

Учреждение образования
«БЕЛОРУССКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ ТЕХНОЛОГИЧЕСКИЙ
УНИВЕРСИТЕТ»

НЕОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ

**Учебно-методическое пособие для студентов
химико-технологических специальностей
заочной формы обучения**

Минск 2006

НЕОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ

**Учебно-методическое пособие для студентов
химико-технологических специальностей
заочной формы обучения**

Минск БГТУ 2006

УДК 546(075.8)
ББК 24.1я7
Н 52

Рассмотрены и рекомендованы к изданию редакционно-издательским советом университета

Составители:

С. Е. Орехова, И. Е. Малашонок, В. А. Ашуйко

Рецензенты:

доцент кафедры ТЭХП и МЭТ БГТУ
кандидат химических наук *Л. Н. Новикова*;
профессор кафедры аналитической химии БГУ,
доктор химических наук *С. М. Лецев*

Неорганическая химия : учеб.-метод. пособие для студентов
Н 52 химико-технологических специальностей заочной формы обуче-
ния / сост. С. Е. Орехова, И. Е. Малашонок, В. А. Ашуйко. –
Минск : БГТУ, 2006. – 78 с.

ISBN 985-434-683-8

Учебно-методическое пособие предназначено для самостоятельной работы студентов заочной формы обучения первого курса химико-технологических специальностей. Выполнение контрольных работ позволит студентам-заочникам разобраться в учебном материале по важнейшим разделам дисциплины «Неорганическая химия».

УДК 546(075.8)
ББК 24.1я7

ISBN 985-434-683-8

© УО «Белорусский государственный
технологический университет», 2006

ПРЕДИСЛОВИЕ

Перед студентами первого курса химико-технологических специальностей ставится задача – накопить такой запас знаний по неорганической химии, который давал бы возможность не только правильно интерпретировать результаты того или иного химического процесса, но и прогнозировать химические процессы.

Основное содержание учебно-методического пособия «Неорганическая химия» составляют контрольные задания, включающие теоретические вопросы и задачи, касающиеся строения, физических и химических свойств *s*-, *p*-, *d*-элементов и их соединений. Также в него включены разделы пособия «Строение атома» и «Химическая связь», содержащие краткий теоретический обзор, ознакомление с которым поможет студентам-заочникам разобраться в материале указанных разделов и правильно выполнить контрольные задания.

Контрольные задания составлены в соответствии с программой курса, которая определяет объем требований, предъявляемых студенту при сдаче экзамена. Содержание дисциплины «Неорганическая химия» базируется на материале, рассматриваемом в курсе «Теоретические основы химии», изучаемом ранее.

При усвоении материала студентами заочной формы обучения большое значение имеет самостоятельная работа, для чего необходимо системно работать с литературой, рекомендуемой в учебно-методическом пособии.

В соответствии с учебным планом студенты химико-технологических специальностей должны выполнить две контрольные работы № 3 и № 4 по неорганической химии. В случае возникновения затруднений при выполнении контрольных работ студенты могут получить консультацию у преподавателей кафедры.

1. СТРОЕНИЕ АТОМА

Атомы и составляющие их частицы относятся к микроскопическим телам. Свойства таких частиц определяются их движением и взаимодействием. Явления, связанные с поведением частиц микромира, удастся понять и описать только на основании законов и представлений квантовой механики.

Квантовая механика представляет собой теорию, устанавливающую способ описания и законы движения микрочастиц в заданных внешних полях. Она позволяет описать структуру атомов, расшифровать их спектры, установить природу химической связи. В отличие от представлений классической физики все частицы в квантовой механике рассматриваются как носители корпускулярных и волновых свойств, которые не исключают, а дополняют друг друга. Представления о дуализме (двойственной природе) материи потребовали нового подхода к описанию состояния физических систем и их изменения во времени. Из квантовой механики вытекает, что не все физические величины могут одновременно иметь точные значения.

Отличительная черта квантовой теории – дискретность. Дискретность в переводе с латинского языка означает «разделенный, прерывистый, изменение, происходящее скачками». В начале прошлого века немецкий физик М. Планк в процессе изучения распределения теплового излучения, испускаемого нагретыми телами, установил, что энергия излучается не непрерывно, а квантами, равными величинам $h\nu$:

$$E = h\nu, \quad (1)$$

где E – энергия кванта; ν – частота колебания; h – квант действия, позже названный постоянной Планка.

Постулат Планка положен в основу квантовой механики. Выражение (1) стало количественной основой гипотезы, согласно которой атомы принимают и излучают энергию квантами, мельчайшими, далее неделимыми порциями. Постоянная Планка h разграничивает области явлений, которые можно описывать с применением законов классической физики, в этих случаях ее можно считать равной нулю, и области, для правильного истолкования которых необходима квантовая теория.

Ко времени появления квантовой механики уже было известно, что электромагнитное излучение способно обнаруживать как волно-

вые, так и корпускулярные свойства. Эти представления Луи де Бройль перенес на электроны. Из совместного решения уравнений (1) Планка и уравнения (2) Эйнштейна

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

следует, что $h\nu = mc^2$.

Выразим ν через c и λ , для фотона получим $\nu = \frac{c}{\lambda}$. Особенностью фотонов является то, что они не имеют массы покоя и существуют лишь при движении со скоростью света.

$$h \frac{c}{\lambda} = mc^2 \quad \text{или} \quad \frac{h}{\lambda} = mc.$$

Для материальной точки с массой m и скоростью движения v уравнение принимает вид, предложенный де Бройлем:

$$\lambda = \frac{h}{mv}, \quad (3)$$

где λ – длина волны электрона; h – постоянная Планка; m – масса электрона; v – его скорость; c – скорость света.

Электроны движутся со скоростями существенно меньшими, чем скорость света. Скорость света в пустоте равна $2,997\,925 \cdot 10^8$ м/с, скорость движения электрона на первой, самой близкой к ядру орбите равна $2\,185\,000$ м/с.

Из уравнения де Бройля следует, что движение микрочастиц связано с распространением волн. Уравнение (3) связывает количество движения mv , характеристику вещественной формы существования материи с характеристикой материального поля, длиной волны λ через фундаментальную константу природы h .

Следующим шагом на пути создания волновой механики была идея, сформулированная В. Гейзенбергом. Эта идея объясняла двойственную природу электрона, она появилась почти одновременно с идеей де Бройля.

Принцип неопределенности Гейзенберга: для тел атомного масштаба нельзя указать одновременно их точное положение в пространстве и направление движения.

Можно указать только вероятность нахождения электрона в определенном положении в любой момент времени. Математическое выражение принципа неопределенности:

$$\Delta x \Delta p \geq \frac{h}{2\pi}, \quad (4)$$

где Δx и Δp обозначают неопределенности в измерении координаты и импульса частицы.

Из этого принципа следует, что траекторию частицы атомного масштаба нельзя рассматривать с математической точностью. Существует полоса неопределенности, в которой частица может двигаться по всей области возможных положений.

Представления о волновой природе электронов получили экспериментальное подтверждение. Было установлено, что пучок электронов может давать дифракционный эффект, характерный только для волн. Длины волн, полученные экспериментально, совпали с рассчитанными по уравнению де Бройля.

Квантовая механика описывает атом как систему стоячих волн вокруг ядра. Систему стоячих волн можно представить как струны, концы которых закреплены, и они могут колебаться с определенными частотами. На определенном очень малом расстоянии от ядра атома амплитуды этих волн становятся незначительными, как бы ограничивая тем самым размер атома.

В качестве модели для описания поведения электрона в атоме В. Шредингер предложил использовать волновое уравнение классической механики:

$$\frac{\partial^2 A}{\partial x^2} = \frac{1}{c^2} \frac{\partial^2 A}{\partial t^2}, \quad (5)$$

где A – амплитуда волны; c – скорость перемещения волны; t – время перемещения волны.

Для описания модели атома, движение которого подобно стоячей волне, Шредингер предложил уравнение, не содержащее скорости и времени:

$$\frac{\partial^2 \psi}{\partial x^2} + \frac{\partial^2 \psi}{\partial y^2} + \frac{\partial^2 \psi}{\partial z^2} + \frac{4\pi^2 \psi}{\lambda^2} = 0, \quad (6)$$

где ψ – трехмерный аналог величины A в уравнении (5), а x, y, z – координаты трехмерного пространства.

Если в уравнение (5) подставить значение длины волны (3), то оно будет иметь вид

$$\frac{\partial^2 \psi}{\partial x^2} + \frac{\partial^2 \psi}{\partial y^2} + \frac{\partial^2 \psi}{\partial z^2} + \frac{m_0^2 v^2}{h^2} \psi = 0. \quad (7)$$

Известно, что полная энергия системы E равна сумме потенциальной U и кинетической $m_0 v^2/2$ энергий:

$$E = U + m_0 v^2 / 2. \quad (8)$$

Выразив из уравнения (8) v^2 и подставив его в уравнение (7), получим

$$\frac{\partial^2 \psi}{\partial x^2} + \frac{\partial^2 \psi}{\partial y^2} + \frac{\partial^2 \psi}{\partial z^2} + \frac{2m_0}{h^2} (E - U) \psi = 0. \quad (9)$$

Уравнение (9) позволяет определить значение волновой функции ψ . Квадрат ее модуля $|\psi|^2$ определяет вероятность данного состояния и, следовательно, вероятности для значений физических величин, характеризующих данное состояние.

Волновая функция ψ – это характеристика электрона, она имеет определенное значение в любой точке пространства и формально является трехмерным аналогом амплитуды плоской волны. Квадрат волновой функции ψ^2 пропорционален вероятности нахождения частицы (электрона) в данной области пространства с координатами x, y, z . Если электрон рассматривать как размытое распределение отрицательного заряда в пространстве, то ψ^2 – вероятность нахождения электрона в данной единице объема пространства. Точное положение электрона в пространстве в любой момент времени определить нельзя, но с помощью квадрата волновой функции можно указать вероятность его нахождения в определенном положении в любой момент времени. Решение уравнения Шредингера позволяет найти вид волновой функции и энергию электрона.

В приложении к атомам волновая механика дает те же результаты, что и боровская модель для уровней энергии электрона в атоме водорода, но в то же время с ее помощью можно правильно описать свойства более сложных атомов, чем атом водорода.

Решения волнового уравнения Шредингера могут быть получены только при определенных условиях. На орбите, по которой движется электрон, должно укладываться целое число длин волн. Число раз, которое длина волны укладывается на орбите, соответствует квантовому числу электрона n .

Область пространства, в которой вероятность обнаружения электрона составляет 95%, называется *орбиталью*. Орбиталь – не одно и то же, что орбита в теории Бора, в которой под орбитой понимают путь электрона вокруг ядра. С позиций квантовой механики можно

говорить только о вероятности пребывания электрона в данной фиксированной точке пространства, локализованной траектории движения у электрона нет.

Для одноэлектронной системы электрон как бы размазан вокруг ядра по сфере, удаленной от ядра на некотором расстоянии, образуя электронное облако неравномерной плотности. Максимальная электронная плотность отвечает наибольшей вероятности нахождения электрона и определяется квадратом волновой функции.

График функции радиального распределения электронной плотности для самой стабильной орбитали атома водорода представлен на рис. 1.

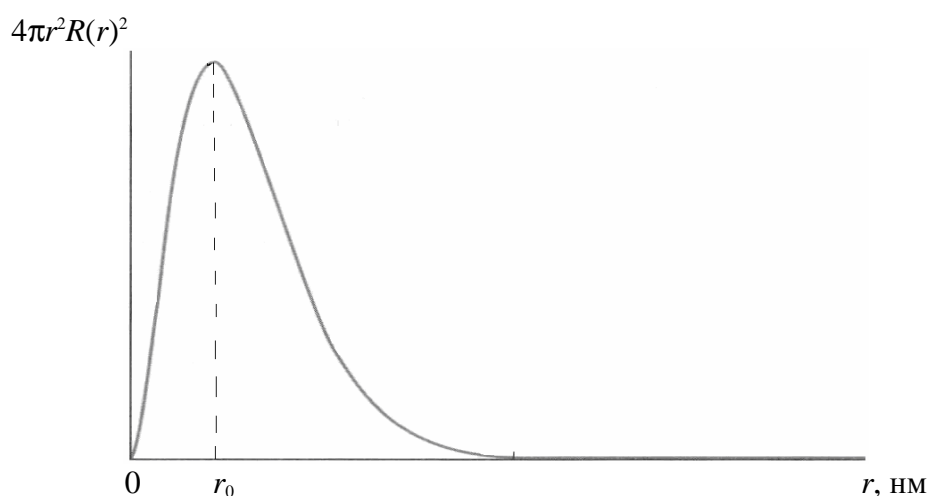


Рис. 1. Функция радиального распределения электронной плотности для 1s-атомной орбитали

На графике показано, как меняется доля электронной плотности, находящаяся в каждом тонком сферическом слое, по мере удаления от ядра. На ядре функция $4\pi r^2 \psi^2$ равна нулю, а затем проходит через максимум. Положение максимума совпадает с первым радиусом Бора $r_0 = 0,0529$ нм.

Решение уравнения Шредингера всегда содержит некоторые безразмерные параметры, представляющие собой квантовые числа n , l , m_l . Собственные функции ψ_{n,l,m_l} называют орбиталями, для их описания используют набор квантовых чисел. Орбитали могут быть представлены трехмерными ограничивающими их поверхностями, каждая имеет свою определенную форму.

1.1. Квантовые числа

Энергетическое состояние электрона в атоме характеризуется четырьмя квантовыми числами. С их помощью можно описать строение его электронной оболочки.

n – главное квантовое число. Оно может принимать целочисленные значения $1, 2, 3, \dots, \infty$. Главное квантовое число характеризует расстояние электрона от ядра или размер электронного облака, номер электронного уровня, общую энергию электрона на данном уровне. Его значение соответствует числу подуровней.

l – орбитальное (побочное) квантовое число. Оно определяет форму электронного облака, принимает значения $0, 1, 2, \dots, (n-1)$. Число значений l определяет число возможных для данного электронного уровня подуровней. Электроны могут занимать орбитали четырех разных типов в зависимости от значения l , которые называют s -, p -, d - и f -орбиталями. Буквенные обозначения соотносятся с численными следующим образом:

$$\begin{array}{cccc} 0, & 1, & 2, & 3 \\ s & p & d & f. \end{array}$$

m_l – магнитное квантовое число. Оно связано с пространственной ориентацией движения электрона во внешнем магнитном поле, учитывает влияние на энергию электрона пересечения электроном магнитных полей в атоме. Если электрон вращается по орбитали, пересекающей линии магнитного поля в перпендикулярном направлении, магнитное взаимодействие полей атома и электрона оказывается максимальным. Если электрон вращается в плоскости распространения магнитных силовых линий, то вклад магнитного взаимодействия в общий запас энергии электрона минимален. Для данных n и l квантовое число m_l может иметь значения $0, \pm 1, \pm 2, \dots, \pm l$. Число значений m_l соответствует числу орбиталей в подуровне.

m_s – спиновое квантовое число. Оно характеризует спиновый момент количества движения, так как электрон обладает еще одним видом движения, движением вокруг собственной оси. Поскольку такое вращение может иметь только два направления (по часовой стрелке и против нее), спиновое квантовое число имеет только два значения: $+1/2$ и $-1/2$.

Возможные значения четырех квантовых чисел для всех электронов, которые могут располагаться на первых четырех энергетических уровнях, приведены в табл. 1. Каждый электрон имеет свой набор квантовых чисел.

Таблица 1

Энергетический уровень n	Подуровень l	Орбиталь m_l	Спин m_s	Максимальное число электронов
1	s 0	0	$+1/2 -1/2$	2
2	s 0	0	$+1/2 -1/2$	2
2	p 1	-1, 0, +1	$+1/2 -1/2$	6
3	s 0	0	$+1/2 -1/2$	2
3	p 1	-1, 0, +1	$+1/2 -1/2$	6
3	d 2	-2, -1, 0, +1, +2	$+1/2 -1/2$	10
4	s 0	$+1/2 -1/2$	$+1/2 -1/2$	2
4	p 1	-1, 0, +1	$+1/2 -1/2$	6
4	d 2	-2, -1, 0, +1, +2	$+1/2 -1/2$	10
4	f 3	-3, -2, -1, 0, +1, +2, +3	$+1/2 -1/2$	14

1.2. Атомные орбитали и их формы

Формы s -, p - и d -орбиталей изображены на рис. 2.

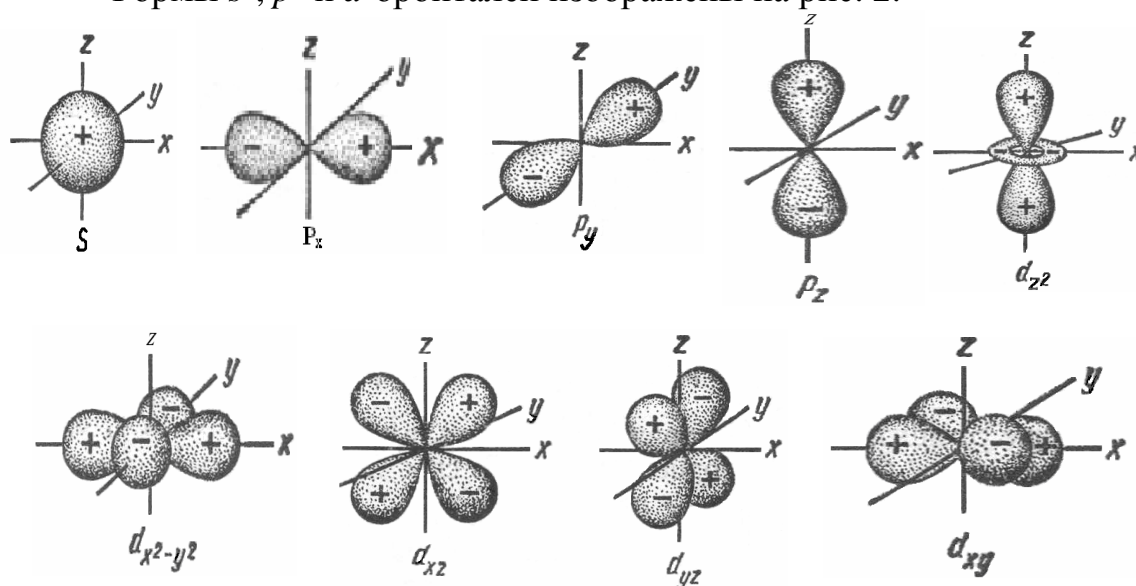


Рис. 2. Формы и способы ориентации s -, p - и d -орбиталей

Внутри каждого из приведенных контуров сосредоточена основная часть электронной плотности. Обозначенные алгебраические знаки определяются знаком волновой функции в данной области пространства. Сама электронная плотность всегда положительна, так как

определяется ψ^2 . Сферические поверхности, где происходит изменение знака ψ , а $\psi^2 = 0$, называются *узловыми*.

Любая *s*-орбиталь представляет собой сферу и всегда симметрична, *p*- и *d*-орбитали состоят из положительной и отрицательной долей. В каждом наборе имеются три орбитали *p*-типа: p_x, p_y, p_z . Соответственно в каждом наборе пять *d*-орбиталей: $d_{x^2-y^2}, d_{xy}, d_{zx}, d_{yz}, d_{z^2}$, способы их ориентации изображены на рис. 2. Различные атомные орбитали с одинаковой энергией называют *вырожденными*. Так, *np*-орбитали трехкратно вырождены; *nd*-орбитали пятикратно вырождены; *nf*-орбитали семикратно вырождены.

1.3. Электронные конфигурации атомов

Электронная конфигурация элемента – это запись распределения электронов в его атомах по уровням, подуровням и орбиталиям. При записи электронной конфигурации элемента следует руководствоваться следующими принципами и правилами.

Принцип наименьшей энергии или принцип заполнения: в невозбужденном атоме электроны расположены таким образом, чтобы энергия атома была минимальной. Электроны в основном состоянии атома заполняют орбитали в последовательности повышения орбитальных энергетических уровней. Низшие по энергии орбитали заполняются первыми. В соответствии с принципом наименьшей энергии энергетические уровни должны заполняться в последовательности от 1 к 7, а подуровни в последовательности *s – p – d – f*. Порядок заполнения энергетических уровней и подуровней без учета возможных «проскоков» электронов должен быть следующим:

$$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^2 4f^{14} 5d^{10} 6p^6 7s^2 5f^{14}.$$

«Проскоки» электронов наблюдаются у тех атомов, которые имеют на *d*-орбиталях по 4 и 9 электронов (d^4 и d^9). Это обусловлено более низкой энергией конфигураций d^5 и d^{10} по сравнению с энергиями конфигураций d^4 и d^9 . Поэтому в тех случаях, когда до образования конфигураций d^5 и d^{10} не хватает одного электрона, иногда наблюдается «проскок» электрона с внешнего *s*-подуровня на предвнешнюю *d*-орбиталь.

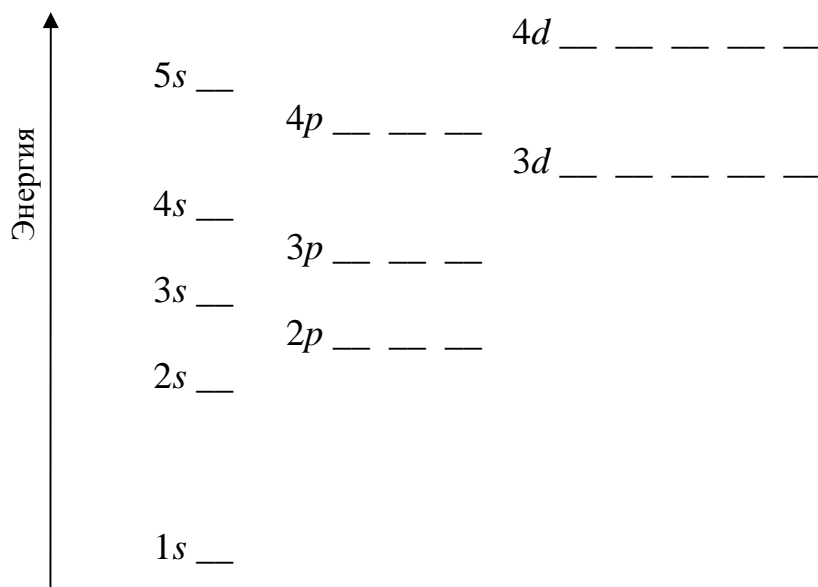


Рис. 3. Иллюстрация принципа наименьшей энергии

Принцип наименьшей энергии справедлив только для основных состояний атомов. Если атом находится в возбужденном состоянии, электроны могут находиться на любых орбиталях атомов.

