

*Приднестровский государственный университет
им. Т.Г. Шевченко*

Естественно-географический факультет
Кафедра химии и методики преподавания химии

УТВЕРЖДАЮ
Декан ЕГФ,
доцент  С.И. Филипенко
15.09 2017 г.


РАБОЧАЯ ПРОГРАММА

для набора 2015 года

Учебной ДИСЦИПЛИНЫ

Б.1.Б.15 «ФИЗИЧЕСКАЯ ХИМИЯ»

Направление подготовки

04.05.01. Фундаментальная и прикладная химия

Специализации:

фармацевтическая химия, химия окружающей среды, химическая экспертиза и экологическая безопасность, химическая технология.

Квалификация
Химик.

Форма обучения
Очная

Тирасполь - 2017

Рабочая программа дисциплины «*Физическая химия*» /сост. Е.А. Яхова –

Тирасполь: ГОУ ПГУ, 2017 - 33с.

Рабочая программа предназначена для преподавания дисциплины обязательной части цикла естественнонаучных дисциплин студентам очной формы обучения по направлению подготовки 04.05.01. Фундаментальная и прикладная химия, Б.1.Б.15

Рабочая программа составлена с учетом Федерального Государственного образовательного стандарта профессионального образования по направлению подготовки – **по специальности 04.05.01. – "Фундаментальная и прикладная химия"**, утвержденного *приказом № 1174 от 12.09.2016г Министерством образования и науки РФ*.

Составитель к.х.н. Е.А. Яхова, доцент



1. Цели и задачи учебной дисциплины:

Цель и задачи изучаемого курса направлены на реализацию требований к уровню подготовки специалистов в соответствии с государственными образовательными стандартами высшего профессионального образования для студентов, обучающихся по специальности 04.05.01.

Целью изучения физической химии являются приобретение студентами целостных представлений и знаний о химических и физико-химических процессах и явлениях, протекающих в окружающей природе и технологиях переработки природных энергоносителей, углеродных материалов и древесины.

Главное внимание уделяется исследованию законов протекания химических и физико-химических процессов, состояния фазового и химического равновесий, основам электрохимии и кинетики. Овладение данными закономерностями обеспечит научно обоснованный подход к протеканию любого химико-технологического процесса, даст возможность предсказывать его направление, пределы протекания, а следовательно, возможность управлять им, т.е. обеспечить оптимальное его проведение.

Задачи изучения дисциплины:

- Освоение фундаментальных законов и понятий физической химии.
- Привитие навыков проведения термодинамических и кинетических расчетов различных химико-технологических процессов.
- Освоение основных принципов прогнозирования направления и пределов самопроизвольного протекания любого химико-технологического процесса в зависимости от условий системы.
- Выработка умения на основе фундаментальных теоретических знаний обоснованно выбирать соответствующий метод исследования для решения конкретной практической задачи, грамотно использовать оборудование, приборы, самостоятельно спланировать и точно провести эксперимент, математически обработать и обобщить результаты исследований.
- Привитие навыков работы с литературой, справочниками и другими источниками информации.

2. Место дисциплины в структуре ООП специалиста

Дисциплина «Физическая химия» относится к базовой части учебного цикла Б1.Б.15 «Профессиональный цикл».

Дисциплина «Физическая химия» имеет логическую и содержательно-методическую связь с другими химическими общепрофессиональными дисциплинами из профессионального цикла Б1. Б15 ООП: «Неорганическая химия», «Органическая химия», «Аналитическая химия», а также с некоторыми разделами физики, математики и информатики – дисциплин базовой части математического и естественнонаучного цикла

Эта связь обусловлена, с одной стороны, использованием в физической химии ряда принципов, закономерностей, технических приемов, материалов, реагентов, методов обработки результатов из разных научных дисциплин. С другой стороны, физическая химия вооружает многие науки методами, приборами для исследований, предопределяя их достижения.

Для успешного усвоения содержания дисциплины «Физическая химия» студенты должны знать основные теоретические положения следующих дисциплин:

- математика (дифференциальное и интегральное исчисление, дифференциальные уравнения);

- физика (механика, оптика, электричество);
- неорганическая химия (теоретические основы общей химии, основные свойства неорганических веществ и методы их получения);
- органическая химия (основные классы органических соединений, механизмы основных органических реакций, методы изучения физико-химических свойств органических веществ, реакционная способность и методы ее оценки);
- философия (основные понятия и категории диалектического материализма).

Содержание дисциплины “Физическая химия” является основой для успешного последующего изучения таких дисциплин, как коллоидная химия, химия высокомолекулярных соединений, химическая технология.

Выбирая различные профили подготовки на старших курсах, студенты широко применяют знания закономерностей протекания различных реакций и приобретенные умения во время производственной практики, при выполнении научных исследований, завершающихся выполнением выпускной квалификационной работы.

3. Требования к результатам освоения дисциплины.

Изучение дисциплины направлено на формирование у обучающихся следующих общекультурных (ОК) и профессиональных (ПК) компетенций:

Код компетенции	Формулировка компетенции (или ее части)	В результате изучения данной дисциплины обучающиеся должны:		
		знать	уметь	владеть
ОК-1	способностью к абстрактному мышлению, анализу, синтезу;	основные понятия и законы физической химии; основные этапы развития физической химии, ее современное состояние	анализировать состояние системы по данным физико-химических экспериментальных данных	Использовать на практике данные физико-химических показателей для характеристики системы
ОК-2	способностью использовать основы философских знаний для формирования мировоззренческой позиции (ОК-2);	Основные методы диалектики. Понимать роль физико-химических методов анализа, знать место физической химии в системе наук	Применять закономерности физической химии при обсуждении полученных результатов и в повседневной жизни	Методологией освоения и получения профессиональных знаний по дисциплине.
ОК-7	готовностью к саморазвитию, самореализации, использованию творческого потенциала (ОК-7);	основные понятия и законы физической химии; основные этапы развития физической химии, ее современное состояние	Уметь пользоваться научной литературой, интерпретировать исследования, грамотно и излагать материал	Навыками проведения научных исследований, интернет технологиями

ОПК-1	способностью воспринимать, развивать и использовать теоретические основы традиционных и новых разделов химии при решении профессиональных задач (ОПК-1);	основные положения теории химической термодинамики, кинетики, учения о химическом и фазовом равновесии, учения о растворах, учения об адсорбции и катализе, методы электрохимии, основные понятия и законы коллоидной химии, приемы и способы выполнения физико-химического анализа	Уметь выбирать и применять в профессиональной деятельности экспериментальные и расчетно-теоретические методы исследования	методиками измерений и интерпретации данных
ОПК-2	владением навыками химического эксперимента, синтетическими и аналитическими методами получения и исследования химических веществ и реакций ;	Понимать принципиальные основы возможностей и ограничений применения важнейших для химиков физических методов исследования	пользоваться основными приемами и методами физико-химических измерений; работать с основными типами приборов, используемых в физической химии; обрабатывать,	техникой работы на физических приборах: фотоколориметр, спектрофотометр, рН-метр, кулонометр, амперометрическая установка и др.;
ОПК-3	способностью использовать теоретические основы фундаментальных разделов математики и физики в профессиональной деятельности;	Знать физические принципы, лежащие в основе современных физико-химических методов исследования, а также возможности, достоинства и ограничения этих методов	Уметь выбирать и применять в профессиональной деятельности экспериментальные и расчетно-теоретические методы исследования	навыками использования теоретических знаний по физической химии при решении ситуационных задач, выполнении тестовых и контрольных заданий,
ОПК-4	способностью решать задачи профессиональной	Основные понятия и программы Word,	использовать современные информационно-	Базовыми технологиями преобразовани

	деятельности на основе информационной и библиографической культуры с применением информационно-коммуникационных технологий и вычислительных средств с учетом основных требований информационной безопасности;	Exel, редакторы формул, Chemis rep	коммуникационные технологии, глобальные информационные ресурсы в научно-исследовательской и расчетно-аналитической деятельности	я информации, текстовыми, табличными редакторами, поиском в сети Интернет; навыками самостоятельной работы с учебной, научной и справочной литературой; вести поиск и делать обобщающие выводы
ОПК-5	способностью к поиску, обработке, анализу научной информации и формулировке на их основе выводов и предложений;	теоретические основы химической термодинамики, кинетики и катализа, фазового равновесия, электрохимии.	формулировать задачи, необходимые для реализации профессиональных функций, а также использовать для их решения методы изученных наук	методиками измерений и интерпретации данных
ОПК-6	владением нормами техники безопасности и умением реализовать их в лабораторных и технологических условиях;	Знать технику безопасности при работе в физико-химической лаборатории	обращаться с химической посудой, реактивами, газовыми горелками и электрическими приборами;	навыками безопасной работы в химической лаборатории;
ОПК-7	готовностью к коммуникации в устной и письменной формах на русском и иностранном языках для решения задач профессиональной деятельности;	Основные понятия и программы Word, Exel, редакторы формул, Chemis rep	использовать современные информационно-коммуникационные технологии, глобальные информационные ресурсы в научно-исследовательской и расчетно-аналитической деятельности	Методологией освоения и получения профессиональных знаний по дисциплине.

