

МИНИСТЕРСТВО НАУКИ И ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ
РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ
Федеральное государственное бюджетное образовательное учреждение
высшего образования
«ДАГЕСТАНСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ УНИВЕРСИТЕТ»
Химический факультет

РАБОЧАЯ ПРОГРАММА ДИСЦИПЛИНЫ

ФИЗИЧЕСКАЯ ХИМИЯ

Кафедра физической и органической химии химического факультета

Образовательная программа

04.05.01 Фундаментальная и прикладная химия

Профиль подготовки

Неорганическая химия, аналитическая химия, органическая химия

Уровень высшего образования

Специалист

Форма обучения

Очная

Статус дисциплины: базовая

Махачкала, 2020 г.

Рабочая программа дисциплины «Физическая химия» составлена в 2020 году в соответствии с требованиями ФГОС ВО по специальности 04.05.01 Фундаментальная и прикладная химия (уровень специалитета) от «12» сентября 2016 г. № 1174.

Разработчик(и): кафедра физической и органической химии, Магомедова Асият Омаровна, к.х.н., Сулейманов Сагим Икрамович, к.х.н.

Рабочая программа дисциплины одобрена:

на заседании кафедры физической и органической химии

от «19» февраля 2020 г., протокол № 6

Зав. кафедрой  проф. Абдулагатов И.М.

(подпись)

на заседании Методической комиссии химического факультета

от «21» февраля 2020 г., протокол № 6.

Председатель  Гасангаджиева У.Г.

(подпись)

Рабочая программа дисциплины согласована с учебно-методическим управлением «16» 03 2020 г. 

(подпись)

Аннотация рабочей программы дисциплины

Дисциплина “Физическая химия” входит в базовую часть образовательной программы специалитета Б1.Б.17 по специальности 04.05.01 “Фундаментальная и прикладная химия” (уровень специалитета).

Дисциплина реализуется на химическом факультете кафедрой физической и органической химии.

Содержание дисциплины охватывает круг вопросов, связанных с изучением и объяснением закономерностей, определяющих направленность химических процессов, скорость их протекания.

Дисциплина нацелена на формирование следующих компетенций выпускника: ОК-7, ОПК-1, 2, 5.

Преподавание дисциплины предусматривает проведение следующих видов учебных занятий: лекции, лабораторные занятия, самостоятельная работа.

Рабочая программа дисциплины предусматривает проведение следующих видов контроля успеваемости в форме коллоквиумов, контрольных работ и промежуточный контроль в форме зачета и экзамена.

Объем дисциплины 17 зачетных единиц, в том числе в академических часах по видам учебных занятий.

Семестр	Учебные занятия						СРС, в том числе экзамен	Форма промежуточной аттестации (зачет, дифференцированный зачет, экзамен)
	Всего	Контактная работа обучающихся с преподавателем						
		из них						
Лекции	Лабораторные занятия	Практические занятия	КРС	Консультации				
6 сем.	288	48	82	-	-	-	122+36	Зачет, экзамен
7 сем.	324	54	110	-	-	-	124+36	Зачет, экзамен

1. Цели освоения дисциплины

Целями освоения дисциплины “Физическая химия” являются раскрытие смысла основных законов физической химии, научить студента видеть и определять области применения этих законов, понимать их возможности при решении конкретных химических проблем, развитие умения грамотно применять законы и закономерности химической термодинамики к решению различных задач технологического и экологического совершенствования производственных процессов.

2. Место дисциплины в структуре ОПОП специалитета

Дисциплина “Физическая химия” входит в базовую часть образовательной программы специалитета Б1.Б.17 по специальности 04.05.01 “Фундаментальная и прикладная химия”.

Современная физическая химия стремится к количественному описанию химических процессов, используя такие фундаментальные методы исследования как термодинамический, квантово - механический методы исследования, статистический, поэтому для успешного усвоения физической химии студент должен владеть основами физики и высшей математики, а также иметь твердые знания по неорганической и органической химии в объеме вузовских курсов. Изучение теории и практики начинается после прохождения студентами материала курсов “Математика”, “Физика”, “Неорганическая химия”, “Органическая химия”. Дисциплина служит основой при изучении курса “Физические методы исследования”.

3. Компетенции обучающегося, формируемые в результате освоения дисциплины (перечень планируемых результатов обучения)

Код компетенции из ФГОС ВО	Наименование компетенции из ФГОС ВО	Планируемые результаты обучения
ОК-7	Готовность к саморазвитию, самореализации, использованию творческого потенциала	Знает: предметную область химии. Умеет: работать самостоятельно и в коллективе, формулировать результат; публично представить собственные и известные научные результаты. Владеет: способностью к самоорганизации и к самообразованию; навыками самостоятельной научно-исследовательской работы; способностью формулировать результат.
ОПК-1	Способность воспринимать, развивать и использовать теоретические основы традиционных и новых разделов химии при решении профессиональных задач	Знает: теоретические основы традиционных и новых разделов физической химии Умеет: воспринимать, развивать и использовать теоретические основы традиционных и новых разделов физической химии Владеет: теоретическими основами физической химии при решении профессиональных задач
ОПК-2	Владение навыками химического эксперимента, синтетическими и аналитическими методами получения и исследования химических веществ и реакций	Знает: методы исследования химических процессов. Умеет: осуществлять химический эксперимент по предлагаемой методике, анализировать полученные экспериментальные данные,

		интерпретировать полученные экспериментальные результаты. Владеет: навыками эксперимента, методами исследования химических процессов
ОПК-5	Способность к поиску, обработке, анализу научной информации и формулировке на их основе выводов и предложений	Знает: источники поиска научной информации по традиционным и новым разделам физической химии Умеет: искать, обрабатывать и анализировать научную информацию по физической химии с дальнейшим формированием на их основе определенных выводов и предложений Владеет: основами современных методов анализа научной информации

4. Объем, структура и содержание дисциплины.

4.1. Объем дисциплины составляет 17 зачетных единиц, 612 академических часов.

4.2. Структура дисциплины.

№ п/п	Разделы и темы дисциплины	Семестр	Неделя семестра	Виды учебной работы, включая самостоятельную работу студентов и трудоемкость (в часах)				Самост. работа	Формы текущего контроля успеваемости (по неделям семестра) Форма промежуточной аттестации (по семестрам)
				Лекции	Практические занятия	Лаборатория	Контроль		
Модуль 1. Основы химической термодинамики. Первый закон термодинамики.									
1	Основные понятия химической термодинамики.	6		2		4		6	Устный опрос, контрольная работа
2	Первый закон термодинамики.	6		2		4		6	Устный опрос, контрольная работа
3	Калорические и термические коэффициенты.	6		2		4		6	Устный опрос, контрольная работа,
	<i>Итого по модулю 1:</i>		36	6		12		18	коллоквиум
Модуль 2. Термохимия.									
4	Тепловой эффект химической реакции. Закон Гесса.	6		2		4		6	Устный опрос, контрольная работа
5	Энергия кристаллической решетки. Цикл Борна-Габера.	6		2		4		6	Устный опрос, контрольная работа

6	Зависимость теплового эффекта химической реакции от температуры. Уравнение Кирхгоффа. <i>Итого по модулю 2:</i>	6		2		4		6	Устный опрос, контрольная работа
Модуль 3. Второй закон термодинамики.									
7	Цикл Карно. Самопроизвольные и несамопроизвольные процессы. КПД.	6		2		4		6	Устный опрос, контрольная работа
8	Второй закон термодинамики. Энтропия.	6		2		4		6	Устный опрос, контрольная работа
9	Постулат Планка. Методы расчета энтропии. <i>Итого по модулю 3:</i>	6		2		4		6	Устный опрос, контрольная работа
Модуль 4. Характеристические функции. Химический потенциал.									
10	Характеристические функции и их взаимосвязь.	6		4		6		8	Устный опрос, контрольная работа
11	Однородные функции состояния. Химический потенциал. Парциальные величины.	6		4		6		8	Устный опрос, контрольная работа
<i>Итого по модулю 4:</i>			36	8		12		16	коллоквиум
Модуль 5. Фазовые равновесия. Растворы.									
12	Гетерогенные системы. Фазовые переходы 1-го и 2-го рода.	6		2		4		6	Устный опрос, контрольная работа
13	Уравнение Клапейрона-Клаузиуса. Диаграмма состояния однокомпонентных систем.	6		2		4		6	Устный опрос, контрольная работа
14	Коллигативные свойства растворов. Законы Рауля и Коновалова. <i>Итого по модулю 5:</i>	6		2		4		6	Устный опрос, контрольная работа
Модуль 6. Термодинамика химического равновесия. Фазовое равновесие многокомпонентных систем.									
15	Закон действия масс. Константа	6		2		2		2	Устный опрос, контрольная работа

16	химического равновесия. Изменение энергии Гиббса и энергии Гельмгольца и направление химической реакции.	6		2		2		2	Устный опрос, контрольная работа
17	Гетерогенное химическое равновесие и особенности их термодинамического описания.	6		2		2		2	Устный опрос, контрольная работа
18	Правило Гиббса. Определение фазы, компонента, степени свободы.	6		2		2		2	Устный опрос, контрольная работа
19	Построение диаграммы двухкомпонентных систем с простой эвтектикой.	6		2		4		1	Устный опрос, контрольная работа
20	Трехкомпонентные системы.	6		2		2		1	Устный опрос, контрольная работа
	<i>Итого по модулю 6:</i>		36	12		14		10	коллоквиум
Модуль 7. Элементы статистической термодинамики.									
21	Элементы статистической термодинамики.	6		4		8		24	Устный опрос, контрольная работа
	<i>Итого по модулю 7:</i>		36	4		8		24	коллоквиум
Модуль 8. Подготовка к экзамену.									
22	Подготовка к экзамену	6	36					36	Экзамен
	<i>Итого по модулю 8:</i>		36					36	
	<i>Итого по семестру:</i>		288	48		82		122+ 36	Экзамен
Модуль 9. Кинетические закономерности простых реакций.									
23	Основные понятия и определения химической кинетики.	7		2		4		6	Устный опрос, контрольная работа
24	Кинетические уравнения необратимых реакций 1-го порядка	7		2		6		4	Устный опрос, контрольная работа
25	Кинетические уравнения необратимых реакций 2-го	7		2		4		6	Устный опрос, контрольная работа

