МИНИСТЕРСТВО НАУКИ И ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ
Федеральное государственное автономное образовательное учреждение
высшего образования
"Казанский (Приволжский) федеральный университет"
Институт экологии и природопользования

**УТВЕРЖДАЮ**
Проректор
по образовательной деятельности КФУ
Проф. Таюрский Д.А.
_____
"___"_____20___ г.

# Программа дисциплины

Химия: общая и неорганическая Б1.Б.11

Направление подготовки: 06.03.02 - Почвоведение
Профиль подготовки: Управление качеством почв и биотехнология
Квалификация выпускника: бакалавр
Форма обучения: очное
Язык обучения: русский
**Автор(ы):**
Амиров Р.Р. , Бычкова Т.И. , Зиятдинова А.Б.
**Рецензент(ы):**
Журавлева Ю.И.

**СОГЛАСОВАНО:**
Заведующий(ая) кафедрой: Амиров Р. Р.
Протокол заседания кафедры No ___ от "____" _____ 201__г
Учебно-методическая комиссия Института экологии и природопользования:
Протокол заседания УМК No ____ от "____" _____ 201__г

Регистрационный No


ЭЛЕКТРОННЫЙ УНИВЕРСИТЕТ
ИНФОРМАЦИОННО-АНАЛИТИЧЕСКАЯ СИСТЕМА КФУ

## Содержание

1. Цели освоения дисциплины
2. Место дисциплины в структуре основной образовательной программы
3. Компетенции обучающегося, формируемые в результате освоения дисциплины /модуля
4. Структура и содержание дисциплины/ модуля
5. Образовательные технологии, включая интерактивные формы обучения
6. Оценочные средства для текущего контроля успеваемости, промежуточной аттестации по итогам освоения дисциплины и учебно-методическое обеспечение самостоятельной работы студентов
7. Литература
8. Интернет-ресурсы
9. Материально-техническое обеспечение дисциплины/модуля согласно утвержденному учебному плану

Программу дисциплины разработал(а)(и) заведующий кафедрой, д.н. (профессор) Амиров Р.Р. Кафедра неорганической химии Химический институт им. А.М. Бутлерова , Rustem.Amirov@kpfu.ru ; доцент, к.н. (доцент) Бычкова Т.И. Кафедра неорганической химии Химический институт им. А.М. Бутлерова , Tamara.Bychkova@kpfu.ru ; доцент, к.н. (доцент) Зиятдинова А.Б. Кафедра неорганической химии Химический институт им. А.М. Бутлерова , Anna.Ziyatdinova@kpfu.ru

## 1. Цели освоения дисциплины

Целями освоения дисциплины Общая и неорганическая химия являются : формирование у студентов понятий о теоретических основах этой научной дисциплины, ее особенностях, связи с другими науками и ее практической значимости. В результате освое-ния данной дисциплины должны быть сформированы современные представления о строе-нии атома и химической связи. Обучающиеся должны получить представление об энергетике и кинетике химических процессов, теоретических основах окислительно-восстановительных реакций и химии комплексных соединений, об основных закономерностях протекания реакций в растворах. На основе полученных теоретических представлений обучающиеся должны уметь анализировать свойства элементов и их соединений, получить навык прогнозирования строения и свойств простых и комплексных соединений

## 2. Место дисциплины в структуре основной образовательной программы высшего профессионального образования

Данная учебная дисциплина включена в раздел "Б1.Б.11 Дисциплины (модули)" основной образовательной программы 06.03.02 Почвоведение и относится к базовой (общепрофессиональной) части. Осваивается на 1 курсе, 1 семестр.

математический и естественно-научный цикл, базовая часть Б2.Б4. Осваивается на первом курсе в первом семестре. Обучающийся должен знать химию в пределах школьной программы. Необходима для освоения следующих дисциплин "Химия почв", "Почвоведение", "Химический анализ почв"

## 3. Компетенции обучающегося, формируемые в результате освоения дисциплины /модуля

В результате освоения дисциплины формируются следующие компетенции:

| Шифр компетенции | Расшифровка приобретаемой компетенции |
|---|---|
| ОК-7 (общекультурные компетенции) | способностью к самоорганизации и самообразованию |
| ОПК-1 (профессиональные компетенции) | способность самостоятельно осуществлять научно-исследовательскую деятельность в соответствующей профессиональной области с использованием современных методов исследования и информационно-коммуникационных технологий |
| ПК-15 (профессиональные компетенции) | способен эксплуатировать современную аппаратуру и оборудование для выполне-ния научно-исследовательских полевых и лабораторных биологических работ. |
| ПК-3 (профессиональные компетенции) | способностью понимать сущность и значение информации в развитии современного информационного общества, сознавать опасности и угрозы, возникающие в этом процессе, соблюдать основные требования информационной безопасности, в том числе защиты государственной тайны |

| Шифр компетенции | Расшифровка приобретаемой компетенции |
|---|---|
| ПК-5 (профессиональные компетенции) | применяет современные экспериментальные методы работы с биологическими объектами в полевых и лабораторных условиях, навыки работы с современной аппарату-рой |

В результате освоения дисциплины студент:

1. должен знать:

- основные понятия и законы химии, понимать роль химических элементов в биологических процессах. общие закономерности протекания химических реакций в растворах и твердой фазе, основы химической термодинамики и кинетики.

2. должен уметь:

составлять формулы веществ различных классов неорганических соединений; составлять электронную конфигурацию атомов и ионов, предсказывать

валентные возможности элементов периодической системы; объяснять геометрическую конфигурацию и магнитные свойства молекул; рассчитывать тепловой эффект

химических реакций, обосновывать направление процессов; записывать выражение для константы равновесия обратимых процессов и объяснять смещение равновесия

при изменении температуры, давления и концентраций веществ; готовить растворы с заданной концентрацией и вычислять их pH; записывать уравнения гидролиза солей;

уравнивать окислительно-восстановительные реакции и расчитывать массы эквивалентов окислителя и восстановителя; называть комплексные соли, рассчитывать степень

окисления и координационное число центрального атома.

3. должен владеть:

- ориентироваться в основных понятиях химии, свойствах элементов- неметаллов и металлов групп периодической системы и их биологической роли;

- приобрести навыки составления химических уравнений, решения задач, объяснения свойств элементов и их соединений на основе законов химии, проводить химические эксперименты и объяснять происходящие явления.