Принцип Паули: в атоме не может быть двух электронов с одинаковыми значениями всех четырех квантовых чисел.

В соответствии с принципом Паули каждая орбиталь не может содержать более двух электронов.

$\uparrow\downarrow$ – разрешенное расположение спинов; $\downarrow\downarrow$ $\uparrow\uparrow$ – неразрешенное расположение спинов.

Следствие из принципа Паули: максимальное число электронов на энергетическом уровне равно удвоенному квадрату главного квантового числа $2n^2$.

Следствие из принципа Паули позволяет определить емкость энергетических уровней:

- первый $2 \cdot 1^2 = 2$ электрона;
- второй $2 \cdot 2^2 = 8$ электронов;
- третий $2 \cdot 3^2 = 18$ электронов;
- четвертый $2 \cdot 4^2 = 32$ электрона.

Правило Хунда: электроны стремятся избегать одной и той же орбитали, насколько это совместимо с энергетическими требованиями. Электроны, занимающие орбитали поодиночке, имеют одинаковые спины. Такие электроны называются неспаренными.

В соответствии с этим правилом заселение орбиталей парами электронов начинается только тогда, когда все орбитали подуровня содержат по одному электрону.

Для изображения распределения электронов по орбиталям обычно используют электронные формулы (конфигурации) атомов или энергетические диаграммы, на которых орбитали изображают в виде клеток \square . Квадрат является символом отдельной орбитали. Электроны изображают в виде стрелок $\uparrow\downarrow$, имеющих различное направление. Стрелки, направленные вверх, соответствуют электронам, имеющим положительное значение спинового квантового числа, а направленные вниз – отрицательное. Клетки располагают в порядке увеличения энергии. Такие схемы распределения электронов в атомах называют электронно-графическими.

Рассмотрим, как осуществляется запись электронной конфигурации на конкретном примере. Пусть нужно записать электронную конфигурацию атома, в котором общее количество электронов – 11. Атом находится в основном состоянии. В соответствии с принципом наименьшей энергии в первую очередь полностью заполняются наиболее низкие по энергии уровни и подуровни в соответствии с их емкостью, поэтому электронную конфигурацию атома нужно записать $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$. Из этой записи следует, что первый энергетический уровень заполнен полностью, второй тоже, на третьем энергетическом уровне s -орбиталь заполнена наполовину.

Атом азота имеет семь электронов, электронная конфигурация атома: $1s^2 2s^2 2p^3$.

Электронно-графическая схема для атома, находящегося в основном состоянии, представлена на рис. 4 (распределение электронов на p -подуровне произведено в соответствии с правилом Хунда.).

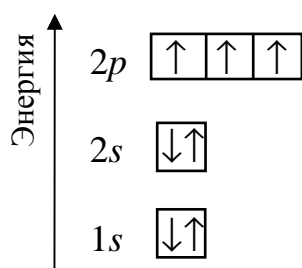


Рис. 4. Электронно-графическая схема атома азота

Для упрощения записи электронно-графические схемы изображают без учета различия энергетических уровней, т. е. в строку.



Запись электронной конфигурации атома может быть полной или сокращенной. В случае записи полной электронной конфигурации указывают распределение всех электронов, имеющих в атоме, по уровням и подуровням. В случае записи сокращенной электронной конфигурации указывают распределение электронов только внешнего электронного уровня. Например, полная электронная конфигурация атома мышьяка с порядковым номером 33 записывается: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^3$, сокращенная электронная конфигурация включает информацию только о внешнем электронном уровне: $4s^2 4p^3$. Из этой записи следует, что элемент находится в 4-м периоде (арабская цифра 4), в 5-й группе (5 электронов на внешнем четвертом энергетическом уровне) и в главной подгруппе, так как внешний электронный слой содержит только s - и p -электроны.

1.4. Энергия ионизации

Экспериментальным доказательством наличия уровней в электронной оболочке атома являются величины энергий ионизации атомов.

Энергия ионизации I : энергия, необходимая для удаления 1 моля электронов от 1 моля атомов какого-либо элемента в газовой фазе. Энергия ионизации характеризует процесс $A \rightarrow A^+ + e^-$.

От атома можно оторвать один электрон, в результате чего образуется однозарядный катион, энергия ионизации в таком случае называется первой и обозначается I_1 . Можно последовательно удалить второй, третий и т. д. электроны от соответствующих ионов, и тогда энергия ионизации будет называться второй (I_2), третьей (I_3), и т. д. Значение каждой последующей энергии ионизации значительно превышает величину предыдущей ($I_n > I_{n-1}$). Для каждого атома число энергий ионизации равно порядковому номеру атома. Экспериментальное определение энергии ионизации осуществляется на основании атомных спектров атомов различных элементов. В периодической системе энергии ионизации атомов уменьшаются сверху вниз в главных (А) подгруппах и остаются практически неизменными или слегка увеличиваются сверху вниз в побочных (В) подгруппах элементов. Максимумы наблюдаются у атомов благородных газов, а минимумы – у атомов щелочных металлов. Энергии ионизации в целом увеличи-

ваются по периоду при переходе от типичных металлов к типичным неметаллам. Изменение энергии ионизации в периоде немонотонно, что объясняется особенностями электронного строения атомов, находящихся в периоде.

Элементы – электронные аналоги, имеющие одинаковую электронную конфигурацию внешнего энергетического уровня, составляют группы периодической системы. В главных (А) подгруппах периодической системы расположены атомы элементов, у которых заполняются электронами s - и p -подуровни внешнего энергетического уровня. Номер группы совпадает с числом электронов, находящихся на внешнем энергетическом уровне. В побочных (Б) подгруппах расположены атомы элементов, у которых валентными электронами являются электроны внешнего подуровня s и незаполненного предвнешнего подуровня d , общее число которых также совпадает с номером группы.

Повторение электронных структур атомов через некоторые промежутки в периодической системе и повторение химических свойств элементов через такие же промежутки позволило сформулировать **новую редакцию периодического закона Д. И. Менделеева**: периодическое изменение свойств элементов и их соединений зависит от периодически повторяющейся структуры электронной оболочки их атомов.

2. ХИМИЧЕСКАЯ СВЯЗЬ

Атомы объединяются в молекулы при возникновении между ними химических связей.

Образование химического соединения (молекулы, сложного иона и др.) происходит потому, что оно более энергетически устойчиво, чем состояние отдельных атомов. Природа химической связи объясняется взаимодействием электрических полей, электронов и ядер атомов, участвующих в образовании химического соединения. В зависимости от характера распределения электронной плотности между взаимодействующими атомами различают три основных типа химической связи: *ковалентную, ионную, металлическую*.

Для описания химических связей в любых молекулах в настоящее время наибольшее распространение получили полуэмпирические методы – метод валентных связей (ВС) и метод молекулярных орбиталей (МО). В основе этих методов лежат представления квантовой механики.

Химическая связь характеризуется следующими параметрами: длиной, прочностью, валентным углом.

Длина связи – это расстояние между ядрами химически связанных атомов.

Валентный угол – угол между воображаемыми прямыми, проходящими через ядра химически связанных атомов.

Прочность связи определяется *энергией связи* – количеством энергии, которое затрачивается на ее разрыв или выделяется при ее образовании.

Например, энергия связи O–O в молекуле O₂ составляет 494 кДж/моль. Это означает, что при образовании из изолированных атомов 1 моля газообразного кислорода выделяется 494 кДж. Такое же количество энергии потребуется на разрыв связи O–O в молекуле O₂.

2.1. Метод валентных связей

Модель метода валентных связей (или метод локализованных электронных пар) основана на положении, что каждая пара атомов в молекуле удерживается вместе при помощи одной или нескольких общих электронных пар. Согласно методу ВС, химическая связь локализована между двумя атомами, т. е. она двухцентровая и двухэлектронная.

Основные положения метода ВС:

1. Ковалентная связь образуется между двумя атомами за счет взаимодействия электронных орбиталей с антипараллельными спинами электронов.

2. Связь располагается в направлении, обеспечивающем наибольшую степень перекрывания электронных орбиталей.

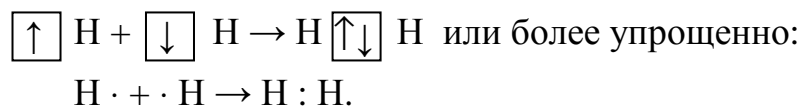
3. Ковалентная связь тем прочнее, чем более полно перекрываются электронные орбитали.

Ковалентная связь обладает насыщенностью, направленностью и поляризуемостью.

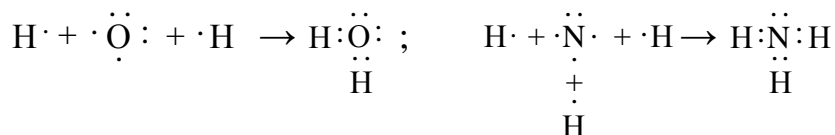
Вследствие насыщенности связи молекулы имеют определенный состав и существуют в виде частиц с определенной структурой. *Насыщенность* связи тесно связана с понятием валентности, которая подразумевает способность атома данного элемента присоединять определенное число атомов другого элемента. В представлении метода ВС *численное значение валентности соответствует числу ковалентных связей, которые образует рассматриваемый атом.*

Различают следующие механизмы образования ковалентной связи: спин-валентный и донорно-акцепторный.

Спин-валентный механизм образования химической связи осуществляется парой электронов и предполагает взаимодействие орбиталей валентных электронов разных атомов с антипараллельными спинами. Например, образование молекулы водорода из атомов:

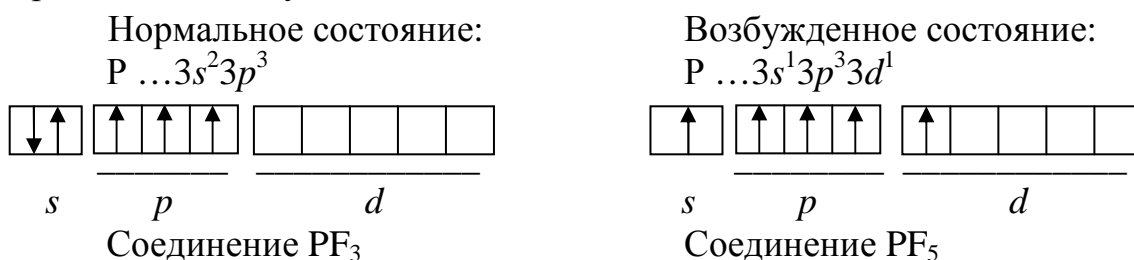


Поскольку пребывание двух электронов в поле действия двух ядер энергетически выгоднее, чем нахождение каждого электрона в поле действия своего ядра, в образовании ковалентных связей принимают участие все одноэлектронные облака. Например, атомы кислорода и азота могут соединяться с двумя и тремя атомами водорода соответственно:

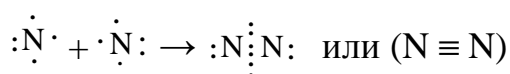


В этом случае для образования связи каждый из атомов предоставляет по одному электрону.

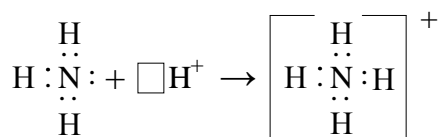
Число неспаренных электронов в атоме может быть различным. Так, у атома фосфора в нормальном состоянии три неспаренных электрона. При возбуждении атома фосфора 3s-электроны распариваются, а атом P проявляет бóльшую валентность. Распаривание возможно в том случае, когда затраты энергии, необходимые для возбуждения, невелики и окупаются энергией, выделяющейся при образовании соединения, в котором элемент проявляет бóльшую валентность.



В случае образования химической связи между атомами одного элемента, осуществляемой двумя или тремя парами электронов, связь является кратной и называется двойной или тройной соответственно. Например:



Донорно-акцепторный механизм образования ковалентной связи возможен при взаимодействии частиц (атомов), одна из которых имеет свободную орбиталь, другая – пару электронов:



Частица, предоставляющая для связи двухэлектронное облако, называется донором, частица со свободной орбиталью, принимающая электронную пару, называется акцептором. В рассмотренном случае молекула аммиака за счет пары электронов азота – донор, а ион водорода H⁺, имеющий свободную орбиталь, – акцептор.

Электронные облака атомов имеют различную форму, их взаимное перекрывание может осуществляться разными способами. В зависимости от способа перекрывания и симметрии образующегося облака различают сигма (σ), пи (π) и дельта (δ) связи.

σ -связи образуются при перекрывании облаков по линии, соединяющей ядра атомов (рис. 5).

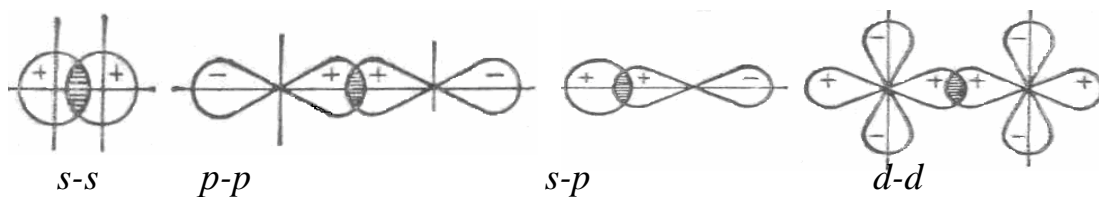


Рис. 5. Пример σ -связи

π -связи образуются при перекрывании электронных облаков по обе стороны от линии, соединяющей ядра атомов (рис. 6).

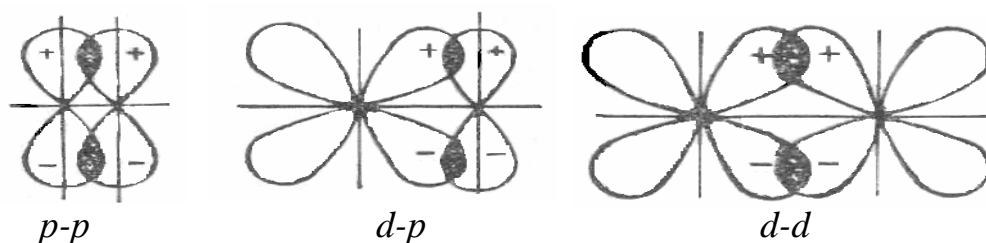


Рис. 6. Пример π -связи

δ -связи образуются при перекрывании всех четырех лепестков d -электронных облаков, расположенных в параллельных плоскостях.

Степень перекрывания электронных облаков определяет прочность любой связи. Максимальное число σ -связей, образованных атомами одного элемента, определяется числом связанных с ним соседних атомов. Так как гантелевидные p -орбитали расположены в атомах под углом 90° друг к другу, то и образующиеся в молекулах π -связи должны располагаться перпендикулярно относительно друг друга (рис. 7).

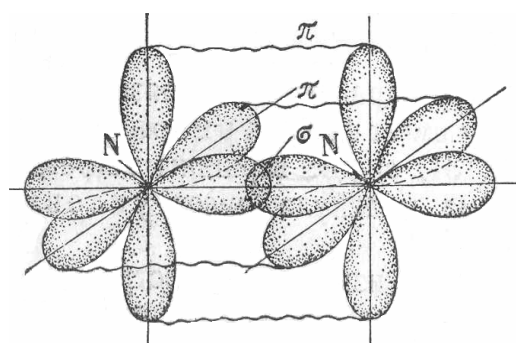


Рис. 7. Схема связей в молекуле N_2

Направленность ковалентной связи обуславливается тем, что электронные облака атомов имеют определенную конфигурацию – расположение в пространстве. Часто в образовании связи участвуют *орбитали разных конфигураций*. Для объяснения того, как неравноценные по исходному состоянию орбитали образуют равноценные химические связи используются представления о *гибридизации валентных орбиталей*. Гибридизация сопровождается изменением формы и энергии электронных облаков, которое происходит при поглощении энергии и сопровождается образованием одинаковых по форме и энергии гибридных облаков (орбиталей). Понятно, что незначительные затраты энергии при таких изменениях окупаются при образовании равноценных связей. Гибридные орбитали изображают в виде неправильной сильно смещенной в одну сторону гантели.

Например, при смешивании одной *s*- и одной *p*-орбиталей происходит *sp*-гибридизация, за счет которой образуются две гибридные *sp*-орбитали (*q*-орбитали). Эти орбитали в силу расталкивания расположены друг относительно друга под углом 180° (рис. 8).

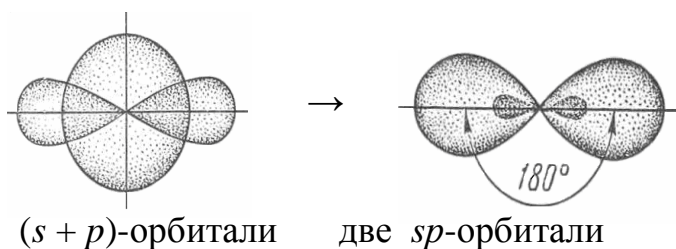


Рис. 8. Схема образования *sp*-гибридных орбиталей

Комбинация трех орбиталей – одной *s*- и двух *p*-орбиталей приводит к *sp²*-гибридизации. Три *sp²*-гибридные орбитали направлены к вершинам равностороннего треугольника под углом 120° (рис. 9).

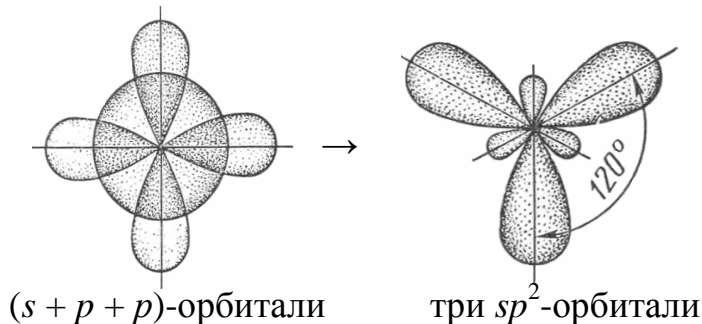


Рис. 9. Схема образования *sp²*-гибридных орбиталей

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, т.е. под углом $109^{\circ}28'$ (рис. 10).

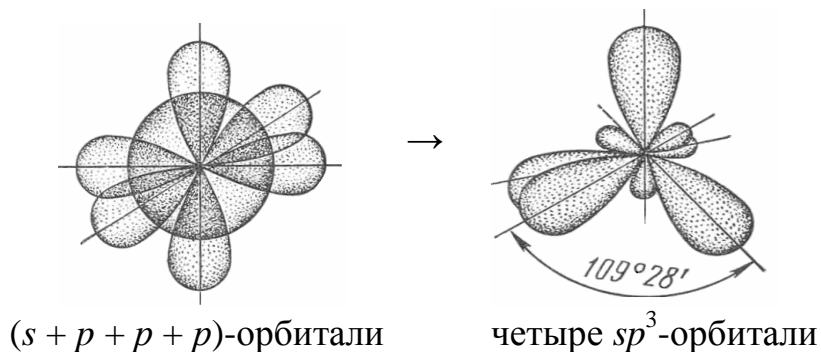

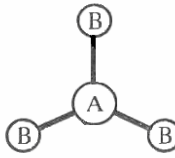
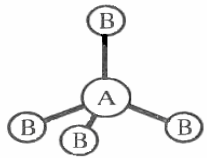
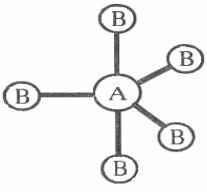
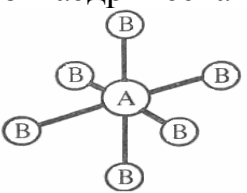
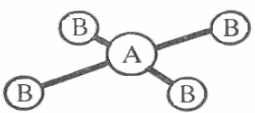


Рис. 10. Схема образования sp^3 -гибридных орбиталей

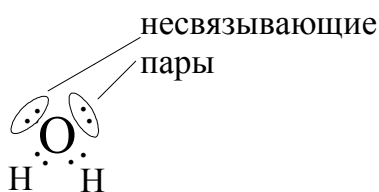
Кроме рассмотренных, возможны и другие типы гибридизации валентных орбиталей. Каждый тип гибридизации объясняет пространственную конфигурацию молекул. Примеры строения молекул некоторых веществ и ионов с различным типом гибридизации приведены в табл. 2.

Таблица 2

Тип гибридизации орбиталей	Геометрическая форма молекулы	Примеры
sp	линейная 	BeF_2 , $[\text{Ag}(\text{CN})_2]^-$
sp^2	треугольная 	BF_3 , NO_3^-
sp^3	тетраэдрическая 	CH_4 , SiF_4

Тип гибридизации орбиталей	Геометрическая форма молекулы	Примеры
sp^3d или dsp^3	тригонально-дипирамидальная 	PF_5 , $Fe(CO)_5$
sp^3d^2 или d^2sp^3	октаэдрическая 	SF_6 , $[SiF_6]^{2-}$
dsp^2	квадратная 	$[Ni(CN)_4]^{2-}$

В некоторых молекулах не все гибридные орбитали участвуют в образовании связи. Электронные пары, находящиеся на таких орбиталях, называются *несвязывающими* (или *неподеленными*). Например, в атоме кислорода молекулы воды две пары электронов являются несвязывающими:



Связывающая электронная пара локализована между двумя атомами и поэтому занимает меньшее пространство, чем облако несвязывающей пары. Это определяет разную степень расталкивания гибридных орбиталей и приводит к уменьшению валентного угла по сравнению с углом, определяемым из типа гибридизации. Например, тип гибридизации во всех трех молекулах CH_4 , NH_3 , H_2O sp^3 , а валентные углы разные (рис. 11).

