

Документ подписан простой электронной подписью
Информация о владельце:
ФИО: Гаскаев Сергей Валерьевич
Должность: Ректор
Дата подписания: 15.09.2025 10:37:40
Уникальный программный ключ:
04c19ed8b0981566c677a486b9a6788b8322319

МИНОБРНАУКИ РОССИИ Федеральное государственное бюджетное образовательное учреждение высшего образования «Челябинский государственный университет» (ФГБОУ ВО «ЧелГУ»)	стр. 1
Фонд оценочных средств для промежуточной аттестации по дисциплине (модулю) «Физическая химия», по направлению подготовки (специальности) 04.03.01 "Химия", направленности (профилю) Аналитическая химия и химическая экспертиза ФГБОУ ВО «ЧелГУ»	

**Фонд оценочных средств для промежуточной аттестации
по дисциплине (модулю)
Физическая химия**

**Направление подготовки (специальность)
04.03.01 – Химия**

**Направленность (профиль)
Аналитическая химия и химическая экспертиза**

**Присваиваемая квалификация (степень)
Бакалавр**

**Форма обучения
Очная**

Год(ы) набора 2025

Челябинск 2025 г.



Содержание

1. Паспорт фонда оценочных средств
2. Перечень формируемых компетенций
 - 2.1. Компетенции, закреплённые за дисциплиной
3. Содержание оценочных средств по дисциплине
 - 3.1. Виды оценочных средств
 - 3.2. Содержание оценочных средств
4. Порядок проведения и критерии оценивания промежуточной аттестации
 - 4.1. Порядок проведения промежуточной аттестации
 - 4.2. Критерии оценивания промежуточной аттестации по видам оценочных средств
 - 4.3. Результаты промежуточной аттестации и уровни сформированности компетенций



1. ПАСПОРТ ФОНДА ОЦЕНОЧНЫХ СРЕДСТВ

Направление подготовки: 04.03.01 «Химия»

Направленность (профиль) Аналитическая химия и химическая экспертиза

Дисциплина: Физическая химия

Семестр (семестры) изучения: 6

Форма (формы) промежуточной аттестации: 6 семестр – зачет, экзамен.

2. ПЕРЕЧЕНЬ ФОРМИРУЕМЫХ КОМПЕТЕНЦИЙ

2.1. Компетенции, закреплённые за дисциплиной

Изучение дисциплины «Физическая химия» направлено на формирование следующих компетенций:

Коды компетенции согласно ФГОС (ОПОП ВО)	Содержание компетенций согласно ФГОС (ОПОП ВО)	Индикаторы достижения компетенции согласно ОПОП	Перечень планируемых результатов обучения по дисциплине
1	2	3	4
ОПК-1	Способен анализировать и интерпретировать результаты химических экспериментов, наблюдений и измерений	ОПК-1-2. Умеет использовать базовые знания в области химических наук в профессиональной деятельности;	Знать: фундаментальные законы физической химии Уметь: решать конкретные задачи физической химии Владеть навыками количественного и качественного анализа
ОПК-2	Способен проводить с соблюдением норм техники безопасности химический эксперимент, включая синтез, анализ, изучение структуры и свойств веществ и материалов, исследование процессов с их участием	ОПК-2-2. Умеет решать профессиональные задачи из различных областей химии;	Знать: основные методы синтеза и анализа неорганических веществ Уметь: проводить основные химические расчеты, работать с веществами и химической посудой Владеть основными методами и методиками анализа органических и неорганических веществ
ОПК-3	Способен применять расчетно-теоретические	ОПК-3-2. Умеет использовать расчетно-теоретические и	Знать: математический аппарат, необходимый для решения профессиональных



	методы для изучения свойств веществ и процессов с их участием с использованием современной вычислительной техники	компьютерные программы для решения профессиональных задач.	задач в области химии и материаловедения Уметь: решать типовые учебные задачи по основным разделам математики и естественнонаучных дисциплин Владеть навыками работы с учебной литературой, основной терминологией и понятийным аппаратом базовых математических и естественнонаучных дисциплин
--	---	--	---



