

Документ подписан простой электронной подписью  
Информация о владельце:  
ФИО: Лельчицкий Игорь Давыдович  
Должность: и.о. проректора по образовательной деятельности  
Дата подписания: 09.07.2026 15:55:18  
Уникальный программный ключ:  
aa5b5ee17d97a2e4d84e98e995329af04f043ce2

УП: 19.03.02  
Продукты питания  
ЗФО 2026.plx

**МИНИСТЕРСТВО НАУКИ И ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ  
РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ**  
**ФГБОУ ВО «ТВЕРСКОЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ УНИВЕРСИТЕТ»**



**УТВЕРЖДАЮ**  
**Руководитель ООП**  
**Прутенская Е.А.**

28.05.2026 г.

**Рабочая программа дисциплины**

**Основы общей и неорганической химии**

Закреплена за кафедрой:	<b>Биохимии и биотехнологии</b>
Направление подготовки:	<b>19.03.02 Продукты питания из растительного сырья</b>
Направленность (профиль):	<b>Технология и экспертиза пищевых ингредиентов и биологически активных добавок</b>
Квалификация:	<b>Бакалавр</b>
Форма обучения:	<b>заочная</b>
Семестр:	<b>1</b>

Программу составил(и):

*канд. хим. наук, доц., Гавриленко Александра Васильевна*

## 1. ЦЕЛИ И ЗАДАЧИ ДИСЦИПЛИНЫ

### Цели освоения дисциплины (модуля):

Целью освоения дисциплины является: ознакомление студентов с основными положениями и законами общей и неорганической химии, формирование основных представлений о взаимосвязи между природой и химическими свойствами веществ, о сущности химических процессов и основных закономерностей их протекания, типах химических реакций, свойствах элементов и их соединений, необходимых как для обучения последующим учебным дисциплинам, так и для непосредственного использования в профессиональной деятельности специалистов.

### Задачи :

- освоение знаний фундаментальных разделов общей химии
- изучение основных закономерностей протекания химических процессов на основе химических законов и теорий;
- изучение строения вещества, установление закономерностей изменения их свойств в зависимости от строения и структуры;
- изучение химических свойств простых веществ и их соединений.
- умение использовать базовые знания в области естественнонаучных дисциплин.
- овладение принципами биотрансформации свойств сырья на основе использования фундаментальных знаний в области общей и неорганической химии
- приобретение знаний, умений и навыков в соответствии и федеральным государственным стандартом высшего профессионального образования и
- формирование умений использовать полученные химические знания в профессиональной деятельности.

## 2. МЕСТО ДИСЦИПЛИНЫ В СТРУКТУРЕ ООП

Цикл (раздел) ОП: Б1.О

### Требования к предварительной подготовке обучающегося:

Математика

**Дисциплины (модули) и практики, для которых освоение данной дисциплины (модуля) необходимо как предшествующее:**

Русский язык и культура речи

Математика

## 3. ОБЪЕМ ДИСЦИПЛИНЫ

<b>Общая трудоемкость</b>	4 ЗЕТ
Часов по учебному плану	144
<b>в том числе:</b>	
самостоятельная работа	123
часов на контроль	9

## 4. ПЛАНИРУЕМЫЕ РЕЗУЛЬТАТЫ ОБУЧЕНИЯ ПО ДИСЦИПЛИНЕ, СООТНЕСЕННЫЕ С ПЛАНИРУЕМЫМИ РЕЗУЛЬТАТАМИ ОСВОЕНИЯ ОБРАЗОВАТЕЛЬНОЙ ПРОГРАММЫ

ОПК-2.1: Использует в практической деятельности специальные знания фундаментальных разделов физики, химии, биологии, математики для освоения физических, химических, биохимических, биотехнологических, микробиологических, теплофизических процессов, происходящих при производстве продуктов питания из растительного сырья

- Уровень 1
- основные понятия и законы общей химии (вещество, атом, молекула, агрегатные состояния, стехиометрия);
  - строение атома, периодический закон и Периодическую систему Д.И. Менделеева, закономерности изменения свойств s-, p-, d-, f-элементов;
  - виды химической связи (ковалентная, ионная, металлическая, водородная) и их влияние на свойства неорганических соединений;
  - основы химической термодинамики (энтальпия, энтропия, энергия Гиббса) и кинетики (скорость реакций, катализ, в том числе ферментативный) для описания процессов переработки сырья;
  - классификацию, номенклатуру и свойства основных классов неорганических соединений (оксиды, кислоты, основания, соли, бинарные соединения);
  - способы выражения концентрации растворов, коллигативные свойства растворов, теорию электролитической диссоциации, ионное произведение воды, водородный показатель (рН), буферные системы;
  - типы окислительно-восстановительных реакций, электрохимические процессы (гальванические элементы, электролиз), коррозию металлов и способы защиты;
  - классификацию и свойства дисперсных систем (суспензии, эмульсии, пены, аэрозоли, коллоидные растворы, гели), их устойчивость и коагуляцию;
  - химические свойства s-, p-, d-, f-элементов и их соединений, значимых в пищевых технологиях (кальций, магний, фосфор, железо, цинк, медь и др.).
- Уровень 1
- применять законы термодинамики для оценки энергетических эффектов химических реакций, протекающих при хранении и переработке растительного сырья;
  - рассчитывать скорость химических реакций и константу равновесия, использовать принцип Ле-Шателье для управления технологическими процессами;
  - составлять уравнения реакций между неорганическими веществами (кислотно-основных, окислительно-восстановительных, ионного обмена, гидролиза);
  - определять рН сред и буферную ёмкость пищевых систем, подбирать буферные растворы для технологических нужд;
  - прогнозировать окислительно-восстановительные свойства компонентов сырья и готовой продукции (например, антиоксидантные свойства);
  - классифицировать дисперсные системы, встречающиеся в пищевых производствах (мучные суспензии, эмульсии жиров, пены), и объяснять их стабильность;
  - оценивать роль s-, p-, d-элементов (минеральных веществ) в питании и технологических свойствах растительного сырья.
- Уровень 1
- навыками проведения термохимических расчётов (тепловые эффекты, закон Гесса);
  - методиками приготовления растворов заданной концентрации и расчёта коллигативных свойств (осмос, криоскопия) для контроля качества сырья;
  - приёмами составления электронного и электронно-ионного баланса для ОВР;
  - навыками работы с рН-метрией, потенциометрией (определение электродных потенциалов);
  - методами оценки коррозионной стойкости оборудования пищевых производств;
  - основами коллоидно-химического анализа (седиментация,

коагуляция) для контроля стабильности пищевых дисперсных систем.

ОПК-2.2: Проводит измерения и наблюдения, составляет описания проводимых исследований, анализирует результаты исследований и использует их при написании отчетов и научных публикаций

- Уровень 1
- способы определения концентрации ионов, рН, окислительно-восстановительных потенциалов в растворах;
  - правила оформления результатов химического эксперимента (таблицы, графики, статистическая обработка).
- Уровень 1
- проводить кислотно-основное титрование для определения содержания кислот или оснований в растительном сырье и продуктах его переработки;
  - измерять рН водных вытяжек, буферных систем, пищевых сред;
  - определять наличие ионов металлов ( $\text{Ca}^{2+}$ ,  $\text{Mg}^{2+}$ ,  $\text{Fe}^{2+/3+}$ ,  $\text{Cu}^{2+}$ ,  $\text{Zn}^{2+}$ ) качественными реакциями и полуколичественными методами;
  - изучать устойчивость эмульсий и суспензий (мучных, крахмальных) к коагуляции под влиянием электролитов;
  - обрабатывать экспериментальные данные (расчёт средних значений, стандартного отклонения, построение градуировочных графиков);
  - оформлять отчёты по лабораторным работам с использованием химической символики, уравнений реакций, расчётов и выводов.
- Уровень 1
- техникой работы с мерной посудой, рН-метром, кондуктометром, потенциометрической установкой;
  - навыками приготовления стандартных и рабочих растворов;
  - методикой определения температуры кипения, замерзания, осмотического давления модельных растворов;
  - приёмами фиксации и визуализации результатов (таблицы, диаграммы, графики кинетических кривых);
  - навыками статистической обработки результатов химического анализа;
  - основами документирования эксперимента (журналы наблюдений, протоколы, аналитические отчёты).

## 5. ВИДЫ КОНТРОЛЯ

Виды контроля на курсах:	
экзамены	1

## 6. ЯЗЫК ПРЕПОДАВАНИЯ

Язык преподавания: русский.

