

МИНИСТЕРСТВО ОБРАЗОВАНИЯ И НАУКИ РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ  
ФГБОУ ВПО «ВОЛОГОДСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ ПЕДАГОГИЧЕСКИЙ  
УНИВЕРСИТЕТ»

Естественно-географический факультет

УТВЕРЖДАЮ



" 14 " июня 2011 г.

**Рабочая программа дисциплины**

**ХИМИЯ**

Специальность 050103 “География”

Специализация Геоэкология

Форма обучения

*заочная*

Вологда

2011

Программа составлена в соответствии с требованиями ГОС ВПО по специальности 050103 «География»

Автор: к.х.н., доц. Ходарев Д.В.

Рецензент: доц. Смирнова Н.И.

Программа утверждена на заседании методической комиссии естественно-географического факультета протокол № 8 от 14.06.2011 г.

**Изменения рабочей программы дисциплины «Химия», утвержденные методической комиссией факультета**

№	№ протокола и дата заседания методической комиссии факультета	Содержание изменения	Подпись председателя методической комиссии
1	№ 2 от 26.09.2012 г.	Скорректировано содержание учебно-тематического плана	
2	№ 1 от 27.09.2013 г.	Обновлен список вопросов к экзамену	
3	№ 11 от 19.06.2014 г.	Переутвердить без изменений	

### **1. Цели освоения дисциплины**

Дисциплина "Химия" имеет фундаментальное значение. Настоящая программа составлена для студентов специальностей 050103 – География с дополнительной специальностью биология естественно-географического факультета Вологодского государственного педагогического университета.

Задачами курса химии являются:

— изучение основных понятий и законов общей химии, квантово-механических представлений о структуре атомов и молекул, основ химической термодинамики и кинетики, теории окислительно-восстановительных реакций, растворов и комплексных соединений;

— формирование знаний о строении и свойствах атомов химических элементов периодической системы Д. И. Менделеева и соединениях, образуемых ими;

— развитие умений наблюдать и объяснять химические явления, происходящие в природе, лаборатории и на производстве;

— раскрытие роли химии в решении таких проблем, как защита окружающей среды от загрязнений и рациональное природопользование, формирование экологической культуры;

— раскрытие вклада химии в понимание научной картины мира, формирование диалектико-логического мышления.

### **2. Место дисциплины в общей системе подготовки специалиста**

Основные идеи, проходящие через весь курс:

— зависимость свойств веществ от состава и строения, обусловленность изменения веществ их свойствами;

— материальное единство веществ, их генетическая связь;

— интерпретация химических процессов термодинамическими параметрами.

Тенденции раскрытия содержания курса химии следующие: с одной стороны, фундаментализация, усиление системности, интегративности и функциональности теоретических знаний; с другой – повышение внимания к прикладной стороне содержания, его методологической и практической направленности. Мировоззренческий аспект содержания курса обеспечивается раскрытием знаний с четырех сторон: теоретической, методологической, прикладной и описательной. Важнейшим источником мировоззрения выступают межпредметные связи с физикой и другими естественными науками.

Методологический аспект предполагает постепенное ознакомление студентов с разными видами знаний и их функциями: описательной, объяснительной и эвристической. Расширение информированности о методах научного познания и их роли в развитии химии, формирование соответствующих умений особенно важны для анализа науки как развивающейся системы и привития студентам навыков самостоятельной работы по приобретению знаний и применению их к решению разнообразных познавательных и практических задач.

### **3. Требования к уровню освоения содержания дисциплины**

В результате освоения дисциплины обучающийся должен:

Знать:

- ✓ структуру современной химии;
- ✓ общие положения, законы и химические теории;

- ✓ сущность учения о периодичности и его роль в прогнозировании свойств химических элементов и их соединений;
- ✓ квантово-механическое строение атомов, молекул и химической связи;
- ✓ единую природу химической связи в неорганических и органических веществах.

Уметь:

- ✓ применять химические теории и законы, концепции о строении и реакционной способности химических веществ;
- ✓ решать задачи по химии;
- ✓ проводить эксперименты, анализ и оценку лабораторных исследований.

Владеть:

- ✓ способами ориентации в профессиональных источниках информации (журналы, сайты, образовательные порталы).

### 3. Извлечение из ГОС ВПО

<b>ЕН.Ф.04</b>	<p style="text-align: center;"><b>Химия</b></p> <p>Химические системы: растворы, дисперсные системы, электрохимические системы, катализаторы и каталитические системы, полимеры и олигомеры; химическая термодинамика и кинетика: энергетика химических процессов, химическое и фазовое равновесие, скорость реакции и методы ее регулирования, колебательные реакции; реакционная способность веществ: химия и периодическая система элементов, кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства веществ, химическая связь, комплементарность; химическая идентификация: качественный и количественный анализ, аналитический сигнал, химический, физико-химический и физический анализ; химический практикум.</p>	<b>160</b>
----------------	-------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------	------------

### 4. Объем дисциплины и виды учебной работы

4.1 Общая трудоемкость дисциплины составляет 160 часов

№ п/п	Шифр и наименование специальности	Курс	Семестр	Виды учебной работы в часах						Вид итогового контроля (форма отчетности)
				Трудо-емкость	Всего аудит.	ЛК	ПР/СМ	ЛБ	Сам. работа	
1	050103 География	1	1-2	160	22	8		8	144	Зачёт – 1 курс Контрольная работа – 1 курс

#### 4.2. Содержание дисциплины

4.1 Разделы дисциплины и виды занятий (в часах). Примерное распределение учебного времени

### Лекционный курс

№	Тема занятий	Часы
1	Основные химические понятия и законы. Строение вещества	1
2	Вода. Растворы	1
3	Теория электролитической диссоциации	1
4	Коллоидно-дисперсные системы	1
5	Общая характеристика неметаллов	1
6	Общая характеристика металлов	2
7	Основные вопросы геохимии	1

**Всего: 8 часов**

### Лабораторно-практические занятия

№	Тема занятий	Часы
1	Основные химические понятия и законы. Строение вещества	2
2	Приготовление растворов различной концентрации	2
3	Химия неметаллов	2
4	Химия металлов	2

**Всего: 8 часов**

### Содержание

#### Основные химические понятия и законы. Строение вещества

Атомно-молекулярное учение, его значение для современной химии. Атомы и молекулы как дискретные частицы. Размеры и массы атомов и молекул. Относительные атомные и молекулярные массы. Единица количества вещества — моль. Число Авогадро. Относительная молекулярная масса вещества. Закон Авогадро. Молярный объём вещества в газообразном состоянии.

Химический элемент. Изотопы. Простые вещества как форма существования элемента в свободном состоянии. Аллотропия. Сложные вещества как форма существования элементов в химических соединениях. Закон постоянства состава вещества. Химическая формула как отражение закона постоянства состава. Простейшие и истинные формулы вещества. Расчёты по химическим формулам. Структурные формулы. Границы применимости закона постоянства состава. Понятие о бертоллидах. Бертоллиды в природе (оксиды, сульфиды).

Закон сохранения массы и энергии при химических реакциях. Понятие о взаимосвязи массы и энергии. Уравнение химической реакции как отражение закона сохранения массы вещества. Расчёты по химическим уравнениям. Весовые отношения реагирующих и образующихся веществ. Объёмные отношения реагирующих и образующихся газообразных веществ.

Современные представления о строении атома. Атом как сложная микросистема. Корпускулярно-волновой дуализм микрочастиц. Уравнение де Бройля. Принцип неопределенности Гейзенберга. Характеристика состояния электрона в атоме. Квантовые числа, их физический смысл. Атомные орбитали (*s-p-d-f*-орбитали). Принципы заполнения атомных орбиталей: принцип наименьшей энергии, запрет Паули, правило Гунда. Ёмкость энергетических уровней и подуровней. Электронные формулы атомов.

Количественные характеристики основных свойств атомов: энергия ионизации, энергия сродства к электрону. Относительная электроотрицательность элементов.

Основные типы химической связи: ионная, ковалентная (полярная и неполярная), металлическая. Ионная связь, механизм её образования.

Ковалентная связь, два механизма её образования: обобщение неспаренных электронов и донорно-акцепторный. Полярность связи и полярность молекул. Межмолекулярные взаимодействия.

Твёрдое состояние вещества. Атомные, ионные и молекулярные кристаллические решётки. Свойства веществ с различным типом решётки.

Понятие о жидком, газообразном и плазменном состоянии веществ.

### **Скорость химических реакций. Химическое равновесие**

Понятие о скорости химических реакций. Факторы, влияющие на скорость реакции: природа реагирующих веществ, их концентрация, температура, катализаторы. Закон действующих масс. Константа скорости реакции, её физический смысл. Понятие об активных молекулах. Свободные радикалы. Цепные реакции. Фотохимические процессы. Гомо-, гетеро- и микрогетерогенный катализ.

Необратимые и обратимые химические процессы. Химическое равновесие. Константа химического равновесия. Смещение химического равновесия при изменении концентрации реагирующих веществ, давления и температуры. Принцип Ле Шателье.

Экзо- и эндотермические процессы. Направленность протекания химических реакций. Самопроизвольно протекающие в природе процессы.

### **Вода. Растворы**

Электронное строение молекул воды. Ассоциация молекул воды. Понятие о водородной связи. Структура льда и жидкой воды. Физические и химические свойства воды. Вода в природе. Тяжёлая вода, её физиологическое действие. Роль воды в биологических процессах. Способы очистки воды.

Дисперсные системы, их классификация. Истинные растворы. Механизм процесса растворения. Тепловой эффект процесса растворения. Гидратная теория Д. И. Менделеева.

Растворимость твёрдых веществ в жидких растворителях. Коэффициент растворимости, его зависимость от температуры. Кривые растворимости. Насыщенный раствор как динамическая система. Кристаллизация твёрдых веществ из растворов. Пересыщенные растворы.

Растворимость газов в жидких растворителях. Коэффициент абсорбции газов. Зависимость растворимости газов от температуры и давления. Законы Генри — Дальтона. Растворимость газов в природных водах.

Концентрация растворов, способы её выражения; процентная, молярная и нормальная концентрации. Расчёты для приготовления водных растворов из сухого вещества и воды; из концентрированного раствора кислоты и воды.

Свойства разбавленных растворов. Осмотическое давление в растворах. Закон Вант-Гоффа. Явление осмоса и его роль в жизнедеятельности животных и растительных организмов.

Давление насыщенного пара над раствором. Изменение температуры замерзания и кипения растворов по сравнению с чистым растворителем. Законы Рауля.

Значение свойств разбавленных растворов для жизнедеятельности организмов в природных водах.