			Использовать полученную информацию в своей профессиональной деятельности	
ПК-1	способностью проводить научные исследования по сформулированной тематике и получать новые научные и прикладные результаты;	основы методов планирования и проведения научных и практических экспериментальных исследований	Уметь выбирать и применять в профессиональной деятельности экспериментальные и расчетно-теоретические методы исследования	грамотно использовать оборудование, приборы, самостоятельно спланировать и точно провести эксперимент, математически обработать и обобщить результаты исследований.
ПК-2	владением навыками использования современной аппаратуры при проведении научных исследований;	современные приборы, использующиеся для изучения коллоидных систем	анализировать и обобщать результаты физико-химических наблюдений и измерений; применять полученные знания при изучении химических систем,	техникой работы на физических приборах: фотоколориметр, спектрофотометр, рН-метр, кулонометр, амперометрическая установка и др.;
ПК-3	владением системой фундаментальных химических понятий и методологических аспектов химии, формами и методами научного познания;	Понимать роль физической химии как теоретического фундамента современной химии, владеть основами химической термодинамики, теории растворов и фазовых равновесий, элементами статистической термодинамики знать основы химической	на основе фундаментальных теоретических знаний обоснованно выбирать соответствующий метод исследования для решения конкретной практической задачи, самостоятельно работать с учебной и справочной литературой по физической химии;	Методологией освоения и получения профессиональных знаний по дисциплине.

		кинетики и катализа механизма химических реакций электрохимии. Владеть основами неравновесной термодинамики.		
ПК-4	способностью применять основные естественнонаучные законы при обсуждении полученных результатов;	основные теоретические положения в областях неорганической, аналитической, органической и физической химии	применять знания естественнонаучных дисциплин для анализа и обработки результатов химических экспериментов	навыками использования теоретических основ базовых разделов естественнонаучных дисциплин при решении конкретных химических и материаловедческих задач
ПК-5	способностью приобретать новые знания с использованием современных научных методов и владение ими на уровне, необходимом для решения задач, имеющих естественнонаучное содержание и возникающих при выполнении профессиональных функций;	теоретические основы химической термодинамики, кинетики и катализа, химии растворов, электрохимии	правильно и технически грамотно поставить и химически грамотно пояснить и решить конкретную задачу в рассматриваемой области	Навыками проведения научных исследований, интернет технологиями
ПК-7	готовностью представлять полученные в исследованиях результаты в виде отчетов и научных публикаций (стендовых докладов, рефератов и статей в периодической научной печати;	Методику оформления научно-исследовательских работ	Грамотно представлять выводы и результаты научных исследований	Алгоритмом оформления научных статей

ПК-8	научно-производственная деятельность: владением основными химическими, физическими и техническими аспектами химического промышленного производства с учетом сырьевых и энергетических затрат;	основы методов планирования и проведения научных и практических экспериментальных исследований.	Уметь выбирать и применять в профессиональной деятельности экспериментальные и расчетно-теоретические методы исследования	навыками использования современных достижений физических принципов работы современных технических устройств при выполнении профессиональных функций
ПК-11	педагогическая деятельность: владением методами отбора материала, проведения теоретических занятий и лабораторных работ, основами управления процессом обучения в образовательных организациях;	Основные понятия и программы Word, Exel, редакторы формул, Chemis rep	правильно и технически грамотно поставить и химически грамотно пояснить и решить конкретную задачу в рассматриваемой области	Методологией освоения и получения профессиональных знаний по дисциплине с помощью компьютера и интернета.

4. Структура и содержание дисциплины «Физическая химия»

Общая трудоемкость дисциплины составляет 17 зачетных единиц, 608 часов.

4.1. Распределение трудоемкости в з.е./часах по видам аудиторной и самостоятельной работы студентов по семестрам:

Семестр	Количество часов						Форма итогового контроля
	Трудоемко сть, з.е./часы	В том числе					
		Аудиторных				Самост. работы	
		Всего	Лекций	Лаб. раб.	Практич. занятия		
V	2,5 з.е./158	68	28	40	-	22	
VI	5,5 з.е./262	100	40	60	-	62	Зачет, экзамен
VII	9 з.е. / 188	166	66	100	-	122	Зачет, Экзамен,
Итого:	17з.е / 608	334	134	200	-	206	

4.2. Распределение видов учебной работы и их трудоемкости по разделам дисциплины.

Вид учебной работы	Трудоемкость		Трудоемкость по семестрам (АЧ)		
	объем в зачетных единицах (ЗЕ)	объем в академических часах (АЧ)	5 семестр	6 семестр	7 семестр
Аудиторная работа, в том числе	9,27	334	68	100	166
Лекции (Л)	3,72	134	28	40	66
Лабораторные занятия (ЛЗ)	0,94	200	40	60	100
Самостоятельная работа студента (СРС)	5,56	206	22	62	122
зачет/экзамен (указать вид)	зачет экзамен	зачет экзамен	-	Зачет, экзамен	Зачет, экзамен
ИТОГО	17	876	158	162	288

4.3 Разделы учебной дисциплины и междисциплинарные связи с обеспечиваемыми (последующими) дисциплинами

№ п/п	Наименование обеспечиваемых (последующих) дисциплин	№ № разделов данной дисциплины, необходимых для изучения обеспечиваемых (последующих) дисциплин										
		1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11
1.	Аналитическая химия					+					+	+
2.	Общая химия	+	+	+								
3.	Неорганическая химия				+	+	+	+		+	+	+
4.	Органическая химия				+	+	+	+	+	+	+	+
5.	Коллоидная химия					+					+	+
6.	Химия ВМС				+	+	+	+	+	+	+	
7.	Химическая технология					+	+	+		+		

4.4 Разделы дисциплин и виды занятий

№ п/п	Наименование раздела дисциплины	Лекц.	Практ. зан.	Лаб. зан.	СРС	Всего час.
1.	Химическая термодинамика. Первый закон термодинамики. Термохимия.	24	22	24	24	92
2.	Второй и третий законы термодинамики	16	14	-	30	60
3.	Химическое равновесие	8	10	4	20	42
4.	Фазовое равновесие	8	6	12	20	46
5.	Термодинамика растворов	10	4	8	20	42
6.	Формальная кинетика. Теории химической кинетики.	12	6	4	10	32
7.	Сложные реакции	8	-	4	20	32
8.	Катализ	6	6	8	30	55
9.	Равновесные неравновесные явления в растворах электролитов	12	12	22	10	70
10.	Неравновесные явления в растворах электролитов	6	4	12	10	32
11.	Электрохимия	14	10	8	20	52

4.5 Тематический план по видам учебной деятельности

Лекции

№ раздела	№ занятия	Наименование темы	Объем в АЧ	Учебно-наглядные пособия
1	1	Введение. Название и определение содержания физической химии по М. В. Ломоносову. Основные достижения М. В. Ломоносова как основателя физической химии в России. Место физической химии среди других химических наук. Выдающиеся ученые физико-химики и их роль в развитии физической химии. Вклад в развитие науки русских ученых. Роль физической химии в химической промышленности.	2	Т, П, КЗ,
	2	<i>Химическая термодинамика.</i> Предмет и место термодинамики. Термодинамическая система. Термодинамические переменные и их классификации. Уравнение состояния идеальных газов Молекулярно-кинетическая теория газов (МКТ). Средняя кинетическая энергия движения молекул газа при различной температуре. Абсолютная температура. Средняя скорость движения молекул при различной температуре. Распределение Максвелла-Больцмана. Уравнение Ван-дер-Ваальса и его анализ. Критическая точка и критические параметры. Теорема о соответственных состояниях и проблема индивидуальных постоянных в уравнениях состояния. Вириальные уравнения состояния. Плазма.	6	
	3	Внутренняя энергия системы. Аксиома о внутренней энергии. Внутренняя энергия — функция состояния. Математическое определение функции состояния. Постулаты термодинамики. Нулевой закон термодинамики. Физический смысл нулевого закона. Температура.	2	Т, П, КЗ, МС, МП, МР
	4	Две формы обмена энергией в системах: теплота и работа. Термодинамические процессы: изохорные, изобарные, адиабатические, циклические. Обратимые и необратимые термодинамические процессы. Работа расширения идеальных газов в различных процессах. Максимальная работа расширения.	4	
	5	I-й закон термодинамики. Теплота изобарного и изохорного процессов. Их соотношение для реакции между идеальными газами. Энтальпия	2	