## 7. СТРУКТУРА И СОДЕРЖАНИЕ ДИСЦИПЛИНЫ (МОДУЛЯ)

№	Наименование разделов и тем	Вид занятия	Сем.	Часов	Примечание
	Раздел 1. Раздел 1. Основные понятия общей неорганической химии				
1.1	Предмет и задачи химии, связь с другими дисциплинами. Основные понятия и законы химии. Вещество. Агрегатное состояние. Молекула, элемент, атом, состав и строение атома.	Лек	1	1	

1.2	Основные понятия общей неорганической химии	Пр	1	1	
1.3	Основные понятия общей неорганической химии	Ср	1	14	
	Раздел 2. Раздел 2. Строение вещества. Периодический закон и периодическая система элементов Д.И. Менделеева. Химическая связь.				
2.1	2.1 Периодический закон Д.И.Менделеева Строение вещества. Составные части атома. Квантово-механическая модель атома. Квантовые числа, орбитали, энергетические уровни и подуровни. Принцип Паули. Правило Хунда. Принцип наименьшей свободной энергии. Электронная конфигурация атома. Валентные электроны, валентность. Свойства атома. Периодическая система химических элементов: периоды, группы, подгруппы. Изменение свойств атомов в периоде, подгруппе. 2.2 Понятие о валентности. Виды химической связи. Свойства химической связи. Ковалентная связь, механизм образования. Направленность, насыщенность, полярность, поляризуемость ковалентной связи. Химическая связь в комплексных соединениях. Строение ковалентных молекул. Ионная связь и ее свойства: ненаправленность, ненасыщаемость. Металлическая связь. Водородная связь. Ван-дер-Ваальсовы взаимодействия."	Лек	1	1	
2.2	Строение вещества. Периодический закон и периодическая система элементов Д.И. Менделеева. Химическая связь.	Пр	1	1	
2.3	Строение вещества. Периодический закон и периодическая система элементов Д.И. Менделеева. Химическая связь.	Ср	1	14	
	Раздел 3. Раздел 3. Элементы химической термодинамики				

3.1	3.1 Предмет и методы химической термодинамики. Термодинамические системы. Параметры состояния системы. Термодинамический процесс. Функции состояния. 3.2 Первое начало термодинамики. Закон Гесса. Тепловой эффект химической реакции. Термохимические расчеты. 3.3 Второе начало термодинамики. Энтропия. 3.4 Энергия Гиббса. Критерии и направления термодинамических процессов. 3.5 Применимость основных закономерностей термодинамики к живым организмам. Понятие о термодинамике открытых систем.	Лек	1	1	
3.2	Элементы химической термодинамики	Пр	1	0.5	
3.3	Элементы химической термодинамики	Ср	1	14.5	
	Раздел 4. Раздел 4. Основы кинетики химических реакций				
4.1	4.1 Химическое равновесие. Реакции одностадийные и многостадийные (сложные), гомогенные и гетерогенные. Обратимые и необратимые реакции. 4.2 Скорость гомогенных химических реакций. Основные факторы, влияющие на скорость химической реакции. Закон действия масс. Константа скорости реакции. Теория активированного комплекса. Молекулярность и порядок реакции. Зависимость скорости реакции от температуры. Температурный коэффициент реакции. 4.3 Особенности кинетики гетерогенных реакций. Катализ и катализаторы. Представление о механизме гомогенного и гетерогенного катализа. Ферментативный катализ. 4.4 Химическое равновесие в обратимых системах. Константа равновесия. Принцип Ле-Шателье.	Лек	1	1	
4.2	Основы кинетики химических реакций	Пр	1	0.5	
4.3	Основы кинетики химических реакций	Ср	1	14.5	
	Раздел 5. Раздел 5. Неорганические соединения. Классификация, номенклатура и свойства				

5.1	<p>5.1 Классификация неорганических соединений: простые вещества (металлы, неметаллы), сложные вещества (оксиды (основные, кислотные, амфотерные, несолеобразующие). основания (щёлочи, нерастворимые, амфотерные гидроксиды), кислоты (кислородсодержащие, бескислородные; одно- и многоосновные), соли (средние, кислые, основные, двойные, комплексные), бинарные соединения (гидриды, нитриды, карбиды, хлориды и др.).</p> <p>5.2 Номенклатура: тривиальные названия (вода, аммиак, поваренная соль, купоросы и др.); международная систематическая номенклатура (IUPAC) (правила построения названий по составу (оксид, гидроксид, кислота, соль), степени окисления (валентность) в названиях (например, FeCl<sub>2</sub> – хлорид железа(II)), приставки (моно-, ди-, три-, тетра-), названия кислот и их солей (сульфаты, нитраты, фосфиты и т.д.); номенклатура комплексных соединений</p> <p>5.3 Свойства неорганических соединений: Физические свойства (агрегатное состояние, цвет, запах, растворимость, температура плавления/кипения, электропроводность); химические свойства (общие закономерности оксидов (взаимодействие с водой, кислотами/щелочами, основными/кислотными оксидами), оснований (реакции с кислотами, кислотными оксидами, солями; разложение), кислот (реакции с металлами, основными оксидами, основаниями, солями), солей (реакции обмена, гидролиз, термическое разложение)). Генетическая связь между классами (схемы взаимопревращений).</p>	Ср	1	16	
	Раздел 6. Раздел 6. Растворы				

6.1	<p>6.1 Общие свойства растворов. Понятие о растворах как гомогенных многокомпонентных системах. Классификация растворов. Концентрация растворов и способы ее выражения.</p> <p>6.2 Свойства жидких растворов неэлектролитов. Понижение давления насыщенного пара растворителя над раствором, понижение температуры кипения раствора. Осмотическое давление раствора. Методы определения молярных масс растворенного вещества. Растворимость газов в жидкостях, зависимость растворимости от различных факторов. Растворимость жидкостей и твердых веществ в жидкостях. Влияние на растворимость природы компонентов и внешних условий.</p> <p>6.3 Теория электролитической диссоциации. Степень и константы диссоциации. Изотонический коэффициент. Теория кислот, оснований и солей. Теория слабых электролитов. Закон разбавления Оствальда. Сильные электролиты. Ионная сила раствора. Коэффициент активности. Произведение растворимости.</p> <p>6.4 Электролитическая диссоциация воды. Константа диссоциации воды. Ионное произведение воды. Водородный показатель. Кислотно-основные индикаторы. Буферные системы, их классификация и механизм действия. Буферная емкость и факторы, определяющие ее.</p> <p>6.5 Реакции ионного обмена в растворах электролитов. Реакции нейтрализации, гидролиза, ионизации.</p> <p>6.6 Гидролиз. Степень гидролиза и ее зависимость от концентрации и температуры. Константа гидролиза.</p>	Лек	1	1	
6.2	Растворы	Пр	1	2	
6.3	Растворы	Ср	1	13	
	Раздел 7. Раздел 7. Окислительно-восстановительные реакции. Электрохимические процессы				

7.1	<p>7.1 Степень окисления. Окисление, восстановление. Окислитель, восстановитель. Важнейшие окислители и восстановители. Типы окислительно-восстановительных реакций: межмолекулярные, внутримолекулярные, реакции диспропорционирования и дисмутации. Составление реакций по методу электронного и электронно-ионного баланса. Окислительно-восстановительные эквиваленты. Окислительно-восстановительный потенциал как мера окислительной и восстановительной способности системы. Определение направления окислительно-восстановительных реакций.</p> <p>7.2 Электрохимические процессы как процессы взаимопревращения химической и электрической энергии. Законы Фарадея. Электрод. Типы электродов. Электроды I и II рода. Электроды активные и инертные. Электродные процессы. Электродный потенциал и механизм его возникновения.</p> <p>Уравнение Нернста. Ряд стандартных электродных потенциалов.</p> <p>Гальванический элемент. Аккумулятор. Электродвижущая сила гальванического элемента. Электролиз. Потенциал разложения. Поляризация электродов.</p> <p>7.3 Распространенность элементов-металлов. Основные методы получения и очистки металлов. Физические и химические свойства металлов. Активность металлов. Коррозия металлов. Химическая и электрохимическая коррозия. Реакции образования пленок на поверхности твердого тела. Защита металлов от коррозии.</p>	Лек	1	1	
7.2	Окислительно-восстановительные реакции. Электрохимические процессы	Пр	1	1	
7.3	Окислительно-восстановительные реакции. Электрохимические процессы	Ср	1	13	
	Раздел 8. Раздел 8. Дисперсные системы				

8.1	<p>8.1 Основные понятия (дисперсная система (ДС), дисперсная фаза и дисперсионная среда). Критерии отнесения к ДС (гетерогенность, дисперсность).</p> <p>8.2 Классификация дисперсных систем: по размеру частиц дисперсной фазы, по агрегатному состоянию фаз, по интенсивности взаимодействия между фазами (Лиофобные (слабые взаимодействия), Лиофильные (сильные взаимодействия)).</p> <p>8.3 Основные типы дисперсных систем (Суспензии (тв. + жидк.), Эмульсии (жидк. + жидк.), Аэрозоли (жидк. или тв. + газ), Пены (газ + жидк.), Порошки (тв. + газ), Коллоидные растворы (золи), Гели и студни (структурированные коллоидные системы)</p> <p>8.4 Коллоидные растворы (золи). Строение коллоидной мицеллы (ядро, адсорбционный слой, противоионы). Условия получения и устойчивости. Методы очистки (диализ, ультрафильтрация)</p> <p>8.5 Устойчивость и разрушение дисперсных систем. Агрегативная и седиментационная устойчивость. Коагуляция. Пептизация. Флокуляция.</p>	Ср	1	12	
	Раздел 9. Раздел 9. Обзор химии s- p- d- и f- элементов				
9.1	<p>9.1 Общая характеристика электронных семейств.</p> <p>9.2 s-Элементы.</p> <p>9.3 p-Элементы.</p> <p>9.4 d-Элементы (переходные металлы).</p> <p>9.5 f-Элементы (лантаноиды и актиноиды).</p> <p>9.6 Сравнительная характеристика семейств: радиусы атомов и ионов (<math>s &gt; p &gt; d &gt; f</math> в одном периоде?); металлические / неметаллические свойства; кислотно-основное поведение оксидов и гидроксидов; тенденции к комплексообразованию (<math>d &gt; f &gt; s, p</math>), роль в природе и технике (биогенные s, p-элементы, конструкционные d-металлы, f-элементы в ядерной энергетике)</p>	Ср	1	12	
	Раздел 10. Контроль				
10.1		Экзамен	1	9	

## Образовательные технологии

При составлении курса используются различные образовательные технологии, которые открывают для педагога новые возможности в преподавании своего предмета, а также в значительной степени облегчают работу, повышают эффективность обучения, позволяют улучшить качество преподавания.

