

Федеральное государственное бюджетное образовательное учреждение
высшего образования
«Новосибирский государственный технический университет»

Кафедра химии и химической технологии

“УТВЕРЖДАЮ”

ДЕКАН МТФ

к.т.н. Янпольский В. В.

“ ” _____ г.

РАБОЧАЯ ПРОГРАММА УЧЕБНОЙ ДИСЦИПЛИНЫ
Химия

Образовательная программа: 22.03.01 Материаловедение и технологии материалов, профиль:
Материаловедение и технологии машиностроительных материалов

Курс: 1, семестр : 1

Механико-технологический факультет,

		Семестр
№	Вид деятельности	1
1	Всего зачетных единиц (кредитов)	3
2	Всего часов	108
3	Всего занятий в контактной форме, час.	66
4	Лекции, час.	18
5	Практические занятия, час.	18
6	Лабораторные занятия, час.	18
7	из них в активной и интерактивной форме, час.	0
8	Аттестация, час.	2
9	Консультации, час.	10
10	Самостоятельная работа, час.	42
11	Виды самостоятельной работы (курсовой проект, курсовая работа, РГЗ, подготовка к контрольной работе)	РГЗ
12	Вид аттестации	Э

Рабочая программа составлена на основании федерального государственного образовательного стандарта высшего образования по направлению (специальности): 22.03.01 Материаловедение и технологии материалов

ФГОС введен в действие приказом №1331 от 12.11.2015 г. , дата утверждения: 14.12.2015 г.

Место дисциплины в структуре учебного плана: Блок 1, базовая

Рабочая программа разработана на основе компетентностной модели выпускника по направлению (специальности): 22.03.01 Материаловедение и технологии материалов

Рабочая программа обсуждена на заседании кафедры

ХХТ, протокол заседания кафедры №2/1 от 20.06.2017

Утверждена на совете механико-технологического факультета, протокол № 5 от 21.06.2017

Программу разработал:

доцент, к.х.н. Апарнев А. И.

Заведующий кафедрой:

д.х.н. Уваров Н. Ф.

Ответственный за образовательную программу:

заведующий кафедрой Батаев В. А.

1. Внешние требования

Таблица 1.1

Компетенция ФГОС: ОПК.3 готовность применять фундаментальные математические, естественнонаучные и общинженерные знания в профессиональной деятельности; в части следующих результатов обучения:
з8. знать основные понятия и законы химии, закономерности протекания химических процессов; свойства, назначение и области применения основных химических веществ и их соединений
у11. уметь применять основные экспериментальные и расчетные методы определения макроскопических характеристик систем и методы химического и физико-химического анализа различных классов веществ
у12. уметь устанавливать взаимосвязь фундаментальных законов химии с физико-химическими явлениями для объяснения и прогнозирования направления химических превращений

2. Требования НГТУ к результатам освоения дисциплины

Таблица 2.1

Результаты изучения дисциплины по уровням освоения (иметь представление, знать, уметь, владеть)	Формы организации занятий
Химия	
ОПК.3.з8 знать основные понятия и законы химии, закономерности протекания химических процессов; свойства, назначение и области применения основных химических веществ и их соединений	
1.о связи курса с другими дисциплинами направления и о его роли в подготовке обучающихся	Лекции; Практические занятия; Самостоятельная работа
2.об основных понятиях и законах химии; о кислотно-основных и окислительно-восстановительных свойствах соединений	Лекции; Практические занятия; Лабораторные работы; Самостоятельная работа
3.о химических системах и химических процессах	Лекции; Практические занятия; Лабораторные работы; Самостоятельная работа
4.о природе и характерных свойствах химической связи, типах химических реакций	Лекции; Практические занятия; Лабораторные работы; Самостоятельная работа
5.об общих свойствах гомо- и гетерогенных систем	Лекции; Практические занятия; Лабораторные работы; Самостоятельная работа
6.о возможных экологических последствиях химических процессов	Лекции; Лабораторные работы; Самостоятельная работа
ОПК.3.у11 уметь применять основные экспериментальные и расчетные методы определения макроскопических характеристик систем и методы химического и физико-химического анализа различных классов веществ	
7.о методах идентификации вещества	Практические занятия; Самостоятельная работа
ОПК.3.з8 знать основные понятия и законы химии, закономерности протекания химических процессов; свойства, назначение и области применения основных химических веществ и их соединений	
8.квантово-механическую модель строения атома и периодичность свойств химических элементов и их соединений	Лекции; Самостоятельная работа
9.основные понятия и законы химической термодинамики и кинетики	Лекции; Практические занятия; Лабораторные работы; Самостоятельная работа
10.основные понятия теории растворов электролитов и неэлектролитов; особенности комплексных и коллоидных растворов	Лекции; Практические занятия; Лабораторные работы; Самостоятельная работа

11.основные понятия и законы электрохимии	Лекции; Практические занятия; Лабораторные работы; Самостоятельная работа
12.классификацию коррозионных процессов, методы защиты металлов и сплавов металлов от коррозии	Лекции; Практические занятия; Лабораторные работы; Самостоятельная работа
13.определять свойства химического элемента по электронной конфигурации и положению в периодической системе	Практические занятия; Лабораторные работы; Самостоятельная работа
ОПК.3.y12 уметь устанавливать взаимосвязь фундаментальных законов химии с физико-химическими явлениями для объяснения и прогнозирования направления химических превращений	
14.записывать уравнения реакций, основные математические и кинетические выражения, описывающие химические процессы различного типа	Лекции; Практические занятия; Лабораторные работы; Самостоятельная работа
ОПК.3.y11 уметь применять основные экспериментальные и расчетные методы определения макроскопических характеристик систем и методы химического и физико-химического анализа различных классов веществ	
15.рассчитывать количество, массы и концентрации вещества в гомо- и гетерогенных системах	Лекции; Практические занятия; Лабораторные работы; Самостоятельная работа
16.рассчитывать основные термодинамические физические, кинетические, электрохимические величины, их изменение в зависимости от условий протекания в гомо- и гетерогенных системах; рассчитывать константы химических и фазовых равновесий	Лекции; Практические занятия; Лабораторные работы; Самостоятельная работа
ОПК.3.y12 уметь устанавливать взаимосвязь фундаментальных законов химии с физико-химическими явлениями для объяснения и прогнозирования направления химических превращений	
17.устанавливать направление смещения химического равновесия реакций в зависимости от параметров системы	Практические занятия; Лабораторные работы; Самостоятельная работа
ОПК.3.y11 уметь применять основные экспериментальные и расчетные методы определения макроскопических характеристик систем и методы химического и физико-химического анализа различных классов веществ	
18.записывать схемы и модели гомо- и гетерогенных процессов, описывающие их свойства	Лекции; Практические занятия; Лабораторные работы; Самостоятельная работа

3. Содержание и структура учебной дисциплины

Таблица 3.1

Темы лекций	Активные формы, час.	Часы	Ссылки на результаты обучения
Семестр: 1			
Дидактическая единица: Общая и неорганическая химия			
1. Предмет химии, цели и задачи изучения дисциплины. Основные количественные законы химии. Понятие о химическом эквиваленте. Электронное строение атома. Квантово-механическая модель атома. Принцип Паули и правило Хунда. Строение многоэлектронных атомов. Принцип наименьшей энергии, правило Клечковского.	0	2	1, 2, 8
2. Периодическая система Д.И.Менделеева и изменение свойств элементов и их соединений. Окислительно-восстановительные реакции (ОВР). Степень окисления. Составление уравнений ОВР.	0	1	14, 3, 4, 8
3. Химическая связь. Основные типы и характеристики ковалентной связи. Метод валентных связей. Гибридизация. Комплексные соединения.	0	2	10, 14, 15, 3, 4

