МИНОБРНАУКИ РОССИИ
федеральное государственное бюджетное образовательное учреждение
высшего образования
«Самарский государственный технический университет»
(ФГБОУ ВО «СамГТУ»)

УТВЕРЖДАЮ:
Проректор по учебной работе
_____ / О.В. Юсупова
"_____" _____ 20___ г.

РАБОЧАЯ ПРОГРАММА ДИСЦИПЛИНЫ (МОДУЛЯ)

Б1.О.02.06 «Общая и неорганическая химия»

Код и направление подготовки (специальность)	18.05.01 Химическая технология энергонасыщенных материалов и изделий
Направленность (профиль)	Химическая технология полимерных композиций, порохов и твердых ракетных топлив
Квалификация	Инженер
Форма обучения	Очная
Год начала подготовки	2022
Институт / факультет	Инженерно-технологический факультет (ИТФ)
Выпускающая кафедра	кафедра "Химия и технология полимерных и композиционных материалов"
Кафедра-разработчик	кафедра "Общая и неорганическая химия"
Объем дисциплины, ч. / з.е.	324 / 9
Форма контроля (промежуточная аттестация)	Экзамен

Самара 2022

Б1.О.02.06 «Общая и неорганическая химия»

Рабочая программа дисциплины разработана в соответствии с требованиями ФГОС ВО по направлению подготовки (специальности) **18.05.01 Химическая технология энергонасыщенных материалов и изделий**, утвержденного приказом Министерства образования и науки РФ от № 907 от 07.08.2020 и соответствующего учебного плана.

Разработчик РПД:

Доцент, кандидат химических наук, доцент	Е.М Егорова
(должность, степень, ученое звание)	(ФИО)
Заведующий кафедрой	В.А. Блатов, доктор химических наук, профессор
	(ФИО, степень, ученое звание)

СОГЛАСОВАНО:

Председатель методического совета факультета / института (или учебно-методической комиссии)	И.А Башарина, кандидат технических наук, доцент
	(ФИО, степень, ученое звание)
Руководитель образовательной программы	И.Н. Ягрушкина, кандидат химических наук, доцент
	(ФИО, степень, ученое звание)
Заведующий выпускающей кафедрой	И.В. Нечаев, доктор технических наук, доцент
	(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 5
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 11
4.3 Содержание практических занятий 14
4.4. Содержание самостоятельной работы 16
5. Перечень учебной литературы и учебно-методического обеспечения по дисциплине (модулю) 17
6. Перечень информационных технологий, используемых при осуществлении образовательного процесса по дисциплине (модулю), включая перечень программного обеспечения 18
7. Перечень ресурсов информационно-телекоммуникационной сети «Интернет», профессиональных баз данных, информационно-справочных систем 18
8. Описание материально-технической базы, необходимой для осуществления образовательного процесса по дисциплине (модулю) 19
9. Методические материалы 20
10. Фонд оценочных средств по дисциплине (модулю) 22

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

Наименование категории (группы) компетенций	Код и наименование компетенции	Код и наименование индикатора достижения компетенции	Результаты обучения (знать, уметь, владеть, соотнесенные с индикаторами достижения компетенции)
Общепрофессиональные компетенции			
	ОПК-1 Способен использовать математические, естественнонаучные и инженерные знания для решения задач профессиональной деятельности;	ОПК-1.1 Решает задачи, относящиеся к профессиональной деятельности, применяя математические знания	Владеть математическим аппаратом для решения химических задач.
			Знать основные способы расчета термодинамических характеристик химических процессов.
			Уметь применять основные разделы математики для решения химических задач.
		ОПК-1.2 Решает задачи, относящиеся к профессиональной деятельности, применяя естественнонаучные знания	Владеть основными экспериментальными методами синтеза и исследования физико-химических свойств химических соединений
			Знать свойства химических веществ на основе электронного строения их атомов и положения в Периодической системе элементов.
			Уметь предсказывать возможность протекания химических процессов и описывать их кинетику
		ОПК-1.3 Решает задачи профессиональной деятельности, применяя общеинженерные знания	Владеть общими инженерными знаниями для решения химических задач.
			Знать основные разделы общей химии.
			Уметь решать химические задачи, применяя общеинженерные знания.

2. Место дисциплины (модуля) в структуре образовательной программы

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

Код компетенции	Предшествующие дисциплины	Параллельно осваиваемые дисциплины	Последующие дисциплины
ОПК-1		Инженерная и компьютерная графика; Математика; Материаловедение и технология конструкционных материалов; Прикладная механика; Физика	Аналитическая химия и физико-химические методы анализа; Внутренняя баллистика; Дисперсные системы и поверхностные явления ; Метрология, стандартизация и сертификация; Моделирование химико-технологических процессов; Общая химическая технология; Основы моделирования процессов переработки пластмасс; Основы строительного дела; Подготовка к процедуре защиты и процедура защиты выпускной квалификационной работы; Прикладная механика; Процессы и аппараты химической технологии; Теоретические основы переработки полимерных материалов; Теория вероятностей и математическая статистика; Физика; Физика быстропротекающих процессов; Физическая химия; Химия углеродных соединений; Экономика предприятия и организация производства; Электротехника и промышленная электроника

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:	160	80	80
Лабораторные работы	64	32	32
Лекции	64	32	32
Практические занятия	32	16	16
Внеаудиторная контактная работа, КСР	10	5	5
Самостоятельная работа (всего), в том числе:	73	50	23

выполнение задач, заданий, упражнений (в том числе разноуровневых)	43	30	13
подготовка к лабораторным работам	30	20	10
Контроль	81	45	36
Итого: час	324	180	144
Итого: з.е.	9	5	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	14	12	6	12	44
2	Общие закономерности химических процессов	6	4	2	12	24
3	Теория растворов	6	8	4	12	30
4	Электрохимические процессы	6	8	4	14	32
5	Неорганическая химия. Обзор свойств элементов.	32	32	16	23	103
	КСР	0	0	0	0	10
	Контроль	0	0	0	0	81
	Итого	64	64	32	73	324

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.	Введение. Химия как раздел естествознания - наука о веществах и их превращениях. Роль химии в изучении природы и развитии науки и техники. Основные понятия и законы современной химии. Закон эквивалентов. Молярная масса эквивалентов простых и сложных веществ.	2

2	Теоретические основы химии	Введение. Основные понятия химии.	Современная номенклатура неорганических веществ. Простые и сложные вещества. Различные классы соединений: оксиды, кислоты, со-ли. Получение, физические и химические свойства, структурно-графические формулы.	2
3	Теоретические основы химии	Строение вещества.	Основные сведения о строении атома. Квантовый характер излуче-ния и поглощения энергии. Уравнение Планка. Корпускулярные и волновые свойства микрообъектов. Со-отношение Луи де Бройля. Принцип неопределенности Гейзенберга. Квантово-механическая модель строения атома.	2
4	Теоретические основы химии	Строение вещества.	Характеристика поведения электрона в атоме системой квантовых чисел; s-, p-, d- и f-орбитали. Принцип форми-рования электронной структуры атомов: запрет Паули, правило Гунда, принцип наименьшей энергии (правило Клечковского). Электронные формулы элементов. Явление «проскока» («провала») электронов.	2
5	Теоретические основы химии	Строение вещества.	Периодическая система элементов Д.И. Менделеева и периодический закон. Структура системы. Периоды, группы, подгруппы. Обзор свойств элементов в соответствии с их положением в периодической си-стеме. Закон Мозли. Энергия ионизации, сродство к электрону, электроотрицательность. Изменение величин радиусов атомов и ионов в периодах и группах.	2
6	Теоретические основы химии	Химическая связь и строение молекул.	Основные виды химической связи. Современные представления о природе химической связи. Кова-лентная связь. Методы описания ее: метод валентных связей и молеку-лярных орбиталей. Свойства ковалентной связи: направленность, насыщаемость, поляризуемость. Понятие о гибридизации атомных орбиталей. Поляризуемость и полярность связи. Электрический момент диполя. Одинарные и кратные связи. Зонная теория строения твердого тела. Металлы, полупроводники, диэлектрики и сверхпроводники.	2

7	Теоретические основы химии	Химическая связь и строение молекул.	Донорно-акцепторные связи. Комплексные соединения. Их струк-тура и классификация. Комплексооб-разователи и лиганды, координаци-онные числа. Поведение комплексов в растворах. Комплексные и двойные соли. Понятие о константах нестойкости и устойчивости. Межмолекулярные взаимодействия. Водородная связь. Ионные связи. Свойства соединений с ионной связью. Принцип комплементарности.Основные положения метода молекулярных орбиталей. Связыва-ющие, несвязывающие и разрыхля-ющие орбитали. Влияние характера перераспределения электронов по молекулярным орбиталям на поря-док, энергию, длину связи. Примеры заполнения молекулярных орбиталей двухатомных молекул (гомо- и гетероатомных) элементов I и II периодов.	2
8	Общие закономерности химических процессов	Энергетика химических реакций.	Понятие о внутренней энергии и энтальпии. Экзотермические и эндотермические процессы. Термохимические уравнения. Закон Гесса и следствия из него. Термохимические расчеты. Понятие об энтропии. Энергия Гиббса как критерий возможности протекания химических реакций. Термодинамика открытых систем.	2
9	Общие закономерности химических процессов	Химическая кинетика и равновесие.	Основные понятия химической кинетики. Факторы, влияющие на скорость химических реакций. Закон действующих масс. Понятие об энергетическом барьере, активных частицах, энергии активации. Понятие о гетерогенном и гомогенном катализе. Принципы классификации химических реакций.	2
10	Общие закономерности химических процессов	Химическая кинетика и равновесие.	Обратимые и необратимые реакции. Химическое равновесие. Основные факторы, определяющие направление течения реакций и со-стояние равновесия. Принцип Ле - Шателье.	2
11	Теория растворов	Теория растворов. Общая характеристика.	Тепловые эффекты при растворении веществ. Способы выражения концентрации растворов. Электролиты и неэлектролиты. Теория электролитической диссоциации воды. Степень диссоциации. Константа диссоциации.	2
12	Теория растворов	Теория растворов. Общая характеристика.	Сильные и слабые электролиты. Закон разбавления Оствальда. Константы диссоциации слабых электролитов. Состояние сильных электролитов в растворах. Понятие об активности. Ионная сила раствора. Коллигативные свойства растворов.	2

13	Теория растворов	Теория растворов. Общая характеристика.	Ионное произведение воды. pH и pOH. Гидролиз солей. Основные случаи гидролиза. Понятие о константе и степени гидролиза. Понятие о произведении растворимости. Условия осаждения и растворения малорастворимого электролита	2
14	Электрохимические процессы	Электрохимия.	Окислительно-восстановительные реакции. Степень окисления. Важнейшие окислители и восстановители. Классификация окислительно-восстановительных реакций. Методы составления окислительно-восстановительных реакций (методы уравнивания коэффициентов).	2
15	Электрохимические процессы	Электрохимия.	Электрохимия. Понятие об электродных потенциалах на границе металл-раствор электролита. Ряд стандартных электродных потенциалов. Формула Нернста. Химические источники тока. Классификация. Гальванические элементы, аккумуля-торы, топливные элементы. Электролиз. Последовательность анодных и катодных процессов. Электролиз с растворимым и нерастворимым анодами. Электролиз расплавов солей. Законы электролиза. Применение электролиза в химической технологии.	2
16	Электрохимические процессы	Электрохимия.	Коррозия металлов и сплавов. Классификация и механизм коррозионных процессов. Способы защиты от коррозии: металлические и неметаллические покрытия, протекторная и катодная защита. Применение ингибиторов.	2
			Итого за семестр:	**32**
2 семестр				
17	Неорганическая химия. Обзор свойств элементов.	Свойства s-элементов.	Общие закономерности изменения структуры атомов элементов и влияние ее на физико-химические свойства. Щелочные металлы. Нахождение в природе, получение, применение. Основные химические свойства: взаимодействие с элементарными окислителями, отношение к кислотам, воде. Получение соды.	2
18	Неорганическая химия. Обзор свойств элементов.	Свойства s-элементов.	Бериллий, магний. Щелочнозе-мельные металлы. Общий обзор свойств соединений. Понятие жест-кости воды. Способы устранения. Сравнение свойств ее диагональных аналогов магния и лития.	2
19	Неорганическая химия. Обзор свойств элементов.	Свойства p-элементов.	Элементы подгруппы бора. Общая характеристика физических и химических свойств. Бороводороды. Борные кислоты и их соли.	2

