

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.

ОБЩАЯ И НЕОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ

Методические указания и индивидуальные задания
 для студентов ИДО, обучающихся по направлению
 240100 «Химическая технология»

Составители

Н.Ф. Стась, А.А. Плакидкин

Семестр	1	2
Кредиты	6	4
Лекции, часов	8	8
Лабораторные занятия, часов	8	6
Практические занятия, часов	4	4
Индивидуальные задания	№1, №2	№ 3, № 4
Самостоятельная работа, часов	146	140
Формы контроля	экзамен	экзамен

Издательство

Томского политехнического университета
 2011

УДК 546

Общая и неорганическая химия: метод. указ. и индивид. задания для студентов ИДО, обучающихся по напр. 240100 «Химическая технология» / сост. Н.Ф. Стась, А.А. Плакидкин; Томский политехнический университет. – Томск: Изд-во Томского политехнического университета, 2011. – 109 с.

Методические указания и индивидуальные задания по дисциплине «Общая и неорганическая 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 задания по дисциплине «Общая и неорганическая химия» предназначены для студентов ИДО, обучающихся по направлению 240100 «Химическая технология». Данная дисциплина изучается в двух семестрах.

Данная дисциплина состоит из двух частей. Первая часть (общая химия) включает основные понятия и законы химии, теорию строения вещества, периодический закон, основы химической термодинамики и химической кинетики, закономерности растворов и электрохимических процессов. Вторая часть (неорганическая химия) изучает состав, строение и свойства важнейших неорганических веществ, их получение и применение в технике, в научных исследованиях и решении хозяйственных и экологических проблем.

Приведены содержание основных тем дисциплины, темы лабораторных работ и практических занятий. Приведены варианты индивидуальных домашних заданий и методические указания по их выполнению.

1. МЕСТО ДИСЦИПЛИНЫ В СТРУКТУРЕ ОСНОВНОЙ ОБРАЗОВАТЕЛЬНОЙ ПРОГРАММЫ

Целью изучения курса «Общая и неорганическая 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. Следует при этом учитывать, что лишь часть из них будет выполнена под непосредственным руководством преподавателя во время лабораторно-экзаменационной сессии. При прохождении лабораторного практикума студентами приобретаются навыки самостоятельного проведения химического эксперимента. Для закрепления теоретических знаний, полученных на лекциях, в курсе предусмотрено проведение практических занятий в совместной и индивидуальной (самостоятельной) формах и решение контрольных 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

1 СЕМЕСТР

Часть I. 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, дальтонида 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 условиям. 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 вычис-

ления; 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 распространенных 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 гибридизации. 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 однотипных 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 молярная 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, ионосоливаты 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 электронно-протонной 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 рН 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].

2 СЕМЕСТР

Часть II. НЕОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ

РАЗДЕЛ 1. ОБЩИЕ ЗАКОНОМЕРНОСТИ НЕОРГАНИЧЕСКОЙ ХИМИИ

Предмет неорганической химии, ее теоретические основы и практическое значение. Химические элементы на Земле: распространенные, редкие, рассеянные, благородные, радиоактивные, искусственные. Химические элементы в недрах Сибири.

Простые вещества. Периодичность изменения их свойств с увеличением атомного номера элемента. Изменение окислительно-восстановительных свойств элементов и простых веществ в периодах

и группах периодической системе в зависимости от их строения и условий проведения реакций. Взаимодействие простых веществ с кислотами, щелочами, водой.

Изменение кислотно-основных свойств бинарных соединений (оксидов, гидридов, нитридов, сульфидов, галогенидов) соединений в периодах и в группах периодической системы в зависимости от их состава и строения.

Изменение кислотно-основных свойств гидроксидов в периодах и в группах периодической системы в зависимости от их состава и строения.

Изменение свойств солей (гидролиз, устойчивость при нагревании) в периодах и в группах периодической системы.

Рекомендуемая литература: [3, с. 5–17].

РАЗДЕЛ 2. ВОДОРОД И ГАЛОГЕНЫ

Водород. Особенности водорода и его место в периодической системе. Распространенность на Земле и в космосе. Строение и свойства простого вещества. Водород «в момент выделения». Гидриды, их классификация и свойства. Получение и применение водорода и гидридов.

Фтор, его особое место среди галогенов. Строение молекулы простого вещества (F_2) по методу ВС и МО. Свойства фтора. Соединения фтора: фтороводород, фтороводородная кислота и фториды – их строение и свойства. Получение и применение фтора и его соединений.

Хлор, бром, йод – электронное строение атомов и свойства элементов, нахождение в природе. Строение и свойства простых веществ, изменение окислительно-восстановительных свойств, диспропорционирование в воде и щелочах. Взаимодействие галогенов с водородом, свойства газообразных галогеноводородов. Галогеноводородные кислоты, их сила и окислительно-восстановительные свойства. Галогениды: закономерности изменения их свойств в периодах, группах и в семействах элементов. Соединения в положительных степенях окисления (оксиды, кислоты, соли), их строение и термодинамическая устойчивость, основно-кислотные и окислительно-восстановительные свойства. Межгалогенные соединения. Получение и применение галогенов и их соединений.

Рекомендуемая литература: [3, с. 18-34].

РАЗДЕЛ 3. ХАЛЬКОГЕНЫ

Кислород: строение атома и молекулы O_2 , окислительная активность, применение. *Озон*: образование и строение молекулы, получение, окислительная активность, применение. *Озоновый слой* в атмосфере, его значение. *Пероксид водорода*: строение, свойства, получение и применение. *Пероксиды, надпероксиды и озониды*. Применение пероксидов.

Сера, селен, теллур, полоний – электронное строение атомов и свойства элементов. *Природные соединения*. Состав и строение простых веществ, аллотропия серы, изменение молекулярного и агрегатного состояния серы при нагревании. *Окислительно-восстановительные свойства* простых веществ, взаимодействие с водой, кислотами и щелочами. *Взаимодействие* серы, селена и теллура с водородом, свойства газообразного сероводорода и сероводородной кислоты. *Сульфиды металлов*; их состав и классификация по отношению к воде и кислотам. *Гидролиз сульфидов*. *Сульфоангидриды, сульфокислоты и сульфосоли*. *Сульфаны и полисульфиды*.

Соединения серы, селена и теллура в положительных степенях окисления. *Диоксид серы*: получение, строение молекулы, растворимость в воде и взаимодействие с ней. *Сернистая кислота и ее соли*. *Окислительно-восстановительные свойства* диоксида серы, сернистой кислоты и сульфитов. *Соединения селена(+4) и теллура(+4) в сравнении с соединениями серы(+4)*.

Серный ангидрид, его строение в различных агрегатных состояниях. *Серная кислота*: получение нитрозным и контактными методами, водоотнимающие и окислительные свойства, взаимодействие с металлами и неметаллами. *Соли серной кислоты (сульфаты, гидросульфаты, купоросы, квасцы)*, их состав, строение и свойства. *Соединения селена(+6) и теллура(+6) в сравнении с соединениями серы(+6)*. Состав и наиболее характерные свойства полисерных кислот («олеум»), тиосерной кислоты и тиосульфатов, политионовых, надсерных, фтор- и хлорсульфоновой кислот. *Соединения с галогенами*; понятие о галогенангидридах. *Применение серы, селена и теллура и их важнейших соединений*. *Экологические проблемы, связанные с соединениями серы*.

Рекомендуемая литература: [3, с. 34–51].

РАЗДЕЛ 4. P- ЭЛЕМЕНТЫ ПЯТОЙ ГРУППЫ

Электронное строение атомов, общая характеристика элементов, закономерности изменения физико-химических свойств.

Азот. Нахождение в природе, получение, строение и свойства простого вещества. Термодинамика и кинетика взаимодействия азота с водородом. Строение молекул аммиака, его свойства в жидком, газообразном и растворенном состояниях. Гидроксид аммония и соли аммония. Амминокомплексы. Нитриды, амиды и имиды. Гидразин и гидроксилламин - состав и строение, свойства, получение и применение.

Оксиды азота: состав и строение молекул, получение и свойства. Азотистая кислота и нитриты, их получение и свойства, окислительно-восстановительная двойственность. Азотная кислота: получение, окислительные свойства, взаимодействие с металлами и неметаллами. «Царская водка». Нитраты, их классификация по продуктам термоллиза. Азотистоводородная кислота и ее соли (азиды). Применение азота и его важнейших соединений. Азотные удобрения.

Фосфор. Нахождение в природе и получение. Аллотропные модификации и их свойства. Фосфин (сравнение с аммиаком), фосфиды металлов. Оксиды фосфора: получение, состав и строение молекул, взаимодействие с водой. Фосфорноватистая, фосфористая и фосфорные кислоты и их соли. Применение фосфора и его соединений. Фосфорные удобрения.

Мышьяк, сурьма, висмут. Нахождение в природе, получение и свойства простых веществ. Водородные соединения, их сравнение с водородными соединениями азота и фосфора. Оксиды, гидроксиды и соли мышьяка, сурьмы и висмута в степенях окисления +3 и +5; закономерности изменения их строения, основно-кислотных и окислительно-восстановительных свойств. Соединения с серой и галогенами. Применение мышьяка, сурьмы, висмута и их важнейших соединений. Экологические аспекты, связанные с соединениями p-элементов пятой группы.

Рекомендуемая литература: [3, с. 51–72].

РАЗДЕЛ 5. P-ЭЛЕМЕНТЫ ЧЕТВЕРТОЙ ГРУППЫ

Электронное строение атомов, общая характеристика элементов, закономерности изменения физико-химических свойств.

Углерод, его нахождение в природе. Аллотропные модификации углерода, их строение и свойства. Простейшие углеводороды. Карбиды металлов: получение, классификация, строение, свойства. Оксид угле-

рода (II): получение, строение молекулы, свойства. Генераторные газы. Состав, строение и свойства карбониллов металлов. Углекислый газ: получение, строение молекулы, свойства. Угольная кислота и ее соли. Цианамиды. Циановодородная, родановодородная, уксусная и щавелевая кислоты и их соли. Соединение углерода с серой и галогенами. Применение углерода и его важнейших неорганических соединений, их влияние на экологию.

Кремний, его строение и свойства, нахождение в природе, получение и свойства простого вещества. Диоксид кремния, его свойства. Кремневые кислоты и силикагель. Простые силикаты и стекла. Сложные природные силикаты и алюмосиликаты, цеолиты. Соединения кремния с водородом, металлами, углеродом, галогенами и серой. Кремнийорганические соединения. Применение кремния и его соединений.

Германий, олово, свинец. Нахождение в природе. Получение простых веществ, очистка методом зонной плавки. Аллотропные модификации олова. Взаимодействие простых веществ с кислотами и щелочами. Оксиды, гидроксиды и соли: получение, основно-кислотные свойства, гидролиз, окислительно-восстановительные свойства. Соединения с водородом, галогенами и серой, их строение и свойства. Применение германия, олова, свинца и их важнейших соединений. Экологические аспекты, связанные с соединениями р-элементов четвертой группы.

Рекомендуемая литература: [3, с. 72–91].

РАЗДЕЛ 6. Р-ЭЛЕМЕНТЫ ТРЕТЬЕЙ ГРУППЫ

Электронное строение атомов, общая характеристика элементов, закономерности изменения физико-химических свойств.

Бор: общая характеристика элемента, получение, строение и свойства простого вещества. Соединения с водородом: их строение, получение и свойства. Состав, строение и свойства других соединений бора. Применение бора и его важнейших соединений.

Алюминий: нахождение в природе, получение и свойства. Взаимодействие с водой, кислотами и щелочами. Оксид и гидроксид, алюминаты, соли алюминия. Применение алюминия и его важнейших соединений. Алюмотермия. Экологические проблемы при получении алюминия.

Галлий, индий, таллий. Закономерности изменения свойств. Предсказание существования и свойств галлия Д. И. Менделеевым. Нахождение в природе, получение, строение и свойства простых веществ. Соединения (+3): оксиды, гидроксиды и соли. Соединения таллия (+1). Применение галлия, индия и таллия и их соединений.

Рекомендуемая литература: [3, с. 91–103].



РАЗДЕЛ 7. ХИМИЯ s-ЭЛЕМЕНТОВ

Общая характеристика s-элементов: электронное строение атомов, свойства, изменение свойств в подгруппах.

Щелочные элементы: нахождение в природе, получение металлов, их взаимодействие с неметаллами, водой, кислотами. Оксиды, пероксиды, гидроксиды, соли. Получение гидроксида натрия и карбоната натрия. Применение щелочных металлов и их важнейших соединений.

Элементы второй группы: нахождение в природе, получение простых веществ, их взаимодействие с неметаллами, водой, кислотами и щелочами. Негашеная и гашеная известь, вяжущие материалы. Жесткость природных вод, устранение жесткости. Применение бериллия, магния и щелочноземельных металлов и их важнейших соединений.

Рекомендуемая литература: [3, с. 103–113].

РАЗДЕЛ 8. ХИМИЯ d- и f-ЭЛЕМЕНТОВ

Общая характеристика d-элементов: положение в периодической системе; строение и свойства атомов; степени окисления; комплексообразующие свойства. Термодинамические основы восстановления металлов из оксидов, способы рафинирования. Свойства простых веществ: взаимодействие с неметаллами, водой, кислотами и щелочами, положение в ряду напряжений, температуры плавления и кипения, твердость, закономерности изменения этих свойств по декадам и подгруппам. Общие закономерности изменения основно-кислотных и окислительно-восстановительных свойств соединений d-элементов.

Подгруппа скандия. Особое положение скандия и его аналогов среди d-элементов. Нахождение в природе. Получение и свойства простых веществ. Свойства оксидов, гидроксидов и солей. Применение.

Подгруппа титана. Электронное строение атомов, их степени окисления в соединениях. Нахождение в природе и получение. Свойства простых веществ: положение в ряду напряжений, пирофорность, взаимодействие с кислотами и щелочами. Соединения (оксиды, гидроксиды, соли, карбиды, комплексы), их состав и свойства. Применение.

Подгруппа ванадия. Электронное строение атомов, их степени окисления и координационные числа в соединениях. Нахождение в природе и получение. Строение и свойства простых веществ. Соединения (оксиды, гидроксиды, соли, комплексные соединения), закономерности изменения их свойств в подгруппе и с увеличением степени окисления элемента. Применение ванадия, ниобия, тантала.



Подгруппа хрома. Электронное строение атомов, степени окисления и координационные числа в соединениях. Нахождение в природе и получение. Соединения (оксиды, гидроксиды, соли), закономерности изменения их свойств в подгруппе и в зависимости от степени окисления атома. Хроматы и дихроматы, их взаимные переходы, окислительные свойства. Комплексные соединения и кластеры, их состав, строение и свойства. Применение хрома, молибдена и вольфрама и их важнейших соединений.

Подгруппа марганца. Электронное строение атомов, степени окисления и координационные числа в соединениях. Нахождение в природе и получение. Строение и свойства простых веществ. Кислоты марганца и рения и их соли. Окислительно-восстановительные свойства соединений. Карбонилы, химическая связь в карбонилах, их физические и химические свойства. Применение марганца и рения и их важнейших соединений.

Семейство железа. Электронное строение атомов, степени окисления и координационные числа в соединениях. Нахождение в природе. Доменный и внедоменный способы получения железа. Пиро- и гидрометаллургические способы получения кобальта и никеля. Строение и свойства простых веществ: магнетизм, положение в ряду напряжений, взаимодействие с неметаллами, кислотами. Коррозия железа и борьба с ней. Оксиды и гидроксиды, закономерности изменения их свойств в семействе. Соли, их окислительно-восстановительные свойства и гидролиз. Комплексные соединения, их строение и свойства. Ферриты и ферраты. Карбонилы. Применение металлов и их важнейших соединений.

Платиновые металлы. Электронное строение атомов, степени окисления и координационные числа в соединениях. Нахождение в природе и получение. Строение и свойства простых веществ. Состав, строение и свойства важнейших соединений. Применение платиновых металлов и их соединений.

Подгруппа меди. Электронное строение атомов, степени окисления и координационные числа в соединениях. Нахождение в природе и получение. Строение и свойства простых веществ. Оксиды, гидроксиды, соли и комплексные соединения меди, их строение и свойства. Оксид, гидроксид и соли серебра, светочувствительность галогенидов, их растворимость в воде и комплексообразующих реактивах. Соединения золота. Применение меди, серебра, золота и их важнейших соединений.

Подгруппа цинка. Нахождение в природе, получение и свойства простых веществ. Соединения цинка и кадмия: оксиды, основания, соли, комплексные соединения, их строение и свойства. Соединения рту-

ти, их состав и свойства. Применение металлов и их важнейших соединений.

f-Элементы. Положение f-элементов в периодической системе, их сравнение с d-элементами. Лантаноиды, нахождение в природе, получение и разделение. Свойства простых веществ, оксидов и гидроксидов, солей. Применение. Actиноиды, их сходство с лантаноидами и d-элементами. Уран: нахождение в природе, получение, важнейшие соединения, применение. Искусственные элементы-актиноиды, получение и применение.

Рекомендуемая литература: [3, с. 113-155].

РАЗДЕЛ 9. БЛАГОРОДНЫЕ ГАЗЫ

Электронное строение атомов, нахождение в природе, физические свойства простых веществ. Соединения ксенона: получение, состав, строение и свойства. Применение благородных газов и их соединений.

Рекомендуемая литература: [3, с. 155–157].

Методические указания

Методические указания одинаковы и относятся к каждому разделу, меняется только группы Периодической системы элементов

Химические элементы

Знать символы и названия всех химических элементов, их расположение в периодической системе. Объяснять строение атомов и знать приблизительное значение основных характеристик атомов (радиус, ионизационный потенциал, электроотрицательность). По расположению в периодической системе предсказывать валентность и степени окисления элемента в соединениях, его металлические (неметаллические) свойства в сравнении с другими элементами. Знать распространенность на Земле и основные минералы; для несуществующих на Земле – примеры ядерных реакций их синтеза.

Простые вещества

Знать формулы простых веществ и их аллотропные модификации, строение простых веществ, механизм образования химических связей между атомами. Основные физические и химические свойства, расположение в ряду напряжений и приблизительные значения электродных потенциалов (для металлов). Взаимодействие с другими простыми веществами, кислотами, щелочами, водой, растворами солей. Способы получения в промышленности и в лабораториях. Применение.

Сложные вещества (соединения)

Состав и строение наиболее известных и изученных неорганических соединений: оксидов, гидридов, сульфидов, галогеноводородов и галогенидов, карбидов, нитридов, оснований, кислот, солей, комплексных соединений. Их химические свойства: основно-кислотные, окислительно-восстановительные, гидролиз, разложение при нагревании и т.д.; закономерности изменения свойств однотипных соединений в периодах и группах. Получение и применение.

Вопросы и задания для самоконтроля приведены в [3].

3. СОДЕРЖАНИЕ ПРАКТИЧЕСКОГО РАЗДЕЛА ДИСЦИПЛИНЫ

3.1. Тематика практических занятий

1 СЕМЕСТР

1. Строение вещества (2 часа).
2. Закономерности протекания химических реакций (2 часа).

Рекомендуемая литература: [2].

2 СЕМЕСТР

1. Взаимодействие простых веществ (металлов и неметаллов) с водой, кислотами, щелочами (2 часа).
2. Общие закономерности d-элементов (2 часа).

Рекомендуемая литература: [3].

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

1 СЕМЕСТР

1. Определение эквивалентной и атомной массы металла (2 часа).
2. Окислительно-восстановительные реакции (2 часа).
3. Определение концентрации раствора (2 часа).
4. Гидролиз солей (2 часа).

2 СЕМЕСТР

1. Галогены (2 часа).
2. Сера (2 часа).
3. Хром и марганец (2 часа).

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

виртуальные работы (ВЛК). Методические указания по выполнению ВЛК приведены в [9].

Студенты, обучающиеся по классической заочной форме (КЗФ), выполняют работы в лаборатории. Методические указания по выполнению данных лабораторных работ приведены в [10].

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

1 СЕМЕСТР

1. Определение эквивалентной и атомной массы металла (2 часа).
2. Окислительно-восстановительные реакции (2 часа).
3. Определение концентрации раствора (2 часа).
4. Гидролиз солей (2 часа).

2 СЕМЕСТР

1. Галогены (2 часа).
2. Сера (2 часа).
3. Хром и марганец (2 часа).

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.

По дисциплине «Общей и неорганической химии» выполняются четыре индивидуальных домашних задания (ИДЗ). Первые два индивидуальных домашних задания (№1 и № 2) охватывают материал общей химии и выполняются в первом семестре в отдельной тетради. Следующие два индивидуальных домашних задания (№ 3 и № 4) охватывают материал неорганической химии (элементы и их соединения) и выполняются во втором семестре.

Номер вариант ИДЗ – это последние две цифры шифра зачетной книжки студента.

Таблица вариантов индивидуальных домашних заданий № 1 и № 2 по общей химии, выполняемых в первом семестре, размещена в

конце подраздела 4.2.1 (таблица 1), а индивидуальных домашних заданий № 3 и № 4, по неорганической химии, выполняемых во втором семестре, находится в конце подраздела 4.2.2 (таблица 2). Справочный материал, необходимый для решения задач и упражнений, дан в приложении.

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. Варианты домашних заданий и методические указания

4.2.1. Индивидуальное домашнее задание 1

Часть 1. ОБЩАЯ ХИМИЯ

Раздел 1. Основные химические понятия и законы

1. Дать краткое изложение атомно-молекулярного учения, привести определение понятий «атом» и «молекула». Какие экспериментальные факты свидетельствуют о реальном существовании атомов и молекул?

2. Основой атомно-молекулярного учения являются законы сохранения массы при химических реакций, постоянства состава химических соединений, законы кратных и объемных отношений и закон Авогадро. Привести формулировки этих законов и проиллюстрировать их примерами.

3. Привести примеры веществ с молекулярной и немолекулярной структурой. Написать формулы данных веществ и указать, какие из них являются формулами молекул, а какие – формульными единицами: оксид углерода (II), сульфат натрия, сахар, оксид кальция.

4. Почему абсолютные массы атомов и молекул очень редко используются в химических расчетах? Что используется в качестве единицы измерения относительных атомных и молекулярных масс, чему она равна? Указать относительную атомную массу натрия, определить относительную молекулярную массу гидроксида натрия и серной кислоты.

5. Привести название и определение величины, которой измеряется в химии количество вещества. Какое число структурных единиц составляют единицу количества вещества, как называется это постоянное число?

6. Какие величины имеют название «моль», «постоянная Авогадро» и «молярная масса»? Определить молярные массы углекислого газа, азотной кислоты, серной кислоты и аммиака.

7. Как объяснить, что молярные массы веществ различны, а число молекул или формульных единиц, составляющих моль вещества, одинаково? Как называется это число и чему оно равно? В какой массе хлора, хлороводорода и хлорной кислоты содержится молекул, равное этому числу?

8. Чему равны для азота: а) масса одной молекулы; б) молекулярная масса; в) молярная масса? Сколько молекул содержится в одном, четырнадцати и двадцати восьми граммах этого вещества?

9. Чему равна масса одной молекулы воды? Какое время потребовалось бы для того, чтобы пересчитать все молекулы, содержащиеся в одной капле воды (0,1 г), если отсчитывать по одной молекуле в секунду?

10. Какое количество вещества составляют: а) 1 г водорода; б) 4 кг гидроксида натрия; в) 135 г алюминия?

11. Чему равны массы следующих количеств веществ: а) 1000 моль водорода; б) 10 моль хлорида натрия; в) 200 моль аммиака?

12. Чему равна масса азота, содержащаяся в нитрате натрия и в нитрате аммония, взятых по 5 моль?

13. Некоторый газ массой 82,8 г занимает объем 32,7 л при 13 °С и давлении 104 кПа. Определить молярную массу газа.

14. Некоторый газ массой 2,5 г занимает при н. у. объем 2 л. Чему равны: а) молекулярная масса газа; б) молярная масса; в) абсолютная масса одной молекулы этого газа?

15. При некоторой температуре плотность паров серы по кислороду равна 8. Из скольких атомов состоит молекула серы при этой температуре?

16. Что является эквивалентом лития, бериллия, бора и углерода в соединениях LiH , BeH_2 , BH_3 , CH_4 . Чему равны их эквивалентные массы и молярные массы эквивалентов?

17. Привести формулировку и математическое выражение закона эквивалентов. При окислении 16,74 г двухвалентного металла образовался его оксид массой 21,54 г. Чему равны эквивалентная и атомная массы металла? Какой это металл?

18. Массовая доля кислорода в оксиде неизвестного четырехвалентного металла составляет 40,05 %. Вычислить эквивалентную и атомную массы металла, найти его в периодической системе, написать формулу оксида.



19. Определить эквивалентную и атомную массы трехвалентного металла, если 10,8 г этого металла присоединяют 6,72 л кислорода, измеренного при нормальных условиях.

20. Двухвалентный металл образует гидрид, массовая доля водорода в котором составляет 4,76 %. Определить эквивалентную и атомную массы металла, найти его в периодической системе, написать формулу его гидрида.

21. Медь образует два оксида, массовые доли кислорода в которых составляют 11,18 % и 20,11 %. Определить эквивалентные массы и валентность меди в оксидах и написать формулы оксидов.

22. Свинец образует два оксида, массовые доли кислорода в которых составляют 7,17 % и 13,38 %. Определить эквивалентные массы и валентность свинца в оксидах и написать формулы оксидов.

23. Хлор образует четыре соединения с фтором, массовая доля которого в первом соединении составляет 34,89 %, во втором – 61,65 %, в третьем – 72,82 % и в четвертом – 78,96 %. Определить эквивалентные массы и валентность хлора во всех соединениях и написать их формулы.

24. Мышьяк образует с серой два соединения, массовые доли серы в которых равны 39,1 % и 51,7 %. Валентность серы в соединениях равна двум. Определить эквивалентные массы и валентность мышьяка в соединениях и написать их формулы.

25. Одна и та же масса металла соединяется с 1,591 г галогена и с 70,2 мл кислорода, измеренного при нормальных условиях. Определить эквивалентную и атомную массы галогена. Как называется этот галоген?

26. Определить эквивалентные массы металла и серы, если 1,2 г металла образует 2,0 г оксида и 2,8 г сульфида.

27. Из металла с удельной теплоемкостью 0,281 Дж/(г·К) массой 0,6 г было получено 0,9 г оксида. Чему равна атомная масса металла, какой это металл, чему равна погрешность в определении атомной массы?

28. Металл массой 40 г вытесняет из кислоты 14,6 л водорода при 18 °С и давлении $1,013 \cdot 10^5$ Па. Удельная теплоемкость металла равна 0,39 Дж/г·К. Определить атомную массу металла и назвать его.

29. Написать уравнения реакций гидроксида железа (III) с соляной кислотой, при которых образуются следующие соединения железа: а) хлорид дигидроксожелеза (III); б) хлорид гидроксожелеза (III); в) хлорид железа (III). Определить эквивалентную массу $\text{Fe}(\text{OH})_3$ в каждой реакции.

30. Гидроксид калия массой 14,0 г провзаимодействовал с 24,5 г серной кислоты. Чему равна эквивалентная масса кислоты в этой реакции? Какая соль – средняя или кислая – образовалась?



