

**МИНОБРНАУКИ РОССИИ**  
Федеральное государственное бюджетное  
образовательное учреждение высшего образования  
**«Ухтинский государственный технический университет»**  
**(УГТУ)**  
Воркутинский филиал

---



УТВЕРЖДАЮ

Директор ВФ УГТУ

  
(подпись)

Л. П. Полякова  
(И. О. Фамилия)

" 22 " февраля 20 24 г.

(подпись)

(И. О. Фамилия)

(подпись)

(И. О. Фамилия)

" " 20 г.

(подпись)

(И. О. Фамилия)

" " 20 г.

(подпись)

(И. О. Фамилия)

" " 20 г.

# РАБОЧАЯ ПРОГРАММА

Дисциплины **Физическая химия**

**Кафедра** Недропользования, строительства и менеджмента **института** ВФ УГТУ

**Направление подготовки** 21.03.01 Нефтегазовое дело

**Профиль подготовки (программа):** Эксплуатация и обслуживание объектов транспорта и хранения нефти, газа и продуктов переработки

**Форма обучения:** очная

**Курс(ы)** 1

**Семестр(ы)** 2



**Год начала подготовки** 2024

Рабочая программа по дисциплине **Физическая химия** разработана в соответствии с Федеральным государственным образовательным стандартом высшего образования по направлению подготовки 21.03.01 Нефтегазовое дело, утвержденным Приказом Минобрнауки России от 09.02.2018 № 96, учебным планом, одобренным Учебно-методическим советом университета (заседание УМС от 27.02.2024, протокол № 03).

Разработчик  
доцент кафедры, кандидат педагогических наук



Н. И. Ратьер

Рассмотрено на заседании					
кафедры, реализующей ОПОП			Ученого совета филиала		
Дата, номер протокола	ФИО зав. кафедрой	Подпись зав. кафедрой	Дата, номер протокола	ФИО председателя совета	Подпись председателя совета
протокол от 16.02.2024 № 6	Полякова Л.П		протокол от 21.02.2024 № 7	Полякова Л.П	

Согласовано:

Руководитель ОПОП  
Ст. преподаватель кафедры,  
канд техн. наук



В.А. Михайлов

## **Аннотация рабочей программы по дисциплине Физическая химия**

### **Цель преподавания дисциплины**

развитие и углубление знаний по химическим законам природы.

### **Задачи изучения**

освоение студентами знаний законов химической термодинамики и химической кинетики, закономерностей протекания химических, физико-химических, электрохимических процессов в биологических системах различных уровней организации; овладение методиками и методами исследования физико-химических свойств растворов; ознакомление с основами электрохимических процессов, окислительно-восстановительными реакциями; предсказание временного хода химического процесса и конечного результата (состояния равновесия) в различных условиях на основании данных о строении и свойствах частиц веществ, составляющих изучаемую систему.

**В ходе изучения дисциплины у обучающегося формируются следующие компетенции:**

ОПК-1, ОПК-4

# 1. Перечень планируемых результатов обучения по дисциплине (модулю), соотнесенных с планируемыми результатами освоения образовательной программы

## 1.1. Цель преподавания дисциплины

развитие и углубление знаний по химическим законам природы.

## 1.2. Задачи изучения

освоение студентами знаний законов химической термодинамики и химической кинетики, закономерностей протекания химических, физико-химических, электрохимических процессов в биологических системах различных уровней организации; овладение методиками и методами исследования физико-химических свойств растворов; ознакомление с основами электрохимических процессов, окислительно-восстановительными реакциями; предсказание временного хода химического процесса и конечного результата (состояния равновесия) в различных условиях на основании данных о строении и свойствах частиц веществ, составляющих изучаемую систему.

## 1.3. Компетенции обучающегося, формируемые в результате освоения дисциплины (модуля)

№ п/п	Код и наименование компетенции	Индекс компетенции
Общепрофессиональные (ОПК)		
1.	Способен решать задачи, относящиеся к профессиональной деятельности, применяя методы моделирования, математического анализа, естественнонаучные и общеинженерные знания	ОПК-1
2.	Способен проводить измерения и наблюдения, обрабатывать и представлять экспериментальные данные	ОПК-4

В результате освоения дисциплины обучающийся должен:

знать: основные химические явления и основные законы химии; границы их применимости, применение законов в важнейших практических приложениях; основные химические величины и химические константы, их определение, смысл, способы и единицы их измерения; химические опыты и их роль в развитии науки; назначение и принципы действия важнейших физико-химических приборов;

уметь: объяснить основные наблюдаемые природные и техногенные явления и эффекты с позиций химических взаимодействий; указать, какие законы описывают данное явление или эффект; истолковывать смысл химических величин и понятий; записывать уравнения химических реакций; работать с приборами и оборудованием химической лаборатории; использовать различные методики обработки экспериментальных данных;

владеть: использованием основных химических законов и принципов в важнейших практических приложениях; применением основных методов химических анализов для решения естественнонаучных задач; правильной эксплуатацией основных приборов и оборудованием химической лаборатории; обработкой и интерпретированием результатов эксперимента.

## 2. Место дисциплины в структуре образовательной программы

### 2.1. Перечень дисциплин, освоение которых студентами необходимо для изучения данной дисциплины

Изучение дисциплины опирается на знания, умения и навыки, приобретенные во время освоения высшая математика, физика, общая и неорганическая химия

### 2.2. Перечень дисциплин, изучение которых базируется на материале данной дисциплины

Является базовой для дисциплин: химия в строительстве; строительные материалы; коррозионная защита оборудования; материаловедение.

## 3. Структура и содержание дисциплины:

Общая трудоемкость дисциплины: зачетные единицы – 3  
часы – 108

Общее содержание дисциплины по разделам (при необходимости):

### 3.1. Объем дисциплины и виды учебной работы

Семестр	Всего часов	Итого контактные часы	В том числе					СРС	Контроль	КП, КР, РГР, контр. раб, реферат	Экзамен	Зачет с оценкой
			Лек	Лаб	Пр	ИЗ	АК					
очная												
2	108	38,2	18		18	2	0,2	69,8				+
<b>ИТОГО</b>	108	38,2	18		18	2	0,2	69,8				+

### 3.1.1. Объем часов и зачетных единиц по дисциплине

Наименование раздела (модуля) Наименование темы дисциплины	Всего часов	Формируемые компетенции	Аудиторные занятия	в том числе			СРС
				Лекции	Лабораторные	Практические	
2 семестр							
1. Закономерности протекания химических реакций	34	ОПК-1, ОПК-4	12	6		6	22
2. Электрохимические процессы	34		12	6		6	22
3. Растворы	37,8		12	6		6	25,8
ИЗ	2	×	×	×	×	×	×
АК	0,2	×	×	×	×	×	×
Контроль		×	×	×	×	×	×
Всего часов	108	×	36	18		18	69,8

### 3.1.2. Наименование тем, их содержание, объем в часах лекционных занятий (по семестрам)

№ темы	Наименование темы	Основное содержание темы	Кол-во часов
1.	Закономерности протекания химических реакций	<p>1.1. Химическая термодинамика. Система термодинамических (ТД) понятий: ТД система, химическая фаза и компонент, гомо- и гетерогенные системы, ТД параметры и функции. Первый закон термодинамики, тепловой эффект изохорного и изобарного процессов. Внутренняя энергия и энтальпия. Энтальпия образования вещества и химической реакции. Закон Гесса и его следствия, термохимические расчёты. Закономерности изменения энтальпий образования веществ по периодам и группам. Энтропия. Второй и третий законы термодинамики. Закономерности изменения энтропии. Энергия Гиббса. Направление протекания химических реакций. Термодинамически - устойчивые вещества.</p> <p>1.2 Химическое равновесие. Обратимые и необратимые химические реакции. Химическое равновесие с позиций термодинамики и кинетики. Признаки истинного химического равновесия. Закон действия масс для равновесия. Константа равновесия, ее связь с энергией Гиббса. Принцип Ле- Шателье, его практическое значение.</p> <p>1.3. Химическая кинетика. Система основных понятий химической кинетики: гомогенные, гетерогенные и топохимические реакции; простые и сложные реакции; молекулярность: моно-, би- и тримолекулярные реакции; Скорость химической реакции. Закон действия масс для скоростей простых и сложных реакций. Кинетические уравнения, порядок реакции и порядок по веществу, экспериментальный способ установления частных порядков. Константа скорости химической реакции, ее физический смысл. Распределение молекул вещества по энергии. Энергия активации. Уравнение Аррениуса, методы расчета энергии активации. Энергетический профиль реакции. Понятие о катализе. Гомогенный и гетерогенный катализ. Катализаторы, механизм влияния катализатора на скорость химической реакции.</p>	6
2.	Электрохимические процессы	<p>2.1 Механизм возникновения электродного потенциала на границе металл - раствор. Стандартные электродные потенциалы, их измерение с помощью водородного электрода. Уравнение Нернста. Ряд напряжений металлов. Стандартные окислительно-восстановительные потенциалы, направление протекания ОВР. Гальванические элементы как источники электрической энергии. Электродвижущая сила, ее связь с энергией Гиббса. Концентрационные элементы. Топливные элементы. Водородная энергетика. Аккумуляторы. Электролиз растворов и расплавов веществ. Порядок разрядки ионов на электродах. Электролиз с растворимым анодом. Количественные закономерности электролиза (законы Фарадея). Применение электролиза. Коррозия металлов, способы защиты металлов от коррозии.</p>	6

