

Учреждение образования
«Гомельский государственный университет
имени Франциска Скорины»

А. В. Хаданович

Неорганическая химия

**Строение атома. Периодический закон
Д. И. Менделеева. Химическая связь**

Практическое пособие

для студентов специальности 1 – 31 01 01–02 –
«Биология (научно-педагогическая деятельность)»

Гомель
ГГУ им. Ф. Скорины
2018

УДК 546(076)
ББК 24.12я73
Х14

Рецензенты:
канд. биол. наук Н. И. Тимохина,
канд. хим. наук С. М. Пантелеева

Рекомендовано к изданию научно-методическим советом
учреждения образования «Гомельский государственный
университет имени Франциска Скорины»

Хаданович, А. В.

Х14 Неорганическая химия : Строение атома.
Периодический закон Д. И. Менделеева. Химическая
связь : практическое пособие / А. В. Хаданович ;
Гомельский гос. ун-т им. Ф. Скорины. – Гомель : ГГУ
им. Ф. Скорины, 2018. – 37 с.
ISBN 978-985-577-482-3

Целью создания практического пособия является оказание методической помощи студентам в изучении тем «Строение вещества», «Периодический закон», «Химическая связь». Издание содержит теоретические основы изучаемых тем, тестовые задания, составленные в рамках содержания учебной программы.

Адресовано студентам специальности 1-31 01 01-02 «Биология (научно-педагогическая деятельность)». Может быть использовано учащимися профильных химико-биологических классов при углубленном изучении химии и биологии.

**УДК 546(076)
ББК 24.12я73**

ISBN 978-985-577-482-3

© Хаданович А. В., 2018
© Учреждение образования «Гомельский
государственный университет
имени Франциска Скорины», 2018

Оглавление

Предисловие	4
Теоретические основы.....	5
Тема 1. Строение вещества, строение атома	5
Тема 2. Периодическая система элементов Д. И. Менделеева и электронное строение атомов.....	9
Тема 3. Химическая связь и строение молекул	13
Тестовые задания	21
Строение атома	21
Периодический закон и периодическая система химических элементов Д. И. Менделеева.....	25
Химическая связь. Строение вещества	31
Литература	37

Предисловие

Раздел «Неорганическая химия» служит теоретическим фундаментом для успешного усвоения специальных дисциплин современной науки и техники. Изучение химии необходимо для специалистов-биологов, химические знания которых имеют особенно важное значение в связи с необходимостью использования их в научных исследованиях и для решения экологических проблем.

Основная цель дисциплины – формирование и развитие мировоззрения и логического мышления студента, способности применения химических законов в учебной и научной деятельности; ознакомление со свойствами определенных веществ.

Основными задачами при изучении дисциплины являются:

- познание новейших достижений в области общей и неорганической химии, перспектив их использования в различных областях народного хозяйства, медицины, фармации;
- формирование умения использовать знания общей и неорганической химии для объяснения важнейших физиологических процессов, происходящих в органах и тканях человека, животных, растений;
- выработка навыков применять физико-химические методы исследований в научных исследованиях.

В настоящее пособие включен материал тем «Строение вещества», «Периодический закон», «Химическая связь», позволяющий изучить теоретические основы строения и свойств основных классов химических соединений.

Издание содержит теоретические основы изучаемых тем и тестовые задания, составленные в рамках содержания учебной программы.

Практическое пособие предназначено для студентов стационара и заочной формы обучения специальности 1 – 31 010102 – «Биология (научно-педагогическая деятельность)».

Теоретические основы

Тема 1. Строение вещества, строение атома

1.1 Атомы

Атом химического элемента состоит из положительного ядра, содержащего протоны и нейтроны, и движущихся вокруг ядра электронов. Многие из этих атомов устойчивы, они могут существовать сколь угодно долго. Известно также большое число радиоактивных атомов, которые спустя некоторое время превращаются в другие атомы в результате изменений, происходящих в ядре.

Число электронов в нейтральных атомах элементов равно положительному заряду ядра (выраженному в единицах элементарного заряда); заряд ядра равен по величине и противоположен по знаку сумме зарядов электронов. При удалении одного или нескольких электронов от атома образуется положительный ион, при присоединении электрона – отрицательный ион.

Число электронов в атоме, а следовательно, положительный заряд ядра определяет поведение атомов в химических реакциях. Химический элемент – это совокупность атомов с одинаковым зарядом ядра. Заряд ядра определяет положение элемента в периодической системе Дмитрия Ивановича Менделеева: порядковый номер элемента в периодической системе равен заряду ядра атома элемента (выраженному в единицах элементарного электрического заряда).

1.2 Составные части атома – электроны и ядро

Атомы химических элементов состоят из ядра и движущихся вокруг него электронов.

Масса электрона весьма мала по сравнению с массой легчайшего атома. Таким образом, почти вся масса атома сосредоточена в его ядре. Ядро очень мало; если атом имеет размер порядка 10^{-10} см, то радиусы атомных ядер находятся в пределах 10^{-13} – 10^{-12} см. Будучи заряженными частицами, ядро и электроны создают вокруг себя электрические поля, которые «заполняют» пространство «внутри» атома и простираются за его «пределы». Поле – это такое же материальное образование, как электроны, ядра и другие частицы.

Протон – ядро атома легкого изотопа водорода ${}^1_1\text{H}$ – имеет положительный заряд, равный по абсолютной величине заряду электрона; нейтрон – незаряженная частица. Заряд ядра определяется числом находящихся в нем протонов; сумма числа протонов Z и нейтронов N дает массовое число A :

$$A = Z + N. \quad (2.1)$$

Разновидности элементов, атомы которых имеют одинаковый заряд ядра, но различные массы, называются *изотопами*. Изотопы данного элемента отличаются друг от друга количеством нейтронов в ядрах их атомов.

1.3 Представление о световых квантах

В 1900 г. Макс Карл Эрнст Людвиг Планком (Германия) для объяснения особенностей распределения энергии в спектрах нагретых тел была развита теория, основанная на предположении, что энергия не излучается атомами непрерывно, а испускается отдельными мельчайшими неделимыми порциями – квантами, величина которых зависит от частоты излучаемого света, а именно:

$$E = h\nu. \quad (2.2)$$

В этом соотношении, называемом уравнением Планка, E – энергия кванта; ν – частота колебаний; h – постоянная Планка:

$$h = 6,62517 \cdot 10^{-27} \text{ эрг}\cdot\text{с}.$$

Таким образом, энергия тела может меняться на величины, кратные $h\nu$, подобно тому, как электрический заряд может меняться лишь на величину, кратную заряду электрона.

Излучая квант света, атом переходит из одного энергетического состояния в другое. Отсюда становится ясным физический смысл спектральных термов – термы характеризуют уровни энергии электронов в атомах. Таким образом, мы приходим к выводу, что электроны в атомах могут обладать только строго определенными значениями энергий, характеризуемыми рядом целых чисел.

1.4 Волновые свойства материальных частиц

В основе современной теории лежит представление о двойственной природе микрообъектов – они могут проявлять себя как частицы и как волны – микрообъекты обладают одновременно корпускулярными и волновыми свойствами.

Двойственная природа света. Впервые такая двойственная природа была установлена для света. В первой половине прошлого века в результате изучения интерференции и дифракции света было

экспериментально обосновано, что свет представляет собой поперечные электромагнитные колебания. Возникновение в определенных условиях явлений интерференции и дифракции является неотъемлемой особенностью любого волнового процесса.

1.5 Закон взаимосвязи массы и энергии

В 1903 г. А. Эйнштейном при помощи разработанной им теории относительности было доказано, что масса движущегося тела превышает его массу в состоянии покоя.