31. Вещество содержит 5,882 % водорода, остальное – кислород; плотность паров этого вещества по воздуху равна 1,1724. Определить формулу вещества.

32. Массовые доли углерода и водорода в двух соединениях одинаковы: углерода – 92,3 %, водорода – 7,7 %. Массы 1 л паров этих веществ при н.у. составляют 1,17 г и 3,51 г. Определить формулы соединений.

33. Какое количество (моль) и какая масса (кг) карбоната кальция теоретически необходимы для получения 280 кг оксида кальция?

34. Какой объем углекислого газа, приведенного к нормальным условиям, может выделиться при прокаливании 920 г природного минерала доломита $\text{CaCO}_3 \cdot \text{MgCO}_3$ в идеальном случае, когда доломит не содержит примесей?

35. Какая масса нитрата серебра находилась в растворе, если из него при действии хлорида бария получен хлорид серебра массой 0,287 кг?

36. К раствору, содержащему 10 г серной кислоты, прибавили 9 г гидроксида натрия. Какой (кислой, щелочной или нейтральной) будет среда раствора?

37. Смешано 7,3 г HCl и 4,0 г NH_3 . Сколько граммов NH_4Cl образовалось? Какой газ был взят в избытке? Чему равна масса газа, оставшегося после реакции?

38. Партия природного известняка содержит 85 % CaCO_3 , остальное – примеси. Какая масса известняка потребуется для получения 571,2 л CO_2 (н.у.) с помощью реакции CaCO_3 с соляной кислотой?

39. Какой объем воздуха потребуется для сжигания 1 м³ (н.у.) газа, имеющего следующий состав по объему: 50% H_2 , 35% CH_4 , 8% CO , 2% C_2H_4 и 5% негорючих примесей? Объемное содержание кислорода в воздухе принять равным 21 %.

40. Написать уравнение реакции получения сероводорода из сульфида железа (II). Чему равен выход этой реакции в одном из опытов, когда из 0,5 кг FeS было получено 112 л сероводорода (объем измерен при н.у.)?

41. Чему равно содержание примесей (в масс. %) в техническом цинке, если его навеска массой 20,4 г вытесняет из соляной кислоты, взятой в избытке, 6,272 л водорода (н.у.)?

42. При сжигании 3 кг каменного угля получено 5,3 м³ CO_2 (н.у.). Чему равно содержание углерода в угле (в масс. %)?

43. При прокаливании природного соединения доломита $\text{CaCO}_3 \cdot \text{MgCO}_3$ массой 100 г выделился углекислый газ объемом 21 л (н.у.). Определить содержание примесей в доломите, ответ выразить в масс. %.

44. При обжиге 10 т пирита (FeS_2) было получено 3500 м^3 (н.у.) сернистого газа. Определить чистоту пирита, ответ выразить в масс. %.

45. При обработке раствором гидроксида натрия 3,9 г смеси алюминия с его оксидом выделилось 840 мл газа, измеренного при н.у. Определить состав смеси, ответ выразить в масс. %.

46. Среди оксидов BaO , Al_2O_3 , Cl_2O_7 найти основной, кислотный и амфотерный. Показать основность, кислотность и амфотерность соответствующих оксидов уравнениями реакций.

47. Среди гидроксидов $\text{Ca}(\text{OH})_2$, $\text{Fe}(\text{OH})_2$, $\text{Sn}(\text{OH})_2$ найти амфотерный и показать его амфотерность уравнениями реакций.

48. Как вывести формулу ангидрида данной кислоты? Показать на примере кислот H_2SiO_3 , H_3PO_4 , HClO_4 , H_2CrO_4 .

49. Как можно разделить химическим путём смеси оксидов и гидроксидов: а) BaO и MgO ; б) CdO и ZnO ; в) CO и CO_2 ; г) $\text{Al}(\text{OH})_3$ и $\text{La}(\text{OH})_3$?

50. Написать уравнения реакций получения нитрата калия взаимодействием: а) основания с кислотой; б) основного оксида с кислотным; в) основания с кислотным оксидом; г) основного оксида с кислотой.

51. Написать уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить превращения:



52. Написать уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить превращения:



53. С каким из веществ из числа N_2O_5 , $\text{Zn}(\text{OH})_2$, CaO , AgNO_3 , H_3PO_4 , может реагировать соляная кислота? Написать уравнения реакций.

54. Какие из указанных газов вступают в химические реакции с растворами щелочей: HCl , H_2S , NH_3 , CH_4 , SO_2 , SO_3 ? Написать уравнения реакций.

55. Написать названия веществ: NO_2 , HF , H_2SiO_3 , H_4SiO_4 . Написать формулы веществ, имеющих названия: а) сульфат лития, б) сульфит магния, в) дигидрофосфат калия, г) сульфат гидроксомеди (II).

56. Назвать вещества, состав которых выражается формулами: SnO , SnO_2 , HMnO_4 , SiH_4 . Написать формулы веществ, имеющих названия: а) нитрат бария, б) нитрит аммония, в) нитрат гидроксожелеза (III), г) нитрат дигидроксожелеза (III).

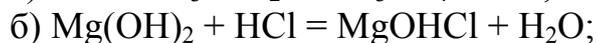
57. Написать формулы всех возможных натриевых солей серной, сернистой и сероводородной кислот и их названия.

58. Написать названия веществ: HNO_2 , NH_3 , P_2O_3 , $\text{Zn}(\text{OH})\text{Cl}$, BiONO_3 . Написать формулы веществ, имеющих названия: оксид хрома (VI), нитрит кальция, сульфид аммония, гидрокарбонат натрия.

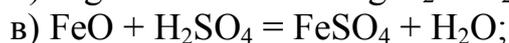
59. Написать названия данных солей и их графические (структурные) формулы: Na_2S , KClO_3 , FePO_4 , MgOHCl , KH_2PO_4 , K_2HPO_4 , K_3PO_4 .

60. Написать обычные и структурные формулы веществ, имеющих названия: а) азотный ангидрид, б) гидросульфат свинца (II), в) сульфат гидроксожелеза (II), г) натриевая селитра, д) хлорид оксосурьмы (III).

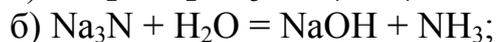
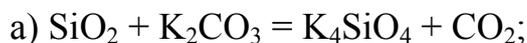
61. Среди данных химических уравнений указать уравнения основно-кислотных и окислительно-восстановительных реакций и подобрать в них стехиометрические коэффициенты:



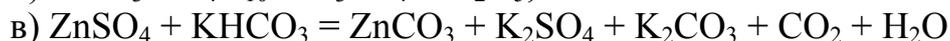
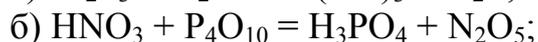
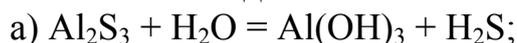
62. Условие в задаче № 61:



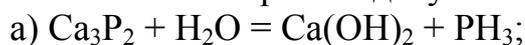
63. Подобрать коэффициенты в уравнениях реакций, в которых степень окисления атомов не изменяется:



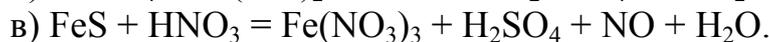
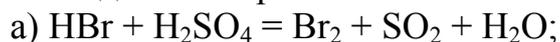
64. Условие в задаче № 63.



65. Условие смотрите задачу № 63.



66. Для каждой окислительно-восстановительной реакции определить ее тип; указать восстановитель и окислитель; подобрать коэффициенты методом электронного баланса и методом полуреакций:





67. Условие смотрите в задаче № 66.
- $\text{FeSO}_4 + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$;
 - $\text{BiCl}_3 + \text{SnCl}_2 + \text{KOH} = \text{Bi} + \text{K}_2\text{SnO}_3 + \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$;
 - $\text{H}_2\text{O}_2 + \text{H}_2\text{S} = \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$.
68. Условие смотрите в задаче № 66.
- $\text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$;
 - $\text{MnO}_2 + \text{KClO}_3 + \text{KOH} = \text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$;
 - $\text{Cl}_2 + \text{I}_2 + \text{H}_2\text{O} = \text{HCl} + \text{HIO}_3$.
69. Условие смотрите в задаче № 66.
- $\text{NO} + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{MnSO}_4 + \text{NO}_2 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$;
 - $\text{Cr}_2\text{O}_3 + \text{KClO}_3 + \text{KOH} = \text{K}_2\text{CrO}_4 + \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$;
 - $\text{As}_2\text{O}_3 + \text{HNO}_3 + \text{H}_2\text{O} = \text{H}_3\text{AsO}_4 + \text{NO}$.
70. Условие смотрите в задаче № 66.
- $\text{FeSO}_4 + \text{KClO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$;
 - $\text{MnO}_2 + \text{KNO}_3 + \text{KOH} = \text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{KNO}_2 + \text{H}_2\text{O}$;
 - $\text{Cd} + \text{HNO}_3 = \text{Cd}(\text{NO}_3)_2 + \text{N}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O}$.
71. Условие смотрите в задаче № 66.
- $\text{SnCl}_2 + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{Sn}(\text{SO}_4)_2 + \text{CrCl}_3 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$;
 - $\text{Sb}_2\text{O}_3 + \text{HNO}_3 + \text{H}_2\text{O} = \text{H}_3\text{SbO}_4 + \text{NO}$;
 - $\text{I}_2 + \text{H}_2\text{O}_2 = \text{HIO}_3 + \text{H}_2\text{O}$.
72. Условие смотрите в задаче № 66.
- $\text{HBr} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{Br}_2 + \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O}$;
 - $\text{FeCl}_2 + \text{KMnO}_4 + \text{HCl} = \text{FeCl}_3 + \text{MnCl}_2 + \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$;
 - $\text{Sb}_2\text{O}_3 + \text{Br}_2 + \text{NaOH} = \text{Na}_3\text{SbO}_4 + \text{NaBr} + \text{H}_2\text{O}$.
73. Условие смотрите в задаче № 66.
- $\text{NaI} + \text{NaNO}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{I}_2 + \text{NO} + \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$;
 - $\text{Bi}(\text{NO}_3)_3 + \text{SnCl}_2 + \text{NaOH} = \text{Bi} + \text{Na}_2\text{SnO}_3 + \text{NaNO}_3 + \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$;
 - $\text{Zn} + \text{HNO}_3 = \text{Zn}(\text{NO}_3)_2 + \text{N}_2 + \text{H}_2\text{O}$.
74. Условие смотрите в задаче № 66.
- $\text{CuS} + \text{HNO}_3 = \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}$;
 - $\text{Cl}_2 + \text{NaHSO}_3 + \text{H}_2\text{O} = \text{HCl} + \text{NaHSO}_4$;
 - $\text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{KNO}_3 + \text{KOH} = \text{K}_2\text{FeO}_4 + \text{KNO}_2 + \text{H}_2\text{O}$.
75. Условие смотрите в задаче № 66.
- $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{NaClO} + \text{KOH} = \text{K}_2\text{CrO}_4 + \text{NaCl} + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$;
 - $\text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{MnSO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$;
 - $\text{KI} + \text{H}_2\text{O}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{I}_2 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$.

Раздел 2. Строение вещества

76. К состоянию электронов в атомах относятся: 1) принцип квантования и дискретности энергии; 2) корпускулярно-волновая двойственность; 3) принцип неопределенности. Какой основной вывод относительно состояния электронов в атомах из них следует?

77. Какие характеристики электронов в атомах определяются с помощью квантовых чисел? Как называются, обозначаются, и какие имеют значения квантовые числа?

78. Что в атоме называют энергетическим уровнем и энергетическим подуровнем? Чему равно число энергетических подуровней для данного энергетического уровня? Каким значением главного квантового числа характеризуется энергетический уровень, состоящий из 4-х подуровней?

79. Для атома фосфора: а) написать полную электронную формулу; б) валентные электроны показать электронно-графическим способом; в) определить число неспаренных электронов в нормальном состоянии и возможное число неспаренных электронов в возбужденном состоянии; г) для всех валентных электронов определить квантовые числа.

80. Смотрите задание в № 79 для атома серы.

81. Смотрите задание в № 79 для атома ванадия.

82. Показать, как при заполнении электронами атомных орбиталей образуются периоды и группы периодической системы? В каких случаях емкость заполняемого энергетического уровня и число элементов в периоде а) совпадают; б) не совпадают? Объяснить причину.

83. Как можно по известному порядковому номеру элемента определить его место в периодической системе? Какую информацию о химических свойствах элемента дает знание его места в периодической системе? Показать на примере элементов с порядковыми номерами 20 и 34.

84. Порядковые номера химических элементов 19 и 35. Не пользуясь периодической системой, определить период, группу и подгруппу, в которой находится каждый элемент. Какая информация о химических свойствах элементов следует из этого?

85. Как изменяются размеры атомов внутри периода, при переходе от одного периода к другому и в пределах одной группы? Какие элементы имеют минимальное и максимальное значения размера атома? Как отражается изменение размера атомов на свойствах элементов?

86. Размеры атомов характеризуются орбитальным, ковалентным, металлическим и эффективным радиусами. Что означает каждый из них? Как изменяются радиусы атомов с увеличением порядкового номера элементов и как эти изменения отражаются на их свойствах?

87. Что характеризует энергия ионизации элемента? Вычислить энергию ионизации лития, потенциал ионизации которого равен 5,19 эВ. Вычислить ионизационный потенциал кислорода, энергия ионизации которого равна 1313,0 кДж/моль. Какие выводы о свойствах элементов можно сделать на основании значений их ионизационных потенциалов?

88. Чем отличаются типичные металлы от неметаллов, а амфотерные металлы от типичных металлов? Почему и как изменяются металлические свойства с увеличением порядкового номера элементов? Привести примеры неметаллов, типичных и амфотерных металлов.

89. Какая характеристика химического элемента называется его относительной электроотрицательностью и как она изменяется с увеличением атомного (порядкового) номера элементов? Какие элементы имеют минимальное и максимальное значение этой величины?

90. Как изменяется максимальная степень окисления химических элементов в периодах и в группах и чем объясняется такое изменение?

91. Определить тип химической связи в соединениях: азот, железо, углекислый газ, фторид калия, фосфин (PH_3), сульфат натрия, кремний.

92. Объяснить закономерность в изменении длины связи в молекулах HF (0,092 нм), HCl (0,128 нм), HBr (0,142 нм), HI (0,162 нм).

93. Объяснить закономерность в изменении длины связи $\text{H}-\text{Э}$ в молекулах H_2O (0,097 нм), H_2S (0,133 нм), H_2Se (0,147 нм), H_2Te (0,167 нм).

94. Объяснить закономерность в изменении длины связи между атомами углерода в молекулах C_2H_6 (0,154 нм), C_2H_4 (0,135 нм), C_2H_2 (0,120 нм).

95. Объяснить закономерность в изменении энергии связи (кДж/моль) в ряду молекул HF (561,5), HCl (427,2), HBr (359,9), HI (294,3).

96. Объяснить закономерность в изменении энергии связи (кДж/моль) между атомом углерода и атомами галогенов в ряду молекул CF_4 (434,7), CCl_4 (292,6), CBr_4 (238,3), CI_4 (179,7).

97. Объяснить закономерность в изменении энергии связи (кДж/моль) между атомами углерода в молекулах C_2H_2 (830), C_2H_4 (635), C_2H_6 (348).

98. Какая характеристика химической связи называется валентным углом? Привести примеры молекул с различной величиной валентного угла.

99. Объяснить по методу ВС образование молекул Cl_2 , HCl и HNO_3 . Определить в молекуле HNO_3 для азота стехиометрическую валентность, степень окисления и электронную валентность.

100. Чем объясняется способность многих элементов к образованию числа связей, превышающего число неспаренных электронов в их атомах? Какое состояние атома называют основным и возбужденным? В основном или возбужденном состоянии находятся атомы фосфора и серы при образовании молекул PCl_3 и PCl_5 , H_2S и SO_3 ?

101. Привести примеры и показать в рамках метода ВС как образуется одиночная, двойная и тройная ковалентная связь. Почему энергия

двойной связи не равна удвоенной энергии одиночной связи, а энергия тройной связи – утроенной энергии одиночной или полуторной энергии двойной?

102. Привести примеры образования ковалентной связи по донорно-акцепторному механизму. Как в этом случае изменяется стехиометрическая валентность, степень окисления и электронная валентность элемента, который является донором или акцептором?

103. В рамках метода МО объяснить образование молекул F_2 , O_2 и CO . Построить энергетические диаграммы и написать электронные формулы этих молекул, определить магнитные свойства и кратность (порядок) связей. В какую сторону (увеличения или уменьшения) изменяется энергия связей при отрыве электрона от каждой молекулы?

104. Используя метод МО, объяснить образование молекул N_2 , O_2 и NO . Построить энергетические диаграммы и написать электронные формулы этих молекул, определить магнитные свойства и порядок связей. Увеличивается или уменьшается энергия связи при отрыве электрона от молекулы?

105. В рамках метода МО рассмотреть возможность существования частиц, содержащих атомы гелия: He_2 , He_2^+ , He_2^- , HeH , HeF .

106. В рамках метода МО рассмотреть возможность существования частиц, содержащих атомы неона: Ne_2 , Ne_2^+ , Ne_2^- , NeH , NeF .

107. Используя метод МО, объяснить, почему ионизационные потенциалы атомов водорода (13,6 эВ), углерода (11,3 эВ) и азота (14,5 эВ) ниже, чем молекул H_2 (15,4 эВ), C_2 (12,0 эВ) и N_2 (15,6 эВ)?

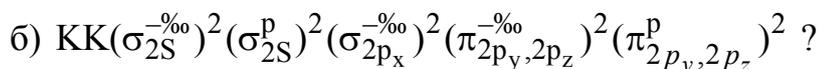
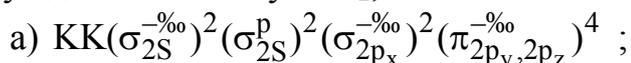
108.108. Используя метод МО, объяснить, почему ионизационные потенциалы атомов кислорода (13,6 эВ) и фтора (17,4 эВ) выше, чем молекул O_2 (12,2 эВ) и F_2 (15,8 эВ)?

109. Ионизационный потенциал молекулы CO (14,05 эВ) выше, чем у атомов C (11,26 эВ) и O (13,61 эВ). Объяснить эти экспериментальные данные по методу МО.

110. Объяснить по методу МО опытные данные по длине и энергии связи в ряду частиц:

Частицы	O_2	O_2^+	O_2^-	O_2^{2-}
Длина связи, нм	0,121	0,112	0,130	0,142
Энергия связи, кДж/моль	493	628	407	203

111. Какая из двух данных электронных молекул азота относится к невозбужденной молекуле N_2 , а какая – к возбужденной:



112. Перечислить основные типы гибридизации с участием s-, p- и d-орбиталей, указать геометрическую форму частиц (когда все гибридные орбитали связывающие), привести примеры.

113. Под каким углом по отношению друг к другу располагаются гибридные орбитали в случае sp -, sp^2 -, sp^3 -, sp^3d^2 -гибридизации? Привести примеры соответствующих молекул.

114. Какие конфигурации молекул возможны в случае sp^3 -, sp^3d - и sp^3d^2 -гибридизации атомных орбиталей: а) когда все орбитали связывающие; б) при наличии одной несвязывающей орбитали; в) при наличии двух несвязывающих орбиталей? Ответ иллюстрировать примерами и рисунками молекул.

115. Почему однотипные по составу молекулы CO_2 и SO_2 , BCl_3 и NCl_3 , CF_4 и XeF_4 имеют разную (какую?) геометрическую конфигурацию?

116. Как и почему изменяется пространственная конфигурация частиц при переходе от BF_3 к BF_4^- , от NH_3 к NH_4^+ и от H_2O к H_3O^+ ?

117. Расположить данные ковалентные связи в порядке увеличения их полярности и указать, к какому атому смещено электронное облако связывающих электронов: N—H (в NH_3), H—S (в H_2S), Li—H (в гидриде лития), H—O (в H_2O), H—I (в иодоводороде).

118. Объяснить, какое значение имеет электроотрицательность элементов при образовании связей между ними. В чем выражается электроотрицательность? По разности электроотрицательностей атомов определить степень ионности связей в хлоридах элементов третьего периода ($NaCl$, $MgCl_2$, $AlCl_3$, $SiCl_4$, PCl_3 , SCl_4 , Cl_2). Какие из этих связей можно считать ионными?

119. Что называется поляризующим действием и поляризуемостью иона? Как зависят эти свойства от заряда иона и его радиуса? Какие из ионов имеют большую поляризующую способность: Va^{2+} или Be^{2+} , Al^{3+} или Fe^{3+} , K^+ или Ag^+ ? Поляризуемость какого иона больше: F^- или I^- , S^{2-} или Te^{2-} ?

120. Привести примеры веществ с металлической связью. Чем отличается эта связь от ковалентной и ионной? Как теория металлической связи объясняет пластичность, электропроводность и теплопроводность

металлов и уменьшение их электропроводности при повышении температуры?

121. Описать механизм образования межмолекулярных водородных связей. Среди молекул H_2 , SO_3 , PH_3 , H_2S , HF указать такие, между которыми возможно образование водородных связей.

122. Если сравнить температуру кипения галогеноводородов HF ($+19,5^\circ C$), HCl ($-85,1^\circ C$), HBr ($-66,8^\circ C$), HI ($-35,4^\circ C$), то видна аномалия в поведении фтороводорода. Объяснить эту аномалию.

123. Фтороводород растворяется в воде неограниченно, а хлороводород обладает ограниченной растворимостью, что не позволяет получать соляную кислоту с концентрацией выше 37 %. Объяснить с позиций строения вещества различную растворимость этих однотипных веществ.

124. Серная кислота растворяется в воде неограниченно, а хлороводород обладает ограниченной растворимостью, что не позволяет получать соляную кислоту с концентрацией выше 37 %. Объяснить это различие.

125. Как должна изменяться температура кипения в ряду однотипных соединений $H_2O - H_2S - H_2Se - H_2Te$ и как она изменяется в действительности? Почему вещество с наименьшей молекулярной массой имеет самую высокую температуру кипения?

126. Какое значение для жизни и при техническом применении воды имеют водородные связи между ее молекулами?

127. Какие взаимодействия называются вандерваальсовским взаимодействием, чем оно отличается от химических связей? Привести примеры трёх видов вандерваальсовского взаимодействия и физико-химических процессов, протекание которых объясняется этим взаимодействием.

128. Какова природа сил Ван-дер-Ваальса? Какой вид взаимодействия между частицами приводит к переходу в конденсированное состояние Ne , N_2 , HI , Cl_2 , BF_3 , H_2O ?

129. За счет каких взаимодействий может осуществляться притяжение между молекулами H_2 и O_2 ; H_2 и H_2O ; H_2O и NH_3 ; NH_3 и NF_3 ; NF_3 и BF_3 ; HCl и HCl ; HF и HF ? Ответ мотивировать.

130. При растворении аммиака в воде образуется гидрат аммиака $NH_3 \cdot H_2O$; при разбавлении серной кислоты водой образуются гидраты $H_2SO_4 \cdot H_2O$ и $H_2SO_4 \cdot 2H_2O$; при кристаллизации сульфата меди (II) из раствора образуется кристаллогидрат $CuSO_4 \cdot 5H_2O$; атомы благородных газов при низких температурах образуют с водой соединения (клатраты), например $Ar \cdot 8H_2O$. Объяснить причины образования этих соединений.

131. В каких агрегатных состояниях может находиться вещество? Какова последовательность перехода из одного агрегатного состояния в другое при повышении температуры? Каковы отличительные признаки каждого агрегатного состояния?

132. Чем различаются между собой кристаллическое и аморфное состояния? Как классифицируются кристаллические вещества по типу химической связи между частицами? Ответ иллюстрировать примерами.

133. Провести классификацию данных кристаллических веществ по типу связи между частицами: поваренная соль, алмаз, кремнезем (SiO_2), железо, «сухой лед» (твердый CO_2), графит.

134. Среди твердых веществ встречаются соединения постоянного (дальтони́ды) и переменного (бертолли́ды) состава. Привести примеры тех и других и объяснить причины существования бертоллидов.

135. 135. Объяснить сущность и привести примеры полиморфизма и изоморфизма кристаллических веществ. Сколько полиморфных модификаций имеют диоксид кремния, фторид кальция и железо?

136. Для комплексных соединений $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_5\text{Cl}](\text{NO}_3)_2$, $\text{K}_2[\text{Sn}(\text{OH})_4]$, $[\text{CoF}_3(\text{NH}_3)_3]$ указать комплексобразователь, его степень окисления и координационное число. Определить заряды комплексов. Соединения назвать.

137. Назвать комплексные соединения $\text{K}_2[\text{Ni}(\text{CN})_4]$, $[\text{Ti}(\text{H}_2\text{O})_6]\text{Cl}_3$, $[\text{Co}(\text{NO}_2)_3(\text{NH}_3)_3]$, указать комплексобразователь, его степень окисления и координационное число. Определить заряды комплексов.

138. Назвать комплексные соединения $\text{K}_2[\text{HgCl}_4]$, $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{Cl}$, $[\text{Cu}(\text{SCN})_2(\text{NH}_3)_2]$ указать комплексобразователь, его степень окисления и координационное число. Определить заряды комплексов.

139. По данным названиям написать формулы комплексных соединений, указать комплексобразователь, его степень окисления и координационное число, определить заряд комплекса: тетрахло́роплати́нат (II) аммония; нитрат пентаамминроданокобальта (III); гексабромоплати́нат (IV) тетрааквацинка (II).

140. Задание в № 139 для соединений: гексагидроксиалюминат калия; гидросульфат пентаамминнитратокобальта (III); гексахлороплати́нат (IV) гексаакважелеза (II).

141. Задание в № 139 для соединений: гексацианоферрат (III) натрия; бромид гексаамминхрома (III); гексафтороманганат (IV) тетраакваникеля (II).

142. Среди данных комплексных соединений найти: а) катионное; б) анионное; в) соль; г) кислоту; д) основание; е) аквакомплексное; ж) аминоккомплексное; з) ацидокомплексное; и) смешанное. Все со-

единения назвать: $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_5\text{Cl}](\text{NO}_3)_2$; $\text{H}[\text{AuCl}_4]$; $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4](\text{OH})_2$; $[\text{Fe}(\text{H}_2\text{O})_6]\text{SO}_4$.

143. Задание в № 142 для соединений: $\text{H}_2[\text{SiF}_6]$; $[\text{Zn}(\text{NH}_3)_4](\text{OH})_2$; $\text{Na}[\text{Co}(\text{NH}_3)_2(\text{NO}_2)_4]$; $[\text{Fe}(\text{H}_2\text{O})_6]_2(\text{SO}_4)_3$.

144. Задание в № 142 для соединений: $\text{H}_2[\text{Pt}(\text{CN})_6]$; $[\text{Co}(\text{SO}_4)(\text{NH}_3)_5]\text{NO}_3$; $[\text{Pd}(\text{H}_2\text{O})_4]\text{Cl}_2$; $[\text{Cd}(\text{NH}_3)_4](\text{OH})_2$.

145. Из сочетания частиц Co^{3+} , NH_3 , NO_2^- , K^+ можно составить формулы семи комплексных соединений? Написать формулы, соединения назвать.

