

Документ подписан простой электронной подписью
 Информация о владельце:
 ФИО: Котова Лариса Анатольевна
 Должность: Директор филиала
 Дата подписания: 19.08.2023 12:30:50
 Уникальный программный ключ:
 10730ffe6b1ed036b744b6e9d97700b86e5c04a7

МИНИСТЕРСТВО НАУКИ И ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ

Федеральное государственное автономное образовательное учреждение
 высшего образования
 «Национальный исследовательский технологический университет «МИСИС»
 Новотроицкий филиал

Рабочая программа дисциплины (модуля)

Физическая химия

Закреплена за подразделением Кафедра математики и естествознания (Новотроицкий филиал)

Направление подготовки 22.03.02 Metallургия

Профиль Обработка металлов давлением

Квалификация **Бакалавр**
 Форма обучения **очная**
 Общая трудоемкость **7 ЗЕТ**
 Часов по учебному плану 252
 в том числе: Формы контроля в семестрах:
 аудиторные занятия 119 зачет 3
 самостоятельная работа 133 зачет с оценкой 4

Распределение часов дисциплины по семестрам

Семестр (<Курс>.<Семестр на курсе>)	3 (2.1)		4 (2.2)		Итого	
	УП	РП	УП	РП		
Неделя	18		18			
Вид занятий	УП	РП	УП	РП	УП	РП
Лекции	17	17	17	17	34	34
Лабораторные	17	17	17	17	34	34
Практические	17	17	34	34	51	51
В том числе инт.	17	23	29	29	46	52
Итого ауд.	51	51	68	68	119	119
Контактная работа	51	51	68	68	119	119
Сам. работа	57	57	76	76	133	133
Итого	108	108	144	144	252	252

Программу составил(и):

кни, Нефедова Е.В.

Рабочая программа

Физическая химия

Разработана в соответствии с ОС ВО:

Федеральный государственный образовательный стандарт высшего образования по направлению подготовки 22.03.02
Металлургия (уровень бакалавриата) (приказ Минобрнауки России от 02.04.2021 г. № № 119о.в.)

Составлена на основании учебного плана:

Направление подготовки 22.03.02 Metallургия , 22.03.02_23_Металлургия_ПрОМД .plx.plx Обработка металлов
давлением, утвержденного Ученым советом ФГАОУ ВО НИТУ "МИСиС" в составе соответствующей ОПОП ВО
30.11.2022, протокол № 41

Утверждена в составе ОПОП ВО:

Направление подготовки 22.03.02 Metallургия , Обработка металлов давлением, утвержденной Ученым советом ФГАОУ
ВО НИТУ "МИСиС" 30.11.2022, протокол № 41

Рабочая программа одобрена на заседании

Кафедра математики и естествознания (Новотроицкий филиал)

Протокол от 09.06.2020 г., №10

Руководитель подразделения к.ф.-м.н, Гюнтер Д.А.

1. ЦЕЛИ ОСВОЕНИЯ

1.1	Целью изучения дисциплины является формирование естественнонаучного мировоззрения и исследовательской культуры выпускника. В плане становления научного мировоззрения студентов дисциплина "Физическая химия" призвана способствовать формированию представлений о химических процессах на основе молекулярной природы вещества, статистических закономерностей физико-химических явлений. Выпускник должен овладеть основными методами научного познания, включая методы статистической механики и термодинамики, культурой лабораторных исследований, познаниями в современных отраслях химического знания.
-----	---

2. МЕСТО В СТРУКТУРЕ ОБРАЗОВАТЕЛЬНОЙ ПРОГРАММЫ

Блок ОП:		Б1.В
2.1	Требования к предварительной подготовке обучающегося:	
2.1.1	Химия	
2.1.2	Аналитическая геометрия и векторная алгебра	
2.2	Дисциплины (модули) и практики, для которых освоение данной дисциплины (модуля) необходимо как предшествующее:	
2.2.1	Материаловедение	
2.2.2	Детали машин	

3. РЕЗУЛЬТАТЫ ОБУЧЕНИЯ ПО ДИСЦИПЛИНЕ, СООТНЕСЕННЫЕ С ФОРМИРУЕМЫМИ КОМПЕТЕНЦИЯМИ**4. СТРУКТУРА И СОДЕРЖАНИЕ**

Код занятия	Наименование разделов и тем /вид занятия/	Семестр / Курс	Часов	Формируемые индикаторы компетенций	Литература и эл. ресурсы	Примечание	КМ	Выполняемые работы
	Раздел 1. Химическая термодинамика. Первый закон термодинамики. Второй закон термодинамики.							
1.1	Введение. Предмет и содержание физической химии. Основные разделы. История развития физической химии. Методы физической химии: термодинамический, статистический и квантовомеханический. Значение физической химии для металлургии. /Лек/	3	2		Л1.1 Э1 Э2 Э3			

1.2	Первый закон термодинамики. Основные понятия термодинамики. Функции состояния и функции процесса. Внутренняя энергия, энтальпия, теплота, работа. Аналитическое выражение первого закона термодинамики. Теплоемкость. Зависимость теплоемкости от температуры. Тепловые эффекты химических реакций. Закон Гесса. Теплоты образования, сгорания, агрегатных превращений, растворения, нейтрализации. Зависимость теплового эффекта реакции от температуры. Уравнение Кирхгофа. /Лек/	3	2		Л1.1 Э1 Э2 Э3			
1.3	Второй закон термодинамики. Процессы самопроизвольные, обратимые и необратимые. Направленность самопроизвольных процессов в природе. Термодинамическая вероятность. Равновесие как наиболее вероятное состояние системы. Аналитическое выражение и формулировка второго закона термодинамики. Энтропия как мера вероятности. Вычисление изменения энтропии в различных процессах. Термодинамические функции и связь между ними. Свободная энергия при постоянном объеме (энергия Гельмгольца) и при постоянном давлении (энергия Гиббса) как мера работоспособности системы и критерий направленности процесса. Зависимость давления насыщенного пара от температуры. Уравнение Клаузиуса-Клапейрона. /Лек/	3	2		Л1.1 Л1.3Л3.1 Э1 Э2 Э3			
1.4	Первый закон термодинамики. Расчет работы газа в различных термодинамических процессах: изобарном, изохорном, изотерическом, адиабатном. Понятие молярной и удельной теплоемкостей. /Пр/	3	2		Л1.3Л3.1 Э1 Э2 Э3			