4. должен демонстрировать способность и готовность:

- Владение основными законами общей химии, готовность интерпрепировать закономерности в изменении свойств элементов в связи с их электронным строением (положением в периодической системе). прогнозировать свойства веществ на примере однотипных соединений, способность анализировать ре-зультаты эксперимента и делать обоснованные прогностические выводы.

## 4. Структура и содержание дисциплины/ модуля

Общая трудоемкость дисциплины составляет 4 зачетных(ые) единиц(ы) 144 часа(ов).

Форма промежуточного контроля дисциплины: экзамен в 1 семестре.

Суммарно по дисциплине можно получить 100 баллов, из них текущая работа оценивается в 50 баллов, итоговая форма контроля - в 50 баллов. Минимальное количество для допуска к зачету 28 баллов.

86 баллов и более - "отлично" (отл.);

71-85 баллов - "хорошо" (хор.);

55-70 баллов - "удовлетворительно" (удов.);

54 балла и менее - "неудовлетворительно" (неуд.).

### 4.1 Структура и содержание аудиторной работы по дисциплине/ модулю

**Тематический план дисциплины/модуля**

| N | Раздел Дисциплины/ Модуля | Семестр | Неделя семестра | Виды и часы аудиторной работы, их трудоемкость (в часах) | | | Текущие формы контроля |
|---|---|---|---|---|---|---|---|
| | | | | Лекции | Практи-ческие занятия | Лабора-торные работы | |
| 1. | Тема 1. Основные понятия и законы химии. Основные классы неорганических соединений. | 1 | 1 | 1 | 0 | 4 | Устный опрос |
| 2. | Тема 2. Строение атома. | 1 | 1 | 1 | 0 | 0 | Устный опрос |
| 3. | Тема 3. Периодический закон Менделеева и периодическая система химических элементов. | 1 | 2 | 1 | 2 | 0 | Устный опрос |
| 4. | Тема 4. Химическая связь. Метод валентных связей. | 1 | 2 | 1 | 0 | 0 | Устный опрос |
| 5. | Тема 5. Метод молекулярных орбиталей (МО). | 1 | 3 | 1 | 2 | 0 | Письменная работа |
| 6. | Тема 6. Термодинамика химических процессов. | 1 | 3 | 1 | 2 | 0 | Устный опрос |
| 7. | Тема 7. Химическая кинетика. | 1 | 4 | 1 | 2 | 6 | Устный опрос |
| 8. | Тема 8. Состояние химического равновесия. Принцип Ле-Шателье. | 1 | 4 | 1 | 0 | 2 | Письменная работа |
| 9. | Тема 9. Растворы неэлектролитов. | 1 | 5 | 1 | 2 | 0 | Устный опрос |
| 10. | Тема 10. Растворы электролитов. Слабые электролиты. | 1 | 5 | 1 | 2 | 4 | Устный опрос |
| 11. | Тема 11. Сильные электролиты. | 1 | 6 | 1 | 0 | 0 | Устный опрос |
| 12. | Тема 12. Ионное произведение воды. Показатель pH. | 1 | 6 | 1 | 0 | 4 | Устный опрос |
| 13. | Тема 13. Гидролиз солей. | 1 | 7 | 1 | 0 | 4 | Письменная работа |

| N | Раздел Дисциплины/ Модуля | Семестр | Неделя семестра | Виды и часы аудиторной работы, их трудоемкость (в часах) | | | Текущие формы контроля |
|---|---|---|---|---|---|---|---|
| | | | | Лекции | Практи-ческие занятия | Лабора-торные работы | |
| 14. | Тема 14. Окислительно-восстановительные реакции. | 1 | 7 | 1 | 2 | 4 | Устный опрос |
| 15. | Тема 15. Электроды. Гальванический элемент. | 1 | 8 | 1 | 0 | 0 | Устный опрос |
| 16. | Тема 16. Электролиз. | 1 | 8 | 1 | 4 | 4 | Устный опрос |
| 17. | Тема 17. Комплексные соединения. Теория Вернера. | 1 | 9 | 1 | 0 | 4 | |
| 18. | Тема 18. Описание химической связи в комплексных соединениях. | 1 | 12 | 1 | 0 | 0 | Контрольная работа |
| . | Тема . Итоговая форма контроля | 1 | | 0 | 0 | 0 | Экзамен |
| | Итого | | | 18 | 18 | 36 | |

**4.2 Содержание дисциплины**

**Тема 1. Основные понятия и законы химии. Основные классы неорганических соединений.**

***лекционное занятие (1 часа(ов)):***

Закон сохранения массы и энергии. Атомы и молекулы, их массы. Моль, молярная масса. Закон постоянства состава, соединения переменного состава. Газовые законы: Гей-Люссака, Бойля-Мариотта, Авогадро, объединенный газовый закон. Парциальные давления газов. Эквивалентные массы, закон эквивалентов. Основные классы неорганических соединений: оксиды, гидроксиды, кислоты, средние, кислые и основные соли, их свойства, получение и номенклатура

***лабораторная работа (4 часа(ов)):***

1. Ознакомление с распорядком работы в химической лаборатории. Техника безопасности выполнения химических работ. Химическая посуда. Правила работы с горелкой Теклю. Правила нагревания химических веществ. Основные классы неорганических соединений оксиды, кислоты, основания, соли. Получение и химические свойства основных классовой неорганических соединений. (4 часа).

**Тема 2. Строение атома.**

***лекционное занятие (1 часа(ов)):***

Планетарная модель атома. Постулаты Бора. Волновой характер движения электрона. Квантовые числа, электронные орбитали. Запрет Паули. Правило Хунда. Эффекты проникновения и экранирования электронов. Количество электронов на уровнях и подуровнях, последовательность заполнения их электронами. Правила Клечковского. Провалы электронов.

**Тема 3. Периодический закон Менделеева и периодическая система химических элементов.**

***лекционное занятие (1 часа(ов)):***

Периодический закон. Современная его трактовка. свойства атомов. Размеры атомов. Эффективные атомные радиусы, энергия ионизации, сродство к электрону, изменение их в периодах и группах элементов. Вторичная и внутренняя периодичность.периодичность.