3.	Растворы	3.1 Классификация дисперсных систем. Закономерности процессов растворения. Физическая, химическая и современная теории растворения веществ. Изменение энтальпии, энтропии и энергии Гиббса при растворении. Разбавленные, насыщенные и пересыщенные растворы. Растворимость, закономерности её изменения. Растворы неэлектролитов. Коллигативные свойства растворов: давление насыщенного пара растворителя над раствором, температуры кипения и замерзания, осмотическое давление. Теория электролитической диссоциации. Показатели диссоциации: степень, константа, изотонический коэффициент. Особенности растворов сильных электролитов. Производство растворимости малорастворимых электролитов. Электролитическая диссоциация воды, ионное произведение воды. Водородный показатель. Индикаторы. Направление и полнота протекания ионных реакций. Гидролиз солей, его основные показатели: константа и степень гидролиза, водородный показатель. Теории кислот и оснований.	6
<b>ИТОГО</b>			36

### 3.1.3. Наименование тем (вопросов), выделенных для самостоятельной работы студентов

№№ тем	Наименование темы (вопроса)	Основное содержание темы (вопроса)	Объем в часах	Литература
1.	Закономерности протекания химических реакций	Современные способы получения чистых металлов.	22	ОЛ 1-4, ДЛ 5-7
2.	Электрохимические процессы	Водородная энергетика.	22	ОЛ 1-4, ДЛ 5-7
3.	Растворы	Коррозия металлов, способы защиты металлов от коррозии.	25,8	ОЛ 1-4, ДЛ 5-7
<b>ИТОГО</b>			<b>69,8</b>	

### 3.1.4. Практические занятия, их содержание и объем в часах (по семестрам)

№ темы	Наименование практических занятий (семинаров)	Основное содержание практических занятий (семинаров)	Кол-во часов
1.	Закономерности протекания химических реакций	Термохимические расчеты и направление протекание реакций	6
2.	Электрохимические процессы	Химическая кинетика и равновесие	6
3.	Растворы	Концентрация растворов. Коллигативные свойства растворов. Водородный показатель. Гидролиз. Равновесия в насыщенных растворах.	6
<b>ИТОГО</b>			18

### 3.1.5. Лабораторные занятия, их наименование и объем в часах

Номер работы	Наименование лабораторной работы	Объем в часах
	Не предусмотрено	

### 3.2. Перечень тем курсовых проектов (работ)

№№ п-п	Наименование проекта (работы)
	Не предусмотрено



### 3.3. Перечень тем РГР

№№ п-п	Наименование проекта (работы)
	Не предусмотрено

### 3.4. Перечень тем рефератов

№№ п-п	Наименование проекта (работы)
	Не предусмотрено

### 3.5. Перечень тем контрольных работ

№№ п-п	Наименование проекта (работы)

### 3.6. Интерактивные образовательные технологии, используемые при проведении учебных занятий

Семестр	Вид занятий (лекции, практические, лабораторные)	Тема	Формируемая компетенция	Интерактив	Количество часов
2	Пр.р.	Закономерности протекания химических реакций	ОПК-1 ОПК-4	Обучение на основе опыта	4
2	Пр.р.	Электрохимические процессы		Обучение на основе опыта	4
		ИТОГО			8

### 4. Перечень учебно-методического обеспечения для самостоятельной работы обучающихся по дисциплине, основной и дополнительной учебной литературы, необходимой для освоения дисциплины

#### 4.1. Основная и дополнительная литература

№№ п-п	Автор и наименование	Вид пособия	Год издания	Кол-во экз. в библиотеке
основная литература:				
ОЛ-1	Борщевский, А. Я. Физическая химия : учебник : в 2 томах. Том 1. Общая и химическая термодинамика / А. Я. Борщевский. — Москва : ИНФРА-М, 2021. — 606 с. — (Высшее образование: Бакалавриат). - ISBN 978-5-16-011785-0. - Текст : электронный.	УП	2021	<a href="https://znaniu.m.com/catalog/product/1189954">https://znaniu.m.com/catalog/product/1189954</a>
ОЛ-2	Борщевский, А. Я. Физическая химия : учебник : в 2 томах. Том 2. Статистическая термодинамика / А. Я. Борщевский. — Москва : ИНФРА-М, 2021. — 383 с. — (Высшее образование: Бакалавриат). - ISBN 978-5-16-011788-1. - Текст : электронный.	У	2021	<a href="https://znaniu.m.com/catalog/product/1189955">https://znaniu.m.com/catalog/product/1189955</a>
ОЛ-3	Зарубин, Д. П. Физическая химия : учебное пособие / Д. П. Зарубин. — Москва : ИНФРА-М, 2019. — 474 с. — (Высшее образование: Бакалавриат). - ISBN 978-5-16-010067-8. - Текст : электронный.	УП	2019	<a href="https://znaniu.m.com/catalog/product/1009295">https://znaniu.m.com/catalog/product/1009295</a>
ОЛ-4	Засовская, М. А. Физическая химия : Учебное пособие. Ч. 1 : Введение в термодинамику / Мария Александровна Засовская. - Ухта : Изд-во Ухтинского государственного технического университета, 2017. - 63 с. - Текст : электронный.	УП	2017	<a href="http://lib.ugtu.net/book/28066/">http://lib.ugtu.net/book/28066/</a>

дополнительная литература:				
ДЛ-5	Белоусова, Н. В. Физическая химия : учебное пособие / Н. В. Белоусова, М. Н. Васильева, Н. С. Симонова, А. Ф. Шиманский. - Красноярск : Сиб. федер. ун-т, 2019. - 308 с. - ISBN 978-5-7638-4052-0. - Текст : электронный.	УП	2019	<a href="https://znaniu.m.com/catalog/product/1819694">https://znaniu.m.com/catalog/product/1819694</a>
ДЛ-6	Якушева, Г. И. Физическая и коллоидная химия : учебно-методическое пособие / Г. И. Якушева, О. А. Фарус. — Оренбург : ОГПУ, 2022. — 117 с. — Текст : электронный // Лань : электронно-библиотечная система	Др	2022	<a href="https://e.lanbook.com/book/265919">https://e.lanbook.com/book/265919</a>
ДЛ-7	Ларичкина, Н. И. Физическая и коллоидная химия. Практикум : учебное пособие / Н. И. Ларичкина, А. В. Кадимова. - Новосибирск : Изд-во НГТУ, 2019. - 100 с. - ISBN 978-5-7782-3832-9. - Текст : электронный.	УП	2019	<a href="https://znaniu.m.com/catalog/product/1869088">https://znaniu.m.com/catalog/product/1869088</a>

**Примечание:**

1. Порядковая нумерация сквозная, двухиндексная (ОЛ-1, ОЛ-2, ДЛ-3 и т.д.);
2. Условные обозначения вида пособия: У – учебник, УП – учебное пособие, Др – монография и другая литература.

## 4.2. Методические пособия и указания

№№ п-п	Наименование	Год издания (состава)	Кол-во экз.
1.	Засовская, М. А. Физическая и коллоидная химия. Вязкость жидкостей : Методические указания к выполнению лабораторной работы / Мария Александровна Засовская. - Ухта : Изд-во Ухтинского государственного технического университета, 2017. - 15 с.	2017	<a href="http://lib.ugtu.net/book/27967">http://lib.ugtu.net/book/27967</a>
2.	Засовская, М. А. Физическая и коллоидная химия. Контрольные задания по физической и коллоидной химии : Методические указания / Мария Александровна Засовская. - Ухта : Изд-во Ухтинского государственного технического университета, 2015. - 20 с.	2015	<a href="http://lib.ugtu.net/book/24302">http://lib.ugtu.net/book/24302</a>
3.	Цивилев, Р.П. Коллоидная химия дисперсных систем : Метод. указания к самостоятельной работе студентов по дисциплине "Коллоидная химия" / Р. П. Цивилев. - Ухта : Изд-во УГТУ, 2008. - 47 с.	2008	<a href="http://lib.ugtu.net/book/578">http://lib.ugtu.net/book/578</a>
4.	Засовская, М. А. Коллоидная химия. Контрольные работы : Методические указания / Мария Александровна Засовская. - Ухта : Изд-во Ухтинского государственного технического университета, 2016. - 14 с.	2016	<a href="http://lib.ugtu.net/book/27498">http://lib.ugtu.net/book/27498</a>
5.	Засовская, М. А. Физическая и коллоидная химия. Вязкость жидкостей: Методические указания к выполнению лабораторной работы / Мария Александровна Засовская. - Ухта: Изд-во Ухтинского государственного технического университета, 2017. - 15 с.	2017	<a href="http://lib.ugtu.net/book/27967">http://lib.ugtu.net/book/27967</a>
6.	Засовская, М. А. Физическая и коллоидная химия. Вязкость жидкостей : Методические указания к выполнению лабораторной работы / Мария Александровна Засовская. - Ухта : Изд-во Ухтинского государственного технического университета, 2017. - 15 с.	2017	<a href="http://lib.ugtu.net/book/27967">http://lib.ugtu.net/book/27967</a>

## **5. Программное обеспечение и Интернет-ресурсы**

### **5.1. Перечень ресурсов информационно-телекоммуникационной сети "Интернет", необходимых для освоения дисциплины**

каталог образовательных интернет-ресурсов <http://www.edu.ru/>

Химический каталог: химические ресурсы Рунета <http://www.ximicat.com/>

Портал фундаментального химического образования России <http://www.chemnet.ru>

XuMuK: сайт о химии для химиков <http://www.xumuk.ru/>

Химический сервер <http://www.Himhelp.ru>.

### **5.2. Перечень информационных технологий, программного обеспечения и информационных систем, используемых при осуществлении учебного процесса по дисциплине**

## **6. Фонд оценочных средств для проведения текущей и промежуточной аттестации обучающихся по дисциплине представлен в Приложении.**

## **7. Описание материально-технической базы, необходимой для осуществления образовательного процесса по дисциплине**

Лекции по дисциплине проводятся в аудитории общей и неорганической химии. В аудитории имеются необходимые учебно-наглядные пособия – Периодическая таблица Д.И. Менделеева, ряд напряжений металлов, таблица растворимости солей.