1.5	Закон Гесса. Расчет тепловых эффектов реакции. Энтальпийный фактор. Зависимость энтальпии от температуры. Закон Кирхгофа. /Пр/	3	2		Л1.3Л3.1 Э1 Э2 Э3			
1.6	Второй закон термодинамики. Энтропийный фактор. Изменение энтропии в сложных физико-химических процессах. Зависимость энтропии от температуры и объема. /Пр/	3	2		Л1.1 Л1.3Л3.1 Э1 Э2 Э3			
1.7	Энергия Гиббса. Энергия Гельмгольца. Направленность химических процессов. Зависимость от независимых параметров. Контрольная работа № 1. /Пр/	3	2		Л1.3 Э2 Э3			
1.8	Определение теплоты растворения соли в воде /Лаб/	3	2		Л3.2 Л3.3 Э1 Э2 Э3	работа в парах		
1.9	Определение теплоты растворения буры /Лаб/	3	2		Л1.1Л3.2 Л3.3 Э1 Э2 Э3	работа в парах		
1.10	Самостоятельное изучение учебного материала в LMS Canvas:Следствия из закона Гесса. Расчет теродинамических функций при стандартных условиях /Ср/	3	4		Л1.1 Э1 Э2 Э3			
1.11	Самостоятельное изучение учебного материала в LMS Canvas:Термодинамический анализ реакции. Практическое применение закона Кирхгофа. Расчет функций через постоянные интегрирования. Использование программы Excel. /Ср/	3	4		Л1.1 Э1 Э2 Э3			
	Раздел 2. Химическое равновесие.							
2.1	Константа равновесия и способы ее выражения. Термодинамический вывод закона действия масс. Расчет состава равновесной смеси и выхода продукта. Химические реакции в гетерогенных системах. Константа равновесия гетерогенной реакции. Давление диссоциации. Уравнение изотермы химической реакции. Зависимость константы равновесия от температуры. Уравнение изохоры и изобары реакции. /Лек/	3	2		Л1.1 Л1.2Л3.1 Э1 Э2 Э3			

2.2	Тепловая теорема Нернста. Постулат Планка. Вычисление абсолютных значений энтропии. Расчет равновесий по таблицам стандартных значений термодинамических функций /Лек/	3	2		Л1.1Л2.1 Э1 Э2 Э3			
2.3	Химическое равновесие в однокомпонентных системах и простых смесях. /Пр/	3	2		Л1.3 Э1 Э2 Э3			
2.4	Изучение равновесия гомогенной реакции в растворе /Лаб/	3	2		Л1.1 Л1.2Л3.2 Э1 Э2 Э3			
2.5	Самостоятельное изучение учебного материала в LMS Canvas: Расчет состава равновесной смеси газов при изменении температуры и общего давления. Смещение химического равновесия по принципу Ле-Шателье. /Ср/	3	5		Л1.2 Э1 Э2 Э3			
	Раздел 3. Теория растворов.							
3.1	Растворы неэлектролитов. Парциальные молярные величины. Уравнения Гиббса-Дюгема. Идеальные растворы. Разбавленные растворы. Законы разбавленных растворов. Растворимость газов в жидкостях. Закон Генри. Растворимость газов в металлах. Закон Рауля. Закон распределения. Совершенные растворы. Химический потенциал компонента совершенного раствора. Реальные растворы. Термодинамическая активность. Методы определения активности компонентов раствора. /Лек/	3	2		Л1.1Л2.1 Э1 Э2 Э3			
3.2	Теория растворов. Равновесие между раствором и паром растворителя. Закон Рауля, закон Генри, следствия. Выражения концентраций растворов. /Пр/	3	1		Л1.1 Л1.2Л2.1 Э1 Э2 Э3			
3.3	Парциальные молярные величины. Закон Гиббса-Дюгема. /Пр/	3	2		Л1.1 Л1.2 Э1 Э2 Э3			
3.4	Определение парциальных молярных объемов компонентов раствора /Лаб/	3	2		Л3.2 Э1 Э2 Э3	работа в парах		
3.5	Распределение растворенного вещества между двумя несмешивающимися растворителями /Лаб/	3	2		Л3.2 Э1 Э2 Э3	работа в парах		

3.6	Определение молекулярного веса растворенного вещества по понижению температуры замерзания раствора /Лаб/	3	3		Л3.2 Э1 Э2 Э3	работа в парах		
3.7	Самостоятельное изучение учебного материала в LMS Canvas:Выражение концентраций растворов. Решение расчетных задач. /Ср/	3	7		Э1 Э2 Э3			
3.8	Самостоятельное изучение учебного материала в LMS Canvas:Расчет задач на понижение и повышение температур замерзания и кипения растворов. Применение законов Генри и Рауля. /Ср/	3	8		Э1 Э2 Э3			
	Раздел 4. Фазовые равновесия в многокомпонентных системах.							
4.1	Основные понятия: фаза, компонент, число степеней свободы. Правило фаз Гиббса. Диаграмма состояния однокомпонентной системы. Термический анализ. Кривые охлаждения. /Лек/	3	2		Л1.1Л2.1 Э1 Э2 Э3			
4.2	Диаграммы двухкомпонентных систем: с постоянной эвтектикой; с ограниченной и неограниченной растворимостью в твердом состоянии; с образованием устойчивых и неустойчивых химических соединений. Трехкомпонентные системы. Учение Курнакова и физико-химический анализ /Лек/	3	1		Л1.1Л2.1 Э1 Э2 Э3			
4.3	Химическое равновесие в двухкомпонентных системах. Фазовые диаграммы. Построение и интерпретация фазовых диаграмм. /Пр/	3	2		Л1.1Л2.1 Э1 Э2 Э3	работа в группах		
4.4	Построение диаграммы плавкости системы нафталин-дифениламин /Лаб/	3	2		Л2.1Л3.2 Э1 Э2 Э3	работа в группах		
4.5	Термический анализ двухкомпонентной системы /Лаб/	3	2		Л2.1Л3.2 Э1 Э2 Э3	работа в группах		
4.6	Самостоятельное изучение учебного материала в LMS Canvas:Применение правила рычага к решению практических задач /Ср/	3	8		Л1.1Л2.1 Э1 Э2 Э3			

