

МИНИСТЕРСТВО ОБРАЗОВАНИЯ И НАУКИ РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ
Федеральное государственное бюджетное образовательное учреждение
высшего профессионального образования
**«НАЦИОНАЛЬНЫЙ ИССЛЕДОВАТЕЛЬСКИЙ
ТОМСКИЙ ПОЛИТЕХНИЧЕСКИЙ УНИВЕРСИТЕТ»**

УТВЕРЖДАЮ

Директор ИДО

С.И. Качин

«___» _____ 2011 г.

ХИМИЯ

Методические указания и индивидуальные задания
для студентов ИДО, обучающихся по направлению
280700 «Техносферная безопасность»

Составитель Ю.Ю. Мирошниченко

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	154	150
Формы контроля	экзамен	зачет

Издательство
Томского политехнического университета
2011

УДК 546

Химия: рабочая программа, метод. указ. и индивид. задания для студентов ИДО, обучающихся по напр. 280700 «Техносферная безопасность» / сост. Ю.Ю. Мирошниченко; Томский политехнический университет. – Томск: Изд-во Томского политехнического университета, 2011. – 108 с.

Методические указания и индивидуальные домашние задания по дисциплине «Химия» рассмотрены и рекомендованы к изданию методическим семинаром кафедры общей и неорганической химии протокол № 66 от 06.10.2011 г.

Зав. кафедрой ОНХ

профессор, доктор физико-математических наук _____ А.П. Ильин

Аннотация

Методические указания и индивидуальные задания по дисциплине «Химия» предназначена для студентов ИДО, обучающихся по направлению 280700 «Техносферная безопасность». Данная дисциплина изучается в двух семестрах.

В первом семестре изучается раздел общая и неорганическая химия. Общая химия включает основные понятия и законы химии, теорию строения вещества, периодический закон, основы химической термодинамики и химической кинетики, закономерности растворов и электрохимических процессов. 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. Во втором семестре изучается органическая химия. Органическая химия изучает строение, свойства основных классов органических веществ, их получение и применение.

Приведены цели и задачи изучения дисциплины, содержание теоретического материала, 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

«Химия» наряду с физикой, экологией, физической химией, математикой составляет фундамент инженерного образования. Для успешного освоения курса обучающийся должен обладать удовлетворительными знаниями, полученными в рамках школьного обучения по данной дисциплине.

Основными целями дисциплины является: получение знаний в области строения неорганических и органических веществ и их применение при изучении общенаучных и специальных дисциплин, а также для решения профессиональных задач; получение навыков, необходимых для работы в химической лаборатории, получение веществ, их выделения, очистка и идентификация, навыков поиска и обработки информации; формирование знаний о роли химии и ее вкладе в научно-технический прогресс.

После прохождения общеобразовательного модуля «Химия» студенты должны обладать знаниями, умениями и навыками.

Знать: основные понятия, законы и модели химических систем, реакционную способность веществ; основные понятия, законы и модели коллоидной и физической химии; свойств основных видов химических веществ и классов химических объектов.

Уметь: проводить расчеты концентрации растворов различных соединений, определять изменение концентраций при протекании химических реакций, термодинамические характеристик химических реакций и концентрации веществ, проводить очистку веществ в лабораторных условиях, определять основные физические характеристики органических веществ.

Владеть опытом: методами предсказания возможных химических реакций и их кинетику; методами выделения и очистки веществ, определение их состава.

Полученные знания, умения и опыт внесут вклад в развитие профессиональных компетенций. Выпускник ЗОС должен быть готов применять основные законы естественнонаучных дисциплин, методы математического анализа и моделирования, теоретического и экспериментального исследования в профессиональной деятельности с целью моделирования устройств, систем и методов защиты человека и природной среды от опасностей. Выпускник ЗЧС должен быть готов применять глубокие знания в области техносферной безопасности в деятельности по организации защиты человека в чрезвычайных ситуациях, а также деятельности предприятий в чрезвычайных ситуациях и применять глубокие зна-



ния в области техноферной безопасности в деятельности по прогнозированию, измерению и профилактике негативных воздействий на человека и природную среду, а также деятельности по контролю технического состояния и применения используемых средств защиты.

Дисциплина «Химия» относится к разделу естественнонаучных дисциплин (ЕН) в цикле ООП. Пререквизиты и кореквизиты отсутствуют.

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 немоллекулярной структурой, дальтонидаы и бертоллидаы. 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.

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. Способы превращения кислых, основных и оксосолей в нормальные.

Современная номенклатура неорганических веществ и тривиальные названия наиболее распространённых соединений.

3. Окислительно-восстановительные реакции.

Степени окисления элементов в соединениях, правила их определения. Взаимосвязь степени окисления со стехиометрической валентностью элемента. 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: [1, с. 3–38], [2, с. 5–23], [3, с. 3–25].

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 объёму (для газов при н.у.) и проводить обратные вычисления; определять число молекул в данной массе вещества (для газов – в данном объёме 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.

9. Методом электронного баланса расставлять коэффициенты, определять окислитель, восстановитель и их эквивалентные массы.

Вопросы и задания для самоконтроля

1. Напишите формулы веществ, имеющие названия: нитрит кальция, кремниевая кислота.

2. Относительная плотность газа по кислороду равна 2. Вычислите молярную массу газа (г/моль).

3. Дайте определение атом, молекула, относительная атомная масса, моль, молекулярная масса, молярная масса.

РАЗДЕЛ 2. СТРОЕНИЕ ВЕЩЕСТВА

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

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

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. Значение периодического закона.



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.

Ионная связь, ее энергия, особенности соединений с ионной связью. 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.

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.

Рекомендуемая литература: [1, с. 38–83], [2, с. 23–64].

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.

9. Знать типы и основные характеристики химических связей; указывать отличительные признаки веществ с различным типом связи; сравнивать химические связи в однопольных и близких молекулах по энергии, длине, дипольному моменту.

10. Объяснять ковалентную связь методом валентных связей: объяснять обменный механизм образования ковалентной связи и понятие электронной валентности элемента; определять число валентных электронов в атомах;

11. изображать и называть различные типы перекрывания атомных орбиталей, определять кратность связей в несложных молекулах;
12. объяснять донорно-акцепторный механизм образования связи
13. объяснять основные положения теории гибридизации; знать основные типы гибридизации и иллюстрировать их примерами; изображать пространственное строение молекул, когда все гибридные орбитали – связывающие;
14. пользоваться методом отталкивания электронных пар валентной оболочки (методом ОЭПВО) для определения строения молекул при наличии в них несвязывающих орбиталей;
15. 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.
16. Знать характеристики ковалентно-полярных связей (дипольный момент, эффективный заряд); иметь представление о взаимной поляризации ионов и влиянии поляризации на свойства соединений.
17. Объяснять невозможность существования абсолютной ионной связи и уметь определять степень ионности химических связей.
18. Объяснять металлическую связь, водородную связь и природу межмолекулярного взаимодействия.
19. Знать особенности химической связи между частицами вещества в различных агрегатных состояниях.
20. Знать классификацию кристаллов по типу химической связи между частицами; иметь представление о дефектах в кристаллах и их влиянии на свойства веществ.
21. 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.
22. Записывать схемы диссоциации комплексных соединений и уравнения для константы нестойкости; определять направление самопроизвольного протекания реакций с участием комплексных соединений.
23. Объяснять химическую связь между комплексообразователем и лигандами электростатической теорией, методом валентных связей и теорией кристаллического поля.

Вопросы и задания для самоконтроля

1. Запишите электронные формулы для атомов натрия, азота, хлора, хрома, меди, вольфрама.
2. Сформулируйте правило Клечковского, принцип Паули, правило Гунда.
3. Охарактеризуйте набором квантовых чисел не спаренные электроны атома железа.
4. Как изменяется энергия ионизация, электроотрицательность, радиус атома в третьем периоде периодической системы.
5. Какие типы химической связи вы знаете. Общие характеристики химической связи.
6. Определите тип гибридизации в молекулах воды, фторида серы (VI).
7. Основные принципы теории ОЭПВО.
8. Метод МО основные принципы построения диаграмм.
9. Методом МО определите магнитные свойства и кратность связи в молекуле азота.
10. Что такое индукционное, ориентационное, дисперсионное взаимодействие?
11. Какое значение покажет устойчивость комплексного соединения?
12. Напишите диссоциацию комплексного соединения гексацианоферрата (III) натрия?
13. Какие природные комплексные соединения вы знаете и какое значение они имеют?

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 одготипных соединений. Термохимические уравнения. Закон Гесса и его следствия.

Энтропия и стандартная энтропия вещества, закономерности её 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.

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.

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: [1, с. 83–98], [2, с. 67–115].

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.

9. Приводить примеры обратимых реакций.

10. Объяснять химическое равновесие с позиций химической термодинамики и кинетики, перечислять признаки истинного равновесия.

11. Записывать математическое выражение закона действующих масс для химического равновесия.

12. Рассчитывать константу равновесия по энергии Гиббса, равновесные концентрации и выход продукта – по константе равновесия.

13. Руководствуясь принципом Ле Шателье, определять направление смещения равновесия реакций при изменении условий их проведения.

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

15. 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.

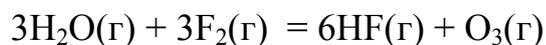
16. Определять кинетический порядок реакции по зависимости её скорости от концентрации реагентов.

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

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

Вопросы и задания для самоконтроля

1. Сформулируйте первый закон термодинамики
2. Что характеризует энтропия. Какие методы ее нахождения вы знаете.
3. Сформулируйте закон Гесса
4. Энтропия. Закономерности изменения энтропии.
5. Закономерности протекания химических процессов
6. По уравнению реакции и термодинамическим константам веществ



$\Delta_f H^\circ$, кДж/моль	-242	0	-271	142
-------------------------------	------	---	------	-----



S° , Дж/(моль·К) 189 203 174 239

вычислите (кДж) энергию Гиббса.

7. Виды равновесий (истинное, метастабильное, заторможенное).
8. Закон действующих масс. Константа равновесия.
9. Принцип Ле-Шателье.
10. Для обратимой реакции



укажите направление смещения равновесия при повышении температуры.

11. Общий кинетический порядок некоторой простой реакции между газообразными веществами равен 2, температурный коэффициент её скорости – 3. Определите, во сколько раз увеличивается скорость этой реакции при повышении давления в 6 раз, а температуры на 40° .

12. Что называется энергией активации.
13. Нарисуйте энергетический профиль эндотермической диаграммы.
14. Типы катализа, приведите примеры.
15. Что называется катализатором?

РАЗДЕЛ 4. РАСТВОРЫ

1. Общие закономерности растворения, концентрация растворов.

Растворы в химической технологии, в синтезах и анализе веществ, в быту. Коллоидные растворы, физико-химические основы поверхностных явлений. Дисперсные системы. Строение, свойства и получение коллоидных растворов.

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

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

3. Растворы электролитов.

Теория электролитической диссоциации. Ионогидраты, ионосолеваты 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: [1, с. 109–130], [2, с. 134–196].

Методические указания

1. Владеть терминологией по теме растворы. Различать истинные, коллоидные и грубодисперсные растворы. Знать термодинамику образования истинных растворов; объяснять сущность химической теории растворов Д.И. Менделеева.