		как функция состояния.		
	6	Теплоемкость. Средняя и истинная теплоемкость. Удельная и молярная теплоемкости. Теплоемкость при постоянном объеме и теплоемкость при постоянном давлении, их соотношение. Молекулярно-кинетическая теория (МКТ) теплоемкости газов. Теплоемкость твердых веществ. Интерполяционные уравнения. Работа расширения идеального газа в адиабатическом процессе. Уравнение Пауссона. Теплоемкость твердых тел. Теплоемкость простых тел. Закон Дюлонга и Пти; его роль при первоначальных определениях атомных масс. Квантовая теория теплоемкости. Уравнение Эйнштейна и Дебая. Температура Дебая.	6	
	7	Термохимия. Тепловые эффекты химических процессов. Закон Гесса. Термодинамический вывод закона Гесса. Стандартная теплота образования и теплота сгорания вещества. Термохимические расчеты. Стандартные внутренние энергии образования химических веществ (теплоты сгорания) и способы их вычисления. Энергии связи и приближенные вычисления энтальпий образования. Зависимость теплового эффекта химической реакции от температуры. Уравнение Кирхгофа. Вычисление энтальпий химических реакций и энтальпий образования химических веществ при различных температурах.	4	
2	1	II-й закон химической термодинамики. Смысл формулировки II-го закона (Клаузиуса, Томсона, Сади Карно, Оствальда). Принцип Каратеодори. Вечный двигатель второго рода. Цикл Карно и максимальный КПД. Понятие свободной и связанной энергии.	4	
	2	Энтропия как функция состояния, определяющая направление самопроизвольного процесса. Изменение энтропии в изолированных и неизолированных системах. Предположение Клаузиуса о “тепловой смерти Вселенной”. Статистическая интерпретация энтропии. Уравнение Больцмана. Постулат Планка. Абсолютные энтропии химических веществ. Способы расчета абсолютных энтропии при различных температурах.	6	
	3	Свободная энергия Гиббса (Гельмгольца. $\Delta G(\Delta F)$) как критерии самопроизвольности протекания реакции. Связь свободной энергии с полезной работой системы. Зависимость свободной энергии	4	

		Гиббса от давления и температуры. Зависимость свободной энергии Гиббса и свободной энергии Гельмгольца от температуры. Характеристические функции, их определение и свойства. Энергии Гельмгольца и Гиббса как характеристические функции. Условия равновесия и экстремумы характеристических функций. Уравнение Гиббса-Гельмгольца. Химический потенциал. Его определение через производные от различных термодинамических функций и вычисление для идеального газа. Летучесть и ее вычисление для реальных газов. Использование летучести для определения химического потенциала реальных газов.		
	4	Третий закон термодинамики. Теорема Нернста. Математическая формулировка третьего закона термодинамики и физический его смысл. Следствия третьего закона термодинамики: постулат Планка, недостижимость абсолютного нуля температуры.	2	
3	1	Химическое равновесие. Обратимые химические реакции Условия химического равновесия. Химическое равновесие при протекании одной реакции при постоянной температуре. Вывод закона действующих масс и его различных частных форм. Связь между разными константами равновесия. Изотерма химической реакции. Зависимость константы равновесия от температуры. Уравнение изобары Вант-Гоффа и его интерпретирование. Расчеты констант химических равновесий с использованием таблиц стандартных значений термодинамических функций. Приведенная энергия Гиббса и ее использование при расчетах химических равновесий. Принцип Ле Шателье-Брауна. Химические равновесия в гетерогенных системах.	6	КЗ, РМ, МП, МР, МС
	2	Зависимость константы равновесия от температуры. Уравнение изобары Вант-Гоффа и его интерпретирование. Расчеты констант химических равновесий с использованием таблиц стандартных значений термодинамических функций. Приведенная энергия Гиббса и ее использование при расчетах химических равновесий. Принцип Ле Шателье-Брауна. Химические равновесия в гетерогенных системах.	2	
4	1	<i>Фазовое равновесие</i> Условие равновесия между фазами. Правило фаз Гиббса. Фазовые равновесия в однокомпонентных системах. Диаграмма состояния чистого вещества (H_2O и S). Закономерности превращения чистого вещества из одной фазы в другую. Уравнение Клайперона-Клаузиуса.	2	КЗ, РМ, МП, МР, МС
	2	Фазовое равновесие в конденсированных системах. Диаграммы плавокости бинарных	4	

		систем. Системы типа компоненты полностью смешивающихся в жидком состоянии и совершенно не смешиваются в твердом. Правило рычага. Системы типа растворимая соль- вода (принцип действия холодильных смесей). Термический анализ.		
	3	Бинарные системы типа – компоненты образуют твердые растворы ограниченно и неограниченно растворимые. Диаграмма плавкости в системе золото — серебро; фазовые равновесия в этой системе. Диаграммы плавкости систем с ограниченной растворимостью. Фазовые равновесия в ней. Диаграммы с образованием конгруэнтно плавящегося соединения, образующего твердые растворы с компонентами.	2	
5	1	<i>Растворы.</i> Аномальные свойства воды. Истинные растворы. Общая характеристика растворов. Общее определение идеальных растворов в любых агрегатных состояниях Термодинамика процесса растворения. Растворимость газов в жидкости. Закон Рауля.	2	Т, П, КЗ, МС, МП, МР
	2	Растворимость жидкости в жидкости. Растворы летучих жидких веществ. Состав паровой и жидкой фаз. Диаграммы состав-давление пара, состав – температура кипения. Законы Коновалова. Растворы с положительным и отрицательным отклонением от закона Рауля. Причины отклонений. Активность. Коэффициент активности.	2	
	3	Перегонка растворов летучих жидких веществ. Растворы жидких веществ с ограниченной растворимостью. Перегонка с паром. Распределение третьего компонента между двумя несмешивающимися жидкостями. Коэффициент распределения. Экстракция.	2	
	4	Растворы нелетучих веществ в жидкости. Коллигативные свойства разбавления растворов неэлектролитов. Законы рауля. Термодинамический вывод II-го (III-го) закона Рауля. Осмос. Осмотическое давление. Закон Вант-Гоффа. Законы Рауля и Вант-Гоффа для растворов электролитов. Причины и механизм процесса диссоциации.	4	
6	1	<i>Кинетика.</i> Скорость химической реакции. Гомогенный и гетерогенный процесс. Простые и сложные реакции. Растворы влияющие на скорость. Основной закон кинетики. Константа скорости реакции. Молекулярность и порядок реакции. Константы скорости реакции 0; 1; 2; 3-го порядков. Определение кинетических порядков	4	Т, П, КЗ, МС, МП, МР

		реакций.		
	2	Зависимость скорости химической реакции от температуры. Правило Вант-Гоффа. Уравнение Аррениуса. Энергия активации. Теория активных столкновений.	2	
	3	Теория переходного состояния или активированного комплекса. Энергетическая диаграмма химической реакции. Механизм мономолекулярных растворов в газовой фазе. Схема Линдемана. Применение теории активных соударений к описанию мономолекулярных реакций. Кинетические особенности мономолекулярных реакций и их описание схемой Линдемана. Недостаточность схемы Линдемана и ее современное изложение.	6	
7	1	Сложные реакции: последовательные, параллельные, сопряженные, обратимые. Цепные реакции, их особенности. Лимитирующая стадия химического процесса. Метод стационарных концентраций.	4	Т, П, КЗ, МС, МП, МР
	2	Кинетика неразветвленных цепных процессов.- Стационарные цепи. Зарождение, продолжение, обрыв цепей. Теория разветвленных цепных реакций Семёнова. Ингибиторы цепных реакций.	2	
	3	Фотохимические реакции. Закон фотохимической эквивалентности. Квантовый выход. Значение фотохимической реакции в природе и химической промышленности. Радиационно-химические реакции.	2	
8	1	Катализ и катализаторы. Положительный и отрицательный катализ. Гомогенный катализ. Катализ кислотами и основаниями. Катализ комплексами переходных металлов. Ферментативный катализ. Автокатализ.	4	Т, П, КЗ, МС, МП, МР
	2	Гетерогенный катализ. Промоторы и яды. Диффузия. Кинетическая и диффузионная области гетерогенно каталитического процесса. Адсорбция. Активированная адсорбция. Роль адсорбции в гетерогенном катализе. Теории гетерогенного катализа. Автокатализ.	2	
9	1	<i>Равновесие в растворах электролитов</i> Теория Аррениуса. Протолитическая теория кислот и оснований Бренстеда. Электронная теория Льюиса. Равновесие в растворах слабых электролитов. Закон разбавления Оствальда. Факторы, влияющие на степень диссоциации. Ионное произведение воды. рН. Общая, активная и потенциальная кислотности растворов.	2	Т, П, КЗ, МС, МП, МР
	2	Буферные растворы. Буферное действие. Определение рН буферных растворов (кислотных и основных) Буферная емкость. Диапазон	4	