146. В растворе находится соединение состава $\text{PtCl}_4 \cdot 3\text{NH}_3$. Для осаждения хлора на один моль этого соединения затрачивается 1 моль нитрата серебра. Написать координационную формулу соединения, его название и уравнение реакции с нитратом серебра.

147. Сульфат меди при хранении во влажной атмосфере синее, а при нагревании обесцвечивается. Окрашивание свидетельствует, как правило, об образовании комплексного соединения. Написать уравнение реакции.

148. Используя электростатическую теорию, объяснить, какой комплекс прочнее: а) $[\text{Co}(\text{CN})_6]^{4-}$ или $[\text{Co}(\text{CN})_6]^{3-}$; б) $[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]^{2+}$ или $[\text{Co}(\text{CN})_6]^{4-}$; в) TiF_6^{2-} или ZrF_6^{2-} ?

149. Используя метод ВС, объяснить образование, электронную структуру и геометрическое строение комплекса $[\text{Ni}(\text{NH}_3)_6]^{2+}$, парамагнетизм которого соответствует наличию двух неспаренных электронов.

150. В рамках теории кристаллического поля показать, как происходит расщепление d-орбиталей иона Cr^{3+} и «заселение» их электронами в комплексном соединении $\text{K}_3[\text{Cr}(\text{CN})_6]$. Обладает ли это соединение магнитными свойствами, имеет ли окраску?

Раздел 3. Закономерности протекания реакций

151. Какая характеристика вещества называется стандартной энтальпией образования? При взаимодействии 10 г серы с достаточным количеством кислорода выделилось 92,8 кДж теплоты. Вычислить энтальпию образования диоксида серы, сравнить со справочным значением.

152. При взаимодействии 2,24 л водорода с кислородом выделилось 28,6 кДж теплоты. Определить энтальпию образования воды, сравнить со справочными данными. В каком агрегатном состоянии образовалась вода в этом опыте?

153. Для определения энтальпии образования фторида кальция было взято 2 г кальция и достаточное количество фтора. В результате реакции между ними выделился 61 кДж теплоты. Вычислить по результа-

том этого опыта энтальпию образования CaF_2 и ошибку опыта, если справочная величина равна $-1214,6$ кДж/моль.

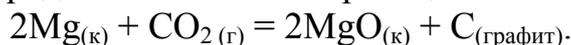
154. Какое количество и какая масса алюминия, какое количество и какой объем кислорода (при н. у.) участвовали в реакции, в ходе которой выделилось 838 кДж тепла. Энтальпия образования оксида алюминия равна $-1676,0$ кДж/моль?

155. Энтальпия образования оксида кальция равна $-635,5$ кДж/моль. Сколько теплоты выделится при сгорании 200 г кальция?

156. На разложение некоторого количества оксида меди (II) было затрачено 12,8 кДж теплоты, при этом образовалось 5,0 г меди. Определить энтальпию образования CuO , сравнить со справочным значением.

157. Как формулируется основной закон термодинамики и его следствие, как записывается следствие в математическом виде? Написать термодимическое уравнение реакции горения метана, вычислить энтальпию реакции, а также количество теплоты, выделяющейся при сгорании 1 м^3 метана (объем измерен при н. у.).

158. Известно, что активные металлы могут гореть в атмосфере углекислого газа. Определить энтальпию реакции:



Рассчитать, сколько выделяется теплоты при сгорании 1 кг магния.

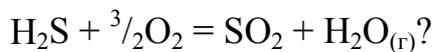
159. Чему равна энтальпия реакции разложения бертолетовой соли



Сколько теплоты выделяется (или поглощается?) при разложении 1 кг KClO_3 по этой реакции?

160. Написать термодимическое уравнение реакции кальция с водой, вычислить её энтальпию и определить, сколько теплоты выделяется или поглощается при получении 1 м^3 (н. у.) водорода по этой реакции.

161. Чему равна энтальпия реакции горения сероводорода по уравнению:



Сколько теплоты выделяется при сжигании 1 м^3 (н. у.) сероводорода?

162. Записать термодимическое уравнение реакции горения ацетилена, определить её энтальпию и вычислить количество теплоты, которое выделяется при сгорании 1 м^3 ацетилена (объем измеряется при н. у.).

163. Записать термодимическое уравнение реакции горения этанола, определить энтальпию реакции и количество теплоты, выделяющейся при сгорании 1 кг $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$.

164. Вычислить энтальпию реакции разложения гидроксида кальция на оксиды и определить, сколько теплоты выделяется или поглощается при получении 1 кг жидкой воды по этой реакции.

165. Вычислить энтальпию реакции разложения карбоната кальция на оксиды. Определить, сколько теплоты потребуется для получения 100 м^3 углекислого газа по этой реакции.

166. Почему энергия Гиббса химической реакции является критерием возможности и направления самопроизвольного протекания химических реакций? Почему в общем случае нельзя использовать в качестве такого критерия энтальпию или энтропию реакции?

167. Не проводя расчетов, предсказать знак изменения энтропии при протекании реакций:

- 1) $\text{CaCO}_{3(\text{к})} = \text{CaO}_{(\text{к})} + \text{CO}_{2(\text{г})}$;
- 2) $\text{NH}_{3(\text{г})} + \text{HCl}_{(\text{г})} = \text{NH}_4\text{Cl}_{(\text{к})}$.

Подтвердить свой прогноз необходимыми расчетами.

168. Критерием возможности самопроизвольного протекания химических реакций в изолированной системе является энтропия, а в неизолированной – энергия Гиббса реакций. Провести соответствующие расчеты для реакции $2\text{SO}_{2(\text{г})} + \text{O}_{2(\text{г})} = 2\text{SO}_{3(\text{г})}$ и сделать вывод о возможности ее самопроизвольного протекания в прямом направлении при стандартных условиях в изолированной и неизолированной системах.

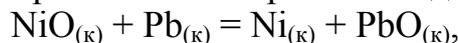
169. Определить расчетами возможность или невозможность самопроизвольного протекания в изолированной и неизолированной системе при стандартных условиях реакций:

- а) $\text{ZnS}_{(\text{к})} + \text{O}_{2(\text{г})} = \text{ZnO}_{(\text{к})} + \text{SO}_{2(\text{г})}$;
- б) $\text{AgNO}_{3(\text{к})} = \text{Ag}_{(\text{к})} + \text{NO}_{2(\text{г})} + \text{O}_2$;
- в) $\text{CuCl}_{2(\text{к})} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{г})} = \text{CuO}_{(\text{к})} + \text{HCl}_{(\text{г})}$.

170. Определить расчетами возможность или невозможность самопроизвольного протекания в изолированной и неизолированной системе при стандартных условиях реакций:

- а) $\text{SO}_{2(\text{г})} + \text{H}_2\text{S}_{(\text{г})} = \text{S}_{(\text{ромб})} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{ж})}$;
- б) $\text{PbS}_{(\text{к})} + \text{O}_{2(\text{г})} = \text{PbO}_{(\text{к})} + \text{SO}_{2(\text{г})}$;
- в) $\text{NiO}_{(\text{к})} + \text{Al}_{(\text{к})} = \text{Ni}_{(\text{к})} + \text{Al}_2\text{O}_{3(\text{к})}$.

171. Рассчитать энергию Гиббса при $527 \text{ }^\circ\text{C}$ для реакции



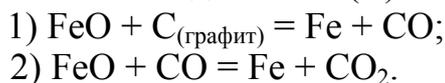
и сделать вывод о возможности и направлении ее самопроизвольного протекания в неизолированной системе.

172. Установить, возможна или невозможна при $127 \text{ }^\circ\text{C}$ в неизолированной системе реакция $\text{Cu}_{(\text{к})} + \text{ZnO}_{(\text{к})} = \text{CuO}_{(\text{к})} + \text{Zn}_{(\text{к})}$.

173. Оксид азота (II), необходимый для производства азотной кислоты и азотных удобрений, заманчиво получать из азота и кислорода воздуха по реакции: $\text{N}_{2(\text{г})} + \text{O}_{2(\text{г})} = 2\text{NO}_{(\text{г})}$.

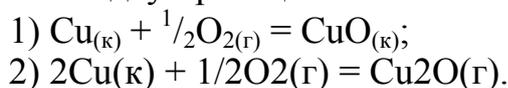
Рассчитать, при какой температуре эта реакция возможна, и оценить техническую осуществимость проведения этой реакции.

174. Восстанавливать железо из оксида железа(II) можно углеродом или оксидом углерода(II):

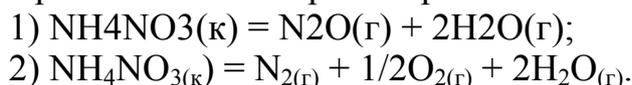


Какая из этих реакций более вероятна при 25 °С и при 1500 °С?

175. Рассчитать, какая из двух реакций окисления меди более вероятна при 300 °С:

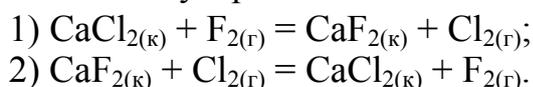


176. Разложение нитрата аммония при нагревании возможно по двум направлениям:



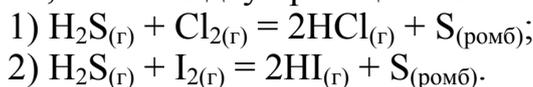
Какое направление термодинамически наиболее вероятно при 227 °С?

177. Предсказать, какая из двух реакций возможна, а какая невозможна при 27 °С:



Проверить предсказание расчетами.

178. Предсказать, какая из двух реакций более вероятна при 27 °С:

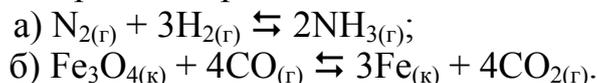


Проверить предсказание расчетами.

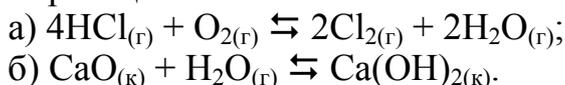
179. Объяснить физико-химический смысл термодинамической характеристики, которая называется стандартной энергией Гиббса образования вещества. Критерием какого химического свойства вещества является эта характеристика? Привести примеры.

180. Химические соединения подразделяются на термодинамически устойчивые и термодинамически неустойчивые. По какому признаку проводится такое разделение? Почему термодинамически неустойчивые вещества существуют и как их получают? Привести примеры.

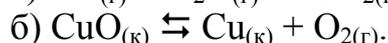
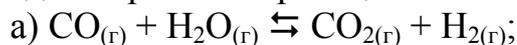
181. Какое состояние обратимой реакции называется состоянием химического равновесия с позиций химической термодинамики и химической кинетики? Записать выражение закона действующих масс через равновесные концентрации и равновесные давления газов для обратимых реакций:



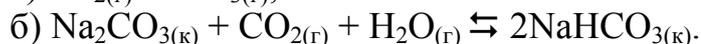
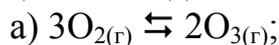
182. Объяснить физико-химический смысл константы химического равновесия. Записать выражение для расчета константы равновесия через равновесные концентрации и равновесные парциальные давления газов для обратимых реакций:



183. Какое состояние обратимой реакции называется состоянием химического равновесия, каковы его признаки? Записать выражение закона действующих масс через равновесные концентрации и парциальные давления газов для обратимых реакций:



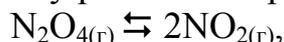
184. Чем отличается истинное химическое равновесие от ложного? Привести примеры истинных и ложных равновесий. Записать выражение для расчета константы равновесия через равновесные концентрации и равновесные парциальные давления газов для обратимых реакций:



185. При состоянии равновесия реакции: $\text{N}_{2(г)} + 3\text{H}_{2(г)} \rightleftharpoons 2\text{NH}_{3(г)}$ равновесные концентрации азота, водорода и аммиака равны 3,9 и 4 моль/л. Определить константу равновесия и исходные концентрации азота и водорода.

186. Исходные концентрации оксида углерода(II) и паров воды равны и составляют 0,03 моль/л. Определить равновесные концентрации CO, H₂O и H₂ в системе: $\text{CO} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{CO}_2 + \text{H}_2$, если равновесная концентрация CO₂ равна 0,01 моль/л. Вычислить константу равновесия.

187. Определить константу равновесия реакции



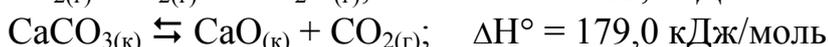
если исходная концентрация N₂O₄ составляла 0,08 моль/л, а к моменту наступления равновесия прореагировало 50 % N₂O₄.

188. Какая закономерность описывает на качественном уровне влияние внешних воздействий на смещение химического равновесия? В каком направлении сместятся равновесия:



при понижении температуры, при повышении давления?

189. Принцип смещения химического равновесия имеет несколько формулировок. Привести формулировку, которую Вы считаете наиболее четкой. Определить направление смещения равновесия реакций:



при повышении температуры и при понижении давления?

190. Промышленное получение аммиака проводится по обратимой реакции: $\text{N}_{2(г)} + 3\text{H}_{2(г)} \rightleftharpoons 2\text{NH}_{3(г)}$; $\Delta H^\circ = -92,4 \text{ кДж/моль}$.

Рассмотреть влияние всех возможных внешних воздействий на направление смещения равновесия этой реакции: а) повышение и понижение температуры; б) повышение и понижение давления; в) повышение и по-

нижение концентрации азота, водорода, аммиака; г) введение катализатора; д) введение сорбента – поглотителя аммиака, водорода, азота; е) введение инертного газа.

191. Какие воздействия на обратимую реакцию

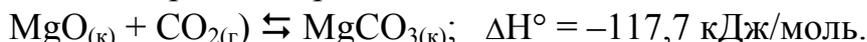


приведут к смещению ее равновесия:

а) в сторону исходных веществ;

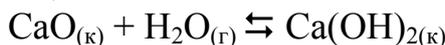
б) в сторону продуктов реакции?

192. Углекислый газ, выдыхаемый человеком в замкнутых помещениях (космические станции, подводные лодки и т.п.), можно поглощать оксидом магния по обратимой реакции



При каких условиях оксид магния будет поглощать CO_2 , а при каких будет идти регенерация (восстановление) поглотителя?

193. По термодинамическим данным вычислить температуру химического равновесия реакции



при 300 и 1000 К, и сделать вывод о влиянии температуры на ее величину. Согласуются ли результаты расчетов с принципом Ле Шателье?

194. По термодинамическим данным вычислить константу химического равновесия реакции



при 0 °С и 100 °С, и сделать вывод о влиянии температуры на состояние равновесия. Согласуется ли он с принципом Ле Шателье?

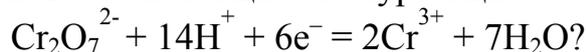
195. По термодинамическим данным вычислить константу химического равновесия реакции



при 500 К и 1000 К, и сделать вывод о влиянии температуры на состояние равновесия. Согласуется ли он с принципом Ле Шателье?

196. Найти в справочной литературе стандартный потенциал полуреакции: $\text{MnO}_4^- + 8\text{H}^+ + 5\text{e}^- = \text{Mn}^{2+} + 4\text{H}_2\text{O}$. Чему будет равен потенциал этой полуреакции в одномолярном растворе KMnO_4 при концентрации H^+ -ионов 5 М и Mn^{2+} -ионов 0,01 М и температуре 25 °С?

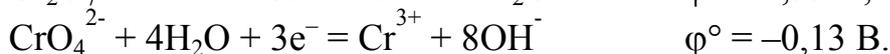
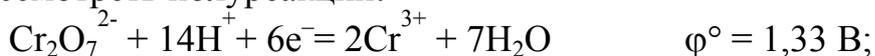
197. Чему равен при $T = 25^\circ\text{C}$ и концентрации $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ -ионов 1 М, Cr^{3+} -ионов 0,1 М, H^+ -ионов 5 М потенциал полуреакции:



198. Вычислить значение окислительно-восстановительного потенциала 60%-ного раствора H_2SO_4 (плотность 1,50 г/мл) при 25 °С согласно полуреакции: $\text{SO}_4^{2-} + 8\text{H}^+ + 6\text{e}^- = \text{S} + 4\text{H}_2\text{O}$.

Почему полученный результат следует считать приблизительным?

199. Рассмотреть полуреакции:



В какой среде целесообразно окислять хром (III) до хрома (VI) и использовать соединения хрома (VI) в качестве окислителя?

200. По какому принципу расположены металлы в ряду напряжений и какими свойствами обладает этот ряд? Будет ли восстанавливаться:

а) магний из растворов солей железом;

б) водород из раствора соляной кислоты металлами Cu, Mn, Ag?

201. Для данного гальванического элемента написать схемы электродных процессов и уравнение токообразующей реакции в общем виде (ионном и молекулярном), вычислить ЭДС при указанных в схеме концентрациях и температуре: $(-)\text{Zn} \mid 0,01 \text{ н } \text{ZnSO}_4 \parallel 0,1 \text{ н } \text{AgNO}_3 \mid \text{Ag}(+)$ при 27 °С.

202. Условие в задаче № 201.



203. Условие в задаче № 201.



204. Условие в задаче № 201.



205. Условие в задаче № 201.



206. Какими законами и какими формулами выражаются количественные показатели электролиза? Привести пример электролиза и его количественного расчета.

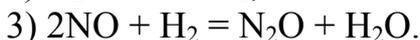
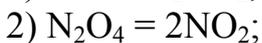
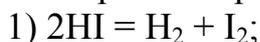
207. Электролиз раствора сульфата меди (II) проводился 12 ч при силе тока 20 А. Выход по току составил 90 %. Написать уравнения электродных процессов и общей реакции, вычислить массу выделившейся меди.

208. Через раствор сульфата железа (II) пропускали ток силой 20 А в течении 5 ч. Написать уравнения реакций на электродах и общей реакции, определить массу полученного железа, если его выход по току равен 70 %.

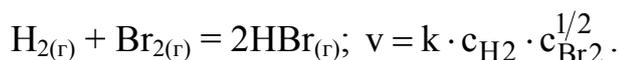
209. Электролиз раствора сульфата цинка проводился в электролизере с нерастворимым анодом в течение 6,7 ч. Выделилось 5,6 л кислорода, измеренного при н. у. Вычислить силу тока и массу выделившегося на катоде цинка, если выход по току составил 70 %.

210. Через раствор, содержащий 1 моль FeSO_4 , 0,5 моль AlCl_3 , 1 моль Na_2SO_4 и 2 моль $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$, пропускали ток силой 15 А в течении 300 часов. Вычислить массу выделившихся на катоде веществ.

211. Написать кинетические уравнения простых газовых реакций и определить изменение их скоростей при увеличении давления в 2 раза:



212. Стехиометрическое и кинетическое уравнения реакции имеют вид:



Какая эта реакция – простая или сложная? Как изменяется ее скорость при увеличении концентрации в 4 раза: а) только водорода; б) только брома; в) водорода и брома одновременно?

213. Реакция $\text{F}_2 + 2\text{ClO}_2 = 2\text{ClO}_2\text{F}$ имеет первый порядок и по фтору, и по диоксиду хлора. Записать кинетическое уравнение реакции. Какая она – простая или сложная? Как изменяется ее скорость при увеличении давления в 3 раза?

214. Оксид азота (II) и водород при 1000 К взаимодействуют по уравнению: $2\text{H}_2 + 2\text{NO} = \text{N}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$. Опытные данные по влиянию концентрации реагирующих веществ на скорость реакции следующие:

Концентрация NO (моль/л):	0,12	0,12	0,12	0,02	0,04	0,06
Концентрация H_2 (моль/л):	0,02	0,04	0,06	0,12	0,12	0,12
Скорость (усл. ед.):	2	4	6	3	1,2	2,7

Определить порядок реакции по водороду и оксиду азота (II), написать кинетическое уравнение реакции.

215. Скорость реакции $\text{SO}_{2(\text{r})} + 2\text{H}_{2(\text{r})} = \text{S}_{(\text{к})} + 2\text{H}_2\text{O}_{(\text{r})}$ зависит от давления реагирующих веществ следующим образом:

Давление SO_2 (усл. ед.)	200	50	200	100	200
Давление H_2 (усл. ед.)	50	200	100	200	200
Скорость (усл. ед.)	35	35	70	70	140

Определить кинетический порядок реакции по каждому реагенту и написать кинетическое уравнение реакции.

216. Реакция $2\text{NO}_{(\text{r})} + \text{O}_{2(\text{r})} = 2\text{NO}_{2(\text{r})}$ имеет второй порядок по NO и первый по O_2 . Скорость этой реакции при концентрациях оксида азота (II) 0,3 моль/л и кислорода 0,15 моль/л составляет $1,2 \cdot 10^{-3}$ моль/л·с. Определить численное значение и единицу измерения константы скорости реакции.

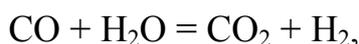
217. Как влияет температура на скорость реакций? Температурный коэффициент некоторой реакции равен 3. Как изменится скорость этой реакции при повышении температуры от 80 °С до 130 °С?

218. Что показывает температурный коэффициент скорости химической реакции? Во сколько раз увеличится константа скорости реакции при повышении температуры на 40°, если ее температурный коэффициент равен трем? Как при этом изменится скорость реакции?

219. Сформулировать правило Вант-Гоффа. Определить на сколько градусов следует повысить температуру системы, чтобы скорость протекающей в ней реакции увеличилась в 50 раз, если температурный коэффициент скорости реакции равен 1,8.

220. Температурный коэффициент скорости одной реакции равен 3, а второй – 4. При некоторой температуре константы скоростей реакций одинаковы. На сколько следует повысить температуру, чтобы константа скорости второй реакции превысила константу скорости первой в 5 раз?

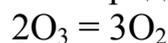
221. Как записывается в обычном и логарифмическом виде и что определяет уравнение Аррениуса? Определить энергию активации реакции



константа скорости которой при 288 и 313 К равна $3,1 \cdot 10^{-4}$ и $8,2 \cdot 10^{-3}$.

222. Объяснить физико-химический смысл понятия «энергия активации химической реакции». Константа скорости реакции $2\text{HI} = \text{H}_2 + \text{I}_2$ при 673 К равна $2,2 \cdot 10^{-4}$, а при 973 К равна 8,33. Определить энергию активации этой реакции.

223. Разложение озона на кислород согласно уравнению



характеризуется энергией активации 100 кДж/моль. Чему равна константа скорости этой реакции при 100 °С, если при 0 °С она равна $2 \cdot 10^{-2}$?

224. Реакция $2\text{NO} = \text{N}_2 + \text{O}_2$ характеризуется высоким значением энергии активации (290 кДж/моль), а реакция $2\text{NO} + \text{O}_2 = 2\text{NO}_2$ – низким (10 кДж/моль). Как изменяются скорости этих реакций при повышении температуры на 10°, например от 27 °С до 37 °С? Согласуется ли это изменение скоростей реакций с правилом Вант-Гоффа?

225. Энергия активации для реакции $2\text{HI} = \text{H}_2 + \text{I}_2$ равна 184 кДж/моль (без катализатора) и 107 кДж/моль (в присутствии катализатора – золота). Во сколько раз увеличивается скорость реакции в присутствии катализатора при одной и той же температуре?

Раздел 4. Растворы

226. Привести названия шести способов выражения концентрации растворов и определение способа, который называется «массовая доля растворенного вещества». Какой объем воды и какая масса КОН потребуются для приготовления 10 л раствора с массовой долей 40 % и плотностью 1,40 кг/л?

227. Какой объем (измеренный при н.у.) хлороводорода и какой объем воды потребуется для получения раствора соляной кислоты с массовой долей HCl 30 %, если плотность раствора равна 1,15 кг/л?

228. Молярная концентрация NH_3 в концентрированном растворе аммиака, полученном при 15 °С, равна 18. Какой объем NH_3 , измеренный при н.у., затрачивается на приготовление 1 л такого раствора?

229. Какая масса карбоната натрия содержится в 0,5 л раствора, если молярная концентрация эквивалентов Na_2CO_3 в этом растворе равна 0,25 н? В каком объеме раствора содержится 8 г сульфата меди, если молярная концентрация эквивалентов CuSO_4 в этом растворе равна 0,1 н?

230. Плотность 26%-го раствора гидроксида калия равна 1,24 кг/л. Чему равна молярная концентрация, моляльность и титр раствора?

231. Определить молярную и эквивалентную концентрации, моляльность, титр и мольную долю растворенного вещества для раствора азотной кислоты с массовой долей HNO_3 36 % и плотностью 1,22 кг/л.

232. Из 400 г раствора некоторой соли с массовой долей 20 % при охлаждении выделилось 50 г растворенного вещества. Чему равна массовая доля этого вещества в оставшемся растворе?

233. До какого объема надо разбавить 0,5 л 20 %-го раствора NaCl ($\rho = 1,152$ кг/л) для получения раствора с массовой долей 4,5 % и плотностью 1,029 кг/л?

234. Какую массу 20%-го раствора гидроксида калия надо добавить к 1 кг 50%-го раствора, чтобы получить раствор с массовой долей 25 %?

235. Рассчитать, какой объем раствора серной кислоты с массовой долей H_2SO_4 11,6 % (плотность 1,08 кг/л) и какой объем воды требуется для приготовления 250 мл децимолярного раствора.

236. Рассчитать, какой объем раствора соляной кислоты с массовой долей HCl 20 % (плотность 1,10 кг/л) и какой объем воды требуется для приготовления одного литра 0,1 н раствора соляной кислоты

237. Какой объем соляной кислоты с концентрацией 0,5 н необходим для осаждения в виде хлорида серебра всех катионов Ag^+ , содержащихся в 500 мл раствора AgNO_3 с эквивалентной концентрацией 0,2 н?

238. Какой объем двумолярного раствора серной кислоты требуется для реакции с 650 мл 20%-го раствора K_2CO_3 ($\rho = 1,189$ кг/л), какой газ выделится при этом и чему будет равен его объем при н.у.?

239. Какой объем раствора аммиака с массовой долей NH_3 23 % и плотностью 0,916 кг/л требуется для реакции с 0,75 л шестимолярной соляной кислоты? Какое вещество образуется по реакции и чему равна его масса?

240. Для осаждения сульфата бария из 100 мл 15%-го раствора $BaCl_2$ потребовалось 14,4 мл раствора серной кислоты. Рассчитать молярную и эквивалентную концентрации и титр H_2SO_4 в растворе.

241. Определить давление пара при 100 °С водного раствора сахара, массовая доля $C_{12}H_{22}O_{11}$ в котором равна 10 %. Ответ выразить в Па.

242. Известно, что при 42 °С давление водяного пара равно 8199,3 Па. Как изменится давление, если при этой температуре в 540 мл воды растворить 36 г глюкозы $C_6H_{12}O_6$?

243. Давление пара над раствором 10,5 г неэлектролита в 200 г ацетона равно 21854,4 Па. Давление пара чистого ацетона $(CH_3)_2CO$ при этой температуре равно 23939,4 Па. Определить молекулярную массу неэлектролита.

244. Давление водяного пара при 80 °С равно 47375 Па, а давление пара водного раствора неэлектролита при этой же температуре равно 33310 Па. Какое количество воды приходится на 1 моль растворенного вещества в этом растворе?

245. При какой температуре замерзает водный раствор этилового спирта, если массовая доля C_2H_5OH в нем равна 25 %?

