



МИНИСТЕРСТВО ОБРАЗОВАНИЯ И НАУКИ РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ

Федеральное государственное бюджетное образовательное учреждение
высшего профессионального образования

**«НАЦИОНАЛЬНЫЙ ИССЛЕДОВАТЕЛЬСКИЙ
ТОМСКИЙ ПОЛИТЕХНИЧЕСКИЙ УНИВЕРСИТЕТ»**

УТВЕРЖДАЮ

Директор ИДО

С.И. Качин

«___» _____ 2011 г.

ХИМИЯ

Методические указания и индивидуальные задания
для студентов ИДО, обучающихся по направлениям

220400 «Управление в технических системах»

220700 «Автоматизация технологических процессов и производств»

221700 «Стандартизация и метрология»

200100 «Приборостроение»

140100 «Теплоэнергетика и теплотехника»

140400 «Электроэнергетика и электротехника»

150700 «Машиностроение»

151000 «Технологические машины и оборудование»

Составители

Л.М. Смолова, А.А. Плакидкин

Семестр	1
Кредиты	3(4)
Лекции, часов	4
Лабораторные занятия, часов	6
Практические занятия, часов	2
Индивидуальные задания	№1
Самостоятельная работа, часов	96
Формы контроля	зачет (экзамен)

Издательство

Томского политехнического университета

2011



УДК 546

Химия: метод. указ. и индивид. задания для студентов ИДО, обучающихся по напр. 220400 «Управление в технических системах», 220700 «Автоматизация технологических процессов и производств», 221700 «Стандартизация и метрология», 200100 «Приборостроение», 140100 «Теплоэнергетика и теплотехника», 140400 «Электроэнергетика и электротехника», 150700 «Машиностроение», 151000 «Технологические машины и оборудование» / сост. Л.М. Смолова, А.А. Плакидкин; Томский политехнический университет. – Томск: Изд-во Томского политехнического университета, 2011. – 63 с.

Методические указания и индивидуальные задания по дисциплине «Химия» рассмотрены и рекомендованы к изданию методическим семинаром кафедры общей и неорганической химии 6 октября 2011 г., протокол № 66.

Зав. кафедрой ОНХ

профессор, доктор физ.-мат. наук _____ А.П. Ильин

Аннотация

Методические указания и индивидуальные домашние задания по дисциплине «Химия» предназначены для студентов ИДО, обучающихся по направлениям 220400 «Управление в технических системах», 220700 «Автоматизация технологических процессов и производств», 221700 «Стандартизация и метрология», 200100 «Приборостроение», 140100 «Теплоэнергетика и теплотехника», 140400 «Электроэнергетика и электротехника», 150700 «Машиностроение», 151000 «Технологические машины и оборудование». Данная дисциплина изучается в одном семестре.

Приведены цели и задачи изучения дисциплины, содержание теоретического материала, темы лабораторных работ и практических занятий. Приведены варианты индивидуального домашнего задания и методические указания по его выполнению.



1. МЕСТО ДИСЦИПЛИНЫ В СТРУКТУРЕ ОСНОВНОЙ ОБРАЗОВАТЕЛЬНОЙ ПРОГРАММЫ

Целью изучения курса «Химия» ИДО является формирование современного химического мировоззрения и навыков самостоятельной работы, необходимых для использования химических знаний при изучении специальных дисциплин и дальнейшей практической деятельности.

Химия – наука экспериментально-теоретическая. Поэтому для глубокого изучения химии в программе предусматривается проведение лабораторных работ – обязательный элемент учебного процесса - и практических (семинарских) занятий. Их перечень дан в программе. При прохождении лабораторного практикума студентами приобретаются навыки самостоятельного проведения химического эксперимента. Для закрепления теоретических знаний, полученных на лекциях, в курсе предусмотрено проведение практических занятий и решение индивидуальных домашних заданий каждым студентом. Программа предусматривает дальнейшее углубление современных представлений в области химии. Эти знания необходимы для решения экологических, сырьевых и энергетических проблем, стоящих перед человечеством.

Дисциплина «Общая и неорганическая химия» относится к циклу Б.2.3 (химический).

Знание содержания дисциплины необходимо для освоения дисциплин циклов Б.Б.2.3.5 «Экология»; Б.Б.2.3 (Органическая, физическая, аналитическая химия); Б.В.3.1.1 «Материаловедение».

2. СОДЕРЖАНИЕ ТЕОРЕТИЧЕСКОГО РАЗДЕЛА ДИСЦИПЛИНЫ

ОБЩАЯ ХИМИЯ

РАЗДЕЛ 1. ОСНОВНЫЕ ХИМИЧЕСКИЕ ПОНЯТИЯ И ЗАКОНЫ

Введение. Предмет и задачи химии, ее методы, основные этапы ее развития. Предмет общей химии. Сущность системно-структурного подхода к изучению химии. История становления классической химии. Химия и химическая промышленность в России и в Западной Сибири.

1. Атомно-молекулярное учение и стехиометрия

Атом, молекула, химический элемент, вещество. Вещества простые и сложные, с молекулярной и немолекулярной структурой, дальтониды и бертоллиды. Аллотропия веществ. Чистота веществ, классификация веществ по степени чистоты. Способы очистки веществ от примесей. Абсолютная и относительная масса атомов и молекул. Моль и молярная масса. Молярный объем, приведение объема газа к нормальным услови-



ям. Уравнение состояния идеального газа (уравнение Клапейрона – Менделеева).

Фундаментальные законы атомно-молекулярного учения: постоянства состава, кратных и объемных отношений, Авогадро. Понятия «эквивалент», «эквивалентная масса», «молярная масса эквивалента». Закон эквивалентов. Эквивалентные массы соединений.

Валентность химических элементов. Взаимосвязь атомной массы, эквивалентной массы и стехиометрической валентности элемента. Обычные и структурные формулы соединений.

Стехиометрия, её предмет. Расчет состава вещества по его формуле, расчет формул по составу. Определение молекулярных масс газообразных веществ. Расчеты по уравнениям реакций; понятие о выходе реакции.

Рекомендуемая литература: [2, с. 5–32].

Методические указания

1. Приводить определения атома, молекулы и химического элемента; знать фундаментальные законы атомно-молекулярного учения: сохранения массы, постоянства состава, кратных отношений и закон Авогадро.

2. Усвоить понятие «моль», определять количество вещества по его массе и по объему (для газов при н.у.) и проводить обратные вычисления; определять число молекул в данной массе вещества (для газов – в данном объеме при н.у.); вычислять массы отдельных молекул.

3. Давать определения понятий «эквивалент», «эквивалентная масса», «молярная масса эквивалента»; знать закон эквивалентов; вычислять эквивалентные массы элементов и соединений.

4. Усвоить взаимосвязь атомной массы, эквивалентной массы и стехиометрической валентности и проводить соответствующие вычисления.

5. Составлять формулы веществ по валентности, приводить структурные формулы оксидов, оснований, кислот и солей.

6. Вычислять состав веществ по их формулам и устанавливать простейшие и истинные формулы веществ.

7. Проводить стехиометрические расчеты при наличии примесей в реагентах и неполном протекании реакций; рассчитывать выход реакции.

8. Проводить расчеты по уравнению Клапейрона – Менделеева и приводить объем газа к нормальным условиям.

Вопросы и задания для самоконтроля приведены в [2].



2. Классификация и номенклатура неорганических веществ.

Классификация неорганических соединений на оксиды, гидроксиды и соли. Деление оксидов на основные, кислотные, амфотерные и безразличные, отличительные свойства оксидов каждой группы. Свойства оксидов, образованных элементами одного периода, одной группы и одним элементом переменной валентности. Основные способы получения оксидов.

Деление гидроксидов на основания, кислоты и амфолиты. Основания растворимые сильные (щелочи), растворимые слабые и малорастворимые. Классификация кислот по основности и содержанию кислорода. Классификация солей на нормальные, кислые, основные, двойные и оксосоли.

Современная номенклатура неорганических веществ и тривиальные названия наиболее распространённых соединений.

Рекомендуемая литература: [2, с. 5–32].

Методические указания

1. Классифицировать вещества по их составу и свойствам и, наоборот, приводить примеры веществ, относящихся к различным классам.

2. Показывать уравнениями реакций отличительные химические признаки соединений каждого класса: оксидов, оснований, кислот и солей.

3. Знать главные способы получения соединений каждого класса.

4. Объяснять генетическую связь между классами неорганических соединений и показывать уравнениями реакций их взаимные переходы.

5. Владеть международной номенклатурой и знать тривиальные названия наиболее распространённых веществ.

Вопросы и задания для самоконтроля приведены в [2]

3. Окислительно-восстановительные реакции.

Степени окисления элементов в соединениях, правила их определения. Окислительно-восстановительные реакции с позиций изменения степеней окисления и с позиций электронной теории. Вещества – окислители, вещества – восстановители, окислительно-восстановительная двойственность. Классификация окислительно-восстановительных реакций. Подбор стехиометрических коэффициентов в уравнениях окислительно-восстановительных реакций методами электронного баланса и полуреакций. Эквивалентные массы окислителей и восстановителей.

Рекомендуемая литература: [2, с. 117–123].



Методические указания

1. Определять степень окисления элементов в соединениях.
2. Объяснять сущность процессов окисления и восстановления, приводить примеры окислителей и восстановителей, объяснять окислительно-восстановительную двойственность соединений.
3. Различать окислительно-восстановительные реакции разных типов: межмолекулярные и внутримолекулярные, без участия и с участием среды, диспропорционирования и контрдиспропорционирования.
4. Определять стехиометрические коэффициенты в окислительно-восстановительных реакциях методами электронного баланса и полуреакций.
5. Вычислять эквивалентные массы окислителей и восстановителей.

Вопросы и задания для самоконтроля приведены в [2].

РАЗДЕЛ 2. СТРОЕНИЕ ВЕЩЕСТВА

1. Строение атомов и периодическая система Д.И. Менделеева.

Определение атома. Элементарные частицы, составляющие атом. Изотопы. Ядерные реакции.

Теоретические (принцип квантования, корпускулярно-волновой дуализм электронов, принцип неопределенности) и экспериментальные (линейчатые спектры, энергия ионизации) основы квантовой механики. Электронные атомные орбитали. Квантовые числа.

Закономерности формирования электронных оболочек атомов: принцип наименьшей энергии, принцип Паули, правило Клечковского, правило Хунда. Электронные формулы и электронно-графические схемы атомов. Спаренные и неспаренные, валентные и невалентные электроны. Состояния повышенной и пониженной устойчивости; проскок электрона.

Периодический закон Д.И. Менделеева, его объяснение теорией строения атомов. Периодичность в изменении атомных и ионных радиусов, энергии ионизации и сродства к электрону, валентности, металлических и неметаллических свойств элементов. Периодические свойства бинарных соединений, гидроксидов и солей.

Периодическая система элементов, ее основные варианты. Периоды, группы, подгруппы и семейства элементов. Полные и неполные электронные аналоги. Характеристика свойств элемента по строению его атома и положению в периодической системе. Значение периодического закона.

Рекомендуемая литература: [2, с. 32-47].



Методические указания

1. Приводить определение атома, знать состав атомного ядра, объяснять значение электронной оболочки атома в химии элементов.
2. Знать основные положения квантовой теории строения атома: принцип квантования, корпускулярно-волновой дуализм электронов, принцип неопределенности.
3. Объяснять понятия «электронное облако» и «электронная атомная орбиталь» и приводить изображение s -, p -, d - орбиталей.
4. Знать квантовые числа, их обозначения и физический смысл.
5. Формулировать и применять для объяснения строения электронных оболочек атомов принцип наименьшей энергии, правило Клечковского, принцип Паули и правило Хунда. Записывать электронные формулы элементов и электронно-графические схемы валентных электронов.
6. Приводить формулировку периодического закона, объяснять строение двух форм периодической системы: 8-клеточной и 18-клеточной.
7. Объяснять периодический закон и периодическую систему Д.И. Менделеева теорией строения атомов; давать общую характеристику химических свойств элемента по его положению в периодической системе.
8. Объяснять периодичность изменения атомных радиусов, энергии ионизации, сродства к электрону, электроотрицательности, валентности, металлических и неметаллических свойств элементов. Объяснять периодичность изменения основно-кислотных свойств оксидов и гидроксидов.

Вопросы и задания для самоконтроля приведены в [2].

2. Химическая связь и строение молекул.

Энергетическая диаграмма образования химической связи. Типы частиц (молекулы, ионы, радикалы, кристаллы) и типы связей в них. Основные характеристики химических связей: длина, энергия, валентный угол, дипольный момент. Взаимосвязь длины и энергии связи в однотипных частицах.

Объяснение ковалентной связи методом валентных связей (метод ВС). Обменный механизм возникновения связывающих электронных пар. Электронная валентность элементов. Кратность связи. Типы перекрывания атомных орбиталей. Донорно-акцепторный механизм возникновения связывающих электронных пар. Насыщаемость ковалентной связи. Направленность ковалентной связи. Объяснение направленности связи и геометрического строения молекул и ионов теорией гибридиза-



ции. Основные типы (sp , sp^2 , sp^3 , sp^3d , sp^3d^2) гибридизации. Изменение формы молекул при наличии у центрального атома несвязывающих электронных пар, их объяснение методом отталкивания электронных пар валентной оболочки (метод ОЭПВО). Достоинства и недостатки метода ВС.

Объяснение ковалентной связи методом молекулярных орбиталей (метод МО) на примере двухатомных молекул, образованных элементами первого и второго периодов. Связывающие и разрыхляющие, σ - и π -молекулярные орбитали. Последовательность заполнения молекулярных орбиталей электронами. Иллюстрация метода МО энергетическими диаграммами. Определение характеристик молекул по диаграммам МО.

Ковалентная полярная связь, ее характеристика дипольным моментом, эффективными зарядами атомов и степенью ионности. Зависимость полярности связи от разности электроотрицательностей элементов. Соотношение эффективного заряда и степени окисления. Увеличение полярности связей под действием внешних полей и полярных растворителей.

Ионная связь, ее энергия, особенности соединений с ионной связью. Энергия и координационные числа ионных кристаллов. Взаимная поляризация ионов в ионных соединениях, закономерности изменения поляризующего действия катионов и поляризуемости анионов. Объяснение свойств веществ взаимной поляризацией ионов.

Особенности химической связи в металлах. Зонная теория. Объяснение электропроводности и пластичности металлов.

Водородная связь, ее природа и энергия. Влияние водородных связей на свойства веществ.

Межмолекулярное взаимодействие (силы Ван-дер-Ваальса), его природа (ориентационный, индукционный и дисперсионный эффект) и энергия, его влияние на свойства веществ. Уравнение состояния реального газа.

Агрегатные состояния вещества. Кристаллическая и аморфная структуры твердого состояния. Классификация кристаллов по типу химической связи между частицами. Дефекты в кристаллах, их влияние на свойства веществ.

Рекомендуемая литература: [2, с. 47–66].

Методические указания

1. Знать типы и основные характеристики химических связей; указывать отличительные признаки веществ с различным типом связи;



сравнивать химические связи в одноподобных и близких молекулах по энергии, длине, дипольному моменту.

2. Объяснять ковалентную связь методом валентных связей:

- объяснять обменный механизм образования ковалентной связи и понятие электронной валентности элемента; определять число валентных электронов в атомах;

- изображать и называть различные типы перекрывания атомных орбиталей, определять кратность связей в несложных молекулах;

- объяснять донорно-акцепторный механизм образования связи

- объяснять основные положения теории гибридизации; знать основные типы гибридизации и иллюстрировать их примерами; изображать пространственное строение молекул, когда все гибридные орбитали – связывающие;

- пользоваться методом отталкивания электронных пар валентной оболочки (методом ОЭПВО) для определения строения молекул при наличии в них несвязывающих орбиталей;

3. Владеть основами метода молекулярных орбиталей: изображать энергетические диаграммы двухатомных молекул и ионов, образованных элементами первого и второго периодов, определять кратность связи и магнитные свойства частиц, находить изоэлектронные молекулы и ионы.

4. Знать характеристики ковалентно-полярных связей (дипольный момент, эффективный заряд); иметь представление о взаимной поляризации ионов и влиянии поляризации на свойства соединений.

5. Объяснять невозможность существования абсолютной ионной связи и уметь определять степень ионности химических связей.

6. Объяснять металлическую связь, водородную связь и природу межмолекулярного взаимодействия.

7. Знать особенности химической связи между частицами вещества в различных агрегатных состояниях.

8. Знать классификацию кристаллов по типу химической связи между частицами; иметь представление о дефектах в кристаллах и их влиянии на свойства веществ.

Вопросы и задания для самоконтроля приведены в [2].

3. Комплексные соединения.

Составные части комплексного соединения. Классификации и номенклатура. Комплексообразователи, их координационные числа. Дентатность лигандов. Поведение комплексных соединений в растворах, константы нестойкости и устойчивости. Применение комплексных соединений.



Теории химической связи в комплексах (электростатическая, валентных связей и кристаллического поля): исходные допущения, сущность, достоинства и недостатки. Объяснение на их основе строения и свойств комплексных соединений.

Рекомендуемая литература: [1, с. 74–79].

Методические указания

1. Знать составные части комплексного соединения, уметь определять заряды комплексообразователя и комплексного иона, называть комплексные соединения и записывать их формулы по названиям. Знать классификацию комплексных соединений и иллюстрировать её примерами.

2. Записывать схемы диссоциации комплексных соединений и уравнения для константы нестойкости; определять направление самопроизвольного протекания реакций с участием комплексных соединений.

3. Объяснять химическую связь между комплексообразователем и лигандами электростатической теорией, методом валентных связей и теорией кристаллического поля.

Вопросы и задания для самоконтроля приведены в [1].

РАЗДЕЛ 3. ЗАКОНОМЕРНОСТИ ХИМИЧЕСКИХ РЕАКЦИЙ

1. Основы химической термодинамики.

Предмет химической термодинамики и термохимии, классификации реакций в химической термодинамике и термохимии. Внутренняя энергия, энтальпия и тепловой эффект реакции. Стандартная энтальпия образования вещества, закономерности её изменения для однотипных соединений. Термохимические уравнения. Закон Гесса и его следствия.

Энтропия и стандартная энтропия вещества, закономерности ее изменения в периодах и группах, при нагревании и усложнении состава вещества. Энтальпийный и энтропийный факторы химического процесса. Энергия Гиббса как критерий направления самопроизвольного протекания химических реакций. Стандартная энергия Гиббса образования вещества. Понятие о термодинамически устойчивых и неустойчивых веществах.

Рекомендуемая литература: [2, с. 66–79].