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

3. Для малорастворимых и практически нерастворимых веществ знать правило произведения растворимости и использовать табличные значения произведения растворимости для количественных расчетов.
4. Приводить примеры растворов неэлектролитов и проводить расчеты по законам Рауля и Вант-Гоффа.
5. Объяснять понятие идеального раствора и причины отклонения свойств реальных растворов от свойств идеального раствора.
6. Приводить примеры растворов электролитов, записывать схемы и объяснять механизм электролитической диссоциации, различать сильные и слабые электролиты.
7. Знать показатели процесса электролитической диссоциации (константа, степень, изотонический коэффициент), их взаимосвязь и способы их определения.
8. Объяснять причину, по которой растворы сильных электролитов характеризуются активностью и кажущейся степенью диссоциации.
9. Объяснять ионное произведение воды и водородный показатель (рН), уметь рассчитывать рН растворов электролитов, знать индикаторы.
10. Объяснять ионную теорию кислот и оснований, различать кислоты и основания по их силе, записывать схемы их электролитической диссоциации.
11. Знать сущность протонной и электронной теорий кислот и оснований, их преимущества и недостатки в сравнении с ионной теорией.
12. Определять направление ионообменных реакций в растворах электролитов и записывать их уравнения в молекулярном и в ионном виде.
13. 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

1. Как называются эти способы выражений концентраций растворов
 - 1) количество растворенного вещества (моль) в одном литре раствора;
 - 2) количество растворенного вещества (моль) в одном кг растворителя;
 - 3) количество эквивалентов растворенного вещества (моль-эк) в одном литре раствора;
 - 4) отношение массы растворенного вещества к массе раствора;
 - 5) масса растворенного вещества (г) в одном мл раствора;
 - 6) отношение количества растворенного вещества к общему количеству компонентов раствора.

2. Раствор нитрата натрия объёмом 300 мл с молярной концентрацией 0,2 М ($\rho = 1,005$ г/мл) приготовили путём растворения соли в воде. Определите моляльность раствора и массу нитрата натрия.

3. Напишите электролитическую диссоциацию для ортофосфорной кислоты

4. Запишите законы Рауля и правило Вант-Гоффа.

5. Плотность 12%-го раствора глюкозы $C_6H_{12}O_6$ при 25 °С равна 1046 г/л. Давление насыщенного пара воды при данной температуре 3170 Па. Вычислите осмотическое давление.

6. Гидролиз солей. Запишите гидролиз карбоната калия, сульфата меди, силиката натрия, сульфида аммония.

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: [1, с. 98–109], [2, с. 196–225].

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

1. В последовательности металлов

Металл	Li	Zn	Fe	Cu	Au
$\varphi^\circ, \text{В}$	-3,04	-0,76	-0,44	+0,34	+1,5

Как изменяются окислительные свойства.

2. Определите ЭДС медно-цинкового ($\varphi^\circ(\text{Cu}) = +0,34 \text{ В}$, $\varphi^\circ(\text{Zn}) = -0,76 \text{ В}$) гальванического элемента. Запишите токообразующую реакцию.

3. Что называется электролизом.

4. Запишите закон Фарадея.

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.

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.

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.

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 имидазы. 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 термолитиза. 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 р-элементов пятой группы.

РАЗДЕЛ 5. Р-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 углерода (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.

РАЗДЕЛ 6. P-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.

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.

РАЗДЕЛ 8. ХИМИЯ D- И F ЭЛЕМЕНТОВ

Общая характеристика d-элементов: положение в периодической системе; строение и свойства атомов; степени окисления; комплексобразующие 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 ртути, 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.

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. 3–131], [4, с. 7–306].

Методические указания

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 [5]

2 СЕМЕСТР

РАЗДЕЛ 10. ОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ

Теория строения органических соединений, их классификация и номенклатура, типы изомерии, связь химических свойств со структурой молекул, классификация реагентов и реакций в органической химии.

Классы органических веществ их получение применение и свойства (предельные углеводороды, непредельные углеводороды, ароматические углеводороды, спирты, фенолы, альдегиды, кетоны, карбоновые кислоты, сложные эфиры, липиды, углеводы, амины, аминокислоты, пептиды, белки).

Качественный и количественный анализ органических веществ. Очистка веществ от примесей и определение физических характеристик органических веществ.

Рекомендуемая литература: [6, с. 9–372], [7, с. 3–102].



Методические указания

1. Теоретические основы органической химии

Современное состояние теории химического строения. Электронное строение атомных орбиталей углерода. Химическая связь. Кислотно-основные свойства органических соединений. Классификация химических реакций и реагентов. Классификация органических соединений. Номенклатура органических соединений.

2. Углеводороды)

Алканы (парафины)

Гомологический ряд алканов. Общая формула, строение, изомерия, номенклатура. Природные источники алканов: нефть и природный газ. Промышленные способы получения алканов: ректификация нефти, крекинг высших алканов, гидрогенизация углей.

Способы получения. Физические свойства алканов. Химические свойства алканов: механизм радикального замещения; реакции галогенирования, сульфохлорирования, сульфоокисления, нитрования. Реакции, идущие с разрывом связей С-С: крекинг и окисление. Использование предельных углеводородов и продуктов их переработки. Углеводороды как моторное топливо. **Циклоалканы (нафтены)** Классификация и номенклатура. Теория напряжений и электронное строение связей С-С в низших циклоалканах. Пространственное строение циклоалканов, конформационная изомерия. Природные источники.

Алкены, диеновые, алкины

Гомологический ряд этиленовых углеводородов (олефинов). Общая формула, строение, изомерия, номенклатура. Промышленные способы получения алкенов: крекинг и дегидрирование алканов. Физические свойства алкенов. Химические свойства. Реакции галогенирования, гидрогалогенирования, гидратации, сопряженное электрофильное присоединение. Каталитическое гидрирование олефинов. Озонирование алкенов как метод установления их строения. Качественные реакции на наличие двойной связи. Полимеризация. Классификация диенов. Номенклатура. Электронное строение 1,3-сопряженных диенов. Важнейшие представители: 1,3-бутадиен и изопрен-мономеры для синтеза каучуков. Гомологический ряд ацетиленовых углеводородов. Общая формула, строение, изомерия, номенклатура. Промышленные способы получения ацетилена: термическое разложение метана, карбидный метод. Методы образования тройной связи: дегидрирование, дегидрогалогенирование органических дигалогенидов. Физические свойства алкинов. Применение. Полимерные соединения.



Ароматические углеводороды (арены)

Классификация ароматических углеводородов. Бензол и его гомологи. Изомерия и номенклатура. Нахождение в природе. Электронное строение бензольного кольца. Понятие и критерии ароматичности. Способы получения бензола и его гомологов: ароматизация алканов, тримеризация алкинов, алкилирование бензола, выделение из нефти и каменноугольной смолы. Физические свойства ароматических углеводородов.

Химические свойства аренов. Реакции галогенирования, нитрования, сульфирования, алкилирования и ацилирование по Фриделю-Крафтсу. Влияние заместителей на направление реакций электрофильного замещения и на реакционную способность бензольного кольца. Ориентация при наличии двух заместителей: согласованная и несогласованная. Соотношение *орто*- и *пара*-изомеров. Объяснения правил замещения с точки зрения электронных и пространственных эффектов. Окисление бензола и его гомологов. Применение.

Понятие о металлорганических соединениях

Классификация, основы номенклатуры, физические и токсикологические свойства. Основные методы получения литий- и магнийорганических соединений. Химические свойства и применение.

3. Кислородсодержащие органические соединения

Спирты и фенолы

Строение, классификация, изомерия, номенклатура. Промышленные методы получения спиртов. Физические свойства спиртов. Токсичность спиртов и фенола. Действие этанола и метанола на организм человека (практическое занятие под руководством преподавателя). Химические свойства спиртов: влияние строения на кислотно-основные свойства, алкоголяты. Дегидратация спиртов, окисление первичных и вторичных спиртов до карбонильных соединений и карбоновых кислот. Образование простых и сложных эфиров.

Многоатомные спирты и жиры.

Карбонильные соединения (альдегиды и кетоны) Строение, изомерия и номенклатура альдегидов и кетонов. Получение альдегидов и кетонов. Химические свойства карбонилсодержащих соединений. Окисление и восстановление альдегидов и кетонов. Важнейшие представители: формальдегид, ацетальдегид, бензальдегид, ацетон (промышленные методы получения, использование).

Карбоновые кислоты

Строение (насыщенные и ненасыщенные карбоновые кислоты), изомерия, номенклатура. Нахождение в природе. Получение карбоновых кислот. Физические свойства. Высшие предельные и непредельные карбоновые кислоты, жиры и масла. Непредельные карбоновые кислоты



(акриловая, метакриловая), методы их получения и практическое использование. Дикарбоновые кислоты. Малоновая кислота.

Углеводы и полисахариды

Строение, изомерия и свойства. Нахождение в природе.

4. Азотсодержащие органические соединения

Амины

Строение, классификация, изомерия, номенклатура. Первичные, вторичные, третичные амины. Соли аммония. Способы получения аминов. Физические свойства аминов.

Химические свойства аминов. Реакции первичных, вторичных, третичных алифатических и ароматических аминов с азотистой кислотой. Реакции ароматических аминов по кольцу: галогенирование, нитрование, сульфирование. Применение аминов в синтезе красителей и лекарственных препаратов. Токсичность аминов.

Гетероциклические соединения

Классификация, основы номенклатуры. Нахождение в природе. Пяти- и шестичленные гетероциклические соединения. Применение и биологическое значение. Понятие об алкалоидах.

Аминокислоты и белки

Классификация. Номенклатуры аминокислот, их строение. Химические свойства. Образование пептидов. Понятие о полипептидах и белках, первичные и вторичные структуры, биологическое значение.

Качественный и количественный анализ органических и неорганических веществ. Методы титрования и фотоколориметрия. Оценка и сравнение полученных значений с предельно допустимыми концентрациями (ПДК). Методы очистки веществ от примесей: декантация, центрифугирование, фильтрование, возгонка, перегонка, экстракция, перекристаллизация. Адсорбционные методы очистки веществ. Хроматография. Определение физических характеристик органических веществ.

Вопросы и задания для самоконтроля

1. Перечислите основные положения теории Бутлерова М.
2. Приведите классификацию органических веществ.
3. Что называется изомерами.
4. Какой тип химической связи характерен для органических молекул.
5. Классифицируйте химические реакции и реагенты в органической химии.
6. Как изменяются кислотные: алканы, спирты, тиолы, карбоновые кислоты, амины.
7. Напишите химические свойства для алканов.



8. Приведите способы получения на примере бутана.
9. Нефть, синтез газ приведите состав.
10. Напишите химические свойства для алкенов, алкинов.
11. Приведите способы получения на примере ацетилен.
12. Полимерные соединения, приведите примеры самых распространенных полимерных соединений и их применение.
13. Напишите химические свойства спиртов, фенола, альдегидов, кетонов, карбоновых кислот.
14. Липиды, получение, применение.
15. Амины, их свойства и применение.
16. Аминокислоты. Образование белков.
17. Приведите качественные реакции отличающие этан, этен и ацетилен.
18. Приведите качественные реакции отличающие глюкозу и фруктозу.

3. СОДЕРЖАНИЕ ПРАКТИЧЕСКОГО РАЗДЕЛА ДИСЦИПЛИНЫ

3.1. Тематика практических занятий

1 СЕМЕСТР

Тема 1. Закономерности протекания химических реакций (2 часа).

1. Первый закон термодинамики.
2. Термодинамические функции
3. Расчет энергии Гиббса, прогнозирование протекания химического процесса

Тема 2. Способы выражения концентраций растворов (2 часа).

1. Процентная, молярная, эквивалентная, моляльная концентрации, титр. Взаимосвязь между ними. Решение задач.

Рекомендуемая литература: [1, 12, 13].

2 СЕМЕСТР

Тема 1. Строение и номенклатура органических молекул (2 часа).

1. Теория Бутлерова
2. Правила названий органических веществ.
3. Решение задач

Тема 2. Взаимосвязь между классами органических веществ (2 часа).

1. Решение схем превращений между классами органических веществ.

Рекомендуемая литература: [15].

3.2. Перечень лабораторных работ

1 СЕМЕСТР

1. Окислительно-восстановительные реакции (2 часа).

Цель работы: познакомится с распространенными окислителями и восстановителями, научится записывать и уравнивать ОВР.

2. Гидролиз солей (2 часа)

Цель работы: провести гидролиз солей и определить рН среды их раствора.

