

# Программа

дисциплины

## “ОБЩАЯ И НЕОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ”

(для студентов общего потока биологического факультета)

Данная программа рассчитана на один семестр из расчета 36 ч лекций и 72 ч семинарских и практических занятий.

### 1. ТЕОРЕТИЧЕСКАЯ ЧАСТЬ ПРОГРАММЫ

#### Введение

**Основные понятия химии.** Атом, молекула. Химический элемент. Простое и сложное вещество. Аллотропия. Химическая реакция. Химическая форма движения материи.

**Атомно-молекулярное учение в современной химии.** Стехиометрические законы. Стехиометрические и нестехиометрические соединения. Дальтонида и бертоллиды.

**Агрегатные состояния вещества.** Газообразное состояние: идеальный газ, закон Авогадро, уравнение Клапейрона–Менделеева. Реальные газы. Жидкое состояние: ближний и дальний порядок. Кристаллическое состояние: кристаллическая решетка, дефекты, анизотропия свойств. Аморфное состояние. Стекла. Жидкие кристаллы. Квазикристаллы.

#### Химический процесс

**Элементы химической термодинамики.** Система и окружающая среда. Компонент. Фаза. Свойства системы.

Тепловые эффекты химических реакций. Внутренняя энергия и энтальпия. Энтальпия образования вещества. Стандартное состояние вещества. Закон Гесса. Энтальпия химической реакции.

Направление химической реакции. Энтропия. Энтропия вещества как функция термодинамической вероятности. Энтропия химической реакции.

Энергия Гиббса. Изменение энергии Гиббса системы как критерий и движущая сила самопроизвольных процессов в закрытых системах. Энергия Гиббса образования вещества. Термодинамическая активность.

**Элементы химической кинетики.** Скорость химической реакции. Методы ее наблюдения и измерения. Простые и сложные реакции. Основной закон химической кинетики. Порядок реакции и его экспериментальное определение. Зависимость скорости химической реакции от температуры. Уравнение Аррениуса. Энергия активации.

Катализ. Гомогенный и гетерогенный катализ. Автокатализ. Ферментативный катализ. Ингибирование реакции.

**Химическое равновесие.** Состояние химического равновесия. Константа равновесия химической реакции. Смещение химического равновесия. Принцип Ле Шателье. Фазовые равновесия и фазовые диаграммы.

**Растворы.** Основные понятия теории растворов. Способы выражения состава растворов. Влияние температуры и давления на растворимость веществ. Насыщенные и пересыщенные растворы. Коллигативные свойства растворов. Явление осмоса. Осмотическое давление раствора. Осмос в природе.

**Равновесия в растворах электролитов.** Процесс электролитической диссоциации. Сольватация ионов. Сильные и слабые электролиты. Степень диссоциации. Ионная сила раствора. Коэффициент активности иона.

Теория кислот и оснований Бренстеда-Лоури. Протолитические равновесия. Автопротолитиз. Ионное произведение воды. Водородный показатель pH.

Вода как растворитель. Дифференцирующие и нивелирующие растворители.

Гидролиз солей. Гидролиз катионов и анионов как пример протолитического равновесия. Необратимый гидролиз.

Буферные растворы. Природные буферные системы.

Равновесие осадок–раствор. Произведение растворимости. Образование коллоидных систем при выделении малорастворимых веществ.

**Окислительно-восстановительные реакции и электрохимические процессы.** Составление уравнений окислительно-восстановительных реакций в растворах. Электродный потенциал и способ его измерения. Стандартный водородный электрод. Разность электродных потенциалов окислительно-восстановительной реакции и направление ее протекания. Уравнение Нернста. Константа равновесия окислительно-восстановительной реакции.

Электролиз. Напряжение разложения. Перенапряжение. Особенности электролиза концентрированных растворов.

Гальванические элементы и аккумуляторы. Топливные элементы.

Электрохимическая коррозия. Способы защиты от коррозии.

**Координационные соединения.** Комплексная частица, центральный атом и лиганды. Координационное число. Катионные, анионные и нейтральные комплексы. Моно- и полидентатные лиганды. Номенклатура координационных соединений.

Образование комплексных соединений в растворах. Константа устойчивости комплексного иона. Химические реакции с участием комплексных ионов.

## Строение вещества

**Электронное строение атома.** Понятие об описании квантовых систем с помощью волновой функции. Электронная плотность вероятности. Одноэлектронное приближение. Атомные орбитали. *s*-, *p*-, *d*-, *f*-АО. Графическое представление атомных орбиталей.

Энергетические диаграммы атомов. Заполнение АО электронами. Принцип Паули. Правило Хунда.

Размер атомов и ионов. Ковалентный, металлический и ионный радиус. Ионизационный потенциал. Сродство к электрону. Электроотрицательность.

Периодический закон Д. И. Менделеева, его физическое обоснование. Особенности тяжелых элементов (ослабление и исчезновение периодичности). Современное значение периодического закона.

**Химическая связь.** Виды химической связи. Характеристики химической связи: энергия и длина. Полярность связи. Дипольный момент молекулы.

Перекрытие АО как условие образования связи. Связи  $\sigma$ - и  $\pi$ -типа. Описание химической связи методом линейной комбинации молекулярных орбиталей (ЛКАО-МО).

Энергетические диаграммы двухатомных гомо- и гетероядерных молекул, образованных элементами 1-го и 2-го периодов. Кратность связи. Магнитные свойства молекул и

веществ. Принципы построения энергетических диаграмм простейших многоатомных молекул ( $\text{CH}_4$ ,  $\text{NH}_3$ ,  $\text{H}_2\text{O}$ ). Окраска веществ.

Описание геометрического строения молекул в рамках метода отталкивания электронных пар (метод Гиллеспи).

**Описание химической связи в комплексных соединениях.** Применение метода ЛКАО-МО к описанию химической связи в октаэдрических комплексах переходных металлов. Энергия расщепления. Высокоспиновые и низкоспиновые комплексы. Окраска комплексов.

**Структура ковалентных, ионных и металлических кристаллов.** Элементы зонной теории. Металлы, полупроводники, диэлектрики.

**Межмолекулярные взаимодействия.** Молекулярные вещества. Силы Ван-дер-Ваальса. Влияние межмолекулярных взаимодействий на свойства веществ. Водородные связи.

## Химия элементов

**Общая характеристика химических элементов.** Распространенность в природе. Классификация химических элементов. Закономерности изменения свойств в группах непереходных и переходных элементов.

**Водород.** Строение атома. Изотопы. Нахождение в природе, методы получения в лаборатории и промышленности. Физические и химические свойства. Гидриды металлов и неметаллов. Применение и биологическая роль водорода.

**Элементы 17 группы.** Электронное строение и свойства атомов. Нахождение в природе, методы получения простых веществ в лаборатории и промышленности. Физические и химические свойства простых веществ. Взаимодействие галогенов с водой.

Соединения галогенов с водородом. Физические и химические свойства галогеноводородов. Галогеноводородные кислоты. Плавиковая и соляная кислоты, их получение и применение. Галогениды металлов и неметаллов.

Кислородные соединения галогенов. Оксиды. Оксокислоты хлора, брома и иода; их кислотные и окислительно-восстановительные свойства. Соли оксокислот.

Применение и биологическая роль галогенов и их соединений.

**Элементы 16 группы.** Электронное строение и свойства атомов. Размеры атомов, ионизационные потенциалы, сродство к электрону. Нахождение в природе, методы получения простых веществ в лаборатории и промышленности. Физические и химические свойства простых веществ.

Кислород, озон. Оксиды металлов (металлоподобные, основные, амфотерные и кислотные) и неметаллов (кислотные, несолеобразующие). Получение и применение оксидов. Пероксиды и супероксиды. Вода и пероксид водорода. Диаграмма состояния воды. Применение и биологическая роль кислорода и его соединений.