Методические указания

1. Формулировать предмет химической термодинамики и термохимии, знать классификацию реакций в термодинамике и термохимии.



2. Объяснять смысл термодинамических параметров: внутренней энергии и энтальпии, их связь между собой и тепловым эффектом реакции.
3. Давать определение стандартной энтальпии образования вещества, находить её в справочниках и рассчитывать по опытным данным.
4. Записывать и знать особенности термохимических уравнений. Формулировать и иллюстрировать примерами закон Гесса и его следствие.
5. Проводить расчеты: 1) энтальпии реакции; 2) энтальпии образования вещества по энтальпии реакции и энтальпиям образования остальных веществ; 3) теплот фазовых переходов.
6. Объяснять смысл энтропии и стандартной энтропии вещества; объяснять изменение этой величины при нагревании и усложнении состава вещества. Вычислять энтропию химических реакций.
7. Объяснять смысл энергии Гиббса, рассчитывать её и использовать как критерий самопроизвольного протекания реакций.
8. Объяснять понятие стандартной энергии Гиббса образования вещества, приводить примеры термодинамически устойчивых и неустойчивых соединений.

Вопросы и задания для самоконтроля приведены в [2].

2. Химическое равновесие.

Классификации реакций по признаку обратимости. Химическое равновесие с позиций термодинамики и кинетики, равновесия истинные и ложные. Константа равновесия, закон действующих масс для равновесия, взаимосвязь константы равновесия с энергией Гиббса. Принцип Ле Шателье, его практическое значение.

Рекомендуемая литература: [2, с. 79–87].

Методические указания

1. Приводить примеры обратимых реакций.
2. Объяснять химическое равновесие с позиций химической термодинамики и кинетики, перечислять признаки истинного равновесия.
3. Записывать математическое выражение закона действующих масс для химического равновесия.
4. Рассчитывать константу равновесия по энергии Гиббса, равновесные концентрации и выход продукта – по константе равновесия.
5. Руководствуясь принципом Ле Шателье, определять направление смещения равновесия реакций при изменении условий их проведения.

Вопросы и задания для самоконтроля приведены в [2].



4. Основы химической кинетики.

Предмет химической кинетики и её соотношение с химической термодинамикой. Классификация реакций в кинетике. Понятие о скорости реакции. Закон действующих масс для скоростей простых и сложных, гомогенных и гетерогенных реакций. Кинетический порядок и молекулярность реакций. Кинетические уравнения реакций.

Распределение молекул вещества по энергиям. Энергия активации. Основные понятия теории переходного активированного комплекса. Кривая потенциальной энергии реакции. Уравнение Аррениуса. Расчет энергии активации и по данным эксперимента. Правило Вант-Гоффа, его ограниченность.

Катализаторы. Механизм влияния катализаторов на скорость реакций. Адсорбция в гетерогенном катализе и решении экологических проблем.

Рекомендуемая литература: [2, с. 87–94].

Методические указания

1. Формулировать предмет химической кинетики, объяснять соотношение кинетики и химической термодинамики, знать классификации реакций в химической кинетике, перечислять факторы, влияющие на скорость химических реакций.

2. Формулировать закон действующих масс для скорости реакций; записывать его математическое выражение для простых, сложных и гетерогенных реакций; объяснять физико-химический смысл константы скорости реакции; знать, в каких случаях кинетический порядок реакции совпадает и в каких не совпадает с её молекулярностью.

3. Определять кинетический порядок реакции по зависимости её скорости от концентрации реагентов.

4. Объяснять зависимость скорости реакции от температуры, знать и записывать уравнение Аррениуса в экспоненциальной и линейной форме; знать правило Вант-Гоффа.

5. Давать определение катализа, объяснять причину ускорения реакций в присутствии катализаторов, приводить примеры каталитических процессов.

Вопросы и задания для самоконтроля приведены в [2].

Раздел 4. Растворы

1. Общие закономерности растворения, концентрация растворов.

Растворы в химической технологии, в синтезах и анализе веществ, в быту. Тепловые и объемные эффекты при растворении. Химическая



теория растворов Д.И. Менделеева. Изменение энтальпии, энтропии и энергии Гиббса при растворении. Идеальный раствор.

Важнейшие способы выражения концентрации растворов: массовая доля растворённого вещества, молярная концентрация, молярная концентрация эквивалента, титр, моляльность, мольная доля.

Растворимость, количественное выражение растворимости для твердых веществ и для газов. Влияние на растворимость веществ их природы и внешних условий. Разбавленные, насыщенные и пересыщенные растворы. Сущность процессов кристаллизации и экстракции.

2. Растворы неэлектролитов

Давление пара, температура кипения и замерзания растворов неэлектролитов, законы Рауля. Осмос и осмотическое давление, осмотический закон Вант-Гоффа. Использование растворов неэлектролитов в технике и в научных исследованиях.

Рекомендуемая литература: [2, с. 94–101].

Методические указания

1. Формулировать определения раствора; знать признаки, общие для растворов и химических соединений; объяснять сущность химической теории растворов Д.И. Менделеева.

2. Знать влияние природы и внешних условий на растворимость веществ; владеть шестью способами выражения концентрации растворов: массовая доля, молярная, эквивалентная, моляльность, титр и мольная доля.

3. Для малорастворимых и практически нерастворимых веществ знать правило произведения растворимости и использовать табличные значения произведения растворимости для количественных расчетов.

4. Приводить примеры растворов неэлектролитов и проводить расчеты по законам Рауля и Вант-Гоффа.

5. Объяснять понятие идеального раствора и причины отклонения свойств реальных растворов от свойств идеального раствора.

Вопросы и задания для самоконтроля приведены в [2].

3. Растворы электролитов.

Теория электролитической диссоциации. Ионогидраты, ионсолеваты и кристаллогидраты. Показатели электролитической диссоциации (константа, степень, изотонический коэффициент), их определение по свойствам растворов. Особенности сильных электролитов, понятие об активности и коэффициентах активности.



Произведение растворимости малорастворимых электролитов, практическое значение этого показателя при решении технологических и научных проблем. Правило произведения растворимости.

Равновесие диссоциации воды, ионное произведение воды, водородный показатель водных растворов. Кислая, щелочная и нейтральная среды. Вычисление водородного показателя растворов сильных и слабых кислот и оснований. Индикаторы. Понятие о буферных растворах.

Ионная теория кислот и оснований. Диссоциация одно- и многоосновных кислот и оснований, сила кислот и оснований. Амфотерность оснований, изменение амфотерности гидроксидов в периодах и в группах.

Общие представления о протонной теории кислот и оснований Бренстеда и электронной теории кислот и оснований Льюиса, их преимущества и недостатки в сравнении с ионной теорией.

4. Ионообменные реакции и гидролиз солей.

Направление и полнота протекания ионообменных реакций в растворах электролитов. Скорость ионообменных реакций. Вода как катализатор реакций в ее растворах.

Гидролиз солей, его причины и механизм. Типы реакций гидролиза. Ступенчатый гидролиз. Константа и степень гидролиза. Влияние среды на состояние равновесия обратимого гидролиза. Необратимый гидролиз. Закономерности гидролиза с позиций периодического закона. Использование гидролиза в химической технологии.

Рекомендуемая литература: [2, с. 101–117].

Методические указания

1. Приводить примеры растворов электролитов, записывать схемы и объяснять механизм электролитической диссоциации, различать сильные и слабые электролиты.

2. Знать показатели процесса электролитической диссоциации (константа, степень, изотонический коэффициент), их взаимосвязь и способы их определения.

3. Объяснять причину, по которой растворы сильных электролитов характеризуются активностью и кажущейся степенью диссоциации.

4. Объяснять ионное произведение воды и водородный показатель (рН), уметь рассчитывать рН растворов электролитов, знать индикаторы.

5. Объяснять ионную теорию кислот и оснований, различать кислоты и основания по их силе, записывать схемы их электролитической диссоциации.

6. Знать сущность протонной и электронной теорий кислот и оснований, их преимущества и недостатки в сравнении с ионной теорией.



7. Определять направление ионообменных реакций в растворах электролитов и записывать их уравнения в молекулярном и в ионном виде.

8. Объяснять гидролиз солей с позиций строения вещества и химической термодинамики; записывать уравнения гидролиза, рассчитывать константу и степень гидролиза и pH растворов солей.

Вопросы и задания для самоконтроля приведены в [2].

РАЗДЕЛ 5. ЭЛЕКТРОХИМИЧЕСКИЕ ПРОЦЕССЫ

1. Электродные потенциалы и химические источники электроэнергии.

Разность окислительно-восстановительных потенциалов как критерий направления окислительно-восстановительных реакций. Уравнение Нернста. Взаимосвязь энергии Гиббса и разности потенциалов. Константа равновесия окислительно-восстановительных реакций.

Электродные потенциалы металлов, их измерение с помощью водородного электрода. Уравнение Нернста для электродных потенциалов металлов. Электрохимический ряд активности (ряд напряжений) металлов.

Гальванические элементы как источники электроэнергии и как метод определения энергии Гиббса окислительно-восстановительных реакций. Концентрационные элементы. Топливные элементы. Аккумуляторы.

2. Электролиз.

Электролиз как средство проведения несамопроизвольных реакций. Напряжение разложения и перенапряжение. Электродные реакции при электролизе с инертным и растворимым анодами. Последовательность разрядки ионов на электродах. Количественные закономерности электролиза (законы Фарадея). Выход по току. Применение электролиза.

Рекомендуемая литература: [2, с. 123–135].

Методические указания

1. По справочным значениям окислительно-восстановительных потенциалов определять направление протекания ОВР, рассчитывать энергию Гиббса и константу равновесия реакций.

2. Знать уравнение Нернста и уметь проводить по нему расчёты.

3. Объяснять возникновение электродных потенциалов на металлах, знать свойства ряда напряжений металлов, устройство и назначение водородного электрода.



4. Объяснять принцип действия гальванических элементов, рассчитывать их ЭДС, записывать уравнения токообразующих реакций, приводить запись гальванического элемента в виде электрохимической схемы.

5. Знать особенности концентрационных элементов, топливных элементов и аккумуляторов и приводить их примеры.

6. Объяснять электролиз схемами и уравнениями процессов; объяснять закономерности и особенности электролиза расплавленных солей и водных растворов; приводить примеры применения электролиза.

7. Проводить количественные расчеты процессов электролиза.

Вопросы и задания для самоконтроля приведены в [2]

3. СОДЕРЖАНИЕ ПРАКТИЧЕСКОГО РАЗДЕЛА ДИСЦИПЛИНЫ

3.1. Тематика практических занятий

1. Строение вещества (2 часа).

Рекомендуемая литература: [2].

3.2. Перечень лабораторных работ для студентов, использующих дистанционные образовательные технологии (ДОТ)

1. Определение эквивалентной и атомной массы металла (2 часа).

2. Окислительно-восстановительные реакции (2 часа).

3. Гидролиз солей (2 часа).

Студенты, обучающиеся с использованием дистанционных образовательных технологий (ДОТ), выполняют виртуальные лабораторные виртуальные работы (ВЛК).

Методические указания по выполнению ВЛК приведены в [8].

3.3. Перечень лабораторных работ для студентов, обучающихся по классической заочной форме (КЗФ)

1. Определение эквивалентной и атомной массы металла (2 часа).

2. Окислительно-восстановительные реакции (2 часа).

3. Гидролиз солей (2 часа).

Студенты, обучающиеся по классической заочной форме (КЗФ), выполняют работы в лаборатории.

Методические указания по выполнению данных лабораторных работ приведены в [9].



4. ИНДИВИДУАЛЬНЫЕ ДОМАШНИЕ ЗАДАНИЯ

4.1. Общие методические указания

Умение решать задачи считается основным критерием глубины и прочности химических знаний. В химии имеет значение не только и не столько пересказ описательного материала, сколько умение применять знания этого материала для решения конкретных задач, находить на основе теоретических знаний правильные ответы на конкретные практические вопросы. Поэтому заключительным этапом самостоятельной работы студента является выполнение индивидуальных домашних заданий. Условия задач и упражнений для них приведены ниже.

Студенты должны выполнить одно индивидуально домашнее задание (ИДЗ), которое состоит из нескольких задач.

Номер вариант ИДЗ – это последние две цифры шифра зачетной книжки студента. Он приведен в подразделе 4.3. Если получаемое число больше 30, то из него нужно вычесть 30.

Условия задач своего варианта переписываются из задачника в рабочую тетрадь. После условия записывается план решения и ссылки на теоретический материал, закономерности и справочные данные, на которых будет основано решение. В решении приводится весь его ход, каждое действие нумеруется. В каждом действии перед вычислением указывается, что именно вычисляется данным действием и по какой формуле. У получаемых в каждом действии численных величин указывается единица измерения (размерность).

4.2. Индивидуальные домашние задания

Раздел 1. Основные химические понятия и законы

Закон эквивалентов. Газовые законы

1. Рассчитать массу 2,24 л (н.у.) оксида углерода (IV). Сколько это составит моль и молекул?
2. Определить плотность по воздуху и массу 1л (н.у.)
 - а) азота,
 - б) оксида серы (+4).
3. Какой объем займет смесь, состоящая из 14 г азота и 0,25 моль хлора (н.у.)?
4. Сколько атомов в молекуле серы при 500° и при 1160 °С, если плотность паров серы по воздуху при этих температурах соответственно равна 6,55 и 2,2?



5. Вычислить атомную массу двухвалентного металла и определить, какой это металл, если 8,34 г металла окисляются 0,680 л кислорода (н.у.).

6. Мышьяк образует два оксида, из которых один содержит 65,2 % (масс.) мышьяка, а другой – 75,7 % (масс.) мышьяка. Определить эквивалентные массы мышьяка в обоих случаях. Написать формулы соответствующих оксидов.

7. В каком количестве $\text{Ba}(\text{OH})_2$ содержится столько же эквивалентов, сколько в 140г KOH ?

8. В каком количестве $\text{Ba}(\text{OH})_2 \cdot 8\text{H}_2\text{O}$ содержится столько же эквивалентов, сколько в 156 г $\text{Al}(\text{OH})_3$?

9. Какой объем займут при н.у. 11 г газа, если плотность газа по воздуху равна 1,52?

10. Сколько граммов и моль оксида меди (II) образуется при окислении 4г меди?

11. Найти эквивалент и эквивалентные массы серы в соединениях: H_2S ; SO_3 ; FeSO_4 ; CuSO_3 .

12. Молярная эквивалентная масса металла равна 20 г/моль. Какой объем водорода при 27 °С и 2 атм получится при взаимодействии 4 г металла с серной кислотой?

13. Вычислить эквивалент и эквивалентные массы Al_2O_3 при следующих превращениях:



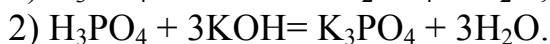
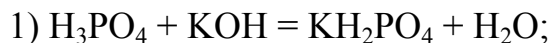
14. Сколько граммов оксида ртути (II) нужно разложить, чтобы получилось 15 л кислорода при 27 °С и 1,2 атм?

15. Сколько эквивалентов содержится в 200 г CaCO_3 ; в 470 г NaOH ?

16. Вычислить валентность меди в оксиде, в котором на 1 г кислорода приходится 3,97 г меди.

17. Сколько моль кальция вступило в реакцию с водой, если объем выделившегося водорода при 27 °С и 8,2 атм равен 3 л?

18. Найти эквивалент и эквивалентную массу ортофосфорной кислоты в случае следующих превращений:



19. Определить эквивалентную массу металла, если 0,4г его вытеснили из воды 624 мл H_2 при 470 °С и 743 мм рт. ст.

20. Найти эквивалент и молярную эквивалентную массу марганца в соединениях: $\text{Mn}(\text{OH})_4$; K_2MnO_4 ; MnSO_4



21. 2 г двухвалентного металла вытесняют 1,12 л H_2 (н.у.). Вычислить молярную эквивалентную массы металла и его атомную массу.

Строение атома

22. Составьте электронные формулы атомов, на N – уровне которых содержится **а)** 2 электрона; **б)** 7 электронов. Назовите эти элементы и укажите, в каком периоде и группе они находятся.

23. Имеются ли ошибки в записях электронных конфигураций атомов: **а)** $1s^2 2s^2 2p^4 3s^1$; **б)** $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3d^3$; **в)** $1s^2 2s^2 2p^3$. Ответ обосновать.

24. Привести электронную и графическую формулы атома элемента с порядковым номером 7. Один из валентных электронов охарактеризовать квантовыми числами.

25. Назвать элементы, имеющие по одному электрону на подуровне: **а)** 3d; **б)** 4p; **в)** 2s. Написать электронные формулы атомов этих элементов, указать их порядковые номера.

26. Сколько свободных d-орбиталей имеется в атомах титана и марганца? Написать для них электронно-графическую формулу для валентных электронов.

27. Указать порядковый номер элемента, у которого: **а)** заканчивается заполнение 4d орбитали; **б)** начинается заполнение 4p-подуровня. Приведите их электронные формулы.

28. Написать электронно-графические формулы атомов элементов с порядковым номером 15 и 43. Сколько неспаренных электронов содержат атомы?

29. Какие орбитали атома заполняются электронами раньше: 5s или 4d; 5s или 4p? Почему? Составьте электронно-графическую формулу атома элемента с порядковым номером 50.

30. Среди приведенных ниже электронных конфигураций указать невозможные и объяснить причину невозможности их реализации: **а)** $3p^6$; **б)** $1p^3$; **в)** $2d^5$; **г)** $3s^2$.

31. Структура валентного электронного слоя атома элемента выражается формулой: **а)** $4s^2 4p^3$; **б)** $4s^2 4d^4$; Определить порядковый номер элемента. Ответ обосновать.

32. Как в задании 31: **а)** $5s^2 4d^2$; **б)** $6s^2 6p^5$.

33. Электронная структура атома описывается формулой: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^6$. В каком периоде, группе находится этот элемент? Один из электронов охарактеризовать квантовыми числами.

34. Среди приведенных ниже электронных конфигураций указать невозможные и объяснить причину невозможности их реализации: **а)** $3s^2$; **б)** $3p^7$; **в)** $2d^4$; **г)** $3f^5$.



35. Охарактеризовать квантовыми числами состояние помеченного электрона:



Указать порядковый номер элемента, которому соответствует такое квантовое состояние.

36. Валентные электроны атома характеризуются следующей электронной конфигурацией: $4s^24p^3$. Написать квантовые числа для одного из s-электронов и одного из p-электронов. Какой это элемент? Чему равен суммарный спин атома?

37. Написать квантовые числа для валентных электронов атома кремния. Чему равен суммарный спин атома?

