

Федеральное государственное бюджетное образовательное
учреждение высшего образования
«Саратовский государственный технический университет имени Гагарина Ю.А.»
Энгельсский технологический институт (филиал)
Кафедра «Естественные и математические науки»

РАБОЧАЯ ПРОГРАММА

по дисциплине

Б.1.1.15. Физическая химия

направления подготовки

22.03.01 «Материаловедение и технологии материалов».

Профиль подготовки : «Материаловедение, экспертиза материалов и управление качеством»

форма обучения – очная
курс – 2
семестр – 3
зачетных единиц – 5
часов в неделю – 4
всего часов – 180
в том числе:
лекции – 32
коллоквиумы –
практические занятия –
лабораторные занятия –32
самостоятельная работа – 116
зачет –
экзамен – 3 семестр
РГР – нет
курсовая работа – нет
курсовой проект – нет

Рабочая программа обсуждена на заседании кафедры
«07» июня 2021 года, протокол № 9

И.о. зав. кафедрой  /А.С. Мостовой/

Рабочая программа утверждена на заседании УМКН
«29» июня 2021 года, протокол № 5

Председатель УМКН  /В.Н. Целуйкин/

1. Цели и задачи освоения дисциплины

Физическая химия – это наука, устанавливающая связь между физическими и химическими явлениями, физическими и химическими свойствами веществ. Физическая химия объясняет на основании положений и опытов физики то, что происходит при химических процессах.

В круг вопросов физической химии входят общие закономерности химических превращений, позволяющие предсказывать возможное направление и конечный результат химической реакции, влияние температуры и давления на скорость процесса и на смещение равновесия.

Физическая химия – это наука, связанная с изложением ряда методов теоретической и экспериментальной физики, которые используются для решения конкретных химических задач. Она является теоретической основой многих прикладных химико-технологических дисциплин, что приводит к тесной связи ее с производством.

Цель курса – дать студентам представление о теоретических основах и современном состоянии физической химии, приобретение студентами знаний и навыков, позволяющих применять их при освоении других дисциплин образовательного цикла и последующей профессиональной деятельности.

Задачей химической подготовки бакалавра заключается в создании у него химического мышления, помогающего ему решать вопросы физико-химического направления в профессиональной деятельности. Задачей курса является формирование у студентов современные представления о механизмах химических превращениях, о методах расчета различных физико-химических характеристик химических процессов.

Для достижения этой цели преподавание дисциплины предполагает:

- 1.1 ознакомить студентов с основными понятиями, законами и методами физической химии как науки, составляющей фундамент системы химических знаний;
- 1.2 способствовать формированию у студента обобщенных приемов исследовательской деятельности (постановка задачи, теоретическое обоснование и экспериментальная проверка ее решения), научного взгляда на мир в целом;
- 1.3 привить студенту химические навыки, необходимые для проведения эксперимента, научить работать со справочной литературой.
- 1.4 развить у студентов профессиональное химическое мышление, чтобы будущий бакалавр смог переносить общие методы научной работы в работу по специальности;
- 1.5 обеспечить возможность овладения студентами совокупностью химических знаний и умений, соответствующих уровню бакалавра по соответствующему профилю.

Теоретическая часть дисциплины излагается в лекционном курсе. Полученные знания закрепляются на лабораторных занятиях. Самостоятельная работа предусматривает работу с учебниками и учебными пособиями, подготовку к лабораторным занятиям, выполнение домашних заданий, подготовку к контрольным работам и коллоквиумам.

2. Место дисциплины в структуре ООП ВО

«Физическая химия» представляет собой дисциплину базовой (обязательной) части учебного цикла (Б.1.1.15) основной образовательной программы бакалавриата по направлению 22.03.01 «Материаловедение и технологии материалов» относится к группе химических дисциплин математического и естественнонаучного цикла и изучается:

- после освоения курса «Химия», дающего базовые представления об основных законах, теориях и понятиях химии;
- после освоения курсов «Математика» и «Физика»,
- параллельно с изучением курса «Органическая химия»
- перед изучением дисциплин «Экология» и «Физико-химия материалов», ряд разделов которых базируются на знании дисциплины «Физическая химия».

Знания, полученные обучающимися при изучении «Физической химии», являются основой для последующего успешного освоения многих дисциплин профессионального цикла

образовательной программы, например «Экология», «Физико-химия материалов», «Общая химическая технология» и др.

3. Требования к результатам освоения дисциплины

В процессе освоения данной дисциплины студент формирует и демонстрирует следующие общепрофессиональные компетенции при освоении ООП ВО, реализующей Федеральный Государственный образовательный стандарт высшего образования (ФГОС ВО):

- готовностью применять фундаментальные математические, естественнонаучные и общеинженерные знания в профессиональной деятельности (ОПК-3);

В результате изучения дисциплины «Физическая химия» базовой (обязательной) математической и естественнонаучной части учебного цикла (Б.1.1.15) основной образовательной программы бакалавриата студент должен продемонстрировать следующие результаты образования.

Обучающийся должен:

3.1. Знать:

- базовую терминологию, относящуюся к физической химии, основные понятия и законы физической химии, их математическое выражение;
- роль термодинамических факторов в технологических процессах;
- основные экспериментальные и расчетные методы определения макроскопических характеристик системы и отдельных ее составляющих веществ;
- начала термодинамики и основные уравнения химической термодинамики;
- основные закономерности электрохимических процессов;
- методы термодинамического описания химических и фазовых равновесий в многокомпонентных системах.