Активное слушание. занятия с применением затрудняющих условий, технологии развития критического мышления, информационные (цифровые) технологии, дискуссионные технологии (форум, симпозиум, дебаты, круглый стол и т.д.), проектная технология

### Список образовательных технологий

1	Активное слушание
2	Занятия с применением затрудняющих условий
3	Технологии развития критического мышления
4	Информационные (цифровые) технологии
5	Дискуссионные технологии (форум, симпозиум, дебаты, аквариумная дискуссия, панельная дискуссия, круглый стол, фасилитированная и т.д.)
6	Проектная технология

## 8. ОЦЕНОЧНЫЕ МАТЕРИАЛЫ ДЛЯ ПРОВЕДЕНИЯ ТЕКУЩЕЙ И ПРОМЕЖУТОЧНОЙ АТТЕСТАЦИИ

### 8.1. Оценочные материалы для проведения текущей аттестации

1. Рекомендуемые темы рефератов
  1. Роль неорганических элементов (Ca, Mg, P, Fe, Zn, Cu) в биохимических процессах растительной клетки.
  2. Сравнительная характеристика s-элементов (I и II групп) и их значение для питания человека.
  3. Физико-химические основы буферных систем в пищевых производствах и живых организмах.
  4. Применение законов химической термодинамики для расчёта энергетических затрат при переработке растительного сырья.
  5. Кинетика ферментативных реакций (сравнение с неорганическим катализом) в технологиях пищевых продуктов.
  6. Коррозия металлов в пищевой промышленности: причины, последствия, методы защиты оборудования.
  7. Коллоидные системы в растительном сырье и готовых продуктах (суспензии крахмала, эмульсии масел, пены).
  8. Гидролиз солей и его роль в формировании кислотности пищевых сред (на примере растительных экстрактов).
  9. Окислительно-восстановительные процессы при хранении фруктов и овощей (роль аскорбиновой кислоты, ионов металлов).
  10. Электрохимические методы анализа пищевого сырья (потенциометрия, кондуктометрия).
  11. Химия воды: структура, свойства, жёсткость, методы умягчения в пищевых производствах.
  12. Амфотерность гидроксидов d-элементов и её значение в катализе (на примере Mn, Fe, Cu, Zn).
  13. Сравнение свойств оксидов, кислот и оснований s-, p- и d-элементов в технологических средах.
  14. Принципы номенклатуры IUPAC для неорганических соединений, встречающихся в пищевом сырье.

15. Периодический закон Д.И. Менделеева как основа прогнозирования свойств элементов-биогенов.

16. Дисперсные системы растительного происхождения: пектиновые гели, крахмальные клейстеры.

17. Термодинамика открытых систем и её применение к процессам ферментации растительного сырья.

18. Ионное произведение воды и рН-метрия в контроле качества напитков и консервированных продуктов.

19. Коагуляция коллоидных систем и её предотвращение при осветлении соков и вин.

20. Химическая связь в комплексных соединениях металлов, участвующих в фотосинтезе (Mg-порфирины, Fe-белки).

## 2. Тематика презентаций

1. Основные законы химии (сохранения массы, постоянства состава, Авогадро) и их применение в расчётах сырья.

2. Современная модель атома: квантовые числа, орбитали, электронные конфигурации элементов-биогенов.

3. Периодическая система Д.И. Менделеева: история, структура, прогностическая роль.

4. Типы химической связи и их влияние на свойства пищевых ингредиентов (соль, сахароза, вода).

5. Ковалентная связь: полярность, поляризуемость, направленность – значение для биомолекул.

6. Металлическая связь и свойства металлов, используемых в оборудовании пищевых производств (нержавеющая сталь, алюминий).

7. Водородная связь в воде и биополимерах растительного сырья.

8. Первое начало термодинамики: энтальпия, тепловые эффекты реакций при тепловой обработке продуктов.

9. Энтропия и энергия Гиббса: критерии самопроизвольности процессов порчи и ферментации.

10. Скорость химических реакций: факторы влияния, закон действия масс, температурный коэффициент ( $Q_{10}$ ).

11. Катализ: гомогенный, гетерогенный, ферментативный. Роль ионов металлов как кофакторов.

12. Химическое равновесие и принцип Ле-Шателье в технологических процессах (например, растворение  $CO_2$  в напитках).

13. Кислотно-основные свойства оксидов и гидроксидов: примеры из переработки растительного сырья.

14. Классификация солей: гидролиз солей и его значение для рН растительных экстрактов.

15. Способы выражения концентрации растворов: молярность, нормальность, массовая доля – расчёты для пищевых сред.

16. Коллигативные свойства растворов: осмос, криоскопия – применение для определения молярной массы углеводов.

17. Электролитическая диссоциация: сильные и слабые электролиты. Ионная сила раствора.

18. Буферные системы: фосфатный, карбонатный, ацетатный буферы – роль в пищевой технологии.

19. Окислительно-восстановительные реакции: методы балансировки, ОВ-потенциал сред (Eh) при хранении соков.

20. Коррозия металлов: химическая и электрохимическая. Защита пищевого оборудования (пассивация, ингибиторы).

## 3. Ситуационные задачи

Задача 1. При производстве томатного сока рН среды составляет 4,2. Рассчитайте

концентрацию ионов  $\text{H}^+$  и  $\text{OH}^-$  в этом соке. Как изменится рН после добавления небольшого количества  $\text{NaOH}$  (сильного основания)? Ответ обоснуйте.

Задача 2. Для осветления яблочного сока используют желатин (положительно заряженный) и бентонит (отрицательно заряженный). Объясните, какой из реагентов эффективнее для удаления отрицательно заряженных коллоидных частиц пектинов. Что такое коагуляция?

Задача 3. Водопроводная вода на пищевом предприятии имеет жёсткость 6 мг-экв/л. Вычислите массу карбоната натрия ( $\text{Na}_2\text{CO}_3$ ), необходимую для умягчения 1000 л воды (устранение  $\text{Ca}^{2+}$  и  $\text{Mg}^{2+}$ ). Напишите уравнения реакций.

Задача 4. При стерилизации консервов в автоклаве температура достигает  $120\text{ }^\circ\text{C}$ . Константа скорости реакции разложения витамина С при  $100\text{ }^\circ\text{C}$  равна  $0,02\text{ мин}^{-1}$ , а температурный коэффициент  $\gamma = 2$ . Определите константу скорости при  $120\text{ }^\circ\text{C}$  и во сколько раз ускорится разрушение аскорбиновой кислоты.

Задача 5. Рассчитайте стандартную энергию Гиббса реакции гидролиза сахарозы:  $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$  (глюкоза) +  $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$  (фруктоза), используя стандартные энтальпии и энтропии (условные данные приведите сами или скажите, что возможно самопроизвольное протекание). Сделайте вывод о направлении реакции при  $298\text{ K}$ .

Задача 6. Для консервирования огурцов используется раствор уксусной кислоты с массовой долей 3% (плотность  $\approx 1\text{ г/мл}$ ). Вычислите молярную концентрацию (моль/л)  $\text{CH}_3\text{COOH}$  и рН этого раствора ( $K_a = 1,8 \cdot 10^{-5}$ ).

Задача 7. При мойке оборудования для молочных продуктов иногда используют растворы азотной кислоты для удаления белковых отложений. Напишите уравнение реакции между  $\text{HNO}_3$  и карбонатом кальция (известковый налёт). Какие газы выделяются? Оцените опасность.

Задача 8. Известно, что ионы меди  $\text{Cu}^{2+}$  катализируют окисление аскорбиновой кислоты. Какой метод защиты напитков от окисления можно предложить? Объясните с позиции окислительно-восстановительных потенциалов ( $E^\circ(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) = +0,34\text{ В}$ ,  $E^\circ(\text{дегидроаскорбиновой/аскорбиновой}) \approx +0,08\text{ В}$ ).

Задача 9. Определите степень окисления хлора в соединениях:  $\text{NaCl}$ ,  $\text{Cl}_2$ ,  $\text{NaClO}$ ,  $\text{NaClO}_2$ ,  $\text{NaClO}_4$ . Какие из них являются окислителями, какие – восстановителями? Приведите пример ОВР с участием  $\text{NaClO}$  (отбеливание тканей, дезинфекция).

Задача 10. При варке варенья происходит инверсия сахарозы под действием кислот плодов. К какому типу реакций (гидролиз, окисление, изомеризация) она относится? Напишите суммарное уравнение. Как изменится осмотическое давление варенья в процессе варки?

Задача 11. В лаборатории приготовили буферную смесь из 100 мл  $0,1\text{ М}$   $\text{CH}_3\text{COOH}$  и 100 мл  $0,1\text{ М}$   $\text{CH}_3\text{COONa}$ . Рассчитайте рН буфера. Как изменится рН при добавлении 1 мл  $0,1\text{ М}$   $\text{HCl}$ ? ( $K_a = 1,8 \cdot 10^{-5}$ ). Объясните буферное действие.