38. Какие орбитали атома заполняются электронами раньше: а) 4d или 5s; б) 6s или 5p. Почему? Написать электронную формулу атома элемента с порядковым номером 25.

39. Составьте электронные формулы атомов элементов, на L-уровне которых содержится: а) 3 электрона, б) 7 электронов, в) 12 электронов. Назовите эти элементы и укажите, к каким семействам они относятся.

40. Какие из перечисленных ниже обозначений атомных орбиталей не имеют смысла: 1p; 2d; 2s; 3f? Ответ обосновать.

41. Написать квантовые числа для валентных электронов атома серы. Чему равен суммарный спин атома?

Периодическое изменение свойств элементов

42. На каком основании хром и сера, фосфор и ванадий расположены в одной группе периодической системы? Почему их помещают в разных подгруппах?

43. Почему медь имеет меньший атомный радиус, чем калий, расположенный в том же периоде?

44. У какого из атомов первый потенциал ионизации выше – у бериллия или бора? Ответ пояснить.

45. Элементы подгрупп 1 группы резко различаются по химическим свойствам. Чем это можно объяснить?

46. У какого из p-элементов V группы периодической системы – фосфора или сурьмы – сильнее выражены неметаллические свойства? Почему?

47. Какой из гидроксидов является более сильным основанием: $\text{Cu}(\text{OH})_2$, $\text{Ca}(\text{OH})_2$, $\text{Ba}(\text{OH})_2$? Ответ обосновать.

48. У какого элемента 4-го периода – хрома или селена – сильнее выражены металлические свойства? Ответ обосновать.

49. Расположить по мере возрастания энергий ионизации следующие атомы: 1) $1s^2$; 2) $1s^22s^22p^2$; 3) $1s^22s^22p^5$; 4) $1s^22s^22p^6$; 5) $1s^22s^22p^63s^1$.



50. У какого элемента яснее выражены металлические свойства: у бора или алюминия? Ответ пояснить.

51. Каков процентный состав высшего оксида германия?

52. Каков процентный состав высшего оксида иода?

53. Один из оксидов элемента, принадлежащего к VI группе, содержит 50 % кислорода. Назовите этот элемент.

54. У какого элемента – мышьяка или азота – свойства неметалла выражены яснее? Ответ обосновать.

55. Какой из гидроксидов является наиболее сильным основанием?

1) $\text{Ca}(\text{OH})_2$; 2) $\text{Sr}(\text{OH})_2$; 3) $\text{Fe}(\text{OH})_2$; 4) $\text{Cu}(\text{OH})_2$. Ответ обосновать.

56. Атомы некоторых элементов имеют структуру внешнего энергетического уровня: 1) $4s^2$; 2) $3s^23p^3$; 3) $2s^22p^6$; 4) $5s^25p^5$. Какой из них обладает наибольшим сродством к электрону?

57. Электронная формула валентных электронов атома некоторого элемента $..4s^23d^3$. Укажите положение этого элемента в периодической системе. Каковы формулы оксида и гидроксида атома этого элемента, в которых он проявляет высшую степень окисления?

58. Электронная формула валентных электронов атома некоторого элемента $3s^23p^3$. В каком периоде и в какой группе находится этот элемент? Назовите его и напишите формулы оксида и гидроксида атома этого элемента в высшей степени окисления.

59. Какой из двух гидроксидов является более сильным основанием: $\text{Ca}(\text{OH})_2$ или $\text{Zn}(\text{OH})_2$; $\text{Ca}(\text{OH})_2$ или $\text{Ba}(\text{OH})_2$? Почему?

60. Составьте формулу оксидов и гидроксидов элементов третьего периода периодической системы, отвечающих их высшей степени окисления. Как изменяется химический характер этих соединений при переходе от натрия к хлору?

61. Какой из двух гидроксидов является более сильным основанием: $\text{Ca}(\text{OH})_2$ или $\text{Sr}(\text{OH})_2$; $\text{Fe}(\text{OH})_2$ или $\text{Ni}(\text{OH})_2$? Почему?

Химическая связь

62. Определите валентность (по методу ВС) и степень окисления азота в соединениях: N_2 ; NO ; N_2O_3 ; NO_2 .

63. Объясните механизм образования связи в ионах $(\text{NH}_4)^+$ и $(\text{BF}_4)^-$.

64. Как метод ВС объясняет пространственную конфигурацию молекул BeH_2 и BH_3 ?

65. В чем причина различной пространственной структуры молекул NH_3 и BH_3 ?

66. Сколько и каких связей (по направленности) в молекулах NO и N_2 ?

67. Рассмотрите валентные возможности атомов хлора и фтора с точки зрения метода валентных связей.



68. Как метод МО объясняет парамагнитные свойства и прочность молекулы O_2 ?

69. Сравнить способы образования ковалентных связей в молекулах CH_4 , NH_3 , и в ионе NH_4^+ . Могут ли существовать ионы CH_5^+ и NH_5^{2+} ?

70. Описать образование связей в молекулах CO и CN с позиции методов ВС и МО. Какая из молекул характеризуется большей прочностью?

71. Как изменяются длина, энергия связи и магнитные свойства в ряду: $O_2^{2-} \rightarrow O_2^- \rightarrow O_2 \rightarrow O_2^+$? Ответ мотивировать.

72. Объяснить с позиции методов ВС и МО изменение энергии диссоциации (кДж/моль) молекул в ряду F_2 (155) — O_2 (493) — N_2 (945).

73. Энергия диссоциации молекул N_2 и CO соответственно равны 945 и 1071 кДж/моль. Объяснить близость этих значений с позиций методов ВС и МО.

74. Какие из перечисленных частиц не могут существовать в устойчивом состоянии с позиций метода МО: H_2^+ ; H_2 ; H_2^- ; He_2 ; HHe ?

75. Какие типы гибридизации атомных орбиталей углерода соответствуют образованию молекул: CH_4 ; C_2H_2 ; C_2H_4 ? Ответ пояснить.

76. В какой молекуле — BF_3 или NH_3 — значение дипольного момента больше?

77. В парах пентафторида фосфора молекула PF_5 имеет структуру бипирамиды, а PCl_5 в кристаллическом виде состоит из ионов $[PCl_4]^+$ и $[PCl_6]^-$. Определить в каждом случае тип гибридизации орбиталей атома фосфора.

78. В какой из приведенных молекул энергия связи наименьшая, а длина связи наибольшая? а) N_2 ; O_2 ; б) H_2S ; H_2Te ? Ответ обосновать.

79. Как изменяется энергия связи в ряду: а) B_2 ; C_2 ; N_2 ; б) B_2^+ ; C_2^+ ; N_2^+ ? Ответ обосновать.

80. Объяснить с точки зрения метода МО, почему молекулярный ион NO^+ прочнее молекулы NO ?

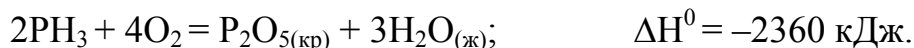
81. Как влияет переход $N_2 \rightarrow N_2^+$ и $O_2 \rightarrow O_2^+$ на энергию связи образующегося иона по сравнению с нейтральной молекулой?

Энергетика химических реакций

При решении задач этого раздела используются данные табл. 1.

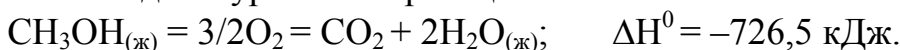
82. При восстановлении 2,1 г железа с серой выделяется 3,77 кДж тепла. Рассчитать энтальпию образования сульфида железа.

83. Определить стандартную энтальпию образования PH_3 , исходя из уравнения:





84. Исходя из уравнения реакции:



вычислить энтальпию образования метилового спирта.

85. При восстановлении 12,7 г оксида меди (II) углем (с образованием CO) поглощается 8,24 кДж тепла. Определить энтальпию образования оксида меди.

86. Написать термохимическое уравнение реакции восстановления оксида хрома (III) алюминием. Сколько тепла выделится, если для реакции взять 1 кг исходной смеси?

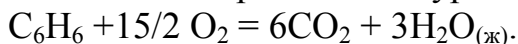
87. Вычислить тепловой эффект образования 200 кг серной кислоты по уравнению: $\text{SO}_{3(\text{ж})} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{ж})} = \text{H}_2\text{SO}_{4(\text{ж})}$.

88. Энтальпия образования метана равна $-74,9$ кДж/моль. Напишите термохимическое уравнение реакции сгорания метана, по которому вычислите, сколько тепла выделится при сгорании 200 л газа (н. у.).

89. При образовании 39,6 г оксида мышьяка (III) из простых веществ выделяется 131 кДж тепла. Запишите термохимическое уравнение, вычислите энтальпию образования оксида мышьяка.

90. Рассчитайте стандартную энтальпию образования аммиака по реакции: $4\text{NH}_3 + 5\text{O}_2 = 4\text{NO} + 6\text{H}_2\text{O}_{(\text{г})} + 960 \text{ кДж}$.

91. Реакция горения бензола протекает по уравнению:



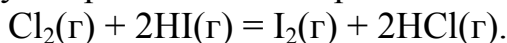
Какое количество тепла выделится при сгорании 1 м^3 бензола (н.у.)?

92. Напишите термохимическое уравнение растворения оксида меди (II) в соляной кислоте. Сколько тепла выделится при растворении 100 г оксида?

93. При взаимодействии трех моль оксида азота (I) с аммиаком образуется азот и пары воды. При этом выделяется 877,7 кДж тепла. Напишите термохимическое уравнение этой реакции и вычислите энтальпию образования оксида азота (I).

94. Энтальпия образования аммиака из азота и водорода равна 46,2 кДж/моль. Сколько л азота пошло на эту реакцию (н.у.), если в результате выделится 23,1 кДж тепла?

95. Реакция между хлором и иодоводородом идет по уравнению:



Зная, что при участии в реакции 1 л Cl_2 (н.у.) выделяется 10,47 кДж тепла, вычислите тепловой эффект реакции.

96. Напишите термохимическое уравнение реакции сгорания газообразного этана, используя данные табл. 1.

97. Газообразный этиловый спирт $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ можно получить при взаимодействии газообразного этилена C_2H_4 и водяных паров. Напишите термохимическое уравнение реакции.



98. При взаимодействии газообразных сероводорода и диоксида углерода образуются пары воды и газообразный сероуглерод CS_2 . Напишите термохимическое уравнение этой реакции.

99. Рассчитайте, сколько тепла выделится при сгорании 1 м^3 C_2H_2 (н.у.). Запишите термохимическое уравнение реакции.

100. При получении одного моля гидроксида кальция из кристаллического оксида кальция и жидкой воды выделяется $32,53$ кДж тепла. Напишите термохимическое уравнение этой реакции и рассчитайте энтальпию образования оксида кальция.

101. Какое количество теплоты выделится при соединении $5,6$ литра водорода с хлором (н.у.), если стандартная энтальпия образования HCl равна $-92,3$ кДж?

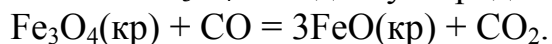
Свободная энергия, энтропия. Направление химических реакций

При решении задач этого раздела используйте таблицу приложения.

102. При какой температуре наступит равновесие системы
 $4\text{HCl}(\text{г}) + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2\text{H}_2\text{O}(\text{г}) + 2\text{Cl}_2(\text{г}); \Delta\text{H}^0 = -114,42$ кДж?

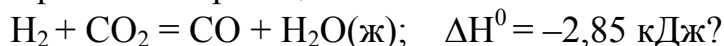
Найдите ΔG^0 и Kp этой реакции.

103. Восстановление Fe_3O_4 оксидом углерода идет по уравнению:



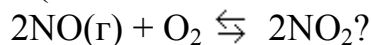
Запишите закон действия масс, вычислите Kp , ΔG^0 и сделайте вывод о возможности самопроизвольного протекания этой реакции при стандартных условиях. Чему равно ΔS^0 в этом процессе?

104. Чем можно объяснить, что при стандартных условиях невозможна экзотермическая реакция



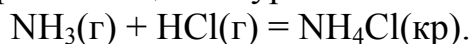
Запишите закон действия масс реакции. Зная тепловой эффект реакции, определите ΔG^0_{298} и Kp этой реакции.

105. Прямая или обратная реакция будет протекать при стандартных условиях в системе (запишите закон действующих масс)



Ответ мотивируйте, вычислив ΔG^0 и Kp прямой реакции.

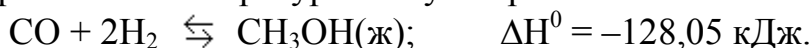
106. Исходя из значений стандартных теплот образования и абсолютных стандартных энтропий соответствующих веществ, вычислите ΔG^0 и Kp реакции, протекающей по уравнению:



Запишите закон действия масс. Может ли эта реакция при стандартных условиях идти самопроизвольно?

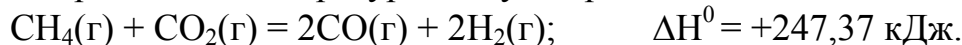


107. При какой температуре наступит равновесие системы



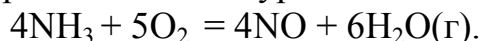
Запишите закон действия масс и определите K_p при 298 К и 385,5 К.

108. При какой температуре наступит равновесие системы



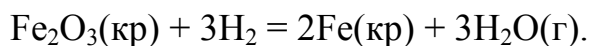
Запишите закон действующих масс, определите K_p при 298 и 961,9 К.

109. На основании стандартных теплот образования и абсолютных стандартных энтропий соответствующих веществ вычислите ΔG^0_{298} и K_p реакции, протекающей по уравнению:



Запишите закон действующих масс. Возможна ли эта реакция при стандартных условиях?

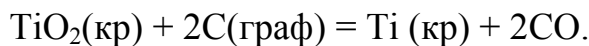
110. Вычислите ΔH^0 , ΔS^0 и ΔG^0 реакции, протекающей по уравнению:



Запишите закон действующих масс. Возможна ли реакция восстановления Fe_2O_3 водородом при температурах 500 и 2000 К?

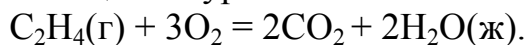
111. Какие из карбонатов: BeCO_3 или BaCO_3 – можно получить по реакции взаимодействия соответствующих оксидов с CO_2 ? Запишите закон действующих масс соответствующих реакций. Вывод сделайте, вычислив ΔG^0_{298} реакций.

112. Вычислите ΔH^0 , ΔS^0 и ΔG^0 реакции, протекающей по уравнению:



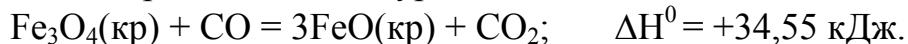
Запишите закон действующих масс. Возможна ли реакция восстановления TiO_2 углеродом при температурах 1000 и 3000 К?

113. На основании стандартных теплот образования и абсолютных стандартных энтропий соответствующих веществ вычислите ΔG^0_{298} и K_p реакции, протекающей по уравнению:



Запишите закон действующих масс. Возможна ли эта реакция при стандартных условиях?

114. Определите, при какой температуре начнется реакция восстановления Fe_3O_4 , протекающая по уравнению:



Запишите закон действующих масс, определите K_p при стандартных условиях. Определите отношение равновесных концентраций CO_2 и CO при 110,4 К.



Химическое равновесие. Смещение химического равновесия

115. В гомогенной системе $A+2B \rightleftharpoons C$ равновесные концентрации реагирующих газов: $[A]_p = 0,06$ моль/л; $[B]_p = 0,12$ моль/л; $[C]_p = 0,216$ моль/л. ($\Delta H^0 > 0$). Вычислите константу равновесия системы и исходные концентрации веществ А и В. Как изменится состояние равновесия при: а) увеличении Т; б) разбавлении системы инертным растворителем; в) поглощении С.

116. В гомогенной газовой системе $A+B \rightleftharpoons C+D$; $\Delta H^0 < 0$ равновесие установилось при следующих концентрациях (в моль/л): $[B] = 0,05$; $[C] = 0,02$. Константа равновесия системы равна 0,4. Вычислите исходные концентрации веществ А и В. Как изменится состояние равновесия при: а) увеличении Т; б) поглощении вещества С; в) понижении давления?

117. При некоторой температуре константа равновесия реакции $FeO(кр) + CO \rightleftharpoons Fe(кр) + CO_2$ равна 0,5. Найти равновесные концентрации CO и CO_2 , если исходные концентрации составляют (в моль/л): $[CO]_0 = 0,05$; $[CO_2]_0 = 0,01$. Как изменится состояние равновесия при: а) повышении Т и б) понижении давления?

118. При некоторой температуре равновесие в системе $2NO_2 \rightleftharpoons 2NO+O_2$ установилось при следующих концентрациях (в моль/л): $[NO_2] = 0,006$, $[NO] = 0,024$, $[O_2] = 0,012$. Найти константу равновесия реакции и исходную концентрацию NO_2 . Как нужно изменить давление и температуру, чтобы сместить равновесие вправо?

119. Найти константу равновесия реакции $N_2O_4 \rightleftharpoons 2NO_2$, если исходная концентрация N_2O_4 составляла 0,08 моль/л, а к моменту равновесия диссоциировало 40 % N_2O_4 ? Как нужно изменить давление, температуру, концентрацию веществ, чтобы получить больший выход NO_2 ?

120. Константа равновесия реакции $AB(г) \rightleftharpoons A(г) + B(г)$ равна 0,04, а равновесная концентрация В составляет 0,02 моль/л. Найти исходную концентрацию АВ. Сколько процентов вещества АВ разложилось? Как изменится состояние равновесия, если: а) увеличить давление, б) понизить температуру ($\Delta H^0_{x.p.} < 0$), в) ввести в систему поглотитель вещества В?

121. Константа равновесия реакции $A(г) + B(г) \rightleftharpoons C(г) + D(г)$ равна 1. Исходная концентрация вещества А составляла 0,02 моль/л. Сколько (в %) вещества А подвергается превращению, если $[B] = 0,02$ моль/л? Каким образом можно воздействовать на систему для смещения равновесия вправо?



122. Определить равновесную концентрацию водорода в системе $2\text{HI} \rightleftharpoons \text{H}_2 + \text{I}_2$, если исходная концентрация HI составляла 0,05 моль/л, а $K_p = 0,02$. Каким образом можно воздействовать на систему для смещения равновесия вправо?

123. Исходные концентрации веществ в системе $2\text{NO} + \text{Cl}_2 \rightleftharpoons 2\text{NOCl}$ составляли (в моль/л): $[\text{NO}]_0 = 0,5$; $[\text{Cl}_2]_0 = 0,2$. Вычислить константу равновесия, если к моменту его наступления прореагировало 20 % NO? Каким образом нужно воздействовать на систему для получения большего выхода NOCl?

