

МИНИСТЕРСТВО ОБРАЗОВАНИЯ И НАУКИ 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 техноло-  
гии, нефтехимии и биотехнологии”

Профиль подготовки

Охрана окружающей среды и рациональное использование  
природных ресурсов

Уровень высшего образования  
Бакалавриат

Форма обучения  
Очная

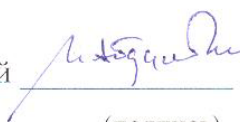
Статус дисциплины: базовая

Махачкала, 2017 г.

Рабочая программа дисциплины “Физическая химия” составлена в 2017 году в соответствии с требованиями ФГОС ВО по направлению подготовки 18.03.02 – “Энерго- и ресурсосберегающие процессы в химической технологии, нефтехимии и биотехнологии” от «12» марта 2015 г: № 217.

Разработчики: кафедра физической и органической химии, Магомедова А.О., к.х.н., доцент

Рабочая программа дисциплины одобрена: на заседании кафедры физической и органической химии от «24» января 2017 г., протокол № 5.

Зав.кафедрой  Абдулагатов И. М.  
(подпись)

на заседании Методической комиссии химического факультета от «17» февраля 2017 г., протокол № 6.

Председатель  Гасангаджиева У.Г.  
(подпись)

Рабочая программа дисциплины согласована с учебно-методическим управлением «17» 03 20 17г.   
(подпись)

## Аннотация рабочей программы дисциплины

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

Дисциплина реализуется на факультете химическом 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- 2.

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 5 зачетных единиц, в том числе в академических часах по видам учебных занятий

Семестр	Учебные занятия в том числе						СРС, в том числе экзамен	Форма промежуточной аттестации (зачет, дифференцированный зачет, экзамен)
	Контактная работа обучающихся с преподавателем	из них						
	Все	Лекции	Лабораторные занятия	Практические занятия	КСР	консультации	экзамен	
5 сем.	180	28	42	-	-	-	110	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 ООП бакалавриата

Дисциплина “Физическая химия” входит в базовую часть образовательной программы бакалавриата по направлению 241000 – “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) .

Компетенции	Формулировка компетенции из ФГОС ВО	Планируемые результаты обучения (показатели достижения заданного уровня освоения компетенций)
ОПК-2	Способность использовать основные законы естественнонаучных дисциплин в профессиональной деятельности, применять методы математического анализа и моделирования, теоретического и экспериментального исследования.	Знать: основные этапы развития физической химии. Уметь: использовать закономерности развития химической науки при анализе полученных результатов, применять полученные знания для расчета термодинамических функций процессов с использованием справочных данных, решать задачи по термодинамике, химической кинетике и электрохимии. Владеть: математическим аппаратом физической химии, навыками работы и обработки результатов для физико-химического эксперимента.

#### 4. Объем, структура и содержание дисциплины.

4.1. Объем дисциплины составляет 5 зачетных единиц, 70 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)				Самостоятельная работа	Формы текущего контроля успеваемости (по неделям семестра) Форма промежуточной аттестации (по семестрам)
				Лекции	Практические занятия	Лабораторные работы	Контроль самостоятельной работы		
Модуль 1. Основы химической термодинамики.									
1	Первый закон термодинамики	5		2		2		8	Устный опрос, контрольная
2	Второй закон термодинамики	5		2		2		6	Устный опрос, контрольная
3	Термодинамические потенциалы. Энергия Гельмгольца и энергия Гиббса.	5		2		4		8	Коллоквиум
<i>Итого по модулю 1:</i>		36		6		8		22	
Модуль 2. Приложения химической термодинамики.									
1	Растворы. Коллигативные свойства растворов.	5		2		4		7	Устный опрос, контрольная
2	Фазовое равновесие.	5		2		2		5	Устный опрос, контрольная
3	Химическое равновесие	5		2		4		8	Коллоквиум
<i>Итого по модулю 2:</i>		36		6		10		20	
Модуль 3. Основы химической кинетики.									
1	Основные понятия химической кинетики.	5		2		4		5	Устный опрос, контрольная
2	Кинетические уравнения простых и сложных реакций.	5		4		4		5	Устный опрос, контрольная
3	Влияние температуры на скорость химических реакций.	5		2		4		6	Коллоквиум