### **Теория электролитической диссоциации**

Основные положения теории электролитической диссоциации. Работы С. Аррениуса и И.А. Каблукова. Механизм диссоциации веществ с различным типом связи. Гидратация ионов в растворах. Образование иона гидроксония.

Степень диссоциации электролитов. Сильные и слабые электролиты. Зависимость степени диссоциации от концентрации растворённого вещества, природы растворённого

вещества и растворителя. Диэлектрическая проницаемость некоторых растворителей и биологических сред.

Равновесие в растворах слабых электролитов. Константа диссоциации слабых электролитов.

Кислоты, основания и соли в свете теории электролитической диссоциации. Амфотерные гидроксиды. Ступенчатая диссоциация многоосновных гидроксидов. Диссоциация кислых и основных солей.

Реакция обмена в растворах электролитов. Направленность реакций обмена в растворах электролитов. Произведение растворимости. Условие образования и растворения осадков. Аналитические методы определения важнейших катионов и анионов.

Электролитическая диссоциация воды. Ионное произведение воды. Концентрация ионов водорода и гидроксид-ионов в водных растворах. Водородный показатель. Понятие о колориметрическом методе определения рН. Значение концентрации ионов водорода в химических, биологических и почвообразовательных процессах.

Гидролиз солей в водных растворах. Случаи гидролиза. Смещение равновесия гидролиза. Роль гидролиза в биологических, химических процессах и процессах выветривания минералов и горных пород.

Понятие о буферных системах. Буферные системы в живых организмах.

### **Окислительно-восстановительные реакции**

Валентность и степень окисления элементов в соединениях с различным типом связи. Реакции, идущие с изменением степени окисления. Составление уравнений окислительно-восстановительных реакций. Роль среды в протекании окислительно-восстановительных реакций. Важнейшие окислители и восстановители.

Реакции замещения в водных растворах. Взаимодействие металлов с кислотами и солями в водных растворах как окислительно-восстановительный процесс. Ряд напряжений металлов.

### **Коллоидно-дисперсные системы**

Краткая характеристика коллоидно-дисперсных систем. Строение частиц дисперсной фазы коллоидной системы. Методы получения коллоидных растворов. Основные свойства коллоидных систем, условия их устойчивости. Коагуляция коллоидных растворов под действием электролитов.

Понятие о растворах высокомолекулярных соединений, их устойчивости. Защита коллоидов высокомолекулярными соединениями, биологическое значение этого явления.

Структурированные коллоидные системы — гели и студни.

Многообразие коллоидно-дисперсных систем в живой и неживой природе. Роль коллоидов в почвообразовании и плодородии почв.

### **Периодический закон и периодическая система химических элементов**

#### **Д.И. Менделеева**

Открытие Д. И. Менделеевым периодического закона. Периодическая система как естественная система химических элементов. Периоды, группы и подгруппы.

Периодический закон и периодическая система в свете теории строения атомов. Современная формулировка периодического закона. Периодичность изменения свойств элементов (радиусы атомов, атомные объёмы, энергии ионизации и сродства к электрону, степени окисления) как следствие периодического изменения электронных конфигураций атомов. Периодичность в изменении свойств некоторых соединений элементов: оксидов, гидроксидов, водородных соединений. Характеристика свойств элементов и их основных соединений по их положению в периодической системе.

Значение открытия периодического закона в развитии естественных наук.

### **Общая характеристика неметаллов**

Положение неметаллов в периодической системе. Простые вещества, образованные типичными неметаллами, их физические и основные химические свойства. Отношение неметаллов к окислителям и восстановителям. Неметаллы в природе.

### **Общая характеристика металлов**

Положение металлов в периодической системе. Металлы в свободном состоянии. Металлическая связь, металлическая кристаллическая решётка. Физические свойства металлов. Химические свойства металлов, их восстановительная активность.

Формы нахождения металлов в природе. Металлические руды. Получение металлов. Понятие о пирро-, гидро- и электрометаллургии. Важнейшие восстановители, применяемые в металлургии. Аллювиостермия.

### **Основные вопросы геохимии**

Предмет геохимии. Значение работ В.И. Вернадского, А.Е. Ферсмана, Ф.У. Кларка, В.М. Гольдшидта. Распространённость элементов в земной коре. Весовые и атомные кларки элементов. Правило Д. И. Менделеева о преимущественном распространении легких элементов (1869). Правила Оддо и Гаркинса. Зависимость распространённости элементов в земной коре от устойчивости их атомных ядер.

Связь распределения, сочетания и миграции химических элементов в земной коре со строением электронных оболочек и размерами атомов. Геохимическая классификация элементов. Литофильные, халькофильные, сидерофильные и атмофильные элементы. Полезные ископаемые. Редкие и рассеянные элементы.

Роль живых организмов в геохимических процессах. Понятие о биогеохимии. Понятие о геохимии ландшафта. Миграция химических элементов в ландшафте. Биогенная миграция элементов. Ноосфера как высшая стадия биосферы.

### **4.3. Темы для самостоятельного изучения**

1. Скорость химических реакций. Химическое равновесие.
2. Окислительно-восстановительные реакции.
3. Биологическая роль *p*-элементов.
4. Биологическая роль *d*-элементов.

## **5. Методические рекомендации по организации изучения химии**

### **Требования к знаниям и умениям на занятиях по химии Атомно-молекулярное учение. Основные химические понятия. Стехиометрические законы.**

Важнейшие понятия.

1. Атом, относительная атомная масса. Химический элемент. Молекула, относительная молекулярная масса. Основные понятия стехиометрии: количество вещества, моль, Химический эквивалент, фактор эквивалентности, эквивалентное число. Молярная масса, молярная масса эквивалента, молярный объём, число Авогадро. Простые вещества, аллотропия, сложные вещества. Границы применимости понятия "молекула", дальтониды (стехиометрические соединения), бертолиды (нестехиометрические соединения). 2. Основные положения атомно-молекулярного учения. 3. Формулировки и сущность основных законов стехиометрии:

- закон сохранения массы и энергии;
- закон постоянства состава вещества;
- закон кратных отношений;
- закон эквивалентов;
- закон Авогадро и следствия из него. Следует уметь.

1. Рассчитывать молярные массы эквивалентов для веществ, участвующих в кислотно-основных и окислительно-восстановительных реакциях. 2. Проводить расчёты, основанные на взаимосвязи массы, количества и молярной массы вещества; на основе закона Авогадро и следствиях из него и других стехиометрических законов. 3. Вычислять массовые доли элементов в сложном веществе. 4. Определять простейшие и истинные формулы веществ по известным массовым долям элементов и по продуктам сгорания. 5. Проводить расчёты по химическим уравнениям.

### **Строение атома**

Важнейшие понятия.

Электронная оболочка атома. Ядерная модель атома. Протоны, нейтроны, электроны. Нуклиды. Изотопы, изобары, изотоны. Основные положения квантовой механики. Квантование энергии. Корпускулярно-волновой дуализм. Принцип неопределенности. Волновая функция. Атомная орбиталь. Вероятность и плотность вероятности. Квантовые числа. Энергетические уровни и подуровни. Закон Мозли. Принципы заполнения атомных орбиталей атома, электронная ёмкость уровней и подуровней. Правила Клечковского. Свойства изолированных атомов и свойства атомов в соединениях.

Следует уметь.

1. Характеризовать энергетическое состояние электрона в атоме набором квантовых чисел и записывать электронные формулы атомов, составлять электронно-графические схемы атомов. 2. Использовать систему квантовых чисел и принципы заполнения атомных орбиталей для определения числа орбиталей и максимального числа электронов на различных энергетических уровнях и подуровнях. 3. Определять порядок заполнения подуровней электронами на основании сопоставления энергии различных подуровней. 4. Объяснять валентные возможности атомов. 5. Рассчитывать относительную атомную массу элемента по его изотопному составу.

### **Периодический закон и Периодическая система химических элементов Д. И. Менделеева. Периодичность свойств химических элементов как проявление периодичности изменения электронных конфигураций атомов**

Важнейшие понятия.

Периодический закон. Период, группа, главная и побочная подгруппы. Периодическая система и структура периодической системы. Связь положения химического элемента в периодической системе с

электронным строением его атома. Периодически и неперіодически изменяющиеся свойства элементов. Изменение радиусов атомов, энергий ионизации и сродства к электрону, электроотрицательности атомов элементов с ростом зарядов их ядер; d- и f-сжатие.

Следует уметь.

1. Использовать Периодическую систему Д.И. Менделеева для определения электронных конфигураций атомов элементов. 2. Объяснять особенности электронной конфигурации атомов химических элементов главных и побочных подгрупп. 3. Объяснять закономерности в изменениях радиусов и энергий ионизации атомов в периодах и группах Периодической системы. 4. Давать общую характеристику подгруппы Периодической системы и характеристику химического элемента на основе знаний о строении атома и положения в Периодической системе.

### **Химическая связь**

#### **4.1. Химическая связь**

Важнейшие понятия.

Природа химической связи. Современные теории химической связи: теория валентных связей и теория молекулярных орбиталей. Основные типы химической связи:

ковалентная, ионная, металлическая и их свойства.

#### 4.2. Теория валентных связей

Важнейшие понятия.

Двухцентровые двухэлектронные связи. Механизмы образования связи. Донорно-акцепторное взаимодействие. Степень окисления и координационное число центрального атома.

Следует уметь.

1. По типу перекрывания атомных орбиталей различать  $\sigma$ -,  $\pi$ - и  $\delta$ - связи. 2. Оценивать порядок связи по числу  $\sigma$ - и  $\pi$ -связей. 3. Определять степень окисления элементов по формуле вещества. 4. Составлять формулы соединений и сложных ионов по известным степеням окисления образующих их элементов. 5. Различать понятия степени окисления и координационного числа.

#### 4.3. Пространственная конфигурация молекул

Важнейшие понятия.

Координационное число центрального атома молекулы (комплекса). Основные типы полиэдров. Модель отталкивания валентных локализованных электронных пар. Отталкивание электронных пар и пространственная конфигурация молекулы. Валентные углы. Модель гибридизации валентных орбиталей центрального атома молекулы (комплекса). Гибридные орбитали. Гибридизация валентных орбиталей центрального атома и пространственная конфигурация молекул. Простые и кратные связи. Строение молекул и электрический момент диполя.

Следует уметь.

