

Документ подписан простой электронной подписью

Информация о владельце:

ФИО: Заболотный, Галина Владимировна

Должность: Директор филиала

Дата подписания: 24.06.2023 09:50:53

Уникальный программный ключ:

476db7d4accb36ef8130172be235477473d63457266ce26b7e9e40f733b8b08

МИНОБРАЗОВАНИЯ РОССИИ

федеральное государственное бюджетное образовательное учреждение
высшего образования

«Самарский государственный технический университет»

(ФГБОУ ВО «СамГТУ»)

УТВЕРЖДАЮ:

Директор филиала ФГБОУ ВО
"СамГТУ" в г. Новокуйбышевске

_____ / Г.И. Заболотни

" ____ " _____ 20__ г.

РАБОЧАЯ ПРОГРАММА ДИСЦИПЛИНЫ (МОДУЛЯ)

Б1.Б.11 «Общая и неорганическая химия»

Код и направление подготовки (специальность)	18.03.01 Химическая технология
Направленность (профиль)	Технология химических производств
Квалификация	Бакалавр
Форма обучения	Очная
Год начала подготовки	2020
Институт / факультет	Кафедры филиала ФГБОУ ВО "СамГТУ" в г. Новокуйбышевске
Выпускающая кафедра	кафедра "Химия и химическая технология" (НФ-ХТ)
Кафедра-разработчик	кафедра "Химия и химическая технология" (НФ-ХТ)
Объем дисциплины, ч. / з.е.	252 / 7
Форма контроля (промежуточная аттестация)	Зачет с оценкой, Экзамен

Б1.Б.11 «Общая и неорганическая химия»

Рабочая программа дисциплины разработана в соответствии с требованиями ФГОС ВО по направлению подготовки (специальности) **18.03.01 Химическая технология**, утвержденного приказом Министерства образования и науки РФ от № 1005 от 11.08.2016 и соответствующего учебного плана.

Разработчик РПД:

Доцент, кандидат химических
наук

(должность, степень, ученое звание)

О.В Хабибрахманова

(ФИО)

Заведующий кафедрой

О.В. Хабибрахманова,
кандидат химических наук

(ФИО, степень, ученое звание)

СОГЛАСОВАНО:

Председатель методического совета
факультета / института (или учебно-
методической комиссии)

Н.А Сухова

(ФИО, степень, ученое звание)

Руководитель образовательной
программы

О.В. Хабибрахманова,
кандидат химических наук

(ФИО, степень, ученое звание)

Содержание

1. Перечень планируемых результатов обучения по дисциплине (модулю), соотнесенных с планируемыми результатами освоения образовательной программы	4
2. Место дисциплины (модуля) в структуре образовательной программы	4
3. Объем дисциплины (модуля) в зачетных единицах с указанием количества академических часов, выделенных на контактную работу обучающихся с преподавателем (по видам учебных занятий) и на самостоятельную работу обучающихся	5
4. Содержание дисциплины (модуля), структурированное по темам (разделам), с указанием отведенного на них количества академических часов и видов учебных занятий	6
4.1 Содержание лекционных занятий	6
4.2 Содержание лабораторных занятий	8
4.3 Содержание практических занятий	9
4.4. Содержание самостоятельной работы	11
5. Перечень учебной литературы и учебно-методического обеспечения по дисциплине (модулю)	12
6. Перечень информационных технологий, используемых при осуществлении образовательного процесса по дисциплине (модулю), включая перечень программного обеспечения	13
7. Перечень ресурсов информационно-телекоммуникационной сети «Интернет», профессиональных баз данных, информационно-справочных систем	14
8. Описание материально-технической базы, необходимой для осуществления образовательного процесса по дисциплине (модулю)	14
9. Методические материалы	15
10. Фонд оценочных средств по дисциплине (модулю)	17

1. Перечень планируемых результатов обучения по дисциплине (модулю), соотнесенных с планируемыми результатами освоения образовательной программы

Код и наименование компетенции	Результаты обучения (знать, уметь, владеть, соотнесенные с индикаторами достижения компетенции)
Общепрофессиональные компетенции	
ОПК-1 способностью и готовностью использовать основные законы естественнонаучных дисциплин в профессиональной деятельности	Знать теоретические основы химии как системы знаний о веществах и химических процессах
	Уметь применять на практике основные теоретические положения неорганической химии
ОПК-2 готовностью использовать знания о современной физической картине мира, пространственно-временных закономерностях, строении вещества для понимания окружающего мира и явлений природы	Знать учение о строении вещества; электронное строение атомов, молекул и ионов
	Уметь дать характеристику электронного строения и свойств химического элемента по положению в периодической системе; охарактеризовать его металлические и неметаллические, окислитель-восстановительные свойства
ОПК-3 готовностью использовать знания о строении вещества, природе химической связи в различных классах химических соединений для понимания свойств материалов и механизма химических процессов, протекающих в окружающем мире	Владеть лабораторным оборудованием для проведения физико-химических измерений, химических и физико-химических методах анализа
	Знать химические свойства простых веществ и свойства важнейших классов сложных соединений: типы химических реакций, учение о скорости химического процесса (химическая кинетика) и химическом равновесии
	Уметь анализировать влияние изменения параметров на протекание химического процесса

2. Место дисциплины (модуля) в структуре образовательной программы

Место дисциплины (модуля) в структуре образовательной программы: **базовая часть**

Код компетенции	Предшествующие дисциплины	Параллельно осваиваемые дисциплины	Последующие дисциплины

ОПК-1			Газохимия; Коллоидная химия; Материальные и тепловые расчеты в химической технологии; Система управления химико-технологическими процессами; Химия нефти и газа; Электротехника и промышленная электроника
ОПК-2			Газохимия; Коллоидная химия; Производственная экология ; Система управления химико-технологическими процессами; Химическое сопротивление материалов и защиты от коррозии
ОПК-3			Газохимия; Коллоидная химия; Производственная экология ; Система управления химико-технологическими процессами; Химическое сопротивление материалов и защиты от коррозии; Химия нефти и газа

3. Объем дисциплины (модуля) в зачетных единицах с указанием количества академических часов, выделенных на контактную работу обучающихся с преподавателем (по видам учебных занятий) и на самостоятельную работу обучающихся

Вид учебной работы	Всего часов / часов в электронной форме	1 семестр часов / часов в электронной форме	2 семестр часов / часов в электронной форме
Аудиторная контактная работа (всего), в том числе:	126	64	62
Лабораторные работы	36	16	20
Лекции	54	32	22
Практические занятия	36	16	20
Самостоятельная работа (всего), в том числе:	99	44	55
подготовка к зачету	8	8	0
подготовка к лабораторным работам	20	8	12
подготовка к практическим занятиям	22	10	12
составление конспектов	37	18	19
подготовка к экзамену	12	0	12
Контроль	27	0	27
Итого: час	252	108	144
Итого: з.е.	7	3	4

4. Содержание дисциплины (модуля), структурированное по темам (разделам),

с указанием отведенного на них количества академических часов и видов учебных занятий

№ раздела	Наименование раздела дисциплины	Виды учебной нагрузки и их трудоемкость, часы				
		ЛЗ	ЛР	ПЗ	СРС	Всего часов
1	Теоретические основы химии	10	4	4	14	32
2	Общие закономерности протекания химических процессов	8	4	8	22	42
3	Теория растворов и окислительно-восстановительные процессы	20	16	16	24	76
4	Свойства элементов некоторых подгрупп периодической системы и химия комплексных соединений	16	12	8	39	75
	Контроль	0	0	0	0	27
	Итого	54	36	36	99	252

4.1 Содержание лекционных занятий

№ занятия	Наименование раздела	Тема лекции	Содержание лекции (перечень дидактических единиц: рассматриваемых подтем, вопросов)	Количество часов / часов в электронной форме
1 семестр				
1	Теоретические основы химии	Введение. Основные понятия химии	Химия как предмет естествознания. Основные понятия и законы современной химии. Строение атома. Развитие представлений о строении атома. Основные понятия и принципы квантовой механики: атом, атомная орбиталь. Волновое уравнение Шредингера. Квантовые числа; s-, p-, d- и f-орбитали. Принцип формирования электронной структуры атомов: запрет Паули, правило Хунда, принцип наименьшей энергии (правило Клечковского). Электронные формулы элементов.	2
2	Теоретические основы химии	Строение вещества	Электронные формулы элементов. Периодический закон и периодическая система элементов Д.И. Менделеева. Связь электронного строения атома с его положением в периодической системе. Свойства атомов, периодически изменяющиеся от атомного номера.	2
3	Теоретические основы химии	Закон эквивалентов	Основные понятия и законы современной химии. Классификация неорганических соединений. Химический эквивалент. Закон эквивалентов.	2
4	Теоретические основы химии	Типы химических связей	Химическая связь и строение молекул. Современные представления о природе химической связи. Типы связей и влияние характера химической связи на химические свойства веществ. Основные параметры химической связи: энергия, длина, валентный угол	2

5	Теоретические основы химии	Механизм образования и свойства ковалентной связи	Свойства ионных соединений. Ковалентная связь. Механизм образования и свойства ковалентной связи. Направленность ковалентной связи. Полярность и полярность связи. Критерии прочности связей. Связи сигма, пи, дельта. Межмолекулярные взаимодействия. Водородная связь.	2
6	Общие закономерности протекания химических процессов	Энергетика химических реакций	Энергетика химических реакций. Основы химической термодинамики: т/д система, фаза, компонент, гомо- и гетерогенные системы, т/д параметры и т/д функции. Понятие о внутренней энергии и энтальпии.	2
7	Общие закономерности протекания химических процессов	Законы термодинамики	Первый закон термодинамики. Экзотермические и эндотермические процессы. Термохимические уравнения. Закон Гесса и следствие из него. Термохимические расчеты. Понятие об энтропии. Второй и третий закон термодинамики. Энергия Гиббса как критерий возможности протекания химических реакций	2
8	Общие закономерности протекания химических процессов	Химическая кинетика и химическое равновесие	Химическая кинетика и химическое равновесие. Основные понятия химической кинетики. Факторы, влияющие на скорость химических реакций. Закон действия масс. Правило Вант-Гоффа. Понятие об энергии активации.	2
9	Общие закономерности протекания химических процессов	Обратимые и необратимые реакции	Обратимые и необратимые реакции. Химическое равновесие. Константа равновесия. Основные факторы, определяющие направление реакции и состояние равновесия. Принцип Ле Шателье-Брауна.	2
10	Теория растворов и окислительно-восстановительные процессы	Растворы. Классификация растворов.	Растворы. Классификация растворов. Способы выражения концентрации растворов. Теория электролитической диссоциации. Электролиты и неэлектролиты. Степень диссоциации, ее зависимость от концентрации. Сильные и слабые электролиты	2
11	Теория растворов и окислительно-восстановительные процессы	Растворы. Понятие об активности. Ионная сила раствора.	Изотонический коэффициент. Понятие об активности. Ионная сила раствора. Уравнение Дебая-Гюккеля. Константа диссоциации слабых электролитов. Закон разбавления Оствальда	2
12	Теория растворов и окислительно-восстановительные процессы	Гидролиз солей	Ионное произведение воды. Водородный показатель кислотности и щелочности водных растворов (рН и рОН). Гидролиз солей. Основные случаи гидролиза. Понятие о константе и степени гидролиза.	2
15	Теория растворов и окислительно-восстановительные процессы	Окислительно-восстановительные реакции	Окислительно-восстановительные реакции. Степень окисления. Важнейшие окислители и восстановители. Классификация окислительно-восстановительных реакций	2
16	Теория растворов и окислительно-восстановительные процессы	Электрохимические процессы	Электрохимические процессы. Понятие об электродных потенциалах. Ряд стандартных электродных потенциалов. Формула Нернста. Гальванические элементы как источники электрической энергии.	2
Итого за семестр:				28
2 семестр				
13	Теория растворов и окислительно-восстановительные процессы	Свойства растворов	Коллигативные свойства растворов. Гетерогенные равновесия в растворах электролитов.	2
14	Теория растворов и окислительно-восстановительные процессы	Понятие о произведении растворимости	Понятие о произведении растворимости. Условия осаждения малорастворимого электролита	2