Эйнштейном было показано, что масса тела связана с его энергией соотношением

$$E = mc^2. \quad (2.3)$$

Это уравнение, выражающее закон взаимосвязи массы и энергии, показывает соотношение между величинами массы и энергии, которые до появления теории относительности считались независимыми друг от друга. Уравнение (2.3) устанавливает взаимосвязь между изменениями массы Δm и энергии ΔE в любом процессе; его можно записать также в виде $\Delta E = \Delta mc^2$.

Масса и энергия – лишь свойства материи; первая является мерой ее инертности, вторая – мерой движения, поэтому они не сводятся друг к другу и не превращаются друг в друга.

Уравнения Планка и Эйнштейна позволяют получить соотношение между длиной волны света и массой фотона.

Фотон не имеет массы покоя; это обусловлено тем, что он движется со скоростью света (при наличии статической массы и масса, и энергия фотона были бы бесконечно большими). Поэтому вся масса фотона является динамической, то есть, обусловлена движением, и может быть вычислена из энергии фотона по уравнению (2.3).

С другой стороны, согласно уравнению Планка

$$E = h\nu = h \frac{c}{\lambda}. \quad (2.4)$$

Сочетая это соотношение с (2.3), получаем

$$mc^2 = h \frac{c}{\lambda} \quad (2.5)$$

откуда

$$\lambda = \frac{h}{mc}. \quad (2.6)$$

Данное соотношение выражает взаимосвязь количества движения фотона mc с длиной волны света; его можно записать в виде

$$\lambda = \frac{h}{p}, \quad (2.7)$$

где p – количество движения (импульс) фотона.

1.6 Квантовые числа

Для энергетической характеристики электрона в атоме необходимо указать значения четырех квантовых чисел: главного, побочного, магнитного и спинового квантовых чисел.

Главное квантовое число n характеризует энергию электрона в атоме, размеры электронного облака и его удаленность от ядра. Оно принимает значения целых чисел, т. е. $n = 1, 2, 3, 4, 5, 6, 7 \dots$. Состояние электрона в атоме, которое характеризуется определенным значением главного квантового числа n , называется энергетическим уровнем электрона в атоме. Если $n = 1$, то электрон находится на первом энергетическом уровне; если $n = 2$, то на втором уровне и т. д. При этом чем больше значение n (т. е. больше номер энергетического уровня), тем больше энергия электрона в атоме, тем больше размер электронного облака, а значит больше облако удалено от ядра. Номер главного квантового числа n совпадает с номером периода, в котором находится данный элемент в таблице Д. И. Менделеева.

Побочное (или орбитальное) квантовое число характеризует энергию и форму орбитали, а также число подуровней на энергетическом уровне.

$l =$ от 1, 2, 3 до $n-1$, но не более 3.

Орбитали с одинаковым значением n , но разными значениями l образуют *подуровни данного энергетического уровня*.

Если $n = 1$, то $l = 0$, т. е. первый энергетический уровень содержит один подуровень: s -подуровень. На s -подуровне находится s -орбиталь, имеющая форму сферы.

Если $n = 2$, то $l = 0, 1$, т. е. второй энергетический уровень содержит два подуровня: s -подуровень, p -подуровень. На p -подуровне находятся p -орбитали, имеющие форму объемной восьмерки.

Если $n = 3$, то $l = 0, 1, 2$, т. е. третий энергетический уровень содержит три подуровня: s -подуровень, p -подуровень, d -подуровень. На d -подуровне находятся d -орбитали, имеющие форму четырехлепестковой розетки.

Если $n = 4$, то $l = 0, 1, 2, 3$, т. е. четвертый энергетический уровень содержит четыре подуровня: s -подуровень, p -подуровень, d -подуровень, f -подуровень. На f -подуровне находятся f -орбитали, имеющие сложную форму.

Магнитное квантовое число m_l (или просто m) характеризует расположение орбиталей (электронных облаков) в пространстве. Оно принимает значения всех целых чисел от -1 до $+1$, включая ноль. Магнитное квантовое число m_l характеризует число орбиталей в данном подуровне. Так, если S – подуровень ($l = 0$), то $m_l = 0$, т. е. принимает одно значение. Это значит, что на s -подуровне находится одна s -орбиталь (□). Если $l = 1$ (т. е. p – подуровень), то $m_l = -1, 0, +1$, то есть принимает 3 значения. Это значит, что на p -подуровне находится 3 орбитали (□□□): одна орбиталь расположена по оси x , другая – по оси y и третья орбиталь – по оси z .

Если $l = 2$ (т. е. d – подуровень), то $m_l = -2, -1, 0, +1, +2$, т. е. на d – подуровне 5 орбиталей (□□□□□). Аналогично на f – подуровне ($l = 3$) будет 7 орбиталей (□□□□□□□).

Состояние электрона в атоме, характеризующееся определенными значениями квантовых чисел n, l, m_l называется атомной орбиталью. Например, $2 p_x$ – орбиталь – это состояние электрона в атоме, для которого $n = 2, l = 1$ и $m_l = +1$.

Спиновое квантовое число m_s (или просто S) характеризует вращение электрона вокруг собственной оси (электрон может вращаться вокруг своей оси или по часовой стрелке или против часовой стрелки). Поэтому m_s принимает только два значения: $+1/2$ или $-1/2$. Графически спин электрона обозначается стрелкой. Обозначение $\downarrow\uparrow$ показывает, что это два электрона с антипараллельными спинами, т. е. у одного электрона $m_s = +1/2$, а у другого электрона $m_s = -1/2$.

Электроны с параллельными спинами обозначаются $\uparrow\uparrow$. У этих электронов m_s или $+1/2$ или у обоих электронов $m_s = -1/2$.

Тема 2. Периодическая система элементов Д. И. Менделеева и электронное строение атомов

Периодический закон — один из важнейших законов химии, был открыт в 1869 году русским ученым-химиком Дмитрием Ивановичем Менделеевым. В настоящее время периодический закон формулируется следующим образом: «Свойства атомов химических элементов, а также формы и свойства их соединений находятся в периодической зависимости от зарядов ядер атомов».

Периодически изменяются следующие свойства атомов и соединений:

1) физико-химические характеристики атомов:

– *радиус атома* (R , нм) — расстояние от ядра до максимума электронной плотности самой удаленной орбитали атома; ($1\text{нм} = 10^{-9}\text{ м}$);

– *энергия ионизации* (I , кДж/моль (эВ)) — количество энергии, необходимое для отрыва валентного электрона от атома, то есть $A^0 + I = A^+ + e^-$, где A^0 — нейтральный атом;

A^+ — катион;

I — энергия ионизации.

Чем меньше I , тем сильнее металлические свойства атома.

– *сродство к электрону* (F , кДж/моль (эВ)) — энергия, которая выделяется при присоединении электрона к нейтральному атому, то есть $A^0 + e^- = A^- + F$,

где A^0 — нейтральный атом;

A^- — анион;

F — сродство к электрону.

Чем больше F , тем сильнее неметаллические свойства атома.

– *электроотрицательность* (ЭО) — способность атома в соединении притягивать к себе электроны; $\text{ЭО} \approx \frac{1}{2} \cdot (I + F)$.

Чем больше ЭО , тем сильнее неметаллические свойства атома; чем меньше ЭО , тем сильнее металлические свойства атома.

Например: $\text{ЭО}(\text{Li}) = 1$, $\text{ЭО}(\text{F}) = 4,1$ — самый ЭО элемент.