3.2. Уметь:

- моделировать химическое, фазовое равновесие и проводить численные расчеты физико-химических величин;
- прогнозировать влияние различных факторов на равновесие в химических реакциях;
- устанавливать границы областей устойчивости фаз;
- определять направленность смещения равновесия в заданных условиях;
- использовать закон Фарадея для расчета параметров электрохимической системы;

3.3. Владеть навыками:

- вычисления тепловых эффектов химических реакций при заданной температуре в условиях постоянства давления и объема;
- вычисления констант равновесия химических реакций при заданной температуре;
- вычисления количественных параметров электрохимических систем.

4. Распределение трудоемкости (час.) дисциплины по темам и видам занятий

№ модуля	№ недели	№ темы	Наименование темы	Часы/из них в интерактивной форме					
				Всего	ЛЗ	КЛ	ЛР	ПР	СРС
1	2	3	4	5	6	7	8	9	10
1	1-3	1	Законы термодинамики и их применение	26/6	6/6		2		18
	4-6	2	Термодинамика фазовых превращений	44/8	8/8		10		26
2	7-10	3	Химическое равновесие	38/6	6/6		6		26
	11-13	4	Теория растворов	26/8	8/8				18
3	14-15	5	Электрохимия	20/2	2/2		8		10
4	16	6	Химическая кинетика	26/2	2/2		6		18

			Всего	180/32	32/32		32		116
--	--	--	-------	--------	-------	--	----	--	-----

5. Содержание лекционного курса

№ те-мы	Всего часов	№ лек-ции	Тема лекции. Вопросы, отрабатываемые на лекции	Учебно-методическое обеспечение
1	2	3	4	5
1	2	1	<p>Макроскопические системы и термодинамический метод их описания. Термическое равновесие системы. Термодинамические переменные. Температура. Интенсивные и экстенсивные величины. Обратимые и необратимые процессы. Уравнения состояния. Уравнение состояния идеального газа.</p> <p>Теплота и работы различного рода. Работа расширения для различных процессов. Первый закон термодинамики. Внутренняя энергия. Энтальпия. Закон Гесса и его следствия. Стандартные состояния и стандартные теплоты химических реакций. Теплота сгорания. Теплоты образования. Зависимость теплового эффекта реакции от температуры. Формула Кирхгоффа. Зависимость теплоемкости от температуры и расчеты тепловых эффектов реакций. Таблицы стандартных термодинамических величин и их использование в термодинамических расчетах.</p>	[2] -[7]
	2	2	<p>Второй закон термодинамики и его различные формулировки. Энтропия. Уравнение второго начала термодинамики для обратимых и необратимых процессов. Энтропия как функция состояния. Изменение энтропии при различных процессах.</p>	[1] -[7]
	2	3	<p>Термодинамические потенциалы. Уравнение Гиббса – Гельмгольца. Свойства термодинамических потенциалов. Различные формы записи условий термодинамического равновесия. Критерий самопроизвольного протекания процессов.</p> <p>Связь между калорическими и термодинамическими переменными. Методы вычисления энтропии, внутренней энергии, энтальпии, энергии Гельмгольца и энергии Гиббса.</p> <p>Химический потенциал. Стандартный химический потенциал. Способы вычисления изменений химического потенциала. Химический потенциал идеального и неидеального газов.</p>	[1] -[6]
2	8	4-7	<p>Гетерогенные системы. Понятие фазы, компонента, степени свободы. Вывод условия фазового равновесия. Вывод условия мембранного равновесия. Правило фаз Гиббса и его вывод.</p> <p>Фазовые равновесия в однокомпонентных системах. Уравнение Клапейрона - Клаузиуса и его применение к различным фазовым равновесиям.</p> <p>Метод термического анализа. Кривые охлаждения.</p>	[1] -[7]

			Построение диаграмм плавкости.	
3	4	8-9	Равновесие жидкость - пар в двухкомпонентных системах. Равновесные составы пара и жидкости. Различные виды фазовых диаграмм: p-x ($T=\text{const}$), T-x ($p=\text{const}$). Диаграммы состояния (плавкости) двухкомпонентных систем и их анализ на основе правила фаз. Расслаивание в двухкомпонентных системах.	[1] -[7]
3	2	10	Вывод условия химического равновесия. Химическая переменная. Изотерма Вант-Гоффа. Изменение энергии Гиббса и энергии Гельмгольца при химической реакции. Химическое сродство. Закон действия масс. Стандартная энергия Гиббса химической реакции.	[1] -[7]
		11-12	Константа равновесия. Различные виды констант равновесия и связь между ними. Химические равновесия в растворах. Константы равновесия при различном выборе стандартных состояний для участников реакции. Зависимость констант равновесия от температуры и давления. Уравнение изобары реакции и его термодинамический вывод.	[1] -[7]
4	4	13-14	Растворы различных классов. Различные способы выражения состава раствора. Смеси идеальных газов. Термодинамические свойства газовых смесей. Идеальные растворы в различных агрегатных состояниях и общее условие идеальности растворов. Давление насыщенного пара жидких растворов. Закон Рауля и закон Генри. Идеальные и неидеальные растворы.	[1] -[7]
	2	15	Химический потенциал компонента в растворе. Коэффициенты активности и их определение по парциальным давлениям компонент. Функция смешения для идеальных и неидеальных растворов. Предельно разбавленные растворы, атермальные, регулярные, растворы и их свойства. Парциальные мольные величины и их определение из опытных данных для бинарных систем. Уравнение Гиббса - Дюгема.	[1] -[7]
	2	16	Коллигативные свойства растворов. Изменение температуры затвердевания различных растворов. Криоскопический метод.	[1] -[7]
5	2	17	Общие представления об электролитах. Сильные и слабые электролиты. Закон разведения Оствальда. Активность электролитов, коэффициент активности, ионная сила раствора. Исходные положения теории Дебая-Хюккеля Абсолютная и предельная подвижности ионов. Числа переноса. Методы определения чисел переноса.	[2] -[8]