3. СОДЕРЖАНИЕ ОЦЕНОЧНЫХ СРЕДСТВ ПО ДИСЦИПЛИНЕ

3.1 Виды оценочных средств

№ п/п	Код компетенции/ планируемые результаты обучения	Контролируемые темы/ разделы	Наименование оценочного средства для текущего контроля	Наименование оценочного средства на промежуточной аттестации/№ задания
1	ОПК-1, ОПК-2, ОПК-3	Введение. Предмет и значение физической химии. Краткий очерк развития физической химии.	Задачи для проведения контрольной работы	Вопросы к экзамену
2	ОПК-1, ОПК-2, ОПК-3	Основные положения и постулаты термодинамики	Вопросы для письменного и устного опросов	Вопросы к экзамену
3	ОПК-1, ОПК-2, ОПК-3	Первый закон термодинамики. Внутренняя энергия системы. Теплота и Работа. Термохимия	Задачи для проведения контрольной работы	Вопросы к экзамену
4	ОПК-1, ОПК-2, ОПК-3	Второй закон термодинамики	Вопросы для письменного и устного опросов	Вопросы к экзамену
5	ОПК-1, ОПК-2, ОПК-3	Приложения второго закона термодинамики	Задачи для проведения контрольной работы	Вопросы к экзамену
6	ОПК-1, ОПК-2, ОПК-3	Термодинамика газовых смесей и конденсированных растворов	Вопросы для письменного и устного опросов	Вопросы к экзамену
7	ОПК-1, ОПК-2, ОПК-3	Химические равновесия	Задачи для проведения контрольной работы	Вопросы к экзамену
8	ОПК-1, ОПК-2, ОПК-3	Фазовые равновесия. Диаграммы состояния различных систем	Вопросы для письменного и устного опросов	Вопросы к экзамену



9	ОПК-1, ОПК-2, ОПК-3	Термодинамика поверхностных явлений	Задачи для проведения контрольной работы	Вопросы по темам дисциплины
10	ОПК-1, ОПК-2, ОПК-3	Основные понятия химической кинетики. Кинетический закон действия масс	Вопросы для письменного и устного опросов	Вопросы к экзамену
11	ОПК-1, ОПК-2, ОПК-3	Кинетика необратимых реакций I, II и n – ного порядков	Задачи для проведения контрольной работы	Вопросы к экзамену
12	ОПК-1, ОПК-2, ОПК-3	Кинетика обратимых реакций I и II порядков	Вопросы для письменного и устного опросов	Вопросы к экзамену
13	ОПК-1, ОПК-2, ОПК-3	Кинетический анализ параллельных и последовательных реакций	Задачи для проведения контрольной работы	Вопросы к экзамену
14	ОПК-1, ОПК-2, ОПК-3	Принцип стационарных концентраций М. Боденштейна	Вопросы для письменного и устного опросов	Вопросы к экзамену
15	ОПК-1, ОПК-2, ОПК-3	Основные методы определения кинетического порядка химических реакций	Задачи для проведения контрольной работы	Вопросы к экзамену
16	ОПК-1, ОПК-2, ОПК-3	Влияние температуры на скорость. Энергия активации.	Вопросы для письменного и устного опросов	Вопросы к экзамену
17	ОПК-1, ОПК-2, ОПК-3	Понятие о кинетике реакций в потоке	Задачи для проведения контрольной работы Вопросы для письменного и устного опросов	Вопросы к экзамену
18	ОПК-1, ОПК-2, ОПК-3	Цепные реакции	Задачи для проведения контрольной работы	Вопросы к экзамену
19	ОПК-1, ОПК-2, ОПК-3	Фотохимические реакции	Задачи для проведения контрольной работы Вопросы для письменного и устного опросов	Вопросы к экзамену



20	ОПК-1, ОПК-2, ОПК-3	Теория активных столкновений в химической кинетике	Задачи для проведения контрольной работы	Вопросы к экзамену
21	ОПК-1, ОПК-2, ОПК-3	Теория переходного состояния (активного комплекса)	Вопросы для письменного и устного опросов	Вопросы к экзамену
22	ОПК-1, ОПК-2, ОПК-3	Катализ	Задачи для проведения контрольной работы	Вопросы к экзамену
23	ОПК-1, ОПК-2, ОПК-3	Электрохимия	Вопросы для письменного и устного опросов	Вопросы к экзамену
24	ОПК-1, ОПК-2, ОПК-3	Электрохимическая кинетика	Задачи для проведения контрольной работы	Вопросы к экзамену
25	ОПК-1, ОПК-2, ОПК-3	Иная контактная работа	Вопросы для письменного и устного опросов	Вопросы к экзамену



Типовые задания, критерии и показатели оценивания в рамках текущего контроля представлены в рабочей программе по дисциплине. Полные комплекты оценочных средств и контрольно-измерительных материалов хранятся на кафедре.