***практическое занятие (2 часа(ов)):***

1. Открытия, свидетельствующие о сложности строение атома. 2. Первая модель атома. Опыты Резерфорда по рассеяния α-частиц. 3. Достоинства и недостатки теории Резерфорд. Теория Бора. 4. Главные недостатки теории Бора. Спектр атома водорода. 5. Квантовые числа. Физический смысл их и принимаемые значения. 6. Современные представления о строении атома. 7. Корпускулярно-волновые свойства электрона. Уравнение де Бройля. 8. Принцип неопределенности. 9. Понятие орбиталь. 10. Порядок заполнения электронами энергетических уровней и подуровней атома. 11. Принцип Паули, правило Хунда. 12. Изменение свойств атомов по периодам и группам. (2 часа).

**Тема 4. Химическая связь. Метод валентных связей.**

***лекционное занятие (1 часа(ов)):***

Метод валентных связей (ВС). Ковалентная неполярная и полярная связь. Механизм образования связи, сигма- и пи-связи. Донорно-акцепторная (координационная) связь. Гибридизация орбиталей, форма молекул. Свойства ковалентной связи ( насыщаемость, направленность, полярность, поляризуемость. Полярные и неполярные молекулы. Поляризуемость и поляризующее действие молекул и ионовИонной связь. - 2 часа.

**Тема 5. Метод молекулярных орбиталей (МО).**

***лекционное занятие (1 часа(ов)):***

Метод молекулярных орбиталей (МО): основные положения, связывающие и разрыхляющие орбитали, кратность связи. Трехэлектронная связь. Магнитные свойства молекул. Межмолекулярное взаимодействие (силы Ван-дер-Ваальса). Водородная связь. Металлическая связь. Твердые вещества с молекулярной, атомной, ионной, металлической кристаллической решеткой, их свойства- 2 часа.

***практическое занятие (2 часа(ов)):***

1. Основные типы химической связи: ковалентная (полярная и неполярная), ионная, металлическая. 2. Основные положения теории валентных связей (ВС). 3. Валентность с позиции ВС. 4. Свойства ковалентной связи. 5. Направленность, насыщаемость. 6. Полярность, поляризуемость связи. 7. Концепция гибридизации атомных орбиталей. Типы гибридизации. 8. Пространственное строение молекул. 9. Почему связь полярная, а молекула может быть не полярной. 10. Метод молекулярных орбиталей. Связующие и разрыхляющие орбитали. 11. Составление энергетических диаграмм молекулярных орбиталей для двухатомных молекул и ионов (2 часа).

**Тема 6. Термодинамика химических процессов.**

***лекционное занятие (1 часа(ов)):***

Основные понятия: система, фаза, компонент, параметр, функция. Первый закон термодинамики. Внутренняя энергия, энтальпия, их изменение в различных процессах. Законы Гесса и Лавуазье-Лапласа. Стандартные энтальпии образования соединений. Энтальпия растворения. Изобарно-изотермический потенциал (свободная энергия Гиббса). Энтропия как мера вероятности состояния системы. Условия самопроизвольного протекания процессов. - 2 часа.

***практическое занятие (2 часа(ов)):***

1. Решение задач. Расчет тепловых эффектов химических реакций используя термохимические уравнения. 2. Расчет тепловых эффектов реакций по стандартным энтальпиям образования веществ. 3. Расчет изменения энтропии реакции. 4. Решение задач на второй закон термодинамики. 5. Определение самопроизвольности протекания процесса, используя изменение энтропии и энтальпии. 6. Нахождение изобарно-изотермического потенциала (энергии Гиббса). 7. Расчет энергии Гиббса реакции по величинам стандартных значений потенциалов Гиббса. 8. Определение температуры, при которой может самопроизвольно протекать реакция. 9. Критерий самопроизвольности протекания реакции. 10. Расчет теплового эффекта реакции по теплотам сгорания.

**Тема 7. Химическая кинетика.**

***лекционное занятие (1 часа(ов)):***


ЭЛЕКТРОННЫЙ УНИВЕРСИТЕТ
ИНФОРМАЦИОННО-АНАЛИТИЧЕСКАЯ СИСТЕМА КФУ

Скорость химической реакции. Активные молекулы, энергия активации. Влияние температуры на скорость реакции (правило Вант-Гоффа). Закон действия масс, константа скорости реакции, молекулярность и порядок реакции. Катализ гомогенный, гетерогенный, ферментативный. Цепные реакции. Фотохимические, сопряженные, колебательные реакции. Обратимые реакции. Константа химического равновесия для гомогенных и гетерогенных систем. Связь константы равновесия с энергией Гиббса. Влияние различных факторов на химическое равновесие, принцип Ле Шателье-Брауна- 2 часа.

***практическое занятие (2 часа(ов)):***

1. Понятие о скорости химических реакций. 2. Единицы измерения скорости химических реакций. 3. Зависимость скорости реакций от концентрации реагирующих веществ. Понятие о порядке реакции. 4. Константа скорости реакции. Размерность её для реакций разного порядка. 5. Зависимость скорости реакции от температуры. Правило Вант-Гоффа. 6. Температурный коэффициент скорости реакции. 7. Теория активных соударений. 8. Энергия активации. Факторы, определяющие величину энергии активации. 9. Энергия активации и скорость реакции. 10. Переходное состояние или активированный комплекс. Уравнение Аррениуса. 11. Влияние катализаторов на скорость химической реакции. 12. Гомогенные и гетерогенные каталитические реакции. Каталитические яды. Ингибиторы.

***лабораторная работа (6 часа(ов)):***

Выполнение лабораторных опытов по теме. Зависимость скорости реакции от концентрации реагирующих веществ. Зависимость скорости реакции от температуры. Влияние катализатора на скорость реакции.

**Тема 8. Состояние химического равновесия. Принцип Ле-Шателье.**

***лекционное занятие (1 часа(ов)):***

Обратимые реакции. Константа химического равновесия для гомогенных и гетерогенных систем. Связь константы равновесия с энергией Гиббса. Влияние различных факторов (температуры, давления, концентрации веществ) на химическое равновесие. Принцип Ле Шателье-Брауна.

***лабораторная работа (2 часа(ов)):***

Выполнение лабораторных опытов по теме. Влияние концентрации реагирующих веществ на химическое равновесие. Влияние температуры на химическое равновесие.