	<i>Итого по модулю 3:</i>	36		8		12		16	
	Модуль 4. Основы электрохимии.								
1	Основы электрохимии. Электрохимические реакции.	5		2		2		4	Устный опрос, контрольная
2	Электропроводность растворов электролитов.	5		2		4		4	Устный опрос, контрольная
3	Гальванический элемент	5		2		4		4	Устный опрос, контрольная
4	Электролиз. Законы Фарадея	5		2		2		4	Коллоквиум
	<i>Итого по модулю 4:</i>	36		8		12		16	
	Модуль 5. Подготовка к экзамену.								
		5						36	экзамен
	<i>Итого по модулю 5:</i>	36						36	
	<b>ИТОГО:</b>	180		28		42		74+	экзамен
								36	

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

#### **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.

### Лабораторные работы

№№ и названия разделов и тем	Цель и содержание лабораторной работы	Результаты лабораторной работы
Лабораторная работа №1. Определение теплот растворения безводных солей и их кристаллогидратов.		
Раздел 1. Основы химической термодинамики	Ознакомление с калориметрическим методом измерения тепловых эффектов. Определение теплоты растворения соли. Определение теплоты образования кристаллогидрата из безводной соли.	Определить постоянную калориметра. По найденной величине постоянной калориметра и результатам опыта вычислить теплоты растворения безводной соли и ее кристаллогидрата. Сравнить свои результаты со справочными данными.
Лабораторная работа №2. Равновесие жидкость-пар. Определение температурной зависимости давления насыщенного пара. Определение повышения температуры растворов нелетучих веществ.		
Раздел 1. Основы химической термодинамики	Определение температурной зависимости давления насыщенных паров над жидкостью, анализ закона Рауля и уравнения Клапейрона-Клаузиуса. Определение повышения температуры кипения растворов.	Графически определить $\Delta H_{исп}$ и сравнить найденное значение с со справочным. Определить моляльность раствора. Вычислить эбулиоскопическую постоянную.
Лабораторная работа №3. Гетерогенные химические равновесия.		
Раздел 1. Основы химической термодинамики	Определение температурной зависимости константы гете-	Определить графически $\Delta H$ ,



	рогенной химической реакции. Определение термодинамических функций гетерогенной химической реакции.	$\Delta S$ , $\Delta G$ и сравнить со справочными значениями.
Лабораторная работа №4. Определение константы скорости реакции гидролиза сахарозы		
Раздел 2. Основы химической кинетики и электрохимии	Ознакомление с одним из оптических методов изучения кинетики реакции и определить аналитически и графически среднюю константу скорости.	По результатам опыта вычислить константу скорости реакции при данной температуре. Если опыт проводился при двух температурах, то определить энергию активации реакции.
Лабораторная работа №5. Изучение кинетики реакции восстановления гексацианферрата (III) аскорбиновой кислотой.		
Раздел 2. Основы химической кинетики и электрохимии	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.	С использованием критерия Фишера сделать выводы об адекватности опытных данных исходному кинетическому уравнению.
Лабораторная работа №6. Определение порядка реакции окисления ионид-ионов ионами трехвалентного железа.		
Раздел 2. Основы химической кинетики и электрохимии	Установление частных порядков и общего порядка реакции: $\text{Fe}^{3+} + \text{J}^- \rightarrow \text{Fe}^{2+} + 1/2\text{J}_2$	Определить частный порядок реакции по отношению к $\text{Fe}^{3+}$ и частный порядок по отношению к $\text{J}^-$ .
Лабораторная работа №7. Определение удельной и эквивалентной электропроводности водных растворов электролитов.		
Раздел 2. Основы химической кинетики и электрохимии	Исследовать электрические свойства растворов слабых электролитов и определить их константу диссоциации.	Определить электропроводность растворов исследуемого электролита различных концентраций. Рассчитать удельную и молярную электрическую проводимость раствора. Рассчитать степень диссоциации и константу диссоциации электролита в растворе. Построить соответствующие графики.
Лабораторная работа №8. Исследование электролиза воды и определение характеристик топливного элемента.		
Раздел 2. Основы химической кинетики и электрохимии	Определить вольтам-	Определяют соотноше-

