

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

Кафедра химии и химической технологии

“УТВЕРЖДАЮ”
ДЕКАН ФЭН

к.э.н. Чернов С. С.

“ ____ ” _____ г.

РАБОЧАЯ ПРОГРАММА УЧЕБНОЙ ДИСЦИПЛИНЫ
Химия

Образовательная программа: 13.03.02 Электроэнергетика и электротехника, профиль:
Электроэнергетика

Курс: 2, семестры : 3 4

Факультет энергетики, заочная форма обучения

		Семестр	
№	Вид деятельности	3	4
1	Всего зачетных единиц (кредитов)	0	3
2	Всего часов	0	108
3	Всего занятий в контактной форме, час.	2	20
4	Лекции, час.	2	4
5	Практические занятия, час.	0	2
6	Лабораторные занятия, час.	0	2
7	из них в активной и интерактивной форме, час.	0	0
8	Аттестация, час.	0	2
9	Консультации, час.		10
10	Самостоятельная работа, час.	0	86
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): 13.03.02 Электроэнергетика и электротехника

ФГОС введен в действие приказом №955 от 03.09.2015 г. , дата утверждения: 25.09.2015 г.

Место дисциплины в структуре учебного плана: Блок 1, базовая

Рабочая программа разработана на основе компетентностной модели выпускника по направлению (специальности): 13.03.02 Электроэнергетика и электротехника

Рабочая программа обсуждена на заседании кафедры

ХХТ, протокол заседания кафедры №2/1 от 20.06.2017

Утверждена на совете факультета энергетики, протокол № 9 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:

доцент Лыкин А. В.

1. Внешние требования

Таблица 1.1

Компетенция ФГОС: ОПК.2 способность применять соответствующий физико-математический аппарат, методы анализа и моделирования, теоретического и экспериментального исследования при решении профессиональных задач; в части следующих результатов обучения:
з12. знать основные понятия и законы химии, закономерности протекания химических процессов; свойства, назначение и области применения основных химических веществ и их соединений
у12. уметь применять основные экспериментальные и расчетные методы определения макроскопических характеристик систем и методы химического и физико-химического анализа различных классов веществ
у7. 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.2.з12 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; Самостоятельная работа
2.об основных понятиях и законах химии; о кислотно-основных и окислительно-восстановительных свойствах соединений	Лекции; Практические занятия; 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; Лабораторные работы; Самостоятельная работа
5.об общих свойствах гомо- и гетерогенных систем	Лекции; Лабораторные работы; Самостоятельная работа
6.о возможных экологических последствиях химических процессов	Практические занятия; Самостоятельная работа
ОПК.2.у12 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	Самостоятельная работа
ОПК.2.з12 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; Самостоятельная работа
10.основные понятия теории растворов электролитов и неэлектролитов; особенности комплексных и коллоидных растворов	Лекции; Лабораторные работы; Самостоятельная работа
11.основные понятия и законы электрохимии	Лекции; Практические занятия; Самостоятельная работа
12.классификацию коррозионных процессов, методы защиты металлов и сплавов металлов от коррозии	Практические занятия; Самостоятельная работа
13.определять свойства химического элемента по электронной конфигурации и положению в периодической системе	Самостоятельная работа

ОПК.2.y7 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; Самостоятельная работа
ОПК.2.y12 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.2.y7 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; Самостоятельная работа
ОПК.2.y12 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	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: 3			
Дидактическая единица: Общая и неорганическая химия			
1. 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
2. Растворы. Способы выражения концентрации растворов. Основные положения теории электролитической растворителя. 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	1	10, 15, 2, 3, 5
Семестр: 4			
Дидактическая единица: Физическая и коллоидная химия			
1. 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

2. 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 и газовых электродов. Электрохимическая и концентрационная поляризация.	0	2	1, 11, 14, 16, 2, 3
--	---	---	---------------------