Практические занятия проводятся в учебных лаборатории кафедры строительства и экономики (общая площадь – кв.м.), оснащенных всем необходимым учебным лабораторным оборудованием и реактивами, в том числе: лабораторная мебель (столы химические, шкаф вытяжной, мойки и др.); прочее лабораторное оборудование и приборы, необходимые для проведения учебного эксперимента: рН-метры, титровальные установки, стеклянная и фарфоровая химическая посуда, химические реактивы и др.; учебно-наглядные пособия: Периодическая таблица Д.И. Менделеева, ряд напряжений металлов, таблица растворимости солей. На кафедре имеется необходимое количество ПК, а также принтеров, сканеров и копировальных аппаратов для проведения учебного процесса. Все ПК подключены к развитой внутривузовской корпоративной компьютерной сети, объединяющей локальные сети во всех аудиториях университета в единый аппаратно-программный комплекс.

**МИНОБРНАУКИ РОССИИ**

Федеральное государственное бюджетное образовательное учреждение  
высшего образования

**«Ухтинский государственный технический университет»  
ФГБОУ ВПО «УГТУ»**

**Воркутинский филиал УГТУ**

**Кафедра *Недропользования, строительства и менеджмента***

**ФОНД ОЦЕНОЧНЫХ СРЕДСТВ  
ПО ДИСЦИПЛИНЕ**

**«Физическая химия»**

Направление подготовки: Нефтегазовое дело

Профиль подготовки(программа): Эксплуатация и обслуживание объектов транспорта и хранения нефти, газа и продуктов переработки

Квалификация выпускника: бакалавр

Год поступления 2024

### 1. Перечень компетенций и этапы их формирования

Код и наименование компетенции	Этапы формирования компетенции (семестр/раздел/тема дисциплины)	Дескрипторные характеристики компетенции (основные признаки)
ОПК-1  Способен решать задачи, относящиеся к профессиональной деятельности, применяя методы моделирования, математического анализа, естественнонаучные и общинженерные знания	2	<b>Знать:</b> современные методы и средства экспериментальных и лабораторных исследований. <b>Уметь:</b> - выполнять экспериментальные и лабораторные исследования; - интерпретировать полученные результаты, составлять и защищать отчеты. <b>Владеть:</b> - навыками планирования эксперимента; - современными средствами обработки экспериментальных данных.
ОПК-4 Способен проводить измерения и наблюдения, обрабатывать и представлять экспериментальные данные	2	<i>Знать</i> технику химического эксперимента и способы обработки полученных данных <i>Уметь</i> использовать различные методы и подходы к описанию поведения химико-технологических систем <i>Владеть</i> теоретическими основами химического анализа и моделирования, теоретического и экспериментального исследования.

### 2. Паспорт фонда оценочных средств

№ п/п	Контролируемые дидактические единицы (разделы, темы) дисциплины	Код контролируемой компетенции (или ее части)	Форма контроля	Наименование оценочного средства
1	Раздел 1-3	ОПК-1, ОПК-4	Тестирование, зачет с оценкой	Тесты рубежного контроля, задачи для самостоятельной работы, вопросы к зачету с оценкой

### 3. Показатели и критерии оценивания компетенций, описание шкал оценивания

Код компетенции	Показатели сформированности	Шкала оценивания	Критерии оценивания
ОПК-1	<b>Знать:</b> современные методы и средства экспериментальных и лабораторных исследований.	Пороговый уровень (обязательный)	Знать: -основы планирования, проведения и обработки результатов эксперимента, основы методов оценки результатов исследований, способы представления научно-

			технической информации - теоретический контролируемый материал до 50%
		Повышенный уровень (по отношению к пороговому уровню)	Знать теоретический контролируемый материал до 99%
	<b>Уметь:</b> - выполнять экспериментальные и лабораторные исследования; - интерпретировать полученные результаты, составлять и защищать отчеты.	Пороговый уровень (обязательный)	<i>Уметь:</i> - правильно использовать достижения науки при постановке и проведении эксперимента в области проектирования, технологии и эксплуатации электронных средств, правильно классифицировать и находить научно-техническую информацию в области проектирования, технологии и эксплуатации электронных средств, правильно оформлять результаты исследований в области проектирования, технологии и эксплуатации электронных средств; - решать типовые задачи, выполнять типовые задания
		Повышенный уровень (по отношению к пороговому уровню)	Уметь решать задачи повышенного уровня
	<b>Владеть:</b> - навыками планирования эксперимента; - современными средствами обработки экспериментальных данных.	Пороговый уровень (обязательный)	Владеть - навыками планирования и проведения эксперимента, навыками применения современных программных средств, навыками анализа научной информации в своей предметной области знания, - теоретическими основами физико-математического аппарата для теоретического и экспериментального исследования.
		Повышенный уровень (по отношению к пороговому уровню)	Владеть практическими навыками работы с физико-математическим аппаратом для теоретического и экспериментального исследования
ОПК-4	Знать технику химического эксперимента и способы обработки полученных данных	Пороговый уровень (обязательный)	Знать теоретический контролируемый материал до 50%
		Повышенный уровень (по отношению к пороговому уровню)	Знать теоретический контролируемый материал до 99%
	Уметь использовать различные методы и подходы к описанию поведения химико-технологических систем	Пороговый уровень (обязательный)	Уметь решать типовые задачи, выполнять типовые задания
		Повышенный уровень (по отношению к пороговому уровню)	Уметь решать задачи повышенного уровня
	Владеть теоретическими	Пороговый уровень (обязательный)	Владеть теоретическими основами химического анализа и

	основами химического анализа и моделирования, теоретического и экспериментального исследования.		моделирования, теоретического и экспериментального исследования.
		Повышенный уровень (по отношению к пороговому уровню)	Владеть практическими навыками химического анализа и моделирования, теоретического и экспериментального исследования.

#### 4. Компетентностно-ориентированные задания (КОЗ)

Основным средством формирования компетентностей выступают компетентностно-ориентированные задания:

- вопросы для собеседования по темам 1-3;
- задачи для самостоятельной работы 1-3;
- вопросы для подготовки к зачету с оценкой;

Данные КОЗ представляют собой комплексные задания, предназначенные для контроля уровня успеваемости и освоения компетенций у студента по всем разделам дисциплины «Физическая химия».

Для текущего контроля применяются самостоятельные работы.

Самостоятельная работа – это средство проверки умений применять полученные знания для решения задач определенного типа по теме или разделу.

Промежуточный контроль представляет собой зачет с оценкой.

##### 4.1. Тесты рубежного контроля

**Тема: «Химическая термодинамика»**

Вариант 1

1. Схема  $\text{CS}_2(\text{Г}) = \text{CS}_2(\text{Ж})$  отражает процесс:

1. Химический; 2. Возгонки; 3. Конденсации; 4. Плавления; 5. Испарения.

2. Для процесса  $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}(\text{Ж}) + 3\text{O}_2(\text{Г}) = 2\text{CO}_2(\text{Г}) + 3\text{H}_2\text{O}(\text{Ж})$  справедливо

Утверждение:

1.  $\Delta H < 0$ ; эндотермический; температура в системе понижается;

2.  $\Delta H > 0$ ; эндотермический; температура в системе понижается;

3.  $\Delta H < 0$ ; экзотермический; температура в системе понижается;

4.  $\Delta H > 0$ ; эндотермический; температура в системе повышается;

5.  $\Delta H < 0$ ; экзотермический; температура в системе повышается.

3. Тепловой эффект процесса  $\text{Ca}(\text{К}) + \text{Cl}_2(\text{Г}) = \text{CaCl}_2(\text{К})$  при 298 К имеет название:

1. Стандартная энтальпия образования вещества;

2. Стандартная теплота сгорания вещества;

3. Стандартная теплота гидратообразования;

4. Интегральная теплота растворения;

5. Теплота разбавления раствора.

4. Калорийность продуктов (по стандартным теплотам сгорания, кДж/моль)

в ряду веществ: фруктоза - глюкоза( $\alpha$ ) - глюкоза( $\beta$ )

- 2827,0 - 2802,6 - 2808,0

изменяется следующим образом:

1. Увеличивается; 2. Уменьшается; 3. Проходит через максимум;

4. Проходит через минимум; 5. Практически не изменяется.

5. Для реакции  $\text{H}_2\text{O}(\text{Ж}) + \text{CaO}(\text{К}) = \text{Ca}(\text{OH})_2(\text{К})$  справедливо соотношение

1.  $\Delta H = \Delta U$ , т. к.  $\Delta n = 0$ ; 2.  $\Delta H < \Delta U$ , т. к.  $\Delta n < 0$ ; 3.  $\Delta H > \Delta U$ , т. к.  $\Delta n > 0$ ;

4.  $\Delta H = \Delta U$ , т. к.  $\Delta n > 0$ ; 5.  $\Delta H = \Delta U$ , т. к.  $\Delta n < 0$ .