Задача 12. Электролиз водного раствора  $\text{NaCl}$  используется для получения хлора и гипохлорита натрия (дезинфектанты). Напишите уравнения катодных и анодных процессов. Почему на аноде выделяется  $\text{Cl}_2$ , а не  $\text{O}_2$ ? (Учтите перенапряжение).

Задача 13. Образец пищевого сырья содержит ионы  $\text{Fe}^{3+}$ . Предложите качественную реакцию для их обнаружения (с роданидом калия). Напишите уравнение. Почему эту реакцию проводят в кислой среде?

Задача 14. Для удаления накипи ( $\text{CaCO}_3$ ) в чайниках используют уксусную кислоту. Рассчитайте объём 9% уксуса (плотность  $1,01\text{ г/мл}$ ), необходимый для полного растворения 20 г  $\text{CaCO}_3$ . Уравнение реакции.

Задача 15. При герметичной укупорке банок с компотом воздух в верхней части (азот, кислород) взаимодействует с продуктом. Какие окислительно-восстановительные процессы могут происходить с участием кислорода? Предложите способ удаления кислорода (деаэрация, применение антиоксидантов).

Задача 16. Сколько граммов поваренной соли ( $\text{NaCl}$ ) необходимо растворить в 2 кг воды, чтобы температура кипения раствора повысилась на  $0,5\text{ }^\circ\text{C}$ ? Эбуллиоскопическая постоянная воды  $K_{\text{Эб}} = 0,52\text{ }^\circ\text{C} \cdot \text{кг/моль}$ . Изотонический коэффициент  $i$  для  $\text{NaCl}$  принять равным 1,9.

Задача 17. Гальванический элемент составлен из двух электродов: цинкового ( $\text{Zn}$ ) в

растворе  $ZnSO_4$  и медного (Cu) в растворе  $CuSO_4$ . Напишите схему элемента, электродные реакции, рассчитайте ЭДС при стандартных условиях ( $E^\circ(Zn^{2+}/Zn) = -0,76 \text{ В}$ ,  $E^\circ(Cu^{2+}/Cu) = +0,34 \text{ В}$ ). Какой металл будет растворяться?

Задача 18. При производстве пива происходит образование коллоидных помутнений (белково-дубильные комплексы). Какие методы осветления (коагуляции) вы можете предложить? Объясните механизм действия желатина, бентонита, поливинилпириролидона.

Задача 19. Энергия активации реакции окисления липидов (прогоркания) составляет 75 кДж/моль. Во сколько раз изменится скорость прогоркания при повышении температуры с 25 °С до 35 °С? Используйте уравнение Аррениуса ( $R = 8,314 \text{ Дж}/(\text{моль} \cdot \text{К})$ ).

Задача 20. В сточных водах пищевого завода обнаружены ионы  $Cr^{6+}$  (токсичны). Для их восстановления до  $Cr^{3+}$  используют сульфит натрия. Составьте уравнение реакции в кислой среде методом электронного баланса. Укажите окислитель и восстановитель.

#### 4. Контрольные вопросы

##### Раздел 1. Основные понятия (1–10)

1. Что изучает общая и неорганическая химия?
2. Дайте определение понятиям «вещество», «атом», «молекула», «химический элемент».
3. Какие агрегатные состояния вещества вам известны? Приведите примеры.
4. Сформулируйте закон сохранения массы веществ.
5. Закон постоянства состава: сущность и границы применимости.
6. Что такое относительная атомная и молекулярная массы? Как их рассчитывают?

7. Понятие «моль», число Авогадро. Молярная масса.

8. Чем отличаются простые и сложные вещества?

9. Что такое аллотропия? Приведите примеры аллотропных модификаций неметаллов.

10. Основные стехиометрические законы (кратных отношений, объёмных отношений).

##### Раздел 2. Строение атома. Периодический закон (11–25)

11. Состав атомного ядра: протоны, нейтроны. Изотопы.

12. Квантово-механическая модель атома: атомные орбитали, квантовые числа (n, l, m, s).

13. Принцип Паули, правило Хунда, принцип наименьшей энергии.

14. Электронные конфигурации атомов (правило Клечковского).

15. Валентные электроны, валентность и степень окисления.

16. Периодический закон Д.И. Менделеева (формулировки).

17. Структура Периодической системы: периоды, группы, подгруппы (главная и побочная).

18. Изменение атомных радиусов по периоду и группе.

19. Изменение энергии ионизации и сродства к электрону.

20. Электроотрицательность: определение, изменение в периодах и группах.

21. Периодичность свойств соединений (оксидов, гидроксидов).

22. Ковалентная связь: механизмы образования (обменный, донорно-акцепторный).

23. Свойства ковалентной связи: насыщенность, направленность, полярность, поляризуемость.

24. Ионная связь, её свойства (ненаправленность, ненасыщаемость). Примеры.

25. Металлическая и водородная связь, ван-дер-ваальсовы взаимодействия.

##### Раздел 3. Химическая термодинамика (26–40)

26. Предмет химической термодинамики. Термодинамическая система, параметры состояния.

27. Внутренняя энергия, энтальпия. Первое начало термодинамики.

28. Тепловой эффект реакции. Экзо- и эндотермические реакции.

29. Закон Гесса. Следствия из закона Гесса.

30. Стандартная энтальпия образования вещества.
  31. Расчет тепловых эффектов по стандартным энтальпиям образования и сгорания.
  32. Энтропия, её физический смысл. Второе начало термодинамики.
  33. Изменение энтропии в химических реакциях.
  34. Энергия Гиббса (свободная энергия), её связь с энтальпией и энтропией.
  35. Критерий самопроизвольности протекания реакции:  $\Delta G < 0$ .
  36. Факторы, влияющие на знак  $\Delta G$  (температура, энтальпийный и энтропийный вклады).
  37. Применение термодинамики к открытым системам (биологические объекты).
  38. Термодинамическое описание фазовых переходов.
  39. Стандартные термодинамические величины. Условность выбора.
  40. Роль термодинамики в оценке эффективности пищевых технологий.
- Раздел 4. Химическая кинетика и равновесие (41–55)
41. Скорость химической реакции: определение, единицы измерения (гомогенные, гетерогенные).
  42. Закон действующих масс (основной закон кинетики).
  43. Константа скорости реакции, её зависимость от природы реагентов и температуры.
  44. Молекулярность и порядок реакции. Примеры.
  45. Теория активированного комплекса (переходного состояния). Энергия активации.
  46. Зависимость скорости от температуры: уравнение Аррениуса, температурный коэффициент.
  47. Катализ: гомогенный, гетерогенный. Механизм действия катализатора.
  48. Ферментативный катализ, его сходство и отличие от неорганического.
  49. Обратимые и необратимые реакции. Химическое равновесие.
  50. Константа равновесия ( $K_c$ ,  $K_p$ ), её выражение через равновесные концентрации.
  51. Связь константы равновесия с энергией Гиббса ( $\Delta G^\circ = -RT \ln K$ ).
  52. Принцип Ле-Шателье – Брауна. Влияние концентрации, давления, температуры на равновесие.
  53. Примеры смещения равновесия в технологических процессах.
  54. Кинетика гетерогенных реакций (диффузионная и кинетическая области).
  55. Фотохимические реакции (роль в порче продуктов).
- Раздел 5. Неорганические соединения (56–70)
56. Классификация неорганических веществ (простые и сложные).
  57. Оксиды: основные, кислотные, амфотерные, несолеобразующие. Примеры.
  58. Основания: классификация (растворимые – щёлочи, нерастворимые, амфотерные гидроксиды).
  59. Кислоты: кислородсодержащие и бескислородные, одно- и многоосновные. Примеры.
  60. Соли: средние, кислые, основные, двойные, комплексные. Номенклатура.
  61. Бинарные соединения (гидриды, нитриды, карбиды, галогениды).
  62. Тривиальные названия важнейших неорганических соединений (известь, купоросы, нашатырь и др.).
  63. Номенклатура IUPAC: степень окисления в названии (сульфат железа(III)).
  64. Химические свойства оксидов (взаимодействие с водой, кислотами, щелочами).
  65. Свойства оснований: реакция нейтрализации, разложение при нагревании.
  66. Химические свойства кислот: реакция с металлами (ряд активности), с оксидами, солями.
  67. Свойства солей: реакции обмена, гидролиз, термическое разложение.
  68. Генетическая связь между классами неорганических соединений.
  69. Амфотерность (на примере  $Al(OH)_3$ ,  $ZnO$ ).
  70. Применение важнейших неорганических веществ в пищевой

промышленности.

#### Раздел 6. Растворы (71–85)

71. Определение раствора, классификация (по агрегатному состоянию, по размеру частиц).

72. Способы выражения концентрации: массовая доля, молярная, нормальная (эквивалента), моляльная.

73. Коллигативные свойства растворов неэлектролитов: давление насыщенного пара, кипение (эбуллиоскопия), замерзание (криоскопия).

74. Осмотическое давление. Закон Вант-Гоффа для неэлектролитов и электролитов (изотонический коэффициент).

75. Определение молярной массы растворённого вещества по осмотическому давлению.

76. Законы Рауля и их применение.

77. Теория электролитической диссоциации (Аррениус). Степень диссоциации.

78. Сильные и слабые электролиты. Ионная сила раствора. Коэффициент активности.

79. Константа диссоциации (Кд) – характеристика слабых электролитов. Закон разбавления Оствальда.

80. Ионное произведение воды ( $K_w = [H^+][OH^-] = 10^{-14}$  при  $25^\circ C$ ).

81. Водородный показатель (рН), шкала рН. Расчет рН в растворах сильных и слабых кислот/оснований.

