

МИНИСТЕРСТВО НАУКИ И ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ  
Федеральное государственное автономное образовательное учреждение высшего образования  
**ПЕРМСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ НАЦИОНАЛЬНЫЙ ИССЛЕДОВАТЕЛЬСКИЙ  
УНИВЕРСИТЕТ**

**ХИМИЧЕСКИЙ ФАКУЛЬТЕТ**

**ПРОГРАММА**

вступительного экзамена **Химия**

для поступающих в магистратуру на направление 04.04.01 **ХИМИЯ**

Поступающие для обучения в магистратуре по направлению «Химия» сдают вступительное испытание **по химии** в форме теста.

Экзаменационный тест содержит **15 заданий**: 11 тестовых вопросов с выбором ответа и 4 расчетные задачи, на которые необходимо дать краткий ответ.

Время на выполнение теста – **90 минут**.

Максимальная суммарная оценка за тест **80 баллов**, минимальная положительная оценка – **40 баллов**.

Содержание вопросов и задач теста определено следующей программой.

**Раздел: Неорганическая химия**

1. Химическая связь. Понятие о природе химической связи. Характеристики химической связи: энергия, длина, полярность. Основные положения и недостатки метода валентных связей (МВС).  $\sigma$ -,  $\pi$ -,  $\delta$ -связывание. Типы гибридизации атомных орбиталей.

2. Химическая связь в комплексных соединениях с позиции теории валентных связей. Внутриорбитальные и внешнеорбитальные диамагнитные и парамагнитные комплексы.

3. Классификация и номенклатура комплексных соединений. Устойчивость комплексных соединений в водных растворах. Константы устойчивости ( $K_{уст.}$ ) и константы нестойкости ( $K_{нест.}$ ) комплексов. Условия образования и разрушения комплексов.

4. Кислородсодержащие кислоты галогенов и их соли. Номенклатура, строение молекул, устойчивость. Изменение окислительных и кислотных свойств. Хлорная известь. Бертолетова соль.

5. Серный ангидрит, серная кислот, изополисерные кислоты, соли. Получение, свойства. Пероксосерные кислоты и их соли.

6. Аммиак, строение молекулы, получение, свойства, соли аммония. Производные аммиака: амиды, имиды, нитриды.

7. Марганец. Оксиды и гидроксиды марганца, их кислотно-основные свойства. Окислительно-восстановительные свойства соединений марганца (IV, VI, VII).

8. Соединения хрома (III) и хрома (VI). Кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства.

**Раздел: Аналитическая химия**

1. Кривые титрования. Виды кривых. Теоретические и практические кривые титрования. Понятие скачка титрования, влияние различных факторов на вид кривой и величину скачка. Применение кривых для выбора индикатора, оценки возможности титрования, оценки погрешности титрования и решения других задач титриметрического анализа.

2. Кислотно-основные реакции. Основные теории кислот и оснований. Понятие об автопротолизе. Классификация растворителей. Шкала pH. Связь pH и концентрации протолитов в растворе. Буферные растворы, их назначение. Применение кислотно-основных реакций в количественном анализе.

3. Применение реакций комплексообразования. Ступенчатый характер комплексообразования в растворе. Количественные характеристики процесса комплексообразования. Применение реакций комплексообразования в количественном химическом анализе.

4. Применение реакций осаждения в химическом анализе. Количественные характеристики процесса осаждения. Условия выделения осадков в кристаллическом и аморфном состояниях. Загрязнение осадков. Приемы повышения чистоты осадков.

5. Использование окислительно-восстановительных реакций в химическом анализе. Стандартный и формальный потенциалы. Уравнение Нернста. Способы направленного изменения силы окислителей и восстановителей. Важнейшие окислители и восстановители, используемые в практике анализа. Важнейшие методы окислительно-восстановительного титрования.

6. Буферные растворы. Их теория и практика применения в химическом анализе.

7. Понятие индикатора, требования к индикаторам. Виды индикаторов. Количественные характеристики индикаторов. Инструментальные способы фиксации конечной точки титрования.