17	Теория растворов и окислительно-восстановительные процессы	Электролиз.	Электролиз. Последовательность анодных и катодных процессов. Электролиз с растворимым анодом и инертными электродами	2
18	Теория растворов и окислительно-восстановительные процессы	Количественные закономерности электролиза	Количественные закономерности электролиза (законы Фарадея). Применение электролиза в химической технологии.	2
19	Теория растворов и окислительно-восстановительные процессы	Коррозия металлов	Коррозия металлов. Способы защиты от коррозии. Классификация и механизм коррозионных процессов. Способы защиты металлов от коррозии: металлические и неметаллические покрытия, протекторная и катодная защита, применение ингибиторов.	2
20	Свойства элементов некоторых подгрупп периодической системы и химия комплексных соединений	Комплексные соединения	Химия комплексных соединений. Строение комплексных соединений, классификация и номенклатура.	2
21	Свойства элементов некоторых подгрупп периодической системы и химия комплексных соединений	Химическая связь в комплексных соединениях	Химическая связь в комплексных соединениях. Координационная теория Вернера	2
22	Свойства элементов некоторых подгрупп периодической системы и химия комплексных соединений	Обзор свойств неметаллов	Обзор свойств неметаллов. Подгруппа VIIA: водород и галогены.	2
23	Свойства элементов некоторых подгрупп периодической системы и химия комплексных соединений	Свойства кислорода и серы	VIA группа: кислород и сера	2
24	Свойства элементов некоторых подгрупп периодической системы и химия комплексных соединений	Свойства азота и фосфора	VA группа: азот, фосфор	2
25	Свойства элементов некоторых подгрупп периодической системы и химия комплексных соединений	Группы IIIA и IVA	IVA группа: углерод, кремний. IIIA группа: алюминий, бор.	2
26	Свойства элементов некоторых подгрупп периодической системы и химия комплексных соединений	Обзор свойств металлов	Обзор свойств металлов. I, II группа главной подгруппы. Щелочные и щелочно-земельные металлы	2
27	Свойства элементов некоторых подгрупп периодической системы и химия комплексных соединений	Переходные металлы	Свойства переходных металлов	2
Итого за семестр:				26
Итого:				54

4.2 Содержание лабораторных занятий

№ занятия	Наименование раздела	Тема лабораторного занятия	Содержание лабораторного занятия (перечень дидактических единиц: рассматриваемых подтем, вопросов)	Количество часов / часов в электронной форме
1 семестр				
1	Теоретические основы химии	Основные классы неорганических соединений	Свойства соединений: гидрид бария, пероксид водорода, пероксид цезия, сульфат аммония, тетраборат натрия, дихромат калия, дифосфорная кислота	2
2	Теоретические основы химии	Основные классы неорганических соединений	Амфотерность гидроксида бериллия. примеры соединений разных классов, содержащих элементы в следующих степенях окисления S (-2, +4, +6); P (-3, +3, +5); N (-3, +1, +2, +3, +4, +5); Cr(+2, +3, +6).	2
3	Общие закономерности протекания химических процессов	Кинетика и скорость химической реакции	Скорость химической реакции для гомогенных и гетерогенных процессов. Молекулярность и порядок реакции	2
4	Общие закономерности протекания химических процессов	Кинетика и скорость химической реакции	Зависимость скорости реакции от температуры. Правило Вант Гоффа. Температурный коэффициент скорости химической реакции	2

5	Теория растворов и окислительно-восстановительные процессы	Приготовление раствора кислоты. Определение нормальности и титра	Нормальная концентрация раствора. Расчет массовой доли (%) и молярности (моль/кг) полученного раствора	2
6	Теория растворов и окислительно-восстановительные процессы	Приготовление раствора кислоты. Определение нормальности и титра	Нормальная концентрация раствора. Расчет массовой доли (%) и молярности (моль/кг) полученного раствора	2
7	Теория растворов и окислительно-восстановительные процессы	Приготовление раствора кислоты. Определение нормальности и титра	Расчет: а) нормальной концентрации сантимольярного раствора хлорида алюминия; б) молярной концентрации децинормального раствора сульфата никеля. Приготовление раствора нитрата цинка. Титрование раствора серной кислоты	2
8	Теория растворов и окислительно-восстановительные процессы	Приготовление раствора кислоты. Определение нормальности и титра	Расчет: а) нормальной концентрации сантимольярного раствора хлорида алюминия; б) молярной концентрации децинормального раствора сульфата никеля. Приготовление раствора нитрата цинка. Титрование раствора серной кислоты	2
Итого за семестр:				16
2 семестр				
9	Теория растворов и окислительно-восстановительные процессы	Водородный показатель pH и гидролиз солей	Определение pH растворов солей. Расчет концентрации ионов [H ⁺] и pH в растворах	2
10	Теория растворов и окислительно-восстановительные процессы	Водородный показатель pH и гидролиз солей	Определение pH растворов солей. Расчет концентрации ионов [H ⁺] и pH в растворах	2
11	Теория растворов и окислительно-восстановительные процессы	Окислительно-восстановительные реакции	Процессы окисления и восстановления. Сильные окислители и восстановители. Ионно-молекулярный метод (метод полуреакций).	2
12	Теория растворов и окислительно-восстановительные процессы	Окислительно-восстановительные реакции	Процессы окисления и восстановления. Сильные окислители и восстановители. Ионно-молекулярный метод (метод полуреакций).	2
13	Свойства элементов некоторых подгрупп периодической системы и химия комплексных соединений	Электрохимические процессы	Электродный потенциал металла. Схема электродных процессов, происходящих при электролизе водного раствора сульфата никеля с графитовыми электродами	2
14	Свойства элементов некоторых подгрупп периодической системы и химия комплексных соединений	Электрохимические процессы	Электродный потенциал металла. Схема электродных процессов, происходящих при электролизе водного раствора сульфата никеля с графитовыми электродами	2
15	Свойства элементов некоторых подгрупп периодической системы и химия комплексных соединений	Комплексные соединения	Комплексные соли и их свойства. Заряд комплексного иона, координационное число и заряд комплексообразователя в соединениях	2
16	Свойства элементов некоторых подгрупп периодической системы и химия комплексных соединений	Комплексные соединения	Комплексные соли и их свойства. Заряд комплексного иона, координационное число и заряд комплексообразователя в соединениях	2
17	Свойства элементов некоторых подгрупп периодической системы и химия комплексных соединений	Свойства металлов	Химические свойства металлов, уравнения реакций взаимодействия металлов с водой, кислотами, щелочами.	2
18	Свойства элементов некоторых подгрупп периодической системы и химия комплексных соединений	Свойства металлов	Химические свойства металлов, уравнения реакций взаимодействия металлов с водой, кислотами, щелочами.	2
Итого за семестр:				20
Итого:				36

4.3 Содержание практических занятий

№ занятия	Наименование раздела	Тема практического занятия	Содержание практического занятия (перечень дидактических единиц; рассматриваемых подтем, вопросов)	Количество часов / часов в электронной форме
1 семестр				
1	Теоретические основы химии	Основные законы общей химии. Стехиометрия. Решение задач.	Основные качественные и количественные характеристики атомов химических элементов. Закон сохранения вещества. Проведение стехиометрических расчетов по уравнениям реакций: по известной массе (объему) одного вещества вычислять массы (объемы) остальных веществ, участвующих в реакции	2
2	Теоретические основы химии	Основные законы общей химии. Химический эквивалент. Решение задач.	Вычисление эквивалента, фактора эквивалентности, молярной массы эквивалента веществ по их формулам и по химическим реакциям; вычисление эквивалентной и атомной массы химического элемента, используя закон эквивалентов и правило Дюлонга-Пти	2
3	Общие закономерности протекания химических процессов	Основы термодинамических расчетов. Вычисление функций состояния для характеристики химических реакций	Термодинамические расчеты химических реакций. Скорость простых элементарных химических реакций. Кинетические уравнения химического процесса.	2
4	Общие закономерности протекания химических процессов	Основы термодинамических расчетов. Вычисление функций состояния для характеристики химических реакций	Основные законы термодинамики. Вычисление функций состояния для характеристики химических реакций. Энтальпия процесса. Закон Гесса.	2
5	Общие закономерности протекания химических процессов	Химическая кинетика и химическое равновесие	Влияние различных факторов на скорость химической реакции. Правило Вант-Гоффа. Химическое равновесие. Термодинамическое условие необратимости химической реакции. Вычисление констант равновесия.	2
6	Общие закономерности протекания химических процессов	Химическая кинетика и химическое равновесие	Математическое выражение константы химического равновесия. Принцип Ле Шателье. Определение смещения равновесия.	2
7	Теория растворов и окислительно-восстановительные процессы	Водородный показатель кислотности и щелочности водных растворов. Растворимость.	Расчеты по растворимости веществ. Расчет концентраций ионов H^+ и OH^- исходя из ионного произведения воды, расчет pH и pOH; степень и константа диссоциации; расчеты с использованием закона разбавления Оствальда	2
8	Теория растворов и окислительно-восстановительные процессы	Гидролиз солей	Составление уравнений гидролиза. Ионно-молекулярные и молекулярные уравнения гидролиза солей. Определение факторов, влияющих на гидролиз солей	2
Итого за семестр:				16
2 семестр				
9	Теория растворов и окислительно-восстановительные процессы	Коллигативные свойства растворов	Первый закон Рауля. Изотонический коэффициент Вант-Гоффа. Вычисление осмотического давления раствора. Вычисление давления паров раствора.	2
10	Теория растворов и окислительно-восстановительные процессы	Окислительно-восстановительные реакции	Проявление окислительных и восстановительных свойств. Решение задач с использованием метода электронного баланса. Определение направления протекания реакции.	2
11	Теория растворов и окислительно-восстановительные процессы	Методы составления уравнений ОВР	Составление уравнений ОВР методами электронного и электронно-ионного баланса; определение вероятности и направления протекания ОВР	2
12	Теория растворов и окислительно-восстановительные процессы	Гальванические элементы	Расчет электродных потенциалов и использованием формулы Нернста; составление схем гальванических элементов и уравнений катодных и анодных процессов; расчет ЭДС гальванического элемента	2