**Тема 9. Растворы неэлектролитов.**

***лекционное занятие (1 часа(ов)):***

Растворение как физико-химический процесс. Изменение энтальпии и энтропии при растворении веществ. Сольватация. Сольваты. Особые свойства воды как растворителя. Гидраты. Кристаллогидраты. Растворимость веществ. Растворение как физико-химический процесс. Растворение твердых, жидких и газообразных веществ. Влияние температуры, давления и природы веществ на их взаимную растворимость. Способы выражения состава растворов: массовая доля, молярность, нормальность, моляльность, молярная доля. Осмоточеское давление. Законы Рауля и Вант-Гоффа.

***практическое занятие (2 часа(ов)):***

Решение задач. 1. Способы выражения концентрации растворов: массовая доля, молярность, нормальность, моляльность, мольная доля. 2. Осмос. Осмотического давления неэлектролитов. Выражение Вант-Гоффа. 3. Давление насыщенного пара растворов. Относительное понижение давление пара раствора. 4. Зависимость относительного понижения давления пара неэлектролитов от концентрации раствора. 5. Первый закон Рауля. 6. Коллигативные свойства растворов и использование их. 7. Второй закон Рауля. 8. Криоскопическая и эбулиоскопическая константы растворителя. 9. Определение мольной массы вещества криоскопическим методом. 10. Использование законов Рауля и Вант-Гоффа применительно к растворам электролитов.

**Тема 10. Растворы электролитов. Слабые электролиты.**

***лекционное занятие (1 часа(ов)):***

Растворы истинные и коллоидные. Способы выражения содержания растворенного вещества в растворе (концентрация раствора): массовые доли, мольные доли, молярная концентрация, эквивалентная концентрация (нормальность), моляльность, мольная доля. Растворы идеальные и реальные. Растворимость газов, жидкостей и твердых веществ, ее зависимость от температуры и давления. Энтальпия растворения. Гидратация (сольватация). Применение законов Рауля и Вант-Гоффа для растворов электролита. Изотонические, гипер- и гипотонические растворы. Давление пара растворителя над раствором, температуры кипения и замерзания растворов, законы Рауля. Изотонический коэффициент- 2 часа

***практическое занятие (2 часа(ов)):***

Растворы. Способы выражения концентрации растворов: массовая доля, молярность, нормальность, моляльность, мольная доля. Электролитическая диссоциация. Сильные и слабые электролиты. Поведение слабых электролитов в растворе. Теория сильных электролитов. Ионная сила раствора. Активная концентрация, коэффициент активности.(2 часа).

***лабораторная работа (4 часа(ов)):***

Выполнение лабораторных опытов по теме. Смещение равновесия диссоциации слабого электролита. Буферные растворы. Получение пересыщенного раствора.

**Тема 11. Сильные электролиты.**

***лекционное занятие (1 часа(ов)):***

Теория электролитической диссоциации Аррениуса. Гидратация ионов. Ступенчатая диссоциация. Степень диссоциации, ее связь с изотоническим коэффициентом. Сильные и слабые электролиты. Слабые электролиты, константа диссоциации, закон разбавления Оствальда. Сильные электролиты, теория Дебая-Хюккеля. Активности ионов, коэффициент активности, ионная сила раствора- 2 часа.

**Тема 12. Ионное произведение воды. Показатель pH.**

***лекционное занятие (1 часа(ов)):***

Ионное произведение воды, показатели концентрации ионов водорода (pH) и гидроксила (pOH). Индикаторы. Реакции между электролитами в растворах. Произведение растворимости, условия образования и растворения осадков. Определение растворимости соли. - 2 часа

***лабораторная работа (4 часа(ов)):***

Выполнение лабораторных опытов по теме. Способы определения pH. Знакомство с индикаторыми. Принцип работы pH-метра. Определение константы диссоциации слабого электролита. Смещение равновесия диссоциации слабого электролита. Приготовление буферных растворов.

**Тема 13. Гидролиз солей.**

***лекционное занятие (1 часа(ов)):***

Гидролиз солей по катиону и по аниону. Степень и константа гидролиза. Расчет константы и степени гидролиза. Необратимый гидролиз. Буферные растворы. Основные компоненты буферных растворов. Значение электролитов для живых организмов, роль гидролиза. Буферные системы в организмах- 2 часа.

***лабораторная работа (4 часа(ов)):***

Гидролиз солей. Смещение равновесия гидролиза. Частично и полностью разлагающиеся при гидролизе соли. Зависимость степени гидролиза от температуры. Определение степени и константы гидролиза. Сравнение растворимости сульфата и сульфида свинца. (4 часа).

**Тема 14. Окислительно-восстановительные реакции.**

***лекционное занятие (1 часа(ов)):***

Степень окисления. Типичные окислители и восстановители. Реакции окисления-восстановления. Подбор коэффициентов методами электронного баланса и полуреакций (электронно-ионным). Определение направления окислительно-восстановительных реакций. Роль окислительно-восстановительных реакций в живых организмах.


ЭЛЕКТРОННЫЙ УНИВЕРСИТЕТ
ИНФОРМАЦИОННО-АНАЛИТИЧЕСКАЯ СИСТЕМА КФУ

***практическое занятие (2 часа(ов)):***

1. Окислительно-восстановительные реакции и отличие их от других. 2. Вещества выступающие в роли окислителей и восстановителей. 3. Составление уравнений окислительно-восстановительных реакций. 4. Способы расстановки коэффициентов, составление элекронного баланса. 5. Подбор коэффициентов с помощью электронно-ионного способа. 6. Типы окислительно-восстановительных реакций. 7. Направление протекания окислительно-восстановительных процессов. -2 часа. 8. Эквивалентные массы окислителя и восстановителя. 9. Расчёт мольного эквивалента окислителя. 10. Расчёт мольного эквивалента восстановителя.

***лабораторная работа (4 часа(ов)):***

Выполнение лабораторных опытов по теме. Проведение различных окислительно-восстановительных реакций в растворе. Способы уравнивания окислительно-восстановительных реакций. Влияние pH-среды на продукты окислительно-восстановительных реакций. (4 часа).

**Тема 15. Электроды. Гальванический элемент.**

***лекционное занятие (1 часа(ов)):***

Типы окислительно-восстановительных реакций. Составление уравнений окислительно-восстановительных реакций. Подбор коэффициентов. Изображение окислительно-восстановительных (редокс-) систем методом полуреакций (частных реакций). Окислительно-восстановительный (редокс-) потенциал как количественная характеристика редокс-системы. Стандартные редокс-потенциалы и способы их определения. Водородный электрод. Электрохимический ряд напряжений металлов. Зависимость величины редокс-потенциала системы от концентрации ионов, температуры, pH, комплексообразования в растворе. Редокс-потенциалы и оценка направления и полноты протекания окислительно-восстановительных реакций. Зависимость между величинами редокс-потенциалов систем и изменением энергии Гиббса.