			Общие представления об электрохимических цепях. Классификация цепей. Электродвижущая сила (ЭДС). Химические источники тока. Гальванические элементы. Определение термодинамических характеристик электрохимических цепей.	
6	2	18	Основные различия между химической термодинамикой и кинетикой. Скорость химической реакции в газовой фазе и в растворе. Мономолекулярные реакции, бимолекулярные реакции, тримолекулярные реакции. Порядок реакции. Порядок реакции по веществу, общий порядок реакции. Методы определения порядков реакции.	[2] -[8]

6. Содержание коллоквиумов

Не предусмотрены

7. Перечень практических занятий

Не предусмотрены

8. Перечень лабораторных работ

№ темы	Всего часов	Наименование лабораторной работы. Задания, вопросы, отрабатываемые на лабораторном занятии	Учебно-методическое обеспечение
1	2	4	3
1	2	1. Определение теплоты растворения хлорида аммония. 2. Определение теплоты растворения металлического магния в растворе соляной кислоты. 3. Определение теплоты гидрато-образования сульфата меди.	[10]
2	10	1. Изучения равновесия жидкость – пар в бинарной системе. 2. Изучение взаимной растворимости в трехкомпонентной системе. 3. Определение коэффициента распределения.	[10]
3	6	1. Изучение химического равновесия в гомогенной системе на примере этерификации спирта. 2. Изучение равновесия гомогенной реакции в растворе на примере взаимодействия хлористого железа с йодидом калия.	[10]
5	8	1. Проверка технического амперметра посредством медного и газового кулонометра. 2. Измерение электропроводности растворов электролитов. 3. Определение чисел переноса серной кислоты	[9]
6	6	1. Изучение скорости реакции йодирования ацетона. 2. Изучение скорости разложения перекиси водорода газометрическим методом. 3. Изучение скорости инверсии тростникового сахара.	[9]

Из каждой темы студент выполняет лабораторные работы по заданию преподавателя в объеме 32 часов.

9. Задания для самостоятельной работы студентов

№ темы	Всего Часов	Задания, вопросы, для самостоятельного изучения (задания)	Учебно-методическое обеспечение
1	2	3	4
1	18	Применение закона Гесса и его следствия для расчета тепловых эффектов химических процессов. Зависимость теплового эффекта реакции от температуры. Уравнение Кирхгоффа. Зависимость теплоемкости от температуры и расчеты тепловых эффектов реакций. Фундаментальное уравнение Гиббса. Методы расчет энергии Гиббса и энтропии химических процессов. Метод Темкина-Шварцмана.	[1] -[6], [10]
2	26	Фазовые переходы первого и второго рода. Системы с полной нерастворимостью компонентов друг в друге в кристаллическом состоянии. Метод термического анализа. Кривые охлаждения. Построение диаграмм плавкости. Системы, образующие устойчивые химические соединения. Системы, образующие неустойчивые химические соединения.	[1] -[8]
3	26	Условия равновесия для гетерогенных химических реакций. Выражение константы равновесия через степень превращения. Зависимость констант равновесия от температуры и давления. Уравнение изобары реакции и его термодинамический вывод.	[2] -[8]
4	18	Коллигативные свойства растворов. Повышение температуры кипения. Понижение температуры замерзания. Осмотическое давление. Распределение растворенного вещества между двумя жидкими фазами.	[1] -[6]
5	10	Методы экспериментального изучения электропроводности растворов электролитов. Удельная и эквивалентная электропроводности. Закон Кольрауша.	[2] -[8]
6	18	Реакции нулевого порядка, реакции первого порядка. Реакции второго порядка. Реакции n-ного порядка. Период полураспада. Влияние температуры на скорость химических реакций.	[1] -[8]

10. Расчетно-графическая работа

Темы, задания, учебно-методическое обеспечение (ссылки на раздел 15. «Перечень учебно-методического обеспечения для обучающихся по дисциплине»)

Не предусмотрена

11. Курсовая работа

Темы, задания, учебно-методическое обеспечение (ссылки на раздел 15. «Перечень учебно-методического обеспечения для обучающихся по дисциплине»)

Не предусмотрена

12. Курсовой проект

Темы, задания, учебно-методическое обеспечение (ссылки на раздел 15. «Перечень учебно-методического обеспечения для обучающихся по дисциплине»)

Не предусмотрен

13. Фонд оценочных средств для проведения промежуточной аттестации обучающихся по дисциплине (модулю)

В процессе освоения образовательной программы у обучающегося в ходе изучения дисциплины Б.1.1.15 «Физическая химия» должны сформироваться компетенции ОПК-3. Под компетенцией ОПК-3 понимается готовность применять фундаментальные математические, естественнонаучные и общеинженерные знания в профессиональной деятельности.