6. Первый закон термодинамики - это закон:

1. Сохранения энергии;

2. Возрастания энтропии в изолированной системе;

3. Стремление энтропии вещества к нулю при  $T \rightarrow 0$ ;
4. Независимости теплового эффекта от пути процесса;
5. Постоянства состава системы.
7. Математическое выражение I закона термодинамики имеет вид:
  1.  $TdS > \delta Q$ ; 2.  $QV = \Delta U$ ; 3.  $dS = \delta Q / T$ ; 4.  $TdS > dU + W$ ; 5.  $Q = \Delta U + p\Delta V$ .
8. Второй закон термодинамики - это закон:
  1. Сохранения энергии;
  2. Возрастания энтропии в изолированной системе;
  3. Стремление энтропии вещества к нулю при  $T \rightarrow 0$ ;
  4. Независимости теплового эффекта от пути процесса;
  5. Постоянства состава системы.
9. Энтропия в ряду веществ  $H_2(Г) - C(ГРАФИТ) - CH_4(Г)$  изменяется следующим образом:
  1. Увеличивается; 2. Уменьшается; 3. Проходит через максимум;
  4. Проходит через минимум; 5. Практически не изменяется.
10. Энтропия увеличивается в ряду веществ:
  1.  $S(РОМБ) - SO_2(Г) - SO_3(Г)$
  2.  $H_2O(Ж) - H_2O(Г) - H_2O(К)$
  3.  $I_2(Г) - Cl_2(Г) - F_2(Г)$
  4.  $SO_2(Г) - C(ГРАФ) - CO_2(Г)$
  5.  $O_3(Г) - O_2(Г) - O(Г)$ .
11. Энтропия увеличивается в результате протекания реакции:
  1.  $2H_2(Г) + CO(Г) = CH_3OH(Г)$ ; 2.  $CO_2(Г) + H_2(Г) = CO(Г) + H_2O(Г)$ ;
  3.  $H_2(Г) + I_2(Г) = 2HI(Г)$ ; 4.  $2NO_2(Г) = 2NO(Г) + O_2(Г)$ ;
  5.  $C(ГРАФИТ) + O_2(Г) = CO_2(Г)$ .
12. Наименее прочным является соединение:  $\Delta G^\circ$   
298, кДж / моль
  1.  $GeO_2(К) - 500,79$
  2.  $SnO_2(К) - 519,83$
  3.  $PbO_2(К) - 217,55$
  4.  $CO_2(Г) - 394,37$
  5.  $SiO_2(К) - 856,67$ .
13. Критерием самопроизвольного протекания процесса в изолированной системе является изменение функции:
  1.  $\Delta S > 0$ ; 2.  $\Delta H > 0$ ; 3.  $\Delta A < 0$ ; 4.  $\Delta G < 0$ ; 5.  $\sum \mu_i dn_i < 0$ .
14. Критерием самопроизвольного протекания процесса в открытой системе является изменение функции:
  1.  $\Delta S > 0$ ; 2.  $\Delta H > 0$ ; 3.  $\Delta A < 0$ ; 4.  $\Delta G < 0$ ; 5.  $\sum \mu_i dn_i < 0$ .
15. Реакция  $Zn(К) + 2HCl(Р) = ZnCl_2(Р) + H_2(Г)$  протекает самопроизвольно при  $P = const$  и  $T = 298K$ , потому что справедливо утверждение:
  1.  $\Delta S < 0$ ; 2.  $\Delta H < 0$ ; 3.  $\Delta G < 0$ ; 4.  $\Delta A < 0$ ; 5.  $\Delta S > 0$ .

### Тема: «Химическое равновесие»

#### Вариант 1.

1. Термодинамическим признаком химического равновесия является утверждение:
  1.  $\Delta H = 0$ ; 2.  $\Delta G = 0$ ; 3.  $C_i = const$ ; 4.  $v = v$ ; 5.  $\Delta S = 0$ .
2. Количественной характеристикой химического равновесия в идеальной системе являются обе константы химического равновесия:
  1.  $K_P$  и  $K_f$ ; 2.  $K_a$  и  $K_f$ ; 3.  $K_c$  и  $K_a$ ; 4.  $K_c$  и  $K_P$ ; 5.  $K_a$  и  $K_C$ .
3. Для реакции:  $CO(Г) + H_2O(Ж) \rightleftharpoons CO_2(Г) + H_2(Г)$  выражение для константы



химического равновесия имеет вид:

4. Константа химического равновесия  $K_P$  безразмерна, если соблюдается  
Условие:

1.  $\Delta n > 0$ ; 2.  $\Delta n = 0$ ; 3.  $\Delta n < 0$ ; 4.  $\Delta n = 1$ ; 5.  $\Delta n < 1$ .

5. Влияние температуры при  $P = \text{const}$  на величину константы химического равновесия выражает уравнение:

1.  $\Delta G = RT (\ln P' - \ln K_P)$ ; 2.  $d \ln K_C / dT = \Delta U / RT^2$ ; 3.  $d \ln K_P / dT = \Delta H / RT^2$ ;

4.  $\Delta A = RT (\ln P_C' - \ln K_C)$ ; 5.  $K_P = K_C(RT)^{\Delta n}$ .

6. С увеличением температуры при  $\Delta H > 0$  константа химического равновесия  $K_P$  изменяется следующим образом:

1. Увеличивается; 2. Уменьшается; 3. Проходит через максимум;

4. Проходит через минимум; 5. Практически не изменяется.

7. Чтобы сместить равновесие реакции  $4\text{HBr}(\text{Г}) + \text{O}_2(\text{Г}) \rightleftharpoons 2\text{H}_2\text{O} + 2\text{Br}_2(\text{Г})$  вправо, необходимо изменить обе величины:

1. Увеличить давление и уменьшить концентрацию  $2 \text{ O}$  ;

2. Увеличить давление и увеличить концентрацию  $\text{HBr}$ ;

3. Уменьшить давление и увеличить концентрацию  $2 \text{ O}$  ;

4. Уменьшить давление и увеличить концентрацию  $2 \text{ Br}$  ;

5. Увеличить концентрацию  $2 \text{ H O}$  и  $2 \text{ Br}$  .

8. Для реакции  $2\text{CO}_2(\text{Г}) \rightleftharpoons 2\text{CO}(\text{Г}) + \text{O}_2(\text{Г})$  между константами  $K_P$  и  $K_C$  справедливо соотношение:

1.  $K_P > K_C$ , т. к.  $\Delta n > 0$ ; 2.  $K_P = K_C$ , т. к.  $\Delta n = 0$ ; 3.  $K_P > K_C$ , т. к.  $\Delta n < 0$ ;

4.  $K_P = K_C$ , т. к.  $\Delta n > 0$ ; 5.  $K_P < K_C$ , т. к.  $\Delta n < 0$  .

9. Равновесие смещается вправо при повышении давления в системе:

1.  $\text{H}_2(\text{Г}) + \text{I}_2(\text{Г}) \rightleftharpoons 2\text{HI}(\text{Г})$ ;

2.  $2\text{CO}(\text{Г}) + \text{O}_2(\text{Г}) \rightleftharpoons 2\text{CO}_2(\text{Г})$ ;

3.  $\text{CaCO}_3(\text{К}) \rightleftharpoons \text{CaO}(\text{К}) + \text{CO}_2(\text{Г})$ ;

4.  $2\text{NH}_3(\text{Г}) \rightleftharpoons \text{N}_2(\text{Г}) + 3\text{H}_2(\text{Г})$ ;

5.  $\text{NH}_4\text{OH}(\text{Р}) \rightleftharpoons \text{NH}_3(\text{Г}) + \text{H}_2\text{O}(\text{Ж})$  .

10. Максимальный выход продукта в реакции  $2\text{H}_2(\text{Г}) + \text{O}_2(\text{Г}) \rightleftharpoons 2\text{H}_2\text{O}(\text{Г})$ ,  $\Delta H < 0$  соответствует условиям:

1. Высокое давление; низкая температура;

2. Низкое давление; высокая температура;

3. Низкое давление; низкая температура;

4. Давление не влияет на процесс; низкая температура;

5. Давление не влияет на процесс; высокая температура.

### Тема: «Фазовое равновесие. Растворы»

Вариант 1.

1. Число степеней свободы в равновесной системе, состоящей из  $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$  при температуре кипения ( $p = \text{const}$ ), равно величине:

1. 0; 2. 1; 3. -1; 4. 2; 5. 3.

2. Число степеней свободы в равновесной системе, состоящей из смеси газов:  $\text{H}_2$ ,  $\text{Cl}_2$ ,  $\text{HCl}$ , равно величине:

1. 3; 2. 1; 3. 2; 4. 0; 5. -1.

3. Температура плавления льда с уменьшением величины давления увеличивается, так как справедливо утверждение:

1. Увеличивается  $\Delta H_{\text{пл}}$ ;

2. Уменьшается  $\Delta H_{\text{пл}}$ ;

3. Удельный объем воды больше удельного объема льда;

4. Удельный объём воды меньше удельного объёма льда;
5. Удельный объём воды равен удельному объёму льда.
4. Раствор, образование которого из компонентов, взятых в одинаковом агрегатном состоянии в любых соотношениях, не сопровождается тепловым эффектом и изменением объёма, а изменение энтропии равно изменению энтропии при смешении идеальных газов, имеет название:

Реальный;

2. Атермальный;

3. Регулярный;

4. Идеальный;

5. Неидеальный.

5. Закон Рауля (I форма) для идеальных растворов имеет математическое выражение:

1.  $\Delta T_k = K_E C_m$ ; 2.  $P_i = x_i P$ ; 3.  $\Delta T_{\text{пл}} = K_E C_m$ ; 4.  $\Delta T_z = K_E C_m$ ; 5.  $P = C_m RT$ .

6. Криоскопическая постоянная зависит от величины:

1. Молярной концентрации раствора;

2. Природы растворителя;

3. Молярной массы растворённого вещества;

4. Моляльной концентрации раствора;

5. Теплоты плавления растворённого вещества.