82. Кислотно-основные индикаторы (фенолфталеин, метиловый оранжевый).

83. Буферные системы: состав, механизм действия. Буферная ёмкость.

84. Произведение растворимости (ПР) и условия выпадения осадка.

85. Гидролиз солей: типы гидролиза (по катиону, аниону, полный). Степень и константа гидролиза.

#### Раздел 7. ОВР и электрохимия (86–95)

86. Степень окисления: правила определения.

87. Окисление, восстановление. Окислители и восстановители (типичные примеры).

88. Типы ОВР: межмолекулярные, внутримолекулярные, диспропорционирования (дисмутации).

89. Метод электронного баланса и метод полуреакций (электронно-ионный).

90. Стандартный водородный электрод. Ряд стандартных электродных потенциалов (ряд напряжений металлов).

91. Электродный потенциал, уравнение Нернста. Зависимость от концентрации ионов.

92. Гальванический элемент: устройство, ЭДС, электродные процессы.

93. Электролиз расплавов и водных растворов (катодные и анодные процессы).

Законы Фарадея.

94. Коррозия металлов: химическая и электрохимическая коррозия. Методы защиты.

95. Коррозия пищевого оборудования (нержавеющая сталь, алюминий).

Пассивация.

#### Раздел 8. Дисперсные системы (96–98)

96. Понятие дисперсной системы: дисперсная фаза и дисперсионная среда. Классификации (по размеру частиц, агрегатному состоянию).

97. Коллоидные растворы (золи): строение мицеллы (ядро, адсорбционный слой, противоионы). Эффект Тиндаля, коагуляция (правило Шульце-Гарди).

98. Суспензии, эмульсии, пены, аэрозоли, гели – примеры в пищевой промышленности.

#### Раздел 9. Обзор s, p, d, f элементов (99–100)

99. Состав электронных семейств (s, p, d, f). Характерные свойства s-элементов (щелочные и щёлочноземельные металлы), их оксидов и гидроксидов.

100. d-Элементы (переходные металлы): переменная степень окисления, склонность к комплексообразованию, окраска соединений (на примере Fe, Cu, Mn).

Биологическая роль железа, цинка, меди.

## 8.2. Оценочные материалы для проведения промежуточной аттестации

Вопросы к экзамену (60 штук)

Раздел 1. Основные понятия и законы химии (1–5)

1. Что такое химический элемент, атом, молекула? Приведите примеры простых и сложных веществ.

2. Сформулируйте закон сохранения массы веществ и закон постоянства состава. Укажите границы их применимости.

3. Дайте определения: относительная атомная масса, относительная молекулярная масса, моль, число Авогадро.

4. Что такое аллотропия? Приведите примеры аллотропных модификаций для кислорода, углерода и серы.

5. Основные стехиометрические законы: закон кратных отношений, закон объёмных отношений (Гей-Люссака).

Раздел 2. Строение атома. Периодический закон (6–15)

6. Состав атомного ядра: протоны, нейтроны. Изотопы водорода и кислорода. Понятие массового числа.

7. Квантово-механическая модель атома: атомная орбиталь, квантовые числа ( $n$ ,  $l$ ,  $m$ ,  $s$ ) – их физический смысл.

8. Принцип Паули, правило Хунда, принцип минимальной энергии. Электронные конфигурации атомов (на примере Na, Cl, Fe).

9. Валентные электроны. Валентность и степень окисления: сходство и различие.

10. Периодический закон Д.И. Менделеева (первая и современная формулировки). Структура Периодической системы: периоды, группы, подгруппы.

11. Закономерности изменения атомных радиусов, энергии ионизации, сродства к электрону и электроотрицательности по периоду и группе.

12. Периодичность свойств оксидов и гидроксидов (основные, кислотные, амфотерные). Примеры для элементов III периода.

13. Ковалентная связь: обменный и донорно-акцепторный механизмы. Свойства ковалентной связи (насыщаемость, направленность, полярность, поляризуемость).

14. Ионная связь, её ненаправленность и ненасыщаемость. Условия образования ионных соединений. Примеры.

15. Металлическая связь, водородная связь, ван-дер-ваальсовы взаимодействия. Их роль в биологических и пищевых системах.

Раздел 3. Химическая термодинамика (16–22)

16. Предмет химической термодинамики. Термодинамическая система (открытая, закрытая, изолированная), параметры состояния.

17. Внутренняя энергия, энтальпия. Первое начало термодинамики. Эндотермические и экзотермические реакции.

18. Закон Гесса. Следствия из закона Гесса (расчёт тепловых эффектов по стандартным энтальпиям образования и сгорания).

19. Энтропия, её физический смысл. Второе начало термодинамики. Изменение энтропии в химических реакциях.

20. Энергия Гиббса (свободная энергия), её связь с энтальпией и энтропией. Критерий самопроизвольности процесса:  $\Delta G < 0$ .

21. Факторы, влияющие на знак  $\Delta G$  (температура, энтальпийный и энтропийный вклады). Расчёт температуры равновесия.

22. Применение термодинамики к открытым системам (живые организмы). Стационарное состояние.

Раздел 4. Химическая кинетика и равновесие (23–30)

23. Скорость гомогенной и гетерогенной химической реакции. Закон действующих масс (кинетическое уравнение).

24. Константа скорости реакции, её зависимость от природы реагентов и температуры. Уравнение Аррениуса.

25. Молекулярность и порядок реакции (нулевой, первый, второй). Примеры.
26. Теория активированного комплекса (переходного состояния). Энергия активации.
27. Катализ: гомогенный, гетерогенный, ферментативный. Механизм действия катализатора. Ингибиторы.
28. Обратимые и необратимые реакции. Химическое равновесие. Константа равновесия ( $K_c$ ,  $K_p$ ).
29. Связь  $\Delta G^\circ$  реакции с константой равновесия ( $\Delta G^\circ = -RT \ln K$ ). Принцип Ле-Шателье.
30. Влияние концентрации, давления и температуры на смещение равновесия. Примеры из пищевых технологий.

#### Раздел 5. Неорганические соединения (31–40)

31. Классификация неорганических веществ: простые (металлы, неметаллы) и сложные.
32. Оксиды: основные, кислотные, амфотерные, несолеобразующие. Характерные реакции каждого типа.
33. Основания: классификация (щёлочи, нерастворимые, амфотерные гидроксиды). Свойства. Разложение оснований.
34. Кислоты: кислородсодержащие и бескислородные; одно- и многоосновные. Общие химические свойства кислот.
35. Соли: средние, кислые, основные, двойные, комплексные. Номенклатура (IUPAC) и тривиальные названия (поваренная соль, гипс, мел и др.).
36. Генетическая связь между классами неорганических соединений (схема превращений: металл  $\rightarrow$  оксид  $\rightarrow$  основание  $\rightarrow$  соль и т.д.).
37. Бинарные соединения: гидриды, нитриды, карбиды, хлориды (примеры, получение, свойства).
38. Амфотерность гидроксидов (Al, Zn, Cr) – реакции с кислотами и щелочами.
39. Термическое разложение солей (карбонатов, нитратов, гидроксолей).

#### Уравнения реакций.

40. Применение важнейших неорганических соединений в пищевой промышленности (NaCl, CaCO<sub>3</sub>, NaHCO<sub>3</sub>, MgO, H<sub>3</sub>PO<sub>4</sub>).

#### Раздел 6. Растворы (41–50)

41. Растворы как гомогенные многокомпонентные системы. Способы выражения концентрации: массовая доля, молярная, нормальная (эквивалента), моляльная.
42. Коллигативные свойства растворов неэлектролитов: понижение давления пара, повышение температуры кипения, понижение температуры замерзания. Закон Рауля.
43. Осмотическое давление. Закон Вант-Гоффа для неэлектролитов и электролитов (изотонический коэффициент  $i$ ).
44. Электролитическая диссоциация. Степень диссоциации. Сильные и слабые электролиты. Константа диссоциации. Закон разбавления Оствальда.
45. Ионное произведение воды, водородный показатель (рН), шкала рН. Расчёт рН в растворах сильных кислот и оснований.
46. Буферные системы: состав, механизм действия (на примере ацетатного и фосфатного буферов). Уравнение Гендерсона-Хассельбаха.
47. Буферная ёмкость и факторы, влияющие на неё. Роль буферных систем в пищевой технологии и живых организмах.
48. Произведение растворимости (ПР). Условие выпадения осадка. Применение ПР в аналитической химии пищевых продуктов.
49. Гидролиз солей: типы гидролиза (по катиону, аниону, общий). Степень и константа гидролиза.
50. Реакции ионного обмена в растворах электролитов. Условия необратимости (осадок, газ, слабый электролит).

#### Раздел 7. ОВР и электрохимия (51–55)

51. Степень окисления: правила определения. Типы окислительно-восстановительных реакций (межмолекулярные, внутримолекулярные, диспропорционирования).

52. Метод электронного баланса и метод полуреакций для составления ОВР. Примеры с участием перманганата и дихромата.

53. Электродные потенциалы. Ряд стандартных электродных потенциалов (ряд напряжений металлов). Уравнение Нернста.

54. Гальванический элемент: устройство, электродные процессы, ЭДС. Аккумуляторы. Электролиз (расплавов и растворов). Законы Фарадея.

55. Коррозия металлов: химическая и электрохимическая. Факторы, влияющие на скорость коррозии. Способы защиты пищевого оборудования.

