Математически такие комбинации выражаются в виде линейных комбинаций атомных орбиталей (ЛКАО), ведущих к образованию многоцентровых молекулярных орбиталей (МО): «ЛКАО – МО»: $\psi_{MO} = \psi_A \pm \psi_B$. Суть метода заключается в том, что молекула рассматривается как «многоядерный» атом. Электроны образуют общие МО, охватывающие 2 или большее число ядер.

Сложение волновых функций $\psi_{MO} = \psi_A + \psi_B$ приводит к значительному увеличению электронной плотности между ядрами; образуется связывающая МО. Энергия $MO_{св}$ меньше энергии $MO_{раз}$.

Вычитание волновых функций $\psi_{MO} = \psi_A - \psi_B$ приводит к уменьшению электронной плотности между ядрами и повышению её за пределами межъядерной области; образуется разрыхляющая МО. Энергия $MO_{раз}$ больше энергии $MO_{св}$.

Устойчивые молекулы образуются лишь в том случае, когда имеется избыток связывающих электронов $MO_{св}$ над разрыхляющими электронами $MO_{раз}$.

Для характеристики связи в методе МО применяется безразмерная величина – порядок связи или кратность связи.

Порядок связи – число обобществленных электронных пар между двумя атомами:

$$W = 1/2 (n_e - n_{e^*})$$

n_e - число электронов на связывающей молекулярной орбитале ($MO_{св}$).

n_{e^*} - число электронов на разрыхляющей молекулярной орбитале (MO^*).

С увеличением порядка связей (числа связей) энергия связи возрастает, длина связи уменьшается.

Если порядок связи равен нулю, то молекулярный ион или молекула не существуют.

Алгоритм построения молекул по методу МО:

- 1) Написать электронные формулы атомов, участвующих в образовании связи.
- 2) Изобразить графические схемы валентных орбиталей.
- 3) Образовать МО в результате ЛКАО: а) из каждой двух АО (s -орбитали) образовать две МО: одна связывающая, одна разрыхляющая; б) при комбинации шести АО p -типа образуются шесть МО, из которых три являются связывающими и три разрыхляющими; в) тип МО (σ - или π -) определяется типом или симметрией АО при их перекрывании и комбинации.
- 4) Построить общую энергетическую диаграмму МО.
- 5) Распределить электроны по МО согласно квантовым законам: принципу минимума энергии, запрету Паули, правилу Гунда.

Примеры выполнения заданий

1. Построить модели молекул водорода и кислорода по методу Молекулярных Орбиталей. Определить магнитные свойства молекул.

Решение:

Молекула водорода.

1. $\text{H} + \text{H} \rightarrow \text{H}_2$ Валентные электроны атома водорода $1s^1$

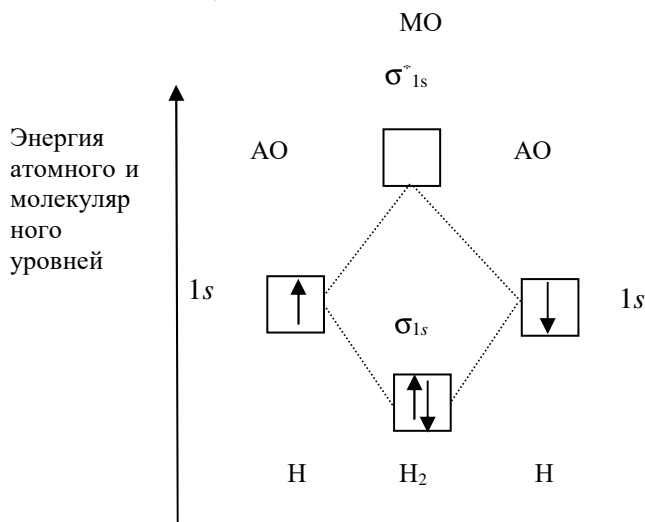
2. Графические схемы валентных орбиталей $\boxed{\uparrow} 1s$

3. Две АО ($1s$ –орбитали) образуют две МО: $\sigma_{\text{св}}$ и $\sigma_{\text{разр}}$.

4. Построить общую энергетическую диаграмму МО, распределить валентные электроны по МО согласно квантовым законам.