20	Неорганическая химия. Обзор свойств элементов.	Свойства p-элементов.	Алюминий. Отношение к элементарным окислителям, щелочам, кислотам и воде. Соединения алюминия и их применение. Галлий, индий, таллий. Их свойства, соединения и применение.	2
21	Неорганическая химия. Обзор свойств элементов.	Свойства p-элементов.	Углерод. Валентные состояния атома углерода. Кислородные соединения углерода. Угольная кислота, ее соли. Соединения углерода с галогенами, азотом, серой. Синильная кислота. Цианиды, тиоцианиды. Применение углерода и его соединений.	2
22	Неорганическая химия. Обзор свойств элементов.	Свойства p-элементов.	Кремний. Оксиды кремния. Кремниевые кислоты и их соли. Краткая характеристика соединений эле-ментов подгруппы германия, олова, свинца. Их свойства и применение.	2
23	Неорганическая химия. Обзор свойств элементов.	Свойства p-элементов.	Элементы подгруппы азота. Общая характеристика. Азот. Соединения с водородом: аммиак, гидразин, гидроксиламин, азотоводородная кислота. Азиды. Оксиды азота. Азотные кислоты, их соли, свойства, применение. Получение азотной кислоты в промышленности. Применение азота и азотосодержащих соединений.	2
24	Неорганическая химия. Обзор свойств элементов.	Свойства p-элементов.	Фосфор. Физические и химические свойства. Оксиды фосфора. Соединения фосфора с водородом, галогенами.	2
25	Неорганическая химия. Обзор свойств элементов.	Свойства p-элементов.	Кислоты фосфора. Мышьяк, сурьма, висмут. Общая характеристика свойств. Применение фосфора, мышьяка, сурьмы, висмута и их соединений.	2
26	Неорганическая химия. Обзор свойств элементов.	Свойства p-элементов.	Сера. Физические и химические свойства. Сероводород, сульфиды. Условия образования сульфидов. Оксиды серы. Серные кислоты и их соли. Политионовые кислоты. Свойства солей серных кислот и их применение. Применение серы и ее соединений, содержащих серу.	2
27	Неорганическая химия. Обзор свойств элементов.	Свойства p-элементов.	Галогены. Общая характеристика свойств. Водородные соединения. Применения галогенов и галогенводородов.	2
28	Неорганическая химия. Обзор свойств элементов.	Свойства p-элементов.	Кислородсодержащие кислоты хлора, брома. Относительная сила кислот. Окислительно-восстановительные характеристики солей. Колебательные реакции. Применение кислородсодержащих соединений галогенов.	2

29	Неорганическая химия. Обзор свойств элементов.	Свойства d-элементов.	Общая характеристика свойств подгруппы хрома. Нахождение в природе, получение, применение. Химические свойства: отношение к элементарным окислителям. Кислотам, щелочам, воде. Химические соединения со степенью окисления +2, +4, +6. Их кислотно-основные свойства и окислительно-восстановительные характеристики. Хромиты, хроматы и дихроматы. Применение хрома и содержащих хром соединений.	2
30	Неорганическая химия. Обзор свойств элементов.	Свойства d-элементов.	Подгруппа марганца. Нахождение в природе, получение, применение. Химические свойства: отношение к кислотам, щелочам, воде и окислителям. Химические соединения марганца со степенью окисления +2, +4, +6, +7. Их кислотно-основные свойства и окислительно-восстановительные характеристики. Марганцевые кислоты, их соли и применение.	2
31	Неорганическая химия. Обзор свойств элементов.	Свойства d-элементов.	Семейство железа. Важнейшие соединения, характеристика их свойств и применение. Сплавы на основе железа. Химические свойства соединений железа со степенью окисления +2, +3, +6. Химические соединения кобальта, никеля +2, +3. Комплексные соединения железа, кобальта, никеля. Применение железа, кобальта, никеля и их соединений.	2
32	Неорганическая химия. Обзор свойств элементов.	Свойства d-элементов.	Общая характеристика свойств элементов подгруппы цинка. Отношение к кислотам, щелочам и воде. Важнейшие соединения: оксиды, гидроксиды, соли, их свойства и применение. Краткий обзор свойств d-элементов VB, IVB, IIIB, IB, IIB -групп. Важней-шие соединения, их свойства и при-менение. Краткая характеристика свойств f-элементов и их соединений. Теория кристаллического поля, теория поля лигандов. Общие свойства и методы получения металлов. Пиро- и гидрометаллургические методы. Методы зонной плавки и транспортных реакций. Электроме-таллургия.	2
			Итого за семестр:	**32**
			Итого:	**64**

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	Классы неорганических соединений.	Основные оксиды и их свойства; способы получения кислот; получение и свойства растворимых и нерастворимых гидроксидов;	2
2	Теоретические основы химии	Классы неорганических соединений.	амфотерные гидроксиды; получение и свойства средних, кислых и основных солей.	2
3	Теоретические основы химии	Эквивалент.	Молярная масса эквивалента: определение молярной массы эквивалента металла полумикрометодом; определение молярной массы эквивалента сложного вещества.	2
4	Теоретические основы химии	Эквивалент.	Молярная масса эквивалента: определение молярной массы эквивалента металла полумикрометодом; определение молярной массы эквивалента сложного вещества.	2
5	Теоретические основы химии	Комплексные соединения.	Получение и свойства комплексных соединений; устойчивость комплексных соединений и константа нестойкости; участие комплексных соединений в реакциях ионного обмена; двойные соли.	2
6	Теоретические основы химии	Комплексные соединения.	Получение и свойства комплексных соединений; устойчивость комплексных соединений и константа нестойкости; участие комплексных соединений в реакциях ионного обмена; двойные соли.	2
7	Общие закономерности химических процессов	Скорость химических реакций. Химическое равновесие.	Зависимость скорости реакции от концентрации реагентов и температуры; закон действия масс; правило Вант-Гоффа; катализ; обратимые реакции и сдвиг химического равновесия (принцип Ле Шателье-Брауна).	2
8	Общие закономерности химических процессов	Скорость химических реакций. Химическое равновесие.	Зависимость скорости реакции от концентрации реагентов и температуры; закон действия масс; правило Вант-Гоффа; катализ; обратимые реакции и сдвиг химического равновесия (принцип Ле Шателье-Брауна).	2
9	Теория растворов	Приготовление раствора кислоты.	Приготовление раствора соляной, серной или азотной кислот заданной нормальности;	2
10	Теория растворов	Приготовление раствора кислоты.	проверка полученной концентрации титрованием.	2
11	Теория растворов	Определение pH растворов. Гидролиз солей	Определение pH растворов кислот, гидроксидов, солей; составление уравнений гидролиза; расчет константы и степени гидролиза;	2
12	Теория растворов	Определение pH растворов. Гидролиз солей	факторы, влияющие на глубину гидролиза; совместный гидролиз солей.	2
13	Электрохимические процессы	Окислительно-восстановительные реакции.	Простые и сложные вещества в качестве окислителей и восстановителей; ОВР в различных средах; окислительно-восстановительная двойственность;	2
14	Электрохимические процессы	Окислительно-восстановительные реакции.	составление уравнений ОВР методов электронно-ионного баланса; направление протекания ОВР.	2

15	Электрохимические процессы	Электрохимические процессы.	Вытеснение металлов металлами; ряд стандартных электродных потенциалов; гальванические элементы; катодный и анодный процессы; ЭДС гальванического элемента; последовательность катодных и анодных процессов; электролиз с инертным и растворимым анодом.	2
16	Электрохимические процессы	Коррозия металлов.	Образование макро- и микрогальванопар в результате электрохимической коррозии; факторы, влияющие на скорость коррозии; анодные и катодные покрытия; протекторная защита; применение ингибиторов.	2
			Итого за семестр:	**32**
2 семестр				
17	Неорганическая химия. Обзор свойств элементов.	Олово, свинец.	Взаимодействие с разбавленными и концентрированными кислотами, получение и свойства олова и свинца (+2) и (+4), получение и свойства малорастворимых соединений, окислительно-восстановительные свойства соединений олова и свинца.	2
18	Неорганическая химия. Обзор свойств элементов.	Олово, свинец.	Качественные реакции на ионы Pb2+, Pb4+, Sn2+, Sn4+.	2
19	Неорганическая химия. Обзор свойств элементов.	Азот, фосфор.	Получение аммиака, азота и их свойства, получение аммиачных комплексов, окислительно-восстановительные свойства солей азотистой кислоты, свойства азотной кислоты и ее солей. Качественные реакции на ионы NO2–, NO3–.	2
20	Неорганическая химия. Обзор свойств элементов.	Азот, фосфор.	Фосфор и его свойства, получение оксидов фосфора, получение и свойства со-лей фосфорной кислоты, гидролиз фосфатов. Качественные реакции на ион PO43–.	2
21	Неорганическая химия. Обзор свойств элементов.	Сера.	Получение и свойства сульфидов, свойства солей сернистой кислоты, взаимодействие серной кислоты с металлами, окисление органических соединений, получение и свойства тиосульфатов,	2
22	Неорганическая химия. Обзор свойств элементов.	Сера.	схема анализа анионов S2–, SO32–, S2O32–, SO42–. Контрольная задача.	2
23	Неорганическая химия. Обзор свойств элементов.	Галогены	Получение хлора и хлорной воды, получение и свойства брома и йода, получение и свойства галогенидов серебра и свинца,	2
24	Неорганическая химия. Обзор свойств элементов.	Галогены	схема анализа галогенид-ионов, контрольная задача.	2
25	Неорганическая химия. Обзор свойств элементов.	Хром, молибден, вольфрам.	Получение и свойства соединений хрома (+2), получение и свойства оксида и гидроксида хрома (+3), окислительные свойства дихроматов, устойчивость хроматов и дихрома-тов, получение хроматов в реакциях обмена, получение и свойства перок-сосоединений хрома.	2
26	Неорганическая химия. Обзор свойств элементов.	Хром, молибден, вольфрам.	Качественные реакции CrO2–, CrO42–, Cr2O72–.	2

27	Неорганическая химия. Обзор свойств элементов.	Марганец.	Получение сульфида и гидроксида марганца (+2), восстановительные свойства солей марганца (+2) в кис-лой и щелочной среде, получение и свойства диоксида марганца, полу-чение и свойства манганатов, окис-лительные свойства перманганатов в различных средах.	2
28	Неорганическая химия. Обзор свойств элементов.	Марганец.	Качественные ре-акции на ионы Mn2+, Mn4+, MnO42–, MnO4–.	2
29	Неорганическая химия. Обзор свойств элементов.	Железо, кобальт, никель.	Получение и свойства гидроксидов металлов (+2) и железа (+3), получе-ние малорастворимых соединений, окислительно-восстановительные свойства солей железа (+2), получение и свойства комплексных соединений железа, кобальта,	2
30	Неорганическая химия. Обзор свойств элементов.	Железо, кобальт, никель.	никеля, качественные реакции на ионы Fe2+, Co2+, Ni2+, Fe3+, Co3+, Ni3+.	2
31	Неорганическая химия. Обзор свойств элементов.	Цинк, кадмий, ртуть.	Взаимодействие цинка с кислотами и щелочами, получение и свойства гидроксидов и оксидов цинка, кадмия и ртути (+1), (+2), получение и свой-ства сульфидов цинка, кадмия и рту-ти (+1), (+2), окислительные свойства солей ртути, гидролиз солей цинка, кадмия.	2
32	Неорганическая химия. Обзор свойств элементов.	Цинк, кадмий, ртуть.	Качественные реакции на ионы Hg22+, Hg2+, Zn2+, Cd2+.	2
			Итого за семестр:	**32**
			Итого:	**64**

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 классы неорганических соединений.	Получение и свойства оксидов, кислот, оснований и солей, составление молекулярных и структурно-графических формул химических соединений, номен-клатура, взаимные превращения сред-них, кислых и основных солей.	2
2	Теоретические основы химии	Строение атома.	Определение квантовых чисел и после-довательности заполнения атомных ор-биталей в соответствии с принципом наименьшей энергии; составление элек-тронных и электронно-графических формул элементов и простых ионов; определение валентностей и степени окисления элементов; определение типа химической связи и типа гибридизации элементов в соединениях; определение структуры молекул и ионов; характеристика свойств соединений на основании положения элемента в Периодической системе.	2