Сера. Аллотропные модификации. Водородные соединения серы, сульфиды и полисульфиды. Получение и применение сероводорода. Оксиды серы, строение молекул. Серная и сернистая кислоты: получение, кислотные и окислительно-восстановительные свойства. Применение и биологическая роль серы и ее соединений.

Селен, теллур. Водородные и кислородные соединения селена и теллура. Применение и биологическая роль селена, теллура и их соединений.

**Элементы 15 группы.** Электронное строение и свойства атомов. Нахождение в природе. Физические и химические свойства простых веществ.

Соединения азота с водородом. Аммиак. Строение молекулы. Получение, свойства и применение аммиака. Аммиак как основание. Соли аммония.

Оксиды азота. Строение молекул. Физические и химические свойства. Свойства, получение и применение азотной и азотистой кислот и их солей.

Применение и биологическая роль азота и его соединений.

Фосфор. Аллотропные модификации. Гидриды и оксиды фосфора. Оксокислоты фосфора (фосфорноватистая, фосфористая, фосфорная): строение анионов, кислотные и окислительно-восстановительные свойства. Получение, свойства и применение фосфорной кислоты и фосфатов. Фосфатная буферная система. Полифосфорные кислоты и полифосфаты. АТФ.

Применение и биологическая роль фосфора и его соединений.

Мышьяк, сурьма и висмут. Физические и химические свойства. Соединения мышьяка, сурьмы и висмута. Применение и биологическая роль

**Элементы 14 группы.** Электронное строение и свойства атомов. Изменение свойств простых веществ в группе (диэлектрики, полупроводники, металлы). Нахождение в природе. Физические и химические свойства. Соединения элементов 14 группы с водородом.

Углерод. Аллотропные модификации. Оксиды углерода, угольная кислота и ее соли.

Оксид кремния и кремниевые кислоты. Силикаты в природе и промышленности. Силикагель, его адсорбционные свойства. Молекулярные сита. Стекло.

Оксиды и гидроксиды олова и свинца: кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства.

**Элементы 13 группы.** Электронное строение и свойства атомов.

Бор. Физические и химические свойства. Соединения бора: бориды, бораны, борный ангидрид, борная кислота, бура.

Алюминий. Нахождение в природе, получение и применение алюминия. Физические и химические свойства. Оксид и гидроксид алюминия. Соли. Комплексные соединения.

**Щелочные металлы.** Электронное строение и свойства атомов. Изменение свойств простых веществ в группе. Нахождение в природе. Физические и химические свойства. Гидриды, оксиды, гидроксиды, пероксиды. Применение и биологическая роль соединений натрия и калия.

**Бериллий, магний и щелочноземельные металлы.** Электронное строение и свойства атомов. Нахождение в природе. Физические и химические свойства. Свойства гидридов, оксидов, пероксидов, гидроксидов и солей. Временная и постоянная жесткость воды, цели и методы ее устранения. Применение и биологическая роль соединений магния и кальция.

**3 группа.** Электронное строение и свойства атомов. “Лантаноидное сжатие”. Особенности химии актиноидов. Оксиды и гидроксиды.

Особенности химии радиоактивных элементов. Реакции с участием «меченых атомов». Применение в медицинской диагностике.

Понятие о радиационно-химических реакциях. Радиолит воды. Биологически допустимая доза облучения.

**Элементы 4 группы.** Электронное строение и свойства атомов. Проявляемые степени окисления и их относительная стабильность. Физические и химические свойства. Оксиды, гидроксиды и галогениды металлов 4 группы. Применение и биологическая роль.

**Элементы 5 группы.** Электронное строение и свойства атомов. Проявляемые степени окисления и их относительная стабильность. Физические и химические свойства. Оксиды и гидроксиды: кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства. Катионные и анионные комплексы. Применение и биологическая роль.

**Элементы 6 группы.** Электронное строение и свойства атомов. Проявляемые степени окисления и их относительная стабильность. Физические и химические свойства. Оксиды и гидроксиды: кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства. Изо- и гетерополиокислоты. Хроматы и дихроматы. Катионные и анионные комплексы хрома. Применение хрома, молибдена и вольфрама. Биологическая роль молибдена.

**Элементы 7 группы.** Электронное строение и свойства атомов. Проявляемые степени окисления и их относительная стабильность. Физические и химические свойства. Оксиды и гидроксиды металлов 7 группы: устойчивость, кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства. Оксиды марганца. Марганцевая кислота и ее соли. Комплексы марганца.

**Элементы триады железа: железо, кобальт, никель.** Электронное строение и свойства атомов. Проявляемые степени окисления и их относительная стабильность. Физические и химические свойства. Полиморфизм железа. Ферриты. Ферромагнетизм. Чугун и стали.

Оксиды и гидроксиды железа, кобальта и никеля: кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства. Соли металлов триады железа.

Координационные соединения металлов триады железа. Высоко- и низкоспиновые комплексы. Ферриты. Стали. Биологическая роль железа.

**Благородные металлы.** Физико-химические свойства платины. Физиологически активные комплексы платины, их изомерия.

**Элементы 11 группы.** Электронное строение и свойства атомов. Проявляемые степени окисления и их относительная стабильность. Физические и химические свойства. Оксиды и гидроксиды. Катионные и анионные комплексы. Соединения меди (I) и (II). Биологическая роль меди.

**Элементы 12 группы.** Электронное строение и свойства атомов. Физические и химические свойства. Особые свойства ртути. Оксиды, гидроксиды и соли. Комплексные соединения. Применение и биологическая роль.

## 2. ПРАКТИЧЕСКАЯ ЧАСТЬ ПРОГРАММЫ

### Лабораторные работы

1. Титрование.
2. Тепловой эффект химической реакции.
3. Скорость химической реакции.
4. Химическое равновесие. Смещение равновесия.
5. Равновесия в растворах сильных и слабых кислот и оснований.
6. Буферные растворы.
7. Гидролиз солей.

8. Произведение растворимости.
9. Окислительно-восстановительные реакции.
10. Электрохимические процессы.
11. Свойства галогенов и их соединений.
12. Свойства соединений серы.
13. Свойства соединений азота и фосфора.
14. Комплексные соединения переходных металлов.
15. Свойства *d*-элементов и их соединений.

### Семинарские занятия

1. Тепловые эффекты химических реакций. Энтальпия. Стандартное состояние. Стандартная энтальпия образования. Расчет энтальпий реакций с использованием закона Гесса.
2. Термодинамическая вероятность и энтропия. Энтропия вещества. Энтропия реакции. Самопроизвольные процессы и энергия Гиббса. Стандартная энергия Гиббса образования вещества. Энергия Гиббса образования вещества в состоянии, отличающемся от стандартного. Термодинамическая активность. Расчет энергии Гиббса реакций.
3. Скорость реакции. Зависимость скорости реакции от концентраций реагирующих веществ: кинетическое уравнение, порядок реакции, константа скорости. Зависимость скорости реакции от температуры. Уравнение Аррениуса: предэкспоненциальный множитель и энергия активации. Определение энергии активации и предэкспоненциального множителя реакции. Изменение скорости реакции в присутствии катализатора.
4. Химическое равновесие. Условия равновесия. Константа равновесия. Расчет констант равновесия по термодинамическим и кинетическим данным. Смещение химического равновесия. Принцип Ле-Шателье.
5. Сильные и слабые электролиты. Степень диссоциации, константа диссоциации. Кислоты и основания. Протолитические равновесия. Автопротолиз, ионное произведение воды, водородный показатель рН. Расчет рН растворов сильных и слабых электролитов.
6. Буферные растворы. Расчет рН буферных растворов.
7. Гидролиз солей. Кислотно-основное взаимодействие ионов соли с водой. Расчет констант гидролиза, степени гидролиза и рН растворов солей.
8. Растворимость солей. Произведение растворимости. Расчет растворимости солей. Влияние общего иона на растворимость электролитов.
9. Окислительно-восстановительные реакции (ОВР). Подбор коэффициентов в уравнениях ОВР методом электронно-ионного баланса.
10. Электродный потенциал. Стандартный электродный потенциал. Разность стандартных электродных потенциалов ( $\Delta E^\circ$ ) реакции. Расчет констант равновесия ОВР. Уравнение Нернста.
11. Строение атома: атомные орбитали; граничные поверхности. Энергетические диаграммы атомов. Электронные конфигурации атомов. Свойства атомов: радиус,

энергия ионизации, сродство к электрону и электроотрицательность. Закономерности изменения свойств атомов по периоду и группе.