**Тема 16. Электролиз.**

***лекционное занятие (1 часа(ов)):***

Электродные потенциалы. Стандартные электродные потенциалы. Уравнение Нернста. Потенциалы окислительно-восстановительных пар. Стандартные значения окислительно-восстановительных пар. Гальванические элементы. Электролиз. Электролиз с инертными и активными электродами. Схемы процессов на электродах при электролизе расплавов и водных растворов.

***практическое занятие (4 часа(ов)):***

Вопросы к практическому занятия. 1. Основы электрохимии. Возникновение электродного потенциала. 2. Определение стандартных электродных потенциалов металлов. 3. Определение реальных электродных потенциалов металлов. 4. Расчет реальных значений потенциалов по уравнению Нернста. 5. Электроды сравнения. Водородный электрод. 6. Гальванические элементы. 7. Расчет ЭДС гальванического элемента. 8. Электролиз. Процессы, протекающие на катоде и аноде. 9. Электролиз с инертными электродами. 10. Электролиз с растворимым анодом. 11. Электролиз расплавов и растворов. 12. Уравнение Нернста и расчет ЭДС гальванического элемента. 13. Применение электролиза с растворимым анодом.

***лабораторная работа (4 часа(ов)):***

Выполнение лабораторных опытов по электролизу. Электролиз раствора иодида калия. Выделение металла при электролизе раствора. Контактная коррозия цинка. Контактная коррозия железа.

**Тема 17. Комплексные соединения. Теория Вернера.**

***лекционное занятие (1 часа(ов)):***

Положения теории Вернера. Центральный атом, внешняя и внутренняя сферы, координационное число, ядро комплекса, его заряд, главная и побочная валентности. Номенклатура координационных соединений. Типичные комплексообразователи. Типичные лиганды. Факторы, определяющие способность атомов и ионов выступать в качестве комплексообразователя.

***лабораторная работа (4 часа(ов)):***

Выполнение лабораторных опытов по теме. Получение соединений с комплексным анионом. Получение соединения с комплексным катионом. Получение соединения, содержащего комплексные катион и анион. Влияние концентрации лигандов на комплексообразование. Сравнение прочности комплексных ионов. Комплексные сое5динения в реакциях обмена.

**Тема 18. Описание химической связи в комплексных соединениях.**

***лекционное занятие (1 часа(ов)):***

Современная теория строения комплексных соединений. Ковалентные (с донорно-акцепторной и дативной связью) и ионные комплексы. Гибридизация атомных орбиталей при комплексообразовании и геометрия ковалентных комплексов. Внутри- и внешнеорбитальные комплексы. Поведение координационных соединений в растворах: диссоциация, лабильность, инертность. Полная и ступенчатые константы устойчивости (нестойкости).

### 4.3 Структура и содержание самостоятельной работы дисциплины (модуля)

| N | Раздел дисциплины | Се-местр | Неде-ля семе стра | Виды самостоятельной работы студентов | Трудо-емкость (в часах) | Формы контроля самосто-ятельной работы |
|---|---|---|---|---|---|---|
| 1. | Тема 1. Основные понятия и законы химии. Основные классы неорганических соединений. | 1 | 1 | подготовка к устному опросу | 2 | Устный опрос |
| 2. | Тема 2. Строение атома. | 1 | 1 | подготовка к устному опросу | 3 | Устный опрос |
| 3. | Тема 3. Периодический закон Менделеева и периодическая система химических элементов. | 1 | 2 | подготовка к устному опросу | 2 | Устный опрос |
| 4. | Тема 4. Химическая связь. Метод валентных связей. | 1 | 2 | подготовка к устному опросу | 2 | Устный опрос |
| 5. | Тема 5. Метод молекулярных орбиталей (МО). | 1 | 3 | подготовка к письменной работе | 3 | Письмен-ная работа |

| N | Раздел дисциплины | Семестр | Неделя семестра | Виды самостоятельной работы студентов | Трудоемкость (в часах) | Формы контроля самостоятельной работы |
|---|---|---|---|---|---|---|
| 6. | Тема 6. Термодинамика химических процессов. | 1 | 3 | подготовка к устному опросу | 2 | Устный опрос |
| 7. | Тема 7. Химическая кинетика. | 1 | 4 | подготовка к устному опросу | 2 | Устный опрос |
| 8. | Тема 8. Состояние химического равновесия. Принцип Ле-Шателье. | 1 | 4 | подготовка к письменной работе | 2 | Письменная работа |
| 9. | Тема 9. Растворы неэлектролитов. | 1 | 5 | подготовка к устному опросу | 2 | Устный опрос |
| 10. | Тема 10. Растворы электролитов. Слабые электролиты. | 1 | 5 | подготовка к устному опросу | 2 | Устный опрос |
| 11. | Тема 11. Сильные электролиты. | 1 | 6 | подготовка к устному опросу | 2 | Устный опрос |
| 12. | Тема 12. Ионное произведение воды. Показатель pH. | 1 | 6 | подготовка к устному опросу | 2 | Устный опрос |
| 13. | Тема 13. Гидролиз солей. | 1 | 7 | подготовка к письменной работе | 2 | Письменная работа |
| 14. | Тема 14. Окислительно-восстановительные реакции. | 1 | 7 | подготовка к устному опросу | 2 | Устный опрос |
| 15. | Тема 15. Электроды. Гальванический элемент. | 1 | 8 | подготовка к устному опросу | 2 | Устный опрос |
| 16. | Тема 16. Электролиз. | 1 | 8 | подготовка к устному опросу | 2 | Устный опрос |
| 18. | Тема 18. Описание химической связи в комплексных соединениях. | 1 | 12 | подготовка к контрольной работе | 2 | Контрольная работа |
| | Итого | | | | 36 | |

## 5. Образовательные технологии, включая интерактивные формы обучения

Каждая лекция сопровождается демонстрацией иллюстративных материалов с использо-ванием проекционной техники и обязательными записями на дос-ке. Некоторая часть лекционного курса проводится в режиме диалога учи-тель-ученик. После завершения каждой лекции студенты получают домаш-ние задания и все иллюстрации прошедшей лекции в электронной форме, а также наиболее важные материалы курса в печатном виде. Ввиду ограничен-ности аудиторных занятий и большого объема самостоятельной работы сту-ден-там предоставляется возможность консультироваться с лектором в на-значенное внеаудиторное время.