Формирование данной компетенции происходит последовательно в рамках изучения учебных дисциплин «Физика», «Математика», «Химия».

Уровни сформированности компетенции	Основные признаки уровня
Пороговый уровень компетенции: ОПК-3	помнит или распознает информацию в приблизительном порядке и форме, в которой она была заучена; умеет составлять формулы веществ и назвать их, может написать уравнения реакций; владеет навыками работы при проведении химических экспериментов по исследованию химических свойств; знает основные понятия и законы физической химии.
Продвинутый уровень компетенции: ОПК-3	может преобразовать и интерпретировать информацию; умеет описать, объяснить, определить признаки направленности протекания химических процессов на основании термодинамических данных; владеет навыками работы при проведении химических экспериментов по исследованию термодинамических и равновесных свойств систем, некоторыми методами расчёта различных термодинамических и равновесных свойств систем; знает вещества, встречающиеся в природе, и их роль в окружающей среде; представляет степень токсичности неорганических соединений, их действие на живые организмы; может предложить метод определения физико-химических свойств заданного вещества.
Высокий уровень компетенции: ОПК-3	может выбирать и использовать идеи в новых, незнакомых си-

	<p>туациях или с новым подходом; умеет провести химический эксперимент, выявить поведения различных термодинамических систем; владеет навыками работы при проведении химических экспериментов по исследованию свойств систем; владеет современными методами регистрации и расчёта различных химических величин для обработки результатов химического эксперимента; обладает знаниями о природных источниках веществ и их использовании; умеет использовать знание термодинамических и равновесных свойств систем для решения задач профессиональной деятельности.</p>
--	--

Код компетенции	Этап формирования	Цели освоения	Критерии оценивания		
			аттестация	Типовые задания	Шкала оценивания
ОПК – 3	3 семестр	готовность применять фундаментальные математические, естественнонаучные и общеинженерные знания в профессиональной деятельности	<p>контроль в форме: - отчет по лабораторным занятиям; - модуль 1, 3 - экзамен</p>	<p>Лабораторные работы, контрольные задания, вопросы к экзамену</p>	<p>Зачтено/ не зачтено 1-3 балла – компетенции не сформированы 4-10 баллов – компетенции сформированы по 5-ти балльной шкале</p>

В процессе обучения студент должен полностью выполнить учебный план, предусмотренный рабочей программой дисциплины «Б 1.1.15. Физическая химия», по всем видам учебных занятий. В частности, он должен выполнить все предусмотренные программой лабораторные работы, посетить лекции в течение семестра.

Для оценки знаний, умений, навыков и (или) опыта деятельности, характеризующих этапы формирования компетенций в процессе освоения дисциплины «Б 1.1.15. Физическая химия», проводится экзамен.

Лабораторные работы считаются успешно выполненными в случае предоставления в конце занятия отчета (протокола), включающего тему, ход работы, соответствующие расчёты, уравнения реакций и защите лабораторного занятия – ответе на вопросы по теме работы. Шкала оценивания – «зачтено / не зачтено». «Зачтено» за лабораторную работу ставится в случае, если она полностью правильно выполнена, при этом обучающимся показано свободное владение материалом по дисциплине. «Не зачтено» ставится в случае, если работа выполнена или рассчитана неправильно, тогда ее следует переделать или доработать.

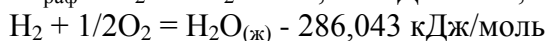
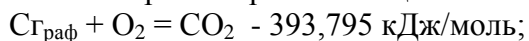
Экзамен сдается устно, по билетам, в которых представлены вопросы из перечня «Вопросы к экзамену». Оценивание проводится по пятибалльной системе. «Отлично» ста-

вится при: - правильном, полном и логично построенном ответе, - умении оперировать специальными терминами, - использовании в ответе дополнительного материала, - иллюстрировании теоретического положения практическим материалом. «Хорошо» ставится при: - правильном, полном и логично построенном ответе, - умении оперировать специальными терминами, при этом в ответе могут иметься - негрубые ошибки или неточности. «Удовлетворительно» ставится если: - неполный схематичный ответ, - не вполне законченные выводы или обобщения. «Неудовлетворительно» ставится при: - неполном ответе, - неумении оперировать специальными терминами или их незнании, - затруднения в использовании практического материала.

Текущий контроль

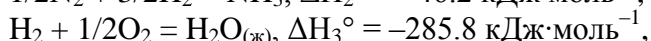
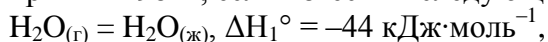
Модуль 1

1. Вычислить стандартную теплоту образования соединения $C_3H_6O_{(ж)}$ из простых веществ если известна его теплота сгорания равна $-1787,012$ кДж/моль при $T = 298$ К и давлении $1,0133 \cdot 10^5$ Па. Принять, что продукты сгорания – оксиды $CO_{2(г)}$, $H_2O_{(ж)}$ и N_2 . Теплоты сгорания простых веществ:



2. Рассчитайте тепловой эффект реакции: $NH_3 + 5/4 O_2 = NO + 3/2 H_2O_{(г)}$

при $T = 298$ К, если известны следующие данные:



3. Запишите выражение для расчета абсолютной энтропии одного моля воды при температуре 300°C и давлении 2 атм.