3.2 Содержание оценочных средств

Типовые контрольные задания и иные материалы для текущей аттестации:

Примеры задач для контрольных работ:

1. Определите изменение внутренней энергии, количество теплоты и работу, совершаемую при обратимом изотермическом расширении азота от 0.5 до 4 м³ (начальные условия: температура 26.8оС, давление 93.2 кПа)
2. Система содержит 0.5 моль идеального одноатомного газа ($CV = 3.0$ кал/(моль.*К)) при $P1 = 10$ атм и $V1 = 1$ л. Газ расширяется обратимо и адиабатически до давления $P2 = 1$ атм. Рассчитайте начальную и конечную температуру, конечный объем, совершенную работу, а также изменение внутренней энергии и энтальпии в этом процессе. Рассчитайте эти величины для соответствующего изотермического процесса.
4. Удельная поверхность активированного угля равна 400 м²/г. определить максимальное количество метилового спирта, которое может быть адсорбировано на угле массой 2г. Спирт адсорбируется мономолекулярным слоем, а его плотность 0,7958 г/см³.
5. Для газовой реакции гидрирования этилена $K=0,0077$ л/(моль*с) при 600К. В эвакуированный сосуд емкостью 5л, нагретый до 600К, вводится 0,015 моля водорода и 0,005 моля этилена. Определить общее давление и парциальное давление этана через 1 час после начала реакции.
6. Используя предельный закон Дебая-Хюккеля вычислить средний коэффициент активности гексацианоферрата калия (III) в растворе, молярность которого 0,001, если $A=0,509$

Примерные вопросы к письменному и устному опросам:

1. Основные понятия химической термодинамики. Термодинамические системы и их классификация.
Термодинамические состояния и их классификация.
2. Интенсивные и экстенсивные свойства системы. Термодинамические процессы.
Классификация термодинамических процессов.
3. Функции состояния и функции перехода. Свойства функций состояния.
4. Нулевое начало термодинамики. Температура. Температурные шкалы.
5. Уравнение состояния идеального газа. Уравнения состояния идеального газа в изопроцессах. Уравнение Ван-дер-Ваальса для реального газа. Уравнение состояния конденсированной фазы.
6. Первое начало термодинамики. Математическая формулировка первого начала термодинамики в интегральной и дифференциальной формах.
7. Внутренняя энергия системы. Теплота и работа как формы передачи энергии, их эквивалентность.
8. Цикл Карно. Уравнение адиабаты.
9. Работа. Виды работы. Работа идеального газа в изопроцессах.
10. Калорические коэффициенты. Теплоемкость. Виды теплоемкости. Энтальпия как функция состояния системы.



11. Связь различных видов теплоемкости друг с другом (в общем виде и в частных случаях).
Зависимость
теплоемкости от давления и объема.
12. Приложение первого закона термодинамики к химическим процессам. Закон Гесса.
13. Зависимость теплоты процесса от температуры. Уравнения Кирхгофа. Температурные ряды теплоемкости.
14. Термодинамическая и термохимическая системы знаков. Термохимические уравнения.
15. Энтропия как функция состояния системы. Второе начало термодинамики.
Самопроизвольные и
несамопроизвольные процессы. Постулат Клаузиуса. Постулат Томсона.
16. Статистический характер второго начала термодинамики. Статистическая трактовка энтропии. Термодинамическая вероятность состояния системы. Уравнение Больцмана.
17. Изменение энтропии при протекании различных процессов. Соотношения Максвелла.
18. Третье начало термодинамики. Постулат Планка. Абсолютное значение энтропии.
Методы расчета энтропии.
19. Изобарно-изотермический и изохорно-изотермический потенциалы. Условие термодинамического равновесия.
Критерии самопроизвольного протекания процесса. Уравнение максимальной работы Гиббса-Гельмгольца.
20. Характеристические функции. Естественные переменные. Условия равновесия.
21. Термодинамические потенциалы идеальных и реальных газов. Летучесть и коэффициент летучести.
22. Фазовые равновесия в однокомпонентных системах. Уравнение Клаузиуса-Клапейрона.
23. Фазовые переходы 1 и 2 рода. Правило смещения равновесия.
24. Химический потенциал. Условия равновесия в гетерогенных системах. Уравнение Гиббса-Дюгема.
25. Давление насыщенных паров конденсированных растворов. Законы Рауля и Генри для предельно разбавленных растворов.
26. Реальные растворы. Положительные и отрицательные отклонения от законов Рауля и Генри.
27. Активность и коэффициент активности компонентов растворов. Стандартные состояния.
28. Химические потенциалы компонентов идеальных, предельно разбавленных и реальных растворов.
29. Растворимость газов в жидкостях. Зависимость растворимости от давления и температуры. Коэффициенты растворимости и поглощения.
30. Растворы нелетучих веществ в жидкостях. Эбулиоскопия и криоскопия.
31. Растворимость твердых веществ в жидкостях. Ненасыщенные, насыщенные и пересыщенные растворы.
Зависимость растворимости от температуры и давления.
32. Осмотическое давление в растворах. Уравнение Вант-Гоффа для осмотического давления.
Термодинамика
осмотического давления.
33. Растворы. Термодинамическая номенклатура водных систем. Теории растворов.
Парциальные молярные
величины.
34. Конденсированные растворы. Идеальные, совершенные, предельно разбавленные, регулярные и атермальные растворы.