4.7	Самостоятельное изучение учебного материала в LMS Canvas: Чтение диаграммы "железо-цементит". построение кривых охлаждения, решение задач. /Ср/	3	7		Л2.1 Э1 Э2 Э3			
	Раздел 5. Основы статистической термодинамики.							
5.1	Статистический термодинамика. Фазовое пространство. Закон распределения Больцмана. Распределение молекул газа по импульсам и координатам. Закон распределения энергии по степеням свободы. Квантовая теория теплоемкости. Статистическая сумма состояний. Статистический вес. Суммы состояний поступательного, вращательного и колебательного движений. Электронная сумма состояний. Вычисление термодинамических функций и константы равновесия с использованием сумм состояний. /Лек/	3	2		Л1.1 Э1 Э2 Э3			
5.2	Статистический расчет молярной теплоемкости. Контрольная работа №2. /Пр/	3	2		Л1.1 Л1.3 Э1 Э2 Э3			
5.3	Решение задач по статистической термодинамике Гиббса и Больцмана. /Ср/	3	7		Л1.1 Л1.3 Э1 Э2 Э3			
5.4	/Контр.раб./	3	0					
5.5	/Зачёт/	3	0					
	Раздел 6. Электрохимия							
6.1	Растворы электролитов. Энергия кристаллической решетки и энергия сольватации ионов. Сильные и слабые электролиты. Активность электролитов. Ионная сила раствора. Способы определения коэффициентов активности электролитов. /Лек/	4	2		Л1.1 Л1.3Л3.1 Э1 Э2 Э3			

6.2	Самостоятельное изучение учебного материала в LMS Canvas: Растворы электролитов. Энергия кристаллической решетки и энергия сольватации ионов. Сильные и слабые электролиты. Активность электролитов. Ионная сила раствора. Способы определения коэффициентов активности электролитов. /Ср/	4	6		Л1.1 Л1.3 Э1 Э2 Э3			
6.3	Удельная и эквивалентная электропроводности и их зависимость от концентрации. Подвижность ионов. Закон Кольрауша. Числа переноса. Практическое использование измерения электропроводности /Пр/	4	2		Л1.1Л3.1 Э1 Э2 Э3			
6.4	Электродвижущие силы. Возникновение разности потенциалов на границе раздела фаз. Двойной электрический слой. Термодинамика гальванического элемента. Типы электродов. Электродные потенциалы. Стандартные потенциалы. Ряд напряжений. /Лек/	4	2		Л1.1Л2.1 Э1 Э2 Э3			
6.5	Типы гальванических элементов: химические, концентрационные. Диффузионный потенциал. Определение термодинамических параметров путем измерения ЭДС. Кинетика электродных процессов. Электролиз. Поляризация. Перенапряжение /Пр/	4	2		Л1.1 Л1.3Л3.1 Э1 Э2 Э3	работа в группах		
6.6	Электрохимия. Электропроводность электролитов /Пр/	4	2		Л1.1Л3.1 Э1 Э2 Э3	работа в парах		
6.7	Электрохимия. ЭДС гальванического элемента. Расчет термодинамических величин методом ЭДС /Пр/	4	2		Л1.1 Л1.3Л3.1 Э1 Э2 Э3	работа в парах		
6.8	Определение среднего коэффициента активности сильного электролита в водном растворе по понижению температуры замерзания /Лаб/	4	2		Л3.2 Э1 Э2 Э3	работа в парах		
6.9	Определение электрохимического эквивалента меди /Лаб/	4	2		Э1 Э2 Э3	работа в парах		
6.10	Определение электропроводности и константы диссоциации слабого электролита /Лаб/	4	2		Э1 Э2 Э3	работа в парах		

6.11	Коррозия металлов в водных растворах кислот /Лаб/	4	1		Э1 Э2 Э3	работа в парах		
6.12	Определение эквивалентной электропроводности сильного электролита /Лаб/	4	2		Э1 Э2 Э3	работа в парах		
6.13	Самостоятельное изучение учебного материала в LMS Canvas: Основы теории электролитической диссоциации /Ср/	4	6		Э1 Э2 Э3			
6.14	Самостоятельное изучение учебного материала в LMS Canvas: Теоретические основы работы гальванических элементов. /Ср/	4	6		Э1 Э2 Э3			
6.15	Самостоятельное изучение учебного материала в LMS Canvas: Теоретические основы процессов окисления-восстановления. /Ср/	3	7		Э1 Э2 Э3			
	Раздел 7. Диффузия							
7.1	Явления переноса в газах, твердых телах, жидкостях. Теория диффузии. Законы Фика. Связь коэффициентов диффузии с подвижностью. Механизм диффузии в твердых телах и жидкостях /Лек/	4	2		Э1 Э2 Э3			
7.2	Диффузия. Расчет коэффициента диффузии. Вязкость /Пр/	4	2		Э1 Э2 Э3			
7.3	Самостоятельное изучение учебного материала в LMS Canvas: роль процесса диффузии в производственных процессах. /Ср/	4	8		Э1 Э2 Э3			
	Раздел 8. Поверхностные явления и адсорбция							
8.1	Адсорбция газов на твердых поверхностях. Основные определения. Влияние поверхностного слоя на термодинамические свойства гетерогенных систем. Теория адсорбция Лангмюра. Адсорбция из смеси газов. Адсорбция из растворов. Молекулярная и активированная адсорбция. /Лек/	4	2		Э1 Э2 Э3			