4. Растворы. Способы выражения концентрации растворов. Основные положения теории электролитической диссоциации. Константа диссоциации; закон разбавления Оствальда. Ступенчатая диссоциация слабых электролитов. Константы кислотности и основности. Электролитическая диссоциация воды. Водородный показатель среды. Ионные реакции в растворах, гидролиз солей.	0	2	10, 15, 2, 3, 5
Дидактическая единица: Физическая и коллоидная химия			
5. Химическая термодинамика. Основные термодинамические функции состояния системы. Энтальпия, энтропия и энергия Гиббса и их изменения при химических процессах. Основы термохимии. Закон Гесса и его следствия. Критерии самопроизвольного протекания химических реакций.	0	2	16, 3, 9
6. Химическая кинетика. Скорость гомо- и гетерогенных химических реакций. Закон действующих масс, константа скорости реакции. Факторы, влияющие на скорость химической реакции. Понятие энергии активации. Понятие о гомогенном и гетерогенном катализе. Химическое равновесие. Условия химического равновесия. Константа равновесия и ее связь с термодинамическими функциями. Принцип Ле Шателье.	0	2	14, 16, 2, 3, 9
7. Основы электрохимии. Определение и классификация электрохимических процессов. Понятие об электродных потенциалах. Стандартный водородный электрод и водородная шкала потенциалов. Гальванические элементы, ЭДС и ее измерение. Термодинамика электродных процессов. Уравнение Нернста. Потенциалы металлических, газовых и окислительно-восстановительных электродов. Электрохимическая и концентрационная поляризация.	0	2	1, 11, 14, 16, 2, 3
8. Коррозия и защита металлов от коррозии. Основные виды коррозии. Химическая и электрохимическая коррозия. Коррозия под действием блуждающих токов. Методы защиты от коррозии: легирование, электрохимическая защита, защитные покрытия; изменение свойств коррозионной среды.	0	1	12, 18, 3, 6
9. Коллигативные свойства растворов. Осмос, криоскопия, эбулиоскопия.	0	1	10, 16, 18, 2, 5
10. Электролиз. Последовательность электродных процессов. Законы Фарадея. Электролиз с нерастворимыми и растворимыми анодами.	0	1	11, 16, 18, 2, 3, 6
11. Коллоидные системы. Дисперсность и дисперсные системы. Классификация коллоидных систем. Золи и гели. Мицеллы и их строение. Устойчивость коллоидных систем, оптические и электрические свойства. Методы получения и разрушения коллоидных систем.	0	2	10, 15, 18, 3, 5

Таблица 3.2

Темы лабораторных работ	Активные формы, час.	Часы	Ссылки на результаты обучения	Учебная деятельность
Семестр: 1				
Дидактическая единица: Общая и неорганическая химия				

1. Окислительно-восстановительные реакции	0	2	10, 15, 3, 5	1. выполняет опыты, 2. фиксирует наблюдения, 3. делает выводы и обсуждает результаты работы с преподавателем.
2. Растворы. Способы приготовления растворов	0	2	10, 15, 2, 3, 5	1. выполняет опыты по приготовлению растворов заданной концентрации; 2. измеряет плотность раствора; 3. рассчитывает и устанавливает концентрации полученных растворов; 4. оформляет эксперимент на языке символов; 5. представляет результаты эксперимента в удобной форме и обсуждает с преподавателем.
3. Диссоциация слабых и сильных электролитов. Гидролиз солей. Определение pH водных растворов. Образование нерастворимых соединений.	0	2	10, 15, 16, 18, 2, 3, 5	1. выполняет опыты по измерению и определению pH растворов; 2. проводит гидролиз солей различных типов и определяет pH раствора с использованием индикаторов; 3. проводит опыты по получению осадков нерастворимых соединений; 4. оформляет эксперимент на языке символов; 5. представляет результаты эксперимента в удобной форме и обсуждает с преподавателем
4. Комплексные соединения. Качественные реакции на катионы железа, меди(II).	0	2	10, 15, 4	1. выполняет опыты по получению и свойствам комплексных соединений; 2. оформляет эксперимент на языке символов; 3. представляет результаты эксперимента в удобной форме и обсуждает с преподавателем.
5. Определение молярной массы эквивалентов металла	0	2	13, 14, 15, 2, 3, 4	1. собирает установку - эвдиометр; 2. определяет количество выделившегося газа; 3. рассчитывает молярную массу эквивалентов металла; 4. оформляет эксперимент на языке символов; 5. представляет результаты эксперимента в удобной форме и обсуждает с преподавателем.
Дидактическая единица: Физическая и коллоидная химия				

6. Общие закономерности химических процессов. Определение теплового эффекта нейтрализации.	0	2	16, 2, 3, 9	1. выполняет калориметрические измерения для процессов по жесткой инструкции; 2. обрабатывает результаты измерений; 3. представляет результат на языке символов, графиков, рисунков в удобной форме; 4. делает выводы и обсуждает результаты работы с преподавателем.
7. Кинетика химических реакций. Факторы, влияющие на скорость реакции. Химическое равновесие.	0	2	14, 16, 17, 2, 3, 9	1. выполняет измерения скорости реакции и анализирует влияние факторов на скорость процессов; 2. выполняет качественные опыты по смещению равновесия в реакции; 3. представляет качественные изменения на языке символов; 4. оформляет результаты в удобном виде и обсуждает с преподавателем.
8. Электрохимические процессы. Гальванический элемент и электролиз водных растворов солей.	0	2	11, 15, 16, 2, 3, 5, 6	1. собирает гальванический элемент и электролизер; 2. оформляет на языке символов и рисунков устройства, работу гальванического элемента и электролизера; 3. проводит измерения напряжения гальванического элемента и потенциала разложения электролита по жесткой инструкции; 4. представляет результаты измерения в удобной форме и обсуждает с преподавателем.
9. Коррозия металлов и защита металлов от коррозии.	0	2	12, 18, 2, 3, 6	1. собирает устройства для защиты металлов от коррозии; 2. оформляет на языке символов и рисунков устройства; 3. проводит наблюдения за качественными изменениями при различных видах коррозии; 4. формулирует ответы на вопросы домашних заданий и решает задачи; 5. представляет результаты измерения в удобной форме и обсуждает с преподавателем.

Таблица 3.3

Темы практических занятий	Активные формы, час.	Часы	Ссылки на результаты обучения	Учебная деятельность
Семестр: 1				
Дидактическая единица: Общая и неорганическая химия				
1. Закон эквивалентов. Окислительно-восстановительные реакции	0	4	1, 13, 14, 15, 2, 4, 7	1. определяет степень окисления, 2. записывает полуреакции окисления и восстановления, 3. составляет электронный баланс, 4. определяет окислитель и восстановитель, рассчитывает их молярные массы эквивалентов.
2. Растворы. способы выражения концентрации растворов.	0	2	1, 15, 5	1. рассчитывает концентрации растворов; 2. решает задачи на количественные расчеты состава раствора.
3. Диссоциация слабых и сильных электролитов. Гидролиз солей. Определение pH водных растворов. Производство растворимости.	0	2	1, 10, 14, 15, 18, 5	1. записывает уравнения диссоциации сильных и слабых электролитов; 2. рассчитывает pH растворов сильных и слабых электролитов; 3. записывает уравнения гидролиза в молекулярной и ионно-молекулярной формах; 4. рассчитывает pH растворов солей; 5. записывает схемы гетерогенного равновесия в растворе нерастворимых соединений; 6. рассчитывает растворимость мало- и труднорастворимых соединений.
4. Химическая связь. Комплексные соединения.	0	2	1, 10, 14, 15, 3	1. составляет формулы комплексных соединений, записывает уравнения диссоциации; 2. рассчитывает концентрации в растворах комплексных соединений.
Дидактическая единица: Физическая и коллоидная химия				
5. Химическая термодинамика.	0	2	1, 16, 3, 9	1. рассчитывает термодинамические функции состояния системы; 2. проводит термохимический расчет; 3. определяет направление протекания процесса.

6. Кинетика химических реакций. Химическое равновесие.	0	2	1, 14, 15, 16, 17, 2, 3, 9	1. записывает кинетические выражения скоростей гомо- и гетерогенных химических реакций; 2. рассчитывает скорость химической реакции; 3. записывает кинетическое выражение константы химического равновесия и рассчитывает ее значение; 4. определяет направление протекания реакции при изменении внешних условий по принципу Ле Шателье.
7. Электрохимические процессы и системы.	0	2	1, 11, 14, 16, 18, 2, 3	1. записывает уравнения электродных реакций, протекающих в гальваническом элементе и электролизере; 2. рассчитывает электродное напряжение, равновесное напряжение гальванического элемента; 3. рассчитывает количество веществ, образующихся на электродах при электролизе.
8. Коррозия металлов и способы защиты металлов от коррозии.	0	2	1, 12, 14, 16, 18, 2, 3	1. записывает уравнения коррозионных процессов; 2. составляет схемы коррозионного гальванического элемента; 3. выбирает способы защиты металлов от коррозии в зависимости от природы коррозионной среды.