Таблица 3.2

Темы лабораторных работ	Активные формы, час.	Часы	Ссылки на результаты обучения	Учебная деятельность
Семестр: 4				
Дидактическая единица: Общая и неорганическая химия				
1. Окислительно-восстановительные реакции	0	1	10, 15, 3, 4, 5	1. выполняет опыты, 2. фиксирует наблюдения, 3. делает выводы и обсуждает результаты работы с преподавателем.
2. Диссоциация слабых и сильных электролитов. Гидролиз солей. Определение pH водных растворов. Образование нерастворимых соединений.	0	1	10, 15, 16, 18, 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. формулирует эксперимент на языке символов; 5. представляет результаты эксперимента в удобной форме и обсуждает с преподавателем

Таблица 3.3

Темы практических занятий	Активные формы, час.	Часы	Ссылки на результаты обучения	Учебная деятельность
Семестр: 4				
Дидактическая единица: Физическая и коллоидная химия				
1. Термодинамика и кинетика химических реакций. Химическое равновесие.	0	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.

2. Электрохимические процессы и системы. Коррозия металлов.	0	1	11, 12, 15, 16, 18, 2, 3, 6	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.
---	---	---	-----------------------------	--

Таблица 3.4

Темы для самостоятельного изучения	Активные формы, час.	Часы	Ссылки на результаты обучения
Семестр: 3			
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	0	1, 2, 8
2. Химическая связь. Основные типы и характеристики ковалентной связи. Метод валентных связей. Гибридизация. Комплексные соединения.	0	0	10, 14, 15, 3, 4
Семестр: 4			
Дидактическая единица: Физическая и коллоидная химия			
1. 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	0	16, 3, 9
2. Коррозия и защита металлов от коррозии. Основные виды коррозии. Химическая и электрохимическая коррозия. Коррозия под действием блуждающих токов. Методы защиты от коррозии: электрохимическая защита, защитные покрытия; изменение свойств коррозионной среды.	0	0	12, 18, 3, 6
3. Коллигативные свойства растворов. Осмос, криоскопия, эбулиоскопия.	0	0	10, 16, 18, 2, 5
4. Электролиз. Последовательность электродных процессов. Законы Фарадея. Электролиз с нерастворимыми и растворимыми анодами.	0	0	11, 16, 18, 2, 3, 6
5. Коллоидные системы. Дисперсность и дисперсные системы. Классификация коллоидных систем. Мицеллы и их строение. Устойчивость коллоидных систем, оптические и электрические свойства. Методы получения и разрушения коллоидных систем.	0	0	10, 15, 18, 3, 5

4. Самостоятельная работа обучающегося

№	Виды самостоятельной работы	Ссылки на результаты обучения	Часы на выполнение	Часы на консультации
---	-----------------------------	-------------------------------	--------------------	----------------------