4. Найдите энергию Гиббса образования NH_3 при температурах 298 и 400 К, если известны следующие данные:

$$\Delta_f H_{298}^\circ (NH_3) = -46.2 \text{ кДж}\cdot\text{моль}^{-1},$$

Вещество	N_2	H_2	NH_3
$C_{p,298}, \text{Дж}\cdot\text{К}^{-1}\cdot\text{моль}^{-1}$	29.1	28.8	35.7
$S_{298}^\circ, \text{Дж}\cdot\text{К}^{-1}\cdot\text{моль}^{-1}$	191.5	130.6	192.5

Модуль 2

1. Найти K_p реакции $2H_2 + CO_2 = HCHO + H_2O$ при температуре 400 К методом Темкина-Шварцмана

2. Реакция протекает в замкнутом сосуде при температуре T . Определить равновесные парциальные давления всех компонентов и исходное давление вещества А, если известно значение константы равновесия реакции термической диссоциации при данной температуре и общее равновесное давление смеси Р.

Вещество А	Реакция	K_p	$P \cdot 10^{-4}, \text{н/м}^2$	$T, \text{К}$
CO_2	$CO_2 = 2CO + O_2$	$4,271 \cdot 10^{10}$	3,0399	410

3. Газообразные вещества А и Б реагируют по заданному уравнению реакции с образованием газообразного вещества С

а) Выразите K_p и K_C через равновесное количество вещества С, равное x , если исходные вещества А и В взяты в стехиометрических количествах при равновесном давлении в системе p , Н/м², и температуре T .

б) Рассчитайте величины K_p и K_C при температуре 500 К, если $p = 7350,0$ Н/м², а $x = 0,35$.

Уравнение реакции
$1/2A + B = 2C$

4. Укажите, сколько компонентов содержат системы, получившиеся в результате смешивания водных растворов: хлорида калия и хлорида натрия.

Модуль 3

1. Основные допущения теории Дебая - Гюккеля.
2. Удельная и эквивалентная электропроводность
3. Понятие электродного потенциала. Классификация электродов

Модуль 4

1. Кинетический закон действия масс и область его применимости.
2. Молекулярность элементарных реакций.
3. Зависимость константы скорости химической реакции от температуры.

Примеры заданий для проведения промежуточной аттестации по итогам освоения дисциплины

Б. №1

1. Зависимость теплового эффекта от температуры (уравнение Кирхгофа в дифференциальной и интегральной форме при постоянном давлении).
2. Определить число компонентов (k), фаз (f) и степеней свободы (s) в равновесной системе

$NH_4HCO_{3,(кp)} = NH_{3,(г)} + CO_{2,(г)} + H_2O_{(г)}$ при условии, что в исходной смеси газы NH_3 , CO_2 и H_2O были взяты в произвольных соотношениях;

3. Калорические коэффициенты. Аналитические выражения первого закона термодинамики

Б. №2

1. Необратимые реакции нулевого, первого, второго порядков.
2. Автокатализ.
3. Определение констант скорости из опытных данных.
4. Связь ЭДС со свободной энергией Гиббса. Уравнения Нернста и Гиббса - Гельмгольца для равновесной электрохимической цепи

Б. №3

1. Методы определения порядка реакции и вида кинетического уравнения.
2. Принцип независимости протекания элементарных стадий.
3. Параллельные реакции.
4. Зависимость подвижности ионов от их природы, от природы растворителя, от температуры и концентрации раствора.

Б. №4

1. Общие представления об электролитах. Сильные и слабые электролиты. Закон разведения Оствальда.
2. Классификация электродов.
3. Порядок реакции. Порядок реакции по веществу, общий порядок реакции
4. Влияние температуры на скорость химических реакций. Правило Вант-Гоффа.

Перечень вопросов для самостоятельной работы студентов.

1. Теплоты растворения.
 2. Калориметрия.
 3. Аксиомы второго закона термодинамики.
 4. Термодинамика неравновесных процессов.
 5. Характеристические функции
 6. Летучесть.
 7. Фазовые переходы второго рода.
 8. Влияние посторонних газов на давление насыщенного пара.
 9. Эффект Джоуля-Томсона.
 - 10 Системы с полной нерастворимостью компонентов друг в друге в кристаллическом состоянии.
 11. Метод термического анализа. Кривые охлаждения.
 12. Построение диаграмм плавкости.
 13. Растворимость твердых тел в жидкостях. Уравнение Шредера.
 14. Системы, образующие устойчивые химические соединения.
 15. Системы, образующие неустойчивые химические соединения.
 16. Коллигативные свойства растворов.
 17. Повышение температуры кипения.
 18. Понижение температуры замерзания.
 19. Осмотическое давление.
 20. Распределение растворенного вещества между двумя жидкими фазами.
 21. Экстракция.
 22. Криоскопия.
- Теория электролитов
1. Ионные пары и ионные тройки.
 2. Взаимодействие ионов с молекулами растворителя.
- Электропроводность электролитов
1. Электропроводность неводных растворов.
 2. Электропроводность твердых солей.
- Электродвижущие силы
1. Газовые электроды.
 2. Термодинамический расчет потенциала кислородного электрода.
 3. Стекланный электрод.
- Мембранные равновесия.
4. Определение чисел переноса по величине ЭДС.
- Кинетика электрохимических процессов
1. Электрохимическая поляризация.
 2. Перенапряжение
 3. Теории водородного перенапряжения.
 4. Электроосаждение металлов.
 5. Реакции электровосстановления и электроокисления
- Приближенные методы химической кинетики
1. Принцип лимитирующей стадии.
 2. Условия квазистационарности.
 3. Квазистационарное приближение.
 4. Квазиравновесное приближение.