4. Самостоятельная работа обучающегося

№	Виды самостоятельной работы	Ссылки на результаты обучения	Часы на выполнение	Часы на консультации
Семестр: 1				
1	РГЗ	14, 16, 17, 18, 3, 5, 9	10	1
Расчетно-графическая работа (РГР) выполняется студентом индивидуально. Форма отчетности - бумажный и электронный варианты сдаются преподавателю в указанные сроки. Тема . Химическая термодинамика. Сроки сдачи: 3-6 учебные недели. Тема: Коллоидные растворы. Общие свойства растворов. Сроки сдачи: 10-16 учебные недели. : Апарнев А. И. Химия [Электронный ресурс] : электронный учебно-методический комплекс / А. И. Апарнев, А. В. Логинов, Р. Е. Синчурина ; Новосиб. гос. техн. ун-т. - Новосибирск, [2015]. - Режим доступа: http://elibrary.nstu.ru/source?bib_id=vtls000214943. - Загл. с экрана.				
2	Подготовка к занятиям	10, 11, 12, 13, 14, 15, 16, 17, 18, 2, 3, 4, 5, 7, 8, 9	20	7

Домашнее задание выполняется к каждой лабораторной работе индивидуально согласно варианту. Форма отчета - письменно на отдельных двойных листах с условиями заданий (каждая страница ограничивается полями для заметок преподавателя и для исправлений замечаний студентом). Указывается Ф. И.О., номер группы, дата выполнения. : Апарнев А. И. Общая химия. Сборник заданий с примерами решений : учебное пособие / А. И. Апарнев, Л. И. Афолина ; Новосиб. гос. техн. ун-т. - Новосибирск, 2013. - 118 с. : табл.. - Режим доступа: http://elibrary.nstu.ru/source?bib_id=vtls000181263 Химия. Сборник лабораторных работ : методическое пособие по техническим направлениям и специальностям всех форм обучения / Новосиб. гос. техн. ун-т ; [сост.: А. И. Апарнев, Р. Е. Синчурина]. - Новосибирск, 2014. - 78 с. : ил., табл.. - Режим доступа: http://elibrary.nstu.ru/source?bib_id=vtls000209514 Апарнев А. И. Химия [Электронный ресурс] : электронный учебно-методический комплекс / А. И. Апарнев, А. В. Логинов, Р. Е. Синчурина ; Новосиб. гос. техн. ун-т. - Новосибирск, [2015]. - Режим доступа: http://elibrary.nstu.ru/source?bib_id=vtls000214943. - Загл. с экрана.

3	Подготовка к аттестации	1, 10, 11, 12, 13, 14, 15, 16, 17, 18, 2, 3, 4, 5, 6, 7, 8, 9	12	2
---	-------------------------	--	----	---

Подготовка к аттестации на основе изучения и повторения материала лекций, учебной и учебно-методической литературы. Использует интернет-тренажер на сайте i-exam.ru: Апарнев А. И. Химия [Электронный ресурс] : электронный учебно-методический комплекс / А. И. Апарнев, А. В. Логинов, Р. Е. Синчурина ; Новосиб. гос. техн. ун-т. - Новосибирск, [2015]. - Режим доступа: http://elibrary.nstu.ru/source?bib_id=vtls000214943. - Загл. с экрана.

5. Технология обучения

Для организации и контроля самостоятельной работы обучающихся, а также проведения консультаций применяются информационно-коммуникационные технологии (табл. 5.1).

Таблица 5.1

Деятельность	Информационно-коммуникационные технологии
Информирование	e-mail; Среда электронного обучения НГТУ
Консультирование	e-mail; Среда электронного обучения НГТУ
Контроль	Среда электронного обучения НГТУ
Размещение учебных материалов	ЭБС

6. Правила аттестации обучающихся по учебной дисциплине

Для аттестации обучающихся по дисциплине используется балльно-рейтинговая система (БРС), позволяющая выставять оценки по традиционной шкале и 15-уровневой ECTS.

Краткая информация о БРС приведена в табл. 6.1.

Таблица 6.1

Оцениваемые виды деятельности обучающихся	Мин. балл	Максимальный балл
Семестр: 1		
Подготовка к занятиям: Выполнение индивидуальных домашних заданий	7	14
Контролирующие материалы приводятся в "Апарнев А. И. Химия [Электронный ресурс] : электронный учебно-методический комплекс / А. И. Апарнев, А. В. Логинов, Р. Е. Синчурина ; Новосиб. гос. техн. ун-т. - Новосибирск, [2015]. - Режим доступа: http://elibrary.nstu.ru/source?bib_id=vtls000214943 . - Загл. с экрана."		
Лабораторная:	14	27
Контролирующие материалы приводятся в "Химия. Сборник лабораторных работ : методическое пособие по техническим направлениям и специальностям всех форм обучения / Новосиб. гос. техн. ун-т ; [сост.: А. И. Апарнев, Р. Е. Синчурина]. - Новосибирск, 2014. - 78 с. : ил., табл.. - Режим доступа: http://elibrary.nstu.ru/source?bib_id=vtls000209514 "		
Практические занятия:	4	9

Контролирующие материалы приводятся в "Апарнев А. И. Общая химия. Сборник заданий с примерами решений : учебное пособие / А. И. Апарнев, Л. И. Афонина ; Новосиб. гос. техн. ун-т. - Новосибирск, 2013. - 118 с. : табл.. - Режим доступа: http://elibrary.nstu.ru/source?bib_id=vtls000181263 "		
РГЗ:	5	10
Контролирующие материалы приводятся в "Апарнев А. И. Химия [Электронный ресурс] : электронный учебно-методический комплекс / А. И. Апарнев, А. В. Логинов, Р. Е. Синчурина ; Новосиб. гос. техн. ун-т. - Новосибирск, [2015]. - Режим доступа: http://elibrary.nstu.ru/source?bib_id=vtls000214943 . - Загл. с экрана."		
Экзамен:	20	40
Контролирующие материалы приводятся в "Апарнев А. И. Химия [Электронный ресурс] : электронный учебно-методический комплекс / А. И. Апарнев, А. В. Логинов, Р. Е. Синчурина ; Новосиб. гос. техн. ун-т. - Новосибирск, [2015]. - Режим доступа: http://elibrary.nstu.ru/source?bib_id=vtls000214943 . - Загл. с экрана."		

В таблице 6.2 представлено соответствие форм контроля заявляемым требованиям к результатам освоения дисциплины.

Таблица 6.2

Коды компетенций ФГОС	Результаты обучения	Формы контроля		
		Защита ЛР	Защита РГЗ	Экзамен
ОПК.3	з8. знать основные понятия и законы химии, закономерности протекания химических процессов; свойства, назначение и области применения основных химических веществ и их соединений	+	+	+
	у11. уметь применять основные экспериментальные и расчетные методы определения макроскопических характеристик систем и методы химического и физико-химического анализа различных классов веществ	+	+	+
	у12. уметь устанавливать взаимосвязь фундаментальных законов химии с физико-химическими явлениями для объяснения и прогнозирования направления химических превращений	+	+	+

Фонд оценочных средств по дисциплине представлен в приложении № 1 к рабочей программе.

7. Литература

Основная литература

1. Коровин Н. В. Общая химия : учебник для вузов по техническим направлениям и специальностям / Н. В. Коровин. - М., 2008. - 556, [1] с. : ил.
2. Химия : [учебник для вузов по техническим направлениям и специальностям] / А. А. Гуров [и др.]. - М., 2007. - 777 с. : ил., табл.
3. Основы химии: Учебник / В.Г. Иванов, О.Н. Гева. - М.: КУРС: НИЦ ИНФРА-М, 2014. - 560 с.: 60х90 1/16. (обложка) ISBN 978-5-905554-40-7, 400 экз. - Режим доступа: <http://znanium.com/catalog.php?bookinfo=421658> - Загл. с экрана.

Дополнительная литература

1. Неорганическая химия : учебник / Т.В. Мартынова, И.И. Супоницкая, Ю.С. Агеева. — М. : ИНФРА-М, 2017. — 336 с. + Доп. материалы [Электронный ресурс; Режим доступа <http://www.znanium.com>]. — (Высшее образование: Бакалавриат). — [www.dx.doi.org/10.12737/25265](http://dx.doi.org/10.12737/25265). - Режим доступа: <http://znanium.com/catalog.php?bookinfo=648408> - Загл. с экрана.
2. Задачи и упражнения по общей химии : учебное пособие для вузов по техническим направлениям и специальностям / [Адамсон Б. И. и др.] ; под ред. Н. В. Коровина. - М., 2004. - 253, [2] с. : ил., табл.
3. Глинка Н. Л. Задачи и упражнения по общей химии : Учебное пособие для нехим. спец. вузов / Н. Л. Глинка; Под ред. В. А. Рабиновича, Х. М. Рубиной. - М., 2002. - 240 с.
4. Суворов А. В. Общая химия : Учебник для вузов. - СПб., 1997. - 624с. : ил.
5. Ахметов Н. С. Общая и неорганическая химия : учебник для химико- технологических специальностей вузов / Н. С. Ахметов. - М., 2001. - 743 с. : ил.