Семестр: 3				
1	Дополнительная учебная деятельность	14, 15, 18, 3, 5	0	0
Знакомится с кратким описанием и методикой выполнения лабораторных работ: 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				
2	Самостоятельное изучение теоретического материала	1, 10, 14, 15, 2, 3, 4, 8	0	2
Студент изучает темы, приведенные в таблице 3.4 : 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.				
Семестр: 4				
1	РГЗ	10, 11, 12, 13, 14, 15, 16, 17, 18, 2, 4, 8, 9	34	6
Выполняет индивидуальные задания в письменной форме: Химия : сборник индивидуальных заданий для самостоятельной работы студентов, обучающихся по техническим направлениям и специальностям, дневной формы обучения / Новосиб. гос. техн. ун-т ; [сост.: А. И. Апарнев, Р. Е. Синчурина]. - Новосибирск, 2016. - 47 с. : табл.. - Режим доступа: http://elibrary.nstu.ru/source?bib_id=vtls000229632				
2	Дополнительная учебная деятельность	10, 11, 12, 2, 3, 4, 5, 6, 7, 8, 9	34	2
Изучение теоретического материала по учебникам, учебной и учебно-методической литературе, а также используя электронный учебно-методический комплекс по дисциплине.: 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	10, 11, 12, 13, 14, 15, 16, 17, 18, 2, 3, 5, 8, 9	18	2
Самостоятельно прорешивает практические задания экзаменационных билетов (или тестов), консультируется с преподавателем: Апарнев А. И. Химия. Сборник задач и упражнений : учебно-методическое пособие / А. И. Апарнев, А. А. Казакова ; Новосиб. гос. техн. ун-т. - Новосибирск, 2015. - 70, [4] с. : табл.. - Режим доступа: http://elibrary.nstu.ru/source?bib_id=vtls000223025 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.				
4	Самостоятельное изучение теоретического материала	10, 11, 12, 15, 16, 18, 2, 3, 5, 6, 9	0	0
Студент изучает темы, приведенные в таблице 3.4 : 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	Среда электронного обучения НГТУ; 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: 4		
Лабораторная:	10	20
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 "		
РГЗ:	20	40
Контролирующие материалы приводятся в "Химия : сборник индивидуальных заданий для самостоятельной работы студентов, обучающихся по техническим направлениям и специальностям, дневной формы обучения / Новосиб. гос. техн. ун-т ; [сост.: А. И. Апарнев, Р. Е. Синчурина]. - Новосибирск, 2016. - 47 с. : табл. - Режим доступа: http://elibrary.nstu.ru/source?bib_id=vtls000229632 "		
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 Л/Р	Защита РГЗ
ОПК.2	з12. знать основные понятия и законы химии, закономерности протекания химических процессов; свойства, назначение и области применения основных химических веществ и их соединений	+	+
	у12. уметь применять основные экспериментальные и расчетные методы определения макроскопических характеристик систем и методы химического и физико-химического анализа различных классов веществ	+	+
	у7. 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. - Режим доступа: <http://znanium.com/catalog.php?bookinfo=648408> - Загл. с экрана.
2. Апарнев А. И. Общая химия. Сборник задач с методами решения : учебное пособие / А. И. Апарнев ; Новосиб. гос. техн. ун-т. - Новосибирск, 2005. - 85 с.. - Режим доступа: <http://www.library.nstu.ru/fulltext/metodics/2005/aparnev.rar>
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.
6. 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.

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 "Znanium.com" : <http://znanium.com/>
5. :

8. Методическое и программное обеспечение

8.1 Методическое обеспечение

1. Апарнев А. И. Общая химия. Сборник заданий с примерами решений : учебное пособие / А. И. Апарнев, Л. И. Афоница ; Новосиб. гос. техн. ун-т. - Новосибирск, 2013. - 118 с. : табл.. - Режим доступа: http://elibrary.nstu.ru/source?bib_id=vtls000181263
2. 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
3. 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.
4. Апарнев А. И. Химия. Сборник задач и упражнений : учебно-методическое пособие / А. И. Апарнев, А. А. Казакова ; Новосиб. гос. техн. ун-т. - Новосибирск, 2015. - 70, [4] с. : табл.. - Режим доступа: http://elibrary.nstu.ru/source?bib_id=vtls000223025

5. Химия : сборник индивидуальных заданий для самостоятельной работы студентов, обучающихся по техническим направлениям и специальностям, дневной формы обучения / Новосиб. гос. техн. ун-т ; [сост.: А. И. Апарнев, Р. Е. Синчурина]. - Новосибирск, 2016. - 47 с. : табл. - Режим доступа: http://elibrary.nstu.ru/source?bib_id=vtls000229632

8.2 Специализированное программное обеспечение

- 1 Office
- 2 Windows
- 3 Office

9. Материально-техническое обеспечение

Специальное оборудование

№	Наименование	Назначение
1	Лабораторный РН-метр РИ-150	Используется при выполнении лабораторной работы

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

Кафедра химии и химической технологии

“УТВЕРЖДАЮ”
ДЕКАН ФЭН
к.э.н., доцент С.С. Чернов
“ ” _____ Г.