5. Так как на МО $\sigma_{\text{св}}$ находятся два парных электрона, нет свободных электронов на МО, то молекула H_2 является диамагнитной молекулой

Порядок связи в молекуле H_2 $W = 1/2 \cdot (2-0) = 1$ $\text{H}-\text{H}$



Молекула кислорода.

1. $\text{O} + \text{O} \rightarrow \text{O}_2$ Валентные электроны атома кислорода $1s^2 2s^2 2p^4$.

2. Графические схемы валентных орбиталей $\boxed{\uparrow\downarrow} 2s$ $\boxed{\uparrow\downarrow} \boxed{\uparrow} \boxed{\uparrow} \boxed{\uparrow} 2p$

3. Две АО ($2s$ –орбитали) образуют две МО: $\sigma_{\text{св}}$ и $\sigma_{\text{разр}}$.

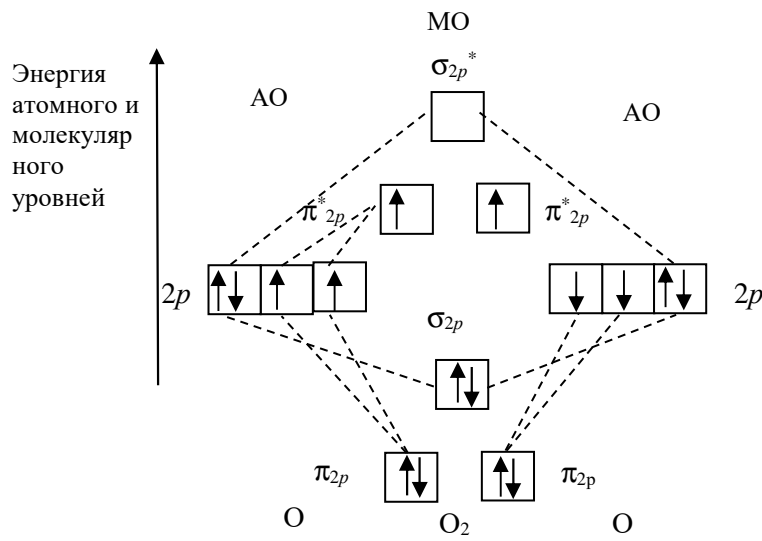
Шесть АО ($2p$ -орбитали) образуют две МО: $\sigma_{\text{св}}$ и $\sigma_{\text{разр}}$ и четыре МО: $2\pi_{\text{св}}$ и $2\pi_{\text{разр}}$.

4. Построить общую энергетическую диаграмму МО, распределить валентные электроны по МО согласно квантовым законам. Так как вклад в образование связей между атомами кислорода вносят $2p^4$ валентные электроны, то для них строим общую энергетическую диаграмму МО, распределяем валентные электроны по МО согласно квантовым законам.

5. На двух МО $\pi_{\text{разр}}$ находятся два неспаренных электрона, поэтому молекула O_2 является парамагнитной молекулой.

Порядок связи в молекуле O_2 $W = 1/2 \cdot (6-2) = 2$

$O = O$



Задачи для самоконтроля знаний

1. Докажите, используя метод Молекулярных Орбиталей, возможность существования молекул: Li_2 , Be_2 , B_2 .
2. Докажите, возможность образования молекул B_2 , F_2 , BF с позиций метода Молекулярных Орбиталей.
3. Определите порядок связи в молекулярном ионе O_2^- .
4. Определите порядок связи в молекулах оксида азота (II), (IV).
5. Докажите, что порядок связи в молекулярном ионе O_2^+ равен 2,5.
6. Докажите, какие из перечисленных частиц диамагнитны: H_2 , H_2^+ , H_2^- ?
7. Докажите, какие из перечисленных частиц парамагнитны: N_2 , CO , CN ?
8. Установите, основываясь на методе Молекулярных Орбиталей, последовательность возрастания прочности связей в молекулах: F_2 , O_2 .
9. Докажите, используя метод Молекулярных Орбиталей, в какой из молекул наиболее прочная химическая связь: H_2 , C_2 , N_2 .
10. Объясните, как изменяется длина связи, энергия диссоциации и магнитные свойства в ряду: O_2^{2-} - O_2^- - O_2 - O_2^+ ?
11. Обоснуйте, какая из частиц – NO^+ , NO , NO^- характеризуется наименьшей длиной связи?
12. Приведите электронное строение молекул CO и CN с позиций методов Валентных Связей и Молекулярных Орбиталей. Какая из молекул характеризуется большей кратностью связи?
13. Объясните с позиций методов Валентных Связей и Молекулярных Орбиталей изменение энергии диссоциации (кДж/моль) молекул в ряду $\text{F}_2(155)$ – $\text{O}_2(493)$ – $\text{N}_2(945)$.