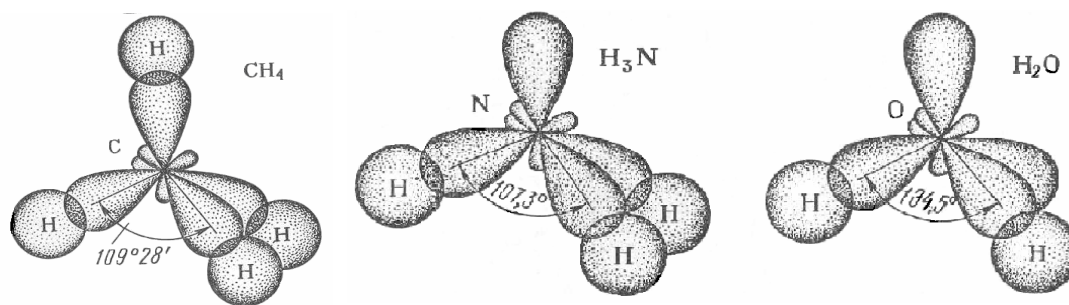
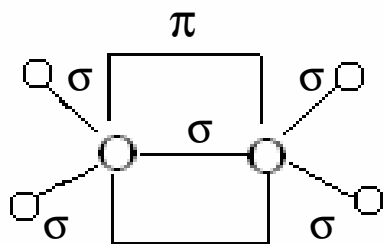


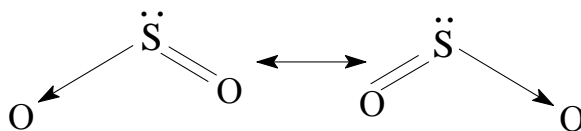
Рис. 11. Схема sp^3 -гибридных орбиталей в молекулах CH_4 , H_3N , H_2O

В сложных молекулах орбитали, образующие π -связь, которые также не принимают участия в гибридизации должны быть определенным образом ориентированы в пространстве. Это было бы невозможно, будь они гибридными. Например, в молекуле этилена атомы углерода находятся в состоянии sp^2 -гибридизации, что определяет ее плоское строение и валентный угол 120° . При этом две негибридные p -орбитали двух атомов углерода образуют π -связь в плоскости, перпендикулярной плоскости расположения ядер молекулы C_2H_4 .



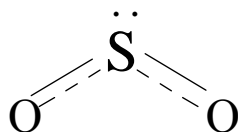
Строение многих молекул нельзя изобразить только одной схемой с локализованной π -связью. В таких случаях строение молекулы может отражаться несколькими структурами с помощью метода ВС, которые по отношению друг к другу являются резонансными.

Например, молекула SO_2 может быть изображена в виде двух резонансных структур:



Истинная структура молекулы оказывается промежуточной между ними. В молекуле SO_2 оба атома кислорода связаны

равноценными по длине и энергии связями. Ее строению в большей степени соответствует промежуточная структура с делокализованной π -связью:



Делокализованная π -связь изображена пунктирной линией. В этом случае электронная пара, образующая π -связь, принадлежит не двум, а трем атомам и является трехцентровой.

Полярность ковалентной связи объясняется различной электроотрицательностью атомов, образующих молекулу. Двухэлектронное облако сдвигается к более электроотрицательному атому, и в молекуле проявляется электрический момент диполя. Чем больше различие в электроотрицательности двух элементов, тем больше связь отличается от ковалентной и тем больше в ней доля ионной связи.

Следует различать полярность связей и полярность молекул. Связи в молекуле могут быть полярными, а сами молекулы неполярными в случае высокой симметрии молекулы. Момент диполя в сложных молекулах представляет собой векторную сумму моментов связей групп и неподеленных пар этой молекулы. Например, момент диполя симметрично связанных молекул CO_2 (sp -гибридизация) и SO_3 (sp^2 -гибридизация) равен нулю, хотя связи $\text{C} = \text{O}$ и $\text{S} = \text{O}$ полярны.

2.2. Метод молекулярных орбиталей

Если теория метода ВС сохраняет за атомами, входящими в состав молекулы, их индивидуальность, то теория метода МО (метод линейной комбинации атомных орбиталей ЛКАО) рассматривает молекулу как единую частицу, представляющую собой совокупность ядер и электронов, в которой каждый электрон движется в поле остальных электронов и всех ядер. Каждый электрон находится на орбитали, охватывающей всю молекулу. Такая орбиталь называется *молекулярной*.

По аналогии с атомными s -, p -, d -, f -орбиталями молекулярные орбитали обозначают греческими буквами σ , π , δ , ϕ . Заполнение

молекулярных орбиталей происходит так же, как и атомных, с соблюдением принципа Паули, принципа наименьшей энергии и правила Хунда; на каждой МО может находиться не более двух электронов.

Образование МО из атомных орбиталей (АО) происходит при соблюдении определенных условий:

1. Число образующихся МО должно быть равно числу исходных АО.

2. АО, образующие МО, должны иметь близкие или одинаковые значения энергий.

3. Взаимодействующие АО должны иметь одинаковую симметрию относительно линии связи в молекуле.

4. АО должны в достаточной степени перекрываться при образовании МО. Поэтому орбитали внутренних слоев атомов практически не участвуют в образовании связи и в методе МО обычно не рассматриваются.

В методе МО образование молекулярных орбиталей рассматривается как результат сложения и вычитания комбинируемых АО. Молекулярная орбиталь, возникающая в результате сложения АО, отвечает более низкому значению энергий, чем исходные АО. Такая МО имеет повышенную электронную плотность в пространстве между ядрами и способствует образованию химической связи, она называется *связывающей* (св.).

Молекулярная орбиталь, возникающая в результате вычитания АО, отвечает более высокому значению энергий, чем исходные АО. Электронная плотность в этом случае сконцентрирована за ядрами атомов, а между ними равна нулю. Подобные МО энергетически менее устойчивы, они приводят к ослаблению химической связи и называются *разрыхляющими* (разр.).

Образование молекулярных орбиталей из атомных орбиталей изображают схематически в виде энергетических диаграмм, на которых молекулярные и атомные орбитали обозначаются либо в виде клеточек \square , либо в виде кружочков O, а электроны на них – стрелками, направленными вверх (\uparrow) или вниз (\downarrow). Орбитали на диаграммах размещают в соответствии с их энергией.

Рассмотрим построение такой энергетической диаграммы на примере молекулы водорода H_2 (рис. 12).

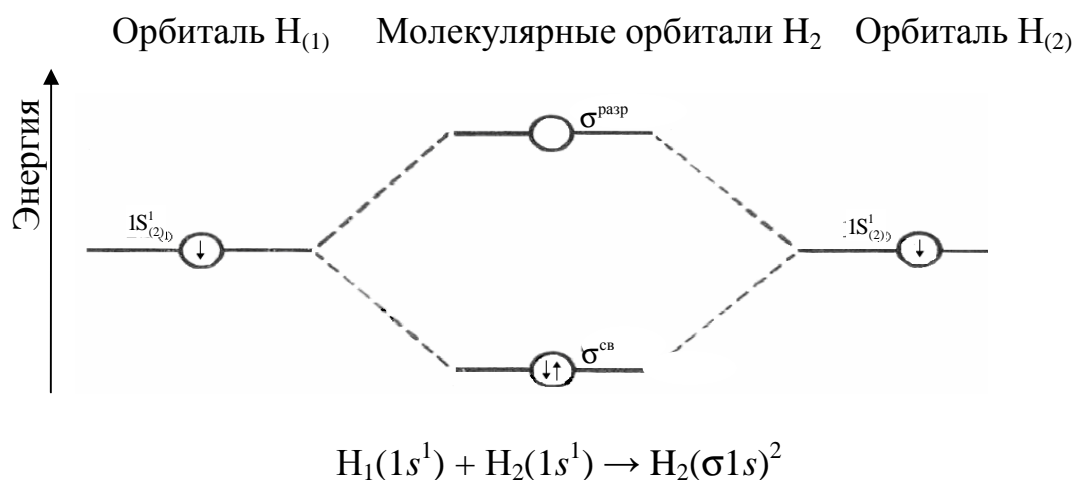


Рис. 12. Энергетические уровни МО молекулы H_2

Электроны, занимающие связывающие и разрыхляющие МО, называются соответственно связывающими и разрыхляющими. Устойчивая молекула образуется в случае, если сумма электронов, расположенных на связывающих МО, превышает сумму электронов на разрыхляющих МО.

Порядок связи равен половине разности числа электронов на связывающих $N_{св}$ и разрыхляющих $N_{разр}$ МО:

$$\text{Порядок связи} = \frac{N_{св} - N_{разр}}{2}.$$

Чем выше порядок связи, тем прочнее молекула.

Рассмотрим использование метода МО на примере двухатомных гомоядерных молекул элементов II периода периодической системы. Согласно спектроскопическим данным, молекулярные орбитали двухатомных гомоядерных молекул элементов II периода по энергии располагаются следующим образом:

а) для молекул Li_2 , Be_2 , B_2 , C_2 , N_2 этот порядок $\sigma_{2s}^{св} < \sigma_{2s}^{разр} < \pi_{2p_y}^{св} = \pi_{2p_z}^{св} < \sigma_{2p_x}^{св} < \pi_{2p_y}^{разр} = \pi_{2p_z}^{разр} < \sigma_{2p_x}^{разр}$ представлен энергетической диаграммой, изображенной на рис. 13.

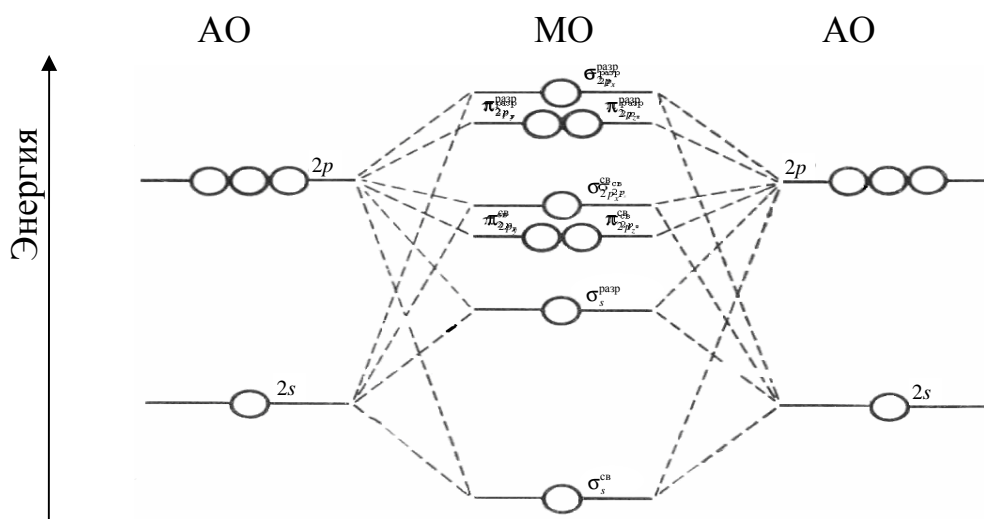


Рис. 13. Энергетическая диаграмма молекул Li_2 , Be_2 , B_2 , C_2 , N_2

б) для молекул O_2 , F_2 , Ne_2 этот порядок $\sigma_{2s}^{\text{cb}} < \sigma_{2s}^{\text{разр}} < \sigma_{2p_x}^{\text{cb}} < \pi_{2p_y}^{\text{cb}} = \pi_{2p_z}^{\text{cb}} < \pi_{2p_y}^{\text{разр}} = \pi_{2p_z}^{\text{разр}} < \sigma_{2p_x}^{\text{разр}}$ представлен энергетической диаграммой, изображенной на рис. 14.

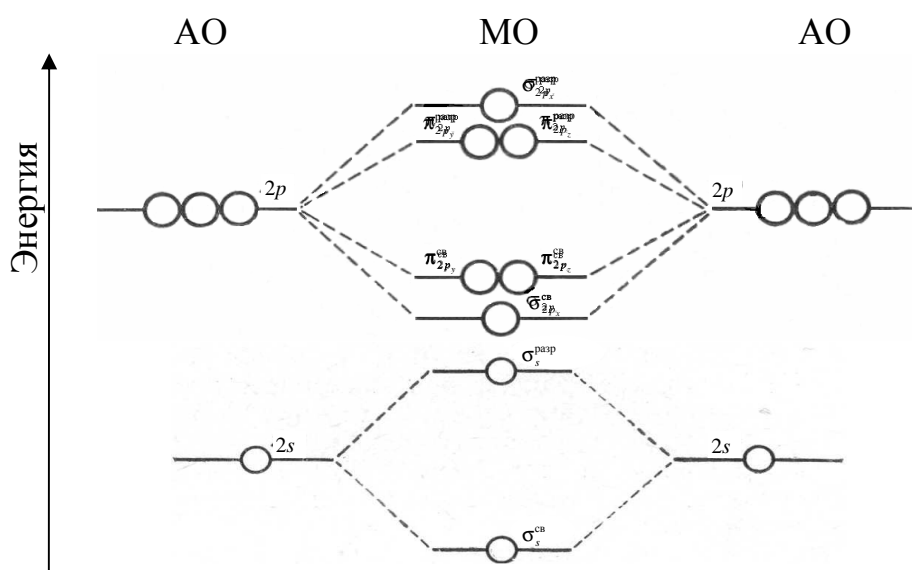


Рис. 14. Энергетическая диаграмма молекул O_2 , F_2 , Ne_2

Записав электронную конфигурацию молекулы, можно сделать вывод о прочности и длине связи в молекуле, а также определить ее магнитные свойства.

Метод МО позволяет характеризовать не только молекулы, но и молекулярные ионы. Рассмотрим строение O_2 и O_2^+ . Изобразим

заполненную электронами энергетическую диаграмму каждой из этих частиц (рис. 15, 16) в соответствии с принципом наименьшей энергии, принципом Паули и правилом Хунда.

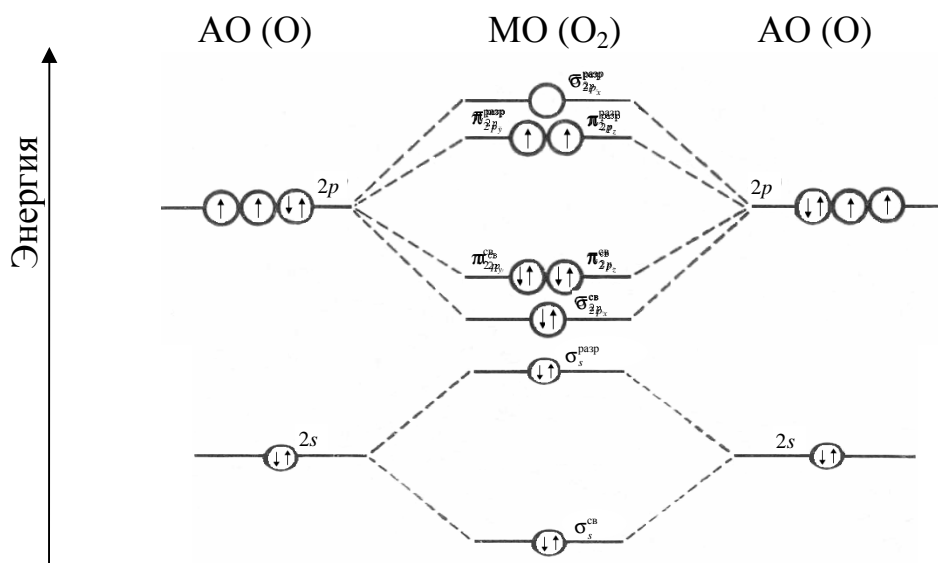


Рис. 15. Энергетическая диаграмма молекулы O₂

АО (O) ... $2s^2 2p^4$

МО (O₂) $KK(\sigma_{2s}^{cb})^2(\sigma_{2s}^{разр})^2(\sigma_{2p_x}^{cb})^2(\pi_{2p_y}^{cb})^2(\pi_{2p_z}^{cb})^2(\pi_{2p_y}^{разр})^1(\pi_{2p_z}^{разр})^1$,

где K – электронная конфигурация K-слоя атомов кислорода, которые практически не участвуют в образовании связи.

$$\text{Порядок связи (O}_2\text{)} = \frac{8 - 4}{2} = 2.$$

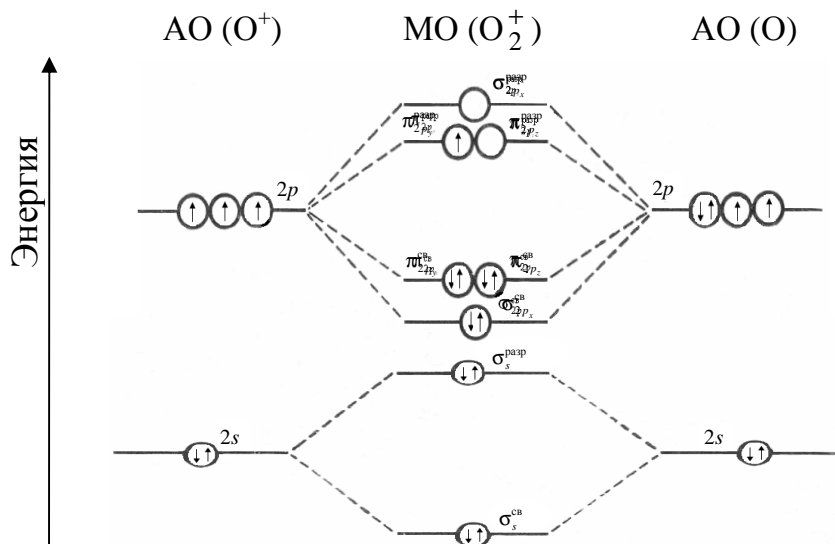
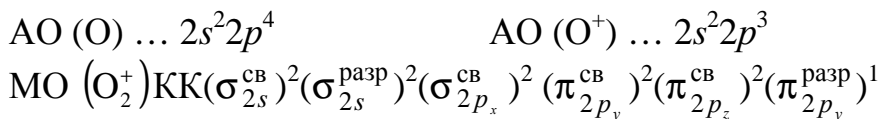


Рис. 16. Энергетическая диаграмма молекулярного иона O₂⁺



$$\text{Порядок связи (O}_2^+) = \frac{8-3}{2} = 2,5.$$

Так как порядок связи иона O_2^+ выше, чем молекулы O_2 , то ион O_2^+ более устойчив, чем молекула O_2 , длина связи в ионе O_2^+ меньше, чем в молекуле O_2 . Наличие неспаренных электронов в МО O_2 и ионе O_2^+ определяет их *парамагнитные свойства*. В случае отсутствия неспаренных электронов в МО проявляются *диамагнитные свойства* молекул.

Гетероядерные двухатомные молекулы метод МО описывает так же, как и гомоядерные двухатомные молекулы. В этом случае энергии атомных орбиталей разных атомов различаются. В связывающую орбиталь большой вклад вносит орбиталь более электроотрицательного атома, а в разрыхляющую – орбиталь менее электроотрицательного атома. Энергетические диаграммы молекул типа АВ, где атом В более электроотрицателен, чем атом А, имеют следующий вид (рис. 17).

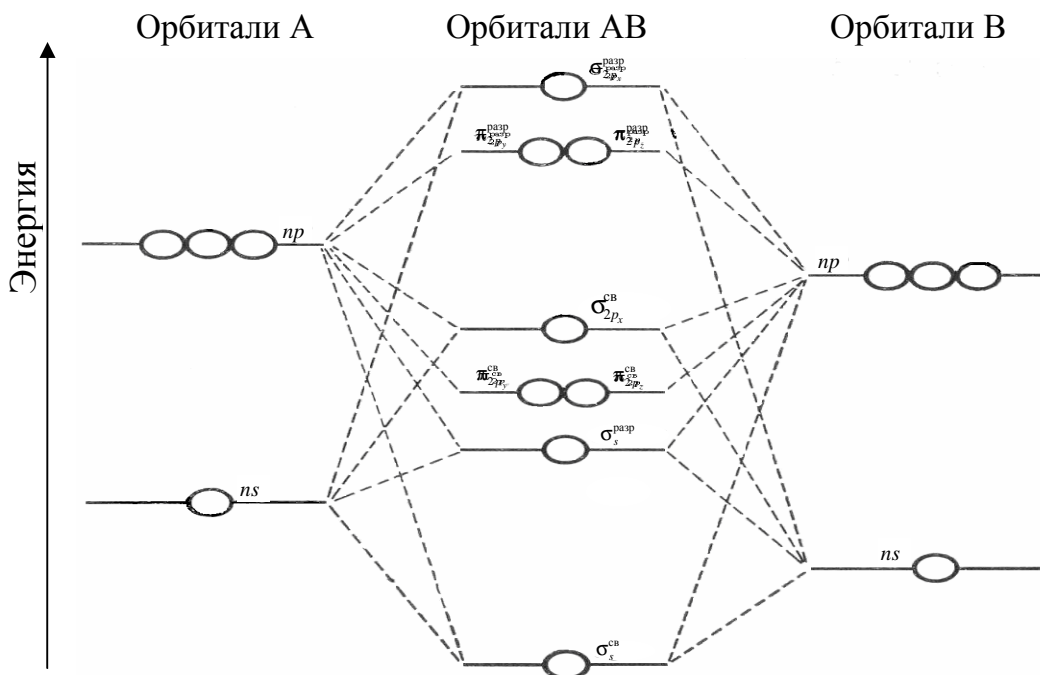


Рис. 17. Энергетические уровни орбиталей молекулы АВ

В случае молекул, имеющих три и более атома, энергетические диаграммы все более усложняются. Поэтому описание многоатомных молекул с позиций метода МО становится менее наглядным, а следовательно, и менее удобным.

КОНТРОЛЬНЫЕ ЗАДАНИЯ

1. Написать уравнение де Бройля. Какие уравнения были использованы для его вывода? Можно ли использовать уравнение де Бройля для макрочастиц?
2. Сформулировать принцип неопределенности Гейзенберга. Записать его математическое выражение, пояснить смысл.
3. В чем состоит физический смысл волновой функции ψ^2 ? Одинаково ли значение этой функции в разных точках атомного пространства? Как можно (записать уравнение) вычислить вероятность нахождения электрона в данной точке атомного пространства и его энергию?
4. Перечислить квантовые числа, которые используются для описания орбиталей. Указать, какие значения может принимать каждое из них.
5. Дать определение главного квантового числа. Какое квантовое состояние атома называют основным, какое возбужденным? В каком из них электрон связан с ядром наиболее прочно? Чем обусловлен линейчатый характер атомных спектров?
6. Какое квантовое число характеризует форму орбитали? Изобразить формы s -, p - и d -орбиталей и их положение в пространстве. Как объяснить, что для второго энергетического уровня возможны две формы орбиталей?
7. Чему равно общее число орбиталей данного энергетического уровня? Какие орбитали называются вырожденными?
8. Какое квантовое число называется магнитным? Что оно характеризует? Какие значения оно принимает? Что определяет число значений магнитного квантового числа? Указать возможное число f -орбиталей.
9. Почему на одной орбитали может находиться не более двух электронов? Дать определение спинового квантового числа. Какой формулой определяется емкость энергетического уровня?
10. Дать определение атомной орбитали? Чем различаются электронные облака, соответствующие орбиталям $3s$, $3p$, $3d$?
11. Определить возможные значения l и m_l для $n = 4$. Определить возможное число $4f$ -орбиталей.
12. Что означает запись $4d$? Указать квантовые числа для $4d$ -орбиталей.
13. Дать определение принципа Паули. Чему равно максимально возможное количество электронов на s -, p -, d - и f -подуровнях?