ФОНД ОЦЕНОЧНЫХ СРЕДСТВ

УЧЕБНОЙ ДИСЦИПЛИНЫ

Химия

Образовательная программа: 13.03.02 Электроэнергетика и электротехника, профиль:
Электроэнергетика

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 (контрольная работа и др.)	Промежуточная аттестация (экзамен)
ОПК.2 способность применять соответствующий физико-математический аппарат, методы анализа и моделирования, теоретического и экспериментального исследования при решении профессиональных задач	312. 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.	РГР – задание 1 Т11	31, 33
		Периодическая система Д.И.Менделеева и изменение свойств элементов и их соединений. Окислительно-восстановительные реакции (ОВР). Степень окисления. Составление уравнений ОВР.	РГР – задание 2, 3 Отчет по ЛР1 Т1-2	32
		Химическая связь. Комплексные соединения. Химическая связь. Основные типы и характеристики ковалентной связи. Метод валентных связей. Гибридизация. Комплексные соединения.	РГР – задание 12 Т8-10	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.	РГР – задание 4 Т12-14	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.	РГР – задание 5,6 Т15-17	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	РГР – задание 13,14 Т18-19	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.	РГР – задание 15 Т20 РГР – задание 10 РГР – задание 11	318 311, 314 313
ОПК.2	у7. 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. Произведение растворимости. 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	РГР – задание 1 Т11 РГР – задание 2,3 Отчет по ЛР1 Т1,2 РГР – задание 12 Т8-10 РГР – задание 8,9 Отчет по ЛР2 Т4-7 РГР – задание 5,6 Т15-17 РГР – задание 13,14 Т18-19	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.	РГР – задание 15 Т20	318
ОПК.2	у12. 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.	РГР – задание 1,2 Отчет по ЛР1 Т11, Т2	31, 32
		Химическая связь. Основные типы и характеристики ковалентной связи. Метод валентных связей. Гибридизация. Комплексные соединения. Качественные реакции на катионы железа, меди(II).	РГР – задание 12 Т8-10	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.	РГР – задание 7,8,9 Отчет по ЛР2 Т3-6	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.	РГР – задание 4 Т12-14	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.	РГР – задание 5,6 Т15-17	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.	РГР – задание 13,14 Т18-19	315, 316, 317
		Коррозия и защита металлов от коррозии. Основные виды коррозии.	РГР – задание 15	318

		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.	T20	
		Коллигативные свойства растворов. Осмос, криоскопия, эбулиоскопия.	РГР – задание 10	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 – задание 11	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 4 семестре - в форме экзамена, который направлен на оценку сформированности компетенций ОПК.2.

Экзамен проводится в письменной форме, по тестам в электронной форме на платформе ПО <http://dispace.edu.nstu.ru/ditest>.

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

В 4 семестре обязательным этапом текущей аттестации является расчетно-графическая работа. Требования к выполнению РГР, состав и правила оценки сформулированы в паспорте расчетно-графической работы.

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.2, 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», 4 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 на большинство заданий теста не дает правильных ответов, в письменной работе при решении задач допускает принципиальные ошибки. Оценка составляет *менее 20 баллов*.
 - Ответ на экзаменационный тест засчитывается на **пороговом** уровне, если студент при ответе на вопросы дает не точное (выбирает два и более ответа из нескольких) определение основных понятий, правильно выполняет 50% тестовых заданий, при решении задачи допускает непринципиальные ошибки, например, вычислительные. Оценка составляет *20–28 баллов*.
 - Ответ на экзаменационный тест засчитывается на **базовом** уровне, если студент при ответе на вопросы обосновано использует основные понятия и законы химии, правильно выполняет более 70% тестовых заданий, не допускает существенных ошибок при решении задач. Оценка составляет *29–35 баллов*.
 - Ответ на экзаменационный тест засчитывается на **продвинутом** уровне, если студент при ответе на вопросы обосновано использует основные понятия и законы химии, правильно выполняет более 90% тестовых заданий, в письменной работе не допускает ошибок при оформлении решения задач. Оценка составляет *более 36 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 электродами. Химическая и электрохимическая коррозия металлов. Способы защиты от коррозии.