	перную характеристику топливного элемента и установить при каких условиях топливный элемент обладает максимальным напряжением.	ние выделенных при электролизе газов. Получают вольтамперную характеристику топливного элемента (напряжение по вертикальной оси).
--	--	---

## 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.

### 6.1. 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 6.2, и 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 6.2 и 7.3, 8, 9 данного документа.
3.	Решение задач	Проверка домашних задач.	См. разделы 6.2 и 7.3, 8, 9 данного документа.
4.	Подготовка к коллоквиуму	Промежуточная аттестация в форме контрольной работы.	См. разделы 6.2 и 7.3, 8, 9 данного документа.

5.	Подготовка к экзамену.	Устный опрос, либо компьютерное тестирование.	См. разделы 6.2, 6.3. и 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.

## 6.2 Перечень учебно-методического обеспечения для самостоятельной работы обучающихся по дисциплине.

Вопросы для самостоятельного изучения внесены по конкретным темам в методические указания для лабораторных занятий.

### 6.3. Примеры экзаменационных вопросов.

1. Уравнение Кирхгоффа. Определить энтальпию образования этана из ацетилен 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 ацетилен 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.

## 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.

Компетенция ОПК-2	Знания, умения, навыки <b>Знать:</b> основные этапы развития физической химии.	Процедура освоения Устный опрос, письменный опрос, тестирование
	<b>Уметь:</b> использовать закономерности развития химической науки при анализе полученных результатов, применять полученные знания для расчета термодинамических функций процессов с использо-	Письменный опрос, коллоквиум

	ванием справочных данных, решать задачи по термодинамике, химической кинетике и электрохимии.	
	<b>Владеть:</b> математическим аппаратом физической химии, навыками работы и обработки результатов для физико-химического эксперимента.	Круглый стол, деловая игра

## 7.2. Описание показателей и критериев оценивания компетенций, описание шкал оценивания.

ОПК-2 «Способность использовать основные законы естественнонаучных дисциплин в профессиональной деятельности, применять методы математического анализа и моделирования, теоретического и экспериментального исследования»

Уровень	Показатели (что обучающийся должен продемонстрировать)	Оценочная шкала		
		Удовлетворительно	Хорошо	Отлично
Пороговый	<b>Знать:</b> основные этапы развития физической химии.	Частично показывает знание основных этапов развития физической химии.	Показывает базовые знания по физической химии.	Демонстрирует знания на высоком уровне.
	<b>Уметь:</b> использовать закономерности развития химической науки при анализе полученных результатов, применять полученные знания для расчета термодинамических функций процессов с использованием справочных данных, решать задачи по термодинамике, химической кинетике и электрохимии.	Демонстрирует частичные умения без грубых ошибок	Умеет применять знания в базовом (стандартном) объеме	Демонстрирует высокий уровень умений
	<b>Владеть:</b> математическим аппаратом физической химии, навыками работы и обработки результатов для физико-химического эксперимента.	Частично владеет математическим аппаратом физической химии, допускает некоторые ошибки.	Хорошо владеет математическим аппаратом физической химии, навыками работы и обработки результатов.	Показывает высокий уровень владения основами физической химии и навыками обработки результатов.

Если хотя бы одна из компетенций не сформирована, то положительная оценки по дисциплине быть не может.

### 7.3. 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 (внутрен-

ней 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 теплостей 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 элект-

тролитов 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:  $KA \rightarrow K^+ + A^-$ .

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.