14. Сформулировать правило Хунда и проиллюстрировать его двумя примерами.
15. Указать все квантовые числа для всех электронов атомов лития и гелия.
16. Указать все квантовые числа для всех электронов атома азота.
17. Чему равна максимальная емкость подуровня с $l = 2$? Ответ пояснить.
18. Указать все квантовые числа для всех электронов атома кислорода.
19. Чему равно максимальное число орбиталей и электронов на третьем энергетическом уровне? Ответ обосновать с привлечением значений квантовых чисел.
20. Указать все квантовые числа для всех электронов атома углерода.
21. Написать полные электронные формулы и электронно-графические схемы для элементов с порядковыми номерами 20, 29, 35. К каким семействам относятся эти элементы?
22. Привести полные электронные формулы для элементов, имеющих следующие электронные конфигурации внешних энергетических уровней: $6s^1$; $6s^2p^2$; $3d^54s^2$. К каким семействам относятся эти элементы?
23. Написать полные электронные формулы и электронно-графические схемы для валентных электронов иттрия, иода, свинца.
24. Записать и сравнить электронные конфигурации элементов главной А и побочной В подгрупп VII группы. Чем объясняется различие общих электронных формул элементов этих подгрупп?
25. Записать электронные конфигурации атомов и ионов, участвующих в следующих превращениях: $Al \rightarrow Al^{3+}$; $Mn^{2+} \rightarrow Mn^{4+}$; $S \rightarrow S^{2-}$; $Ca \rightarrow Ca^{2+}$.
26. Составить полные электронные формулы и электронно-графические схемы для валентных электронов Ga, Br, Sn.
27. Какими правилами и принципами следует руководствоваться при составлении электронных формул атомов? Составить полную электронную формулу и электронно-графическую схему для элемента с порядковым номером 33.
28. Привести примеры пяти ионов (анионов или катионов), изоэлектронных неону.
29. Как с позиций теории строения атома объяснить то, что различий в свойствах d -элементов, расположенных в одной подгруппе, значительно меньше, чем различий в свойствах элементов главных подгрупп периодической системы?

30. Записать общую схему последовательности заполнения энергетических уровней и подуровней электронами в атомах согласно принципу наименьшей энергии. Привести полные электронные формулы атомов рубидия и цинка.
31. Чем объясняется то, что атомные массы выражаются нецелыми числами? Дать определение понятия «изотоп». Рассчитать среднюю атомную массу меди, учитывая, что медь имеет два изотопа с массовыми числами 63 и 65, содержание которых составляет 73 и 27% соответственно.
32. Символ одного из изотопов элемента ${}_{24}^{52}\text{Э}$. Назвать элемент, указать число его протонов, нейтронов и электронов. Составить полную электронную формулу и электронно-графическую схему элемента.
33. Символ одного из изотопов элемента ${}_{17}^{37}\text{Э}$. Назвать элемент, указать число его протонов, нейтронов и электронов. Составить полную электронную формулу и электронно-графическую схему элемента.
34. Что называется энергией ионизации атома? Какие свойства атомов можно оценить с помощью значений энергий ионизации? Как изменяются значения энергии ионизации атомов в группах и периодах периодической системы?
35. Что называют энергией сродства к электрону? Какие свойства атомов можно оценить с помощью значений сродства к электрону атомов элементов? Как изменяется энергия сродства к электрону в группах и периодах периодической системы?
36. В каких единицах измеряются энергия ионизации и сродства к электрону? Как объяснить характер изменения сродства к электрону у атомов галогенов: 3,62 (F); 3,82 (Cl); 3,54 (Br); 3,24 (I) эВ?
37. Что такое электроотрицательность? Какие свойства атомов можно оценить с помощью значения электроотрицательности? Как изменяется электроотрицательность атомов элементов II периода периодической системы при переходе слева направо?
38. Какой из атомов, электронные формулы которых приведены ниже, имеет наименьшее значение энергии ионизации: $1s^2 2s^2 p^3$; $1s^2 2s^2 p^6$; $1s^2 2s^2 p^6 3s^1$; $1s^2 2s^2 p^1$?
39. Привести современную формулировку периодического закона. Какой смысл вкладывается в понятие периода, группы, подгруппы периодической системы элементов? Какие общие признаки у элементов одного периода, одной группы, одной подгруппы?

40. Как изменяются в периодах и группах неметаллические свойства? Составить электронные формулы и электронно-графические схемы атомов: а) элемента, обладающего самыми сильными окислительными свойствами; б) элемента, обладающего самыми сильными восстановительными свойствами.
41. Какие типы химической связи известны? Охарактеризовать каждый из них.
42. Дать определения понятий «длина связи», «валентный угол», «энергия связи».
43. Какую химическую связь называют ковалентной? Какими свойствами она обладает? Указать способы ее образования.
44. Что такое полярность связи, полярность молекулы? По какому признаку молекулы делятся на полярные и неполярные? Как количественно оценивают полярность молекулы? Привести примеры двух полярных и двух неполярных молекул.
45. Как классифицируют ковалентные связи по типу перекрывания электронных облаков атомов? Какие связи по такой классификации образуются в молекулах азота, оксида углерода (IV)?
46. Какова природа взаимодействия ядер и электронов в атомах в процессе образования химической связи? Изобразить изменение энергии при сближении двух атомов водорода в зависимости от их межъядерного расстояния в процессе образования молекулы водорода. Чем объясняется существование минимума на графике?
47. Какую химическую связь называют ионной? Перечислить основные характеристики ионной связи. Указать различия в физических свойствах веществ с ионной и ковалентной связью.
48. Какую химическую связь называют металлической? Что представляет собой «электронный газ» в кристаллической решетке металлов? Каковы особенности физических свойств веществ с металлическим типом связи?
49. Дать характеристику водородной связи. В каком случае возможно ее образование? Привести примеры. Как сказывается наличие водородных связей на физических свойствах веществ?
50. Между какими парами молекул веществ возможно образование водородных связей: а) F_2 и H_2 , б) H_2 и H_2 , в) H_2O и HF ; г) NH_3 и H_2O ; д) NH_3 и NH_3 ; е) HF и HF ?
51. Какие физические свойства характерны для веществ со следующими типами кристаллических решеток: а) атомная; б) ионная; в) молекулярная; г) металлическая?

52. Привести по два примера молекулярных и ионных кристаллов. Как различаются физические свойства этих веществ? В чем причина этих различий?
53. Дать определение следующих понятий: «орбитальный радиус», «эффективный радиус», «вандерваальсов радиус», «ковалентный радиус», «металлический радиус». Как можно объяснить, что численные значения этих радиусов могут различаться?
54. Как изменяется прочность связи в ряду $\text{HF} \rightarrow \text{HCl} \rightarrow \text{HBr} \rightarrow \text{HI}$? Указать причины этих изменений.
55. Как изменяется прочность связи в ряду $\text{F}_2 \rightarrow \text{O}_2 \rightarrow \text{N}_2$? Указать причины этих изменений с позиций метода ВС.
56. Перечислить основные положения метода валентных связей. Чем определяется численное значение валентности в методе ВС?
57. Каковы валентные возможности атомов бора, углерода и азота с позиций метода ВС? Ответ обосновать.
58. Дать определение понятия «степень окисления». Какие правила используют при нахождении степеней окисления элементов в различных соединениях? Всегда ли совпадают степени окисления и валентности элементов?
59. Охарактеризовать валентность атомов элементов II периода и указать максимальное число связей, которые они могут образовывать.
60. В молекулах каких из веществ образуются только σ -связи: F_2 , CO_2 , CH_4 , O_2 , SO_3 , H_2S , H_2SO_4 , BF_3 ?
61. Чем обусловлено возникновение представлений о гибридизации орбиталей? Каким условиям должны удовлетворять характеристики орбиталей для того, чтобы можно было рассматривать их гибридизацию? Определить геометрическую форму молекул NH_3 .
62. Какова геометрическая форма молекулы BeCl_2 с позиций метода ВС? Как объяснить равноценность связей $\text{Be}-\text{Cl}$ в молекуле BeCl_2 ?
63. Комбинация каких орбиталей приводит к sp^2 -гибридизации? Привести примеры молекул, в которых реализуется данный тип гибридизации. Какова геометрическая форма этих молекул?
64. Какой тип гибридизации реализуется в молекуле SiF_4 и ионе $[\text{SiF}_6]^{2-}$? Какова их геометрическая форма?
65. С позиций метода ВС объяснить способность оксидов NO и NO_2 образовывать димерные молекулы.
66. Определить тип гибридизации атомных орбиталей бора и геометрическую форму иона BF_4^+ и молекулы BF_3 .

67. С позиций метода ВС объяснить образование связей в молекулах и ионах: $\text{Ni}(\text{CO})_4$; $[\text{Ni}(\text{NH}_3)_6]^{2+}$; H_3O^+ ; H_2O . Какова их геометрическая форма?
68. С позиций метода ВС объяснить образование связей в молекулах и ионах: NO_2 ; NO_2^- ; $[\text{Ag}(\text{CN})_2]^-$; PF_5 . Какова их геометрическая форма?
69. С позиций метода ВС объяснить образование связей в молекулах и ионах: BH_4^- ; $[\text{Cr}(\text{CO})_6]$; O_3 ; CO_3^{2-} . Какова их геометрическая форма?
70. С позиций метода ВС объяснить образование связей в молекулах и ионах: NF_3 ; SO_4^{2-} ; NH_4^+ ; CS_2 .
71. Сформулировать основные положения метода ЛКАО – МО. Изобразить энергетическую диаграмму МО молекулы водорода.
72. Как различаются энергии электронов на связывающих и разрыхляющих МО и АО? Изобразить энергетическую диаграмму МО для молекулы F_2 . Определить порядок связи в молекуле, охарактеризовать магнитные свойства фтора.
73. Могут ли существовать молекулы He_2 и Be_2 ? Ответ аргументировать исходя из основных положений метода МО.
74. Изобразить энергетическую диаграмму молекулы O_2 в методе МО. Каков порядок связи в этой молекуле? Чем определяется и объясняется парамагнетизм кислорода?
75. Как изменяются порядок связи, энергия диссоциации, межъядерное расстояние и магнитные свойства в ряду $\text{O}_2 \rightarrow \text{O}_2^- \rightarrow \text{O}_2^{2-} \rightarrow \text{O}_2^+$? Изобразить энергетические диаграммы МО указанных частиц.
76. Объяснить с позиций методов ВС и МО близость значений энергии диссоциации молекул N_2 и CO .
77. Какая из частиц: NO^+ , NO или NO^- имеет наименьшую длину связи? Объяснение проиллюстрировать энергетическими диаграммами указанных частиц в методе МО.
78. Определить порядок связи в молекуле Li_2 (метод МО). Как изменится порядок связи, если из молекулы Li_2 удалить один электрон? Как при этом изменится длина связи, энергия связи?
79. Охарактеризовать магнитные свойства частиц N_2^- , N_2^+ (метод МО). Как соотносятся значения энергии их связи с энергией связи в молекуле N_2 ?

80. Объяснить уменьшение межъядерного расстояния и увеличение энергии диссоциации в ряду $B_2 \rightarrow C_2 \rightarrow N_2$ с позиций метода МО. Привести энергетические диаграммы МО указанных молекул.
81. Какие металлы называются щелочными? Записать электронные конфигурации атомов щелочных металлов. Какие степени окисления характерны для них? Объяснить закономерности в изменении величин радиусов атомов, энергий ионизации в ряду щелочных металлов.
82. Как объяснить, что литий, имеющий наибольшее среди щелочных металлов значение энергии ионизации, расположен в электрохимическом ряду напряжений левее натрия и калия? Написать уравнения реакций, характеризующих химические свойства щелочных металлов.
83. Какие продукты образуются при горении щелочных металлов на воздухе? Как получают оксиды щелочных металлов? Написать уравнения реакций взаимодействия пероксида натрия и надпероксида калия с водой и оксидом углерода (IV).
84. Как получают щелочные металлы? Можно ли использовать щелочные металлы для получения менее активных металлов методом восстановления последних из водных растворов их солей? Ответ подтвердить записью уравнений реакций.
85. Как называют соединения щелочных металлов с водородом? Как их получают? Какова степень окисления водорода в этих соединениях, какой характер связи в них? Написать уравнения реакций гидролиза водородных соединений щелочных металлов.
86. Как получают гидроксид натрия в промышленности? Как его можно получить в лабораторных условиях? Привести уравнения соответствующих реакций.
87. Написать уравнения реакций, характеризующих химические свойства NaOH.
88. Какие методы получения соды используются в промышленности? Какой из методов предпочтительнее с позиций энергосбережения? Какая среда (кислая или щелочная) устанавливается в водном растворе карбоната натрия? Написать уравнения соответствующих реакций.
89. Какой тип связи характерен для галогенидов щелочных металлов? Как изменяется характер связи в хлоридах щелочных металлов при переходе от лития к цезию?

90. Написать уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения: $\text{NaNO}_3 \rightarrow \text{O}_2 \rightarrow \text{Na}_2\text{O}_2 \rightarrow \text{NaOH} \rightarrow \text{NaHCO}_3 \rightarrow \text{Na}_2\text{CO}_3 \rightarrow \text{CaCO}_3 \rightarrow \text{CaO}$. Какие из реакций относятся к окислительно-восстановительным?
91. Написать уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения: $\text{BaO}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow \text{O}_2 \rightarrow \text{Na}_2\text{O}_2 \rightarrow \text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2[\text{Be}(\text{OH})_4] \rightarrow \text{BeCl}_2$. Какие из реакций относятся к окислительно-восстановительным?
92. Написать уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения: $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2 \rightarrow \text{CaCO}_3 \rightarrow \text{CaO} \rightarrow \text{Ca}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow \text{CaO} \rightarrow \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 \rightarrow \text{CaSO}_4$. Какие из реакций относятся к окислительно-восстановительным?
93. Закончить уравнения реакций: $\text{KO}_2 + \text{CO}_2 \rightarrow$; $\text{Be}(\text{OH})_2 + \text{KOH} \rightarrow$; $\text{Na}_2\text{O}_2 + \text{Fe}(\text{OH})_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$; $\text{Na}_2\text{O}_2 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$. Для реакций, протекающих в водных растворах, написать ионно-молекулярные уравнения.
94. Написать электронные формулы *s*-элементов II группы периодической системы. Какие степени окисления характерны для них? Какие металлы называются щелочноземельными? Объяснить закономерности в изменении величин их радиусов атомов, энергий ионизации.
95. В чем проявляется отличие химии бериллия от химии остальных элементов главной подгруппы II группы; сходство химических свойств бериллия и алюминия? Чем объясняются особенности химических свойств бериллия?
96. Как можно получить оксиды металлов II-A группы? Проанализировать изменение кислотно-основных свойств в ряду $\text{BeO} - \text{BaO}$. Записать уравнения реакций, характеризующих природу оксидов.
97. Как изменяются свойства гидроксидов *s*-элементов II группы в ряду $\text{Be}(\text{OH})_2 - \text{Ba}(\text{OH})_2$? Как получают эти гидроксиды? Почему для получения $\text{Be}(\text{OH})_2$ осаждением из растворов солей используют не NaOH , а гидроксид аммония?
98. Записать уравнения реакций, происходящих при: а) горении гидрида кальция; б) взаимодействии гидрида кальция с водой. Указать окислитель и восстановитель в данных процессах.
99. Какие соединения кальция применяют в качестве строительных материалов? На каких химических процессах основано их применение?
100. Присутствие каких солей в природной воде обуславливает ее жесткость? Какие способы устранения жесткости воды известны?

101. Сколько граммов $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ необходимо растворить в 500 мл воды, чтобы получить 5%-й раствор Na_2CO_3 ?
102. Сколько литров кислорода (н.у.) выделится при термическом разложении 25 г нитрата калия?
103. Сколько литров 12%-го раствора NaOH ($\rho = 1,137$ г/мл) можно приготовить из 500 мл 30%-го раствора ($\rho = 1,331$ г/мл)?
104. Какой объем воды надо прилить к 400 мл 20%-го раствора NaOH ($\rho = 1,22$ г/мл), чтобы получить 10%-й раствор?
105. 14,3 г $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ растворили в 500 мл воды. Определить массовую долю, молярную, нормальную концентрации Na_2CO_3 в полученном растворе.
106. Вычислить массовую долю NaOH (%) в растворе, молярная концентрация которого 3,4 моль/л ($\rho = 1,137$ г/мл).
107. Определить pH 2%-го раствора Na_2CO_3 ($\rho \approx 1$ г/мл).
108. Вычислить ΔH_{298}^0 реакции нейтрализации 1 моля KOH серной кислотой в бесконечно разбавленном растворе.
109. Определить тепловой эффект процесса разложения 10 г хлората калия.
110. Сколько граммов NaOH содержится в 300 мл раствора, pH которого равен 10,2?
111. Рассчитать изменение стандартной энергии Гиббса реакций разложения карбонатов магния и кальция. На основании полученных результатов сравнить термическую устойчивость указанных солей.
112. В каком объеме насыщенного раствора карбоната кальция содержится 2 г CaCO_3 ? Почему растворимость CaCO_3 в воде понижается при добавлении Na_2CO_3 , CaCl_2 ?
113. Будет ли выпадать осадок гидроксида магния, если смешать 10 мл 0,001 М раствора NaOH и 15 мл 0,001 М раствора сульфата магния?
114. Какой объем 4 н. раствора KOH потребуется для реакции с 27 г оксида бериллия?
115. При какой температуре давление разложения карбоната магния равно 1 атм?
116. Вычислить давление разложения карбоната кальция при 800°C.
117. Вычислить pH 0,05 М раствора ацетата бария.
118. Сколько граммов гексагидрата хлорида кальция надо растворить в 600 мл воды для получения 5%-го раствора CaCl_2 ?

119. Вычислить растворимость фторида кальция в молях на 1 л, граммах на 1 л.
120. Во сколько раз растворимость карбоната кальция в чистой воде выше, чем в 0,05 М растворе Na_2CO_3 ?
121. Чем объясняется возможность присоединения молекулой BF_3 других молекул и ионов, таких, как NH_3 , F^- ? Какова геометрическая форма иона BF_4^- ? Написать уравнения реакций гидролиза хлорида бора и фторида бора.
122. Почему при обычных условиях соединение BH_3 не существует? Какое строение имеет диборан? Рассмотреть особенности химических связей в молекуле B_2H_6 . Написать уравнения реакций взаимодействия диборана с водой, с кислородом.
123. Написать электронные формулы атомов *p*-элементов III группы. Чем обусловлены особенности в изменении радиусов атомов, энергий ионизации в ряду бор – таллий по сравнению с *s*- и *p*-элементами других групп?
124. Почему бор по своим свойствам резко отличается от алюминия? Чем объясняется сходство химических свойств бора и кремния? Привести примеры соответствующих реакций.
125. Привести примеры реакций, иллюстрирующие склонность атомов бора к комплексообразованию. Указать максимальное значение координационного числа для атомов бора?
126. Какими способами можно получить чистый бор? Привести уравнения реакций, характеризующие химические свойства бора.
127. Написать уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения: $\text{B} \rightarrow \text{B}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{B} \rightarrow \text{B}_2\text{H}_6 \rightarrow \rightarrow \text{H}_3\text{BO}_3 \rightarrow \text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \rightarrow \text{H}_3\text{BO}_3$.
128. Написать уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения: $\text{Al} \rightarrow \text{AlCl}_3 \rightarrow \text{Al}(\text{OH})_3 \rightarrow \rightarrow \text{Na}_3[\text{Al}(\text{OH})_6] \rightarrow \text{Al}(\text{OH})_3$.
129. Как получают бороводороды? Привести примеры бороводородных соединений. Какое соединение – BH_3 или BH_4^- – более устойчиво? Почему?
130. Как изменяется энергия и длина связи в ряду $\text{BF}_3 \rightarrow \text{BCl}_3 \rightarrow \rightarrow \text{BBr}_3 \rightarrow \text{BI}_3$? Чем обусловлено изменение указанных характеристик молекул? Объяснить изменение устойчивости молекул BF_3 в ряду $\text{BF}_3 - \text{BI}_3$.

131. Какие кислоты бора известны? Рассмотреть особенности строения этих кислот. Записать уравнение процесса диссоциации ортоборной кислоты и указать ее основность.
132. Какая соль образуется при действии избытка щелочи на ортоборную кислоту? На чем основано применение буры при пайке металлов? Написать уравнение реакции, происходящей на поверхности меди при спаивании ее с другим металлом с использованием буры.
133. Какая кислота образуется при действии серной кислоты на тетраборат натрия? Какими другими способами можно получить эту кислоту? Написать уравнения соответствующих реакций.
134. Как получают алюминий в промышленности? Привести схему электролиза Al_2O_3 . Почему алюминий обладает коррозионной стойкостью? Написать уравнения реакций взаимодействия алюминия с кислотами и щелочами.
135. Как получают сульфид алюминия? Можно ли его получить реакцией ионного обмена в водном растворе? Написать уравнения соответствующих реакций.
136. Как можно получить гидроксид алюминия? Написать уравнения реакций, подтверждающих амфотерный характер $Al(OH)_3$.
137. Почему практически нерастворимый в воде алюминий может растворяться в водных растворах NH_4Cl и Na_2CO_3 ?
138. Как объяснить различное действие избытка растворов аммиака и гидроксида натрия на раствор сульфата алюминия? Написать уравнения соответствующих реакций.
139. Чем объясняется устойчивость соединений $Tl(I)$? Написать полную электронную формулу Tl . Какие свойства характерны для оксида и гидроксида $Tl(I)$? Чем обусловлено сходство химических свойств $Tl(I)$ и щелочных металлов?
140. Как изменяются кислотно-основные свойства в ряду $B_2O_3 \rightarrow Tl_2O_3$?
141. Определить термодинамическую возможность восстановления бора из его оксида магнием.
142. Для реакции с 38,2 г буры понадобилось 100 мл раствора серной кислоты. Рассчитать нормальную концентрацию серной кислоты, используемой для реакции.
143. Сколько граммов борной кислоты и какой объем водорода образуются при взаимодействии 32 л диборана с водой? При расчетах считать, что объемы газов измерены при н.у.