Паспорт расчетно-графического работы

по дисциплине «Химия», 4 семестр

1. Методика оценки

В рамках расчетно-графической работы студент выполняет задания по темам:

1. Химический эквивалент. Закон эквивалентов.
2. Окислительно-восстановительные реакции.
3. Строение вещества.
4. Химическая термодинамика.
5. Кинетика химических процессов и химическое равновесие.
6. Растворы электролитов.
7. Общие свойства растворов.
8. Коллоидные растворы.
9. Комплексные соединения.
10. Электрохимические процессы.

Расчетно-графическая работа (РГР) включает 15 заданий. Выполняется письменно по вариантам, номер варианта устанавливается по двум последним цифрам шифра зачетной книжки студента. РГР оформляется в отдельной тетради с указанием темы, номера варианта и условия заданий (если студент выполнил задания не своего варианта, работа не рецензируется). Первая страница предназначена для замечаний преподавателя-рецензента.

2. Критерии оценки

Каждое задание расчетно-графической работы оценивается в соответствии с приведенными ниже критериями.

РГР считается **невыполненной**, если студент большинство заданий решил неверно и/или использовал не корректные справочные данные. Отсутствуют ответы на вопросы, требующие обоснования. Работа оформлена не по требованиям. Оценка составляет менее 20 баллов.

Работа выполнена на **пороговом** уровне, если уровень оформления и выполнения отвечает большинству требований, большинство заданий выполнено, но отсутствуют ответы на вопросы, некоторые задания имеют ошибки в математических вычислениях, большая часть заданий оценена средним или минимальным баллом. Оценка составляет 20–28 баллов.

Работа выполнена на **базовом** уровне, если уровень оформления и выполнения отвечает большинству требований, большинство заданий выполнено, качество выполнения ни одного из них не оценено минимальным баллом. Некоторые из выполненных заданий, возможно, содержат несущественные ошибки. Оценка составляет 29–35 баллов.

Работа считается выполненной на **продвинутом** уровне, если уровень оформления и выполнения отвечает большинству требований, полностью выполнены все задания, качество их выполнения оценено числом баллов, близким к максимальному. Оценка составляет 36 и более баллов.

3. Шкала оценки

Каждое задание расчетно-графической работы оценивается максимально от 2 до 5 баллов. РГР считается зачтенной, если студент выполнил все задания общей суммой баллов не менее 20.

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

4. Пример варианта заданий расчетно-графической работы

Задание 1 (2 балла). (Тема 1). Даны массы двухвалентного металла (m_{Me}), его оксида (m_o) и сульфида (m_s). Рассчитайте молярные массы эквивалентов металла, серы, оксида и сульфида металла. Установите и запишите химические формулы веществ.

Задание 2 (2 балла). (Тема 2). Дана схема реакции: $KI + KBrO_3 + HCl \rightarrow I_2 + KBr + KCl + H_2O$.

- 1) определите степень окисления атомов элементов, меняющих ее в процессе реакции;
- 2) составьте электронный баланс с учетом принципа равенства числа отдаваемых и принимаемых электронов, укажите процессы окисления и восстановления;
- 3) запишите множители в уравнение окислительно-восстановительной реакции как основные стехиометрические коэффициенты;
- 4) подберите стехиометрические коэффициенты остальных участников реакции;
- 5) выпишите формулы вещества – окислителя и восстановителя, рассчитайте их молярные массы эквивалентов.