		действия буферных растворов. Теория кислотно-основных катализаторов.		
	3	Гидролиз солей. Степень гидролиза. Константа гидролиза. Расчет pH растворов солей.	2	
	4	ПР (произведение растворимости) труднорастворимых электролитов. Солевой эффект.	2	
	5	Основные положения теории сильных электролитов. Активность, коэффициент активности. Уравнение Дебая-Гюккеля. Ионная сила раствора. Расчет pH растворов сильных электролитов. Термодинамическая и кажущаяся константы равновесия.	2	
10	1	Неравновесные явления в растворах электролитов. Электропроводность. Электропроводность растворов электролитов: эквивалентная и удельная. Электрофоретический и релаксационный эффекты торможения движения ионов в электрическом поле. Зависимость электропроводности от концентрации раствора. Закон Кольрауша.	2	Т, П, КЗ, МП, МР
	2	Подвижность ионов. Подвижность H_3O^+ и OH^- . Числа переноса. Зависимость электропроводности от температуры. Метод измерения электропроводности и его применение. Кондуктометрия. Основы теории электрической проводимости Онзагера. Электрическая проводимость твердых и расплавленных электролитов. Электро-проводность суперионных проводников. Сверхпроводники,	4	
11	1	Общая характеристика электрохимических процессов. Гальванические элементы. Элемент Якоби — Даниэля. Возникновение равновесного электродного потенциала.	2	Т, П, КЗ, МС, МП, МР
	2	Термодинамика гальванического элемента. Уравнение Нернста. Стандартный водородный электрод. Стандартные электродные потенциалы. Строение двойного электрического слоя, термодинамика. Двойной слой по Гельмгольцу. Модель двойного слоя по Гуи и Чепмену.	2	
	3	Классификация электродов. Электрохимические цепи: химические и концентрационные цепи. Диффузионный потенциал. Диффузия и миграция ионов. Уравнение Нернста — Эйнштейна. Зависимость диффузионного потенциала от коэффициентов диффузии катиона и аниона. Уравнение Нернста — Планка.	2	

	4	Кинетика электродных реакций. Плотность тока. Стадии электродных процессов. Перенапряжение. Обратимые и необратимые гальванические элементы. Технические гальванические элементы и аккумуляторы.	2	
	5	Электролиз расплавов и растворов. Законы Фарадея. Напряжение разложения. Перенапряжение.	4	
	6	Химическая и электрохимическая коррозия металлов. Методы борьбы с ней. Пассивность металлов.	2	
		Итого:	134	

Учебно-наглядные пособия: плакат (П), таблица (Т), стенд (С), карточки с заданиями (КЗ), раздаточный материал (РМ), методическое пособие (МП), методические рекомендации (МР), мультимедийные средства (МС), лабораторное оборудование (ЛО), химические реактивы (ХР).

Практические занятия:

№ раз-дела	№ заня-тия	Наименование темы	Объем в АЧ
1	1	Задачи на газовые законы, газовые смеси.	2
	2	Уравнение состояния идеального и реального газов. Определение средней кинетической энергии и средней скорости движения молекул газа при различной температуре.	4
1,2	1	Основные понятия термодинамики. Запись I-го закона термодинамики для различных систем. Расчет ΔU и ΔH	2
	2	Расчет работы расширения в различных процессах.	2
	3	Термохимические расчеты. Расчет ΔH_{298}^0 хим. реакции.	4
	4	Расчет средней и истинной теплоемкости. Расчет теплоты процессов нагревания и охлаждения идеальных газов, реальных газов, жидких и твердых веществ с использованием интерполяционных уравнений.	2
	9	Расчет ΔH_T^0 химической реакции по уравнению Кирхгофа с использованием интерполяционных уравнений.	2
	10	Коллоквиум и контрольная работа по теме «I закон термодинамики».	4
	11	Расчет ΔS_{298}^0 при протекании химической реакции.	2
	12	Расчет ΔS в различных химических процессах	2
	13	Расчет ΔG_{298}^0 при протекании химической реакции, т.е. определение возможности протекания химической реакции в реальных неизолированных системах.	2
	14	Расчет ΔG в различных процессах.	4

	13.	Коллоквиум и контрольная работа по химической термодинамике.	4
3	1	Определение константы равновесия K_c ; K_p ; K_0 . Расчеты констант химических равновесий с использованием таблиц стандартных значений термодинамических функций.	4
	2	Расчеты по уравнениям изобары, изохоры, изотермы. Смещение равновесия.	4
	3	Принцип Ле Шателье-Брауна. Расчеты выходов продуктов	2
4	1	Диаграммы плавкости бинарных систем.	2
	2	Определение числа степеней свободы системы, характеризующейся фигуративной точкой на диаграмме. Расчеты массы жидкой и твердой фаз находящихся в равновесии с использованием правила Рычага.	4
5	1	Расчеты с использованием законов Рауля и Вант-Гоффа для разбавленных растворов неэлектролитов. Расчеты степени диссоциации электролита исходя из значения изотонических коэффициентов.	2
	2	Расчеты с использованием законов Рауля и Вант-Гоффа для разбавленных растворов электролитов. Расчеты степени диссоциации электролита исходя из значения изотонических коэффициентов.	2
6,7	1	Зависимость скорости реакции от концентрации реагирующих веществ. 0; 1; 2; 3-го порядков. Определение кинетических порядков реакций.	2
	2	Зависимость скорости от температуры. Правило Вант-Гоффа.	2
	3	Расчет энергии активации. Построение энергетических диаграмм различных реакций.	2
	4	Определение константы равновесия K_c ; K_p ; K_0 . Расчеты по уравнениям изобары, изохоры, изотермы. Смещение равновесия.	4
	5	Коллоквиум по темам : фазовое равновесие и кинетика	2
9	1	Расчет pH растворов кислот и оснований. Расчет pH буферных растворов.	4
	3	Расчет pH растворов солей. Вычисление P_R и P_T труднорастворимых солей.	4
	5	Определение активности ионов в растворе	2
	7	Определение степени гидролиза и константы гидролиза соли.	2
10.	1	Расчет эквивалентности и удельной электропроводности	2
	2	Определение степени диссоциации слабых электролитов методом кондуктометрии.	2
11	1	Расчет электродных потенциалов и ЭДС гальванических элементов	4
	3	Рассмотрение процессов электролиза в расплавах и растворах. Законы Фарадея. Напряжение разложения.	4
	4	К.р. по темам: растворы электролитов, электропроводность, электрохимия.	2
		Итого:	94

Лабораторные занятия:

№ раздела	№ занятия	Наименование темы	Объем в АЧ
1	1	Техника безопасности при работе в лаборатории.	2
	2	Определение молекулярной массы вещества по методу Майера.	4
2	1	Определение теплоты процесса растворения вещества.	4
	2	Определение теплоемкости калориметра	4
	3	Определение теплоты гидратации соли.	4
	4	Определение теплового эффекта реакции нейтрализации	4
	5	Определение теплоты диссоциации слабой кислоты	4
4	1	Влияние температуры и концентрации на смещение химического равновесия.	4
5	1	Изучение фазовых диаграмм двухкомпонентных систем. Равновесие жидкость–пар в двухкомпонентной системе.	4
	2	Изучение фазовых диаграмм двухкомпонентных систем не образующих твердые растворы.	4
	3	Изучение взаимной растворимости двух ограниченно смешивающихся жидкостей	4
6	1	Определение степени диссоциации электролита по температуре замерзания раствора (по понижению температуры замерзания ΔT_3)	4
	2	Определение температуры замерзания биологических жидкостей	4
7,8	1	Определение частного порядка реакции	4
	2	Определение энергии активации химической реакции.	4
8	1	Влияние катализатора на скорость реакции.	2
	2	Изучение кинетики каталитического разложения пероксида водорода.	6
9	1	Определение буферной емкости раствора	4
	2	Определение pH растворов и исследование зависимости степени диссоциации слабого электролита от концентрации раствора.	4
	3	Определение степени диссоциации уксусной кислоты в растворе фотокалориметрически.	4
	4	Исследование зависимости степени гидролиз соли от концентрации раствора.	4
	5	Определение степени диссоциации слабых электролитов методом кондуктометрии.	4
10, 11	2	Определение константы сосуда Аррениуса.	2
	3	Определение предельной эквивалентной электропроводности слабого электролита.	4
	4	Определение зависимости электрической проводимости от концентрации растворов электролитов.	4
	5	Определение температурного коэффициента электрической проводимости раствора электролита	4

10	1	Определение электродных потенциалов и ЭДС гальванических элементов	4
	2	Электролиз. Определение выхода по току.	4
		Итого:	106

Самостоятельная работа студентов:

№ разд ела	Тема	Трудоем- кость в АЧ
1,2	Уравнение Бертло. Теорема о соответственных состояниях и проблема индивидуальных постоянных в уравнениях состояния. Вириальные уравнения состояния. Основные понятия статистической физики. Каноническое распределение Гиббса. Сумма по состояниям. Общие свойства канонической суммы по состояниям как статистической характеристической функции. Вычисление внутренней энергии, энергии Гельмгольца, энергии Гиббса и энтропии с помощью сумм по состояниям. Колебательная сумма по состояниям. Модель “гармонический осциллятор” – “жесткий ротатор”. Сумма по состояниям для гармонического осциллятора. Колебательные вклады в термодинамические функции газов и “замороженные” степени свободы. Статистические теории теплоемкостей кристаллических тел (качественное рассмотрение). Вращательные функции по состояниям. Сумма по состояниям для жесткого ротатора. Вращательные составляющие термодинамических функции идеальных газов. Электронная сумма по состояниям и ее свойства. Электронная составляющая теплоемкости (на примере атома хлора)	36
3	Термодинамические расчеты выхода продуктов реакции при протекании одной и нескольких химических реакций (образование NO из N₂ и O₂ без вывода). Приведенная энергия Гиббса и ее использование при расчетах химических равновесий. Нетермохимическое определение теплот реакций. Расчеты выходов продуктов для неидеальных систем. Химические равновесия в гетерогенных системах с образованием и без образования твердых растворов (запись констант равновесия, примеры).	20
4	Определение химического индивида по Курнакову. Диаграммы с образованием конгруэнтно плавящегося соединения, образующего твердые растворы с компонентами. Максимумы на кривой ликвидуса и диссоциация соединения. Сингулярная точка. Соединения постоянного и переменного состава. История учения о химическом индивиде. Определение химического соединения. Процессы разделения на основе физической адсорбции. Противогаз. Роль адсорбции и ионного обмена в природе и технологии.	20
5	Ректификация. Ректификационная колонна. Коэффициент разделения. Ректификация нефти. Расслаивание жидкостей. Диаграмма двухкомпонентной системы с ограниченно растворимыми компонентами в жидких фазах. Расчет состава жидкости по диаграмме	20

	при заданной температуре. Верхняя и нижняя критические точки растворения. Экстракционные колонны.	
6,7	Интерпретация стерического множителя для газовых и жидкофазных реакций. Уравнение Траутца-Льюиса. Фактор соударений. Стерический множитель. Сечение соударения. Бимолекулярные реакции в растворах, их стерические множители и энергии активации. Электростатистические эффекты в растворах. Применение теории активированного комплекса и формула Бренстеда-Бьеррума. Недостаточность схемы Линдемана и ее современное изложение. Поправка Хиншельвуда и ее недостаточность. Поправка Касселя. Понятие о теории РРKM (качественно). Тримолекулярные реакции. Отрицательный температурный коэффициент и его различные объяснения. Вычисление фактора соударений для тримолекулярных реакций. Кинетика реакций в растворах. Клеточный эффект. Солевые эффекты. Уравнение Бренстеда. Кинетика гетерогенной реакции. Скорость типохимического процесса. Уравнение Ерофеева. Кинетика реакции разложения твердых тел.	40
	Термодинамический и кинетический аспекты катализа. Катализ комплексами переходных металлов. Диффузия. Кинетическая и диффузионная области гетерогенно-каталитического процесса. Методы определения поверхности твердых тел. Роль адсорбции в гетерогенном катализе. Кинетика гетерогенных каталитических реакций. Энергетический фактор гетерогенного катализа. Электронная теория катализа. Роль дефектов в катализе. Хроматография. Открытие хроматографии М.С. Цветом. Использование хроматографии в целях разделения, очистки, извлечения микрокомпонентов. Газовая и жидкостная хроматография. Бумажная хроматография.	20
8	Ион-дипольное взаимодействие в растворах электролитов. Энергии кристаллической решетки и сольватации ионов. Уравнения Борна и Борна-Бьеррума. Ион-ионное взаимодействие в растворах электролитов.. Современные представления о теории растворов сильных электролитов.	10
9	Электропроводность суперионных проводников. Бетаглинозем. Сверхпроводники, металлические и керамические сверхпроводники. Эффект Майера, “гроб Магомета”. Теория и перспективы использования.	10
10	Ионореактивные и ферментные электроды, тор-селективный электрод. Переоборудование стеклянного электрода в селективный по отношению к мочеvine или глюкозе. Биологические мембраны. Фосфолипиды и белки как строительные материалы для биологических мембран. Роль ферментов в мембранном транспорте. Активный и пассивный насосы. Транспорт через мембраны. Работы П. Митчела. Протонный насос, натрийдвигущая сила.	20
11	Двойной слой как молекулярный конденсатор; характерная длина Дебая в этом случае. Основное отличие модели Гуи — Чепмена от модели ионной атмосферы Дебая — Гюккеля. Полупроводниковые электроды, их отличие от металлических. Потенциалопределяющие реакции на окисных электродах. Роль окисных электродов в фоторазложении воды. Полярография. Уравнение, характеризующее физическую основу количественной полярографии. Потенциал полуволны как «отпечаток пальцев» химического вещества. Уравнение, связывающее потенциал	20

	полувольтны с коэффициентом диффузии реагентов. Теория замедленного разряда иона гидроксония. Механизм Фольмера. Механизм Тафеля на основе величины параметра в уравнении Тафеля. Электрокатализ. Три способа управления электрохимической реакцией; внешний потенциал и влияние на ЭДС. Топливные элементы. Водородно-кислородный топливный элемент, его характеристики. Топливный элемент на базе метанола. Перспективы строительства электростанций на основе ХИТ при высоких температурах (топливо метан и угольный порошок). Свинцовые и литиевые аккумуляторы. Экологические аспекты электрохимии.	
	итого	206

Виды самостоятельной работы студентов (СРС): реферативное исследование (РИ), выполнение домашнего задания теоретического или практического характера (ДЗ), составление кроссворда или теста (КТ), выполнение контрольной работы заочником (КР).

5. Примерная тематика курсовых проектов (работ) – не предусмотрены.

6. Образовательные технологии

Для эффективной реализации целей и задач ФГОС ВО, для воплощения компетентностного подхода в преподавании дисциплины используются следующие образовательные технологии и методы обучения:

1. Технология проблемного обучения при изложении лекционного материала в форме: лекция-визуализация, лекция-объяснение с привлечением элементов дискуссии, беседы.
2. Технология проблемного и активного обучения с использованием творчески репродуктивных методов в групповой и индивидуальной форме с целью организации активности студентов в условиях, близких к будущей профессиональной деятельности, с использованием личностно деятельного характера усвоения знаний, приобретения навыков, умений при выполнении лабораторных работ.
3. Технология проблемного, модульного дифференцированного обучения путем рассмотрения проблемных познавательных задач, с использованием индивидуального темпа обучения с целью развития творческой и познавательной самостоятельности и обеспечения индивидуального подхода с учетом динамики работоспособности студента – при проведении практических занятий, что обеспечивается применением электронного задачника в компьютерном классе.
4. Технология концентрированного, дифференцированного обучения в индивидуальной форме – при самостоятельном выполнении индивидуальных заданий с целью развития познавательной самостоятельности, творческих способностей и умений, развития навыков работы с лекционным материалом, рекомендованной литературой, справочной информацией.

7. Оценочные средства контроля успеваемости

7.1. Виды оценочных средств

1. Собеседование по ситуационным задачам
2. Собеседование по лабораторным работам.
3. Письменный контроль самостоятельной работы студента.
5. Письменное тестирование.

6. Письменный контроль итоговой аттестации (зачета).

7.2. Примеры оценочных средств:

Примеры заданий текущего контроля

Тест 1 по теме «Химическая термодинамика»

1. Какое из приведенных уравнений является математическим выражением первого начала термодинамики?

А) $\Delta H = \Delta G + T\Delta S$

Б) $Q = \Delta U + A$

В) $\Delta H = \Delta U + p\Delta V$

Г) $A = nR\Delta T$

2. Какая из приведенных формул выражает следствие из закона Гесса и может быть использована для вычисления изменения энтальпии химической реакции?

А) $\Delta H = \Delta c(T_2 - T_1)$

Б) $\Delta H = \Delta G + T\Delta S$

В) $\Delta H = \sum n \cdot \Delta H_{\text{сгор.исх}} - \sum n \cdot \Delta H_{\text{сгор.прод.}}$

Г) $\Delta H = \Delta U + p\Delta V$

3. На какую величину отличается молярная теплоемкость идеального газа при постоянном давлении от молярной теплоемкости при постоянном объеме?

1) На работу расширения одного моля идеального газа при нагревании его на один градус.

2) На величину, равную полезной работе.

3) На величину, равную изменению энтальпии системы.

4) На величину, выражающую число микросостояний, с помощью которых выражается макросостояние системы.

4. За счет чего совершается работа в адиабатическом процессе?

1) За счет убыли свободной энергии системы.

2) За счет убыли энтропии системы.

3) За счет убыли энтальпии системы.

4) За счет убыли внутренней энергии системы.

5. Сколько степеней свободы у одноатомного идеального газа?

1) Три поступательные степени свободы и две вращательные степени свободы.

2) Три поступательные степени свободы.

3) Три вращательные степени свободы.