2) металлические и неметаллические свойства атомов:

а) *металличность* — способность атомов легко отдавать электроны;

б) *неметалличность* — способность атомов легко принимать электроны;

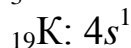
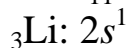
3) высшая степень окисления элементов;

Для большинства элементов она равна номеру группы.

4) кислотно-основные свойства оксидов и гидроксидов химических элементов.

Причиной периодического изменения свойств химических элементов и их соединений при увеличении заряда ядра (порядкового номера элемента в периодической системе) является *периодическая повторяемость электронного строения их атомов*. В этом заключается физический смысл периодического закона.

Например: Na повторяет свойства Li и K, так как повторяется электронное строение атомов, то есть ${}_{11}\text{Na}: 3s^1$



Химические элементы с одинаковым электронным строением атомов называются *электронными аналогами*. Электронные аналоги имеют схожие химические свойства.

Периодическая система химических элементов (ПС) — естественная классификация химических элементов, являющаяся табличным выражением периодического закона. Главный принцип построения ПС — выделение в ней периодов и групп.

Период — горизонтальный ряд химических элементов, расположенных в порядке возрастания зарядов их ядер и атомных масс, начинающийся щелочным металлом и заканчивающийся инертным газом. Исключение: I период, который начинается водородом; VII период, который является незавершенным. Периоды делят на малые (I-III) и большие (IV-VI). В VI периоде после лантана находятся 14 элементов ($Z=58-71$), которые по свойствам похожи на лантан и называются *лантаноидами*. В незавершенном VII периоде после актиния находятся 14 элементов, которые по свойствам похожи на актиний и называются *актиноидами*. Лантаноиды и актиноиды располагаются в нижней части ПС.

В малых периодах слева направо:

- 1) увеличивается заряд ядер атомов, число энергетических уровней не изменяется, поэтому радиусы атомов уменьшаются, а энергия ионизации, сродство к электрону, ЭО увеличиваются;
- 2) металлические свойства элементов ослабевают, а неметаллические — усиливаются;
- 3) основность оксидов и гидроксидов уменьшается, а кислотность увеличивается.

Чем активнее металл, тем больше основность его оксида и гидроксида. Чем активнее неметалл, тем выше кислотность его оксида и гидроксида (рисунок 1).

Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl
щелочной металл	металл	амфотерный металл	неметалл	неметалл	неметалл	неметалл

уменьшение металличности, увеличение неметалличности



Na ₂ O NaOH	MgO Mg(OH) ₂	Al ₂ O ₃ Al(OH) ₃	SiO ₂ H ₂ SiO ₃	P ₂ O ₅ H ₃ PO ₄	SO ₃ H ₂ SO ₄	Cl ₂ O ₇ HClO ₄
основной характер		амфотерный характер	кислотный характер			

уменьшение основности, увеличение кислотности



Рисунок 1 – Активность элементов III периода

Группа — вертикальный ряд химических элементов, расположенных в порядке возрастания зарядов их ядер и атомных масс, имеющих одинаковую конфигурацию внешнего (или внешнего и предвнешнего) энергетического уровня.

Группы делят на подгруппы:

A — главные; состоят из *s*- и *p*-элементов;

B — побочные; состоят из *d*-элементов.

Номер группы показывает число валентных электронов, то есть число электронов, которые могут участвовать в образовании химических связей.

В главных подгруппах сверху вниз:

1) увеличивается число энергетических уровней, при этом число электронов на внешнем энергетическом уровне одинаково, поэтому радиусы атомов увеличиваются, а энергия ионизации, сродство к электрону, ЭО уменьшаются.

Атомы элементов одной группы являются полными электронными аналогами, для них и их соединений характерны близкие свойства; неполные электронные аналоги — элементы II периода, из-за отсутствия *d*-подуровня на втором энергетическом уровне;

2) металлические свойства элементов усиливаются, неметаллические свойства ослабевают; все элементы побочных подгрупп являются металлами;

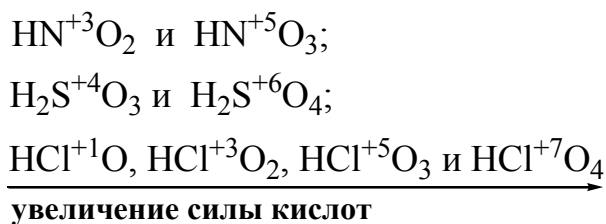
3) сила оснований увеличивается, а сила кислородсодержащих кислот уменьшается (рисунок 2).

Li	<p style="text-align: center;">↓</p> <p style="text-align: center;">увеличение металлических свойств</p>	F	<p style="text-align: center;">↓</p> <p style="text-align: center;">уменьшение неметаллических свойств</p>
Na		Cl	
K		Br	
Rb		I	
Cs			
Li ₂ O LiOH	<p style="text-align: center;">↓</p> <p style="text-align: center;">увеличение основного характера оксидов и гидроксидов</p>	—	<p style="text-align: center;">↓</p> <p style="text-align: center;">уменьшение кислотного характера оксидов и гидроксидов</p>
Na ₂ O NaOH		Cl ₂ O ₇ HClO ₄	
K ₂ O KOH		Br ₂ O ₇ HBrO ₄	
Rb ₂ O RbOH		I ₂ O ₇ HIO ₄	
Cs ₂ O CsOH			

Рисунок 2 – Изменения металличности элементов, кислотно-основного характера соединений

Если химический элемент образует несколько кислородсодержащих кислот, то их сила возрастает с увеличением степени окисления атома.

Например:



4) сила бескислородных кислот увеличивается.

Например: для элементов VIIA группы:



Тема 3. Химическая связь и строение молекул

Химическая связь – это взаимодействие, которое связывает отдельные атомные частицы в более сложные системы (молекулы, радикалы, кристаллы и т.д.).

Причиной образования химической связи является стремление атомов достигнуть более устойчивого состояния путем взаимодействия с другими атомами, т.е. состояния с минимально возможным запасом энергии. Следовательно, **основным условием образования химической связи** является понижение полной энергии E многоатомной системы по сравнению с суммарной энергией изолированных атомов, то есть $E_{A-B} < (E_A + E_B)$ в случае образования молекулы АВ из атомов А и В.

Таким образом, образование любой химической связи всегда сопровождается выделением энергии.

Природа химической связи – электростатическая, то есть представляет собой электростатическое взаимодействие между положительно заряженными ядрами и отрицательно заряженными электронами.

Главную роль при образовании химической связи между атомами играют их валентные электроны, то есть те электроны, которые обычно находятся на внешних энергетических уровнях

и наименее прочно связаны с ядрами атомов. В атоме на внешнем энергетическом уровне может содержаться от одного до восьми электронов. Завершенными, а поэтому и самыми устойчивыми, являются внешние электронные оболочки атомов благородных газов. В атоме гелия они содержат по два электрона ($1s^2$) и у остальных – по восемь электронов (ns^2np^6 , где n – номер периода).

У остальных элементов внешние энергетические уровни являются незавершенными, и поэтому в процессе химического взаимодействия каждый такой атом стремится завершить свой внешний уровень, то есть приобрести электронное строение атома ближайшего благородного газа. Достигнуть такого электронного состояния атомы могут только за счет образования химической связи.

В зависимости от способа образования устойчивых электронных структур различают три основных типа химической связи: ковалентную, ионную и металлическую. Основными параметрами химической связи являются ее длина и прочность.

Мерой прочности связи является энергия, которую необходимо затратить на разрыв этой связи. Эту характеристику называют энергией связи. В случае веществ, образованных двухатомными молекулами, ее величину рассчитывают на один моль вещества. Чем меньше энергия связи, тем менее прочной является ковалентная связь, тем больше реакционная способность вещества.