3. Галогены (2 часа).

Цель работы: познакомится со свойствами галогенов и их соединений

4. Хром, марганец (2 часа).

Цель работы: познакомится со свойствами хрома и марганца и их соединений.

Методические указания по выполнению лабораторных работ для студентов, обучающихся с использованием дистанционных образовательных технологий (ДОТ), приведены в [18].

Методические указания по выполнению лабораторных работ для студентов, обучающихся по классической заочной форме (КЗФ), приведены в [15].

2 СЕМЕСТР

1. Очистка веществ от примесей (2 часа).

Цель работы: провести очистку веществ методами, возгонки, перекристаллизации, перегонки.

2. Фотоколориметрическое определение фенола в сточных водах (2 часа).

Цель работы: количественно определить содержание фенола в сточных водах.

3. Качественные реакции органических веществ (2 часа).

Цель работы: установить на качественном уровне содержание органических веществ.

Методические указания по выполнению лабораторных работ для студентов, обучающихся по классической заочной форме (КЗФ), приведены в [17].

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 контрольных работ. Условия задач и упражнений для контрольных работ приведены ниже.

По дисциплине «Химия» выполняется по два индивидуальных домашних задания (ИДЗ) в каждом семестре. В первом (осеннем) выполняются первые два ИДЗ (№ 1 и № 2) охватывают материал по общей и неорганической химии, (24 задачи). Следующие два ИДЗ (№ 3 и № 4) охватывают материал по органической химии и выполняются во втором семестре (весеннем) (**материал будет размещен позже**).

Таблица вариантов ИДЗ (№ 1 и № 2) по общей и неорганической химии, размещена в конце подраздела 4.2. Справочный материал, необходимый для решения задач и упражнений, дан в приложении.

Номер варианта ИДЗ – это последние две цифры шифра зачетной книжки студента. Если получаемое число больше 30, то из него нужно вычесть 30.

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

4.2. Варианты домашних заданий

Часть 1. ОБЩАЯ ХИМИЯ

Раздел 1. Основные химические понятия и законы

Глава 1. Атомно-молекулярное учение

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 дигидроксижелеза (III); б) хлорид гидроксижелеза (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 м³ (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. %.

Глава 2. Классификация и номенклатура неорганических веществ

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).

Глава 3. Окислительно-восстановительные реакции

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

- а) $P + HNO_3 + H_2O = H_3PO_4 + NO$;
- б) $Mg(OH)_2 + HCl = MgOHCl + H_2O$;
- в) $Cl_2 + KOH = KCl + KClO_3 + H_2O$;
- г) $SO_3 + H_2O = H_2SO_4$.

62. Условие в задаче № 61:

- а) $NO_2 + KOH = KNO_2 + KNO_3 + H_2O$;
- б) $MgOHCl + HCl = MgCl_2 + H_2O$;
- в) $FeO + H_2SO_4 = FeSO_4 + H_2O$;
- г) $KClO_3 = KCl + O_2$ (реакция идёт при нагревании).

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

- а) $SiO_2 + K_2CO_3 = K_4SiO_4 + CO_2$;
- б) $Na_3N + H_2O = NaOH + NH_3$;
- в) $IF_5 + KOH = KIO_3 + KF + H_2O$.

64. Условие в задаче № 63.

- а) $Al_2S_3 + H_2O = Al(OH)_3 + H_2S$;
- б) $HNO_3 + P_4O_{10} = H_3PO_4 + N_2O_5$;
- в) $ZnSO_4 + KHCO_3 = ZnCO_3 + K_2SO_4 + K_2CO_3 + CO_2 + H_2O$

65. Условие смотрите задачу № 63.

- а) $Ca_3P_2 + H_2O = Ca(OH)_2 + PH_3$;
- б) $B_2O_3 + CaF_2 + H_2SO_4 = BF_3 + CaSO_4 + H_2O$;
- в) $Al_2(SO_4)_3 + Na_2CO_3 + H_2O = Al(OH)_3 + Na_2SO_4 + CO_2$.

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

- а) $HBr + H_2SO_4 = Br_2 + SO_2 + H_2O$;
- б) $MnSO_4 + Ca(ClO)_2 + NaOH = Na_2MnO_4 + CaCl_2 + Na_2SO_4 + H_2O$;
- в) $FeS + HNO_3 = Fe(NO_3)_3 + H_2SO_4 + NO + H_2O$.

67. Условие смотрите в задаче № 66.

- а) $FeSO_4 + K_2Cr_2O_7 + H_2SO_4 = Fe_2(SO_4)_3 + Cr_2(SO_4)_3 + K_2SO_4 + H_2O$;
- б) $BiCl_3 + SnCl_2 + KOH = Bi + K_2SnO_3 + KCl + H_2O$;
- в) $H_2O_2 + H_2S = H_2SO_4 + H_2O$.

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

Глава 4. Строение атомов, периодический закон и периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева

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 номере № 79 для атома серы.

81. Смотрите задание в номере № 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?

Глава 5. Химическая связь и строение молекул

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) изменится 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)?

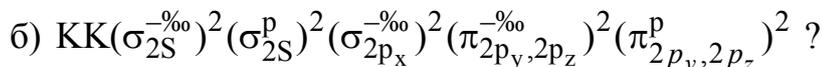
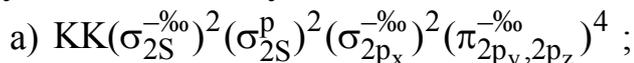
108. Используя метод МО, объяснить, почему ионизационные потенциалы атомов кислорода (13,6 эВ) и фтора (17,4 эВ) выше, чем молекул O_2 (12,2 эВ) и F_2 (15,8 эВ)?

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 одноподобные 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 ($+19,5\text{ }^\circ\text{C}$), HCl ($-85,1\text{ }^\circ\text{C}$), HBr ($-66,8\text{ }^\circ\text{C}$), HI ($-35,4\text{ }^\circ\text{C}$), 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. Объяснить сущность и привести примеры полиморфизма и изоморфизма кристаллических веществ. Сколько полиморфных модификаций имеют диоксид кремния, фторид кальция и железо?

Глава 6. Комплексные соединения

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 комплексообразователь, 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 комплексообразователь, 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 комплексообразователь, его степень окисления и координационное число. Определить заряды комплексов.

139. По данным названиям написать формулы комплексных соединений, указать комплексообразователь, его степень окисления и координационное число, определить заряд комплекса: тетрахлороплатинат (II) аммония; нитрат пентаамминроданокобальта (III); гексабромоплатинат (IV) тетрааквацинкка (II).

140. Задание в № 139 для соединений: гексагидроксоалюминат калия; гидросульфат пентаамминнитратокобальта (III); гексахлороплатинат (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) амминокомплексное; з) ацидокомплексное; и) смешанное. Все соединения 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

Глава 7. Основы химической термодинамики

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

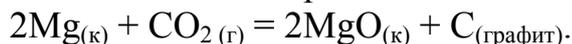
154. Какое количество и какая масса алюминия, какое количество и какой объем кислорода (при н. у.) участвовали в реакции, в ходе которой выделилось 838 кДж тепла. Энтальпия образования оксида алюминия равна $-1676,0$ кДж/моль?

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 термохимии и его следствие, как записывается следствие в математическом виде? Написать термохимическое уравнение реакции горения метана, вычислить энтальпию реакции, а также количество теплоты, выделяющейся при сгорании 1 м³ 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.

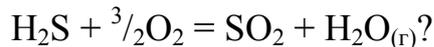
159. Чему равна энтальпия реакции разложения бертолетовой соли

$$\text{KClO}_3 = \text{KCl} + 3/2 \text{O}_2?$$

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

160. Написать термохимическое уравнение реакции кальция с водой, вычислить её энтальпию и определить, сколько теплоты выделяется или поглощается при получении 1 м³ (н.у.) водорода по этой реакции.

161. Чему равна энтальпия реакции горения сероводорода по уравнению:



Сколько теплоты выделяется при сжигании 1 м³ (н. у.) сероводорода?

162. Записать термохимическое уравнение реакции горения ацетилена, определить её энтальпию и вычислить количество теплоты, которое выделяется при сгорании 1 м³ ацетилена (объем измеряется при н.у.).

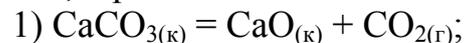
163. Записать термохимическое уравнение реакции горения этанола, определить энтальпию реакции и количество теплоты, выделяющейся при сгорании 1 кг C_2H_5OH .

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?

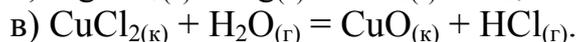
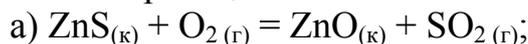
167. Не проводя расчетов, предсказать знак изменения энтропии при протекании реакций:



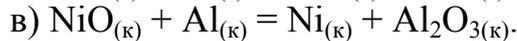
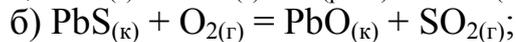
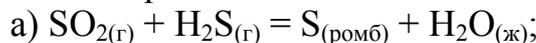
Подтвердить свой прогноз необходимыми расчетами.

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.

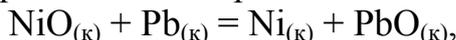
169. Определить расчетами возможность или невозможность самопроизвольного протекания в изолированной и неизолированной системе при стандартных условиях реакций:



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



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: $N_{2(г)} + O_{2(г)} = 2NO_{(г)}$.

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):
 1) $FeO + C_{(графит)} = Fe + CO$;
 2) $FeO + CO = Fe + CO_2$.

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:
 1) $Cu_{(к)} + \frac{1}{2}O_{2(г)} = CuO_{(к)}$;
 2) $2Cu_{(к)} + \frac{1}{2}O_{2(г)} = Cu_2O_{(г)}$.

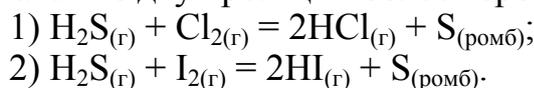
176. Разложение нитрата аммония при нагревании возможно по двум направлениям:
 1) $NH_4NO_{3(к)} = N_2O_{(г)} + 2H_2O_{(г)}$;
 2) $NH_4NO_{3(к)} = N_{2(г)} + \frac{1}{2}O_{2(г)} + 2H_2O_{(г)}$.

Какое направление термодинамически наиболее вероятно при 227 °С?

177. Предсказать, какая из двух реакций возможна, а какая невозможна при 27 °С:
 1) $CaCl_{2(к)} + F_{2(г)} = CaF_{2(к)} + Cl_{2(г)}$;
 2) $CaF_{2(к)} + Cl_{2(г)} = CaCl_{2(к)} + F_{2(г)}$.

Проверить предсказание расчетами.

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



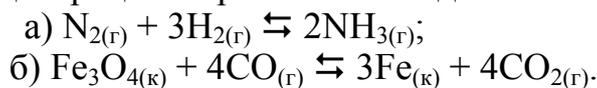
Проверить предсказание расчетами.

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.

Глава 8. Химическое равновесие

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:

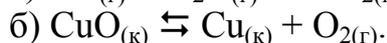
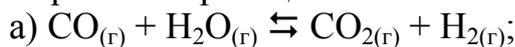




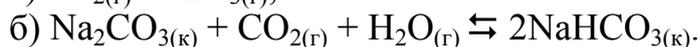
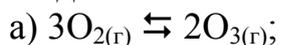
182. Объяснить физико-химический смысл константы химического равновесия. Записать выражение для расчета константы равновесия через равновесные концентрации и равновесные парциальные давления газов для обратимых реакций:



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

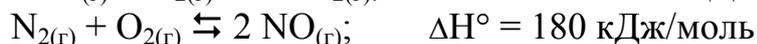
186. Исходные концентрации оксида углерода(II) и паров воды равны и составляют 0,03 моль/л. Определить равновесные концентрации CO , H_2O и H_2 в системе: $\text{CO} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{CO}_2 + \text{H}_2$, если равновесная концентрация CO_2 равна 0,01 моль/л. Вычислить константу равновесия.