246. При какой температуре кипит водный раствор глюкозы, если массовая доля $C_6H_{12}O_6$ в нем равна 10 %?

247. При растворении 1,6 г неэлектролита в 250 мл воды был получен раствор, который замерзает при температуре $-0,2$ °С. Определить молекулярную массу растворенного вещества.

248. В одном литре воды растворено 27 г неэлектролита. Раствор закипает при 100,78 °С. Определить молярную массу растворенного вещества.

249. Раствор 9,2 г йода в 100 г метанола (эбуллиоскопическая постоянная равна 0,84) закипает при 65,0 °С, а чистый метанол кипит при 64,7 °С. Из скольких атомов состоит молекула йода в растворе метанола?

250. Раствор, содержащий 0,81 г серы в 100 г бензола (эбуллиоскопическая постоянная 2,57) кипит при температуре на $0,081^\circ$ выше, чем чистый бензол. Из скольких атомов состоит молекула серы?

251. Для приготовления антифриза смешали 30 л воды и 9 л глицерина $C_3H_5(OH)_3$. Плотность глицерина 1261 кг/м^3 . Чему равна температура замерзания приготовленного антифриза?

252. Вычислить массу этиленгликоля $C_2H_4(OH)_2$, которую необходимо прибавить на каждый литр воды для приготовления антифриза с температурой замерзания -15°C .

253. Определить осмотическое давление при 20°C водного раствора сахара с массовой долей $C_{12}H_{22}O_{11}$ 4 % и плотностью $1,014 \text{ кг/л}$.

254. Определить температуру, при которой осмотическое давление раствора, содержащего 45 г глюкозы $C_6H_{12}O_6$ в одном литре воды равно 607950 Па .

255. Определить молекулярную формулу органического соединения маннита, массовые доли углерода, водорода и кислорода в котором соответственно равны 39,56 %, 7,69 % и 52,75 %, а осмотическое давление раствора, содержащего в 1 л воды 72 г маннита при 0°C равно $9,00 \cdot 10^5 \text{ Па}$.

256. Дать названия, привести определения и обозначения величин, которые применяются для количественной характеристики процесса электролитической диссоциации. Какая из них является постоянной величиной при различных концентрациях раствора?

257. Для всех данных веществ написать упрощенные уравнения электролитической диссоциации и выражения для расчета константы диссоциации; для одного из веществ (по выбору) написать полное уравнение диссоциации: K_2SO_4 , $Ca(OH)_2$, H_3PO_4 , $KHCO_3$, $Fe(OH)Cl_2$, $Zn(OH)_2$.

258. Какой смысл имеет понятие «сила кислоты»? Как связана сила кислот с составом и строением их молекул? Какая кислота сильнее: HNO_2 или HNO_3 ? H_2SO_4 или H_2SeO_4 ? HPO_3 или H_3PO_4 ? Написать схемы диссоциации всех кислот.

259. Какой смысл имеет понятие «сила кислоты»? Как и почему изменяется сила кислот в рядах:

- | | |
|----------------------------|--|
| а) $HF - HCl - HBr - HI$; | б) $HClO_4 - HClO_3 - HClO_2 - HClO$; |
| в) $HClO - HBrO - HIO$; | г) $HPO_3 - H_4P_2O_7 - H_3PO_4$? |

Написать схемы диссоциации кислот.

260. Как зависит от состава веществ сила оснований? Какие основания называются щелочами? Как изменяется сила оснований в ряду:



Какое основание сильнее: а) $Fe(OH)_2$ или $Fe(OH)_3$; б) $Ca(OH)_2$ или $Zn(OH)_2$?

261. Константа диссоциации циановодородной кислоты равна $4,9 \cdot 10^{-10}$. Определить степень диссоциации HCN в одномолярном растворе и изотонический коэффициент этого раствора.

262. Степень диссоциации уксусной кислоты CH_3COOH в одномолярном, децимолярном и сантимольном растворах соответственно равна 0,42 %, 1,33 %, 4,22 %. Вычислить константу диссоциации и сделать вывод.

263. Слабый электролит имеет степень диссоциации 0,1 % в одномолярном растворе. Рассчитать константу диссоциации и по справочным данным определить, какой это электролит.

264. Гидроксид аммония NH_4OH – слабое основание, константа его диссоциации $K = 1,8 \cdot 10^{-5}$. Во сколько раз увеличивается степень диссоциации NH_4OH при разбавлении его одномолярного раствора в 100 раз?

265. Почему определяемая по свойствам растворов сильных электролитов степень электролитической диссоциации называется кажущейся? Раствор хлорида калия с молярной концентрацией равной единице замерзает при температуре $-3,36$ °С. Определить изотонический коэффициент и кажущуюся степень диссоциации растворенного вещества?

266. Почему определяемая по свойствам растворов сильных электролитов степень электролитической диссоциации называется кажущейся? Определить кажущуюся степень диссоциации NaCl в растворе с эквивалентной концентрацией 0,25 н, если этот раствор изотоничен с раствором глюкозы, молярная концентрация которого равна 0,44 М.

267. Почему определяемая по свойствам растворов сильных электролитов степень электролитической диссоциации называется кажущейся? Хлорид аммония массой 1,07 г растворен в 200 мл воды. Температура кипения раствора $100,09$ °С. Определить кажущуюся степень диссоциации NH_4Cl .

268. Почему определяемая по свойствам растворов сильных электролитов степень электролитической диссоциации называется кажущейся? Давление пара раствора, содержащего 0,05 моль сульфата натрия в 450 г воды, равно 100,8 кПа (756,2 мм рт. ст.) при 100 °С. Определить кажущуюся степень диссоциации растворенного вещества.

269. Раствор электролита с концентрацией 0,04 моль/л имеет осмотическое давление при 0 °С, равное 217,8 кПа. Степень диссоциации растворенного вещества равна 70 %. Определить, на сколько ионов диссоциирует растворенное вещество и привести примеры таких веществ.

270. Хлорид калия является сильным электролитом, т. е. диссоциирует нацело, следовательно, изотонический коэффициент его водных

растворов должен быть равен двум, степень диссоциации KCl должна быть равна 100 %, а расчетная температура замерзания раствора с моляльностью 1 моль/кг равна $-3,72$ °С? Однако по экспериментальным данным температура замерзания одномоляльного водного раствора хлорида калия равна $-3,36$ °С. Объяснить это противоречие и определить изотонический коэффициент раствора и степень диссоциации KCl .

271. Вычислить pH и pOH растворов, молярная концентрация ионов H^+ в которых равна: а) 10^{-4} ; б) 10^{-11} ; в) $4 \cdot 10^{-6}$; г) $1,78 \cdot 10^{-7}$; д) $4,92 \cdot 10^{-3}$.

272. Определить концентрацию ионов H^+ и OH^- в растворах, водородный показатель которых равен: а) 3,2; б) 5,8; в) 9,1; г) 11,4.

273. Определить pH и pOH раствора, в одном литре которого содержится 2 г гидроксида натрия. Щелочь в растворе диссоциирует полностью.

274. Определить pH и pOH раствора азотной кислоты, в котором концентрация HNO_3 равна 1 М, а степень ее диссоциации составляет 82 %.

275. Определить pH и pOH децимолярного раствора уксусной кислоты CH_3COOH , константа диссоциации которой равна $1,754 \cdot 10^{-5}$.

276. Определить pH и pOH раствора, полученного растворением 2,24 л аммиака (объем измерен при н.у.) в 1 л воды. Константа диссоциации гидроксида аммония $1,77 \cdot 10^{-5}$.

277. В одном литре 1 М раствора азотной кислоты растворили 38 г гидроксида натрия. Определить pH нового раствора.

278. Как рассчитывается и какой физико-химический смысл имеет произведение растворимости вещества? При 20 °С в одном литре воды растворяется 6,5 мг ортофосфата серебра Ag_3PO_4 . Вычислить произведение растворимости этого вещества.

279. Как рассчитывается и какой физико-химический смысл имеет произведение растворимости вещества? При 20 °С растворимость иодида свинца (II) равна $6,5 \cdot 10^{-4}$ моль/л. Вычислить произведение растворимости этого вещества.

280. Произведение растворимости карбоната серебра (I) равно $6,15 \cdot 10^{-12}$. Определить растворимость этого вещества, ответ выразить в моль/л и в виде коэффициента растворимости.

281. Произведение растворимости гидроксида цинка равно $4,0 \cdot 10^{-16}$. Чему равны концентрации ионов Zn^{2+} и OH^- в насыщенном растворе этого вещества?

282. Произведение растворимости сульфида железа (II) равно $3,7 \cdot 10^{-19}$. Какой объем воды потребуется для растворения 1 г этого вещества?

283. Произведение растворимости бромида серебра (I) равно $6,3 \cdot 10^{-13}$. Какой объем воды потребуется для растворения 1 г этого вещества?

284. Произведение растворимости сульфида магния равно $2 \cdot 10^{-15}$. Выпадет ли осадок MgS при смешивании одинаковых объемов раствора нитрата магния с эквивалентной концентрацией 0,004 н и раствора сульфида натрия с эквивалентной концентрацией 0,0006 н?

285. Произведение растворимости карбоната кадмия равно $2,5 \cdot 10^{-14}$. Выпадет ли осадок этого вещества, если смешать один литр раствора $Cd(NO_3)_2$ с концентрацией 10^{-3} М с одним литром раствора Na_2CO_3 с концентрацией 0,1 М?

286. Дать определение химическому процессу, который называется гидролизом солей. Привести примеры различных типов гидролиза. В каких случаях и почему гидролиз является обратимым, а в каких и почему – необратимым процессом?

287. Что является причиной гидролиза солей? Написать молекулярные и ионные уравнения гидролиза данных солей, указать в каждом случае тип гидролиза и характер среды раствора: KNO_2 , $CuCl_2$, Na_3AsO_4 , Al_2S_3 .

288. Дать определение химическому процессу, который называется гидролизом солей. Написать молекулярные и ионные уравнения гидролиза данных солей, указать в каждом случае тип гидролиза и характер среды раствора: K_2CO_3 , $NaAlO_2$, $(NH_4)_2SO_4$, Cr_2S_3 .

289. Объяснить гидролиз солей с позиций химической термодинамики. Какая соль и почему гидролизуется полнее: а) KF или KNO_2 ; б) CH_3COONa или CH_3COONH_4 ? Написать молекулярные и ионные уравнения гидролиза данных солей, указать характер среды их растворов.

290. Объяснить гидролиз с позиций химической термодинамики. Какая соль и почему гидролизуется полнее: а) KCN или $KClO$; б) $BeCl_2$ или $MgCl_2$? Написать молекулярные и ионные уравнения гидролиза данных солей, указать характер среды их растворов.

291. Объяснить гидролиз с позиций строения вещества. Как зависит гидролизуемость соли от радиуса, заряда, поляризующего действия и поляризуемости катиона и аниона? Какая соль и почему гидролизуется полнее: а) $FeCl_2$ или $FeCl_3$; б) Na_2CO_3 или Na_2SiO_3 ? Написать молекулярные и ионные уравнения гидролиза данных солей, указать характер среды их растворов.

292. Объяснить механизм гидролиза, учитывая, что в водном растворе содержатся гидратированные ионы. За счет образования и разрыва каких связей идет процесс гидролиза? Написать молекулярные и

ионные уравнения гидролиза данных солей, указать в каждом случае тип и характер среды раствора: KNO_2 , Na_2CO_3 , $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$.

293. Для каких солей гидролиз проходит ступенями? Чем определяется их число и как изменяется полнота гидролиза от первой ступени к последней? Привести примеры солей, гидролиз которых проходит в две и три ступени, написать уравнения их гидролиза.

294. Написать уравнения гидролиза и выражения для констант гидролиза солей: KClO , K_2S , AlCl_3 .

295. Расположить перечисленные ниже соли в порядке возрастания степени их гидролиза в растворах одинаковой концентрации при одной и той же температуре: NaNO_2 , NaCN , NaClO , NaClO_2 . Ответ мотивировать, написать молекулярные и ионные уравнения гидролиза.

296. Почему соли сульфат хрома и сульфид натрия в отдельности гидролизуются частично, а при совместном присутствии их в растворе - полностью? Ответ иллюстрировать уравнениями реакций.

297. Какие из пар солей взаимно усиливают гидролиз: а) $\text{Al}(\text{NO}_3)_3$ и ZnCl_2 ; б) $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ и Na_2CO_3 ; в) AlCl_3 и FeCl_3 ; г) K_2S и $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$? Объяснить причину взаимного усиления гидролиза, написать уравнения реакций.

298. Написать уравнения и вычислить константу гидролиза ацетата аммония. Определить степень гидролиза в децимолярном растворе. Можно ли считать гидролиз этого вещества необратимым процессом? Какова среда раствора этой соли?

299. Написать уравнения и вычислить константу гидролиза Na_2CO_3 по обеим ступеням. Определить степень гидролиза по обеим ступеням в 1 М растворе. Вычислить водородный показатель раствора. Есть ли необходимость при вычислении рН учитывать вклад второй ступени гидролиза?

300. Написать уравнения и вычислить константу гидролиза K_2SO_3 по обеим ступеням. Определить степень гидролиза по первой и второй ступени в 1 М растворе. Вычислить водородный показатель раствора. Есть ли необходимость при вычислении рН учитывать вклад второй ступени гидролиза?

Таблица 1

Варианты индивидуальных домашних заданий по общей химии

Номер варианта	Номер ИДЗ	Номера задач, относящихся к данному варианту									
		1	20	33	55	64	76	105	119	133	147
01	1	1	20	33	55	64	76	105	119	133	147
	2	160	169	181	210	217	229	244	260	281	293
02	1	2	21	34	56	65	77	91	120	134	148
	2	161	170	182	209	218	230	245	261	282	294
03	1	3	22	35	57	66	78	92	106	135	149
	2	162	171	183	208	219	231	246	262	283	295
04	1	4	23	36	58	67	79	93	107	121	150
	2	163	172	184	207	220	232	247	263	284	296
05	1	5	24	37	59	68	80	94	108	122	136
	2	164	173	185	206	221	233	248	264	285	297
06	1	6	25	38	60	69	81	95	109	123	137
	2	165	174	186	205	222	234	249	265	271	298
07	1	7	26	39	46	70	82	96	110	124	138
	2	151	175	187	204	223	235	250	266	272	299
08	1	8	27	40	47	71	83	97	111	125	139
	2	152	176	188	203	224	236	251	267	273	300
09	1	9	28	41	48	72	84	98	112	126	140
	2	153	177	189	202	225	237	252	268	274	286
10	1	10	29	42	49	73	85	99	113	127	141
	2	154	178	190	201	211	238	253	269	275	287
11	1	11	30	43	50	74	86	100	114	128	142
	2	155	179	191	200	212	239	254	270	276	288
12	1	12	19	44	51	75	87	101	115	129	143
	2	156	180	192	199	213	240	255	256	277	289
13	1	13	18	45	52	63	88	102	116	130	144
	2	157	166	193	198	214	226	241	257	278	290
14	1	14	17	31	53	62	89	103	117	131	145
	2	158	167	194	197	215	227	242	258	279	291
15	1	15	16	32	54	61	90	104	118	132	146
	2	159	168	195	196	216	228	243	259	280	292
16	1	3	19	33	53	64	80	96	111	127	137
	2	152	167	181	210	220	231	249	263	271	296
17	1	4	20	32	52	65	81	97	112	128	138
	2	153	168	183	209	221	232	250	264	272	297
18	1	5	21	31	51	66	82	98	113	129	139
	2	154	169	185	208	222	233	251	265	273	298
19	1	6	22	34	50	67	83	99	114	130	140
	2	155	170	187	207	223	234	252	266	274	299
20	1	7	23	35	49	68	84	100	115	131	141

Номер варианта	Номер ИДЗ	Номера задач, относящихся к данному варианту									
	2	156	171	189	206	224	235	253	267	275	300
21	1	8	24	36	48	69	85	101	116	132	142
	2	157	172	191	205	225	236	254	268	276	286
22	1	9	25	37	47	70	86	102	117	133	143
	2	158	173	193	204	211	237	255	269	277	287
23	1	10	26	38	46	71	87	103	118	134	144
	2	159	174	195	203	212	238	241	270	278	288
24	1	11	27	39	55	72	88	104	119	135	145
	2	160	175	182	202	213	239	242	256	279	289
25	1	12	28	40	56	73	89	105	120	126	146
	2	161	176	184	201	214	240	243	257	280	290
26	1	13	29	41	57	74	90	91	106	121	147
	2	162	177	186	200	215	226	244	258	281	291
27	1	14	30	42	58	75	79	92	107	122	148
	2	163	178	188	199	216	227	245	259	282	292
28	1	15	18	43	59	61	78	93	108	123	149
	2	164	179	190	198	217	228	246	260	283	293
29	1	1	17	44	60	62	77	94	109	124	150
	2	165	180	192	197	218	229	247	261	284	294
30	1	2	15	45	54	63	76	95	110	125	136
	2	151	166	194	196	219	230	248	262	285	295
31	1	5	22	36	46	71	89	99	109	122	140
	2	163	167	195	208	220	235	250	267	284	296
32	1	6	23	37	47	72	90	100	110	123	141
	2	164	168	191	203	221	236	252	259	283	297
33	1	7	24	38	48	73	76	101	111	124	142
	2	165	174	184	199	211	231	248	256	280	298
34	1	8	25	39	49	74	77	102	112	125	143
	2	151	175	183	200	212	232	250	258	281	299
35	1	9	26	40	50	75	78	103	113	126	144
	2	152	176	182	201	213	233	246	260	282	300
36	1	10	27	41	51	70	79	104	114	127	145
	2	153	177	181	202	214	234	252	262	283	286
37	1	11	28	42	52	69	80	105	115	128	146
	2	154	178	182	203	215	235	244	264	284	287
38	1	12	29	43	53	68	81	98	116	129	147
	2	155	179	183	204	216	236	242	266	285	288
39	1	13	30	44	54	67	82	97	117	130	148
	2	156	180	184	205	217	237	254	268	271	289
40	1	14	16	45	55	66	83	96	118	131	149
	2	157	166	185	206	218	238	241	270	272	290
41	1	15	17	31	56	64	84	95	119	132	150

Номер варианта	Номер ИДЗ	Номера задач, относящихся к данному варианту									
	2	158	167	186	207	219	239	243	257	273	291
42	1	1	18	32	57	65	85	94	120	133	136
	2	159	168	187	208	220	240	245	259	274	292
43	1	2	19	33	58	63	86	93	106	134	137
	2	160	169	188	209	221	226	247	261	275	293
44	1	3	20	34	59	62	87	92	107	135	138
	2	161	170	189	210	222	227	249	263	276	294
45	1	4	21	35	60	61	88	91	108	121	139
	2	162	171	190	196	223	228	251	265	277	295
46	1	7	16	33	48	64	76	95	107	127	150
	2	163	172	191	197	224	229	253	267	278	296
47	1	8	18	36	50	67	78	97	109	128	148
	2	164	173	192	198	225	230	255	269	279	297
48	1	9	20	39	52	70	80	99	111	129	146
	2	165	174	193	199	215	233	246	256	280	298
49	1	10	22	42	54	73	82	101	113	130	144
	2	157	175	194	200	216	236	247	257	281	299
50	1	5	24	45	56	75	84	103	116	131	142
	2	161	176	195	203	217	238	248	258	282	300

4.2.2. Индивидуальное домашнее задание 2

Часть II. Неорганическая химия

Глава 1. Введение в неорганическую химию

301.С позиций периодического закона объяснить, почему оксиды химических элементов, находящихся в начале периодов, могут реагировать с оксидами элементов, находящихся в конце периода. Могут ли вступать в реакции оксиды элементов, расположенных в одной группе? Ответ пояснить уравнениями реакций.

302. По какому признаку химические элементы подразделяются на металлы и неметаллы? Где в периодической системе проходит граница между металлами и неметаллами? Почему она условна?

303. Объяснить повышение максимально устойчивой степени окисления s- и p-элементов в периодах и ее понижение в подгруппах p-элементов, например: S(+6), Se(+4), Te(+4), Po(+2).

304. Почему простых веществ (более 300) гораздо больше числа химических элементов в периодической системе (110)?

305. Является ли стандартный электродный потенциал простых веществ периодическим свойством и почему положение многих веществ в этом ряду не согласуется с ионизационным потенциалом их атомов?

306. Почему элементы, расположенные в начале периодов, образуют основные оксиды, а в конце – кислотные? Привести примеры. Как изменяются кислотно-основные свойства оксидов в группах s- и p-элементов? Уравнениями реакций показать химические свойства оксидов.

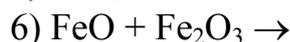
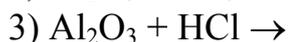
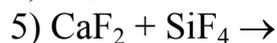
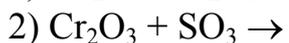
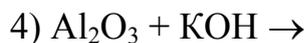
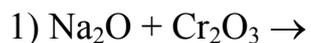
307. Почему дипольный момент и доля ионности химической связи в оксидах по периодам уменьшается, а по группам увеличивается (для s- и p-элементов)? Каким образом это отражается на химических и физических свойствах оксидов?

308. Как и почему с увеличением атомного номера химических элементов изменяются свойства их гидроксидов? Ответ пояснить схемами электролитической диссоциации гидроксидов и уравнениями реакций между ними.

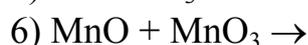
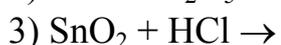
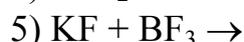
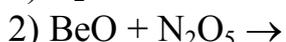
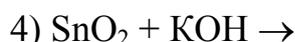
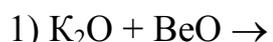
309. Как изменяется при возрастании атомного номера элементов тип химической связи в оксидах и как это отражается на свойствах оксидов? Ответ пояснить примерами и уравнениями реакций.

310. Как изменяются свойства сульфидов с увеличением атомного номера химических элементов? Ответ пояснить примерами и уравнениями реакций.

311. Закончить уравнения кислотно-основных реакций, назвать продукты:



312. Закончить уравнения кислотно-основных реакций, назвать продукты:



313. Гидролиз одготипных веществ является периодическим свойством. Как изменяется состав продуктов и константа гидролиза одготипных соединений по периодам и группам? Написать уравнение гидролиза хлоридов фосфора (III), мышьяка (III), сурьмы (III) и висмута (III).

314. Как изменяется константа гидролиза одготипных веществ по периодам и группам? Написать уравнение гидролиза в молекулярном и ионно-молекулярном виде следующих веществ: KBr, MgBr₂, AlBr₃, SiBr₄

315. На примере ряда кислот: H_3AlO_3 — H_2SiO_3 — H_3PO_4 — H_2SO_4 — HClO_4 сформулировать правило, по которому изменяется сила кислот, образованных элементами одного периода. Имеет ли эта характеристика численный показатель?

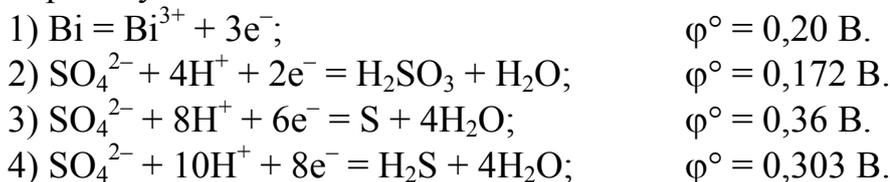
316. Температура разложения карбонатов на оксиды (по схеме: $\text{MeCO}_3 \rightarrow \text{MeO} + \text{CO}_2$) является периодическим свойством: в периодах она уменьшается, а в подгруппах s- и p-элементов возрастает. Объяснить эту закономерность с позиций строения вещества и химической термодинамики.

317. Какие металлы взаимодействуют с водой? Ответ пояснить с позиции термодинамики и кинетики.

318. Написать уравнение реакций со щелочами следующих простых веществ: а) алюминия с раствором KOH; б) алюминия с расплавом KOH; в) хлора с раствором KOH.

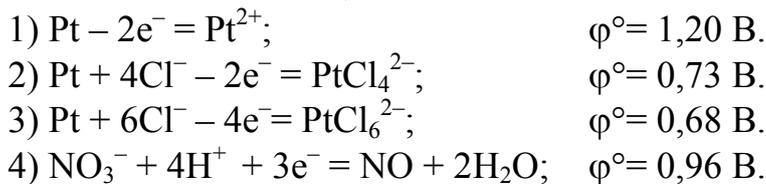
319. Смесь азотной кислоты с фтороводородной является очень сильным окислителем, она окисляет даже такие металлы, которые устойчивы в «царской водке» (W, Nb, Ta). Почему? Написать уравнения соответствующих реакций.

320. Исходя из приведенных полуреакций и их стандартных окислительно-восстановительных потенциалов, записать схемы всех возможных реакций висмута с серной кислотой и выбрать среди них наиболее вероятную.



321. Алюминий в холодной азотной кислоте пассивируется, а с горячей азотной кислотой реагирует. Пояснить причину пассивации алюминия и других металлов. Составить уравнения реакции алюминия с горячей азотной кислотой. Уравнять методом полуреакций.

322. При взаимодействии платины с «царской водкой» азотная кислота восстанавливается до NO, а окисление платины возможно до ионов Pt^{2+} , PtCl_4^{2-} или PtCl_6^{2-} . Написать схемы реакций и выбрать из них наиболее вероятную, исходя из значений окислительно-восстановительных потенциалов.



323. Написать уравнения реакций взаимодействия магния с разбавленной и концентрированной азотной кислотой. Какие объемы газов выделяются в обеих реакциях (при н.у.) при взаимодействии 48,6 г магния? В каком случае расход кислоты больше?

324. Написать возможные схемы реакций цинка с концентрированной серной кислотой и выбрать из них термодинамически более вероятную (использовать окислительно-восстановительные потенциалы). Уравнять методом полуреакций.

325. Азотная и соляная кислоты сами по себе золото не окисляют, а в смеси («царская водка») – растворяют. Как объяснить этот факт? Какую функцию выполняет каждая кислота при взаимодействии «царской водки» с золотом?

Глава 2. Водород и галогены

326. Йод содержится в морских водорослях в виде йодида калия. Их сжигают, золу обрабатывают водой, получается раствор, содержащий 4,5 % KI. Йод выделяют из этого раствора добавлением MnO_2 и H_2SO_4 . Сколько тонн раствора и сколько кг MnO_2 требуется для получения 1 тонны йода?

327. Как получить хлорную известь, исходя из: карбоната кальция, хлорида натрия и воды? Написать уравнения реакций, которые необходимо для этого осуществить. Какие при этом получают побочные продукты?

328. Почему для получения газообразного хлороводорода пользуются концентрированной серной кислотой и хлоридом натрия? Можно ли использовать разбавленную H_2SO_4 и раствор NaCl? Можно ли использовать вместо серной азотную кислоту?

329. Техническая поваренная соль содержит примеси. При смешивании 1 г этой соли с избытком MnO_2 в присутствии серной кислоты выделилось 179,2 мл хлора (н.у.). Вычислить содержание NaCl в технической поваренной соли в масс. %.

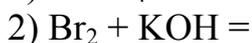
330. Как изменяется гидролизуемость солей в ряду $KClO$ — $KClO_2$ — $KClO_3$ — $KClO_4$ и в ряду $KClO$ — $KBrO$ — KIO ? Записать молекулярные и ионно-молекулярные уравнения возможных реакций гидролиза.