12. Химическая связь. Метод ЛКАО–МО. Энергетические диаграммы двухатомных молекул, кратность и полярность связи. Геометрия многоатомных молекул (метод Гиллеспи).
13. Координационные соединения. Константа устойчивости комплексных ионов. Химическая связь в комплексных соединениях (Метод МО). Спектрохимический ряд лигандов. Высокоспиновые и низкоспиновые комплексы. Расчет констант устойчивости комплексных ионов.
14. Переходные металлы: степени окисления и их устойчивость. Оксиды и гидроксиды *d*-металлов в различных степенях окисления: кислотнo-оснoвные и окислительно-восстановительные свойства.

### 3. ПЛАН-КОНСПЕКТ ЛЕКЦИЙ

Лекция 1. Количественные соотношения в химии. Химическая термодинамика: основные понятия и определения. Энтальпия. Закон Гесса. Расчет энтальпий реакций.

Периодическая система. Простые и сложные вещества. Аллотропия. Металлы, полупроводники и диэлектрики. Классы соединений. Кислотно-основные свойства. Стехиометрические законы.

Химическая термодинамика. Основные понятия термодинамики: система, внешняя среда, компонент, фаза. Открытые, закрытые и изолированные системы. Экстенсивные и интенсивные свойства системы.

Тепловой эффект химической реакции и энтальпия. Закон Гесса.

Стандартное состояние вещества. Стандартная энтальпия образования вещества. Стандартное состояние элемента. Энтальпия реакции. Расчет энтальпии реакции с использованием закона Гесса. Энтальпии образования ионов.

Лекция 2. Самопроизвольные процессы. Энтропия. Энергия Гиббса. Расчет энергии Гиббса реакции.

Макросостояние и микросостояние системы, термодинамическая вероятность. Самопроизвольное протекание процесса от состояния с низкой термодинамической вероятностью к состоянию с высокой термодинамической вероятностью. Энтропия и ее связь с термодинамической вероятностью. Возрастание энтропии системы – критерий самопроизвольности процесса.

Изменение энтропии системы и окружающей среды. Изменение общей энтропии и энергия Гиббса системы. Изменение энергии Гиббса в самопроизвольном процессе. Физический смысл энергии Гиббса.

Энергия Гиббса образования вещества в стандартном состоянии. Термодинамическая активность вещества. Учет термодинамической активности вещества при определении энергии Гиббса его образования.

Лекция 3. Термодинамический вывод константы равновесия. Кинетика химических реакций.

Расчет энергии Гиббса реакции, состояния участников которой отличаются от стандартных. Обратимые реакции. Состояние равновесия. Условность понятия обратимости реакции. Константа равновесия и ее связь со стандартной энергией Гиббса реакции. Закон действующих масс.

Простые и сложные реакции. Механизм реакции. Скорость гомогенной и гетерогенной химической реакции. Зависимость скорости химической реакции от концентрации. Кинетическое уравнение реакции. Порядок реакции, константа скорости химической реакции. Зависимость скорости химической реакции от температуры. Уравнение Аррениуса. Энергия активации химической реакции. Экспериментальное определение порядка реакции и энергии активации.

Влияние катализатора на скорость химической реакции.

Лекция 4. Обратимые реакции. Химическое равновесие. Смещение химического равновесия. Принцип Ле Шателье.

Обратимые реакции. Принцип независимости.

Кинетическое условие химического равновесия — равенство скоростей прямой и обратной реакций. Смещение химического равновесия под действием внешних условий: изменение концентраций реагентов или продуктов реакции, изменение давления, объема реакционной смеси, температуры. Принцип Ле Шателье и его термодинамическое обоснование.

Энергетический профиль обратимой химической реакции. Кинетическое обоснование принципа Ле Шателье. Почему катализатор не влияет на состояние равновесия?

Лекция 5. Растворы. Образование растворов электролитов. Сильные электролиты. Кислоты и основания.

Растворы: газообразные, жидкие и твердые. Растворимость веществ. Насыщенные и пересыщенные растворы.

Электролиты. Гидратация ионов в растворах. Энтальпия гидратации. Сильные и слабые электролиты. Равновесие диссоциации в растворах слабых электролитов. Степень диссоциации и константа диссоциации слабого электролита. Закон разбавлений Оствальда.

Сильные электролиты и неприменимость к ним понятий степени диссоциации и константы диссоциации. Ионная сила раствора. Активность иона и коэффициент активности иона. Уравнение Дебая-Хюккеля.

Теория кислот и оснований Бренстеда и Лоури. Протолитические равновесия.

Лекция 6. Ионное произведение воды. pH. Гидролиз. Буферные растворы. Произведение растворимости.

Реакции автопротолиза. Автопротолиз воды. Константа автопротолиза воды и ее зависимость от температуры. Постоянство произведения концентраций иона оксония и гидроксид-иона в водных растворах. Водородный показатель pH.

Протолитические равновесия в растворах солей. Гидролиз аниона и катиона. Константа и степень гидролиза. Необратимый гидролиз солей. Расчет pH растворов солей.

Примеры различных буферных растворов. Устойчивость их pH к добавкам сильных кислот или оснований. Почему буферная смесь позволяет поддерживать постоянное значение pH раствора? Расчет pH буферного раствора.

Равновесие в насыщенном растворе электролита. Произведение растворимости. Условие выпадения и растворения осадка.

Лекция 7. Окислительно-восстановительные реакции. Электродный потенциал. Направление протекания окислительно-восстановительной реакции. Уравнение Нернста.

Окислительно-восстановительные реакции. Окислители и восстановители. Полуреакции окисления и восстановления. Уравнивание окислительно-восстановительных реакций методом ионно-электронного баланса или методом полуреакций. Правила использования ионов  $H^+$ ,  $OH^-$  и молекул воды  $H_2O$  при уравнивании.

Электродный потенциал. Причины его возникновения. Измерение электродного потенциала в гальваническом элементе. Стандартные электродные потенциалы металлов и полуреакций. Ряд стандартных электродных потенциалов.

Определение разности электродных потенциалов полуреакций, составляющих ОВР. Связь разности электродных потенциалов ОВР с энергией Гиббса.

Зависимость электродного потенциала полуреакции от активностей ее участников. Уравнение Нернста. Направление протекания окислительно-восстановительной реакции. Расчет констант равновесия ОВР.

Лекция 8. Комплексные соединения: образование, устойчивость и свойства.

Комплексные соединения и их значение в химии и биологии. Комплексообразователь, лиганд, координационное число. Внутренняя и внешняя координационная сфера. Дентатность лигандов. Номенклатура комплексных соединений. Процесс образования комплексной частицы. Ступенчатые константы образования и константа устойчивости комплексного иона.

Основные реакции, в которые вступают комплексные частицы: реакции присоединения или замещения лиганда; реакции связанного иона комплексообразователя; реакции связанного лиганда.

Лекция 9. Строение атома. Периодический закон.