Осмотическое давление 0,1-молярных растворов увеличивается в ряду веществ:

1.  $C_6H_{12}O_6$  -  $AlCl_3$  -  $NaCl$ ;

2.  $CH_3OH$  -  $KCl$  -  $FeCl_2$ ;

3.  $FeCl_3$  -  $CuSO_4$  -  $KNO_3$ ;

4.  $CH_3OH$  -  $C_2H_5OH$  -  $C_6H_{12}O_6$ ;

5.  $NaNO_3$  -  $Fe_2(SO_4)_3$  -  $MgCl_2$ .

8. Температуры замерзания 0,5-моляльных водных растворов (1).  $AlCl_3$ ;

(2).  $Na_2SO_4$ ; (3).  $CH_3COOH$  находятся в определенном соотношении:

1.  $T(1) \approx T(2) \approx T(3)$ ;

2.  $T(1) < T(2) < T(3)$ ;

3.  $T(1) > T(2) > T(3)$ ;

4.  $T(1) > T(2) < T(3)$ ;

5.  $T(1) < T(2) > T(3)$ .

9. Самая большая температура кипения у 0,01-моляльного водного раствора с растворённым веществом:

1.  $CH_3OH$ ; 2.  $K_2SO_4$ ; 3.  $NaCl$ ; 4.  $MgCl_2$ ; 5.  $Fe_2(SO_4)_3$ .

10. Водный 0,1-молярный раствор  $C_6H_{12}O_6$  при 298 К изотоничен раствору с осмотическим давлением:

1. 300,4 кПа; 2. 154,2 кПа; 3. 201,2 кПа; 4. 247,7 кПа; 5. 508,3 кПа.

11. Изотонический коэффициент водного раствора  $MgSO_4$  ( $M = 120$  г/моль;  $C = 10$  г/100 г  $H_2O$ ), кипящего при 100,80С, равен величине:

1. 1,43; 2. 1,85; 3. 2,54; 4. 1,53; 5. 1,00.

12. Температура замерзания 0,01-моляльного водного раствора  $NaCl$  равна величине:

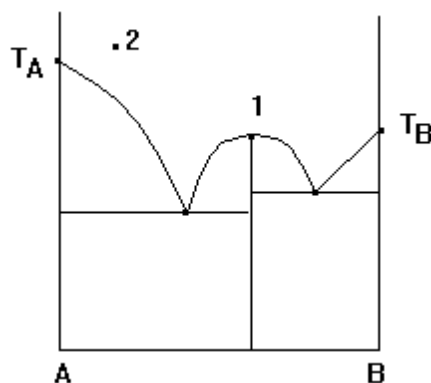
1. - 0,200 0С; 2. - 0,0186 0С; 3. - 0,0372 0С; 4. - 0,0758 0С; 5. - 0,1234 0.

## Тема: «Фазовые равновесия»

### Вариант I

1. Число степеней свободы в равновесной системе, состоящий из  $C_2H_5OH$  при температуре кипения ( $p = \text{const}$ ), равно величине:

1. 0; 2. 1; 3. -1; 4. 2; 5. 3.
2. Число степеней свободы в равновесной системе, состоящей из  $Mg(OH)_2(к)$ ,  $MgO(к)$ ,  $H_2O(ж)$ , равно величине:
  1. 1; 2. 2; 3. 0; 4. 0; 5. -1.
3. Температура плавления льда с уменьшением величины давления увеличивается, так как справедливо утверждение:
  1. Увеличивается  $\Delta H_{пл}$ ;
  2. Уменьшается  $\Delta H_{пл}$ ;
  3. Удельный объём воды больше удельного объёма льда;
  4. Удельный объём воды меньше удельного объёма льда;
  5. Удельный объём воды равен удельному объёму льда.
4. При увеличении давления температура кипения жидкостей всегда увеличивается, так как справедливы оба утверждения:
  1.  $\Delta H_{исп.} > 0$ ;  $V(пара) < V(жидкости)$ ; 2.  $\Delta H_{исп.} < 0$ ;  $V(пара) < V(жидкости)$ ;
  3.  $\Delta H_{исп.} > 0$ ;  $V(пара) \gg V(жидкости)$ ; 4.  $\Delta H_{исп.} < 0$ ;  $V(пара) > V(жидкости)$ ;
  5.  $\Delta H_{исп.} > 0$ ;  $V(пара) = V(жидкости)$ .
5. Для диаграммы плавкости А-В (мочевина - бензойная кислота) тип системы имеет определение:
  1. Изоморфная с неограниченной растворимостью в твёрдой и жидкой фазах;
  2. Неизоморфная с простой эвтектикой;
  3. Неизоморфная с образованием устойчивого химического соединения;
  4. Неизоморфная с образованием двух устойчивых химических соединений;
  5. С неограниченной растворимостью в жидкой фазе и ограниченной



растворимостью в твёрдой фазе.

Числа компонентов, фаз и степеней свободы для диаграммы плавкости А-В (мочевина-бензойная кислота) в фигуративной точке 1 равны величинам:

1.  $\kappa = 1$ ,  $\Phi = 1$ ,  $C = 1$ ; 2.  $\kappa = 2$ ,  $\Phi = 3$ ,  $C = 0$ ; 3.  $\kappa = 1$ ,  $\Phi = 2$ ,  $C = 0$ ;
4.  $\kappa = 2$ ,  $\Phi = 1$ ,  $C = 2$ ; 5.  $\kappa = 2$ ,  $\Phi = 2$ ,  $C = 1$ .

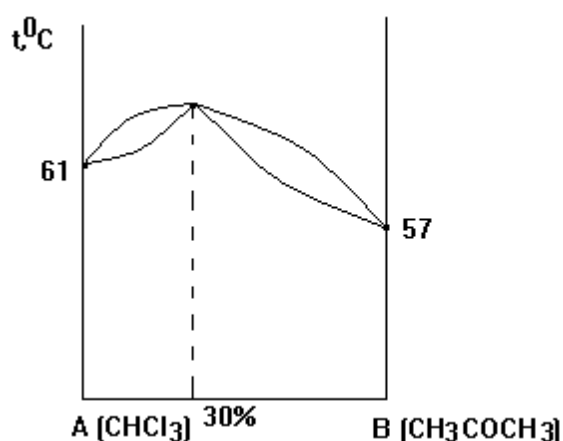
Для реальных растворов с положительными отклонениями от закона Рауля силы взаимодействия между однородными и разнородными молекулами находятся в соотношении:

1.  $E_{A-A} \approx E_{B-B} > E_{A-B}$ ; 2.  $E_{A-A} \approx E_{B-B} \approx E_{A-B}$ ; 3.  $E_{A-A} \approx E_{B-B} < E_{A-B}$ ;
  4.  $E_{A-A} > E_{B-B} \approx E_{A-B}$ ; 5.  $E_{A-A} < E_{B-B} \approx E_{A-B}$ .
9. Хлороформ (О) является эффективным экстрагентом для извлечения йода из водного раствора (В), так как справедливы оба утверждения:
1.  $K = C_{O \text{ йода}} / C_{B \text{ йода}} > 1$ , йод лучше растворяется в воде;

2.  $K = CO \text{ йода} / СВ \text{ йода} > 1$ , йод лучше растворяется в хлороформе;
3.  $K = CO \text{ йода} / СВ \text{ йода} < 1$ , йод лучше растворяется в воде;
4.  $K = CO \text{ йода} / СВ \text{ йода} < 1$ , йод лучше растворяется в хлороформе;
5.  $K = CO \text{ йода} / СВ \text{ йода} = 1$ , йод в равной степени растворяется в воде и в хлороформе.

По виду диаграммы кипения А( $\text{CHCl}_3$ ) - В( $\text{CH}_3\text{COCH}_3$ ) тип системы имеет определение:

1. Идеальный раствор;
2. Реальный раствор с положительными отклонениями от закона Рауля без азеотропа;
3. Реальный раствор с отрицательными отклонениями от закона Рауля без азеотропа;
4. Реальный раствор с положительными отклонениями от закона Рауля с азеотропом;
5. Реальный раствор с отрицательными отклонениями от закона Рауля с азеотропом.



Для разделения смеси жидкостей А( $\text{CHCl}_3$ ) и В( $\text{CH}_3\text{COCH}_3$ ) на отдельные компоненты наиболее эффективным является метод:

1. Простая перегонка;
  2. Фракционная перегонка;
  3. Ректификация в одной колонне;
  4. Ректификация на двух колоннах с различным давлением;
  5. Химическое связывание одного из компонентов.
12. Методом ректификации на одной колонне смесь 20 % А( $\text{H}_2\text{O}$ ) и 80% В( $\text{CH}_3\text{COOH}$ ) можно разделить на составные части:
1. Компонент А (в конденсате) и компонент В (в кубовом остатке);
  2. Компонент А (в кубовом остатке) и компонент В (в конденсате);
  3. Компонент А (в конденсате) и азеотроп (в кубовом остатке);
  4. Компонент В (в конденсате) и азеотроп (в кубовом остатке);
  5. Компонент В (в кубовом остатке) и азеотроп (в конденсате).
13. Взаимную растворимость жидкостей триэтиламин - вода с нижней критической температурой растворения можно увеличить, если температуру системы изменять определённым образом:
1. Увеличивать;
  2. Уменьшать;
  3. Как увеличивать, так и уменьшать;
  4. Поддерживать постоянной;
  5. Не изменять.

Ограниченно растворимые жидкости вода и амиловый спирт при 298 К способны в состоянии равновесия образовывать систему:

1. Двуслойную систему из двух чистых жидкостей;
2. Двуслойную систему из двух насыщенных растворов;
3. Двуслойную систему из двух ненасыщенных растворов;
4. Однофазный насыщенный раствор;
5. Однофазный ненасыщенный раствор.
15. Органическое вещества хлороформ можно очистить методом перегонки с водяным паром, так как справедливо утверждение.
  1.  $t(\text{перегонки}) > t(\text{разложения органического вещества})$ ;
  2.  $t(\text{перегонки}) < t(\text{разложения органического вещества})$ ;
  3.  $t(\text{перегонки}) = t(\text{разложения органического вещества})$ ;
  4.  $t(\text{перегонки}) > 100\text{ }^{\circ}\text{C}$ ;
  5.  $t(\text{перегонки}) = 100\text{ }^{\circ}\text{C}$ .