124. Константа равновесия обратимой реакции при некоторой температуре $2\text{A}(\text{г}) + \text{B}(\text{г}) \rightleftharpoons \text{C}(\text{г}) + \text{D}(\text{г})$ равна 0,0208. Вычислить равновесные концентрации всех веществ, если известно, что в начале реакции система содержала 60 моль вещества А и 40 моль вещества В. Объем системы – 10 литров. Как изменится состояние равновесия, если: а) увеличить давление, б) понизить температуру ($\Delta H_{\text{х.р.}}^0 < 0$), в) при поглощении вещества С адсорбентом?

125. Реакция $2\text{SO}_2 + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2\text{SO}_3$ началась при $[\text{SO}_2]_0 = 0,03$ и $[\text{O}_2]_0 = 0,025$ (моль/л). К моменту наступления равновесия $[\text{SO}_2]_{\text{р}} = 0,01$ моль/л. Вычислить равновесные концентрации остальных веществ и константу равновесия. Как изменится состояние равновесия при: а) повышении давления, б) понижении температуры, если

$\Delta H^0(\text{SO}_3) = -395,2$ кДж/моль, а $\Delta H_f^0(\text{SO}_2) = -296,9$ кДж/моль.

126. При некоторой температуре константа равновесия гомогенной системы $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \rightleftharpoons 2\text{NH}_3$ равна 0,1. Равновесные концентрации (в моль/л): $[\text{NH}_3]_{\text{р}} = 0,2$; $[\text{H}_2]_{\text{р}} = 0,08$. Вычислите равновесную и начальную концентрации азота. Как изменится состояние равновесия системы при повышении давления?

127. В системе $2\text{NO} + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2\text{NO}_2$ начальные концентрации NO и O_2 в системе соответственно равны 0,02 и 0,03 моль/л. Вычислите равновесные концентрации NO и O_2 , если $[\text{NO}_2]_{\text{р}} = 2,2 \cdot 10^{-3}$ моль/л. Чему равна константа равновесия? Как повлияет на равновесие: а) добавление кислорода; б) удаление NO_2 ; в) повышение давления?

128. При некоторой температуре равновесие гомогенной системы $2\text{NO} + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2\text{NO}_2$ установилось при следующих концентрациях реагирующих веществ: $[\text{NO}]_{\text{р}} = 0,2$; $[\text{O}_2]_{\text{р}} = 0,1$; $[\text{NO}_2]_{\text{р}} = 0,1$ моль/л. Вычислите константу равновесия и исходную концентрацию NO и O_2 . Как изменилось состояние равновесия при: а) уменьшении Т; б) увеличении Р; в) поглощении NO_2 водой?

129. Почему при изменении давления смещается равновесие системы $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \rightleftharpoons 2\text{NH}_3$ и не смещается равновесие системы



$N_2 + O_2 \rightleftharpoons 2NO$? Напишите выражения для констант равновесия каждой из данных систем. Как изменится константа равновесия этих реакций с увеличением температуры? Опишите и обоснуйте возможные изменения K_p и концентрации всех реагентов при изменении температуры и разбавлении системы инертным газом.

Кинетика химических реакций

130. Для реакции $2Co^{3+} + TI^+ = 2Co^{2+} + TI^{3+}$ получена зависимость скорости от концентрации ионов в растворе:

$[Co^{3+}]$, моль/л ⁻¹	0,01	0,03	0,04	0,03	0,03
$[TI^{3+}]$ моль/л ⁻¹	0,01	0,01	0,01	0,02	0,03
V , моль л ⁻¹ с ⁻¹	1	3	4	6	9

Может ли быть эта реакция простой (элементарной)? Вывести кинетическое уравнение, определить константу скорости реакции и порядки реакции по обоим компонентам.

131. Скорость реакции $SO_2 + 2H_2 = S(тв.) + 2H_2O$ зависит от давления SO_2 и H_2 следующим образом:

$P(SO_2)$, Па	200	50	200	100	200
$P(H_2)$, Па	50	200	100	200	200
$V \cdot 10^3$, Па · с ⁻¹	35	35	70	70	140

Может ли быть эта реакция простой (элементарной)? Вывести кинетическое уравнение, определить константу скорости и порядки реакции в целом и по обоим компонентам.

132. Скорость реакции $2NO + Cl_2 = 2NOCl$ в трех опытах имела следующие значения:

$P(NO) \cdot 10^{-5}$ Па	0,5	1,0	0,5
$P(Cl_2) \cdot 10^{-5}$ Па	0,5	1,0	1,0
$V \cdot 10^{-5}$, Па · с ⁻¹	5	40	10

Может ли быть эта реакция простой (элементарной)? Вывести кинетическое уравнение, определить константу скорости, порядки реакции в целом и по обоим компонентам.

133. Для реакции в растворе $2Fe^{3+} + Sn^{2+} = 2Fe^{2+} + Sn^{4+}$ получены следующие данные:

$[Fe^{3+}]$, моль/л ⁻¹	0,2	0,6	0,8	0,6	0,6
$[Sn^{2+}]$ моль/л ⁻¹	0,2	0,2	0,2	0,4	0,6
V , моль л ⁻¹ · с ⁻¹	2	6	8	12	18



Может ли быть эта реакция простой? Вывести кинетическое уравнение; найти константу скорости, порядки реакции в целом и по компонентам.

134. О реакции между веществами А и В известно, что она является простой (элементарной). В эксперименте получены следующие данные: Определить стехиометрические коэффициенты реагентов (А и В) в этой реакции, ее молекулярность, порядок и константу скорости.

[А], моль/л ⁻¹	0,5	0,5	1,5
[В] моль/л ⁻¹	1,8	7,2	1,8
V, моль л ⁻¹ ·с ⁻¹	0,269	1,08	0,807

135. В газовой фазе оксид азота (II) и водород при 1000 К реагируют по уравнению $2\text{H}_2 + 2\text{NO} = \text{N}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$. Получены следующие опытные данные:

[NO], моль/л ⁻¹	0,12	0,12	0,12	0,002	0,004
[H ₂] моль/л ⁻¹	0,002	0,004	0,006	0,012	0,012
V, моль л ⁻¹ ·с ⁻¹	0,2	0,4	0,6	0,3	1,2

Может ли быть данная реакция простой? Выведите кинетическое уравнение, определите константу скорости и порядок реакции в целом.

136. Для реакции $2\text{A} + 3\text{B} = \text{C}$ получена следующая зависимость ее скорости от концентрации реагирующих веществ:

[А], моль/л ⁻¹	0,1	0,2	0,2	0,1
[В] моль/л ⁻¹	0,1	0,1	0,2	0,05
V, моль л ⁻¹ ·с ⁻¹	0,004	0,016	0,016	0,004

Может ли быть эта реакция элементарной? Выведите кинетическое уравнение реакции, найдите константу равновесия и порядок реакции.

137. Энергия активации реакции $\text{H}_2 + \text{I}_2 = 2\text{HI}$ равна 180 кДж/моль. Найти температурный коэффициент этой реакции в области между 200 и 500 °С. Предположим, что при 200 °С реакция идет 24 часа. За какое время она пройдет при 500 °С?

138. Температурный коэффициент некоторой реакции в диапазоне от 80 до 140 °С равен 2,5. Какова энергия активации этой реакции? Определите относительное изменение скорости в крайних точках этого диапазона.



139. На сколько градусов необходимо поднять температуру реагирующих веществ, чтобы скорость реакции возросла в 30 раз, если температурный коэффициент равен 2,5. Какова энергия активации этой реакции, если начальная температура 300 К?

140. Разложение озона $2\text{O}_3 = 3\text{O}_2$ характеризуется энергией активации 100 кДж/моль. Чему равна константа скорости этой реакции при 100 °С, если при 0 °С она равна $2 \cdot 10^{-2}$? Вычислите температурный коэффициент этой реакции.

141. Энергия активации реакции $2\text{HI} = \text{H}_2 + \text{I}_2$ равна 192 кДж/моль, а константа скорости при 556 К составляет $3,5 \cdot 10^{-7}$. Определить константу скорости при 800 К и температурный коэффициент реакции.

142. При увеличении температуры на 50° С скорость реакции возросла в 1024 раза. Определите температурный коэффициент и энергию активации реакции, если начальная температура была 300 °С.

143. Константа скорости реакции $2\text{HI} = \text{H}_2 + \text{I}_2$ при 300 °С равна $2,2 \cdot 10^4$, а при 700° равна 8,33. Определить энергию активации и температурный коэффициент этой реакции.

Концентрация растворов

144. Из 400 г 50 %-го раствора (по массе) H_2SO_4 выпариванием удалили 100 г воды. Чему равна массовая доля H_2SO_4 в оставшемся растворе?

145. К 500мл 32 % (по массе) H_2SO_4 ($\rho = 1,395$ г/мл) прибавили 1 л воды. Чему равна массовая доля H_2SO_4 в полученном растворе?

146. Плотность 26 %-го раствора KOH равна 1,24 г/мл. Сколько моль KOH находится в 5 л этого раствора?

147. В каком объеме 0,1 Н раствора содержится 8 г CuSO_4 ?

148. В 1 кг воды растворено 666 г KOH ($\rho=1,395$ г/мл). Найти: а) массовую долю KOH; б) молярность; в) моляльность; г) титр.

149. Для нейтрализации 20 мл 0,1 Н раствора кислоты потребовалось 8 мл раствора NaOH. Сколько граммов NaOH содержит 1 л этого раствора?

150. На нейтрализацию 40 мл раствора щелочи израсходовано 24 мл 0,5Н H_2SO_4 раствора. Какова нормальность раствора щелочи? Какой объем 0,5 Н раствора HCl потребовался бы для той же цели?

151. Сколько граммов NaOH требуется для нейтрализации 280 г 7 %-го раствора H_2SO_4 ?

152. Вычислить массовую долю (в %) вещества в растворе, полученном при сливании 100 мл 10 %-го ($\rho=1,05$ г/мл) и 150 мл 20 %-го ($\rho=1,12$ г/мл) растворов азотной кислоты?



153. Какие объемы 36 %-го раствора HCl ($\rho=1,18$ г/мл) и воды необходимо взять для приготовления 500 г 0,5 моляльного раствора?

154. В 2 литрах этилового спирта ($\rho=0,794$ г/мл) растворили 4 л H_2S (н.у.). Какова массовая доля (%) H_2S в полученном растворе?

155. Смешали 300 мл 1,2М и 200 мл 2М растворов $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$. Какова молярность и нормальность полученного раствора?

156. На нейтрализацию 5 мл раствора KOH пошло 5 мл раствора H_2SO_4 , титр которой равен 0,0049 г/мл. Определить нормальность и титр раствора KOH ?

157. Смешали 100 мл 20 %-го раствора H_2SO_4 ($\rho=1,2$ г/мл) и 100 мл 60 %-го раствора ($\rho=1,5$ г/мл) и добавили воды до общего объема 0,5л. Определить молярность и нормальность полученного раствора.

158. Какой объем 0,25 Н раствора H_2SO_4 следует добавить к раствору Na_2CO_3 для получения 3 л CO_2 при 27 °С и 780 мм рт. ст.?

159. Каким объемом 8Н раствора H_2SO_4 можно полностью разложить 2,65 л 18 %-го раствора Na_2CO_3 ($\rho=1,2$ г/мл)? Какой объем займет выделившийся газ при нормальных условиях?

160. К 100 мл 2Н раствора H_2SO_4 добавили 100 мл 2М раствора той же кислоты ($\rho=1,1$ г/мл). Определить массовую долю (%) кислоты в полученном растворе.

161. Какова молярность, нормальность и титр раствора, в 200 мл которого содержится 14 г AlCl_3 ?

162. Из 400г 50 %-го раствора H_2SO_4 выпариванием удалили 100 г воды. Чему равна массовая доля (в %) кислоты в оставшемся растворе?

163. К 100 мл 8 % раствора HNO_3 ($\rho=1,46$ г/мл) прибавили 400 мл H_2O . Получился раствор с плотностью 1,128 г/мл. Чему равна массовая доля (%) и нормальность полученного раствора?

Свойства разбавленных растворов неэлектролитов

164. Раствор сахара $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$ при 0 °С оказывает осмотическое давление, равное 114 мм рт. ст. Сколько граммов сахара содержится в 1 л этого раствора?

165. Раствор глюкозы $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ при 0 °С оказывает осмотическое давление, равное 4,48 атм. Чему равна молярность такого раствора? Сколько граммов глюкозы содержит 1 л этого раствора?

166. Вычислить осмотическое давление при 27 °С раствора сахара $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$, 1 л которого содержит 91 г растворенного вещества.

167. Чему равно при температуре $-7,5$ °С осмотическое давление раствора, в 1,5 л которого содержится 276 г глицерина $\text{C}_3\text{H}_8\text{O}_3$?



168. Вычислить осмотическое давление 25 % раствора сахара при 15 °С ($\rho = 1,105$).

169. Давление паров эфира при 30 °С равно 647,9 мм рт. ст.; давление пара раствора 3,1 г анилина в 370 г эфира $(C_2H_5)_2O$ при той же температуре равно 643,58 мм рт. ст. Вычислить молекулярную массу анилина.

170. Давление пара воды при 20 °С составляет 2338 Па. Сколько граммов сахара следует растворить в 720 г воды для получения раствора, давление пара которого на 18,7 Па меньше давления пара воды? Вычислить процентное содержание сахара в растворе.

171. При 0 °С давление пара эфира $(C_2H_5)_2O$ составляет 2465 Па. Найти для той же температуры: а) давление пара 5 % раствора анилина $C_6H_5NH_2$ в эфире; б) давление пара 10 % -го раствора бензойной кислоты C_6H_5COOH в эфире.

172. При 20 °С давление пара над водой равно 17,53 мм рт. ст. Сколько граммов глицерина $C_3H_5(OH)_3$ нужно растворить в 180 г воды для того, чтобы снизить давление пара до 16,53 мм рт. ст.?

173. Каково давление пара над 40 % раствором этилового спирта C_2H_5OH при 25 °С, если давление насыщенного пара воды при этой температуре равно 23,75 мм рт. ст.?

174. Давление пара воды при 95 °С равно 633,9 мм рт. ст. Вычислить давление пара над раствором, содержащем 1,5 моль растворенного вещества в 340 г воды?

175. Раствор 0,502 г ацетона $(CH_3)_2CO$ в 100 г ледяной уксусной кислоты обнаруживает понижение точки замерзания на 0,339 °С. Вычислить криоскопическую константу кислоты.

176. Сколько граммов нафталина $C_{10}H_8$ содержится в 3 кг бензола C_6H_6 , если раствор замерзает (начинает кристаллизоваться) при температуре 4,55 °С?

177. Вычислить температуру кипения 5 %-го раствора сахара $C_{12}H_{22}O_{11}$ в воде.

178. В каком количестве воды следует растворить 23 г глицерина $C_3H_8O_3$, чтобы получить раствор с температурой кипения 100,104 °С?

179. В скольких моль воды следует растворить 0,02 моль некоторого неэлектролита для получения раствора, температура кипения которого 100,026 °С?

180. Температура кипения ацетона 56,1 °С, а его эбулиоскопическая константа равна 1,73 °С. Вычислить температуру кипения 8 % раствора глицерина $C_3H_8O_3$ в ацетоне.

181. Вычислить процентное содержание сахара $C_{12}H_{22}O_{11}$ в водном растворе, температура кристаллизации которого –0,41 °С.



182. Раствор сахара в воде показывает повышение температуры кипения на $0,312\text{ }^{\circ}\text{C}$. Вычислить величину понижения температуры кристаллизации этого раствора.

183. К 1 л метилового спирта CH_3OH (плотностью $0,8\text{ г/мл}$) прибавили 4,5 л воды. При какой температуре будет замерзать этот раствор?

184. Раствор сахара $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$ оказывает при $27\text{ }^{\circ}\text{C}$ осмотическое давление, равное 156 кПа . Принимая плотность раствора равной единице, вычислить температуру его кристаллизации.

185. В каком количестве воды следует растворить $0,5\text{ кг}$ глицерина $\text{C}_3\text{H}_8\text{O}_3$ для получения раствора с температурой кристаллизации $-3\text{ }^{\circ}\text{C}$?

186. При растворении $0,4\text{ г}$ некоторого вещества в 10 г воды температура кристаллизации раствора понижается на $1,24\text{ }^{\circ}\text{C}$. Вычислить молекулярную массу растворенного вещества.

187. Давление пара водного раствора глицерина составляет 98% от давления пара воды при той же температуре. Вычислить процентное содержание глицерина в растворе и температуру кристаллизации раствора.

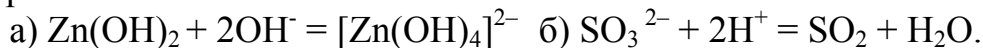
188. Найти молекулярный вес вещества, если раствор $7,5\text{ г}$ его в 250 г воды кипит при $100,26\text{ }^{\circ}\text{C}$ (атмосферное давление 760 мм. рт. ст.).

Обменные реакции в растворах электролитов

При решении задач этого раздела используйте таблицу растворимости, приведенную в приложении.

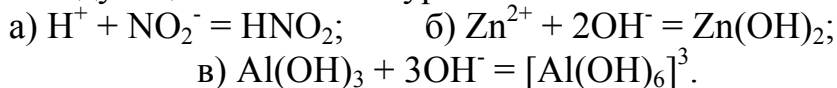
189. Какие вещества: $\text{Fe}(\text{OH})_3$, Na_2CO_3 , H_2SO_4 , K_2S , будут взаимодействовать с азотной кислотой? Записать эти реакции в ионной и молекулярной форме.

190. К предложенным ионным уравнениям составить по два молекулярных:

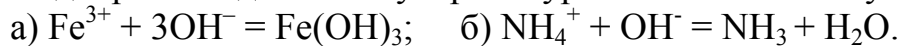


191. Какие из веществ будут взаимодействовать с KOH : H_2SO_4 , $\text{Fe}(\text{OH})_3$, CuSO_4 , $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$, Na_2CO_3 ? Написать ионные и молекулярные уравнения этих реакций.