Перечень вопросов к экзамену

1. Процессы в термодинамике
2. Основной постулат термодинамики

3. Нулевой закон термодинамики
4. Уравнения состояния
5. Первый закон термодинамики
6. Внутренняя энергия. Работа. Теплота
7. Работа идеального газа при различных процессах
8. Калорические коэффициенты
9. Аналитические выражения первого закона термодинамики
10. Теплоемкость. Взаимосвязь C_p и C_v
11. Энтальпия
12. Зависимость теплоемкости от давления и объема
13. Закон Гесса. Следствия закона Гесса
14. Стандартные состояния, стандартные условия
15. Уравнения Кирхгофа
16. Зависимость изобарной теплоемкости от температуры
18. Примеры применения законов термодинамики
19. Формулировки второго закона термодинамики (постулаты)
20. Аналитические выражения второго закона термодинамики
21. Физический смысл энтропии
22. Изменение энтропии для необратимых процессов.
23. Абсолютная энтропия
25. Расчет изменения энтропии в различных процессах
26. Нагревание или охлаждение при постоянном давлении
27. Изотермическое расширение или сжатие
28. Фазовые переходы
29. Смешение идеальных газов при постоянных температуре и давлении
30. Изменение энтропии при химических реакциях
31. Изохорно-изотермический потенциал
32. Изобарно-изотермический потенциал
33. Уравнение Гиббса-Гельмгольца
34. Уравнение Клаузиуса-Клапейрона
37. Понятие химического сродства
38. Следствия из третьего закона термодинамики
39. Условие термодинамического равновесия между фазами
40. Принцип непрерывности и принцип соответствия
41. Правило фаз Гиббса
42. Трехмерная диаграмма состояния однокомпонентной системы
43. Вещества, образующие в твердом состоянии одну кристаллическую форму
46. Равновесие твердое–жидкость в двухкомпонентных системах
48. Вид диаграммы плавкости и ее анализ
49. Состав сопряженных фаз. Нода
50. Определение состава насыщенных растворов по диаграмме растворимости
51. Определение количественных соотношений между фазами, находящимися в равновесии. Правило рычага
52. Системы с неограниченной растворимостью компонентов друг в друге в кристаллическом состоянии
53. Системы с ограниченной растворимостью компонентов друг в друге в кристаллическом состоянии
54. Системы, образующие химические соединения
- Равновесие жидкость–жидкость в двухкомпонентных системах
55. Равновесие пар (газ) – жидкость в двухкомпонентных системах
56. Давление насыщенного пара над идеальным раствором. Закон Рауля

57. Давление насыщенного пара над бесконечно разбавленным раствором нелетучего вещества. Растворимость газов в жидкостях. Закон Генри
58. Понятие химического потенциала
59. Закон действия масс. Кинетический и термодинамический выводы
60. Общие условия химического равновесия
61. способы выражения констант равновесия. Связь между ними
62. Уравнение изотермы химической реакции. Химическое сродство
63. Уравнение изохоры-изобары химической реакции
64. Расчет равновесного состава химической реакции
65. Общие понятия растворов. Способы выражения концентраций растворов.
66. Уравнение Гиббса-Дюгема-Маргулиса
67. Закон Рауля для идеальных и предельно разбавленных растворов
68. Следствия закона Рауля. Криоскопические и эбуллиоскопические свойства раствора
69. Предельно разбавленные растворы

70. Термодинамика растворов электролитов
 5. Общие представления об электролитах.
 6. Сильные и слабые электролиты.
 7. Закон разведения Оствальда.
 8. Активность электролитов, коэффициент активности, ионная сила раствора.
 9. Исходные положения теории Дебая-Хюккеля
71. Электропроводность растворов электролитов
 1. Методы экспериментального изучения электропроводности растворов электролитов.
 2. Удельная и эквивалентная электропроводности.
 3. Закон Кольрауша.
 4. Абсолютная и предельная подвижности ионов.
 5. Числа переноса. Методы определения чисел переноса.
72. Электрохимические цепи
 1. Общие представления об электрохимических цепях.
 2. Классификация цепей.
 3. Электродвижущая сила (ЭДС).
73. Диффузионный потенциал
 4. Электродные потенциалы. Стандартные электродные потенциалы.
 5. Классификация электродов
 6. Электроды первого рода
 7. Электроды второго рода
74. Окислительно-восстановительные электроды.
 1. Химические источники тока.
 2. Гальванические элементы.
75. Основные понятия химической кинетики
 1. Основные различия между химической термодинамикой и кинетикой
 2. Скорость химической реакции в газовой фазе и в растворе.
 3. Мономолекулярные реакции, бимолекулярные реакции, тримолекулярные реакции.
 4. Сложные реакции.
 5. Порядок реакции. Порядок реакции по веществу, общий порядок реакции
76. Кинетика реакций целого порядка
 1. Реакции нулевого порядка, реакции первого порядка.
 2. Реакции второго порядка.
 3. Реакции n-ного порядка.
 4. Период полураспада
77. Методы определения порядка реакции