35. Коллигативные свойства растворов неэлектролитов и растворов электролитов. Изотонический коэффициент.
36. Коэффициент распределения веществ в несмешивающихся жидкостях. Экстракция. Количественные характеристики экстракции.
37. Диаграммы равновесия «жидкость – пар» в бинарных растворах. Первый закон Коновалова.
38. Второй закон Коновалова. Его вывод. Азеотропные смеси. Способы разделения азеотропных смесей.
39. Распределение растворенного вещества между двумя несмешивающимися жидкостями. Законы распределения Нернста и Нернста-Шилова.
40. Химическое равновесие. Закон действующих масс. Константа равновесия.
41. Равновесие химических реакций в газовой фазе, протекающих без изменения и с изменением числа молекул в системе.
42. Химическое равновесие в жидкой фазе и в гетерогенных системах. Константа равновесия.
43. Изотерма химической реакции. Стандартный изобарно-изотермический потенциал химической реакции. Расчет константы химического равновесия по термодинамическим данным. Метод комбинирования равновесий.
44. Влияние температуры на химическое равновесие. Уравнение изобары и изохоры Вант-Гоффа.
45. Расчет химических равновесий по термохимическим данным и методом Темкина-Шварцмана. Тепловой закон Нернста.
46. Равновесие в гетерогенных системах. Правило фаз Гиббса. Диаграммы состояния однокомпонентных систем. Тройная и критическая точки.
47. Равновесие в двухкомпонентных системах. Фазовая диаграмма. Виды диаграмм состояния.
48. Диаграммы плавкости двойных систем с неограниченной растворимостью компонентов в твердом и жидком состоянии.
49. Диаграмма плавкости системы с простой эвтектикой. Треугольник Таммана.
50. Диаграмма плавкости системы с ограниченной растворимостью веществ в твердом состоянии.
51. Диаграмма плавкости системы, образующей конгруэнтно плавящееся химическое соединение.
52. Диаграмма плавкости системы, образующей инконгруэнтно плавящееся химическое соединение.
53. Диаграмма плавкости системы с перитектикой.
54. Диаграмма плавкости системы с куполом расслаивания.
55. Правило рычага. Изменение типа диаграмм в зависимости от типа отклонений от закона Рауля.
56. Представление составов и свойств трехкомпонентной системы на концентрационном треугольнике.
57. Явления на поверхности жидкость – газ. Поверхностное натяжение.



58. Потенциал омега. Термодинамические свойства поверхности раздела фаз.
59. Адсорбция на твердой поверхности. Изобара, изотерма и изопикна адсорбции. Количественные характеристики адсорбции.
60. Адсорбция на жидкой поверхности. Капиллярное давление. Изотерма адсорбции Гиббса.
61. Мономолекулярная и полимолекулярная адсорбция. Изотермы адсорбции Ленгмюра и БЭТ.
62. Изотермы адсорбции Генри и Фрейндлиха. Параметры изотермы адсорбции Фрейндлиха, их физический смысл, предельные значения.
- Вопросы к коллоквиуму по курсу "Химическая кинетика и катализ"
1. Основные понятия химической кинетики. Молекулярность и порядок реакции. Кинетическая классификация химических реакций. Обратимые и необратимые процессы. Основной постулат химической кинетики. Скорость и константа скорости.
 2. Кинетические уравнения необратимых реакций первого и второго порядков.
 3. Кинетические кривые. Кинетические уравнения необратимых реакций n-ного порядка.
 4. Кинетика параллельных реакций первого и второго порядков.
 5. Кинетика последовательных реакций первого порядка.
 6. Кинетика обратимых реакций первого и второго порядков.
 7. Кинетика реакций в потоке. Общее кинетическое уравнение.
 8. Температурная зависимость скорости химической реакции. Энергия активации.
 9. Методы определения порядка химической реакции.
 10. Кинетика простых и разветвленных цепных реакций.
 11. Пределы самовоспламенения разветвленных цепных реакций. Понятие теплового взрыва.
 12. Принцип стационарных концентраций М. Боденштейна и его применение в химической кинетике.
 13. Законы фотохимии. Кинетические особенности фотохимических реакций. Квантовый выход и уравнение скорости фотохимической реакции.
 14. Законы распределения молекул идеального газа по скоростям и энергии. Средняя и наиболее вероятная скорости движения молекул.
 15. Эффективное сечение столкновений и общее число двойных столкновений. Теория активных столкновений и энергия активации химических реакций.
 16. Взаимосвязь уравнения Аррениуса и теории активных столкновений. Уравнение скорости и константы скорости бимолекулярных реакций в теории активных столкновений.
 17. Применение теории активных столкновений к мономолекулярным реакциям. Схема Линдемана. Понятие о теориях Гиншельвуда, Касселя и Слэттера.
 18. Тримолекулярные реакции и теория активных столкновений. Уравнение для числа тройных столкновений. Схема Траутца.
 19. Понятие о координате и энергетическом профиле пути химической реакции. Основное уравнение теории активного комплекса.
 20. Термодинамические параметры образования активного комплекса. Энергия активации и уравнение константы скорости в теории активного комплекса.
 21. Применение теории активного комплекса к мономолекулярным и тримолекулярным реакциям.
 22. Определение катализа и классификация каталитических реакций.