1. Изображать пространственную конфигурацию молекул линейной, угловой, треугольной, тетраэдрической, пирамидальной, бипирамидальной, октаэдрической формы. 2. По формуле простейших молекул определять число  $\sigma$ -связывающих и несвязывающих электронных пар центрального атома и, применяя теорию отталкивания электронных пар, определять пространственную конфигурацию молекул типа  $AB_3$ ,  $AB_2E$ ,  $AB_4$ ,  $AB_3E$ ,  $AB_2E_2$ ,  $AB_5$ ,  $AB_4E$ ,  $AB_3E_2$ ,  $AB_6$ ,  $AB_5E$ ,  $AB_4E_2$ . 3. Определять наличие или отсутствие электрического момента диполя у молекулы. 4. Применять теорию гибридизации орбиталей центрального атома для описания строения линейной, треугольной, тетраэдрической, тригонально-бипирамидальной, октаэдрической молекул. 5. Различать понятия степени окисления, координационного числа центрального атома молекулы.

#### 4.4. Теория молекулярных орбиталей

Важнейшие понятия.

Молекулярные орбитали. Связывающая и разрыхляющая области в молекулярном ионе  $H_2^+$ . Перекрывание атомных орбиталей. Связывающая орбиталь. Разрыхляющая орбиталь.  $\sigma$ ,  $\pi$ -орбитали. Порядок, длина, энергия связи. Кривая полной энергии для молекулы.

Следует уметь.

1. Объяснять природу химической связи и выделение энергии при образовании молекул из атомов. 2. Строить энергетические диаграммы молекулярных орбиталей для двухатомных молекул и молекулярных ионов, образованных элементами малых периодов периодической системы. 3. По характеру заполнения

электронами орбиталей определять порядок связи в молекуле; устанавливать зависимость между порядком связи и энергией связи, ее длиной; различать пара- и диамагнитные молекулы.

#### 4.5. Межмолекулярные взаимодействия и типы кристаллических решёток

Важнейшие понятия.

Ориентационное, индукционное и дисперсионное взаимодействия. Водородная связь: внутримолекулярная и межмолекулярная. Типы кристаллических решёток: ионная, молекулярная, атомная, металлическая.

Следует уметь.

1. Объяснять зависимость свойств веществ от типа кристаллической решётки. 2. Объяснять влияние водородной связи и межмолекулярных взаимодействий на свойства веществ. 3. Объяснять роль водородной связи в биологических процессах.

### **Энергетика и направленность химических превращений**

#### **5.1. Энергетика химических процессов**

Важнейшие понятия.

Система. Внутренняя энергия. Работа. Энтальпия. Тепловой эффект реакции. Закон Гесса. Энергетическая диаграмма реакции и фазового превращения. Стандартное состояние. Стандартная энтальпия образования. Энергия химической связи и кристаллической решетки. Энтальпия гидратации ионов.

Следует уметь.

1. Отличать характер изменения энтальпии системы при экзо- и эндотермическом процессе. 2. Понимать влияние прочности химических связей в продуктах реакции и исходных веществах на тепловой эффект реакции. 3. Формулировать понятие «энтальпия (теплота) образования вещества». 4. Составлять энтальпийные диаграммы и вычислять энтальпию процесса, пользуясь законом Гесса. 5. Вычислять энтальпию реакции по энтальпиям образования исходных и конечных продуктов реакции.

#### **5.2. Направление химической реакции**

Важнейшие понятия.

Самопроизвольные процессы. Обратимые процессы. Энтропия и неупорядоченность системы. Энтропийный и энтальпийный факторы и направление процесса. Энергия Гиббса и самопроизвольное протекание реакций. Стандартные условия. Энергия Гиббса образования вещества.

Следует уметь.

1. Предвидеть характер изменения энтропии ( $\Delta S < 0$ ,  $\Delta S > 0$  или  $\Delta S \sim 0$ ) в реакции по ее уравнению и агрегатному состоянию исходных веществ и продуктов. 2. Вычислять изменение энтропии в реакции, исходя из значений энтропии исходных веществ и продуктов реакции. 3. Вычислять изменение стандартной энергии Гиббса реакции по значениям стандартной энергии Гиббса образования веществ-реагентов и продуктов. 4. Вычислять  $\Delta G$  по известным значениям  $\Delta H$  и  $\Delta S$  для заданной температуры. 5. Определять влияние температур на направление химического процесса, если известны знаки при  $\Delta H$  и  $\Delta S$ .

### **Химическая кинетика.**

#### **б. 1. Скорость химической реакции**

Важнейшие понятия.

Скорость химической реакции. Химическое равновесие. Константа скорости химической реакции. Активные молекулы, энергия активации. Катализ. Катализаторы. Зависимость скорости реакции от различных факторов. Закон действия масс. Правило Вант-Гоффа. Уравнение Аррениуса.

#### **6.2. Константа равновесия**

Важнейшие понятия.

Динамическое равновесие. Константа химического равновесия. Взаимосвязь константы равновесия и энергии Гиббса. Влияние на константу равновесия температуры. Принцип Ле-Шателье. Влияние концентрации реагентов, температуры и давления на состояние равновесия.

Следует уметь.

1. Записывать выражение для константы равновесия по уравнению реакции для гомогенной и гетерогенной систем. 2. Вычислять значение константы равновесия по значениям равновесных концентраций реагентов. 3. Использовать принцип Ле-Шателье

для определения условий (температура, давление) смещения химического равновесия в сторону выхода продукта реакции. 4. Вычислять  $AG_0$  по значению  $K$  и наоборот. По величинам  $AG_0$  и  $K$  оценивать глубину протекания процесса в данном направлении. 5. Рассчитывать температуру равновесного состояния системы, используя уравнение:  $\Delta G = \Delta H - T\Delta S$ .

### **Теория электролитической диссоциации**

#### **7.1. Гомогенное равновесие в растворах электролитов**

Важнейшие понятия.

Кислота и основание. Константа ионизации кислот и оснований. Ступенчатая ионизация. Сильные и слабые кислоты и основания. Константа ионизации воды. Ионное произведение воды. Водородный показатель рН. Индикаторы.

Следует уметь.

1. Записывать уравнение ионизации кислоты по ступеням и выражение константы ионизации каждой ступени. 2 По значениям  $K_a$  и  $pK_a$ ,  $K_b$  и  $pK_b$  сравнивать силу кислот и оснований 3. Объяснять влияние прочности связи Н—Э на силу бескислородных кислот и влияние числа кислородных атомов на прочность связи Н—О и силу кислородсодержащих кислот. Классифицировать кислородсодержащие кислоты по их силе. 4. Пользоваться кислотно-основными индикаторами и рН-метром для определения кислотности раствора. 5. Вычислять концентрацию ионов  $H^+$  и  $OH^-$  по значению рН, и наоборот.

#### **7.2. Гетерогенное равновесие в растворах электролитов**

Важнейшие понятия.

Химическое равновесие в гетерогенной системе. Константа равновесия, ее выражение. Произведение растворимости. Кривая растворимости вещества

Следует уметь.

1 Приготовить насыщенные растворы 2 Вычислять растворимость вещества по заданному значению  $PP$  и вычислять  $PP$  по данным о растворимости. 3 Объяснять влияние температуры на растворимость веществ в зависимости от энтальпии процесса. 4. Пользоваться справочниками для оценки растворимости данных веществ.

#### **7.3. Реакции без изменения степени окисления элементов**

Важнейшие понятия.

Реакции ионного обмена и условия их одностороннего протекания. Гидролиз солей. Гидролиз веществ, не распадающихся в растворе на ионы. Образование многоядерных комплексов при гидролизе. Сольволиз. Реакция нейтрализации.

Следует уметь.

1. Предсказывать возможность осуществления ионных реакций и записывать их уравнения. 2. Для проверки высказанного предположения пользоваться значениями  $AG$  и  $K$ . 3. Сравнивать относительную склонность к гидролизу ионов в зависимости от их заряда и размера. 4. Связывать склонность к гидролизу анионов и катионов с силой соответствующих кислот и оснований, значениями  $K$  и  $pK$  соответствующих ступеней ионизации кислот и оснований. 5. Отражать процесс гидролиза с помощью ионных и полных уравнений, объяснять влияние температуры, концентрации ионов  $H^+$ ,  $OH^-$ , одноимённых ионов на смещение ионного равновесия.

### **Окислительно-восстановительные реакции. Электродные потенциалы**

Важнейшие понятия.

Степень окисления элемента. Зависимость степеней окисления элементов от их положения в периодической системе Д. И. Менделеева. Реакции с переносом атомов. Реакции с переносом электронов. Окислительно-восстановительные реакции. Окислитель. Восстановитель. Диспропорционирование. Направление окислительно-восстановительных реакций. Окислительно-восстановительные потенциалы. Гальванический элемент.

Электрохимические окислительно-восстановительные процессы. Электролиз.

Следует уметь.

1. Отличать реакции с изменением и без изменения степени окисления элементов.
2. В окислительно-восстановительных реакциях отличать окислитель, восстановитель.
3. Составлять уравнения реакций и подбирать коэффициенты в них, пользуясь степенями окисления элементов.
4. Составлять уравнения реакций, пользуясь методом полуреакций.
5. Использовать электродные потенциалы полуреакций для предсказания осуществимости окислительно-восстановительных реакций.
6. Вычислять ЭДС гальванического элемента по данным о соответствующих электродных потенциалах полуреакций.
7. Записывать схему электродных процессов на катоде и аноде при электролизе.
8. Понимать взаимосвязь между ЭДС элемента и AG соответствующей реакции.

### **Комплексные соединения**

9.1. Комплексные соединения: общие положения

Важнейшие понятия.

Комплексы переходных металлов. Комплексообразователь. Лиганды.

Номенклатура координационных соединений.

Следует уметь.

1. Характеризовать состав комплексных соединений. Определять понятия: Комплексообразователь (центральный атом), лиганд, внешняя и внутренняя сфера комплексного соединения, степень окисления и координационное число комплексообразователя.
2. Классифицировать комплексы по характеру заряда и природе лигандов.
3. Составлять названия комплексных соединений.

9.2. Описание комплексов с позиций теории валентных связей (ВС)

Важнейшие понятия.

Теория валентных связей. Донорно-акцепторный механизм образования связи.

Пространственная конфигурация комплексов. Координационное число центрального атома и пространственная конфигурация комплекса (тип полиэдра). Гибридизация валентных орбиталей центрального атома (иона) и пространственная конфигурация комплекса.

Следует уметь.

1. По степени окисления определять электронную конфигурацию комплексообразователя.
2. По числу свободных валентных орбиталей комплексообразователя определять его координационное число и возможный тип гибридизации валентных орбиталей.

9.3. Описание комплексов с позиций теории кристаллического поля (КП)

Важнейшие понятия.

Теория кристаллического поля. Расщепление  $d$ -уровня в поле лигандов. Параметр расщепления. Низко- и высокоспиновые комплексы. Лиганды сильного и слабого поля. Пара- и диамагнитные комплексы. Спектрохимический ряд лигандов.