3	Теоретические основы химии	Химический эквивалент, закон эквивалентов	Вычисление эквивалента, фактора эквивалентности, молярной масса эквива-лента простых и сложных веществ по их формулам и в химических реакциях; зависимость от валентности элементов; определение объема эквивалента газов; расчеты с применением закона эквивалентов.	2
4	Общие закономерности химических процессов	Скорость химических реакций.	Кинетические расчеты с применением закона действия масс и правила Вант-Гоффа; определение направления сдвига химического равновесия в соответствии с принципом Ле Шателье-Брауна.	2
5	Теория растворов	Способы выражения концентрации растворов.	Определение и расчет массовой и мольной доли, молярной концентрации, молярной концентрации эквивалента, титра раствора; взаимные пересчеты концентраций растворов.	2
6	Теория растворов	Водородный показатель. Гидролиз солей.	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; составление уравнений гидролиза.	2
7	Электрохимические процессы	Окислительно-восстановительные реакции.	Составление уравнений ОВР методами электронного и электронно-ионного баланса; определение вероятности и направления протекания ОВР.	2
8	Электрохимические процессы	Электрохимические процессы.	Расчет электродных потенциалов с использованием формулы Нернста; составление схем гальванических элемен-тов и уравнений катодных и анодных процессов; расчет ЭДС гальванического элемента; составление схем электролиза расплавов и растворов с инертными и растворимыми анодами; расчеты с использованием законов электролиза.	2
			Итого за семестр:	**16**
		2 семестр		
9	Неорганическая химия. Обзор свойств элементов.	Свойства p-элементов. Олово, свинец.	Взаимодействие с разбавленными и концентрированными кислотами, получение и свойства олова и свинца (+2) и (+4), получение и свойства малорастворимых соединений, окислительно-восстановительные свойства соединений олова и свинца.	2
10	Неорганическая химия. Обзор свойств элементов.	Свойства p-элементов. Азот, фосфор.	Получение аммиака, азота и их свойства, получение аммиачных комплексов, окислительно-восстановительные свой-ства солей азотистой кислоты, свойства азотной кислоты и ее солей. Особенно-сти взаимодействия некоторых метал-лов с азотной кислотой. Фосфор и его свойства, получение оксидов фосфора, получение и свойства солей фосфорной кислоты, гидролиз фосфатов.	2
11	Неорганическая химия. Обзор свойств элементов.	Свойства p-элементов. Сера.	Получение и свойства сульфидов, свойства солей сернистой кислоты, взаимодействие серной кислоты с металлами, окисление органических соединений, получение и свойства тиосульфатов, качественные реакции на серусодержащие ионы.	2

12	Неорганическая химия. Обзор свойств элементов.	Свойства p-элементов. Галогены.	Получение хлора и хлорной воды, получение и свойства брома и йода, получение и свойства галогенидов серебра и свинца, качественные реакции на галогенид-ионы.	2
13	Неорганическая химия. Обзор свойств элементов.	Свойства d-элементов. Хром, молибден, вольфрам.	Получение и свойства соединений хрома (+2), получение и свойства оксида и гидроксида хрома (+3), окислительные свойства дихроматов, устойчивость хроматов и дихроматов, получение хроматов в реакциях обмена, получение и свойства пероксосоединений хрома.	2
14	Неорганическая химия. Обзор свойств элементов.	Свойства d-элементов. Марганец.	Получение сульфида и гидроксида мар-ганца (+2), восстановительные свойства солей марганца (+2) в кислой и щелоч-ной среде, получение и свойства диок-сида марганца, получение и свойства манганатов, окислительные свойства перманганатов в различных средах.	2
15	Неорганическая химия. Обзор свойств элементов.	Свойства d-элементов. Железо, кобальт, никель.	Получение и свойства гидроксидов металлов (+2) и железа (+3), получение малорастворимых соединений, окислительно-восстановительные свойства солей железа (+2), получение и свойства комплексных соединений железа, кобальта, никеля, качественные реакции.	2
16	Неорганическая химия. Обзор свойств элементов.	Свойства d-элементов. Цинк, кадмий, ртуть.	Взаимодействие цинка с кислотами и щелочами, получение и свойства гидроксидов и оксидов цинка, кадмия и рту-ти (+1), (+2), получение и свойства сульфидов цинка, кадмия и ртути (+1), (+2), окислительные свойства солей ртути, гидролиз солей цинка, кадмия.	2
			Итого за семестр:	**16**
			Итого:	**32**

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	Подготовка к лабораторной работе.	Химический эквивалент, классы неорганических соединений, комплексные соединения.	5
Теоретические основы химии	Выполнение задания.	Химический эквивалент, классы неорганических соединений, строение атома, типы и характеристики химической связи: ионной, ковалентной и водородной, комплексные соединения.	7
Общие закономерности химических процессов	Подготовка к лабораторной работе.	Кинетика химических реакций.	5

Общие закономерности химических процессов	Выполнение задания.	Энергетика химических реакций, скорость химических реакций.	7
Теория растворов	Подготовка к лабораторной работе.	Приготовление раствора кислоты. pH и гидролиз.	4
Теория растворов	Выполнение задания.	Растворы. Концентрация растворов. pH и гидролиз.	8
Электрохимические процессы	Подготовка к лабораторной работе.	Окислительно-восстановительные реакции, Электрохимические процессы. Коррозия металлов.	6
Электрохимические процессы	Выполнение задания.	Окислительно-восстановительные реакции, электрохимические реакции, коррозия метал-лов.	8
		Итого за семестр:	**50**
2 семестр			
Неорганическая химия. Обзор свойств элементов.	Подготовка к лабораторной работе.	Олово, свинец. Азот, фосфор. Сера. Галогены. Хром, молибден, вольфрам. Марганец. Железо, кобальт, никель.	10
Неорганическая химия. Обзор свойств элементов.	Выполнение задания.	Олово, свинец. Азот, фосфор. Сера. Галогены. Хром, молибден, вольфрам. Марганец. Железо, кобальт, никель. Цинк, кадмий, ртуть.	13
		Итого за семестр:	**23**
		Итого:	**73**

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	Глинка, Н.Л. Задачи и упражнения по общей химии : учеб. пособие / Н. Л. Глинка .- изд., стер..- М., Кнорус, 2016.- 240 с.	Электронный ресурс
2	Неорганическая химия для технических и технологических вузов : учеб.пособие в 2-х ч. / И. К. Гаркушин [и др.]; Самар.гос.техн.ун-т, Общая и неорганическая химия .- 2-е изд., перераб. и доп..- Самара, 2013.- 342 с..- Режим доступа: https://elib.samgtu.ru/getinfo?uid=els_samgtu||elib||1081	Электронный ресурс
3	Общая химия для технических вузов : учеб. пособие в 2-х ч. / И. К. Гаркушин [и др.]; Самар.гос.техн.ун-т .- 3-е изд., испр. и доп..- Самара, 2012.- 404 с..- Режим доступа: https://elib.samgtu.ru/getinfo?uid=els_samgtu||elib||2277	Электронный ресурс
4	Общая химия для технических вузов : учеб. пособие в 2-х ч. / И. К. Гаркушин [и др.]; Самар.гос.техн.ун-т.- Самара, 2012.- 234 с..- Режим доступа: https://elib.samgtu.ru/getinfo?uid=els_samgtu||elib||2278	Электронный ресурс

Дополнительная литература		
5	Гаркушин, И.К. Иллюстрационный материал к лекциям по неорганической химии : учеб. пособие / И. К. Гаркушин, Е. М. Бехтерева, О. В. Лаврентьева; Самар.гос.техн.ун-т, Общая и неорганическая химия.- Самара, 2012.- 152 с..- Режим доступа: https://elib.samgtu.ru/getinfo?uid=els_samgtu||elib||1197	Электронный ресурс
6	Глинка, Н.Л. Общая химия : учеб. пособие / Н. Л. Глинка .- изд., стер..- М., Кнорус, 2014.- 746 с.	Электронный ресурс
Учебно-методическое обеспечение		
7	Неорганическая химия : лаборатор. практикум / Самар.гос.техн.ун-т, Общая и неорганическая химия; сост.: О. В. Лаврентьева, Н. И. Лисов .- 2-е изд., испр. и доп..- Самара, 2017.- 141 с..- Режим доступа: https://elib.samgtu.ru/getinfo?uid=els_samgtu||elib||2743	Электронный ресурс
8	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
9	Примеры решения задач и индивидуальные задания по химии элементов : учеб.-метод. пособие / Е. М. Бехтерева [и др.]; Самар.гос.техн.ун-т, Общая и неорганическая химия.- Самара, 2013.- 133 с..- Режим доступа: https://elib.samgtu.ru/getinfo?uid=els_samgtu||elib||1875	Электронный ресурс
10	Сборник индивидуальных домашних заданий по курсу общей химии : сб.задач / В. И. Пенина [и др.]; Самар.гос.техн.ун-т, Общая и неорганическая химия.- Самара, 2011.- 58 с..- Режим доступа: https://elib.samgtu.ru/getinfo?uid=els_samgtu||elib||1725	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	Операционная система Microsoft Windows (Сублицензионный договор №1010/17 от 01.06.2017 г.).	Microsoft (Зарубежный)	Лицензионное
2	Пакет офисных программ Microsoft Office в составе: Word, Excel, PowerPoint, OneNote, Outlook, Publisher, Access (Microsoft Open License)	Microsoft (Зарубежный)	Лицензионное

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

№ п/п	Наименование	Краткое описание	Режим доступа
1	Scopus - база данных рефератов и цитирования	http://www.scopus.com/	Зарубежные базы данных ограниченного доступа
2	ScienceDirect (Elsevier) - естественные науки, техника, медицина и общественные науки.	http://www.sciencedirect.com/	Зарубежные базы данных ограниченного доступа
3	Reaxys - база структурного поиска по химии.	http://www.reaxys.com/	Зарубежные базы данных ограниченного доступа
4	Электронная библиотека "Наука и техника"	http://n-t.ru/	Ресурсы открытого доступа
5	Журнал Вестник СамГТУ. Серия «Технические науки».	http://vestnik-teh.samgtu.ru/	Ресурсы открытого доступа
6	База данных международных индексов научного цитирования Web of Science	http://www.webofknowledge.com/	Зарубежные базы данных ограниченного доступа
7	РОСПАТЕНТ	http://www1.fips.ru/wps/wcm/connect/content_ru/ru	Ресурсы открытого доступа
8	Электронно-библиотечная система IPRbooks	http://www.iprbookshop.ru/	Российские базы данных ограниченного доступа
9	Электронная библиотека трудов сотрудников СамГТУ	http://lib.samgtu.ru	Ресурсы открытого 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 (проектор, экран, компьютер/ноутбук), учебно-наглядные пособия, тематические иллюстрации).

Практические занятия

Аудитории для практических занятий укомплектованы специализированной мебелью и техническими средствами обучения (проектор, экран, компьютер/ноутбук).

Лабораторные занятия

Для лабораторных занятий используются аудитории №336 (уч. корп. 1), №324 (уч. корп. 1), оснащенные следующим оборудованием: принудительная тяга, лабораторная посуда, термометры, спиртовки, универсальная индикаторная бумага, химические реактивы в

соответствии с темой лабораторной работы.

Самостоятельная работа

Помещения для самостоятельной работы оснащены компьютерной техникой с возможностью подключения к сети «Интеренет» и доступом к электронной информационно-образовательной среде СамГТУ:

-читальный зал НТБ СамГТУ (ауд. 200 корпус № 8; ауд. 125 корпус № 1; ауд. 41,31, 34, 35 Главный корпус библиотеки ,ауд. 83а, 414, 416, 0209 АСА СамГТУ; ауд. 401 корпус №10);

- компьютерные классы (ауд. 208, 210 корпус №8).

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 завершенной. 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 отчетности 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.О.02.06 «Общая и неорганическая химия»

Фонд оценочных средств
по дисциплине
Б1.О.02.06 «Общая и неорганическая химия»

Код и направление подготовки (специальность)	18.05.01 Химическая технология энергонасыщенных материалов и изделий
Направленность (профиль)	Химическая технология полимерных композиций, порохов и твердых ракетных топлив
Квалификация	Инженер
Форма обучения	Очная
Год начала подготовки	2022
Институт / факультет	Инженерно-технологический факультет (ИТФ)
Выпускающая кафедра	кафедра "Химия и технология полимерных и композиционных материалов"
Кафедра-разработчик	кафедра "Общая и неорганическая химия"
Объем дисциплины, ч. / з.е.	324 / 9
Форма контроля (промежуточная аттестация)	Экзамен

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

Наименование категории (группы) компетенций	Код и наименование компетенции	Код и наименование индикатора достижения компетенции	Результаты обучения (знать, уметь, владеть, соотнесенные с индикаторами достижения компетенции)
Общепрофессиональные компетенции			
	ОПК-1 Способен использовать математические, естественнонаучные и инженерные знания для решения задач профессиональной деятельности;	ОПК-1.1 Решает задачи, относящиеся к профессиональной деятельности, применяя математические знания	Владеть математическим аппаратом для решения химических задач.
			Знать основные способы расчета термодинамических характеристик химических процессов.
			Уметь применять основные разделы математики для решения химических задач.
		ОПК-1.2 Решает задачи, относящиеся к профессиональной деятельности, применяя естественнонаучные знания	Владеть основными экспериментальными методами синтеза и исследования физико-химических свойств химических соединений
			Знать свойства химических веществ на основе электронного строения их атомов и положения в Периодической системе элементов.
			Уметь предсказывать возможность протекания химических процессов и описывать их кинетику
		ОПК-1.3 Решает задачи профессиональной деятельности, применяя общеинженерные знания	Владеть общими инженерными знаниями для решения химических задач.
			Знать основные разделы общей химии.
			Уметь решать химические задачи, применяя общеинженерные знания.