Задание 3 (3 балла). (Тема 3). Для подчеркнутого элемента, атом которого образует молекулу:

- 1) напишите электронную формулу, подчеркните валентные электроны и определите семейство;
- 2) распределите валентные электроны по энергетическим ячейкам для атома, находящегося в основном и возбужденном состояниях; определите возможную валентность атома в каждом состоянии;
- 3) укажите значения квантовых чисел для валентных электронов атома, находящегося в основном состоянии;
- 4) объясните связь электронного строения атома элемента с его положением в периодической системе (период, группа, подгруппа);

Задание 4 (3 балла). (Тема 4). Дано уравнение реакции $CO_{(г)} + 2 H_{2(г)} = CH_3OH_{(г)}$.

- 1) Для всех веществ, участвующих в реакции, выпишите из приложения 1 значения стандартных термодинамических величин $\Delta_f H_{298}^0$ и S_{298}^0 .
- 2) Вычислите изменение энтальпии реакции $\Delta_r H_{298}^0$ и определите, является ли данная реакция экзо- или эндотермической. Запишите термохимическое уравнение реакции.
- 3) 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.
- 4) Вычислите энергию Гиббса прямой реакции в стандартных условиях $\Delta_r G_{298}^0$ и установите возможность самопроизвольного протекания реакции.

Задание 5 (2 балла). (Тема 5). Дано уравнение реакции $CO_{(г)} + 2 H_{2(г)} = CH_3OH_{(г)}$.

- 1) Запишите кинетические уравнения скоростей прямой $\bar{v}$ и обратной $\bar{v}$ реакций. Гомо- или гетерогенной является данная реакция?
- 2) Рассчитайте изменение скорости прямой реакции $\bar{v}_p$ при одновременном повышении давления в системе в 2 раза и температуры $\bar{v}_T$ на 20 °C при $\gamma = 2$.

Задание 6 (2 балла). (Тема 5). Дано уравнение реакции $CO_{(г)} + 2 H_{2(г)} = CH_3OH_{(г)}$.

- 1) Запишите выражение для константы равновесия K_c химической реакции через концентрации веществ.
- 2) Укажите направление смещения равновесия при изменении каждого из факторов (c , p , V и T).

Задание 7 (2 балла). (Тема 6). Имеется раствор вещества данной концентрации и плотности (см. табл. вариантов). Рассчитайте молярную концентрацию вещества (c), молярную концентрацию эквивалентов вещества ($c_{эк}$), массовую долю растворенного вещества (ω , %) в растворе и титр раствора (T).

Задание 8 (2 балла). (Тема 6). Имеется раствор слабого электролита (см. табл. вариантов).

- 1) Запишите уравнения диссоциации и выражения для констант диссоциации (K_d) по всем возможным ступеням, укажите их величины.
- 2) Рассчитайте степень диссоциации слабого электролита, концентрацию ионов H^+ в растворе и pH данного раствора с заданной концентрацией электролита.

Задание 9 (3 балла). (Тема 6). Имеется раствор соли (см. табл. вариантов).

- 1) Напишите ионно-молекулярное и молекулярное уравнения реакции гидролиза и выражение для константы гидролиза данной соли по первой ступени ($K_{г1}$).
- 2) Рассчитайте степень гидролиза (α_g) и pH раствора соли с заданной концентрацией, учитывая только 1-ю ступень гидролиза.

3) Какой цвет будет иметь индикатор метиловый оранжевый или фенолфталеин в растворе данной соли?

4) Как изменяться pH раствора соли и окраска индикатора при нагревании и почему?

Задание 10 (2 балла). (Тема 7). Рассчитайте температуру кипения и замерзания раствора для заданного состава.

Задание 11 (4 балла). (Тема 8). Даны растворы двух реагентов.

1) Напишите молекулярное уравнение химической реакции образования коллоидной частицы при смешивании двух растворов.

2) Определите, какой реагент взят в избытке.

3) Составьте формулу мицеллы, обозначьте и назовите ее составные части.

4) Определите заряд коллоидной частицы и укажите, к какому электроду будут перемещаться частицы золя в постоянном электрическом поле.