187. Определить константу равновесия реакции



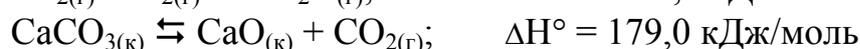
если исходная концентрация N_2O_4 составляла 0,08 моль/л, а к моменту наступления равновесия прореагировало 50 % N_2O_4 .

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:

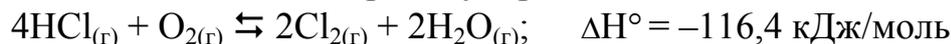


при повышении температуры и при понижении давления?

190. Промышленное получение аммиака проводится по обратимой реакции: $N_{2(г)} + 3H_{2(г)} \rightleftharpoons 2NH_{3(г)}$; $\Delta H^\circ = -92,4$ 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 понижение концентрации азота, водорода, аммиака; г) введение катализатора; д) введение сорбента – поглотителя аммиака, водорода, азота; е) введение инертного газа.

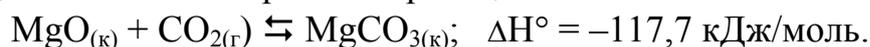
191. Какие воздействия на обратимую реакцию



приведут к смещению ее равновесия:

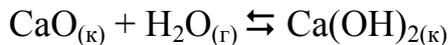
- а) в сторону исходных веществ;
- б) в сторону продуктов реакции?

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

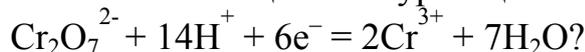


при 500 К и 1000 К, и сделать вывод о влиянии температуры на состояние равновесия. Согласуется ли он с принципом Ле Шателье?

Глава 9. Электрохимические процессы

196. Найти в справочной литературе стандартный потенциал полуреакции: $MnO_4^- + 8H^+ + 5e^- = Mn^{2+} + 4H_2O$. Чему будет равен потенциал этой полуреакции в одномолярном растворе $KMnO_4$ при концентрации H^+ -ионов 5М и Mn^{2+} -ионов 0,01 М и температуре 25°С?

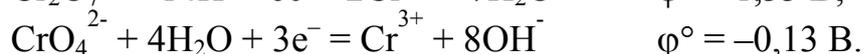
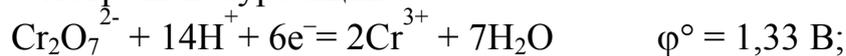
197. Чему равен при $T = 25\text{ }^{\circ}\text{C}$ и концентрации $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ -ионов 1 М, Cr^{3+} -ионов 0,1 М, H^+ -ионов 5 М потенциал полуреакции:



198. Вычислить значение окислительно-восстановительного потенциала 60%-ного раствора H_2SO_4 (плотность 1,50 г/мл) при $25\text{ }^{\circ}\text{C}$ 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 $27\text{ }^{\circ}\text{C}$.

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.

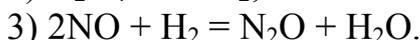
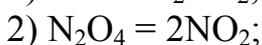
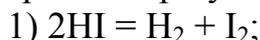
208. Через раствор сульфата железа (II) пропускали ток силой 20 А в течении 5 ч. Написать уравнения реакций на электродах и общей реакции, определить массу полученного железа, если его выход по току равен 70 %.

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 %.

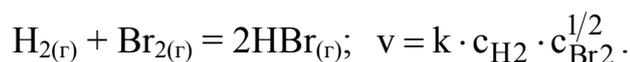
210. Через раствор, содержащий 1 моль FeSO_4 , 0,5 моль AlCl_3 , 1 моль Na_2SO_4 и 2 моль $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$, пропускали ток силой 15 А в течении 300 часов. Вычислить массу выделившихся на катоде веществ.

Глава 10. Скорость химических реакций

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 $\text{SO}_{2(\text{г})} + 2\text{H}_{2(\text{г})} = \text{S}_{(\text{к})} + 2\text{H}_2\text{O}_{(\text{г})}$ 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 $2\text{NO}_{(г)} + \text{O}_{2(г)} = 2\text{NO}_{2(г)}$ имеет второй порядок по NO и первый по O₂. 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.

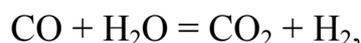
217. Как влияет температура на скорость реакций? Температурный коэффициент некоторой реакции равен 3. Как изменится скорость этой реакции при повышении температуры от 80 °С до 130 °С?

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?

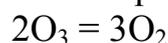
221. Как записывается в обычном и логарифмическом виде и что определяет уравнение Аррениуса? Определить энергию активации реакции



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

Глава 11. Концентрация растворов

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.

Глава 12. Свойства растворов неэлектролитов

241. Определить давление пара при 100 °С водного раствора сахара, массовая доля $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$ 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 $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$?

243. Давление пара над раствором 10,5 г неэлектролита в 200 г ацетона равно 21854,4 Па. Давление пара чистого ацетона $(\text{CH}_3)_2\text{CO}$ 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 $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ в нем равна 25 %?

246. При какой температуре кипит водный раствор глюкозы, если массовая доля $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ 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 $100,78\text{ }^{\circ}\text{C}$. Определить молярную массу растворенного вещества.

249. Раствор 9,2 г йода в 100 г метанола (эбуллиоскопическая постоянная равна 0,84) закипает при $65,0\text{ }^{\circ}\text{C}$, а чистый метанол кипит при $64,7\text{ }^{\circ}\text{C}$. 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 $\text{C}_3\text{H}_5(\text{OH})_3$. Плотность глицерина 1261 кг/м^3 . Чему равна температура замерзания приготовленного антифриза?

252. Вычислить массу этиленгликоля $\text{C}_2\text{H}_4(\text{OH})_2$, которую необходимо прибавить на каждый литр воды для приготовления антифриза с температурой замерзания -15°C .

253. Определить осмотическое давление при $20\text{ }^{\circ}\text{C}$ водного раствора сахара с массовой долей $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$ 4 % и плотностью $1,014\text{ кг/л}$.

254. Определить температуру, при которой осмотическое давление раствора, содержащего 45 г глюкозы $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ 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 $9,00 \cdot 10^5\text{ Па}$.

Глава 13. Растворы электролитов

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 , $\text{Ca}(\text{OH})_2$, H_3PO_4 , KHCO_3 , $\text{Fe}(\text{OH})\text{Cl}_2$, $\text{Zn}(\text{OH})_2$.

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) $\text{HF} - \text{HCl} - \text{HBr} - \text{HI}$; б) $\text{HClO}_4 - \text{HClO}_3 - \text{HClO}_2 - \text{HClO}$;
 в) $\text{HClO} - \text{HBrO} - \text{HIO}$; г) $\text{HPO}_3 - \text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7 - \text{H}_3\text{PO}_4$?

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) $\text{Fe}(\text{OH})_2$ или $\text{Fe}(\text{OH})_3$; б) $\text{Ca}(\text{OH})_2$ или $\text{Zn}(\text{OH})_2$?

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 рН и рОН 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 рН и рОН раствора, в одном литре которого содержится 2 г гидроксида натрия. Щелочь в растворе диссоциирует полностью.

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

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

276. Определить рН и рОН 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 рН 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 $20\text{ }^{\circ}\text{C}$ 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 $0,004\text{ н}$ и раствора сульфида натрия с эквивалентной концентрацией $0,0006\text{ н}$?

285. Произведение растворимости карбоната кадмия равно $2,5 \cdot 10^{-14}$. Выпадет ли осадок этого вещества, если смешать один литр раствора $\text{Cd}(\text{NO}_3)_2$ с концентрацией 10^{-3} М с одним литром раствора Na_2CO_3 с концентрацией $0,1\text{ М}$?

Глава 14. Ионные реакции и гидролиз солей

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 , $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$, 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 $\text{CH}_3\text{COONH}_4$? 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 обоим ступеням. Определить степень гидролиза по обоим ступеням в 1 М растворе. Вычислить водородный показатель раствора.

Есть ли необходимость при вычислении рН учитывать вклад второй степени 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 степени гидролиза?

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.

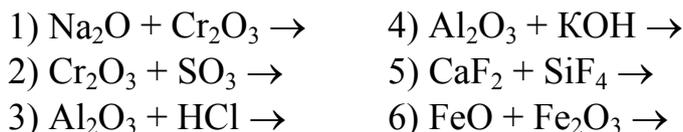
307. Почему дипольный момент и доля ионности химической связи в оксидах по периодам уменьшается, а по группам увеличивается (для s- и p-элементов)? Каким образом это отражается на химических и физических свойствах оксидов?

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.

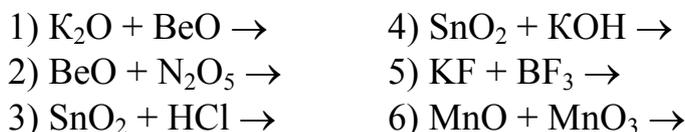
309. Как изменяется при возрастании атомного номера элементов тип химической связи в оксидах и как это отражается на свойствах оксидов? Ответ пояснить примерами и уравнениями реакций.

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 , MgBr_2 , AlBr_3 , SiBr_4

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.

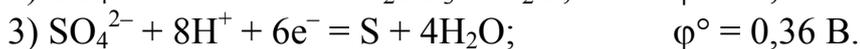
317. Какие металлы взаимодействуют с водой? Ответ пояснить с позиции термодинамики и кинетики.

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 ус-

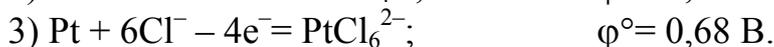
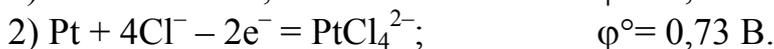
тойчивы в «царской водке» (W, Nb, Ta). Почему? Написать уравнения соответствующих реакций.

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 получаются 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. %.

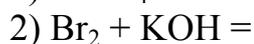
330. Как изменяется гидролизуемость солей в ряду $KClO$ — $KClO_2$ — $KClO_3$ — $KClO_4$ и в ряду $KClO$ — $KBrO$ — KIO ? Записать молекулярные и ионно-молекулярные уравнения возможных реакций гидролиза.

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.

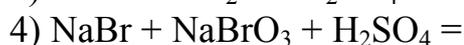
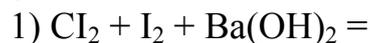
333. Вычислить массовую долю (в %) $KClO_3$ в растворе, если 3,21 г этого раствора, взаимодействуя с избытком KI (в присутствии серной кислоты) образует 0,635 г йода.

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.



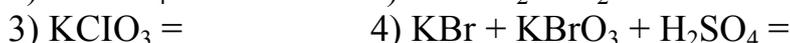
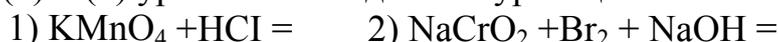
Определить окислитель и восстановитель в реакции (2), изобразить их структурные формулы.

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?

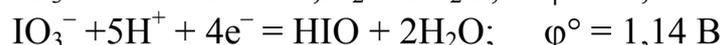
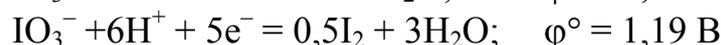
341. С позиций строения вещества объяснить изменение констант диссоциации галогеноводородных кислот в ряду HF ($6,6 \cdot 10^{-4}$) — HCl ($\sim 10^8$) — HBr ($\sim 10^9$) — HI ($\sim 10^{10}$)

342. Вычислить стандартную энтальпию реакции



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

343. Окислительно-восстановительные потенциалы полуреакций равны:

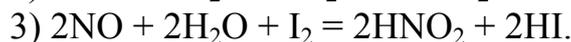


Определить наиболее вероятный продукт восстановления иодат-ионов под действием сернистой кислоты в кислой среде.