8.2	Полимолекулярная адсорбция. Капиллярная конденсация. Строение адсорбционных слоев. Теплота адсорбции. Адсорбция на поверхности жидкости. Уравнение Гиббса. Уравнение Шишковского. Зависимость поверхностного натяжения от состава раствора. Понятие о хроматографии. Поверхностные явления в металлургии /Лек/	4	2		Э1 Э2 Э3			
8.3	Адсорбция. Расчет коэффициента адсорбции. Графический метод определения адсорбции /Пр/	4	2		Э1 Э2 Э3			
8.4	Поверхностное натяжение. Уравнение Шишковского. Контрольная работа № 1 /Пр/	4	2		Э1 Э2 Э3			
8.5	Адсорбция методы расчета коэффициента адсорбции. /Пр/	4	2		Э1 Э2 Э3			
8.6	Расчет поверхностного натяжения. Задачи по уравнению Шишковского. /Пр/	4	2		Э1 Э2 Э3			
8.7	Изучение адсорбции уксусной кислоты на поверхности древесного угля /Лаб/	4	2		Л3.2 Л3.3 Э1 Э2 Э3	работа в парах		
8.8	Самостоятельное изучение учебного материала в LMS Canvas: Теоретические основы гетерогенных реакций /Ср/	4	8		Л1.1Л2.1 Э1 Э2 Э3			
8.9	Самостоятельное изучение учебного материала в LMS Canvas: Влияние скорости адсорбции на скорость технологических процессов. /Ср/	4	8		Л2.1 Э1 Э2 Э3			
8.10	Способы повышения и понижения поверхностного натяжения. Связь поверхностного натяжения и адсорбции. /Пр/	4	2		Л1.1Л2.1 Э1 Э2 Э3	работа в парах		
	Раздел 9. Химическая кинетика и катализ							
9.1	Кинетика гомогенных реакций. Скорость реакции. Молекулярность и порядок реакции. Закон действия масс и кинетические уравнения реакции. Константа скорости. Реакции первого, второго и третьего порядка. /Лек/	4	2		Л1.1 Л1.2 Э1 Э2 Э3			

9.2	Методы определения порядка реакции. Зависимость скорости реакции от температуры. Уравнение Аррениуса. Энергия активации. Теория активных соударений. Цепные реакции /Лек/	4	1		Л1.1 Л1.2 Э1 Э2 Э3			
9.3	Самостоятельное изучение учебного материала в LMS Canvas: Кинетика гетерогенных реакций. Гетерогенные реакции в металлургическом производстве. Многостадийность процессов. Внешняя массопередача. Скорость массопередачи. Применение теории размерности. П-теорема. Критерии подобия. Внутренняя массопередача. Топохимические реакции. /Ср/	4	10		Л1.2 Э1 Э2 Э3			
9.4	Самостоятельное изучение учебного материала в LMS Canvas: Кинетика кристаллизации. Современная теория образования зародыша. Теория флуктуации. Термодинамические условия возникновения сферического зародыша /Ср/	4	6		Л1.2 Л2.1 Л3.1 Э1 Э2 Э3			
9.5	Катализ. Общие свойства катализаторов. Гомогенный катализ. Гетерогенный катализ. Основные теории катализа /Лек/	4	2		Л2.1 Э1 Э2 Э3			
9.6	Химическая кинетика. Расчет константы скорости и порядка реакции. Графический метод /Пр/	4	2		Л1.1 Л2.1 Э1 Э2 Э3	работа в парах		
9.7	Кинетика. Энергия активации, влияние температуры на скорость реакции. Кинетика сложных реакций /Пр/	4	2		Л1.1 Э1 Э2 Э3	работа в парах		
9.8	Самостоятельное изучение учебного материала в LMS Canvas: выражение скорости реакции на основе закона действующих масс. Определение порядка реакции /Ср/	4	10		Л1.1 Э1 Э2 Э3			
9.9	Применение катализаторов в промышленности. Основы биологического ферментативного катализа. Старение твердых катализаторов. /Пр/	4	2		Л2.1 Л3.1 Э1 Э2 Э3			
	Раздел 10. Термодинамика необратимых процессов							

10.1	Самостоятельное изучение учебного материала в LMS Canvas: Основные определения. Термодинамические уравнения движения Онзагера. Основные постулаты. Перенос через барьер. Теоретическое обоснование термодинамики необратимых процессов /Ср/	4	8		Л1.1Л2.1Л3.2 Э1 Э2 Э3			
10.2	Определение скорости реакции инверсии тростникового сахара /Лаб/	4	2		Л3.2 Э1 Э2 Э3			
10.3	Изучение скорости реакции омыления сложного эфира /Лаб/	4	2		Л3.2 Э1 Э2 Э3			
10.4	Определение скорости реакции йодирования ацетона /Лаб/	4	2		Л3.2 Э1 Э2 Э3			
	Раздел 11. Молекулярные спектры							
11.1	Общая характеристика молекулярных спектров. Вращательные спектры. Вычисление моментов инерции и межуатомных расстояний. Колебания атомов в молекуле. Гармонические и ангармонические колебания. Колебательно-вращательные спектры. Спектры комбинационного рассеяния /Лек/	4	2		Л1.1 Э1 Э2 Э3			
11.2	Характеристика методов спектрального анализа /Пр/	4	2		Л1.1 Э1 Э2 Э3			
11.3	Строение вещества. Энергетическая схема строения атома /Пр/	4	2		Л1.1 Э1 Э2 Э3			
11.4	Атомные и молекулярные спектры. Контрольная работа № 2 /Пр/	4	2		Л1.1 Э1 Э2 Э3			
11.5	Роль молекулярной спектроскопии в развитии промышленного производства. /Пр/	4	2		Л1.1 Э1 Э2 Э3			
11.6	/Контр.раб./	4	0					
11.7	/ЗачётСОц/	4	0					

5. ФОНД ОЦЕНОЧНЫХ МАТЕРИАЛОВ

5.1. Вопросы для самостоятельной подготовки к экзамену (зачёту с оценкой)

Форма аттестации - зачет*

Зачет выставляется по итогам текущей успеваемости, выполнения и защиты всех лабораторных работ и контрольной работы.

5.2. Перечень работ, выполняемых по дисциплине (модулю, практике, НИР) - эссе, рефераты, практические и расчетно-графические работы, курсовые работы, проекты и др.

Вопросы к промежуточной аттестации (3 семестр)(УК-6.1; ОПК-4.1; ПК-1.3):

Раздел 1. Химическая термодинамика.