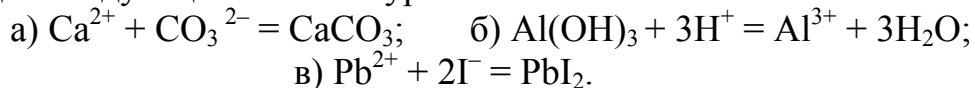
192. Составить в молекулярной форме уравнения реакций, которые выражаются следующими ионными уравнениями:



193. Подобрать по два молекулярных уравнения к ионному:



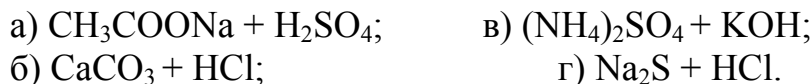
194. Написать в молекулярной форме уравнения реакций, соответствующие следующим ионным уравнениям:





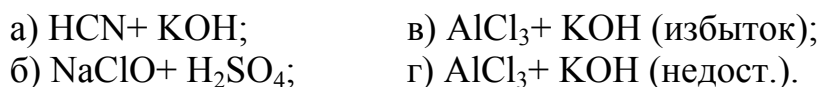
195. Какие из веществ будут взаимодействовать с KOH: Ba(OH)₂, Be(OH)₂, HNO₃, NH₄Cl? Написать ионные и молекулярные уравнения этих взаимодействий.

196. Написать в ионно-молекулярной форме уравнения следующих реакций:

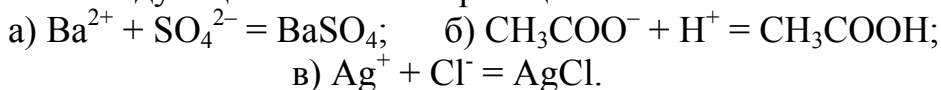


197. Какие из веществ будут взаимодействовать с HCl: Ba(OH)₂, CuS, HNO₃, NH₄Cl, Na₂CO₃? Записать реакции в ионной и молекулярной форме.

198. Написать в ионно-молекулярной форме уравнения следующих реакций:



199. Составить уравнения реакций в молекулярной форме, которые выражаются следующими ионными реакциями:

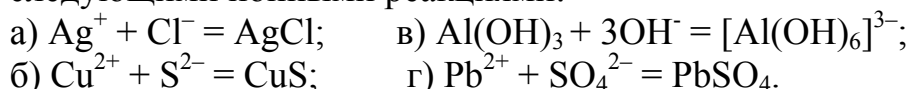


200. Написать ионные и молекулярные уравнения для следующих реакций:

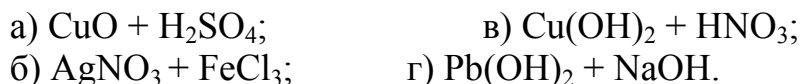


201. С какими из перечисленных веществ будут взаимодействовать NaOH: Fe(OH)₃, HNO₃, CH₃COOH, K₂O? Записать в ионной и молекулярной форме.

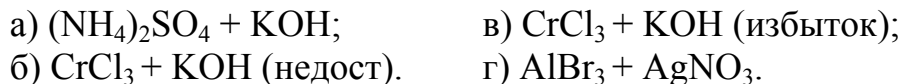
202. Составить в молекулярной форме уравнения реакций, которые выражаются следующими ионными реакциями:



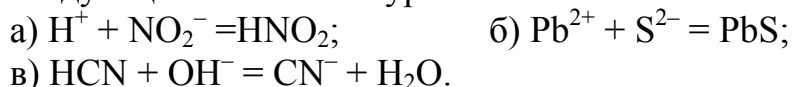
203. Написать ионные и молекулярные уравнения для следующих реакций:



204. Написать ионные и молекулярные уравнения для следующих реакций:



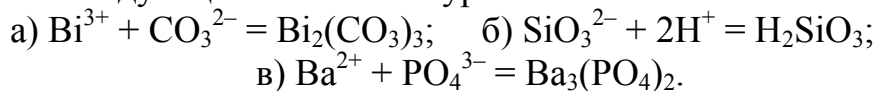
205. Написать в молекулярной форме уравнения реакций, которые выражаются следующими ионными уравнениями:





206. Выбрать из перечисленных веществ те, между которыми возможны реакции и записать их в ионно-молекулярной форме: KOH, H₂SO₄, NaCl, Zn(OH)₂, BaCl₂.

207. Написать в молекулярной форме уравнения реакций, которые выражаются следующими ионными уравнениями:



208. С какими из перечисленных веществ будут взаимодействовать Na₂CO₃: NH₄Cl, H₂SO₄, NaOH, BaCl₂, AgNO₃. Записать реакции в ионной и молекулярной форме.

Гидролиз солей

209. Указать, не производя вычислений, в каком из растворов двух солей равной концентрации pH больше или меньше:

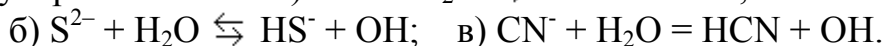


210. Объясните, почему при введении в раствор FeCl₃ раствора соды в осадок выпадает не карбонат железа, а его гидроксид. Напишите уравнения процессов.

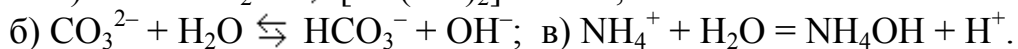
211. Гидролиз раствора FeCl₃ при нагревании идет ступенчато и заканчивается образованием осадка Fe(OH)₃. Представить уравнениями все три ступени этого процесса (три уравнения) и вывести суммарное уравнение.

212. Существенно ли изменится реакция среды, если растворить в воде такие соли: а) KCN, б) NH₄CN, в) CH₃COOK, г) CH₃COONH₄?

213. Подберите по два уравнения в молекулярном виде к каждому из молекулярно-ионных: а) $\text{Al}^{3+} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{AlOH}^{2+} + \text{H}^+$;



214. Подберите по два уравнения в молекулярном виде к каждому из ионных: а) $\text{Fe}^{3+} + 2\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons [\text{Fe}(\text{OH})_2]^+ + 2\text{H}^+$;



215. Составьте ионно-молекулярные и молекулярные уравнения гидролиза солей CrCl₃, FeSO₄ и Na₂S. Какие из перечисленных растворов имеют pH < 7, pH > 7?

216. Почему растворы NaF и Na₂S имеют щелочную, а растворы ZnSO₄ и NH₄NO₃ кислую реакцию? Ответ подтвердите ионно-молекулярными и молекулярными уравнениями.

217. Как зависит степень гидролиза от температуры? Почему? В какую сторону сместится равновесие гидролиза NaCN, если к раствору прибавить: а) щелочь, б) кислоту, в) хлорид аммония?



218. Составьте ионно-молекулярные и молекулярные уравнения реакций, протекающих при сливании растворов: а) нитрата алюминия и сульфида натрия; б) сульфата хрома и карбоната натрия.

219. Какая из двух солей при равных условиях в большей степени подвергается гидролизу: FeCl_2 или FeCl_3 , MgCl_2 или ZnCl_2 , NaCN или CH_3COONa ?

220. Какая из двух солей при равных условиях в большей степени подвергается гидролизу: Na_2CO_3 или Na_2SO_3 , TiCl или TiCl_3 , SnCl_2 или SnCl_4 ? Почему? Составьте ионно-молекулярные уравнения гидролиза этих солей.

221. Какая из двух солей при равных условиях в большей степени подвергается гидролизу: CH_3COONa или HCOONa , K_2S или K_2Te , NaNO_2 или NaCl ? Почему? Составьте ионно-молекулярные уравнения гидролиза этих солей.

222. Растворы кислоты и основания смешали в эквивалентных соотношениях: а) $\text{NH}_4\text{OH} + \text{HCl}$; б) $\text{NaOH} + \text{HCl}$; в) $\text{NaOH} + \text{CH}_3\text{COOH}$. Как окрасится лакмус в растворах? Почему? Составьте молекулярные и ионно-молекулярные уравнения соответствующих реакций.

223. К раствору FeCl_3 добавили: а) HCl ; б) NaOH ; в) ZnCl_2 ; г) Na_2CO_3 ; д) Zn ; е) H_2O . В каких случаях гидролиз хлорида железа (III) усилится? Составьте молекулярные и ионно-молекулярные уравнения соответствующих реакций.

224. Какие из пар солей в водных растворах взаимно усиливают гидролиз друг друга: а) AlCl_3 и Na_2S ; б) CrCl_3 и Na_2CO_3 ; в) $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ и ZnCl_2 ; г) $\text{Cr}(\text{NO}_3)_3$ и MgCl_2 ? Составьте ионно-молекулярные уравнения соответствующих реакций.

225. К растворам Na_2SO_4 , CrCl_3 , MgCl_2 , $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$, $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$ добавили раствор соды Na_2CO_3 . В каких случаях наблюдается выделение CO_2 ? Почему? Составьте ионно-молекулярные и молекулярные уравнения соответствующих реакций.

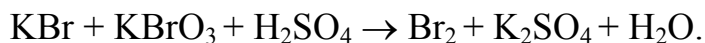
226. К раствору Na_2CO_3 добавили следующие вещества: а) HCl , б) NaOH , в) $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$, г) K_2S . В каких случаях гидролиз Na_2CO_3 усилится? Почему? Составить ионные и молекулярные уравнения гидролиза соответствующих солей, указать pH среды.

227. К раствору ZnSO_4 добавили следующие вещества: а) H_2SO_4 , б) KOH , в) Na_2SO_3 , г) $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$. В каких случаях гидролиз ZnSO_4 усилится? Почему? Напишите ионные и молекулярные уравнения реакций гидролиза соответствующих солей.

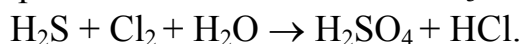
228. К раствору $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ добавили следующие вещества: а) H_2SO_4 , б) KOH , в) Na_2SO_3 , г) ZnSO_4 . В каких случаях гидролиз $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ усиливается? Почему? Напишите уравнения гидролиза, укажите pH.

**Окислительно-восстановительные реакции**

229. Исходя из степени окисления хлора в соединениях HCl , HClO_3 , HClO_4 , определите, какое из них является только окислителем, только восстановителем и какое может проявлять как окислительные, так и восстановительные свойства. Почему? На основании баланса степеней окисления расставьте коэффициенты в уравнении реакции, идущей по схеме

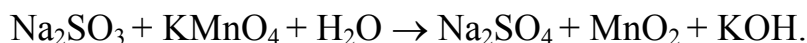


230. Реакции выражаются схемами: $\text{P} + \text{HIO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_4 + \text{HI}$.

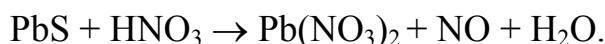


Составьте баланс степеней окисления. Расставьте коэффициенты в уравнениях реакции. Для каждой реакции укажите, какое вещество является окислителем, какое – восстановителем; какое вещество окисляется, какое – восстанавливается.

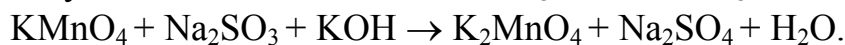
231. Составьте баланс степеней окисления и укажите, какой процесс – окисление или восстановление – происходит при следующих превращениях: $\text{As}^{+3} \rightarrow \text{As}^{+5}$; $\text{N}^{+3} \rightarrow \text{N}^{-3}$; $\text{S}^{-2} \rightarrow \text{S}^0$; На основании баланса степеней окисления расставьте коэффициенты в реакции, идущей по схеме:



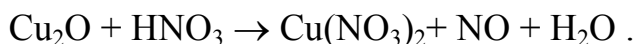
232. Исходя из степени окисления фосфора в соединениях PH_3 , H_3PO_4 , H_3PO_3 , определите, какое из них является только окислителем, только восстановителем и какое может проявлять как окислительные, так и восстановительные свойства. Почему? На основании баланса степеней окисления расставьте коэффициенты в уравнении реакции, идущей по схеме:



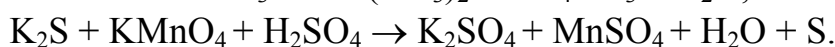
233. См. условие задачи 230. $\text{P} + \text{HNO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_4 + \text{NO}$;



234. Составьте баланс степеней окисления и укажите, какой процесс – окисление или восстановление – происходит при следующих превращениях: $\text{Mn}^{+6} \rightarrow \text{Mn}^{+2}$; $\text{Cl}^{+5} \rightarrow \text{Cl}^-$; $\text{N}^{-3} \rightarrow \text{N}^{+5}$; На основании баланса степеней окисления расставьте коэффициенты в уравнении реакции, идущей по схеме:

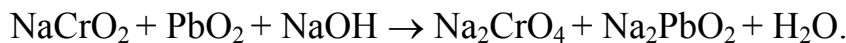


235. См. условие задачи 230.





236. Исходя из степени окисления хрома, иода и серы в соединениях $K_2Cr_2O_7$, KI и H_2SO_3 , определите, какое из них является только окислителем, только восстановителем и какое может проявлять как окислительные, так и восстановительные свойства. Почему? На основании баланса степеней окисления расставьте коэффициенты в уравнении реакции, идущей по схеме:

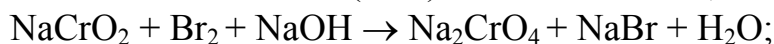


237. См. условие задачи 230. $H_2S + Cl_2 + H_2O \rightarrow H_2SO_4 + HCl$;
 $K_2Cr_2O_7 + H_2S + H_2SO_4 \rightarrow S + Cr_2(SO_4)_3 + K_2SO_4 + H_2O.$

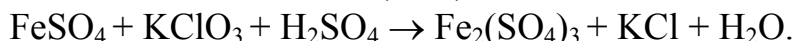
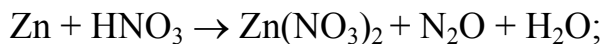
238. См. условие задачи 230. $P + HClO_3 + H_2O \rightarrow H_3PO_4 + HCl$;
 $H_3AsO_3 + KMnO_4 + H_2SO_4 \rightarrow H_3AsO_4 + MnSO_4 + K_2SO_4 + H_2O.$

239. См. условие задачи 230. $KClO_3 + Na_2SO_3 \rightarrow KCl + Na_2SO_4$;
 $KMnO_4 + HBr \rightarrow Br_2 + KBr + MnBr_2 + H_2O$;

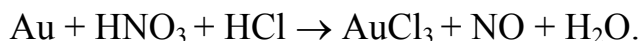
240. См. условие задачи 230.



241. См. условие задачи 230.



242. См. условие задачи 230.

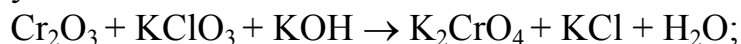


243. Могут ли происходить окислительно-восстановительные реакции между веществами: а) NH_3 и $KMnO_4$; б) HNO_2 и HI ; в) HCl и H_2Se ? Почему? На основании баланса степеней окисления расставьте коэффициенты в уравнении реакции, идущей по схеме:



244. См. условие задачи 230. $HCl + CrO_3 \rightarrow Cl_2 + CrCl_3 + H_2O$;
 $Cd + KMnO_4 + H_2SO_4 \rightarrow CdSO_4 + MnSO_4 + K_2SO_4 + H_2O.$

245. См. условие задачи 230.



246. См. условие задачи 230. $H_2SO_3 + HClO_3 \rightarrow H_2SO_4 + HCl$;
 $K_2Cr_2O_7 + H_3PO_4 + H_2SO_4 \rightarrow Cr_2(SO_4)_3 + H_3PO_4 + K_2SO_4 + H_2O.$

247. См. условие задачи 230. $I_2 + Cl_2 + H_2O \rightarrow HIO_3 + HCl$;
 $FeSO_4 + K_2Cr_2O_7 + H_2SO_4 \rightarrow Fe_2(SO_4)_3 + Cr_2(SO_4)_3 + K_2SO_4 + H_2O.$



248. Могут ли происходить окислительно-восстановительные реакции между веществами: а) PH_3 и HBr ; б) $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ и H_3PO_3 ; в) HNO_3 и H_2S ? Почему? На основании баланса степеней окисления расставьте коэффициенты в уравнении реакции, идущей по схеме:



Электрохимические процессы

При решении задач этого раздела используйте таблицу приложения.

249. Составить схемы двух гальванических элементов, в одном из которых медь служила бы катодом, а в другом – анодом. Написать уравнения реакций, происходящих при работе этих элементов, и вычислить значения стандартных ЭДС.

250. Гальванический элемент состоит из серебряного электрода, погруженного в 1 М раствор AgNO_3 , и стандартного водородного электрода. Написать уравнения электродных процессов и суммарной реакции, происходящих при работе элемента. Чему равна его ЭДС?

251. ЭДС элемента, состоящего из медного и свинцового электродов, погруженных в 1 М растворы солей этих металлов, равна 0,46 В. Изменится ли ЭДС, если взять 0,001 М растворы? Ответ обосновать.

252. Гальванический элемент составлен из стандартного цинкового электрода и хромового электрода, погруженного в раствор, содержащий ионы Cr^{3+} . При какой концентрации ионов Cr^{3+} ЭДС этого элемента будет равна нулю?

253. На сколько изменятся потенциал цинкового электрода, если раствор соли цинка, в который он погружен, разбавить в 10 раз?

254. При какой концентрации ионов серебра (моль/л) потенциал серебряного электрода составит 95 % от величины его стандартного электродного потенциала?

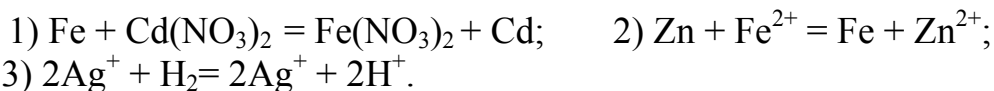
255. При какой концентрации ионов палладия (моль/л) Pd^{2+} потенциал палладиевого электрода будет на 0,01 В меньше его стандартного потенциала?

256. Найти концентрацию ионов водорода в растворе, в котором потенциал водородного электрода равен – 236 мВ.

257. При какой концентрации ионов Cu^{2+} (моль/л) потенциал медного электрода равен стандартному потенциалу водородного электрода?

258. Вычислить ЭДС гальванического элемента, образованного цинковым и свинцовым электродами в растворах 0,2 М ZnSO_4 и 0,012 М $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$. Каким образом можно увеличить ЭДС? Ответ мотивировать.

259. Составить схемы гальванических элементов для осуществления электрохимическим путем следующих реакций:



260. Составить таблицу электродных потенциалов алюминия в растворах с концентрацией Al^{3+} : 1; 0,1; 0,01; 0,001; 0,0001 моль/л и начертить кривую зависимости электродного потенциала от концентрации ионов.

261. Вычислить, как изменится электродный потенциал цинка, если концентрация раствора ZnSO_4 , в который погружена цинковая пластинка, уменьшится от 0,1 до 0,01 Н.

262. Составьте схему, напишите электродные процессы и вычислите ЭДС гальванического элемента, составленного из пластин Cd и Mg, опущенных в 1 М растворы своих солей. Изменится ли величина ЭДС, если концентрацию каждого из ионов понизить до 0,01 моль/л?