Еще одной характеристикой связи является длина связи – расстояние между ядрами химически связанных атомов. С увеличением радиусов атомов длина связи между ними увеличивается, а прочность – уменьшается. Ковалентная связь Н–Н более прочная, чем связь F–F, так как ее длина равна 0,074 нм, а связи F–F – 0,142 нм.

Увеличение кратности связи приводит к уменьшению межъядерного расстояния и упрочнению связи между атомами.

Ковалентная связь – химическая связь между атомами, осуществляемая за счет образования общих электронных пар.

Ковалентная связь – наиболее универсальный тип химической связи. Один из наиболее простых примеров ее возникновения – образование молекулы водорода H_2 из отдельных атомов. Изолированные атомы, имеющие электроны с противоположно направленными спинами, при сближении притягиваются друг к другу, в результате чего их электронные облака (атомные орбитали – АО) перекрываются с образованием общего молекулярного облака (молекулярной орбитали – МО), максимальная электронная плотность которого расположена в межъядерном пространстве. Ядра атомов

стягиваются к этой области повышенной электронной плотности до тех пор, пока не наступит равновесие между силами притяжения и отталкивания. При этом понижается потенциальная энергии системы. Минимальное значение этой энергии соответствует энергии связи в молекуле H_2 и минимально возможному расстоянию между ядрами, когда силы отталкивания уравновешены силами притяжения, то есть длине связи. Если спины электронов обоих атомов параллельны, потенциальная энергия системы при их сближении непрерывно возрастает и, следовательно, химическая связь не образуется.

Точный квантово-механический расчет многоэлектронных систем практически невозможен. Поэтому на практике используются приближенные расчетные методы. Наиболее широко известны два метода – метод валентных связей (МВС) и метод молекулярных орбиталей (ММО).

Основу МВС составляют следующие положения:

- 1) ковалентная связь образуется двумя атомами за счет двух электронов с антипараллельными спинами, то есть химическая связь локализована между двумя атомами;
- 2) связь образуется в том направлении, в котором возможность перекрывания электронных облаков наибольшая;
- 3) ковалентная связь тем прочнее, чем более полно перекрываются электронные облака.

Различают ***два основных механизма*** образования ковалентной связи – ***обменный и донорно-акцепторный***.

В первом случае ковалентная связь между двумя атомами образуется посредством двух электронов (по одному от каждого атома) с антипараллельным спином. Так как нахождение двух электронов в поле действия двух ядер энергетически выгоднее, чем пребывание каждого электрона в поле своего ядра, то в образовании ковалентной связи принимают участие все одноэлектронные орбитали внешнего энергетического уровня.

Число неспаренных электронов возможно и при взаимодействии атомов, один из которых имеет орбиталь с неподеленной парой электронов (A:), а другой – свободную орбиталь (B). В этом случае атом A предоставляет в общее пользование свою пару электронов, и она становится общей связывающей парой, образуя между этими атомами ковалентную связь.

Атом, предоставляющий электронную пару для образования связи, называется донором, а «принимающий» пару за счет свободной орбитали – акцептором. Поэтому такой механизм образования ковалентной связи получил название донорно-акцепторного.

Таким образом, атомы способны образовывать ковалентные связи разными способами. В методе МВС мерой такой способности является валентность.

Валентность – число ковалентных связей (в том числе и образованных по донорно-акцепторному механизму), которыми данный атом соединен с другими атомами. Электронные облака имеют различную форму и ориентацию в пространстве, поэтому их взаимное перекрывание реализуется различными способами. При перекрывании электронных облаков на линии, соединяющей атомы (ее часто называют линией или осью связи), формируется σ -связь.

π -связь образуется при перекрывании электронных облаков в двух областях пространства по обе стороны от линии связи.

К основным свойствам ковалентной связи относятся ее насыщенность, направленность, полярность и поляризуемость.

Насыщенность ковалентной связи заключается в том, что образование общей электронной пары, связывающей два атома, исключает ее участие в образовании других химических связей. Благодаря этому ковалентные соединения имеют строго определенный количественный состав.

Ковалентная связь между двумя атомами располагается так, чтобы обеспечить максимальное перекрывание электронных облаков, то есть можно говорить о **направленности** как свойстве этой химической связи.

Полярность связи – степень смещенности общих электронных пар к атомам с большей электроотрицательностью. Чем сильнее смещены пары, тем выше полярность связей, и наоборот.

Ковалентную связь подразделяют на неполярную (между атомами с одинаковой электроотрицательностью – N_2 , H_2) и полярную (между атомами с разной электроотрицательностью – H_2O , HCl).

Количественной характеристикой полярности связи является величина **электрического момента диполя** (ЭМД):

ЭМД связи является векторной величиной. В многоатомных молекулах суммарный дипольный момент равен векторной сумме ЭМД отдельных связей. Полярность связей и всей молекулы в целом может изменяться под действием внешнего электрического поля или под действием другой молекулы или иона. Способность к такому изменению обычно характеризуется **поляризуемостью**.

Для характеристики смещения общих электронных пар от одного атома к другому используется условная величина, называемая степенью окисления.

Степень окисления – это условный заряд атомной частицы в химическом соединении, рассчитанный исходя из предположения, что оно состоит из ионов (то есть что общие электронные пары полностью сместились к атомам с большей электроотрицательностью).

Количественно степень окисления определяется числом валентных электронов, сместившихся от одной атомной частицы (положительная степень окисления) или к ней (отрицательная степень окисления).

Степень окисления не следует отождествлять с валентностью элемента, хотя их численные значения часто совпадают, например:

$\text{H}-\text{Cl}$ (степень окисления хлора равна -1 , валентность – I),

$\text{O}=\text{C}=\text{O}$ (степень окисления углерода равна $+4$, валентность – IV).

В то время в пероксиде водорода $\text{H}-\text{O}-\text{O}-\text{H}$ степень окисления кислорода равна -1 , а его валентность – II, в молекуле азота $\text{N}\equiv\text{N}$ степень окисления его атомов равна 0 , а валентность – III.

Зная электронное строение атома элемента, можно охарактеризовать его валентные возможности. Как правило, они определяются числом электронных орбиталей, которые этот атом использует для образования химических связей. Так, атом водорода всегда проявляет валентность, равную единице (у него всего 1 орбиталь). В то время большинство элементов второго периода могут проявлять переменную валентность. В любом случае, у этих элементов максимальная валентность не может быть больше четырех, так как на внешних электронных слоях их атомов имеется всего по 4 орбитали.

У атомов элементов третьего периода в связи с появлением d -подуровня валентные возможности увеличиваются, так как в результате распаривания $3p$ - и $3s$ -электронных пар число неспаренных электронов может изменяться от четырех до семи.

Раздел химии, изучающий пространственное строение молекул, называется **стереохимией**.

В общем случае геометрическая форма молекулярной частицы определяется валентными углами. Поскольку π -связи располагаются в тех же областях межъядерного пространства, что и σ -связи, и влияют только на длину и прочность связи между атомами, геометрическая форма молекул определяется, в основном, пространственной направленностью σ -связей.

Устойчивому состоянию молекулы соответствует ее геометрическая форма с минимально возможным значением потенциальной энергии. С одной стороны, чем более полно

перекрываются электронные облака атомов, тем больше энергии выделяется при образовании связей между ними. С другой стороны, чем больше удалены друг от друга внешние электронные облака атомов, тем слабее их взаимное отталкивание и тем меньше потенциальная энергия молекулы. Поэтому пространственная форма молекулы, отвечающая минимуму ее потенциальной энергии, является результатом совместного влияния тенденции к образованию возможно более прочных связей и тенденции к максимальной удаленности друг от друга электронных пар внешнего электронного слоя атома. В соответствии с этим, для объяснения пространственной структуры молекул в рамках метода валентных связей используют два подхода.