## 6. Оценочные средства для текущего контроля успеваемости, промежуточной аттестации по итогам освоения дисциплины и учебно-методическое обеспечение самостоятельной работы студентов

**Тема 1. Основные понятия и законы химии. Основные классы неорганических соединений.**

Устный опрос , примерные вопросы:

Основные понятия химии. Атом. Молекула. Химический элемент. Изотопный состав химических элементов. Простое и сложное вещество. Химический эквивалент. Агрегатное состояние вещества. Характерные особенности различных агрегатных состояний вещества. Температурные условия их существования. Понятие о стандартных условиях. Классы неорганических соединений: классификация. Получение и свойства оксидов, гидроксидов, кислот и солей. Графические формулы и их применимость к веществам с различной структурой

**Тема 2. Строение атома.**

Устный опрос , примерные вопросы:

Важнейшие понятия. История развития представлений о строении атома. Теория Бора. Волновая теория строения атома. Двойственная природа электрона. Принцип неопределенности. Понятие об электронном облаке. Электронная плотность. Понятие о радиусе атома. Квантовые числа как характеристики состояния электрона в атоме. s-, p-, d-, f-электроны. Понятия: энергетический уровень, подуровень, электронный слой, электронная оболочка, атомная орбиталь (АО). Принцип Паули и емкость электронных оболочек. Правило Хунда и порядок заполнения атомных орбиталей. Строение электронных оболочек атомов элементов.

**Тема 3. Периодический закон Менделеева и периодическая система химических элементов.**

Устный опрос , примерные вопросы:

Радиусы атомов и ионов. Ионизационные потенциалы и энергия сродства к электрону, изменение по периодам и группам. Электроотрицательность элементов и ее изменение по периодам и группам. Вторичная периодичность. Строение ядра. Радиоактивность. Распространенность и устойчивость элементов в природе.

**Тема 4. Химическая связь. Метод валентных связей.**

Устный опрос , примерные вопросы:

Важнейшие понятия. Основные особенности химического взаимодействия (химической связи) и механизм образования химической связи. Насыщаемость и направленность химической связи. Квантово-механическая трактовка механизма образования связи в молекуле водорода. Основные типы химической связи: ковалентная (неполярная и полярная), ионная, металлическая. Ковалентная связь: механизмы образования (обменный, донорно-акцепторный) и свойства (энергия, длина, угол связи, насыщаемость, направленность, поляризуемость). σ и π-связи. Гибридизация орбиталей. Модель Гиллеспи. Силы Ван-дер-Ваальса. Ориентационное, индукционное и дисперсионное взаимодействия. Энергия и природа ММВ по сравнению с энергией и природой химической связи. Межмолекулярная водородная связь. Зависимость физических свойств веществ с молекулярной структурой от характера ММВ. Влияние водородной связи на физические свойства веществ. Особенности физических свойств воды.Основные положения теории валентных связей (ВС). Валентность химических элементов. Валентность с позиции теории ВС. Валентность s-, p-, d-, f-элементов. Постоянная и переменная валентности. Валентность и степень окисления атомов элементов в их соединениях. Теория молекулярных орбиталей (МО). Основные положения теории МО. Энергетическая диаграмма. Связывающие и разрыхляющие МО. Энергетические диаграммы МО двухатомных молекул элементов 2-го периода. сигма- и пи-МО.

**Тема 5. Метод молекулярных орбиталей (МО).**

Письменная работа , примерные вопросы:

Пример билета: 1. Определите вид химической связи в молекуле воды. Опишите строение молекулы и определите геометрию. 2. Какой тип гибридизации в молекуле воды 3. Имеет ли молекула воды дипольный момент? 4. Всегда ли молекулы будут полярны? Поясните. 5. Какова кратность связи в молекуле оксида углерода (II)? 6. Какие типы гибридизации известны? 7. Полярны ли молекулы $BCl_3$ и $NH_3$? 8. Одинакова ли прочность связи в молекулах азота и оксида углерода (II)? 9. В каких из перечисленных молекул имеются только сигма-связи $N_2$. $CH_4$, $BCl_3$, $SO_2$? 10. Составьте энергетическую диаграмму молекулы азота (метод МО). Определите порядок химической связи.

**Тема 6. Термодинамика химических процессов.**

Устный опрос , примерные вопросы:

Силы Ван-дер-Ваальса. Ориентационное, индукционное и дисперсионное взаимодействия. Энергия и природа ММВ по сравнению с энергией и природой химической связи. Межмолекулярная водородная связь. Зависимость физических свойств веществ с молекулярной структурой от характера ММВ. Влияние водородной связи на физические свойства веществ. Особенности физических свойств воды.

**Тема 7. Химическая кинетика.**

Устный опрос , примерные вопросы:

Гомогенные и гетерогенные реакции. Понятие о скорости химической реакции. Закон действия масс. Факторы, определяющие скорость химической реакции. Константа скорости химической реакции. Многостадийные реакции. Порядок и молекулярность реакций. Многостадийные процессы и закон действия масс. Влияние температуры на скорость химической реакции. Температурный коэффициент скорости. Энергия активации. Факторы, определяющие величину энергии активации. Энергия активации и скорость реакции. Переходное состояние или активированный комплекс. Уравнение Аррениуса. Влияние катализаторов на скорость химической реакции. Гомогенные и гетерогенные каталитические реакции. Каталитические яды. Ингибиторы. Смещение химического равновесия под воздействием различных факторов (изменение температуры, давления, концентрации реагирующих веществ).

**Тема 8. Состояние химического равновесия. Принцип Ле-Шателье.**

Письменная работа , примерные вопросы:

Пример билета: 1. Определите константу химического равновесия и равновесную концентрацию аммиака в реакции синтеза, если известно, что в сосуде 10 моль азота и 5 моль водорода. Прореагировало 60 % водорода. 2. Запишите выражение для константы равновесия реакции разложения твердого карбоната кальция. 3. В какую сторону сместиться равновесие реакции в предыдущем вопросе при повышении давления? Ответ обосновать.