13	Теория растворов и окислительно-восстановительные процессы	Электролиз	Составление схем электролиза расплавов и растворов с инертными и растворимыми анодами; расчеты с использованием законов электролиза	2
14	Теория растворов и окислительно-восстановительные процессы	Электролиз	Составление схем электролиза расплавов и растворов с инертными и растворимыми анодами; расчеты с использованием законов электролиза	2
15	Свойства элементов некоторых подгрупп периодической системы и химия комплексных соединений	Общая характеристика неметаллов пятой группы.	Свойства неметаллов. Свойства азота и его соединений. Свойства кислородных соединений азота	2
16	Свойства элементов некоторых подгрупп периодической системы и химия комплексных соединений	Общая характеристика неметаллов пятой группы.	Свойства неметаллов. Свойства азота и его соединений. Свойства кислородных соединений азота	2
17	Свойства элементов некоторых подгрупп периодической системы и химия комплексных соединений	Комплексные соединения. Химия d-элементов.	Комплексообразователи. Лиганды. Общая характеристика d-элементов. Химическая связь в комплексах d-металлов. Определение координационного числа, заряда комплексообразователя и заряда внутренней сферы	2
18	Свойства элементов некоторых подгрупп периодической системы и химия комплексных соединений	Комплексные соединения. Металлы.	Составление формул комплексных соединений, определение центрального атома, лиганды, внутренней координационной сферы, внешней сферы. Определение координационного числа и степени окисления центрального атома металла в координационных соединениях	2
Итого за семестр:				20
Итого:				36

4.4. Содержание самостоятельной работы

Наименование раздела	Вид самостоятельной работы	Содержание самостоятельной работы (перечень дидактических единиц; рассматриваемых подтем, вопросов)	Количество часов
1 семестр			
Теоретические основы химии	Самостоятельное изучение материала	Конспектирование основной и дополнительной литературы по темам: Химические элементы. Периодический закон. Количественные соотношения в химии. Электронная оболочка атома химического элемента. Периодичность свойств химических элементов. Основополагающие представления о химической связи	10
Теоретические основы химии	Подготовка к практическим занятиям и лабораторным работам	Изучение теоретического материала по теме проведения практического занятия или лабораторной работы, оформление отчета	4
Общие закономерности протекания химических процессов	Самостоятельное изучение материала	Конспектирование основной и дополнительной литературы по темам: Закон сохранения массы. Закон постоянства состава. Закон кратных отношений. Внутренняя энергия и энтальпия. Энтропия. Энергия Гиббса. Энергия Гельмгольца. Закон Гесса.	12

Общие закономерности протекания химических процессов	Подготовка к практическим занятиям и лабораторным работам	Изучение теоретического материала по теме проведения практического занятия или лабораторной работы, оформление отчета	10
Теория растворов и окислительно-восстановительные процессы	Самостоятельное изучение материала	Конспектирование основной и дополнительной литературы по темам: Агрегатное состояние. Растворы. Ионизация молекул жидкости. Аморфное состояние	16
Теория растворов и окислительно-восстановительные процессы	Подготовка к практическим занятиям и лабораторным работам	Изучение теоретического материала по теме проведения практического занятия или лабораторной работы, оформление отчета	4
Итого за семестр:			56
2 семестр			
Теория растворов и окислительно-восстановительные процессы	Подготовка к практическим занятиям и лабораторным работам	Изучение теоретического материала по теме проведения практического занятия или лабораторной работы, оформление отчета	4
Свойства элементов некоторых подгрупп периодической системы и химия комплексных соединений	Самостоятельное изучение материала	Конспектирование основной и дополнительной литературы по темам: Подгруппа бора. IIIA-группа. Подгруппа IV-A. Углерод. Кремний. Подгруппа V-A. Азот. Фосфор и его соединения. Общая характеристика элементов главной подгруппы VI группы	19
Свойства элементов некоторых подгрупп периодической системы и химия комплексных соединений	Подготовка к практическим занятиям и лабораторным работам	Конспектирование основной и дополнительной литературы по темам: Агрегатное состояние. Растворы. Ионизация молекул жидкости. Аморфное состояние	20
Итого за семестр:			43
Итого:			99

5. Перечень учебной литературы и учебно-методического обеспечения по дисциплине (модулю)

№ п/п	Библиографическое описание	Ресурс НТБ СамГТУ (ЭБС СамГТУ, IPRbooks и т.д.)
Основная литература		
1	Гаркушин, И.К. Некоторые аспекты современной неорганической химии: в 3-х частях. Часть 1. Теоретические основы : учебное пособие / И. К. Гаркушин, О. В. Лаврентьева, Н. И. Лисов; Самар.гос.техн.ун-т.- Самара, 2019.- 369 с.- Режим доступа: https://elib.samgtu.ru/getinfo?uid=els_samgtu elib 3607	Электронный ресурс
2	Гаркушин, И.К. Некоторые аспекты современной неорганической химии: в 3-х частях. Часть 2. Общие закономерности физико-химических процессов : учебное пособие / И. К. Гаркушин, О. В. Лаврентьева, Н. И. Лисов; Самар.гос.техн.ун-т.- Самара, 2019.- 336 с.- Режим доступа: https://elib.samgtu.ru/getinfo?uid=els_samgtu elib 3608	Электронный ресурс

3	Неорганическая химия; Научная книга, 2019.- Режим доступа: https://elib.samgtu.ru/getinfo?uid=els_samgtu iprbooks 81031	Электронный ресурс
4	Общая и неорганическая химия : учеб. пособие / Самар.гос.техн.ун-т, Общая и неорганическая химия; сост.: О. В. Лаврентьева, Н. И. Лисов.- Самара, 2017.- 154 с.- Режим доступа: https://elib.samgtu.ru/getinfo?uid=els_samgtu elib 2679	Электронный ресурс
5	Общая и неорганическая химия; Казанский национальный исследовательский технологический университет, 2017.- Режим доступа: https://elib.samgtu.ru/getinfo?uid=els_samgtu iprbooks 80237	Электронный ресурс
6	Общая и неорганическая химия; Новосибирский государственный университет, 2019.- Режим доступа: https://elib.samgtu.ru/getinfo?uid=els_samgtu iprbooks 93817	Электронный ресурс
7	Основы общей химии; ХИМИЗДАТ, 2020.- Режим доступа: https://elib.samgtu.ru/getinfo?uid=els_samgtu iprbooks 97819	Электронный ресурс
Дополнительная литература		
8	Гаркушин, И.К. Некоторые аспекты современной неорганической химии: в 3-х частях. Часть 3. Химия элементов и их соединений : учебное пособие / И. К. Гаркушин, О. В. Лаврентьева, Н. И. Лисов; Самар.гос.техн.ун-т.- Самара, 2019.- 412 с.- Режим доступа: https://elib.samgtu.ru/getinfo?uid=els_samgtu elib 3609	Электронный ресурс
9	Общая химия : лаборатор. практикум / Самар.гос.техн.ун-т, Общая и неорганическая химия; сост.: О. В. Лаврентьева, Н. И. Лисов.- Самара, 2015.- 136 с.- Режим доступа: https://elib.samgtu.ru/getinfo?uid=els_samgtu elib 2275	Электронный ресурс
10	Общая химия : лаборатор. практикум / Т. В. Губанова [и др.]; Самар.гос.техн.ун-т, Общая и неорганическая химия.- Самара, 2017.- 91 с.- Режим доступа: https://elib.samgtu.ru/getinfo?uid=els_samgtu elib 2993	Электронный ресурс
11	Химические реакции в неорганической химии. Теория и практика; Казанский национальный исследовательский технологический университет, 2019.- Режим доступа: https://elib.samgtu.ru/getinfo?uid=els_samgtu iprbooks 100686	Электронный ресурс

Доступ обучающихся к ЭР НТБ СамГТУ (elib.samgtu.ru) осуществляется посредством электронной информационной образовательной среды университета и сайта НТБ СамГТУ по логину и паролю.

6. Перечень информационных технологий, используемых при осуществлении образовательного процесса по дисциплине (модулю), включая перечень программного обеспечения

При проведении лекционных занятий используется мультимедийное оборудование.

Организовано взаимодействие обучающегося и преподавателя с использованием электронной ин-формационной образовательной среды университета.

№ п/п	Наименование	Производитель	Способ распространения
1	Microsoft Windows 8.1 Professional операционная система	Microsoft (Зарубежный)	Лицензионное
2	Microsoft Office 2013	Microsoft (Зарубежный)	Лицензионное

3	Антивирус Kaspersky EndPoint Security	«Лаборатории Касперского» (Отечественный)	Лицензионное
4	Программное обеспечение «Антиплагиат. Эксперт»	АО «Антиплагиат» (Отечественный)	Лицензионное

7. Перечень ресурсов информационно-телекоммуникационной сети «Интернет», профессиональных баз данных, информационно-справочных систем

№ п/п	Наименование	Краткое описание	Режим доступа
1	РОСПАТЕНТ	http://www1.fips.ru/wps/wcm/connect/content_ru/ru	Ресурсы открытого доступа
2	Консультант плюс	http://www.consultant.ru	Ресурсы открытого доступа
3	Обучающие энциклопедии. Химия	http://school-sector.relarn.ru/nsm/	Ресурсы открытого доступа
4	Химия. Образовательный сайт	http://hemi.wallst.ru/	Ресурсы открытого доступа
5	Scopus - база данных рефератов и цитирования	http://www.scopus.com/	Зарубежные базы данных ограниченного доступа

8. Описание материально-технической базы, необходимой для осуществления образовательного процесса по дисциплине (модулю)

Лекционные занятия

Аудитории для лекционных занятий укомплектованы мебелью и техническими средствами обучения, служащими для представления учебной информации большой аудитории (наборы демонстрационного оборудования, учебно-наглядные пособия, тематические иллюстрации).

Технические средства обучения, служащие для представления учебной информации большой аудитории, набор демонстрационного оборудования: экран, проектор, переносной ноутбук.

Набор учебно-наглядных пособий, обеспечивающих тематические иллюстрации, соответствующие рабочим учебным программам дисциплин: комплект плакатов «Химия» 560x800 мм.

Специализированная мебель: 27 ученических парт, стол и стул для преподавателя, тумба, доска.

Практические занятия

Аудитории для практических занятий укомплектованы специализированной мебелью и техническими средствами обучения.

Технические средства обучения, служащие для представления учебной информации большой аудитории, набор демонстрационного оборудования: экран, проектор, переносной ноутбук.

Набор учебно-наглядных пособий, обеспечивающих тематические иллюстрации, соответствующие рабочим учебным программам дисциплин: комплект плакатов «Химия» 560x800 мм.

Специализированная мебель: 14 ученических столов, 28 ученических стульев, стол и стул для преподавателя, доска.

Лабораторные занятия

Для лабораторных занятий используются лаборатория "Общей и неорганической химии", оснащенная следующим оборудованием:

электроплитками лабораторными, штативами лабораторными, весами аналитическими, весами техническими, аквадистиллятором, центрифугой лабораторной, спиртовками, колбагревателями, рН-метром, сушильным шкафом.

Специализированная мебель: лабораторные столы, столы для весов, столы-мойки химической посуды, шкафы для хранения химических реактивов и химической посуды, шкаф для лабораторных халатов, стол преподавателя, шкафы вытяжные; переносной ноутбук, экран.

Самостоятельная работа

Помещение для самостоятельной работы оснащено компьютерной техникой, с возможностью подключения к сети «Интернет» и с доступом в электронную информационно-образовательную среду СамГТУ и специализированной мебелью.

9. Методические материалы

Методические рекомендации при работе на лекции

До лекции студент должен просмотреть учебно-методическую и научную литературу по теме лекции с тем, чтобы иметь представление о проблемах, которые будут разбираться в лекции.