Следует уметь. 1. Объяснять расщепление энергетического  $d$ -уровня в поле лигандов. 2. Составлять энергетическую диаграмму расщепления  $d$ -уровня в октаэдрическом и тетраэдрическом полях лигандов. 3. Распределять электроны иона комплексообразователя по орбиталям в случае высоко- и низкоспинового комплексов. 4. Распределять важнейшие лиганды в спектрохимический ряд. 5. Анализировать влияние на значение параметра расщепления заряда иона комплексообразователя и природы лиганда.

9.4. Химическое равновесие в растворах, содержащих комплексные соединения

Важнейшие понятия.

Химическое равновесие. Константа равновесия. Константа нестойкости комплексов в растворе. Константа устойчивости комплекса в растворе. Комплексы катионного и анионного типа. Их ионизация в растворе. Ступенчатая ионизация. Взаимосвязь изменения энергии Гиббса и константы устойчивости комплекса в растворе.

Реакции замещения лигандов.

Следует уметь.

1. Выражать уравнением реакции образование и ионизацию комплексов в растворе.
2. Составлять выражение константы образования (константы устойчивости) и константы ионизации (константы нестойкости) комплекса.
3. Рассчитывать значения константы нестойкости (устойчивости) по значениям равновесных концентраций реагентов.
4. Рассчитывать  $AG_0$  по известным значениям  $K_{VCT}$  и  $K_{нест}$  и наоборот.

### **Химия элементов**

10.1. Элементы главных подгрупп: общие закономерности

Важнейшие понятия.

Строение атомов s- и p- элементов. Их валентные электроны и орбитали. Влияние эффекта экранирования и проникновения электронов к ядру на характер изменения атомных и ионных радиусов s- и p- элементов в периодах и подгруппах. Характер изменения в периодах и подгруппах энергии ионизации атомов s- и p- элементов. Внутренняя и вторичная периодичность. Характерные степени окисления и отвечающие им типы соединений.

Следует уметь.

1. По электронной конфигурации атома предсказывать возможные степени окисления элемента.
2. Объяснять характер изменения в периодах и подгруппах радиусов атомов, характерных координационных чисел и устойчивых степеней окисления элементов.

10.2. Элементы побочных подгрупп: общие закономерности

Важнейшие понятия.

Строение атомов переходных элементов. Их валентные орбитали и электроны; степени окисления. Влияние эффектов экранирования и проникновения электронов к ядру на характер изменения атомных и ионных радиусов элементов в периодах и подгруппах, d- и f-сжатие. Характер изменения в периодах и подгруппах энергии ионизации атомов d- элементов. Влияние лантаноидного сжатия на свойства d-элементов VI периода. Влияние степени окисления на кислотно-основные свойства соединений (d-элементов). Сходство и различие свойств (f-элементов и s- и p-элементов).

Следует уметь.

1. В общем характеризовать строение атомов d-элементов и отличия их от s- и p-элементов.
2. Записывать с помощью формул электронные конфигурации атомов и ионов (f-элементов в зависимости от их положения в периодической системе).
3. Анализировать зависимость атомного радиуса и энергии ионизации ( $E_1$ ,  $E_2$ ,  $E_3$ ) в ряду Sc—Zn от порядкового номера элемента.
4. Оценивать изменение кислотно-основных свойств оксидов и гидроксидов элемента с ростом его степени окисления

### **5.4. Темы для самостоятельного изучения.**

Основные понятия и законы химии. Расчеты по формулам.

Направленность химических реакций.

Комплексные соединения

Комплексные соединения

## **6. Учебно-методическое обеспечение дисциплины**

### **а) основная литература:**

1. Гельфман М. И. Неорганическая химия [Электронный ресурс]: учебное пособие для вузов / М. И. Гельфман, В. П. Юстратов. - Электрон. текстовые дан. – 2 е изд., стер. – Москва : Лань, 2009.- Режим доступа: <http://e.lanbook.com/view/book/4032/>

2. Глинка Н. Л. Общая химия: учебное пособие / Н. Л. Глинка. - Москва : КНОРУС, 2009. – 752 с.

3. Практикум по общей и неорганической химии: учебное пособие для вузов / В. В. Батраков, Э. Г. Зак, Н. И. Гоголевская [и др.].-Москва : КолосС, 2007.- 463 с.:ил.

**б) дополнительная литература:**

- 1 Лидин Р. А. Задачи по общей и неорганической химии / Р. А.Лидин, В. А. Молочко, Л. Л. Андреева; под ред. Р. А. Лидина . – М.: Владос, 2004. – 383 с.
- 2 Ахметов Н. С. Общая и неорганическая химия: учеб. для химико-технол. спец. вузов / Н.С.Ахметов.- 4-е изд., испр. - М.: Высшая школа: Академия, 2002. – 743 с.
- 3 Глинка Н. Л. Задачи и упражнения по общей химии: учеб. пособие для вузов / Н. Л. Глинка; под ред. В. А. Рабиновича и Х. М. Рубиной. – М.: Интеграл - Пресс, 2002. – 240 с.
- 4 Ахметов Н. С. и др. Лабораторные и семинарские занятия по неорганической химии: Учеб. пособие для химико-технологических вузов / Под ред. Н. С. Ахметова. – Изд. 3-е, перераб. и доп. – М.: Высшая школа, 1999. – 368 с.
- 5 Беляева И. И., Сутягин Е. И. и др. Задачи и упражнения по общей и неорганической химии. Учеб. пособие для студентов пед. ин-тов по спец. "Химия и биология" / И. И. Беляева, Е. И. Сутягин, В. Л. Шелепина. – М.: Просвещение, 1989. – 191 с.
- 6 Бокий Г. Б., Голубкова Н. А. Введение в номенклатуру ИЮПАК: Как назвать химическое соединение. – М.: Наука, 1989. – 184 с.
- 7 Хаханина Т. И. Неорганическая химия: учеб. пособие для вузов по техническим специальностям / Т. И. Хаханина, Н. Г. Никитина, В. И. Гребенькова. - М.: Юрайт, 2010. – 288 с.
- 8 Пузаков С. А. Сборник задач и упражнений по общей химии: учеб. пособие / С. А. Пузаков, В. А. Попков, А. А. Филиппова. - М.: Высшая школа, 2004. – 255 с.
- 9 Карапетьянц М. Х., Дракин С. И. Общая и неорганическая химия. Учебник для вузов. – 2-е изд., перераб. и доп. – М.: Химия, 1993 – 592 с.

**7. Материально-техническое обеспечение дисциплины**

Специализированная химическая лаборатория неорганической химии, аналитические весы, посуда и химические реактивы, справочные таблицы, рН-метр, прибор электролиза солей, прибор для изучения скорости химических реакций, прибор для изучения электропроводности, аппарат Кипа, газометры.

**8. Оценочные средства для текущего контроля успеваемости, промежуточной аттестации по итогам освоения дисциплины**

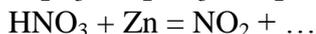
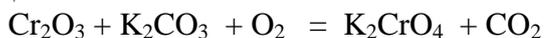
Атомно-молекулярное учение. Законы стехиометрии

*Вариант 1. Законы эквивалентов*

1. При нагревании 8,0 г металла с серой образовалось 10 г сульфида металла. Определите металл.

2. Массовая доля брома в бромиде металла равна 86,957 %. Определите молярную массу эквивалента металла. Определите металл.

3. Рассчитайте молярную массу эквивалента окислителя и восстановителя в следующих реакциях:



4. Вычислите молярную массу эквивалента фосфора в его фторидах:  $\text{PF}_3$  и  $\text{PF}_5$ .
5. 15,336 г мышьяковой кислоты нейтрализовано 6,696 г  $\text{Na}_2\text{O}$ . Рассчитайте молярную массу эквивалента кислоты, определите формулу образовавшейся соли.

*Вариант 1. Газовые законы*

- 1). Вычислите объем, который занимает 21,25 г сероводорода (н. у.).
- 2). Определите массу кислорода, который при  $77^\circ\text{C}$  и давлении 145,495 кПа, занимает объем, равный 4 л.
- 3). Какой объем займут  $2,1672 \cdot 10^{23}$  молекул метана при  $17^\circ\text{C}$  и давлении 108,5 кПа?
- 4). Под давлением 100 кПа и при температуре 280 К азот занимает объем, равный 14 л. Вычислите, каким будет конечное давление, если при повышении температуры до 300 К сжать азот до 10 л.
- 5). Плотность некоторого газа по аргону 0,7. Определите плотность этого газа в г/л.
- 6). Какой объем 25%-го раствора  $\text{KOH}$  ( $\rho = 1,24$  г/мл) требуется для полной нейтрализации 10 л диоксида углерода, находящегося при  $27^\circ\text{C}$  под давлением 116 кПа?
- 7). Газ массой 10,5 г занимает объем 7,84 л. Определите молекулярную формулу газа.

Строение атома и периодический закон. Химическая связь

*Вариант 1. Строение атома*

1. Укажите группы и подгруппы, для которых характерны конфигурации:  
а)  $ns^2np^2$ ; б)  $(n-1)d^2ns^2$ ; в)  $ns^1$ .
2. Напишите полные электронные формулы атомов: Si, P, K, Mg, Mn и схемы для валентных электронов.
3. Напишите электронные формулы ионов:  $\text{P}^{3-}$ ,  $\text{Cl}^-$ ,  $\text{K}^+$ ,  $\text{Ca}^{2+}$ .
4. Объясните валентные возможности атомов: B, O, S.
5. На основании электронных формул определите элемент, напишите полные электронные формулы:  
а)  $3d^14s^2$ ; б)  $3s^23p^4$ .

*Вариант 1. Химическая связь*

1. В каком из соединений полярность связи Э-Э<sub>1</sub> наибольшая? Объясните почему.  
а)  $\text{HCl}$ ,  $\text{HF}$                       в)  $\text{NaCl}$ ,  $\text{PCl}_3$   
б)  $\text{Na}_2\text{O}$ ,  $\text{Fe}_2\text{O}_3$                 г)  $\text{N}_2\text{O}_3$ ,  $\text{P}_2\text{O}_3$
2. Как изменяется длина связи Э-Н в ряду водородных соединений элементов VII группы главной подгруппы? Ответ поясните.
3. Пользуясь правилами нахождения степени окисления, определите ее в следующих молекулах:  $\text{KMnO}_4$ ,  $\text{K}_2\text{MnO}_4$ ,  $\text{H}_2\text{MnO}_3$ ,  $\text{MnS}$ ,  $\text{O}_2$ ,  $\text{MnSO}_3$ ,  $\text{K}_2\text{S}_2\text{O}_5$ ,  $\text{Mn}_2\text{O}_3$ ,  $\text{H}_2\text{SiO}_3$ ,  $\text{H}_4\text{SiO}_4$ .