5) Какой из указанных электролитов будет обладать наилучшим коагулирующим действием. Объясните, почему?

Задание 12 (2 балла). (Тема 9). Дано комплексное соединение $K_2[Hg(CNS)_4]$.

1) Укажите: а) внутреннюю и внешнюю сферы, их заряды; б) комплексообразователь, его координационное число и заряд; в) лиганды и их заряд.

2) Для атома и одноименного иона комплексообразователя напишите электронную формулу валентных электронов.

3) Напишите уравнения диссоциации комплексного соединения в водном растворе и выражение константы нестойкости комплексного иона.

Задание 13 (3 балла). (Тема 10). Гальванический элемент составлен из двух металлических электродов.

1) Определите природу катода и анода и запишите схему (электрохимическую систему) гальванического элемента.

2) Запишите уравнения электродных реакций (на катоде и аноде) и суммарной реакции, определяющие работу гальванического элемента.

3) Рассчитайте равновесное напряжение гальванического элемента, составленного из указанных электродов с учетом активности ионов a при $T = 298\text{ K}$, $p = 1\text{ атм}$.

4) Рассчитайте энергию Гиббса токообразующего процесса $\Delta_r G_{298}^0$ и равновесное напряжение гальванического элемента $E_{ГЭ}^0$ при стандартных условиях.

Задание 14 (3 балла). (Тема 10). Дан водный раствор электролита KCl.

1) Укажите pH раствора электролита до электролиза (кислая, нейтральная, щелочная).

2) Запишите уравнения электродных реакций электролиза с графитовыми электродами.

3) Как изменяется pH раствора у электродов в процессе электролиза (увеличится, уменьшится, не изменится)?

4) Рассчитайте, сколько и каких веществ выделится на электродах при электролизе при заданных условиях. Анодный выход по току во всех случаях равен 100 %.

Задание 15 (5 балла). (Тема 10). Даны пара металлов и значения pH водной среды (см. табл. вариантов).

1) Рассчитайте равновесные потенциалы водородного и кислородного электродов и оцените возможность коррозии металла в данной электрохимической системе на основании сравнения рассчитанных потенциалов со стандартными значениями равновесных потенциалов металлических электродов. Укажите, какой металл будет подвергаться коррозии (окислению)?

2) Запишите коррозионную электрохимическую систему, уравнения электродных реакций при коррозии металла из данной пары в водной среде с заданным значением pH при контакте с воздухом.

3) Предложите для окисляемого (разрушаемого) металла данной пары катодное и анодное металлическое покрытие и запишите:

а) электрохимическую схему коррозионных элементов, образующихся при нарушении целостности покрытий,

б) уравнения электродных реакций при коррозии данного металла.

4) Предложите протекторную защиту для данной пары металлов. Запишите электрохимическую систему, уравнения электродных реакций при протекторной защите.

5) Запишите электрохимическую систему электрозащиты (катодной) данной пары металлов, уравнения электродных реакций при работе электрозащиты.

Перечень теоретических вопросов для экзамена

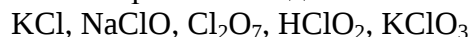
1. Понятие «химический эквивалент», закон эквивалентов и его следствия.
2. Строение атома. Характеристика состояния электрона в атоме системой квантовых чисел. Принцип Паули и правило Хунда, принцип наименьшей энергии.
3. Периодический закон и периодическая система элементов Д.И.Менделеева, электронные 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 (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.

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

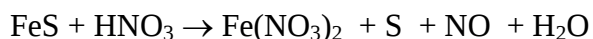
Дидактическая единица 1. Общая и неорганическая химия

Тема 1. Окислительно-восстановительные реакции.

1. Определите степень окисления хлора в его соединениях:



2. 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.

3. 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.

4. Запишите уравнения ступенчатой диссоциации раствора слабого электролита H_2Te и выражение $K_{\text{д1}}$.