Раздел 8. Дисперсные системы (56–57)

56. Дисперсные системы: дисперсная фаза и дисперсионная среда. Классификации (по размеру частиц, агрегатному состоянию, взаимодействию). Примеры в пищевой промышленности.

57. Коллоидные растворы (золи): строение мицеллы, эффект Тиндаля, броуновское движение, коагуляция (правило Шульце-Гарди), пептизация.

Раздел 9. Обзор s, p, d, f-элементов (58–60)

58. s-Элементы I и II групп: общая характеристика, свойства оксидов и гидроксидов. Биологическая роль Na, K, Mg, Ca.

59. p-Элементы III–VII групп: изменение неметаллических свойств, важнейшие соединения (оксиды, летучие водородные соединения). Роль N, P, S, Cl в пищевых системах.

60. d-Элементы (переходные металлы): особенности (переменная степень окисления, комплексообразование, окраска ионов). Значение Fe, Cu, Zn в пищевых технологиях и питании.

Ситуационные задачи (40 штук)

Задачи по термодинамике и кинетике (1–8)

1. Рассчитайте, выделится или поглотится тепло при растворении 10 г NaOH в 200 мл воды, если стандартная энтальпия растворения NaOH составляет  $-44,2$  кДж/моль. Какое количество теплоты выделится?

2. Определите знак изменения энтропии для реакций: а) замерзание воды; б) растворение сахара в чае; в)  $2\text{H}_2\text{O}(\text{ж}) \rightarrow 2\text{H}_2(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г})$ ; г)  $\text{N}_2(\text{г}) + 3\text{H}_2(\text{г}) \rightarrow 2\text{NH}_3(\text{г})$ . Обоснуйте.

3. Для реакции гидролиза крахмала (условно)  $\Delta H = +250$  кДж/моль,  $\Delta S = +0,30$  кДж/(моль·К). При какой температуре реакция станет самопроизвольной?

4. Энергия активации реакции прогоркания масла составляет 60 кДж/моль. Во сколько раз увеличится скорость порчи при повышении температуры хранения с  $5^\circ\text{C}$  до  $25^\circ\text{C}$ ? ( $R = 8,314$  Дж/(моль·К)).

5. В консервном цехе стерилизацию проводят при  $120^\circ\text{C}$ . Константа скорости разложения витамина B<sub>1</sub> при  $100^\circ\text{C}$  равна  $0,015$  мин<sup>-1</sup>, а температурный коэффициент  $\gamma = 2,5$ . Найдите константу при  $120^\circ\text{C}$  и во сколько раз ускоряется разрушение.

6. Константа равновесия реакции этерификации уксусной кислоты этанолом ( $\text{CH}_3\text{COOH} + \text{C}_2\text{H}_5\text{OH} \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{COOC}_2\text{H}_5 + \text{H}_2\text{O}$ ) при  $25^\circ\text{C}$  равна 4,0. Исходные концентрации кислоты и спирта – по 1 моль/л. Найдите равновесные концентрации всех веществ.

7. Для реакции  $\text{NH}_4\text{Cl}(\text{тв}) \rightleftharpoons \text{NH}_3(\text{г}) + \text{HCl}(\text{г})$   $K_p = 0,025$  при 400 К. Рассчитайте парциальные давления газов при равновесии и общее давление.

8. Процесс окисления аскорбиновой кислоты кислородом воздуха имеет энергию активации 45 кДж/моль. Как изменится скорость окисления, если ввести ионы меди (катализатор), снижающие энергию активации до 30 кДж/моль при той же температуре  $25^\circ\text{C}$ ?

Задачи по неорганическим соединениям (9–16)

9. Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить превращения:



10. Идентифицируйте вещества в пробирках:  $\text{Na}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ ,  $\text{NaCl}$ ,  $\text{Na}_2\text{S}$ . Приведите не менее двух различных реакций с указанием внешнего эффекта.

11. В производстве пекарского порошка используют смесь  $\text{NaHCO}_3$  и  $\text{KH}_2\text{PO}_4$ . Составьте уравнение реакции, происходящей при замесе теста. Какой газ выделяется?

Рассчитайте массу дигидрофосфата калия, необходимую для полного взаимодействия с 5 г соды.

12. Для подкисления напитков применяют лимонную (органическую) и фосфорную кислоты. Напишите уравнения реакций нейтрализации  $\text{H}_3\text{PO}_4$  с  $\text{NaOH}$  при получении: а)  $\text{NaH}_2\text{PO}_4$ ; б)  $\text{Na}_2\text{HPO}_4$ ; в)  $\text{Na}_3\text{PO}_4$ .

13. При промывке оборудования горячим раствором  $\text{NaOH}$  может происходить взаимодействие с алюминиевыми деталями. Напишите уравнение реакции  $\text{Al}$  с  $\text{NaOH}$  и объясните, почему алюминий не рекомендуется контактировать с щелочами.

14. Как распознать растворы  $\text{FeCl}_2$  и  $\text{FeCl}_3$ ? Предложите не менее двух реагентов с описанием изменений.

15. Варенье при хранении засахаривается – образуется твёрдый осадок глюкозы. Напишите формулу глюкозы. Как можно объяснить, что добавление лимонной кислоты замедляет кристаллизацию? (Укажите на инверсию сахарозы).

16. При обработке семян подсолнечника перед прессованием используют раствор  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  для нейтрализации свободных жирных кислот. Составьте уравнение реакции между карбонатом натрия и пальмитиновой кислотой ( $\text{C}_{15}\text{H}_{31}\text{COOH}$ ).

Задачи по растворам и гидролизу (17–24)

17. Рассчитайте pH 0,01 М раствора  $\text{HCl}$  и 0,01 М раствора  $\text{CH}_3\text{COOH}$  ( $K_a = 1,8 \cdot 10^{-5}$ ). Почему значения отличаются?

18. К 100 мл 0,1 М раствора  $\text{NH}_4\text{OH}$  ( $K_b = 1,8 \cdot 10^{-5}$ ) добавили 50 мл 0,1 М  $\text{HCl}$ . Вычислите pH полученного раствора. Что это за система?

19. Буферный раствор приготовлен из 50 мл 0,2 М  $\text{CH}_3\text{COOH}$  и 50 мл 0,2 М  $\text{CH}_3\text{COONa}$ . Во сколько раз изменится pH при добавлении 5 мл 0,1 М  $\text{NaOH}$  по сравнению с добавлением такого же количества  $\text{NaOH}$  к 100 мл воды?

20. Произведение растворимости  $\text{CaCO}_3$  равно  $4,8 \cdot 10^{-9}$ . Выпадет ли осадок карбоната кальция при смешивании 10 мл 0,01 М  $\text{CaCl}_2$  и 10 мл 0,001 М  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ ?

21. Определите pH 0,1 М раствора  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  (гидролиз по аниону), если  $K_a(\text{H}_2\text{CO}_3)$  по первой ступени =  $4,5 \cdot 10^{-7}$ . Напишите уравнение гидролиза.

22. Степень диссоциации 0,01 М раствора муравьиной кислоты ( $K_a = 1,8 \cdot 10^{-4}$ ) равна 0,134. Рассчитайте концентрацию ионов  $\text{H}^+$  и pH. Как изменится степень диссоциации при разбавлении раствора в 10 раз? (Закон Оствальда).

23. Осмотическое давление раствора, содержащего 5 г неэлектролита в 500 мл воды, при 27 °С равно 1,23 атм. Определите молярную массу растворённого вещества. ( $R = 0,082 \text{ л} \cdot \text{атм}/(\text{моль} \cdot \text{К})$ ).

24. При 20 °С давление насыщенного пара воды 17,5 мм рт.ст. Вычислите давление пара раствора, содержащего 18 г глюкозы ( $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ ) в 180 г воды.

Задачи по ОВР и электрохимии (25–32)

25. Составьте уравнение окислительно-восстановительной реакции между  $\text{KMnO}_4$  и  $\text{Na}_2\text{SO}_3$  в кислой среде методом электронного баланса. Укажите окислитель и восстановитель.

26. Определите направление реакции:  $\text{MnO}_4^- + 5\text{Fe}^{2+} + 8\text{H}^+ \rightarrow \text{Mn}^{2+} + 5\text{Fe}^{3+} + 4\text{H}_2\text{O}$ , если  $E^\circ(\text{MnO}_4^-/\text{Mn}^{2+}) = +1,51 \text{ В}$ ,  $E^\circ(\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}) = +0,77 \text{ В}$ . Рассчитайте ЭДС.

27. Рассчитайте ЭДС гальванического элемента:  $(-) \text{Zn} | \text{Zn}^{2+} (0,1 \text{ М}) || \text{Cu}^{2+} (0,01 \text{ М}) | \text{Cu} (+)$ , если  $E^\circ(\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}) = -0,76 \text{ В}$ ,  $E^\circ(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) = +0,34 \text{ В}$ . Уравнение Нернста.

28. При электролизе водного раствора  $\text{CuSO}_4$  с медными электродами на катоде выделилось 0,64 г меди. Какой газ и в каком объёме (н.у.) выделился на аноде? Напишите уравнения процессов.

29. Почему при хранении томатного сока в алюминиевой кастрюле может происходить коррозия алюминия? Составьте уравнение анодного и катодного процессов в кислой среде (pH = 4,5).

30. Нихром (сплав  $\text{Ni-Cr}$ ) используется в электронагревателях. Устойчив ли он в среде пищевых кислот? Обоснуйте, ссылаясь на ряд напряжений.