Перед началом лекции обучающимся сообщается тема лекции, план, вопросы, подлежащие рассмотрению, доводятся основные литературные источники. Весь учебный материал, сообщаемый преподавателем, должен не просто прослушиваться. Он должен быть активно воспринят, т.е. услышан, осмыслен, понят, зафиксирован на бумаге и закреплен в памяти. Приступая к слушанию нового учебного материала, полезно мысленно установить его связь с ранее изученным. Следя за техникой чтения лекции (акцент на существенном, повышение тона, изменение ритма, пауза и т.п.), необходимо вслед за преподавателем уметь выделять основные категории, законы и определять их содержание, проблемы, предполагать их возможные решения, доказательства и выводы. Осуществляя такую работу, можно значительно облегчить себе понимание учебного материала, его конспектирование и дальнейшее изучение.

Конспектирование лекции позволяет обработать, систематизировать и лучше сохранить полученную информацию с тем, чтобы в будущем можно было восстановить в памяти основные, содержательные моменты. Типичная ошибка, совершаемая обучающимся, дословное конспектирование речи преподавателя. Как правило, при записи «слово в слово» не остается времени на обдумывание, анализ и синтез информации. Отбирая нужную информацию, главные мысли, проблемы, решения и выводы, необходимо сокращать текст, строить его таким образом, чтобы потом можно было легко в нем разобраться. Желательно оставить в рабочих конспектах поля, на которых можно будет делать пометки из рекомендованной литературы, дополняющие материал прослушанной лекции, а также подчеркивающие особую важность тех или иных теоретических положений. С окончанием лекции работа над конспектом не может считаться завершённой. Нужно еще восстановить отдельные места, проверить, все ли понятно, уточнить что-то на консультации и т.п. с тем, чтобы конспект мог быть использован в процессе подготовки к практическим занятиям, зачету, экзамену. Конспект лекции –

незаменимый учебный документ, необходимый для самостоятельной работы.

Методические рекомендации при подготовке и работе на практическом занятии

Практические занятия по дисциплине проводятся в целях выработки практических умений и приобретения навыков в решении профессиональных задач.

Рекомендуется следующая схема подготовки к практическому занятию:

1. ознакомление с планом практического занятия, который отражает содержание предложенной темы;
2. проработка конспекта лекции;
3. чтение рекомендованной литературы;
4. подготовка ответов на вопросы плана практического занятия;
5. выполнение тестовых заданий, задач и др.

Подготовка обучающегося к практическому занятию производится по вопросам, разработанным для каждой темы практических занятий и (или) лекций. В процессе подготовки к практическим занятиям, необходимо обратить особое внимание на самостоятельное изучение рекомендованной литературы.

Работа студентов во время практического занятия осуществляется на основе заданий, которые выдаются обучающимся в начале или во время занятия. На практических занятиях приветствуется активное участие в обсуждении конкретных ситуаций, способность на основе полученных знаний находить наиболее эффективные решения поставленных проблем, уметь находить полезный дополнительный материал по тематике занятий. Обучающимся необходимо обращать внимание на основные понятия, алгоритмы, определять практическую значимость рассматриваемых вопросов. На практических занятиях обучающиеся должны уметь выполнить расчет по заданным параметрам или выработать определенные решения по обозначенной проблеме. Задания могут быть групповые и индивидуальные. В зависимости от сложности предлагаемых заданий, целей занятия, общей подготовки обучающихся преподаватель может подсказать обучающимся алгоритм решения или первое действие, или указать общее направление рассуждений. Полученные результаты обсуждаются с позиций их адекватности или эффективности в рассмотренной ситуации.

Методические рекомендации при работе на лабораторном занятии

Проведение лабораторной работы делится на две условные части: теоретическую и практическую.

Необходимыми структурными элементами занятия являются проведение лабораторной работы, проверка усвоенного материала, включающая обсуждение теоретических основ выполняемой работы.

Перед лабораторной работой, как правило, проводится технико-теоретический инструктаж по использованию необходимого оборудования. Преподаватель корректирует деятельность обучающегося в процессе выполнения работы (при необходимости). После завершения лабораторной работы подводятся итоги, обсуждаются результаты деятельности.

Возможны следующие формы организации лабораторных работ: фронтальная, групповая и индивидуальная. При фронтальной форме выполняется одна и та же работа (при этом возможны различные варианты заданий). При групповой форме работа выполняется группой (командой). При индивидуальной форме обучающимися выполняются индивидуальные работы.

По каждой лабораторной работе имеются методические указания по их выполнению, включающие необходимый теоретический и практический материал, содержащие элементы и последовательную инструкцию по проведению выбранной работы, индивидуальные варианты заданий, требования и форму отчётности по данной работе.

Методические рекомендации по выполнению самостоятельной работы

Организация самостоятельной работы обучающихся ориентируется на активные методы овладения знаниями, развитие творческих способностей, переход от поточного к индивидуализированному обучению с учетом потребностей и возможностей обучающегося.

Самостоятельная работа с учебниками, учебными пособиями, научной, справочной литературой, материалами периодических изданий и Интернета является наиболее эффективным методом получения

дополнительных знаний, позволяет значительно активизировать процесс овладения информацией, способствует более глубокому усвоению изучаемого материала. Все новые понятия по изучаемой теме необходимо выучить наизусть и внести в глоссарий, который целесообразно вести с самого начала изучения курса.

Самостоятельная работа реализуется:

- непосредственно в процессе аудиторных занятий;
- на лекциях, практических занятиях;
- в контакте с преподавателем вне рамок расписания;
- на консультациях по учебным вопросам, в ходе творческих контактов, при ликвидации задолженностей, при выполнении индивидуальных заданий и т.д.;
- в библиотеке, дома, на кафедре при выполнении обучающимся учебных и практических задач.

Эффективным средством осуществления обучающимся самостоятельной работы является электронная информационно-образовательная среда университета, которая обеспечивает доступ к учебным планам, рабочим программам дисциплин (модулей), практик, к изданиям электронных библиотечных систем.

10. Фонд оценочных средств по дисциплине (модулю)

Фонд оценочных средств представлен в приложении № 1.

Приложение 1 к рабочей программе дисциплины
Б1.Б.11 «Общая и неорганическая химия»

**Фонд оценочных средств
по дисциплине
Б1.Б.11 «Общая и неорганическая химия»**

Код и направление подготовки (специальность)	18.03.01 Химическая технология
Направленность (профиль)	Технология химических производств
Квалификация	Бакалавр
Форма обучения	Очная
Год начала подготовки	2020
Институт / факультет	Кафедры филиала ФГБОУ ВО "СамГТУ" в г. Новокуйбышевске
Выпускающая кафедра	кафедра "Химия и химическая технология" (НФ-ХТ)
Кафедра-разработчик	кафедра "Химия и химическая технология" (НФ-ХТ)
Объем дисциплины, ч. / з.е.	252 / 7
Форма контроля (промежуточная аттестация)	Зачет с оценкой, Экзамен

**Перечень планируемых результатов обучения по дисциплине (модулю),
соотнесенных с планируемыми результатами освоения образовательной
программы**

Код и наименование компетенции	Результаты обучения (знать, уметь, владеть, соотнесенные с индикаторами достижения компетенции)
Общепрофессиональные компетенции	
ОПК-1 способностью и готовностью использовать основные законы естественнонаучных дисциплин в профессиональной деятельности	Знать теоретические основы химии как системы знаний о веществах и химических процессах
	Уметь применять на практике основные теоретические положения неорганической химии
ОПК-2 готовностью использовать знания о современной физической картине мира, пространственно-временных закономерностях, строении вещества для понимания окружающего мира и явлений природы	Знать учение о строении вещества; электронное строение атомов, молекул и ионов
	Уметь дать характеристику электронного строения и свойств химического элемента по положению в периодической системе; охарактеризовать его металлические и неметаллические, окислитель-восстановительные свойства
ОПК-3 готовностью использовать знания о строении вещества, природе химической связи в различных классах химических соединений для понимания свойств материалов и механизма химических процессов, протекающих в окружающем мире	Владеть лабораторным оборудованием для проведения физико-химических измерений, химических и физико-химических методах анализа
	Знать химические свойства простых веществ и свойства важнейших классов сложных соединений: типы химических реакций, учение о скорости химического процесса (химическая кинетика) и химическом равновесии
	Уметь анализировать влияние изменения параметров на протекание химического процесса

Матрица соответствия оценочных средств запланированным результатам обучения

Компетенции	Оценочные средства			
	Текущий контроль			Промежуточный контроль (зачет)
	Оценочное средство 1 (практические занятия)	Оценочное средство 2 (лабораторные работы)	Оценочное средство 3 (тест)	
ОПК-1	32 (ОПК-1) У2 (ОПК-1) В2 (ОПК-1)	32 (ОПК-1) У2 (ОПК-1) В2 (ОПК-1)	32 (ОПК-1) У2 (ОПК-1) В2 (ОПК-1)	32 (ОПК-1) У2 (ОПК-1) В2 (ОПК-1)
ОПК-2	32 (ОПК-2) У2 (ОПК-2) В2 (ОПК-2)	32 (ОПК-2) У2 (ОПК-2) В2 (ОПК-2)	32 (ОПК-2) У2 (ОПК-2) В2 (ОПК-2)	32 (ОПК-2) У2 (ОПК-2) В2 (ОПК-2)
ОПК-3	31 (ОПК-3) У1 (ОПК-3) В1 (ОПК-3)	31 (ОПК-3) У1 (ОПК-3) В1 (ОПК-3)	31 (ОПК-3) У1 (ОПК-3) В1 (ОПК-3)	31 (ОПК-3) У1 (ОПК-3) В1 (ОПК-3)

Показатели и критерии оценивания сформированности компетенций (промежуточного контроля)

На этапе промежуточной аттестации используется система оценки успеваемости обучающихся, которая позволяет преподавателю оценить сформированность планируемых результатов обучения (дескрипторов), а также уровень освоения материала обучающимися.

Форма оценки знаний (зачет с оценкой): оценка - 5 «отлично»; 4 «хорошо»; 3 «удовлетворительно»; 2 «неудовлетворительно».

Шкала оценивания:

«Отлично» – выставляется, если сформированность заявленных образовательных результатов компетенций оценивается критериями «хорошо» и «отлично», при условии отсутствия оценки «неудовлетворительно»: студент показал прочные знания основных положений фактического материала, умение самостоятельно решать конкретные практические задачи повышенной сложности, свободно использовать справочную литературу, делать обоснованные выводы из результатов анализа конкретных ситуаций;

«Хорошо» – выставляется, если сформированность заявленных образовательных результатов компетенций оценивается критериями «хорошо» и «отлично», при условии отсутствия оценки «неудовлетворительно», допускается оценка «удовлетворительно»: обучающийся показал прочные знания основных положений фактического материала, умение самостоятельно решать конкретные практические задачи, предусмотренные рабочей программой, ориентироваться в рекомендованной справочной литературе, умеет правильно оценить полученные результаты анализа конкретных ситуаций;

«Удовлетворительно» – выставляется, если сформированность заявленных образовательных результатов компетенций оценивается критериями «удовлетворительно», «хорошо» и «отлично»: обучающийся показал знание основных положений фактического материала, умение получить с помощью преподавателя правильное решение конкретной практической задачи из числа предусмотренных рабочей программой, знакомство с рекомендованной справочной литературой;

«Неудовлетворительно» – выставляется, если при ответе обучающегося выявились существенные пробелы в знаниях основных положений фактического материала, неумение с помощью преподавателя получить правильное решение конкретной практической задачи из числа предусмотренных рабочей программой учебной дисциплины.