Интернет-ресурсы

1. ЭБС НГТУ : <http://elibrary.nstu.ru/>
2. ЭБС «Издательство Лань» : <https://e.lanbook.com/>
3. ЭБС IPRbooks : <http://www.iprbookshop.ru/>
4. ЭБС "Znaniium.com" : <http://znaniium.com/>
5. :

8. Методическое и программное обеспечение

8.1 Методическое обеспечение

1. Апарнев А. И. Химия [Электронный ресурс] : электронный учебно-методический комплекс / А. И. Апарнев, А. В. Логинов, Р. Е. Синчурина ; Новосиб. гос. техн. ун-т. - Новосибирск, [2015]. - Режим доступа: http://elibrary.nstu.ru/source?bib_id=vtls000214943. - Загл. с экрана.
2. Апарнев А. И. Общая химия. Сборник заданий с примерами решений : учебное пособие / А. И. Апарнев, Л. И. Афолина ; Новосиб. гос. техн. ун-т. - Новосибирск, 2013. - 118 с. : табл.. - Режим доступа: http://elibrary.nstu.ru/source?bib_id=vtls000181263
3. Химия. Сборник лабораторных работ : методическое пособие по техническим направлениям и специальностям всех форм обучения / Новосиб. гос. техн. ун-т ; [сост.: А. И. Апарнев, Р. Е. Синчурина]. - Новосибирск, 2014. - 78 с. : ил., табл.. - Режим доступа: http://elibrary.nstu.ru/source?bib_id=vtls000209514

8.2 Специализированное программное обеспечение

- 1 Microsoft Office
- 2 Microsoft Windows
- 3 Microsoft Office

9. Материально-техническое обеспечение

Комплект оборудования

№	Наименование	Назначение
1	Набор для определения плотностей жидких,газообразных и твердых тел	Применяется при выполнении лабораторной работы № 2

Специальное оборудование

№	Наименование	Назначение
1	pH-метр pH-150M	Применяется при выполнении лабораторной работы № 3
2	весы лаборат	Применяется при выполнении лабораторной работы № 2

Федеральное государственное бюджетное образовательное учреждение
высшего образования
«Новосибирский государственный технический университет»

Кафедра химии и химической технологии

“УТВЕРЖДАЮ”
ДЕКАН МТФ
к.т.н., доцент В.В. Янпольский
“ ” _____ Г.

ФОНД ОЦЕНОЧНЫХ СРЕДСТВ

УЧЕБНОЙ ДИСЦИПЛИНЫ

Химия

Образовательная программа: 22.03.01 Материаловедение и технологии материалов, профиль:
Материаловедение и технологии машиностроительных материалов

1. Обобщенная структура фонда оценочных средств учебной дисциплины

Обобщенная структура фонда оценочных средств по дисциплине Химия приведена в Таблице.

Таблица

Формируемые компетенции	Показатели сформированности компетенций (знания, умения, навыки)	Темы	Этапы оценки компетенций	
			Мероприятия текущего контроля (курсовой проект, РГР и др.)	Промежуточная аттестация (экзамен)
ОПК.3 готовность применять фундаментальные математические, естественнонаучные и общинженерные знания в профессиональной деятельности	38. знать основные понятия и законы химии, закономерности протекания химических процессов; свойства, назначение и области применения основных химических веществ и их соединений	Предмет химии, цели и задачи изучения дисциплины. Основные количественные законы химии. Понятие о химическом эквиваленте. Электронное строение атома. Квантово-механическая модель атома. Принцип Паули и правило Хунда. Строение многоэлектронных атомов. Принцип наименьшей энергии, правило Клечковского.	Отчет по ЛР № 4, 5 Т.1 (3), Т.4 (10), Т. 5 (1-2)	31, 33
		Периодическая система Д.И.Менделеева и изменение свойств элементов и их соединений. Окислительно-восстановительные реакции (ОВР). Степень окисления. Составление уравнений ОВР.	Отчет по ЛР№ 1 Т.1 (1-3)	32
		Химическая связь. Комплексные соединения. Химическая связь. Основные типы и характеристики ковалентной связи. Метод валентных связей. Гибридизация. Комплексные соединения.	Отчет по ЛР № 4 Т. 4 (10-12)	312, 321
		Химическая термодинамика. Основные термодинамические функции состояния системы. Энтальпия, энтропия и энергия Гиббса и их изменения при химических процессах. Основы термохимии. Закон Гесса и его следствия. Критерии самопроизвольного протекания химических реакций.	Отчет по ЛР№ 6 Т.6 (15-17) РГР	34
		Химическая кинетика. Скорость гомо- и гетерогенных химических реакций. Закон действующих масс, константа скорости реакции. Факторы, влияющие на скорость химической реакции. Понятие энергии активации. Понятие о гомогенном и гетерогенном катализе. Химическое равновесие. Условия химического равновесия. Константа равновесия и ее связь с термодинамическими функциями. Принцип Ле Шателье.	Отчет по ЛР № 7 Т.7 (18-21)	35, 36, 37
		Основы электрохимии. Определение и классификация электрохимических процессов. Понятие об электродных потенциалах. Стандартный водородный электрод и водородная шкала потенциалов. Гальванические элементы, ЭДС и ее измерение. Термодинамика	Отчет по ЛР № 8 Т.8 (22-24)	315, 316, 317

		электродных процессов. Уравнение Нернста. Потенциалы металлических, газовых и окислительно-восстановительных электродов. Электрохимическая и концентрационная поляризация. Электролиз. Последовательность электродных процессов. Законы Фарадея. Электролиз с нерастворимыми и растворимыми анодами. Коррозия и защита металлов от коррозии. Основные виды коррозии. Химическая и электрохимическая коррозия. Коррозия под действием блуждающих токов. Методы защиты от коррозии: легирование, электрохимическая защита, защитные покрытия; изменение свойств коррозионной среды. Коллигативные свойства растворов. Осмос, криоскопия, эбулиоскопия. Коллоидные системы. Дисперсность и дисперсные системы. Классификация коллоидных систем. Золи и гели. Мицеллы и их строение. Устойчивость коллоидных систем, оптические и электрические свойства. Методы получения и разрушения коллоидных систем.	Отчет по ЛР № 9 Т.9 (25-26) РГР РГР	318 311, 314 313
ОПК.3	у12. уметь устанавливать взаимосвязь фундаментальных законов химии с физико-химическими явлениями для объяснения и прогнозирования направления химических превращений	Закон эквивалентов. Периодическая система Д.И.Менделеева и изменение свойств элементов и их соединений. Окислительно-восстановительные реакции (ОВР). Степень окисления. Составление уравнений ОВР. Химическая связь. Основные типы и характеристики ковалентной связи. Метод валентных связей. Комплексные соединения. Диссоциация слабых и сильных электролитов. Гидролиз солей. Определение pH водных растворов. Химическая кинетика. Скорость гомо- и гетерогенных химических реакций. Закон действующих масс, константа скорости реакции. Факторы, влияющие на скорость химической реакции. Понятие энергии активации. Понятие о катализе. Химическое равновесие. Условия химического равновесия. Константа равновесия и ее связь с термодинамическими функциями. Принцип Ле Шателье. Основы электрохимии. Определение и классификация электрохимических процессов. Понятие об электродных потенциалах. Стандартный водородный электрод и водородная шкала потенциалов. Гальванические элементы, ЭДС и ее измерение. Термодинамика	Отчет по ЛР № 5 Т. 5 (1) Отчет по ЛР № 1 Т.1 (3) Отчет по ЛР № 4 Т.4 (12) Отчет по ЛР № 3 Т. 3 (6, 8) Отчет по ЛР № 7 Т.7 (21) Отчет по ЛР № 8 Т.8 (23, 24)	31 32 312, 320 39, 310 35, 36, 37 315, 316, 317

		электродных процессов. Уравнение Нернста. Потенциалы металлических, газовых и окислительно-восстановительных электродов. Коррозия металлов и способы защиты металлов от коррозии.	Отчет по ЛР№ 9 Т.9 (26)	318
ОПК.3	y11. уметь применять основные экспериментальные и расчетные методы определения макроскопических характеристик систем и методы химического и физико-химического анализа различных классов веществ	Закон эквивалентов. Окислительно-восстановительные реакции.	Отчет по ЛР№ 1, 5 Т. 1 (1-3), Т. 5 (1-2)	31, 32
		Химическая связь. Основные типы и характеристики ковалентной связи. Метод валентных связей. Гибридизация. Комплексные соединения. Качественные реакции на катионы железа, меди(II).	Отчет по ЛР № 4 Т.4 (10-12)	321, 322
		Растворы. Способы выражения концентрации растворов. Основные положения теории электролитической диссоциации. Константа диссоциации; закон разбавления Оствальда. Ступенчатая диссоциация слабых электролитов. Константы кислотности и основности. Электролитическая диссоциация воды. Водородный показатель среды. Ионные реакции в растворах, гидролиз солей. Образование нерастворимых соединений. Произведение растворимости.	Отчет по ЛР № 2, 3 Т. 2 (4-5), Т.3 (6-9)	38, 39, 310, 319
		Химическая термодинамика. Основные термодинамические функции состояния системы. Энтальпия, энтропия и энергия Гиббса и их изменения при химических процессах. Основы термохимии. Закон Гесса и его следствия. Определение теплового эффекта нейтрализации. Критерии самопроизвольного протекания химических реакций.	Отчет по ЛР № 6 Т.6 (15-17) РГР	34
		Химическая кинетика. Скорость гомо- и гетерогенных химических реакций. Закон действующих масс, константа скорости реакции. Факторы, влияющие на скорость химической реакции. Понятие энергии активации. Химическое равновесие. Условия химического равновесия. Константа равновесия и ее связь с термодинамическими функциями.	Отчет по ЛР № 7 Т. 7 (18-21)	35, 36, 37
		Основы электрохимии. Определение и классификация электрохимических процессов. Понятие об электродных потенциалах. Стандартный водородный электрод и водородная шкала потенциалов. Гальванические элементы, ЭДС и ее измерение. Уравнение Нернста. Потенциалы металлических, газовых и окислительно-восстановительных электродов. Электролиз. Последовательность электродных процессов. Законы Фарадея. Электролиз с нерастворимыми и растворимыми анодами.	Отчет по ЛР№ 8 Т.8 (22-24)	315, 316, 317