1. Основные понятия термодинамики. Функции состояния и функции процесса. Внутренняя энергия, энтальпия, теплота, работа.
2. Аналитическое выражение первого закона термодинамики. Вычисление работы системы в процессах: изобарном, изохорном, изотермическом, адиабатическом.
3. Теплоемкость. Зависимость теплоемкости от температуры.
4. Тепловые эффекты химических реакций. Закон Гесса. Теплоты образования, сгорания, агрегатных превращений, растворения, нейтрализации.
5. Зависимость теплового эффекта реакции от температуры. Уравнение Кирхгофа.
6. Процессы самопроизвольные, обратимые и необратимые. Термодинамическая вероятность. Равновесие как наиболее вероятное состояние системы.
7. Аналитическое выражение и формулировка второго закона термодинамики. Энтропия как мера вероятности. Вычисление изменения энтропии в различных процессах.
8. Термодинамические функции и связь между ними. Свободная энергия при постоянном объеме (энергия Гельмгольца) и при постоянном давлении (энергия Гиббса) как мера работоспособности системы и критерий направленности процесса.
9. Зависимость давления насыщенного пара от температуры. Уравнение Клаузиса-Клапейрона.

Раздел 2. Химическое равновесие

1. Константа равновесия и способы ее выражения. Расчет состава равновесной смеси и выхода продукта.
2. Химические реакции в гетерогенных системах. Константа равновесия гетерогенной реакции.
3. Расчет равновесий по таблицам стандартных значений термодинамических функций.

Раздел 3. Теория растворов

1. Парциальные молярные величины. Уравнения Гиббса-Дюгема.
2. Идеальные растворы. Разбавленные растворы. Законы разбавленных растворов.
3. Растворимость газов в жидкостях. Закон Генри. Растворимость газов в металлах. Закон Рауля.
4. Закон распределения.
5. Реальные растворы. Термодинамическая активность.

Раздел 4. Фазовые равновесия в многокомпонентных системах

1. Основные понятия: фаза, компонент, число степеней свободы. Правило фаз Гиббса.
2. Диаграмма состояния однокомпонентной системы.
3. Кривые охлаждения. Диаграммы двухкомпонентных систем: с постройкой эвтектикой; с ограниченной и неограниченной растворимостью в твердом состоянии; с образованием устойчивых и неустойчивых химических соединений.

Раздел 5. Основы статистической термодинамики

1. Фазовое пространство. Закон распределения Больцмана.
2. Распределение молекул газа по импульсам и координатам.
3. Закон распределения энергии по степеням свободы. Квантовая теория теплоемкости.
4. Вычисление термодинамических функций и константы равновесия с использованием сумм состояний.

Вопросы к зачету с оценкой (4 семестр)(УК-6.1; ОПК-4.1; ПК-1.3)

Раздел 1. Химическая термодинамика.

1. Основные понятия термодинамики. Функции состояния и функции процесса. Внутренняя энергия, энтальпия, теплота, работа.
2. Аналитическое выражение первого закона термодинамики. Вычисление работы системы в процессах: изобарном, изохорном, изотермическом, адиабатическом.
3. Теплоемкость. Зависимость теплоемкости от температуры.
4. Тепловые эффекты химических реакций. Закон Гесса. Теплоты образования, сгорания, агрегатных превращений, растворения, нейтрализации.
5. Зависимость теплового эффекта реакции от температуры. Уравнение Кирхгофа.
6. Процессы самопроизвольные, обратимые и необратимые. Термодинамическая вероятность. Равновесие как наиболее вероятное состояние системы.
7. Аналитическое выражение и формулировка второго закона термодинамики. Энтропия как мера вероятности. Вычисление изменения энтропии в различных процессах.
8. Термодинамические функции и связь между ними. Свободная энергия при постоянном объеме (энергия Гельмгольца) и при постоянном давлении (энергия Гиббса) как мера работоспособности системы и критерий

направленности процесса.

9. Зависимость давления насыщенного пара от температуры. Уравнение Клаузиуса-Клапейрона.

Раздел 2. Химическое равновесие

1. Константа равновесия и способы ее выражения. Расчет состава равновесной смеси и выхода продукта.

2. Химические реакции в гетерогенных системах. Константа равновесия гетерогенной реакции.

3. Расчет равновесий по таблицам стандартных значений термодинамических функций.

Раздел 4. Фазовые равновесия в многокомпонентных системах

1. Основные понятия: фаза, компонент, число степеней свободы. Правило фаз Гиббса.

2. Диаграмма состояния однокомпонентной системы.

3. Кривые охлаждения. Диаграммы двухкомпонентных систем: с постоянной эвтектикой; с ограниченной и неограниченной растворимостью в твердом состоянии; с образованием устойчивых и неустойчивых химических соединений.

Раздел 6. Электрохимия

6.1. Растворы электролитов. Энергия кристаллической решетки и энергия сольватации ионов. Сильные и слабые электролиты. Активность электролитов. Ионная сила раствора. Способы определения коэффициентов активности электролитов. Удельная и эквивалентная электропроводности и их зависимость от концентрации. Подвижность ионов. Закон Кольрауша. Числа переноса. Практическое использование измерения электропроводности.

6.2. Электродвижущие силы. Возникновение разности потенциалов на границе раздела фаз. Двойной электрический слой. Термодинамика гальванического элемента. Типы электродов. Электродные потенциалы. Стандартные потенциалы. Ряд напряжений. Типы гальванических элементов: химические, концентрационные. Диффузионный потенциал. Определение термодинамических параметров путем измерения ЭДС. Кинетика электродных процессов. Электролиз. Поляризация.

Перенапряжение.

Раздел 7. Диффузия

Явления переноса в газах, твердых телах, жидкостях. Теория диффузии. Законы Фика. Связь коэффициентов диффузии с подвижностью. Механизм диффузии в твердых телах и жидкостях. Эффект Киркендала. Анализ Даркена.

Раздел 8. Поверхностные явления и адсорбция

Основные определения. Влияние поверхностного слоя на термодинамические свойства гетерогенных систем. Адсорбция газов на твердых поверхностях. Теория адсорбции Лангмюра. Адсорбция из смеси газов. Адсорбция из растворов. Молекулярная и активированная адсорбция. Полимолекулярная адсорбция. Капиллярная конденсация. Строение адсорбционных слоев. Теплота адсорбции. Адсорбция на поверхности жидкости. Уравнение Гиббса. Уравнение Шишковского. Зависимость поверхностного натяжения от состава раствора. Понятие о хроматографии. Поверхностные явления в металлургии.