144. Рассчитать концентрацию ионов Al^{3+} в 0,01 М растворе $\text{K}_3[\text{AlF}_6]$, содержащем избыток фторид-ионов с концентрацией 0,005 моль/л. Чему равно ΔG_{298}^0 процесса диссоциации комплексного иона?
 $K_{\text{н}[\text{AlF}_6]^{3-}} = 1,44 \cdot 10^{-20}$.
145. Составить схему и рассчитать ЭДС гальванического элемента, состоящего из стандартных алюминиевого и хромового электродов.
146. Сколько граммов буры надо растворить в 300 мл воды, чтобы получить 5%-й раствор $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7$?
147. Сколько граммов буры надо взять для получения 500 г 3%-го раствора $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7$?
148. Определить pH 2%-го раствора ортоборной кислоты ($\rho \approx 1$ г/мл)?
149. Определить термодинамическую возможность получения Al_4C_3 из простых веществ.
150. В каком объеме воды можно растворить 80 мг хромата таллия (I)?
 $\text{PP}_{\text{Tl}_2\text{CrO}_4} = 9,8 \cdot 10^{-13}$.
151. Смешали 80 г 20%-го раствора NaOH и 133,5 г 10%-го раствора AlCl_3 . Определить массовые доли веществ в образовавшемся растворе.
152. При обработке 30 г смеси Cu и Al концентрированной азотной кислотой ($T = 298$ К) выделилось 6,72 л газа (н.у.). Какой объем газа (н.у.) выделится при обработке такой же массы исходной смеси избытком раствора NaOH ?
153. Какой минимальный объем 40%-го раствора NaOH ($\rho = 1,437$ г/мл) следует добавить к 50 г 10%-го раствора $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$, чтобы первоначально выпавший осадок полностью растворился?
154. К раствору, содержащему 13,35 г хлорида алюминия, прибавили раствор, содержащий 14 г гидроксида натрия. Определить массу полученного при этом осадка.
155. Какой минимальный объем 20%-го раствора KOH ($\rho = 1,176$ г/мл) потребуется для растворения навески, содержащей 5,4 г Al ; 5,1 г Al_2O_3 и 3,9 г $\text{Al}(\text{OH})_3$?
156. 0,4625 г ортоборной кислоты растворили в воде. Объем полученного раствора равен 500 мл. Определить pH раствора.
157. Определить термодинамическую устойчивость карбида алюминия по отношению к кислороду исходя из уравнения реакции $[\text{Al}_4\text{C}_3] + (\text{O}_2) \rightarrow [\text{Al}_2\text{O}_3] + (\text{CO}_2)$.
158. Составить схемы электролиза растворов хлорида и нитрата алюминия.

159. Написать уравнение реакции гидролиза нитрата алюминия. Как влияют на степень гидролиза указанной соли: а) повышение температуры; б) добавление азотной кислоты; в) внесение карбоната натрия?
160. Выпадет ли осадок хлорида таллия (I) при смешивании 150 мл 0,1 М раствора нитрата таллия (I) и 300 мл 0,1 н. раствора хлорида натрия? $PP_{TlCl} = 2 \cdot 10^{-4}$.
161. Перечислить аллотропные модификации углерода. Как связаны свойства различных модификаций углерода с их строением? Написать уравнения реакций, характеризующих химические свойства углерода.
162. Объяснить строение молекулы оксида углерода (II) и N_2 (методы ВС и МО). Чем объясняется сходство свойств CO и N_2 ?
163. Написать электронные формулы *p*-элементов IV группы. Какие степени окисления имеют атомы этих элементов в своих соединениях? Охарактеризовать и объяснить изменение устойчивости соединений со степенью окисления +2 при переходе от углерода к свинцу.
164. К какому классу соединений относятся продукты взаимодействия CO с металлами? Написать уравнения реакций взаимодействия оксида углерода (II) с никелем, хромом. Объяснить модель механизма образования связей между металлами и молекулами CO.
165. Изобразить строение молекулы оксида углерода (IV) с позиций метода ВС. Чему равен дипольный момент молекулы CO_2 ? Привести уравнения реакций, характеризующих природу этого оксида.
166. Почему кремний образует соединения с большими значениями координационных чисел, чем углерод? Привести примеры соединений кремния с гибридизацией атомных орбиталей sp^3d^2 .
167. Почему для углерода более характерно образование связей C–C, а для кремния – Si–O–Si? Сравнить $\Delta H_{f,298}^0$ CH_4 и SiH_4 . Чем объясняется меньшая устойчивость и большая реакционная способность кремнийводородов по сравнению с углеводородами?
168. Какие соединения называются карбидами? По какому признаку карбиды металлов подразделяют на группы? Как карбиды металлов реагируют с водой?
169. Сравнить строение и свойства оксида углерода (IV) и оксида кремния (IV). Как объяснить, что SiO_2 имеет высокие температуры плавления, кипения, тогда как CO_2 при стандартных условиях – газообразное вещество?

170. Привести уравнения реакций, с помощью которых SiO_2 можно перевести в растворимые соединения кремния. Что называют жидким стеклом? Как получают оконное стекло? Как получают окрашенные стекла?
171. Как изменяются кислотно-основные свойства оксидов и гидроксидов со степенью окисления +2 и +4 при переходе от С к Pb? Изменение свойств проиллюстрировать соответствующими уравнениями реакций.
172. Как получают оксид углерода (IV) в промышленности и в лаборатории? Что происходит при растворении CO_2 в воде? Какие условия необходимо создать, чтобы повысить растворимость CO_2 в воде?
173. Объяснить структуру и свойства кремниевых кислот. На чем основано широкое использование силикагеля (SiO_2) в качестве осушителя, в то время как SiO_2 с водой не реагирует?
174. Написать уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения: $\text{Si} \rightarrow \text{Na}_2\text{SiO}_3 \rightarrow \text{H}_2\text{SiO}_3 \rightarrow \text{SiO}_2 \rightarrow \text{CO}_2 \rightarrow \text{NaHCO}_3 \rightarrow \text{Na}_2\text{CO}_3 \rightarrow \text{CaCO}_3 \rightarrow \text{CO}_2 \rightarrow \text{CO}$.
175. К какому классу неорганических соединений относится сурик? Как он реагирует с азотной и соляной кислотами?
176. Каковы основные различия химических свойств углерода и кремния? Почему большинство соединений углерода инертно?
177. Как можно получить цианистоводородную кислоту? Гидролизуются ли растворимые цианиды? В каких промышленных процессах используются цианиды? Записать уравнения соответствующих реакций.
178. Записать реакции взаимодействия германия, олова и свинца с азотной кислотой различной концентрации. Объяснить характер указанных взаимодействий.
179. Если открыть склянку с жидким хлоридом кремния, образуется белый дым. Какой процесс обуславливает его образование? Различаются ли продукты взаимодействия ЭГ_4 с водой при переходе от Si к Pb? Как изменяется в указанном ряду устойчивость галогенидов ЭГ_4 ?
180. Чем объясняется способность цианид-иона к комплексообразованию? Написать реакции взаимодействия хлорида железа (III), нитрита серебра, нитрата ртути (II) с избытком цианида калия.
181. Оценить термодинамическую возможность окисления ионов хрома (III) до дихромат-ионов оксидом свинца (IV) в кислом растворе, используя значения стандартных электродных потенциалов.

182. Используя значения стандартных электродных потенциалов, определить направление реакции: $2\text{Mn}^{2+} + 5\text{PbO}_2 + 4\text{H}^+ \rightleftharpoons 2\text{MnO}_4^- + 5\text{Pb}^{2+} + 2\text{H}_2\text{O}$. Найти K_c протекающей реакции.
183. Почему в водных растворах карбонатов щелочных металлов значение pH всегда выше, чем в растворах гидрокарбонатов той же молярной концентрации? Ответ обосновать используя справочные данные.
184. В каком объеме воды можно растворить 1,5 г PbCO_3 ?
185. Как объяснить, что термодинамически невозможная при стандартных условиях реакция $[\text{C}] + 2[\text{S}] = (\text{CS}_2)$: $\Delta G_{298}^0 > 40$ кДж идет при высокой температуре? При какой температуре ΔG_T^0 этой реакции равно нулю? Привести соответствующие термодинамические расчеты.
186. Произойдет ли образование осадка CdCO_3 при взаимодействии 0,01 М раствора $\text{Na}_2[\text{Cd}(\text{CN})_4]$, содержащего 0,1 моль/л избыточного цианида калия, с равным объемом 0,1 М раствора карбоната натрия?
187. Выпадет ли осадок при сливании 400 мл 0,1 М раствора сульфата натрия и 100 мл 0,005 М раствора нитрата свинца (II)?
188. Рассчитать значение электродного потенциала свинцового электрода, опущенного в 1%-й раствор нитрата свинца (II) ($\rho \approx 1$ г/мл).
189. Определить pH 0,5%-го раствора цианистоводородной кислоты.
190. Сколько молей воды и соли содержится в 500 г 12%-го раствора карбоната калия?
191. Вычислить ЭДС гальванического элемента, составленного из стандартного водородного электрода и оловянного, опущенного в 0,2 М раствор нитрата олова (II). Записать схему работы гальванического элемента.
192. Давление насыщенного пара бромида свинца (II) составляет 0,013 атм при 613°C и 0,13 атм при 748°C . Определить термодинамические характеристики процесса испарения бромида свинца (II).
193. Равновесные концентрации веществ в системе $[\text{C}] + (\text{H}_2\text{O}) = (\text{CO}) + (\text{H}_2)$ составляют: $C_{\text{H}_2\text{O}} = 3$ моль/л, $C_{\text{CO}} = C_{\text{H}_2} = 2$ моль/л. Определить исходную концентрацию водяного пара и значение K_c указанного процесса.
194. Вычислить тепловой эффект реакции сгорания: а) метана; б) силана. Провести сравнительный анализ практической возможности использования этих веществ в качестве топлива.

195. При какой температуре в системе $(\text{CO}_2) + [\text{C}] = 2(\text{CO})$ константа равновесия будет равна единице?
196. 14,3 г $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ растворили в 500 мл воды. Определить pH полученного раствора. Изменением объема при внесении соли в воду пренебречь.
197. Какой объем газа (н.у.) выделится при взаимодействии карбоната кальция с соляной кислотой, если для реакции использовали 21 мл 30%-й соляной кислоты ($\rho = 1,15$ г/мл)?
198. Во сколько раз растворимость карбоната бария в чистой воде выше, чем в 0,005 М растворе хлорида бария?
199. Рассчитать концентрацию ионов Fe^{2+} в 0,12 М растворе $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$, содержащем 0,1 моль/л избыточного цианида калия.
200. При обработке известняка массой 500 кг избытком соляной кислоты выделилось 93 м^3 (н.у.) оксида углерода (IV). Вычислить массовую долю карбоната кальция в природном известняке.
201. Какие аллотропные модификации фосфора известны? Привести структурную формулу молекулы белого фосфора. Чем объясняется неустойчивость молекулы P_4 белого фосфора?
202. Какое строение имеет оксид фосфора (V)? Привести уравнения реакций, характеризующие его химические свойства. На каком свойстве оксида фосфора (V) основано его использование при получении некоторых высших оксидов из кислот?
203. Объяснить различия в строении и химических свойствах аммиака и фосфина. Чем обусловлены донорные свойства аммиака? Объяснить строение иона $[\text{Zn}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$ с позиций метода ВС.
204. Обосновать условия синтеза аммиака с привлечением термодинамических характеристик. Провести соответствующие термодинамические расчеты. Почему синтез аммиака проводят при повышенной температуре?
205. Как изменяются величины радиусов, энергии ионизации, сродства к электрону в ряду азот – висмут? Как связано изменение свойств простых веществ в этом ряду с указанными характеристиками?
206. С учетом электронных формул атомов рассмотреть возможные валентные состояния и степени окисления *p*-элементов V группы. Чем объясняется увеличение координационного числа атомов элементов при переходе от азота к висмуту?
207. Объяснить высокую устойчивость молекулы азота с позиций методов ВС и МО.

208. Как можно получить азот в промышленности и в лаборатории? Привести соответствующие уравнения реакций, указать их тип. С какими простыми веществами реагирует азот при стандартных условиях? Какие продукты при этом образуются?
209. Объяснить строение иона аммония с позиций метода ВС. Какая среда (кислая, щелочная) создается в растворах: а) NH_4NO_3 ; б) $\text{NH}_4\text{CH}_3\text{COO}$; в) NH_4NO_2 ?
210. Объяснить склонность аммиака к участию в реакциях присоединения. Привести примеры таких реакций. Объяснить закономерности в изменении устойчивости и реакционной способности в ряду аммиак – стибин.
211. Почему для гидразина и гидросиламина характерны реакции присоединения? Охарактеризовать их окислительно-восстановительную активность, привести уравнения соответствующих реакций.
212. Рассмотреть строение молекулы NO_2 с позиций метода ВС. Чем объясняется склонность NO_2 к димеризации? В какую сторону смещается равновесие $\text{NO}_2 \rightleftharpoons \text{N}_2\text{O}_4$ при повышении температуры? Написать реакцию взаимодействия NO_2 с гидроксидом кальция.
213. Перечислить оксиды азота. Как их получают? Какие из них являются солеобразующими? Записать реакции, характеризующие природу солеобразующих оксидов азота.
214. Как получают азотную кислоту в промышленности? Почему раствор концентрированной азотной кислоты приобретает бурую окраску при хранении на свету? Какие продукты образуются в результате взаимодействия азотной кислоты различной концентрации с металлами и неметаллами?
215. Как получают фосфор? Почему этот процесс необходимо проводить при высокой температуре? Для чего в качестве одного из исходных веществ используют оксид кремния?
216. Написать графические формулы ортофосфорной, фосфорноватистой, ортофосфористой кислот. Указать степень окисления и валентность фосфора в этих кислотах. Написать уравнения реакций взаимодействия всех указанных кислот с гидроксидом натрия. Какие продукты образуются в случае: а) недостатка NaOH ; б) избытка NaOH ?
217. Какой из оксидов азота может быть получен из простых веществ? При каких условиях возможен этот процесс? Объяснить высокую прочность молекулы NO , используя методы ВС и МО. Как полу-

- чают NO в промышленности?
218. Какую смесь называют «царской водкой»? Написать уравнение реакции взаимодействия золота с «царской водкой». Почему «царская водка» растворяет золото?
219. Какие кислоты соответствуют оксиду фосфора (V)? Почему ортофосфорная кислота представляет собой вязкую жидкость? Как в промышленности получают H_3PO_4 ?
220. Как можно получить азотистую кислоту? Почему соли азотистой кислоты могут быть и окислителями, и восстановителями? Привести примеры соответствующих реакций.
221. К раствору гидроксида кальция постепенно приливают раствор ортофосфорной кислоты. Сначала образуется осадок, который затем исчезает. Объяснить эти явления. Записать уравнения соответствующих реакций.
222. Определить массу 80%-го раствора H_3PO_4 , которую можно получить из 15,5 кг фосфора, содержащего 5% примесей.
223. Вычислить pH 2%-го раствора H_3PO_4 .
224. Вычислить степень гидролиза нитрата аммония в его 0,1 М растворе.
225. При 2000 К для реакции $(N_2) + (O_2) = 2(NO)$ константа равновесия K_c равна $2,3 \cdot 10^{-4}$. Вычислить равновесную концентрацию NO, если исходные концентрации азота и кислорода были равны 1 моль/л.
226. К 100 мл раствора, суммарное содержание нитратов кальция и магния в котором составляло 0,001 н., добавили 10 мл 0,001 н. раствора K_3PO_4 . Какие вещества выпали в осадок?
227. В 920 г 5%-го раствора ортофосфорной кислоты растворили 152 г оксида фосфора (V). Определить массовую долю фосфорной кислоты в полученном растворе.
228. Исходная концентрация хлорида фосфора (V) равна 0,8 моль/л. К моменту наступления равновесия в системе $(PCl_5) \rightleftharpoons (PCl_3) + (Cl_2)$ прореагировало 40% исходного вещества. Вычислить константу равновесия.
229. Вычислить pH 0,2 М раствора цианида калия.
230. Фосфор, количественно выделенный из 62 г фосфата кальция, окислен в атмосфере кислорода. Полученный препарат растворен в 400 мл 1,5 М раствора гидроксида калия. Какие соли и в каких количествах содержатся в полученном растворе?
231. 2 мл 60%-й азотной кислоты ($\rho \approx 1,373$ г/мл) разбавили водой до

- 1500 мл. Определить рН получившегося раствора.
232. Какой объем воды понадобится для растворения 1 г фосфата кальция?
233. Равновесие $(\text{N}_2) + 3(\text{H}_2) \rightleftharpoons 2(\text{NH}_3)$ установилось при следующих концентрациях: $C_{\text{N}_2} = 3$ моль/л; $C_{\text{H}_2} = 4$ моль/л; $C_{\text{NH}_3} = 2$ моль/л. Вычислить исходные концентрации азота и водорода и константу химического равновесия.
234. При какой температуре константа равновесия окисления оксида азота (II) в оксид азота (IV) кислородом равна единице?
235. Определить значение константы равновесия $2(\text{NOCl}) \rightleftharpoons 2(\text{NO}) + (\text{Cl}_2)$ при 619 К.
236. Образуется ли осадок фосфата кальция при сливании 1 л 0,008 н. раствора нитрата кальция с 1 л 0,03 н. раствора фосфата натрия.
237. Определить концентрацию ионов серебра в 0,01 М растворе хлорида диамминсеребра.
238. Произойдет ли образование осадка при добавлении к 1 л 0,01 М раствора $[\text{Zn}(\text{NH}_3)_4]\text{Cl}_2$, содержащего 1 моль/л избыточного аммиака, равного объема 0,1 М раствора сульфида калия?
239. Как изменится растворимость фосфата кальция в результате добавления к одному литру его насыщенного раствора 0,05 молей фосфата натрия?
240. Для полной нейтрализации раствора, полученного при гидролизе 2,48 г некоторого хлорида фосфора, потребовалось 45 мл раствора гидроксида натрия с концентрацией 2 моль/л. Определить формулу галогенида.
241. Каков порядок связи в молекуле кислорода (метод МО). Чем объясняются магнитные свойства кислорода?
242. Как изменяются физические свойства *p*-элементов VI группы при переходе от кислорода к полонию? Указать характер изменения энергии ионизации, сродства к электрону, электроотрицательности. Охарактеризовать валентные возможности и указать степени окисления, свойственные данным элементам.
243. Записать электронную формулу атома теллура. Как изменяется устойчивость соединений с максимальной степенью окисления в ряду кислород – полоний?
244. Как получают кислород в промышленности и в лаборатории? Записать уравнения соответствующих реакций, указать их тип.

245. Какие аллотропные модификации кислорода известны? Объяснить строение молекулы озона с позиций метода ВС. Написать уравнения реакций, характеризующие химические свойства озона. Как образуется озоновый слой в атмосфере? Какова его роль в природе?
246. Перечислить основные способы получения оксидов. Как классифицируются оксиды? Как изменяется природа оксидов элементов III периода периодической системы при переходе слева направо? Ответ подтвердить уравнениями соответствующих реакций.
247. Объяснить строение молекулы воды с позиций метода ВС. Чем объясняется значение валентного угла в молекуле воды? Как изменяется температура кипения в ряду $\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{S} \rightarrow \text{H}_2\text{Se} \rightarrow \text{H}_2\text{Te}$? Чем объясняется такое изменение? Чем объясняется аномалия плотности воды?
248. Как можно получить пероксид водорода? Чем можно объяснить его неустойчивость? Как влияет характер среды на окислительно-восстановительные свойства H_2O_2 ? В какой среде окислительные свойства пероксида водорода выражены в большей степени? Ответ мотивировать с привлечением количественных характеристик соответствующих процессов.
249. Чем объясняется тенденция серы к образованию гомоцепей? В виде каких частиц сера существует в конденсированном и газообразном состояниях? Написать уравнения реакций, характеризующих химические свойства серы.
250. Написать уравнения реакций получения сероводорода. Привести примеры реакций, характеризующих его кислотные и восстановительные свойства.
251. Как изменяются кислотные и восстановительные свойства в ряду сероводород – теллуридоводород? Какие соединения называют сульфанами, как их получают? Почему соединения серы состава H_2S_n более устойчивы, чем аналогичные соединения кислорода, селена?
252. Как изменяется природа сульфидов в пределах III периода периодической системы? Как протекает гидролиз сульфидов различной природы? Привести примеры соответствующих реакций. Какие из сульфидов: Al_2S_3 , Cr_2S_3 , ZnS , Na_2S , PbS в растворе подвергаются гидролизу? Почему не все сульфиды, образованные слабыми основаниями, гидролизуются в растворе? Какие сульфиды растворяются только в кислотах-окислителях?

253. Как осуществить следующие превращения: а) $\text{ZnS} \rightarrow \text{H}_2\text{S} \rightarrow (\text{NH})_4\text{S}_n \rightarrow \text{H}_2\text{S}_n \rightarrow \text{H}_2\text{S} \rightarrow \text{S}$?
254. Объяснить строение оксида серы (IV) с позиций метода ВС. Написать уравнения реакций, характеризующих химические свойства SO_2 . Как изменяются кислотные свойства в ряду $\text{SO}_2 - \text{PoO}_2$?
255. Какие химические реакции лежат в основе контактного и нитрозного методов получения серной кислоты? Почему при производстве серной кислоты оксид серы (VI) поглощают не водой, а раствором концентрированной серной кислоты?
256. Какой состав имеет олеум? Из чего изготавливают емкости для его транспортировки? Чем объясняется выбор материала? Привести общую формулу полисерных кислот. Написать графическую формулу трисерной кислоты.
257. Рассмотреть особенности строения тиосульфат-иона. На каких свойствах тиосульфата натрия основано его практическое применение? Привести примеры реакций, характеризующих химические свойства тиосульфата натрия. Охарактеризовать его окислительно-восстановительные свойства.
258. Как получают пероксомоносерную, пероксодисерную кислоты? Написать их графические формулы и охарактеризовать их окислительно-восстановительные свойства. Где используются пероксодисерные кислоты?
259. Почему концентрированная серная кислота – вязкая жидкость? Чем объясняется сильное водоотнимающее действие концентрированной серной кислоты? Записать реакции взаимодействия концентрированной и разбавленной серной кислоты с магнием.
260. Какие продукты образуются при нагревании на воздухе следующих веществ: FeSO_4 ; KHSO_4 ; $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$; Na_2SO_3 ; CuSO_4 ?
261. В 1,2 л воды растворили 120 г оксида серы (VI). Вычислить массовую долю H_2SO_4 , молярную и нормальную концентрации H_2SO_4 в полученном растворе.
262. Вычислить константу равновесия реакции $(\text{NO}_2) + (\text{SO}_2) \rightleftharpoons (\text{NO}) + (\text{SO}_3)$ при стандартных условиях. Определить термодинамическую возможность процесса при температуре 298 К.
263. Оценить термодинамическую возможность окисления оксида серы (IV) в оксид серы (VI) озоном при стандартных условиях.
264. Вычислить массовую долю H_2SO_4 , молярную и нормальную концентрации раствора, содержащего 1 моль H_2SO_4 и 10 молей воды.