31. Составьте схему гальванического элемента, в котором протекает реакция:  $\text{Fe} + 2\text{Fe}^{3+} \rightarrow 3\text{Fe}^{2+}$ . Напишите электродные процессы и рассчитайте ЭДС при стандартных условиях ( $E^\circ(\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}) = +0,77 \text{ В}$ ,  $E^\circ(\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}) = -0,44 \text{ В}$ ).

32. Сколько времени потребуется для никелирования изделия (покрытие  $\text{Ni}$ ) при

силе тока 2 А, если требуется выделить 0,5 г никеля? Электрохимический эквивалент никеля 0,304 мг/Кл.

Задачи по дисперсным системам (33–36)

33. Объясните, почему в этикетке майонеза указано «эмульсия», а в кетчупе – «суспензия». Чем отличаются эти дисперсные системы? При каких условиях может произойти расслоение майонеза?

34. При коагуляции коллоидного раствора гидроксида железа(III) добавлением различных электролитов установлено, что порог коагуляции для NaCl равен 52 ммоль/л, для CaCl<sub>2</sub> – 1,2 ммоль/л, для AlCl<sub>3</sub> – 0,09 ммоль/л. Какой знак заряда частиц золя Fe(OH)<sub>3</sub>? Какое правило здесь подтверждается?

35. При производстве соков часто сталкиваются с помутнением из-за коллоидных частиц пектина. Предложите два метода удаления пектина (ферментативный и химический) с объяснением механизма.

36. Для получения геля (студня) в кондитерском производстве используют агар-агар. Что произойдёт с гелем при нагревании? Опишите обратимый переход золь–гель.

Комплексные задачи по химии элементов и пищевым технологиям (37–40)

37. В питьевой воде обнаружены ионы железа(II) в концентрации 5 мг/л. Предложите метод удаления железа (обезжелезивание) с помощью аэрации и известкования. Напишите уравнения реакций (окисление Fe<sup>2+</sup> до Fe<sup>3+</sup>, гидролиз, осаждение).

38. При изготовлении творога молоко свёртывают добавлением хлорида кальция. Объясните роль Ca<sup>2+</sup> (связывание с казеинатом). Почему нельзя использовать для свёртывания молока хлорид натрия или хлорид бария?

39. В рецептуре овощных консервов иногда добавляют диоксид серы (E220) как антиоксидант и антисептик. Напишите реакцию взаимодействия SO<sub>2</sub> с водой, укажите, какие кислоты образуются. Как связаны кислотные и окислительно-восстановительные свойства SO<sub>2</sub>?

40. Рассчитайте, сколько граммов пищевой соды (NaHCO<sub>3</sub>) нужно добавить к 1 м<sup>3</sup> воды, имеющей жёсткость 5 ммоль/л по Ca<sup>2+</sup> и 2 ммоль/л по Mg<sup>2+</sup>, чтобы полностью удалить временную жёсткость (при нагревании). Напишите уравнения термического разложения бикарбонатов.

### 8.3. Требования к рейтинг-контролю

Для получения оценки "Отлично" необходимо выполнить следующие условия:

- 1) посещение минимум 80% аудиторных занятий;
- 2) наличие минимум 80% конспектов по самостоятельной работе в соответствии с содержанием дисциплины;
- 3) выполнение реферата, презентации;
- 4) решение задач по разделам курса минимум на 80%.

Для получения оценки "Хорошо" необходимо выполнить следующие условия:

- 1) посещение минимум 65% аудиторных занятий;
- 2) наличие минимум 65% конспектов по самостоятельной работе в соответствии с содержанием дисциплины;
- 3) выполнение реферата или презентации;
- 4) решение задач по разделам курса минимум на 65%.

Для получения оценки "Удовлетворительно" необходимо выполнить следующие условия:

- 1) посещение минимум 50% аудиторных занятий;
- 2) наличие минимум 50% конспектов по самостоятельной работе в соответствии с содержанием дисциплины;
- 3) выполнение реферата или презентации;
- 4) решение задач по разделам курса минимум на 50%.

**9. УЧЕБНО-МЕТОДИЧЕСКОЕ И ИНФОРМАЦИОННОЕ ОБЕСПЕЧЕНИЕ  
ДИСЦИПЛИНЫ (МОДУЛЯ)**

**Рекомендуемая литература**

**Основная**

<b>Шифр</b>	<b>Литература</b>
Л.1.1	Хаханина, Никитина, Гребенькова, Общая и неорганическая химия, Москва: Юрайт, 2017, ISBN: 978-5-534-03463-9, URL: <a href="https://urait.ru/bcode/404014">https://urait.ru/bcode/404014</a>
Л.1.10	Грибанова О. В., Общая и неорганическая химия: опорные конспекты, контрольные и тестовые задания, Ростов-на-Дону: Феникс, 2014, ISBN: 978-5-222-22683-4, URL: <a href="https://biblioclub.ru/index.php?page=book&amp;id=271508">https://biblioclub.ru/index.php?page=book&amp;id=271508</a>
Л.1.11	Клюквина Е. Ю., Безрядин С. Г., Общайи неорганическая химия. Курс лекций, Оренбург: Оренбургский ГАУ, 2013, ISBN: , URL: <a href="https://e.lanbook.com/book/134500">https://e.lanbook.com/book/134500</a>
Л.1.12	Гаршин, Общая и неорганическая химия в схемах, рисунках, таблицах, химических реакциях, Москва: ООО "Научно-издательский центр ИНФРА-М", 2024, ISBN: 978-5-16-018765-5, URL: <a href="https://znanium.com/catalog/document?id=429983">https://znanium.com/catalog/document?id=429983</a>
Л.1.13	Суворов, Никольский, Общая и неорганическая химия. Вопросы и задачи, Москва: Юрайт, 2024, ISBN: 978-5-534-07902-9, URL: <a href="https://urait.ru/bcode/540651">https://urait.ru/bcode/540651</a>
Л.1.14	Бабкина, Росин, Елфимов, Мясоедов, Томина, Общая и неорганическая химия. Задачник, Москва: Юрайт, 2024, ISBN: 978-5-534-01498-3, URL: <a href="https://urait.ru/bcode/536069">https://urait.ru/bcode/536069</a>
Л.1.15	Щербаков, Фирер, Барботина, Неорганическая химия. Вопросы и задачи, Москва: Юрайт, 2024, ISBN: 978-5-534-09132-8, URL: <a href="https://urait.ru/bcode/539787">https://urait.ru/bcode/539787</a>
Л.1.16	Никитина, Гребенькова, Общая и неорганическая химия. Химия элементов, Москва: Юрайт, 2024, ISBN: 978-5-534-17998-9, URL: <a href="https://urait.ru/bcode/539443">https://urait.ru/bcode/539443</a>
Л.1.17	Коровин Н. В., Кулешов Н. В., Гончарук О. Н., Камышова В. К., Ланская И. И., Мясникова Н. В., Осина М. А., Удрис Е. Я., Яштулов Н. А., Коровина Н. В., Общая химия. Теория и задачи, Санкт-Петербург: Лань, 2023, ISBN: 978-5-507-45895-0, URL: <a href="https://e.lanbook.com/book/291182">https://e.lanbook.com/book/291182</a>
Л.1.2	Глинка, Общая химия, Москва: Интеграл-Пресс, 2009, ISBN: 5-89602-017-1, URL: <a href="http://texts.lib.tversu.ru/texts/1000581ogl.pdf">http://texts.lib.tversu.ru/texts/1000581ogl.pdf</a>
Л.1.3	Глинка, Попков, Бабков, Нестерова, Общая химия. Практикум, Москва: Юрайт, 2024, ISBN: 978-5-534-17503-5, URL: <a href="https://urait.ru/bcode/537142">https://urait.ru/bcode/537142</a>
Л.1.4	Глинка, Задачи и упражнения по общей химии, Москва: Интеграл-Пресс, 2011, ISBN: 5-89602-015-5, URL: <a href="http://texts.lib.tversu.ru/texts/1000582ogl.pdf">http://texts.lib.tversu.ru/texts/1000582ogl.pdf</a>
Л.1.5	Оганесян, Попков, Щербакова, Брель, Общая и неорганическая химия, Москва: Юрайт, 2024, ISBN: 978-5-534-16033-8, URL: <a href="https://urait.ru/bcode/535927">https://urait.ru/bcode/535927</a>
Л.1.6	Никольский, Суворов, Общая и неорганическая химия в 2 т. Том 2, Москва: Юрайт, 2024, ISBN: 978-5-534-09096-3, URL: <a href="https://urait.ru/bcode/537637">https://urait.ru/bcode/537637</a>
Л.1.7	Суворов, Никольский, Общая и неорганическая химия в 2 т. Том 1, Москва: Юрайт, 2024, ISBN: 978-5-534-09094-9, URL: <a href="https://urait.ru/bcode/537636">https://urait.ru/bcode/537636</a>

Л.1.8	Глинка, Попков, Бабков, Задачи и упражнения по общей химии, Москва: Юрайт, 2024, ISBN: 978-5-9916-8914-4, URL: <a href="https://urait.ru/bcode/535603">https://urait.ru/bcode/535603</a>
Л.1.9	Росин, Томина, Общая и неорганическая химия в 3 т. Т. 2. Химия s-, d- и f-элементов, Москва: Юрайт, 2024, ISBN: 978-5-534-02292-6, URL: <a href="https://urait.ru/bcode/536242">https://urait.ru/bcode/536242</a>