Описание микросистем с помощью волновых функций. Графическое представление волновых функций. Граничные поверхности. Орбитали атома водорода: вид граничных поверхностей и распределение знаков волновых функций.

Многоэлектронные системы. Одноэлектронное приближение и орбитали. Правила заполнения орбиталей: принцип Паули, правило Хунда. Влияние межэлектронного взаимодействия. Закономерности изменения энергий орбиталей при движении по периоду.

Свойства атомов: размер и тенденция к присоединению/отдаче электронов. Электроотрицательность.

Физическое обоснование периодического закона. Формы периодической системы («короткая» и «длинная»), их преимущества и недостатки. Стандарт IUPAC.

Роль периодического закона: «сводка данных» по строению атомов и указание аналогий в химических свойствах. Особенности элементов, у которых впервые заполняются орбитали определенного типа ( $1s$ ,  $2p$ ,  $3d$ ,  $4f$ ). «Размывание» периодичности в конце системы (особенности непереходных элементов 6 периода и актиноидов).

Лекция 10. Химическая связь. Применение метода молекулярных орбиталей для описания ковалентной химической связи.

Химическая связь: ковалентная, ионная и металлическая. Методы описания ковалентной химической связи. Теория молекулярных орбиталей ЛКАО-МО.

Образование химической связи в молекуле водорода. Перекрывание атомных орбиталей. Перекрывание АО  $\sigma$ -типа ( $\sigma$ -связь). Молекулярные орбитали: соотношение энергии МО с энергиями АО, связывающие и разрыхляющие МО. Энергетические диаграммы МО, правила их построения. Энергетические диаграммы МО  $H_2$ ,  $H_2^+$ ,  $H_2^-$  и  $HeH^+$ . Кратность связи.

Энергетические диаграммы гомоядерных молекул второго периода. Перекрывание АО с образованием МО  $\pi$ -типа ( $\pi_y$  и  $\pi_z$  и  $\pi_y^*$  и  $\pi_z^*$ ). Объяснение с помощью энергетических диаграмм МО свойств молекул.

Энергетические диаграммы двухатомных гетероядерных молекул. Эффективное и неэффективное перекрывание АО. Энергетические диаграммы CO, LiF.

Использование метода ЛКАО-МО для построения энергетических диаграмм многоатомных молекул.

Лекция 11. Метод отталкивания валентных электронных пар. Химическая связь в комплексных соединениях.

Предсказание геометрии многоатомных молекул. Метод отталкивания валентных электронных пар (метод Гиллеспи); основные правила метода. Определение геометрии молекул  $BeCl_2$ ,  $BF_3$ ,  $CH_4$ ,  $NH_3$ ,  $H_2O$ ,  $CO_2$ .

Применение метода ЛКАО-МО для описания связи в комплексных соединениях октаэдрического строения. Построение энергетической диаграммы. Перекрывание АО иона комплексообразователя с орбиталями лигандов и образование связей  $\sigma$ -типа. Несвязывающие молекулярные орбитали.

Энергия расщепления. Спектрохимический ряд лигандов. Лиганды сильного и слабого поля. Высокоспиновые и низкоспиновые комплексы. Окраска комплексных соединений.

Лекция 12. Общие свойства металлов. Металлы 1 и 2 группы. Водород.

Металлы. Общие свойства. Образование химической связи в кристалле лития.

Щелочные металлы 1 группы. Распространенность в природе. Основные характеристики атомов щелочных металлов. Химическая активность щелочных металлов. Стандартные электродные потенциалы щелочных металлов. Соединения щелочных металлов с кислородом: оксиды, пероксиды, супероксиды. Гидроксиды. Соли.

Металлы 2 группы. Распространенность в природе. Особые свойства бериллия. Физические и химические свойства металлов 2 группы. Соединения металлов 2 группы с кислородом. Гидроксиды: растворимость и основные свойства. Соли.

Окраска пламени солями щелочных и щелочноземельных металлов

Водород. Распространенность. Изотопы. Свойства атома. Молекулярный водород. Физические и химические свойства. Получение в лабораторных условиях и в промышленности. Использование водорода.

Гидриды: солеобразные, металлические, молекулярные.

Лекция 13. Галогены.

Галогены. Свойства атомов. Простые вещества: фтор, хлор, бром, иод. Физические и химические свойства.

Силы Ван-дер-Ваальса. Три типа межмолекулярного взаимодействия: ориентационное, индукционное, дисперсионное.

Взаимодействие галогенов с водой. Растворимость в органических растворителях. Стандартные электродные потенциалы галогенов в водных растворах.

Соединения галогенов с водородом: физические и химические свойства. Водные растворы галогеноводородов. Изменение восстановительной способности кислот в ряду  $\text{HF} - \text{HCl} - \text{HBr} - \text{HI}$ .

Кислородные соединения галогенов: оксиды и оксокислоты. Устойчивость и окислительные свойства оксокислот.

Биологическая роль галогенов.

#### Лекция 14. Химия элементов 16 группы.

Элементы 16 группы. Кислород. Озон. Соединения с водородом ( $\text{H}_2\text{O}$  и  $\text{H}_2\text{O}_2$ ). Ионы, образуемые кислородом ( $\text{O}^{2-}$ ,  $\text{O}_2^{2-}$ ,  $\text{O}_2^-$ ). Оксиды.

Описание физических свойств вещества с помощью фазовых диаграмм. Фазовая диаграмма воды.

Халькогены – сера, селен, теллур. Распространенность в природе. Геохимическая роль серы. Сера: фазовая диаграмма; физические и химические свойства. Сероводород и сульфиды. Растворимость и гидролиз сульфидов. Восстановительные свойства  $\text{H}_2\text{S}$  и сульфидов. Оксиды серы. Геометрическое строение. Сернистая и серная кислота. Окислительно-восстановительные свойства  $\text{SO}_2$  и сульфитов. Серная кислота. Сульфаты и гидросульфаты.

Селен и теллур. Водородные соединения. Высшие кислородные кислоты: формулы соединений и изменение кислотно-основных и окислительно-восстановительных свойств в ряду сера–селен–теллур. Сравнение с высшими кислородными кислотами галогенов.

#### Лекция 15. Химия элементов 15 и 13 групп.

Элементы 15 группы. Азот. Строение атома. Физические и химические свойства молекулярного азота. Соединения с водородом. Аммиак: строение молекулы, физические и химические свойства. Соли аммония. Соединения азота с кислородом. Селективность катализатора. Азотистая и азотная кислота. Нитриты и нитраты. Нитриды металлов.

Фосфор. Важнейшие аллотропные модификации. Выбор стандартного состояния для описания термодинамических свойств соединений фосфора. Важнейшие химические свойства белого и красного фосфора: реакции с окислителями, кислотами и щелочами. Соединения фосфора с водородом. Оксиды и кислородные кислоты фосфора: особенности строения молекул и кислотно-основных свойств. Фосфаты. Гидролиз фосфатов. Фосфатная буферная смесь. Полимерные фосфорные кислоты и АТФ. Биологическая роль фосфора.

Мышьяк, сурьма и висмут. Водородные соединения: закономерности изменения строения молекул, устойчивости и кислотно-основных характеристик. Галогениды. Высшие кислородные кислоты сурьмы и мышьяка. Висмутаты.

Элементы 13 группы. Бор. Необычные структуры простого вещества и соединений с металлами. Соединения бора с водородом. Оксид  $B_2O_3$ . Особенности кислотно-основного поведения борной кислоты. Полибораты и бура.

Алюминий. Реакции Al с кислотами и щелочами. Свойства оксида и гидроксида. Алюмотермия.

Лекция 16. Общая характеристика переходных металлов. Переходные металлы 4-7 групп.