265. В результате взаимодействия сероводорода с оксидом серы (IV) образовалось 200 г серы. Какой объем сероводорода (н.у.) вступил в реакцию?
266. Смесь сульфида железа (II) и пирита массой 104 г подвергли обжигу, при этом образовалось 33,6 л газообразного продукта (н.у.). Определить массу твердого остатка, образовавшегося при обжиге.
- К № 267–276. Дописать уравнения реакций. Для окислительно-восстановительных реакций написать уравнения полуреакций, указать окислитель, восстановитель. Составить ионно-молекулярные уравнения:
267. $\text{SeO}_2 + \text{NaOH} \rightarrow$; $\text{KMnO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$.
268. $\text{SO}_3 + \text{Be}(\text{OH})_2 \rightarrow$; $\text{Mg} + \text{H}_2\text{SO}_{4(\text{конц.})} \rightarrow$.
269. $\text{TeO}_2 + \text{NaOH} \rightarrow$; $\text{P} + \text{H}_2\text{SO}_{4(\text{конц.})} \rightarrow$.
270. $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 + \text{I}_2 \rightarrow$; $\text{Ag} + \text{H}_2\text{SO}_{4(\text{конц.})} \rightarrow$.
271. $\text{SO}_2 + \text{Cl}_2 \rightarrow$; $\text{Cu}_2\text{S} + \text{HNO}_{3(\text{конц.})} \rightarrow$.
272. $\text{Na}_2\text{S}_3 + \text{HCl} \rightarrow$; $\text{Cu} + \text{H}_2\text{SO}_{4(\text{конц.})} \rightarrow$.
273. $\text{Na}_2\text{S} + \text{S} \rightarrow$; $\text{S} + \text{HNO}_{3(\text{конц.})} \rightarrow$.
274. $\text{Au} + \text{H}_2\text{SeO}_{4(\text{конц.})} \xrightarrow{t}$; $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3(\text{изб.}) + \text{AgBr} \rightarrow$.
275. $\text{AlCl}_3 + \text{Na}_2\text{S} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$; $\text{CrCl}_3 + \text{H}_2\text{O}_2 + \text{NaOH} \rightarrow$.
276. $\text{H}_2\text{O}_2 + \text{KI} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$; $\text{Al}_2\text{S}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$.
277. Давление насыщенного пара воды составляет 0,027 атм при 18°С и 0,13 атм при 51,6°С. Вычислить термодинамические характеристики процесса испарения воды.
278. Произойдет ли образование осадка сульфида ртути (II) при взаимодействии равных объемов 0,001 М раствора $\text{K}_2[\text{Hg}(\text{CN})_4]$, содержащего 1 моль/л избыточного KCN, и 0,1 М раствора K_2S ?
279. Во сколько раз уменьшается растворимость сульфида кадмия в 0,1 н. растворе сульфида натрия по сравнению с его растворимостью в чистой воде?
280. Вычислить ЭДС гальванического элемента, составленного из стандартного водородного электрода и серебряного электрода, опущенного в насыщенный раствор сульфида серебра.
281. Указать характер изменения энергии ионизации, сродства к электрону, электроотрицательности атомов галогенов, а также энергии химической связи и термической устойчивости молекул $\text{F}_2 - \text{I}_2$.
282. Записать электронную формулу атома иода для основного и возбужденных состояний. Какие степени окисления характерны для

- атомов галогенов? Почему, в отличие от остальных галогенов, для фтора не характерны положительные степени окисления?
283. Написать уравнения реакций взаимодействия галогенов с водой и растворами щелочей (холодными и горячими). Как получают белильную известь? Какие свойства белильной извести обуславливают ее использование?
284. Перечислить известные лабораторные и промышленные способы получения галогенов. Из каких материалов изготавливают аппаратуру для получения фтора?
285. Как получают галогеноводороды? Как изменяются температуры плавления и кипения в ряду HF – HI? Назвать причины указанного изменения температур плавления и кипения.
286. Как можно объяснить относительно низкое значение энергии связи в молекуле F₂ с позиций теорий ВС и МО? Чем объясняется более высокая реакционная способность фтора по сравнению с другими галогенами?
287. Записать уравнения реакций, характеризующих химические свойства хлора. При каких условиях хлор реагирует с водородом? Объяснить механизм этой реакции.
288. Как и почему изменяется восстановительная способность в ряду галогеноводородов? Как изменяется полярность связи в указанном ряду галогеноводородов? Написать уравнения реакций взаимодействия кристаллических NaCl, NaBr, NaI с концентрированной серной кислотой. Объяснить причину образования различных продуктов в указанных реакциях.
289. Как изменяются кислотные и окислительно-восстановительные свойства в ряду кислородсодержащих кислот хлора? Указать причины данного хода изменений.
290. Как и почему изменяется сила кислот в ряду HF – HI? Написать уравнения реакций, характеризующих химические свойства плавиковой кислоты.
291. Сравнить геометрические формулы молекул и ионов: BeF₂ и [BeF₄]²⁻; PF₅ и [PF₆]⁻; AlCl₃ и [AlCl₄]⁻.
292. Написать уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения в молекулярной и ионно-молекулярной формах: HCl → Cl₂ → KClO₃ → KCl → AgCl → [Ag(NH₃)₂]Cl.

293. Как можно получить кислородсодержащие кислоты хлора? Написать уравнения реакций термического разложения солей указанных кислот. К какому типу реакций относятся процессы разложения солей?
294. Какие продукты образуются при взаимодействии растворимых галогенидов металлов и неметаллов с водой? Написать уравнения реакции гидролиза SiCl_4 , PI_3 , ClF_3 , BF_3 , AlCl_3 . Объяснить причины образования указанных продуктов.
295. Перечислить свойства фтора, которые отличают его от остальных галогенов. Указать причины этих отличий.
296. Возможен ли синтез оксидов хлора из простых веществ при стандартных условиях? Как можно получить оксиды хлора? Написать уравнения реакций взаимодействия Cl_2O , ClO_2 , Cl_2O_7 , I_2O_5 с водой и со щелочью.
- К № 297–300. Дописать уравнения реакций. Для окислительно-восстановительных реакций написать уравнения полуреакций, указать окислитель, восстановитель. Составить уравнения в ионно-молекулярной форме:
297. $\text{NaClO} + \text{MnO}_2 + \text{KOH} \xrightarrow{t}$; $\text{F}_2 + \text{NaOH} \rightarrow$.
298. $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{HI} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$; $\text{PCl}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$.
299. $\text{CaOCl}_2 + \text{HCl} \rightarrow$; $\text{KBr} + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$.
300. $\text{I}_2 + \text{Br}_2 + \text{KOH} \rightarrow$; $\text{I}_2 + \text{HNO}_{3(\text{конц.})} \rightarrow$.
301. Сравнить pH 0,1 М растворов хлорноватистой, хлористой и хлорной кислот.
302. Используя термодинамические характеристики, вычислить температуру, начиная с которой становится возможной реакция получения хлороводорода согласно уравнению $2(\text{Cl}_2) + 2(\text{H}_2\text{O}) = 4(\text{HCl}) + (\text{O}_2)$. Как будет влиять повышение температуры и давления на направление процесса?
303. Используя термодинамические характеристики, оценить, обратимы ли при стандартных условиях реакции: $\text{Г}_2 + \text{H}_2 = 2\text{HG}$ ($\text{Г} = \text{F}, \text{Cl}, \text{Br}, \text{I}$).
304. В 1 л воды растворили 1,568 л HCl (н.у.). Вычислить pH полученного раствора.
305. Во сколько раз необходимо разбавить раствор плавиковой кислоты с pH равным 2,2, чтобы повысить значение pH на единицу?
306. Выпадет ли осадок, если к 100 мл 0,02 н. раствора хлорида кальция добавить 50 мл 0,1 н. раствора фтороводородной кислоты?

307. Сравнить растворимость иодида свинца в воде и в 0,1 М растворе иодоводородной кислоты.
308. К моменту наступления равновесия $4(\text{HBr}) + (\text{O}_2) = 2(\text{H}_2\text{O}) + 2(\text{Br}_2)$ концентрация $C_{\text{HBr}} = 0,6$ моль/л, $C_{\text{O}_2} = 0,36$ моль/л. Найти значение K_c и исходные концентрации HBr и O₂, если известно, что в реакцию вступило 20% исходного количества кислорода.
309. Какой объем 30%-го раствора соляной кислоты ($\rho = 1,15$ г/мл) потребуется для приготовления 2 л 1 н. раствора HCl?
310. Какой объем 26%-го раствора соляной кислоты ($\rho = 1,13$ г/мл) потребуется для взаимодействия с 25 г оксида марганца (IV)? Какой объем хлора (н.у.) при этом выделится?
311. Рассчитать растворимость иодида меди (I) в молях на 1 л и граммах на 1 л. Какой объем воды понадобится для растворения 1,8 г CuI?
312. Рассчитать pH 8%-го раствора соляной кислоты ($\rho = 1,039$ г/мл).
313. 24,5 г хлората калия поместили в 32%-й раствор соляной кислоты объемом 98 мл ($\rho = 1,163$ г/мл). Определить объем выделившегося газа, если практический выход реакции составляет 70%.
314. Смешали 500 мл 0,1 М раствора иодноватой кислоты и 500 мл 0,1 М раствора иодоводородной кислоты. Определить массу образующегося осадка.
315. Рассчитать pH: а) 0,1 М раствора фтороводорода; б) 0,1 М раствора иодоводорода.
316. Сколько граммов $\text{MgCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ нужно взять для приготовления 300 г 8%-го раствора MgCl_2 ?
317. Определить значение константы диссоциации иодноватистой кислоты, pH 1 М раствора которой равен 5.
318. Вычислить константу гидролиза, степень и pH 0,02 М раствора гипохлорита калия.
319. Вычислить значение электродного потенциала серебряного электрода, опущенного в насыщенный раствор хлорида серебра.
320. Определить возможность получения хлора в результате взаимодействия хлорид-ионов с ионами Fe^{3+} в кислом растворе при стандартных условиях.
321. Объяснить, почему в периодической системе водороду отводят место в I А и одновременно в VII А группе.

322. Какие нуклиды водорода известны? Сколько молекул тяжелой воды содержится в 1 кг природной воды, если массовая доля тяжелой воды в природной воде составляет 0,02%?
323. При производстве водорода методом последовательной конверсии метана образуется смесь газообразных CO_2 и H_2 . Предложить способ очистки водорода от углекислого газа. При каких условиях проводят процесс конверсии метана?
324. В ракетных двигателях можно использовать реакции: $(\text{H}_2) + (\text{F}_2) = 2(\text{HF})$; $2(\text{H}_2) + (\text{O}_2) = 2(\text{H}_2\text{O})$. Определить тепловой эффект указанных процессов в расчете на 1 кг исходной смеси при стандартных условиях и сравнить энергетическую эффективность предложенных смесей.
325. Чем обусловлены низкие температуры плавления и кипения водорода? В чем причина уникальности свойств водорода?
326. Оценить термодинамическую возможность восстановления CuO и FeO водородом при стандартных условиях?
327. Определить температуру, выше которой термодинамически возможен процесс диссоциации молекулярного водорода на атомы.
328. При электролизе растворов каких из перечисленных солей может выделяться водород: FeSO_4 ; CaCl_2 ; $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$; NaCl ; CuCl_2 ? Ответ дать исходя из правил последовательности разрядки ионов и молекул при электролизе.
329. Исходя из строения атома водорода: а) описать строение молекулы H_2 с позиций методов ВС и МО; б) указать возможные степени окисления водорода.
330. Как получают водород в промышленности и в лаборатории? Привести уравнения соответствующих реакций.
331. Как получают гидриды металлов? Записать уравнения реакций получения гидрида кальция и его взаимодействия с водой.
332. Какие из перечисленных ионов и молекул могут существовать: H_2^{2+} ; H_2^+ ; H_2 ; H_2^- ; H_2^{2-} ? Ответ мотивировать используя метод МО. Указать магнитные свойства существующих частиц.
333. Сколько теплоты выделится при сгорании 3 молей водорода в кислороде?
334. Привести сравнительный анализ химических свойств водорода и галогенов. В чем сходство и различие свойств?
335. Как изменяются свойства водородных соединений элементов в периодах и группах?

336. Газ, выделившийся при взаимодействии 4 г цинка с 37,4 мл 14,6%-й соляной кислоты ($\rho = 1,07$ г/мл), пропустили при нагревании над 8 г CuO. Чему равна масса полученной твердой смеси?
337. Рассчитать массу цинка и массу 36%-го раствора H_2SO_4 , необходимые для получения 67,2 л H_2 .
338. Смесь 5,6 л азота и 5,6 л водорода пропущена над катализатором. Для нейтрализации образовавшегося аммиака потребовалось 48 мл 9,125%-го раствора соляной кислоты ($\rho = 1,04$ г/мл). Найти процентный состав газовой смеси по объему после пропускания над катализатором (н.у.).
339. Какой объем хлора и водорода (н.у.) потребуется для получения 500 мл 20%-й соляной кислоты?
340. Константа равновесия в системе $(H_2) + (I_2) = 2(HI)$ при некоторой температуре равна 0,2. Равновесные концентрации водорода и иода равны между собой и составляют 0,1 моль/л. Определить равновесную концентрацию HI и исходные концентрации водорода и иода.
341. Какие степени окисления проявляют элементы подгруппы меди? Какая степень окисления наиболее характерна для каждого из них? Как согласуются степени окисления этих элементов с особенностями строения их атомов?
342. Почему элементы I Б подгруппы резко отличаются по своим свойствам от элементов I А подгруппы? Проиллюстрировать указанное отличие на нескольких примерах (2–3).
343. Написать уравнения реакций, используемых в промышленности для получения меди, исходя из следующих веществ: а) оксид меди (II); б) сульфид меди; в) малахит.
344. Составить уравнения реакций, объясняющих появление зеленого налета на медных изделиях и почернение серебряных предметов при их хранении на воздухе.
345. Какие реакции лежат в основе цианидного способа извлечения золота и серебра из руд? Составить электронные и молекулярные уравнения реакций.
346. Какие процессы происходят при электролизе раствора сульфата меди, если используются: а) угольные электроды; б) медные электроды? Написать уравнения катодных и анодных процессов.
347. Как получить перхлорат меди из набора следующих веществ: а) Cu, Ba(OH)₂, H₂SO₄ и HClO₄; б) CuSO₄, NaOH, HClO₄.

348. Как объяснить, уменьшение растворимости в аммиаке соединений в ряду AgCl , AgBr , AgI . Можно ли растворить AgI в растворе тиосульфата натрия? Написать молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций.
349. Написать уравнения реакций получения металлического серебра, исходя из наличия: нитрата серебра, раствора аммиака, формалина и глюкозы.
350. Составить уравнения реакций, протекающих при осуществлении следующих превращений $\text{Ag} \rightarrow \text{AgNO}_3 \rightarrow \text{Ag}_2\text{S} \rightarrow \text{Na}[\text{Ag}(\text{CN})_2] \rightarrow \text{Ag}$.
351. Составить молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций растворения: а) меди в соляной кислоте, насыщенной хлором; б) серебра в разбавленной азотной кислоте; в) золота в горячей безводной селеновой кислоте.
352. Образуется ли осадок при сливании равных объемов 0,02 н. растворов AgNO_3 и H_2SO_4 ($\text{IP}_{\text{Ag}_2\text{SO}_4} = 7,0 \cdot 10^{-5}$)?
353. Какое из веществ имеет большую растворимость (г/л): Ag_2SO_4 , CuS , Ag_2CrO_4 ?
354. Написать ионно-молекулярные уравнения реакций и составить для них возможные молекулярные уравнения: $\text{Ag}^+ + \text{S}^{2-} \rightarrow$; $\text{Cu}^{2+} + \text{I}^- \rightarrow$; $\text{Cu}^{2+} + \text{NH}_4\text{OH} + \text{OH}^- \rightarrow \text{N}_2\text{O} + \dots$.
355. Закончить уравнения реакций и расставить коэффициенты: $\text{Au}_2\text{O}_3 + \text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow$; $\text{Au} + \text{H}_2\text{S} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Au}_2\text{S} + \text{H}_2\text{SO}_4 + \dots$; $\text{Au} + \text{KCN} + \text{O}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$.
356. Какой объем газа (н.у.) выделится при растворении 2 г золота в «царской водке»?
357. Какие реакции будут протекать при действии на соли $\text{K}[\text{Ag}(\text{CN})_2]$ и $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{Cl}$ растворов: а) NaOH ; б) KI ; в) Na_2S ? Объяснить возможность протекания реакций и написать их уравнения.
358. Как выделить индивидуальные вещества из смеси, содержащей хлорид и фторид серебра?
359. Могут ли протекать окислительно-восстановительные реакции: а) $\text{FeCl}_3 + \text{Cu} \rightarrow$; б) $\text{Cu}_2\text{O} + \text{HNO}_3 (\text{разб.}) \rightarrow$?
360. Вычислить электродвижущую силу гальванического элемента, составленного из медного электрода в 10^{-3} М растворе CuSO_4 и серебряного электрода, опущенного в насыщенный раствор сульфида серебра.

361. Почему ртуть в электрохимическом ряду напряжений стоит значительно правее кадмия и цинка? С какими простыми веществами может реагировать ртуть при комнатной температуре? Написать уравнения реакций.
362. Какие вещества можно получить при действии избытка гидроксида натрия на растворы нитрата цинка, кадмия и ртути (II)? Составить молекулярные и ионно-молекулярные уравнения этих реакций.
363. Цинк находится в контакте с металлами: железом и медью. В каком случае атмосферная коррозия цинка будет протекать интенсивнее? Почему? Написать уравнения электродных процессов.
364. Как относятся цинк, кадмий и ртуть к воде, щелочам, разбавленной и концентрированной серной кислоте? Составить уравнения возможных реакций.
365. Составить молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций, протекающих при следующих превращениях: $Zn \rightarrow Na_2[Zn(OH)_4] \rightarrow ZnSO_4 \rightarrow [Zn(NH_3)_4]SO_4$.
366. Определить степень термического разложения карбоната цинка, если из 2 кг $ZnCO_3$ получено 1,84 кг твердого остатка.
367. Имеется смесь оксидов ZnO , CdO , HgO . Предложить способы выделения из этой смеси индивидуальных оксидов и соответствующих им металлов.
368. Рассчитать pH, константу и степень гидролиза 0,1 М раствора $ZnCl_2$.
369. Как взаимодействует ртуть с азотной кислотой, если использовать избыток: а) азотной кислоты; б) ртути? Написать уравнения реакций и уравнивать их методом полуреакций.
370. В растворе, содержащем 0,01 моль/л ионов $[Zn(NH_3)_4]^{2+}$ и 0,1 моль/л избыточного аммиака, создали концентрацию сульфид ионов S^{2-} , равную концентрации этих ионов в насыщенном растворе CdS . Будет ли разрушаться комплексный ион?
371. Какой объем газа выделится при взаимодействии цинка с 200 г раствора, массовая доля $NaOH$ в котором 10%?
372. Закончить уравнения реакций: $Zn(NO_3)_2 + Na_2CO_3 + H_2O \rightarrow$; $CdS + HNO_{3(конц.)} \rightarrow$; $Hg_2(NO_3)_2 + HNO_3 \rightarrow$; $HgO + Cl_2 \rightarrow$.
373. Как получить из сулемы $HgCl_2$ оксид ртути (II)? Почему каломель Hg_2Cl_2 хранят в склянках, на дне которых находится немного металлический ртути?

374. Почему гидроксид цинка растворяется и в щелочах, и в растворе NH_4OH , тогда как гидроксид кадмия растворяется только в последнем? Составить молекулярные и ионно-молекулярные уравнения соответствующих реакций.
375. Предложить способ получения металлического цинка из карбоната цинка. Написать соответствующие уравнения реакций.
376. Что такое амальгамы? Как их можно получить? Как используют амальгамы в технике?
377. Чем объясняется способность соединений ртути (+1) к реакциям диспропорционирования? Составить электронные и молекулярные уравнения реакций каломели (Hg_2Cl_2): а) с хлором; б) с раствором SnCl_2 .
378. Рассчитать концентрацию ионов Cd^{2+} в 0,01 М растворе $\text{K}_2[\text{Cd}(\text{CN})_4]$, содержащем, кроме того, 0,1 моля KCN в литре раствора.
379. Предложить способы получения: а) цинка из цианида цинка; б) цинка из сульфата цинка; в) ртути из каломели (Hg_2Cl_2); г) ртути из сулемы (HgCl_2). Написать уравнения реакций.
380. Написать уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения: $\text{Hg} \xrightarrow{\text{HNO}_3(\text{изб.})} \text{A} \xrightarrow{\text{KOH}} \text{B}$
 $\xrightarrow{t} \text{C} \xrightarrow{\text{HNO}_3(\text{разб.})} \text{D}$. Назвать вещества А, В, С, D.
381. Как изменяется химическая активность металлов подгруппы скандия? Привести примеры применения металлов подгруппы скандия и их соединений. Какие степени окисления характерны для этих элементов?
382. Закончить уравнения реакций: $\text{Sc} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$; $\text{Y} + \text{HCl} \rightarrow$;
 $\text{La} + \text{Cl}_2 \rightarrow$; $\text{La} + \text{N}_2 \rightarrow$.
383. Предложить три способа получения гидроксида иттрия (III). Написать соответствующие уравнения реакций.
384. Разбавленная азотная кислота при взаимодействии со скандием максимально восстанавливается. Вычислить объем 0,5 М раствора HNO_3 , который потребуется для растворения 9,18 г металлического скандия, содержащего 2% посторонних примесей.
385. Как изменяются кислотно-основные свойства гидроксидов $\text{Sc}(\text{OH})_3 - \text{Y}(\text{OH})_3 - \text{La}(\text{OH})_3$? Записать уравнения реакций взаимодействия гидроксида лантана (III) с хлорной кислотой, оксидом углерода (IV) и хлоридом аммония.
386. Написать молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превра-

щения: $Y \xrightarrow{\text{HNO}_3 \text{ (разб.)}} A \xrightarrow{\text{KOH}} B \xrightarrow{t} C \xrightarrow{\text{Mg, } t} D$. Назвать вещества А, В, С, D.