331. Какие из частиц галогенов – молекулы, атомы, ионы – способны выполнять функцию лигандов в комплексных соединениях, какие из них и почему образуют наиболее прочные комплексы?

332. Объяснить, почему фтор, в отличие от других галогенов, во всех соединениях одновалентен и не имеет положительных степеней окисления.

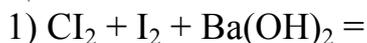
333. Вычислить массовую долю (в %) KClO_3 в растворе, если 3,21 г этого раствора, взаимодействуя с избытком KI (в присутствии серной кислоты) образует 0,635 г йода.

334. Закончить уравнения реакций с участием соединений галогенов и уравнивать методом полуреакций.



Вычислить молярную массу эквивалентов окислителя и восстановителя в реакции (1).

335. Закончить уравнения реакций с участием галогенов и уравнивать методом полуреакций.



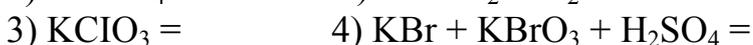
Определить окислитель и восстановитель в реакции (2), изобразить их структурные формулы.

336. Закончить уравнения реакций с участием соединений галогенов и уравнивать методом полуреакций.



Вычислить молярную массу эквивалентов окислителя и восстановителя в реакции (1).

337. Закончить уравнения реакций с участием галогенов, указать тип ОВР, реакции (1) и (2) уравнивать методом полуреакций.



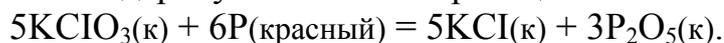
338. Используя метод молекулярных орбиталей, объяснить, почему химическая связь в молекулярном ионе F_2^+ более прочная (305 кДж/моль), чем в молекуле F_2 (155 кДж/моль).

339. Описать образование химических связей и геометрическое строение молекулы ClF_5 , которая имеет форму тетрагональной пирамиды.

340. Используя метод ВС, объяснить изменение энергии связи в молекулах галогенов (кДж/моль): F_2 (155), Cl_2 (239), Br_2 (190), I_2 (149), At (117). Почему при переходе от фтора к хлору энергия связи увеличивается, а в дальнейшем уменьшается?

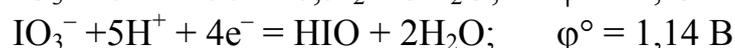
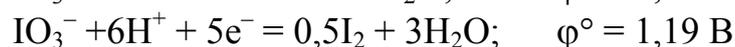
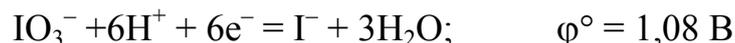
341. С позиций строения вещества объяснить изменение констант диссоциации галогеноводородных кислот в ряду HF ($6,6 \cdot 10^{-4}$) — HCl ($\sim 10^8$) — HBr ($\sim 10^9$) — HI ($\sim 10^{10}$)

342. Вычислить стандартную энтальпию реакции



Объяснить причину взрыва, который происходит при ударе или растирании смеси бертолетовой соли с красным фосфором.

343. Окислительно-восстановительные потенциалы полуреакций равны:

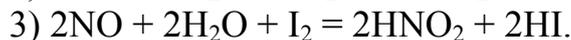


Определить наиболее вероятный продукт восстановления иодат-ионов под действием сернистой кислоты в кислой среде.

344. Чем объяснить, что электролитическая и термическая диссоциация молекул HF требует разных энергетических затрат.



345. Используя окислительно-восстановительные потенциалы, определить термодинамическую возможность протекания при стандартных условиях следующих реакций



346. Сколько граммов дихромата калия и сколько мл раствора соляной кислоты с массовой долей HCl 39 % и плотностью 1,2 кг/л необходимо взять для реакции, чтобы с помощью образовавшегося хлора окислить 0,1 моль хлорида железа (II) до хлорида железа (III)?

347. Какой объем раствора иодида калия с массовой долей KI 8 % и плотностью 1,06 кг/л был обработан хлоридом железа (III), если при выходе реакции 80 % масса полученного йода составила 200 граммов?

348. Сколько граммов бромид натрия и диоксида марганца и какой объем серной кислоты с массовой долей H₂SO₄ 12 % и плотностью 1,08 г/мл затрачивается на получение 200 граммов брома при выходе реакции 90 %?

349. К одному литру бромоводородной кислоты с массовой долей 60 % и плотностью 1,679 кг/л добавили 500 г кристаллического перманганата калия. Сколько граммов брома было получено и сколько граммов перманганата калия оказалось в избытке?

350. К 1,5 литра соляной кислоты с массовой долей HCl 38 %, плотностью 1,19 г/мл добавили дихромат калия. Сколько литров (н.у.) хлора выделилось в результате реакции, если выход хлора составил 80 %?

Глава 3. Халькогены

351. Раствор, содержащий 5,12 г серы в 100 г сероуглерода, кипит при 46,57 °С. Температура кипения чистого сероуглерода 46,20 °С. Эбуллиоскопическая константа сероуглерода 2,37. Вычислить молекулярную массу серы и установить из скольких атомов состоит молекула серы.

352. Кислород можно получать электролизом многих веществ. Привести формулы и названия таких веществ и схему электролиза одного из них.

353. Можно ли применять азотную кислоту для получения сероводорода из сульфидов? Составить уравнение реакции FeS с концентрированной азотной кислотой, уравнивать методом полуреакций.

354. Селен и теллур могут быть получены из H_2SeO_4 и H_6TeO_6 при их восстановлении сильными восстановителями. Составить молекулярные уравнения: а) теллуровой кислоты с диоксидом серы; б) селеновой кислоты с гидразином.

355. Написать названия веществ: K_2Se , $KHSe$, K_2SO_3 , $Na_2S_2O_3$, $AlOHSO_4$, $NaHSO_4$. Написать в молекулярном и ионном виде уравнения реакций получения солей $NaHSO_4$ и $AlOHSO_4$

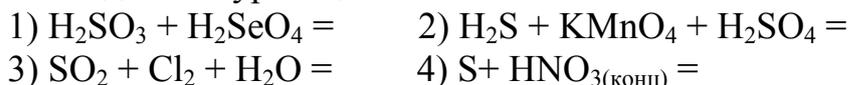
356. Написать названия веществ: K_2SeO_4 , K_2S , SBr_4 , As_2S_3 , $Na_2S_2O_3$. Указать среди них сульфоангидрид, галогенангидрид и сульфид, растворимый в воде. Их отличительные признаки показать уравнениями реакций.

357. При гидролизе какого вещества: K_2S , K_2SO_3 или $(NH_4)_2S$ полнота гидролиза будет наибольшей? Ответ обосновать, написать уравнения гидролиза всех трех веществ в молекулярном и ионном виде.

358. Объяснить, почему ZnS и PbS можно получить обменной реакцией в водном растворе, а Al_2S_3 и Cr_2S_3 нельзя? Предложить способ получения Al_2S_3 и Cr_2S_3 .

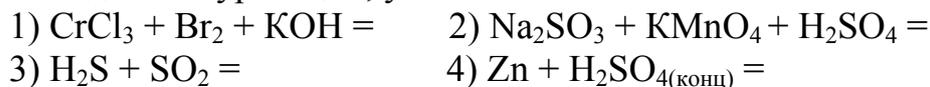
359. Какой объем H_2S (7 °С и 96 кПа) следует пропустить через 400 мл раствора $KMnO_4$ с массовой долей 6 % и плотностью 1,04 г/мл, подкисленного серной кислотой, до полного восстановления $KMnO_4$?

360. Закончить уравнения окислительно-восстановительных реакций, уравнивать методом полуреакций.



Вычислить молярную массу эквивалентов окислителя и восстановителя в уравнении (2).

361. Закончить уравнения окислительно-восстановительных реакций, уравнивать методом полуреакций, указать тип ОВР.



Назвать и построить структурные формулы окислителя и восстановителя в реакции (2).

362. Сравнить окислительно-восстановительные свойства халькогено-водородов в газообразном состоянии и в водных растворах. Могут ли вода и сероводород выступать в роли окислителей? Ответ иллюстрировать уравнениями реакций.

363. Сколько мл серной кислоты с массовой долей 50 % ($\rho = 1,4$ кг/л) необходимо взять для приготовления 500 мл 0,5 н раствора? Написать схему диссоциации серной кислоты. Охарактеризовать состояние гибридизации атомов серы в ионе SO_4^{2-} , изобразить геометрическую конфигурацию иона.

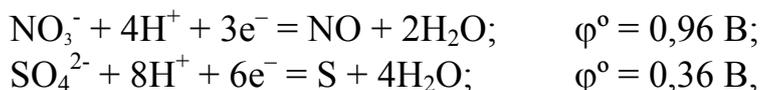
364. Охарактеризовать наиболее вероятные состояния гибридизации атомов серы в молекулах SF_6 , SCl_2 , SOCl_2 , SO_2Cl_2 и изобразить пространственную конфигурацию этих молекул.

365. Энергия связи в молекуле O_2 равна 493 кДж/моль. Почему в частице O^{2+} она выше (628 кДж/моль), а в частице O^{2-} - ниже (407 кДж/моль) этой величины?

366. Объяснить, почему молекулы соединений р-элементов шестой группы с водородом имеют угловое строение, и почему валентный угол уменьшается: H_2O (104,5 °); H_2S (92 °); H_2Se (91 °); H_2Te (90 °)?

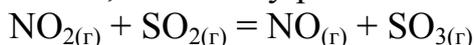
367. Учитывая стандартные окислительно-восстановительные потенциалы, оценить возможность использования гидридов H_2S , H_2Se , H_2Te в качестве восстановителей в процессе $\text{Fe}^{2+} \rightarrow \text{Fe}$. Какие продукты образуются при пропускании сероводорода в раствор сульфата железа (II)?

368. Учитывая стандартные окислительно-восстановительные потенциалы полуреакций



сделать вывод о том, может ли сера окисляться азотной кислотой до серной кислоты; если – да, то записать уравнение реакции.

369. Рассчитать, используя соответствующие термодинамические характеристики соединений, константу равновесия реакции



в стандартных условиях и оценить полноту превращения веществ.



370. Какие химические реакции лежат в основе контактного и нитрозного методов получения серной кислоты? Рассмотреть термодинамические и кинетические особенности протекания этих реакций.

371. Сколько граммов хлората калия, содержащего 4 % примесей, следует взять для получения 25 л кислорода при 37 °С и 101,3 кПа?

372. Сколько граммов $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ способно вступить в реакцию с 250 мл 0,2 н раствора йода, если известно, что продуктами реакции являются тетрагидрат натрия ($\text{Na}_2\text{S}_4\text{O}_6$) и йодид натрия?

373. Какова молярная концентрация и рН раствора сернистой кислоты, полученной растворением в 100 мл воды сернистого газа, выделившегося при взаимодействии 3,2 г меди с концентрированной серной кислотой?

374. Сколько граммов хлорсульфоновой кислоты вступило в реакцию с водой, если для нейтрализации продуктов гидролиза израсходовано 25 мл 1,2 н раствора гидроксида натрия?

375. При 900 °С плотность паров серы по воздуху равна 2,207. Сколько атомов входит в состав молекулы серы в этом состоянии?

Глава 4. p-Элементы пятой группы

376. Сколько граммов мышьяковой кислоты в чистом виде можно получить при растворении мышьяка в 400 мл раствора азотной кислоты с массовой долей HNO_3 63 % ($\rho = 1,38$ г/мл)?

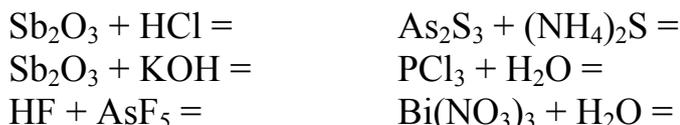
377. Сколько граммов раствора сульфида натрия с массовой долей Na_2S 10 % потребуется для превращения 15 г As_2S_5 в тиоарсенат натрия?

378. Для получения азота в лабораторных условиях можно использовать реакцию термического разложения дихромата аммония. Написать уравнение реакции. Сколько граммов этого вещества, содержащего 2 % примесей, необходимо для получения 30 литров азота?

379. Можно ли для получения свободного фосфора из фосфатов использовать в качестве восстановителя углерод, магний, алюминий? Выбор восстановителя обосновать термодинамически, написать соответствующее уравнение реакций.

380. Сульфиды мышьяка, сурьмы и висмута (III) практически не растворимы в воде (величины ПР соответственно равны $9,5 \cdot 10^{-16}$; $2,9 \cdot 10^{-59}$; $1,1 \cdot 10^{-27}$). В чем можно растворить эти сульфиды? Рассмотреть особенности реакций, лежащих в основе их растворения.

381. Написать продукты кислотно-основных реакций и реакций гидролиза.



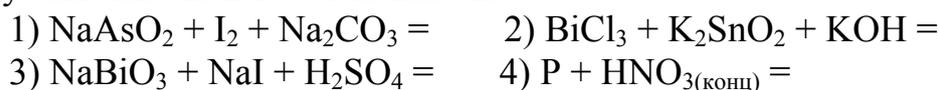
Написать названия продуктов реакции.

382. Сколько граммов Mg_3N_2 подверглось разложению водой, если для солеобразования с продуктами гидролиза потребовалось 150 мл раствора HCl с массовой долей 4 % ($\rho = 1,02$ г/мл)?

383. Написать уравнения реакций взаимодействия фосфида кальция с водой, соляной и хлорноватистой кислотами.

384. Какие из соединений азота: NH_3 , N_2H_4 , NH_2OH , HN_3 , NO , N_2O_3 , NO_2 , N_2O_5 могут получаться в качестве продуктов восстановления азотной кислоты металлами? Привести примеры уравнений соответствующих реакций, подобрать коэффициенты методом полуреакций.

385. Закончить уравнения окислительно-восстановительных реакций, уравнивать методом полуреакций, в реакции (2) вычислить эквивалентную массу окислителя и восстановителя.



386. Написать уравнения реакций термического разложения нитратов $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$, $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$, AgNO_3 , NH_4NO_3 , $\text{Mn}(\text{NO}_3)_2$. Указать тип этих реакций с точки зрения ОВР.

387. Чем обусловлена более сильная, чем у азотной кислоты, окисляющая способность «царской водки»? Написать уравнения реакций взаимодействия золота и платины с «царской водкой». Уравнивать методом полуреакций.

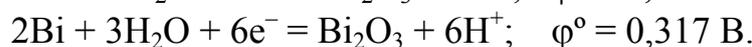
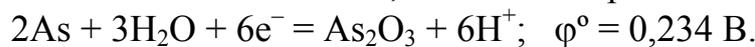
388. Используя теории ВС и МО, объяснить высокую прочность молекулы NO (627 кДж/моль).

389. Какую геометрическую конфигурацию имеют молекулы PCl_3 , PCl_5 и ион PCl_6^- ? Чем обусловлено различие строения этих частиц?

390. Как изменяется устойчивость водородных соединений элементов от мышьяка к висмуту? Какое из них разлагается уже в момент своего образования? Как и почему изменяется устойчивость sp^3 -гибридного состояния орбиталей в атомах р-элементов пятой группы от азота к висмуту?

391. Из скольких атомов состоит при обычных условиях молекула фосфора и какое она имеет строение? Почему двухатомные молекулы P_2 , As_2 , Sb_2 нестабильны в обычных условиях, в то время как молекула N_2 относится к числу наиболее устойчивых?

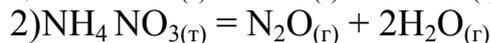
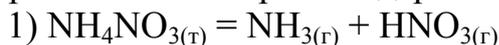
392. С учетом окислительно-восстановительных потенциалов приведенных полуреакций определить могут ли металлические мышьяк, сурьма, висмут взаимодействовать с водой, соляной и серной кислотами?



393. При нагревании оксида азота (IV) в закрытом сосуде при некоторой температуре установилось равновесие, которому соответствует следующие концентрации реагирующих веществ (моль/л): $[\text{NO}_2] = 0,06$; $[\text{NO}] = 0,24$ и $[\text{O}_2] = 0,12$. Вычислить константу равновесия при данной температуре и исходную концентрацию NO_2 .

394. Сколько граммов Sb_2S_3 можно растворить в 200 мл раствора HNO_3 с массовой долей 60 % ($\rho = 1,68$ кг/л)? Какой объем (н.у.) оксида азота (II) выделится при этом?

395. Сравнить термодинамическую возможность процессов термического разложения нитрата аммония при стандартных условиях в соответствии со схемами:



Какая из этих реакций термодинамически более вероятна?

396. Определить содержание азота в сульфате аммония, мочеvine и аммиачной селитре. Какое из этих удобрений наиболее богато азотом?

397. Определить молярную концентрацию сульфата аммония, если при окислении 500 мл этого раствора гипобромитом натрия в щелочной среде выделилось 560 мл азота (н.у.).

398. Сколько литров газа (н.у.) выделится при взаимодействии 20 г тиоарсената натрия с 200 мл раствора соляной кислоты с массовой долей HCl 36 % ($\rho = 1,178$ кг/л)?

399. Сколько граммов диоксида марганца и мл соляной кислоты с массовой долей HCl 36 % ($\rho = 1,14$ кг/л) потребуется для получения хлора, достаточного для окисления в щелочной среде 23,3 г оксида висмута (III) в висмутат натрия?

400. Сколько граммов гидразина необходимо для обесцвечивания 100 мл 0,2 н раствора перманганата калия в кислой среде?

Глава 5. p-Элементы четвертой группы

401. Определить теоретический расход сырья – соды, известняка и кремнезема на получение одной тонны оконного стекла.

402. Какие вещества, кроме SiO_2 , требуются для получения фторосиликата K_2SiF_6 из флюорита CaF_2 ? Написать уравнения последовательных реакций, которые для этого надо провести.

403. Какие химические реакции лежат в основе промышленных методов получения олова и свинца?

404. Как получить оксид углерода (II)? На каком свойстве основано его применение в металлургии? Записать уравнения реакций, протекающих в доменном процессе.

405. Закончить уравнения кислотно-основных реакций и назвать полученные продукты.



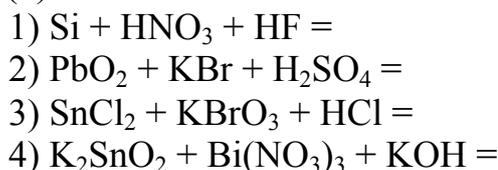
406. Как изменяется кислотно-основной характер оксидов и гидроксидов элементов при переходе от германия к свинцу и с увеличением степени окисления каждого элемента? Ответ иллюстрировать уравнениями реакций.

407. Как отделить SnS от SnS₂ и GeS от GeS₂? Какие из сульфидов олова и германия имеют свойства тиоангидридов? Написать уравнения реакций.

408. Какое соединение более гидролизуется в водном растворе: SnCl₂ или SnCl₄? В каком растворе при одинаковой молярной концентрации больше pH? Какое соединение образует SnCl₄ с продуктом гидролиза? Написать уравнения реакций.

409. Олово растворяется в концентрированной соляной кислоте, тогда как растворение свинца в HCl идет с трудом. Чем это можно объяснить? Написать уравнения реакций свинца с концентрированным раствором NaOH, а олова – с концентрированной азотной кислотой.

410. Закончить уравнения окислительно-восстановительных реакций, вычислить молярную массу эквивалентов окислителя и восстановителя в реакции (4).



411. Сколько кг кремния и какой объем раствора щелочи с массовой долей NaOH 32 % ($\rho = 1,35$ кг/л) потребуется для получения 15 м³ водорода, собранного при 17 °С и 98,6 кПа?

412. Продуктами окисления щавелевой кислоты являются CO₂ и H₂O. Какой объем раствора щавелевой кислоты, содержащей 7 % H₂C₂O₄ ($\rho = 1,02$ кг/л), можно окислить в сернокислом растворе при действии 75 мл 0,08 н раствора KMnO₄?

413. Объяснить с позиций строения вещества, почему образование иона SiF_6^{2-} по реакции: $\text{SiF}_4 + 2\text{F}^- = \text{SiF}_6^{2-}$ возможно, а образование иона CF_6^{2-} невозможно.

414. Используя метод ВС, объяснить химические связи и геометрическое строение молекул CH_4 , CO_2 , CS_2 , C_2H_2 . Сколько σ - и π -связей образует атом углерода в каждой из этих молекул?

415. Используя метод МО, описать химическую связь в молекуле оксида углерода (II), определить кратность связи и магнитные свойства молекулы. Как изменяется энергия связи при отрыве электрона от этой молекулы?

416. Показать электронное строение молекулы CO и объяснить ее способность образовывать особую группу комплексных соединений – карбонилы, привести примеры карбониллов.

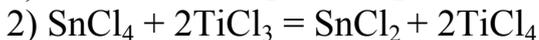
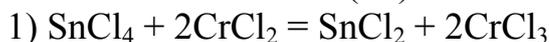
417. При взаимодействии 0,5 г известняка с соляной кислотой было получено 75 мл CO_2 (23 °С, 104 кПа). Определить процентное содержание карбоната кальция в данной навеске известняка.

418. Как объяснить, что термодинамически невозможная в стандартных условиях реакция



идет при высокой (900–1000 °С) температуре?

419. Используя справочные значения окислительно-восстановительных потенциалов, определить в каком случае достигается более полное восстановление олова (IV) в кислой среде.



420. Используя значения ΔG°_{298} образования газообразных CF_4 , CCl_4 , CBr_4 , CI_4 , соответственно равные –888, –60,6, 66,9 и 260,9 кДж/моль, сравнить устойчивость тетрагалогенидов углерода, и оценить возможность их синтеза из простых веществ.

421. Какой объем однонормального раствора гидроксида калия необходимо добавить к 100 мл раствора хлорида олова (II) с концентрацией 4% и плотностью 1,03 г/мл, чтобы перевести хлорид олова (II) в тетрагидроксостаннат(II) калия?

422. Исходя из энтальпий реакций:



определить массу угля, которую необходимо добавить к одной тонне известняка для возмещения тепла, затрачиваемого на его разложение.

423. Какой объем 20%-й азотной кислоты ($\rho = 1,14$ г/мл) потребуется для растворения 100 г «припоя», в котором массовые доли олова и свинца соответственно равны 70 % и 30 %?

424. Выпадет ли осадок гидроксида свинца (II) ($\text{IP Pb}(\text{OH})_2 = 10^{-20}$), если к 10 мл 0,2 н раствора нитрата свинца (II) добавить 10 мл 0,1 н раствора аммиака?

425. На восстановление 20 мл подкисленного 0,2 н раствора дихромата калия было затрачено 40 мл раствора хлорида олова (II). Рассчитать эквивалентную концентрацию раствора хлорида олова (II) и эквивалентную массу растворённого вещества.

Глава 6. p-Элементы третьей группы

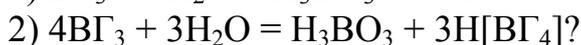
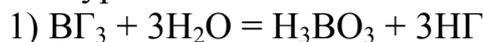
426. Глинозем и алюминий получают в нашей стране из нефелина $\text{Na}_2\text{O} \cdot \text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 2\text{SiO}_2$. Определить массовую долю (%) Al_2O_3 в нефелине, если содержание примесей в нем составляет 12 %.

427. Предложить способ получения технически важного продукта – сульфата алюминия: а) из глинозема; б) из каолинита; в) из металлического алюминия.

428. Записать уравнения реакций получения бора из природного соединения – буры.

429. При получении алюминия электролизом используется расплавленный электролит. Почему? С какой целью в состав электролита вводится криолит Na_3AlF_6 ? Составить схему электролиза (электродные процессы и уравнение процесса электролиза в целом).

430. Какие из галогенидов бора гидролизуются соответственно уравнению 1, а какие – уравнению 2?



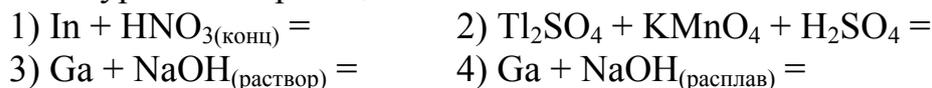
Объяснить причину разного отношения галогенидов бора к воде.

431. Показать уравнениями реакций, как изменяются свойства оксидов p-элементов третьей группы. Проявляется ли в этом периодический закон Д.И. Менделеева?

432. Объяснить, почему не взаимодействующий с водой алюминий взаимодействует с водными растворами NH_4Cl и Na_2CO_3 ; написать уравнения соответствующих реакций.

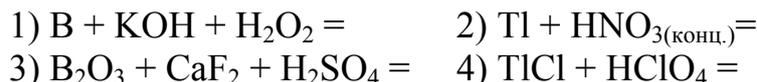
433. Показать схемами диссоциации и уравнениями реакций, как изменяются свойства гидроксидов в ряду $\text{B}(\text{OH})_3 - \text{Al}(\text{OH})_3 - \text{Ga}(\text{OH})_3 - \text{Tl}(\text{OH})_3$. Объяснить наблюдаемую закономерность.

434. Закончить уравнения реакций:



Подобрать коэффициенты в уравнениях 1 и 2 методом полуреакций. В уравнении 2 вычислить молярную массу эквивалентов окислителя и восстановителя.

435. Закончить уравнения реакций; подобрать коэффициенты методом полуреакций.



Назвать полученные продукты реакций.

436. Какой объем 50%-й азотной кислоты ($\rho = 1,31$ г/мл) потребуется для растворения 100 г сульфида индия In_2S_3 , если продуктом восстановления HNO_3 будет только оксид азота (II)?

437. Алюминий получают электролизом Al_2O_3 в расплавленном криолите. Написать схемы электродных процессов и уравнение электролиза. Сколько алюминия получится при электролизе одной тонны Al_2O_3 и каким будет время электролиза при силе тока 4000 А, если выход по току 94,8 %?

438. Используя метод ВС, объяснить образование и сравнить геометрическое строение молекулы AlF_3 и иона AlF_6^{3-} .

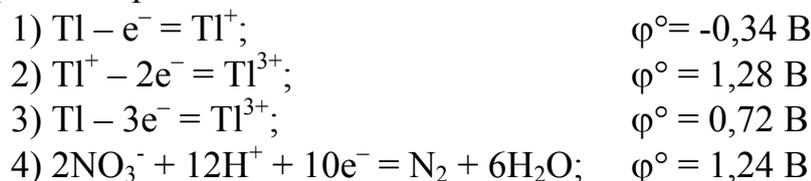
439. Объяснить образование и сравнить геометрическое строение молекулы BF_3 и комплексного аниона BF_4^- .

440. Объяснить с позиций строения вещества, почему многие соединения бора являются кислотами Льюиса, привести примеры таких соединений, показать их взаимодействия с основаниями Льюиса.

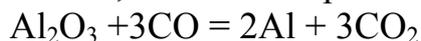
441. Объяснить и схематически показать трехцентровые (мостиковые) химические связи в диборане B_2H_6 .

442. Какой объем 2 М раствора NH_4OH теоретически необходим для осаждения $\text{Al}(\text{OH})_3$ из 200 мл 30 %-го раствора хлорида алюминия, плотность которого 1,3 г/мл?

443. Исходя из приведенных полуреакций, написать уравнение наиболее вероятной реакции таллия с азотной кислотой.