Энергетика и направленность химических процессов. Химическая кинетика

*Вариант 1. Химическая термодинамика*

1. Для полного разложения некоторого количества дихромата калия потребовалось 99,5 кДж теплоты. Рассчитайте массу образовавшегося при этом кислорода. Теплоты образования  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ ,  $\text{K}_2\text{CrO}_4$  и  $\text{Cr}_2\text{O}_3$  равны 2068, 1398 и 1141 кДж/моль, соответственно.
2. При сгорании 16 г углерода в избытке кислорода выделяется 525,1 кДж теплоты, а при сгорании 18,35 л  $\text{CO}$  (при  $25^\circ\text{C}$  и давлении 101,3 кПа) выделяется 212,4 кДж теплоты. Рассчитайте теплоту образования  $\text{CO}$ .
3. При сгорании 3,0 г этана выделилось 156 кДж теплоты. При сгорании 17,2 г смеси пентана и гептана выделилось 840 кДж теплоты. Каково молярное соотношение пентана и гептана в смеси, если известно, что в гомологическом ряду алканов теплота сгорания увеличивается на 660 кДж на каждый моль  $\text{CH}_2$ -групп?

4. При полном окислении смеси этана и пропана выделилось 157,8 кДж теплоты. Для полного поглощения выделившегося оксида углерода (IV) потребовалось 68,9 мл 20 %-го раствора гидроксида натрия ( $\rho = 1,22$  г/мл). Определите объемные и массовые доли газов в исходной смеси, массовую долю карбоната натрия в растворе. Энтальпии сгорания этана и пропана соответственно равны  $-1560$  кДж/моль и  $-2220$  кДж/моль.

5. Вычислите энтальпию образования хлорида магния, если при хлорировании 16 г смеси магния и хрома в молярном соотношении 1:2 выделяется 222,5 кДж теплоты, а энтальпия образования хлорида хрома (III) равна  $-570$  кДж/моль.

6. Вычислите изменение энтальпии, энтропии, энергии Гиббса и температуру термодинамического равновесия для реакции взаимодействия аммиака с хлороводородом.

#### Элементы главных подгрупп периодической системы (*s*- и *p*-элементы)

1. Напишите уравнения реакций (молекулярные, ионные, окислительно-восстановительные), с помощью которых можно осуществить следующие превращения: оксид азота (IV)  $\rightarrow$  азотная кислота  $\rightarrow$  нитрат натрия  $\rightarrow$  кислород  $\rightarrow$  оксид серы (IV)  $\rightarrow$  сульфит калия.

2. Напишите уравнения реакций в молекулярном виде:



3. При разложении 19,7 г смеси гидроксидов цинка и меди (II) образуется 16,1 г смеси их оксидов. Вычислите массовые доли оксидов в смеси.

4. Сплав цинка с магнием массой 17,8 г растворили в избытке серной кислоты, при этом выделилось 8,96 л водорода (н.у.). Рассчитайте содержание металлов в сплаве (в процентах по массе).

5. В 219,5 мл воды растворили 80,5 г декагидрата сульфата натрия. Какова массовая доля сульфата натрия в полученном растворе?

6. Сколько по массе гексагидрата хлорида кальция и воды необходимы для приготовления 300 мл 20%-го раствора хлорида кальция (плотность 1,177 г/мл)?

7. Какой объем 20%-го раствора соляной кислоты (плотность 1,1 г/мл) вступит в реакцию с 9,6 г смеси алюминия и железа, если при этом выделяется 8,4 л водорода? Каковы массовые доли металлов в смеси?

#### Растворы. Теория электролитической диссоциации. Окислительно-восстановительные реакции

##### *Вариант 1. Электролитическая диссоциация. Обменные реакции. Гидролиз солей.*

1. Напишите эмпирические и графические формулы химических соединений и уравнения их диссоциации в водных растворах:

- |                           |                              |
|---------------------------|------------------------------|
| а) ортофосфорная кислота  | б) селенистая кислота        |
| в) гидросульфат натрия    | г) дигидроортофосфат аммония |
| д) хлорид гидроксикальция | е) сульфат алюминия          |

2. Определите возможность протекания реакций в водном растворе и напишите их уравнения:

- гидроксид натрия + нитрат железа (II)
- Хлорид аммония + гидроксид кальция
- ацетат кальция + серная кислота
- сульфид цинка + серная кислота
- сульфат гидроксиалюминия + гидроксид натрия (избыток)
- малахит + серная кислота

3. Напишите уравнения реакций в молекулярном и ионном виде

- сульфид натрия + соляная кислота

- б) хлорид железа (III) + нитрат серебра
- в) карбонат бария + уксусная кислота
- г) хлорид хрома (III) + гидроксид натрия (изб.)
- д) карбонат гидроксомеди (II) + серная кислота
- е) нитрат свинца (II) + сероводород

4. Из нижеперечисленных солей выберите соли, подвергающиеся гидролизу. Напишите ионные и молекулярные уравнения и укажите характер среды:

- а) хлорид магния б) ортофосфат кальция в) ортофосфат калия
- г) сульфид хрома (III) д) сульфат цинка

Предложите три вещества, добавление которых к раствору нитрата алюминия приведет к усилению или ослаблению гидролиза этой соли.

5. Вычислите массовые доли веществ, образующихся при взаимодействии 131,84 мл 20%-го раствора ортофосфорной кислоты ( $\rho = 1,115$  г/мл) и 82 мл 20%-го раствора гидроксида натрия ( $\rho = 1,22$  г/мл).

6. К 17,24 г смеси бромида и иодида натрия, растворенной в воде, добавили нитрат серебра и получили 29,14 г осадка. Определите состав исходной смеси в процентах по массе.

7. При обработке 24,65 г смеси малахита и оксида меди (II) раствором серной кислоты, выделился газ объемом 1,68 л. Определите массовые доли компонентов смеси и объем раствора серной кислоты концентрацией 2,5 моль/л, вступившей в реакцию.

#### Комплексные соединения

1. Каков механизм образования донорно-акцепторной связи? Укажите донор и акцептор в следующих комплексных ионах:  $[\text{SiF}_6]^{2-}$ ,  $[\text{Ni}(\text{NH}_3)_6]^{2+}$ ,  $[\text{HgI}_4]^{2-}$ .

2. Какая гибридизация проявляется при образовании комплексных ионов  $[\text{FeF}_6]^{4-}$  и  $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-}$ ? Каково пространственное строение этих комплексных ионов? Как метод валентных связей объясняет магнитные свойства и реакционную способность этих ионов?

3. Орбитали каких энергетических уровней в ионе  $\text{Cr}^{3+}$  принимают участие в образовании химической связи в комплексном ионе  $[\text{Cr}(\text{NH}_3)_6]^{3+}$ ? Какое пространственное строение имеет этот ион?

4. Как метод ВС объясняет пространственное строение и магнитные свойства следующих комплексных ионов:  $[\text{Ni}(\text{NH}_3)_6]^{2+}$ ,  $[\text{Ni}(\text{CN})_4]^{2-}$ ,  $[\text{Zn}(\text{OH})_4]^{2-}$ ,  $[\text{AuCl}_4]^-$ ,  $[\text{NiF}_6]^{4-}$ ?

5. Какие из комплексных ионов наиболее реакционно способны:  $[\text{PtCl}_6]^{2-}$ ,  $[\text{Fe}(\text{NH}_3)_6]^{2+}$ ,  $[\text{NiF}_6]^{4-}$ ,  $[\text{Cr}(\text{NH}_3)_6]^{3+}$ ,  $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$ ?

6. Какие из перечисленных комплексных соединений диамагнитны, а какие парамагнитны:  $\text{Na}[\text{AgCl}_2]$ ,  $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_6](\text{NO}_3)_3$ ,  $\text{Na}_4[\text{NiF}_6]$ ,  $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_2\text{Cl}_2]$ ,  $\text{K}_2[\text{PtCl}_6]$ ?

7. Как происходит расщепление энергетических уровней орбиталей под действием электростатического поля лигандов в случае комплексных соединений  $\text{K}_2[\text{NiCl}_4]$  и  $\text{K}_3[\text{Cr}(\text{CN})_6]$ ? Что такое энергия расщепления, от чего она зависит?

8. Какие из перечисленных комплексных соединений окрашены и какие бесцветны:  $[\text{Cr}(\text{NH}_3)_2(\text{H}_2\text{O})_4](\text{NO}_3)_3$ ,  $\text{Na}[\text{Ag}(\text{NO}_2)_2]$ ,  $\text{Ca}[\text{Al}(\text{OH})_5\text{H}_2\text{O}]$ ,  $\text{Na}_3[\text{V}(\text{SCN})_6]$ ,  $[\text{Ti}(\text{H}_2\text{O})_6]\text{Cl}_3$ ?