	порядка <i>Итого по модулю 9:</i>		36	6		14		16	коллоквиум
Модуль 10. Кинетические закономерности сложных реакций.									
26	Кинетические уравнения обратимых реакций	7		2		6		5	Устный опрос, контрольная работа
27	Кинетические уравнения параллельных реакций	7		3		5		5	Устный опрос, контрольная работа
28	Кинетические уравнения последовательных реакций	7		3		4		3	Устный опрос, контрольная работа
	<i>Итого по модулю 10:</i>		36	8		15		13	коллоквиум
Модуль 11. Порядок реакции. Энергия активации.									
29.	Методы определения порядка реакции	7		2		6		4	Устный опрос, контрольная работа
30.	Температурная зависимость скорости реакции	7		3		6		4	Устный опрос, контрольная работа
31.	Теория теплового взрыва. Цепные реакции. Каталитические и автокаталитические реакции. Сопряженные и колебательные реакции.	7		3		4		4	Устный опрос, контрольная работа
	<i>Итого по модулю 11:</i>		36	8		16		12	коллоквиум
Модуль 12. Гетерогенные реакции и реакции в открытых системах.									
32.	Стадии гетерогенных реакций. Законы Фика.	7		3		6		9	Устный опрос, контрольная работа
33.	Реакции в открытых системах. Теория абсолютных скоростей. Теория соударений	7		3		6		9	Устный опрос, контрольная работа
	<i>Итого по модулю 12:</i>		36	6		12		18	коллоквиум
Модуль 13. Теория растворов электролитов.									
34.	Активность ионов. Коэффициент активности.	7		3		6		9	Устный опрос, контрольная работа
35.	Теория Дебая-Хюккеля.	7		3		6		9	Устный опрос, контрольная работа
	<i>Итого по модулю 13:</i>		36	6		12		18	коллоквиум
Модуль 14. Неравновесные явления в растворах электролитов.									

36.	Электропроводность Числа переноса.	7		3		8		8	Устный опрос, контрольная работа
37.	Соотношения между коэффициентами переноса массы и заряда.	7		3		6		8	Устный опрос, контрольная работа
	<i>Итого по модулю 14:</i>		36	6		14		16	коллоквиум
Модуль 15. Электроды и электрохимические цепи.									
38.	Электродный потенциал. Классификация электродов.	7		3		8		7	Устный опрос, контрольная работа
39.	Классификация и термодинамика гальванических цепей.	7		3		8		7	Устный опрос, контрольная работа
	<i>Итого по модулю 15:</i>		36	6		16		14	коллоквиум
Модуль 16. Электрохимическая кинетика. Прикладная электрохимия.									
40.	Электрокапиллярны е явления. Строение ДЭС	7		2		4		5	Устный опрос, контрольная работа
41.	Диффузионная кинетика. Теория замедленного разряда. Полярография.	7		3		4		6	Устный опрос, контрольная работа
42.	Электрохимическое производство металлов. Коррозия металлов. Методы защиты.	7		3		3		6	Устный опрос, коллоквиум
	<i>Итого по модулю 16:</i>		36	8		12		17	коллоквиум
Модуль 17. Подготовка к экзамену.									
	Итого по семестру:	7	324	54		110		36 124+	Экзамен Экзамен
	<i>Итого по модулю 17:</i>		36					36	Экзамен
	ИТОГО:		612	102		192		246+ 72	Экзамен

4.3. Содержание дисциплины, структурированное по темам (разделам).

4.3.1. Содержание лекционных занятий по дисциплине.

Модуль 1. Основы химической термодинамики. Первый закон термодинамики.

Тема 1. Основные понятия химической термодинамики.

Макроскопические системы и термодинамический метод их описания. Термодинамические переменные. Температура. Интенсивные и экстенсивные величины. Обратимые и необратимые процессы. Уравнения состояния. Уравнение состояния идеального газа. Теплота и работы различного рода. Работа расширения для различных процессов.

Тема 2. Первый закон термодинамики.

Первый закон термодинамики. Внутренняя энергия. Энтальпия.

Тема 3. Калорические и термические коэффициенты.

Калориметр, вывод калорических и термодинамических коэффициентов. Справочные данные по калорическим и термодинамическим коэффициентам, и их использование в термодинамических расчетах.

Модуль 2. Термохимия.

Тема 4. Тепловой эффект химической реакции. Закон Гесса.

Закон Гесса и его следствия. Стандартные состояния и стандартные теплоты химических реакций. Теплота сгорания. Теплота образования. Таблицы стандартных термодинамических величин и их использование в термодинамических расчетах.

Тема 5. Энергия кристаллической решетки. Цикл Борна-Габера.

Энергия кристаллической решетки. Энергия сольватации. Цикл Борна-Габера. Определение энергии сольватации электролита и отдельных ионов.

Тема 6. Зависимость теплового эффекта химической реакции от температуры. Уравнение Кирхгоффа.

Зависимость теплового эффекта реакции от температуры. Формула Кирхгоффа. Зависимость теплоемкости от температуры и расчеты тепловых эффектов реакций.

Модуль 3. Второй закон термодинамики.

Тема 7. Цикл Карно. Самопроизвольные и несамопроизвольные процессы. КПД.

Равновесные и неравновесные процессы, адиабаты и изотермы цикла Карно. Приведенная теплота.

Тема 8. Второй закон термодинамики. Энтропия.

Второй закон термодинамики и различные его формулировки. Энтропия. Уравнение второго начала термодинамики для обратимых и необратимых процессов. Энтропия как функция состояния. Измерение энтропии при различных процессах.

Тема 9. Постулат Планка. Методы расчета энтропии.

Третье начало термодинамики. Расчет абсолютной энтропии. Энтропия различных процессов.

Модуль 4. Характеристические функции. Химический потенциал.

Тема 10. Характеристические функции и их взаимосвязь.

Внутренняя энергия, энтальпия, энергия Гиббса и Гельмгольца, их взаимосвязь с V , T и P .

Тема 11. Однородные функции состояния. Химический потенциал. Парциальные величины.

Свойства однородных функций состояния. Показатель однородности. Химический потенциал компонента, уравнение Гиббса-Дюгема. Зависимость химического потенциала от концентрации.

Модуль 5. Фазовые равновесия. Растворы.

Тема 12. Гетерогенные системы. Фазовые переходы 1-го и 2-го рода.

Плавление, испарение. Правила Траутона и Гильдебранта.

Тема 13. Уравнение Клапейрона-Клаузиуса. Диаграмма состояния однокомпонентных систем.

Вывод уравнения Клапейрона-Клаузиуса. Диаграммы состояния P – T.

Тема 14. Коллигативные свойства растворов. Законы Рауля и Коновалова.

Равновесие жидкий раствор – насыщенный пар. Законы Дальтона, Рауля, Генри. Эбуллиоскопия и криоскопия. Осмос. Законы Коновалова, фракционная перегонка.

Модуль 6. Термодинамика химического равновесия. Фазовое равновесие многокомпонентных систем.

Тема 15. Закон действия масс. Константа химического равновесия.

Химическая переменная. Условие химического равновесия. Константа химического равновесия. Закон действия масс.

Тема 16. Изменение энергии Гиббса и энергии Гельмгольца и направление химической реакции.

Изобарный и изохорный потенциалы химической реакции. Гомогенное химическое равновесие. Равновесие реакций протекающие без изменения и с изменением числа молей газообразных веществ.

Тема 17. Гетерогенное химическое равновесие и особенности их термодинамического описания.

Константа равновесия для гетерогенной химической реакции. Комбинирование реакций. Зависимость химического равновесия от температуры.

Тема 18. Правило Гиббса. Определение фазы, компонента, степени свободы.

Вывод уравнения Гиббса. Число степеней свободы. Диаграмма состояния однокомпонентной системы. Энантропия и монотропия.

Тема 19. Построение диаграммы двухкомпонентных систем с простой эвтектикой.

Понятие эвтектика, фигуративная точка, правило рычага, диаграмма плавления, ликвидус, солидус.

Тема 20. Трехкомпонентные системы.

Треугольник Гиббса, Конгруэнтно-плавящиеся химические соединения.

Модуль 7. Элементы статистической термодинамики.

Тема 21. Элементы статистической термодинамики.

Микроскопические и макроскопические параметры, распределение Максвелла, распределение Больцмана, большой канонический ансамбль.

Модуль 9. Кинетические закономерности простых реакций.

Тема 22. Основные понятия и определения.

Скорость химической реакции, закон действующих масс, порядок химической реакции, молекулярность реакции.

Тема 23. Кинетические уравнения необратимых реакций 1-го порядка.

Вывод кинетических уравнений необратимых реакций 1-го порядка, период полупревращения.

Тема 24. Кинетические уравнения необратимых реакций 2-го порядка.
Вывод кинетических уравнений необратимых реакций 2-го порядка, период полупревращения.

Модуль 10. Кинетические закономерности сложных реакций.

Тема 25. Кинетические уравнения обратимых реакций
Вывод кинетических уравнений обратимых реакций n-го порядка.
Графическая иллюстрация полученных результатов.

Тема 26. Кинетические уравнения параллельных реакций
Кинетические уравнения параллельных реакций, обратимые и необратимые стадии в параллельных реакциях.