1. Интегральные методы определения порядка реакции: метод подстановки, метод Оствальда–Нойеса и метод полупревращения.
 2. Дифференциальный метод - метод Вант-Гоффа. 3. Графический метод определения порядка реакции.
 4. Метод изолирования Оствальда
78. Влияние температуры на скорость химических реакций
1. Правило Вант-Гоффа.
 2. Уравнение Аррениуса. Энергия активации. 3. Методы определения энергии активации

14. Образовательные технологии

В соответствии с требованиями ФГОС ВО по направлению подготовки реализация компетентностного подхода предусматривает использование в учебном процессе активных и интерактивных форм в сочетании с внеаудиторной работой с целью формирования и развития профессиональных навыков обучающегося.

Тема занятия	Вид занятия	Интерактивная форма
<ul style="list-style-type: none"> - Первый закон термодинамики. Внутренняя энергия. Энтальпия. Закон Гесса и его следствия. Стандартные состояния и стандартные теплоты химических реакций. Теплота сгорания. Теплоты образования. Зависимость теплового эффекта реакции от температуры. Формула Кирхгоффа. Зависимость теплоемкости от температуры и расчеты тепловых эффектов реакций. - Второй закон термодинамики и его различные формулировки. Энтропия. Уравнение второго начала термодинамики для обратимых и необратимых процессов. - Энтропия как функция состояния. Изменение энтропии при различных процессах. Изменение энтропии изолированных процессов и направление процесса. - Условия химического равновесия. Химическая переменная. Изотерма Вант-Гоффа. Изменение энергии Гиббса и энергии Гельмгольца при химической реакции. Химическое сродство. Закон действия масс. Стандартная энергия Гиббса химической реакции. - Константа равновесия. Различные виды констант равновесия и связь между ними. - Зависимость констант равновесия от температуры и давления. Уравнение изобары реакции и его термоди- 	Лекции	<p>Метод проблемного изложения – стимулирование студентов к самостоятельному поиску знаний, необходимых для решения конкретной проблемы</p>

<p>намический вывод.</p> <ul style="list-style-type: none"> - Различные способы выражения состава раствора. Смеси идеальных газов. - Давление насыщенного пара жидких растворов. Закон Рауля и закон Генри. Идеальные и неидеальные растворы. - Химический потенциал компонента в растворе. Метод активностей. Коэффициенты активности и их определение по парциальным давлениям компонент. - Функция смешения для идеальных и неидеальных растворов. Предельно разбавленные растворы, атермальные, регулярные, растворы и их свойства. Парциальные мольные величины. - Гетерогенные системы. Понятие фазы, компонента, степени свободы. Вывод условия фазового равновесия. Правило фаз Гиббса и его вывод. - Коллигативные свойства растворов. - Общие представления об электролитах. Сильные и слабые электролиты. Закон разведения Оствальда. - Скорость химической реакции. - Порядок реакции. Порядок реакции по веществу, общий порядок реакции. <p>Методы определения порядков реакции.</p>		
---	--	--

В рамках учебного курса предусмотрено чтение всех лекций с применением мультимедийных технологий (100 %), проблемных лекций по следующим темам: «Термохимия», «Второй закон термодинамики», «Диаграмма плавкости и ее анализ», «Определение характеристик раствора по диаграмме растворимости», «Законы Гиббса-Коновалова», «Идеальные растворы», «Электрохимические цепи», «Влияние температуры на скорость химических реакций», «Основные понятия химической кинетики» (не менее 30%). Доля лекционных занятий от общего числа аудиторных часов составляет 47%. В ходе лекционных занятий предусмотрено включение элементов дискуссий, тестовых блиц-опросов («летучки») по контролю усвоения предыдущего материала.

Такие занятия, в сочетании с внеаудиторной самостоятельной работой, должны формировать и развивать профессиональные навыки студентов.

**15. ПЕРЕЧЕНЬ УЧЕБНО-МЕТОДИЧЕСКОГО ОБЕСПЕЧЕНИЯ ДЛЯ ОБУ-
ЧАЮЩИХСЯ ПО ДИСЦИПЛИНЕ**
*(позиции раздела нумеруются сквозной нумерацией и на них осуществляются
ссылки из 5-13 разделов)*