9. С помощью метода молекулярных орбиталей изобразите электронную конфигурацию низкоспинового комплексного иона  $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-}$  и высокоспинового комплексного иона  $[\text{FeF}_6]^{4-}$ .
10. Изобразите электронную конфигурацию комплексных ионов  $[\text{Co}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+}$  и  $[\text{Co}(\text{CN})_6]^{4-}$  с помощью метода ВС и молекулярных орбиталей. За счет каких орбиталей происходит образование сигма-связей?
11. Назовите следующие комплексные соединения:  $\text{Ba}[\text{Pt}(\text{NO}_3)_4\text{Cl}_2]$ ,  $[\text{Cr}(\text{NH}_3)_6](\text{NO}_3)_3$ ,  $[\text{Co}(\text{H}_2\text{O})_2(\text{NH}_3)_4]\text{Cl}_3$ ,  $[\text{Ti}(\text{H}_2\text{O})_6]\text{Br}_3$ ,  $\text{K}_4[\text{CoF}_6]$ .
12. Напишите формулы следующих соединений: триоксалатокобальтата (III) натрия, хлорида дибромотетраамминплатины (IV), тетрадороданодиахромиата (III) калия, сульфата пентаамминаквокислоты (II), нитрата карбонатотетраамминхрома (III).
13. Приведите примеры катионных и анионных комплексных соединений для  $\text{Cr}^{3+}$  и дайте их название. Координационное число хрома равно 6.
14. Напишите формулы следующих комплексных соединений: тетрацианоцинкаттетраамминмеди (II), триоксалатородиат (III) калия, хлорид бромтетраамминаквохрома (III), трихлоротриамминкобальта (III). К какому типу относится каждое из комплексных соединений?
15. Представьте координационные формулы следующих соединений:  $2\text{NH}_4\text{Cl} \cdot \text{PtCl}_4$ ,  $\text{K}_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot \text{CuC}_2\text{O}_4$ ,  $\text{KCl} \cdot \text{AuCl}_3$ ,  $2\text{Ca}(\text{CN})_2 \cdot \text{Fe}(\text{CN})_2$ ,  $(\text{NH}_4)_4 \cdot \text{Fe}(\text{SO}_4)_2$ .
16. Составьте формулы ацидокомплексных соединений ванадия (III) с ионами  $\text{F}^-$ ,  $\text{SCN}^-$ ,  $\text{SO}_4^{2-}$ ,  $\text{CO}_3^{2-}$  в качестве лигандов. Координационное число  $\text{V}^{3+}$  равно 6. Дайте название полученным комплексным соединениям.
17. Приведите примеры проявления координационной емкости лигандов  $\text{Br}^-$ ,  $\text{OH}^-$ ,  $\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$ ,  $\text{en}$  для комплексных соединений  $\text{Ni}^{2+}$ . Координационное число никеля равно 6.
18. Назовите каждое из следующих комплексных соединений:  $\text{K}_4[\text{Ni}(\text{CN})_7]$ ,  $[\text{Cr}(\text{NH}_3)_4(\text{SCN})\text{Cl}](\text{NO}_3)_2$ ,  $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_2(\text{H}_2\text{O})_2\text{Br}_2]\text{Cl}_2$ .
19. Для каких из комплексных соединений может быть характерна цис- и транс-изомерия: хлорида фторотриаквомеди (II), дихлоротетраамминплатины (II), тетранитродиаамминкобальтата (III) калия, дибромодиоксалатоиридата (III) натрия?
20. Составьте соответствующие уравнения реакций, с помощью которых можно получить бромид бромопентаамминкобальта (III), исходя из  $\text{CoBr}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ .
21. Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно получить  $[\text{Ni}(\text{NH}_3)_6](\text{NO}_3)_2$ , если исходными веществами являются безводный нитрат никеля (II) и аммиак.
22. Какая масса соли тетраамминмеди (II) получится при взаимодействии 10 г сульфата меди  $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$  с 0,2 л раствора аммиака, в котором массовая доля аммиака равна 20 %, а плотность этого раствора равна  $923 \text{ кг/м}^3$ ?
23. Используя явление трансвлияния лигандов в комплексных соединениях платины (II), составьте уравнения реакций, с помощью которых можно получить транс-

$K[Pt(NH_3)(CN)Cl_2]$ , *цис*- $[Pt(H_2O)_2Cl_2]$ , *транс*- $[Pt(H_2O)(NO_2)Cl_2]$ , если исходным веществом является тетрахлоро-(II)платинат калия.

24. Какой изомер дихлородиамминплатины (II) получится при нагревании хлорида тетраамминплатины (II)?

25. Составьте уравнения реакций, с помощью которых можно получить *транс*- $[Pt(NH_3)_4(OH)_2]SO_4$  исходя из  $[Pt(NH_3)_4]SO_4$  и  $H_2O_2$ , а также  $K[Pt(C_2H_4)Cl_2]$  исходя из  $K_2[PtCl_4]$  и  $C_2H_4$ .

26. Определите степень окисления иона-комплексобразователя в следующих комплексных соединениях:  $K_3[Ag(S_2O_3)_2]$ ,  $[Ni(CO)_4]$ ,  $Al[Au(CN)_2I_2]_3$ ,  $K_4[Mo(CN)_8]$ ,  $Na[Co(NH_3)_2(SCN)_2(C_2O_4)]$ .

27. Роданид калия KSCN при добавлении к раствору соли  $(NH_4)_2SO_4 \cdot Fe_2(SO_4)_3$  связывает ион  $Fe^{3+}$  в родановое железо, а при добавлении к раствору соли  $3KCN \cdot Fe(CN)_3$  не связывает. Какая из этих солей двойная и какая комплексная? Приведите уравнения диссоциации обеих солей в водных растворах.

28. Какая масса нитрата серебра необходима для осаждения хлора, содержащегося в 0,3 л раствора комплексной соли состава  $CrCl_3 \cdot 5H_2O$  с молярной концентрацией эквивалентов 0,01 моль/л. Координационное число хрома равно 6.

29. На комплексные соединения  $PtCl_4 \cdot 4NH_3$  и  $PtCl_3 \cdot 3NH_3$  действовали раствором  $AgNO_3$ . На 1 моль одного соединения для осаждения хлора израсходовано 2 моль  $AgNO_3$ , а на 1 моль второго соединения — 1 моль  $AgNO_3$ . Напишите координационные формулы этих соединений, если координационное число  $Pt^{4+}$  равно 6. Составьте уравнения реакций взаимодействия этих солей с раствором нитрата серебра в молекулярном и молекулярно-ионном виде.

30. Напишите координационные формулы соединений  $Co(NO_3)_2 \cdot 3KNO_2$ ,  $Co(NO_2)_3 \cdot KNO_2 \cdot 2NH_3$ ,  $CoCl_3 \cdot 3NH_3$ , если координационное число кобальта 6. Составьте уравнения диссоциации этих соединений.

31. Роданид хрома образует с аммиаком соединения состава:  $Cr(SCN)_3 \cdot 4NH_3$ ,  $Cr(SCN)_3 \cdot 3NH_3$ ,  $Cr(SCN)_3 \cdot 5NH_3$ . Хлорное железо связывает 1/3 роданид-иона, содержащегося в первом соединении и 2/3 — в третьем соединении. При добавлении раствора  $FeCl_3$  к раствору второй соли характерного красно-красного окрашивания не появляется. Измерение электрической проводимости растворов этих соединений показывает, что первое соединение в водном растворе распадается на два, а третье — на три иона. Раствор второго соединения электрического тока не проводит. Изобразите координационные формулы этих соединений. Напишите уравнения диссоциации этих солей.

32. Координационное число  $Os^{4+}$  и  $Ir^{4+}$  равно 6. Составьте координационные формулы и напишите уравнения диссоциации в растворе следующих комплексных соединений этих металлов:  $2NaNO_2 \cdot OsCl_4$ ,  $Ir(SO_4)_2 \cdot 2KCl$ ,  $OsBr_4 \cdot Ca(NO_3)_2$ ,  $2RbCl \cdot IrCl_4$ ,  $2KCl \cdot Ir(C_2O_4)_2$ .

33. Напишите молекулярные и ионные уравнения реакций обмена, происходящих между:  
а) гексацианоферратом (II) калия и сульфатом меди; б) гексацианокобальтатом (II) натрия и сульфатом железа; в) гексацианоферратом (III) калия и нитратом серебра; г)

гексахлороплатинатом (II) натрия и хлоридом калия. Образующиеся в результате реакции комплексные соединения нерастворимы в воде.

34. Имеется комплексная соль состава  $\text{Ba}(\text{CN})_2 \cdot \text{Cu}(\text{SCN})_2$ . При действии раствора серной кислоты весь барий осаждается в виде сульфата бария. Напишите координационную формулу этой соли. Какая масса комплексной соли содержалась в растворе, если во взаимодействие вступило 0,125 л раствора серной кислоты с молярной концентрацией эквивалента серной кислоты 0,25 моль/л?

35. На осаждение ионов брома из раствора комплексной соли  $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_6]\text{Br}_3$  израсходовано 0,025 л раствора нитрата серебра с массовой долей последнего, равной 10% (плотность  $1088 \text{ кг/м}^3$ ). Какая масса комплексной соли содержалась в растворе?

36. Вычислите молярные массы эквивалентов комплексных солей  $[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]\text{I}_3$ ;  $[\text{Co}(\text{NH}_3)_5\text{I}]\text{I}_2$ ;  $[\text{Co}(\text{NH}_3)_4\text{I}_2]\text{I}$ ; в реакции с раствором нитрата серебра.

37. Вычислите концентрацию ионов серебра в 0,1 моль/л  $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{Cl}$ , если константа неустойчивости комплексного иона равна  $5,89 \cdot 10^{-8}$ . Раствор соли содержит 5 г/л аммиака.

38. Константа неустойчивости иона  $[\text{CdI}_4]^{2-}$  составляет  $7,94 \cdot 10^{-7}$ . Вычислите концентрацию ионов кадмия в 0,1 моль/л  $\text{K}_2[\text{CdI}_4]$ , содержащем 0,1 моль иодида калия в 1 л раствора.

39. Константа неустойчивости иона  $[\text{AlF}_6]^{3-}$  равна  $1,45 \cdot 10^{-20}$ . Какая масса алюминия в виде ионов содержится в 0,25 л 0,24 моль/л  $\text{Na}_3[\text{AlF}_6]$ , в котором находится и 2,5 г фторида калия?

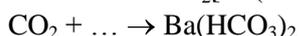
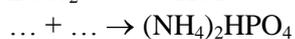
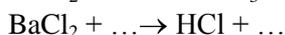
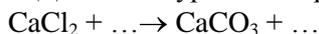
40. Определите концентрацию ионов цинка в 0,5 л 0,05 моль/л  $\text{K}_2[\text{Zn}(\text{CN})_4]$ , содержащем 0,05 моль цианида калия. Степень диссоциации цианида калия равна 85 %.

41. Константа неустойчивости иона при  $25^\circ\text{C}$  равна  $7,08 \cdot 10^{-16}$ . Рассчитайте энергию Гиббса процесса  $[\text{Zn}(\text{OH})_4]^{2-} = \text{Zn}^{2+} + 4\text{OH}^-$  и покажите, какая реакция может протекать самопроизвольно в растворе, содержащем эти ионы.

### Классификация и номенклатура неорганических соединений

#### Вариант 1

1. Допишите уравнения реакций, идущих до конца:



2. Назовите следующие соединения:  $\text{Al}(\text{OH})_2\text{NO}_3$ ,  $\text{SnO}$ ,  $\text{SnO}_2$ ,  $\text{Ca}(\text{ClO}_3)_2$ ,  $\text{FeCl}_2$ ,  $\text{KMnO}_4$ ,  $\text{KPO}_3$ ,  $\text{K}_3\text{PO}_4$ ,  $\text{KH}_2\text{AsO}_4$ ,  $(\text{MgOH})_2\text{SO}_4$ ,  $\text{BeO}$ ,  $\text{SO}_3$ ,  $\text{Mn}(\text{OH})_2$ ,  $\text{Pb}(\text{OH})_2$ . Какие из них реагируют с  $\text{HCl}$ ? С  $\text{KOH}$ ? Напишите соответствующие уравнения реакций и укажите условия их проведения.