4) Больше пяти.

6. Какое количество теплоты выделяется при протекании процесса $\text{C}_2\text{H}_6(\text{г}) + 3,5\text{O}_2(\text{г}) = 2\text{CO}_2(\text{г}) + 3\text{H}_2\text{O}(\text{ж})$, если в нем участвует 2 моля этана? (Теплота сгорания этана C_2H_6 равна -1559,88 кДж/моль)

1) -3119,76 кДж

2) 3119,76 кДж

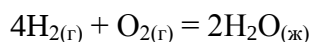
3) -1559,88 кДж

4) 1559,88 кДж

7. Какая из приведенных формулировок выражает постулат Планка, который лежит в основе третьего начала термодинамики?

- 1) В условиях обратимого процесса при возвращении термодинамической системы в исходное состояние, энергетические изменения в окружающей среде равны нулю.
- 2) Энергия изолированной системы является величиной постоянной.
- 3) При абсолютном нуле энтропия равна нулю в случае идеальной кристаллической решетки.
- 4) Энтальпия является функцией состояния системы, не зависящей от пути процесса.

8. На какую величину отличается теплота изохорного процесса от теплоты изобарного для реакции при стандартных условиях?



- | | |
|---------------|--------------|
| 1) 12394,1 Дж | 2) 207,85 Дж |
| 3) 7432,7 Дж | 4) 623,55 Дж |

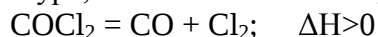
9. Что называется изобарно-изотермическим потенциалом (свободной энергией Гиббса)?

- 1) Максимально полезная работа в изотермических процессах при постоянном давлении.
- 2) Максимально полезная работа в изотермических процессах при постоянном объеме.
- 3) Величина характеризующая меру неупорядоченности системы.
- 4) Величина, выражающая число микросостояний, с помощью которых выражается макросостояние системы.

10. Что является критерием самопроизвольного протекания химической реакции в изолированной системе?

- 1) изменение энтальпии
- 2) изменение энтропии
- 3) изменение внутренней энергии
- 4) изменение свободной энергии

11. При какой температуре, высокой или низкой, реакция



протекает самопроизвольно?

- 1) Реакция протекает самопроизвольно при низкой температуре.
- 2) Реакция протекает самопроизвольно при высокой температуре.
- 3) Реакция протекает самопроизвольно при любой температуре.
- 4) Реакция не может протекать самопроизвольно.

12. Чему равна теплота процесса в изохорных условиях?

- 1) изменению энтальпии
- 2) изменению энтропии
- 3) изменению внутренней энергии
- 4) изменению свободной энергии

13. На какую величину отличается изменение внутренней энергии системы от изменения энтальпии в изобарных условиях?

- 1) На величину теплового эффекта.
- 2) На величину изменения энтропии системы.
- 3) На величину работы расширения системы
- 4) На величину полезной работы системы.

14. Какая формула используется для расчета работы расширения при протекании химических реакций?

- А) $A = p\Delta V + A'$ Б) $A = \Delta U - Q$
 В) $A = RT\Delta n$ Г) $A = nR\Delta T$

15. Если при протекании процесса система не обменивается с окружающей средой теплотой, то такой процесс называется ...

- 1) изотоническим 2) изохорным
 3) изобарным 4) адиабатическим

16. Свободная энергия Гиббса идеального газа зависит...

- 1) от температуры и давления.
 2) только от температуры.
 3) только от давления.
 4) от температуры, объема и давления.

17. При протекании самопроизвольного процесса в изолированной системе энтропия...

- 1) увеличивается.
 2) уменьшается.
 3) не изменяется.
 4) изменяется по разному.

18. Какова математическая запись первого закона термодинамики для закрытой системы не обменивающейся теплотой с окружающей средой?

- А) $A = p\Delta V + A'$ Б) $Q = \Delta U + A$
 В) $\Delta H = \Delta U + p\Delta V$ Г) $\Delta U = - A$

19. Что происходит с внутренней энергией идеального газа при изотермическом сжатии?

- 1) Внутренняя энергия увеличивается
 2) Внутренняя энергия уменьшается
 3) Внутренняя энергия не изменяется
 4) Внутренняя энергия изменяется по разному

20. При каких условиях теплота процесса приобретает свойства функции состояния?

- 1) Только в изобарных условиях
 2) Только в изохорных условиях
 3) В изотермических условиях
 4) В изобарных и изохорных условиях

21. Плавление льда при температуре 273К является ... процессом.

- 1) обратимым
 2) необратимым
 3) адиабатическим
 4) изотоническим

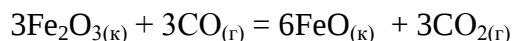
22. Сколько степеней свободы у двухатомного идеального газа?

- 1) Три поступательные степени свободы и две вращательные степени свободы.
 2) Три поступательные степени свободы.
 3) Три вращательные степени свободы.
 4) Больше пяти.

Примеры заданий модуля:

Модуль № 1 по физической химии.

Вариант 1



1. Определить тепловой эффект реакции при стандартных условиях.
2. Может ли реакция протекать самопроизвольно при стандартных условиях ($t=25^\circ\text{C}$)?
3. Рассчитать температуру, при которой равновероятно протекание прямой и обратной реакций.
4. Может ли реакция протекать самопроизвольно при стандартном давлении и $t=600^\circ\text{C}$?
5. При повышении температуры реакции на 10°C скорость прямой реакции увеличивается в 3,5 раза. Во сколько раз повысится скорость реакции, если повысить температуру на 20°C ? Рассчитать энергию активации.
6. Во сколько раз изменится скорость прямой реакции, если повысить давление в системе в 2 раза? Куда при этом сместится равновесие реакции?
7. Схематично зарисовать энергетическую диаграмму реакции. Указать на диаграмме энергию активации прямой и обратной реакций, а также тепловой эффект реакции.
8. Записать выражение для константы равновесия реакции. Рассчитать константу равновесия реакции при стандартных условиях.

7.3. Итоговый контроль

Вопросы на семестровые экзамены

Шестой семестр

1. Предмет физической химии. Краткая история развития.
2. Идеальный газ. Газовые законы.
3. Вывод уравнения состояния идеального газа. Физический смысл универсальной газовой постоянной.
4. Молекулярно-кинетическая теория газов (МКТ). Обоснование газовых законов на основании МКТ газов.
5. Средняя кинетическая энергия движения молекул газа при различной температуре. Физический смысл абсолютного нуля (по шкале Кельвина). Закон распределения частиц (молекул) по энергиям Больцмана.
6. Средняя скорость движения молекул при различной температуре. Распределение Максвелла-Больцмана молекул газа по скоростям и энергиям.
7. Газовые смеси. Закон Дальтона. Парциальное давление газа. Состав газовой смеси.
8. Реальные газы. Уравнение Ван-дер-Ваальса. Вириальное уравнение состояния. Плазма. Энергия ионизации.
9. Системы. Термодинамическая система. Виды систем: открытые, закрытые и изолированные. Параметры системы. Экстенсивные и интенсивные параметры системы. Системы гетерогенные и гомогенные.
10. Состояние системы. Процессы. Постулаты химической термодинамики.
11. Внутренняя энергия системы. Внутренняя энергия — функция состояния. Абсолютное значение внутренней энергии и расчет изменения внутренней энергии при переходе системы из состояния I в состояние II. Стандартные условия.
12. Нулевой закон термодинамики. Физический смысл нулевого закона. Две формы обмена энергией в системах: теплота и работа. Условия знаков для теплоты и работы.
13. Первый закон термодинамики. Формулировка закона и его физический смысл. Вечный двигатель первого рода. Теплота процесса при постоянном объеме и при постоянном давлении. Энтальпия как функция состояния.