Основная

1. Белик В.В. Физическая и коллоидная химия.: учебник / В.В. Белик, К.И. Киенская - 4-е изд., - М. : Academia, 2008. - 288 с. Экземпляры всего: 20
2. Основы физической химии. Часть 1. Теория [Электронный ресурс]: учебное пособие/ В.В. Еремин [и др.].— Электрон. текстовые данные.— М.: БИНОМ. Лаборатория знаний, 2013.— 320 с.— Режим доступа: <http://www.studentlibrary.ru/doc/ISBN9785996321063-SCN0000/000.html>
3. Основы физической химии. Часть 2. Задачи [Электронный ресурс]: учебное пособие/ В.В. Еремин [и др.].— Электрон. текстовые данные.— М.: БИНОМ. Лаборатория знаний, 2013.— 263 с. Режим доступа: <http://www.studentlibrary.ru/doc/ISBN9785996321070-SCN0000/000.html>
4. Основы физической химии в 2 ч. / В.В. Еремин [и др.]. - М.: БИНОМ. Лаборатория знаний, 2013 - Часть 1. Теория . -2-е изд., перераб. и доп. -2013. - 320 с. Экземпляры всего: 10
5. Основы физической химии в 2 ч. / В.В. Еремин [и др.]. - М.: БИНОМ. Лаборатория знаний, 2013 - Часть 2. Задачи . -2-е изд., перераб. и доп. -2013. - 263 с. Экземпляры всего: 10.

Дополнительная

6. Физическая химия. Теория и задачи : учебное пособие / Ю. П. Акулова, С. Г. Изотова, О. В. Проскурина, И. А. Черепкова. — 2-е изд., испр. — Санкт-Петербург : Лань, 2020. — 228 с. — ISBN 978-5-8114-5340-5. — Текст : электронный // Лань : электронно-библиотечная система. — URL: <https://e.lanbook.com/book/139289> (дата обращения: 31.07.2020). — Режим доступа: для авториз. пользователей.
7. Березовчук А.В. Физическая химия [Электронный ресурс]: учебное пособие/ Березовчук А.В.— Электрон. текстовые данные.— Саратов: Научная книга, 2019— 159 с.— Режим доступа: <http://www.iprbookshop.ru/8191>.— ЭБС «IPRbooks»,
8. Ролдугин В.И. Физикохимия поверхности. – Долгопрудный: ИД «Интеллект», 2008. – 568 с. Экземпляры всего: 9.

Методические указания

9. Окишева Н.А. Практикум по физической химии. Часть II. / Н.А. Окишева, В.Н. Целуйкин. Учебное пособие к выполнению лабораторных работ по дисциплине "Дополнительные главы физической химии". Энгельс: Изд-во ЭТИ (филиал) СГТУ имени Гагарина Ю.А., 2015 г. -35 с. Количество экземпляров – 30. Режим доступа: <http://techn.sstu.ru/WebLib/29272.pdf>
10. Окишева Н.А. Практикум по физической химии. Часть I. / Н.А. Окишева, В.Н. Целуйкин, Учебное пособие к выполнению лабораторных работ по курсу " Физическая химия". Энгельс: Изд-во ЭТИ (филиал) СГТУ имени Гагарина Ю.А., 2017. -45 с. Количество экземпляров – 30. Режим доступа: <http://techn.sstu.ru/WebLib/22862.pdf>

Интернет-ресурсы

14. Библиотека Российской академии наук (БАН) www.rasl.ru
15. Российская государственная библиотека (РГБ) www.rsl.ru
16. Библиотека МГУ им М.В. Ломоносова. Химический факультет МГУ www.msu.ru
17. Российская национальная библиотека (РНБ) www.nlr.

Институт имеет операционную систему MS Windows с программами под MS Windows: MS Word –текстовый редактор; MS Excel - табличный процессор, электронные версии учебников, пособий, методических разработок, указаний и рекомендаций по всем видам учебной работы, предусмотренных рабочей программой, находящиеся в свободном доступе для студентов, обучающихся в вузе.

Источники ИОС

<http://techn.sstu.ru/new/SubjectFGOS/Default.aspx?kod=178>.

16. Материально-техническое обеспечение

Кафедра ЕМН располагает лабораторией (площадью 66,2 м²) для чтения лекций, проведения лабораторных, практических занятий, коллоквиумов по физической химии. Данная лаборатория оборудована специализированной учебной мебелью, мультимедиа (мультимедиа-проектор Acer x1261nV3D №210104700000057; настенный экран Lumien Master Picture № 410106200000066) и наборами учебно-наглядных пособий, соответствующие программам дисциплины и УМКН.

Для проведения лабораторных работ имеется следующее материально-техническое обеспечение:

Оборудование.

1. Сахариметр СУ-5
2. Весы электронные ShinkoAF-R220CE
3. Баня водяная TW2
4. Термостат TW-2
5. Шкаф сушильный BinderED
6. Колбонагреватель KI 2.

Химическая посуда. Колбы конические и круглодонные, холодильники обратные, стаканы химические, колба Вюрца, насадка Вюрца, аллонж, палочка стеклянная, делительные воронки,

Реактивы. Тoluол, спирт этиловый, четыреххлористый углерод, этилацетат, ацетон, гидроксид натрия FeCl₃.

Рабочая программа по дисциплине Б.1.1.15. «Физическая химия» составлена в соответствии с требованиями Федерального Государственного образовательного стандарта ВО с учетом рекомендаций ПрОП ВО по направлению 22.03.01_ «Материаловедение и технологии материалов» и учебного плана по профилю подготовки «Материаловедение, экспертиза материалов и управление качеством»

Авторы: к.х.н. Неверная О.Г.