### Перечень ресурсов информационно-телекоммуникационной сети "Интернет"

Э1	Ахметов, Н.С. Общая и неорганическая химия. — Электрон. дан. — СПб.: Лань, 2014. — 752 с. : <a href="http://e.lanbook.com/books/element.php?pl1_id=50684">http://e.lanbook.com/books/element.php?pl1_id=50684</a>
Э2	Брыткова А.Д. Общая и неорганическая химия. Часть 1, учебное пособие/ А.Д. Брыткова.— Электрон. текстовые данные.— Оренбург: Оренбургский государственный университет, ЭБС АСВ, 2015.— 123 с: <a href="http://www.iprbookshop.ru/51601.html">http://www.iprbookshop.ru/51601.html</a>
Э3	Брыткова А.Д. Общая и неорганическая химия. Часть 1 [Электронный ресурс]: учебное пособие/ А.Д. Брыткова.— Электрон. текстовые данные.— Оренбург: Оренбургский государственный университет, ЭБС АСВ, 2005.— 123 с.: <a href="http://www.iprbookshop.ru/51601.html">http://www.iprbookshop.ru/51601.html</a>
Э4	Апарнев, А.И. Общая и неорганическая химия: учебное пособие / А.И. Апарнев, Л.В. Шевницына; Министерство образования и науки Российской Федерации, Новосибирский государственный технический университет. - Новосибирск : НГТУ, 2016. - Ч. 2. Химия элементов. - 90 с.: табл. - Библиогр. в кн. - ISBN 978-57782-2738-5: <a href="http://e.lanbook.com/books/element.php?pl1_cid=25&amp;pl1_id=4034">http://e.lanbook.com/books/element.php?pl1_cid=25&amp;pl1_id=4034</a>

### Перечень программного обеспечения

1	Kaspersky Endpoint Security 10 для Windows
2	Google Chrome
3	Foxit Reader
4	OpenOffice
5	WinDjView
6	Adobe Acrobat Reader

### Современные профессиональные базы данных и информационные справочные системы

1	Репозиторий ТвГУ
2	Научная электронная библиотека eLIBRARY.RU (подписка на журналы)
3	ЭБС ТвГУ
4	ЭБС BOOK.ru
5	ЭБС IPRbooks
6	ЭБС «Университетская библиотека онлайн»
7	ЭБС «ZNANIUM.COM»
8	ЭБС «Лань»

### 10. МАТЕРИАЛЬНО-ТЕХНИЧЕСКОЕ ОБЕСПЕЧЕНИЕ ДИСЦИПЛИНЫ (МОДУЛЯ)

Аудит-я	Оборудование
5-308	мультимедийный комплекс, переносной ноутбук, учебная мебель

5-304	набор химических реактивов, химическая посуда (стаканы, пробирки, колбы, пипетки, мерные цилиндры и др.), газовые горелки, вытяжной шкаф, рН-метр,
5-306	переносной мультимедийный комплекс, переносной ноутбук, стационарный экран, учебная мебель
5-307	Комплект учебной мебели, переносной ноутбук, переносной мультимедийный проектор

## 11. МЕТОДИЧЕСКИЕ МАТЕРИАЛЫ ДЛЯ ОБУЧАЮЩИХСЯ ПО ОСВОЕНИЮ ДИСЦИПЛИНЫ

### МЕТОДИЧЕСКИЕ РЕКОМЕНДАЦИИ ПО ВЫПОЛНЕНИЮ ПРАКТИЧЕСКИХ РАБОТ

Целями выполнения практических работ по дисциплине являются:

- углубление, обобщение, систематизация и закрепление полученных теоретических знаний;
- развитие самостоятельности и организованности; интеллектуальных умений;
- формирование умений применять полученные знания на практике;
- использование справочной и нормативной документации;
- подготовка к итоговой аттестации.

Структурными элементами практических работ служат:

- инструктаж преподавателя;
- самостоятельная деятельность студентов;
- оценка выполненных работ и степень овладения студентами запланированных умений.

Практические работы носят репродуктивный, частично – поисковый характер.

Студентам предлагаются инструкции, в которых отражены: цель работы; пояснения, порядок выполнения работы, таблицы, выводы (без формулировки), учебная и справочная литература.

Во время проведения практических работ осуществляются следующие формы организации студентов: фронтальная, групповая, индивидуальная.

Правила оформления практических работ:

При решении любой расчетной задачи по ФХМА необходимо:

- Записать условие, выделить известные и искомые величины.
- Выбрать формулу (закон, уравнение), связывающую данные.
- Проверить размерность единиц (перевести в систему СИ при необходимости).
- Выполнить расчет с промежуточными округлениями (рекомендуется сохранять 3-4 значащие цифры).

- Записать ответ с указанием единиц измерения и, если нужно, погрешности.

- Работы оформляется в отдельной тетради;

Контроль за выполнением практических работ осуществляется на занятии.

Критерии оценки результатов практической работы студентов:

- уровень освоения студентом учебного материала;
- умение студента использовать теоретические знания при выполнении практических работ;
- сформированность общеучебных умений;
- четкое и правильное выполнение заданий;
- наличие формул с пояснением символов;
- проверка размерности;
- использование справочной литературы (табличные значения: удельное вращение, коэффициенты поглощения, константы ячеек и т.д.);
- применение правил округления;
- использование при статистической обработке числа степеней свободы и доверительной вероятности.

### МЕТОДИЧЕСКИЕ РЕКОМЕНДАЦИИ ПО НАПИСАНИЮ РЕФЕРАТА

Реферат - это письменная работа объемом 10-18 печатных страниц, выполняемая

студентом в течение длительного срока (от одной недели до месяца). В реферате нужны развернутые аргументы, рассуждения, сравнения. Материал подается не столько в развитии, сколько в форме констатации или описания. Содержание реферируемого произведения излагается объективно от имени автора.

Структура реферата:

1. Титульный лист
2. После титульного листа на отдельной странице следует оглавление (план, содержание), в котором указаны названия всех разделов (пунктов плана) реферата и номера страниц, указывающие начало этих разделов в тексте реферата.
3. После оглавления следует введение. Объем введения составляет 1,5-2 страницы.
4. Основная часть реферата может иметь одну или несколько глав, состоящих из 2-3 параграфов (подпунктов, разделов) и предполагает осмысленное и логичное изложение главных положений и идей, содержащихся в изученной литературе. В тексте обязательны ссылки на первоисточники. В том случае если цитируется или используется чья-либо неординарная мысль, идея, вывод, приводится какой-либо цифрой материал, таблицу - обязательно сделайте ссылку на того автора у кого вы взяли данный материал.
5. Заключение содержит главные выводы, и итоги из текста основной части, в нем отмечается, как выполнены задачи и достигнуты ли цели, сформулированные во введении.
6. Приложение может включать графики, таблицы, расчеты.
7. Библиография (список литературы) здесь указывается реально использованная для написания реферата литература. Список составляется согласно правилам библиографического описания.

## МЕТОДИЧЕСКИЕ РЕКОМЕНДАЦИИ ПО ВЫПОЛНЕНИЮ САМОСТОЯТЕЛЬНОЙ РАБОТЫ

Основными целями самостоятельной работы бакалавров является формирование способностей к самостоятельному познанию и обучению, поиску литературы, обобщению, оформлению и представлению полученных результатов, их критическому анализу, поиску новых, рациональных решений, аргументированному отстаиванию своих предложений, умений подготовки выступлений и ведения дискуссий.

Самостоятельная работа заключается в изучении отдельных тем курса по заданию преподавателя по рекомендуемой им учебной литературе, в подготовке к практическим занятиям, к текущему контролю успеваемости; подготовке к практическим работам и экзамену. После вводных лекций, в которых обозначается содержание дисциплины, ее проблематика и практическая значимость, студентам выдаются задания на практические занятия. Студенты выполняют задания в часы СРС в течение семестра в соответствии с освоением учебных разделов. Защита выполненных заданий производится поэтапно в часы практических занятий. Оценивание осуществляется путем устного опроса проводится по содержанию и качеству выполненного задания.

## МЕТОДИЧЕСКИЕ РЕКОМЕНДАЦИИ ПО ПОДГОТОВКЕ ПРЕЗЕНТАЦИЙ

- информация по заявленной теме должна соответствовать примерному плану;
- фактические ошибки, избыток информации должны отсутствовать;
- оформление презентации (графического, звукового, анимационного) должно соответствовать содержанию презентации и способствовать полному восприятию информации;
- обязателен список использованной литературы и Интернет-ресурсов.

## МЕТОДИЧЕСКИЕ РЕКОМЕНДАЦИИ ПО РЕШЕНИЮ СИТУАЦИОННЫХ ЗАДАЧ

Ситуационные задачи, решение которых заключается в определении способа деятельности в той или иной ситуации. Структура ситуационной задачи содержит всю ту избыточную информацию, которая необходима для того, чтобы подготовить человека для успешной жизни в информационном обществе. Обучение учащихся решению проблем предполагает освоение универсальных способов деятельности, применимых в самых

разных ситуациях. Ситуационная задача представляет собой описание конкретной ситуации, более или менее типичной для определенного вида деятельности. Содержание ситуационной задачи, как правило, определяется потребностями и интересами конкретной группы учащихся, ориентировано на имеющийся культурный опыт и предоставляет возможность творчески осваивать новый опыт. Это содержание включает описание условий деятельности и желаемого результата. Решение задачи заключается в определении способа деятельности.