Матрица соответствия оценочных средств запланированным результатам обучения

Код индикатора достижения компетенции	Результаты обучения	Оценочные средства	Текущий контроль успеваемости	Промежуточная аттестация
Теоретические основы химии				
ОПК-1.1 Решает задачи, относящиеся к профессиональной деятельности, применяя математические знания	**Уметь** применять основные разделы математики для решения химических задач.	Контрольная работа	Да	Нет
		Индивидуальное домашнее задание	Да	Нет
		Комплект экзаменационных билетов	Нет	Да
	Знать основные способы расчета термодинамических характеристик химических процессов.	Контрольная работа	Да	Нет
		Индивидуальное домашнее задание	Да	Нет
		Комплект экзаменационных билетов	Нет	Да
	Владеть математическим аппаратом для решения химических задач.	Контрольная работа	Да	Нет
		Индивидуальное домашнее задание	Да	Нет
		Комплект экзаменационных билетов	Нет	Да
ОПК-1.2 Решает задачи, относящиеся к профессиональной деятельности, применяя естественнонаучные знания	**Знать** свойства химических веществ на основе электронного строения их атомов и положения в Периодической системе элементов.	Контрольная работа	Да	Нет
		Индивидуальное домашнее задание	Да	Нет
		Отчет по лабораторной работе	Да	Нет
		Комплект экзаменационных билетов	Нет	Да
	Уметь предсказывать возможность протекания химических процессов и описывать их кинетику	Контрольная работа	Да	Нет
		Индивидуальное домашнее задание	Да	Нет
		Отчет по лабораторной работе	Да	Нет
		Комплект экзаменационных билетов	Нет	Да
	Владеть основными экспериментальными методами синтеза и исследования физико-химических свойств химических соединений	Отчет по лабораторной работе	Да	Нет

ОПК-1.3 Решает задачи профессиональной деятельности, применяя общеинженерные знания	**Знать** основные разделы общей химии.	Контрольная работа	Да	Нет
		Индивидуальное домашнее задание	Да	Нет
		Комплект экзаменационных билетов	Нет	Да
	Уметь решать химические задачи, применяя общеинженерные знания.	Контрольная работа	Да	Нет
		Индивидуальное домашнее задание	Да	Нет
		Комплект экзаменационных билетов	Нет	Да
	Владеть общими инженерными знаниями для решения химических задач.	Контрольная работа	Да	Нет
		Индивидуальное домашнее задание	Да	Нет
		Комплект экзаменационных билетов	Нет	Да
Общие закономерности химических процессов				
ОПК-1.1 Решает задачи, относящиеся к профессиональной деятельности, применяя математические знания	**Владеть** математическим аппаратом для решения химических задач.	Контрольная работа	Да	Нет
		Индивидуальное домашнее задание	Да	Нет
		Комплект экзаменационных билетов	Нет	Да
	Уметь применять основные разделы математики для решения химических задач.	Контрольная работа	Да	Нет
		Индивидуальное домашнее задание	Да	Нет
		Комплект экзаменационных билетов	Нет	Да
	Знать основные способы расчета термодинамических характеристик химических процессов.	Контрольная работа	Да	Нет
		Индивидуальное домашнее задание	Да	Нет
		Комплект экзаменационных билетов	Нет	Да

ОПК-1.2 Решает задачи, относящиеся к профессиональной деятельности, применяя естественнонаучные знания	**Знать** свойства химических веществ на основе электронного строения их атомов и положения в Периодической системе элементов.	Контрольная работа	Да	Нет
		Индивидуальное домашнее задание	Да	Нет
		Отчет по лабораторной работе	Да	Нет
		Комплект экзаменационных билетов	Нет	Да
	Владеть основными экспериментальными методами синтеза и исследования физико-химических свойств химических соединений	Отчет по лабораторной работе	Да	Нет
	Уметь предсказывать возможность протекания химических процессов и описывать их кинетику	Контрольная работа	Да	Нет
		Индивидуальное домашнее задание	Да	Нет
		Отчет по лабораторной работе	Да	Нет
		Комплект экзаменационных билетов	Нет	Да
ОПК-1.3 Решает задачи профессиональной деятельности, применяя общеинженерные знания	**Знать** основные разделы общей химии.	Контрольная работа	Да	Нет
		Индивидуальное домашнее задание	Да	Нет
		Комплект экзаменационных билетов	Нет	Да
	Уметь решать химические задачи, применяя общеинженерные знания.	Контрольная работа	Да	Нет
		Индивидуальное домашнее задание	Да	Нет
		Комплект экзаменационных билетов	Нет	Да
	Владеть общими инженерными знаниями для решения химических задач.	Контрольная работа	Да	Нет
		Индивидуальное домашнее задание	Да	Нет
		Комплект экзаменационных билетов	Нет	Да
Теория растворов				

ОПК-1.1 Решает задачи, относящиеся к профессиональной деятельности, применяя математические знания	**Знать** основные способы расчета термодинамических характеристик химических процессов.	Контрольная работа	Да	Нет
		Индивидуальное домашнее задание	Да	Нет
		Комплект экзаменационных билетов	Нет	Да
	Уметь применять основные разделы математики для решения химических задач.	Контрольная работа	Да	Нет
		Индивидуальное домашнее задание	Да	Нет
		Комплект экзаменационных билетов	Нет	Да
	Владеть математическим аппаратом для решения химических задач.	Контрольная работа	Да	Нет
		Индивидуальное домашнее задание	Да	Нет
		Комплект экзаменационных билетов	Нет	Да
ОПК-1.2 Решает задачи, относящиеся к профессиональной деятельности, применяя естественнонаучные знания	**Знать** свойства химических веществ на основе электронного строения их атомов и положения в Периодической системе элементов.	Контрольная работа	Да	Нет
		Индивидуальное домашнее задание	Да	Нет
		Отчет по лабораторной работе	Да	Нет
		Комплект экзаменационных билетов	Нет	Да
	Владеть основными экспериментальными методами синтеза и исследования физико-химических свойств химических соединений	Отчет по лабораторной работе	Да	Нет
	Уметь предсказывать возможность протекания химических процессов и описывать их кинетику	Контрольная работа	Да	Нет
		Индивидуальное домашнее задание	Да	Нет
		Отчет по лабораторной работе	Да	Нет
		Комплект экзаменационных билетов	Нет	Да

ОПК-1.3 Решает задачи профессиональной деятельности, применяя общеинженерные знания	**Владеть** общими инженерными знаниями для решения химических задач.	Контрольная работа	Да	Нет
		Индивидуальное домашнее задание	Да	Нет
		Комплект экзаменационных билетов	Нет	Да
	Знать основные разделы общей химии.	Контрольная работа	Да	Нет
		Индивидуальное домашнее задание	Да	Нет
		Комплект экзаменационных билетов	Нет	Да
	Уметь решать химические задачи, применяя общеинженерные знания.	Контрольная работа	Да	Нет
		Индивидуальное домашнее задание	Да	Нет
		Комплект экзаменационных билетов	Нет	Да
Электрохимические процессы				
ОПК-1.1 Решает задачи, относящиеся к профессиональной деятельности, применяя математические знания	**Уметь** применять основные разделы математики для решения химических задач.	Контрольная работа	Да	Нет
		Индивидуальное домашнее задание	Да	Нет
		Комплект экзаменационных билетов	Нет	Да
	Знать основные способы расчета термодинамических характеристик химических процессов.	Контрольная работа	Да	Нет
		Индивидуальное домашнее задание	Да	Нет
		Комплект экзаменационных билетов	Нет	Да
	Владеть математическим аппаратом для решения химических задач.	Контрольная работа	Да	Нет
		Индивидуальное домашнее задание	Да	Нет
		Комплект экзаменационных билетов	Нет	Да
ОПК-1.2 Решает задачи, относящиеся к профессиональной деятельности, применяя естественнонаучные знания	**Владеть** основными экспериментальными методами синтеза и исследования физико-химических свойств химических соединений	Отчет по лабораторной работе	Да	Нет

	Знать свойства химических веществ на основе электронного строения их атомов и положения в Периодической системе элементов.	Контрольная работа	Да	Нет
		Индивидуальное домашнее задание	Да	Нет
		Отчет по лабораторной работе	Да	Нет
		Комплект экзаменационных билетов	Нет	Да
	Уметь предсказывать возможность протекания химических процессов и описывать их кинетику	Контрольная работа	Да	Нет
		Индивидуальное домашнее задание	Да	Нет
		Отчет по лабораторной работе	Да	Нет
		Комплект экзаменационных билетов	Нет	Да
ОПК-1.3 Решает задачи профессиональной деятельности, применяя общеинженерные знания	**Знать** основные разделы общей химии.	Контрольная работа	Да	Нет
		Индивидуальное домашнее задание	Да	Нет
		Комплект экзаменационных билетов	Нет	Да
	Владеть общими инженерными знаниями для решения химических задач.	Контрольная работа	Да	Нет
		Индивидуальное домашнее задание	Да	Нет
		Комплект экзаменационных билетов	Нет	Да
	Уметь решать химические задачи, применяя общеинженерные знания.	Контрольная работа	Да	Нет
		Индивидуальное домашнее задание	Да	Нет
		Комплект экзаменационных билетов	Нет	Да
Неорганическая химия. Обзор свойств элементов.				
ОПК-1.1 Решает задачи, относящиеся к профессиональной деятельности, применяя математические знания	**Уметь** применять основные разделы математики для решения химических задач.	Контрольная работа	Да	Нет
		Индивидуальное домашнее задание	Да	Нет
		Комплект экзаменационных билетов	Нет	Да

	Знать основные способы расчета термодинамических характеристик химических процессов.	Контрольная работа	Да	Нет
		Индивидуальное домашнее задание	Да	Нет
		Комплект экзаменационных билетов	Нет	Да
	Владеть математическим аппаратом для решения химических задач.	Контрольная работа	Да	Нет
		Индивидуальное домашнее задание	Да	Нет
		Комплект экзаменационных билетов	Нет	Да
ОПК-1.2 Решает задачи, относящиеся к профессиональной деятельности, применяя естественнонаучные знания	**Знать** свойства химических веществ на основе электронного строения их атомов и положения в Периодической системе элементов.	Контрольная работа	Да	Нет
		Индивидуальное домашнее задание	Да	Нет
		Отчет по лабораторной работе	Да	Нет
		Комплект экзаменационных билетов	Нет	Да
	Уметь предсказывать возможность протекания химических процессов и описывать их кинетику	Контрольная работа	Да	Нет
		Индивидуальное домашнее задание	Да	Нет
		Отчет по лабораторной работе	Да	Нет
		Комплект экзаменационных билетов	Нет	Да
	Владеть основными экспериментальными методами синтеза и исследования физико-химических свойств химических соединений	Отчет по лабораторной работе	Да	Нет
ОПК-1.3 Решает задачи профессиональной деятельности, применяя общеинженерные знания	**Знать** основные разделы общей химии.	Контрольная работа	Да	Нет
		Индивидуальное домашнее задание	Да	Нет
		Комплект экзаменационных билетов	Нет	Да
	Владеть общими инженерными знаниями для решения химических задач.	Контрольная работа	Да	Нет
		Индивидуальное домашнее задание	Да	Нет
		Комплект экзаменационных билетов	Нет	Да

	Уметь решать химические задачи, применяя общеинженерные знания.	Контрольная работа	Да	Нет
		Индивидуальное домашнее задание	Да	Нет
		Комплект экзаменационных билетов	Нет	Да

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

Примеры заданий

1 семестр

«Классы неорганических соединений»

1. Какие оксиды соответствуют кислотам HPO_3, H_3PO_4, H_2SiO_3, HNO_2, H_2CrO_4, H_2SeO_4?
2. Какие соли могут образоваться при взаимодействии гидроксида железа (III) и серной кислоты? Составьте уравнения всех возможных реакций.
3. Сколько свободных ионов получится при полной диссоциации каждой молекулы соли: $KHSO_4$, $MgOHNO_3$, $KAl(SO_4)_2$, $Ba(HCO_3)_2$? Составьте уравнения диссоциации приведенных соединений.
4. Напишите уравнения реакций, соответствующих схеме:

$$Zn \rightarrow ZnCl_2 \rightarrow Zn(OH)_2 \rightarrow Na_2[Zn(OH)_4] \rightarrow ZnSO_4.$$

5. Докажите амфотерность гидроксида бериллия.
6. Составьте формулы солей, образованных следующими катионами и анионами: K^+ и NO_3^-, Ca^{2+} и HS^-, Mg^{2+} и HSO_4^-, $Fe(OH)_2^+$ и Cl^-, $ZnOH^+$ и NO_3^-, $AlOH^{2+}$ и SO_4^{2-}.
7. Как перевести сульфат алюминия в гидросульфат алюминия? Составьте уравнение реакции.
8. Как из гидроксонитрата магния получить гидронитрат магния? Составьте уравнение реакции.