Тема 27. Кинетические уравнения последовательных реакций
Анализ кинетических уравнений последовательных реакций.

Тема 28. Использование принципов стационарной кинетики для вывода кинетических уравнений

Матричное представление механизма реакции, стехиометрическая матрица, матрица реагентов, линейно зависимые стадии, принципы стационарной кинетики.

Модуль 11. Порядок реакции. Энергия активации.

Тема 29. Методы определения порядка реакции
Дифференциальные и интегральные способы определения порядка реакции. Графический способ, способ подстановки.

Тема 30. Температурная зависимость скорости реакции
Правило Вант-Гоффа, уравнение Аррениуса, введение представлений об энергии активации.

Тема 31. Теория теплового взрыва. Цепные реакции. Каталитические и автокаталитические реакции. Сопряженные и колебательные реакции.

Стационарная теория теплового взрыва, цепная реакция хлорирования метана, реакция Белоусова-Жаботинского, динамические системы.

Модуль 12. Гетерогенные реакции и реакции в открытых системах.

Тема 32. Стадии гетерогенных реакций. Законы Фика.
Диффузия, адсорбция, первый и второй закон Фика.
Тема 33. Реакции в открытых системах. Теория абсолютных скоростей.
Теория соударений.

Кинетика реакций в реакторах идеального смешения и вытеснения.
Теория абсолютных скоростей реакции Эйринга. Стерический множитель.

Модуль 13. Теория растворов электролитов.

Тема 34. Активность ионов. Коэффициент активности.
Термодинамическая теория растворов электролитов. Введение понятий об активности и о коэффициенте активности. Экспериментальное определение коэффициентов активности. Ионная сила растворов. Правило ионной силы. Теория Аррениуса.

Тема 35. Теория Дебая-Хюккеля.
Ионная атмосфера. Радиус ионной атмосферы. Энергия взаимодействия центрального иона с ионной атмосферой. Основное уравнение теории Дебая-Хюккеля для коэффициентов активности.

Недостатки теории Дебая-Хюккеля. 1-е, 2-е, 3-е приближения теории Дебая-Хюккеля.

Модуль 14. Неравновесные явления в растворах электролитов.

Тема 36. Электропроводность. Числа переноса.

Неравновесные явления в растворах электролитов. Поток диффузии. Поток миграции. Первый закон Фика. Электропроводность растворов электролитов. Понятие удельной, молярной, эквивалентной электропроводности. Связь между ними. Подвижности ионов. Закон Кольрауша. Зависимость подвижности от концентрации и температуры. Числа переноса. Методы их определения.

Тема 37. Соотношения между коэффициентами переноса массы и заряда.

Предельные подвижности ионов. Закон Стокса. Вывод уравнения Нернста-Эйнштейна. Соотношение Вальдена-Писаржевского. Электрофоретический и релаксационный эффекты. Эффекты Вина и Дебая-Фалькенгагена. Особые случаи и механизмы электропроводности электролитов. Расплавы и твердые электролиты. Расплавы оксидов. Ионные кристаллы.

Модуль 15. Электроды и электрохимические цепи.

Тема 38. Электродный потенциал. Классификация электродов.

Электрохимический потенциал и равновесие на границе электрод/раствор. Особенности равновесия между фазами, содержащими заряженные частицы. Понятие внутреннего, внешнего и поверхностного потенциала. Вывод формулы Нернста для электродного потенциала. Окислительно-восстановительные полуреакции. Классификация электродов. Правило Лютера. Ионселективные электроды. Понятие о проблеме вольта и абсолютного скачка потенциала.

Тема 39. Классификация и термодинамика гальванических цепей.

Классификация электрохимических цепей. Механизм возникновения ЭДС. Термодинамика гальванических цепей. Измерение ЭДС как метод электрохимических исследований.

Модуль 16. Электрохимическая кинетика. Прикладная электрохимия.

Тема 40. Электрокапиллярные явления. Строение ДЭС

Электрокапиллярные методы. Вывод основного уравнения электрокапиллярности. Уравнения Фрумкина и Липпмана. Применение электрокапиллярных явлений. Потенциалы нулевого заряда, значение их величин в прикладной электрохимии. Образование двойного электрического слоя. Емкость двойного электрического слоя. Связь между емкостью и поверхностным натяжением. Теории строения двойного электрического слоя. Теория Гельмгольца, теория диффузионного двойного слоя Гуи-Чапмена. Толщина диффузного слоя, ее зависимость от концентрации, распределение потенциала в диффузном слое. Теория Штерна.

Тема 41. Диффузионная кинетика. Теория замедленного разряда. Полярография.

Скорость электрохимической реакции. Плотность тока как мера скорости электродного процесса. Законы Фарадея. Электрохимические эквиваленты. Выход по току. Кинетика электродных процессов. Механизмы массо-переноса: диффузия, миграция и конвекция. Три основных уравнения диффузионной кинетики. Понятие о перенапряжении. Виды перенапряжения. Стадии электродного процесса, их характеристика. Замедленная (лимитирующая) стадия электродного процесса. Зависимость скорости электрохимического превращения от потенциала. Перенапряжение катодного процесса. Ток обмена. Теория замедленного разряда. Влияние материала электрода, pH и состава раствора на перенапряжение выделения. Вывод уравнения поляризационной кривой. Полярография. Качественный и количественный полярографический анализ. Уравнение поляризационной кривой при малых перенапряжениях. Высокие перенапряжения. Уравнение Тафеля. Теория диффузионного перенапряжения на вращающемся дисковом электроде.

Тема 42. Электрохимическое производство металлов. Коррозия металлов. Методы защиты.

Основные закономерности электрохимического выделения и растворения металлов. Образование электролитических сплавов. Катодное внедрение. Анодное растворение металлов, пассивация. Основы теории коррозионных процессов. Электрохимическая теория коррозии металлов. Сопряженные электрохимические реакции. Диаграммы Пурбэ. Механизм действия ингибиторов коррозии. Контактное вытеснение металлов. Химические источники тока. Топливный элемент.

4.3.2. Содержание лабораторно-практических занятий по дисциплине.

№	Содержание лабораторной работы	Часы
<i>Модуль 1-3. Основы химической термодинамики. Термохимия. Второй закон термодинамики.</i>		
1	Лабораторная работа №1. Определение теплот растворения безводных солей и их кристаллогидратов. Ознакомление с калориметрическим методом измерения тепловых эффектов. Определение теплоты растворения соли. Определение теплоты образования кристаллогидрата из безводной соли.	4
<i>Модуль 5. Фазовые равновесия. Растворы.</i>		
1	Лабораторная работа №2. Равновесие жидкость-пар. Определение температурной зависимости давления насыщенного пара. Определение повышения температуры растворов нелетучих веществ. Определение температурной зависимости давления насыщенных паров над жидкостью, анализ закона Рауля и уравнения Клапейрона-Клаузиуса. Определение повышения температуры кипения растворов.	4
2	Лабораторная работа №3. Определение коэффициента распределения	4

	третьего компонента между двумя несмешивающимися жидкостями. Определение коэффициента распределения третьего вещества между двумя несмешивающимися (или ограниченно смешивающимися) жидкостями. Ознакомление с основами экстракции.	
3	Лабораторная работа №4. Изучение взаимной растворимости жидкостей. Ознакомиться с методом построения фазовой диаграммы системы вода-фенол. Лабораторная работа №5. Определение константы димеризации карбоновой кислоты.	4
<i>Модуль 6. Термодинамика химического равновесия. Фазовое равновесие многокомпонентных систем.</i>		
1	Лабораторная работа №6. Построение диаграммы состояния двухкомпонентной системы с простой эвтектикой методом кривых охлаждения. Получение кривых охлаждения двух чистых индивидуальных компонентов и нескольких смесей заданного состава. Построение диаграммы состояния для бинарной системы.	4
2	Лабораторная работа №7. Построение диаграммы плавкости системы $\text{NaNO}_3 - \text{Na}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$. Получение кривых охлаждения двух чистых индивидуальных компонентов и нескольких смесей заданного состава. Построение диаграммы состояния для бинарной системы.	4
3	Лабораторная работа №8. Гомогенные химические равновесия. Определение константы равновесия гомогенной химической реакции окисления иодида калия хлоридом железа (III) в водном растворе. Определение температурной зависимости константы равновесия этой реакции.	4
4	Лабораторная работа №9. Гетерогенные химические равновесия. Определение температурной зависимости константы гетерогенной химической реакции. Определение термодинамических функций гетерогенной химической реакции.	4
<i>Модуль 9,10. Кинетические закономерности простых и сложных реакций.</i>		
1	Лабораторная работа №10. Компьютерные расчеты химических равновесий. Расчет термодинамических функций и констант равновесия в многокомпонентных системах на основе данных о термодинамических величинах индивидуальных веществ в интервале температур 300-1500 К. Термодинамический анализ реакций, возможных при карбохлорировании оксидов, и алюмотермического восстановления хлоридов редких металлов. Установление условий протекания желательных реакций.	4
2	Лабораторная работа №11. Определение константы скорости реакции гидролиза сахарозы. Ознакомление с одним из оптических методов изучения кинетики реакции и определить аналитически и графически среднюю константу скорости.	4
3	Лабораторная работа №12. Изучение кинетики реакции разложения пероксида водорода газометрическим методом. Оценивание наблюдаемой константы скорости реакции разложения пероксида водорода, и	4