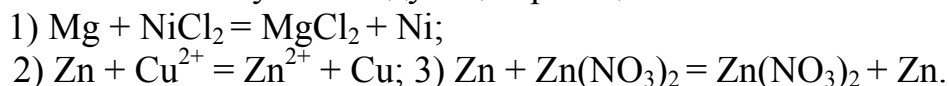
263. Составить схемы двух гальванических элементов, в одном из которых серебро было бы анодом, а в другом – катодом. Написать электродные процессы и рассчитать ЭДС при стандартных условиях.

264. Имеется гальванический элемент, составленный из свинцовой и серебряной пластинок. Как изменится ЭДС, если в раствор, содержащий ионы свинца, добавить сероводород? Ответ обосновать.

265. Составить схему гальванического элемента, образованного магниевым и никелевым электродами, опущенными в 0,1 М растворы солей. Напишите реакции, протекающие на электродах, и рассчитайте ЭДС. Как можно увеличить ЭДС? Ответ мотивировать.

266. Составить таблицу электродных потенциалов никеля в растворах с концентрацией Ni^{2+} : 1; 0,1; 0,01; 0,001; 0,00001 моль/л и начертить кривую зависимости электродного потенциала от концентрации ионов.

267. Составить схемы гальванических элементов для осуществления электрохимическим путем следующих реакций:



268. Каким из предлагаемых способов можно увеличить ЭДС гальванического элемента $\text{Pt}, \text{H}_2/\text{HCl} (C_1) // \text{HCl} (C_2) / \text{H}_2, \text{Pt}$: а) уменьшить концентрацию HCl у катода; б) уменьшить концентрацию HCl у анода; в) увеличить концентрацию HCl у катода; г) увеличить концентрацию HCl у анода?

Электролиз

269. Водный раствор содержит смесь нитратов меди (II), железа (II), свинца (II) и натрия одинаковой концентрации. В какой последовательности будут выделяться металлы при электролизе?

270. Ток одной и той же силы проходит через растворы AgNO_3 и CuSO_4 . В результате выделилось 0,64 г меди. Найти массу серебра, вы-



деленного из раствора за тот же промежуток времени. Написать электродные процессы.

271. Найти эквивалентную массу висмута, если известно, что при пропускании через раствор $\text{Bi}(\text{NO}_3)_3$ тока силой 5,77 ампер в течение 60 минут выделилось 15 г висмута.

272. Какое вещество останется в растворе после окончания выделения никеля в процессе электролиза раствора сульфата никеля NiSO_4 ?

273. Какие три ценных продукта получают посредством электролиза водного раствора хлорида натрия? Запишите электронно-ионные уравнения реакций.

274. Почему при электролизе раствора хлорида меди (II) на катоде выделяется медь, а при электролизе раствора иодида калия – водород?

275. В растворе содержатся сульфаты цинка и хрома. Какой металл выделится в первую очередь при электролизе?

276. Какой металл будет выделяться в первую очередь при электролизе раствора, содержащего в одинаковой концентрации соли никеля, железа, меди.

277. Какие окислительные и восстановительные процессы происходят при электролизе водных растворов хлорного железа и азотнокислого кальция?

278. Через растворы солей NaCl и Na_3PO_4 пропускают ток в течение некоторого времени. Изменилось ли от этого количество соли в том и другом растворе?

279. При электролизе раствора CuCl_2 на аноде выделилось 560 мл газа (н.у.). Найти массу меди, выделившейся на катоде.

280. Сколько времени потребуется для полного разложения 2 моль воды током силой 2 А?

281. Найти объем кислорода (условия нормальные), который выделяется при пропускании тока силой 6 А в течение 30 минут через водный раствор КОН.

282. Какое количество электричества потребуется для выделения из раствора: а) 2 г H_2 , б) 2 г кислорода?

283. При электролизе водного раствора $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$ током силой 2 А масса катода увеличилась на 8 грамм. В течение какого времени проводили электролиз?

284. Элемент, анодом которого является цинк, в течение двух часов давал ток силой 0,8 А. Какое количество цинка при этом израсходовалось?



Коррозия металлов

285. Как происходит атмосферная коррозия луженого и оцинкованного железа при нарушении покрытия? Составьте электронные уравнения анодного и катодного процессов.

286. Медь не вытесняет кислород из разбавленных кислот. Почему? Однако, если к медной пластинке, опущенной в кислоту, прикоснуться цинковой, то на меди начинается бурное выделение водорода. Дайте этому объяснение, составив электронные уравнения анодного и катодного процессов. Напишите уравнение протекающей реакции.

287. Как происходит атмосферная коррозия луженого железа и луженой меди при нарушении покрытия? Составьте электронные уравнения анодного и катодного процессов.

288. Если пластинку из чистого цинка опустить в разбавленную кислоту, то начинающееся выделение водорода вскоре почти прекращается. Однако при прикосновении к цинку медной проволочкой на последней начинается бурное выделение водорода. Дайте этому объяснение, составив электронные уравнения анодного и катодного процессов. Напишите уравнение протекающей химической реакции.

289. В чем сущность протекторной защиты железа в электролите, содержащем растворенный кислород. Составьте электронные уравнения анодного и катодного процессов.

290. Железное изделие покрыто никелем. Какое это покрытие - анодное или катодное? Почему? Составьте электронные уравнения анодного и катодного процессов коррозии этого изделия при нарушении покрытия во влажном воздухе и в соляной кислоте. Какие продукты коррозии образуются в первом и во втором случаях?

291. Составьте электронные уравнения анодного и катодного процессов с кислородной и водородной деполяризацией при коррозии пары магний - никель. Какие продукты коррозии образуются в первом и втором случаях?

292. В раствор соляной кислоты поместили цинковую пластинку и цинковую пластинку частично покрытую медью. В каком случае процесс коррозии цинка происходит интенсивнее? Ответ мотивируйте, составив электронные уравнения соответствующих процессов.

293. Почему химически чистое железо более стойко против коррозии, чем техническое железо? Составьте электронные уравнения анодного и катодного процессов, происходящих при коррозии технического железа во влажном воздухе и в кислой среде.

294. Какое покрытие металла называется анодным и какое – катодным? Назовите несколько металлов, которые могут служить для анод-



ного и катодного покрытия железа. Составьте электронные уравнения анодного и катодного процессов, происходящих при коррозии железа, покрытого медью, во влажном воздухе и в кислой среде.

295. Железные изделия покрыли кадмием. Какое это покрытие – анодное или катодное? Почему? Составьте электронные уравнения анодного и катодного процессов коррозии этого изделия при нарушении покрытия во влажном воздухе и в соляной кислоте. Какие продукты коррозии образуются в первом и во втором случаях?

296. Железные изделия покрыли свинцом. Какое это покрытие – анодное или катодное? Почему? Составьте электронные уравнения анодного и катодного процессов коррозии этого изделия при нарушении покрытия во влажном воздухе и в соляной кислоте. Какие продукты коррозии образуются в первом и во втором случаях?

297. Две железные пластинки, частично покрытые одна оловом, другая медью, находятся во влажном воздухе. На какой из этих пластинок быстрее образуется ржавчина? Почему? Составьте электронные уравнения анодного и катодного процессов коррозии этих пластинок. Каков состав продуктов коррозии железа?

298. Какой металл целесообразней выбрать для протекторной защиты от коррозии свинцовой оболочки кабеля: цинк, магний, хром? Почему? Составьте электронные уравнения анодного и катодного процессов атмосферной коррозии. Какой состав продуктов коррозии?

299. Если опустить в разбавленную серную кислоту пластинку из чистого железа, то выделение на ней водорода идет медленно и со временем почти прекращается. Однако, если цинковой палочкой прикоснуться к железной пластинке, то на последней начинается бурное выделение водорода. Почему? Какой металл при этом растворяется? Составьте электронные уравнения анодного и катодного процессов.

300. Цинковую и железную пластинки опустили в раствор сульфата меди. Составьте электронные и ионно-молекулярные уравнения реакций, происходящих на каждой из этих пластинок. Какие процессы будут проходить на пластинках, если наружные концы их соединить проводником?

301. Как влияет рН среды на скорость коррозии железа и цинка? Почему? Составьте электронные уравнения анодного и катодного процессов атмосферной коррозии этих металлов.

302. В раствор электролита, содержащего растворенный кислород, опустили цинковую пластинку, частично покрытую медью. В каком случае процесс коррозии цинка проходит интенсивнее? Составьте электронные уравнения анодного и катодного процессов.



303. Составьте электронные уравнения анодного и катодного процессов с кислородной и водородной деполяризацией при коррозии пары алюминий-железо. Какие продукты коррозии образуются в первом и во втором случаях?

304. Как протекает атмосферная коррозия железа, покрытого слоем никеля, если покрытие нарушено? Составьте электронные уравнения анодного и катодного процессов. Каков состав продуктов коррозии?

Комплексные соединения

305. Определите, чему равны заряд комплексного иона, степень окисления и координационное число комплексообразователя в соединениях: $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]\text{SO}_4$, $\text{K}_2[\text{PtCl}_6]$, $\text{K}[\text{Ag}(\text{CN})_2]$. Напишите уравнения диссоциации этих соединений в водных растворах.

306. Составьте координационные формулы следующих комплексных соединений платины: $\text{PtCl}_4 \cdot 6\text{NH}_3$; $\text{PtCl}_4 \cdot 4\text{NH}_3$; $\text{PtCl}_4 \cdot 2\text{NH}_3$. Координационное число платины (IV) равно шести. Напишите уравнение диссоциации этих соединений в водных растворах. Какое из соединений является комплексным неэлектролитом?

307. Составьте координационные формулы следующих комплексных соединений кобальта: $\text{CoCl}_3 \cdot 6\text{NH}_3$; $\text{CoCl}_3 \cdot 5\text{NH}_3$; $\text{CoCl}_3 \cdot 4\text{NH}_3$. Координационное число кобальта (III) равно шести. Напишите уравнения диссоциации этих соединений в водных растворах.

308. Определите, чему равны заряд комплексного иона, степень окисления и координационное число сурьмы в соединениях: $\text{Rb}[\text{SbBr}_6]$; $\text{Rb}[\text{SbCl}_6]$; $\text{Na}[\text{Sb}(\text{SO}_4)_2]$. Как диссоциируют эти соединения в водных растворах?

309. Составьте координационные формулы следующих комплексных соединений серебра: $\text{AgCl} \cdot 2\text{NH}_3$; $\text{AgCN} \cdot \text{KCN}$; $\text{AgNO}_2 \cdot \text{KNO}_2$. Координационное число серебра равно двум. Напишите уравнения диссоциации этих соединений в водных растворах.

310. Определите, чему равны заряд комплексного иона, степень окисления и координационное число комплексообразователя в соединениях $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$; $\text{K}_4[\text{TiCl}_8]$; $\text{K}_2[\text{HgI}_4]$. Как диссоциируют эти соединения в водных растворах?

311. Из сочетания частиц Co^{3+} , NH_3 , NO_2^- , K^+ можно составить семь координационных формул комплексных соединений кобальта, одна из которых $[\text{Co}(\text{NH}_3)_6](\text{NO}_2)_3$. Составьте формулы других шести соединений и напишите уравнения их диссоциации в водных растворах.

312. Определите, чему равен заряд следующих комплексных ионов: $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_4\text{Cl}_2]$, $[\text{HgBr}_4]$, $[\text{Cu}(\text{CN})_4]$, если комплексообразователями являются Cr^{3+} , Hg^{2+} , Cu^{2+} . Напишите формулы соединений, содержащих эти комплексные ионы.



313. Определите, чему равен заряд комплексных ионов $[\text{Cr}(\text{NH}_3)_5\text{NO}_3]$, $[\text{Pd}(\text{NH}_3)\text{Cl}_3]$, $[\text{Ni}(\text{CN})_4]$, если комплексообразователями являются Cr^{3+} , Pd^{2+} , Ni^{2+} . Напишите формулы комплексных соединений, содержащих эти ионы.

314. Из сочетания частиц Cr^{3+} , H_2O , Cl^- и K^+ можно составить семь координационных формул комплексных соединений хрома, одна из которых $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_6]\text{Cl}_3$. Составьте формулы других шести соединений и напишите уравнения их диссоциации в водных растворах.

315. Составьте координационные формулы следующих комплексных соединений кобальта: $3\text{NaNO}_2 \cdot \text{Co}(\text{NO}_3)_3$; $\text{CoCl}_3 \cdot 3\text{NH}_3 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$; $\text{CoCl}_3 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$. Координационное число кобальта(III) равно шести. Напишите уравнения диссоциации этих соединений в водных растворах.

316. Напишите выражения для констант нестойкости комплексных ионов $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+$; $[\text{PtCl}_6]^{2-}$; $[\text{Mo}(\text{CN})_8]^{4-}$. Чему равны степень окисления и координационное число комплексообразователей в этих ионах?

317. Константы нестойкости комплексных ионов $[\text{Co}(\text{CN})_4]^{2-}$; $[\text{Hg}(\text{CN})_4]^{2-}$; $[\text{Cd}(\text{CN})_4]^{2-}$ соответственно равны $8 \cdot 10^{-20}$; $4 \cdot 10^{-41}$; $1,4 \cdot 10^{-17}$. В каком растворе, содержащем эти ионы, при равной молярной концентрации ионов CN^- больше? Напишите выражения для констант нестойкости указанных комплексных ионов.

318. Напишите выражения для констант нестойкости следующих комплексных ионов: $[\text{Ag}(\text{CN})_2]^-$, $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+$, $[\text{Ag}(\text{SCN})_2]^-$. Зная, что они соответственно равны $1,0 \cdot 10^{-21}$, $6,8 \cdot 10^{-8}$, $2,0 \cdot 10^{-11}$, укажите, в каком растворе, содержащем эти ионы, при равной молярной концентрации больше ионов серебра (Ag^+)?

319. При прибавлении раствора KCN к раствору $[\text{Zn}(\text{NH}_3)_4]\text{SO}_4$ образуется растворимое комплексное соединение $\text{K}_2[\text{Zn}(\text{CN})_4]$. Напишите молекулярное и ионно-молекулярное уравнение реакции. Константа нестойкости какого иона $[\text{Zn}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$ или $[\text{Zn}(\text{CN})_4]^{2-}$ больше? Почему?

320. Напишите уравнения диссоциации солей $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ и $(\text{NH}_4)_2\text{Fe}(\text{SO}_4)_2$ в водном растворе. К каждой из них прилили раствор щелочи. В каком случае выпадает осадок гидроксида железа (II)? Напишите молекулярное и ионно-молекулярное уравнения реакции. Какие комплексные соединения называются двойными солями?

321. Составьте координационные формулы следующих комплексных соединений платины (II), координационное число которой равно четырем: $\text{PtCl}_2 \cdot 3\text{NH}_3$; $\text{PtCl}_2 \cdot \text{NH}_3 \cdot \text{KCl}$; $\text{PtCl}_2 \cdot 2\text{NH}_3$. Напишите уравнения диссоциации этих соединений в водных растворах. Какое из них является комплексным неэлектролитом?



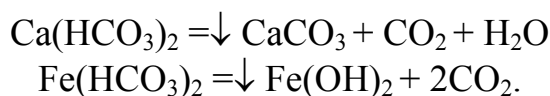
322. Хлорид серебра растворяется в растворах аммиака и тиосульфата натрия. Дайте этому объяснение и напишите молекулярные и ионно-молекулярные уравнения соответствующих реакций.

323. Какие комплексные соединения называются двойными солями? Напишите уравнения диссоциации солей $K_4[Fe(CN)_6]$ и $(NH_4)_2 \cdot Fe(SO_4)_2$ в водном растворе. В каком случае выпадает осадок гидроксида железа (II), если к каждой из них прилить раствор щелочи. Напишите молекулярное и ионно-молекулярное уравнения реакции.

324. Константы нестойкости комплексных ионов $[Co(NH_3)_6]^{3+}$; $[Fe(CN)_6]^{4-}$, $[Fe(CN)_6]^{3-}$ соответственно равны $6,2 \cdot 10^{-36}$; $1,0 \cdot 10^{-37}$; $1,0 \cdot 10^{-44}$. Какой из этих ионов является более прочным? Напишите выражения для констант нестойкости указанных комплексных ионов и формулы соединений, содержащих эти ионы.

Жесткость воды

Жесткость воды обусловлена наличием в ней ионов двухвалентных металлов (Ca^{2+} , Mg^{2+} , Fe^{2+}). Различают временную и постоянную жесткость. **Временная (или карбонатная) жесткость** обусловлена наличием бикарбонатов $Me(HCO_3)_2$, которые разлагаются в процессе кипячения:



Твердый осадок покрывает поверхность водонагревательных систем, что снижает их нагревательную способность, эффективность теплопередачи.

Постоянная (или некарбонатная) жесткость обусловлена наличием растворимых хлоридов и сульфатов, которые при кипячении не разлагаются.

Сумма временной и постоянной жесткости дает **общую жесткость**:

$$J_{\text{общ.}} = J_{\text{врем.}} + J_{\text{пост.}}$$

По ГОСТу жесткость воды оценивается в мг-экв/л (ммоль/л).

Одним из методов определения жесткости воды является титрование определенного объема воды раствором соляной кислоты известной концентрации. Применяются и весовые методы определения жесткости. Устранение жесткости сводится к удалению из воды ионов кальция и магния обычно путем перевода их в осадок в виде нерастворимых солей.

Пример 1. Вычислить временную жесткость, если в 2 л воды содержится 60,12 мг ионов Ca^{2+} и 28,37 мг ионов Mg^{2+} .

Решение. Число ммоль эквивалентов Ca^{2+} вычисляем из соотношения:



$$\begin{array}{l} 1 \text{ ммоль } \text{Ca}^{2+} - 20,04 \text{ мг } \text{Ca}^{2+} \\ x \quad \quad \quad - 60,12 \text{ мг } \text{Ca}^{2+}, \end{array} \quad X = \frac{60,12}{20,04} = 3.$$

Число ммоль эквивалентов Mg^{2+} определяем аналогично:

$$\begin{array}{l} 1 \text{ ммоль} \quad - \quad 12,15 \text{ мг } \text{Mg}^{2+} \\ x \quad \quad \quad - \quad 28,37 \text{ мг}, \end{array} \quad X = \frac{28,37}{12,15} = 2,5.$$

Общее число ммоль эквивалентов ионов Ca^{2+} и Mg^{2+} составит в расчете на 1 л воды: $\text{Ж} = 3 + 2,5 = 5,5$ ммоль/л.

Следовательно, согласно ГОСТу, вода умеренно жесткая.

Пример 2. Определить временную жесткость воды, если на титрование 100 мл образца воды, содержащей гидрокарбонат магния, израсходовано $8 \cdot 10^{-3}$ л 0,1 Н раствора соляной кислоты.