387. Как относятся элементы подгруппы скандия к водороду? Как они окисляются кислородом и реагируют с водой? Написать уравнения соответствующих реакций.
388. Гидроксид скандия прокалили при температуре 360°C. Полученный продукт сплавил с гидроксидом натрия, а затем обработали концентрированным раствором соляной кислоты. Написать уравнения соответствующих реакций.
389. Написать уравнения реакций взаимодействия YCl_3 с водой: а) при комнатной температуре; б) при нагревании. Как изменяется устойчивость галогенидов в ряду $YF_3 - YCl_3 - YBr_3 - YI_3$?
390. Как изменяются значения металлических радиусов, энергии ионизации, температуры плавления и кипения, а также значения электродных потенциалов в ряду $Sc - Y - La - Ac$? Какой вывод о химической активности элементов можно сделать на основании характера изменения указанных характеристик?
391. Какие степени окисления характерны для элементов подгруппы титана? Как изменяется устойчивость соединений в этих степенях окисления в ряду $Ti - Hf$?
392. Написать уравнения реакций получения титана, циркония и гафния из их природных соединений. Где находят применение эти металлы?
393. Как относится Ti , Zr , Hf : а) к HF ; б) к смеси HF и HNO_3 ; в) к $H_2SO_{4(\text{конц.})}$; г) к «царской водке»? Показать на примере взаимодействия циркония с перечисленными веществами.
394. Закончить уравнения реакций, указать к какому типу они относятся: $K_2[ZrF_6] + Na \rightarrow$; $TiCl_4 + H_2O \rightarrow$; $TiO_2 + CaH_2 \rightarrow$; $TiO_2 + BaCO_3 \xrightarrow{t}$.
395. Объяснить, почему тетрахлорид титана плавится при более низкой температуре, чем трихлорид титана. Написать уравнения реакций гидролиза этих соединений.
396. Титан можно получить из рутила TiO_2 при нагревании с углеродом в атмосфере хлора и последующем восстановлением из хлорида натрием или магнием. Написать уравнения реакций. Какую массу титана можно получить из 1 т рутила, содержащего 12% посторонних примесей?

397. Порошок титана способен реагировать при нагревании с H_2O , HCl , HNO_3 . Записать уравнения реакций титана с этими веществами.
398. Закончить уравнения реакций: $\text{TiO}_2 + \text{H}_2\text{SO}_{4(\text{конц.})} \rightarrow$; $\text{TiO}_2 + \text{HF} \rightarrow$; $\text{TiO}_2 + \text{NaOH} \xrightarrow{\text{сплав.}}$; $\text{TiO}_2 + \text{H}_2 \xrightarrow{t}$.
399. При каких условиях элементы подгруппы титана реагируют с галогенами, кислородом, серой, углеродом, азотом? Написать уравнения соответствующих реакций.
400. Написать уравнения реакций получения гидроксидов элементов подгруппы титана (со степенью окисления +4). Присущи ли гидроксидам этих элементов амфотерные свойства? Взаимодействует ли гидроксид титана (IV) со щелочами?
401. Какие химические свойства лежат в основе получения в промышленности металлов подгруппы ванадия? Привести уравнения этих реакций. Где применяется ванадий, ниобий, тантал?
402. Какие степени окисления проявляют элементы подгруппы ванадия? Какие из них наиболее характерны для этих элементов? Привести примеры соединений, в которых проявляются эти степени окисления элементов.
403. Как относятся ванадий, ниобий, тантал к кислотам и щелочам? Написать уравнения возможных реакций.
404. Написать уравнения наиболее характерных реакций оксидов ванадия с кислотами и щелочами: $\text{V}_2\text{O}_5 + \text{KOH} \rightarrow$; $\text{V}_2\text{O}_3 + \text{HCl} \rightarrow$; $\text{VO}_2 + \text{KOH} \rightarrow$; $\text{VO}_2 + \text{HCl} \rightarrow$; $\text{VO} + \text{HCl} \rightarrow$.
405. Написать молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций взаимодействия между раствором ванадата натрия и а) нитратом серебра; б) хлоридом аммония.
406. Закончить уравнения реакций: $\text{NaVO}_3 + \text{FeSO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$; $\text{NaVO}_3 + \text{KI} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$; $\text{Ta}_2\text{O}_5 + \text{HF} \rightarrow$; $\text{Nb}_2\text{O}_5 + \text{HF} \rightarrow$.
407. Составить молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций получения солей мета-, ди- и ортованадиевых кислот.
408. Как получить ниобат и танталат натрия? Написать уравнения соответствующих реакций.
409. Какие галогениды ниобия известны? Как они гидролизуются? Записать уравнения реакций гидролиза.
410. При нагревании VCl_3 диспропорционирует с образованием других хлоридов. Рассчитать степень термического разложения, если из 31,5 г VCl_3 получено 29,725 г твердого остатка.

411. Записать электронные конфигурации атомов хрома, молибдена, вольфрама. Чему равна высшая валентность этих элементов по кислороду, фтору? Привести примеры.
412. Металлический хром получают алюмотермическим восстановлением Cr_2O_3 . Для получения Cr_2O_3 хромистый железняк $\text{Fe}(\text{CrO}_2)_2$ сплавляют с содой в присутствии кислорода. Далее получающийся хромат натрия переводят в дихромат, который затем восстанавливают углем до Cr_2O_3 . Написать уравнения всех указанных реакций.
413. Составить уравнения реакций, протекающих при осуществлении следующих превращений: $\text{MoO}_3 \rightarrow \text{Mo} \rightarrow \text{Na}_2\text{MoO}_4 \rightarrow \text{H}_2\text{MoO}_4 \rightarrow (\text{MoO}_2)\text{SO}_4$. Перевести молибден в молибдат можно сплавляя молибденовый порошок с NaNO_3 и содой. О каких свойствах гидроксида молибдена (VI) свидетельствует такое превращение?
414. Составить уравнения реакций, протекающих при осуществлении следующих превращений: $\text{W} \rightarrow \text{WO}_3 \rightarrow \text{Na}_2\text{WO}_4 \rightarrow \text{H}_2\text{WO}_4 \rightarrow \text{W}_2\text{O}_5$. Восстановление иона WO_4^{2-} в W_2O_5 лучше всего проводить цинком в солянокислой среде.
415. Провести термодинамический анализ возможности окисления хлората калия в перхлорат в растворе дихромата калия, подкисленном серной кислотой.
416. Как получить из оксида хрома (III): а) хромат калия; б) дихромат калия; в) хромит калия; г) оксид хрома (II)? Написать уравнения соответствующих реакций.
417. Составить уравнения реакций разложения хромата и дихромата натрия при нагревании. Какой объем газа (н.у.) выделится при термическом разложении 30 г дихромата натрия?
418. Природное соединение MoS_2 служит сырьем для получения молибдена и его соединений. Составить электронные уравнения и на их основании написать реакции взаимодействия. $\text{MoS}_2 + \text{O}_2 \rightarrow$; $\text{MoS}_2 + \text{O}_2 + \text{Na}_2\text{CO}_3 \rightarrow$; $\text{W} + \text{H}_2\text{O}_2 + \text{NaOH} \rightarrow$; $\text{MoS}_2 + (\text{NH}_4)_2\text{S}_2 \rightarrow$.
419. Как относятся хром, молибден, вольфрам к кислотам? Написать уравнения реакций хрома с $\text{HCl}_{(\text{разб.})}$ и $\text{H}_2\text{SO}_{4(\text{разб.})}$; молибдена с HNO_3 и смесью HCl и HNO_3 ; вольфрама со смесью HF и HNO_3 .
420. Рассчитать массы дихромата калия и серы, которые необходимы для получения 46 г Cr_2O_3 . Учесть, что для реакции нужен трехкратный избыток серы.
421. Объяснить строение гексакарбониллов элементов подгруппы хрома на примере $\text{Cr}(\text{CO})_6$. Какое применение находят карбонилы указанных элементов?

422. Оксид хрома (III) химически инертен. Чтобы доказать его амфотерную природу, Cr_2O_3 сплавляют с дисульфатом калия и со щелочью, например КОН. Написать уравнения происходящих при этом реакций.
423. Кристаллогидрат $\text{CrCl}_3 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ имеет несколько изомерных форм. Привести формулы изомеров, указать их окраску. Дать определение данного вида изомерии. Какую пространственную конфигурацию будут иметь в изомерах комплексные ионы?
424. Хромовый ангидрид получают при взаимодействии дихроматов с концентрированной серной кислотой, MoO_3 – разложением соединения $(\text{NH}_4)_6\text{Mo}_7\text{O}_{24}$ при нагревании, а WO_3 – прокаливая некоторые вольфраматы, например: $(\text{NH}_4)_2\text{WO}_4$. Написать уравнения соответствующих реакций.
425. Какой состав имеют темно-красные игольчатые кристаллы, выделяющиеся при отстаивании смеси раствора дихромата калия с концентрированной серной кислотой. Почему эту смесь (хромпик) используют в химических лабораториях для мытья посуды? Чем отличается взаимодействие выделившихся кристаллов с раствором концентрированной соляной кислоты от его взаимодействия с хлористым водородом? Составить уравнения соответствующих реакций.
426. Определить массу хромата серебра, содержащуюся в 10 л его насыщенного раствора. Привести уравнение реакции, по которой можно получить хромат серебра.
427. Какую массу $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot 18\text{H}_2\text{O}$ следует растворить в 1 л воды, чтобы получить раствор с массовой долей 10% в пересчете на безводную соль.
428. Рассчитать электродвижущую силу процессов: а) $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{KI} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$; б) $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_3\text{PO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$.
429. Элементы подгруппы хрома способны к образованию пероксо соединений. Написать уравнения реакций: а) $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow$; б) $\text{Na}_2\text{MoO}_4 + \text{H}_2\text{O}_2 \xrightarrow{\text{хол.}}$.
430. Написать уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить превращения: $\text{Cr}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{Cr} \rightarrow \text{Na}_2\text{CrO}_4 \rightarrow \text{Na}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 \rightarrow \text{Cr}_2\text{O}_3$.
431. Привести электронные конфигурации атомов марганца, технеция, рения. Указать возможные степени окисления для этих элементов. Привести примеры соединений элементов подгруппы марганца в разных степенях окисления.

432. Составить уравнения реакций получения марганца из природных руд и указать условия, при которых проводят эти реакции. Указать области промышленности, в которых используется марганец, рений.
433. Как влияет среда на характер восстановления перманганата калия? Составить молекулярные уравнения реакций KMnO_4 с нитритом калия: а) при $\text{pH} = 12$; б) при $\text{pH} = 3$. Уравнять их ионно-электронным методом.
434. Закончить уравнения реакций: а) $\text{MnO}_2 + \text{KNO}_3 + \text{Na}_2\text{CO}_3 \rightarrow$; б) $\text{MnO}_2 + \text{KI} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$. Для реакции б) провести термодинамический анализ возможности ее протекания.
435. Закончить уравнения реакций и написать их в молекулярной форме: $\text{MnO}_4^- + \text{H}_2\text{O}_2 + \text{OH}^- \rightarrow$; $\text{MnO}_2 + \text{PbO}_2 + \text{H}^+ \rightarrow$; $\text{Mn}^{2+} + \text{ClO}^- + \text{OH}^- \rightarrow$.
436. Составить молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций растворения марганца в соляной, серной и азотной кислотах.
437. Какая масса KMnO_4 и какой объем раствора HCl с массовой долей 20% ($\rho = 1,1 \text{ г/см}^3$) потребуются для выделения количества хлора, необходимого для получения 72,7 г пентахлорида рения?
438. Какое количество теплоты следует затратить на разложение перманганата калия, чтобы получить 56 л кислорода (н.у.)?
439. Как изменяются кислотно-основные свойства оксидов марганца и рения по мере возрастания степени окисления элементов? Привести уравнения соответствующих реакций.
440. Предложить способы получения оксидов MnO , MnO_2 , Mn_3O_4 , Mn_2O_7 , ReO_2 , Re_2O_7 . Какие гидроксиды соответствуют данным оксидам?
441. Наиболее чистый марганец получают электролизом водного раствора сульфата марганца (II). Написать уравнения процессов, происходящих на угольных электродах при электролизе. Составить молекулярные уравнения электролиза.
442. Какие процессы лежат в основе промышленного способа получения перманганата калия из MnO_2 ? Где находит применение перманганат калия?
443. Написать уравнение реакции, которая протекает при хранении водного раствора перманганата калия, содержащего примесь манганата калия. Можно ли использовать свежеприготовленный раствор перманганата для аналитических определений? Написать

- уравнение реакции качественного определения соединений марганца (II).
444. Может ли реагировать Mn_2O_3 : а) с цинком; б) серебром; в) сернистым газом? Написать уравнения возможных реакций.
445. Составить уравнения реакций, протекающих при следующих превращениях: $\text{Mn} \rightarrow \text{Mn}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow \text{Mn}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{MnO}_2 \rightarrow \text{K}_2\text{MnO}_4 \rightarrow \text{KMnO}_4$.
446. Марганцевый электрод имеет потенциал $-1,23$ В. Вычислить концентрацию ионов Mn^{2+} в растворе.
447. При каком рН потенциал системы $\text{Mn}^{2+} + 4\text{H}_2\text{O} - 5\text{e} = \text{MnO}_4^- + 8\text{H}^+$ равен $1,34$ В? Отношение концентраций ионов Mn^{2+} и MnO_4^- в растворе принять равным единице.
448. Карбонат марганца (II) прокаливают на воздухе при температурах: а) 400°C ; б) 800°C ; в) 1100°C . Указать, какие продукты при этом получают. Написать уравнения реакций.
449. Закончить уравнения реакций. Используя ионно-электронный метод, расставить коэффициенты: $\text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$; $\text{MnO}_2 + \text{NaNO}_3 + \text{NaOH} \rightarrow$; $\text{ReCl}_5 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$; $\text{Re} + \text{H}_2\text{O}_2 + \text{NH}_4\text{OH} \rightarrow$.
450. Написать уравнения реакций, протекающих при нагревании следующих веществ: $\text{Mn}(\text{NO}_3)_2$, KMnO_4 , Mn_2O_7 . Какие меры безопасности следует соблюдать при хранении перечисленных веществ.
451. Какие степени окисления проявляют железо, кобальт, никель? Какова максимальная и наиболее характерная степень окисления для этих элементов? Написать уравнение реакции взаимодействия феррата калия с соляной кислотой.
452. Какие химические реакции лежат в основе промышленного способа получения чугуна?
453. Составить уравнения реакций, протекающих при осуществлении следующих превращений: $\text{Fe} \rightarrow \text{FeCl}_2 \rightarrow \text{Fe}(\text{CN})_2 \rightarrow \text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6] \rightarrow \text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$. Для окислительно-восстановительных реакций записать полуреакции окисления-восстановления.
454. Составить уравнения реакций, протекающих при осуществлении следующих превращений: $\text{Ni} \rightarrow \text{Ni}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow \text{Ni}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{Ni}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{NiCl}_2$.
455. Палладий легко растворяется в азотной и горячей концентрированной серной кислоте, платина – в царской водке, а рутений и осмий для перевода в растворимое состояние сплавляют со щелочами в присутствии окислителей. При этом образуются соеди-

- нения со степенью окисления +6. Написать уравнения реакций.
 $\text{Pd} + \text{HNO}_3 \rightarrow$; $\text{Pd} + \text{H}_2\text{SO}_4 \xrightarrow{t}$; $\text{Os} + \text{O}_2 + \text{KOH} \rightarrow$; $\text{Pt} + \text{HNO}_3 + \text{HCl} \rightarrow$; $\text{Ru} + \text{KNO}_3 + \text{KOH} \rightarrow$.
456. Образуется ли осадок сульфида кобальта, при сливании равных объемов 0,004 н. CoCl_2 и 0,005 н. K_2S ($\text{IP}_{\text{CoS}} = 4 \cdot 10^{-21}$)?
457. Объяснить строение комплексного иона $[\text{Ni}(\text{CN})_6]^{4-}$ (метод валентных связей). Какой тип гибридизации атомных орбиталей имеет место при образовании этого иона? Каково пространственное строение иона? Какими магнитными свойствами обладает данный ион?
458. Какой из двух комплексных ионов $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-}$ или $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-}$ более устойчив? Рассчитать концентрацию ионов Fe^{3+} в 0,1 М растворе $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$, содержащем кроме того цианид калия, концентрация которого 0,01 моль/л.
459. Какая из приведенных солей в большей степени подвергается гидролизу: FeCl_2 , FeCl_3 ? Ответ мотивировать не используя значения констант гидролиза. Написать уравнения реакций гидролиза в молекулярном и ионно-молекулярном виде.
460. Могут ли существовать совместно: а) $\text{Fe}(\text{OH})_2$ и H_2O_2 ; б) FeCl_3 и H_2S ; в) $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ и H_2S ; г) $\text{Co}(\text{OH})_2$ и H_2O_2 ; д) $\text{K}_4[\text{Co}(\text{CN})_6]$ и Cl_2 . Ответ пояснить.
461. Как различить гидроксиды $\text{Co}(\text{OH})_2$ и $\text{Co}(\text{OH})_3$ по их химическим свойствам? Написать соответствующие уравнения реакций.
462. Написать уравнения реакций гидроксида никеля (II): а) с хлором; б) гипохлоритом натрия; в) оксидом водорода; г) соляной кислотой.
463. Составить уравнения реакций, протекающих при осуществлении следующих превращений: $\text{Co} \rightarrow \text{Co}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow \text{Co}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{Co}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{CoCl}_2$. Уравнения окислительно-восстановительных реакций написать используя ионно-электронный метод.
464. Как получить комплексное соединение $[\text{Ni}(\text{NH}_3)_6]\text{SO}_4$ из сульфата никеля (II)? Какие процессы будут происходить на катоде и аноде (электроды графитовые) при электролизе раствора $[\text{Ni}(\text{NH}_3)_6]\text{SO}_4$? Написать уравнения реакций.
465. Написать уравнения реакций качественного определения ионов Fe^{2+} и Fe^{3+} в растворе.
466. Закончить уравнения реакций, написать их в молекулярной форме: $\text{Fe}^{3+} + \text{H}_2\text{S} \rightarrow$; $\text{Fe}^{2+} + \text{Br}_2 + \text{H}^+ \rightarrow$; $\text{Fe}^{2+} + \text{NO}_3^- + \text{H}^+ \rightarrow$; $\text{Fe}^{3+} + \text{SO}_3^{2-} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$.

467. Закончить уравнения реакций. Для окислительно-восстановительных процессов составить уравнения полуреакций ионно-электронным методом. $\text{FeSO}_4 + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$; $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6] + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$; $\text{CoBr}_2 + \text{O}_2 + \text{KOH} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$; $\text{CoCl}_2 + \text{NH}_4\text{Cl} + \text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$.
468. Дописать молекулярные уравнения реакций, расставить коэффициенты: $\text{Os} + \text{KNO}_3 + \text{KOH} \rightarrow \text{K}_2\text{OsO}_4 + \dots$; $\text{K}_2\text{OsO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{OsO}_2 + \dots$; $\text{IrCl}_3 + \text{KOH} + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{K}_2[\text{IrCl}_6] + \dots$; $\text{RuO}_4 + \text{HBr} \rightarrow \text{RuBr}_3 + \dots$. Записать полуреакции окисления и восстановления ионно-электронным методом.
469. Написать уравнения реакций, отражающие процессы, происходящие при работе и зарядке кадмий-никелевого аккумулятора.
470. Предложить один из возможных способов получения раствора K_2FeO_4 из металлического железа.

МЕТОДИЧЕСКИЕ УКАЗАНИЯ К ВЫПОЛНЕНИЮ КОНТРОЛЬНЫХ РАБОТ

По курсу «Неорганическая химия» студент должен выполнить две контрольные работы: контрольная работа № 3 включает 12 заданий и контрольная работа № 4 – 13 заданий (табл. 3).

При оформлении контрольной работы нужно помнить:

1. Номер варианта контрольной работы определяют две последние цифры номера зачетной книжки. Контрольная работа, выполненная не по своему варианту, не рассматривается.

2. Контрольную работу нужно выполнять в отдельной тетради, в которой следует оставить широкие поля (4–5 см) для записи замечаний и пояснений преподавателем, рецензирующим работу.

3. Условия заданий должны быть переписаны полностью, при этом следует указывать номера заданий, приведенные в методических указаниях.

4. В конце контрольной работы привести список использованной литературы.

5. Контрольные работы следует высылать на проверку в соответствии с учебным графиком.

При невыполнении данных требований работа может быть возвращена на доработку студенту.

Если контрольная работа не зачтена, в нее необходимо внести исправления в соответствии с замечаниями рецензента.

Студент должен тщательно разобрать все замечания рецензента и быть готовым к собеседованию по материалу контрольных работ.