Общая характеристика переходных металлов: электронная конфигурация, проявляемые степени окисления, свойства, распространенность. «Лантаноидное сжатие».

Металлы 4 группы: титан, цирконий, гафний. Проявляемые степени окисления и их устойчивость. Физические и химические свойства. Особые свойства титана. Оксиды и гидроксиды металлов 4 группы. Галогениды. Биологическая роль.

Металлы 5 группы: ванадий, ниобий и тантал. Электронное строение атомов, проявляемые степени окисления и их сравнительная устойчивость. Физические и химические свойства. Высшие оксиды. Ванадиевая кислота. Кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства соединений ванадия в степенях окисления +4, +3 и +2. Восстановление ванадата натрия цинком.

Металлы 6 группы: хром, молибден, вольфрам. Электронное строение атомов, проявляемые степени окисления и их сравнительная устойчивость. Физические и химические свойства. Высшие оксиды и соответствующие им кислоты. Хромовая, дихромовая кислоты и их соли. Окислительные свойства дихромата калия в различных средах. Оксиды и гидроксиды хрома в низших степенях окисления.

Металлы 7 группы: марганец, технеций, рений. Электронное строение атомов, проявляемые степени окисления и их сравнительная устойчивость. Физические и химические свойства. Высшие оксиды. Марганцевая кислота и ее соли. Манганаты. Свойства оксидов и гидроксидов марганца в степенях окисления +4 и +2.

Биологическая роль металлов 4-7 группы.

Лекция 17. Переходные металлы 8-12 групп. Элементы 14 группы.

Железо, кобальт, никель. Электронная структура и свойства атомов. Сравнительная устойчивость степеней окисления +3 и +2. Взаимодействие с кислотами. Пирофорные свойства. Коррозия железа. Оксиды и гидроксиды: кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства. Комплексы элементов триады железа. Биологическая роль железа.

Металлы 11 группы: медь, серебро и золото. Электронная структура атомов. Устойчивые степени окисления. Взаимодействие с кислотами. Изменение электродных потенциалов металлов при комплексообразовании и образовании малорастворимых веществ. Соединения меди в степени окисления +1: оксид, гидроксид, галогениды. Оксид серебра  $Ag_2O$ . Соли серебра.

Металлы 12 группы: цинк, кадмий и ртуть. Электронная структура атомов. Взаимодействие с кислотами. Особые свойства ртути. Оксиды и гидроксиды цинка и кадмия. Оксиды ртути. Биологическая роль элементов 12 группы.

Элементы 14 группы: углерод, кремний, германий, олово и свинец. Многообразие соединений углерода. Аллотропные модификации углерода и олова. Понятие о зонной теории. Диэлектрики, полупроводники, металлы.

Оксиды углерода. Угольная кислота и ее соли. Карбонатные буферные системы.

Оксид кремния и многообразие кремниевых кислот. Гидролиз силикатов.

Лекция 18. Явление осмоса. Экологические проблемы.

Явление осмоса. Самопроизвольность протекания процесса. Осмотическое давление. Диализ.

Взаимодействие олова и свинца с кислотами. Оксиды и гидроксиды: кислотные и окислительно-восстановительные свойства.

Основы рационального природопользования и охраны окружающей среды. Пресная и соленая вода. Процессы химического выветривания. Состав атмосферы. Загрязнение атмосферы антропогенными выбросами. Проблема глобального потепления.

#### 4. ПРОМЕЖУТОЧНАЯ АТТЕСТАЦИЯ

В течение семестра студенты биологического факультета выполняют 3 контрольные работы и сдают 3 коллоквиума.

Контрольная 1

Задачи контрольной.

1. Вычисление объема, массы или количества вещества газа с использованием уравнения Менделеева-Клапейрона.
2. Расчет энтальпии реакции на основании приведенных экспериментальных данных.
3. Определение стандартных энтальпии, энтропии и энергии Гиббса образования вещества на основании имеющихся табличных данных.
4. Вычисление энергии Гиббса реакции для определения возможности ее протекания при заданных условиях.
5. Определение кинетических параметров химической реакции (порядков по компонентам, константы скорости и энергии активации) на основании приведенных экспериментальных данных зависимости скорости химической реакции от концентраций реагирующих веществ.

Коллоквиум 1

Вопросы коллоквиума. Основные понятия термодинамики. Система и окружающая среда. Компонент. Фаза. Свойства системы. Тепловые эффекты химических реакций. Энтальпия реакции. Энтальпия образования вещества. Стандартное состояние вещества. Закон Гесса. Энтропия. Энтропия вещества как функция термодинамической вероятности. Энтропия химической реакции. Энергия Гиббса. Изменение энергии Гиббса системы как критерий и движущая сила самопроизвольных процессов в закрытых системах. Энергия Гиббса образования вещества и термодинамическая активность.

Скорость химической реакции. Простые и сложные реакции. Основной закон химической кинетики. Порядок реакции и его экспериментальное определение. Константа скорости реакции. Зависимость скорости химической реакции от температуры. Уравнение Ар-

рениуса. Энергия активации химической реакции и ее экспериментальное определение. Влияние катализатора на скорость химической реакции. Гомогенный и гетерогенный катализ. Автокатализ. Ферментативный катализ. Ингибирование реакции.

Состояние и условия химического равновесия. Константа равновесия химической реакции. Химическое равновесие с точки зрения термодинамики. Химическое равновесие с точки зрения кинетики. Смещение химического равновесия. Принцип Ле Шателье. Кинетическое и термодинамическое обоснование принципа Ле Шателье. Фазовые равновесия и фазовые диаграммы.

## Контрольная 2

### Задачи контрольной.

1. Расчет pH раствора слабой и сильной кислоты или слабого и сильного основания известной концентрации.
2. Расчет pH буферного раствора при заданных количествах составляющих его веществ; или определение количеств веществ, необходимых для приготовления буферного раствора с заданным pH.
3. Расчет pH раствора соли заданной концентрации, катион или анион которой вступает в протолитическое взаимодействие с молекулами растворителя.
4. Определение растворимости малорастворимого электролита в воде или в водных растворах электролитов, содержащих одноименный с этим малорастворимым электролитом ион.
5. Уравнивание окислительно-восстановительных реакций методом электронно-ионного баланса и определение возможности протекания этой окислительно-восстановительной реакции при стандартных и произвольно заданных концентрациях участников реакции.

## Коллоквиум 2.

Вопросы коллоквиума. Равновесия в растворах электролитов. Сильные и слабые электролиты. Активность иона и коэффициент активности. Степень диссоциации и константа диссоциации. Влияние концентрации и температуры на степень диссоциации слабого электролита. Теория кислот и оснований Бренстеда и Лоури. Протолитические равновесия (на примере процессов диссоциации и нейтрализации кислот и оснований). Автопротолитиз. Ионное произведение воды. Влияние температуры на ионное произведение воды. Водородный показатель pH. Гидролиз солей. Гидролиз катиона и аниона как пример протолитического равновесия. Константа гидролиза и ее связь с константами диссоциации кислот и оснований, образующих соль. Степень гидролиза. Зависимость степени гидролиза от концентрации соли и температуры. Необратимый гидролиз. Буферные растворы. Расчет pH буферного раствора, образованного слабой кислотой и ее солью и слабым основанием и его солью. Механизм действия буферного раствора. Равновесие между осадком и раствором в растворе малорастворимого электролита. Произведение растворимости. Условия выпадения и растворения осадка.

Окислительно-восстановительные реакции. Важнейшие окислители и восстановители. Продукты восстановления перманганата калия и дихромата калия в зависимости от pH среды растворов.