Ответы и решения обучающихся оцениваются по следующим общим критериям: распознавание проблем; определение значимой информации; анализ проблем; аргументированность; использование стратегий; творческий подход; выводы; общая грамотность. Обучающиеся обязаны сдавать все задания в сроки, установленные преподавателем. Оценка «Удовлетворительно» по дисциплине, может выставляться и при неполной сформированности компетенций в ходе освоения отдельной учебной дисциплины, если их формирование предполагается продолжить на более поздних этапах обучения, в ходе изучения других учебных дисциплин

Лабораторные работы и практические занятия оцениваются: «зачет», «незачет». Ответы и решения обучающихся оцениваются по следующим общим критериям: распознавание проблем; определение значимой информации; анализ проблем; аргументированность; использование стратегий; творческий подход; выводы; общая грамотность. Для оценивания тестовых заданий возможно использование балльно-рейтинговой оценки. Соответствие критериев оценивания сформированности планируемых результатов обучения (дескрипторов) системам оценок представлено в таблице:

Интегральная оценка

Критерии	Традиционная оценка	Балльно-рейтинговая оценка
5	5 (отлично)	86 - 100
4	4 (хорошо)	61-85
3	3 (удовлетворительно)	51-60
2 и 1	2, незачет	0-50
5,4,3	Зачет	51-100

Типовые контрольные задания и иные материалы, необходимые для оценки знаний, умений, навыков и (или) опыта деятельности, характеризующих этапы формирования компетенций в процессе освоения образовательной программы

Перечень вопросов для промежуточной аттестации

Примерный перечень вопросов для промежуточной аттестации (зачет с оценкой)

1. Основные классы сложных неорганических соединений: оксиды (кислотные, основные, амфотерные), общие химические свойства (реакции); основания (щелочи, труднорастворимые, амфотерные основания, кислотность оснований), общие химические свойства; кислоты (основность кислот, сильные, слабые кислоты), общие химические свойства; соли (средние, кислые, основные), общие химические свойства.
2. Фактор эквивалентности и молярная масса эквивалентов простых и сложных веществ. Объем эквивалента газов. Закон эквивалентов.
3. Краткие сведения по теории строения атома. Основные теории модели строения атома. История этих теорий (модель Томсона, Резерфорда, Бора).
4. Основные понятия и принципы квантовой механики: атом, атомная орбиталь. Квантовые числа. Описание состояния электрона в атоме. Уравнение Шредингера. Многоэлектронные атомы. Принцип Паули, правило Гунда, принцип наименьшей энергии (правило Клечковского) и их учет при составлении электронных формул.
5. Периодический закон Д.И. Менделеева. Структура периодической системы, периоды группы, подгруппы. Изменение окислительно-восстановительных свойств элементов в подгруппах, группах, периодах. Связь строения атома с положением элемента в периодической системе Д.И. Менделеева. Что показывает номер периода, номер группы и порядковый номер. Классификация элементов в зависимости от электронного строения.
6. Свойства нейтральных атомов, химических элементов простых веществ: энергия ионизации, сродство к электрону, относительная электроотрицательность, размеры атомов и ионов.
7. Основные виды химической связи. Современные представления о природе химической связи. Ковалентная связь. Метод валентных связей. Теория ОВЭП. Метод молекулярных орбиталей.
8. Механизмы образования химической связи. Энергетические и геометрические характеристики химической связи. Свойства ковалентной химической связи – насыщенность, направленность.
9. Поляризуемость и полярность связи. Электрический момент диполя. Одинарные и кратные связи. Свойства ионных соединений.
10. Химическая термодинамика. Функции состояния системы – внутренняя энергия. Первый закон термодинамики. Энтальпия.
11. Тепловой эффект реакции. Экзотермические и эндотермические процессы. Термохимические уравнения, закон Гесса. Следствия из закона Гесса.
12. Второй закон термодинамики. Энтропия. Ее изменение в химических процессах.
13. Направление химических реакций. Энергия Гиббса.
14. Скорость химических реакций. Зависимость скорости гомогенных реакций от концентрации реагирующих веществ. Закон действия масс. Константа скорости реакции.
15. Зависимость скорости реакции от температуры. Правило Вант-Гоффа.
16. Понятие об энергии активации. Активированный (переходный) комплекс. Уравнение

Аррениуса.

17. Обратимость химических реакций. Химическое равновесие. Влияние внешних факторов на сдвиг химического равновесия. Принцип Ле Шателье-Брауна.
18. Растворы. Компоненты раствора. Классификация растворов. Тепловые эффекты при растворении веществ. Растворимость веществ и ее зависимость от температуры.
19. Способы выражения концентрации растворов. Понятие об электролитической диссоциации. Понятие о степени диссоциации. Сильные и слабые электролиты. Закон разбавления Оствальда.

Примерный перечень вопросов для промежуточной аттестации (экзамен)

1. Основные классы сложных неорганических соединений: оксиды (кислотные, основные, амфотерные), общие химические свойства (реакции); основания (щелочи, труднорастворимые, амфотерные основания, кислотность оснований), общие химические свойства; кислоты (основность кислот, сильные, слабые кислоты), общие химические свойства; соли (средние, кислые, основные), общие химические свойства.
2. Фактор эквивалентности и молярная масса эквивалентов простых и сложных веществ. Объем эквивалента газов. Закон эквивалентов.
3. Краткие сведения по теории строения атома. Основные теории модели строения атома. История этих теорий (модель Томсона, Резерфорда, Бора).
4. Основные понятия и принципы квантовой механики: атом, атомная орбиталь. Квантовые числа. Описание состояния электрона в атоме. Уравнение Шредингера. Многоэлектронные атомы. Принцип Паули, правило Гунда, принцип наименьшей энергии (правило Клечковского) и их учет при составлении электронных формул.
5. Периодический закон Д.И. Менделеева. Структура периодической системы, периоды группы, подгруппы. Изменение окислительно-восстановительных свойств элементов в подгруппах, группах, периодах. Связь строения атома с положением элемента в периодической системе Д.И. Менделеева. Что показывает номер периода, номер группы и порядковый номер. Классификация элементов в зависимости от электронного строения.
6. Свойства нейтральных атомов, химических элементов простых веществ: энергия ионизации, сродство к электрону, относительная электроотрицательность, размеры атомов и ионов.
7. Основные виды химической связи. Современные представления о природе химической связи. Ковалентная связь. Метод валентных связей. Теория ОВЭП.
8. Механизмы образования химической связи. Энергетические и геометрические характеристики химической связи. Свойства ковалентной химической связи – насыщенность, направленность.
9. Поляризуемость и полярность связи. Электрический момент диполя. Одинарные и кратные связи. Свойства ионных соединений.
10. Химическая термодинамика. Функции состояния системы – внутренняя энергия. Первый закон термодинамики. Энтальпия.
11. Тепловой эффект реакции. Экзотермические и эндотермические процессы. Термохимические уравнения, закон Гесса. Следствия из закона Гесса.
12. Второй закон термодинамики. Энтропия. Ее изменение в химических процессах.
13. Направление химических реакций. Энергия Гиббса.
14. Скорость химических реакций. Зависимость скорости гомогенных реакций от концентрации реагирующих веществ. Закон действия масс. Константа скорости реакции.
15. Зависимость скорости реакции от температуры. Правило Вант-Гоффа.

16. Понятие об энергии активации. Активированный (переходный) комплекс. Уравнение Аррениуса.
17. Обратимость химических реакций. Химическое равновесие. Влияние внешних факторов на сдвиг химического равновесия. Принцип Ле Шателье-Брауна.
18. Растворы. Компоненты раствора. Классификация растворов. Тепловые эффекты при растворении веществ. Растворимость веществ и ее зависимость от температуры.
19. Способы выражения концентрации растворов. Понятие об электролитической диссоциации. Понятие о степени диссоциации. Сильные и слабые электролиты. Закон разбавления Оствальда.
20. Химия комплексных соединений. Номенклатура. Классификация. Примеры.
21. Коллигативные свойства растворов. Осмотическое давление, температуры кипения и замерзания, законы Рауля.
22. Растворимость малорастворимых соединений. Произведение растворимости. Условия осаждения и растворения малорастворимых осадков.
23. Вода как слабый электролит. Диссоциация воды. Ионное произведение воды. Водородный показатель. Гидроксильный показатель.
24. Ионно-обменные реакции, условия их протекания. Гидролиз солей. Основные случаи гидролиза. Количественные характеристики гидролиза – степень и константа гидролиза.
25. Окислительно-восстановительные реакции. Окислители и восстановители. Метод электронно-ионного баланса. Метод полуреакций. Классификация ОВР. Применение ОВР.
26. Понятие о двойном электрическом слое. Электродный потенциал. Стандартный водородный электрод. Ряд напряжения металлов и его особенности. Формула Нернста.
27. Простейшие гальванические элементы. Принцип работы, схемы, электродные процессы. ЭДС гальванического элемента.
28. Электролиз. Электролиз расплавов. Электролиз растворов солей с растворимым анодом и инертными электродами (например, раствора хлорида натрия и раствора сульфата натрия с угольными электродами). Законы Фарадея. Применение электролиза в химической технологии.
29. Коррозия металлов. Основные механизмы и классификация коррозионных процессов (химическая, электрохимическая, жидкостная и газовая). Методы борьбы с ней.
30. Защита металлов от коррозии. Анодные и катодные покрытия. Катодная защита. Протекторы. Неметаллические покрытия. Оксидирование. Ингибирование, как способ защиты от коррозии.
31. Общая характеристика и свойства s-элементов периодической системы Д.И. Менделеева.
32. Общая характеристика и свойства p-элементов периодической системы Д.И. Менделеева. Металлы и неметаллы.
33. Общая характеристика и свойства d-элементов периодической системы Д.И. Менделеева.
34. Свойства элементов подгруппы углерода. Валентные состояния углерода. Кислородные соединения углерода. Угольная кислота и ее соли. Характеристика физических и химических свойств элементов семейства германия. Отношение к кислотам, щелочам и воде. Оксиды и гидроксиды.
35. Элементы подгруппы азота. Общая характеристика. Азот. Соединения с водородом: аммиак, гидразин, гидроксиламин. Оксиды азота. Азотсодержащие кислоты, их соли, свойства, применение.
36. Фосфор. Мышьяк, сурьма висмут. Общая характеристика.

37. Общая характеристика свойств р-элементов VIA-группы. Кислород и озон. Элементы подгруппы серы – халькогены. Сера. Сероводород. Сульфиды. Оксиды серы. Кислоты серы: сернистая, серная, олеум, тиосерная. Свойства солей этих кислот. Применение.
38. Галогены. Общая характеристика и применение. Водородные соединения. Кислородосодержащие кислоты хлора, брома и йода. Относительная сила кислот. Окислительно-восстановительные характеристики солей. Применение.
39. Общая характеристика свойств щелочных и щелочноземельных металлов. Нахождение в природе, получение и применение.

Оценочное средство 1 (примерные вопросы к практическим занятиям)

Практическое занятие №1-2

1. Какие основные качественные и количественные характеристики атомов химических элементов Вы знаете?
2. Как определяется молекулярная масса сложного химического соединения?
3. Назовите основные законы химии
4. Сформулируйте закон сохранения вещества
5. Чему равна величина числа Авогадро и что оно обозначает?
6. Чему равна масса 1 моль химического вещества?
7. Каким соотношением связаны масса химического вещества и его количество в моль?
8. Как связаны коэффициенты в уравнении химической реакции с количеством молей реагирующих и образующихся веществ?
9. Что такое эквивалентная масса вещества?
10. Что такое «нормальные условия»?
11. Как формулируется закон Авогадро?
12. Как формулируется первое следствие из закона Авогадро?
13. Что называется молярным объемом? Чему равен молярный объем?