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, уравнять 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 $AlOHSO_4$

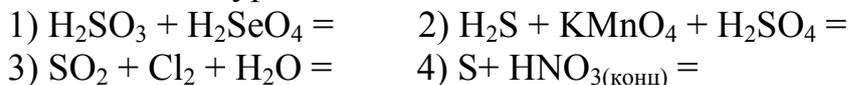
356. Написать названия веществ: K_2SeO_4 , K_2S , SBr_4 , As_2S_3 , $Na_2S_2O_3$. Указать среди них сульфоангидрид, галогенангидрид и сульфид, растворимый в воде. Их отличительные признаки показать уравнениями реакций.

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 .

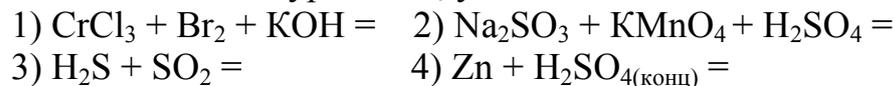
359. Какой объем H_2S ($7^\circ C$ и 96 кПа) следует пропустить через 400 мл раствора $KMnO_4$ с массовой долей 6% и плотностью 1.04 г/мл, подкисленного серной кислотой, до полного восстановления $KMnO_4$?

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.

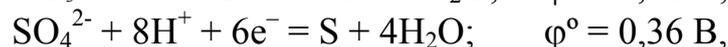
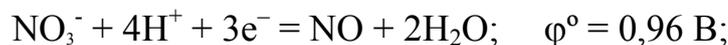
364. Охарактеризовать наиболее вероятные состояния гибридизации атомов серы в молекулах SF_6 , SCl_2 , SOCl_2 , SO_2Cl_2 и изобразить пространственную конфигурацию этих молекул.

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 °)?

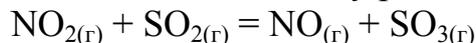
367. Учитывая стандартные окислительно-восстановительные потенциалы, оценить возможность использования гидридов H_2S , H_2Se , H_2Te в качестве восстановителей в процессе $\text{Fe}^{2+} \rightarrow \text{Fe}$. Какие продукты образуются при пропускании сероводорода в раствор сульфата железа (II)?

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 тетраионат 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)?

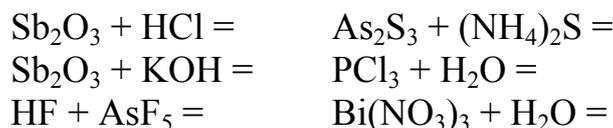
377. Сколько граммов раствора сульфида натрия с массовой долей Na_2S 10 % потребуется для превращения 15 г As_2S_5 в тиоарсенат натрия?

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.



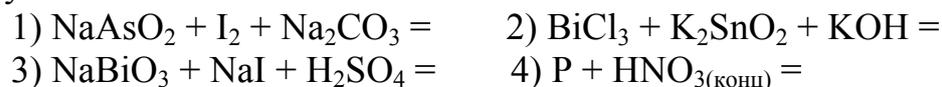
Написать названия продуктов реакции.

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, уравнять 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». Уравнять методом полуреакций.

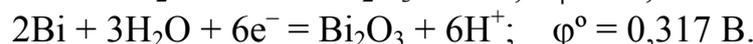
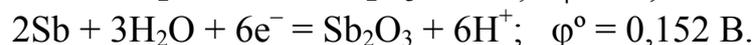
388. Используя теории ВС и МО, объяснить высокую прочность молекулы NO (627 кДж/моль).

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:

- 1) $\text{NH}_4\text{NO}_3(\text{т}) = \text{NH}_3(\text{г}) + \text{HNO}_3(\text{г})$
- 2) $\text{NH}_4\text{NO}_3(\text{т}) = \text{N}_2\text{O}(\text{г}) + 2\text{H}_2\text{O}(\text{г})$

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

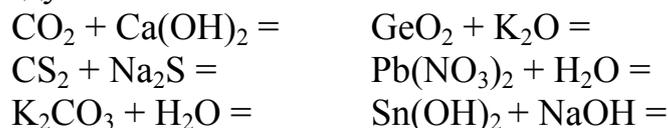
401. Определить теоретический расход сырья – соды, известняка и кремнезема на получение одной тонны оконного стекла.

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 SnS_2 и GeS от GeS_2 ? Какие из сульфидов олова и германия имеют свойства тиоангидридов? Написать уравнения реакций.

408. Какое соединение более гидролизуется в водном растворе: SnCl_2 или SnCl_4 ? В каком растворе при одинаковой молярной концен-

трации больше рН? Какое соединение образует SnCl_4 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 м^3 водорода, собранного при 17°C и $98,6$ кПа?

412. Продуктами окисления щавелевой кислоты являются CO_2 и H_2O . Какой объем раствора щавелевой кислоты, содержащей 7 % $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$ ($\rho = 1,02$ кг/л), можно окислить в сернокислом растворе при действии 75 мл 0,08 н раствора KMnO_4 ?

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.

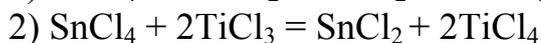
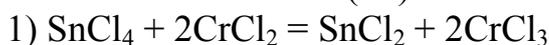
417. При взаимодействии 0,5 г известняка с соляной кислотой было получено 75 мл CO_2 (23°C , 104 кПа). Определить процентное содержание карбоната кальция в данной навеске известняка.

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



идет при высокой ($900 - 1000^\circ\text{C}$) 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) ($\text{IP } \text{Pb}(\text{OH})_2 = 10^{-20}$), 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

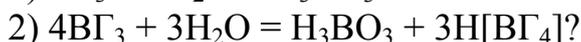
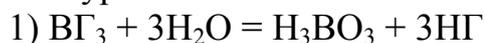
426. Глинозем и алюминий получают в нашей стране из нефелина $\text{Na}_2\text{O} \cdot \text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 2\text{SiO}_2$. Определить массовую долю (%) Al_2O_3 в нефелине, если содержание примесей в нем составляет 12 %.

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?



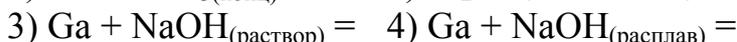
Объяснить причину разного отношения галогенидов бора к воде.

431. Показать уравнениями реакций, как изменяются свойства оксидов р-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.

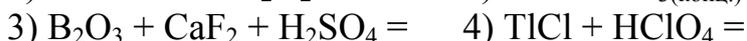
433. Показать схемами диссоциации и уравнениями реакций, как изменяются свойства гидроксидов в ряду $\text{B}(\text{OH})_3 - \text{Al}(\text{OH})_3 - \text{Ga}(\text{OH})_3 - \text{Tl}(\text{OH})_3$. Объяснить наблюдаемую закономерность.

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-} .

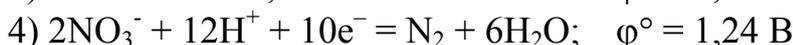
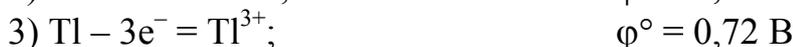
439. Объяснить образование и сравнить геометрическое строение молекулы BF_3 и комплексного аниона BF_4^- .

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

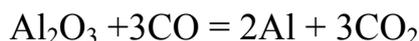
441. Объяснить и схематически показать трехцентровые (мостиковые) химические связи в диборане B_2H_6 .

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 (CO или Al) – является более сильным восстановителем при этой температуре?

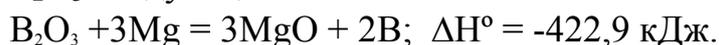
445. Растворимость иодида таллия(I) составляет при 20 °С около 0,006 г в 100 г воды. Вычислить произведение растворимости этой соли.

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 амальгмированный алюминий. Указать причину энергичного растворения амальгмированного 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.

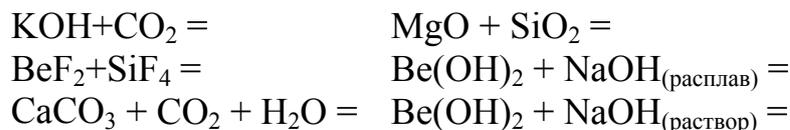
452. Один из способов получения лития – электролиз расплава хлорида лития. Сколько граммов лития можно получить за 10 ч электролиза при силе тока 100А, если выход по току равен 60 %.

453. Натрий обычно получают электролизом расплава гидроксида натрия. Составить схему электролиза. Вычислить массу натрия, получаемого за 5 часов электролиза при силе тока 100А 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 ?

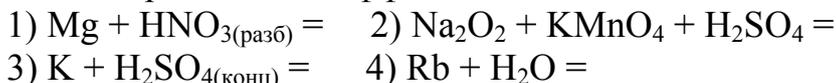
456. Закончить уравнения реакций, назвать полученные продукты реакций.



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 я(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 $35\text{ }^{\circ}\text{C}$ равна $6,9 \cdot 10^{-5}$ моль/л. Вычислить произведение растворимости.

474. Гидрид кальция часто используется как компактный источник получения водорода. Какой объем водорода ($27\text{ }^{\circ}\text{C}$, 96 кПа) можно получить из одного килограмма гидрида кальция?

475. Каким объемом 35%-го раствора гидроксида калия ($\rho = 1,34\text{ кг/л}$) 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 $\text{Ce}(+3)$ до $\text{Lu}(+3)$? Закончить уравнения реакций и назвать продукты.

1) $\text{Ce}(\text{OH})_3 + \text{HCl} =$ 2) $\text{Gd}(\text{OH})_3 + \text{HNO}_3 =$ 3) $\text{Lu}(\text{OH})_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 =$
 484. Как изменяется сила кислот, образованных d-элементами одной подгруппы? В качестве примера рассмотреть кислоты HMnO_4 , HTeO_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 лантоноиды 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 магниетермическим методом? Ответ подтвердить расчетом. Данные для расчета:

Вещество:	YCl ₃	Y	MgCl ₂	Mg
ΔH ^o _f , кДж/моль:	-1000,0	0	-641,2	0
S ^o , 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) Ce(OH)₃ + HCl =
- 2) Gd(OH)₃ + HNO₃ =
- 3) Lu(OH)₃ + H₂SO₄ =

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.

- 1) Sc₂O₃ + HCl =
- 2) Sc₂O₃ + KOH =
- 3) Y₂O₃ + HCl =
- 4) Y₂O₃ + KOH =
- 5) La₂O₃ + HCl =
- 6) La₂O₃ + KOH =

498. Хлориды, бромиды и иодиды подгруппы скандия легко гидролизуются, образуя полимерные оксогалиды ЭОНal. Записать уравнения реакций гидролиза ScCl₃, YBr₃ и LaI₃ в молекулярном и ионно-молекулярном виде.

499. Закончить уравнения реакций.

- 1) Ce(OH)₄ + KI + H₂SO₄ =
- 2) EuSO₄ + K₂Cr₂O₇ + H₂SO₄ =
- 3) Ce(SO₄)₂ + H₂O₂ =

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 CeO₂ и концентрированной соляной кислотой.

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

- 1) SmCl₂ + KMnO₄ + H₂SO₄ =
- 2) Ce(OH)₄ + KJ + H₂SO₄ =
- 3) AmO₂ + HCl = AmCl₃ + ...
- 4) UO₂ + HNO₃ = UO₂(NO₃)₂ + ...

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 ($\rho = 1,2$ 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 $-2,48$ В (церий) до $-2,25$ 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 °С 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) – $(UO_2)^{2+}$, 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?

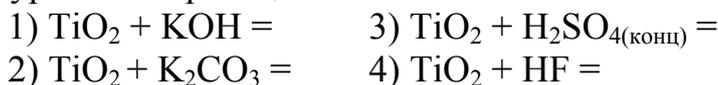
517. Каким из двух восстановителей (магнием или алюминием) термодинамически возможно восстановление гафния из его оксида при стандартных условиях? Справочные данные.