«Химический эквивалент»

1. От чего зависит величина фактора эквивалентности и молярной масса эквивалента кислоты и гидроксида в реакции?
2. Вычислить фактор эквивалентности двухосновной кислоты, если известно, что 2 г ее содержат 0,1 г водорода, способного замещаться катионами металла.
3. Рассчитать объем эквивалента кислорода.
4. Рассчитайте молярную массу эквивалента сульфата алюминия.
5. Рассчитайте, сколько моль эквивалентов кислорода необходимо для сжигания 3,6 г магния.
6. На сжигание 1 г металла израсходовано 280 мл кислорода при н.у. Найдите молярную массу эквивалента металла, если он находится во II группе периодической системы Д.И. Менделеева.

«Растворы. Концентрация растворов»

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 моляльность (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 однонормального 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?

«Ионные реакции. Водородный показатель. Гидролиз солей»

1. Рассчитайте концентрацию ионов $[H^+]$ и pH в растворах, если концентрация ионов $[OH^-]$ (моль/л) составляет: а) $3{,}45\cdot10^{-7}$; б) $4{,}67\cdot10^{-3}$; в) 10^{-11}.
2. Вычислите показатель pH 0,01н раствора уксусной кислоты, в котором степень диссоциации кислоты составляет 4,2 %.
3. 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.
4. 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.

«Комплексные соединения»

1. Составьте формулы следующих комплексных солей:
а) гексанитрокобальтат (III) калия;
б) дихлоротетрацианопланинат (IV) натрия;
в) тетрароданодиаквахромат (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. Составьте выражение константы нестойкости хлорида диамминсеребра (I).
4. Определите заряд комплексного иона, координационное число и заряд комплексообразователя в соединениях:
а) $H[Co(CN)_4(H_2O)_2]$; б) $Ca[ZrF_6]$; в) $[Pt(NH_3)_2Cl_2]$.

«Скорость химических реакций. Химическое равновесие»

1. Рассчитайте, во сколько раз возрастает скорость химической реакции при повышении температуры с 25 до 75 °С, если известно, что с повышением температуры на каждые 10 градусов скорость увеличивается в 2,5 раза.
2. Как изменится скорость прямой реакции $2CO + O_2 = 2CO_2$, если при неизменной температуре повысить давление в 4 раза?
3. При некоторых условиях температуры и давления в сосуде емкостью 0,5 л находится 0,03 моль диоксида азота. Вычислите константу скорости прямой реакции, протекающей по уравнению $2NO_2 = N_2O_4$, если скорость при данных условиях составляет 1,08 моль/л·сек.
4. На сколько градусов следует повысить температуру в системе, чтобы скорость реакции возросла в 30 раз, если известно, что температурный коэффициент скорости составляет $\gamma = 2{,}5$.
5. При некоторой температуре равновесие реакции $2NO + O_2 = 2NO_2$ установилось при концентрациях: $[NO]=0{,}2$, $[O_2]=0{,}1$ и $[NO_2]=0{,}1$ моль/л. Вычислите константу равновесия и первоначальную концентрацию оксида азота (II).

«Окислительно-восстановительные реакции»

1. Определите степени окисления атомов элементов в следующих соединениях:
Cu; $CaCrO_4$; H_3PO_2; CO_3^{2-}.
2. Какой процесс – окисления или восстановления – происходит при следующих химических превращениях:
1. $S^o \rightarrow S^{2-}$; $Ti^{+3} \rightarrow Ti^{+4}$; $PbO_2 \rightarrow PbSO_4$.
2. $S^{2-} \rightarrow S^{6+}$; $Mn^{+7} \rightarrow Mn^{+2}$; $NH_3 \rightarrow HNO_2$.
3. $Cl^- \rightarrow Cl^{+7}$; $N^{+5} \rightarrow N^{-2}$; $Na_3CrO_3 \rightarrow Na_2CrO_4$.
3. Закончите уравнения следующих реакций, расставив коэффициенты. Используйте ионно-молекулярный метод (метод полуреакций):
а) $Zn + KNO_2 + KOH + H_2O \rightarrow NH_3 + K_2[Zn(OH)_4]$;
б) $KNO_2 + PbO_2 + HCl \rightarrow KNO_3 + PbCl_2 + H_2O$;
в) $H_2O_2 + KI + HCl \rightarrow I_2 + KCl + H_2O$.

«Электрохимические процессы»

1. Электролизу водного раствора какого из приведенных ниже веществ отвечает уравнение катодного процесса:

$$2H_2O + 2e = H_2 + 2OH^-?$$

а) азотная кислота; б) нитрат меди(II); б) нитрат калия.

Какая реакция происходит при этом на аноде? Составьте уравнение протекания этого процесса.

2. Составьте схему гальванического элемента из свинцовой и никелевых пластинок, погруженных в растворы их солей, в которых концентрации ионов свинца и магния составляют $[Pb^{2+}] = [Ni^{2+}] = 1{,}0$ моль/л. Напишите уравнения электродных процессов и рассчитайте э.д.с. $\Delta\varphi$ этого элемента.

3. Используя величины стандартных электродных потенциалов φ^o, определите, в какой последовательности и на каком электроде будут выделяться металлы при электролизе смеси растворов нитратов хрома(III), золота(III) и никеля(II)? Составьте схемы электролиза раствора наиболее легко восстанавливающегося металла (из приведенных) и рассчитайте его массу, имея I = 2,5А, а время электролиза $\tau = 40$ минут.

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

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

«Коррозия металлов. Способы защиты от коррозии»

1. Для детали, изготовленной из кобальта, подберите анодное и катодное покрытие. Составьте уравнения коррозионных процессов при нарушении этих покрытий и в растворе бромоводорода.

2. Какой тип коррозии возможен при контакте указанных веществ:

а) кальций – влажный воздух,

б) кальций – сухой воздух.

Составьте уравнения коррозионных процессов.

3. Какой металл будет окисляться во влажном воздухе при нарушении покрытия, если железо покрыто марганцем? Приведите схему процессов, происходящих на электродах образующегося гальванического элемента.

4. Ювелирное изделие из золота на подвесках из серебряной цепочки для восстановления блеска поместили в подкисленный раствор чистящего средства. Изделие оказалось испорченным. Почему? Ответ поясните уравнениями возможных реакций.

5. В течение, какого срока полностью разрушится стальной лист массой 200 г, находясь в контакте с медью в кислом растворе, если сила тока в такой электрохимической системе составляла 0,65 А. Составьте схему работы такой гальванопары.

«Энергетика химических реакций»

1. Используя справочные данные рассчитайте изменение энтальпии реакции:

$$C_{(графит)} + 2N_2O_{(г)} = CO_{2(г)} + 2N_{2(г)}.$$

Экзотермическим или эндотермическим является данный процесс?

2. Не производя вычислений, укажите, для каких из перечисленных процессов изменение энтропии положительно:

а) $MgO_{(к)} + H_{2(г)} = Mg_{(к)} + H_2O_{(ж)}$;

б) $C_{(графит)} + CO_{2(г)} = 2CO_{(г)}$.

3. Используя приведенные справочные данные и и термохимическое уравнение:

$$3CaO_{(кр.)} + P_2O_{5(кр.)} = Ca_3(PO_4)_{2(кр.)};\ \Delta_fH^0_{298} = -739{,}0\ кДж,$$

рассчитайте энтальпию образования фосфата кальция.

4. Можно ли подобрать катализатор для проведения в стандартных условиях следующих реакций:

а) $2SO_{2((газ)} + O_{2(газ)} = 2SO_{3(жид.)}$; $\Delta_f G^0_{298} < 0$.

б) $N_{2(газ)} + 2H_2O_{(ж.)} = NH_4NO_{2(кр.)}$; $\Delta_f G^0_{298} > 0$

Ответ поясните.

5. Рассчитайте температуру, при которой начинается реакция разложения азотной кислоты? используя справочные данные:

$$4HNO_{3(ж.)} = 2H_2O_{(газ)} + 4NO_{2(газ)} + O_{2(газ)},$$

«Строение атома»

1. Охарактеризуйте значениями квантовых чисел электроны на следующих подуровнях:

а) 3d; б) 6s; в) 5p; г) 4f.

2. Охарактеризуйте свойства элемента, имеющего следующую сокращенную электронную конфигурацию атома $3d^6 4s^2$.

4. На внешнем энергетическом уровне атома азота находится электронов:

а) 5; б) 3; в) 7; г) 15.

4. Укажите электронную конфигурацию ионов Zn^{2+}, S^{2-}, Cu^{+},

5. Какой подуровень заполняется после подуровня 6s:

а) 7s; б) 6p; в) 5d; г) 4f?

Семестр 2

«Олово, свинец»

1. Как изменяется прочность водородных соединений элементов IV-А группы с увеличением зарядов их атомов? Объясните это изменение с точки зрения строения атомов.

2. Закончить уравнение реакции:

$$Si + NaOH + H_2O \rightarrow$$

2. Пользуясь данными справочника, определите, может ли при 298 К самопроизвольно протекать реакция:

$$3SiO_2(к) + 4B(к) \rightarrow 3Si(к) + 2B_2O_3(к)$$

Оцените возможность протекания этой реакции при более высоких температурах.

4. Почему при растирании порошка оксида свинца (IV) с серой или фосфором происходит воспламенение? В каком производстве используется это явление?

5. Составьте уравнение реакции:

$$Sn + HNO_3(разб.) \rightarrow N_2O + Sn(NO_3)_2$$

6. Что является окислителем и восстановителем в гальваническом элементе, составленном из олова и серебра, погруженных в нормальные растворы их солей. Составьте схему данного гальванического элемента. Исходя из величин стандартных электродных потенциалов и значения ΔG^0_{298}, укажите, можно ли осуществить данную реакцию в гальваническом элементе.

«Азот, фосфор»

1. Сравните отношение азота и фосфора к следующим веществам: 1) металлы; 2) галогены; 3) гидроксид натрия; 4) вода. Составьте уравнения соответствующих реакций, указав условия их протекания.

2. Напишите уравнения реакций термического разложения нитратов металлов, расположенных в ряду напряжений от магния до свинца включительно. Укажите тип окислительно-восстановительной реакции.

3. Какова массовая доля фосфорной кислоты в растворе, полученном при растворении в 200мл воды продукта полного окисления 24,8г фосфора?

4. Осуществите превращения:

$$As \rightarrow As_2S_3 \rightarrow (NH_4)_3AsS_4 \rightarrow As_2S_5 \rightarrow H_3AsO_3.$$

5. Закончить уравнение реакции: $Sb_2O_3 + Br_2 + KOH \rightarrow \ldots$

6. Сколько миллилитров 10%-ного раствора ортомышьяковой кислоты (плотность 1,07 г/мл) нужно прибавить к 50мл 20%-ного раствора ортомышьяковой кислоты (плотность 1,145 г/мл), чтобы получить 15%-ный раствор (плотность 1,106 г/мл)?

«Сера»

1. У какого из приведенных элементов VIA-группы больше сродство к электрону: сера, селен или теллур? Почему?

2. Какие свойства проявляет сернистая кислота в реакциях:

а) $H_2SO_3 + Br_2 \rightarrow$

б) $H_2SO_3 + K_2Cr_2O_7 + H_2SO_4 \rightarrow$

Напишите полные уравнения реакций. Расставьте коэффициенты, используя метод электронно-ионного баланса.

3. Поясните, образуется ли осадок в растворе, полученном смешением равных объемов 0,02н. раствора нитрата серебра и 0,002н. раствора сульфата натрия, приняв, что соли диссоциированы нацело, а $ПР(Ag_2SO_4) = 5 \cdot 10^{-5}$.

«Галогены»

1. Какие процессы протекают при растворении галогенов в воде? Каковы особенности растворения хлора в воде и в растворах щелочей при разных температурах? Почему щелочь лучше, чем вода, связывает хлор?

2. Вычислите pH раствора, в литре которого содержится 0,845г кислоты, имеющей состав (% масс.): H – 1,18; Cl – 42,02; O – 56,80.

3. Преобразуйте цепочку превращений в уравнения химических реакций:

$J_2 \rightarrow JF_5 \rightarrow HF \rightarrow F_2 \rightarrow SiF_4 \xrightarrow{H_2O} \ldots$

«Хром»

1. Чем объяснить «провал» электрона в атоме хрома?

2. Считая, что при окислении сероводорода образуется сера, рассчитать, сколько граммов дихромата калия, используемого в качестве окислителя, необходимо для получения 64 г серы из подкисленного раствора сероводорода, взятого в избытке.