444. Установить расчетом, в каком направлении идет реакция:



при 800 К. Какое вещество (СО или Al) – является более сильным восстановителем при этой температуре?

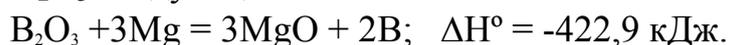
445. Растворимость иодида таллия(I) составляет при 20 °С около 0,006 г в 100 г воды. Вычислить произведение растворимости этой соли.

446. Рассчитать, используя соответствующие термодинамические характеристики, тепловой эффект и энергию Гиббса реакции взаимодействия алюминия с углекислым газом в стандартных условиях. Сделать вывод о возможности сгорания алюминия в углекислом газе.

447. Сколько кг ортоборной кислоты H_3BO_3 и какой объем 23 %-го раствора Na_2CO_3 ($\rho = 1,25$ кг/л) необходимо затратить на получение одной тонны буры $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$?

448. Какой объем воды потребуется для растворения одного грамма сульфата таллия (I), произведение растворимости которого равно $4 \cdot 10^{-3}$?

449. Термохимическое уравнение магнийтермического восстановления бора из B_2O_3 следующее:



Определить стандартную энтальпию образования оксида бора (III).

450. Какой процесс наблюдается при действии воды на амальгамированный алюминий. Указать причину энергичного растворения амальгамированного алюминия в воде. Что происходит с ним на воздухе?

Глава 7. Химия s-элементов

451. Назвать природные соединения s-элементов первой группы периодической системы. Какими способами получают из них соответствующие простые вещества. Описать отношение простых веществ к воде, кислотам, щелочам, действию кислорода воздуха.

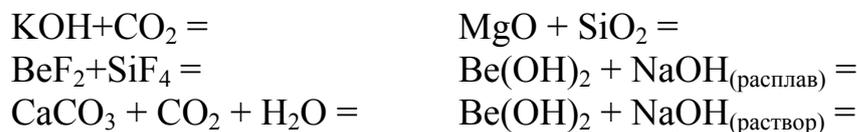
452. Один из способов получения лития – электролиз расплава хлорида лития. Сколько граммов лития можно получить за 10 ч электролиза при силе тока 100 А, если выход по току равен 60 %.

453. Натрий обычно получают электролизом расплава гидроксида натрия. Составить схему электролиза. Вычислить массу натрия, получаемого за 5 часов электролиза при силе тока 100 А и выходе по току 90 %.

454. Из каких природных соединений и какими способами получают металлы второй группы периодической системы? Описать их отношение к воде, кислотам, щелочам и кислороду воздуха.

455. Какое различие в свойствах соединений магния и бериллия используется для разделения $\text{Be}(\text{OH})_2$ и $\text{Mg}(\text{OH})_2$; BeCO_3 и MgCO_3 ; BeF_2 и MgF_2 ?

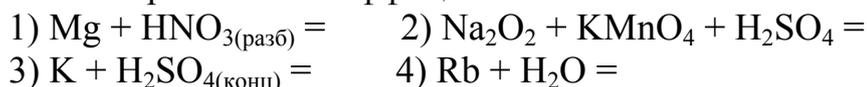
456. Закончить уравнения реакций, назвать полученные продукты реакций.



457. К раствору, содержащему ионы Ca^{2+} , Sr^{2+} , Ba^{2+} добавляется по каплям сульфат натрия. Какие вещества выпадают в осадок и в какой последовательности? Ответ обосновать.

458. Объяснить и показать уравнениями реакций, почему раствор хлорида бериллия (II) имеет кислую среду, а раствор цианида бария $\text{Ba}(\text{CN})_2$ – щелочную.

459. Закончить уравнения окислительно-восстановительных реакций, расставить стехиометрические коэффициенты.

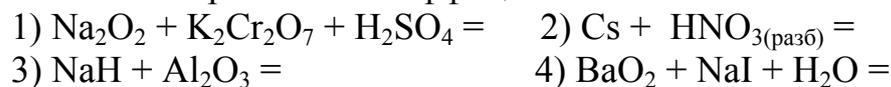


В реакции (1) вычислить эквивалентные массы окислителя и восстановителя.

460. Как взаимодействуют металлы главной подгруппы второй группы с кислотами и щелочами? Ответ подтвердить уравнениями реакций.

461. При электролизе водного раствора хлорида лития в течении 5 ч при силе тока 1000 А получено 35 л 10%-го раствора LiOH ($\rho = 1,107$ кг/л). Составить схему электролиза, определить выход гидроксида лития в % от теоретического.

462. Закончить уравнения окислительно-восстановительных реакций, расставить стехиометрические коэффициенты.



В реакции (1) вычислить молярную массу эквивалентов окислителя и восстановителя.

463. Почему ион Be^{2+} является лучшим комплексообразователем, чем ионы остальных s-элементов второй группы? Привести примеры комплексных соединений бериллия, объяснить химические связи и изобразить геометрическое строение комплексных ионов.

464. При каких условиях существуют двухатомные молекулы щелочных металлов? Определить, используя представления теории МО, кратность связи в таких молекулах. Чем объяснить уменьшение устойчивости молекул в ряду $\text{Li}_2 - \text{Cs}_2$?

465. Какого типа кристаллическая решетка (молекулярная, атомная, ионная, металлическая) характерна для металлического калия, оксида, гидроксида, хлорида, сульфата и карбоната калия?

466. Какой тип гибридизации атомных орбиталей бериллия и магния будет в их соединениях с водородом и галогенами? Изобразить геометрическое строение этих соединений.

467. При взаимодействии 10 г амальгамы натрия с водой был получен раствор щелочи. Для нейтрализации этого раствора потребовалось 50 мл 0,5 н раствора кислоты. Определить массовую долю натрия в амальгаме.

468. Произведение растворимости SrCO_3 равно $1,1 \cdot 10^{-10}$. Смешали одинаковые объемы 0,01 н растворов SrCl_2 и Na_2CO_3 . Образуется ли осадок карбоната стронция?

469. Сколько граммов карбоната натрия надо добавить к 5 л воды, чтобы устранить общую жесткость, равную 4,6 мэк/л?

470. В 1 л воды содержится 3,8 мг ионов Mg^{2+} и 108 мг ионов Ca^{2+} . Вычислить общую жесткость воды.

471. Сколько литров сероводорода (27 °С, 120 кПа) выделится при взаимодействии калия с 250 мл 96%-й серной кислоты ($\rho = 1,84$ кг/л)?

472. Проводя электролиз расплава хлорида натрия в течение одного часа при силе тока 10000 А, получили 6,2 кг металла. Чему равен выход по току и объем выделившегося хлора?

473. Растворимость карбоната кальция при 35 °С равна $6,9 \cdot 10^{-5}$ моль/л. Вычислить произведение растворимости.

474. Гидрид кальция часто используется как компактный источник получения водорода. Какой объем водорода (27 °С, 96 кПа) можно получить из одного килограмма гидрида кальция?

475. Каким объемом 35%-го раствора гидроксида калия ($\rho = 1,34$ кг/л) можно заменить 10 л 4 н раствора КОН при проведении реакций нейтрализации?

Глава 8. Химия d- и f-элементов

8.1. Общие закономерности химии d-элементов

476. Чем отличаются d-элементы от элементов других семейств по электронному строению атомов и положению в периодической системе?

477. Как и почему изменяется значение максимальной валентности d-элементов по декадам? Привести примеры соединений ванадия, марганца, никеля и платины в максимальной валентности.

478. Как изменяются радиусы атомов d-элементов по декадам и по подгруппам? Почему очень близки радиусы циркония и гафния, ниобия и тантала, молибдена и вольфрама?

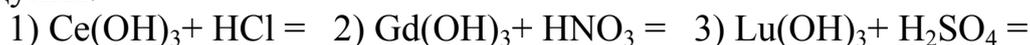
479. Какие химические реакции лежат в основе промышленных методов получения d-металлов? Чем обусловлены общие трудности получения этих металлов высокой степени чистоты?

480. При получении металлов из природных сульфидов применяются пирометаллургические и гидрометаллургические методы. Написать уравнения реакций получения никеля из сульфида никеля (II) тем и другим методом. Какая масса никеля получается из одной тонны сульфида, если выход процесса равен 80 %?

481. Для получения металлического титана используют методы металлотермии, электролиза, термического разложения соединений. Оценить термодинамическую возможность использования алюминия для получения титана из его диоксида. Привести примеры соединения титана, которые можно было бы использовать для получения титана электролитическим путем и путем термического разложения соединений.

482. Как изменяются кислотно-основные свойства гидроксидов d-элемента при увеличении степени его окисления? В качестве примера рассмотреть гидроксиды $\text{Cr}(\text{OH})_2$, $\text{Cr}(\text{OH})_3$, H_2CrO_4 . Химические свойства подтвердить написанием уравнений реакций.

483. Как и почему изменяется основной характер гидроксидов, их термическая устойчивость и растворимость в ряду f-элементов – лантаноидов от Ce(+3) до Lu(+3)? Закончить уравнения реакций и назвать продукты.



484. Как изменяется сила кислот, образованных d-элементами одной подгруппы? В качестве примера рассмотреть кислоты HMnO_4 , HTcO_4 и HReO_4 . Назвать кислоты, написать схемы их электролитической диссоциации, привести примеры солей этих кислот и назвать их.

485. Описать метод транспортных реакций и метод электролитического рафинирования, которые применяются для получения высокочистых металлов.

486. Дать общую характеристику восстановительных свойств d-металлов. Какие из них и почему являются активными восстановителями, а какие и почему – малоактивными?

487. Описать нахождение d-элементов в природе. Какой химический процесс называется вскрытием минералов, привести примеры.

488. Почему d-элементы образуют большое число комплексных соединений? Объяснить, почему комплексный ион в соединении $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ парамагнитен и имеет октаэдрическое строение?

489. Почему d-элементы образуют большое число комплексных соединений? Почему все комплексные соединения цинка(+2) и кадмия(+2) бесцветны, а железа – окрашены?

490. Почему d-элементы образуют большое число комплексных соединений? Привести примеры комплексных соединений титана(+4), золота(+3), цинка(+2). Соединения назвать, для одного из них написать выражения констант диссоциации и нестойкости.

8.2. Подгруппа скандия и f-элементы III группы

491. Металлические лантан и лантаноиды получают из оксидов в две стадии: сначала оксиды переводят во фториды, а затем проводят кальцийтермическое восстановление. Рассчитать массы оксидов лантана и кальция и объем фтора, теоретически необходимые для получения одного килограмма лантана.

492. Известно, что лантан образует с таллием интерметаллическое соединение, содержащее 14,52 % лантана. Установить химическую формулу соединения и написать уравнение реакции между ним и азотной кислотой.

493. Почему из водных растворов нельзя получить электролизом скандий, иттрий, лантан? Какие продукты образуются при электролизе раствора сульфата лантана? Вычислить массу выделившегося на катоде скандия при электролизе расплава ScCl_3 , если на аноде образовалось 44,8 л хлора.

494. Можно ли получить иттрий из его хлорида магнийтермическим методом? Ответ подтвердить расчетом. Данные для расчета:

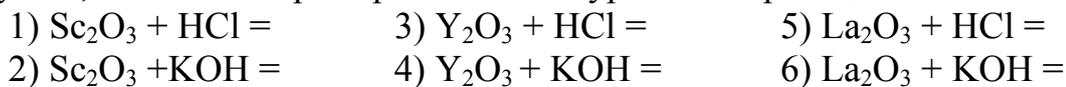
Вещество:	YCl_3	Y	MgCl_2	Mg
ΔH°_f , кДж/моль:	-1000,0	0	-641,2	0
S° , Дж/моль·К	113,0	44,4	89,5	32,5

495. Как изменяется основной характер гидроксидов, их термическая устойчивость и растворимость в ряду лантаноидов от Ce(+3) до Lu(+3); закончить уравнения реакций и назвать полученные продукты.

- 1) $\text{Ce}(\text{OH})_3 + \text{HCl} =$
- 2) $\text{Gd}(\text{OH})_3 + \text{HNO}_3 =$
- 3) $\text{Lu}(\text{OH})_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 =$

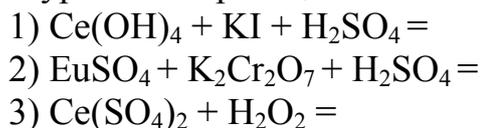
496. Показать уравнениями реакций амфотерность гидроксида скандия. Уравнения со щелочью записать в растворе и расплаве. Назвать полученные продукты реакций.

497. Как и почему изменяются свойства оксидов d-элементов III-группы, в качестве примера закончить уравнения реакций.



498. Хлориды, бромиды и иодиды подгруппы скандия легко гидролизуются, образуя полимерные оксогалиты ЭОНal . Записать уравнения реакций гидролиза ScCl_3 , YBr_3 и LaI_3 в молекулярном и ионно-молекулярном виде.

499. Закончить уравнения реакций.

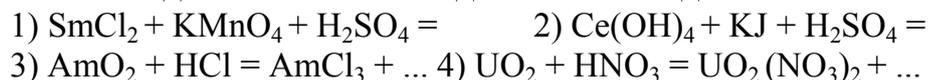


Уравнять методом полуреакций, вычислить молярную массу эквивалентов окислителя и восстановителя в реакции (2).

500. Окисление нитрата церия (III) перманганатом калия легче всего осуществляется в щелочной среде. Написать уравнения реакций, подобрать коэффициенты методом полуреакций, вычислить молярную массу эквивалентов окислителя и восстановителя.

501. В кислых растворах соединения церия (IV) выступают как сильные окислители, восстанавливающиеся до соединений церия (III). Написать уравнение реакции между CeO_2 и концентрированной соляной кислотой.

502. Закончить уравнения окислительно-восстановительных реакций с участием соединений лантаноидов и актиноидов.



Дать названия полученным продуктам реакций.

503. Написать формулы комплексных соединений скандия, взяв в качестве лигандов фторид-, сульфат- и оксалат-ионы. По методу ВС объяснить химические связи и изобразить геометрическое строение иона ScF_6^{3-} .

504. Чем обусловлена способность всех d- и f-элементов входить в состав комплексных соединений в качестве комплексообразователя? Привести примеры комплексных соединений $\text{Sc}(+3)$, $\text{Y}(+3)$, $\text{La}(+3)$.

505. Как относятся металлы подгруппы скандия к водороду? Сравнить строение и свойства гидридов алюминия, галлия и лантана. В чем проявляется существенное различие гидридов алюминия и лантана?

506. На какие два подсемейства разделяются лантаноиды? Что является основой этого деления? Чем объяснить, что для всех лантаноидов наиболее характерна степень окисления (+3)? Атомы каких из этих элементов могут иметь степень окисления (+2), (+4)?

507. При взаимодействии скандия с разбавленной HNO_3 азот восстанавливается максимально. Написать уравнение соответствующей реакции. Сколько мл 33%-й азотной кислоты ($\rho = 1,2 \text{ кг/л}$) потребуется для растворения 100 г скандия, содержащего 20 % примесей?

508. Определить атомную массу европия, если природная смесь содержит 47,77 % изотопа $^{151}_{63}\text{Eu}$ и 52,23 % изотопа $^{153}_{63}\text{Eu}$.

509. Стандартные электродные потенциалы лантаноидов находятся в пределах от $-2,48 \text{ В}$ (церий) до $-2,25 \text{ В}$ (лютеций). Исходя из значения φ° , сделать вывод о способности лантаноидов реагировать с водой и кислотами. Ответ иллюстрировать уравнениями соответствующих реакций.

510. Произведение растворимости сульфата лантана равно $3,0 \cdot 10^{-5}$. Выпадет ли осадок этого вещества при смешивании одинаковых объемов растворов LaCl_3 с концентрацией 0,01 М и Na_2SO_4 с концентрацией 0,1 М?

511. Окислительно-восстановительный потенциал полуреакции $\text{Ce}^{+4} + e^- = \text{Ce}^{+3}$ равен 1,44 В. Какие из перечисленных соединений могут выполнять функцию окислителя по отношению к Ce^{+3} , а какие – восстановителя по отношению к Ce^{+4} : а) концентрированный раствор HCl ; б) FeSO_4 ; в) H_2O_2 ; г) KMnO_4 в кислой среде. Написать уравнения реакций.

512. При кипячении лантана в воде собрано 15 л газа (при 100°C и давлении 1,2 атм). Определить массу лантана, вступившего в реакцию, если примеси в нем составляют 8 %.

513. При взаимодействии лантана с разбавленной HNO_3 азот восстанавливается максимально. Какая масса нитрата лантана образуется при взаимодействии 4,5 г лантана с 200 мл 33%-й HNO_3 плотностью 1,2 г/мл?

514. Почему из водных растворов нельзя получить электролизом скандий, иттрий, лантан? Какие продукты и в каких количествах образуются на электродах при электролизе водного раствора сульфата лантана (III) в течении 2 ч при силе тока 10 А, если выход по току составляет 92 %?

515. Охарактеризовать кислотно-основные свойства UO_3 , образующего при взаимодействии с минеральными кислотами (H_2SO_4 , HCl , HNO_3) соли диоксоурана (VI) – $(\text{UO}_2)^{2+}$, а при сплавлении со щелочами – уранаты. Написать уравнения реакций и структурные формулы полученных солей урана.

8.3. Подгруппа титана

516. Важной операцией получения металлов является «вскрытие» природных минералов. Написать уравнение «вскрытия» циркона расплавленным гидроксидом калия. Какая масса NaOH теоретически необходима для «вскрытия» 100 кг циркона?

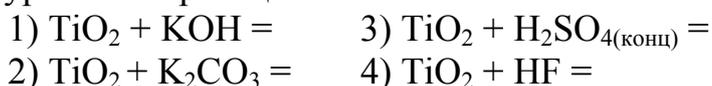
517. Каким из двух восстановителей (магнием или алюминием) термодинамически возможно восстановление гафния из его оксида при стандартных условиях? Справочные данные.

Вещество	HfO ₂	Hf	MgO	Mg	Al ₂ O ₃	Al
ΔH ^о _ф , кДж/моль	– 1118,0	0	– 601,5	0	– 1676,0	0
S ^о , Дж/моль·К	59,3	43,6	27,1	32,7	50,9	28,3

518. При добавлении к ZrCl₄ небольшого количества (NH₄)₂C₂O₄ образуется белый осадок, который растворяется в избытке добавляемой соли. Выразить эти процессы уравнениями реакций. Сколько мл 0,5 М раствора (NH₄)₂C₂O₄ следует взять для перевода 116,5 г ZrCl₄ в конечный продукт?

519. Чем, помимо высокой термодинамической стабильности соединений циркония и гафния, обусловлены трудности получения этих металлов в чистом виде? Написать уравнения реакций получения названных металлов.

520. Закончить уравнения реакций.



Исходя из этих реакций, охарактеризовать кислотно-основные свойства диоксида титана.

521. Сравнить гидролизуемость следующих соединений: TiCl₂ и TiCl₄; TiCl₄ и ZrCl₄; TiOSO₄ и ZrOSO₄. Записать уравнения реакций гидролиза в молекулярном и ионно-молекулярном виде.

522. Оксид циркония содержит 26 % кислорода, удельная теплоемкость циркония 0,289 Дж/г·К. Определить формулу оксида.

523. Как перевести оксиды TiO₂ и ZrO₂ в растворимые в воде соединения? Написать уравнения реакций.

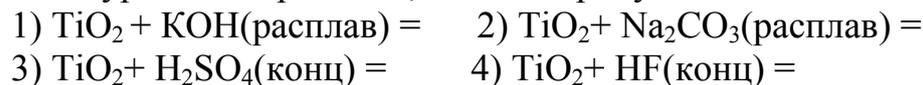
524. Какой из гидроксидов проявляет более выраженные основные свойства: а) Ti(OH)₄ или Ti(OH)₃; б) Ti(OH)₄ или Zr(OH)₄? Ответ пояснить. Написать уравнения реакций, характеризующих свойства гидроксидов.

525. Как проявляют себя в окислительно-восстановительных реакциях соединения Ti (III)? Написать уравнения реакций:



526. Все три металла подгруппы титана растворяются в плавиковой кислоте, царской водке и особенно в смеси HNO_3 и HF . Написать уравнения всех реакций и указать, какую функцию выполняют в них HF , HCl и HNO_3 .

527. Закончить уравнения реакций; назвать продукты.



528. При каких условиях протекают реакции взаимодействия титана и циркония со щелочами? Написать уравнения соответствующих реакций.

529. Титан, цирконий, гафний окисляются «царской водкой» до комплексных кислот, в которых координационное число этих элементов равно 6. Написать уравнения соответствующих реакций. На примере $\text{H}_2[\text{ZrCl}_6]$ указать тип гибридизации орбиталей центрального атома и изобразить геометрию комплексного иона.

530. Титан при нагревании растворяется в соляной кислоте, образуя аквакомплексы $[\text{Ti}(\text{H}_2\text{O})_6]^{3+}$. Изобразить геометрическую конфигурацию комплексного иона, указать согласно ТКП, магнитные свойства и цветность комплекса. Написать уравнение реакции.

531. Какого типа кристаллическая решетка (молекулярная, ионная и т.д.) характерна для диоксидов титана, циркония и гафния?

532. Чем объяснить высокую прочность связей Э–О и Э–Г (Г–галоген) для d-элементов IV группы? Как это сказывается на свойствах диоксидов и тетрагалогенидов рассматриваемых элементов?

533. Окислительно-восстановительный потенциал полуреакции $\text{Ti}^{3+} + \text{H}_2\text{O} - e^- = \text{TiO}_2^{2+} + 2\text{H}^+$ равен 0,1 В. Можно ли окислить соединения Ti^{3+} солями железа (III) или восстановить соединения титана (IV) соединениями олова (II). Написать уравнения соответствующих реакций.

534. При нагревании TiCl_3 до 400°C протекает реакция



а при дальнейшем нагревании TiCl_2 разлагается на металлический титан и TiCl_4 . К какому типу относятся эти реакции? Энтальпия этих реакций имеет положительное значение. Каким должен быть знак энтропии и этих реакций?

535. Для титана максимальное координационное число равно 6. Почему для циркония и гафния оно имеет значение 7 и 8? Привести примеры таких соединений, их названия и выражения константы нестойкости.



536. Какой объем хлора выделится на аноде при электролизе расплава хлорида титана (III), если на катоде восстановилось 4,79 г титана?

8.4. Подгруппа ванадия

537. Какие химические реакции лежат в основе промышленных методов получения металлов подгруппы ванадия? Чем обусловлены общие трудности получения этих металлов высокой степени чистоты?

538. Какая масса ванадата аммония, содержащего 25 % примесей, потребуется для получения 9,2 г оксида ванадия (V), какой объем аммиака (н.у.) выделится при этом?

539. Для получения ванадата натрия исходный продукт, содержащий 72 % V_2O_5 , спекают с хлоридом натрия при участии кислорода. Процесс сопровождается выделением хлора. Какой объем хлора выделится (при 500 °С и 98 кПа) и какая масса ванадата натрия получится, если для реакции было взято 5 кг исходного продукта?

540. Объяснить, почему взаимодействие ванадия с галогенами ведет к образованию разных по составу продуктов: VF_5 , VCl_4 , VBr_3 , VI_3 . Вычислить массовую долю ванадия в каждом галогениде.

541. Написать уравнения реакций получения гидроксидов ванадия и тантала (V). Проявляют ли они амфотерные свойства? Уравнениями реакций показать химические свойства гидроксидов.

542. Объяснить, как и почему изменяются кислотно-основные свойства оксидов в ряду: $VO - V_2O_3 - VO_2 - V_2O_5$. Ответ подтвердить уравнениями соответствующих реакций.

543. Написать продукты и уравнять реакции, в которых соединения ванадия(+5) восстанавливаются в соединения со степенью окисления +2.



544. При взаимодействии растворов сульфида и метаванадата аммония образуется тиометаванадат аммония. Последний при действии HCl разлагается, образуя соответствующий малорастворимый тиоангидрид. Написать уравнения реакций.

545. Чем объяснить, что взаимодействие ванадия и тантала с галогенами при нагревании ведет к образованию разных по составу продуктов.

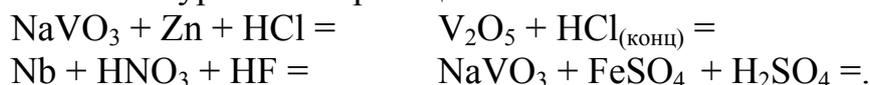


Подобрать коэффициенты в уравнениях реакций.

546. Написать уравнения реакций взаимодействия сульфата оксованадия (IV) и перманганата калия; сульфата оксованадия (IV) и концентрированной азотной кислоты; метаванадата натрия с иодидом калия в сернокислой среде. Уравнять методом полуреакций.



547. Закончить уравнения реакций:



Вычислить эквивалентную массу окислителя и восстановителя в реакции (4).

548. Уравнениями реакций показать взаимодействие ванадия, ниобия и тантала с кислотами и щелочами.

549. В каком валентном состоянии ванадий образует наиболее ионные связи? Привести примеры соединений.

550. Почему существование соединений тантала TaN и Ta_2N ; TaC и Ta_2C ; TaB , TaB_2 и Ta_3B_4 нельзя расценивать как свидетельство переменной валентности этого элемента, в то время как факт переменной валентности ванадия проявляется существованием соединений $\text{VO} - \text{V}_2\text{O}_3 - \text{VO}_2 - \text{V}_2\text{O}_5$?

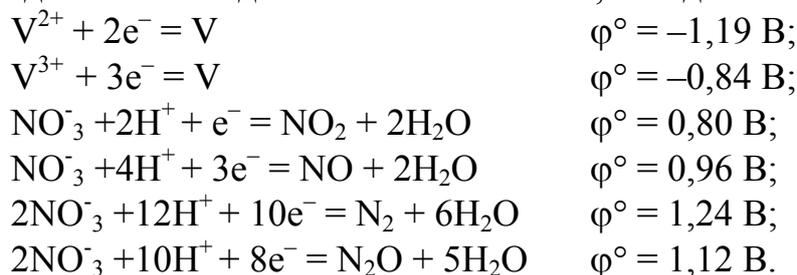
551. Какие из приведенных типов фторидов характерны для ванадия, ниобия и тантала: VF_5 , $(\text{VF}_5)_n$, $[\text{VF}_6]^-$, $[\text{VF}_7]^{2-}$, $[\text{VF}_8]^{3-}$? Возможно ли образование аналогичных хлоридов, иодидов?

552. При растворении VO и V_2O_3 в кислотах образуются соответственно аквакомплексы $[\text{V}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+}$ и $[\text{V}(\text{H}_2\text{O})_6]^{3+}$ зеленого цвета. Написать уравнения этих реакций. Одинакова ли геометрия и магнитные свойства этих комплексных ионов?

553. Получить из V_2S_5 тиосоли NH_4VS_3 . Назвать эту соль и показать как на нее действуют кислоты. Сколько л H_2S (н.у.) образуется из одного килограмма соли, содержащей 12 % примесей?

554. Энтальпия реакции восстановления оксида ванадия (V) кальцием равна $-1618,8$ кДж. Определить энтальпию образования V_2O_5 , если энтальпия образования оксида кальция равна $-635,1$ кДж/моль.