Тестовые задания для самоконтроля знаний

1. Химическая связь в N_2 : 1) ковалентная полярная, 2) ковалентная неполярная, 3) ионная

2. Число электронных пар, участвующих в образовании химической связи в N_2 : 1) одна, 2) две, 3) три, 4) четыре

3. Установить правильную последовательность увеличения энергии связи в молекулах: 1) KH , 2) NaH , 3) LiH , 4) RbH

4. Установить соответствие:

Молекула	Межъядерное расстояние, нм
N_2	А) 1,11
O_2	Б) 1,21
F_2	В) 1,42

5. Форму тетраэдра имеет молекула: 1) CH_4 , 2) CO_2 , 3) BH_3

6. Порядок связи в молекуле He_2 равен: 1) 0, 2) 1, 3) 2, 4) 3

7. Химическая связь в HF : 1) ковалентная полярная, 2) ковалентная неполярная, 3) ионная

8. Установить правильную последовательность увеличения энергии связи в молекулах: 1) HCl , 2) HF , 3) HI , 4) HBr

9. Установить соответствие:

Гибридное состояние атома	Теоретический угол между гибридными орбиталями
1. sp	А) $109^{\circ}28'$
2. sp^2	Б) 180°
3. sp^3	В) 120°

10. Неполярная связь является разновидностью: 1) ковалентной связи, 2) ионной связи, 3) донорно-акцепторной связи

11. При перекрывании s - орбиталей двух атомов возможно образование: 1) только σ -связи, 2) только π -связи, 3) как σ -связи, так и π -связи

12. В молекуле O_2 связь: 1) ковалентная неполярная, 2) ковалентная полярная, 3) ионная

13. Молекулы He_2 и Be_2 : 1) существуют, 2) не существуют, 3) существует только He_2 , 4) существует только Be_2

14. Наиболее полярная химическая связь между атомами: 1) Na и F, 2) Cs и F, 3) C и N

15. Молекула AlCl_3 имеет структуру: 1) плоскую, 2) линейную, 3) тетраэдрическую

16. В молекулах H_2 и Li_2 порядок связи равен 1, а энергия химической связи: 1) больше у H_2 , 2) больше у Li_2 3) одинаковая

17. Установить соответствие:

Молекула (валентный угол)	Тип гибридизации валентных орбиталей центрального атома
1) H_2O (105°)	A) sp
2) NH_3 (107°)	Б) sp^2
3) AlCl_3 (120°)	В) sp^3
4) CH_4 ($109,5^\circ$)	

18. Порядок связи в ряду молекул Be_2 ; B_2 ; C_2 ; N_2 ; O_2 ; F_2 ; Ne_2

1) возрастает, 2) уменьшается, 3) проходит через максимум, 4) проходит через минимум

19. Линейную форму имеют молекулы: 1) CH_4 , 2) $\text{CH}_2=\text{CH}_2$, 3) $\text{CH}\equiv\text{CH}$, 4) BF_3

20. При перекрывании p - орбиталей двух атомов возможно образование:

1) только σ -связи, 2) только π -связи, 3) как σ -связи, так и π -связи

21. Установите последовательность увеличения длины связей в молекулах:

1) HCl , 2) HF , 3) HI , 4) HBr

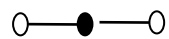
22. неполярной является молекула: 1) CF_4 , 2) NH_3 , 3) H_2O , 4) HCl

23. В газообразном хлористом водороде молекулы HCl имеют связь:

1) ковалентную полярную, 2) ковалентную неполярную, 3) ионную

24. В соответствии с методом ВС каждая химическая связь образуется при участии электронов: 1) одного, 2) пары, 3) любого числа

25. Какие молекулы, приведенные ниже, не могут быть представлены схемой:



1) CO₂

2) SO₂

3) CS₂

4) NO₂

$$\mu = 0$$

$$\mu = 1,61$$

$$\mu = 0$$

$$\mu = 0,32$$

Приложение

1 H 2.20																	2 He -															
3 Li 0.98	4 Be 1.57											5 B 2.04	6 C 2.55	7 N 3.04	8 O 3.44	9 F 3.98	10 Ne -															
11 Na 0.93	12 Mg 1.31											13 Al 1.61	14 Si 1.90	15 P 2.19	16 S 2.58	17 Cl 3.16	18 Ar -															
19 K 0.82	20 Ca 1.00	21 Sc 1.36	22 Ti 1.54	23 V 1.63	24 Cr 1.66	25 Mn 1.55	26 Fe 1.83	27 Co 1.88	28 Ni 1.91	29 Cu 1.90	30 Zn 1.65	31 Ga 1.81	32 Ge 2.01	33 As 2.18	34 Se 2.55	35 Br 2.96	36 Kr -															
37 Rb 0.82	38 Sr 0.95	39 Y 1.22	40 Zr 1.33	41 Nb 1.6	42 Mo 2.16	43 Tc 2.10	44 Ru 2.2	45 Rh 2.28	46 Pd 2.20	47 Ag 1.93	48 Cd 1.69	49 In 1.78	50 Sn 1.96	51 Sb 2.05	52 Te 2.1	53 I 2.66	54 Xe -															
55 Cs 0.79	56 Ba 0.89											72 Hf 1.3	73 Ta 1.5	74 W 1.7	75 Re 1.9	76 Os 2.2	77 Ir 2.2	78 Pt 2.2	79 Au 2.4	80 Hg 1.9	81 Tl 1.8	82 Pb 1.8	83 Bi 1.9	84 Po 2.0	85 At 2.2	86 Rn -						
87 Fr 0.7	88 Ra 0.9											104 Rf -	105 Db -	106 Sg -	107 Bh -	108 Hs -	109 Mt -	110 Uun -	111 Uuu -	112 Uub -	113 -	114 Uuq -	115 -	116 Uuh -	117 -	118 Uuo -						
		<table border="1" style="width: 100%; border-collapse: collapse; text-align: center;"> <tr> <td>57 La 1.10</td> <td>58 Ce 1.12</td> <td>59 Pr 1.13</td> <td>60 Nd 1.14</td> <td>61 Pm -</td> <td>62 Sm 1.17</td> <td>63 Eu -</td> <td>64 Gd 1.20</td> <td>65 Tb -</td> <td>66 Dy 1.22</td> <td>67 Ho 1.23</td> <td>68 Er 1.24</td> <td>69 Tm 1.25</td> <td>70 Yb -</td> <td>71 Lu 1.0</td> </tr> </table>																57 La 1.10	58 Ce 1.12	59 Pr 1.13	60 Nd 1.14	61 Pm -	62 Sm 1.17	63 Eu -	64 Gd 1.20	65 Tb -	66 Dy 1.22	67 Ho 1.23	68 Er 1.24	69 Tm 1.25	70 Yb -	71 Lu 1.0
57 La 1.10	58 Ce 1.12	59 Pr 1.13	60 Nd 1.14	61 Pm -	62 Sm 1.17	63 Eu -	64 Gd 1.20	65 Tb -	66 Dy 1.22	67 Ho 1.23	68 Er 1.24	69 Tm 1.25	70 Yb -	71 Lu 1.0																		
		<table border="1" style="width: 100%; border-collapse: collapse; text-align: center;"> <tr> <td>89 Ac 1.1</td> <td>90 Th 1.3</td> <td>91 Pa 1.5</td> <td>92 U 1.7</td> <td>93 Np 1.3</td> <td>94 Pu 1.3</td> <td>95 Am -</td> <td>96 Cm -</td> <td>97 Bk -</td> <td>98 Cf -</td> <td>99 Es -</td> <td>100 Fm -</td> <td>101 Md -</td> <td>102 No -</td> <td>103 Lr -</td> </tr> </table>																89 Ac 1.1	90 Th 1.3	91 Pa 1.5	92 U 1.7	93 Np 1.3	94 Pu 1.3	95 Am -	96 Cm -	97 Bk -	98 Cf -	99 Es -	100 Fm -	101 Md -	102 No -	103 Lr -
89 Ac 1.1	90 Th 1.3	91 Pa 1.5	92 U 1.7	93 Np 1.3	94 Pu 1.3	95 Am -	96 Cm -	97 Bk -	98 Cf -	99 Es -	100 Fm -	101 Md -	102 No -	103 Lr -																		