### Тема: «Растворы электролитов. Электрическая проводимость растворов»

#### Вариант 1

1. Среднее число частиц  $\nu_{\pm}$  для электролита  $\text{Na}_3\text{PO}_4$  определяется по формуле:
  1.  $(13 \cdot 31)^{1/2}$ ;
  2.  $(11 \cdot 33)^{1/4}$ ;
  3.  $(32 \cdot 13)^{1/5}$ ;
  4.  $(11 \cdot 33)^4$ ;
  5.  $(13 \cdot 32)^5$ .
2. Ионная сила в 1- молярном водном растворе  $\text{AlCl}_3$  равна величине:
  1. 2,5;
  2. 6;
  3. 5;
  4. 3;
  5. 4.
3. Законом независимого движения ионов Кольрауша является математическое выражение:
  1.  $\lambda/\lambda_{\infty} = f\lambda$ ;
  2.  $\lambda = \alpha \cdot V$ ;
  3.  $\lambda = \alpha(\lambda_+ + \lambda_-)$ ;
  4.  $\lambda_{\infty} = \lambda_{\infty} + + \lambda_{\infty}$ ;
  5.  $\lambda = \lambda_{\infty} - \text{В С}$ .
4. Молярная электрическая проводимость водного раствора  $\text{CuSO}_4$  с увеличением концентрации изменяется следующим образом:
  1. Увеличивается;
  2. Не изменяется;
  3. Уменьшается;
  4. Проходит через минимум;
  5. Проходит через максимум.
5. Электрическая проводимость 0,1 - молярных водных растворов уменьшается в ряду веществ:
  1.  $\text{CH}_3\text{COOH} - \text{HCl} - \text{NaOH}$ ;
  2.  $\text{NaOH} - \text{CH}_3\text{COOH} - \text{HCl}$ ;
  3.  $\text{KCl} - \text{NaOH} - \text{CH}_3\text{COOH}$ ;
  4.  $\text{CH}_3\text{COOH} - \text{NaOH} - \text{HCl}$ ;
5.  $\text{NH}_4\text{OH}$  Зависимость  $\lambda = f C$  прямолинейна для электролита:
  1.  $\text{NH}_4\text{OH}$ ;
  2.  $\text{CH}_3\text{COOH}$ ;
  3.  $\text{HF}$ ;
  4.  $\text{HCl}$ ;
  5.  $\text{H}_2\text{SO}_3$ .
7. На константу диссоциации слабого электролита влияет величина
  1. Ионная сила раствора;
  2. Концентрация;
  3. Активность;
  4. Давление;
  5. Природа электролита.
8. Методом измерения электрической проводимости раствора  $\text{H}_2\text{SO}_4$  можно определить величину:
  1. Произведение растворимости  $\text{PP}$ ;
  2. Константу диссоциации  $\text{K}_d$ ;
  3. Ионное произведение воды  $\text{K}_w$ ;
  4. Коэффициент электрической проводимости  $f\lambda$ ;
  5. Растворимость  $\text{S}$ .
9. Аномально высокая подвижность иона водорода в водном растворе обусловлена следующим фактором:

1. Малым размером иона;
2. Малым зарядом иона;
3. Особым механизмом движения иона;
4. Миграцией иона;
5. Наличием других ионов.

### Тема: «Химическая кинетика и катализ»

#### Вариант 1

1. Для реакции  $\text{CS}_2 (\text{ж}) + 3\text{O}_2 (\text{г}) = \text{CO}_2 (\text{г}) + 2\text{SO}_2 (\text{г})$  выражение закона действующих масс имеет вид:

1.  $v = k$  ; 2.  $3\text{O}_2 v = kC$  ; 3.  $3\text{CS}_2 \text{ O}_2 v = kC \cdot C$  ; 4.  $\text{CS}_2 v = kC$  ; 5.  $\text{CS}_2 \text{ O}_2 v = kC \cdot C$  .

2. Порядок и молекулярность реакции совпадают, если справедливо утверждение:

1. Реакция многостадийная;
2. Реакция гетерогенная;
3. Реакция простая одностадийная;
4. Концентрации веществ велики;
5. Концентрация продуктов реакции больше концентрации исходных веществ.

3. Порядок реакции  $2\text{A} + \text{B} = \text{C} + \text{D}$  равен нулю, если ее скорость выражается уравнением:

1.  $v = kC_A$  ; 2.  $v = kC \cdot C_A \cdot C_B$  ; 3.  $v = kC_A$   
2 ; 4.  $v = k$  ; 5.  $v = kC \cdot C_A \cdot C_B^2$  .

4. По виду кинетического уравнения  $k = t \ln C/C_0$  порядок реакции равен величине:

1. 3; 2. 1; 3. 0; 4. 2; 5. 1.5.

5. Константа скорости реакции второго порядка имеет единицы измерения:

1.  $\text{Моль}^{-1} \cdot \text{л} \cdot \text{мин}^{-1}$ ; 2.  $\text{Моль}^{-2} \cdot \text{л}^2 \cdot \text{мин}^{-1}$ ; 3.  $\text{Мин}^{-1}$ ;  
4.  $\text{Моль} \cdot \text{л}^{-1} \cdot \text{мин}^{-1}$ ; 5.  $\text{Мин}^{-2}$ .

Для реакции нулевого порядка время полупревращения исследуемого вещества определяется по формуле:

1.  $kC_0 t_{0.5} = 1$  ;
2.  $k \ln 2 t_{0.5} = 1$  ;
3.  $0.5 t_{0.5} k C_0 = 1$  ;
4.  $0.5 t_{0.5}^2 k C_0^2 = 1$  ;
5.  $2kC_0 t_{0.5} = 1$  .

Для реакции третьего порядка линейная зависимость концентрации от времени протекания реакции наблюдается в координатах:

1.  $\ln C - t$  ; 2.  $C - t$  ; 3.  $C t^2 -$  ; 4.  $t C^2 -$  ; 5.  $t C^3 -$  .

При увеличении температуры на 40 К при  $\gamma = 2$  скорость реакции изменится следующим образом:

1. Не изменится;
2. Увеличится в 8 раз;
3. Увеличится в 2 раза;
4. Увеличится в 16 раз;
5. Уменьшится в 16 раз.

Уравнение Аррениуса в экспоненциальной форме имеет вид:

1.  $1/20 t C^k =$  ; 2.  $RTEAk B = e$  ; 3.  $\gamma = T T_0 k k + = 2 \div 4$  ; 4.  $C C C t k_0 =$  ; 5.  $C = C_0 e^{-kt}$ .

При увеличении температуры скорость реакции увеличивается, так как

справедливо утверждение:

1. Увеличивается скорость движения молекул;
  2. Увеличивается число активных молекул;
  3. Выделяется теплота при протекании реакции;
  4. Уменьшается число активных молекул;
  5. Поглощается теплота при протекании реакции.
11. Реакция термодинамически возможна, а кинетически не возможна при изменении величин:
1.  $\Delta G = 0$ ;  $EA \rightarrow \infty$ ;
  2.  $\Delta G < 0$ ;  $EA \rightarrow 0$ ;
  3.  $\Delta G > 0$ ;  $EA \rightarrow \infty$ ;
  4.  $\Delta G < 0$ ;  $EA \rightarrow \infty$ ;
  5.  $\Delta G = 0$ ;  $EA = \text{const}$ .

Гетерогенная реакция протекает в кинетической области, если для неё характерны обе закономерности:

1. На скорость реакции влияет перемешивание раствора и температура;
  2. На скорость реакции не влияет перемешивание раствора; энергия активации мала;
  3. На скорость реакции влияет перемешивание раствора; энергия активации высока;
  4. На скорость реакции не влияет перемешивание раствора; энергия активации высока;
  5. Температурный коэффициент реакции и энергия активации малы.
13. По теории химической кинетики стерический фактор – это величина:
1. Характеризующая минимальный запас энергии частицы в момент столкновения, необходимый для взаимодействия;
  2. Определяющая ориентацию частиц в момент столкновения;
  3. Учитывающая долю активных комплексов, превратившихся в продукт реакции;
  4. Характеризующая общий запас энергии частицы;
  5. Уменьшающая энергию активации реагирующей частицы.

Катализатор увеличивает скорость реакции, так как изменяется величина:

1. Константа равновесия увеличивается;
  2. Теплота выделяется;
  3. Константа равновесия уменьшается;
  4. Теплота поглощается;
  5. Энергия активации уменьшается.
15. Вещество, повышающее активность твёрдого катализатора, имеет название:
1. Инициатор;
  2. Ингибитор;
  3. Промотор;
  4. Мультиплет;
  5. Фермент.

#### **4.2. Вопросы для подготовки к зачёту с оценкой**

1. Предмет химической термодинамики. Основные понятия и величины.
2. Энергия системы. Формы обмена энергией системы с окружающей средой.
3. Первый закон термодинамики.
4. Обмен энергией в форме теплоты. Теплоемкости.
5. Закон Гесса.
6. Расчеты тепловых эффектов химических реакций.
7. Теплоты образования. Теплоты сгорания.
8. Основной смысл и значение второго закона термодинамики.
9. О возможности и направлении самопроизвольного протекания процессов.
10. Энтропия. Необратимые процессы.