	Коррозия и защита металлов от коррозии. Основные виды коррозии. Химическая и электрохимическая коррозия. Коррозия под действием блуждающих токов. Методы защиты от коррозии: легирование, электрохимическая защита, защитные покрытия; изменение свойств коррозионной среды. Коррозия металлов и защита металлов от коррозии. Коррозия металлов и способы защиты металлов от коррозии.	Отчет по ЛР № 9 Т. 9 (25-26)	318
	Коллигативные свойства растворов. Осмос, криоскопия, эбулиоскопия.	РГР	311, 314
	Коллоидные системы. Дисперсность и дисперсные системы. Классификация коллоидных систем. Золи и гели. Мицеллы и их строение. Устойчивость коллоидных систем, оптические и электрические свойства.	РГР	313

Краткие обозначения:

ЛР – лабораторная работа, РГР – расчетно-графическая работа, Т – тема (задания для защит лабораторных работ из Приложения 2),

З – типовое задание экзаменационного теста.

2. Методика оценки этапов формирования компетенций в рамках дисциплины.

Промежуточная аттестация по дисциплине проводится в 1 семестре в форме экзамена, который направлен на оценку сформированности компетенций ОПК.3.

Экзамен проводится в письменной форме, по тестам.

Кроме того, сформированность компетенции проверяется при проведении мероприятий текущего контроля, указанных в таблице раздела 1.

В 1 семестре обязательным этапом текущей аттестации является расчетно-графическая работа (РГР). Требования к выполнению РГР, состав и правила оценки сформулированы в паспорте РГР.

Общие правила выставления оценки по дисциплине определяются балльно-рейтинговой системой, приведенной в рабочей программе дисциплины.

На основании приведенных далее критериев можно сделать общий вывод о сформированности компетенции ОПК.3, за которые отвечает дисциплина, на разных уровнях.

Общая характеристика уровней освоения компетенций.

Ниже порогового. Уровень выполнения работ не отвечает большинству основных требований, теоретическое содержание курса освоено частично, пробелы могут носить существенный характер, необходимые практические навыки работы с освоенным материалом сформированы не достаточно, большинство предусмотренных программой обучения учебных заданий не выполнены или выполнены с существенными ошибками.

Пороговый. Уровень выполнения работ отвечает большинству основных требований, теоретическое содержание курса освоено частично, но пробелы не носят существенного характера, необходимые практические навыки работы с освоенным материалом в основном сформированы, большинство предусмотренных программой обучения учебных заданий выполнено, некоторые виды заданий выполнены с ошибками.

Базовый. Уровень выполнения работ отвечает всем основным требованиям, теоретическое содержание курса освоено полностью, без пробелов, некоторые практические навыки работы с освоенным материалом сформированы недостаточно, все предусмотренные программой обучения учебные задания выполнены, качество выполнения ни одного из них не оценено минимальным числом баллов, некоторые из выполненных заданий, возможно, содержат ошибки.

Продвинутый. Уровень выполнения работ отвечает всем требованиям, теоретическое содержание курса освоено полностью, без пробелов, необходимые практические навыки работы с освоенным материалом сформированы, все предусмотренные программой обучения учебные задания выполнены, качество их выполнения оценено числом баллов, близким к максимальному.

Паспорт экзамена

по дисциплине «Химия», 1 семестр

1. Методика оценки

Экзамен проводится в письменной форме, по тестам в электронной форме на платформе <http://dispace.edu.nstu.ru/ditest>. Тестовые задания включают следующие типы вопросов: одиночный, множественный, соответствие, числовой. Тест включает в себя задания по дидактическим единицам: общая и неорганическая химия, физическая и коллоидная химия. На выполнение тестовых заданий отводится 90 минут. Ответы на задания, требующие расчетов, подтверждаются в письменной экзаменационной работе. Каждое задание в зависимости типа вопроса и уровня сложности оценивается от 1 до 3 баллов.

Пример теста для экзамена

Задание 1. При сгорании 20 г двухвалентного металла образовалось 33,32 г оксида данного металла. Молярная масса металла равна _____ г/моль. (2 балла)

Задание 2. Сумма коэффициентов в уравнении реакции $\text{H}_2\text{S} + \text{HClO}_3 = \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{HCl}$ равна _____. (3 балла)

Задание 3. Значения орбитального квантового числа для валентных электронов атома скандия равны _____ и _____. (2 балла)

Задание 4. Уравнение химической реакции, стандартное изменение энтальпии в которой соответствует стандартной энтальпии образования твердого карбоната бария при температуре 298K имеет вид _____. (1 балл)

Задание 5. Если температурный коэффициент скорости реакции равен 3, и при температуре 25 °C реакция заканчивается за 36 минут, то тогда при температуре 45 °C время завершения будет равно _____ минутам. (2 балла)

Задание 6. При увеличении давления в 4 раза скорость прямой реакции $\text{C(т)} + 2 \text{Cl}_2(\text{г}) = \text{CCl}_4(\text{г})$ _____ (увеличится/уменьшится) в _____ раз. (1 балл)

Задание 7. Равновесие эндотермической реакции $3 \text{S(т)} + 2 \text{H}_2\text{O(г)} = 2 \text{H}_2\text{S(г)} + \text{SO}_2(\text{г})$ сместится в сторону продуктов реакции при _____ (повышении/понижении) температуры. (1 балла)

Задание 8. Смешали 200 г раствора глюкозы с массовой долей растворенного вещества 20% и 300 г раствора с массовой долей 10%. Массовая доля вещества в полученном растворе равна ____%. (2 балла)

Задание 9. Раствор серной кислоты имеет pH=1. Концентрация серной кислоты в 1 литре раствора равна _____. (2 балла)

Задание 10. Фенолфталеин будет иметь малиновую окраску в растворе при гидролизе солей: Na_2CO_3 , $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$, KNO_3 , KNO_2 . (3 балла)

Задание 11. Осмотическое давление раствора, содержащего 23 г этанола в 500 г воды при 20 °C, равно _____ кПа. (2 балла)

Задание 12. Координационное число и заряд иона-комплексобразователя в соединении $\text{Ba}[\text{Cu}(\text{CN})_2\text{Cl}_2]$ равны _____ и _____. (1 балл)

Задание 13. Для золя, полученного по реакции $\text{FeCl}_2 + \text{Na}_2\text{S(избыток)} = \text{FeS} + 2 \text{NaCl}$, наилучшим коагулирующим действием будут обладать _____ (катионы/анионы) электролита. (2 балла)

Задание 14. Раствор, содержащий 6,4 г неэлектролита в 100 г бензола, кристаллизуется при температуре на 2,55 °C ниже, чем чистый бензол. Молярная масса неэлектролита равна _____ г/моль. $K_{\text{кр}}(\text{C}_6\text{H}_6) = 5,1 \text{ град} \cdot \text{кг/моль}$. (2 балла)

Задание 15. При работе гальванического элемента, состоящего из алюминиевого и кобальтового электродов, погруженных в 0,5М растворы их хлоридов, на аноде будет протекать процесс, уравнение которого имеет вид _____. (2 балла)

Задание 16. При электролизе водного раствора $ZnCl_2$ с цинковым анодом на аноде будет протекать процесс _____. (1 балл)

Задание 17. 1,55 г олова было получено при электролизе водного раствора хлорида олова(II) с угольными электродами в течение 0,5 ч. Сила тока, пропущенного при этом через раствор, равна _____ А. $F = 96500$ Кл, $Mr(Sn) = 118,7$ г/моль. (3 балла)

Задание 18. Для защиты железных изделий от коррозии в качестве анодного покрытия можно использовать _____. (2 балла)

Задание 19. Растворимость $Co(OH)_2$ равна _____ мг/л, если $PR(Co(OH)_2) = 2 \cdot 10^{-16}$. (2 балла)

Задание 20. Молекула PCl_3 , в которой атом фосфора находится в sp^3 гибридном состоянии, имеет _____ форму. (1 балл)

Задание 21. Образованию химической связи способствует _____. (1 балл)

Задание 22. При взаимодействии ионов Fe^{3+} с раствором, содержащего роданид - ионы, наблюдается образование _____ окрашивания. (2 балла)

Утверждаю: зав. кафедрой ХХТ _____ Уваров Н.Ф.