14. Работа. Работа расширения. Полезная работа. Работа расширения при протекании термодинамически обратимого и необратимого процессов. Максимальная работа
15. Вычисление работы расширения в различных процессах.
16. Работа расширения идеального газа в адиабатическом процессе. Уравнение Пуассона.
17. Обмен теплотой. Теплоемкость. Средняя и истинная теплоемкость. Теплоемкость при постоянном объеме и при постоянном давлении; соотношение между ними для неконденсированных систем и для конденсированных систем. Теплоемкость одноатомного газа и двухатомного газа.
18. Теплота процессов нагревания и охлаждения при $P=\text{const}$ и при $V=\text{const}$.
19. Теплоемкость твердых тел. Теплоемкость простых тел. Закон Дюлонга и Пти; его роль при первоначальных определениях атомных масс.
20. Молекулярно-кинетическая теория теплоемкости идеальных газов. Число степеней свободы. Число степеней свободы одноатомного, двухатомного, многоатомного газов.
21. Зависимость теплоемкости от температуры. Уравнение Эйнштейна и Дебая. Температура Дебая.
22. Тепловые эффекты химических реакций. Термохимия. Термохимические уравнения. Термодинамический вывод закона Гесса. Следствия из закона Гесса.
23. Стандартные энтальпии образования и сгорания химических веществ и их вычисления. Энергии связи и приближенные вычисления энтальпий образования.
24. Зависимость тепловых эффектов химических реакций от температуры. Закон Кирхгофа. Вычисление тепловых эффектов химических реакций и энтальпий образования химических веществ при различных температурах.
25. Процессы. Обратимый и необратимый процесс. Максимальная работа. Самопроизвольный и несамопроизвольный процессы. Движущие силы самопроизвольного процесса. Определение направления протекания самопроизвольных реакций.
26. Свободная и связанная энергии. Физический смысл второго закона термодинамики. Постулаты Клаузиуса, Томсона, Оствальда.
27. Цикл Карно и максимальный КПД. Принцип Каратеодори. Вечный двигатель второго рода.
28. Связанная энергия. Энтропия. Энтропия при прохождении самопроизвольного процесса в адиабатной и в изолированной системах. Математическая формулировка второго закона термодинамики.
29. Статистическая интерпретация энтропии. Термодинамическая вероятность. Максимум термодинамической вероятности системы. Уравнение Больцмана для энтропии.
30. Объединенное уравнение термодинамики I и II законов термодинамики. Вычисления изменений энтропии при стандартных условиях для неконденсированных систем.
31. Постулат Планка. Абсолютные энтропии химических веществ. Способы расчета абсолютных значений энтропии при различных температурах.
32. Свободная энергия. Свободная энергия Гиббса. Свободная энергия Гельмгольца. «Полезная» работа. Работа и свободная энергия обратимого и необратимого процесса. Определение наличия самопроизвольного процесса на основании знаков свободных энергий.
33. Зависимость свободной энергии Гиббса от давления и температуры. Характеристические функции, использование их при расчетах. Уравнение Гиббса — Гельмгольца.
34. Химические потенциалы. Физический смысл химического потенциала. Химический потенциал 1 моля чистого вещества.
35. Третий закон термодинамики. Теорема Нернста. Математическая формулировка третьего закона термодинамики и физический его смысл. Следствия третьего закона термодинамики: постулат Планка, недостижимость абсолютного нуля температуры.
36. Фазовое равновесие. Правило фаз Гиббса. Фазовое равновесие в гетерогенных

- системах. Фаза. Компонент. Число независимых компонентов. Число степеней свободы. Моновариантные, бивариантные, безвариантные состояния системы.
37. Закономерности превращения чистого вещества из одной фазы в другую. Уравнение Клайперона-Клаузиуса. Термодинамический ввод.
 38. Однокомпонентные системы. Фазовая диаграмма воды, серы. Анализ фазовых превращений по фазовой диаграмме воды. Определение наклона кривых на диаграмме. Расчет теплот испарения по данным давление пара - температура.
 39. Фазовая диаграмма серы. Анализ фазовых превращений по фазовой диаграмме серы. Определение наклона кривых на диаграмме.
 40. Двухкомпонентные системы. Физико-химический анализ. Два принципа физико-химического анализа: принцип непрерывности и принцип соответствия. Примеры их проявления на диаграммах.
 41. Диаграммы плавкости в двойных системах. Правило фаз Гиббса для диаграмм плавкости в системе из нелетучих компонентов. Фазовые равновесия в двойной эвтектической системе. Эвтектическая смесь. Эвтектическая точка. Кривые ликвидуса, кривые солидуса. Число фаз и число степеней свободы на полях диаграммы, на кривых ликвидуса, на кривых солидуса и в эвтектической точке.
 42. Термический анализ. Экспериментальное построение диаграммы двухкомпонентной простой эвтектической системы.
 43. Расчет массы расплава и твердой фазы в фигуративной точке. Правило рычага. Определение координат эвтектической точки, Треугольники Таммана.
 44. Диаграммы плавкости систем с неограниченно растворимыми компонентами в жидкой и твердой фазах. Диаграмма плавкости в системе золото — серебро; фазовые равновесия в этой системе.
 45. Диаграммы плавкости систем с ограниченной растворимостью в твердой фазе и с неограниченной растворимостью в жидкой. Фазовые равновесия в ней.
 46. Диаграмма плавкости систем с полиморфными превращениями. Треугольники Таммана для таких систем.
 47. Диаграмма плавкости системы, в которой образуется химическое соединение. Перитектическая точка. Треугольники Таммана для перитектических систем.
 48. Конгруэнтно и инконгруэнтно плавящиеся соединения. Диаграммы с образованием конгруэнтно плавящегося соединения, образующего твердые растворы с компонентами.
 49. Примеры двойных систем: Системы типа растворимая соль-вода (принцип действия холодильных смесей). Система хлорид натрия — вода. Соляные бани. Система железо — углерод.
 50. Принципы построения тройных систем. Концентрационный треугольник Гиббса — Розебума. Растворимость в тройных системах. Гетерогенные твердофазные системы. Композиционные материалы.

Седьмой семестр

1. Растворы нелетучих веществ в жидкости. Коллигативные свойства разбавленных растворов неэлектролитов. Законы Рауля. Термодинамический вывод II-го (III-го) законов Рауля.
2. Осмос. Осмотическое давление. Закон Вант-Гоффа. Экспериментальное определение осмотического давления. Изотонические, гипертонические и гипотонические растворы. Явления плазмолиза, тургора, лизиса.
3. Коллигативные свойства разбавления растворов электролитов. Законы Рауля и Вант-Гоффа. Изотонический коэффициент.
4. Теория электролитической диссоциации Аррениуса. Степень диссоциации. Причины и механизм процесса диссоциации.

5. Кинетика. Скорость химической реакции. Основной закон кинетики. Молекулярность и порядок реакции. Примеры реакции 0; 1; 2; 3-го порядков.
6. Реакции различного порядка. Кинетические уравнения для константы скорости реакций различного порядка. Время полупревращения
7. Радиоактивные реакции как пример реакций первого порядка. Период полураспада.
8. Константы скорости реакции 0; 1; 2; 3-го порядков. Время полупревращения. Определение кинетических порядков реакций.
9. Зависимость скорости химической реакции от температуры. Правило Вант-Гоффа. Уравнение Аррениуса. Понятия энергии активации и предэкспоненциального множителя. Графическое определение энергии активации.
10. Теория активных столкновений. Истинная (теоретическая) энергия активации. Физический смысл предэкспоненциального множителя. Стерический фактор. Энергетическая диаграмма химической реакции.
11. Механизм мономолекулярных реакций в газовой фазе. Схема Линдемана.
12. Теория переходного состояния или активированного комплекса. Связь теоретической энергии активации с эффективной. Смысл стерического фактора.
13. Сложные реакции: последовательные, параллельные, сопряженные, цепные (разветвленные и неразветвленные). Двусторонние реакции. Кинетика сложных реакций.
14. Кинетика необратимых последовательных реакции первого порядка. Метод квазистационарных концентраций.
15. Цепные реакции (разветвленные и неразветвленные). Механизм их протекания. Образование активных частиц. Зависимость скорости цепных реакций от давления. Влияние температуры на пределы взрываемости.
16. Фотохимические реакции. Закон фотохимической эквивалентности. Квантовый выход. Значение фотохимической реакции в природе и химической промышленности. Радиационно-химические реакции.
17. Обратимые реакции. Химическое равновесие. Константа равновесия. Термодинамика химического равновесия. Уравнения изотермы, изобары, изохоры.
18. Смещение химического равновесия. Принцип Ле-Шателье. Влияние температуры на величину константы равновесия.
19. Катализ и катализаторы. Положительный и отрицательный катализ. Механизм действия катализатора.
20. Гомогенный катализ. Катализ кислотами и основаниями. Катализ комплексами переходных металлов. Ферментативный катализ.
21. Гетерогенный катализ. Промоторы и яды. Кинетическая и диффузионная области гетерогенно каталитического процесса. Роль адсорбции в гетерогенном катализе.
22. Кинетика гетерогенных каталитических реакций. Теория активных центров в гетерогенном катализе. Энергетический фактор гетерогенного катализа. Электронная теория катализа. Роль дефектов в катализе. Автокатализ.
23. Равновесие в растворах слабых электролитов. Константа диссоциации. Закон разбавления Оствальда. Факторы влияющие на степень диссоциации.
24. Ионное произведение воды, рН. Общая, активная и потенциальная кислотности растворов.
25. Буферные растворы. Буферное действие. Определение рН буферных растворов (кислотных и основных) Буферная емкость. Диапазон действия буферных растворов. Теория кислотных катализаторов.
26. Гидролиз солей. Степень гидролиза. Константа гидролиза. рН растворов солей.
27. ПР (произведение растворимости) труднорастворимых электролитов. Солевой эффект.