Раздел 9. Химическая кинетика и катализ

6.1. Кинетика гомогенных реакций. Скорость реакции. Молекулярность и порядок реакции. Закон действия масс и кинетические уравнения реакции. Константа скорости. Реакции первого, второго и третьего порядка. Методы определения порядка реакции. Зависимость скорости реакции от температуры. Уравнение Аррениуса. Энергия активации. Теория активных соударений. Цепные реакции.

6.2. Кинетика гетерогенных реакций. Гетерогенные реакции в металлургическом производстве. Многостадийность процессов. Внешняя массопередача. Скорость массопередачи. Применение теории размерности. П-теорема. Критерии подобия. Внутренняя массопередача. Топохимические реакции. Кинетика кристаллизации. Современная теория образования зародыша. Теория флуктуации. Термодинамические условия возникновения сферического зародыша.

6.3. Катализ. Общие свойства катализаторов. Гомогенный катализ. Гетерогенный катализ. Основные теории катализа.

5.3. Оценочные материалы, используемые для экзамена (описание билетов, тестов и т.п.)

Примерный билет контрольной работы № 1(УК-6.1; ОПК-4.1; ПК-1.3)

1. Дайте определение понятиям «энергия», «работа», «теплота». Как соотносятся между собой эти величины? Напишите формулы для расчета работы изотермического процесса. Рассчитайте работу процесса изотермического расширения 5л азота, взятого при 250С и давлении 6 бар до давления 1 бар.
2. Определите затраченную работу и конечную температуру системы, если 8 г водорода, взятого при 170С сжимаются адиабатически от 8 до 5 л.
3. Теплоемкость: определение, физический смысл, способы выражения, единицы измерения. Запишите уравнение Кирхгоффа, объясните, как изменяется теплоемкость системы в ходе реакции, если реакция эндотермическая.
4. Выразите изменение теплоемкости химического процесса, протекающего согласно уравнению реакции: $\text{Br}_2(\text{г}) + \text{H}_2(\text{г}) = 2\text{HBr}(\text{г})$
Коэффициенты уравнения истинной теплоемкости для:

	a	b*10 ³	c*10 ⁻⁵
Br ₂ (г)	37,20	0,71	-1,19
H ₂ (г)	27,28	3,26	0,502
HBr(г)	26,15	5,86	1,09
5. Сформулируйте второй закон термодинамики. Объясните, в каком случае энтропийный фактор способствует самопроизвольному протеканию процесса? Можно ли по уравнению химической реакции предсказать изменение энтропии, поясните. Чему равно изменение энтропии при переходе 1 моль азота от стандартных условий к температуре 200 0С и давлению 0,5атм?
6. Сформулируйте закон Гесса и следствия из него. На основании следующих данных рассчитайте теплоту разложения пероксида водорода:
 $\text{SnCl}_2 + 2\text{HCl} + 1/2\text{O}_2 = \text{SnCl}_4 + \text{H}_2\text{O}$; $\Delta\text{H} = -296.32$ кДж
 $\text{SnCl}_2 + 2\text{HCl} + \text{H}_2\text{O}_2 = \text{SnCl}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$; $\Delta\text{H} = -332.95$ кДж
7. Напишите уравнение зависимости константы равновесия от температуры. Константа равновесия Кр реакции $2\text{CO}_2 = 2\text{CO} + \text{O}_2$ равна 10-20,4 при T=1000К. Вычислите константу равновесия этой реакции при T=2000К, если среднее значение теплового эффекта этой реакции 561325 Дж.
8. Объясните, как с помощью графического метода можно найти среднее значение энтальпии реакции в каком-либо интервале температур.
9. Дайте определение понятия парциальной молярной величины. Запишите формулу Гиббса-Дюгема, поясните, что значат переменные в уравнении. Определите плотность 40% водного раствора метилового спирта, если известно, что парциальные молярные объемы воды и спирта в этом растворе соответственно равны 17,5 и 39 см³.
10. Диаграмма плавкости системы CuCl₂ – FeCl₃ показана на рисунке:
 А) Обозначьте все области на этой диаграмме.
 Б) Начертите и объясните кривые охлаждения сплавов, содержащих 10, 40 и 70% хлорида железа.
 В) Вычислите, сколько хлорида меди выделится в твердом виде из 100 г 20% расплава при охлаждении его до эвтектической температуры?

Примерный билет контрольной работы № 2(УК-6.1; ОПК-4.1; ПК-1.3)

1. Раствор 0.001 моль хлорида кальция в 1000 г воды замерзает при температуре 273,8 К. Найти изотонический коэффициент, если криоскопическая постоянная для воды равна 1,86.
2. Сколько времени пропускался ток силой 2 А через раствор гидроксида натрия, если при температуре 273 К и давлении 99750 Па выделилось $3 \cdot 10^{-4}$ м³ гремучего газа?
3. Тепловой эффект реакции $\text{Pb} + \text{Hg}_2\text{Cl}_2 = \text{PbCl}_2 + 2 \text{Hg}$ равен 94928 Дж при температуре 298 К. Температурный коэффициент ЭДС равен $1,45 \cdot 10^{-4}$ В/К. Найти ЭДС элемента и изменение энтропии при 298 К.
4. Дайте определение понятия «эквивалентная электропроводность». Какова зависимость эквивалентной электропроводности сильного электролита от концентрации раствора и температуры. Дайте обоснованный ответ.
5. Напишите суммарное уравнение реакции, протекающей при разряде свинцового аккумулятора. Напишите схему этого гальванического элемента и уравнения катодного и анодного процессов.
6. Дайте определение понятия «диффузия». Запишите 1 и 2 уравнения Фика, область их применения. Рассмотрите механизм диффузии в газообразной фазе. Запишите формулу для расчета коэффициента диффузии.
7. Найдите коэффициент диффузии кислорода при температуре 308 К и атмосферном давлении, если $\sigma_\infty = 3,02 \cdot 10^{-10}$ и $C = 125$.
8. Какие Вам известны сложные кинетические процессы? Дайте их краткую характеристику. Выведите уравнение для расчета скорости последовательного процесса. Определите лимитирующую стадию.
9. Что называется временем полураспада реакции? Определите порядок реакции и константу скорости, если при изменении начальной концентрации с 0,502 до 1,07 моль/л период полураспада уменьшается с 51 до 26 с.
10. Дайте понятие гетерогенного катализа. Объясните, каков механизм влияния катализатора на скорость химической реакции. Приведите примеры каталитических реакций в металлургии.