(подпись)

(дата)

2. Критерии оценки

- Ответ на экзаменационный тест считается **неудовлетворительным**, если студент не обосновано применяет основные понятия и законы химии, не соотносит теоретические знания с записями на языке химических формул и символов, в письменной работе отсутствуют ответы на вопросы или содержатся существенные ошибки, не сформирована система химических понятий, дает менее 50% правильных ответов. Оценка составляет менее 20 баллов.
- Ответ на экзаменационный тест засчитывается на **пороговом** уровне, если студент не во всех случаях обосновано применяет основные понятия и законы химии, в части вопросов не соотносит теоретические знания с записями на языке химических формул и символов, в письменной работе ответы на вопросы содержатся ошибки в математических вычислениях, дает не менее 50% правильных ответов. Оценка составляет 20–28 баллов.
- Ответ на экзаменационный тест засчитывается на **базовом** уровне, если студент при ответе на вопросы четко формулирует основные понятия и законы химии, в части вопросов корректно соотносит теоретические знания с записями на языке химических формул и символов, в письменной работе несколько ответов на вопросы содержат неточности или незначительные ошибки, связанные с выделением признаков классификации или при составлении уравнений реакций, в математических вычислениях могут присутствовать незначительные погрешности, дает более 75% правильных ответов. Оценка составляет 29–34 баллов.
- Ответ на экзаменационный тест засчитывается на **продвинутом** уровне, если студент при ответе на вопросы четко формулирует основные понятия и законы химии, корректно соотносит теоретические знания с записями на языке химических формул и символов, в письменной работе ответы на вопросы не содержат ошибок, в математических вычислениях отсутствуют погрешности, дает более 90% правильных ответов. Оценка составляет более 35 баллов.

Тест считается выполненным, если студент набирает не менее 20 баллов.

3. Шкала оценки

Рейтинг студента по дисциплине "Химия" определяется как сумма баллов за работу в течение семестра (текущая аттестация) и баллов, полученных в результате промежуточной аттестации (экзамен). Соотношение баллов за различные виды учебной деятельности студента составляет 60:40, суммарно 100 баллов.

В случае если студент набирает пограничное число баллов (суммарно по результатам текущей и промежуточной аттестаций), преподаватель проводит дополнительную беседу по вопросам (п. 4) и по ее результатам выставляет соответствующие баллы и итоговую оценку.

В общей оценке по дисциплине экзаменационные баллы учитываются в соответствии с правилами балльно-рейтинговой системы, приведенными в рабочей программе дисциплины.

4. Вопросы к экзамену по дисциплине «Химия»

1. Понятие «химический эквивалент», закон эквивалентов и его следствия.
2. Строение атома. Характеристика состояния электрона в атоме системой квантовых чисел. Принцип Паули и правило Хунда, принцип наименьшей энергии, правило Клечковского.
3. Периодический закон и периодическая система элементов Д.И.Менделеева, электронные формулы атомов и ионов. Периодическое изменение свойств элементов (простых веществ) и их соединений. Энергии ионизации, сродство к электрону, электроотрицательность; закономерности изменения этих величин по группам и периодам.
4. Химическая связь. Типы химической связи: ковалентная и ионная; их свойства. Обменный и донорно-акцепторный механизмы образования связи. Квантовохимические методы описания химической связи по методу валентных связей. Сигма(σ)- и пи(π)-связи. Представления о гибридизации атомных орбиталей при описании химической связи в молекулах. Основные характеристики ковалентной связи: энергия (энтальпия) связи, длина, кратность, валентный угол, полярность связи. Дипольный момент связи и дипольный момент молекулы.
5. Комплексные соединения: ион-комплексобразователь, лиганды, внутренняя и внешняя сферы, координационное число. Моно-, би- и полидентатные лиганды. Номенклатура комплексных соединений. Классификация комплексных соединений. Диссоциация комплексных соединений. Константа устойчивости комплексного иона. Природа химической связи в комплексных соединениях. Применение комплексных соединений.
6. Элементы химической термодинамики. Внутренняя энергия и энтальпия систем. Первый закон термодинамики. Тепловой эффект химической реакции. Термохимические уравнения процессов. Энтальпии образования химических соединений. Закон Гесса и следствия из него. Понятие об энтропии и ее изменении в химических превращениях. Энергия Гиббса и ее изменение в химических процессах. Критерий самопроизвольного протекания химических реакций в изобарно-изотермических условиях.
7. Химическая кинетика. Гомогенные и гетерогенные реакции. Скорость гомогенных химических реакций. Факторы, влияющие на скорость химической реакции. Зависимость скорости химической реакции от концентраций реагирующих веществ, закон действия масс. Константа скорости. Кинетическое уравнение. Порядок и молекулярность реакции. Зависимость скорости реакции от температуры. Правило Вант-Гоффа. Уравнение Аррениуса. Понятие энергии активации.
- Химическое равновесие. Обратимые и необратимые реакции. Константа химического равновесия, ее связь с термодинамическими характеристиками системы. Смещение равновесия и принцип Ле Шателье-Брауна. Химическое равновесие в гетерогенных системах. Понятие о гомогенном и гетерогенном катализе. Понятие о механизме гомогенного катализа. Автокатализ.
8. Растворы. Определение и классификация растворов. Растворение как физико-химический процесс. Растворимость. Способы выражения концентрации растворов. Электролитическая диссоциация в водных растворах. Сильные (неассоциированные) и слабые (ассоциированные) электролиты. Константа и степень диссоциации слабого электролита. Особенности воды как растворителя. Водородный показатель среды (рН). Методы определения величины рН.

Гидролиз солей. Уравнения реакций гидролиза. Степень гидролиза, константа гидролиза. Необратимый гидролиз.

Ионные реакции в растворах. Равновесие малорастворимый электролит – насыщенный раствор. Произведение растворимости. Условия выпадения и растворения осадка.

9. Коллоидные и дисперсные системы. Дисперсность и дисперсные системы. Классификация дисперсных систем. Мицеллы, их образование и строение. Оптические и электрические свойства коллоидных систем. Методы получения и разрушения коллоидных систем. Понятие коагуляции.

10. Электрохимические процессы. Определение и классификация электрохимических процессов. Окислительно-восстановительные реакции. Окислительно-восстановительный потенциал. Направление протекания окислительно-восстановительных реакций. Электродный потенциал. Водородный электрод сравнения. Уравнение Нернста. Равновесие на границе металл–раствор. Химические источники тока. Гальванические элементы. Аккумуляторы. Электролиз как окислительно-восстановительный процесс. Электролиз с растворимыми и нерастворимыми анодами. Химическая и электрохимическая коррозия металлов. Способы защиты от коррозии.

Паспорт расчетно-графической работы

по дисциплине «Химия», 1 семестр

1. Методика оценки

В рамках расчетно-графической работы по дисциплине студент должен рассчитать термодинамические величины состояния системы, оценить возможность самопроизвольного протекания процесса в заданных условиях, построить график зависимости изменения энергии Гиббса от температуры; рассчитать температуры кипения и замерзания заданного раствора; записать формулу мицеллы и определить направление движения коллоидной частицы в электрическом поле, выбрать реагент с наилучшей коагулирующей способностью.

Обязательные структурные части РГР и оцениваемые позиции приведены в таблице.

№	Структурные части РГР	Оцениваемая позиция
1	Химическая термодинамика	Исходные данные
		Расчеты и составление уравнений реакций
		Построение графика
		Анализ и интерпретация данных (вывод или заключение)
2	Общие свойства растворов	Расчет температуры кипения и замерзания заданного раствора
3	Коллоидные растворы	Составление уравнений реакций
		Расчет количества реагирующих веществ
		Формула мицеллы и ее составные части. Коагулирующее действие электролитов

Расчетно-графическая работа выполняется студентом индивидуально, оформляется в печатной форме.