Электродный потенциал. Его возникновение и измерение в гальваническом элементе. Электроды сравнения: водородный электрод, хлорсеребряный электрод. Стандартный электродный потенциал. Ряд стандартных электродных потенциалов. Зависимость электродного потенциала от условий проведения реакции. Уравнение Нернста. Направление протекания окислительно-восстановительной реакции. Вычисление  $\Delta E^\circ$  и  $\Delta E$ . Константа равновесия окислительно-восстановительной реакции.

Комплексные соединения. Основные понятия: комплексообразователь, лиганд, координационное число. Номенклатура комплексных соединений. Образование комплексных частиц в растворах. Ступенчатые константы образования комплексных частиц и константы их устойчивости. Химические реакции с участием комплексных ионов.

### Контрольная 3

#### Задачи контрольной.

1. Схематическое представление перекрывания орбиталей двух атомов в результате которого получается  $\sigma$ - или  $\pi$ -связь.
2. Построение схем энергетических диаграмм атомов, молекул, ионов и комплексных частиц.
3. Предсказание геометрии многоатомных молекул методом Гиллеспи.
4. Составление уравнений реакций, характеризующих свойства простых веществ и соединений, образованных элементами 15, 16 и 17 групп Периодической системы.
5. Составление уравнений реакций, характеризующих свойства комплексных соединений.
6. Расчет констант равновесия реакций при стандартных условиях.

### Коллоквиум 3.

Вопросы коллоквиума. Галогены. Строение атомов, молекул и простых веществ. Физические и химические свойства галогенов и закономерности в их изменении. Силы Ван-дер-Ваальса. Три типа межмолекулярного взаимодействия: ориентационное, индукционное, дисперсионное. Взаимодействие галогенов с водой. Галогеноводороды. Физические и химические свойства. Оксокислоты галогенов. Закономерности изменения их кислотных и окислительных свойств.

Элементы 16 группы. Простые вещества, образуемые элементами 16 группы, их физические и химические свойства. Гидриды элементов 16 группы. Закономерность изменения физических и химических свойств. Геометрия молекул. Кислотные и окислительно-восстановительные свойства водных растворов. Кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства пероксида водорода. Взаимодействие серы с кислотами и щелочами. Свойства оксидов серы. Свойства сернистой и серной кислот и их солей.

Элементы 15 группы. Водородные соединения элементов 15 группы. Закономерность изменения физических и химических свойств. Аммиак и гидроксид аммония. Свойства и устойчивость оксидов азота. Кислотные и окислительно-восстановительные свойства азотной и азотистой кислоты. Свойства ортофосфорной кислоты. Растворимость солей ортофосфорной кислоты и их гидролиз.

Алюминий. Свойства оксида и гидроксида алюминия. Алюмотермия. Гидролиз солей

алюминия.

Общая характеристика переходных металлов. Проявляемые степени окисления и их устойчивость. Оксиды и гидроксиды (кислотно-основные свойства).

Металлы 4 – 12 групп. Строение атомов и проявляемые степени окисления. Химические свойства металлов. Оксиды и гидроксиды, их кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства. Гидролиз солей.

## 5. ИТОГОВАЯ АТТЕСТАЦИЯ

Итоговой аттестацией является экзамен. Экзаменационный билет по общей и неорганической химии включает в себя вопрос по общей химии, вопрос по химии элементов и экзаменационную задачу.

### Вопросы экзаменационных билетов

#### Общая химия

1. Стехиометрические законы: закон сохранения массы, закон постоянства состава. Их роль в химии и современная трактовка. Газовые законы: закон Авогадро, уравнение Менделеева-Клапейрона
2. Периодический закон Д. И. Менделеева. Физическое обоснование периодического закона и его современная формулировка. «Длинная» и «короткая» формы периодической таблицы. Классификация элементов ПС.
3. Основные понятия и определения термодинамики. Энтальпия системы. Энтальпия химической реакции. Экспериментальное определение энтальпии реакции (на примере реакции нейтрализации).
4. Закон Гесса. Следствия из закона Гесса. Способы расчета энтальпий реакций с использованием закона Гесса (на конкретных примерах).
5. Энтальпия образования вещества. Стандартное состояние элемента и вещества. Расчет энтальпий реакций по стандартным энтальпиям образования веществ (на конкретном примере).
6. Самопроизвольные и несамопроизвольные процессы (примеры). Макро- и микросостояния системы. Термодинамическая вероятность и энтропия. Возрастание энтропии как движущая сила самопроизвольного процесса.
7. Энтропия вещества. Зависимость энтропии вещества от температуры, объема, агрегатного состояния. Энтропия образования вещества.
8. Энтропия химической реакции. Процессы, сопровождающиеся увеличением и уменьшением энтропии (примеры). Расчет энтропии химической реакции (на конкретном примере).
9. Энергия Гиббса. Стандартная энергия Гиббса образования вещества. Стандартная энергия Гиббса химической реакции. Расчет стандартной энергии Гиббса химической реакции (на конкретном примере).
10. Зависимость энергии Гиббса химической реакции от температуры (энтальпийный и энтропийный факторы процесса). Энергия Гиббса и самопроизвольность процесса.
11. Термодинамическая активность вещества. Расчет энергии Гиббса образования веще-

ства с учетом его термодинамической активности. Какие выводы можно сделать по знаку и величине  $\Delta_r G$  и  $\Delta_r G^\circ$ ?

12. Химическое равновесие. Условия химического равновесия. Константа равновесия химической реакции. Термодинамический вывод константы равновесия.
13. Скорость химической реакции. Средняя и истинная скорость. Методы экспериментального определения скорости химических реакций (конкретный пример). Простые и сложные реакции. Особенности гетерогенных процессов.
14. Зависимость скорости химической реакции от концентрации. Основной закон химической кинетики. Кинетическое уравнение и порядок реакции. Экспериментальное определение порядка реакции (конкретный пример).
15. Влияние температуры на скорость химической реакции. Причины влияния. Уравнение Аррениуса. Энергетический профиль химической реакции. Экспериментальное определение энергии активации химической реакции (конкретный пример).
16. Катализ. Влияние катализатора на скорость химической реакции. Причины влияния. Гомогенный и гетерогенный катализ. Автокатализ. Ферментативный катализ. Примеры практического использования катализаторов для изменения скорости реакции. Ингибирование реакций.
17. Обратимые химические реакции. Скорость обратимых химических реакций. Кинетическое описание химического равновесия. Связь константы равновесия обратимой реакции с константами скоростей прямого и обратного процессов.
18. Смещение химического равновесия при изменении внешних условий. Принцип Ле Шателье: термодинамическая и кинетическая трактовка.
19. Фазовые равновесия. Диаграммы состояния однокомпонентных систем (на примере иода и воды).
20. Растворы: твердые, жидкие, газообразные. Общие закономерности образования растворов. Способы выражения их состава. Растворимость. Насыщенные и пересыщенные растворы. Влияние температуры и давления на растворимость веществ.
21. Коллигативные свойства растворов. Осмос, причины его возникновения, осмотическое давление. Биологическая роль осмоса. Диализ.
22. Образование растворов электролитов. Электролитическая диссоциация. Энтальпии гидратации ионов. Сильные и слабые электролиты.
23. Равновесие диссоциации в растворах слабых электролитов. Степень диссоциации и константа диссоциации слабого электролита. Влияние концентрации и температуры на степень диссоциации слабого электролита.
24. Сильные электролиты (примеры). Ионная сила. Активность ионов в растворах сильных электролитов. Коэффициент активности.
25. Теория кислот и оснований Бренстеда и Лоури. Протолитические равновесия (на примере процессов диссоциации и нейтрализации кислот и оснований). Понятие о теории кислот и оснований Льюиса.
26. Ионное произведение воды. Влияние температуры на ионное произведение воды. Водородный показатель pH.
27. Гидролиз как пример протолитического равновесия. Гидролиз катиона и аниона (примеры). Полный (необратимый) гидролиз (примеры).
28. Константа гидролиза и ее связь с константами диссоциации кислот и оснований, об-