3. Между хромат- и дихромат-ионами в растворе существует динамическое равновесие:

$$2CrO_4^{2-} + 2H^+ \rightleftarrows Cr_2O_7^{2-} + H_2O.$$

Константа равновесия равна $4{,}2 \cdot 10^{14}$. В 1М растворе 10% от общего количества (моль) соли существует в виде дихромата, а 90% – в виде хромата. Определить pH такого раствора.

«Марганец»

1. Как получить марганец из его соединений: $KMnO_4$, $MnCl_2$, MnO_2? Составьте уравнения соответствующих реакций.

2. Закончите уравнение реакции: $N_2H_4 + KMnO_4 + H_2SO_4 \rightarrow \ldots$

3. Окислительно-восстановительные потенциалы систем

$MnO_2 + 2H_2O = MnO_4^- + 4H^+ + 3\bar{e}$

$ReO_2 + 2H_2O = ReO_4^- + 4H^+ + 3\bar{e}$

соответственно равны 1,69 В и 0,51 В. Можно ли окислить MnO_2 и ReO_2 хлором по схемам:

$MnO_2 + H_2O + Cl_2 \rightarrow HMnO_4 + HCl$

$ReO_2 + H_2O + Cl_2 \rightarrow HReO_4 + HCl$

«Железо, кобальт, никель»

1. Составьте ионные и молекулярные уравнения гидролиза хлорида никеля (II). Какой ион следует ввести в раствор этой соли для подавления гидролиза? Дайте мотивированный ответ.

2. Осуществите превращения: $CoSO_4 \rightarrow (CoOH)_2SO_4 \rightarrow Co(OH)_2 \rightarrow CoSO_4$.

Напишите уравнения реакций в молекулярном и ионном виде и назовите все соединения кобальта.
3. Рассчитайте фактор эквивалентности и молярную массу эквивалента а) $Fe_2(SO_4)_3$ для реакций, в которых $Fe^{3+} \rightarrow Fe^{2+}$; б) $FeSO_4 \cdot 7H_2O$ для реакций, в которых $Fe^{2+} \rightarrow Fe^{3+}$. Приведите примеры соответствующих реакций.

«Цинк, кадмий, ртуть»

1. Дайте сравнительную характеристику свойств гидроксидов цинка, кадмия, ртути. Составьте уравнения соответствующих реакций.
2. В трех пробирках содержится металлическая ртуть. В первую прибавили концентрированную серную кислоту, во вторую – разбавленную серную кислоту, в третью – щелочь. В какой из трех пробирок протекает химическая реакция? Напишите уравнение реакции.
3. На осаждение сульфат-ионов из 50 мл раствора сульфата цинка израсходовано 25 мл 0,05 М раствора хлорида бария. Вычислите титр исходного раствора сульфата цинка.

Примеры контрольных работ

Семестр 1

«Классы неорганических соединений»

1.Какие оксиды будут попарно взаимодействовать? Из данных ответов укажите верный и напишите уравнение реакции.

Ответ: а) оксид серы(1У) и оксид кремния(1У);
б) оксид серы(1У) и оксид железа(Ш);
в) оксид серы(1У) и оксид бора.

2. Какой оксид соответствует кислоте H_2MnO_4? Составьте уравнение реакции этого оксида со щелочью.

Ответ: а) оксид марганца (II),
б) оксид марганца (III),
в) оксид марганца (VII).

3.При взаимодействии с какими веществами гидроксид хрома (Ш) проявляет амфотерные свойства? Приведите уравнения соответствующих реакций.

Ответ: а) гидроксид натрия и азотная кислота;
б) хлорид натрия и гидроксид кальция;
в) оксид азота (II) и оксид углерода (II).

4. Какая соль образуется при взаимодействии водного раствора гидроксида кальция с избытком углекислого газа? Приведите уравнение реакции.

Ответ: а) средняя,
б) кислая,
в) основная.

5. Напишите уравнения реакций и поясните, в каких случаях процесс практически идет до конца.

Ответ: а) оксид азота (V) и гидроксид марганца (II),
б) оксид серы (VI) и оксид кальция,
в) оксид углерода (IV) и вода.

«Химический эквивалент»

1. Молярная масса эквивалента какого из приведенных ниже веществ составляет 1/4 часть его молярной массы?

Ответ: 1) оксид марганца (II);
2) сульфат марганца (II);
3) диоксид марганца.

2. Рассчитайте молярную массу эквивалента серной кислоты в реакциях:

$H_2SO_4 + CsOH = CsHSO_4 + H_2O$,

$H_2SO_4 + 2CsOH = Cs_2SO_4 + 2H_2O$.

Ответ: 1) 98 и 98 г/моль; 2) 98 и 49 г/моль; 3) 49 и 98 г/моль.

3. Вычислите молярную массу эквивалента и эквивалент олова, если процентное содержание его в оксиде составляет 88,12%.

Ответ: 1) 59,35 г/моль, 4 моль; 2) 29,70 г/моль, 1/2 моль; 3) 59,35 г/моль, 1/2 моль.

4. Определите формулу соединения железа с серой, если на 6,4 г серы приходится 5,59г железа, а молярная масса эквивалента серы составляет 32 г/моль.

Ответ: 1) Fe_2S_3; 2) FeS; 3) FeS_2 (пирит).

«Растворы. Способы выражения концентрации растворов»

1. К 500 мл 32%-ной (по массе) азотной кислоты плотностью 1,2 г/мл прибавили 1 л воды. Чему равна массовая доля кислоты в полученном растворе?

Ответ: а) 16,1 %; б) 12,0 %; в) 24,0 %.

2. Чему равна молярная концентрация раствора соляной кислоты, имеющего плотность 1,19 г/мл и содержащего 38 % (по массе) хлороводорода?

Ответ: а) 10,4М; б) 12,4М; в) 14,2М.

3. Сколько граммов хлорида цинка содержится в 300 мл 0,2 н. раствора?

Ответ: а) 2,04 г; б)8,16 г; в) 4,08 г.

4. Для нейтрализации 20 мл 0,1н. раствора кислоты потребовалось 8 мл раствора гидроксида натрия. Рассчитайте, сколько граммов щелочи содержит 1 л этого раствора?

Ответ: а) 10,0 г; б)5,0 г; в)2,5 г.

«Водородный показатель pH и гидролиз солей»

1. Вычислите концентрацию ионов $[OH^-]$ в растворе электролита, в котором pH=5.

Ответ: а) 10^{-5}; б) 10^{-9}; в) 10^{-12}.

2.Укажите, какая из перечисленных солей, подвергаясь гидролизу, создает щелочную реакцию среды? Составьте уравнение гидролиза выбранной соли в ионной и молекулярной форме.

Ответ: а) сульфат железа(III),
б) нитрат калия;
в) карбонат лития.

3.Составьте уравнение гидролиза ацетата калия в ионной и молекулярной форме, укажите реакцию среды и рассчитайте константу гидролиза указанной соли. Константа диссоциации уксусной кислоты $К_{дис.} = 1,77 \cdot 10^{-5}$.

Ответ: а) $К_{гидр.} = 9,0 \cdot 10^{-9}$; б) $К_{гидр.} = 5,65 \cdot 10^{-10}$; в) $К_{гидр.} = 3,6 \cdot 10^{-3}$.

4. Добавление каких из перечисленных ниже веществ усиливает гидролиз хлорида алюминия и почему? Ответ подтвердите, составив уравнение реакции гидролиза в ионной форме.

Ответ: а) гидроксид натрия; б) хлорид аммония; в) вода.

«Комплексные соединения»

1. Определите заряды комплексных ионов, образованных ионом-комплексообразователем Au^{3+}:

а) $[Au(CN)_2(H_2O)_2]$; б) $[AuCl_4]$:

Ответ: 1) +1, –1; 2) +2, –2; 3) –1, +1.

2. Хлорид железа (III) связывает 1/3 роданид-иона (тиоцианат-иона), содержащегося в соединении $Cr(SCN)_3 \cdot 4NH_3$. Изобразите координационную формулу такого комплексного соединения. Составьте уравнение происходящей реакции и укажите, к какому типу относится комплексный ион.

Ответ: 1) нейтральный;
2) катионный;
3) анионный.

3. Составьте формулу нитрата гексаакваникеля (II). Чему равен заряд этого комплексного иона и координационное число?

Ответ: 1) +6, к. ч. = 6; 2) +3, к. ч. = 4; 3) +2, к. ч. = 6.

4. Какой из приведенных комплексных ионов является менее устойчивым и почему? Составьте для него выражение константы нестойкости.

Ответ: 1) $[AlF_6]^{3-}$ $K_{нест.} = 1{,}45 \cdot 10^{-25}$

2) $[HgBr_4]^{2-}$ $K_{нест.} = 1 \cdot 10^{-21}$

3) $[Ag(S_2O_3)_2]^{3-}$ $K_{нест.} = 1 \cdot 10^{-13}$

5. Из приведенных ниже соединений выберите двойную соль и составьте уравнение её диссоциации:

а) $KCr(SO_4)_2$; б) $K[Cr(OH)_4]$; в) $Cr(OH)_2NO_3$.

«Скорость химических реакций. Химическое равновесие»

1. Реакция идет по уравнению: $2H_2 + O_2 = 2H_2O$.

Как изменится скорость ее при разбавлении реагирующей смеси в 2 раза? Ответ подтвердите соответствующими расчетами.

Ответ: а) увеличится в 2 раза;

б) уменьшится в 2раза;

в) уменьшится в 8 раз.

2. Определите температурный коэффициент скорости γ, если снижение температуры на 40^0 приводит к уменьшению скорости реакции в 81 раз.

Ответ: а) 2; б) 3; в) 4.

3. Укажите, изменения концентраций каких веществ увеличивают выход оксида серы(VI) по реакции $2SO_2+O_2 \rightleftarrows 2SO_3$

Ответ: а) увеличение концентрации кислорода;

б) уменьшение концентрации кислорода;

в) уменьшение концентрации оксида серы(VI).

4. Равновесные концентрации веществ, участвующих в реакции:

$$CO + H_2O_{(газ)} \rightleftarrows H_2 + CO_2$$

составляли: $[H_2O] = 0{,}32$; $[H_2] = 0{,}08$; $[CO_2] = 0{,}08$ моль/л.

Какова равновесная концентрация оксида углерода (II), если константа равновесия $K_p=2$?

Ответ: а) 0,01; б) 100; в) 0,005.

«Окислительно-восстановительные реакции»

1. В какой из указанных реакций сера окисляется и почему?

Ответ: а) $2H_2S + O_2 = 2H_2O$; б) $2S + C = CS_2$; в) $S + Ca = CaS$.

2. Определите, в каком случае имеет место окисление? Составьте уравнение этой полуреакции в электронно-ионной форме, имея в виду, что процесс идет в нейтральной среде.

Ответ: а) $NO_3^- \rightarrow NO_2$; б) $SO_3^{2-} \rightarrow SO_4^{2-}$; в) $PO_4^{3-} \rightarrow PH_3$.

3. По приведенным ниже ионно-электронным схемам полуреакций окисления и восстановления составьте полное уравнение окислительно-восстановительной реакции в молекулярной форме, укажите окислитель и восстановитель.

$$ClO_4^- + 8H^+ + 8\bar{e} = Cl^- + 4H_2O,$$

$$2I^- - 2\bar{e} = I_2.$$

Укажите коэффициент перед формулой окислителя?

Ответ: а) 3, б) 2, в) 1.

4. Для окисления манганата в перманганат, протекающего по схеме:

$MnO_4^{2-} - 1\bar{e} = MnO_4^-$, $\varphi^0 = +0.54$ В,

подберите окислитель и составьте полное уравнение.

Ответ: а) $Cl_2 + 2\bar{e} = 2Cl^-$, $\varphi^0 = +1{,}35$ В;

б) $I_2 + 2\bar{e} = 2I^-$, $\varphi^0 = +0{,}54$ В;

в) $2H^+ + 2\bar{e} = H_2$, $\varphi^0 = +0{,}00$В.

«Электрохимические процессы»

1. Используя величины стандартных электродных потенциалов φ^0 следующих металлов – медь, цинк или кадмий, определите. Какой из них может вытеснять металлическое железо из раствора сульфата железа (II)? Составьте молекулярные и ионные уравнения реакций, протекание которых возможно в стандартных условиях.

2. Составьте схему гальванического элемента, состоящего из медной пластинки, погруженной в раствор хлорида меди (II) с концентрацией 0,25М, и никелевой пластинки, находящейся в растворе хлорида никеля (II), концентрация которого составляет 2,75 моль/л. Напишите уравнения реакций, происходящих на электродах при работе такого элемента и рассчитайте его э.д.с.

3. Через раствор хлорида магния пропускали ток силой в 5А. Какие газы и почему только газы выделялись на электродах? Напишите уравнения электродных процессов на аноде и катоде и рассчитайте объем газов (л), если время электролиза τ составляло 30 минут.

«Коррозия металлов. Способы защиты от коррозии»

1. Составьте схему коррозионного процесса, протекающего при контакте магния с никелем, находящихся:

а) в воде, насыщенной кислородом,

б) в воде, насыщенной оксидом серы (IV).