Вещество	HfO_2	Hf	MgO	Mg	Al_2O_3	Al
ΔH°_f , кДж/моль	-1118,0	0	-601,5	0	-1676,0	0
S° , Дж/моль·К	59,3	43,6	27,1	32,7	50,9	28,3

518. При добавлении к $ZrCl_4$ небольшого количества $(NH_4)_2C_2O_4$ образуется белый осадок, который растворяется в избытке добавляемой соли. Выразить эти процессы уравнениями реакций. Сколько мл 0,5 М раствора $(NH_4)_2C_2O_4$ следует взять для перевода 116,5 г $ZrCl_4$ 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: $TiCl_2$ и $TiCl_4$; $TiCl_4$ и $ZrCl_4$; $TiOSO_4$ и $ZrOSO_4$. 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 TiO_2 и ZrO_2 в растворимые в воде соединения? Написать уравнения реакций.

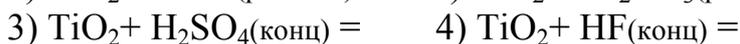
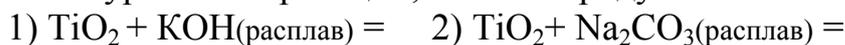
524. Какой из гидроксидов проявляет более выраженные основные свойства: а) $Ti(OH)_4$ или $Ti(OH)_3$; б) $Ti(OH)_4$ или $Zr(OH)_4$? Ответ пояснить. Написать уравнения реакций, характеризующих свойства гидроксидов.

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 $H_2[ZrCl_6]$ указать тип гибридизации орбиталей центрального атома и изобразить геометрию комплексного иона.

530. Титан при нагревании растворяется в соляной кислоте, образуя аквакомплексы $[Ti(H_2O)_6]^{3+}$. 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 $Ti^{3+} + H_2O - e^- = TiO_2^{2+} + 2H^+$ 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 $400\text{ }^\circ\text{C}$ 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 $500\text{ }^\circ\text{C}$ 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.

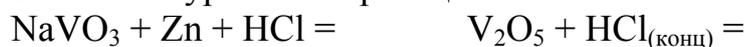
545. Чем объяснить, что взаимодействие ванадия и тантала с галогенами при нагревании ведет к образованию разных по составу продуктов.



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 ; TaV , TaV_2 и Ta_3V_4 нельзя расценивать как свидетельство переменной валентности этого элемента, в то время как факт переменной валентности ванадия проявляется существованием соединений $VO-V_2O_3-V_2O_5$?

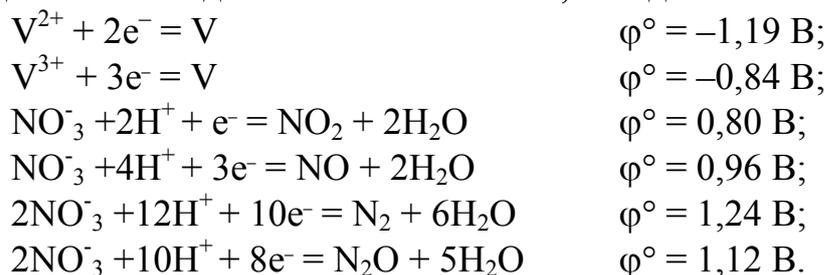
551. Какие из приведенных типов фторидов характерны для ванадия, ниобия и тантала: VF_5 , $(VF_5)_n$, $[VF_6]^-$, $[VF_7]^{2-}$, $[VF_8]^{3-}$? Возможно ли образование аналогичных хлоридов, иодидов?

552. При растворении VO и V_2O_3 в кислотах образуются соответственно аквакомплексы $[V(H_2O)_6]^{2+}$ и $[V(H_2O)_6]^{3+}$ 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 обуславливает 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 ^o _f , кДж/моль	-842,7	0	0	-241,8
S ^o , 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).

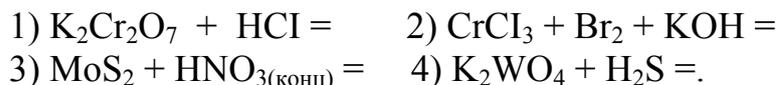
561. Как влияет pH раствора на состав хромат-, молибдат-, и вольфрамат-ионов? В какой среде могут существовать ионы Cr₂O₇²⁻, MoO₄²⁻, WO₄²⁻? Написать уравнение обратимого превращения Cr₂O₇²⁻ в CrO₄²⁻ в растворах.

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.

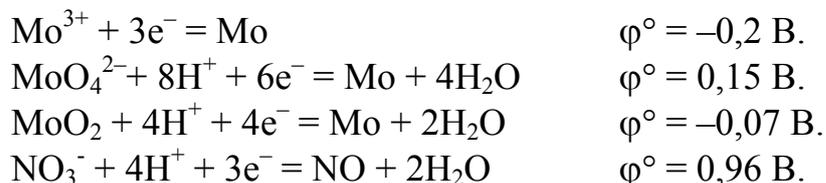
565. Закончить уравнения ОВР, подобрать коэффициенты методом полуреакций.



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

566. Написать уравнения реакций для осуществления следующих превращений: $\text{Cr}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{K}_2\text{CrO}_4 \rightarrow \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 \rightarrow \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 \rightarrow \text{Cr}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{K}_3[\text{Cr}(\text{OH})_6]$ Окислительно-восстановительные реакции уравнивать методом полуреакций.

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.

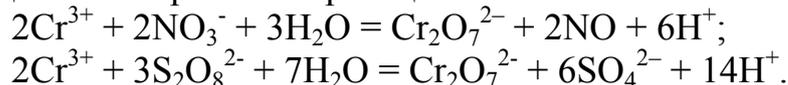
569. Почему хром (III) не образует низкоспиновых комплексов? Для объяснения использовать метод ВС и теорию кристаллического поля.

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 эквивалент-

ную 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 $K_2Cr_2O_7$ 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: $Cr_2O_3 \rightarrow NaCrO_2 \rightarrow Cr_2(SO_4)_3$. 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 вольфрамов 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.

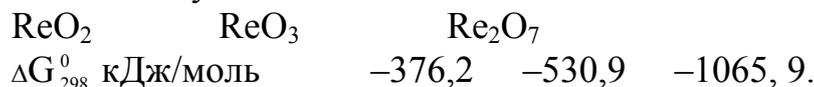
581. Триоксид хрома получают разложением $Na_2Cr_2O_7$ концентрированной серной кислотой; побочный продукт реакции $NaHSO_4$. Каков выход реакции, если для получения одной тонны CrO_3 расходуется 1,85 т $Na_2Cr_2O_7 \cdot 2H_2O$?

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:



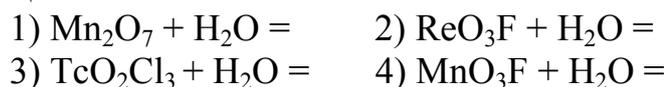
Написать уравнение соответствующей реакции.

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

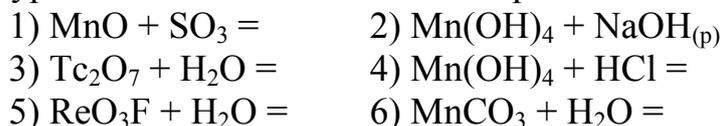
586. Какие из перечисленных солей MnSO_4 , MnS , MnCO_3 , $\text{Mn}(\text{NO}_3)_2$ подвергаются частичному гидролизу? Записать уравнения реакций в молекулярном и ионно-молекулярном виде, указать рН растворов солей.

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.

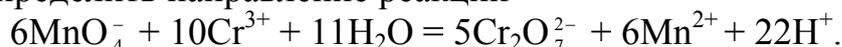


589. Закончить уравнения кислотно-основных реакций.



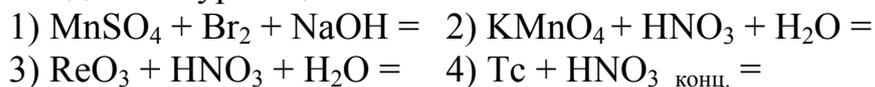
Написать названия продуктов реакций.

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 получаются 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 $[\text{Mn}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+}$.

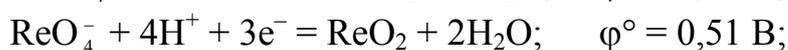
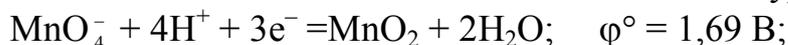
598. К подкисленному серной кислотой раствору иодида калия добавили 80 мл 0,15 н раствора KMnO_4 . Вычислить массу выделившегося иода.

599. Оценить термодинамическую возможность протекания в стандартных условиях реакций.

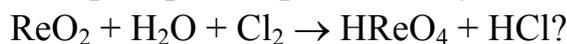
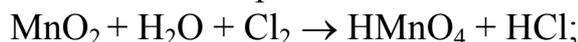


600. По какой реакции идет разложение K_2MnO_4 в водном растворе? Как смещается равновесие при добавлении: а) щелочи, б) кислоты, в) пропускании в раствор CO_2 ?

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 $Fe(OH)_3$, 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.

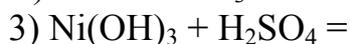
613. Сравнить гидролизуемость солей: $FeCl_2$ и $FeCl_3$; $FeCl_3$ и $NaFeO_2$; $NaFeO_2$ и Na_2FeO_4 . Написать уравнения реакций гидролиза.

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. Уравнивать методом полуреакций.



617. Закончить уравнения ОВР, подобрать коэффициенты методом полуреакций.

- 1) $\text{FeSO}_4 + \text{KClO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 =$
- 2) $\text{Co}(\text{OH})_2 + \text{NaClO} + \text{H}_2\text{O} =$
- 3) $\text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{KClO}_3 + \text{KOH} =$
- 4) $\text{Fe}(\text{OH})_3 + \text{Cl}_2 + \text{NaOH} =$

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.

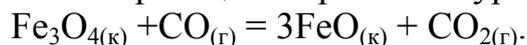
622. В каком направлении возможно самопроизвольное протекание в растворе реакции:



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

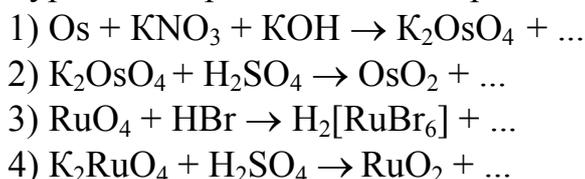
628. Объяснить разную степень окисления осмия в продуктах, получаемых при взаимодействии его с кислородом (OsO_4), фтором (OsF_6) и хлором (OsCl_4).

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



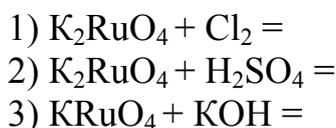
630. Написать уравнения реакций взаимодействия гидроксида платины(IV) с гидроксидом калия; соляной кислотой.

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.



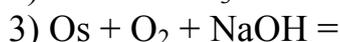
634. Написать уравнение реакции, протекающей при сплавлении металлического рутения со щелочами в присутствии нитрата калия. Подобрать коэффициенты методом полуреакций.

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.

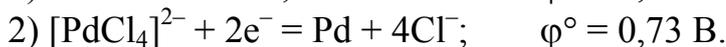


639. Палладий, в отличие от платины, взаимодействуют с азотной и горячей концентрированной серной кислотами. Написать уравнения соответствующих реакций.

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.



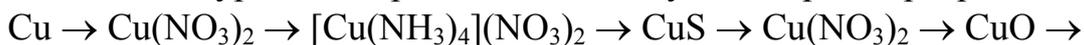
643. Какое соединение одного из платиновых металлов используется в качестве поглотителя угарного газа, какая реакция протекает в процессе поглощения?

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.

646. Написать уравнения реакций для следующего ряда превращений:



647. При добавлению 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 %?