Контрольная работа может быть проведена дистанционно в системе LMS Canvas в виде тестирования

(УК-6.1; ОПК-4.1; ПК-1.3)

5.4. Методика оценки освоения дисциплины (модуля, практики. НИР)

Критерии оценки контрольной работы, проводимой в дистанционной форме в LMS Canvas

85 ≤ Процент верных ответов ≤ 100 - отлично

70 ≤ Процент верных ответов < 84 - хорошо

50 ≤ Процент верных ответов < 69 – удовлетворительно

6. УЧЕБНО-МЕТОДИЧЕСКОЕ И ИНФОРМАЦИОННОЕ ОБЕСПЕЧЕНИЕ**6.1. Рекомендуемая литература****6.1.1. Основная литература**

	Авторы, составители	Заглавие	Библиотека	Издательство, год, эл. адрес
Л1.1	Жуховицкий А.А., Шварцман Л.А.	Физическая химия: Учебник		М.: Metallurgy, 2001,
Л1.2	В.В. Буданов, Т.Н. Ломова, В.В. Рыбкин	Химическая кинетика: учебное пособие		Лань, 2014,
Л1.3	К.С. Пономарева, В. Г. Гугля, Г.С. Никольский	Сборник задач по физической химии: учебно-методическое		М.: МИСИС, 2007,

6.1.2. Дополнительная литература

	Авторы, составители	Заглавие	Библиотека	Издательство, год, эл. адрес
Л2.1	Б.С. Бокштейн, М.И. Менделлев	Краткий курс физической химии: учебно-методическая		М.: МИСИС, 2002,

6.1.3. Методические разработки

	Авторы, составители	Заглавие	Библиотека	Издательство, год, эл. адрес
Л3.1	В.И. Грызунов, Л.Ф. Серженко, В.А. Шамова	Сборник задач по физической химии: учебно-методическая		М.: Учеба, 2003,
Л3.2	В.И. Грызунов, Л.Ф. Серженко	Физическая химия: лабораторный практикум		Новотроицк, 2000,
Л3.3	Е.В. Нефедова	Физическая химия Ч.1. Химическая термодинамика: лабораторный практикум		НФ НИТУ "МИСиС", 2012, http://elibrary.misis.ru ; www.nf.misis.ru

6.2. Перечень ресурсов информационно-телекоммуникационной сети «Интернет»

Э1	НФ НИТУ "МИСиС"	www.nf.misis.ru
Э2	КиберЛенинка	www.cyberleninka.ru
Э3	Российская научная электронная библиотека	www.elibrary.ru

6.3 Перечень программного обеспечения**6.4. Перечень информационных справочных систем и профессиональных баз данных****8. МЕТОДИЧЕСКИЕ УКАЗАНИЯ ДЛЯ ОБУЧАЮЩИХСЯ**

Для успешного освоения курса «Физическая химия» необходимо посещать все виды учебных занятий (лекции, практики, лабораторные работы и консультации) и выполнять следующие правила обучения:

1. На лекцию следует приходить без опозданий, подготовленным, предварительно выучив материал предыдущей лекции. Если даже после Вашей предварительной подготовки у Вас возникают трудности в понимании материала, необходимо задавать вопросы лектору по ходу объяснения.
2. На практическое занятие следует приходить подготовленным: с тетрадью для практических работ, задачиком, тетрадью для лекций. Предварительно следует выучить теоретический материал по теме практического занятия, быть готовым к самостоятельной работе. В случае пропуска практического занятия – ознакомьтесь с решенными задачами самостоятельно или при помощи своих товарищей. Помните, что подобные задачи Вам надо научиться решать, чтобы, во-первых, защитить лабораторные работы; во-вторых, решить контрольную работу; в-третьих – получить зачет.
3. На лабораторную работу следует приходить подготовленным: с лабораторным журналом и халатом. Вам также могут потребоваться карандаш, линейка, инженерный калькулятор. Помните, что своевременное выполнение и защита лабораторных работ – Ваш допуск к зачету. Согласно списку лабораторных работ, следует своевременно, то есть до лабораторной работы оформлять лабораторный журнал. Помните, что лабораторные работы проводятся по скользящему графику, поэтому описывать их в журнале следует попарно, например 1 и 2; затем 3 и 4. Преподаватель оставляет за собой

право не допустить Вас к работе, если Вы пришли не подготовленным!

4. Контрольные работы (всего 2 в семестр) проводятся на 4 и 8 практическом занятии согласно тематике прошедших лекций и практических занятий. При подготовке к контрольной работе необходимо решать дома задачи, подобные тем, что были решены на практических занятиях, учить лекции и повторять выводы по лабораторным работам соответствующей тематики. Помните, что успешная сдача контрольных работ – Ваш «автомат» по предмету. Преподаватель оставляет за собой право отстранить студента от контрольной работы, если студент списывает, разговаривает и мешает своим товарищам! В случае получения неудовлетворительной оценки Вы можете переписать контрольную работу во время, оговоренное с преподавателем.

3 семестр

Темы практических занятий:

Тема занятия №№ задач*

основные Дополнительные**

Первый закон термодинамики. Расчет работы газа в различных термодинамических процессах: изобарном, изохорном, изотерическом, адиабатном. Понятие молярной и удельной теплоемкостей. 1.1.1. – 1.1.12

1.1.35-1.1.40

105-116

Закон Гесса. Расчет тепловых эффектов реакции. Энтальпийный фактор. Зависимость энтальпии от температуры. Закон Кирхгоффа. 1.1.49-1.1.63 1.1.87-1.1.99

Второй закон термодинамики. Энтропийный фактор. Изменение энтропии в сложных физико-химических процессах.