Первый основан на предположении, что геометрия молекулы определяется условием максимального притяжения атомных ядер к области повышенной электронной плотности, поэтому направленность химической связи должна соответствовать максимальному перекрыванию взаимодействующих электронных облаков. Построенная на основе этих представлений концепция называется методом гибридизации атомных орбиталей.

Другой подход основан на предположении, что устойчивому состоянию молекулы отвечает такое пространственное расположение электронных облаков валентного слоя каждого атома, при котором их взаимное отталкивание минимально. Этот подход получил название метода отталкивания электронных пар валентной оболочки (ОЭПВО).

Согласно концепции гибридизации атомных орбиталей, в образовании ковалентных связей участвуют не «чистые», а так называемые гибридные, усредненные по форме и размерам (а следовательно, и по энергии) орбитали. Число таких орбиталей равно числу исходных «негибридных» орбиталей. Гибридные орбитали более вытянуты в пространстве, что обеспечивает их более полное перекрывание с орбиталями соседних атомов.

Пространственная организация гибридных орбиталей центрального атома определяет геометрическую форму молекулы. Так, при комбинации одной *s*- и одной *p*-орбиталей возникают две *sp*-гибридные орбитали, расположенные симметрично под углом 180° . Соответственно, связи образуемые этими орбиталями, также располагаются под углом 180° . Например, *sp*-гибридизация орбиталей атома бериллия проявляется в молекуле BeCl_2 , которая вследствие этого имеет линейную форму:



Комбинация трех орбиталей (одной s - и двух p -типа) приводит к образованию трех sp^2 -гибридных орбиталей, расположенных в одной плоскости под углом 120° (например, в молекуле BF_3).

Комбинация четырех орбиталей (одной s - и трех p -типа) приводит к sp^3 -гибридизации, при которой четыре гибридные орбитали симметрично ориентированы в пространстве к четырем вершинам тетраэдра, то есть под углом $109^\circ 28'$ (атом углерода в молекуле CH_4).

Комбинация шести орбиталей (одной s -, трех p - и двух d -орбиталей) приводит к образованию шести sp^3d^2 -гибридных орбиталей, ориентированных в пространстве под углом 90° друг к другу (атом серы в молекуле SF_6).

Основные характеристики указанных типов гибридизации приведены в таблице 1.

Строение многих молекул нельзя изобразить только одной валентной схемой с точной локализацией кратной связи, поскольку истинное их строение оказывается промежуточным между несколькими его вариантами, каждый из которых отражается отдельной схемой. Примеры частиц с многоцентровыми (делокализованными) π -связями: HNO_3 , C_6H_6 , CO_3^{2-} .

Таблица 1 – Характеристики типов гибридизации

Исходные орбитали	Число гибридных орбиталей	Тип гибридизации	Валентный угол	Пространственная конфигурация
$s+p$	2	sp	180°	линейная
$s+2p$	3	sp^2	120°	треугольная
$s+3p$	4	sp^3	$109^\circ 28'$	тетраэдрическая
$s+3p+2d$	6	sp^3d^2	90°	октаэдрическая

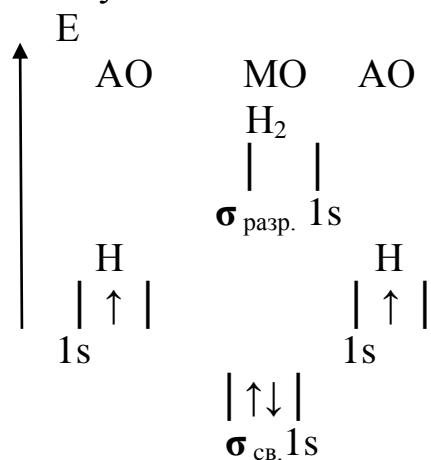
Согласно современному методу молекулярные орбитали (МО) образуются (согласно метода молекулярных орбиталей) из атомных орбиталей путем сложения и вычитания атомных орбиталей. При сложении атомных орбиталей (АО) образуется связывающая МО, у которой энергия меньше, чем у исходных АО, то есть связывающая МО образуется из АО с выделением энергии, а это энергетически выгодно.

При вычитании атомных орбиталей образуется разрыхляющая МО, у которой энергия больше, чем у исходных АО, то есть она

образуется с поглощением энергии, поэтому электроны, находящиеся на этой орбитали, ослабляют (разрушают или разрыхляют) связь между атомами.

Из n -го количества атомных орбиталей образуется n -е количество МО, причем половина из них (т. е. $n/2$) будут связывающие МО, а половина ($n/2$) будут разрыхляющие МО. Образование МО из атомных орбиталей (АО) изображают в виде энергетической диаграммы, на которой по вертикали схематически откладывают значение энергии E системы.

Например, энергетическая диаграмма образования молекулы H_2 из двух атомов H .



Здесь $\sigma_{\text{св.}} 1s$ – это молекулярная связывающая орбиталь σ – типа, образованная при сложении $1s$ атомных орбиталей двух атомов H (ее энергия меньше, чем у исходных атомных $1s$ – орбиталей, поэтому она ниже).

$\sigma_{\text{разр.}} 1s$ – это разрыхляющая МО σ – типа, образованная при вычитании $1s$ -атомных орбиталей двух атомов H (ее энергия больше, чем $1s$ -атомных орбиталей, поэтому она выше).

Таким образом, из двух АО двух атомов H образовались две МО. Оба электрона в молекуле H_2 заполняют связывающую МО ($|\uparrow\downarrow| \sigma_{\text{св.}} 1s$). Порядок связи, то есть число связей (или кратность связи) по методу молекулярных орбиталей равен числу связывающих электронов (которые находятся на связывающих МО) минус число разрыхляющих электронов (они находятся на разрыхляющих МО), деленное на два. Поэтому кратность связи в молекуле водорода $Kp(H_2) = (2-0)/2 = 1$, то есть равна 1.

Тестовые задания

Строение атома

1. Укажите значение массового числа нуклеотида ^{18}O :

- | | |
|--------|--------|
| а) 18; | г) 32; |
| б) 16; | д) 2. |
| в) 34; | |

2. Определите разность между числом нейтронов и электронов в нуклиде ^{31}P :

- | | |
|--------|--------|
| а) 0; | г) 15; |
| б) 1; | д) 16. |
| в) 31; | |

3. Укажите нуклид какого элемента характеризуется массовым числом 37 и числом нейтронов в составе его ядра, равным 20:

- | | |
|-------------|-------------|
| а) кальций; | г) лантан; |
| б) рубидий; | д) криптон. |
| в) хлор; | |

4. Укажите число электронов в составе 1 молекулы аммиака:

- | | |
|-------|--------|
| а) 7; | г) 10; |
| б) 8; | д) 3. |
| в) 9; | |

5. Укажите сумму электронов и протонов в составе молекулы оксида азота (II):

- | | |
|--------|--------|
| а) 15; | г) 46; |
| б) 30; | д) 61. |
| в) 23; | |

6. Укажите число электронов в составе иона NH_4^+ :

- | | |
|--------|--------|
| а) 9; | г) 26; |
| б) 11; | д) 10. |
| в) 17; | |

7. Укажите число электронов в составе аниона HCO_3^- :

- | | |
|--------|--------|
| а) 32; | г) 61; |
| б) 31; | д) 62. |
| в) 30; | |

8. Укажите суммарное число элементарных частиц в составе молекулы углекислого газа:

- | | |
|--------|--------|
| а) 28; | г) 22; |
| б) 14; | д) 42. |
| в) 44; | |

9. Укажите общее число элементарных частиц в составе двух катионов натрия:

- | | |
|--------|--------|
| а) 34; | г) 66; |
| б) 33; | д) 46. |
| в) 68; | |

10. Определите число атомов в молекуле фосфора, если в её составе содержится 60 электронов:

- | | |
|-------|-------|
| а) 2; | г) 6; |
| б) 3; | д) 4. |
| в) 8; | |

11. Период полураспада иодида-131 равен 8 суток. Укажите, какая доля иодида останется через 16 суток:

- | | |
|----------|-----------|
| а) 0; | г) 100 %; |
| б) 50 %; | д) 25 %. |
| в) 75 %; | |

12. Укажите заряд иона, содержащего 20 протонов и 18 электронов:

- | | |
|--------|--------|
| а) 0; | г) -1; |
| б) +2; | д) +1. |
| в) -2; | |

13. Укажите, какое максимальное число электронов может находиться на третьем энергетическом уровне:

- | | |
|--------|-------|
| а) 18; | г) 8; |
| б) 2; | д) 9. |
| в) 6; | |

14. Укажите, какое максимальное число электронов может находиться на втором энергетическом уровне:

- | | |
|-------|-------|
| а) 1; | г) 8; |
| б) 2; | д) 4. |
| в) 6; | |

15. Укажите, у иона X^+ какого химического элемента четвертого периода на третьем энергетическом уровне находится 8 электронов:

- | | |
|-------------|------------|
| а) брома; | г) магния; |
| б) серы; | д) калия. |
| в) кальция; | |

16. Укажите, у иона X^- какого химического элемента третьего периода на третьем энергетическом уровне находится 8 электронов:

- | | |
|------------|------------|
| а) хлора; | г) магния; |
| б) серы; | д) калия. |
| в) натрия; | |

17. Укажите, сколько электронов находится на внешнем энергетическом уровне атома хлора:

- | | |
|-------|-------|
| а) 2; | г) 8; |
| б) 6; | д) 7. |
| в) 5; | |

18. Укажите, в скольких молекулах водорода содержится столько же электронов, сколько их имеется в трех молекулах O_2 :

- | | |
|--------|--------|
| а) 8; | г) 48; |
| б) 6; | д) 24. |
| в) 12; | |

19. Укажите, сколько p -орбиталей находится на третьем энергетическом уровне:

- | | |
|-------|-------|
| а) 1; | г) 4; |
| б) 2; | д) 6. |
| в) 3; | |

20. Укажите, сколько s -орбиталей находится на втором энергетическом уровне:

- | | |
|-------|-------|
| а) 1; | г) 4; |
| б) 2; | д) 6. |
| в) 3; | |

21. Укажите, какое число p -электронов может находиться на третьем энергетическом уровне:

- | | |
|----------------|---------------|
| а) от 0 до 18; | г) от 2 до 8; |
| б) от 0 до 6; | д) от 2 до 6. |
| в) от 0 до 8; | |

22. Укажите, какое число p -электронов находится в атоме аргона:

- | | |
|--------|-------|
| а) 12; | г) 8; |
| б) 6; | д) 3. |
| в) 18; | |

23. Укажите, какие орбитали имеют форму шара:

- | | |
|----------|-------------|
| а) s ; | г) sp^2 ; |
| б) p ; | д) sp^3 . |
| в) d ; | |

24. Укажите, на какой орбитали электрон будет обладать наибольшей энергией:

- | | |
|-----------|-----------|
| а) $2p$; | г) $4s$; |
| б) $2s$; | д) $3p$. |
| в) $3s$; | |

25. Укажите, атом какого химического элемента имеет электронную формулу $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$:

- а) магния; г) натрия;
б) бериллия; д) алюминия.
в) кальция;

26. Укажите электронную формулу иона Na^+ :

- а) $1s^2 2s^2 2p^5$; г) $1s^2 2s^2 2p^6$;
б) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$; д) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$.
в) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$;

27. Укажите электронную формулу иона F^- :

- а) $1s^2 2s^2 2p^4$; г) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$;
б) $1s^2 2s^2 2p^5$; д) $1s^2 2s^2 2p^6$.
в) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$;

28. Укажите, какая из электронных конфигураций соответствует стационарному состоянию атома:

- а) $1s^2 2s^1 2p^1$; г) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1 3p^4$;
б) $1s^2 2s^2 2p^4$; д) $1s^2 2s^1 2p^2$.
в) $1s^2 2s^1 2p^3$;

29. Укажите, атом какого химического элемента на третьем энергетическом уровне имеет 3 электрона:

- а) Al; г) Cl;
б) B; д) Ga.
в) P;

30. Укажите, атом какого химического элемента на третьем энергетическом уровне имеет 3 p -электрона:

- а) As; г) Cl;
б) Al; д) Ga.
в) P;

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

1. Укажите, в скольких периодах располагаются химические элементы в таблице:

- а) в 2; г) в 8;
б) в 6; д) в 18.
в) в 7;

2. Укажите, сколько химических элементов входит в состав первого периода:

- а) 1; г) 32;
б) 8; д) 2.
в) 18;

3. Укажите, сколько химических элементов входит в состав шестого периода:

- а) 1; г) 32;
б) 8; д) 2.
в) 18;

4. Укажите, на скольких энергетических уровнях располагаются электроны в атомах элементов четвертого периода:

- а) 1; г) 4;
б) 2; д) 8.
в) 3;

5. Укажите, на скольких энергетических уровнях располагаются электроны в атоме магния:

- а) 1; г) 4;
б) 2; д) 8.
в) 3;

6. Укажите, на скольких энергетических подуровнях располагаются электроны в невозбужденном атоме кальция:

- а) 1; г) 4;
б) 2; д) 6.
в) 3;

7. Укажите, какое число электронов находится на внешнем электронном слое элементов V A группы:

- а) 5; г) 4;
б) 3; д) 6.
в) 7;

8. Укажите, сколько электронов находится на p -орбитали внешнего электронного слоя элементов VII A группы:

- а) 2; г) 5;
б) 3; д) 6.
в) 7;

9. Укажите число s -электронов в атоме азота:

- а) 2; г) 5;
б) 3; д) 6.
в) 7;

10. Укажите, в каком ряду указаны только p -элементы:

- а) Ce, Pr, Nd; г) Cu, Fe, Ag;
б) Mg, Sc, Kr; д) He, Ba, Rb.
в) Al, N, At;

11. Укажите ряд, в котором находятся только f -элементы:

- а) Br, He, Ba; г) Cu, Ne, Ag;
б) Ag, Sc, Kr; д) He, Na, Rb.
в) Ce, Pr, Nt;

12. Укажите, атомы элементов какой группы имеют формулу внешнего электронного слоя ns^2np^4 :

- а) IV A; г) II B;
б) IV B; д) VI A.
в) II A;

13. Дополните утверждение. Элементы в периодической системе располагаются в порядке возрастания...

- а) электроотрицательности; в) радиусов их атомов;
б) зарядов ядер их атомов; г) зарядов катионов;
д) металлических свойств.

14. Укажите атом с наибольшим радиусом:

- | | |
|--------|--------|
| а) Li; | г) Na; |
| б) K; | д) Rb. |
| в) Cs; | |

15. Укажите, радиус какой частицы наименьший:

- | | |
|----------------------|----------------------|
| а) Na ⁺ ; | г) Li ⁺ ; |
| б) Cl ⁻ ; | д) Li. |
| в) Na; | |

16. Дополните утверждение. Энергия ионизации атома – это...