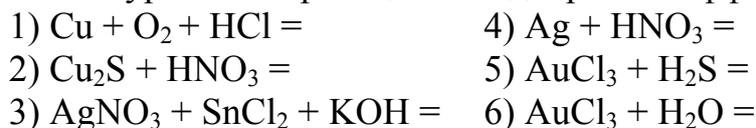
650. Как реагируют соли меди(II) с раствором аммиака: а) при избытке Cu^{2+} ; б) при избытке аммиака? Написать уравнения реакций.

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 $[\text{AuCl}_4]^-$.

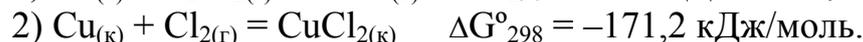
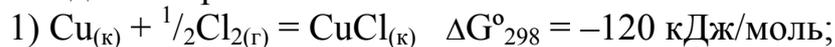
659. Как объяснить, что комплексные ионы меди (II) и золота (III) имеют форму квадрата при координационном числе 4? Привести примеры.

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.



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

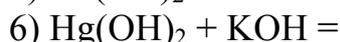
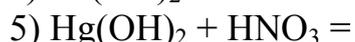
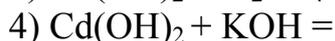
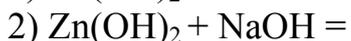
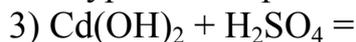
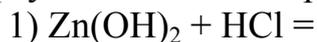
665. Энергия Гиббса образования (ΔG°_{298}) оксидов цинка, кадмия и ртути (II) равна -318 , -226 и -58 кДж/моль. Согласуются ли с этими значениями температуры разложения оксидов: 1950, 1813 и 400 °С? На основании этих данных объяснить, почему при получении цинка из сульфида проводят последовательно две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

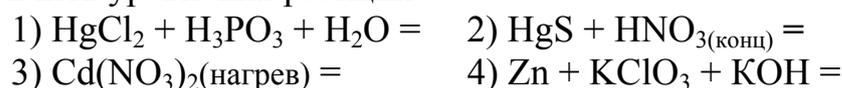
673. Описать уравнениями реакций отношение цинка, кадмия и ртути к кислотам и щелочам.

674. Закончить уравнения реакций, подобрать коэффициенты методом полуреакций: 1) $Zn + NaNO_3 + NaOH_{(p)} =$ 2) $Hg(NO_3)_2 =$
3) $CdS + HNO_{3(конц)} =$ 4) $AgNO_3 + SnCl_2 + KOH =$

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: $[Zn(OH)_4]^{2-}$)?

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

680. Написать уравнение реакции образования тетраиодогидраргирата (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.

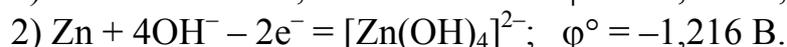


683. Какая масса цинка растворится каждую минуту в медно-цинковом гальваническом элементе при получении в цепи тока силой 3А?

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 $K_2Cr_2O_7$, 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?



**Варианты индивидуальных домашних заданий по общей
и неорганической химии (№ 1 и № 2) для студентов специальности
280700 «Техносферная безопасность»**

Номер варианта	Номер работы	Номера задач, относящихся к данному варианту												
		2	33	61	91	136	155	195	201	211	226	251	285	286
01	1	2	33	61	91	136	155	195	201	211	226	251	285	286
	2	301	311	326	353	400	401	426	451	476	559	601	610	644
02	1	3	32	62	92	137	154	194	202	212	227	252	284	287
	2	302	312	327	352	399	402	427	452	478	560	602	609	645
03	1	4	30	63	94	138	153	193	203	213	228	253	283	288
	2	303	313	328	351	398	403	428	453	479	557	603	608	646
04	1	5	29	64	95	139	152	192	204	214	229	254	282	289
	2	304	314	329	354	397	404	429	454	480	558	604	607	649
05	1	10	28	65	97	140	151	191	205	215	230	255	281	290
	2	305	315	330	355	396	405	430	455	481	561	605	611	650
06	1	6	27	66	99	141	156	190	206	216	231	241	280	291
	2	306	316	331	356	395	406	431	456	484	562	606	612	652
07	1	12	26	67	100	142	157	189	207	217	232	242	279	292
	2	307	317	332	360	394	407	432	457	485	563	582	613	656
08	1	14	25	68	101	143	158	188	208	218	233	243	278	293
	2	308	318	333	361	393	408	433	458	487	564	583	614	658
09	1	15	24	69	102	144	159	187	209	219	234	244	277	294
	2	309	319	334	362	392	409	434	459	488	565	584	615	660
10	1	7	23	70	103	145	160	186	210	220	235	245	276	295
	2	310	320	335	357	390	410	435	460	489	566	585	616	661
11	1	8	18	71	104	146	161	185	196	221	236	246	275	296
	2	311	321	336	358	389	411	436	461	491	567	586	617	662
12	1	9	17	72	107	147	162	184	197	222	237	247	274	297
	2	312	322	337	359	398	412	437	464	493	568	587	618	664
13	1	24	14	73	108	148	163	183	198	223	238	248	273	298
	2	313	323	338	363	387	413	438	463	496	569	588	619	665
14	1	13	56	74	109	149	164	182	199	224	239	249	272	299
	2	309	324	339	364	386	414	439	464	499	570	589	620	666
15	1	26	34	75	110	150	165	181	200	225	240	250	271	300
	2	311	325	340	365	385	415	441	465	501	573	590	621	667
16	1	19	38	61	77	149	166	182	210	211	226	251	270	286
	2	305	301	341	366	384	416	442	466	503	574	591	622	669
17	1	21	41	62	79	148	167	183	209	212	227	252	269	287
	2	307	322	342	367	383	417	443	467	507	575	592	623	671
18	1	29	42	63	83	147	168	184	208	213	228	253	268	288
	2	309	343	343	368	382	418	444	468	511	576	593	624	673



Номер варианта	Номер работы	Номера задач, относящихся к данному варианту												
19	1	11	43	64	85	146	169	185	207	214	229	254	267	289
	2	302	319	344	369	381	419	445	469	513	577	594	625	674
20	1	14	44	65	87	145	170	186	206	215	230	255	266	290
	2	304	325	355	370	380	420	446	470	516	578	595	626	675
21	1	33	45	66	89	144	171	187	205	216	231	241	265	291
	2	301	316	346	371	379	421	447	471	522	579	596	627	680
22	1	41	49	67	112	143	172	188	204	217	232	242	264	292
	2	321	377	347	372	378	422	448	472	526	580	597	611	682
23	1	30	46	68	113	142	173	189	203	218	233	243	263	293
	2	322	308	348	373	377	423	449	473	527	581	598	612	684
24	1	45	60	69	114	141	174	190	202	219	234	244	262	294
	2	323	329	349	374	376	424	450	474	534	558	599	613	685
25	1	35	59	70	116	140	175	191	201	220	235	245	261	295
	2	310	340	350	375	378	425	449	475	539	559	600	614	687
26	1	55	58	71	121	136	176	192	200	221	236	246	260	296
	2	308	315	327	351	379	417	448	452	542	560	601	615	686
27	1	39	57	72	122	137	174	193	199	222	237	247	259	297
	2	314	321	332	352	385	411	447	455	546	562	602	616	679
28	1	47	55	73	124	138	178	194	198	223	238	248	258	298
	2	305	322	334	353	392	410	446	458	552	565	603	617	677
29	1	31	53	74	127	139	179	195	197	224	239	249	257	299
	2	306	326	335	354	396	413	445	460	554	566	604	618	676
30	1	33	51	75	129	140	180	192	196	225	240	250	256	300
	2	309	319	336	355	397	415	444	462	556	568	605	620	670

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 (N₂); 15 моль/л (H₂). **186.** 0,02 моль/л (CO); 0,02 моль/л (H₂); 0,01 моль/л (H₂O); 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 °C); 71,4 (100 °C). **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 (H₂). **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·с⁻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 H₂O и 5,6 кг KOH. **227.** 211,7 л NH₃ и 805 мл H₂O. **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; CO₂; 25 л. **239.** 363 мл; NH₄Cl; 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 °C. **246.** 100,32 °C. **247.** 58 г/моль. **248.** 17,8. **249.** I₂. **250.** S₈. **251.** -7,64 °C. **252.** 0,5 кг. **253.** 289063 Па; 2,85 атм. **254.** 292,5 К. **255.** C₆H₁₄O₆. **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 т 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.** $[Pb^{2+}][OH^-]^2 = 0,125 \cdot 10^{-3}$. **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.** $LnCl_4$. **493.** 60 г. **494.** Нет; $\Delta G_{298}^0 = 66,33$ кДж. **499.** Окислитель – 49 г/моль; восстановитель – 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.** $1,3$ м³ 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 М; 0,1 н. **666.** 1,46 л. **667.** $344,6$ м³; 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 и зачет.

Экзаменационный (зачетный) билет включает двадцать тестовых вопросов.

При определении результата экзамена (зачета) учитываются результаты выполненного индивидуального домашнего задания. Подготовкой к экзамену послужит самостоятельная проработка вопросов из теоретического раздела и индивидуальные задачи.

6. УЧЕБНО-МЕТОДИЧЕСКОЕ ОБЕСПЕЧЕНИЕ ДИСЦИПЛИНЫ

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

6.1. Учебники и учебные пособия

1. Савельев Г.Г., Смолова Л.М. Общая и неорганическая химия. Часть I. Общая химия. – Томск: Изд-во ТПУ, 2003. – 220 с.
2. Ахметов Н.С. Общая и неорганическая химия. – М.: Высш. шк., 2003, 2005. – 743 с.
3. Фримантл М. Химия в действии. Часть 1 и 2. – М: Изд. «Мир», 1989, 690, 620 с.
4. Тейлор Г. Основы органической химии (для нехимических специальностей) – М: Изд. «Мир», 1989, 382 с.
5. Глинка Н.Л. Общая химия. – М.: Интеграл-Пресс, 2002. – 728 с.
6. Карапетьянц М.Х., Дракин С.И. Общая и неорганическая химия. – М.: Химия, 2000. – 592 с.
7. Стась Н.Ф. Общая и неорганическая химия. Часть II. Неорганическая химия. – Томск: Томский политехн. ун-т, 2003. – 160 с.
8. Стёпин Б.Д., Цветков А.А. Неорганическая химия. – М.: Высш. шк., 1994. – 608 с.

6.2. Сборники задач и упражнений

9. Глинка Н.Л. Задачи и упражнения по общей химии. – М.: Интеграл-Пресс, 2001. – 240 с.
10. Стась Н.Ф., Лисецкий В.Н. Задачи, вопросы и упражнения по общей химии. – Томск: Изд-во ТПУ, 2002. – 87 с.
11. Стась Н.Ф. Задачи, упражнения и вопросы по неорганической химии. – Томск: Изд-во ТПУ, 2001. – 169 с.

12. Смолова Л.М. Руководство к практическим занятиям по общей химии. – Томск: Изд-во ТПУ, 2010.

13. Стась Н.Ф., Коршунов А.В., Решение задач по общей химии: учеб. пособие. – Томск: Изд-во ТПУ, 2008. – 140 с.

6.3. Лабораторные практикумы

14. Коровин Н.В., Мингулина Э.И., Рыжова Н.Г. Лабораторные работы по химии: учеб. пособие для вузов. – М.: Высш. шк., 2001. – 256 с.

15. Стась Н.Ф., Плакидкин А.А., Князева Е.М. Лабораторный практикум по общей и неорганической химии. – Томск: Изд-во ТПУ, 2007. – 207 с.

16. Стась Н.Ф., Плакидкин А.А., Князева Е.М. Лабораторный практикум по общей и неорганической химии. – М.: Высш. шк., 2008. – 215 с.

17. Мирошниченко Ю.Ю., Юрмазова Т.А. Химические загрязнения биосферы и их определение. – Томск: Изд-во ТПУ, 2010.