Механизм процесса поясните схемами работы гальванических элементов. Какой металл будет коррозировать? Почему?

2. Какой металл будет окисляться при нарушении поверхности, если медь покрыта золотом? Ответ поясните, составив уравнения возможных электродных процессов, если в растворе pH=3.

3. Какой металл – магний или свинец, можно использовать в качестве протектора для защиты изделия из хрома от коррозии в кислой среде? Ответ поясните схемами возможных электрохимических процессов.

Семестр 2

«Олово, свинец»

1.Составьте уравнения реакций растворения олова в разбавленной и концентрированной азотной кислоте.

2.Какое соединение образуется при растворении свинца в щелочи? Напишите уравнение реакции.

3.Закончите уравнение реакции:

$$PbO_2 + Mn(NO_3)_3 + HNO_3 \rightarrow \ldots,$$

если известно, что диоксид свинца восстанавливается до свинца (II), а ионы марганца (II) окисляются до марганцовой кислоты.

4.Что представляет собой по химическому составу свинцовый сурик? Составьте его структурно-графическую формулу.

«Азот, фосфор»

1. Какие электронные уравнения соответствуют уравнению реакции взаимодействия цинка с очень разбавленной азотной кислотой? Составьте полное уравнение в ионно-молекулярной форме.

а) $Zn - 2\bar{e} \rightarrow Zn^{2+}$

$NO_3^- + H^+ = NH_3 + \ldots$

б) $Zn - 2\,\bar{e} \rightarrow Zn^{2+}$

$NO_3^- + H^+ = N_2 + \ldots$

в) $Zn - 2\bar{e} \rightarrow Zn^{2+}$

$NO_3^- + H^+ = NO + \ldots$

2. Какое твердое вещество образуется при разложении нитрата серебра? Составьте уравнение реакции.

а) нитрит серебра; б) оксид серебра; в) серебро.

3. Из какого количества фосфида кальция Ca_3P_2 можно получить 22,4л фосфина при нормальных условиях?

а) 1 моль; б) 0,5 моль; в) 1,5 моль.

4. Составьте уравнение реакции нейтрализации фосфористой кислоты H3PO3 гидроксидом натрия. Какая при этом образуется соль?

а) кислая; б) средняя; в) основная.

«Сера»

1. Как будет изменяться со временем масса открытого сосуда, содержащего:

а) очень разбавленный раствор серной кислоты,

б) концентрированную серную кислоту?

Приведите мотивированный ответ.

2. Каким из приведенных ниже соединений можно установить наличие в воздухе даже малых концентраций сероводорода? Поясните свой выбор и составьте уравнение возможной реакции.

Ответ: а) ацетат бария; б) ацетат натрия; в) ацетат свинца.

3. При каком из рассматриваемых условий может быть получен сульфид алюминия:

а) при сливании разбавленных растворов соли алюминия и сульфида натрия;

б) при сплавлении порошка алюминия с серой:

в) при пропускании сероводорода через раствор соли алюминия.

Ответ поясните уравнениями соответствующих реакций.

4. Учитывая величины стандартных электродных потенциалов приведенных ниже полуреакций определите, может ли сера окисляться азотной кислотой до серной кислоты?

$$NO_3^- + 4H^+ = NO + 2H_2O;\ \varphi^o = +0{,}960\ В$$

$$SO_4^{2-} + 8H^+ = S + 4H_2O;\ \varphi^o = +0{,}636\ В$$

Ответ: а) может; б) нет; в) в системе наблюдается полное равновесие.

«Галогены»

1. Используя окислительно-восстановительные потенциалы приведенных полуреакций:

а) $IO_3^- + 6H^+ + 6e = I^- + 3H_2O,\ \varphi^o = +1{,}08\ В;$

б) $2IO_3^- + 12H^+\ 10e = I_2 + 6H_2O,\ \varphi^o = +1{,}19\ В;$

в) $IO_3^- + 5H^+ + 4e = HIO + 2H_2O,\ \varphi^o = +1{,}14\ В.$

определите наиболее вероятный продукт восстановления йодат-ионов IO_3^- под действием сернистой кислоты, реагирующей с выбранной системой по схеме:

$$H_2SO_3 + H_2O - 2\bar{e} = SO_4^{2-} + 4H^+.$$

Составьте полное уравнение реакции.

2. Учитывая высокую окислительную активность бромноватистой кислоты, закончите уравнение реакции, используя метод полуреакций:

$HBrO + H_2S$ = ...,

3. Составьте уравнение гидролиза раствора гипохлорита калия и рассчитайте степень гидролиза h, если концентрация соли составляет 0,01М, а константа диссоциации хлорноватистой кислоты составляет $K(HClO_)$ = $3{,}0 \cdot 10^{-8}$. Какая среда в растворе данной соли?

Ответ: а) среда кислая, pH<7;

б) среда нейтральная, pH = 7

в) среда щелочная, pH>7.

4. Известно, что аморфный диоксид кремния, реагируя со фтором, самовоспламеняется. Напишите уравнение этой реакции, определите окислитель и восстановитель.

«Хром»

1. Какая из приведенных ниже схем реакций может служить методом для синтеза сульфида хрома (III):

а) $CrCl_3 + H_2S \rightarrow$

б) $Cr + S \xrightarrow{t}$

в) $CrCl_3 + Na_2S + H_2O \rightarrow$

Свой выбор аргументируйте и составьте полное уравнение этой реакции.

2. Составьте уравнение реакции взаимодействия сульфата хрома (III) с очень большим избытком гидроксида натрия. Назовите полученное соединение хрома (III).

Ответ: а) хромит натрия;
б) тетрагидроксохромат (III) натрия;
в) гексагидроксохромат (III) натрия.

3. Какой из приведенных ниже оксидов термически менее устойчив:

	CrO_3	MO_3	WO_3
$\Delta_f H^0_{298}$, кДж/моль	–593,9	–744,0	–843,2
$t_{пл.,}$ °C	107	791	1473

Какими свойствами, кислотными или основными, он обладает? Приведите уравнения реакций, характеризующих эти свойства выбранного оксида.

4. Известно, что оксид хрома (VI) является сильным окислителем и в кислой среде легко образует соединение, водный раствор которого окрашен в зеленый цвет. Составьте уравнение реакции окисления концентрированной соляной кислоты указанным оксидом хрома.

«Марганец»

1. Какой из ниже перечисленных оксидов обладает наиболее сильно выраженными кислотными свойствами? Приведите полные уравнения реакций, характерных для выбранного кислотного оксида.

Ответ: а) оксид марганца(II); б) оксид марганца(VI);
в) оксид марганца(III); г) оксид марганца(VII).

2. Составьте электронную формулу распределения валентных электронов атома рения. Какую валентность может проявлять рений в основном и возбужденном состояниях? Приведите схемы распределения электронов в «ионах» Re^{+7}, Re^{+2}. Сколько неспаренных электронов содержится в них соответственно?

Ответ: а) 0 и 5; б) 7 и 2; в) 5 и 0.

3. Как можно превратить оксид марганца (II) в манганат калия и в какой среде? Приведите полное уравнение получение его, выбрав в качестве окислителя нитрат калия. Подсчитайте сумму коэффициентов в левой части уравнения.

Ответ: а) 5; б) 9; в) 4.

4. Составьте полное уравнение реакции получения хлорида марганца (II) из диоксида марганца, обработав его концентрированной соляной кислотой. Рассчитайте, какой объем кислоты потребуется при этом для получения 12,58 г $MnCl_2$, если концентрация HCl по массе составляет 36,0%, а плотность раствора ρ = 1,179 г/мл.

Ответ: а) 12,38мл; б) 34,39мл; в) 40,54мл.

«Железо, кобальт, никель»

1. При взаимодействии 9,45 мл жидкого пентакарбонила железа с избытком разбавленной серной кислоты в эфирном растворе образуется смесь двух газов. Рассчитайте, какой объем (л, н.у.) займут газы после завершения реакции. Плотность пентакарбонила ρ =1,46 г/мл.

Ответ: а) 5,78л водорода и 9,99л оксида углерода(II);1
б)1,578л водорода и 7,89л оксида углерода(II);
в) 5,89л оксида углерода(II) и 4,78л водорода ;

2. Какую из ниже приведенных реакций можно использовать для получения гидроксида кобальта (III):

а) $CoCl_2 + NaOH + O_2 = \ldots$;

б) $CoCl_2 + Na_2Cr_2O_7 + H_2SO_2 = \ldots$;

в) $CoCl_2 + NaOH + Cl_2 = \ldots$

Выбранное уравнение закончите, расставьте коэффициенты и укажите окислитель и восстановитель.

3. Электронно-ионным методом составьте полное уравнение реакции восстановления диоксида марганца гексацианоферратом (II) калия в присутствии серной кислоты. Укажите коэффициент перед формулой среды.

Ответ: а) 4; б) 2; в) 6.

4. Подберите соответствующий окислитель и составьте полное уравнение реакция образования феррата калия из феррита калия в присутствии гидроксида калия. Укажите коэффициент перед формулой окислителя.

Ответ: а) 5; б) 4; в) 3.

Цинк, кадмий, ртуть»

1. В три пробирки налита металлическая ртуть. В каком из указанных ниже веществ будет растворяться ртуть? Ответ подтвердите уравнением происходящей реакции, укажите окислитель, восстановитель и расставьте коэффициенты электронно-ионным методом

Ответ: а) разбавленная серная кислота;
б) концентрированная серная кислота;
в) концентрированная щелочь.

2. Какое соединение цинка образуется при взаимодействии хлорида цинка с большим избытком концентрированной щелочи? Напишите уравнение реакции и расставьте коэффициенты.

Ответ: а) гидроксид цинка;
б) тетрагидроксоцинкат (II);
в) гидроксохлорид цинка.

3. Составьте уравнение реакции гидрокарбоната кадмия с соляной кислотой. Расставив коэффициенты в уравнении, определите количество молей кислоты, участвующей в реакции.

Ответ: а) 1 моль; б) 4 моля; в) 2 моля.

4. Какой объем 8 н. раствора КОН может прореагировать с 250 г оксида цинка, содержащего 18,6% примесей, не растворяющихся в едких щелочах.

Ответ: а) 0,623 л; б) 0,313 л; в) 0,143 л.

Отчеты по лабораторным работам

Структура отчета и вопросы приведены в методических указаниях по лабораторным работам (перечень приведен в разделе 5).

Формы промежуточной аттестации

Экзамен представляет собой устный ответ на три теоретических вопроса. Ответ на вопросы должен представлять собой связный текст. Студент должен продемонстрировать глубокие систематизированные знания по предмету, владеть приёмами рассуждения, сопоставлять материал из разных источников: теорию связывать с практикой, другими темами данного курса. Текст ответа должен быть грамотным, логически выстроенным.

Вопросы для подготовки к экзамену (1 семестр)

1. Основные классы неорганических соединений. Номенклатура. Классификация. Свойства.
2. Оксиды. Номенклатура. Основные, кислотные, амфотерные оксиды. Химические свойства. Получение. Применение.
3. Гидроксиды. Классификация. Номенклатура. Свойства. Получение. Применение.
4. Кислоты. Классификация. Номенклатура. Свойства. Получение. Применение.
5. Соли: кислые, средние, основные, двойные, смешанные, комплексные. Номенклатура. Получение, свойства и применение.
6. Фактор эквивалентности и молярная масса эквивалентов простых и сложных веществ. Объем эквивалента газов. Закон эквивалентов.
7. Фактор эквивалентности и молярная масса эквивалента сложных веществ в химических реакциях.
8. Краткие сведения по теории строения атома.
9. Атом. Атомная орбиталь. Квантовые числа. Описание состояния электрона в атоме. Уравнение Шредингера.
10. Многоэлектронные атомы. Принцип Паули, правило Гунда, принцип наименьшей энергии и их учет при составлении электронных формул.
11. Периодический закон Д.И. Менделеева. Структура периодической системы, периоды группы, подгруппы. Изменение окислительно-восстановительных свойств элементов в подгруппах, группах, периодах.