11. Расчет изменения энтропии в различных процессах.
12. Химическое равновесие как частный случай общей проблемы равновесия ..
13. Термодинамический вывод закона действующих масс.
14. Константы равновесия.
15. Основные понятия темы: фаза, компонент, степень свободы.
16. Условия равновесия в гетерогенных системах. Правило фаз Гиббса, уравнение Клапейрона-Клаузиуса.
17. Физико-химический анализ. Работы Н.С. Курнакова. Принципы непрерывности и соответствия.
18. Одно компонентные системы. Диаграмма состояния воды.
19. Анализ диаграмм двухкомпонентных систем с эвтектикой, твердыми растворами, химическими соединениями. Трёхкомпонентные системы.
20. Термический анализ. Кривые охлаждения.
21. Свободная энергия Гиббса.
22. Направленность химических реакций.
23. Термодинамические расчёты.
24. Скорость химических реакций.
25. Факторы, влияющие на скорость реакций.
26. Закон Гульдберга-Вааге
27. Благоприятные соударения молекул.
28. Константа скорости реакций.
29. Молекулярные реакции.
30. Цепные реакции.
31. Гомогенный катализ.
32. Гетерогенный катализ.
33. Обратимые реакции.
34. Химическое равновесие. Принцип Ле-Шателье.
35. Кинетика и равновесие в гетерогенных системах.
36. Расчет температур и констант равновесия.

#### 4.3. Комплект заданий для самостоятельной работы

1. Раскройте смысл основных понятий термодинамики: термодинамическая система, параметры состояния, термодинамический процесс.
  2. Какие виды процессов изучает термодинамика? Дайте подробное объяснение.
  3. Дайте формулировку и математическое выражение I закона термодинамики.
  4. Объясните понятия: функция состояния и функция процесса на примере таких понятий как внутренняя энергия, энтальпия, работа, теплота.
  5. Дайте определение и раскройте физический смысл энтальпии и внутренней энергии.
  6. Дайте определение теплового эффекта процесса. Какой процесс называется эндо-, а какой экзотермическим? Какие знаки тепловых эффектов приняты в термодинамике?
  7. Какие условия в термодинамике приняты за стандартные? Дайте определение стандартной энтальпии образования сложного вещества
- $\Delta_f H^\circ_{298}$ . Каковы значения  $\Delta_f H^\circ_{298}$  простых веществ и протона  $H^+$ ?
8. В чем разница между понятиями: энтальпия реакции  $\Delta_r H^\circ_{298}$  и энтальпия образования вещества  $\Delta_f H^\circ_{298}$ ? В каких единицах измеряются  $\Delta_r H^\circ_{298}$  и  $\Delta_f H^\circ_{298}$ ?
  9. Что такое теплоемкость вещества, и в каких единицах она измеряется? Чем отличаются друг от друга  $C_v$  и  $C_p$ ? Как теплоемкость вещества  $C_p$  зависит от температуры?



10. Запишите уравнение Кирхгофа, дающее зависимость энтальпии процесса от температуры. Как рассчитать энтальпию реакции при заданной температуре?
11. Сформулируйте II закон термодинамики и запишите его математическое выражение. Напишите объединенное уравнение I и II законов термодинамики.
12. Какая функция является критерием направленности процессов в изолированной системе? Каковы термодинамические условия самопроизвольного протекания процесса и равновесия в изолированной системе?
13. Сформулируйте третий закон термодинамики. Какое минимальное значение может иметь энтропия индивидуального вещества? Каковы единицы измерения энтропии?
14. Как связаны энтропия и термодинамическая вероятность состояния?
15. Что такое стандартная энтропия вещества  $S^\circ_{298}$ ? Как, используя значения энтропий компонентов реакции, рассчитать стандартное изменение энтропии процесса?
16. Как изменяется энтропия вещества в результате фазового перехода? Запишите соответствующее уравнение.
17. Как рассчитать величину энтропии вещества или реакции при заданной температуре? Запишите общее уравнение и предложите варианты его решения.
18. Сформулируйте критерий направленности термодинамического процесса, протекающего в неизолированной системе в изобарноизотермических условиях. Используя объединенное уравнение, выведите выражение для свободной энергии Гиббса ( $G$ ).
19. Сформулируйте II закон термодинамики в терминах функции Гиббса  $G$ . Сформулируйте и запишите в общем виде условия равновесия химической реакции и термодинамической системы.
20. Как математически связаны между собой такие термодинамические функции, как внутренняя энергия ( $U$ ), энтальпия ( $H$ ), свободные энергии Гельмгольца ( $F$ ) и Гиббса ( $G$ )?
21. Что такое стандартный изобарный потенциал образования сложного вещества  $\Delta_f G^\circ_{298}$  и в каких единицах он измеряется? Каковы принятые значения  $\Delta_f G^\circ_{298}$  простых веществ и протона  $H^+$ ?
22. В чем разница между понятиями: функция Гиббса реакции  $\Delta_r G^\circ_{298}$  и функция Гиббса образования вещества  $\Delta_f G^\circ_{298}$ ? Как, используя табличные значения стандартных изобарных потенциалов образования компонентов реакции, рассчитать стандартное изменение энергии Гиббса для процесса  $\Delta_r G^\circ_{298}$ ?
23. Дайте определение понятия химического потенциала компонента  $\mu$ . Как связаны между собой  $\mu^\circ_{298}$  и  $\Delta_f G^\circ_{298}$ ?
24. Как химический потенциал зависит от температуры? Запишите полное уравнение в случае, когда теплоемкость вещества зависит от температуры по уравнению Майера-Келли  $C_p = a + b \cdot T - c/T^2$
25. Как химический потенциал зависит от давления? Запишите выражения для твердых веществ и идеальных газов.
26. Приведите примеры гомогенной и гетерогенной реакции. Запишите выражение для константы равновесия реакции с участием газов.
27. Как рассчитать зависимость  $\Delta_r G^\circ$  от температуры при стандартном давлении? Какие термодинамические функции нужно знать для расчета?
28. Как рассчитать зависимость  $\Delta_r G$  от давления при постоянной температуре? Объясните значения понятий: литостатическое давление ( $P$ ) и парциальное давление газа ( $p$ )? Запишите формулу зависимости  $\Delta_r G^\circ_{298}$  для реакции с участием твердой и газообразной фаз? \_\_

29. Запишите уравнение *изотермы* химической реакции, определяющее связь константы равновесия  $K_a$  и изменения стандартного изобарного потенциала  $\Delta_r G^\circ$ .

30. Как рассчитать "поля устойчивости минералов" в координатах *давление – температура*? Дайте объяснение понятию *поля устойчивости*.

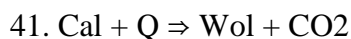
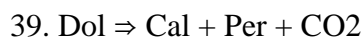
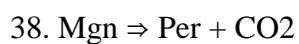
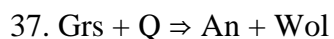
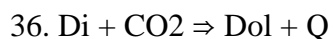
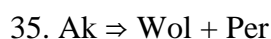
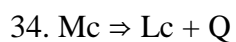
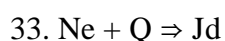
Выведите формулу для построения полей устойчивости в приближении  $\Delta_r C_p = 0$  в случае, когда в реакции участвуют только конденсированные фазы.

31. Запишите полное уравнение для расчёта полей устойчивости минералов, связанных гетерофазной реакцией с участием газов (смешанного флюида). Запишите *выражение* для константы равновесия такой реакции. Какие параметры определяют равновесие такой реакции?

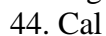
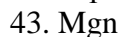
32. Сформулируйте принцип Ле-Шателье. Как, используя этот принцип, *разметить* поля устойчивости минералов?

33 – 42. Запишите уравнение реакции и вычислите изменение энтальпии а) при стандартных условиях  $\Delta_r H^\circ 298$  и б) при температуре  $500^\circ\text{C}$   $\Delta_r H^\circ 773$

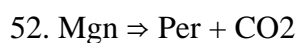
(формула 1 Приложения 3) для следующих процессов (сокращения минералов приведены в Приложении 2):

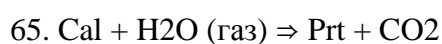
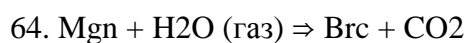
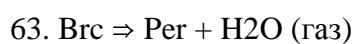
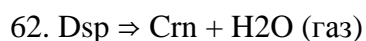
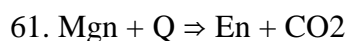
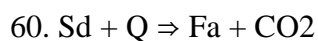
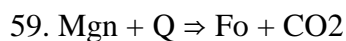
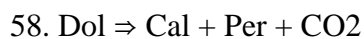
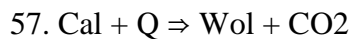
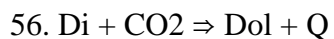
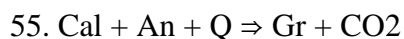


50. Запишите реакции растворения следующих минералов<sup>1</sup> и вычислите тепловой эффект растворения 1 моля этого вещества а) при стандартных условиях  $\Delta_r H^\circ 298$  и б) при температуре  $75^\circ\text{C}$   $\Delta_r H^\circ 348$ . Теплоёмкость компонентов реакции считайте постоянной. Как влияет увеличение температуры на растворимость вещества?