**Тема 9. Растворы неэлектролитов.**


ЭЛЕКТРОННЫЙ УНИВЕРСИТЕТ
ИНФОРМАЦИОННО-АНАЛИТИЧЕСКАЯ СИСТЕМА КФУ

Устный опрос , примерные вопросы:

Растворение твердых, жидких и газообразных веществ. Влияние температуры, давления и природы веществ на их взаимную растворимость. Способы выражения состава растворов: массовая доля, молярность, нормальность, моляльность, молярная доля. Диаграмма состояния воды. Коллигативные свойства растворов. Законы Рауля и Вант-Гоффа. Электролиты и неэлектролиты.

**Тема 10. Растворы электролитов. Слабые электролиты.**

Устный опрос , примерные вопросы:

Электролитическая диссоциация, механизм диссоциации. Гидратация ионов в растворе. Сильные и слабые электролиты. Степень диссоциации электролитов, влияние на нее различных факторов. Константа диссоциации. Закон разбавления Оствальда.

**Тема 11. Сильные электролиты.**

Устный опрос , примерные вопросы:

Теории кислот и оснований Аррениуса. Теория кислот и оснований Бренстеда и Льюиса. Сильные и слабые электролиты. Количественная характеристика, которая используется для отнесения веществ к сильным и слабым электролитам. Привести примеры кислот, оснований, относящихся к сильным и слабым электролитам.

**Тема 12. Ионное произведение воды. Показатель pH.**

Устный опрос , примерные вопросы:

Диссоциация воды, константа диссоциации воды и ионное произведение воды. Водородный и гидроксильный показатели (pH и pOH). Понятие о буферных растворах. Из каких компонентов может состоять буферный раствор. Как можно экспериментально определить pH буферного раствора. Как можно рассчитать pH буферного раствора. Для каких целей используют буферные растворы?

**Тема 13. Гидролиз солей.**

Письменная работа , примерные вопросы:

Пример билета: 1.Приведите пример гидролиза солей по катиону. Определите pH среды. 2. Как влияет изменение температуры на степень гидролиза солей? 3. Приведите пример гидролиза соли по аниону. Определите pH среды. 4. Приведите пример гидролиза соли по аниону и катиону. 5. Обратимый и необратимый гидролиз. 6. Связь константы гидролиза с ионным произведением воды. 7. Для обратимого гидролиза согласно принципа Ле-шателье как можно сместить равновесие процесса. 8. Как можно определить среду гидролиза? 9. Как влияет температура на степень гидролиза? 10. Как влияет разбавление раствора на степень гидролиза?

**Тема 14. Окислительно-восстановительные реакции.**

Устный опрос , примерные вопросы:

Важнейшие понятия. Типы окислительно-восстановительных реакций. Составление уравнений окислительно-восстановительных реакций. Подбор коэффициентов: метод электронного баланса, ионно-электронный метод. Изображение окислительно-восстановительных (редокс-) систем методом полуреакций (частных реакций).

**Тема 15. Электроды. Гальванический элемент.**

Устный опрос , примерные вопросы:

Окислительно-восстановительный (редокс-) потенциал как количественная характеристика редокс-системы. Уравнение Нернста. Стандартные редокс-потенциалы и способы их определения. Водородный электрод. Электрохимический ряд напряжений металлов. Зависимость величины редокс-потенциала системы от концентрации ионов, температуры, pH, комплексообразования в растворе. Редокс-потенциалы и оценка направления и полноты протекания окислительно-восстановительных реакций. Зависимость между величинами редокс-потенциалов систем и изменением энергии Гиббса.

**Тема 16. Электролиз.**

Устный опрос , примерные вопросы:

Окислительно-восстановительные процессы с участием электрического тока. Инертные и активные электроды. Схемы процессов на электродах при электролизе расплавов и водных растворов.

**Тема 17. Комплексные соединения. Теория Вернера.**

**Тема 18. Описание химической связи в комплексных соединениях.**

Контрольная работа , примерные вопросы:

Вопросы к контрольной работе. 1. Назовите комплексное соединение. 2. Определите заряд, координационное число комплексообразователя. 3. Опишите геометрию комплекса и тип гибридизации центрального атома. 4. Изобразите строение комплекса по теории кристаллического поля. 5. Магнитные свойства комплексных соединений. 6. Изомерия комплексного соединения. 7. Диссоциация комплексного соединения в водном растворе. 8. Ступенчатые константы устойчивости и нестойкости комплексных соединений. 9. Общие константы устойчивости и нестойкости комплексных соединений. 10. Внешнесферные и внутрисферные комплексные соединения.

**Итоговая форма контроля**

экзамен (в 1 семестре)

Примерные вопросы к итоговой форме контроля

Вопросы к экзамену.

1. Современные представления о строении атома.
2. Корпускулярно-волновой дуализм.
3. Химическая связь. Метод валентных связей (ВС).
4. Свойства ковалентной связи (направленность, насыщаемость).
5. Полярность и поляризуемость ковалентной связи.
6. Теория гибридизации. Виды гибридизации.
7. Структура молекул с различным типом гибридизации.
8. Ионная связь. Свойства ионной связи.
9. Свойства соединений с ионным и ковалентным типом связи.
10. Межмолекулярные силы взаимодействия. Силы Ван-дер-Ваальса.
11. Первый закон термодинамики. Внутренняя энергия, работа, энтальпия.
12. Закон Гесса. Расчёт тепловых эффектов реакций.
13. Второй закон термодинамики. Энтропия- мера беспорядка.
14. Изобарно-изотермический потенциал (энергия Гиббса).
15. Критерий самопроизвольного протекания реакций.
16. Энтальпийный и энтропийный факторы, определяющие самопроизвольность протекания реакций.
17. Растворение как физико-химический процесс. Сольватация (гидратация).
18. Растворы неэлектролитов. Законы Вант-Гоффа, Рауля.
19. Коллигативные свойства растворов.
20. Растворы электролитов. Сильные и слабые электролиты.
21. Применимость законов Вант-Гоффа и Рауля к растворам электролитов.
22. Диссоциация слабых электролитов в растворе.
23. Закон разбавления Оствальда. Константа и степень диссоциации.
24. Ионное произведение воды. Гидроксильный и водородный показатели.
25. Гидролиз солей. Обратимый и необратимый гидролиз. Среда гидролиза.
26. Растворимость труднорастворимых веществ. Произведение растворимости.
27. Окислительно-восстановительные процессы. Электргодные потенциалы.
28. Ряд напряжения металлов. Уравнение Нернста.