- а) минимальная энергия, необходимая для отрыва от атома наиболее прочно связанного с ним электрона;
- б) минимальная энергия, необходимая для отрыва от атома наиболее слабо связанного с ним электрона;
- в) энергия, которая выделяется при присоединении электрона к атому;
- г) энергия, которая поглощается при присоединении электрона к атому;
- д) условная величина, характеризующая способность атомов притягивать к себе электроны в химических соединениях от других атомов.

17. Укажите ряд, в котором энергия ионизации возрастает:

- | | |
|----------------|----------------|
| а) B, C, N; | г) Be, Mg, Ca; |
| б) Ar, Cl, S; | д) F, O, N. |
| в) Mg, Be, Ca; | |

18. Дополните утверждение. Энергия сродства к электрону – это...

- а) условная величина, характеризующая способность атомов притягивать к себе электроны в химических соединениях от других атомов;
- б) энергия, которая выделяется при присоединении электрона к атому;
- в) минимальная энергия, необходимая для отрыва от атома наиболее прочно связанного с ним электрона;
- г) минимальная энергия, необходимая для отрыва от атома наиболее слабо связанного с ним электрона;

д) энергия, которая поглощается при присоединении электрона к атому.

19. Дополните утверждение. Электроотрицательность элемента – это...

а) энергия, которая выделяется при присоединении электрона к атому;

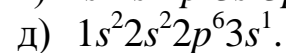
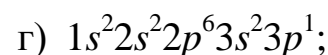
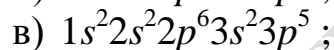
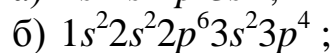
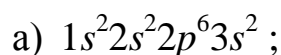
б) минимальная энергия, необходимая для отрыва от атома наиболее прочно связанного с ним электрона;

в) условная величина, характеризующая способность атомов притягивать к себе электроны в химических соединениях от других атомов;

г) энергия, которая поглощается при присоединении электрона к атому;

д) минимальная энергия, необходимая для отрыва от атома наиболее слабо связанного с ним электрона.

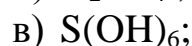
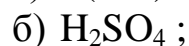
20. Укажите, с какой электронной конфигурацией элемент обладает наиболее ярко выраженными металлическими свойствами:



21. Отметьте формулу летучего водородного соединения V А группы:



22. Отметьте формулу гидроксида серы:



23. Укажите, у какого оксида наиболее ярко выражены основные свойства:



24. Укажите, у какого оксида наиболее ярко выражены кислотные свойства:

- | | |
|----------------|--------------|
| а) P_2O_5 ; | г) MgO ; |
| б) Al_2O_3 ; | д) SiO_2 . |
| в) Cl_2O_7 ; | |

25. Укажите, у какого гидроксида наиболее ярко выражены основные свойства:

- | | |
|-----------------|-----------------|
| а) $Al(OH)_3$; | г) $Mg(OH)_2$; |
| б) $NaOH$; | д) H_2SiO_3 . |
| в) KOH ; | |

26. Укажите гидроксид с наиболее ярко выраженными кислотными свойствами:

- | | |
|-----------------|-----------------|
| а) H_3PO_4 ; | г) $Mg(OH)_2$; |
| б) $Al(OH)_3$; | д) Si_2O_3 . |
| в) $HClO_4$; | |

27. Дополните утверждение. По номеру периода, в котором находятся химические элементы, можно предсказать...

- а) число электронов на внешнем энергетическом уровне;
- б) формулу его водородного соединения;
- в) число энергетических уровней в его атоме;
- г) число энергетических подуровней, на которых находятся электроны в невозбужденном атоме;
- д) заряд его катиона.

28. Укажите, у какого элемента наиболее ярко выражены восстановительные свойства:

- | | |
|----------|-----------|
| а) C ; | г) Be ; |
| б) N ; | д) F . |
| в) B ; | |

29. Укажите элемент с наиболее ярко выраженными окислительными свойствами:

- | | |
|-----------|-----------|
| а) Si ; | г) Pb ; |
| б) C ; | д) Ge . |
| в) Sn ; | |

30. Укажите массовую долю водорода в составе летучего водородного соединения фосфора:

- | | |
|------------|------------|
| а) 8,82 %; | г) 9,68 %; |
| б) 3,13 %; | д) 5,3 %. |
| в) 13,9 %; | |

Химическая связь. Строение вещества

1. Укажите неправильное утверждение:

- а) химическая связь образуется между атомами;
- б) химическая связь образуется между ионами;
- в) химическая связь – это взаимодействие, которое связывает отдельные атомы в более сложные системы;
- г) химическая связь может разрушаться и возникать в процессе химических реакций;
- д) химическая связь удерживает нейтроны и протоны в составе ядра.

2. Укажите неправильное утверждение:

- а) при образовании химической связи выделяется энергия;
- б) при образовании химической связи поглощается энергия;
- в) природа сил химической связи – электростатическая;
- г) в образовании химической связи участвуют валентные электроны;
- д) при образовании химической связи атомы стремятся завершить внешний энергетический уровень.

3. Укажите, сколько электронов не хватает атому азота для завершения внешнего энергетического уровня:

- | | |
|-------|-------|
| а) 1; | г) 4; |
| б) 2; | д) 5. |
| в) 3; | |

4. Энергия связи у молекулы водорода равна 435 кДж/моль. Укажите, какое количество энергии нужно затратить для разрыва связей в образце водорода массой 6 г:

- | | |
|--------------|--------------|
| а) 435 кДж; | г) 2610 кДж; |
| б) 870 кДж; | д) 145 кДж. |
| в) 1305 кДж; | |

5. Дополните утверждение. Полярность химической связи определяется...

- а) радиусом атомов;
- б) энергией связи;
- в) длиной связи;
- г) электроотрицательностью атомов;
- д) валентностью атомов .

6. Дополните утверждение. σ -связь не может образоваться в результате перекрывания...

- а) двух *s*-орбиталей;
- б) *s*-орбитали и *p*-орбитали;
- в) двух *p*-орбиталей;
- г) *s*-орбитали и *d*-орбитали;
- д) двух *s*-орбиталей и *p*-орбитали.

7. Укажите, сколько неподеленных электронных пар имеется в молекуле воды:

- а) 1;
- б) 2;
- в) 3;
- г) 4;
- д) 5.

8. Укажите, длина какой связи имеет наибольший размер:

- а) Н–Н;
- б) С–С;
- в) С=C;
- г) Н=Н;
- д) С \equiv С.

9. Укажите неправильное утверждение. Ковалентная связь...

- а) возникает в результате образования общих электронных пар между двумя атомами;
- б) образуется в результате перекрывания электронных облаков неспаренных электронов с антипараллельными спинами;
- в) бывает полярной;
- г) бывает неполярной;
- д) возникает между атомами металлов.

10. Дополните утверждение. Механизм образования ковалентной связи за счет обобществления неспаренных электронов двух взаимодействующих атомов называется...

- а) обобществляющим;
- б) обменным;

- в) передаточным;
- д) полярным.
- г) донорно-акцепторным;

11. Дополните утверждение. Механизм образования ковалентной связи за счет неподеленной пары электронов одного атома и свободной орбитали другого атома называется...