23. Общие кинетические закономерности и активация гомогенных каталитических процессов.
24. Кислотно-основный катализ. Солевые эффекты. Влияние ионной силы на скорость ионных реакций.
25. Основные стадии гетерогенных каталитических процессов. Лимитирующие стадии. Активация в гетерогенном катализе.
26. Кинетика гетерогенной химической реакции в статических условиях.
27. Теоретические модели процессов гетерогенного катализа.
- Вопросы к коллоквиуму по курсу "Электрохимия"
1. Предмет и понятия электрохимии. Теория электролитической диссоциации, ее недостатки.
 2. Термодинамическая номенклатура водных систем. Активность и коэффициент активности.
 3. Основы электростатической теории сильных электролитов. Средняя плотность зарядов ионной атмосферы.
 4. Зависимость электрического потенциала и плотности от расстояния до центрального иона.
 5. Потенциал и радиус ионной сферы. Предельный закон Дебая-Хюккеля. Дальнейшее развитие теории.
 6. Химическое действие электрического тока. Законы Фарадея. Диффузия в растворах электролитов.
 7. Общая характеристика движения ионов в растворах электролитов. Электропроводность. Число переноса.
 8. Теоретическая интерпретация электропроводности электролитов. Подвижность ионов водорода и гидроксид-иона.
 9. Термодинамика электрохимических систем и электродных процессов. Условная водородная шкала. ЭДС. Электродный потенциал.
 10. Электрохимический потенциал. Электрохимические равновесия.
 11. Классификация электродов.
 12. Классификация электрохимических цепей.
 13. Электрохимическая кинетика. Механизм и скорость электродной реакции.
 14. Поляризация электродов и перенапряжение.
 15. Электрохимическая поляризация.
 16. Ток обмена. Перенапряжение электрохимической стадии.
 17. Влияние строения двойного электрического слоя на скорость реакции переноса зарядов.
 18. Поверхностные и межфазные слои.
 19. Термодинамика поверхностных явлений. Адсорбционное уравнение Гиббса.
 20. Основное уравнение электрокапиллярности (уравнение Фрумкина).
 21. Емкость двойного электрического слоя. Теория Гельмгольца строения двойного электрического слоя.
 22. Теория Гуи-Чапмена строения двойного электрического слоя.
 23. Влияние строения двойного электрического слоя на процессы растворения металлов и разряда их ионов.
 24. Многостадийные электродные реакции.
 25. Двухстадийные электродные реакции.
 26. Параллельные электродные реакции.
 27. Диффузионная поляризация (перенапряжение).
- Типовые контрольные вопросы и задания для промежуточной аттестации**
Список вопросов для проведения экзамена.
Вопросы по разделу "Химическая термодинамика"