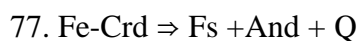
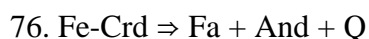
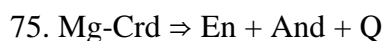
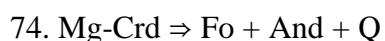
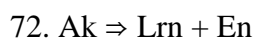
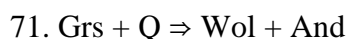
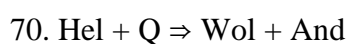
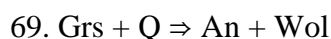
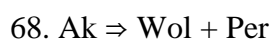
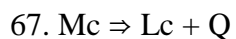
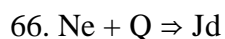


51-65. Запишите уравнения следующих реакций, а затем выражения для их констант равновесия. Оцените температурный интервал устойчивости продуктов и реагентов на поверхности Земли ( $P = 1$  бар). В расчёте примите приближение  $\Delta_r C_p = 0$ :

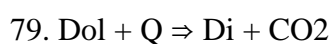
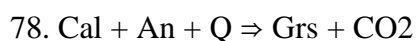


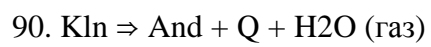
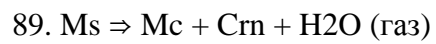
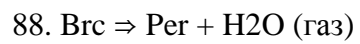
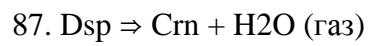
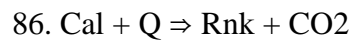
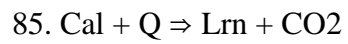
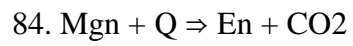
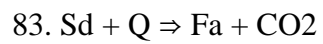
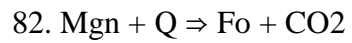
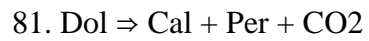
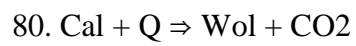


66 – 77. Запишите уравнения и исследуйте  $P$ – $T$  условия равновесия следующих реакций в диапазоне температур 25 – 1500°C и давлений 1 – 10000 бар. Расчёт проведите в предположении  $\Delta rC_p = 0$ . Результаты представьте в виде диаграмм полей устойчивости минералов в координатах  $P$ – $T$ . Разметьте полученные поля устойчивости.



78 – 90. Запишите уравнения, выражения для константы равновесия и исследуйте  $P$ – $T$  условия равновесия следующих реакций в диапазоне температур 25 – 1500°C и давлений 1 – 10000 бар. Расчёт проведите, пренебрегая зависимостью химического потенциала минералов от давления. Кроме того, примите также  $\Delta rC_p = 0$ . Результаты представьте в виде диаграмм полей устойчивости минералов в координатах  $\lg P$ – $T$ . Разметьте полученные поля устойчивости.





## **5. Методические материалы, определяющие процедуры оценивания знаний, умений, навыков и (или) опыта деятельности, характеризующих этапы формирования компетенций**

Оценка знаний, умений, навыка и (или) опыта деятельности, характеризующих этапы формирования компетенций по дисциплине проводится в форме итоговой аттестации.

- Итоговые испытания (зачёт с оценкой) проводятся преподавателем, ведущим лекционные занятия по данной дисциплине, или преподавателями, ведущими практические занятия (кроме устного экзамена).

- Инвалиды и лица с ограниченными возможностями здоровья, имеющие нарушения опорно-двигательного аппарата, могут допускаться на аттестационные испытания в сопровождении ассистентов-сопровождающих. Во время аттестационных испытаний обучающиеся могут пользоваться рабочей программой дисциплины, а также с разрешения преподавателя справочной и нормативной литературой, калькуляторами.

- Время подготовки ответа при сдаче зачёта с оценкой в устной форме должно составлять не менее 40 минут (по желанию обучающегося ответ может быть досрочным). Время ответа – не более 15 минут.

Экзаменатору предоставляется право задавать обучающимся дополнительные вопросы в рамках программы дисциплины текущего семестра, а также, помимо теоретических вопросов, давать задачи, которые изучались на практических занятиях.

- Оценка результатов устного аттестационного испытания объявляется обучающимся в день его проведения. При проведении письменных аттестационных испытаний или компьютерного тестирования – в день их проведения или не позднее следующего рабочего дня после их проведения.

- Результаты выполнения аттестационных испытаний, проводимых в письменной форме, форме итоговой самостоятельной работы или компьютерного тестирования, должны быть объявлены обучающимся и выставлены в зачётные книжки не позднее следующего рабочего дня после их проведения.

**Методические указания для обучающихся по освоению дисциплины**

Физическая химия относится к числу фундаментальных дисциплин и является теоретической основой для повседневной практической деятельности по минимизации техногенного воздействия на окружающую среду. Изучение физической химии обеспечивает развитие и углубление знаний по химическим законам природы и является составной частью подготовки специалистов по фундаментальным наукам. Содержание курса обеспечивает формирование у студентов навыков анализа, управления и интенсификации хода химико-технологических процессов, обоснование выбора аппаратуры проведения технологических процессов. Полученные при изучении курса сведения необходимы для успешной специализации выпускников ВФ УГТУ в области конкретных технологий, создания и аппаратурного оформления технологических процессов.

**Методические рекомендации по организации работы студентов во время проведения лекционных занятий**

В ходе лекционных занятий студенту необходимо вести конспектирование учебного материала. Обращать внимание на категории, формулировки, раскрывающие содержание изучаемой дисциплины, научные выводы и практические рекомендации, положительный опыт в ораторском искусстве. Желательно оставить в рабочих конспектах поля, на которых делать пометки, подчеркивающие особую важность тех или иных теоретических положений. Рекомендуются активно задавать преподавателю уточняющие вопросы с целью уяснения теоретических положений, разрешения спорных ситуаций.

**Методические рекомендации по подготовке к семинарским (практическим) занятиям**

В ходе подготовки к семинарским (практическим) занятиям следует изучить основную и дополнительную литературу, учесть рекомендации преподавателя и требования рабочей программы. Можно подготовить свой конспект ответов по рассматриваемой тематике, подготовить тезисы для выступлений по всем учебным вопросам, выносимым на занятие. Следует продумать примеры с целью обеспечения тесной связи изучаемой теории с реальной практикой. Можно дополнить список рекомендованной литературы современными источниками, не представленными в списке рекомендованной литературы.

**Методические рекомендации по подготовке презентаций**

Подготовку презентационного материала следует начинать с изучения нормативной и специальной литературы, статистических данных, систематизации собранного материала. Презентационный материал должен быть достаточным для раскрытия выбранной темы. Подготовка презентационного материала включает в себя не только подготовку слайдов, но и отработку навыков ораторства и умения организовать и проводить диспут. Создание презентационного материала дает возможность получить навыки и умения самостоятельного обобщения материала, выделения главного. При подготовке мультимедийного презентационного материала важно строго соблюдать заданный регламент времени. Необходимо помнить, что выступление состоит из трех частей: вступления, основной части и заключения. Прежде всего, следует назвать тему своей презентации, кратко перечислить рассматриваемые вопросы, избрав для этого живую интересную форму изложения. Большая часть слайдов должна быть посвящена раскрытию темы. Задача выступающего состоит не только в том, что продемонстрировать собственные знания, навыки и умения по рассматриваемой проблематике, но и заинтересовать слушателей, способствовать формированию у других студентов стремления познакомиться с нормативными и специальными источниками по рассматриваемой проблематике.

Алгоритм создания презентации:

- 1 этап – определение цели презентации
- 2 этап – подробное раскрытие информации

### 3 этап - основные тезисы, вывод.

Следует использовать 10-15 слайдов. При этом: - первый слайд – титульный. Предназначен для размещения названия презентации, имени докладчика и его контактной информации; - на втором слайде необходимо разместить содержание презентации, а также краткое описание основных вопросов; - все оставшиеся слайды имеют информативный характер. Обычно подача информации осуществляется по плану: тезис – аргументация – вывод. Рекомендации по созданию презентации: 1. Читабельность (видимость из самых дальних уголков помещения и с различных устройств), текст должен быть набран 24-30-ым шрифтом. 2. Тщательно структурированная информация. 3. Наличие коротких и лаконичных заголовков, маркированных и нумерованных списков. 4. Каждому положению (идее) надо отвести отдельный абзац. 5. Главную идею надо выложить в первой строке абзаца. 6. Использовать табличные формы представления информации (диаграммы, схемы) для иллюстрации важнейших фактов, что даст возможность подать материал компактно и наглядно. 7. Графика должна органично дополнять текст. 8. Выступление с презентацией длится не более 10 минут.

#### **Методические рекомендации к выполнению индивидуального задания**

При выполнении индивидуального задания следует изучить основную и дополнительную литературу, учесть рекомендации преподавателя и требования рабочей программы. Можно подготовить собственное портфолио по рассматриваемой тематике, либо образец портфолио учащегося. Одним из вариантов может стать набор контрольно-измерительных материалов по конкретной теме курса химии с критериями их оценивания.

#### **Методические рекомендации по подготовке к сдаче зачета с оценкой**

Итоговой формой контроля знаний студентов по дисциплине является зачет. Зачет – это форма проверки знаний и навыков студентов. Цель зачета – проверить теоретические знания студентов, оценить степень полученных навыков и умений. Тем самым зачеты содействуют решению главной задачи высшего образования – подготовке квалифицированных специалистов. Преподаватель на зачете проверяет не столько уровень запоминания учебного материала, сколько то, как студент понимает те или иные вопросы, как умеет мыслить, аргументировать, отстаивать определенную позицию, объяснять заученную дефиницию. Для того, чтобы быть уверенным на зачете, необходимо ответы на наиболее трудные, с точки зрения студента, вопросы подготовить заранее и тезисно записать. Запись включает дополнительные ресурсы памяти. На зачете преподаватель может задать студенту дополнительные и уточняющие вопросы. Отвечая на конкретный вопрос, необходимо исходить из принципа плюрализма, согласно которому допускается многообразие концепций, суждений и мнений. Это означает, что студент вправе выбирать по дискуссионной проблеме любую точку зрения (не обязательно совпадающую с точкой зрения преподавателя), но с условием ее достаточной аргументации.