- разающих соль. Степень гидролиза. Зависимость степени гидролиза от концентрации соли и температуры.
29. Буферные системы. Расчет pH буферной системы (на примере ацетатного буфера). Механизм действия ацетатного буфера.
  30. Буферные системы. Расчет pH буферной системы (на примере аммиачного буфера). Биологические буферные системы.
  31. Равновесие осадок-раствор. Произведение растворимости. Условия выпадения и растворения осадка. Образование коллоидных систем малорастворимыми веществами
  32. Окислительно-восстановительные реакции (примеры). Важнейшие окислители и восстановители. Продукты восстановления перманганата калия и бихромата калия в зависимости от pH среды растворов.
  33. Электродный потенциал. Его возникновение и измерение в гальваническом элементе. Электроды сравнения: водородный электрод, хлорсеребряный электрод. Стандартный электродный потенциал. Ряд стандартных электродных потенциалов.
  34. Зависимость электродного потенциала от условий проведения реакции. Уравнение Нернста
  35. Направление протекания окислительно-восстановительной реакции. Вычисление  $\Delta E^\circ$  и  $\Delta E$  (на конкретном примере). Константа равновесия окислительно-восстановительной реакции.
  36. Электролиз. Химические источники тока. Современные гальванические элементы. Топливный элемент.
  37. Квантовое описание строения атома. Атомные орбитали и квантовые числа. Графическое представление атомных орбиталей. Порядок заполнения атомных орбиталей в многоэлектронных атомах.
  38. Энергетические диаграммы многоэлектронных атомов и периодическая система элементов Д. И. Менделеева. Свойства атомов: радиус атома, энергия ионизации, сродство к электрону, электроотрицательность.
  39. Образование химической связи, ее характеристики: энергия, длина, полярность. Перекрывание АО с образованием  $\sigma$ - и  $\pi$ -связей. Описание ковалентной химической связи методом молекулярных орбиталей.
  40. Энергетические диаграммы МО двухатомных молекул и ионов, образованных элементами 1-го периода ( $\text{H}_2^+$ ,  $\text{H}_2$ ,  $\text{H}_2^-$ ,  $\text{He}_2^+$ ). Кратность и энергия связи.
  41. Энергетические диаграммы МО двухатомных гомоядерных молекул 2 периода. Закономерности в изменении их свойств (длина связи, энергия связи, магнитные свойства).
  42. Применение метода ЛКАО-МО для описания образования связи в гетероядерных двухатомных молекулах на примере молекул CO, LiH и NaF. Полярность связи.
  43. Предсказание геометрического строения молекул методом отталкивания электронных пар (метод Гиллеспи). Геометрия молекул  $\text{BeCl}_2$ ,  $\text{BF}_3$ ,  $\text{CH}_4$ ,  $\text{NH}_3$  и  $\text{H}_2\text{O}$ .
  44. Вещества с молекулярной структурой (примеры). Межмолекулярные взаимодействия. Силы Ван-дер-Ваальса (три составляющих). Водородная связь. Особенности фтороводорода, воды и аммиака, обусловленные водородными связями.
  45. Понятие о зонном строении твердого тела. Металлы, полупроводники и диэлектрики (на примере простых веществ, образованных элементами IVA группы). Общие физи-

- ческие свойства металлов (электропроводность и теплопроводность).
46. Комплексные соединения (примеры). Основные понятия: комплексообразователь, лиганд, координационное число. Образование комплексных частиц в растворах. Ступенчатые константы образования комплексных частиц и константы их устойчивости.
  47. Описание химической связи в комплексных соединениях методом молекулярных орбиталей (на примере октаэдрического комплекса  $3d$ -металла). Энергия расщепления и природа лиганда. Низкоспиновые и высокоспиновые комплексы.
  48. Химические реакции с участием комплексных частиц: реакции замещения лигандов; реакции с изменением степени окисления комплексообразователя; реакции, в которые вступают координированные лиганды (примеры).

### Химия элементов

1. Водород. Изотопы водорода. Свойства водорода. Получение и применение водорода. Гидриды.
2. Галогены. Строение атомов, молекул и простых веществ. Проявляемые степени окисления. Физические и химические свойства галогенов и закономерности в их изменении. Энергетические диаграммы МО молекул галогенов.
3. Растворимость галогенов в воде и органических растворителях. Взаимодействие галогенов с водой. Образование клатратов.
4. Галогеноводороды. Строение молекул. Физические и химические свойства. Особенности фтороводорода. Получение и применение соляной кислоты.
5. Оксокислоты хлора. Кислотные и окислительно-восстановительные свойства. Свойства солей оксокислот хлора.
6. Оксокислоты галогенов. Закономерности изменения их кислотных и окислительных свойств в ряду  $\text{Cl}-\text{Br}-\text{I}$ . Устойчивость оксокислот галогенов.
7. Элементы 16 группы. Строение и свойства атомов, проявляемые степени окисления. Простые вещества, образуемые элементами 16 группы, их физические и химические свойства.
8. Гидриды элементов 16 группы. Закономерность изменения физических и химических свойств. Геометрическое строение молекул. Растворимость и свойства водных растворов (кислотные и окислительно-восстановительные).
9. Кислород и озон. Нахождение в природе, получение. Биологическая и экологическая роль кислорода и озона. Энергетическая диаграмма МО молекулы кислорода. Физические и химические свойства кислорода и озона. Кислотно-основные свойства важнейших оксидов металлов и неметаллов.
10. Вода. Фазовая диаграмма. Электронное и геометрическое строение молекулы. Физические и химические свойства. Автопротолиз. Аквакомплексы.
11. Пероксиды. Кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства, получение и применение пероксида водорода.
12. Сера. Превращения серы при нагревании. Нахождение в природе, получение и применение серы. Взаимодействие серы с кислотами и щелочами.
13. Оксиды серы. Получение и свойства. Описание геометрического строения молекул оксидов методом Гиллеспи. Взаимодействие оксидов серы с водой. Свойства сернистой и серной кислот. Сульфиты, сульфаты.

14. Сероводород. Получение и свойства сероводорода. Сульфиды металлов. Растворимость сульфидов в воде и кислотах. Полисульфиды.
15. Общая характеристика элементов 15 группы. Строение, физические и химические свойства простых веществ. Полиморфные модификации фосфора. Выбор стандартного состояния фосфора.
16. Водородные соединения элементов 15 группы. Закономерность изменения физических и химических свойств. Электронное (МО) и геометрическое строение молекул.
17. Получение, применение, физические и химические свойства аммиака. Описание химической связи в молекуле аммиака методом молекулярных орбиталей. Водные растворы аммиака. Соли аммония.
18. Оксиды азота. Свойства и устойчивость. Взаимодействие с водой. Энергетическая диаграмма МО молекулы NO. Образование в атмосфере и экологическая роль оксида азота(II) и оксида азота(IV).
19. Азотная и азотистая кислоты. Получение, применение и свойства. Свойства солей азотной и азотистой кислот.
20. Оксиды фосфора. Строение и свойства. Кислородсодержащие кислоты фосфора и их соли. Применение фосфатов. Гидролиз полифосфорных кислот. АТФ.
21. Получение и применение фосфорной кислоты. Строение аниона  $\text{PO}_4^{3-}$ . Растворимость солей ортофосфорной кислоты и их гидролиз. Фосфатная буферная система.
22. Углерод. Полиморфные модификации. Оксиды углерода. Энергетическая диаграмма молекулы CO. Физические и химические свойства CO и CO<sub>2</sub>. «Парниковый» эффект.
23. Взаимодействие CO<sub>2</sub> с водой. Угольная кислота и ее соли. Природные карбонаты. Карбонатная буферная система.
24. Кремний. Оксид кремния(IV) и его свойства. Кремниевые кислоты и их соли. Силикагель. Гидролиз силикатов. Силикаты в природе и промышленности.
25. Олово и свинец. Полиморфные модификации олова. Проявляемые степени окисления и их устойчивость. Оксиды и гидроксиды, их кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства. Соли олова и свинца. Экологическая роль соединений свинца.
26. Бор. Особенности химии бора в сравнении с химией углерода, кремния и алюминия (соединения с водородом, оксид, гидроксид). Диагональное сходство элементов в периодической системе.
27. Алюминий. Строение, свойства, получение и применение алюминия и его сплавов. Свойства оксида и гидроксида алюминия. Алюмотермия. Гидролиз солей алюминия.
28. Металлы 2 группы. Получение, применение и свойства. Свойства оксидов, гидроксидов и солей металлов 2 группы. Жесткость воды, цели и методы ее устранения. Биологическая роль магния и кальция.
29. Металлы 1 группы. Нахождение в природе. Получение и применение. Электронное строение и закономерность изменения свойств атомов (размер, энергия ионизации, электроотрицательность). Положение щелочных металлов в ряду стандартных электродных потенциалов.
30. Оксиды, пероксиды и надпероксиды металлов 1 группы. Свойства гидроксидов и солей. Гидриды.
31. Общая характеристика переходных металлов. Строение атомов. Проявляемые степе-