Практическое занятие №3-4

1. Что такое скорость химической реакции?
2. Перечислите факторы, от которых зависит скорость химической реакции.
3. Сформулируйте закон действующих масс.
4. Что называют константой скорости химической реакции?
5. Что называют порядком химической реакции?
6. Что такое молекулярность реакции, в чем отличие молекулярности реакции от порядка реакции?
7. Как изменится скорость химической реакции при изменении температуры? Уравнение Вант-Гоффа. Физический смысл температурного коэффициента.
8. Что называют энергией активации?. Уравнение Аррениуса
9. Дайте определение химического равновесия
10. Назовите факторы, влияющие на смещение химического равновесия

Практическое занятие №5-6

1. Что называется раствором?
2. Какие виды растворов существуют?
3. Что такое концентрация?
4. Назовите известные виды концентрации?
5. Что показывает процентная концентрация?
6. Что такое молярность? Каковы ее единицы измерения?
7. Что такое нормальность? Каковы ее единицы измерения?
8. Титр и его единицы измерения?
9. Закон эквивалентов для растворов?

10. Связь процентной концентрации с молярностью и нормальностью
11. Из каких компонентов состоит раствор?
12. Какие растворы называются насыщенными?
13. Перечислите основные способы выражения концентрации растворов

Практическое занятие № 7-8

1. Уравнение ионного произведения воды, его анализ.
2. Водородный и гидроксильный показатели среды.
3. Характеристика кислотности сред по величине pH.
4. Биологическое значение водородного показателя
5. Зависимость растворимости от температуры и давления
6. Какая константа называется произведением растворимости ПР?
7. Сущность гидролиза и типы гидролиза солей
8. Приведите примеры гидролиза солей разного типа. Какие из приведенных реакций гидролиза протекают необратимо?
9. Что называется взаимным усилением гидролиза?
10. Что является количественной характеристикой гидролиза?

Практическое занятие № 9-10

1. Какие свойства растворов называются коллигативными? Приведите примеры
2. Что такое насыщенный пар?
3. Какие характеристики насыщенного пара вы знаете?
4. Как давление насыщенного пара растворителя зависит от температуры? Изобразите эту зависимость схематично. Укажите точки, соответствующие фазовым превращениям.
5. Почему давление насыщенного пара растворителя над раствором нелетучего неэлектролита ниже давления насыщенного пара над чистым растворителем? Как это выглядит на графике?
6. Сформулируйте закон Рауля.
7. Какие следствия из закона Рауля вы знаете?
8. Как называется температура, при которой давление пара растворителя над раствором становится равным давлению пара над твердой фазой?
9. Как называется температура, при которой давление пара растворителя над раствором становится равным атмосферному давлению?

Практическое занятие № 11-12

1. Дайте определение окислительно-восстановительных реакций. В чем их отличие от реакций обмена?
2. Назовите типичные окислители и восстановители
3. Как называются реакции, в которых атомы окислителя и восстановителя, входят в состав молекулы одного и того же исходного вещества и являются атомами различных элементов или одного элемента, но с различной степенью окисления?
4. Как называются реакции, в которых атомы окислителя и восстановителя, входят в состав молекул различных исходных веществ?
5. Что такое степень окисления? Что такое валентность?
6. Всегда ли совпадает степень окисления с валентностью?
7. Назовите методы составления окислительно-восстановительных реакций
8. В чем заключается метод электронного баланса?
9. Какую степень окисления проявляют металлы в своих соединениях?

Практическое занятие № 13-14

1. Дайте определение электродного потенциала и объясните механизм его возникновения на границе металл – раствор электролита

- От каких факторов зависит величина электродного потенциала?
- Дайте определение гальванического элемента (ГЭ) и на примере объясните принцип его работы.
- Как определяется анод и катод в ГЭ?
- Какие реакции называются токообразующими?
- Как можно рассчитать ЭДС ГЭ теоретически?
- Почему напряжение ГЭ всегда меньше ЭДС?
- Что называется процессом электролиза?
- Какие реакции идут на катоде, на аноде?
- Какие металлы можно получить только электролизом расплавов их солей?

Практическое занятие №15-16

- Строение и физические свойства простых веществ-неметаллов
- Что называют аллотропией?
- Общие химические свойства неметаллов
- Назовите самый активный неметалл
- Назовите второй по распространенности неметалл на Земле после кислорода
- За счет каких связей образованы простые вещества – неметаллы?
- Какие основные свойства характерны для неметаллов с молекулярным строением?
- Какие аллотропные модификации углерода вы знаете?
- Назовите примеры неметаллов с молекулярным строением
- Что неметаллы образуют с кислородом?

Практическое занятие № 17-18

- Какие соединения называются комплексными?
- Опишите структуру комплексных соединений
- Дайте определение понятиям «комплексообразователь» и «лиганды»
- назовите типы комплексных соединений
- Какие химические элементы относятся к d-элементам?
- Особенности d-элементов по сравнению с элементами главных подгрупп
- Что такое металлическая связь?
- Какие металлы принято называть активными?
- Назовите характерные свойства щелочных металлов
- Назовите самые распространённые соединения щелочноземельным металлов

Пример тестов по разделу 1 «Теоретические основы химии»

Вариант 1

1. В приведенном ряду гидроксидов:

1) KOH; 2) Al(OH)₃; 3) H₂SO₄; 4) Mg(OH)₂; 5) HClO₄

укажите соединения, взаимодействующие с кислотами.

а) 1, 2, 3; б) 1, 2, 4; в) 2, 3, 5; г) 1, 4, 5.

2. Какой соли соответствует название гидросульфат висмута (III)

а) Bi(HSO₄)₃ б) Bi(HSO₃)₃ в) Bi(OH)SO₄ г) [Bi(OH₂)₂]SO₄

3. Назовите вещество, при взаимодействии с которым кислая соль образует среднюю:
NaHSO₄ + ... → Na₂SO₄.

а) H₂SO₄ б) NaOH; в) Ca(OH)₂; г) HCl.

4. В приведенном ряду кислот: 1) HClO_3 ; 2) H_2S ; 3) HI ; 4) H_3PO_4 ; 5) H_2SeO_3 укажите номера тех, которые являются многоосновными.

а) 1, 2; б) 2, 3, 4; в) 1, 3, 5; г) 2, 4, 5.

5. Электронная формула атома $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$. Определите элемент и все возможные валентности.

а) +3, +5. As; б) +3, +5. P; в) +4, +6. S г) +3, +6. P.

6. Какие значения принимает орбитальное квантовое число для второго энергетического уровня?

а) 0, 1, 2 б) -2, -1, 0, +1, +2 в) 0, 1 г) 1

7. Укажите, какие из частиц имеют 23 электрона.

а) F^- б) Al в) Na г) Na^+ .

8. Расположите следующие орбитали (энергетические подуровни) в порядке возрастания энергии согласно правилу Клечковского: 3p, 3s, 3d, 4s, 4p?

а) $3s < 3p < 3d < 4s < 4p$ б) $3s < 3p < 3d < 4s < 4p$ в) $3s < 3p < 4s < 3d < 4p$
г) $3s < 3p < 4s < 3d < 4p$

9. Наиболее низкие потенциалы ионизации имеют атомы элементов подгруппы

а) щелочных металлов б) щелочно-земельных металлов в) галогенов г) инертных газов.

10. Какое утверждение ошибочно?

а) Под атомной орбиталью можно понимать пространство, заключающее 90-95% электронного облака.

б) Состояние электрона в атоме однозначно определяется с помощью четырех квантовых чисел n , l , m_l и m_s .

в) Для электронов, располагающихся на 2p-орбитали, квантовое число l равно 2.

г) В соответствии с правилом Клечковского вначале заполняется подуровень 4s, а затем 3d.

Пример тестов по разделу 2 «Общие закономерности химических процессов»

Вариант 1

1. Стандартным состоянием вещества является:

- а) растворенное вещество с концентрацией 1 моль/л при 0°C и 1 атм.;
- б) чистое вещество при 0°C и 1 атм.;
- в) растворенное вещество с концентрацией 1 моль/кг при 25°C и 1 атм.;
- г) чистое вещество при 25°C и 1 атм.

2. Система называется гомогенной, если:

- а) все вещества находятся в одинаковом агрегатном состоянии;
- б) все вещества находятся в различных агрегатных состояниях;
- в) она состоит из частиц различных веществ, различного агрегатного состояния, равномерно распределенных относительно друг друга;
- г) она однородна во всех своих точках по химическому составу и свойствам и не содержит границы раздела.

3. Энтальпия характеризует:

- а) внутреннюю энергию вещества;
- б) теплосодержание вещества;

- в) стремление вещества вступить в химическую реакцию;
г) теплоту образования вещества, взятую с противоположным знаком.

4. Чему равна теплота образования $N_2O(g)$ в термохимической реакции
 $C(\text{графит}) + 2N_2O(g) = CO_2(g) + 2N_2(g)$;

$$\Delta H^\circ(\text{реакция}) = -557,5 \text{ кДж}; \quad \Delta H^\circ(CO_2) = -393,5 \text{ кДж/моль.}$$

- а) -164 кДж/моль ; б) $+82 \text{ кДж/моль}$; в) -82 кДж/моль ; г) $+164 \text{ кДж/моль}$.

5. Если для данной реакции $\Delta G < 0$, то ее протекание:

- а) наблюдается при любых условиях;
б) не наблюдается при любых условиях;
в) возможно, но практически из-за малой скорости может не наблюдаться;
г) возможно при наличии необходимого реагента.

6. Скорость химической реакции зависит:

- а) от природы реагирующих веществ;
б) от концентраций реагирующих веществ;
в) от концентраций продуктов химической реакции;
г) от температуры.

7. Константа скорости химической реакции изменится, если в системе:

- а) изменить температуру;
б) ввести катализатор;
в) ввести ингибитор;
г) изменить концентрации реагирующих веществ.

8. Математическим выражением закона действующих масс для реакции
 $C(\text{графит}) + 2N_2O(g) = CO_2(g) + 2N_2(g)$ является:

- а) $v = k \cdot c(C) \cdot 2c(N_2O)$; б) $v = k \cdot c(C) \cdot c(N_2O)^2$;
в) $v = k \cdot c(N_2O)^2$; г) $v = k \cdot c(CO_2) \cdot c(N_2)^2$.

9. Если объем закрытой системы, в которой установилось химическое равновесие
 $2SO_2(g) + O_2(g) \leftrightarrow 2SO_3(g)$, уменьшить:

- а) то скорости прямой и обратной реакций останутся равными;
б) скорость прямой реакции станет больше скорости обратной реакции;
в) скорость прямой реакции станет меньше скорости обратной реакции;
г) равновесие не сместится.

10. В какой реакции увеличение объема системы не вызовет смещения равновесия:

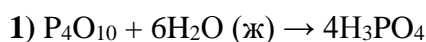
- а) $2SO_2(g) + O_2(g) \leftrightarrow 2SO_3(g)$;
б) $N_2O_4(g) \leftrightarrow 2NO_2(g)$;
в) $H_2(g) + Cl_2(g) \leftrightarrow 2HCl(g)$;
г) $N_2(g) + 3H_2(g) \leftrightarrow 2NH_3(g)$.