- а) неподеленным;
- г) донорно-акцепторным;
- б) обменным;
- д) разобщенным.
- в) передаточным;

12. Укажите, сколько ковалентных связей по обменному механизму может образовывать атом с электронной конфигурацией $1s^2 2s^2 2p^3$:

- а) 1;
- г) 4;
- б) 2;
- д) 5.
- в) 3;

13. Укажите, сколько ковалентных связей по обменному механизму может образовывать атом с электронной конфигурацией $1s^2 2s^2 2p^2$:

- а) 1;
- г) 4;
- б) 2;
- д) 5.
- в) 3;

14. Укажите, сколько ковалентных связей по обменному механизму может образовывать атом с электронной конфигурацией $1s^2 2s^1 2p^3$:

- а) 1;
- г) 4;
- б) 2;
- д) 5.
- в) 3;

15. Укажите, сколько ковалентных связей по обменному механизму может образовывать атом с электронной конфигурацией $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1 3p^3 3d^1$:

- а) 1;
- г) 4;
- б) 2;
- д) 5.
- в) 3;

16. Дополните утверждение. Атом углерода в соединении CH_4 находится в состоянии...

- | | |
|--------------------------|----------------------------|
| а) sp -гибридизации; | г) s^2p^2 -гибридизации; |
| б) sp^2 -гибридизации; | д) s^2p -гибридизации. |
| в) sp^3 -гибридизации; | |

17. Дополните утверждение. Атом бора в соединении BCl_3 находится в состоянии...

- | | |
|--------------------------|----------------------------|
| а) sp -гибридизации; | г) s^2p^2 -гибридизации; |
| б) sp^2 -гибридизации; | д) s^2p -гибридизации. |
| в) sp^3 -гибридизации; | |

18. Дополните утверждение. Атом бериллия в соединении BeCl_2 находится в состоянии...

- | | |
|--------------------------|----------------------------|
| а) sp -гибридизации; | г) s^2p^2 -гибридизации; |
| б) sp^2 -гибридизации; | д) s^2p -гибридизации. |
| в) sp^3 -гибридизации; | |

19. Дополните утверждение. Гибридные орбитали, образованные в результате sp -гибридизации, ориентированы относительно друг друга под углом...

- | | |
|------------------|------------------|
| а) 90° ; | г) 109° ; |
| б) 120° ; | д) 45° . |
| в) 180° ; | |

20. Дополните утверждение. Гибридные орбитали, образованные в результате sp^2 -гибридизации, ориентированы относительно друг друга под углом...

- | | |
|------------------|------------------|
| а) 90° ; | г) 109° ; |
| б) 120° ; | д) 45° |
| в) 180° ; | |

21. Дополните утверждение. Гибридные орбитали, образованные в результате sp^3 -гибридизации, ориентированы относительно друг друга под углом...

- | | |
|-----------------|------------------|
| а) 90° ; | б) 120° ; |
|-----------------|------------------|

в) 180 □;

д) 45 □.

г) 109 □;

22. Укажите, какая из указанных молекул имеет форму тетраэдра:

а) CO₂;

г) CH₄;

б) H₂O;

д) NH₃.

в) HCl;

23. Дополните утверждение. Геометрия молекулы определяется в основном...

а) направленностью σ-связи;

г) температурой плавления;

б) направленностью π-связи;

д) электропроводностью.

в) числом атомов в ее составе;

24. Укажите, угол между связями в какой молекуле равен 105

□:

а) CO₂;

г) CH₄;

б) H₂O;

д) NH₃.

в) NaCl;

25. Укажите, какое число катионов содержится в образце сульфата натрия массой ~14,2 г:

а) 0,1 моль;

г) $12,04 \cdot 10^{22}$;

б) $6,02 \cdot 10^{22}$;

д) $6,02 \cdot 10^{23}$.

в) 0,2 моль;

26. Укажите неправильное утверждение:

а) ионные кристаллы являются веществами немолекулярного строения;

б) ионные кристаллы имеют высокую температуру плавления;

в) ионные кристаллы при комнатной температуре плохо проводят электрический ток;

г) ионные кристаллы обладают резким запахом;

д) ионные кристаллы растворенные в воде хорошо проводят электрический ток.

27. Отметьте неверные суждения:

а) металлическая связь возникает между атомами металлов и неметаллов;

б) в узлах кристаллической решетки металлов находятся атомы и катионы металлов;

в) металлическая связь является ненаправленной;

г) в кристаллах металлов часть электронов свободно перемещаются по всему объему;

д) металлическая связь сходна с ковалентной, так как образовании и той, и другой электроны обобществляются.

28. Отметьте неверные суждения:

а) межмолекулярное взаимодействие имеет электростатическую природу;

б) межмолекулярное взаимодействие может осуществляться только между полярными молекулами;

в) межмолекулярное взаимодействие может осуществляться как между полярными, так и между неполярными молекулами;

г) обычно, чем выше масса молекул, тем сильнее межмолекулярное взаимодействие;

д) межмолекулярные взаимодействия, как правило, усиливаются с увеличением полярности молекул.

29. Укажите, какая связь возникает между молекулами воды:

а) водородная;

г) ионная;

б) ковалентная полярная;

д) металлическая.

в) ковалентная неполярная;

31. Укажите, какая химическая связь наименее прочная:

а) ковалентная, образованная по донорно-акцепторному механизму;

в) водородная;

г) металлическая;

д) ковалентная, образованная по

б) ионная;

обменному механизму.

Литература

1. Неорганическая химия. Химия элементов : учебник: в 2 т. Т. 2 . / Ю. Д. Третьяков [и др.]. – М. : МГУ и ИКЦ «Академкнига», 2007. – 537 с.
2. Тамм, М. Е. Неорганическая химия: в 3 т. Т. 1. Физико-химические основы неорганической химии / М. Е. Тамм, Ю. Д. Третьяков. – М. : Изд. центр «Академия», 2004. – 240 с.
3. Неорганическая химия : в 3 т. Т. 2. Химия непереходных элементов / А. А. Дроздов [и др.]; под ред. Ю. Д. Третьякова. – М. : Изд. центр «Академия», 2004. – 368 с.
4. Неорганическая химия : в 3 т. Т. 3. Химия переходных элементов / А. А. Дроздов [и др.]; под ред. Ю. Д. Третьякова. – Кн. 1. М. : Изд. центр «Академия», 2007. – 352 с.
5. Ардашникова, Е. И. Сборник задач по неорганической химии / Е. И. Ардашникова, Г. Н. Мазо, М. Е. Тамм; под ред. Ю. Д. Третьякова. – М. : Мир, 2004. – 208 с.
6. Задачи и вопросы по общей и неорганической химии с ответами и решениями / Ю. М. Коренев [и др.]. – М. : Мир, 2004. – 368 с.
7. Ардашникова, Е. И. Вопросы и задачи к курсу неорганической химии / Е. И. Ардашникова, Г. Н. Мазо, М. Е. Тамм. – М. : МГУ, 2000. – 208 с.
8. Ахметов, Н. С. Общая и неорганическая химия / Н. С. Ахметов. – 4-е изд., испр. – М. : Высшая школа, Изд. центр «Академия», 2001. – 743 с.

Производственно-практическое издание

Хаданович Альбина Викторовна

Неорганическая химия

**Строение атома. Периодический закон
Д. И. Менделеева. Химическая связь**

Практическое пособие

Редактор *В. И. Шкредова*

Корректор *В. В. Калугина*

Подписано в печать 22.12.2018. Формат 60x84 1/16.

Бумага офсетная. Ризография. Усл. печ. л. 2,3

Уч.-изд. л. 2,5. Тираж 25 экз. Заказ 845.

Издатель и полиграфическое исполнение:

учреждение образования

«Гомельский государственный университет имени Франциска Скорины».

Свидетельство о государственной регистрации издателя, изготовителя,
распространителя печатных изданий № 3/1452 от 17.04.2017.

Специальное разрешение (лицензия) № 02330 / 450 от 18.12.2013.

Ул. Советская, 104, 246019, Гомель.