Решение. При титровании жесткой воды соляной кислотой происходит следующая реакция:



В соответствии с законом эквивалентов количество эквивалентов всех участвующих в химической реакции веществ должно быть одинаковым:

$N_p \cdot V_p = N_k \cdot V_k$, где N_k и N_p – эквивалентные (нормальные) концентрации кислоты и раствора, V_k и V_p – объемы кислоты и раствора, л.

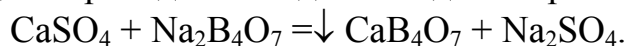
$$\text{Откуда} \quad N_p = \frac{N_{\text{HCl}} \cdot V_{\text{HCl}}}{V_p} = \frac{0,1 \cdot 8 \cdot 10^{-3}}{0,1} = 8 \cdot 10^{-3} \text{ моль/л.}$$

Так как жесткость измеряется числом ммоль/л, то

$$\text{Ж} = N_p \cdot 1000 = 8 \cdot 10^{-3} \cdot 1000 = 8 \text{ ммоль/л, т.е. вода жесткая.}$$

Пример 3. Вычислить постоянную жесткость воды, зная, что для удаления ионов кальция, содержащихся в 50 л этой воды, потребовалось прибавить к воде 10,8 г безводной буры.

Решение. При действии буры на воду, содержащую сернокислый кальций, ионы кальция переходят в осадок вследствие реакции:



Из уравнения реакции следует, что для осаждения ионов кальция в виде CaB_4O_7 на 1 эквивалент сернокислого кальция, т.е. на 1 г-экв ионов кальция надо взять 1 эквивалент буры или на 1 мг-экв ионов кальция – 1 мг-экв буры. Молярная масса эквивалента буры $202 \cdot 1/2 = 101$ г, следовательно, 1 мг-экв ее равен 101 мг. На осаждение ионов кальция,



содержащихся в 50 л воды, израсходовано 10,8 г или 10800 мг буры, что составляет:

$$X = \frac{10800}{101} = 107 \text{ мг} - \text{экв.}$$

Поскольку, согласно закону эквивалентов, вещества взаимодействуют в эквивалентных соотношениях, столько же мг-экв ионов кальция будет содержаться в 50 л воды.

Отсюда жесткость воды равняется $\frac{107}{50} = 2,14 \text{ мг} - \text{экв.}$

325. Присутствие каких солей в природной воде обуславливает ее жесткость? Почему употребление жесткой воды при стирке белья вызывает большой расход мыла? Отражится ли на расходе мыла присутствие в воде хлористого кальция?

326. Почему жесткость, обусловленная присутствием в воде гидрокарбонатов кальция или магния, называется временной? Какие химические реакции будут происходить: а) при кипячении жесткой воды, содержащей $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$; б) при добавлении к ней соды; в) при добавлении к ней едкого натра?

327. Какую массу Na_2CO_3 надо прибавить к 500 л воды, чтобы устранить ее карбонатную жесткость, равную 5 мг-экв?

328. Как временная, так и постоянная жесткость воды может быть устранена прибавлением к воде соды. Можно ли заменить соду: а) карбонатом калия; б) гидроксидом бария, который хорошо растворим в воде? Ответ подтвердите уравнениями реакций.

329. Вычислите карбонатную жесткость воды, зная, что для реакции с гидрокарбонатом кальция, содержащимся в 200 см^3 воды, требуется 15 см^3 0,08N раствора HCl .

330. Чему равняется жесткость воды, если для устранения ее к 100 мл воды потребовалось прибавить 15,9 г соды?

331. Жесткость воды, в которой растворен только гидрокарбонат кальция, равна 4 мг-экв. Какой объем 0,1N раствора HCl потребуется для реакции с гидрокарбонатом кальция, содержащимся в 75 см^3 этой воды?

332. Введением каких ионов в природную воду можно устранить: а) временную жесткость воды; б) постоянную ее жесткость?

333. В 1 м^3 воды содержится 140 г сульфата магния. Вычислите жесткость этой воды.

334. Сколько граммов гашеной извести надо прибавить к 1000 л воды, чтобы устранить ее временную жесткость, равную 2,86 мг-экв?



335. Чему равна жесткость воды, если для ее устранения к 50 л воды потребовалось прибавить 21,2 г карбоната натрия?

336. Вычислите временную жесткость воды, зная, что на реакцию с гидрокарбонатом, содержащимся в 100 мл этой воды, израсходовано 5 миллилитров 0,1 Н раствора HCl.

337. Какие ионы надо удалить из природной воды, чтобы сделать ее мягкой? Введением каких ионов можно умягчить воду? Составьте уравнения реакций. Какую массу Ca(OH)₂ надо прибавить к 2,5 л воды, чтобы устранить ее жесткость, равную 4,43 мг-экв?

338. Жесткость воды, содержащей только гидрокарбонат кальция, равна 1,78мг-экв. Определите количество гидрокарбоната в литре этой воды.

339. Какую массу карбоната натрия надо прибавить к 0,1 м³ воды, чтобы устранить жесткость, равную 4 мг-экв?

340. Какова временная жесткость воды, в литре которой содержится 0,146 г гидрокарбоната магния?

341. К 100 л жесткой воды прибавили 12,95 г гидроксида кальция. Насколько понизилась карбонатная жесткость?

342. Вычислите постоянную жесткость воды, зная, что для удаления ионов кальция, содержащихся в 50 л этой воды, потребовалось прибавить к воде 10,8 г безводной буры.

343. Чему равна карбонатная жесткость воды, если в 1 л ее содержится 0,292 г гидрокарбоната магния и 0,2025 г гидрокарбоната кальция?

344. Путем анализа было установлено, что в одном литре исследуемой воды содержится 42 мг ионов магния и 112 мг ионов кальция. Вычислите общую жесткость воды.

Химия элементов

345. В 500 мл воды растворили 23 г металлического натрия. Определить объем выделившегося газа и рассчитать молярную концентрацию полученного раствора.

346. Сколько граммов серы прореагирует с газом, полученным при взаимодействии 6,5 г цинка с избытком разбавленной серной кислоты, если используется только 80 % газа?

347. Сколько граммов перманганата калия и миллилитров 1М раствора соляной кислоты надо взять, чтобы выделившегося хлора хватило для получения 15,85 г хлорного хрома?

348. Написать уравнения реакций взаимодействия сероводорода с подкисленными растворами перманганата калия, дихромата калия и хлором.

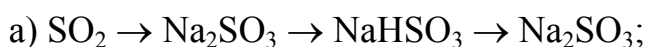


349. Какова концентрация кислоты, полученной при растворении в 90,4 г воды газа, выделившегося при сгорании 4,8 г серы, и какой объем кислорода израсходован при этом? (Объем измерен при н.у.).

350. Написать уравнения реакций взаимодействия оксида серы (IV) с сероводородом и подкисленным раствором дихромата калия. Какие свойства проявляет оксид серы (IV) в этих случаях?

351. Сколько моль серной кислоты необходимо взять для растворения 6,5 г цинка и какое количество газов при этом выделится, если в одном случае возьмем разбавленную серную кислоту, а в другом – концентрированную?

352. Напишите уравнения реакций, характеризующих следующие превращения:



353. При взаимодействии в кислой среде дихромата калия с сероводородом выделился осадок, который отделили от раствора и окислили кислородом. Продукт реакции растворили в воде, при этом получилось 100 г 8,2 % раствора. Сколько литров кислорода (н.у.) потребуется для окисления выпавшего осадка и сколько граммов дихромата калия израсходовалось?

354. 32,05 г сплава цинка с металлом, стоящим в ряду напряжения после водорода, обработали избытком разбавленной серной кислоты. При этом выделилось 4,48 л газа (н.у.). К нерастворившемуся остатку добавили горячую концентрированную серную кислоту до полного его растворения. Выделилось 6,72 л газа. Определить состав сплава, если известно, что катион металла двухвалентен.

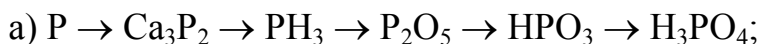
355. Написать уравнения реакций, характеризующих следующие превращения:



356. Прокалили 25,2 г дихромата аммония и 19,2 г нитрита аммония. Какой газ, в каком количестве выделится в каждом случае (н.у.)?

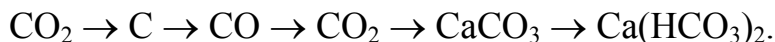
357. Чем отличается действие царской водки от действия азотной кислоты? Сколько соли и какого состава образуется при растворении в избытке царской водки 19,7 г золота?

358. Написать уравнения реакций, характеризующих следующие превращения:



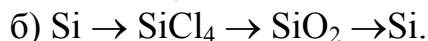
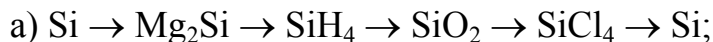


359. Написать уравнения реакций, характеризующих следующие превращения:



360. Одинаковое ли количество оксида углерода (IV) образуется при прокаливании 100 г карбоната кальция и обработке того же количества карбоната кальция избытком соляной кислоты?

361. Написать уравнения реакций, характеризующие следующие превращения:



362. Написать уравнения реакций, характеризующие следующие процессы:

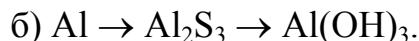
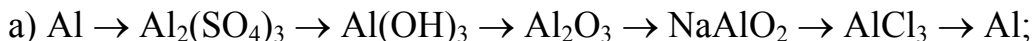


363. При реакции с водой 15,6 г металла, образующего одновалентный катион, выделяется 4,48 л газа (н.у.). Определить, какой металл был взят?

364. 15,3 г оксида бария растворили в воде. Какой объем (н.у.) оксида углерода (IV) необходим для полной нейтрализации полученного гидроксида бария и какое количество соли образуется?

365. Оксид бария, содержащий в качестве примеси 10,48 % карбоната бария, обработан 6М раствором азотной кислоты. При этом выделилось 1,12 л газа (н.у.). Какова масса взятой смеси и сколько миллилитров раствора азотной кислоты вступило в реакцию?

366. Написать уравнения реакций, характеризующих следующие превращения:



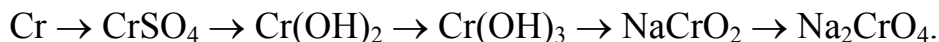
367. Сколько граммов оксида меди (II) восстанавливается водородом, выделившимся при взаимодействии алюминия с 139,87 мл 40 % раствора гидроксида натрия?

368. При взаимодействии 10,8 г алюминия с углеродом при нагревании получается вещество, которое растворили в избытке соляной кислоты. Какие вещества и в каком количестве при этом получились?

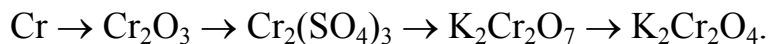
369. Сколько потребуется 20 % раствора гидроксида натрия для полного извлечения алюминия из 1 кг смеси алюминия с медью, если известно, что при действии соляной кислотой на 10 г этой смеси выделяется 6,72 л газа (н.у.)?



370. Написать уравнения реакций, характеризующих следующие превращения:

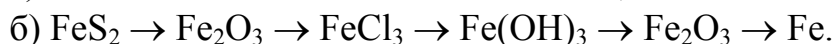
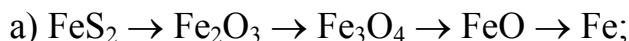


371. Написать уравнения реакций, характеризующих следующие превращения:



372. Сколько граммов оксида хрома(III) образуется при нагревании 50,4 г дихромата аммония?

373. Написать уравнения реакций, характеризующих следующие превращения:



374. В раствор сульфата меди погрузили железную пластинку массой 10 г. Через некоторое время ее вынули, промыли и высушили. Ее масса оказалась равной 10,75 г. Сколько граммов железа растворилось, а меди выделилось из раствора?

375. Можно ли приготовить растворы, которые одновременно бы содержали соли: а) BaCl_2 и K_2CrO_4 ; б) Na_2SO_4 и K_2CO_3 ; в) AlCl_3 и Na_2CO_3 .

376. Какие из веществ: едкий натр, серная кислота, оксид фосфора (V), хлорид кальция можно использовать для осушения оксида углерода CO_2 , хлора Cl_2 , аммиака NH_3 , сероводорода H_2S ?

377. Как можно из латуни получить металлический цинк?

378. В банках без этикеток находятся твердые вещества: карбонат натрия, карбонат кальция, сульфат бария, хлорид натрия и сульфат натрия. Как узнать, где какая соль находится?

379. Имеется 0,1 Н раствор сульфита калия. Какой объем раствора перманганата калия, содержащего 15,8 г соли в 1 л раствора, необходим для окисления сульфита калия, находящегося в 10 мл раствора? Реакция протекает в кислой среде.

380. Масса 1 л газа, измеренного при 31°C и 104 кПа, составляет 1,154 г. Найти плотность газа по водороду.

381. После реакции между пероксидом натрия и водой общий объем раствора составил 750 мл; 10 мл полученного раствора потребовалось для нейтрализации 15 мл 0,2 Н HCl . Сколько граммов Na_2O_2 вошло в реакцию с водой?

382. Какой объем CO_2 (27°C и 81 кПа) получится при нагревании 1,4 т NaHCO_3 ? Сколько тонн кальцинированной соды получится при этом?



383. Написать уравнения, реакций, протекающих при насыщении водного раствора Na_2CO_3 : а) хлором; б) оксидом азота (IV).

384. Натрий гексанитрокобальтат (III) образует с растворами калиевых солей желтый осадок. Написать уравнения реакции.

385. При добавлении к раствору AgNO_3 разбавленного раствора аммиака образуется бурый осадок Ag_2O , растворяющийся в избытке реактива. Написать уравнения реакций.

386. Как относятся гидроксиды цинка и кадмия к растворам щелочей и к водному раствору аммиака? По отношению к какому реагенту появляется различие их свойств и в чем оно выражается? Написать уравнения реакций.

387. Нитрат ртути (I) получают растворением ртути в разбавленной азотной кислоте в условиях избытка металла. Сколько литров 25 % раствора HNO_3 ($\rho = 1,15\text{г/мл}$) расходуется на 1 кг ртути, исходя из принятого на практике молярного соотношения $1\text{ Hg} : 1,19\text{ HNO}_3$?

388. Какие последовательные изменения претерпевает борная кислота H_3BO_3 при нагревании? Написать уравнения реакций.

389. Какое соединение образуется при нейтрализации H_3BO_3 щелочью? Что образуется при обработке H_3BO_3 избытком щелочи? Написать уравнения реакции.

390. Как объяснить некоторое уменьшение основных и усиление кислотных свойств гидроксидов при переходе от $\text{Al}(\text{OH})_3$ к $\text{Ga}(\text{OH})_3$?

391. После прохождения 1 м^3 воздуха через раствор $\text{Ba}(\text{OH})_2$ образовалось 2,64 г BaCO_3 . Вычислить процентное содержание CO_2 в воздухе.

**4.3. Варианты индивидуальных домашних заданий**

Таблица 4

Номер варианта	Номера задач, относящихся к данному заданию
01	1, 22, 42, 62, 82, 102, 115, 130, 145, 165, 190, 210 230, 250, 270, 286, 306, 326, 346, 366, 386
02	2, 23, 43, 63, 83, 103, 116, 131, 146, 166, 191, 211 231, 251, 271, 287, 307, 327, 347, 367, 387
03	3, 24, 44, 64, 84, 104, 117, 132, 147, 167, 192, 212 232, 252, 272, 288, 308, 328, 348, 368, 388
04	4, 25, 45, 65, 85, 105, 118, 133, 148, 168, 193, 213 233, 253, 273, 289, 309, 329, 349, 369, 389
05	5, 26, 46, 66, 86, 106, 119, 134, 149, 169, 194, 214 234, 254, 274, 290, 310, 330, 350, 370, 390
06	6, 27, 47, 67, 87, 107, 120, 135, 150, 170, 195, 215 235, 255, 275, 291, 311, 331, 351, 371, 391
07	7, 28, 48, 68, 88, 108, 121, 136, 151, 171, 196, 216 236, 256, 276, 292, 312, 332, 352, 372, 392
08	8, 29, 49, 69, 89, 109, 122, 137, 152, 172, 197, 217 237, 257, 277, 293, 313, 333, 353, 373, 346
09	9, 30, 50, 70, 90, 110, 123, 138, 153, 173, 198, 218 238, 258, 278, 294, 314, 334, 354, 374, 347
10	10, 31, 51, 71, 91, 111, 124, 144, 154, 174, 199, 219 239, 259, 279, 295, 315, 335, 355, 375, 348
11	11, 32, 52, 72, 92, 112, 125, 140, 155, 175, 200, 220 240, 260, 280, 296, 316, 336, 356, 376, 349
12	12, 33, 53, 73, 93, 113, 126, 141, 156, 176, 201, 221 241, 261, 281, 297, 317, 337, 357, 377, 350
13	13, 34, 54, 74, 94, 114, 127, 142, 157, 177, 202, 222 242, 262, 282, 298, 318, 338, 358, 378, 351
14	14, 35, 55, 75, 95, 102, 128, 143, 158, 178, 203, 223 243, 263, 283, 299, 319, 339, 359, 379, 352
15	15, 36, 56, 76, 96, 103, 129, 130, 159, 179, 204, 224 244, 264, 284, 300, 320, 340, 360, 380, 353
16	16, 37, 57, 77, 97, 104, 115, 131, 160, 180, 205, 225 245, 265, 285, 301, 321, 341, 361, 381, 354



Окончание табл. 4

Номер варианта	Номера задач, относящихся к данному заданию
17	17, 38, 58, 78, 98, 105, 116, 132, 161, 181, 206, 226 246, 266, 270, 302, 322, 342, 362, 382, 355
18	18, 39, 59, 79, 99, 106, 117, 133, 162, 182, 207, 227 247, 267, 271, 303, 323, 343, 363, 383, 356
19	19, 40, 60, 80, 100, 107, 118, 134, 163, 183, 208, 228 248, 268, 272, 304, 324, 344, 364, 384, 357
20	20, 41, 61, 81, 101, 108, 119, 135, 164, 184, 209, 229 249, 269, 273, 305, 325, 345, 365, 385, 392
21	1, 23, 43, 65, 85, 109, 120, 136, 145, 185, 190, 215 231, 252, 274, 286, 308, 327, 346, 368, 387
22	2, 24, 44, 66, 87, 110, 121, 137, 146, 186, 191, 216 232, 253, 275, 287, 309, 328, 347, 369, 388
23	3, 25, 45, 67, 88, 111, 122, 138, 147, 187, 192, 217 233, 254, 276, 288, 310, 329, 348, 370, 389
24	4, 26, 46, 68, 89, 112, 123, 130, 148, 188, 193, 218 234, 255, 277, 289, 311, 330, 349, 371, 390
25	5, 27, 47, 69, 90, 113, 124, 140, 149, 189, 194, 219 235, 256, 278, 290, 312, 331, 350, 372, 391
26	6, 28, 48, 70, 91, 114, 150, 165, 195, 220, 125, 141 236, 257, 279, 291, 313, 332, 351, 373, 360
27	7, 29, 49, 71, 93, 102, 126, 142, 151, 166, 196, 221 237, 258, 280, 292, 314, 333, 352, 374, 361
28	8, 30, 50, 72, 94, 103, 127, 143, 152, 167, 197, 222 238, 259, 281, 293, 315, 334, 353, 375, 362
29	9, 31, 51, 73, 95, 104, 128, 144, 153, 168, 198, 223 239, 260, 282, 294, 316, 335, 354, 376, 363
30	10, 32, 52, 74, 96, 105, 129, 132, 154, 169, 199, 224 240, 261, 283, 295, 317, 336, 355, 377, 364



5. ИТОГОВЫЙ КОНТРОЛЬ

После завершения изучения дисциплины студенты сдают экзамен (зачет).