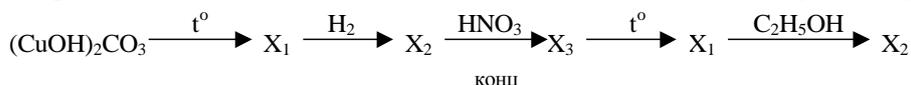
3. Приведите примеры основных или кислотных оксидов, если таковые имеются, соответствующие соединениям:  $\text{HClO}$ ,  $\text{Sc}(\text{OH})_3$ ,  $\text{H}_2\text{CO}_3$ ,  $\text{Zn}(\text{OH})_2$ ,  $\text{Mn}(\text{OH})_2$ ,  $\text{HMnO}_4$ ,  $\text{Fe}(\text{OH})_3$ ,  $\text{H}_3\text{VO}_4$ ,  $\text{HF}$ ,  $\text{NaOH}$ ,  $\text{Sr}(\text{OH})_2$ ,  $\text{H}_2\text{S}$ ,  $\text{H}_2\text{SeO}_4$ ,  $\text{H}_2\text{SeO}_3$

Элементы главных подгрупп периодической системы (*s*- и *p*-элементы)

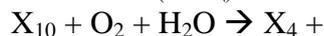
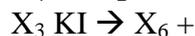
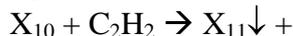
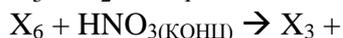
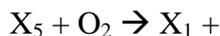
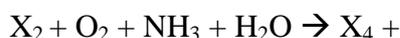
1. Напишите уравнения реакций (молекулярные, ионные, окислительно-восстановительные), с помощью которых можно осуществить следующие превращения: оксид азота (IV)  $\rightarrow$  азотная кислота  $\rightarrow$  нитрат натрия  $\rightarrow$  кислород  $\rightarrow$  оксид серы (IV)  $\rightarrow$  сульфит калия.
2. Напишите уравнения реакций в молекулярном виде:
  - а)  $\text{SiO}_3^{2-} + 2\text{H}^+ \rightarrow \text{H}_2\text{SiO}_3$ ; б)  $\text{S}^{2-} + 2\text{H}^+ \rightarrow \text{H}_2\text{S}$ .
3. При разложении 19,7 г смеси гидроксидов цинка и меди (II) образуется 16,1 г смеси их оксидов. Вычислите массовые доли оксидов в смеси.
4. Сплав цинка с магнием массой 17,8 г растворили в избытке серной кислоты, при этом выделилось 8,96 л водорода(н.у). Рассчитайте содержание металлов в сплаве (в процентах по массе).
5. В 219,5 мл воды растворили 80,5 г декагидрата сульфата натрия. Какова массовая доля сульфата натрия в полученном растворе?
6. Сколько по массе гексагидрата хлорида кальция и воды необходимы для приготовления 300 мл 20%-го раствора хлорида кальция (плотность 1,177 г/мл) ?
7. Какой объем 20%-го раствора соляной кислоты (плотность 1,1 г/мл) вступит в реакцию с 9,6 г смеси алюминия и железа, если при этом выделяется 8,4 л водорода? Каковы массовые доли металлов в смеси?

### Элементы побочных подгрупп периодической системы (*d*-элементы)

1. Восстановите левую часть уравнений (метод электронного баланса):
  - =  $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{O}_2 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$ ;
  - =  $\text{NiSO}_4 + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$ ;
  - =  $\text{MnO}_2 + \text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{KOH}$ ;
  - =  $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{I}_2 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$ ;
  - =  $\text{K}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4] + \text{H}_2$ ;
  - =  $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$ ;
2. Получение и свойства гидроксида меди (II).
3. Получение и свойства сульфида цинка (II).
4. Окислительно-восстановительные свойства  $\text{CrCl}_3$ .
5. Окислительные свойства  $\text{KMnO}_4$  в кислой, щелочной и нейтральной средах.
6. Напишите молекулярные и ионные уравнения гидролиза хлорида меди (II).
7. Какой объем 25 %-го раствора гидроксида натрия ( $\rho = 1,28$  г/мл) необходим для реакции с 133 мл 20 %-го раствора хлорида марганца (II) ( $\rho = 1,185$  г/мл)?
8. Определите неизвестные вещества, напишите соответствующие уравнения реакций



конец



9. Оксид металла (II) массой 4,32 г реагирует с 169,51 мл 20 %-ной азотной кислоты (плотность 1,115 г/мл) и при этом выделяется 448 мл газа, содержащего 46,667 % азота. Определите металл, дайте характеристику окислительно-восстановительных свойств данного оксида, напишите уравнения соответствующих реакций.

## Итоговая работа

1. Определите тип гибридизации центрального атома и геометрическую форму следующих частиц:  $\text{SOCl}_2$ ,  $[\text{ClF}_2]^+$ ,  $\text{NO}_2^+$ ,  $\text{SO}_4^{2-}$ ,  $\text{SF}_4$ .
2. Запишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:  $\text{NH}_3 \rightarrow \text{NO} \rightarrow \text{NO}_2 \rightarrow \text{HNO}_3 \rightarrow \text{NO}_2 \rightarrow \text{NaNO}_3 \rightarrow \text{O}_2 \rightarrow \text{FeCl}_3$ .
3. Какие из солей подвергаются гидролизу:  $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ ,  $\text{Na}_3\text{PO}_4$ ,  $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ ,  $\text{Al}_2\text{S}_3$ ? Запишите уравнения соответствующих реакций.
4. Способы получения  $\text{NO}_2$ ,  $\text{H}_2\text{S}$ .
5. К 100 г 27,2%-го раствора серной кислоты добавлено 20 г 40%-го олеума. Сколько граммов хлорида бария необходимо добавить, чтобы осадить все сульфат-ионы?
6. В 200 г 5,68 %-го водного раствора  $\text{Na}_2\text{HPO}_4$  растворили 5,68 г оксида фосфора (V). Вычислите массовую долю соли в полученном растворе.
7. При взаимодействии 19,5 г цинка с соответствующим объемом 67,2%-го раствора азотной кислоты ( $\rho=1,4 \text{ г/мл}$ ) образуется насыщенный при 20°C раствор соли и выделяется оксид азота (IV). Определите растворимость соли при данной температуре ( $\text{г/л}$ ).

## Экзаменационная работа

- A1. Ион  $\text{K}^+$  имеет электронную конфигурацию:  
1)  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$     2)  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$   
3)  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$     4)  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$
- A2. В ряду элементов  $\text{Na} \rightarrow \text{Mg} \rightarrow \text{Al} \rightarrow \text{Si}$   
1) уменьшаются радиусы атомов  
2) уменьшается число протонов в ядрах атомов  
3) увеличивается число электронных слоёв в атомах  
4) уменьшается высшая степень окисления атомов
- A3. Верны ли следующие суждения о соединениях металлов?  
А. Степень окисления бериллия в высшем оксиде равна +2.  
Б. Основные свойства оксида магния выражены сильнее, чем у оксида алюминия.  
1) верно только А    2) верно только Б  
3) верны оба суждения    4) оба суждения неверны
- A4. Химическая связь в молекулах метана и хлорида кальция соответственно  
1) ковалентная полярная и металлическая    2) ионная и ковалентная полярная  
3) ковалентная неполярная и ионная    4) ковалентная полярная и ионная
- A5. Степень окисления хлора равна +7 в соединении  
1)  $\text{Ca}(\text{ClO}_2)_2$     2)  $\text{HClO}_3$     3)  $\text{NH}_4\text{Cl}$     4)  $\text{HClO}_4$
- A6. Молекулярное строение имеет  
1) оксид кремния(IV)    2) нитрат бария    3) хлорид натрия    4) оксид углерода(II)
- A7. Среди перечисленных веществ:  
А)  $\text{NaHCO}_3$     Б)  $\text{HCOOK}$     В)  $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$     Г)  $\text{KHSO}_3$     Д)  $\text{Na}_2\text{HPO}_4$     Е)  $\text{Na}_3\text{PO}_4$   
кислыми солями являются  
1) АГД    2) АВЕ    3) БДЕ    4) ВДЕ
- A8. Цинк взаимодействует с раствором  
1)  $\text{CuSO}_4$     2)  $\text{MgCl}_2$     3)  $\text{Na}_2\text{SO}_4$     4)  $\text{CaCl}_2$
- A9. Какой оксид реагирует с раствором  $\text{HCl}$ , но **не реагирует** с раствором  $\text{NaOH}$ ?  
1)  $\text{CO}$     2)  $\text{SO}_3$     3)  $\text{P}_2\text{O}_5$     4)  $\text{MgO}$
- A10. Гидроксид алюминия реагирует с каждым из двух веществ:  
1)  $\text{KOH}$  и  $\text{Na}_2\text{SO}_4$     2)  $\text{HCl}$  и  $\text{NaOH}$     3)  $\text{CuO}$  и  $\text{KNO}_3$     4)  $\text{Fe}_2\text{O}_3$  и  $\text{HNO}_3$
- A11. Карбонат бария реагирует с раствором каждого из двух веществ:  
1)  $\text{H}_2\text{SO}_4$  и  $\text{NaOH}$     2)  $\text{NaCl}$  и  $\text{CuSO}_4$     3)  $\text{HCl}$  и  $\text{CH}_3\text{COOH}$     4)  $\text{NaHCO}_3$  и  $\text{HNO}_3$