29. Окислительно-восстановительные реакции и способы их уравнивания.
30. Комплексные соединения. Номенклатура комплексных соединений.
31. Типы комплексных соединений. Изомерия комплексных соединений.
32. Природа химической связи в комплексных соединениях (метод ВС, теория кристаллического поля).
33. Диссоциация комплексных соединений.
34. Ступенчатые и общие константы диссоциации комплексных соединений.

### 7.1. Основная литература:

1.Ахметов, Н.С. Общая и неорганическая химия [Электронный ресурс] : учебник / Н.С. Ахметов. - Электрон. дан. - Санкт-Петербург : Лань, 2018. - 744 с. - Режим доступа: https://e.lanbook.com/book/107904

2.Павлов, Н.Н. Общая и неорганическая химия [Электронный ресурс] : учебник / Н.Н. Павлов. - Электрон. дан. - Санкт-Петербург : Лань, 2011. - 496 с. - Режим доступа: https://e.lanbook.com/book/4034

3.Свердлова, Н.Д. Общая и неорганическая химия: экспериментальные задачи и упражнения [Электронный ресурс] : учебное пособие / Н.Д. Свердлова. - Электрон. дан. - Санкт-Петербург : Лань, 2013. - 352 с. - Режим доступа: https://e.lanbook.com/book/13007

### 7.2. Дополнительная литература:

1.Ахметов, Н.С. Лабораторные и семинарские занятия по общей и неорганической химии [Электронный ресурс] : учебное пособие / Н.С. Ахметов, М.К. Азизова, Л.И. Бадыгина. - Электрон. дан. - Санкт-Петербург : Лань, 2014. - 368 с. - Режим доступа: https://e.lanbook.com/book/50685

2.Тархов, К.Ю. Общая и неорганическая химия. Окислительно-восстановительные реакции и химическое равновесие. Сборник заданий и вариантов [Электронный ресурс] : учебное пособие / К.Ю. Тархов. - Электрон. дан. - Санкт-Петербург : Лань, 2019. - 80 с. - Режим доступа: https://e.lanbook.com/book/111891

### 7.3. Интернет-ресурсы:

Карапетьянц М.Х., Дракин С.И. Общая и неорганическая химия - http://chemistry-chemists.com/forum/viewtopic.php?f=9&t=18&p=1928#p1928

КФУ.Химический институт им. А.М.Бутлерова. Библиотека - www.ksu.ru/f7/bin_files/Neorgan_Chimiya.doc

Образовательные ресурсы УрФУ - http://media.ls.urfu.ru/chemistry/

Образовательный портал по химии - http://www.alhimik.ru/compl_soed/gl_1.htm

Образовательный портал по химии - http://www.chemiemania.ru/chemie-99.html

Образовательный портал по химии - http://www.xumuk.ru/encyklopedia/2123.html

## 8. Материально-техническое обеспечение дисциплины(модуля)

Освоение дисциплины "Химия: общая и неорганическая" предполагает использование следующего материально-технического обеспечения:

Мультимедийная аудитория, вместимостью более 60 человек. Мультимедийная аудитория состоит из интегрированных инженерных систем с единой системой управления, оснащенная современными средствами воспроизведения и визуализации любой видео и аудио информации, получения и передачи электронных документов. Типовая комплектация мультимедийной аудитории состоит из: мультимедийного проектора, автоматизированного проекционного экрана, акустической системы, а также интерактивной трибуны преподавателя, включающей тач-скрин монитор с диагональю не менее 22 дюймов, персональный компьютер (с техническими характеристиками не ниже Intel Core i3-2100, DDR3 4096Mb, 500Gb), конференц-микрофон, беспроводной микрофон, блок управления оборудованием, интерфейсы подключения: USB,audio, HDMI. Интерактивная трибуна преподавателя является ключевым элементом управления, объединяющим все устройства в единую систему, и служит полноценным рабочим местом преподавателя. Преподаватель имеет возможность легко управлять всей системой, не отходя от трибуны, что позволяет проводить лекции, практические занятия, презентации, вебинары, конференции и другие виды аудиторной нагрузки обучающихся в удобной и доступной для них форме с применением современных интерактивных средств обучения, в том числе с использованием в процессе обучения всех корпоративных ресурсов. Мультимедийная аудитория также оснащена широкополосным доступом в сеть интернет. Компьютерное оборудованием имеет соответствующее лицензионное программное обеспечение.

Учебно-методическая литература для данной дисциплины имеется в наличии в электронно-библиотечной системе "ZNANIUM.COM", доступ к которой предоставлен студентам. ЭБС "ZNANIUM.COM" содержит произведения крупнейших российских учёных, руководителей государственных органов, преподавателей ведущих вузов страны, высококвалифицированных специалистов в различных сферах бизнеса. Фонд библиотеки сформирован с учетом всех изменений образовательных стандартов и включает учебники, учебные пособия, УМК, монографии, авторефераты, диссертации, энциклопедии, словари и справочники, законодательно-нормативные документы, специальные периодические издания и издания, выпускаемые издательствами вузов. В настоящее время ЭБС ZNANIUM.COM соответствует всем требованиям федеральных государственных образовательных стандартов высшего профессионального образования (ФГОС ВПО) нового поколения.

Учебно-методическая литература для данной дисциплины имеется в наличии в электронно-библиотечной системе "Консультант студента" , доступ к которой предоставлен студентам. Электронная библиотечная система "Консультант студента" предоставляет полнотекстовый доступ к современной учебной литературе по основным дисциплинам, изучаемым в медицинских вузах (представлены издания как чисто медицинского профиля, так и по естественным, точным и общественным наукам). ЭБС предоставляет вузу наиболее полные комплекты необходимой литературы в соответствии с требованиями государственных образовательных стандартов с соблюдением авторских и смежных прав.

Дисциплина обеспечена проекционной техникой, печатными изданиями.

Методическими пособиями для самостоятельной работы студентов.

Программа составлена в соответствии с требованиями ФГОС ВПО и учебным планом по направлению 06.03.02 "Почвоведение" и профилю подготовки Управление качеством почв и биотехнология .

Автор(ы):
Бычкова Т.И. _____
Амиров Р.Р. _____
Зиятдинова А.Б. _____
"__" _____ 201 __ г.

Рецензент(ы):
Журавлева Ю.И. _____
"__" _____ 201 __ г.