Пример задачи по разделу 2 «Общие закономерности химических процессов»

Вычислите ΔG_{298}^0 реакций взаимодействия P_4O_{10} , оксида серы(VI) и оксида хлора(VII) с водой в расчете на 1 моль воды. Как изменяется реакционная способность в ряду указанных оксидов?

Решение:

Рассчитаем ΔG_{298}^0 каждой из трех химических реакций.



Из справочника возьмем стандартные величины ΔG^0_{298} для всех участников реакции:

$$\Delta G^0(\text{P}_4\text{O}_{10}) = -2698 \text{ кДж/моль} \quad \Delta G^0(\text{H}_2\text{O}) = -237,5 \text{ кДж/моль}$$

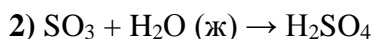
$$\Delta G^0(\text{H}_3\text{PO}_4) = -1134 \text{ кДж/моль}$$

Согласно закону Гесса: $\Delta G^0_{298}(\text{хим.реак.}) = \sum \Delta G^0_{298}(\text{продуктов}) - \sum \Delta G^0_{298}(\text{исх.веществ})$

$$\Delta G^0_{298}(\text{хим.реак. 1}) = 4 \cdot (-1134) - (-2698 + (-237,5)) = -1600,5 \text{ кДж/моль}$$

$$\text{Для 1 моль воды } \Delta G^0_{298}(\text{хим.реак. 1}) = -1600,5/6 = -266,75 \text{ кДж/моль}$$

$\Delta G^0_{298} < 0$, реакция самопроизвольная



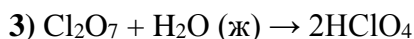
Из справочника возьмем стандартные величины ΔG^0_{298} для всех участников реакции:

$$\Delta G^0_{298}(\text{SO}_3) = -371,2 \text{ кДж/моль} \quad \Delta G^0_{298}(\text{H}_2\text{O}) = -237,5 \text{ кДж/моль}$$

$$\Delta G^0_{298}(\text{H}_2\text{SO}_4) = -690,3 \text{ кДж/моль}$$

$$\Delta G^0(\text{хим.реак. 2}) = -690,3 - (-371,2 + (-237,5)) = -81,6 \text{ кДж/моль}$$

$\Delta G^0_{298} < 0$, реакция самопроизвольная



Из справочника возьмем стандартные величины ΔG^0_{298} для всех участников реакции:

$$\Delta G^0_{298}(\text{Cl}_2\text{O}_7) = 399,1 \text{ кДж/моль} \quad \Delta G^0_{298}(\text{H}_2\text{O}) = -237,5 \text{ кДж/моль}$$

$$\Delta G^0_{298}(\text{H}_2\text{SO}_4) = 84 \text{ кДж/моль}$$

$$\Delta G^0_{298}(\text{хим.реак. 3}) = 84 - (399,1 + (-237,5)) = 6,4 \text{ кДж/моль}$$

$\Delta G^0_{298} > 0$, реакция не идет.

Ответ: Поскольку в ряду $\text{P}_4\text{O}_{10} \rightarrow \text{SO}_3 \rightarrow \text{Cl}_2\text{O}_7$ величина $\Delta G^0_{298}(\text{хим.реак.})$ возрастает и становится положительной, то реакционная способность оксидов, наоборот, ослабевает.

Пример задачи по разделу 3 «Теория растворов и окислительно-восстановительные процессы»

Сколько граммов сульфата натрия нужно взять для приготовления 10 л 8%-ного раствора ($\rho = 1,075 \text{ г/см}^3$)? Рассчитайте молярную концентрацию этого раствора.

Решение:

Дано:

$$\rho = 1,075 \text{ г/см}^3$$

$$V(\text{р-ра}) = 10 \text{ л}$$

$$\omega = 8\%$$

Найти:

$$C_M - ?$$

Решение:

1. Найдем массу раствора: $m(\text{р-ра}) = \rho \cdot V = 1,075 \text{ г/мл} \cdot 1000 \text{ мл} = 1075 \text{ г}$

2. Найдем массу Na_2SO_4 в 1075 г (в 10 л) этого раствора:

В 100 г раствора содержится 8 г Na_2SO_4

В 1075 г ----- m г Na_2SO_4

$$m = (1075 \cdot 8) / 100 = 86 \text{ г}$$

т.е. 86 грамм Na_2SO_4 нужно для приготовления раствора, объемом 10 л

3. Молярность раствора – количество молей растворенного вещества, которое содержится в 1 литре раствора.

Найдем число молей Na_2SO_4 : $\nu = m(\text{Na}_2\text{SO}_4) / M(\text{Na}_2\text{SO}_4) = 86 \text{ г} / 142 \text{ г/моль} = 0,61 \text{ моль}$

0,61 моль Na_2SO_4 содержится в 10 л раствора

ν моль Na_2SO_4 содержится в 1 л раствора

$$\nu = (1 \cdot 0,61) / 10 = 0,061 \text{ моль}$$

т.е 0,061 моль Na_2SO_4 содержится в 1 л раствора

Ответ: Масса сульфата натрия $m(\text{Na}_2\text{SO}_4) = 86 \text{ г}$, молярная концентрация раствора $C_M = 0,061 \text{ моль/л}$.

Пример тестов по разделу 3 «Теория растворов и окислительно-восстановительные процессы»

Вариант 1

1. Определите степень окисления марганца в соединениях:

1) Mn; 2) MnO ; 3) KMnO_4 ; 4) K_2MnO_4 .

а) 1; 2; 3; 4; б) 0; 2; 7; 6; в) 0; 2; -7; -6; г) 0; 2; 7; 6.

2. Укажите вещества, которые могут проявлять только окислительные свойства:

1) KClO_4 ; 2) H_2S ; 3) PbO_2 ; 4) $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$.

а) 1; 4; б) 2; 3; в) 1; 2; г) 1; 3.

3. Укажите вещества, которые могут проявлять только восстановительные свойства:

1) Fe; 2) H_2S ; 3) HNO_2 ; 4) $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$.

а) 1; 4; б) 2; 3; в) 1; 2; г) 1; 3.

4. Укажите реакции, при протекании которых азот проявляет окислительные свойства:

1) $4\text{NH}_3 + 3\text{O}_2 = 6\text{H}_2\text{O} + \text{N}_2$;

2) $\text{As}_2\text{O}_3 + 2\text{HNO}_3 + \text{H}_2\text{O} = 2\text{H}_3\text{AsO}_4 + 2\text{NO}$;

3) $\text{Br}_2 + \text{HNO}_2 + \text{H}_2\text{O} = \text{HNO}_3 + 2\text{HBr}$;

4) $3\text{PbS} + 8\text{HNO}_3 = 3\text{S} + 2\text{NO} + 3\text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + 4\text{H}_2\text{O}$.

а) 1; 3; б) 2; 3; в) 1; 2; г) 2; 4.

5. Какие из окислительно-восстановительных реакций являются реакциями внутримолекулярного окисления-восстановления?

1) $(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7 \rightarrow \text{N}_2 + \text{Cr}_2\text{O}_3 + \text{H}_2\text{O}$;

2) $\text{KClO}_3 \rightarrow \text{KCl} + \text{O}_2$;

3) $\text{Ag} + \text{H}_2\text{S} + \text{O}_2 = \text{H}_2\text{O} + \text{Ag}_2\text{S}$;

4) $\text{H}_2 + \text{Br}_2 = 2\text{HBr}$.

а) 2; 3; б) 1; 3; в) 1; 2; г) 3; 4.

6. Какой коэффициент должен стоять перед магнием в уравнении

$\text{Mg} + \text{HNO}_3 = \text{Mg}(\text{NO}_3)_2 + \text{N}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O}$?

а) 2; б) 4 в) 5; г) 3.

7. Какой из металлов выполняет роль катода в гальванических элементах, образованных электродами:

$\text{Sn} | \text{Sn}^{+2}$ и $\text{Ni} | \text{Ni}^{+2}$;

Cr|Cr⁺³ и Mg|Mg⁺²?

а) Sn и Mg; б) Ni и Cr; в) Sn и Cr; г) Ni и Mg.

8. Концентрационный элемент состоит из двух серебряных электродов с $C_{Ag^+} = 10^{-1}$ моль/л у одного электрода и $C_{Ag^+} = 10^{-4}$ моль/л у другого. Рассчитайте ЭДС элемента.
а) 0,18 В; б) -0,18 В в) 1,18 В; г) 11,8 В.

9. При электролизе водных растворов солей каких металлов: активных; среднеактивных или малоактивных на катоде восстанавливаются только молекулы воды?

а) малоактивных;
б) активных;
в) среднеактивных.

10. Металлы какого ряда могут быть получены электролизом расплавов их солей и не могут быть получены электролизом растворов этих солей: K; Na; Li; Cu; Cr; Ba; Al?

а) K; Na; Li; б) Cu; K; Cr; в) Ba; K; Al; г) Na; Cu; Ba.

Пример тестов по разделу 4 «Свойства элементов некоторых подгрупп периодической системы и химия комплексных соединений»

Вариант 1

1. Среди химических элементов Si, P, S, Cl более ярко свойства неметалла выражены у:
1) кремния; 2) фосфора; 3) серы; 4) хлора.

2. Ион, имеющий в своем составе 18 электронов и 17 протонов, имеет заряд:
1) +2; 2) +1; 3) -1; 4) -2

3. Ионную кристаллическую решетку имеет:

1) фторид натрия; 2) вода; 3) CO₂; 4) углерод

4. Разрушение химической связи – это процесс, который:

1) сопровождается выделением энергии;
2) происходит самопроизвольно в изолированных системах;
3) требует затраты энергии;
4) может происходить только под действием света.

5. Вещества, формулы которых – RbF, HF, F₂, образованы химическими связями соответственно:

1) ковалентной неполярной, ковалентной полярной, ионной;
2) ионной, ковалентной неполярной, ковалентной полярной;
3) ионной, ковалентной полярной, ковалентной неполярной;
4) ковалентной полярной, ионной, ковалентной неполярной.

6. Высшую и низшую валентность сера проявляет соответственно в соединениях;

1) SO₃ и ZnS; 2) SO₂ и H₂S; 3) SO₃ и SO₂; 4) H₂S и SO₃.

7. Фосфат кальция можно получить реакцией ионного обмена:

1) кальция с фосфорной кислотой;
2) оксида кальция с оксидом фосфора(V);
3) сульфата кальция с фосфорной кислотой;
4) фосфата натрия с хлоридом кальция.

8. Объем (в л) кислорода (при н.у.), необходимый для окисления 6,4 г серы до оксида серы (IV):

- 1) 11,2; 2) 5,6; 3) 2,24; 4) 4,48.

9. Фенолфталеин приобретает малиновую окраску в растворе, полученном при взаимодействии:

- 1) хлорида натрия и нитрата серебра;
 2) гидроксида натрия с соляной кислотой;
 3) оксида серы(IV) с водой;
 4) натрия с водой.

10. Химический элемент, в атоме которого распределение электронов по слоям 2, 8, 5 образует с водородом химическую связь:

- 1) ковалентную полярную;
 2) ковалентную неполярную;
 3) ионную;
 4) металлическую.