1. Основные понятия химической термодинамики. Термодинамические системы и их классификация. Термодинамические параметры и уравнения состояния. Равновесные и неравновесные состояния.
2. Внутренняя энергия системы. Теплота и работа как формы перехода энергии, их эквивалентность.
3. Равновесные и неравновесные /необратимые/ процессы. Работа различных процессов.
4. Первый закон термодинамики. Уравнение первого закона термодинамики для системы с идеальным газом.
5. Калорические коэффициенты. Теплоемкость. Энтальпия как функция состояния системы.
6. Приложение первого закона термодинамики к химическим процессам. Закон Гесса.
7. Зависимость теплоты процесса от температуры. Уравнения Кирхгофа.
8. Энтропия как функция состояния системы. Второй закон термодинамики. Критерий равновесия.
9. Статистический характер второго закона термодинамики. Уравнение Больцмана.
10. Постулат Планка. Абсолютное значение энтропии. Методы расчета энтропии.
11. Изобарно - изотермический и изохорно- изотермический потенциалы. Уравнение максимальной работы Гиббса-Гельмгольца.
12. Характеристические функции. Условия равновесия.
13. Термодинамические потенциалы идеальных и реальных газов. Летучесть.
14. Фазовые равновесия в однокомпонентных системах. Уравнение Клаузиуса-Клапейрона.
15. Фазовые переходы первого и второго рода. Правило смещения равновесия.
16. Зависимость давления насыщенного пара от температуры.
17. Термодинамические функции смесей идеальных газов. Химические потенциалы смесей идеальных и реальных газов.
18. Химический потенциал. Условия равновесия в гетерогенных системах. Уравнение Гиббса-Дюгема.
19. Давление насыщенных паров конденсированных растворов. Законы Рауля и Генри для предельно разбавленных растворов.
20. Реальные растворы. Положительные и отрицательные отклонения от законов Рауля и Генри.
21. Активность и коэффициент активности компонентов растворов. Стандартные состояния.
22. Химические потенциалы компонентов идеальных, предельно разбавленных и реальных растворов.
23. Растворимость газов в жидкостях. Зависимость растворимости от давления и температуры. Коэффициенты растворимости и поглощения.
24. Растворы нелетучих веществ в жидкостях. Эбулиоскопия и криоскопия.
25. Растворимость твердых веществ в жидкостях. Насыщенные растворы. Зависимость растворимости от температуры.
26. Осмотическое равновесие в растворах. Термодинамика осмотического давления.
27. Растворы. Способы выражения концентраций. Теории растворов. Парциальные молярные величины.



28. Коэффициент распределения веществ в несмешивающихся жидкостях. Экстракция из растворов.
 29. Методы определения активности.
 30. Диаграммы равновесий жидкость - пар в бинарных растворах. Первый, закон Коновалова.
 31. Второй закон Коновалова. Его вывод. Азеотропные растворы.
 32. Определение активности и коэффициентов активности по уравнению Гиббса - Дюгема.
 33. Химическое равновесие. Закон действия масс. Константы равновесия.
 34. Равновесие химических реакций в газовой фазе, протекающих без изменения и с изменением числа молекул в системе.
 35. Химическое равновесие в жидкой фазе и в гетерогенных системах. Константы равновесия.
 36. Изотерма химической реакции. Стандартный изобарно-изотермический потенциал химической реакции. Расчет констант химического равновесия по термодинамическим данным. Метод комбинирования равновесий.
 37. Влияние температуры на химическое равновесие. Уравнения изобары и изохоры Вант-Гоффа.
 38. Расчет химических равновесий по термохимическим данным. Тепловой закон Нернста.
 39. Равновесие в гетерогенных системах. Правило фаз Гиббса. Диаграммы состояния однокомпонентных систем.
 40. Равновесия в двухкомпонентных системах. Диаграммы состояния двойных систем с неограниченной и ограниченной растворимостью, компонентов.
 41. Диаграммы состояния двойных систем с химическим соединением, плавящимся конгруэнтно и инконгруэнтно.
 42. Правило рычага. Количественные расчеты по двойным диаграммам состояния.
 43. Явления на поверхности жидкость - газ. Потенциал омега.
 44. Термодинамические свойства поверхности раздела фаз.
 45. Капиллярное давление. Адсорбция на жидкой поверхности.
 46. Адсорбция на твердой поверхности. Изобара и изотермы адсорбции.
 47. Мономолекулярная и полимолекулярная адсорбция. Изотермы адсорбции Ленгмюра и БЭТ.
 48. Обобщения для процессов адсорбции на твердой и жидкой поверхности.
- Вопросы по разделу "Химическая кинетика, катализ и электрохимия"
1. Основные понятия химической кинетики. Молекулярность и порядок реакции. Кинетическая классификация химических реакций. Обратимые и необратимые процессы. Основной постулат химической кинетики. Скорость и константа скорости.
 2. Кинетические уравнения необратимых реакций первого и второго порядков.
 3. Кинетические кривые. Кинетические уравнения необратимых реакций n-го порядка.
 4. Кинетика параллельных реакций первого и второго порядков.
 5. Кинетика последовательных реакций первого порядка.
 6. Кинетика обратимых реакций первого и второго порядков
 7. Кинетика реакций в потоке. Общее кинетическое уравнение.
 8. Температурная зависимость скорости химической реакции. Энергия активации.
 9. Методы определения порядка химической реакции.