## Вопросы к зачёту по химии

1. Общая характеристика элементов I-й группы главной подгруппы, простых веществ, водородных соединений, оксидов, пероксидов, гидроксидов, образованных данными элементами. Способы получения щелочных металлов, физические и химические свойства щелочных металлов.
2. Свойства, получение и применение оксидов и гидроксидов щелочных металлов (на примере натрия и калия). Значение соединений щелочных металлов и их роль для живых организмов. Соли щелочных металлов: получение, свойства, применение.
3. Общая характеристика элементов I-й группы побочной подгруппы, простых веществ, оксидов и гидроксидов, образованных данными элементами. Медь: распространение в природе, способы получения и свойства. Комплексные соединения меди. Свойства и получение оксидов и гидроксидов меди. Биологическая роль соединений меди.
4. Серебро: нахождение в природе, способы получения, свойства. Комплексообразование. Соединения серебра и особенности их свойств. Роль ионов серебра в физиологических процессах.
5. Общая характеристика элементов II-й группы главной подгруппы, простых веществ, водородных соединений, оксидов и гидроксидов, образованных данными элементами. Кальций: распространение в природе, его свойства и получение. Оксид и гидроксид кальция: свойства и способы получения. Жесткость воды, способы ее устранения.
6. Общая характеристика свойств оксидов и гидроксидов щелочноземельных металлов, закономерности изменения их химических свойств, способы их получения. Физиологическое действие соединений щелочно-земельных металлов. Соли щелочноземельных металлов: получение, свойства, применение.
7. Общая характеристика элементов II-й группы побочной подгруппы, простых веществ, оксидов и гидроксидов, образованных данными элементами. Цинк: распространение в природе, способы получения, физические и химические свойства. Комплексообразование. Оксид и гидроксид цинка: свойства и получение. Практическое использование соединений цинка, биологическая роль цинка.
8. Кадмий: способы получения и свойства. Комплексообразование. Соединения кадмия и их свойства. Токсикология соединений кадмия. Ртуть: особенности физических и химических свойств. Соединения ртути в разных степенях окисления и их особенности. Физиологическое действие соединений ртути.
9. Бор: положение в ПС, валентности, степени окисления, координационные числа, гибридизация АО. Бор в природе. Получение бора. Физические и химические свойства бора. Применение бора. Гидриды бора (бораны). Соединения бора (III). Мета-, орто-, тетрабораты. Применение соединений бора, токсикология бора и его соединений. Биологическая роль соединений бора.
10. Алюминий: положение в ПС, валентности, степени окисления, координационные числа, гибридизация АО. Алюминий в природе. Получение алюминия. Физические и химические свойства алюминия. Применение алюминия. Гидрид алюминия (алан). Соединения алюминия. Алюмосиликаты. Применение соединений алюминия. Токсикология соединений алюминия. Биологическая роль алюминия и его соединений.
11. Углерод: положение в ПС, валентности, степени окисления, координационные числа, гибридизация АО. Углерод в природе. Простые вещества, образованные углеродом. Физические и химические свойства углерода. Применение углерода. Карбиды металлов (метаниды, ацетилениды, цементит, карбиды d-элементов).
12. Оксиды углерода (II) и (IV): строение (для угарного газа МВС и ММО), получение, свойства, применение. Муравьиная и угольная кислоты: строение, свойства.
13. Карбонаты, гидрокарбонаты, гидроксокарбонаты: получение, свойства, применение. Токсикология соединений углерода. Биологическая роль углерода и его соединений.

14. Кремний: положение в ПС, валентности, степени окисления, координационные числа, гибридизация АО. Кремний в природе. Получение кремния. Физические и химические свойства кремния. Применение кремния. Силициды. Водородные соединения кремния. Оксид кремния (IV), кремниевые кислоты, силикаты: строение, свойства, получение и применение. Токсикология соединений кремния. Биологическая роль кремния и его соединений.
15. Олово: положение в ПС, валентности, степени окисления, координационные числа, гибридизация АО. Олово в природе. Получение олова. Простые вещества, образованные оловом. Физические и химические свойства олова. Применение олова. Соединения олова (II) и (IV): кислотнo-основные и окислительно-восстановительные свойства. Оловянные кислоты. Токсикология соединений олова. Биологическая роль олова и его соединений.
16. Свинец: положение в ПС, валентности, степени окисления, координационные числа, гибридизация АО. Свинец в природе. Получение свинца. Физические и химические свойства свинца. Применение свинца. Соединения свинца (II) и (IV): кислотнo-основные и окислительно-восстановительные свойства. Токсикология соединений свинца. Биологическая роль свинца и его соединений.
17. Общая характеристика элементов главной подгруппы V группы. Азот: положение в ПС, валентности, степени окисления, координационные числа, гибридизация АО. Азот в природе. Получение азота. Физические и химические свойства азота. Применение азота. Соединения азота с элементами II и III периодов
18. Соединения азота (-3), (-2), (-1), их строение. Аммиак: получение, свойства, применение. Гидроксид аммония (гидрат аммиака). Соли аммония: получение, свойства, применение.
19. Оксиды азота: строение (для NO, N<sub>2</sub>O и N<sub>2</sub>O<sub>5</sub>), свойства, получение и применение. Азотноватистая кислота.
20. Азотистая кислота: строение, получение, свойства. Нитриты: получение, свойства, применение. Биологическая роль нитритов, их токсическое действие.
21. Азотная кислота: строение, свойства, получение, применение.
22. Нитраты: получение, свойства, применение. Токсикология нитратов.
23. Фосфор: положение в ПС, валентности, степени окисления, координационные числа, гибридизация АО. Фосфор в природе. Получение фосфора. Простые вещества, образованные фосфором. Физические и химические свойства фосфора. Применение фосфора.
24. Фосфин: строение, получение, свойства. Сравнение со свойствами аммиака. Соединения фосфора с элементами III периода. Галогениды и оксогалогениды фосфора: строение, получение, свойства.
25. Фосфиновая кислота: строение молекулы, кислотные и окислительно-восстановительные свойства. Гипофосфиты. Оксид фосфора (III). Фосфиновая кислота: строение молекулы, кислотные и окислительно-восстановительные свойства. Фосфонаты.
26. Оксид фосфора (V): строение, получение, свойства. Мета-, орто- и дифосфорные кислоты: строение, свойства. Соли ортофосфорной кислоты. Полифосфорные кислоты, полифосфаты.
27. Мышьяк, сурьма, висмут. Особенности свойств. Оксиды и гидроксиды мышьяка, сурьмы и висмута: кислотнo-основные и окислительно-восстановительные свойства. Токсикология соединений мышьяка, сурьмы и висмута. Биологическая роль мышьяка, сурьмы, висмута и их соединений.
28. Общая характеристика главной подгруппы VI группы. Кислород: положение в ПС, валентности, степени окисления, координационные числа, гибридизация АО. Кислород в природе. Получение кислорода. Физические и химические свойства кислорода. Применение кислорода. Озон: строение, свойства, получение. Токсикология соединений кислорода. Биологическая роль кислорода.

29. Сера: положение в ПС, валентности, степени окисления, координационные числа, гибридизация АО. Сера в природе. Получение серы. Простые вещества, образованные серой. Физические и химические свойства серы. Применение серы.
30. Сероводород: строение, свойства, получение. Соединения серы с другими элементами (на примере элементов III периода).
31. Оксид серы (IV): строение, получение, свойства, применение. Сернистая кислота: кислотные и окислительно-восстановительные свойства, строение сульфит и гидросульфит-ионов.
32. Оксид серы (VI): строение, получение, свойства, применение. Сульфаты: получение, свойства, применение.
33. Серная кислота: строение, получение, свойства, применение. Олеум.
34. Тиосерная кислота: строение молекулы. Тиосульфат натрия: получение, свойства, применение. Политионовые и пероксосерные кислоты, их соли. Токсикология соединений серы. Биологическая роль серы и ее соединений.
35. Общая характеристика главной подгруппы VII группы. Фтор: положение в ПС, валентности, степени окисления, координационные числа, гибридизация АО. Фтор в природе. Получение фтора. Физические и химические свойства фтора. Применение фтора. Плавиковая кислота. Фториды. Соединения фтора с элементами III периода. Токсикология соединений фтора. Биологическая роль фтора и его соединений.
36. Хлор: положение в ПС, валентности, степени окисления, координационные числа, гибридизация АО. Хлор в природе. Получение хлора. Физические и химические свойства хлора. Применение хлора. Токсикология соединений хлора. Биологическая роль хлора и его соединений.
37. Хлороводород: строение, получение, свойства, применение. Соляная кислота: получение, свойства, применение. Хлориды. Соединения хлора с элементами III периода.
38. Бром, йод: положение в ПС, валентности, степени окисления, координационные числа, гибридизация АО. Бром, йод в природе. Получение брома и иода. Физические и химические свойства брома и иода. Применение брома и иода. Токсикология соединений брома и иода. Биологическая роль брома и иода и его соединений. Бромоводород, иодоводород. Бромоводородная и иодоводородная кислоты. Бромиды и иодиды. Сравнительная характеристика восстановительных свойств галогенидов.
39. Кислородсодержащие кислоты хлора: строение анионов, изменение кислотных и окислительно-восстановительных свойств.  $\text{Cl}_2\text{O}$ ,  $\text{HClO}$ , гипохлориты: строение, получение, свойства, применение.
40. Хлорат калия: получение, свойства, применение. Строение  $\text{ClO}_2$  и  $\text{ClO}_3$ . Их окислительно-восстановительные свойства.
41. Сравнительная характеристика кислородсодержащих соединений хлора, брома и иода. Окислительно-восстановительные свойства бромата калия.
42. Общая характеристика элементов VI-й группы побочной подгруппы, простых веществ, оксидов и гидроксидов, образованных данными элементами. Хром: природные соединения, способы получения, физические и химические свойства. Комплексные соединения хрома и их особенности. Применение хрома и его сплавов.
43. Соединения хрома (II) и (III): оксиды и гидроксиды, их свойства и способы получения. Окислительно-восстановительные свойства соединений хрома (III).
44. Оксид, гидроксид, соли хрома (VI): особенности свойств и получение. Хромовые кислоты и их соли. Соединения хрома (VI) как окислители.
45. Общая характеристика элементов VII-й группы побочной подгруппы, простых веществ, оксидов и гидроксидов, образованных данными элементами. Марганец: природные соединения, способы получения, физические и химические свойства. Оксиды и гидроксиды марганца, закономерности изменения их свойств. Применение марганца и его сплавов.

46. Соединения марганца высших степеней окисления (+6, +7): кислоты и соли. Окислительные свойства солей и зависимость их от pH среды. Марганец как микроэлемент.
47. Общая характеристика элементов семейства железа, простых веществ, оксидов и гидроксидов, образованных данными элементами. Железо: нахождение в природе, получение, свойства. Комплексные соединения железа. Биологическая роль железа и его соединений.
48. Оксиды и гидроксиды железа: способы получения и свойства. Соли железа, особенности их свойств, практическое значение.
49. Кобальт и никель: их свойства, способы получения. Комплексные соединения. Соединения кобальта и никеля и особенности их свойств. Значение соединений кобальта и никеля.
50. Водород: положение в ПС, валентности, степени окисления. Водород в природе. Получение водорода. Физические и химические свойства водорода. Применение водорода. Водородные соединения элементов (на примере III периода, IA и VA группы): строение, свойства, получение, применение. Токсикология соединений водорода. Биологическая роль водорода и его соединений.
51. Благородные газы: положение в ПС, валентности, степени окисления, координационные числа, гибридизация АО. Благородные газы в природе. Физические и химические свойства благородных газов. Применение благородных газов. Соединения ксенона. Токсикология соединений благородных газов. Биологическая роль благородных газов и его соединений.
52. Сравнительная характеристика кислотных и окислительно-восстановительных свойств азотистой и азотной кислот, сернистой и серной кислот.