Критерии оценки

Критерий	«Неудовлетворительно»	«Удовлетворительно»	«Хорошо»	«Отлично»
1. Соответствие решения сформулированным задачам (вопросам)	Не соответствуют	Частично соответствуют	Преимущественно соответствуют	Соответствуют
2. Степень полноты и правильность решения задачи.	Решение отсутствует	В решении имеются 3 и более ошибки	В решении имеются 1-2 ошибки (логические, практические, теоретические)	Решение дано верно и полностью
3. Степень обоснованности (аргументация способа решения задачи).	обоснование отсутствует или содержит грубые ошибки	обоснование содержит ошибки	обоснование проведено с учетом части материалов задачи, профессиональных знаний и информации	обоснование проведено верно на основе предоставленных материалов задачи, профессиональных знаний и информации
4. Соответствие профессиональному стандарту	Не соответствует	Пропущены 1-2 ключевых профессиональных действия в процессе при решении задачи	последовательность профессиональных действий при решении задачи представлена частично	представлена верная последовательность профессиональных действий в процессе решения задачи

Оценочное средство 2 (примерные вопросы к лабораторным работам)

Вопросы к лабораторной работе 1 «Основные классы неорганических соединений»:

1. Назовите соединения: P_2O_3 , MnO , BaO_2 , Li_3N , Al_4C_3 , $FeCl_2$, H_2S , HNO_2 , $H_2Cr_2O_7$, $HAsO_2$, $HClO_3$.
2. Составить формулы соединений по их названиям: гидрид бария, пероксид водорода, пероксид цезия, сульфат аммония, тетраборат натрия, дихромат калия, дифосфорная кислота.
3. Какие оксиды соответствуют кислотам HPO_3 , H_3PO_4 , H_2SiO_3 , HNO_2 , H_2CrO_4 , H_2SeO_4 ?
4. Какие соли могут образоваться при взаимодействии гидроксида железа (III) и серной кислоты? Составьте уравнения всех возможных реакций.
6. Какие массы серной кислоты и гидроксида калия прореагировали, если образовалось 4,8 г гидросульфата и 3,55 г сульфата калия?
7. Докажите амфотерность гидроксида бериллия.
8. Приведите примеры соединений разных классов, содержащих элементы в следующих степенях окисления S (-2, +4, +6); P (-3, +3, +5); N (-3, +1, +2, +3, +4, +5); Cr (+2, +3, +6).
9. Как перевести сульфат алюминия в гидросульфат алюминия? Составьте уравнение реакции.

Вопросы к лабораторной работе 2 «Кинетика и скорость химической реакции»:

1. Скорость химической реакции для гомогенных и гетерогенных процессов. От каких факторов зависит скорость химической реакции?
2. Молекулярность и порядок реакции.
3. Зависимость скорости реакции от температуры. Правило Вант Гоффа. Температурный коэффициент скорости химической реакции.
4. Энергия активации. Уравнение Аррениуса.
5. Катализаторы. Гомогенный и гетерогенный катализ. Селективность действия катализатора. Автокатализ.
6. Химическое равновесие. Условие химического равновесия.
7. Закон действующих масс. Константа химического равновесия.
8. Смещение химического равновесия. Правило Ле Шателье.

Вопросы к лабораторной работе 3 «Приготовление раствора кислоты. Определение нормальности и титра»:

1. Рассчитайте: а) нормальную концентрацию сантимолярного раствора хлорида алюминия; б) молярную концентрацию децинормального раствора сульфата никеля.
2. Для приготовления раствора 60 г нитрата цинка растворили в 940 г воды. Рассчитайте массовую долю (%) и молярность (моль/кг) раствора полученного раствора.
3. Для растворов каких из ниже перечисленных электролитов молярная и нормальная концентрации совпадают и почему: а) сульфат олова (II), б) сульфат калия; в) сульфат алюминия; г) гидроксид калия; д) нитрат натрия; е) хлорид железа(III)?
4. На титрование некоторого объема одномолярного раствора серной кислоты израсходовано 15 мл щелочи известной концентрации. Можно ли без расчетов установить, сколько мл щелочи потребуется на титрование того же объема кислоты, если ее концентрация одномолярная?

Вопросы к лабораторной работе 4 «Водородный показатель pH и гидролиз солей»:

1. Рассчитайте концентрацию ионов $[H^+]$ и pH в растворах, если концентрация ионов $[OH^-]$ (моль/л) составляет: а) $3,45 \cdot 10^{-7}$; б) $4,67 \cdot 10^{-3}$; в) 10^{-11} .

2. Вычислите показатель pH 0,01н раствора уксусной кислоты, в котором степень диссоциации кислоты составляет 4,2%.

3. Рассчитайте pH 0,02 М раствора CH_3COOH .

а) pH = 2,0; б) pH = 4,1; в) pH = 1,61; г) pH = 3,2.

4. Какие из перечисленных ниже солей подвергаются гидролизу и как протекает этот процесс в каждом отдельном случае: а) сульфид аммония; б) хлорид меди (II); в) сульфат магния; г) фосфат лития; д) бромид алюминия; е) сульфат натрия.

5. Какая из приведенных ниже солей обладает большей степенью гидролиза: а) цианид аммония или ацетат аммония; б) сульфат железа(II) или сульфат железа (III)? Приведите мотивированный ответ и уравнения гидролиза указанных солей.

6. Определите pH растворов солей $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$ и K_2S :

а) pH $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$ < 7, pH (K_2S) > 7;

б) pH $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$ > 7, pH (K_2S) < 7;

в) pH $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$ \approx 7, pH (K_2S) \approx 7;

г) pH $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$ \approx 7, pH (K_2S) > 7.

Вопросы к лабораторной работе 5 «ОВР»:

1. Атом какого элемента в периодической системе является самым энергичным восстановителем и какого – самым сильным окислителем?

2. Какой процесс – окисления или восстановления – происходит при следующих химических превращениях:

а) металлический марганец \rightarrow перманганат натрия;

б) $\text{Na}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 \rightarrow$ сульфат хрома (II);

в) азотная кислота \rightarrow ион аммония?

3. Закончите уравнения следующих реакций, расставив коэффициенты. Используйте ионно-молекулярный метод (метод полуреакций):

а) $\text{Zn} + \text{KNO}_2 + \text{KOH} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{NH}_3 + \text{K}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4]$;

б) $\text{KNO}_2 + \text{PbO}_2 + \text{HCl} \rightarrow \text{KNO}_3 + \text{PbCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$;

в) $\text{H}_2\text{O}_2 + \text{KI} + \text{HCl} \rightarrow \text{I}_2 + \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$.

Вопросы к лабораторной работе 6 «Электрохимические процессы»:

1. Что называется электродным потенциалом металла и потенциалом разложения электролита?

2. Какие металлы нельзя получить электролизом водных растворов их солей?

3. Составьте схему электродных процессов, происходящих при электролизе водного раствора сульфата никеля с графитовыми электродами.

4. Составьте схему медно-магниевого гальванического элемента, работающего в стандартных условиях; запишите уравнения электродных процессов; рассчитайте ЭДС.

Вопросы к лабораторной работе 7 «Комплексные соединения»

1. Составьте формулы следующих комплексных солей:

а) гексанитрокобальтат (III) калия;

б) дихлоротетрацианоопланинат (IV) натрия;

в) тетраданоодиаквахромат (III) кальция.

2. При действии на раствор сульфата тетраамминмеди (II) раствора KCN образуется тетрацианокупрат (II) калия. Напишите молекулярное и ионное уравнения реакции и объясните причину ее протекания.

3. Вычислите концентрацию ионов серебра в децимолярном растворе хлорида диамминсеребра (I). Константа нестойкости комплексного иона равна $6,8 \cdot 10^{-8}$.

4. Определите заряд комплексного иона, координационное число и заряд комплексообразователя в соединениях:

а) $\text{H}[\text{Co}(\text{CN})_4(\text{H}_2\text{O})_2]$;

- б) $\text{Ca}[\text{ZrF}_6]$;
 в) $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_2\text{Cl}_2]$.

Вопросы к лабораторной работе 8 «Свойства металлов»

1. Напишите электронные формулы атомов элементов Fe, Pb, Sn, Zn. Какую валентность в невозбужденном и возбужденном состояниях проявляют эти элементы?
2. Какие степени окисления характерны для металлов семейства железа? Приведите формулы веществ, содержащих эти металлы в указанных степенях окисления.
3. Напишите уравнения реакций взаимодействия железа, кобальта и никеля с разбавленными соляной и азотной кислотами, раствором щелочи. Сделайте вывод о химическом характере железа, кобальта, никеля и их соединений.
4. С помощью уравнений реакций докажите амфотерность оксида и гидроксида свинца (II).
5. Допишите следующие уравнения. Уравняйте их методом электронного баланса, укажите окислитель и восстановитель:
 - а) $\text{Zn} + \text{O}_2 \rightarrow$
 - б) $\text{Zn} + \text{HCl} (\text{разб.}) \rightarrow$
 - в) $\text{Zn} + \text{H}_2\text{SO}_4 (\text{конц.}) \rightarrow$
 - г) $\text{Zn} + \text{HNO}_3 (\text{разб.}) \rightarrow$
 - д) $\text{Zn} + \text{H}_2\text{O} + \text{NaOH} \rightarrow$
 - е) $\text{Zn} + \text{CuSO}_4 \rightarrow$
 - ж) $\text{Zn} + \text{Fe}_2\text{O}_3 \rightarrow$
6. С помощью уравнений реакций докажите амфотерность оксида и гидроксида олова (IV).

Критерии оценки

Критерий	«Неудовлетворительно»	«Удовлетворительно»	«Хорошо»	«Отлично»
1. Соответствие ответов сформулированным вопросам	Не соответствуют	Частично соответствуют	Преимущественно соответствуют	Соответствуют
2. Степень полноты и правильность решения задачи.	Решение отсутствует	В решении имеются 3 и более ошибки	В решении имеются 1-2 ошибки (логические, практические, теоретические)	Решение дано верно и полностью
3. Степень обоснованности (аргументация способа решения задачи).	обоснование отсутствует или содержит грубые ошибки	обоснование содержит ошибки	обоснование проведено с учетом части материалов задачи, профессиональных знаний и информации	обоснование проведено верно на основе предоставленных материалов задачи, профессиональных знаний и информации

4. Соответствие профессиональному стандарту	Не соответствует	Пропущены 1-2 ключевых профессиональных действия в процессе при решении задачи	Последовательность профессиональных действий при решении задачи представлена частично	представлена верная последовательность профессиональных действий в процессе решения задачи
---	------------------	--	---	--

Методические материалы, определяющие процедуры оценивания знаний, умений, навыков и (или) опыта деятельности, характеризующих этапы формирования компетенций

Оценивание знаний, умений, навыков и опыта деятельности проводятся на основе сведений, приводимых в матрице соответствия оценочных средств запланированным результатам обучения.

Цель текущего контроля успеваемости по учебным дисциплинам в семестре – проверка приобретаемых обучающимися знаний, умений, навыков в контексте формирования установленных образовательной программой компетенций в течение семестра. Текущий контроль осуществляется через систему оценки преподавателем всех видов работ обучающихся, предусмотренных рабочей программой дисциплины и учебным планом.

Промежуточная аттестация обучающихся предусматривает оценивание результатов освоения дисциплины посредством испытания в форме экзамена (зачета). Промежуточная аттестация проводится в конце изучения дисциплины.

Разработанный фонд оценочных средств текущего контроля и промежуточной аттестации используется для осуществления контрольно-измерительных мероприятий и выработки обоснованных управляющих и корректирующих действий в процессе приобретения обучающимися необходимых знаний, умений и навыков, формирования соответствующих компетенций в результате освоения дисциплины.