	ознакомление с газометрическим методом контроля за ходом реакции.	
<i>Модуль 11. Порядок реакции. Энергия активации.</i>		
1	Лабораторная работа №13. Изучение кинетики реакции восстановления гексацианоферрата (III) аскорбиновой кислотой. Определение наблюдаемой константы скорости реакции восстановления гексацианоферрата (III) аскорбиновой кислотой по кинетическому уравнению, составленному с использованием принципа квазистационарных концентраций и понятия о лимитирующей стадии реакции. Ознакомление со спектрофотометрическим методом исследования кинетики реакционных систем, содержащих окрашенные реагенты.	4
2	Лабораторная работа №14. Определение порядка реакции окисления ионид-ионов ионами трехвалентного железа. Установление частных порядков и общего порядка реакции: $Fe^{3+} + J^- \rightarrow Fe^{2+} + 1/2J_2$	4
3	Лабораторная работа №15. Исследование автокаталитической реакции иодирования ацетона. Определение наблюдаемой константы скорости автокаталитической реакции иодирования ацетона.	4
<i>Модуль 13-16. Неравновесные явления в растворах электролитов. Электрохимический потенциал. Электрохимические цепи и их ЭДС.</i>		
1	Лабораторная работа №16. Электрическая проводимость растворов электролитов. Исследовать электрические свойства растворов слабых электролитов и определить их константу диссоциации.	4
2	Лабораторная работа №17. Кондуктометрическое титрование. Ознакомиться с кондуктометрическим методом титрования. Определить концентрацию растворов слабых и сильных кислот.	4
3	Лабораторная работа №19. Потенциометрическое определение среднего коэффициента активности электролита. Определить значения среднего коэффициента активности растворов соляной кислоты методом потенциометрии.	4
4	Лабораторная работа №20. Химические цепи и определение температурной зависимости ЭДС гальванического элемента. Определение э.д.с. медно-цинкового элемента в зависимости от концентрации растворов электролитов. Определение температурного коэффициента э.д.с. и расчет термодинамических параметров электрохимической реакции.	4
5	Лабораторная работа №21. Исследование электролиза воды и определение характеристик топливного элемента. Определить вольтамперную характеристику топливного элемента и установить при каких условиях топливный элемент обладает максимальным напряжением.	4

5. Образовательные технологии

В ходе освоения дисциплины предусматривается применение следующих активных методов обучения:

- Выполнение лабораторных работ с элементами исследования.
- Отчетные занятия по разделам «Основы химической термодинамики. Первый закон термодинамики», «Термохимия», «Второй закон

термодинамики», « Характеристические функции. Химический потенциал », «Фазовые равновесия. Растворы», «Термодинамика химического равновесия», «Фазовое равновесие многокомпонентных систем», «Кинетические закономерности простых и сложных реакций», «Порядок реакции. Энергия активации. Гетерогенные реакции и реакции в открытых системах», «Теория растворов электролитов. Неравновесные явления в растворах электролитов» и «Электроды и электрохимические цепи. Электрохимическая кинетика. Прикладная электрохимия »

- Выполнение студентами индивидуальной исследовательской работы по анализу реального объекта с поиском и выбором метода и схемы определения на практических занятиях.
- Разбор конкретных ситуаций.
- Круглый стол.

6. Учебно-методическое обеспечение самостоятельной работы студентов.

Виды и порядок выполнения самостоятельной работы

1. Изучение рекомендованной литературы.
2. Подготовка к отчетам по лабораторным работам.
3. Решение задач.
4. Подготовка к коллоквиуму.
5. Подготовка к экзамену.

№	Вид самостоятельной работы	Вид контроля	Учебно-методич. обеспечение
1.	Изучение рекомендованной литературы.	Устный опрос по разделам дисциплины.	См. разделы 7.3, 8, 9 данного документа.
2.	Подготовка к отчетам по лабораторным работам	Проверка выполнения расчетов, оформления работы в лабораторном журнале и проработки вопросов к текущей теме по рекомендованной литературе.	См. разделы 7.3, 8, 9 данного документа.
3.	Решение задач	Проверка домашних задач.	См. разделы 7.3, 8, 9 данного документа.
4.	Подготовка к коллоквиуму	Промежуточная аттестация в форме контрольной работы.	См. разделы 7.2, 8, 9 данного документа.
5.	Подготовка к экзамену.	Устный опрос, либо компьютерное тестирование.	См. разделы 7.2, 7.3, 8, 9 данного документа.

1. Текущий контроль: подготовка к отчетам по лабораторным работам.
2. Текущий контроль: решение задач.
3. Промежуточная аттестация в форме контрольной работы.

Текущий контроль успеваемости осуществляется непрерывно, на протяжении всего курса. Прежде всего, это устный опрос по ходу лабораторных занятий, выполняемый для оперативной активизации внимания студентов и оценки их уровня восприятия. Результаты устного опроса учитываются

при выборе индивидуальных задач для решения. Каждую неделю осуществляется проверка выполнения расчетов, оформления работы в лабораторном журнале.

Промежуточный контроль проводится в форме контрольной работы, в которой содержатся теоретические вопросы и задачи.

Итоговый контроль проводится либо в виде устного экзамена, либо в форме тестирования.

Оценка “отлично” ставится за уверенное владение материалом курса.

Оценка “хорошо” ставится при полном выполнении требований к прохождению курса и умении ориентироваться в изученном материале.

Оценка “удовлетворительно” ставится при достаточном выполнении требований к прохождению курса и владении конкретными знаниями по программе курса.

Оценка “неудовлетворительно” ставится, если требования к прохождению курса не выполнены и студент не может показать владение материалом.

7. Фонд оценочных средств для проведения текущего контроля успеваемости, промежуточной аттестации по итогам освоения дисциплины.

7.1. Перечень компетенций с указанием этапов их формирования в процессе освоения образовательной программы.

Перечень компетенций с указанием этапов их формирования приведен в описании образовательной программы.

Код компетенции из ФГОС ВО	Наименование компетенции из ФГОС ВО	Планируемые результаты обучения	Процедура освоения
ОК-7	Готовность к саморазвитию, самореализации, использованию творческого потенциала	Знает: предметную область химии. Умеет: работать самостоятельно и в коллективе, формулировать результат; публично представить собственные и известные научные результаты. Владеет: способностью к самоорганизации и к самообразованию; навыками самостоятельной научно-исследовательской работы; способностью формулировать результат.	Устный опрос, письменный опрос, тестирование Письменный опрос, коллоквиум
ОПК-1	способностью воспринимать, развивать и использовать теоретические основы традиционных и новых разделов химии при решении профессиональных задач	Знает: теоретические основы традиционных и новых разделов физической химии Умеет: воспринимать, развивать и использовать теоретические основы традиционных и новых разделов физической химии Владеет: теоретическими основами физической химии при решении профессиональных задач	Устный опрос, письменный опрос, тестирование Письменный опрос, коллоквиум

ОПК-2	владением навыками химического эксперимента, синтетическими и аналитическими методами получения и исследования химических веществ и реакций	Знает: методы исследования химических процессов Умеет: осуществлять химический эксперимент по предлагаемой методике, анализировать полученные экспериментальные данные, интерпретировать полученные экспериментальные результаты. Владеет: навыками эксперимента, методами исследования химических процессов	Устный опрос, письменный опрос, тестирование Письменный опрос, коллоквиум
ОПК-5	способностью к поиску, обработке, анализу научной информации и формулировке на их основе выводов и предложений	Знает: источники поиска научной информации по традиционным и новым разделам физической химии Умеет: искать, обрабатывать и анализировать научную информацию по физической химии с дальнейшим формированием на их основе определенных выводов и предложений Владеет: основами современных методов анализа научной информации	Устный опрос, письменный опрос, тестирование Письменный опрос, коллоквиум

7.2. Типовые контрольные задания.

Примерная тематика рефератов

1. Расчет термодинамических функций и кинетических параметров бензоиновой конденсации.
2. Установление условий осуществления по термодинамическим потенциалам хлорирования карбоновых кислот.
3. Моделирование кинетики и термодинамики колебательных реакций.
4. Использование методов статистической термодинамики для расчетов химических равновесий.
5. Элементы неравновесной термодинамики. Диссипативные структуры.
6. Определение кинетических и термодинамических параметров кислотного гидролиза амидов.
7. Термодинамический анализ бензоиновой конденсации.
8. Определение термодинамических параметров омыления сложных эфиров.
9. Моделирование кинетики аминолиза сложных эфиров.
10. Термодинамическое и кинетическое исследование реакции Гофмана.
11. Кинетические закономерности гидролиза нитрилов.
12. Теория переходного состояния и температурная зависимость констант скорости реакции Гербе.
13. Кинетические и термодинамические закономерности щелочного гидролиза N-замещенных арилкарбаматов.

14. Моделирование кинетики щелочного гидролиза амидов.

15. Кинетика аминолита сложных эфиров.

Формы контроля и критерии оценок

Формы контроля: текущий контроль (систематический учет знаний и активность студентов на занятиях), промежуточный контроль по модулю (рубежная контрольная работа по пройденному блоку тем) и итоговой контроль (экзамен). Текущий контроль осуществляется в виде устного опроса, тестирования, проведения коллоквиума, обсуждения реферата, проверки домашнего задания.

Оценка текущего контроля включает 70 баллов:

- активность на семинарском занятии (10 баллов);
- допуск к выполнению лабораторных работ (10 баллов);
- выполнение и сдача лабораторных работ (20 баллов);
- тестирование (10 баллов);
- выполнение контрольной работы (с включением задач) – 20 баллов.

Промежуточный контроль (в виде контрольной работы или коллоквиума) оценивается в 30 баллов.

Итоговый контроль (100 баллов) проводится в виде устного собеседования или в виде письменного теста, содержащего вопросы по всем разделам курса “Физическая химия”, изучавшимся в процессе семестра. Среднее число баллов по всем модулям, которое дает право получения положительной оценки без итогового контроля знаний – 51 и выше.

Вопросы по текущему контролю

1. Экстенсивные и интенсивные свойства т/д системы.
2. Термодинамические параметры и функции.
3. Формы передачи энергии. Принципиальное отличие форм передачи энергии от т/д параметров и функций.
4. Тепловой эффект реакции при постоянных объеме и температуре. Отличие теплового эффекта от теплоты.
5. Теплоемкость. Отличие теплоемкости при $v=\text{const}$ и $P=\text{const}$.
6. Энтальпия. Связь энтальпии с внутренней энергией и т/д параметрами.
7. Связь максимальной работы, выполняемой системой, с равновесием.
8. Уравнение адиабаты.
9. Уравнение политермы. Частные случаи уравнения политермы (изобара, изотерма, адиабата, изохора).
10. Стандартные теплоты образования и сгорания.
11. Рассчитать теплоту, необходимую для нагревания 12 моль CO_2 от 273 до 373 К при постоянном давлении.
12. Вычисление теплового эффекта реакции.
13. Температурная зависимость теплового эффекта. Уравнение Кирхгоффа.
14. Связь между изменением энтропии и теплотой необратимого процесса.
15. Связь между изменением энтропии и теплотой обратимого процесса.

16. Математическая запись, объединяющая первый и второй законы термодинамики.
17. Связь энтропии с теплотой фазового перехода.
18. Изменение энтропии в процессе обратимого расширения идеального газа при постоянной температуре.
19. Термодинамическая вероятность. Связь энтропии с термодинамической вероятностью. Уравнение Больцмана.
20. Термодинамические потенциалы. Основные соотношения.
21. Характеристические функции. Основные соотношения.
22. Уравнения Гиббса-Гельмгольца.
23. Фазовые переходы 1 и 2 рода. Их отличие.
24. Соотношения Максвелла.
25. Уравнение Клапейрона-Клазиуса.
26. Постулат Планка.
27. Рассчитать стандартные изменения энтропии и энергии Гельмгольца при 298К.
28. Фазовые диаграммы однокомпонентных систем. Критическая температура.
29. Зависимость теплоты испарения от нормальной температуры кипения. Уравнения Трутона и Кистяковского.
30. Химический потенциал. Термодинамическое условие фазового равновесия.
40. Определение теплот испарения и возгонки с использованием диаграммы равновесия фаз однокомпонентных систем в координатах $\ln P - 1/T$.
41. Правило фаз Гиббса. Составная часть системы, компоненты, термодинамическая степень свободы.
42. Зависимость химического потенциала от состава реальной и идеальной систем. Фугитивность. Методы определения фугитивности.
43. Растворы. Классификация, состав растворов.
44. Парциальные мольные величины. Методы определения.
45. Уравнения Гиббса-Дюгема. Графические методы определения парциальных мольных величин.
46. Уравнение Гиббса-Маргулеса.
47. Связь между мольными и парциальными мольными величинами.
48. Как соотносятся парциальная мольная и мольная энергии Гиббса?
49. Как соотносятся парциальная мольная и мольная энтропии?
50. Давление насыщенного пара над раствором и растворителем. Закон Рауля.
51. Отклонения от закона Рауля. Причины положительного и отрицательного отклонений.
52. Осмос. Зависимость осмотического давления раствора от концентрации. Связь данной зависимости с уравнением состояния идеального газа.
53. Эбуллиоскопия.
54. Криоскопия.
55. Закон действия масс. Математическая запись относительно мольных

- долей, парциальных давлений и концентраций. Связь между ними.
56. Константа равновесия реакции.
 57. Определить состава смеси в состоянии равновесия.
 58. Уравнение изотермы-изобары Вант-Гоффа. Стандартное сродство ΔG^0 для реакции
 59. Зависимость константы равновесия реакции от температуры.
 60. Гетерогенное равновесие в бинарных системах жидкость-пар. Первый закон Коновалова.
 61. Гетерогенные бинарные системы жидкость-пар с неограниченной растворимостью компонентов.
 62. Второй закон Коновалова.
 63. Гетерогенные бинарные системы с ограниченным растворением компонентов.
 64. Равновесие тв-ж в двухкомпонентной системе с неограниченной взаимной растворимостью компонентов.
 67. Равновесие тв-ж в двухкомпонентной системе с взаимной нерастворимостью компонентов.
 68. Равновесие тв-ж в двухкомпонентной системе с ограниченной взаимной растворимостью компонентов.
 69. Равновесие тв-ж в трехкомпонентных системах. Методы Гиббса и Розебума.
 70. Фазовая ячейка, μ -пространство. Статистика Ферми-Дирака и Бозе-Эйнштейна
 71. Сумма состояний, ее составляющие и связь с потенциалом Планка.
 72. Скорость возникновения.
 73. Вывод уравнения Больцмана.
 74. Соотношения Онзагера.
 75. Образование диссипативных структур.
 76. Предмет химической кинетики и основные понятия. Прямая и обратная кинетические задачи. Особенности их решения.
 77. Скорость химической реакции. Порядок реакции. Составление кинетических уравнений и их решение для необратимых реакций 0, 1 и 2 порядков.
 77. Период полураспада.
 78. Обратимые реакции различных порядков.
 79. Методы определения порядков реакции.
 80. Сложные реакции. Кинетические уравнения параллельных реакций 1 и 2 порядков.
 81. Последовательные реакции 1 порядка.
 82. Понятие о механизме сложной реакции.
 83. Особенности методов численного решения систем кинетических уравнений сложных реакций.
 84. Кинетический анализ реакций, протекающих через образование промежуточных продуктов.
 85. Принцип стационарных концентраций Боденштейна.

86. Принципы квазистационарности и квазиравновесия.
87. Влияние температуры на скорость реакции. Правило Вант-Гоффа.
88. Уравнение Аррениуса, его термодинамический вывод.
89. Методы оценки параметров уравнения Аррениуса из экспериментальных данных.
90. Кинетическое описание циклических реакций.
91. Автокаталитические, сопряженные, цепные (неразветвленные и разветвленные) и колебательные реакции.
92. Особенности, связанные с формированием и решением кинетических уравнений, соответствующих циклическим реакциям.
93. Фотохимические реакции. Квантовый выход.
94. Закон фотохимической эквивалентности Эйнштейна.
95. Кинетика неразветвленных цепных реакций.
96. Теория разветвленных цепных реакций.
97. Нижний и верхний пределы воспламенения.
98. Условия цепного взрыва.
99. Гетерогенные реакции.
100. Кинетический, диффузионный и переходный области протекания реакции. Методы определения области протекания гетерогенных реакций.
101. Вывод первого и второго законов Фика. Зависимость коэффициента диффузии от различных факторов.
102. Вывод температурной зависимости коэффициента диффузии.
103. Кинетика диффузии при стационарном диффузионном потоке.
104. Гомогенный и гетерогенный катализ.
105. Энергетические диаграммы гетерогенных и гомогенных реакций.
106. Методы построения кинетических моделей гомогенных каталитических реакций в случае образования одного и нескольких промежуточных продуктов катализатора с реагентами.
107. Металлокомплексный катализ.
108. Кислотно-основный катализ.
109. Реакции в потоке.
110. Уравнения гидродинамики реакторов РИС РИВ.
111. Уравнения материального и теплового баланса для реакторов открытого типа.
112. Принципы составления математических моделей РИВ и РИС с учетом уравнений гидродинамики, дополненных уравнениями материального и теплового баланса.
113. Условия возникновения теплового взрыва в открытых реакторах непрерывного действия.
114. Анализ тепловой устойчивости режимов работы реакторов РИС и РИВ.
115. Формирование системы кинетических уравнений в случае протекания сложных реакций в открытых реакторах непрерывного действия и определение оптимальных по времени пребывания и температуре режимов их работы.

116. Распределение энергии системы между отдельными молекулами. Распределение Больцмана.
117. Связь между микроскопическими свойствами отдельных молекул с макроскопическими.
118. Сумма состояний.
119. Связь суммы состояний с внутренней энергией системы и поступательным движением.
120. Общие положения об элементарных реакциях.
121. Теория переходного состояния (активированного комплекса).
122. Вывод уравнения Эйринга, ее связь с уравнением Аррениуса.
123. Энтропия и энтальпия активации.
124. Экспериментальные методы оценки параметров уравнения Аррениуса.
125. Химические и электрохимические процессы. Предмет и содержание электрохимии.
126. Экспериментальные доказательства существования ионов в растворах электролитов.
127. Основные положения теории Аррениуса.
128. Ионные равновесия в растворах электролитов. Диссоциация кислот и оснований. pH , pOH и pK растворов. Ионное произведение воды.
129. Буферные растворы.
130. Произведение растворимости соли.
131. Ионная сила раствора.
132. Механизм образования растворов электролитов.
133. Энергия кристаллической решетки.
134. Энергия сольватации ионов.
135. Термодинамическое описание равновесий в растворах электролитов. Активность и коэффициент активности ионов.
136. Средняя активность, средний коэффициент активности.
137. Теория Дебая-Хюккеля. Ионная атмосфера, ее потенциал и радиус.
138. Предельный закон Дебая-Хюккеля для среднего коэффициента активности.
139. Недостатки теории Дебая-Хюккеля. Второе и третье приближения теории Дебая-Хюккеля для зависимости среднего коэффициента активности иона от концентрации (ионной силы).
140. Неравновесные явления в растворах электролитов. Диффузия и миграция ионов. Соотношение Нернста-Эйнштейна.
141. Удельная, эквивалентная и молярная электропроводности растворов электролитов. Предельные подвижности ионов и предельная электропроводность раствора.
142. Числа переноса и методы их определения.
143. Предельная подвижность ионов. Закон Стокса, правило Вальдена-Писаржевского, соотношения Нернста-Эйнштейна и Стокса-Эйнштейна.
144. Зависимость подвижности и электропроводности от концентрации. Электрофоретический и релаксационные торможения.

145. Зависимость электропроводности от напряженности электрического поля, эффект Вина. Частотная зависимость электропроводности растворов, эффект Дебая-Фалькенгагена.
146. Подвижности иона водорода и гидроксид-иона в водных растворах. Эстафетный механизм перемещения.
147. Строение ионных расплавов и их электропроводность.
148. Ионные кристаллы. Собственная и примесная проводимость. Ионные сверхпроводники.
149. Окислительно-восстановительные полуреакции. Электродный потенциал.
150. Классификация электродов. Электроды первого рода.
151. Электроды второго рода. Хлорсеребряный и каломельный электроды.
152. Редокс-электроды. Правило Лютера.
153. Газовые электроды. Ионселективные электроды.
154. Классификация электрохимических цепей. Физические цепи.
155. Концентрационные цепи без переноса и с переносом.
156. Простые химические цепи. Элемент Вестона. Свинцовый (кислотный) аккумулятор.
157. Сложные химические цепи. Диффузионный потенциал.
158. Термодинамика Г/Э. Нахождение термодинамических функций реакций, протекающих в Г/Э.
159. Использование стандартных потенциалов и э.д.с. для расчета констант равновесий ионных реакций.
160. Метод э.д.с. для определения коэффициентов активности и чисел переноса ионов.
161. Адсорбционные явления на границе фаз. Трехэлектронная электрохимическая ячейка. Потенциал нулевого заряда. Адсорбционный метод изучения двойного электрического слоя.
162. Электрокапиллярные явления. Капиллярный электрометр Гуи. Электрокапиллярная кривая.
163. Потенциалы нулевого заряда и механизм возникновения э.д.с. электрохимической цепи. Вольта-потенциал, теории Нернста и Фрумкина.
164. Изменения поверхностного натяжения, заряда поверхности металла и емкости ДЭС с изменением потенциала электрода.
165. Основные модельные представления о строении ДЭС, теории Гельмгольца, Гуи-Чапмена, Штерна.
166. Теория замедленного разряда. Ток обмена. Перенапряжение. Уравнение Тафеля. Поляризационные кривые.
167. Многостадийность электродного процесса. Электродная поляризация. Перенапряжение.
168. Электрохимический потенциал. Внутренний потенциал. Гальвани-потенциал. Вывод уравнения Нернста для гальвани-потенциала на границе металл-раствор.

169. Концентрационная поляризация. Диффузионное перенапряжение. Предельный диффузионный ток. Три основных уравнения диффузионной кинетики. Поляризационная кривая.
170. Вращающийся дисковый электрод. Ртутный капельный электрод. Полярография. Уравнение Гейровского-Ильковича.
171. Законы Фарадея. Выход вещества по току. Скорость электрохимических процессов.
172. Электрохимическая теория коррозии. Методы защиты от коррозии. ХИТ.

Контрольные вопросы к итоговому контролю

Билеты к итоговому контролю формируются из вопросов к текущему контролю и задачам. В каждый билет входят 4 вопроса – 2 по теории и 2 задачи.

Тестовые задания

- Общий вид уравнения состояния термодинамической системы:
 - $pu = RT$
 - $f(p, T, v) = 0$
 - $pv = RT/n$
 - $RT = const$
- Уравнения состояния идеального газа:
 - $pV = nRT$
 - $pT = nv$
 - $RT = const$
 - $pv = RT/n$
- Внутренняя энергия и энтальпия являются:
 - термодинамическими функциями;
 - параметрами системы;
 - формами передачи энергии;
 - свойствами, зависящими от пути процесса.
- Теплота и работа являются:
 - термодинамическими функциями;
 - свойствами, не зависящими от пути процесса;
 - формами передачи энергии;
 - параметрами системы.
- Работу и теплоту можно представить как произведение фактора интенсивности на изменение фактора емкости следующим образом:
 - $\delta A = pdV, dQ = Vdp$
 - $\delta A = pdV, dQ = TdS$
 - $\delta A = TdS, dQ = pdV$
 - $\delta A = SdT, dQ = pdV$
- Теплоемкость:
 - $C = \delta Q/dT$
 - $C = \delta A/dT$
 - $C = \delta A/T$
 - $C = Q/dT$
- Для идеального одноатомного газа:
 - $C_v = 3R$
 - $C_v = 5R/2$
 - $C_v = 7R/2$
 - $C_v = 3R/2$
- Для идеального одноатомного газа $\gamma = C_p / C_v$:

1) 1,44

2) 1,67

3) 1

4) 1,33

9. Математическая запись первого закона термодинамики:

1) $\delta Q = du - \delta A$

2) $\delta Q = dH - \delta A$

3) $\delta Q = dP - \delta A$

4) $\delta Q = du + \delta A$

10. Формулировка основного термодинамического закона (Закона Гесса):
Тепловой эффект реакции:

1) зависит от пути превращения;

2) зависит только от конечного состояния системы;

3) не зависит от пути превращения, а зависит только от начального и конечного состояний системы;

4) зависит только от начального состояния системы;

11. Для равновесного процесса, совершаемого по циклу Карно:

1) $\oint \frac{\delta Q}{T} < 0$

2) $\oint \frac{\delta Q}{T} < 1$

3) $\oint \frac{\delta Q}{T} > 0$

4) $\oint \frac{\delta Q}{T} = 0$

12. К термодинамическим потенциалам относятся:

1) U, H, F, T

2) U, H, F, G

3) U, H, T, P

4) T, P, S, A

13. Соотношение Максвелла записывается в виде:

1) $\frac{dP}{dT} = \frac{dP}{dV}$

2) $\frac{dP}{dT} = \frac{dS}{dV}$

3) $\frac{dP}{dT} = \frac{dU}{dV}$

4) $\frac{dP}{dT} = \frac{dF}{dV}$

14. Уравнение Клапейрона-Клаузиуса:

1) $\frac{dP}{dT} = \frac{\Delta H_{\phi.n.}}{dV}$

2) $\frac{dP}{dT} = \frac{dS}{dV}$

3) $\frac{dP}{dT} = \frac{\Delta H_{\phi.n.}}{T dV}$

4) $\frac{dP}{dT} = \frac{\Delta H_{\phi.n.}}{dV}$

15. Химический потенциал компонента:

1) $\mu_i = \left(\frac{\partial G}{\partial n_i} \right)_{V, T, n_j}$

2) $\mu_i = \left(\frac{\partial G}{\partial n_i} \right)_{P, T, n_j}$

3) $\mu_i = \left(\frac{\partial G}{\partial n_i} \right)_{P, S, n_j}$

4) $\mu_i = \left(\frac{\partial G}{\partial n_i} \right)_{V, S, n_j}$

16. Термодинамическая степень системы – это:

1) однородное вещество, которое может быть выделено из системы и может существовать в неопределенно долгое время;

2) индивидуальное вещество, минимальное число которых достаточно для образования всех фаз системы;

3) число параметров состояния системы, значения которых можно произвольно менять без изменения числа и вида фаз;

4) свойства системы, которые могут произвольно меняться.

17. Зависимость химического потенциала от парциального давления:

1) $\mu_i = \mu_i^0 - RT \ln P_i$ 2) $\mu_i = \mu_i^0 + RT \ln P_i$

3) $\mu_i = \mu_i^0 + R \ln P_i$ 4) $\mu_i = \mu_i^0 - R \ln P_i$

18. Молярность раствора:

1) количество молей в 1000 г растворителя;

2) отношение количества молей данного вещества к общему количеству молей всех веществ;

3) количество молей в 1 л раствора;

4) количество граммов вещества в 1 мл раствора.

19. Идеальные растворы – это растворы, в которых:

1) силы взаимодействия между молекулами одного вида равны силам взаимодействия молекул различных видов;

2) молекулы не взаимодействуют друг с другом;

3) молекулы не образуют между собой водородных связей;

4) молекулы образуют между собой водородные связи.

20. В уравнениях зависимости изменения температур замерзания и кипения разбавленного раствора от концентрации растворенного вещества $\Delta T_z = K_z m$ и $\Delta T_k = K_k m$ m представляет собой:

1) молярность

2) титр

3) моляльность

4) мольную долю

21. Уравнение изотермы химической реакции:

1) $\Delta G = -RT \ln K_p + RT \ln \prod P_i^{\Delta n}$;

2) $\Delta G = RT \ln K_p + RT \ln \prod P_i^{\Delta n}$;

3) $\Delta G = RT \ln K_p - RT \ln \prod P_i^{\Delta n}$;

4) $\Delta G = -R \ln K_p + RT \ln \prod P_i^{\Delta n}$.

22. Азеотропные смеси, имеющие на диаграмме температура-состав минимум, перегоняются при температуре, которая:

1) ниже температуры кипения высококипящего компонента, но выше температуры кипения низкокипящего;

2) выше температуры кипения высококипящего компонента;

3) ниже температуры кипения низкокипящего;

4) не зависит от вида зависимости температуры от состава.

23. Простой реакцией называется:

1) совокупность прямой и обратной элементарных реакций;

2) химическое превращение, содержащее более одной стадии;

3) химическое превращение, состоящее из одной стадии;

4) односторонний процесс преобразования одних реагентов в другие, который реализуется через одинаковые элементарные акты.

24. Скорость химической реакции представляет собой:

- 1) изменение количества вещества в единице объема реакционного пространства за единицу времени;
- 2) разность количества молей исходных реагентов;
- 3) разность количества молей продуктов реакции;
- 4) показатель степени в уравнении закона действия масс.

25. Дифференциальное кинетическое уравнение необратимой реакции 1-го порядка:

$$\begin{array}{ll} 1) \frac{dx}{dt} = k(a - x)^2 & 2) \frac{dx}{dt} = k(a - x) \\ 3) \frac{dx}{dt} = k(a - x)(b - x) & 4) \frac{dx}{dt} = k \end{array}$$

26. Уравнение времени полупревращения для реакций 1-го порядка:

$$\begin{array}{ll} 1) a - x = ae^{-kt} & 2) t_{1/2} = \ln 2/k \\ 3) x = a(1 - e^{-kt}) & 4) t_{1/2} = 1/k_n a \end{array}$$

27. Схема $A \rightarrow B \rightarrow C$ соответствует:

- 1) последовательным реакциям;
- 2) параллельным реакциям;
- 3) обратимым реакциям;
- 4) необратимым реакциям.

28. Константа скорости реакции представляет собой:

- 1) концентрацию продукта;
- 2) концентрацию реагента;
- 3) концентрацию промежуточного продукта;
- 4) коэффициент пропорциональности в уравнении закона действия масс.

29. Температурный коэффициент скорости реакции:

$$\begin{array}{ll} 1) k = k_0 e^{-\frac{E}{RT}} & 2) \ln k = \ln k_0 - E/RT \\ 3) \gamma = k_{T+10}/k_T & 4) \Delta H = E \end{array}$$

30. Энергия активации соответствует энергии:

- 1) реагентов;
- 2) продуктов;
- 3) которой должны обладать молекулы реагентов, чтобы при их столкновении был возможен элементарный акт реакции;
- 4) промежуточных продуктов.

31. Цепными называются реакции:

- 1) в которых образование активной частицы влечет за собой последовательность (цепь) однотипных реакций;
- 2) где протекание одних реакций обуславливают протекание других;
- 3) в которых вещество, вступая в реакцию ускоряет или замедляет ее, а само к концу реакции выделяется в том же виде и количестве;
- 4) в которых один из продуктов реакции выступает в качестве катализатора.

32. Основные стадии гетерогенных реакций:

1) адсорбция реагентов на поверхности границы раздела, десорбция продуктов;

2) диффузия реагентов к границе раздела фаз, адсорбция реагентов на поверхности границы раздела, химическая реакция, десорбция продуктов, диффузия продуктов в объем;

3) диффузия реагентов, диффузия продуктов в объем;

4) диффузия реагентов к границе раздела фаз, химическая реакция.

33. Условия стационарной диффузии:

$$1) \left(\frac{\partial c}{\partial t}\right)_x \neq 0, \left(\frac{\partial c}{\partial x}\right)_t \neq const \quad 2) \left(\frac{\partial c}{\partial t}\right)_x = 0, \left(\frac{\partial c}{\partial x}\right)_t = const$$

$$3) \left(\frac{\partial c}{\partial t}\right)_x \neq 0, \left(\frac{\partial c}{\partial x}\right)_t = const \quad 4) \left(\frac{\partial c}{\partial t}\right)_x = 0, \left(\frac{\partial c}{\partial x}\right)_t \neq const$$

34. Интегральное (алгебраическое) уравнение Шукарева:

$$1) dc/dt = k_d(c_{нас} - c) \quad 2) dc/dt = k_d(c_1 - c_2)$$

$$3) \ln(c_{нас}/(c_{нас} - c)) = 0 \quad 4) \ln(c_{нас}/(c_{нас} - c)) = k_d t$$

35. Активированный комплекс представляет собой:

1) реагенты;

2) комплекс, образованный из частиц реагентов, в котором старые связи еще не разорвались, а новые еще не образовались;

3) продукты;

4) катализатор.

36. В растворах электролитов ионы появляются:

1) вследствие ион-дипольного взаимодействия;

2) под действием электрического поля;

3) вследствие ион-ионного взаимодействия;

4) вследствие диполь-дипольного взаимодействия.

37. Сопоставьте ионные силы двух растворов при одинаковых концентрациях: а) раствор $AgNO_3$ и б) раствор $Co(ClO_4)_2$.

$$1) I_a = I_b \quad 2) I_a = \frac{1}{3} I_b$$

$$3) I_a = 3I_b \quad 4) I_a = \frac{1}{2} I_b$$

38. Напишите выражение для активности $NaCl$ через моляльность и средний ионный коэффициенты активности:

$$1) a_s = 4\gamma_{\pm}^2 m^2 \quad 2) a_s = \gamma_{\pm}^2 m^2$$

$$3) a_s = 2\gamma_{\pm}^2 m^2 \quad 4) a_s = 4\gamma_{\pm}^2 m$$

39. Дайте математическое выражение предельного закона Дебая-Гюккеля для раствора $Co(NO_3)_2$:

$$1) \lg \gamma_{\pm} = -2hI^{1/2} \quad 2) \lg \gamma_{\pm} = -3hI^{1/2}$$

$$3) \lg \gamma_{\pm} = -2hI^{1/2} / (1 + I^{1/2}) \quad 4) \lambda_{\infty} = \lambda_{+} + 2\lambda_{-}$$

40. Градиентом какого фактора интенсивности обусловлен поток миграции ионов?

- 1) электрического потенциала 2) температуры
3) концентрации 4) плотности

41. По какому уравнению можно вычислить коэффициент диффузии иона, зная его предельную подвижность?

- 1) Нернста-Эйнштейна;
2) Стокса;
3) по правилу Вальдена-Писаржевского;
4) Стокса-Эйнштейна.

42. В каких единицах измеряется удельная электропроводность?

- 1) Ом/м 2) Ом⁻¹ · м⁻¹
3) м/Ом 4) Ом · м

43. Какие ионы обладают наибольшей подвижностью в водных растворах и почему?

1) многозарядные ионы, способные переносить большое количество электричества;

2) ионы H^{+} и OH^{-} как самые маленькие по размерам, а следовательно, и наиболее подвижные в соответствии с законом Стокса;

3) ионы щелочных металлов, так как малая сольватация этих ионов облегчает возможность более легкого их перемещения в вязкой среде под действием электрического поля;

4) ионы H^{+} и OH^{-} за счет проявления механизма эстафетной передачи протона.

44. Какое торможение мигрирующего иона снимается в эффекте Вина?

- 1) релаксационное;
2) электрофоретическое;
3) электрофоретическое и релаксационное;
4) стоковское.

45. Для измерения электропроводности растворов используется:

- 1) мост переменного тока 2) мост постоянного тока
3) мост Кольрауша 4) потенциостат

46. Как изменяются (по абсолютной величине) электродные потенциалы водородного и хлорного электродов при увеличении давления этих газов?

- 1) потенциалы и водородного и хлорного электродов увеличиваются;
2) потенциалы и водородного и хлорного электродов уменьшаются;
3) потенциал водородного электрода уменьшается, потенциал хлорного – увеличивается;
4) потенциал водородного электрода увеличивается, потенциал хлорного – уменьшается.

47. Для каких целей используется каломельный электрод?

- 1) для определения pH раствора, которым заполняется этот электрод;

- 2) как электрод сравнения для измерения потенциалов других электродов;
 3) для измерения ЭДС гальванических элементов;
 4) для определения коэффициента активности ионов в растворе, которым заполняется этот электрод.

48. Чему равен потенциал хингидронного электрода?

- 1) $E = -0,059 \text{ pH}$ 2) $E = 0,059 \text{ pH}$
 3) $E = E^0 - 0,059 \text{ pH}$ 4) $E = E^0 + 0,059 \text{ pH}$

49. Составьте гальванический элемент, в котором идет следующая реакция:
 $2\text{FeCl}_3 + \text{SnCl}_2 \rightarrow 2\text{FeCl}_2 + \text{SnCl}_4$

- 1) $\text{Fe} | \text{FeCl}_3 :: \text{SnCl}_2 | \text{Sn}$ 2) $\text{Pt} | \text{Sn}^{2+}, \text{Sn}^{4+} :: \text{Fe}^{2+}, \text{Fe}^{3+} | \text{Pt}$
 3) $\text{Fe} | \text{FeCl}_3 :: \text{Sn}^{2+}, \text{Sn}^{4+} | \text{Pt}$ 4) $\text{Sn} | \text{SnCl}_2 :: \text{Fe}^{2+}, \text{Fe}^{3+} | \text{Pt}$

50. Какова связь между поляризацией и плотностью тока? (i_d – предельный диффузионный ток)?

- 1) $\Delta E = \frac{RT}{nF} (1 - i_d)$ 2) $\Delta E = \frac{RT}{nF} \ln \left(1 - \frac{i_d}{i} \right)$
 3) $\Delta E = \frac{RT}{nF} \ln(1 - i_d)$ 4) $\Delta E = \frac{RT}{nF} \ln \left(1 - \frac{i}{i_d} \right)$

7.3. Методические материалы, определяющие процедуру оценивания знаний, умений, навыков и (или) опыта деятельности, характеризующих этапы формирования компетенций.

Общий результат выводится как интегральная оценка, складывающаяся из текущего контроля - 70% и промежуточного контроля - 30%.

Текущий контроль по дисциплине включает:

- выполнение лабораторных заданий – 25 баллов,
- выполнение домашних (аудиторных) контрольных работ - 25 баллов.
- тестирование - 10 баллов.
- устный опрос - 10 баллов,

Промежуточный контроль по дисциплине включает:

- письменная контрольная работа - 30 баллов.

8. Перечень основной и дополнительной учебной литературы, необходимой для освоения дисциплины.

а) основная литература:

1. Ипполитов Е.Г. Физическая химия [Текст]: учебное пособие для вузов/ Е.Г. Ипполитов. - М.: Академия, 2005. - 447 с.
2. Байрамов В. М. Основы электрохимии [Текст]: учеб. для вузов/ Байрамов В. М.; - М.: Академия, 2005. - 237 с.
3. Карякин, Н. В. Основы химической термодинамики [Текст]: учеб. пособие / Карякин, Н. В. - М. : Академия, 2003. - 462 с.

4. Березовчук А.В. Физическая химия [Электронный ресурс]: учебное пособие / А.В. Березовчук. Электрон. текстовые данные. Саратов: Научная книга, 2012. 159 с. Режим доступа: <http://www.iprbookshop.ru/8191.html>

б) дополнительная литература:

1. Курс физической химии. Т.1,2.[Текст]: учебное пособие для вузов /Под ред. Я.И. Герасимова. - М.: Химия, 1973. - 624 с.

2. Дамаскин Б.Б., Петрий О.А. Электрохимия [Текст]: учебное пособие для вузов/ Б.Б. Дамаскин, О.А. Петрий.- М.: Химия: КолосС. 2006. - 670 с. химии [Текст]/ В. А. Киреев. - Изд. 3-е, перераб. и доп. - М.: Химия, 1975. - 776 с.

3. Физическая химия [Электронный ресурс] : учебное пособие / Г.В. Булидорова [и др.]. — Электрон. текстовые данные. — Казань: Казанский национальный исследовательский технологический университет, 2012. 396 с. 978-5-7882-1367-5. Режим доступа: <http://www.iprbookshop.ru/64034.html>

9. Перечень ресурсов информационно-телекоммуникационной сети «Интернет», необходимых для освоения дисциплины.

1) eLIBRARY.RU [Электронный ресурс]: электронная библиотека / Науч. электрон. б-ка. — Москва, 1999 – . Режим доступа: <http://elibrary.ru/defaultx.asp>

2) Moodle [Электронный ресурс]: система виртуального обучением: [база данных] / Даг. гос. ун-т. – Махачкала, г. – Доступ из сети ДГУ или, после регистрации из сети ун-та, из любой точки, имеющей доступ в интернет. – URL: <http://moodle.dgu.ru/>

3) Электронный каталог НБ ДГУ [Электронный ресурс]: база данных содержит сведения о всех видах лит, поступающих в фонд НБ ДГУ/Дагестанский гос. ун-т. – Махачкала, 2010 – Режим доступа: <http://elib.dgu.ru>

4. ЭБС ibooks.ru [Электронный ресурс]: электронно-библиотечная система. – Режим доступа: <https://ibooks.ru/>

5. ЭБС book.ru [Электронный ресурс]: электронно-библиотечная система. – Режим доступа: www.book.ru/

6. ЭБС iprbook.ru [Электронный ресурс]: электронно-библиотечная система. – Режим доступа: <http://www.iprbookshop.ru/31168.html>

10. Методические указания для обучающихся по освоению дисциплины.

Методические указания студентам должны раскрывать рекомендуемый режим и характер учебной работы по изучению теоретического курса (или его раздела/части), практических и/или семинарских занятий, лабораторных работ (практикумов), и практическому применению изученного материала, по выполнению заданий для самостоятельной работы, по использованию информационных технологий и т.д. Методические указания должны мотивировать студента к самостоятельной работе и не подменять учебную литературу. Указывается **перечень** учебно-методических изданий, рекомендуемых студентам для подготовки к занятиям и выполнения самостоятельной работы, а также методические материалы на бумажных и/или электронных носителях, выпущенные кафедрой своими силами и предоставляемые студентам во время занятий:

-рабочие тетради студентов;

-наглядные пособия;

-гlossарий (словарь терминов по тематике дисциплины);

- тезисы лекций,
- раздаточный материал и др.

Самостоятельная работа студентов, предусмотренная учебным планом в объеме не менее 50-70% общего количества часов, должна соответствовать более глубокому усвоению изучаемого курса, формировать навыки исследовательской работы и ориентировать студентов на умение применять теоретические знания на практике.

Задания для самостоятельной работы составляются по разделам и темам, по которым не предусмотрены аудиторские занятия, либо требуется дополнительно проработать и проанализировать рассматриваемый преподавателем материал в объеме запланированных часов.

Задания по самостоятельной работе могут быть оформлены в виде таблицы с указанием конкретного вида самостоятельной работы:

- конспектирование первоисточников и другой учебной литературы;
- проработка учебного материала (по конспектам лекций учебной и научной литературе) и подготовка докладов на семинарах и практических занятиях, к участию в тематических дискуссиях и деловых играх;
- работа с нормативными документами и законодательной базой; -поиск и обзор научных публикаций и электронных источников информации, подготовка заключения по обзору;
- выполнение контрольных работ, творческих (проектных) заданий, курсовых работ (проектов);
- решение задач, упражнений;
- написание рефератов (эссе);
- работа с тестами и вопросами для самопроверки;
- выполнение переводов на иностранные языки/с иностранных языков;
- моделирование и/или анализ конкретных проблемных ситуаций ситуации;
- обработка статистических данных, нормативных материалов;
- анализ статистических и фактических материалов, составление выводов на основе проведенного анализа и т.д.

Самостоятельная работа должна носить систематический характер, быть интересной и привлекательной для студента.

Результаты самостоятельной работы контролируются преподавателем и учитываются при аттестации студента (зачет, экзамен). При этом проводятся: тестирование, экспресс-опрос на семинарских и практических занятиях, заслушивание докладов, проверка письменных работ и т.д.

Разделы и темы для самостоятельного изучения	Виды и содержание самостоятельной работы
1. Основы химической термодинамики	Проработка учебного материала (по конспектам лекций, по учебной и научной литературе). Оформление результатов лабораторных работ.
2. Фазовые равновесия	Проработка учебного материала (по конспектам лекций, по учебной и научной литературе). Оформление результатов лабораторных работ.

3. Растворы	Проработка учебного материала (по конспектам лекций, по учебной и научной литературе). Оформление результатов лабораторных работ.
4. Термодинамика фазовых переходов многокомпонентных систем. Правило Гиббса	Проработка учебного материала (по конспектам лекций, по учебной и научной литературе). Оформление результатов лабораторных работ.
5. Термодинамика идеальных и реальных растворов. Законы Рауля и Коновалова.	Проработка учебного материала (по конспектам лекций, по учебной и научной литературе). Оформление результатов лабораторных работ.
6. Физико-химический анализ гетерогенных систем.	Проработка учебного материала (по конспектам лекций, по учебной и научной литературе). Оформление результатов лабораторных работ.
7. Химическое равновесие.	Проработка учебного материала (по конспектам лекций, по учебной и научной литературе). Оформление результатов лабораторных работ.
8. Поверхностные явления.	Проработка учебного материала (по конспектам лекций, по учебной и научной литературе). Оформление результатов лабораторных работ
9. Элементы статистической термодинамики	Проработка учебного материала (по конспектам лекций, по учебной и научной литературе).
10. Кинетические закономерности простых реакций	Проработка учебного материала (по конспектам лекций, по учебной и научной литературе). Оформление результатов лабораторных работ.
11. Кинетические закономерности сложных реакций	Проработка учебного материала (по конспектам лекций, по учебной и научной литературе). Оформление результатов лабораторных работ.
12. Порядок реакции. Энергия активации.	Проработка учебного материала (по конспектам лекций, по учебной и научной литературе). Оформление результатов лабораторных работ.
13. Гетерогенные реакции и реакции в открытых системах.	Проработка учебного материала (по конспектам лекций, по учебной и научной литературе). Оформление результатов лабораторных работ.
14. Теория растворов электролитов.	Проработка учебного материала (по конспектам лекций, по учебной и научной литературе). Оформление результатов лабораторных работ.
15. Неравновесные явления в растворах электролитов	Проработка учебного материала (по конспектам лекций, по учебной и научной литературе). Оформление результатов лабораторных работ.
16. Электроды и электрохимические цепи.	Проработка учебного материала (по конспектам лекций, по учебной и научной литературе). Оформление результатов лабораторных работ.
17. Электрохимическая кинетика. Прикладная электрохимия.	Проработка учебного материала (по конспектам лекций, по учебной и научной литературе). Оформление результатов лабораторных работ.

11. Перечень информационных технологий, используемых при осуществлении образовательного процесса по дисциплине, включая перечень программного обеспечения и информационных справочных систем.

При осуществлении образовательного процесса по дисциплине «Физическая химия» используются следующие информационные технологии:

1. Программа для ЭВМ Microsoft Imagine Premium, 3 years, Renewal. Производитель: Microsoft Corporation Товарный знак: Майкрософт Корпорейшн (Microsoft®) Страна происхождения: Ирландия. Контракт №188-ОА, «21» ноября 2018 г.
2. ABBYY Fine Reader 10 Professional Edition по ГК №26-ОА от «07» декабря 2009 г.
3. Acrobat Professional 9 Academic Edition и Acrobat Professional 9 DVD Set Russian Windows ГК №26-ОА от «07» декабря 2009 г.
4. ChemOffice Professional Academic Edition (приложение № 2 к Государственному контракту №26-ОА от «07» декабря 2009 г.)

12. Описание материально-технической базы, необходимой для осуществления образовательного процесса по дисциплине.

В соответствии с требованиями ФГОС ВО кафедра имеет специально оборудованную учебную аудиторию для проведения лекционных и семинарских занятий по потокам студентов. Помещение для лекционных занятий укомплектовано техническими средствами обучения (экран настенный с электроприводом и дистанционным управлением, мультимедиа проектор с ноутбуком).

Лабораторные занятия проводятся в специально оборудованных лабораториях с применением необходимых средств обучения (лабораторного оборудования, образцов, нормативных и технических документов и т.п.). Помещения лабораторных практикумов укомплектованы специальной учебно-лабораторной мебелью (в том числе столами с химически стойкими покрытиями), учебно-научным лабораторным оборудованием, измерительными приборами и химической посудой, в полной мере обеспечивающими выполнение требований программы по физической химии.

1. Весы аналитические Leki B1604.
2. Весы технохимические Leki B5002.
3. Торсионные весы.
4. Спектрофотометр Leki SS1207.
5. Магнитные мешалки LS220.
6. Дистиллятор А-10.
7. Иономер/кондуктометр АНИОН 4100
8. Набор лабораторной посуды.
9. Лабораторные модули “Электрохимия”, “Термический анализ”, “Кинетика”
10. Необходимые реактивы.