10. Кинетика простых и разветвленных цепных реакций.
11. Пределы самовоспламенения разветвленных цепных реакций. Понятие теплового взрыва.
12. Принцип стационарных концентраций М.Боденштейна и его применение в химической кинетике.
13. Законы фотохимии. Кинетические особенности фотохимических реакции. Квантовый выход и уравнение скорости фотохимической реакции.
14. Законы распределения молекул идеального газа по скоростям и энергии. Средняя и наиболее вероятная скорости движения молекул.
15. Эффективное сечение столкновений и общее число двойных столкновений. Теория активных столкновений и энергия активации химических реакций.
16. Взаимосвязь уравнения Аррениуса и теории активных столкновений. Уравнения скорости и константы скорости бимолекулярных реакций в теории активных столкновений.
17. Применение теории активных столкновений к мономолекулярным реакциям. Схема Линдемана. Понятие о теориях Гиншельвуда, Касселя и Слэттера.
18. Тримолекулярные реакции и теория активных столкновений. Уравнение для числа тройных столкновений. Схема Траутца.
19. Понятие о координате и энергетическом профиле пути химической реакции. Основное уравнение теории активного комплекса.
20. Термодинамические параметры образования активного комплекса. Энергия активации и уравнение константы скорости в теории активного комплекса.
21. Применение теории активного комплекса к мономолекулярным и тримолекулярным реакциям.
22. Определение катализа и классификация каталитических реакций.
23. Общие кинетические закономерности и активация гомогенных каталитических процессов.
24. Кислотно - основной катализ. Солевые эффекты. Влияние ионной силы на скорость ионных реакций.
25. Основные стадии гетерогенных каталитических процессов. Лимитирующие стадии. Активация в гетерогенном катализе.
26. Кинетика гетерогенной химической реакции в статических условиях.
27. Теоретические модели процессов гетерогенного катализа.
28. Предмет и понятия электрохимии. Теория диссоциации ее недостатки.
29. Термодинамическая номенклатура водных систем. Активность и коэффициент активности.
30. Основы электростатической теории сильных электролитов. Средняя плотность зарядов ϕ ионной атмосферы. „
31. Зависимость электрического потенциала ψ и плотности ϕ от расстояния r до центрального иона.
32. Потенциал и радиус ионной сферы. Предельный закон Дебая – Хюккеля. Дальнейшее развитие теории.
33. Химическое действие электрического тока. Законы Фарадея. Диффузия в растворах электролитов.
34. Общая характеристика движения ионов в растворах электролитов. Электропроводность. Число переноса.
35. Теоретическая интерпретация электропроводности электролитов. Подвижность ионов водорода и гидроксила.



36. Термодинамика электрохимических систем и электродных процессов. Условная водородная шкала. Международная конвенция об Э.Д.С. и электродных потенциалах.
37. Электрохимический потенциал. Электрохимические равновесия.
38. Классификация электродов.
39. Классификация электрохимических цепей.
40. Электрохимическая кинетика. Скорость электродной реакции. Перенапряжение. Поляризационные кривые.



4. ПОРЯДОК ПРОВЕДЕНИЯ И КРИТЕРИИ ОЦЕНИВАНИЯ ПРОМЕЖУТОЧНОЙ АТТЕСТАЦИИ

4.1. Порядок проведения промежуточной аттестации

Критерием успешности освоения учебного материала является экспертная оценка преподавателя, учитывающая регулярность посещения обязательных учебных занятий, знаний теоретического раздела программы по дисциплине, практическим занятиям.

Качество усвоения знаний завершается зачетом.

Экзамен проводится в присутствии преподавателя и предполагает развернутый, полный ответ на дватеоретических вопроса. Вопросы составляются с учётом материала, пройденного как на лекционных занятиях, так и на практических занятиях. Время, отводимое на выполнение итоговой работы 60 минут. Экзамен ориентирован на выявление уровня сформированности знаний, умений и навыков, составляющих основу профессиональных компетенций, обеспечиваемых учебной дисциплиной.

4.2. Критерии оценивания промежуточной аттестации по видам оценочных средств

4.2.1. Критерии оценивания

Критерием успешности освоения учебного материала является экспертная оценка преподавателя, учитывающая регулярность посещения обязательных учебных занятий, знаний теоретического раздела программы по дисциплине, отчеты по лабораторным работам и практическим занятиям. Качество усвоения знаний завершается зачетом и экзаменом.

Для получения зачета необходимо выполнить лабораторные работы, защитить отчеты по лабораторным работам, решить задачи контрольных работ, дать правильные ответы на вопросы письменных и устных опросов.

Критерии оценивания контрольной работы: студент должен предоставить правильное решение не менее 50% задач, составляющих контрольную работу. Контрольные работы проводятся на практических занятиях письменно в течение 2 академических часов.