### 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:
- 1)  $C_v = 3R$     2)  $C_v = 5R/2$   
 3)  $C_v = 7R/2$                                       4)  $C_v = 3R/2$
8. 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 термохимического 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. К термодинамическим потенциалам относятся:
- 1)  $U, H, F, T$     2)  $U, H, F, G$   
 3)  $U, H, T, P$     4)  $T, P, S, A$
12. 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)  $\mu_i = \left( \frac{\partial G}{\partial n_i} \right)_{V,S,n_j}$
13. 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;



$$1) \frac{dx}{dt} = k(a - x)^2 \qquad 2) \frac{dx}{dt} = k(a - x)$$

$$3) \frac{dx}{dt} = k(a - x)(b - x) \qquad 4) \frac{dx}{dt} = k$$

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

$$1) a - x = ae^{-kt} \qquad 2) t_{1/2} = \ln 2/k$$

$$3) x = a(1 - e^{-kt}) \qquad 4) t_{1/2} = 1/k_{\text{н}} a$$

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:

$$1) k = k_0 e^{-\frac{E}{RT}} \qquad 2) \ln k = \ln k_0 - E/RT$$

$$3) \gamma = k_{T+10}/k_T \qquad 4) \Delta H = E$$

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  $Co(ClO_4)_2$ .

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

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

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

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

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

29. В каких единицах измеряется удельная электропроводность?

$$1) Ом/м \qquad 2) Ом^{-1} \cdot м^{-1}$$

$$3) м/Ом \qquad 4) Ом \cdot м$$

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?

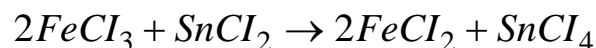
1) для определения pH раствора, которым заполняется этот электрод;

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

7.4. 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. Физическая химия в 2-х книгах. Под ред. Краснова К.С., 1990.
2. Ипполитов Е.Г. Физическая химия. М.: Академия. 2005. 447 с.  
[http://www.academia-moscow.ru/ftp\\_share/books/fragments/fragment\\_18725.pdf](http://www.academia-moscow.ru/ftp_share/books/fragments/fragment_18725.pdf)
3. Горшков В.И. Основы физической химии. М.: БИНОМ. 2006. 407 с.
4. Дамаскин Б.Б., Петрий О.А. Электрохимия. М.: Химия: КолосС. 2006. 670 с.  
[http://ssovet.chemmsu.ru/download/3%20kurs/phis\\_chemistry/elbook\\_all\\_2.pdf](http://ssovet.chemmsu.ru/download/3%20kurs/phis_chemistry/elbook_all_2.pdf)
5. Киреев В.А. Курс физической химии. М.1975.
6. Эткинс П. Физическая химия. Т.1. “Мир”, 1980.

б) дополнительная литература:

1. Курс физической химии. Т.1,2. /Под ред. Я.И.Герасимова. - М.: Химия, 1973. - 624 с.
2. Эткинс П. Физическая химия. Т.1. “Мир”, 1980.
3. Антропов Л.И. Теоретическая электрохимия. Учебн. М.: Высш. школа, 1984, 519 с.
4. Дамаскин Б.Б., Петрий О.А. Введение в электрохимическую кинетику. Учебное пособие. М.: Высш. школа, 1983. 400 с.

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

1. Электронные образовательные ресурсы образовательного сервера ДГУ [elib.dgu.ru](http://elib.dgu.ru)
2. Горшков В.И., Кузнецов И.А. Основы физической химии: [http://www.biblioclub.ru/95504\\_Osnovy\\_fizicheskoi\\_khimii\\_Uchebnik.html](http://www.biblioclub.ru/95504_Osnovy_fizicheskoi_khimii_Uchebnik.html)
3. <http://www.chem.msu.su/rus/teaching/phys.html>
4. [http://www.physchem.chimfak.rsu.ru/Source/Phys\\_Prg.html](http://www.physchem.chimfak.rsu.ru/Source/Phys_Prg.html)
5. [http://www.fptl.ru/Y4eba\\_Fizhimija.html](http://www.fptl.ru/Y4eba_Fizhimija.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.

#### **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:

- Занятия компьютерного тестирования.
- Демонстрационный материал применением проектора и интерактивной доски.
- Компьютерные программы для статистической обработки результатов анализа.
- Программы пакета Microsoft Office

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

В соответствии с требованиями ФГОС+ 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.