2. Критерии оценки

- Работа считается **не выполненной**, если работа оформлена в не соответствии с требованиями с существенными замечаниями и выполнена не в полном объеме: не правильно приведены термодинамические расчеты, не указаны их единицы измерения, график противоречит расчетным данным, не верно определено направление реакции в температурном интервале; температуры кипения и замерзания заданного раствора рассчитаны с ошибками; уравнения реакций образования коллоидной частицы записаны с ошибками, не определен реагент, находящийся в избытке, формула мицеллы составлена неправильно и/или не обозначены ее составные части, не определен заряд коллоидной частицы и/или не указано направление движения гранулы в электрическом поле, не обоснован выбор электролита-коагулянта, оценка составляет менее 5 баллов.
- Работа считается выполненной **на пороговом** уровне, если работа оформлена в соответствии с требованиями с несущественными замечаниями и выполнена не в полном объеме: приведены термодинамические расчеты, но не указаны единицы измерения, график противоречит расчетным данным, определено направление реакции в температурном интервале; рассчитаны температуры кипения и замерзания заданного раствора; уравнения реакций образования коллоидной частицы записаны с ошибками, определен реагент, находящийся в избытке, составлена формула мицеллы и ее составные части обозначены с ошибками, определен заряд коллоидной частицы и ее направление движения в электрическом поле, выбор электролита-коагулянта обоснован неверно, оценка составляет 5–6 баллов.

- Работа считается выполненной **на базовом** уровне, если работа оформлена в соответствии с требованиями с несущественными замечаниями и выполнена в полном объеме согласно заданию: приведены термодинамические расчеты, некоторые величины обозначены некорректно, единицы измерения представлены с ошибками, при построении график не обозначены оси, определено направление реакции в температурном интервале; рассчитаны температуры кипения и замерзания заданного раствора; записаны уравнения реакций образования коллоидной частицы, определен реагент, находящийся в избытке, составлена формула мицеллы и обозначены ее составные части, определен заряд коллоидной частицы и ее направление движения в электрическом поле, выбор электролита-коагулянта обоснован не полно, оценка составляет *7–9 баллов*.
- Работа считается выполненной **на продвинутом** уровне, если работа оформлена в соответствии с требованиями и выполнена в полном объеме согласно заданию: приведены термодинамические расчеты, обозначены величины и их единицы измерения, построен график и определено направление реакции в температурном интервале; рассчитаны температуры кипения и замерзания заданного раствора; записаны уравнения реакций образования коллоидной частицы, определен реагент, находящийся в избытке, составлена формула мицеллы и обозначены ее составные части, определен заряд коллоидной частицы и ее направление движения в электрическом поле, обоснован выбор электролита-коагулянта, оценка составляет *10 баллов*.

3. Шкала оценки

В общей оценке по дисциплине баллы за РГР учитываются в соответствии с правилами балльно-рейтинговой системы, приведенными в рабочей программе дисциплины.

В таблице представлена шкала оценки РГР, максимальная сумма за выполненные задания составляет 10 баллов. Расчетно-графическая работа считается выполненной, если студент набирает не менее 5 баллов.

№ задания	Содержание	Балл
1	Вычислите изменение энтальпии реакции $\Delta_r H_{298}^0$ и определите, является ли данная реакция экзо- или эндотермической. Запишите термохимическое уравнение реакции.	1
2	По виду уравнения реакции, не прибегая к расчетам, определите знак изменения энтропии реакции $\Delta_r S_{298}^0$. Вычислите изменение энтропии реакции в стандартных условиях $\Delta_r S_{298}^0$ и объясните знак.	1
3	Вычислите энергию Гиббса прямой реакции в стандартных условиях $\Delta_r G_{298}^0$ и установите возможность самопроизвольного протекания реакции.	1
4	Определите температуру, при которой реакция находится в равновесии (T_p).	0,5
5	Рассчитайте $\Delta_r G$ при $T_1 = T_p - 100$ и $T_2 = T_p + 100$.	0,5
6	Постройте график зависимости $\Delta_r G$ от T и обозначьте на графике область температур самопроизвольного протекания реакции.	1
7	Вычислите значения константы равновесия K_c при температурах T_1 и T_2 . Сделайте вывод о влиянии температуры на величину K_c и на смещение химического равновесия.	1
8	Рассчитайте температуру кипения и замерзания раствора заданного состава	1
9	Напишите молекулярное уравнение химической реакции образования коллоидной частицы при смешивании двух растворов. Определите, какой реагент взят в избытке.	1
10	Составьте формулу мицеллы, определите заряд коллоидной частицы и укажите направление перемещения частицы в электрическом поле.	1
11	Какой из указанных электролитов обладает наилучшим коагулирующим действием?	1

4. Примерный перечень тем РГР

Типовые задания для выполнения РГР включают вопросы по темам: химическая термодинамика (тема 3, [1]), коллигативные свойства растворов (тема 6, [1]) и коллоидные растворы (тема 7, [1]). Таблицы вариантов с заданиями РГР представлены:

[1] Апарнев А. И. Химия [Электронный ресурс]: электронный учебно-методический комплекс / А.И. Апарнев, А.В. Логинов, Р.Е. Синчурина; Новосиб. гос. техн. ун-т. - Новосибирск, [2015]. - Режим доступа: http://elibrary.nstu.ru/source?bib_id=vtls000214943. - Загл. с экрана.

Перечень теоретических вопросов для экзамена

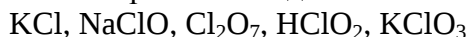
1. Понятие «химический эквивалент», закон эквивалентов и его следствия.
2. Строение атома. Характеристика состояния электрона в атоме системой квантовых чисел. Принцип Паули и правило Хунда, принцип наименьшей энергии.
3. Периодический закон и периодическая система элементов Д.И.Менделеева, электронные формулы атомов и ионов. Периодическое изменение свойств элементов (простых веществ) и их соединений. Энергии ионизации, сродство к электрону, электроотрицательность; закономерности изменения этих величин по группам и периодам.
4. Химическая связь и межмолекулярные взаимодействия. Типы химической связи: ковалентная и ионная; их свойства. Обменный и донорно-акцепторный механизмы образования связи. Квантовохимические методы описания химической связи по методу валентных связей. Сигма(σ)- и пи(π)-связи. Представления о гибридизации атомных орбиталей при описании химической связи в молекулах. Основные характеристики ковалентной связи: энергия (энтальпия) связи, длина, кратность, валентный угол, полярность связи. Дипольный момент связи и дипольный момент молекулы.
5. Комплексные соединения: ион-комплексообразователь, лиганды, внутренняя и внешняя сферы, координационное число. Моно-, би- и полидентатные лиганды. Номенклатура комплексных соединений. Классификация комплексных соединений. Диссоциация комплексных соединений. Константа устойчивости комплексного иона. Природа химической связи в комплексных соединениях. Применение комплексных соединений.
6. Элементы химической термодинамики. Внутренняя энергия и энтальпия систем. Первый закон термодинамики. Тепловой эффект химической реакции. Термохимические уравнения процессов. Энтальпии образования химических соединений. Закон Гесса и следствия из него. Понятие об энтропии и ее изменении в химических превращениях. Энергия Гиббса и ее изменение в химических процессах. Критерий самопроизвольного протекания химических реакций в изобарно-изотермических условиях.
7. Химическая кинетика. Химическое равновесие. Катализ. Гомогенные и гетерогенные реакции. Скорость гомогенных химических реакций. Факторы, влияющие на скорость химической реакции. Зависимость скорости химической реакции от концентраций реагирующих веществ, закон действия масс. Константа скорости. Кинетическое уравнение. Порядок и молекулярность реакции. Зависимость скорости реакции от температуры. Уравнение Аррениуса. Правило Вант-Гоффа. Энергия активации. Химические реакции в гетерогенных системах.
Химическое равновесие. Обратимые и необратимые реакции. Константа химического равновесия, ее связь с термодинамическими характеристиками системы. Смещение равновесия и принцип Ле Шателье-Брауна. Химическое равновесие в гетерогенных системах. Понятие о гомогенном и гетерогенном катализе. Понятие о механизме гомогенного катализа. Автокатализ.
8. Растворы. Определение и классификация растворов. Растворение как физико-химический процесс. Растворимость. Способы выражения концентрации растворов. Электролитическая диссоциация в водных растворах. Сильные (неассоциированные) и слабые (ассоциированные) электролиты. Константа и степень диссоциации слабого электролита. Особенности воды как растворителя. Водородный показатель среды (pH). Методы определения величины pH. Гидролиз солей. Уравнения реакций гидролиза. Степень гидролиза, константа гидролиза. Необратимый гидролиз.
Ионные реакции в растворах. Равновесие малорастворимый электролит – насыщенный раствор. Произведение растворимости. Условия выпадения и растворения осадка.
9. Коллоидные и дисперсные системы. Дисперсность и дисперсные системы. Классификация дисперсных систем. Мицеллы, их образование и строение. Оптические и электрические свойства коллоидных систем. Методы получения и разрушения коллоидных систем. Понятие коагуляции.
10. Электрохимические процессы. Определение и классификация электрохимических процессов. Окислительно-восстановительные реакции. Окислительно-восстановительный потенциал. Направление протекания окислительно-восстановительных реакций. Электродный потенциал. Водородный электрод сравнения. Уравнение Нернста. Равновесие на границе металл–раствор. Химические источники тока. Гальванические элементы. Аккумуляторы. Электролиз как окислительно-восстановительный процесс. Электролиз с растворимыми и нерастворимыми анодами. Химическая и электрохимическая коррозия металлов. Способы защиты от коррозии.