5. Рассчитайте pH 0,01 М раствора NH_4OH , если $K_{\text{д}}(\text{NH}_4\text{OH}) = 1,76 \cdot 10^{-5}$.

6. Напишите ионно-молекулярные и молекулярные реакции гидролиза соли FeCl_2 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. $K_{\text{д2}}(\text{Fe}(\text{OH})_2) = 1,3 \cdot 10^{-4}$.

7. Рассчитайте молярную (моль/л) и массовую растворимость (г/л) карбоната серебра, если $\text{ПР}(\text{Ag}_2\text{CO}_3) = 8,2 \cdot 10^{-12}$.

Тема 4. Комплексные соединения. Химическая связь.

8. Дано комплексное соединение $\text{Na}_3[\text{Cr}(\text{OH})_6]$.

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

Б) напишите:

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

9. Каким образом образуются σ - и π - связи, какая из них прочнее.

10. Какой тип гибридизации атомных орбиталей углерода в молекуле CH_3Br .

Тема 5. Химический эквивалент.

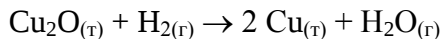
11. На сжигание (н.у.) 1,5 г двухвалентного металла потребовалось 690 мл кислорода. Вычислите молярную массу эквивалентов металла и установите его природу.

Дидактическая единица 2. Физическая и коллоидная химия

Тема 6. Химическая термодинамика.

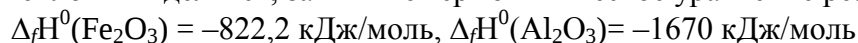
12. У какого из веществ – $S_{2(g)}$, $SO_{2(g)}$ или $SO_{3(g)}$ – энтропия наибольшая? Объясните, почему?

13. На основе термодинамических расчетов определите, можно ли восстановить водородом оксид меди(I) при 25 °С и при 500 К по реакции:



	$Cu_2O_{(r)}$	$H_2O_{(r)}$	$Cu_{(r)}$	$H_{2(r)}$
$\Delta_f H^\circ$, кДж/моль	–173,2	–241,8	0	0
S° , Дж/моль·К	92,9	188,7	33,1	130,5

14. В реакции $\frac{1}{2} Fe_2O_3 + Al = Fe + \frac{1}{2} Al_2O_3$ израсходовано 1 г алюминия. Рассчитайте, какое количество теплоты выделится, запишите термохимическое уравнение реакции.



Тема 7. Кинетика химических реакций. Химическое равновесие.

15. Дано уравнение реакции $C_{(r)} + 2 H_2O_{(r)} = CO_{2(r)} + 2 H_{2(r)}$. Запишите кинетические уравнения для скорости прямой и обратной реакций. Рассчитайте, как изменится скорость прямой реакции при повышении температуры на 20 °С, если температурный коэффициент $\gamma = 2,0$?

16. Для реакции $2 NO_{(r)} + O_{2(r)} = 2 NO_{2(r)}$ константа скорости равна $0,8 \frac{\text{л}^2}{\text{моль}^2 \cdot \text{с}}$.

Рассчитайте: а) начальную скорость реакции, если $c_0(NO) = 0,4$ моль/л, $c_0(O_2) = 0,3$ моль/л;

б) скорость данной реакции в момент, когда прореагирует 25% вещества NO.

17. Реакция $3 CaH_{2(r)} + N_{2(r)} = Ca_3N_{2(r)} + 3 H_{2(r)}$ сопровождается выделением тепла. Какими способами можно сместить равновесие в сторону образования вещества Ca_3N_2 ?

Тема 8. Гальванический элемент. Электролиз.

18. Даны два полуэлемента: $Sn | SnCl_2$ и $Fe | FeCl_2$.

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.

19. Запишите уравнения электродных реакций, протекающих на графитовых (инертных) электродах при электролизе водного раствора $Al(NO_3)_3$. 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.

20. 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.