12. 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.
13. Свойства нейтральных атомов, химических элементов простых веществ: энергия ионизации, сродство к электрону, относительная электроотрицательность, размеры атомов и ионов.
14. Основные виды химической связи. Современные представления о природе химической связи. Ковалентная связь. Метод валентных связей.
15. Механизмы образования химической связи. Энергетические и геометрические характеристики химической связи. Свойства ковалентной химической связи – насыщаемость, направленность.
16. Понятие о гибридизации атомных орбиталей. Структура молекул и ионов. Метод отталкивания электронных пар валентной оболочки Сиджвика-Пауэлла. Определение структур молекул.
17. Поляризуемость и полярность связи. Электрический момент диполя. Одинарные и кратные связи.
18. Донорно-акцепторная связь. Комплексные соединения. Теория Вернера. Структура и классификация комплексных соединений. Комплексообразователи и лиганды, координационные числа. Заряды в комплексных соединениях.
19. Поведение комплексных соединений в растворах. Константы диссоциации, нестойкости и устойчивости.
20. Изомерия комплексных соединений.
21. Межмолекулярные взаимодействия. Водородная связь.
22. Основные положения метода молекулярных орбиталей. Связывающие, несвязывающие и разрыхляющие молекулярные орбитали. Энергетические диаграммы молекул простых и сложных веществ. Кратность связи, диамагнитные и парамагнитные свойства молекул.
23. Энергетический ряд заполнения молекулярных орбиталей. Примеры описания химической связи в методе молекулярных орбиталей для двухатомных молекул второго периода периодической системы Д.И. Менделеева.
24. Зонная теория строения твердого тела. Металлы, полупроводники (n, p типа), диэлектрики, сверхпроводники.
25. Химическая термодинамика. Функции состояния системы – внутренняя энергия, энтальпия. Термохимические уравнения.
26. Тепловой эффект реакции. Термохимические законы: закон Лавуазье-Лапласа, закон Гесса. Следствия из закона Гесса.
27. Энтропия. Ее изменение в химических процессах.
28. Направление химических реакций, вероятность самопроизвольного протекания процесса. Энергия Гиббса.
29. Скорость химических реакций. Зависимость скорости гомогенных реакций от концентрации реагирующих веществ. Закон действия масс. Константа скорости реакции.
30. Классификация химических реакций.
31. Зависимость скорости реакции от температуры. Правило Вант-Гоффа.
32. Понятие об энергии активации. Активированный (переходный) комплекс. Уравнение Аррениуса.
33. Гомогенный и гетерогенный катализ. Катализаторы. Понятие об отрицательном катализе. Механизм катализа.
34. Обратимость химических реакций. Химическое равновесие. Влияние внешних факторов на сдвиг химического равновесия. Принцип Ле Шателье-Брауна.
35. Растворы. Компоненты раствора. Тепловые эффекты при растворении веществ. Растворимость веществ и ее зависимость от температуры.
36. Способы выражения концентрации растворов.
37. Понятие об электролитической диссоциации. Понятие о степени диссоциации. Сильные и слабые электролиты. Закон разбавления Оствальда.
38. Коллигативные свойства растворов. Осмотическое давление.
39. Ионная сила растворов. Буферные растворы.
40. Растворимость малорастворимых соединений. Произведение растворимости. Условия осаждения и растворения малорастворимых осадков.

41. Вода как слабый электролит. Диссоциация воды. Ионное произведение воды. Водородный показатель. Гидроксильный показатель.
42. Ионно-обменные реакции, условия их протекания. Гидролиз солей. Основные случаи гидролиза.
43. Количественные характеристики гидролиза – степень и константа гидролиза.
44. Окислительно-восстановительные реакции. Окислители и восстановители. Метод электронно-ионного баланса. Метод полуреакций. Классификация ОВР. Применение ОВР.
45. Окислительно-восстановительные реакции, протекающие в различных средах. ОВР с участием азотной и серной кислоты.
46. Электродный потенциал. Стандартный водородный электрод. Ряд напряжения металлов и его особенности. Формула Нернста.
47. Простейшие гальванические элементы. Принцип работы, схемы, электродные процессы. ЭДС гальванического элемента. Явление поляризации при работе гальванических элементов.
48. Химические источники тока: кислотный и щелочной аккумуляторы, сухие элементы и топливные элементы.
49. Электролиз на примере водного раствора хлорида натрия. Последовательность разрядки на аноде и на катоде.
50. Электролиз (на примере водного раствора сульфата натрия с угольными электродами). Последовательность анодных и катодных процессов.
51. Электролиз растворов солей с растворимым анодом.
52. Законы Фарадея.
53. Коррозия металлов. Основные механизмы и виды коррозийных разрушений.
54. Химическая коррозия. Жидкостная и газовая коррозия.
55. Атмосферная коррозия металлов и способы защиты от атмосферной коррозии.
56. Электрохимическая коррозия металлов и сплавов. Методы борьбы с ней.
57. Защита металлов от коррозии. Анодные и катодные покрытия. Катодная защита. Протекторы. Неметаллические покрытия. Оксидирование. Ингибирование, как способ защиты от коррозии.

Примерная структура билета

Семестр 1

МИНИСТЕРСТВО НАУКИ И ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ РФ
Федеральное государственное бюджетное образовательное учреждение высшего образования
«САМАРСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ ТЕХНИЧЕСКИЙ УНИВЕРСИТЕТ»

Кафедра «Общая и неорганическая химия»

ЭКЗАМЕНАЦИОННЫЙ БИЛЕТ № 1

по дисциплине «**Общая и неорганическая химия**»

1. Основные предпосылки развития теории квантовой механики. Модели строения атома.
2. Гальванокоррозия на примере разрушения металла при контакте оловянной и серебряной пластин в кислой среде.
3. Для растворения 16,8 г металла потребовалось 14,7 г серной кислоты. Определите молярную массу эквивалента металла и объем выделившегося газа (н.у.).

Для направления (код и наименование направления подготовки (специальности) **18.05.01 «Химическая технология энергонасыщенных материалов и изделий»**
Семестр 1
Составитель: Заведующий кафедрой
Егорова Е.М.

«____» _____ 20__ года «____» _____ 20__ года

Вопросы для подготовки к экзамену (2 семестр)

1. Общие закономерности изменения структуры атомов элементов и влияние ее на физико-химические свойства.
2. Общие свойства металлов.
3. Общие свойства неметаллов.
4. Углерод. Валентные состояния атома углерода. Кислородные соединения углерода. Угольная кислота, ее соли.
5. Соединения углерода с галогенами, азотом, серой. Синильная кислота. Цианиды, тиоцианиды.
6. Германий, олово, свинец. Общая характеристика свойств элементов, простых веществ и соединений. Их применение.
7. Элементы подгруппы азота. Общая характеристика. Азот. Соединения азота с водородом: аммиак, гидразин, гидроксиламин, азотоводородная кислота, азиды.
8. Оксиды азота. Азотная кислота, ее соли. Свойства, применение. Получение азотной кислоты в промышленности. Азотистая кислота.
9. Фосфор. Физические и химические свойства. Оксиды фосфора. Соединения фосфора с водородом и галогенами. Кислоты фосфора.
10. Сера. Физические и химические свойства. Сероводород, сульфиды. Условия образования и растворения сульфидов. Сульфаны и полисульфаны.
11. Оксиды серы. Серная кислота и их соли. Политионовые кислоты. Свойства солей серных кислот и их применение.
12. Галогены. Общая характеристика и применение. Водородные соединения.
13. Кислородосодержащие кислоты галогенов. Относительная сила кислот. Окислительно-восстановительные характеристики кислородосодержащих кислот галогенов и их солей.
14. Общая характеристика подгруппы хрома. Нахождение в природе, получение, применение.
15. Химические свойства хрома, молибдена, вольфрама: отношение к элементарным окислителям, кислотам, щелочам и воде. Кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства соединений хрома в степени окисления +2, +3, +6. Хромиты, хроматы и дихроматы.
16. Подгруппа марганца. Нахождение в природе, получение, применение. Химические свойства: отношение к элементарным окислителям, кислотам, щелочам и воде.
17. Кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства соединений марганца в степени окисления +2, +4, +6, +7.
18. Марганцевые кислоты, их соли и применение.
19. Семейство железа. Нахождение в природе, получение, применение. Химические свойства простых веществ: отношение к элементарным окислителям, кислотам, щелочам и воде.
20. Химические свойства соединений железа в степени окисления +2, +3, +6.
21. Химические свойства соединений кобальта, никеля в степени окисления +2, +3.
22. Комплексные соединения железа, кобальта, никеля (+2, +3). Основные положения теории кристаллического поля, теории поля лигандов.
23. Общая характеристика свойств элементов подгруппы цинка. Отношение к кислотам, щелочам и воде.
24. Кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства соединений цинка, кадмия и ртути.
25. Общая характеристика s-элементов. Щелочные и щелочноземельные металлы. Нахождение в природе, получение и применение. Химические свойства простых веществ.
26. Бериллий и магний. Химические свойства простых веществ и соединений. Сравнение свойств берилия, магния и щелочно-земельных металлов.
27. Химические свойства щелочных и щелочноземельных металлов.
28. Понятие о жесткости воды. Способы устранения солей жесткости и методы ее определения.
29. Характеристика свойств f-элементов и их соединений. Общие свойства металлов и способы их получения.

Примерная структура билета

Семестр 2

МИНИСТЕРСТВО НАУКИ И ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ РФ
Федеральное государственное бюджетное образовательное учреждение высшего образования
«САМАРСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ ТЕХНИЧЕСКИЙ УНИВЕРСИТЕТ»

Кафедра «Общая и неорганическая химия»

ЭКЗАМЕНАЦИОННЫЙ БИЛЕТ № 1

по дисциплине «**Общая и неорганическая химия**»

1. Общая характеристика элементов VIIB-группы. Нахождение в природе, получение, химические свойства, применение.
2. Характеристика химических свойств оксидов и гидроксидов элементов семейства германия.
3. Составьте уравнения гидролиза хромата и дихромата калия. Укажите характер среды.

Для направления (код и наименование направления подготовки (специальности) **18.05.01 «Химическая технология энергонасыщенных материалов и изделий»**
Семестр 2

Составитель: Заведующий кафедрой
Егорова Е.М.

«____» _____ 20__ года «____» _____ 20__ года

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

Максимальное количество баллов за семестр – 56. При проведении экзамена могут быть учтены результаты освоения дисциплины за семестр. Оценка «удовлетворительно» может быть выставлена студенту, если он набрал минимальное количество баллов (10) по каждой контрольной точке.

Общее количество баллов за 1 семестр, максимум

Таблица 1

Вид работы (контрольные точки)		Максимальное количество баллов	Вес, %
1.	Отчет по лабораторной работе, домашняя работа и контрольная работа по темам «Классы неорганических соединений», «Химический эквивалент»	14 баллов	25
2.	Отчет по лабораторной работе, домашняя работа и контрольная работа по темам «Растворы», «pH, гидролиз солей»	14 баллов	25
3.	Отчет по лабораторной работе, домашняя работа и контрольная работа по темам «Комплексные соединения», «Скорость химических реакций»	14 баллов	25
4.	Отчет по лабораторной работе, домашняя работа и контрольная работа по темам «Окислительно-восстановительные реакции», «Электрохимия. Коррозия металлов»	14 баллов	25
ИТОГО		**56**	**100**

Общее количество баллов за 2 семестр, максимум

Таблица 1

Вид работы (контрольные точки)		Максимальное количество баллов	Вес, %
1.	Отчет по лабораторной работе, домашняя работа и контрольная работа по темам «Олово, свинец», «Азот, фосфор»	14 баллов	25
2.	Отчет по лабораторной работе, домашняя работа и контрольная работа по темам «Сера», «Галогены»	14 баллов	25
3.	Отчет по лабораторной работе, домашняя работа и контрольная работа по темам «Хром», «Марганец»	14 баллов	25
4.	Отчет по лабораторной работе, домашняя работа и контрольная работа по темам «Железо», «Цинк, кадмий, ртуть»	14 баллов	25
ИТОГО		**56**	**100**

Критерии оценивания отчета по лабораторной работе

Во время выполненная лабораторная работа с оформленным по требованиям отчетом оценивается в 1 балл. В одну контрольную точку входит две лабораторные работы. Максимальное количество баллов за одну КТ по лабораторным работам – 2 балла.

Критерии оценивания домашней работы

Во время выполненная домашняя работа оценивается в 1 балл. В одну контрольную точку входит две домашние работы. Максимальное количество баллов за одну КТ по лабораторным работам – 2 балла.

Критерии оценивания контрольной работы

Контрольная работа состоит из пяти заданий, каждое правильно выполненное оценивается в 1 балл. В одну контрольную точку входит две контрольных работы. Максимальное количество баллов за одну КТ по контрольным работам – 10 баллов, минимальное 6 баллов.

Перевод баллов за 1 КТ в пятибальную систему

Традиционная оценка	Баллы за 1 контрольную точку
5	12-14
4	11-12
3	8-9
2	0-7

Критерии и шкала оценивания результатов изучения дисциплины на промежуточной аттестации

Шкала оценивания

«Отлично» – выставляется, если сформированность заявленных индикаторов компетенций 90% более (в соответствии с картами компетенций ОП): 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 индикаторов компетенций на 80% и более (в соответствии с картами компетенций ОП): 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 индикаторов компетенций 60% и более (в соответствии с картами компетенций ОП): 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 сформированность заявленных индикаторов компетенций менее чем 59% (в соответствии с картами компетенций ОП): 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.