Экзаменационный билет включает двадцать тестовых заданий.

5.1. Вопросы для подготовки к экзамену (зачету)

1. Основные классы неорганических соединений.
Классификация неорганических соединений.
Номенклатура неорганических соединений.
Химические свойства простых и сложных веществ.
2. Атомно-молекулярное учение.
Основные законы химии.
Применение основных законов к решению практических задач.
3. Строение вещества.
Строение атома.
Периодичность изменения свойств элементов, простых и сложных веществ.
Химическая связь.
4. Закономерности протекания химических процессов.
Термохимия и термохимические расчеты.
Химическое равновесие.
Химическая кинетика.
Окислительно-восстановительные реакции.
Электрохимические процессы.
5. Растворы.
Способы выражения концентрации растворов.
Свойства растворов неэлектролитов.
Свойства растворов электролитов.
Ионно-обменные реакции.
Гидролиз солей.



6. УЧЕБНО-МЕТОДИЧЕСКОЕ ОБЕСПЕЧЕНИЕ ДИСЦИПЛИНЫ

Для изучения общей и неорганической химии рекомендуются учебные пособия, сборники задач, руководства по выполнению лабораторных работ и справочная литература. Ниже приводится их список.

6.1. Литература обязательная

1. Савельев Г.Г., Смолова Л.М. Общая и неорганическая химия. Часть I. Общая химия. – Томск: Изд-во ТПУ, 2003. – 220 с.
2. Смолова Л.М. Общая и неорганическая химия. Часть I. Общая химия – Томск: Изд-во ТПУ, 2011. – 137 с.
3. Стась Н.Ф. Справочник по общей и неорганической химии. – Томск: Изд-во ТПУ, 2003. – 72 с.

6.2. Литература дополнительная

4. Ахметов Н.С. Общая и неорганическая химия. – М.: Высш. шк., 2003, 2005. – 743 с.
5. Глинка Н.Л. Общая химия. – М.: Интеграл-Пресс, 2002. – 728 с.
6. Карапетьянц М.Х., Дракин С.И. Общая и неорганическая химия. – М.: Химия, 2000. – 592 с.
7. Глинка Н.Л. Задачи и упражнения по общей химии. – М.: Интеграл-Пресс, 2001. – 240 с.

6.3. Учебно-методические пособия

8. Виртуальный лабораторный комплекс по дисциплине «Химия». – Режим доступа: <http://lms.tpu.ru>, вход свободный.
9. Стась Н.Ф., Плакидкин А.А., Князева Е.М. Лабораторный практикум по общей и неорганической химии. – Томск: Изд-во ТПУ, 2007. – 207 с.



Приложение

1. Электрохимический ряд напряжений металлов

$\frac{\text{Li}}{\text{Li}^+}$	$\frac{\text{K}}{\text{K}^+}$	$\frac{\text{Ba}}{\text{Ba}^{2+}}$	$\frac{\text{Ca}}{\text{Ca}^{2+}}$	$\frac{\text{Na}}{\text{Na}^+}$	$\frac{\text{Mg}}{\text{Mg}^{2+}}$	$\frac{\text{Be}}{\text{Be}^{2+}}$	$\frac{\text{Al}}{\text{Al}^{3+}}$
-3,04	-2,92	-2,91	-2,87	-2,81	-2,36	-1,85	-1,66
$\frac{\text{Mn}}{\text{Mn}^{2+}}$	$\frac{\text{Zn}}{\text{Zn}^{2+}}$	$\frac{\text{Cr}}{\text{Cr}^{3+}}$	$\frac{\text{Fe}}{\text{Fe}^{2+}}$	$\frac{\text{Cd}}{\text{Cd}^{2+}}$	$\frac{\text{Co}}{\text{Co}^{2+}}$	$\frac{\text{Ni}}{\text{Ni}^{2+}}$	$\frac{\text{Sn}}{\text{Sn}^{2+}}$
-1,18	-0,76	-0,91	-0,44	-0,40	-0,28	-0,25	-0,14
$\frac{\text{Pb}}{\text{Pb}^{2+}}$	$\frac{\text{H}_2}{2\text{H}^+}$	$\frac{\text{Bi}}{\text{Bi}^{3+}}$	$\frac{\text{Cu}}{\text{Cu}^{2+}}$	$\frac{\text{Ag}}{\text{Ag}^+}$	$\frac{\text{Hg}}{\text{Hg}^{2+}}$	$\frac{\text{Pt}}{\text{Pt}^{2+}}$	$\frac{\text{Au}}{\text{Au}^{3+}}$
-0,13	0,00	0,22	0,34	0,80	0,85	1,19	1,50

2. Термодинамические константы некоторых веществ

Элемент	Вещество	$\Delta H^\circ_{\text{обр. кДж/моль}}$	$\Delta G^\circ_{\text{обр. кДж/моль}}$	$S^\circ, \text{Дж/моль К}$
Азот	$\text{N}_{2(\text{г})}$	0	0	191,5
	$\text{N}_2\text{O}_{(\text{г})}$	82,0	104,2	219,9
	$\text{NO}_{(\text{г})}$	90,2	86,6	210,6
	$\text{N}_2\text{O}_{3(\text{г})}$	83,3	140,6	307
	$\text{NO}_{2(\text{г})}$	33,5	51,5	240,2
	$\text{NH}_4\text{NO}_{3(\text{к})}$	-365,4	-183,8	151,0
Алюминий	$\text{Al}(\text{к})$	0	0	28,4
	$\text{Al}_2\text{O}_{3(\text{к})}$	-1676	-1582	50,9
Водород	$\text{H}_2(\text{г})$	0	0	130,5
	$\text{H}_2\text{O}(\text{г})$	-241,8	-228,6	188,7
	$\text{H}_2\text{O}(\text{ж})$	-285,3	-237,2	70,1
	$\text{H}_2\text{O}_2(\text{ж})$	-187,8	-120,4	109,5
Вольфрам	$\text{W}(\text{к})$	0	0	32,7
	$\text{WO}_3(\text{к})$	-842,7	-763,9	75,9
Железо	$\text{Fe}(\text{к})$	0	0	27,3
	$\text{FeO}(\text{к})$	-264,8	-244,3	60,8
Иод	$\text{I}_2(\text{к})$	0	0	116,2
	$\text{I}_2(\text{г})$	62,4	19,4	260,6
	$\text{HI}(\text{г})$	26,6	1,8	206,5
Калий	$\text{K}(\text{к})$	0	0	71,5
	$\text{KOH}(\text{к})$	-425,8	-380,2	79,3
Кальций	$\text{Ca}(\text{к})$	0	0	41,6



Элемент	Вещество	ΔH° обр. кДж/моль	ΔG° обр. кДж/моль	S° , Дж/моль К
	CaO(к)	-635,5	-604,2	39,7
	Ca(OH) ₂ (к)	-986,6	-896,8	76,1
	CaF ₂ (к)	-1214,6	-1161,9	68,9
	CaCl ₂ (к)	-795	-750,2	113,6
Кислород	O ₂ (г)	0	0	205,0
	O ₃ (г)	142,3	162,7	238,8
Магний	Mg(к)	0	0	32,7
	MgO(к)	-601,8	-569,6	26,9
	MgCO ₃ (к)	-1113	-1029,3	65,7
Медь	Cu(к)	0	0	33,2
	CuO(к)	-162	-129,4	42,6
	Cu ₂ O(к)	-173,2	-150,5	92,9
	CuCl ₂ (к)	-215,6	-171,4	108,1
Натрий	Na(к)	0	0	51,4
	NaOH(к)	-425,6	-380,7	64,4
Никель	Ni(к)	0	0	29,9
	NiO(к)	-239,7	-211,6	38,0
Свинец	Pb(к)	0	0	64,8
	PbO(к)	-219,3	-189,1	66,2
	PbS(к)	-100,4	-98,8	91,2
Сера	S(к, ромб.)	0	0	31,9
	SO ₂ (г)	-296,9	-300,2	248,1
	SO ₃ (г)	-396,1	-370	256,4
	H ₂ S(г)	-21	-33,8	205,7
Серебро	Ag(к)	0	0	42,6
	Ag ₂ O(к)	-31,1	-11,3	121,0
	AgNO ₃ (к)	-124,5	-33,6	140,9
Титан	Ti(к)	0	0	30,6
	TiO ₂ (к, рутил)	-943,9	-888,6	50,3
	TiI ₄ (к)	-386,6	-381,6	246
Углерод	C(к, графит)	0	0	5,7
	C(к, алмаз)	1,8	2,8	2,4
	CO(г)	-110,5	-137,1	197,5
	CO ₂ (г)	-393,5	-394,4	213,7
	CH ₄ (г)	-74,9	-50,8	186,2
	C ₂ H ₂ (г)	226,8	209,2	200,8
	C ₂ H ₆ (г)	-84,7	-32,9	229,5
	C ₆ H ₆ (ж)	49,0	124,5	173,2
	C ₂ H ₅ OH(ж)	-227,6	-174,8	160,7
Фтор	F ₂ (г)	0	0	202,9

Элемент	Вещество	$\Delta H^\circ_{\text{обр. кДж/моль}}$	$\Delta G^\circ_{\text{обр. кДж/моль}}$	$S^\circ_{\text{Дж/моль К}}$
Хлор	$\text{Cl}_2(\text{г})$	0	0	222,9
	$\text{HCl}(\text{г})$	-91,8	-94,8	186,8
Цинк	$\text{Zn}(\text{к})$	0	0	41,6
	$\text{ZnO}(\text{к})$	-350,6	-320,7	43,6
	$\text{ZnS}(\text{к})$	-205,4	-200,7	57,7

3. Энтальпия растворения ($\Delta H^\circ_{\text{р}}$) некоторых веществ в воде

Вещество	NH_4Cl	NH_4NO_3	NaCl	NaNO_3	KOH	NaOH	H_2SO_4	$\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$
$\Delta H^\circ_{\text{р, кДж/моль}}$	148	25,7	5,0	21,3	-53,9	-42,4	-96,8	-11,2

4. Криоскопические ($K_{\text{к}}$) и эбулиоскопические ($K_{\text{э}}$) константы некоторых растворителей

Растворитель	Ацетон	Бензол	Вода	Этиловый спирт
$K_{\text{к}}$, град/моль	2,4	5,7	1,85	43,72
$K_{\text{э}}$, град/моль	1,48	2,57	0,52	26,14

5. Характеристика растворимости кислот, оснований и солей в воде

Н – нерастворимые ($< 0,01$ г/л); М – малорастворимые (0,01–10 г/л);

Р – растворимые (> 10 г/л) — — разлагаются водой или не существуют

Ионы	H^+	NH_4^+	Na^+ K^+	Ag^+	Mg^{2+}	Ca^{2+}	Ba^{2+}	Cu^{2+}	Zn^{2+}	Pb^{2+}	Fe^{2+}	Al^{3+}	Fe^{3+}
OH^-		Р	Р	—	Н	М	Р	Н	Н	Н	Н	Н	Н
F^-	Р	Р	Р	Р	Н	Н	М	Р	Р	М	М	М	—
Cl^-	Р	Р	Р	Н	Р	Р	Р	Р	Р	М	Р	Р	Р
Br^-	Р	Р	Р	Н	Р	Р	Р	Р	Р	М	Р	Р	Р
I^-	Р	Р	Р	Н	Р	Р	Р	Н	Р	Н	—	Р	Р
NO_3^-	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р
S^{2-}	Р	Р	Р	Н	—	Р	Р	Н	Н	Н	Н	—	—
SO_3^{2-}	Р	Р	Р	М	Р	М	М	—	—	Н	—	—	—
SO_4^{2-}	Р	Р	Р	М	Р	М	Н	Р	Р	Н	Р	Р	Р
CO_3^{2-}	—	Р	Р	Н	Н	Н	Н	—	Н	Н	Н	—	—
SiO_3^{2-}	Н	—	Р	—	Н	Н	Н	—	Н	Н	Н	—	—
PO_4^{3-}	Р	Р	Р	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н



6. Плотность водных растворов кислот, щелочей, солей

ρ, г/мл	Массовая доля, %							
	HCl	HNO ₃	H ₂ SO ₄	H ₃ PO ₄	NaOH	KOH	NaCl	NaNO ₃
1,000	0,360	0,330	0,261	0,296	0,159	0,196	—	—
1,025	5,407	4,883	4,000	4,296	2,39	2,93	3,70	4,00
1,050	10,52	9,259	7,706	9,426	4,65	5,66	7,21	6,78
1,075	15,48	13,48	11,26	13,76	6,92	8,35	10,6	10,5
1,100	20,39	17,57	14,73	17,86	9,19	11,03	14,0	14,1
1,125	25,22	21,59	18,09	21,79	11,46	13,65	17,1	17,9
1,150	30,14	25,47	21,38	25,56	13,73	16,3	20,2	20,9
1,175	35,20	29,25	24,58	29,23	15,99	18,9	23,4	24,0
1,200	40,44	32,94	27,72	32,75	18,25	21,4	26,2	27,5
1,225		36,70	30,79	36,17	20,53	23,9		30,0
1,250		40,58	33,82	39,48	22,81	26,3		32,7
1,275		44,48	36,78	42,73	25,10	28,8		35,2
1,300		48,42	39,67	45,88	27,40	31,2		37,3
1,325		52,55	42,51	48,89	29,72	33,5		39,4
1,350		56,95	45,26	51,84	32,09	35,8		41,5
1,375		61,68	47,92	54,72	34,51	38,1		43,6
1,400		66,97	50,49	57,54	36,99	40,4		45,8
1,425		72,86	53,01	60,29	39,50	42,6		
1,450		79,43	55,45	62,98	42,07	44,8		
1,475		87,28	57,84	65,58	44,69	47,0		
1,500		96,73	60,16	68,07	47,33	49,1		
1,525			62,45	70,50	50,05	51,2		
1,550			64,71	72,90				
1,575			66,91	75,30				
1,600			69,09	77,63				
1,625			71,25	79,84				
1,650			73,37	82,08				
1,675			75,49	84,25				
1,700			77,63	86,38				
1,725			79,81	88,48				
1,750			82,09	90,52				
1,775			84,61	92,58				
1,800			87,69	94,58				
1,835			95,72	97,32				
1,870				100,0				



7. Фундаментальные химические и физические постоянные

Атомная единица массы	$1 \text{ а.е.м.} = 1,66 \cdot 10^{-27} \text{ кг}$
Заряд электрона	$e = 1,602 \cdot 10^{-19} \text{ Кл}$
Масса электрона	$m_e = 9,11 \cdot 10^{-31} \text{ кг}$
Масса протона	$m_p = 1,673 \cdot 10^{-27} \text{ кг}$
Масса нейтрона	$m_n = 1,675 \cdot 10^{-27} \text{ кг}$
Молярная газовая постоянная	$R = 8,3144 \text{ Дж/моль} \cdot \text{К}$
Молярный объем идеального газа	$V_n = 22,414 \cdot 10^{-3} \text{ м}^3/\text{моль}$
Постоянная Планка	$h = 6,626 \cdot 10^{-34} \text{ Дж} \cdot \text{с}$
Постоянная Авогадро	$N_A = 6,022 \cdot 10^{23} \text{ моль}^{-1}$
Постоянная Фарадея	$F = 96484,56 \text{ Кл/моль}$
Постоянная Больцмана	$k = 1,381 \cdot 10^{-23} \text{ Дж/К}$

8. Переводные множители

$1 \text{ кал} = 4,184 \text{ Дж}$
$1 \text{ эВ} = 1,6022 \cdot 10^{-19} \text{ Дж} = 96486 \text{ Дж/моль}$
$1 \text{ кВт} \cdot \text{ч} = 3,6 \cdot 10^6 \text{ Дж} = 3,6 \cdot 10^3 \text{ кДж}$
$1 \text{ атм} = 760 \text{ мм рт. ст.} = 101325 \text{ Па} = 101,325 \text{ кПа}$
$1 \text{ мм рт. ст.} = 133,322 \text{ Па}$
$1 \text{ Д (Дебай)} = 3,33 \cdot 10^{-3} \text{ Кл} \cdot \text{м}$
$\ln N = 2,303 \cdot \lg N$
$1 \text{ м}^3 = 10^3 \text{ л} = 10^6 \text{ мл}$
$1 \text{ К} = 1^\circ \text{C}$
$273,16 \text{ К} = 0^\circ \text{C}$



Учебное издание

ХИМИЯ

Методические указания и индивидуальные задания

Составители

**СМОЛОВА Лариса Михайловна
ПЛАКИДКИН Александр Анатольевич**

Рецензент

*кандидат химических наук,
доцент кафедры ОНХ ИФВТ*

Е.М. Князева

Редактор *С.В. Ульянова*

Компьютерная верстка *Т.И. Тарасенко*

**Отпечатано в Издательстве ТПУ в полном соответствии
с качеством предоставленного оригинал-макета**

Подписано к печати . Формат 60×84/16. Бумага «Снегурочка».

Печать Хегох. Усл.печ.л. 3,6. Уч.-изд.л. 3,26.


Заказ . Тираж экз.



Национальный исследовательский Томский политехнический университет
Система менеджмента качества

Издательства Томского политехнического университета сертифицирована
NATIONAL QUALITY ASSURANCE по стандарту BS EN ISO 9001:2008



ИЗДАТЕЛЬСТВО  **ТПУ**, 634050, г. Томск, пр. Ленина, 30.
Тел./факс: 8(3822)56-35-35, www.tpu.ru