18. Виртуальный лабораторный комплекс по дисциплине «Химия». – Режим доступа: <http://lms.tpu.ru>, вход свободный.

5.4. Справочники

19. Слета Л.А. Химия. Справочник. – Ростов н/Д: Феникс, 1997. – 495 с.

20. Стась Н.Ф. Справочник по общей и неорганической химии. – Томск: Изд-во ТПУ, 2003. – 72 с.

21. Эмсли Дж. Элементы. Перевод с англ. – М.: Мир, 1993. – 256 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	$\Delta H^\circ_{\text{обр. кДж/моль}}$	$\Delta G^\circ_{\text{обр. кДж/моль}}$	$S^\circ, \text{ Дж/моль К}$
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
	CaO(к)	-635,5	-604,2	39,7
	Ca(OH) _{2(к)}	-986,6	-896,8	76,1

Элемент	Вещество	ΔH° обр. кДж/моль	ΔG° обр. кДж/моль	S° , Дж/моль К
	CaF ₂ (к)	-1214,6	-1161,9	68,9
	CaCl ₂ (к)	-795	-750,2	113,6
Кислород	O ₂ (г)	0	0	205,0
	O ₃ (г)	142,3	162,7	238,8
Магний	Mg(к)	0	0	32,7
	MgO(к)	-601,8	-569,6	26,9
	MgCO ₃ (к)	-1113	-1029,3	65,7
Медь	Cu(к)	0	0	33,2
	CuO(к)	-162	-129,4	42,6
	Cu ₂ O(к)	-173,2	-150,5	92,9
	CuCl ₂ (к)	-215,6	-171,4	108,1
Натрий	Na(к)	0	0	51,4
	NaOH(к)	-425,6	-380,7	64,4
Никель	Ni(к)	0	0	29,9
	NiO(к)	-239,7	-211,6	38,0
Свинец	Pb(к)	0	0	64,8
	PbO(к)	-219,3	-189,1	66,2
	PbS(к)	-100,4	-98,8	91,2
Сера	S(к, ромб.)	0	0	31,9
	SO ₂ (г)	-296,9	-300,2	248,1
	SO ₃ (г)	-396,1	-370	256,4
	H ₂ S(г)	-21	-33,8	205,7
Серебро	Ag(к)	0	0	42,6
	Ag ₂ O(к)	-31,1	-11,3	121,0
	AgNO ₃ (к)	-124,5	-33,6	140,9
Титан	Ti(к)	0	0	30,6
	TiO ₂ (к, рутил)	-943,9	-888,6	50,3
	TiI ₄ (к)	-386,6	-381,6	246
Углерод	C(к, графит)	0	0	5,7
	C(к, алмаз)	1,8	2,8	2,4
	CO(г)	-110,5	-137,1	197,5
	CO ₂ (г)	-393,5	-394,4	213,7
	CH ₄ (г)	-74,9	-50,8	186,2
	C ₂ H ₂ (г)	226,8	209,2	200,8
	C ₂ H ₆ (г)	-84,7	-32,9	229,5
	C ₆ H ₆ (ж)	49,0	124,5	173,2
	C ₂ H ₅ OH(ж)	-227,6	-174,8	160,7
Фтор	F ₂ (г)	0	0	202,9
	Хлор	Cl ₂ (г)	0	222,9
	HCl(г)	-91,8	-94,8	186,8
Цинк	Zn(к)	0	0	41,6

Элемент	Вещество	$\Delta H^\circ_{\text{обр. кДж/моль}}$	$\Delta G^\circ_{\text{обр. кДж/моль}}$	$S^\circ_{\text{Дж/моль К}}$
	ZnO(к)	-350,6	-320,7	43,6
	ZnS(к)	-205,4	-200,7	57,7

3. Энтальпия растворения (ΔH°_p) некоторых веществ в воде

Вещество	NH ₄ Cl	NH ₄ NO ₃	NaCl	NaNO ₃	KOH	NaOH	H ₂ SO ₄	C ₂ H ₅ OH
$\Delta H^\circ_{p, \text{кДж/моль}}$	148	25,7	5,0	21,3	-53,9	-42,4	-96,8	-11,2

4. Криоскопические (K_k) и эбулиоскопические (K_b) константы некоторых растворителей

Растворитель	Ацетон	Бензол	Вода	Этиловый спирт
K_k , град/моль	2,4	5,7	1,85	43,72
K_b , град/моль	1,48	2,57	0,52	26,14

5. Характеристика растворимости кислот, оснований и солей в воде

H – нерастворимые (< 0,01 г/л); M – малорастворимые (0,01–10 г/л);

P – 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 ⁻		P	P	—	H	M	P	H	H	H	H	H	H
F ⁻	P	P	P	P	H	H	M	P	P	M	M	M	—
Cl ⁻	P	P	P	H	P	P	P	P	P	M	P	P	P
Br ⁻	P	P	P	H	P	P	P	P	P	M	P	P	P
I ⁻	P	P	P	H	P	P	P	H	P	H	—	P	P
NO ₃ ⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P
S ²⁻	P	P	P	H	—	P	P	H	H	H	H	—	—
SO ₃ ²⁻	P	P	P	M	P	M	M	—	—	H	—	—	—
SO ₄ ²⁻	P	P	P	M	P	M	H	P	P	H	P	P	P
CO ₃ ²⁻	—	P	P	H	H	H	H	—	H	H	H	—	—
SiO ₃ ²⁻	H	—	P	—	H	H	H	—	H	H	H	—	—
PO ₄ ³⁻	P	P	P	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H



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

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

9. Периодическая система элементов Д. И. Менделеева

период	I		II		III		IV		V		VI		VII		VIII												
	A	B	A	B	A	B	A	B	A	B	A	B	A	B	A		B										
1	1 H 1,01 водород														2 He 4,00 гелий												
2	3 Li 6,94 литий		4 Be 9,01 Бериллий		5 B 10,81 бор		6 C 12,01 Углерод		7 N 14,01 Азот		8 O 16,00 кислород		9 F 19,00 фтор		10 Ne 20,17 неон												
3	11 Na 22,99 натрий		12 Mg 24,31 Магний		13 Al 26,98 алюминий		14 Si 28,08 Кремний		15 P 30,97 Фосфор		16 S 32,06 сера		17 Cl 35,45 хлор		18 Ar 39,94 Аргон												
4	19 K 39,09 калий		20 Ca 40,08 Кальций		21 Sc 44,96 скандий		22 Ti 47,90 титан		23 V 50,9 ванадий		24 Cr 52,0 хром		25 Mn 54,94 марганец		26 Fe 55,84 железо		27 Co 58,93 Кобальт		28 Ni 58,7 никель								
	$3d^{10}4s^1$		$3d^{10}4s^2$		$3d^14s^2$		$3d^24s^2$		$3d^34s^2$		$3d^44s^1$		$3d^54s^2$		$3d^64s^2$		$3d^74s^2$		$3d^84s^2$								
5	29 Cu 63,54 медь		30 Zn 65,38 цинк		31 Ga 69,72 галлий		32 Ge 72,59 Германий		33 As 74,92 Мышьяк		34 Se 78,9 селен		35 Br 79,90 бром		36 Kr 83,80 Криптон												
	$3d^{10}4s^1$		$3d^{10}4s^2$		$3d^14s^2$		$3d^24s^2$		$3d^34s^2$		$3d^44s^1$		$3d^54s^2$		$3d^64s^2$		$3d^74s^2$		$3d^84s^2$								
6	37 Rb 85,47 рубидий		38 Sr 87,62 стронций		39 Y 88,91 иттрий		40 Zr 91,22 Цирконий		41 Nb 92,90 ниобий		42 Mo 95,94 молибден		43 Tc [97] технеций		44 Ru 101,07 рутений		45 Rh 102,91 Родий		46 Pd 106,4 палладий								
	$4d^{10}5s^1$		$4d^{10}5s^2$		$4d^15s^2$		$4d^25s^2$		$4d^35s^2$		$4d^45s^1$		$4d^55s^2$		$4d^65s^2$		$4d^75s^2$		$4d^85s^2$								
7	55 Cs 132,91 цезий		56 Ba 137,3 барий		57 La* 138,91 лантан		72 Hf 178,4 гафний		73 Ta 180,94 тантал		74 W 183,8 вольфрам		75 Re 186,21 рений		76 Os 190,2 осмий		77 Ir 192,2 Иридий		78 Pt 195,0 платина								
	$5d^{10}6s^1$		$5d^{10}6s^2$		$5d^16s^2$		$5d^26s^2$		$5d^36s^2$		$5d^46s^2$		$5d^56s^2$		$5d^66s^2$		$5d^76s^2$		$5d^86s^2$								
7	79 Au 196,97 золото		80 Hg 200,5 ртуть		81 Tl 204,37 таллий		82 Pb 207,2 Свинец		83 Bi 208,98 Висмут		84 Po [209] полоний		85 At [210] астат		86 Rn [222] радон												
	$5d^{10}6s^1$		$5d^{10}6s^2$		$5d^16s^2$		$5d^26s^2$		$5d^36s^2$		$5d^46s^2$		$5d^56s^2$		$5d^66s^2$		$5d^76s^2$		$5d^86s^2$								
7	87 Fr [223] франций		88 Ra [226] радий		89 Ac* [227] актиний		104 (Db) [261] дубний		105 (Jl) [261] жолиотий		106 Rf [263] резерфордий		107 Bh [261] борий		108 Hn ганий		109 Mt Мейтнерий										
* лантаноиды																											
58 Ce 140,12 Церий	$6s^2$ 5d ¹ 4f ¹	59 Pr 140,91 празеодим	$4f^36s^2$	60 Nd 144,2 неодим	$4f^46s^2$	61 Pm [145] прометий	$4f^46s^2$	62 Sm 150,4 самарий	$4f^66s^2$	63 Eu 151,96 европий	$4f^76s^2$	64 Gd 157,2 гадолиний	$6s^2$ 5d ¹ 4f ⁷	65 Tb 158,93 Тербий	$4f^96s^2$	66 Dy 162,5 диспрозий	$4f^{10}6s^2$	67 Ho 164,9 гольмий	$4f^{11}6s^2$	68 Er 167,2 эрбий	$4f^{12}6s^2$	69 Tm 168,9 тулий	$4f^{13}6s^2$	70 Yb 173,0 Иттербий	$4f^{14}6s^2$	71 Lu 175,0 лютеций	$6s^2$ 5d ¹ 4f ¹⁴
**актиноиды																											
90 Th 232,0 Торий	$6d^27s^2$	91 Pa [231] протактиний	$6d^15f^27s^2$	92 U 238,0 уран	$6d^15f^37s^2$	93 Np [237] нептуний	$6d^15f^47s^2$	94 Pu [244] плутоний	$5f^67s^2$	95 Am [243] америций	$5f^77s^2$	96 Cm [247] кюрий	$6d^15f^77s^2$	97 Bk [247] Берклий	$7s^2$ 6d ¹ 5f ⁸	98 Cf [251] калифорний	$5f^{10}7s^2$	99 Es [254] эйнштейний	$5f^{11}7s^2$	100 Fm [257] фермий	$5f^{12}7s^2$	101 Md [258] менделевий	$5f^{13}7s^2$	102 No [259] нобелий	$5f^{14}7s^2$	103 Lr [260] лоуренсий	$7s^2$ 5f ¹⁴ 6d ¹



ИНСТИТУТ ДИСТАНЦИОННОГО ОБРАЗОВАНИЯ

Инновационный • Доступный • Ответственный



Учебное издание

ХИМИЯ

Методические указания и индивидуальные задания

Составители

МИРОШНИЧЕНКО Юлия Юрьевна

Рецензент

*кандидат химических наук,
доцент кафедры ОНХ ИФВТ*

А.А. Плакидкин

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. 6,28. Уч.-изд.л. 5,68.

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