Таблица 3

Номер варианта	Номера контрольных работ	Номера задач, относящихся к контрольной работе
01	III IV	1, 21, 41, 61, 81, 101, 121, 141, 161, 181, 201, 221 241, 280, 290, 301, 340, 351, 361, 389, 396, 401, 413, 435, 459
02	III IV	2, 22, 42, 62, 82, 102, 122, 142, 162, 182, 202, 222 242, 279, 291, 302, 339, 350, 362, 388, 397, 410, 414, 436, 458
03	III IV	3, 23, 43, 63, 83, 103, 123, 143, 163, 183, 203, 223 243, 278, 292, 303, 338, 349, 363, 387, 398, 409, 415, 437, 457

Продолжение табл. 3

Номер варианта	Номера контрольных работ	Номера задач, относящихся к контрольной работе
04	III IV	4, 24, 44, 64, 84, 104, 124, 144, 164, 184, 204, 224 244, 277, 293, 304, 337, 348, 364, 386, 399, 408, 416, 438, 456
05	III IV	5, 25, 45, 65, 85, 105, 125, 145, 165, 185, 205, 225 245, 276, 294, 305, 336, 347, 365, 385, 400, 407, 417, 439, 455
06	III IV	6, 26, 46, 66, 86, 106, 126, 146, 166, 186, 206, 226 246, 275, 295, 306, 335, 346, 366, 384, 399, 406, 418, 440, 454
07	III IV	7, 27, 47, 67, 87, 107, 127, 147, 167, 187, 207, 227 247, 274, 296, 307, 334, 345, 367, 383, 398, 405, 419, 441, 453
08	III IV	8, 28, 48, 68, 88, 108, 128, 148, 168, 188, 208, 228 248, 273, 297, 308, 333, 344, 368, 382, 397, 404, 420, 442, 452
09	III IV	9, 29, 49, 69, 89, 109, 129, 149, 169, 189, 209, 229 249, 272, 298, 309, 332, 343, 369, 381, 396, 403, 420, 443, 451
10	III IV	10, 30, 50, 70, 90, 110, 130, 150, 170, 190, 210, 230 250, 271, 299, 310, 331, 342, 370, 390, 395, 402, 422, 444, 470
11	III IV	11, 31, 51, 71, 91, 111, 131, 151, 171, 191, 211, 231 251, 270, 300, 311, 330, 341, 371, 389, 394, 401, 429, 441, 455
12	III IV	12, 32, 52, 72, 92, 112, 132, 152, 172, 192, 212, 232 260, 280, 284, 320, 340, 347, 363, 384, 392, 409, 423, 445, 469
13	III IV	13, 33, 53, 73, 93, 113, 133, 153, 173, 193, 213, 233 252, 269, 281, 312, 329, 360, 372, 388, 393, 401, 424, 446, 468
14	III IV	14, 34, 54, 74, 94, 114, 134, 154, 174, 194, 214, 234 253, 270, 282, 313, 328, 359, 373, 387, 392, 408, 428, 444, 456
15	III IV	15, 35, 55, 75, 95, 115, 135, 155, 175, 195, 215, 235 254, 271, 283, 314, 327, 358, 374, 386, 391, 407, 425, 447, 467

Продолжение табл. 3

Номер варианта	Номера контрольных работ	Номера задач, относящихся к контрольной работе
16	III IV	16, 36, 56, 76, 96, 116, 136, 156, 176, 196, 216, 236 255, 272, 284, 315, 326, 357, 375, 385, 400, 406, 426, 448, 466
17	III IV	17, 37, 57, 77, 97, 117, 137, 157, 177, 197, 217, 237 256, 273, 285, 316, 325, 356, 376, 384, 399, 405, 427, 449, 465
18	III IV	18, 38, 58, 78, 98, 118, 138, 158, 178, 198, 218, 238 257, 274, 286, 317, 324, 355, 377, 383, 398, 404, 428, 450, 464
19	III IV	19, 39, 59, 79, 99, 119, 139, 159, 179, 199, 219, 239 258, 275, 287, 318, 323, 354, 378, 382, 397, 403, 429, 431, 463
20	III IV	20, 40, 60, 80, 100, 120, 140, 160, 180, 200, 220, 240 259, 276, 288, 319, 322, 353, 379, 381, 396, 401, 430, 432, 462
21	III IV	1, 22, 43, 64, 85, 106, 127, 148, 169, 190, 211, 232 260, 277, 289, 320, 321, 352, 380, 390, 395, 410, 411, 433, 461
22	III IV	2, 23, 44, 65, 86, 107, 128, 149, 170, 191, 212, 233 241, 278, 290, 301, 330, 351, 361, 386, 394, 401, 412, 434, 460
23	III IV	3, 24, 45, 66, 87, 108, 129, 150, 171, 192, 213, 234 242, 279, 291, 302, 331, 350, 362, 387, 393, 402, 413, 435, 459
24	III IV	4, 25, 46, 67, 88, 109, 130, 151, 172, 193, 214, 235 243, 280, 292, 303, 332, 349, 363, 388, 392, 403, 415, 436, 458
25	III IV	5, 26, 47, 68, 89, 110, 131, 152, 173, 194, 215, 236 244, 261, 293, 304, 333, 348, 364, 389, 391, 404, 416, 437, 457
26	III IV	6, 27, 48, 69, 90, 111, 132, 153, 174, 195, 216, 237 245, 262, 294, 305, 334, 347, 365, 390, 400, 405, 417, 438, 456
27	III IV	7, 28, 49, 70, 91, 112, 133, 154, 175, 196, 217, 238 246, 263, 295, 306, 335, 346, 366, 381, 399, 406, 418, 439, 455

Продолжение табл. 3

Номер варианта	Номера контрольных работ	Номера задач, относящихся к контрольной работе
28	III IV	8, 29, 50, 71, 92, 113, 134, 155, 176, 197, 218, 239 247, 264, 296, 307, 336, 345, 367, 382, 398, 407, 419, 440, 454
29	III IV	9, 30, 51, 72, 93, 114, 135, 156, 177, 198, 219, 240 248, 265, 297, 308, 337, 344, 368, 383, 397, 408, 420, 441, 453
30	III IV	10, 31, 52, 73, 94, 115, 136, 157, 178, 199, 220, 221 249, 266, 298, 309, 338, 343, 369, 384, 396, 409, 421, 442, 452
31	III IV	11, 32, 53, 74, 95, 116, 137, 158, 179, 200, 201, 222 250, 267, 299, 310, 339, 342, 370, 385, 395, 410, 422, 443, 451
32	III IV	12, 33, 54, 75, 96, 117, 138, 159, 180, 181, 202, 223 251, 268, 300, 311, 340, 341, 371, 386, 394, 401, 423, 444, 470
33	III IV	13, 34, 55, 76, 97, 118, 139, 160, 161, 182, 203, 224 252, 269, 281, 312, 321, 360, 372, 387, 393, 402, 424, 445, 469
34	III IV	14, 35, 56, 77, 98, 119, 140, 141, 162, 183, 204, 225 253, 270, 282, 313, 322, 359, 373, 388, 392, 403, 425, 446, 468
35	III IV	15, 36, 57, 78, 99, 120, 121, 142, 163, 184, 205, 226 254, 271, 283, 314, 323, 358, 374, 389, 391, 404, 426, 447, 467
36	III IV	16, 37, 58, 79, 100, 101, 122, 143, 164, 185, 206, 227 255, 272, 284, 315, 324, 357, 375, 390, 392, 405, 427, 448, 466
37	III IV	17, 38, 59, 80, 81, 102, 123, 144, 165, 186, 207, 228 256, 273, 285, 316, 325, 356, 376, 382, 393, 406, 428, 449, 465
38	III IV	18, 39, 60, 61, 82, 103, 124, 145, 166, 187, 208, 229 257, 274, 286, 317, 326, 355, 377, 383, 394, 407, 429, 450, 464
39	III IV	19, 40, 41, 62, 83, 104, 125, 146, 167, 188, 209, 230 258, 275, 287, 318, 327, 354, 378, 384, 395, 408, 430, 434, 463

Продолжение табл. 3

Номер варианта	Номера контрольных работ	Номера задач, относящихся к контрольной работе
40	III IV	20, 21, 42, 63, 84, 105, 126, 147, 168, 189, 210, 231 259, 276, 288, 319, 328, 353, 379, 385, 396, 409, 415, 435, 462
41	III IV	20, 39, 58, 77, 96, 115, 134, 153, 172, 191, 210, 229 260, 277, 289, 320, 329, 352, 380, 386, 397, 410, 416, 436, 461
42	III IV	19, 38, 57, 76, 95, 114, 133, 152, 171, 190, 209, 228 248, 278, 290, 302, 330, 351, 361, 387, 399, 404, 417, 437, 460
43	III IV	18, 37, 56, 75, 94, 113, 132, 151, 170, 189, 208, 227 249, 279, 291, 303, 331, 350, 362, 388, 393, 405, 418, 438, 459
44	III IV	17, 36, 55, 74, 93, 112, 131, 150, 169, 188, 207, 226 250, 280, 292, 304, 332, 349, 363, 389, 393, 406, 419, 440, 458
45	III IV	16, 35, 54, 73, 92, 111, 130, 149, 168, 187, 206, 225 247, 270, 289, 310, 333, 350, 364, 390, 396, 407, 417, 449, 457
46	III IV	15, 34, 53, 72, 91, 110, 129, 148, 167, 186, 205, 224 251, 261, 293, 305, 334, 351, 365, 381, 394, 408, 420, 441, 456
47	III IV	14, 33, 52, 71, 90, 109, 128, 147, 166, 185, 204, 223 252, 262, 294, 306, 335, 352, 366, 382, 395, 409, 421, 442, 455
48	III IV	13, 32, 51, 70, 89, 108, 127, 146, 165, 184, 203, 222 253, 263, 295, 307, 336, 353, 367, 383, 396, 410, 422, 443, 454
49	I II	12, 31, 50, 69, 88, 107, 126, 145, 164, 183, 202, 221 254, 264, 296, 308, 337, 354, 368, 384, 397, 401, 423, 443, 454
50	III IV	11, 30, 49, 68, 87, 106, 125, 144, 163, 182, 201, 240 255, 265, 297, 309, 338, 356, 369, 385, 398, 402, 424, 445, 452
51	III IV	10, 29, 48, 67, 86, 105, 124, 143, 162, 181, 220, 239 256, 266, 298, 310, 339, 357, 370, 386, 399, 403, 425, 446, 451

Продолжение табл. 3

Номер варианта	Номера контрольных работ	Номера задач, относящихся к контрольной работе
52	III IV	9, 28, 47, 66, 85, 104, 123, 142, 161, 200, 219, 238 257, 268, 299, 311, 340, 358, 371, 387, 400, 405, 426, 447, 470
53	III IV	8, 27, 46, 65, 84, 103, 122, 141, 180, 199, 218, 237 258, 267, 300, 312, 323, 359, 372, 388, 399, 406, 427, 448, 469
54	III IV	7, 26, 45, 64, 83, 102, 140, 159, 178, 197, 216, 235 259, 268, 281, 313, 325, 341, 373, 389, 400, 407, 428, 449, 468
55	III IV	6, 25, 44, 63, 82, 101, 139, 158, 177, 196, 215, 234 260, 269, 282, 314, 326, 342, 374, 390, 397, 408, 429, 450, 467
56	III IV	5, 24, 43, 62, 81, 120, 138, 157, 176, 195, 214, 233 245, 270, 283, 315, 327, 342, 375, 381, 398, 409, 430, 431, 466
57	III IV	4, 23, 42, 61, 100, 119, 137, 156, 175, 194, 213, 232 246, 271, 284, 316, 328, 343, 376, 382, 399, 410, 415, 432, 465
58	III IV	3, 22, 41, 80, 99, 118, 136, 155, 174, 193, 212, 231 247, 272, 285, 317, 329, 344, 377, 383, 400, 403, 416, 433, 464
59	III IV	2, 21, 60, 79, 98, 117, 135, 154, 173, 192, 211, 230 247, 273, 286, 318, 330, 345, 378, 384, 391, 404, 417, 434, 463
60	III IV	1, 40, 59, 78, 97, 116, 134, 153, 172, 191, 210, 229 246, 274, 287, 319, 331, 346, 379, 385, 392, 405, 418, 435, 462
61	III IV	8, 21, 42, 63, 87, 114, 126, 158, 165, 199, 217, 233 247, 275, 288, 320, 332, 347, 380, 386, 393, 406, 419, 436, 461
62	III IV	9, 22, 43, 64, 88, 115, 127, 159, 166, 200, 218, 234 248, 276, 289, 304, 333, 347, 362, 387, 395, 407, 420, 437, 460
63	III IV	10, 23, 44, 65, 89, 116, 128, 160, 167, 181, 219, 235 249, 277, 290, 305, 334, 348, 363, 388, 396, 408, 421, 438, 459

Продолжение табл. 3

Номер варианта	Номера контрольных работ	Номера задач, относящихся к контрольной работе
64	III IV	11, 24, 45, 66, 90, 117, 129, 141, 168, 182, 220, 236 250, 278, 291, 306, 335, 349, 364, 389, 396, 409, 422, 439, 458
65	III IV	12, 25, 46, 67, 91, 118, 130, 142, 169, 183, 201, 237 251, 279, 292, 307, 336, 350, 365, 390, 397, 410, 423, 440, 457
66	III IV	13, 26, 47, 68, 92, 119, 131, 143, 170, 184, 202, 238 252, 280, 293, 308, 337, 351, 366, 381, 398, 404, 424, 441, 456
67	III IV	14, 27, 48, 69, 93, 120, 132, 144, 171, 185, 203, 239 253, 264, 294, 309, 338, 352, 367, 382, 399, 405, 425, 442, 455
68	III IV	15, 28, 49, 70, 94, 102, 134, 146, 173, 186, 205, 221 254, 265, 295, 310, 339, 353, 368, 383, 400, 406, 426, 443, 454
69	III IV	16, 29, 50, 71, 95, 103, 135, 147, 174, 187, 206, 222 255, 266, 296, 311, 340, 354, 369, 384, 391, 407, 427, 444, 453
70	III IV	17, 30, 51, 72, 96, 104, 136, 148, 175, 188, 207, 223 256, 267, 299, 312, 325, 355, 370, 385, 392, 408, 428, 445, 452
71	III IV	18, 31, 52, 73, 97, 105, 137, 149, 176, 189, 208, 224 257, 268, 300, 313, 326, 352, 371, 386, 393, 409, 429, 446, 451
72	III IV	19, 32, 53, 74, 98, 106, 138, 150, 177, 190, 209, 225 258, 261, 286, 314, 327, 353, 372, 387, 394, 410, 412, 447, 457
73	III IV	20, 33, 54, 75, 99, 107, 139, 151, 178, 191, 210, 226 259, 262, 287, 315, 328, 354, 373, 388, 395, 401, 413, 448, 458
74	III IV	1, 34, 55, 76, 100, 108, 140, 152, 179, 192, 211, 227 241, 263, 288, 316, 329, 355, 374, 389, 396, 402, 414, 449, 460
75	III IV	2, 35, 56, 77, 81, 109, 121, 153, 180, 193, 212, 228 242, 264, 289, 317, 330, 356, 375, 390, 397, 403, 415, 450, 461

Продолжение табл. 3

Номер варианта	Номера контрольных работ	Номера задач, относящихся к контрольной работе
76	III IV	3, 36, 57, 78, 82, 110, 122, 154, 161, 194, 213, 229 243, 264, 290, 318, 331, 357, 376, 381, 398, 404, 416, 433, 462
77	III IV	4, 37, 58, 79, 83, 111, 123, 155, 162, 195, 214, 230 244, 265, 291, 319, 332, 358, 377, 382, 399, 405, 417, 434, 463
78	III IV	5, 38, 59, 80, 84, 112, 124, 156, 163, 196, 215, 231 245, 266, 292, 320, 333, 359, 378, 383, 400, 406, 418, 435, 464
79	III IV	6, 39, 60, 61, 85, 113, 125, 157, 164, 197, 216, 232 246, 267, 293, 301, 334, 360, 379, 384, 392, 407, 419, 436, 465
80	III IV	7, 40, 43, 62, 86, 114, 126, 158, 165, 198, 217, 233 247, 268, 294, 302, 335, 341, 380, 384, 393, 408, 420, 437, 466
81	III IV	11, 24, 46, 68, 90, 109, 135, 143, 166, 192, 207, 222 249, 270, 296, 304, 337, 343, 366, 385, 395, 410, 422, 439, 467
82	III IV	12, 25, 47, 69, 91, 110, 136, 144, 167, 193, 208, 223 250, 271, 297, 305, 338, 344, 367, 386, 396, 401, 423, 440, 468
83	III IV	13, 26, 48, 70, 92, 111, 137, 145, 168, 194, 209, 224 251, 272, 298, 306, 339, 345, 367, 388, 391, 403, 424, 441, 469
84	III IV	14, 27, 49, 71, 93, 112, 138, 146, 169, 195, 210, 225 252, 275, 299, 307, 340, 345, 368, 389, 392, 404, 425, 442, 470
85	III IV	15, 28, 50, 72, 94, 113, 139, 147, 170, 196, 211, 226 253, 273, 300, 308, 330, 346, 369, 390, 393, 405, 426, 443, 451
86	III IV	16, 29, 51, 73, 95, 114, 140, 148, 171, 197, 212, 227 254, 276, 281, 309, 331, 347, 370, 381, 394, 406, 427, 444, 452
87	III IV	17, 30, 52, 74, 96, 115, 121, 149, 172, 198, 213, 228 254, 277, 282, 310, 332, 348, 371, 382, 395, 407, 428, 445, 453

Продолжение табл. 3

Номер варианта	Номера контрольных работ	Номера задач, относящихся к контрольной работе
88	III IV	18, 31, 53, 75, 97, 116, 122, 150, 173, 199, 214, 229, 255, 278, 283, 311, 333, 349, 372, 383, 396, 408, 429, 446, 454
89	III IV	19, 32, 54, 76, 98, 117, 123, 151, 174, 200, 215, 230, 256, 279, 284, 312, 334, 350, 373, 384, 397, 409, 430, 447, 455
90	III IV	20, 33, 55, 77, 99, 118, 124, 152, 175, 181, 216, 231, 257, 280, 285, 313, 335, 351, 374, 385, 398, 410, 411, 448, 456
91	III IV	1, 34, 56, 78, 100, 119, 125, 153, 176, 182, 217, 232, 258, 261, 286, 314, 336, 352, 375, 386, 399, 401, 412, 449, 457
92	III IV	2, 35, 57, 79, 81, 120, 126, 154, 177, 183, 218, 233, 259, 262, 287, 315, 337, 353, 376, 387, 400, 403, 414, 450, 458
93	III IV	3, 36, 58, 80, 82, 101, 127, 155, 178, 184, 219, 234, 260, 263, 288, 316, 338, 354, 377, 388, 393, 404, 415, 437, 459
94	III IV	4, 37, 59, 61, 83, 102, 128, 156, 179, 185, 220, 235, 244, 265, 289, 317, 339, 355, 372, 389, 394, 405, 416, 438, 460
95	III IV	5, 38, 60, 62, 84, 103, 129, 157, 180, 186, 201, 236, 245, 266, 290, 318, 340, 356, 373, 390, 395, 406, 417, 439, 461
96	III IV	6, 39, 41, 63, 85, 104, 130, 158, 161, 187, 202, 237, 246, 267, 291, 319, 330, 357, 374, 382, 396, 407, 418, 440, 462
97	III IV	7, 40, 42, 64, 86, 105, 131, 159, 162, 188, 203, 238, 247, 268, 292, 320, 331, 358, 375, 382, 397, 408, 419, 441, 463
98	III IV	8, 21, 43, 65, 87, 106, 132, 160, 163, 189, 204, 239, 248, 269, 293, 311, 332, 359, 376, 383, 398, 409, 420, 442, 464
99	III IV	9, 22, 44, 66, 88, 107, 133, 141, 164, 190, 205, 240, 249, 270, 294, 312, 333, 360, 377, 384, 399, 410, 421, 443, 465
00	III IV	10, 23, 45, 67, 89, 108, 134, 142, 165, 191, 206, 221, 250, 273, 295, 313, 334, 350, 378, 385, 400, 402, 422, 444, 466

ЛИТЕРАТУРА

1. Ахметов Н. С. Общая и неорганическая химия. – М.: Высш. шк., 2002.
2. Карапетьянц М. Х., Дракин С. И. Общая и неорганическая химия. – М.: Химия, 1992.
3. Жарский И. М., Кузьменко А. Л., Орехова С. Е. Теоретические основы химии: Сб. задач. – Минск: Аверсэв, 2004.
4. Жарский И. М., Кузьменко А. Л., Орехова С. Е. Лабораторный практикум по общей и неорганической химии. – Минск: Дизайн-ПРО, 1998.
5. Новікаў Г. І., Жарскі І. М. Асновы агульнай хіміі. – Мн.: Выш. шк., 1995.
6. Гольбрайх З. Е., Маслов Е. И. Сборник задач и упражнений по химии. – М.: Высш. шк., 1997.
7. Ашуйко В. А., Хмылко Л. И., Новикова Л. Н. Основные классы неорганических соединений: Учеб.-метод. пособие для студентов хим. специальностей. – Минск: БГТУ, 2004.
8. Хмылко Л. И., Новикова Л. Н., Ашуйко В. А. Растворы. Способы выражения состава растворов: Метод. указания для студентов хим. специальностей. – Минск: БГТУ, 2004.
9. Матвеева Т. А., Орехова С. Е. Методические указания и контрольные задания по дисциплине «Общая и неорганическая химия» для самостоятельной работы студентов. – Минск: БГТУ, 1988.
10. Матвеева Т. А., Орехова С. Е. Гидролиз солей. Комплексные соединения. Окислительно-восстановительные процессы: Метод. указания и контрольные задания по дисциплине «Общая и неорганическая химия». – Минск: БГТУ, 1991.
11. Орехова С. Е., Малашонок И. Е., Курило И. И., Мазец А. Ф. Окислительно-восстановительные процессы: Задания многоуровневой сложности по одноименным разделам для самостоятельной работы студентов 1 курса химических специальностей. – Минск: БГТУ, 2003.
12. Арэхава С. Я., Ашуйка В. А. Неарганічная хімія: Метад. ўказанні да самастойнай работы па аднайменным курсе для студэнтаў хім. спецыяльнасцей. – Минск: БДТУ, 1999.
13. Ашуйко В. А., Малашонок И. Е., Хмылко Л. И. Неорганическая химия: Метод. указания и контрольные задания для студентов хим. специальностей. – Минск: БГТУ, 2002.
14. Жарский И. М., Волков А. И. Большой химический справочник. – Минск: Современ. шк., 2005.

СОДЕРЖАНИЕ

Предисловие	3
1. Строение атома	4
1.1. Квантовые числа	9
1.2. Атомные орбитали и их формы	10
1.3. Электронные конфигурации атомов	11
1.4. Энергия ионизации	14
2. Химическая связь	16
2.1. Метод валентных связей.....	16
2.2. Метод молекулярных орбиталей	24
Контрольные задания	30
Методические указания к выполнению контрольных работ.....	67
Литература	76

Учебное издание

НЕОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ

Учебно-методическое пособие

Составители:

Орехова Светлана Ефимовна
Малашонок Ирина Евгеньевна
Ашуйко Валерий Аркадьевич

Редактор Ю. В. Кравцова

Подписано в печать 11.10.2006. Формат 60×84¹/₁₆.
Бумага офсетная. Гарнитура Таймс. Печать офсетная.
Усл. печ. л. 4,5. Уч.-изд. л. 4,7.
Тираж 400 экз. Заказ .

Учреждение образования
«Белорусский государственный технологический университет».
220050. Минск, Свердлова, 13а.
ЛИ № 02330/0133255 от 30.04.2004.

Отпечатано в лаборатории полиграфии учреждения образования
«Белорусский государственный технологический университет».
220050. Минск, Свердлова, 13.
ЛП № 02330/0056739 от 22.01.2004.