**Комплект типовых заданий для текущей аттестации
(защита лабораторных работ)**
по дисциплине Химия
(наименование дисциплины)

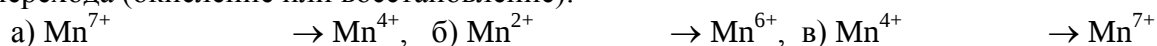
Дидактическая единица 1. Общая и неорганическая химия

Тема 1. Окислительно-восстановительные реакции.

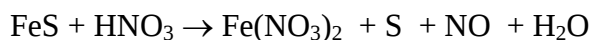
1. Определите степень окисления хлора в его соединениях:



2. Составьте уравнение (запишите число принятых или отданных электронов) и назовите процесс перехода (окисление или восстановление):



3. Расставьте коэффициенты в схемах окислительно-восстановительных реакций, используя метод электронного баланса. Определите окислитель и восстановитель и вычислите молярные массы их эквивалентов



Тема 2. Растворы. Способы выражения концентрации растворов.

4. К 1 л 10%-ного раствора KOH (плотность 1,092 г/см³) прибавили 0,5 л 5%-ного раствора KOH (плотность 1,045 г/см³). Вычислите молярную концентрацию и массовую долю KOH в полученном растворе.

5. Рассчитайте титр, молярную концентрацию и молярную концентрацию эквивалентов полученного раствора, полученного при растворении сульфата натрия массой 42,6 г в воде массой 300 г, если плотность полученного раствора равна 1,12 г/мл.

Тема 3. Растворы. Электролитическая диссоциация. Гидролиз солей. Произведение растворимости.

6. Запишите уравнения ступенчатой диссоциации раствора слабого электролита H₂Te и выражение K_{д1}.

7. Рассчитайте pH 0,01 М раствора NH₄OH, если K_д(NH₄OH) = 1,76·10⁻⁵.

8. Напишите ионно-молекулярные и молекулярные реакции гидролиза соли FeCl₂ по первой ступени. Укажите pH раствора данной соли. Как при этом изменится окраска раствора индикатора метилового оранжевого. Рассчитайте pH 0,01 М раствора данной соли. K_{д2}(Fe(OH)₂) = 1,3·10⁻⁴.

9. Рассчитайте молярную (моль/л) и массовую растворимость (г/л) карбоната серебра, если ПР(Ag₂CO₃) = 8,2·10⁻¹².

Тема 4. Комплексные соединения. Химическая связь.

10. Дано комплексное соединение Na₃[Cr(OH)₆].

- А) укажите: а) величину и знак комплексного иона,
б) атом-комплексообразователь, его заряд и координационное число;
в) лиганды и их заряд;

- Б) напишите:

- а) электронную формулу атома и одноименного иона комплексообразователя,

- б) уравнение диссоциации комплексного соединения,
в) выражение для константы нестойкости комплексного иона.

11. Каким образом образуются σ - и π -связи, какая из них прочнее.
12. Какой тип гибридизации атомных орбиталей углерода в молекуле CH_3Br .

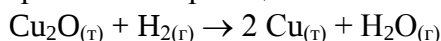
Тема 5. Химический эквивалент.

13. На сжигание (н.у.) 1,5 г двухвалентного металла потребовалось 690 мл кислорода. Вычислите молярную массу эквивалентов металла и установите его природу.
14. Рассчитайте, сколько граммов HNO_3 содержалось в растворе, если на нейтрализацию его потребовалось 35 см³ раствора NaOH с концентрацией 0,4 н?

Дидактическая единица 2. Физическая и коллоидная химия

Тема 6. Химическая термодинамика.

15. У какого из веществ – $\text{N}_{2(\text{г})}$, $\text{NO}_{(\text{г})}$ или $\text{NO}_{2(\text{г})}$ – энтропия наибольшая? Объясните, почему?
16. На основе термодинамических расчетов определите, можно ли восстановить водородом оксид меди(I) при 25 °С и при 500 К по реакции:



	$\text{Cu}_2\text{O}_{(\text{т})}$	$\text{H}_2\text{O}_{(\text{г})}$	$\text{Cu}_{(\text{т})}$	$\text{H}_{2(\text{г})}$
$\Delta_f H^\circ$, кДж/моль	-173,2	-241,8	0	0
S° , Дж/моль·К	92,9	188,7	33,1	130,5

17. В реакции $\frac{1}{2} \text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{Al} = \text{Fe} + \frac{1}{2} \text{Al}_2\text{O}_3$ израсходовано 1 г алюминия. Рассчитайте, какое количество теплоты выделится, запишите термохимическое уравнение реакции.
 $\Delta_f H^\circ(\text{Fe}_2\text{O}_3) = -822,2$ кДж/моль, $\Delta_f H^\circ(\text{Al}_2\text{O}_3) = -1670$ кДж/моль

Тема 7. Кинетика химических реакций. Химическое равновесие.

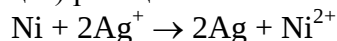
18. Дано уравнение реакции $\text{C}_{(\text{т})} + 2 \text{H}_2\text{O}_{(\text{г})} = \text{CO}_{2(\text{г})} + 2 \text{H}_{2(\text{г})}$. Запишите кинетические уравнения для скорости прямой и обратной реакций. Рассчитайте, как изменится скорость прямой реакции при повышении температуры на 20 °С, если температурный коэффициент $\gamma = 2,0$?
19. Для реакции $2 \text{NO}_{(\text{г})} + \text{O}_{2(\text{г})} = 2 \text{NO}_{2(\text{г})}$ константа скорости равна $0,8 \frac{\text{л}^2}{\text{моль}^2 \cdot \text{с}}$. Рассчитайте: а) начальную скорость реакции, если $c_0(\text{NO}) = 0,4$ моль/л, $c_0(\text{O}_2) = 0,3$ моль/л; б) скорость данной реакции в момент, когда прореагирует 25% вещества NO .
20. Исходная смесь содержит 0,3 моль/л $\text{H}_{2(\text{г})}$ и 0,2 моль/л $\text{N}_{2(\text{г})}$. Равновесие наступит, когда прореагирует 0,24 моль/л H_2 . Рассчитайте равновесные концентрации всех веществ, образующихся в системе $3 \text{H}_2 + \text{N}_2 = 2 \text{NH}_3$.
21. Реакция $3 \text{CaH}_{2(\text{т})} + \text{N}_{2(\text{г})} = \text{Ca}_3\text{N}_{2(\text{т})} + 3 \text{H}_{2(\text{г})}$ сопровождается выделением тепла. Какими способами можно сместить равновесие в сторону образования вещества Ca_3N_2 ?

Тема 8. Гальванический элемент. Электролиз.

22. Даны два полуэлемента: $\text{Sn} | \text{SnCl}_2$ и $\text{Fe} | \text{FeCl}_2$.
Запишите: а) электрохимическую схему гальванического элемента (ГЭ);
б) уравнения электродных реакций;
в) суммарную реакцию, определяющую работу ГЭ.

Рассчитайте равновесное напряжение ГЭ, если электроды погружены в растворы их солей с концентрацией 0,01 моль/л.

23. Дана суммарная (токообразующая) реакция



Запишите уравнения электродных реакций и электрохимическую схему ГЭ и рассчитайте равновесное напряжение ГЭ двумя способами:

- а) используя стандартные электродные потенциалы;
- б) по изменению энергии Гиббса суммарной реакции, если $\Delta_f G^\circ(\text{Ag}^+) = 77,1$ кДж/моль, $\Delta_f G^\circ(\text{Ni}^{2+}) = -45,56$ кДж/моль.

24. Запишите уравнения электродных реакций, протекающих на графитовых (инертных) электродах при электролизе водного раствора $\text{Al}(\text{NO}_3)_3$. Рассчитайте количество веществ, выделившихся на электродах, если через раствор электролита пропускали ток силой 5 А в течение 8 часов?

Тема 9. Коррозия металлов и защита металлов от коррозии.

25. Дана пара металлов Mn–Ni. Возможна ли коррозия металла в данной системе при pH=3.

- а) запишите коррозионную электрохимическую систему,
 - б) уравнения электродных реакций при коррозии,
 - в) предложите для окисляемого металла данной пары катодное и анодное покрытие.
- Запишите электрохимическую систему элементов, образующихся при нарушении целостности покрытия, уравнения электродных реакций при коррозии в данной среде.

26. Отверстия в медном самоваре и железном котелке запаяли оловом. Через некоторое время (в бытовых условиях) котелок прохудился, а самовар нет. Почему? Составьте уравнения коррозионных процессов.