- ни окисления и их устойчивость. Оксиды и гидроксиды (кислотно-основные свойства) Комплексные соединения переходных металлов (примеры).
32. Металлы 4 группы. Строение атомов и проявляемые степени окисления. Физические и химические свойства металлов. Оксиды, гидроксиды и соли.
  33. Металлы 5 группы. Строение атомов. Проявляемые степени окисления и их устойчивость. Физические и химические свойства. Оксиды и гидроксиды, их кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства.
  34. Металлы 6 группы. Строение атомов, проявляемые степени окисления. Физические и химические свойства. Химическая активность металлов. Оксиды и гидроксиды, их кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства.
  35. Сравнительная характеристика окислительно-восстановительных свойств оксидов и гидроксидов металлов 6 группы в высших степенях окисления.
  36. Хром. Строение атома, проявляемые степени окисления и их устойчивость. Кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства оксидов и гидроксидов. Гидролиз солей хрома.
  37. Кислоты хрома и их соли. Равновесие между хромат-ионом и дихромат-ионом в растворе. Окислительно-восстановительные свойства соединений хрома в различных степенях окисления.
  38. Металлы 7 группы. Строение атомов. Проявляемые степени окисления и их устойчивость. Оксиды и гидроксиды металлов. Их устойчивость, кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства.
  39. Марганец. Строение атома и проявляемые степени окисления (примеры соединений). Оксиды и гидроксиды. Их устойчивость, кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства. Комплексы марганца(II).
  40. Марганцевая кислота и ее соли. Окислительные свойства перманганата калия в зависимости от pH среды (примеры).
  41. Железо, кобальт и никель. Строение атомов. Проявляемые степени окисления и их устойчивость. Химическая активность металлов. Оксиды и гидроксиды металлов в различных степенях окисления, их кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства.
  42. Железо. Строение атома и проявляемые степени окисления. Кислотно-основные свойства оксидов и гидроксидов. Гидролиз солей. Коррозия. Биологическая роль железа.
  43. Комплексные соединения железа, кобальта и никеля. Свойства железа (II) и железа (III) в составе аквакатионов и комплексных ионов (гексацианоферрата (II) и (III)). Влияние комплексообразования на устойчивость степени окисления +3 у кобальта и железа.
  44. Металлы 11 группы. Строение атомов, проявляемые степени окисления, физические и химические свойства. Оксиды и гидроксиды. Растворимость и гидролиз солей меди и серебра. Комплексные соединения металлов 11 группы. Биологическая роль меди.
  45. Металлы 12 группы. Строение атомов, проявляемые степени окисления, физические и химические свойства. Оксиды и гидроксиды. Соли цинка, кадмия и ртути, их особенности. Экологическая роль кадмия и ртути.

### Типы экзаменационных задач

1. Вычислите энтальпию растворения кристаллогидрата, если известны энтальпия растворения безводной соли и энтальпия образования кристаллогидрата из безводной соли и воды.
2. Вычислите изменение энтальпии, энтропии или энергии Гиббса реакции по табличным термодинамическим данным при разных температурах.
3. Определите энтальпию реакции по энтальпиям известных реакций с использованием закона Гесса.
4. Известны энтальпия и энтропия реакции. Рассчитайте константу равновесия реакции при различных температурах.
5. Известны константы равновесия реакции при двух температурах. Рассчитайте из этих данных энтальпию и энтропию реакции.
6. Определите параметры кинетического уравнения реакции (порядок, энергию активации, константу скорости) из экспериментальных данных по зависимости скорости реакции от концентраций реагирующих веществ и температуры.
7. Во сколько раз катализатор изменяет скорость химической реакции, если известны энергии активации реакции с катализатором и без катализатора.
8. Определите, на какую величину уменьшается энергия активации, если известно во сколько раз при использовании катализатора возрастает скорость реакции.
9. Определите константу диссоциации слабого электролита, если известны концентрация и рН его раствора.
10. Рассчитайте значение степени диссоциации слабого электролита в растворе заданной концентрации. Как изменится степень диссоциации и рН этого электролита при разбавлении?
11. Определите рН раствора, содержащего слабую кислоту или основание и соль этой кислоты или основания.
12. Сколько соли следует добавить к раствору слабой кислоты или основания, чтобы получить раствор с заданным значением рН?
13. Определите концентрацию ионов в насыщенном растворе малорастворимого сильного электролита.
14. Определите, выпадет ли осадок при сливании растворов заданной концентрации?
15. Рассчитайте рН насыщенного раствора малорастворимого основания.
16. Для раствора соли заданной концентрации рассчитайте константу гидролиза ее катиона или аниона, степень гидролиза катиона или аниона и рН.
17. Известен рН раствора соли. Определите концентрацию раствора этой соли.
18. Известна степень гидролиза иона в растворе соли определенной концентрации. Определите рН этого раствора и константу диссоциации слабого электролита, образующего эту соль.
19. Определите электродный потенциал процесса при заданных концентрациях его участников.
20. Вычислите концентрацию одного из участников процесса, если известен его стандартный электродный потенциал и концентрации других участников.
21. Методом ионно-электронного баланса подберите коэффициенты в уравнении окислительно-восстановительной реакции и определите ее стандартную энергию Гиббса

- и константу равновесия.
22. Определите направление протекания окислительно-восстановительной реакции при заданных концентрациях ее участников.
  23. Вычислите электродный потенциал металла в насыщенном растворе его соли.
  24. К раствору комплексной соли добавляют анион, образующий с ионом комплексообразователем малорастворимую соль. Определите, при какой концентрации этого аниона в растворе возможно разрушение комплекса.
  25. Определите константу устойчивости комплексного иона по стандартным электродным потенциалам двух процессов. В одном происходит восстановление иона металла комплексообразователя, координированного лигандами ( $\text{NH}_3$ ,  $\text{F}^-$ ,  $\text{Cl}^-$ ,  $\text{Br}^-$ ,  $\text{I}^-$ ,  $\text{OH}^-$ ), во втором — иона металла комплексообразователя, координированного молекулами воды.
  26. Определите стандартный электродный потенциал процесса восстановления комплексного иона, если известны константа устойчивости этого комплексного иона и потенциал процесса восстановления его иона комплексообразователя.

Программу составили: доцент Жмурко Г.П., вед. науч. сотр. Кузнецов В.Н.

Программа утверждена методической комиссией кафедры общей химии химического факультета.