555. Выбрать и обосновать термодинамически наиболее вероятную схему взаимодействия ванадия с азотной кислотой, исходя из потенциалов:



556. Где применяется ванадий, ниобий, тантал? Какие свойства этих металлов обуславливают их применение? Как объяснить, что даже незначительные примеси кислорода, азота и углерода в этих металлах резко снижают их пластичность и ковкость?

8.5. Подгруппа хрома

557. Предложить методику получения сульфида хрома (III). Можно ли для этой цели использовать обменные реакции в водном растворе?

558. В виде каких соединений находятся в природе хром, молибден, вольфрам и как получают эти металлы из природных веществ?

559. При какой температуре возможно получение вольфрама из его оксида воздействием водорода? Данные для расчетов:

Вещество	WO ₃	H ₂	W	H ₂ O
ΔH ^о _ф , кДж/моль	-842,7	0	0	-241,8
S ^о , Дж/моль·К	75,9	130,5	32,7	188,7

560. Как можно получить гидроксид хрома (III) из сульфата хрома (III), что происходит с ним при хранении, как при этом изменяются его свойства, как называется этот процесс? Уравнениями реакции показать амфотерные свойства гидроксида хрома (III).

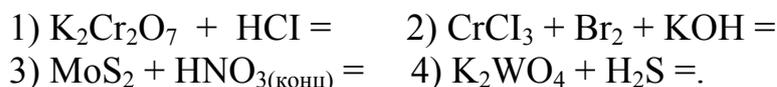
561. Как влияет pH раствора на состав хромат-, молибдат-, и вольфрамат-ионов? В какой среде могут существовать ионы Cr₂O₇²⁻, MoO₄²⁻, WO₄²⁻? Написать уравнение обратимого превращения Cr₂O₇²⁻ в CrO₄²⁻ в растворах.

562. Объяснить, как и почему изменяются кислотно-основные свойства гидроксидов Cr(OH)₂, Cr(OH)₃, H₂CrO₄. Характеристику свойств подтвердить уравнениями реакций.

563. Как и почему изменяется сила кислот H₂CrO₄ – H₂MoO₄ – H₂WO₄? Написать схемы электролитической диссоциации этих кислот, предсказать значения констант их диссоциации.

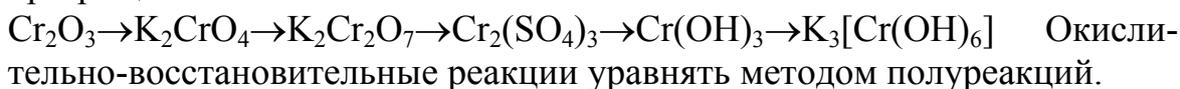
564. Сравнить гидролизуемость соединений хрома: CrCl₂ и CrCl₃; NaCrO₂ и Na₂CrO₄; CrCl₃ и NaCrO₂; CrCl₃ и CrO₂Cl₂. Написать молекулярные и ионные уравнения гидролиза.

565. Закончить уравнения ОВР, подобрать коэффициенты методом полуреакций.

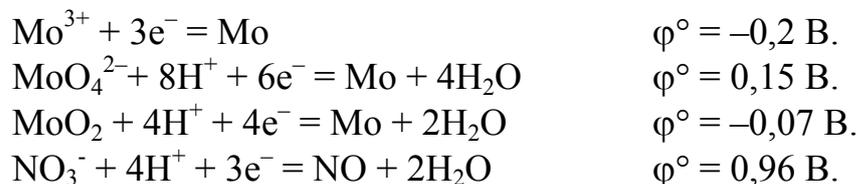


Для реакции (3) вычислить молярную массу эквивалентов окислителя и восстановителя.

566. Написать уравнения реакций для осуществления следующих превращений:



567. Исходя из значений стандартных окислительно-восстановительных потенциалов, указать наиболее вероятный продукт окисления молибдена азотной кислотой.



Написать уравнение реакций, уравнивать методом полуреакций.

568. Вольфрам устойчив во всех кислотах и в «царской водке», но взаимодействует со смесью HNO_3 и HF . Написать уравнение реакции. Объяснить роль азотной и фтороводородной кислот в этой реакции.

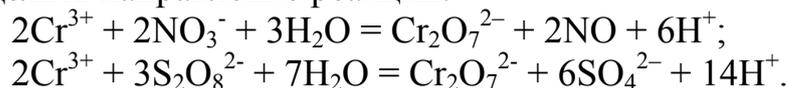
569. Почему хром (III) не образует низкоспиновых комплексов? Для объяснения использовать метод ВС и теорию кристаллического поля.

570. Комплексный ион $[\text{Cr}(\text{NH}_3)_6]^{3+}$ является высокоспиновым и парамагнитным. На основании этих данных указать распределение электронов по валентным орбиталям атома хрома, тип гибридизации орбиталей и геометрическую форму комплекса.

571. Почему для молибдена и вольфрама более характерно образование кластерных соединений, чем для хрома? Какие галогениды молибдена и вольфрама (низшие или высшие), существуют в форме кластерных соединений?

572. Какие орбитали атома хрома и молекул CO участвуют в образовании связей в молекуле карбонила хрома? Какую форму и геометрическое строение имеет эта молекула?

573. Определить направление реакций:



К ионным уравнениям реакций подобрать молекулярные.

574. На восстановление 50 мл 0,2 н раствора $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ затрачено 200 мл раствора SnCl_2 (среда – разбавленная HCl). Определить эквивалентную концентрацию и титр раствора хлорида олова (II). Написать уравнение реакции.

575. Какая масса йода выделится при взаимодействии достаточного количества KI с 250 мл децинормального раствора $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ в кислой среде?

576. Выпадет ли осадок, если смешать растворы K_2CrO_4 и BaCl_2 равных объемов и равной концентрации 0,01 моль/л? Ответ подтвердить расчетом.

577. Какие оксиды получаются при термическом разложении дихромата аммония и вольфрамата аммония. Написать уравнения этих реакций и объяснить, почему получаемые оксиды отличаются по степени окисления металла? Какой объем азота выделится (при 700 °С и давлении 102 кПа) при разложении 126 г дихромата аммония?

578. Написать уравнения реакций для осуществления следующих превращений: $\text{Cr}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{NaCrO}_2 \rightarrow \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$. Составить схему электролиза водного раствора сульфата хрома (III). Какой объем кислорода выделится на аноде, если на катоде получено 34,6 г хрома?

579. Для осаждения хлора из водного раствора, в котором было растворено 20 г гексагидрата хлорида хрома (III), потребовалось 75 мл 2 н раствора нитрата серебра. На основании этих данных определить координационную формулу гексагидрата хлорида хрома (III).

580. В растворе молибдатов и вольфраматов при действии избытка H_2S образуются тиосоли, которые разлагаются кислотами с образованием сульфидов MoS_3 и WS_3 . Написать уравнения этих реакций, а также уравнение реакции получения MoS_3 термическим разложением тиомолибдата аммония.

581. Триоксид хрома получают разложением $\text{Na}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ концентрированной серной кислотой; побочный продукт реакции NaHSO_4 . Каков выход реакции, если для получения одной тонны CrO_3 расходуется 1,85 т $\text{Na}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$?

8.6. Подгруппа марганца

582. Ренийевую кислоту можно получить окислением рения азотной кислотой. Написать уравнение реакции, вычислить молярную массу эквивалентов окислителя и восстановителя.

583. Металлический рений получают нагреванием KReO_4 или NH_4ReO_4 в токе водорода, причем во втором случае выделяется азот. Написать уравнения реакций.

584. Образование какого оксида наиболее вероятно при окислении рения, если стандартная величина энергии Гиббса образования оксидов рения имеет следующие значения:

ReO_2	ReO_3	Re_2O_7		
ΔG_{298}^0 кДж/моль		-376,2	-530,9	-1065,9.

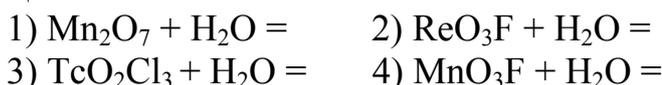
Написать уравнение соответствующей реакции.

585. Как из минерала пиролюзит можно получить металлический марганец, перманганат калия? Написать уравнения соответствующих реакций.

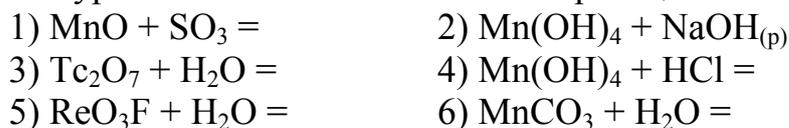
586. Какие из перечисленных солей MnSO_4 , MnS , MnCO_3 , $\text{Mn}(\text{NO}_3)_2$ подвергаются частичному гидролизу? Записать уравнения реакций в молекулярном и ионно-молекулярном виде, указать pH растворов солей.

587. Как изменяются свойства оксидов марганца MnO , MnO_2 , Mn_2O_7 ? Ответ иллюстрировать уравнениями реакций.

588. Оксогалогениды и оксиды Э(VII) – типичные кислотные соединения. Они взаимодействуют с водой с образованием кислот. Закончить уравнения реакций.

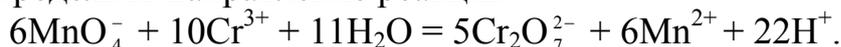


589. Закончить уравнения кислотно-основных реакций.



Написать названия продуктов реакций.

590. Используя стандартные окислительно-восстановительные потенциалы, определить направление реакции



К ионному уравнению подобрать молекулярное.

591. Закончить уравнения окислительно-восстановительных реакций, уравнивать методом полуреакций.



592. По каким признакам можно определить, в какой среде проходила реакция восстановления KMnO_4 ? Написать уравнения таких реакций. Вычислить молярную массу эквивалента KMnO_4 в каждом из этих случаев.

593. Какие продукты получают при диспропорционировании рената калия (K_2ReO_4)? Написать уравнение реакции.

594. Почему комплексы $[\text{MnCl}_6]^{2-}$ и $[\text{CrCl}_6]^{3-}$ имеют одинаковые магнитные свойства. Какой тип гибридизации орбиталей центральных атомов определяет геометрическую форму этих ионов?

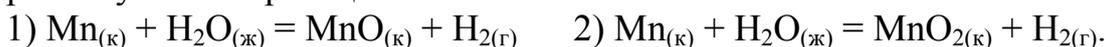
595. Указать различия в строении атомов элементов подгруппы марганца и галогенов на основании электроннографических формул. В какой степени окисления эти элементы проявляют наибольшее сходство в свойствах? Привести примеры соответствующих соединений.

596. Указать тип гибридизации атомов марганца и технеция в ионах MnO_4^- и TcO_4^- . Изобразить геометрическое строение ионов.

597. Ион Mn^{2+} склонен к образованию октаэдрических комплексов. Высоко- или низко-спиновые комплексы при этом образуются? Привести диаграмму расщепления d-подуровня для комплекса $[\text{Mn}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+}$.

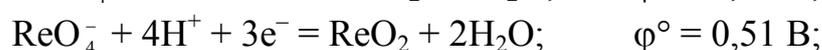
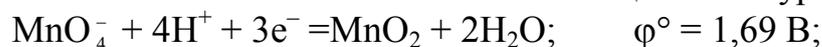
598. К подкисленному серной кислотой раствору иодида калия добавили 80 мл 0,15 н раствора KMnO_4 . Вычислить массу выделившегося иода.

599. Оценить термодинамическую возможность протекания в стандартных условиях реакций.

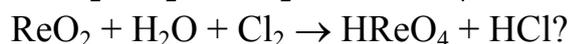
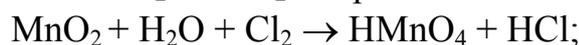


600. По какой реакции идет разложение K_2MnO_4 в водном растворе? Как смещается равновесие при добавлении: а) щелочи, б) кислоты, в) пропускании в раствор CO_2 ?

601. Даны окислительно-восстановительные потенциалы полуреакций:



Можно ли окислить MnO_2 и ReO_2 хлором по схемам:



602. Для восстановления 80 мл 0,02 М раствора перманганата калия оказалось достаточным пропустить через раствор 17,9 л газа (при н.у.), содержащего SO_2 , и не содержащего других восстановителей. Вычислить содержание SO_2 в газе, ответ выразить в объемных процентах.

603. Из навески $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ массой 27,8 г было приготовлено 200 мл раствора сульфата железа (II). Какой объем 0,1 н раствора KMnO_4 потребуется на окисление FeSO_4 в приготовленном растворе?

604. Чему равна масса калийной селитры, расходуемая на получение K_2MnO_4 из технического MnO_2 массой 5,2 кг, содержащего 15 % примесей?

605. Выпадает ли осадок при смешивании равных объемов 0,01 н растворов нитрата марганца (II) и сульфида калия, если произведение растворимости сульфида марганца (II) равно $2,5 \cdot 10^{-10}$?

606. Какая масса K_2MnO_4 получится из 100 кг пиролюзита с содержанием 87 % MnO_2 , если выход K_2MnO_4 составляет 60 % от теоретического? Сколько часов следует пропускать ток силой 1000 А для окисления полученного манганата калия в перманганат калия?

8.7. Семейство железа

607. Важной операцией для получения металлов является «вскрытие» природных минералов. Написать уравнения «вскрытия» хромистого железняка расплавленной содой в присутствии кислорода воздуха. Сколько соды затрачивается на «вскрытие» тонны этого минерала?

608. Как, действуя щелочью на $\text{Fe}(\text{OH})_3$, получить в одном случае феррит, а в другом – феррат; чем отличается реакция получения феррата?

609. Для получения металлов из природных сульфидов применяются пирометаллургический и гидрометаллургический методы. Написать уравнения реакций получения никеля из сульфида (NiS) тем и другим методом. Рассчитать массу никеля, получаемого из одной тонны NiS .

610. Какие восстановители применяются для получения металлов из их оксидов, и какие факторы влияют на выбор восстановителя? Сколько магнетита (Fe_3O_4) и сколько кокса затрачивается на получение 10 т железа в доменном процессе?

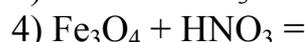
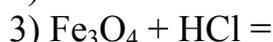
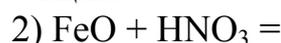
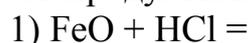
611. Привести примеры получения комплексных соединений железа (+3), кобальта (+2) и никеля (+2). Соединения назвать, для одного из них написать выражения констант диссоциации и нестойкости.

612. Объяснить закономерность изменения кислотно-основных свойств гидроксидов железа при увеличении степени его окисления (+2, +3, +6). Написать уравнения соответствующих реакций.

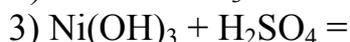
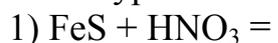
613. Сравнить гидролизуемость солей: FeCl_2 и FeCl_3 ; FeCl_3 и NaFeO_2 ; NaFeO_2 и Na_2FeO_4 . Написать уравнения реакций гидролиза.

614. Написать уравнения качественных реакций на ионы Fe^{2+} , Fe^{3+} , Co^{2+} и Ni^{2+} .

615. Написать продукты и уравнивать реакции.



616. Закончить уравнения ОВР. Уравнять методом полуреакций.



617. Закончить уравнения ОВР, подобрать коэффициенты методом полуреакций.



618. Чем обусловлена способность Co^{+2} входить в состав комплексных соединений в качестве комплексообразователя? Рассмотреть на примере комплексных ионов $[\text{Co}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+}$ и $[\text{CoCl}_4]^{2-}$.

619. Объяснить, почему константа нестойкости комплекса $[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]^{2+}$ ($7,8 \cdot 10^{-6}$) значительно больше константы нестойкости комплекса $[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]^{3+}$ ($3,1 \cdot 10^{-33}$).

620. Железо, кобальт и никель образует большое число комплексных соединений. Объяснить, почему комплексный ион в соединении $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ диамагнитен и имеет октаэдрическое строение.

621. Какие комплексные соединения называются карбонилами? Используя метод ВС, пояснить химическую связь в соединениях данного вида на примере карбониллов железа, кобальта, никеля.

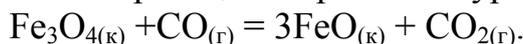
622. В каком направлении возможно самопроизвольное протекание в растворе реакции:



если потенциалы $\varphi^\circ(\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}) = 0,77 \text{ В}$; $\varphi^\circ(\text{Br}_2/2\text{Br}^-) = 1,07 \text{ В}$?

623. Какие химические процессы происходят при коррозии железа? Влияет ли на коррозию присутствие в воздухе паров воды и углекислого газа.

624. При получении железа из магнитного железняка одна из протекающих в доменной печи реакций выражается уравнением



Определить энтальпию реакции. В каком направлении смещается равновесие этой реакции при повышении температуры?

625. Константа гидролиза соли FeCl_3 по первой стадии равна приблизительно 10^{-3} . Вычислить степень гидролиза соли в 0,1 М растворе.

626. Реакция, протекающая при разрядке никель-железного аккумулятора, выражается уравнением



При коротком замыкании цепи вся накопившаяся энергия выделяется в виде тепла. Рассчитать тепловой эффект реакции.

627. Написать уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:



8.8. Семейство платиновых металлов

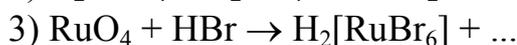
628. Объяснить разную степень окисления осмия в продуктах, получаемых при взаимодействии его с кислородом (OsO_4), фтором (OsF_6) и хлором (OsCl_4).

629. Закончить уравнения реакций, иллюстрирующих химические свойства RuO_4 и OsO_4



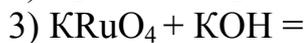
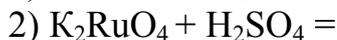
630. Написать уравнения реакций взаимодействия гидроксида платины(IV) с гидроксидом калия; соляной кислотой.

631. Закончить уравнения реакций и подобрать коэффициенты.



632. Назвать наиболее активные из платиновых металлов. Какой из них взаимодействует с азотной кислотой? Написать уравнения реакций. Подобрать коэффициенты методом полуреакций.

633. Взаимные превращения K_2RuO_4 и KRuO_4 подобны соединениям марганца в тех же степенях окисления. Закончить уравнения реакций.



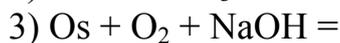
634. Написать уравнение реакции, протекающей при сплавлении металлического рутения со щелочами в присутствии нитрата калия. Подобрать коэффициенты методом полуреакций.

635. Написать уравнение реакции термического разложения $(\text{NH}_4)_2[\text{PtCl}_6]$. Сколько молекул азота образуется из одной молекулы соли за счет восстановления ее до металла? Какие газы дополнительно образуются при этом?

636. Предсказать закономерность в изменении константы нестойкости в ряду комплексов: $[\text{PtF}_6]^{2-}$, $[\text{PtCl}_6]^{2-}$, $[\text{PtBr}_6]^{2-}$, $[\text{PtI}_6]^{2-}$. Ответ мотивировать.

637. Какие объемы раствора HCl с массовой долей 39 % (плотностью 1,19 г/мл) и азотной кислоты с массовой долей 75 % (плотностью 1,44 г/мл) теоретически необходимы для перевода 100 г платины в гексахлороплатиновую (IV) кислоту.

638. Написать продукты и уравнять реакции рутения и осмия с окислителями в среде расплавленных щелочей.

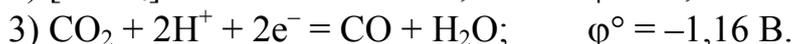
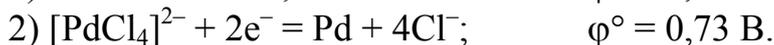


639. Палладий, в отличие от платины, взаимодействуют с азотной и горячей концентрированной серной кислотами. Написать уравнения соответствующих реакций.

640. Палладий и платина – хорошие катализаторы реакций гидрирования и дегидрирования органических соединений (т. е. присоединения и отщепления водорода). Чем объяснить это их свойство?

641. Можно ли не опасаясь коррозии, использовать платиновые электроды при электролизе водных растворов серной, соляной кислот, хлорида натрия, расплава гидроксида калия?

642. По приведенным величинам окислительно-восстановительных потенциалов определить возможность и полноту восстановления металлического палладия из водных растворов его солей, используя в качестве восстановителя оксид углерода.

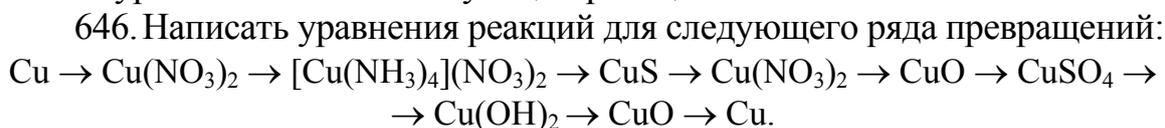


643. Какое соединение одного из платиновых металлов используется в качестве поглотителя угарного газа, какая реакция протекает в процессе поглощения?

8.9. Подгруппа меди

644. Объяснить сущность электролизного метода очистки металлов от примесей. Какие из d-металлов рафинируют этим методом? Сколько времени потребуется для получения 100 кг чистой меди, если сила тока при электролизе равна 1000 А?

645. На каком характерном для d-элементов свойстве серебра и золота основан цианидный способ их получения в промышленности? Написать уравнения соответствующих реакций.



647. При добавлении к раствору нитрата серебра (I) разбавленного раствора аммиака образуется бурый осадок, растворяющийся в избытке реактива. Написать уравнения реакций.

648. Объяснить позеленение медных изделий и почернение серебряных предметов при длительном хранении их на воздухе. Написать уравнения соответствующих реакций. Чем отличается в этом плане поведение золота от поведения меди и серебра?

649. Какую массу медного купороса можно получить из одной тонны руды, в которой массовая доля медного колчедана CuFeS_2 составляет 20 %?

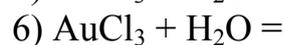
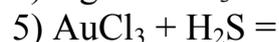
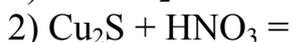
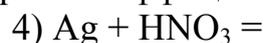
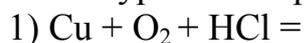
650. Как реагируют соли меди (II) с раствором аммиака: а) при избытке Cu^{2+} ; б) при избытке аммиака? Написать уравнения реакций.

651. Определить, возможно ли химическое взаимодействие при сливании растворов $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]\text{SO}_4$ и NaCN ; $\text{Na}_2[\text{Cu}(\text{CN})_4]$ и NH_3 ; $\text{K}_3[\text{Ag}(\text{S}_2\text{O}_3)_2]$ и KCN ; $\text{K}[\text{AgCl}_4]$ и KBr ? Если взаимодействие возможно, то написать уравнения реакций.

652. Какое соединение серебра используется в классической фотографии, какие физико-химические процессы и химические реакции идут при фотографировании, при проявлении и закреплении изображений?

653. Написать уравнения реакций золота с «царской водкой» и с горячей селеновой кислотой.

654. Закончить уравнения реакций и подобрать коэффициенты.



655. При нагревании растворов солей меди (II) с формальдегидом в щелочной среде выделяется красный оксид Cu_2O и образуется формиат натрия. Написать уравнение реакции. Каково её практическое применение?

656. Чем отличается расположение пятой молекулы воды в кристаллогидрате $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ от четырех остальных? Определить тип гибридизации, геометрию, магнитные свойства и цветность комплексного иона $[\text{Cu}(\text{H}_2\text{O})_4]^{2+}$.

657. Какую геометрическую конфигурацию имеют комплексы меди (I) и серебра (I)? Каким типом гибридизации орбиталей центрального атома она объясняется? Привести примеры соответствующих комплексов.

658. Какие исходные вещества образуют золотохлористоводородную кислоту $\text{H}[\text{AuCl}_4]$? Написать уравнение получения кислоты. Определить тип гибридизации, геометрию, магнитные свойства иона $[\text{AuCl}_4]^-$.

659. Как объяснить, что комплексные ионы меди (II) и золота (III) имеют форму квадрата при координационном числе 4? Привести примеры.

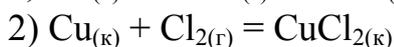
660. Через два электролизера, соединенных последовательно и содержащих в первом раствор Ag_2SO_4 (Pt-электроды), во втором – раствор CuSO_4 (Cu-электроды), пропустили электрический ток. При этом на аноде первого электролизера выделилось 1,12 л (н.у.) кислорода. Какие процессы произошли на других электродах, и какие массы веществ на них выделились?

661. 25 мл раствора CuCl_2 выделили из раствора KI 0,32 г йода. Какова молярная и эквивалентная концентрация раствора CuCl_2 ?

662. Образование какого из хлоридов меди более вероятно при взаимодействии меди с хлором.



$$\Delta G^\circ_{298} = -120 \text{ кДж/моль};$$



$$\Delta G^\circ_{298} = -171,2 \text{ кДж/моль}.$$

663. Описать методы получения, свойства и применение галогенидов серебра: AgF , AgCl , AgBr и AgI .

664. Написать формулы комплексных соединений меди (I), меди (II) и серебра (I), в которых лигандами являются следующие молекулы и ионы: NH_3 , CN^- , Cl^- , $\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$. Соединения назвать.

8.10. Подгруппа цинка

665. Энергия Гиббса образования (ΔG°_{298}) оксидов цинка, кадмия и ртути (II) равна -318 , -226 и -58 кДж/моль. Согласуются ли с этими значениями температуры разложения оксидов: 1950 , 1813 и 400 °С? На основании этих данных объяснить, почему при получении цинка из сульфида проводят последовательно две реакции, а при получении ртути – одну? Написать уравнения этих реакций.

666. Нитрат ртути (I) получают растворением ртути в разбавленной азотной кислоте в условиях избытка металла. Сколько литров 25%-го раствора азотной кислоты плотностью $1,15$ кг/л расходуется на 1 кг ртути?

667. Какой объем воздуха расходуется при получении цинка массой 200 кг из цинковой обманки массой 1 тонна? Чему равна массовая доля сульфида цинка в используемой руде?

668. Чем отличаются процессы растворения ртути: а) в избытке азотной кислоты, б) в присутствии избытка самой ртути? Написать уравнения этих реакций и объяснить, что является причиной устойчивости двухатомной группы $(\text{Hg}_2)^{2+}$?

669. Как и почему изменяются свойства гидроксидов цинка, кадмия, ртути. В качестве примера закончить уравнения реакций.



Обосновать химический способ разделения цинка и кадмия, присутствующих в растворе в виде нитратов.

670. Написать уравнения реакций в молекулярном и ионно-молекулярном виде при добавлении избытка щелочи к раствору, содержащему ионы Zn^{2+} , Cd^{2+} , Hg^{2+} , Hg_2^{2+} .

671. Написать в молекулярном и ионно-молекулярном виде уравнения гидролиза солей ZnCl_2 , CdSO_4 , K_2ZnO_2 . Указать среду растворов.

672. Написать уравнения реакций раствора аммиака с сулемой и каломелью в молекулярном и ионно-молекулярном виде.

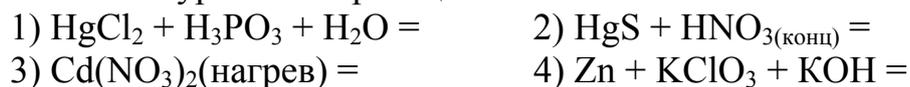
673. Описать уравнениями реакций отношение цинка, кадмия и ртути к кислотам и щелочам.