Таблица Полинга

Значения энергии и длины некоторых ковалентных связей

СВЯЗЬ	Энергия (кДж/моль)	Длина (нм)	СВЯЗЬ	Энергия (кДж/моль)	Длина (нм)
H-H	435	0,074	C-C	348	0,154
F-F	139	0,141	C=C	620	0,134
N-N	247	0,145	C≡C	810	0,120
N=N	418	0,125	C-H	415	0,109
N≡N	945	0,110	I-I	150	0,266
C-O	340	0,143	Br-Br	188	0,228
C=O	695	0,123	Cl-Cl	240	0,196
N-H	390	0,101	C-Br	280	0,197
O-H	465	0,096	C-Cl	331	0,176
H-F	566	0,092	C-I	213	0,212
H-Cl	430	0,127	C-F	448	0,140
H-Br	366	0,141	C-N	290	0,147
H-I	300	0,161	C=N	615	0,127
O-O, O=O	148, 498	146, 121	C≡N	866	0,115

Литература

1. Браун Т., Лемей Г.Ю. Химия в центре наук: В 2-х частях. Пер. с англ. – М.: Мир, 1983. – 488 с.
2. Глинка Н.Л. Общая химия / Н.Л. Глинка. – М.: Интеграл-Пресс, 2002. -704с.: ил.
3. Глинка Н.Л. Задачи и упражнения по общей химии [Текст]: Учеб. пособие для вузов / Под ред. В.А. Рабинович и Х.М. Рубиной. – М.: Интеграл-Пресс, 2002. – 240 с.
4. Зайцев О. С. Общая химия. Направление и скорость химических процессов. Строение вещества и реакционная способность [Текст]: Учеб. пособие для вузов / О. С. Зайцев – М.: Высш. Шк., 1983. – 248 с.
5. Р.А. Лидин и др. Задачи по неорганической химии [Текст]: Учеб. пособие для хим. технол. вузов /Р.А. Лидин, В.А. Молочко, Л.Л. Андреева; Под ред. Р.А. Лидина. – М.: Высш. шк., 1990. – 319 с.
6. Хьюи Дж. Неорганическая химия. Строение вещества и реакционная способность. – М.: Химия, 1987. – 696 с.
7. Яблоков В. А. Химия. Теоретические основы курса [Текст]: Учеб. пособие /В. А. Яблоков, Нижегород. гос. архитектур.-строит. ун-т – Н. Новгород: ННГАСУ, 2009. – 148 с.

Васина Янина Александровна

МОЛЕКУЛЯРНЫЙ УРОВЕНЬ ОРГАНИЗАЦИИ ВЕЩЕСТВА

Учебно-методическое пособие

для выполнения практических работ по общей химии
по направлениям подготовки 08.03.01 Строительство; 13.03.01 Теплоэнергетика и
теплотехника, направленность (профиль) Промышленная теплоэнергетика,
09.03.02 Информационные системы и технологии, направленность (профиль)
Информационные системы и технологии; 20.03.01 Техносферная безопасность,
направленность (профиль) Безопасность технологических процессов и производств;
05.03.05 Экология и природопользование, направленность (профиль) Природопользование;
27.03.01. Стандартизация и метрология, направленность (профиль) Стандартизация и
сертификация; Специальность 08.05.01 Строительство уникальных зданий и сооружений

Подписано в печать Формат 60x90 1/16 Бумага газетная. Печать трафаретная.
Уч. изд. л. 1,4. Усл. печ. л.1,7. Тираж 300 экз. Заказ №

Федеральное государственное бюджетное образовательное учреждение высшего
образования «Нижегородский государственный архитектурно-строительный университет»
603950, Нижний Новгород, ул. Ильинская, 65.
Полиграфический центр ННГАСУ, 603950, Н.Новгород, Ильинская, 65
<http://www.nngasu.ru>, srec@nngasu.ru