Критерии оценивания письменного опроса. Для сдачи письменного опроса студент должен дать развернутый, правильный ответ на два вопроса из списка вопросов к письменному опросу.

Критерии оценивания устного опроса. Для сдачи устного опроса студент должен дать развернутый правильный ответ на один из вопросов из списка для опросов. Устный опрос проводится преподавателем. Студенту предоставляется время на подготовку ответа.



При успешном выполнении контрольных работ, письменных и устных опросов студент получает зачет по дисциплине. Экзамен проводится в присутствии преподавателя и предполагает развернутый, полный ответ на один теоретический вопрос. Вопросы составляются с учётом материала, пройденного как на лекционных занятиях, так и на практических занятиях. Время, отводимое на выполнение итоговой работы 60 минут. Экзамен ориентирован на выявление уровня сформированности знаний, умений и навыков, составляющих основу профессиональных компетенций, обеспечиваемых учебной дисциплиной.

Во время экзамена студент в течение отведенного времени готовит письменный ответ на вопрос билета.

Правильный ответ оценивается от 0 до 40 баллов, что соответствует пороговому (11-20 баллов), базовому (21 - 30 баллов), продвинутому (31-40 баллов) уровню подготовки.

"Отлично" (31-40 баллов)

- систематизированные, глубокие и полные знания по вопросам программы;
- точное использование научной терминологии, систематически грамотное и логически правильное изложение ответа на вопросы;
- безупречное владение инструментарием, умение его эффективно использовать в постановке научных и практических задач;
- полное и глубокое усвоение основной литературы, рекомендованной программой дисциплины, свободное владение информацией из источников дополнительной литературы;
- умение ориентироваться в теориях, концепциях и направлениях дисциплины и давать им критическую оценку, используя научные достижения других дисциплин;
- высокий уровень сформированности заявленных компетенций.

"Хорошо" (21-30 баллов)

- достаточно полные систематизированные знания;
- умение ориентироваться в основных теориях, концепциях и направлениях и давать им критическую оценку;
- использование научной терминологии, лингвистически и логически правильное изложение ответов на вопросы, умение делать обоснованные выводы;
- владение инструментарием, умение его использовать в постановке и решении научных и профессиональных задач;
- усвоение основной литературы, рекомендованной программой дисциплины;
- средний уровень сформированности заявленных компетенций.

"Удовлетворительно" (11-20 баллов)

- достаточный минимальный объем знаний;



- усвоение основной литературы, рекомендованной программой дисциплины;
- умение ориентироваться в основных теориях, концепциях и направлениях и давать им оценку;
- использование научной терминологии, стилистическое и логическое изложение ответа на вопросы, умение делать выводы без существенных ошибок;
- владение инструментарием, умение его использовать в решении типовых задач;
- достаточный минимальный уровень сформированности заявленных компетенций.

"Неудовлетворительно" (0-10 баллов)

- фрагментарные знания;
- отказ от ответа;
- знание отдельных рекомендованных источников;
- неумение использовать научную терминологию;
- наличие грубых ошибок;
- низкий уровень сформированности заявленных компетенций.

4.3 Критерии оценивания зачета

Зачтено	Не зачтено
Обучающийся обнаружил знание основного учебно-программного материала в объеме, необходимом для дальнейшей учебы и предстоящей работы по специальности, справился с выполнением заданий, предусмотренных программой дисциплины.	Обучающийся обнаружил значительные пробелы в знаниях основного учебно-программного материала, допустил принципиальные ошибки в выполнении предусмотренных программой заданий и не способен продолжить обучение или приступить по окончании университета к профессиональной деятельности без дополнительных занятий по соответствующей дисциплине.

4.3. Результаты промежуточной аттестации и уровни сформированности компетенций

При подведении итогов учитываются результаты текущей аттестации.



Уровни сформированности компетенций определяется следующим образом:

1. Высокий уровень сформированности компетенций соответствует оценке отлично:

- предполагает формирование компетенций на высоком уровне, готовность к самостоятельной профессиональной деятельности: формируются навыки планирования и проведения химического анализа, навыки систематизации теоретических, расчетных и экспериментальных данных для решения профессиональных задач.
- студент способен аргументировать собственную точку зрения по решению профессиональных вопросов, критически оценивать информацию, формулировать собственные выводы.

2. Средний уровень соответствует оценке хорошо:

- предполагает формирование компетенций на более высоком уровне: формируется комплексное знание планирования и проведения химического анализа, умение сбора, анализа и обработки данных, необходимых для решения профессиональных задач;
- студент способен давать развернутые ответы на теоретические вопросы дисциплины на уровне не ниже оценки «удовлетворительно».

3. Базовый уровень соответствует оценке удовлетворительно:

