



МИНИСТЕРСТВО НАУКИ И ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ РФ
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

18.03.02 Энерго- и ресурсосберегающие процессы в химической технологии,
нефтехимии и биотехнологии

Профиль подготовки

Охрана окружающей среды и рациональное использование
природных ресурсов

Уровень высшего образования
Бакалавриат

Форма обучения
Очная

Статус дисциплины: входит в обязательную часть ОПОП

Махачкала, 2021 г.

Аннотация рабочей программы дисциплины

Дисциплина “Физическая химия” входит в базовую модуль направления образовательной программы Б1.О.03.06 бакалавриата по направлению 18.03.02 – “Энерго- и ресурсосберегающие процессы в химической технологии, нефтехимии и биотехнологии”.

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: общепрофессиональных – ОПК- 1.

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 дифференцированного зачета.

Объем дисциплины 4 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				
5 сем.	144	26	36	-	-	-	82	дифференцированный зачет

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 бакалавриата

Дисциплина “Физическая химия” входит в базовый модуль направления образовательной программы Б1.О.03.06 бакалавриата по направлению 18.03.02 – “Энерго- и ресурсосберегающие процессы в химической технологии, нефтехимии и биотехнологии”.

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 и наименование компетенции из ОПОП	Код и наименование индикатора достижения компетенций (в соот вет ст вии с ОПОП)	Планируемые результаты обучения	Процедура освоения
ОПК -1 Способен изучать, анализировать, использовать механизмы химических реакций, происходящих в технологических процессах и окружающем	ОПК-1.1. Воспринимает информацию химического содержания, систематизирует и анализирует ее, выявляет ошибочные суждения и логические противоречия, опираясь на знание теоретических основ	Знает: теоретические основы базовых химических дисциплин и способы их использования при решении конкретных химических задач; основные законы и закономерности, определяющие направление, скорость и результат протекания процессов в гомогенных и гетерогенных системах.	Устный опрос, письменный опрос

<p>мире, основываясь на знаниях о строении вещества, природе химической связи и свойствах различных классов химических элементов, соединений, веществ и материалов</p>	<p>фундаментальных разделов химии</p>	<p>Умеет: проводить простые операции с учетом общих закономерностей, формулируемых в рамках базовых химических дисциплин; сопоставлять химическую информацию из разных источников, выявлять ошибки и логические противоречия.</p> <p>Владеет: навыками критического анализа химической литературы.</p>	
	<p>ОПК-1.2. Анализирует и использует механизмы химических реакций, происходящих в технологических процессах и окружающем мире, основываясь на знаниях о строении вещества, природе химической связи и свойствах различных классов химических элементов, соединений, веществ и материалов</p>	<p>Знает: методы определения механизма химических реакций, протекающих в технологических процессах и окружающем мире на основе знаний о строении вещества, природе химической связи и свойствах различных классов химических элементов, соединений, веществ и материалов</p> <p>Умеет: определять механизм химических реакций, протекающих в технологических процессах и окружающем мире на основе знаний о строении вещества, природе химической связи и свойствах различных классов химических элементов, соединений, веществ и материалов</p> <p>Владеет: навыками расчёта параметров химических реакций, протекающих в технологических процессах и окружающем мире на основе знаний о строении вещества, природе химической связи и свойствах различных классов химических элементов, соединений, веществ и материалов</p>	<p>Устный опрос, письменный опрос</p>
	<p>ОПК-1.3. Применяет информацию о механизмах химических реакций, основанную на знаниях о строении вещества,</p>	<p>Знает: методы анализа информации о механизмах химических реакций, основанную на знаниях о строении вещества, природе химической связи и</p>	<p>Устный опрос, письменный опрос</p>

	<p>природе химической связи и свойствах различных классов химических элементов, соединений, веществ и материалов, при реализации технологических процессов и защите окружающей среды</p>	<p>свойствах различных классов химических элементов, соединений, веществ и материалов, при реализации технологических процессов и защите окружающей среды Умеет: находить и анализировать информацию о механизмах химических реакций, основанную на знаниях о строении вещества, природе химической связи и свойствах различных классов химических элементов, соединений, веществ и материалов, при реализации технологических процессов и защите окружающей среды. Владеет: навыками работы с различными современными методами получения информации о механизмах химических реакций, основанной на знаниях о строении вещества, природе химической связи и свойствах различных классов химических элементов, соединений, веществ и материалов.</p>	
--	--	---	--

4. Объем, структура и содержание дисциплины.

4.1. Объем дисциплины составляет 4 зачетных единиц, 62 академических часа.

4.2. Структура дисциплины.

№ п/п	Разделы и темы Дисциплины по модулям	Семестр	Виды учебной работы, включая самостоятельную работу студентов (в часах)					Формы текущего контроля успеваемости и промежуточной аттестации
			Лекции	Практические занятия	Лабораторные занятия	...	Самостоятельная работа	
Модуль 1. Основы химической термодинамики								
1	Первый закон термодинамики	5	2		2		8	Устный опрос
2	Второй	5	2		2		8	Устный

	закон термодинамики							опрос
3	Термодинамические потенциалы. Энергия Гельмгольца и энергия Гиббса.	5	2		2		8	Коллоквиум
	<i>Итого по модулю 1:</i>	36	6		6		24	
Модуль 2. Приложения химической термодинамики								
4	Растворы. Коллигативные свойства растворов.	5	2		4		7	Устный опрос
5	Фазовое равновесие.	5	2		2		5	Устный опрос
6	Химическое равновесие	5	2		4		8	Коллоквиум
	<i>Итого по модулю 2:</i>	36	6		10		20	
Модуль 3. Основы химической кинетики								
7	Основные понятия химической кинетики.	5	2		-		8	Устный опрос
8	Кинетические уравнения простых и сложных реакций.	5	2		4		8	Устный опрос
9	Влияние температуры на скорость химических реакций.	5	2		4		6	Коллоквиум
	<i>Итого по модулю 3:</i>	36	6		8		22	
Модуль 4. Основы электрохимии								
10	Основы электрохимии. Электрохимические реакции.	5	2		2		4	Устный опрос
11	Электропроводность растворов электролитов.	5	2		4		4	Устный опрос

12	Гальванический элемент	5	2		4		4	Устный опрос
13	Электролиз. Законы Фарадея	5	2		2		4	Коллоквиум
	<i>Итого по модулю 4:</i>	36	8		12		16	
	ИТОГО	144	26		36		82	Дифференцированный зачет

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

4.3.1. Содержание лекционных занятий по дисциплине

Модуль 1. Основы химической термодинамики.

Тема 1. Первый закон термодинамики.

Термодинамическая система. Классификация термодинамических систем. Классификация свойств термодинамической системы. Экстенсивные и интенсивные свойства. Термодинамические параметры. Внутренняя энергия и энтальпия. Составляющие внутренней энергии. Связь между термодинамическими параметрами состояния системы. Идеальные газы. Уравнение состояния идеальных газов. Теплоемкость. Связь между теплоемкостью, внутренней энергией и энтальпией. Первый закон термодинамики. Тепловой эффект реакции. Отличие теплового эффекта от теплоты процесса. Закон Гесса. Теплота образования и стандартные теплоты образования. Теплота сгорания. Уравнение Кирхгоффа.

Тема 2. Второй закон термодинамики.

Второй закон термодинамики. Энтропия – как мера неупорядоченности системы. Определение абсолютного значения энтропии. Уравнение второго начала термодинамики для обратимых и необратимых процессов. Энтропия как функция состояния. Изменение энтропии при различных процессах. Изменение энтропии при различных процессах.

Тема 3. Термодинамические потенциалы. Энергия Гельмгольца и энергия Гиббса.

Термодинамические потенциалы. Энергия Гиббса и Гельмгольца. Условие самопроизвольного протекания процесса. Связь энтальпии (внутренней энергии) со свободной энтальпией (свободной энергией) и связанной энергией. Связь энергии Гиббса с энтальпией, энтропией и температурой. Методы расчета энергии Гиббса для различных процессов при известных значениях энтропии и энтальпии при температуре 298К, температурной зависимости теплоемкостей компонентов и теплот фазовых переходов. Определение энергии Гиббса. Характеристические функции. Уравнения Гиббса-Гельмгольца. Химический потенциал.

Модуль 2. Приложения химической термодинамики

Тема 4. Растворы. Коллигативные свойства растворов.

Растворы различных классов. Различные способы выражения состава раствора. Идеальные растворы в различных агрегатных состояниях и общее условие идеальности газов. Давление насыщенного пара жидких растворов. Закон Рауля и закон Генри. Химический потенциал компонента в растворе. Термодинамическая классификация растворов. Парциальные молярные величины. Обобщенное уравнение Гиббса-Дюгема.

Тема 5. Фазовое равновесие.

Гетерогенные системы. Понятия фазы, компонента, степени свободы. Правило фаз Гиббса. Фазовые равновесия в однокомпонентных системах. Уравнение Клапейрона-Клаузиуса. Фазовые переходы 1-го и 2-го рода. Интегрирование уравнения Клапейрона-Клаузиуса для случая фазовых процессов. Необходимые при этом допущения. Определение теплоты испарения по зависимости давления насыщенного пара от температуры кипения жидкости. Диаграммы состояния (плавкости) двухкомпонентных систем и их анализ на основе правила фаз.

Тема 6. Химическое равновесие.

Вывод условия химического равновесия. Изменение энергии Гиббса и энергии Гельмгольца при химической реакции. Закон действия масс. Константа равновесия. Различные виды констант равновесия и связь между ними. Зависимость констант равновесия от температуры и давления. Уравнение изобары реакции.

Модуль 3. Основы химической кинетики

Тема 7. Основные понятия химической кинетики.

Основные понятия химической кинетики. Определение скорости реакции. Методы составления кинетических уравнений простых реакций. Методы определения порядков реакций.

Тема 8. Кинетические уравнения простых и сложных реакций.

Необратимые реакции нулевого, первого и второго порядков. Необратимые реакции n -го порядка. Сложные реакции. Обратимые реакции первого порядка. Параллельные реакции. Последовательные реакции. Цепные реакции.

Тема 9. Влияние температуры на скорость химических реакций.

Температурная зависимость скорости реакции. Уравнение Аррениуса. Определение параметров уравнения Аррениуса.

Модуль 4. Основы электрохимии

Тема 10. Основы электрохимии. Электрохимические реакции.

Проводники 1-го и 2-го рода. Электролиты.

Тема 11. Электропроводность растворов электролитов.

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.

Тема 12. Гальванический элемент.

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

Тема 13. Электролиз. Законы Фарадея

Электрохимические реакции. Первичные реакции, протекающие на катоде и на аноде. Электролиз. Написание уравнений реакций, протекающих при электролизе растворов и расплавов электролитов на аноде и катоде. Законы Фарадея. Понятие электрохимического эквивалента. Число Фарадея. Взаимосвязь числа Фарадея с электрохимическим эквивалентом. Выход по току. Заряд электрона.

4.3.2. Содержание лабораторно-практических занятий по дисциплине

№	Содержание лабораторной работы	Часы
<i>Модуль 1. Основы химической 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.	6
<i>Модуль 2. Приложения химической термодинамики</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.	6
2	Лабораторная работа №3. Гетерогенные химические равновесия. Определение температурной зависимости константы гетерогенной химической реакции. Определение термодинамических функций гетерогенной химической реакции.	4
<i>Модуль 3. Основы химической кинетики</i>		
1	Лабораторная работа №4. Определение константы скорости реакции гидролиза сахарозы. Ознакомление с одним из оптических методов изучения кинетики реакции и определить аналитически и графически среднюю константу скорости.	2
2	Лабораторная работа №5. Изучение кинетики реакции восстановления гексацианоферрата (III) аскорбиновой кислотой. Определение наблюдаемой константы скорости реакции восстановления гексацианоферрата (III) аскорбиновой кислотой по кинетическому	2

	уравнению, составленному с использованием принципа квазистационарных концентраций и понятия о лимитирующей стадии реакции. Ознакомление со спектрофотометрическим методом исследования кинетики реакционных систем, содержащих окрашенные реагенты.	
3	Лабораторная работа №6. 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
<i>Модуль 4. Основы электрохимии</i>		
1	Лабораторная работа №7. Определение удельной и эквивалентной электропроводности водных растворов электролитов. Исследовать электрические свойства растворов слабых электролитов и определить их константу диссоциации.	6
2	Лабораторная работа №8. Исследование электролиза воды и определение характеристик топливного элемента. Определить вольтамперную характеристику топливного элемента и установить при каких условиях топливный элемент обладает максимальным напряжением.	6

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», «Приложения химической термодинамики», «Основы химической кинетики» и «Основы электрохимии».
- 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 7.2, 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 7.2, 8, 9 данного документа.
3.	Решение задач	Проверка домашних задач.	См. разделы 7.2, 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 7.1, 7.2, 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. Типовые контрольные задания

Вопросы по текущему контролю

1. Термодинамическая система. Классификация термодинамических систем.

2. Классификация свойств термодинамической системы. Экстенсивные и интенсивные свойства. Термодинамические параметры.
3. Термодинамические функции. Внутренняя энергия и энтальпия. Составляющие внутренней энергии.
4. Связь между термодинамическими параметрами состояния системы. Идеальные газы. Уравнение состояния идеальных газов.
5. Теплоемкость. Связь между теплоемкостью, внутренней энергией и энтальпией.
6. Макрофизическая и микрофизическая формы передачи энергии. Представление теплоты и работы в виде произведения факторов интенсивности на факторы емкости.
7. Первый закон термодинамики. Тепловой эффект реакции. Отличие теплового эффекта от теплоты процесса. Показать, что теплота процесса при постоянном объеме и температуре (тепловой эффект изохорно-изотермического процесса) является функцией состояния.
8. Тепловой эффект процесса при постоянном объеме и температуре. Показать, что тепловой эффект изобарно-изотермического процесса является функцией состояния системы.
9. Закон Гесса. Связь между тепловыми эффектами при постоянном давлении и постоянной температуре.
10. Теплота образования и стандартные теплоты образования. Теплота сгорания. Стандартные теплоты сгорания
11. Уравнение Кирхгоффа.
12. Второй закон термодинамики. Вывод формулировки второго закона термодинамики из соотношения $(Q_1 - Q_2)/Q_1 \leq (T_1 - T_2)/T_1$, где Q_1 и T_1 относятся к теплоотдатчику, а Q_2 и T_2 - к теплоприемнику.
13. Энтропия. Выражение теплоты как произведения фактора интенсивности на изменение фактора емкости. Энтропия – как мера неупорядоченности системы. Связь между энтропией и термодинамической вероятностью.
14. Методы вычисления энтропии в случае фазового перехода, обратимого расширения идеального газа при постоянной температуре и процесса изобарного и изохорного нагревания.
15. Определение абсолютного значения энтропии.
16. Термодинамические потенциалы. Энергия Гиббса и Гельмгольца. Условие самопроизвольного протекания процесса. Связь энтальпии (внутренней энергии) со свободной энтальпией (свободной энергией) и связанной энергией.
17. Связь энергии Гиббса с энтальпией, энтропией и температурой. Методы расчета энергии Гиббса для различных процессов при известных значениях энтропии и энтальпии при температуре 298К, температурной зависимости теплоемкостей компонентов и теплот фазовых переходов.
18. Определение энергии Гиббса.
19. Характеристические функции. Уравнения Гиббса-Гельмгольца.

20. Фазовые переходы 1-го и 2-го рода. Уравнение Клапейрона-Клаузиуса. Интегрирование уравнения Клапейрона-Клаузиуса для случая фазовых процессов. Необходимые при этом допущения.

21. Определение теплоты испарения по зависимости давления насыщенного пара от температуры кипения жидкости.

22. Химический потенциал. Температурная зависимость химического потенциала. Условие фазового равновесия. Закон Рауля.

23. Условие химического равновесия. Закон действия масс применительно к обратимым реакциям. Изотерма химической реакции. Методы расчета константы равновесия химических реакций исходя из стандартных термодинамических функций.

24. Методы составления кинетических уравнений простых реакций.

25. Методы определения порядков реакций.

26. Температурная зависимость скорости реакции.

27. Уравнение Аррениуса. Определение параметров уравнения Аррениуса.

28. Кинетические уравнения обратимых реакций.

29. Кинетические уравнения параллельных и последовательных реакций.

30. Каталитические, автокаталитические, цепные реакции.

31. Гетерогенные реакции.

32. Составление кинетических моделей реакций, протекающих через образование промежуточных активных реагентов.

33. Теория абсолютных скоростей. Уравнение Эйринга.

34. Проводники 1-го и 2-го рода. Электролиты.

35. Электрохимические реакции. Первичные реакции, протекающие на катоде и на аноде. Приводите примеры.

36. Электролиз. Написание уравнений реакций, протекающих при электролизе растворов и расплавов электролитов на аноде и катоде.

37. Законы Фарадея. Понятие электрохимического эквивалента.

38. Число Фарадея. Взаимосвязь числа Фарадея с электрохимическим эквивалентом.

39. Выход по току.

40. Заряд электрона. Зная числа Фарадея ($F=96500\text{к}$) и Авогадро ($N=6,02 \times 10^{23}$), определите заряд электрона в кулонах.

41. Основные положения теории электролитической диссоциации.

42. Причины отклонения коллигативных свойств (например, температуры затвердевания, осмотического давления и т.д.) растворов электролитов по сравнению с соответствующими свойствами растворов неэлектролитов. Коэффициент Вант-Гоффа.

43. Степень диссоциации. Вывод уравнения зависимости константы диссоциации электролита от степени диссоциации в случае электролита, диссоциирующего по реакции: $KA \rightleftharpoons K^+ + A^-$.

44. Удельная, эквивалентная и молярная электропроводности растворов электролитов. Предельные подвижности ионов и предельная электропроводность раствора.

45. Окислительно-восстановительные полуреакции. Электродный потенциал.
46. Классификация электродов. Электроды первого рода.
47. Электроды второго рода. Хлорсеребряный и каломельный электроды.
48. Редокс-электроды. Правило Лютера.
49. Газовые электроды. Ионселективные электроды.
50. Классификация электрохимических цепей. Физические цепи.
51. Концентрационные цепи без переноса и с переносом.
52. Простые химические цепи. Элемент Вестона. Свинцовый (кислотный) аккумулятор.
53. Сложные химические цепи. Диффузионный потенциал.
54. Термодинамика Г/Э. Нахождение термодинамических функций реакций, протекающих в Г/Э.
55. Использование стандартных потенциалов и э.д.с. для расчета констант равновесий ионных реакций.

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.

Примеры экзаменационных вопросов

1. Уравнение Кирхгоффа. Определить энтальпию образования этана из ацетилена и водорода при температуре 400 К, если теплоемкость C_2H_2 , H_2 и C_2H_6 равны соответственно 5,6; 6,5 и 1,1 кал/моль·К. Энтальпия образования этана из ацетилена и водорода при 298 К равна 74400 кал/моль.
2. Химические и электрохимические процессы. Предмет и содержание электрохимии.
3. Первый закон термодинамики. Показать, что теплота процесса при постоянном объеме и температуре (тепловой эффект изохорно-изотермического процесса) является функцией состояния.
4. Экспериментальные доказательства существования ионов в растворах электролитов.
5. Химический потенциал. Температурная зависимость химического потенциала.
6. Необратимые реакции первого порядка.
7. Термодинамическая система. Классификация термодинамических систем. Степень диссоциации. Вывод уравнения зависимости константы диссоциации от степени диссоциации в случае электролита, диссоциирующего по реакции: $K_2A \rightarrow 2K^+ + A^{2-}$
8. Электролиз. Напишите уравнения реакций, протекающих на аноде и катоде в случае электролиза расплава NaCl.
9. Условие химического равновесия. Изотерма химической реакции.

10. Математическое выражение закона действия масс. Составление кинетических уравнений, исходя из определения скорости реакции и закона действия масс.

11. Энтропия. Выражения теплоты как произведения фактора интенсивности на изменение фактора емкости. Энтропия – как мера неупорядоченности системы.

12. Теплота сгорания. Определить тепловой эффект реакции

$C_2H_2 + H_2 \rightarrow C_2H_4$ по теплотам сгорания при стандартных условиях, зная что теплоты сгорания C_2H_2 , H_2 и C_2H_4 соответственно равны: - 370,6; -68,3 и - 372,8 ккал/моль.

13. Причины отклонения осмотического давления растворов электролитов по сравнению с соответствующими свойствами растворов неэлектролитов. Коэффициент Вант-Гоффа.

14. Классификация свойств термодинамической системы. Экстенсивные и интенсивные свойства. Термодинамические параметры.

15. Теплота образования. Определить тепловой эффект реакции

$C_2H_4 + 2 H_2 \rightarrow C_2H_6$ по теплотам образования при стандартных условиях.

Тестовые задания

1. Общий вид уравнения состояния термодинамической системы:

1) $pu = RT$

2) $f(p, T, v) = 0$

3) $pv = RT/n$

4) $RT = const$

2. Уравнения состояния идеального газа:

1) $pV = nRT$

2) $pT = nv$

3) $RT = const$

4) $pv = RT/n$

3. Внутренняя энергия и энтальпия являются:

1) термодинамическими функциями;

2) параметрами системы;

3) формами передачи энергии;

4) свойствами, зависящими от пути процесса.

4. Теплота и работа являются:

1) термодинамическими функциями;

2) свойствами, не зависящими от пути процесса;

3) формами передачи энергии;

4) параметрами системы.

5. Работу и теплоту можно представить как произведение фактора интенсивности на изменение фактора емкости следующим образом:

1) $\delta A = pdV, dQ = Vdp$

2) $\delta A = pdV, dQ = TdS$

3) $\delta A = TdS, dQ = pdV$

4) $\delta A = SdT, dQ = pdV$

6. Теплоемкость:

1) $C = \delta Q/dT$

2) $C = \delta A/dT$

3) $C = \delta A/T$

4) $C = Q/dT$

7. Для идеального одноатомного газа:

16. 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.

17. 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

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

19. 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.

20. 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.

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

- 1) $dx/dt = k(a - x)^2$
- 2) $dx/dt = k(a - x)$
- 3) $dx/dt = k(a - x)(b - x)$
- 4) $dx/dt = k$

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

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

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

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

24. Константа скорости реакции представляет собой:

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

25. Температурный коэффициент скорости реакции:

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

26. 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.

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

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

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

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

29. В каких единицах измеряется удельная электропроводность?

- 1) Om/m
- 2) $Om^{-1} \cdot m^{-1}$
- 3) m/Om
- 4) $Om \cdot m$

30. 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.

31. Для измерения электропроводности растворов используется:

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

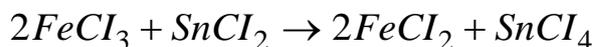
32. Как изменяются (по абсолютной величине) электродные потенциалы водородного и хлорного электродов при увеличении давления этих газов?

- 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.

33. 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.

34. Составьте гальванический элемент, в котором идет следующая реакция:



- 1) $Fe | FeCl_3 :: SnCl_2 | Sn$
- 2) $Pt | Sn^{2+}, Sn^{4+} :: Fe^{2+}, Fe^{3+} | Pt$
- 3) $Fe | FeCl_3 :: Sn^{2+}, Sn^{4+} | Pt$
- 4) $Sn | SnCl_2 :: Fe^{2+}, Fe^{3+} | Pt$

35. 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) $\Delta E = \frac{RT}{nF} \ln \left(1 - \frac{i}{i_d} \right)$

7.2. 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:

- посещение занятий - 10 баллов,
- выполнение лабораторных заданий – 40 баллов,
- выполнение домашних работ - 20 баллов.

Промежуточный контроль по дисциплине включает:

- письменная контрольная работа - 20 баллов,
- тестирование - 10 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. Горшков В.И. Основы физической химии [Текст]: учебное пособие для вузов/ В.И. Горшков.- М.:БИНОМ. 2006.- 407 с.
3. Дамаскин Б.Б., Петрий О.А. Электрохимия [Текст]: учебное пособие для вузов/ Б.Б. Дамаскин, О.А. Петрий.- М.: Химия: КолосС. 2006. - 670 с.
4. Березовчук А.В. Физическая химия [Электронный ресурс]: учебное пособие/А.В.Березовчук. Электрон.тестовые данные. Саратов: Научная книга, 2012. 159 с. 2227-8397. 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. Байрамов В. М. Основы электрохимии [Текст]: учеб. для вузов/ Байрамов В. М.; - М.: Академия, 2005. - 237 с.
3. Методические указания к лабораторным работам по физической химии для студентов экологического отделения химического факультета [Текст]/Даггосуниверситет. Махачкала: ИПЦ ДГУ, 2007.-43 с.
4. Физическая химия [Электронный ресурс]: учебное пособие/Г.В.Булидорова. Казань: Казанский национальный исследовательский технологический университет, 2012. 396 с. 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> (дата обращения: 21.06.2018). – Яз. рус., англ.
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/> (дата обращения: 21.06.2018).
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>, свободный (дата обращения: 21.06.2018).

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.

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:

- Программа для ЭВМ Microsoft. Производитель: Microsoft Corporation
- АBBYY Fine reader 10 Professional Edition
- Acrobat Professional 9 Academic Edition и Acrobat Professional 9 DVD Set Russian Windows
- ChemOffice Professional Academic Edition

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 теххимические 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. Учебно-методические модули.
10. Необходимые реактивы.