8. Методы количественного химического анализа. Используемые реакции, требования к ним. Принципы, возможности, области применения, преимущества гравиметрического и титриметрического методов анализа (в сравнении).

## **Раздел: Органическая химия**

1. Алкены. Механизм электрофильного и радикального присоединения на примере реакции бромистого водорода с пропеном. Правило Марковникова и эффект Хараши.

2. Карбоновые кислоты и их производные. На примере пропионовой кислоты рассмотреть возможные пути синтеза ее различных производных. Химические свойства производных карбоновых кислот.

3. Карбонильные соединения. Механизм реакции нуклеофильного присоединения. Примеры взаимодействия. Альдольно-кратоновая конденсация и ее механизм при кислотном и основном катализе на примере пропионового альдегида.

4. Галогенопроизводные углеводородов. Механизм замещения и отщепления на примере гидролиза хлористого метила и хлористого трет.-бутила. Особенности химического поведения аллил-, бензил-, винил- и арилгалогенидов.

5. Гидроксипроизводные углеводородов. Кислотно-основные свойства спиртов. Механизм реакции замещения. На примере бутиловых спиртов. Механизм реакции электрофильного замещения на примере галогенирования, сульфирования, нитрования, алкилирования и ацилирования фенола.

6. Амины. Основность аминов в зависимости от природы углеводородных радикалов. Алкилирование, ацилирование бутиламина и анилина, взаимодействие с азотистой кислотой.

7. Алкадиены. Электронное строение и представление о делокализованных  $\pi$ -молекулярных орбиталях сопряженных диенов. Механизм электрофильного присоединения брома к бутадиену.

8. Арены. Правило ароматичности Хюккеля. Механизм, направление и скорость реакции замещения на примере нитрования толуола, анизола, нитробензола. Алкилирование, ацилирование, сульфирование, галогенирование бензола.

## Раздел: Физическая химия

1. Предмет термодинамики. Термодинамическая система. Термодинамические параметры и функции. Энергии, закон сохранения энергии; теплота, работа. Первый закон термодинамики: формулировки, интегральная и дифференциальная форма записи. Внутренняя энергия. Применение первого закона термодинамики к процессам с участием идеального газа. Энтальпия.

2. Энтропия в случае равновесных и неравновесных процессов. Условия равновесия в изолированной системе.

3. Растворы. Термодинамика многокомпонентных систем, химический потенциал. Уравнение Гиббса – Дюгема. Давление насыщенного пара бинарных жидких растворов. Закон Рауля, идеальные растворы, предельно разбавленные растворы. Отклонение от закона Рауля.

4. Химическое равновесие, общее условие химического равновесия. Закон действия масс, константа равновесия. Уравнение изотермы химической реакции. Стандартные изобарные потенциалы реакций, их применение. Тепловой закон Нернста, расчет химических равновесий.

5. Основной постулат химической кинетики. Скорость химической реакции, скорость реакции средняя и истинная. Кинетическая классификация реакций, различие понятий «порядок реакции» и «молекулярность реакции», понятие об элементарной реакции. Необратимые реакции первого, второго, n-го и нулевого порядка.

6. Удельная и эквивалентная электропроводность, ее зависимость от концентрации и температуры. Подвижность ионов, закон Кольрауша, формула Стокса. Аномальная подвижность ионов гидроксония и гидроксила (механизм).

7. Гальванические элементы. ЭДС. Связь ЭДС с константой равновесия реакции. Электродный потенциал. Диффузионный потенциал. Термодинамический вывод формулы Нернста для электродного потенциала. Стандартный электродный потенциал.

8. Классификация электродов. Электроды первого, второго рода, газовые, амальгамные, редокси-электроды. Применение электродов (электроды сравнения, индикаторные электроды и др.).

*Составитель программы: профессор А.Б. Шеин.*

*Программа одобрена Ученым советом химического факультета ПГНИУ.*