674. Закончить уравнения реакций, подобрать коэффициенты методом полуреакций: 1) $\text{Zn} + \text{NaNO}_3 + \text{NaOH}_{(p)} =$ 2) $\text{Hg}(\text{NO}_3)_2 =$
3) $\text{CdS} + \text{HNO}_{3(\text{конц})} =$ 4) $\text{AgNO}_3 + \text{SnCl}_2 + \text{KOH} =$

В уравнении (3) вычислить молярную массу эквивалентов окислителя.

675. Написать уравнения реакций: 1) сплавления цинка с гидроксидом калия; 2) действия водным раствором гидроксида калия на цинк.

676. Закончить уравнения реакций.



Подобрать коэффициенты методом полуреакций, в уравнении (4) вычислить молярную массу эквивалента окислителя.

677. Почему d-элементы образуют большое число комплексных соединений? Почему все комплексные соединения цинка и кадмия бесцветны?

678. Образуют ли d-элементы второй группы внутриорбитальные комплексы? Квадратную или тетраэдрическую конфигурацию имеют ионы, в которых координационное число цинка равно 4 (например: $[\text{Zn}(\text{OH})_4]^{2-}$)?

679. Почему цинк, кадмий и ртуть, являясь d-элементами, не используют в образовании химических связей электронов d-подуровня?

680. Написать уравнение реакции образования тетрагидрогидраргирата (II) калия. Определить тип гибридизации и изобразить геометрию комплексного иона. Обладает ли данный комплекс цветностью?

681. Какую геометрическую конфигурацию имеют комплексы меди (I) и серебра (I)? Каким типом гибридизации орбиталей центрального атома она объясняется? Привести примеры.

682. Медь, серебро, золото находятся в первой группе периодической системы, однако образуют соединения не только в одновалентном состоянии, но способны проявлять валентность выше единицы. Объяснить эту особенность данных элементов.

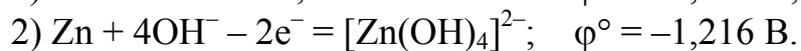
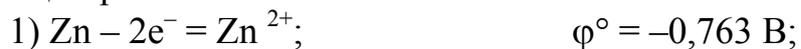
683. Какая масса цинка растворяется каждую минуту в медно-цинковом гальваническом элементе при получении в цепи тока силой 3А?

684. Чем отличается ртуть от всех металлов? Что называется амальгамами? Изменяются ли химические свойства металлов, содержащихся в амальгаме? Как взаимодействует с водой амальгама натрия, почему ее применяют в качестве восстановителя вместо металлического натрия?

685. 1 г латуни (сплав цинка и меди) обработали раствором щелочи, при этом выделилось 224 мл H_2 (н.у.). Определить состав латуни.



686. Стандартные окислительно-восстановительные потенциалы двух полуреакций равны:



В какой среде цинк является более сильным восстановителем и будет ли он восстанавливать дихромат-ионы в растворе $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, содержащем H_2SO_4 ?

687. Какой объем 8 н раствора KOH взаимодействует с 250 г оксида цинка, содержащего 18,6 % примесей, не растворяющихся в щелочах?



Таблица 2

**Варианты индивидуальных домашних заданий
по неорганической химии**

Номер вариан- та	Но- мер ИДЗ	Номера задач, относящихся к данному варианту											
01	3	301	305	334	338	367	371	376	380	409	413	442	471
	4	476	496	506	516	546	566	576	586	616	636	646	666
02	3	309	313	342	346	351	355	384	388	417	421	426	455
	4	477	497	507	517	537	567	577	587	617	637	647	677
03	3	317	321	326	330	359	363	392	396	401	405	434	459
	4	478	498	508	518	548	558	578	588	608	638	648	678
04	3	302	312	332	342	362	372	382	392	412	422	432	452
	4	479	499	519	549	559	579	589	599	609	639	649	669
05	3	303	313	333	343	363	373	383	393	413	423	433	453
	4	480	500	520	550	560	570	590	600	610	630	650	670
06	3	306	316	336	346	366	376	386	396	416	426	436	456
	4	481	491	501	531	551	561	581	591	611	641	661	681
07	3	307	317	337	347	367	377	387	397	417	427	437	457
	4	482	492	512	522	542	562	572	582	622	632	652	672
08	3	308	318	338	348	368	378	388	398	418	428	438	458
	4	483	493	513	523	553	563	573	593	613	633	653	673
09	3	309	319	339	349	369	379	389	399	419	429	439	459
	4	484	504	524	554	564	574	584	604	614	634	654	674
10	3	310	320	340	350	370	380	390	400	420	430	440	460
	4	485	495	515	525	545	565	575	595	625	635	655	675
11	3	311	321	331	341	351	361	381	391	411	421	431	451
	4	486	494	526	556	577	597	626	629	645	664	667	680
12	3	312	322	332	342	352	362	382	392	412	422	432	452
	4	487	502	514	521	547	568	583	620	642	656	665	687
13	3	313	323	333	343	353	363	383	393	413	423	433	453
	4	488	503	533	543	569	580	585	602	619	631	657	671
14	3	314	324	334	344	354	364	384	394	414	424	434	454
	4	489	505	527	538	544	569	592	601	607	640	658	679
15	3	315	325	335	345	355	365	385	395	415	425	435	455
	4	490	510	530	540	570	596	612	623	628	660	671	686
16	3	316	326	336	346	356	366	386	396	416	426	436	456
	4	476	495	524	545	555	557	594	605	618	643	663	682
17	3	307	317	337	347	357	367	387	397	417	427	437	457
	4	477	504	528	541	571	598	606	615	627	638	644	668
18	3	318	328	338	358	378	408	418	428	438	448	458	468



Номер вариан- та	Но- мер ИДЗ	Номера задач, относящихся к данному варианту											
	4	478	511	529	539	572	580	603	610	621	642	651	683
19	3	319	325	329	359	379	409	429	439	449	456	463	469
	4	479	495	509	516	561	578	588	624	632	659	668	684
20	3	320	325	330	350	355	360	380	389	401	410	440	470
	4	480	503	515	534	541	557	577	594	616	633	662	685
21	3	301	321	334	345	359	371	391	405	420	431	455	475
	4	481	498	523	532	552	568	582	601	612	638	650	678
22	3	305	319	326	345	359	374	385	410	417	439	452	472
	4	482	503	515	520	544	569	580	593	607	636	654	676
23	3	304	314	336	349	358	366	384	395	407	415	449	463
	4	483	493	513	523	548	560	581	591	608	633	647	672
24	3	313	324	343	350	363	373	388	400	421	431	446	474
	4	484	506	514	525	553	559	575	589	620	636	644	681
25	3	305	320	335	367	384	395	415	420	440	450	452	471
	4	485	500	516	526	540	563	578	582	619	632	656	669
26	3	321	327	340	356	369	384	395	405	412	444	459	472
	4	486	502	514	521	536	544	567	594	609	633	654	680
27	3	302	310	331	343	360	368	393	400	417	436	460	471
	4	487	491	509	520	550	563	581	592	609	634	654	684
28	3	307	315	335	345	359	371	384	395	405	420	442	462
	4	488	492	505	521	543	561	578	589	616	630	653	674
29	3	308	316	333	349	368	375	381	394	414	443	461	474
	4	489	495	506	521	540	555	561	594	607	633	655	683
30	3	321	329	351	369	381	390	406	416	433	444	458	470
	4	490	498	512	520	541	564	592	612	629	649	660	680
31	3	303	319	338	341	365	370	388	393	407	415	434	467
	4	491	515	520	536	538	560	575	582	619	629	650	679
32	3	322	332	342	352	362	382	392	402	418	441	450	475
	4	492	521	537	543	555	563	593	606	615	630	654	668
33	3	313	325	333	342	361	373	385	398	409	419	440	465
	4	493	502	518	535	542	561	578	589	609	630	651	675
34	3	306	323	339	347	359	368	377	391	403	416	445	468
	4	494	512	522	534	542	555	558	617	638	646	660	670
35	3	319	327	344	358	367	388	409	417	434	440	462	472
	4	495	510	524	541	556	563	577	591	609	638	659	684
36	3	321	331	345	363	374	385	412	420	430	439	461	466
	4	476	496	506	521	548	562	574	582	617	643	648	685
37	3	315	320	332	369	375	380	391	419	426	445	452	459
	4	484	522	534	538	548	552	566	586	608	631	651	677

Номер варианта	Номер ИДЗ	Номера задач, относящихся к данному варианту											
38	3	301	325	333	344	356	366	384	410	423	443	453	467
	4	477	492	519	551	561	578	587	602	612	637	658	665
39	3	306	318	328	337	358	373	393	400	411	424	439	457
	4	478	496	514	520	542	562	581	599	613	637	655	666
40	3	314	321	326	345	355	366	388	418	430	440	455	473
	4	479	498	516	535	543	565	580	587	614	639	644	678
41	3	317	324	327	340	361	368	381	391	409	419	442	474
	4	480	500	521	544	556	557	580	588	611	632	650	675
42	3	308	317	334	342	357	365	393	415	434	441	456	471
	4	481	491	501	521	538	553	561	591	613	633	653	683
43	3	310	319	338	348	351	373	384	395	401	417	446	454
	4	482	502	522	534	542	564	578	584	609	632	652	672
44	3	302	320	332	343	363	370	388	394	407	416	432	465
	4	483	503	523	533	543	563	573	583	603	623	633	673
45	3	325	335	345	355	365	385	405	415	435	440	455	475
	4	484	494	504	524	544	564	584	604	614	634	644	684
46	3	311	321	337	346	364	372	381	393	410	424	446	451
	4	485	505	525	535	545	555	565	595	615	635	645	685
47	3	311	317	331	343	357	371	380	392	407	434	449	453
	4	487	497	507	517	547	557	577	587	617	637	647	687
48	3	318	325	329	341	380	390	410	417	442	450	461	472
	4	488	508	518	528	548	554	561	582	619	641	644	678
49	3	319	323	327	335	364	371	377	400	401	417	446	466
	4	489	510	528	536	545	563	580	587	620	630	652	679
50	3	320	329	341	353	380	390	406	419	431	445	454	470
	4	490	500	516	530	542	565	590	606	621	630	660	680

Ответы к расчетным задачам

9. $3 \cdot 10^{-26}$ кг; $1,06 \cdot 10^{14}$ лет. **10.** а) 0,5 моль; б) 100 моль; в) 5 моль. **11.** а) 2 кг; б) 0,585 кг; в) 3,4 кг. **12.** 70 г и 140 г. **13.** 58 г/моль. **14.** а) 28; б) 28 г/моль; в) $4,65 \cdot 10^{-26}$ кг. **15.** S₈. **17.** Fe. **18.** TiO₂. **19.** 9 и 27. **20.** CaH₂. **21.** Cu₂O и CuO. **22.** PbO и PbO₂. **23.** ClF, ClF₃, ClF₅, ClF₇. **24.** As₂S₃ и As₂S₅. **25.** Иод. **26.** 12 и 16. **27.** Mo, 0,63 %. **28.** Zn. **30.** Кислая. **31.** H₂O₂. **32.** C₂H₂ и C₆H₆. **33.** 500 моль; 50 кг. **34.** 224 л. **35.** 0,68 кг. **36.** Щелочная. **37.** 10,7 г; NH₃; 0,6 г. **38.** 3 кг. **39.** 5 м³. **40.** 72 %. **41.** 10,3 %. **42.** 94,6 %. **43.** 13,8 %. **44.** 75 %. **45.** 17,3 % Al; 82,7 % Al₂O₃. **87.** 500,76 кДж/моль; 13,08 эВ/атом. **151.** -297 кДж/моль. **152.** 286 кДж/моль. **153.** -1217,6 кДж/моль. **154.** 1 моль и 27 г Al; 0,75 моль и 16,8 л O₂. **155.** 3175 кДж. **156.** -126,6

кДж/моль. **157.** $-890,2$ кДж; 39740 кДж. **158.** $-810,1$ кДж; 16887 кДж. **159.** $-44,7$ кДж; $810,1$ кДж. **160.** -415 кДж; выделяется 1853 кДж. **161.** $-517,7$ кДж; 23112 кДж. **162.** $31299,1$ кДж; 54129 кДж. **163.** $-1415,3$ кДж; 30767 кДж. **164.** $65,8$ кДж; поглощается $365,5$ кДж. **165.** $177,4$ кДж; 794000 кДж. **171.** 74 кДж, невозможна. **172.** $185,6$ кДж, невозможна. **173.** Выше 7030 К. **174.** При стандартной температуре более вероятна вторая реакция, а при 1000 К – первая. **175.** Вторая. **176.** Первое. **185.** $0,0073$; 5 моль/л (N_2); 15 моль/л (H_2). **186.** $0,02$ моль/л (CO); $0,02$ моль/л (H_2); $0,01$ моль/л (H_2O); $0,25$ (константа равновесия). **187.** $0,16$. **193.** $1,8 \cdot 10^{13}$ (300 К); $1,6 \cdot 10^5$ (1000 К). **194.** $0,6$ (0 °С); $71,4$ (100 °С). **195.** $1,2 \cdot 10^{-46}$ (500 К); $2,3 \cdot 10^{-21}$ (1000 К). **196.** $1,69$ В. **197.** $1,45$ В. **198.** $0,47$ В. **202.** $2,45$ В. **203.** $0,33$ В. **204.** $0,82$ В. **205.** $0,60$ В. **207.** 256 г. **208.** 73 г. **209.** $5,7$ А; $32,5$ г. **210.** 127 г (Cu); 56 г (Fe); $10,8$ г (H_2). **211.** Увеличивается в 4 (а), 2 (б) и 8 (в) раз. **212.** Сложная; увеличивается в 4 (а), 2 (б) и 8 (в) раз. **213.** Сложная; увеличивается в 9 раз. **216.** $89 \cdot 10^{-3}$ моль $^{-1} \cdot c^{-1}$. **217.** Увеличивается в 243 раза. **218.** Увеличиваются в 81 раз. **219.** На 67 град. **220.** 56 град. **221.** $94,7$ кДж/моль. **222.** $191,3$ кДж/моль. **223.** 2700 . **224.** Увеличивается в $3,7$ и в $1,14$ раз. **225.** Увеличивается в $8,64 \cdot 10^{13}$ раз. **226.** $8,4$ л H_2O и $5,6$ кг KOH . **227.** $211,7$ л NH_3 и 805 мл H_2O . **228.** $403,2$ л. **229.** $6,625$ г; 1 л. **230.** $5,75$; $6,26$; $0,322$. **231.** $C_M = C_{ЭК} = 6,97$; $C_m = 8,93$; $T = 0,439$; $C_N = 0,14$. **232.** $8,6$ %. **233.** 2488 мл. **234.** 5 кг. **235.** $19,5$ мл; $230,5$ мл. **236.** $16,6$ мл; $983,4$ мл. **237.** 200 мл. **238.** 560 мл; CO_2 ; 25 л. **239.** 363 мл; NH_4Cl ; 241 г. **240.** 13 М; 26 н.; $1,276$. **241.** 100736 Па. **242.** Понизится до $8133,75$ Па. **243.** $106,3$. **244.** $1,4$ моль. **245.** $-13,4$ °С. **246.** $100,32$ °С. **247.** 58 г/моль. **248.** $17,8$. **249.** I_2 . **250.** S_8 . **251.** $-7,64$ °С. **252.** $0,5$ кг. **253.** 289063 Па; $2,85$ атм. **254.** $292,5$ К. **255.** $C_6H_{14}O_6$. **261.** $2,2 \cdot 10^{-3}$ %; $1,000022$. **262.** $1,764 \cdot 10^{-5}$. **263.** $5 \cdot 10^{-10}$; HCN . **264.** В 10 раз. **265.** $1,8$; 80 %. **271.** а) 4 и 10 ; б) 11 и 3 ; в) $5,4$ и $8,6$; г) $6,75$ и $7,25$; д) $2,3$ и $11,7$. **272.** а) $6,3 \cdot 10^{-4}$ и $1,6 \cdot 10^{-11}$; б) $1,6 \cdot 10^{-6}$ и $6 \cdot 10^{-9}$; в) $7,9 \cdot 10^{-10}$ и $1,3 \cdot 10^{-5}$; г) $4 \cdot 10^{-12}$ и $2,5 \cdot 10^{-3}$ моль/л. **273.** $12,7$; $1,3$. **274.** $0,086$; $13,91$. **275.** $1,9$; $12,1$. **276.** $12,1$; $1,9$. **277.** $1,3$. **278.** $5,7 \cdot 10^{-20}$. **279.** $1,1 \cdot 10^{-9}$. **280.** $1,15 \cdot 10^{-14}$ моль/л; $3,15 \cdot 10^{-3}$. **281.** $2,2 \cdot 10^{-5}$ и $4,4 \cdot 10^{-5}$ моль/л. **282.** 1017 л. **283.** $8,8 \cdot 10^3$ л. **284.** Нет. **285.** Да. **298.** $5,75 \cdot 10^{-10}$; $7,6 \cdot 10^{-3}$ %. **299.** $2,2 \cdot 10^{-8}$; $5,6 \cdot 10^{-4}$; $2,4$ %; $1,5 \cdot 10^{-2}$ %; $12,4$. **300.** $1,6 \cdot 10^{-7}$; $7,1 \cdot 10^{-13}$; $0,04$ %; $8,8 \cdot 10^{-5}$ %; $11,6$. **323.** $44,8$ л H_2 ; $11,2$ л H_2S . **326.** 29 г раствора; $342,5$ кг MnO_2 . **329.** $93,5$ %. **333.** $3,18$ %. **342.** -2850 кДж. **346.** $4,9$ г $K_2Cr_2O_7$; $18,2$ мл раствора HCl . **347.** $3853,4$ мл. **348.** $286,2$ г $NaBr$; $120,9$ г MnO_2 ; $2,1$ л H_2SO_4 . **349.** $621,8$ г Br_2 ; 255 г $KMnO_4$. **350.** $71,5$ л. **351.** S_8 . **359.** $9,24$ л. **363.** $16,6$ мл. **371.** $83,5$ г. **372.** 124 г. **373.** $0,5$ М; $pH = 1,1$. **374.** $1,2$ г. **375.** S_2 . **376.** $470,3$ г. **377.** $113,2$ г. **378.** $478,3$ г. **382.** $2,1$ г. **393.** $K = 0,1152$; исходная концентрация NO_2 равна $0,3$ моль/л. **394.** $158,14$ г Sb_2S_3 ; $71,68$ л NO . **397.** $1,67 \cdot 10^{-2}$ М. **398.** $2,47$ л. **399.** $8,7$ г MnO_2 и $35,5$ мл

HCl. **400.** 0,16 г. **401.** 0,22 т соды; 0,21 т известняка; 0,75 т кремнезема.
411. 8,6 кг кремния; 56,8 л NaOH. **412.** 26,47 мл. **417.** 63,6%. **421.** 86,73
 мл. **422.** 55 кг. **423.** 540,3 мл. **424.** $[\text{Pb}^{2+}][\text{OH}^-]^2 = 0,125 \cdot 10^{-3}$. **425.** 0,6 н и 95
 г/моль. **426.** 31,6 %. **434.** Окислитель – 31,6 г/моль; восстановитель – 252
 г/моль. **436.** 236 мл. **437.** 0,53 т Al; $1,42 \cdot 10^6$. **442.** 910 мл. **444.** $\Delta G_{800}^0 =$
 862,92 кДж. **445.** $3,17 \cdot 10^{-8}$. **446.** $\Delta H_{298}^0 = -907$ кДж; $\Delta G_{298}^0 = -810,1$ кДж.
447. H_3BO_3 – 649,2 кг; 965,2 л Na_2CO_3 . **448.** 19,8 мл. **449.** –1382,5 кДж.
452. 156,7 г. **453.** 386,1 г. **459.** Восстановитель – 12 г/моль; окислитель –
 8 г/моль. **461.** **462.** Окислитель – 49 г/моль; восстановитель – 39 г/моль.
467. 10 %. **468.** Да. **469.** 1,2 г **470.** 2,9 ммоль/л. **471.** 18,7 л. **472.** 72 %;
 9535,3 г. **473.** $4,8 \cdot 10^{-9}$. **474.** 1236,6 л. **475.** 4,8 л. **480.** 519 кг. **481.** $\Delta G = -$
 498,2 кДж. **491.** 1,173 кг Ln_2O_3 ; 0,432 кг Ca; 241,7 л F_2 . **492.** LnTi_4 . **493.**
 60 г. **494.** Нет; $\Delta G_{298}^0 = 66,33$ кДж. **499.** Окислитель – 49 г/моль; восста-
 новитель – 248 г/моль. **500.** Окислитель – 158 г/моль; восстановитель –
 326 г/моль. **507.** 1060,6 мл. **508.** 152,04. **510.** Нет. **512.** 59,4 г. **513.** 34 г.
514. 0,686 г H_2 ; 5,49 г O_2 . **516.** 87,4 кг. **517.** Магнием. **518.** 3000 мл. **522.**
 ZrO_2 . **536.** 3,35 л. **538.** 14,79 г V_2O_5 ; 2,26 л NH_3 . **539.** $1,3 \text{ м}^3 \text{ Cl}_2$; 4,83 кг
 NaVO_3 . **540.** 0,349; 0,264; 0,175; 0,118. **553.** 59,7 л H_2S . **554.** -1556,7
 кДж/моль. **559.** 892,7 К. **565.** 21 г/моль; 8,9 г/моль. **574.** 0,05 н.; 0,00475
 г/мл. **575.** 3,175 г. **576.** Да. **577.** 39,6 л. **578.** 11,2 л. **581.** 53%. **598.** 1,524 г.
599. $\Delta G_1^0 = -78$ кДж; $\Delta G_2^0 = -184,4$ кДж. **602.** 0,003 %. **603.** 1 л. **604.** 5,13
 кг. **605.** Да. **606.** 118,2 кг; 0,016 часа. **609.** 786 кг. **610.** 13,8 т Fe_3O_4 ; 2,86 т
 C. **624.** $\Delta H = 39,7$ кДж. **625.** 0,1. **626.** -292,3 кДж. **635.** 1 моль или $6,02 \cdot 10^{23}$
 молекул. **637.** 242 мл; 40 мл. **644.** 5,03 мин. **649.** 271,7 кг. **660.** 21,6 г Ag;
 9,8 г H_2SO_4 ; 6,4 г Cu. **661.** 0,05 M; 0,1 н. **666.** 1,46 л. **667.** $344,6 \text{ м}^3$; 29,85
 %. **683.** 0,06 г. **685.** 65 % Zn; 35 % Cu. **687.** 0,63 л.

5. ИТОГОВЫЙ КОНТРОЛЬ

После завершения изучения дисциплины студенты сдают экзамен. Экзаменационный билет включает двадцать тестовых заданий.

5.1. Вопросы для подготовки к экзамену

Часть I. Общая химия

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.



Часть II. Неорганическая химия

1. Нахождение элементов земной коре, получение простых веществ.
 - a. Распространенность элементов в земной коре и космосе.
 - b. Природные соединения элементов.
 - c. Получение металлов, очистка металлов от примесей.
 - d. Получение неметаллов.
2. Строение вещества.
 - e. Строение атомов элементов.
 - f. Закономерности изменения свойств элементов.
 - g. Химическая связь.
3. Получение и химические свойства химических соединений.
 - h. Химические свойства металлов.
 - i. Химические свойства неметаллов.
 - j. Химические свойства и получение оксидов.
 - k. Химические свойства и получение гидроксидов.
 - l. Химические свойства и получение солей.
 - m. Номенклатура химических соединений.
4. Различные виды химических превращений.
 - n. Кислотно-основные реакции.
 - o. Окислительно-восстановительные реакции.
 - p. Гидролиз.
5. Практическое применение химических знаний.
 - q. Термодинамические задачи.
 - r. Комбинированные расчетные задачи.



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. Общая и неорганическая химия. Часть II. Неорганическая химия. – Томск: Изд-во ТПУ, 2009. – 99 с.
4. Стась Н.Ф. Справочник по общей и неорганической химии. – Томск: Изд-во ТПУ, 2003. – 72 с.

6.2. Литература дополнительная

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

7.3. Учебно-методические пособия

9. Виртуальный лабораторный комплекс по дисциплине «Общая и неорганическая химия». – Режим доступа: <http://lms.tpu.ru>, вход свободный.
10. 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

<u>Li</u>	<u>K</u>	<u>Ba</u>	<u>Ca</u>	<u>Na</u>	<u>Mg</u>	<u>Be</u>	<u>Al</u>
Li ⁺	K ⁺	Ba ²⁺	Ca ²⁺	Na ⁺	Mg ²⁺	Be ²⁺	Al ³⁺
-3,04	-2,92	-2,91	-2,87	-2,81	-2,36	-1,85	-1,66
<u>Mn</u>	<u>Zn</u>	<u>Cr</u>	<u>Fe</u>	<u>Cd</u>	<u>Co</u>	<u>Ni</u>	<u>Sn</u>
Mn ²⁺	Zn ²⁺	Cr ³⁺	Fe ²⁺	Cd ²⁺	Co ²⁺	Ni ²⁺	Sn ²⁺
-1,18	-0,76	-0,91	-0,44	-0,40	-0,28	-0,25	-0,14
<u>Pb</u>	<u>H₂</u>	<u>Bi</u>	<u>Cu</u>	<u>Ag</u>	<u>Hg</u>	<u>Pt</u>	<u>Au</u>
Pb ²⁺	2H ⁺	Bi ³⁺	Cu ²⁺	Ag ⁺	Hg ²⁺	Pt ²⁺	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	ΔH° _{обр.} , кДж/моль	ΔG° _{обр.} , кДж/моль	S° , Дж/моль К
Азот	N _{2(г)}	0	0	191,5
	N ₂ O _(г)	82,0	104,2	219,9
	NO _(г)	90,2	86,6	210,6
	N ₂ O _{3(г)}	83,3	140,6	307
	NO _{2(г)}	33,5	51,5	240,2
	NH ₄ NO _{3(к)}	-365,4	-183,8	151,0
Алюминий	Al(к)	0	0	28,4
	Al ₂ O _{3(к)}	-1676	-1582	50,9
Водород	H _{2(г)}	0	0	130,5
	H ₂ O _(г)	-241,8	-228,6	188,7
	H ₂ O _(ж)	-285,3	-237,2	70,1
	H ₂ O _{2(ж)}	-187,8	-120,4	109,5
Вольфрам	W(к)	0	0	32,7
	WO _{3(к)}	-842,7	-763,9	75,9
Железо	Fe(к)	0	0	27,3
	FeO(к)	-264,8	-244,3	60,8
Иод	I _{2(к)}	0	0	116,2
	I _{2(г)}	62,4	19,4	260,6
	HI(г)	26,6	1,8	206,5
Калий	K(к)	0	0	71,5
	KOH(к)	-425,8	-380,2	79,3
Кальций	Ca(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
Кисло- род	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
$K_{\text{к}}, \text{град/моль}$	2,4	5,7	1,85	43,72
$K_{\text{э}}, \text{град/моль}$	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

ОБЩАЯ И НЕОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ

Методические указания и индивидуальные задания

Составители

**СТАСЬ Николай Федорович
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 Херох. Усл.печ.л. 6,34. Уч.-изд.л. 5,74.

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