Зависимость энтропии от температуры и объема. 1.2.13-1.2.27 135-142

Энергия Гиббса. Энергия Гельмгольца. Направленность химических процессов. Зависимость от независимых параметров.

Контрольная работа № 1. 1.2.34-1.2.43

178-182

Химическое равновесие в однокомпонентных системах и простых смесях. 1.2.174-1.2.179 249-260

Теория растворов. Равновесие между раствором и паром растворителя. Закон Рауля, закон Генри, следствия. Выражения концентраций растворов. 328-331, 347-354 413-417

Парциальные молярные величины. Закон Гиббса-Дюгема. 384-397 401-403

Химическое равновесие в двухкомпонентных системах. Фазовые диаграммы. Построение и интерпретация фазовых диаграмм. 428-444 470-482

Статистический расчет молярной теплоемкости. Контрольная работа №2. 2.1-2.7 2.8-2.10

* - сложный список соответствует задачку К.С. Пономаревой;

** - простой список соответствует задачку В.И. Грызунова

4 семестр

Темы практических занятий:

Тема занятия №№ задач

основные дополнительные

Электрохимия. Электропроводность электролитов. 548-560 503-510

Электрохимия. ЭДС гальванического элемента. Расчет термодинамических величин методом ЭДС. 605-610, 620-622
625-629

Адсорбция. Расчет коэффициента адсорбции. Графический метод определения адсорбции. 633-641 630-632

Поверхностное натяжение. Уравнение Шишковского. Контрольная работа № 3. 644-648

Диффузия. Расчет коэффициента диффузии. Вязкость. 649-652, 677-678, 687-689 690, 672

Химическая кинетика. Расчет константы скорости и порядка реакции. Графический метод. 700-707, 713-720 721-725

Кинетика. Энергия активации, влияние температуры на скорость реакции. Кинетика сложных реакций. 747-757
772-776

Строение вещества. Энергетическая схема строения атома. качественные

Атомные и молекулярные спектры. Интернет-тестирование. качественные

Освоение дисциплины предполагает как проведение традиционных аудиторных занятий, так и работу в электронной информационно-образовательной среде НИТУ «МИСиС» (ЭИОС), частью которой непосредственно предназначенной для осуществления образовательного процесса является Электронный образовательный ресурс LMS Canvas. Он доступен по URL адресу <https://lms.misis.ru/enroll/E8333T> и позволяет использовать специальный контент и элементы электронного обучения и дистанционных образовательных технологий. LMS Canvas используется преимущественно для асинхронного взаимодействия между участниками образовательного процесса посредством сети «Интернет».

Чтобы эффективно использовать возможности LMS Canvas, а соответственно и успешно освоить дисциплину, нужно:

1) зарегистрироваться на курс. Для этого нужно перейти по ссылке ... Логин и пароль совпадает с логином и паролем от личного кабинета НИТУ МИСиС;

2) в рубрике «В начало» ознакомиться с содержанием курса, вопросами для самостоятельной подготовки, условиями допуска к аттестации, формой промежуточной аттестации (зачет/экзамен), критериями оценивания и др.;

3) в рубрике «Модули», заходя в соответствующие разделы изучать учебные материалы, размещенные преподавателем. В т.ч. пользоваться литературой, рекомендованной преподавателем, переходя по ссылкам;

4) в рубрике «Библиотека» возможно подбирать для выполнения письменных работ (контрольные, домашние работы, курсовые работы/проекты) литературу, размещенную в ЭБС НИТУ «МИСиС»;

5) в рубрике «Задания» нужно ознакомиться с содержанием задания к письменной работе, сроками сдачи, критериями оценки. В установленные сроки выполнить работу(ы), подгрузить здесь же для проверки. Удобно называть файл работы следующим образом (название предмета (сокращенно), группа, ФИО, дата актуализации (при повторном размещении)). Например, Экономика_Иванов_И.И._БМТ-19_20.04.2020. Если работа содержит рисунки, формулы, то с целью сохранения форматирования ее нужно подгружать в pdf формате.

Работа, подгружаемая для проверки, должна:

- содержать все структурные элементы: титульный лист, введение, основную часть, заключение, список источников, приложения (при необходимости);
- быть оформлена в соответствии с требованиями.

Преподаватель в течение установленного срока (не более десяти дней) проверяет работу и размещает в комментариях к заданию рецензию. В ней он указывает как положительные стороны работы, так замечания. При наличии в рецензии замечаний и рекомендаций, нужно внести поправки в работу, подгрузить ее заново для повторной проверки. При этом важно следить за сроками, в течение которых должно быть выполнено задание. При нарушении сроков, указанных преподавателем возможность подгрузить работу остается, но система выводит сообщение о нарушении сроков. По окончании семестра подгрузить работу не получится;

6) в рубрике «Тесты» пройти тестовые задания, освоив соответствующий материал, размещенный в рубрике «Модули»;

7) в рубрике «Оценки» отслеживать свою успеваемость;

8) в рубрике «Объявления» читать объявления, размещаемые преподавателем, давать обратную связь;

9) в рубрике «Обсуждения» создавать обсуждения и участвовать в них (обсуждаются общие моменты, вызывающие вопросы у большинства группы). Данная рубрика также может быть использована для взаимной проверки;

10) проявлять регулярную активность на курсе.

Преимущественно для синхронного взаимодействия между участниками образовательного процесса посредством сети «Интернет» используется Microsoft Teams (MS Teams). Чтобы полноценно использовать его возможности нужно установить приложение MS Teams на персональный компьютер и телефон. Старостам нужно создать группу в MS Teams. Участие в группе позволяет:

- слушать лекции;
- работать на практических занятиях;
- быть на связи с преподавателем, задавая ему вопросы или отвечая на его вопросы в общем чате группы в рабочее время с 9.00 до 17.00;
- осуществлять совместную работу над документами (вкладка «Файлы»).

При проведении занятий в дистанционном синхронном формате нужно всегда работать с включенной камерой.

Исключение – если преподаватель попросит отключить камеры и микрофоны в связи с большими помехами. На аватарках должны быть исключительно деловые фото.

При проведении лекционно-практических занятий ведется запись. Это дает возможность просмотра занятия в случае невозможности присутствия на нем или при необходимости вновь обратиться к материалу и заново его просмотреть.