28. Основные положения теории сильных электролитов. Активность, коэффициент активности. Уравнение Дебая-Гюккеля. Ионная сила раствора. pH растворов сильных электролитов (кислот и оснований).
29. Первое и второе приближения теории Дебая-Хюккеля для расчета среднего ионного коэффициента активности.
30. Ионная ассоциация в растворах. Константа ассоциации. Теория Бьеррума.
31. Применение теории Дебая-Гюккеля к растворам слабых электролитов. Термодинамическая и кажущаяся константы равновесия.
32. Электропроводность растворов электролитов: эквивалентная и удельная. От каких факторов зависит электропроводность.
33. Зависимость электропроводности от концентрации раствора. Закон Кольрауша.
34. Зависимость электрической проводимости раствора от температуры.
35. Подвижность ионов. Абсолютная скорость движения ионов. Особенности подвижности ионов H_3O^+ и OH^- .
36. Числа переноса. Метод измерения электропроводности и его применение. Кондуктометрия.
37. Электрическая проводимость растворов сильных электролитов. Электрофоретический и релаксационный эффекты торможения движения ионов в электрическом поле. Теория Онзагера.
38. Электрическая проводимость твердых и расплавленных электролитов.
39. Гальванический элемент Даниеля-Якоби. ЭДС гальванического элемента.
40. Общая характеристика электрохимических процессов. Возникновение равновесного электродного потенциала. Строение двойного электрического слоя.
41. Модельные представления о двойном электрическом слое (модели Гельмгольца, Гуи-Чапмена, Штерна и Грэма).
42. Термодинамика гальванического элемента. Уравнение Нернста.
43. Стандартные электродные потенциалы. Электрохимический ряд напряжений металлов.
44. Классификация электродов.
45. Электрохимические цепи: химические и концентрационные цепи. Диффузионный потенциал.
46. Поляризация электродов.
47. Обратимые и необратимые гальванические элементы. Технические гальванические элементы и аккумуляторы.
48. Электролиз расплавов и растворов. Законы Фарадея. Напряжение разложения.
49. Кинетика электродных реакций. Плотность тока. Стадии электродных процессов. Перенапряжение.
50. Химическая и электрохимическая коррозия металлов. Коррозия металлов с кислородной деполяризацией. Коррозия металлов с водородной деполяризацией. Методы борьбы с коррозией. Пассивность металлов.

8. Учебно-методическое и информационное обеспечение дисциплины

8.1 Основная литература:

1. Стромберг А.Г., Семченко Д.П. Физическая химия. –М.: Высшая школа, 1988.
2. Физическая химия в 2 книгах. Учебник для вузов/ Под ред К.С. Краснова – М.: Высшая школа, 1995.
3. Горшков В.И., Кузнецов И.А. Введение в физическую химию. – М.: Изд-во МГУ, 1991.
4. Дамаскин Б.Б., Петрий О.А. Электрохимия. – М.: Высшая школа, 1987.

- Балезин С.А. Физическая и коллоидная химии. – М.: Просвещение, 1980.
- Добычин Д.П., Каданер Л.И., Серпинский В.В., Буркат Т.М., Ганелина Е.Ш., Лобов Б.И. Физическая и коллоидная химия. – М.: Просвещение, 1986.
- Панченко Г.Н., Лебедев В.П. Химическая кинетика и катализ. – М.:Химия, 1986.
- Практикум по электрохимии. /Под ред. Б.Б. Дамаскина. –М.: Изд-во МГУ, 1997.

8.2 Дополнительная литература:

- Курнаков Н.С. Введение в физико-химический анализ.- М.: Изд-во АН СССР, 1940.
- Никольский Б.П., Матерова Е.А. Ионоселективные электроды. - Л.: Химия, 1980.
16. Практикум по физической химии / Под ред. Н.К. Воробьева. М.: Высш. шк. –1975. –367 с.
- Еремин Е.Н. Основы химической кинетики в газах и растворах. – М.: Изд-во МГУ, 1971.
- Биофизическая химия. Химия биогенных элементов: Учеб. для вузов/ Ю.А. Ершов, В.А. Попков, А.С. Берлянд и др.; Под ред. Ю.А. Ершова. – М.: Высш. шк., 2003. – 560 с.
- Болдырев А.И. Физическая и коллоидная химия, М., 1983
- ДАНИЕЛЬС Ф., ОЛБЕРТИ Р. ФИЗИЧЕСКАЯ ХИМИЯ /ПЕРЕВОД С АНГЛ./—М., 1978.
- ГЕЛЬФМАН М. И., КОВАЛЕВИЧ О. В., ЮСТРАТОВ В. П. КОЛЛОИДНАЯ ХИМИЯ. – ИЗДАТЕЛЬСТВО «ЛАНЬ», 2005.
- ЛИТВИНОВА Т.Н. ЗАДАЧИ ПО ОБЩЕЙ ХИМИИ С МЕДИКО-БИОЛОГИЧЕСКОЙ НАПРАВЛЕННОСТЬЮ – РОСТОВ-НА-ДОНУ.: «ФЕНИКС», 2001.

8.3 Программное обеспечение и Интернет-ресурсы: электронные версии учебников, пособий, методических разработок, указаний и рекомендаций по всем видам учебной работы, предусмотренным настоящей рабочей программой, находящиеся в свободном доступе для студентов.

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

<http://www.alleng.ru/edu/chem9.htm> - образовательные ресурсы Интернета – Химия

<http://himkniga.com/> - учебная литература по химии

<http://www.chem.isu.ru/leos/index.php> - справочно-информационная система “Химический ускоритель”

<http://www.chemweb.com/> - научный портал (содержит базы данных по химии)

<http://elibrary.ru/defaultx.asp> - научная электронная библиотека

8.4 Методические указания и материалы по видам занятий:

- Кафедральные методические разработки для всех лабораторных работ.
- Е.А. Яхова. Учебно-методическое пособие по курсу коллоидной химии. – Тирасполь, 2005 – 95с.
- Е.А. Яхова. О. И. Новикова Химическая термодинамика. Учебно-методическое пособие по курсу коллоидной химии. – Тирасполь, 2011 – 45с.

4. Е.А. Яхова. Ионные равновесия в водных растворах электро-литов. . – Тирасполь, 2011 – 86с
5. А.И. Дикусар, Е.А. Яхова. Электропроводность водных растворов электролитов. — Тирасполь, 2007 – 44с
6. Физколлоидная химия. Тестовые задания для студентов, Тирасполь, 2016 – 21 с.

9. Материально-техническое обеспечение дисциплины:

Для проведения лабораторных занятий - учебные лаборатории с оборудованными рабочими местами (лабораторные столы с покрытием, обеспечивающие легкую уборку и дезинфекцию). Помещения обеспечены вентиляцией, водопроводом, газо- и электроснабжением.

Необходимое оснащение: лабораторная посуда, химические реактивы, приборы: ФЭК, рН-метр, аналитические весы, кондуктометр, вискозиметр, прибор Ребиндера и др.

Имеется комплект учебно-методической литературы и справочной литературы для обеспечения самостоятельной работы студентов.

10. Методические рекомендации по организации изучения дисциплины:

Рабочая программа составлена с учетом Федерального Государственного образовательного стандарта профессионального образования по направлению подготовки – по специальности 04.05.01. – "Фундаментальная и прикладная химия", утвержденного приказом № 1174 от 12.09.2016г Министерством образования и науки РФ.

11. Технологическая карта дисциплины

Курс III – IV группа 306, 406 семестр 5, 6, 7 на 2017-2018 учебный год.

Преподаватель – лектор доцент, к.х.н. Е.А.Яхова

Преподаватель, ведущий практические занятия доцент, к.х.н. Е.А.Яхова

Кафедра химии и МПХ

Распределение трудоемкости в з.е./часах по видам аудиторной и самостоятельной работы студентов по семестрам:

Семестр	Количество часов						Форма итогового контроля
	Трудоемко сть, з.е./часы	В том числе					
		Аудиторных				Самост. работы	
		Всего	Лекций	Лаб. раб.	Практич. занятия		
V	2,5 з.е./158	68	28	40	-	22	
VI	5,5 з.е./262	100	40	60	-	62	Зачет, экзамен
VII	9 з.е. / 188	166	66	100	-	122	Зачет, Экзамен,
Итого:	17з.е / 608	334	134	200	-	206	

В соответствии с рекомендованной типовой программой модули внутри дисциплины не запланированы. **Модульно-рейтинговая система не используется.** Студентам на практическом и лабораторном занятии выдаются методические материалы, контрольные вопросы и домашние задания по теме следующего практического занятия, рекомендуются источники для самостоятельного изучения, а на следующем занятии осуществляется закрепление полученных знаний, решение конкретных исследовательских задач, разъяснение не полностью усвоенного материала.

Дополнительные требования для студентов, отсутствующих на занятиях по уважительной причине: устное собеседование с преподавателем по проблемам пропущенных практических занятий, обязательное выполнение внеаудиторных контрольных и письменных работ.

Составители:



доц. Е.А. Яхова

Зав. кафедрой



/ Т.В. ЩУКА, к.х.н., доцент/